

*Бурячківський*

**МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

Факультет Фармацевтичний  
(*назва факультету*)

Кафедра Фармацевтичної хімії та технології ліків  
(*назва кафедри*)



**ЗАТВЕРДЖУЮ**

Проректор з науково-педагогічної роботи

*Бурячківський*  
Едуард БУРЯЧКІВСЬКИЙ

«1» 09 2023 р.

**МЕТОДИЧНА РОЗРОБКА  
ДО ЛЕКЦІЙ З НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ**

Факультет, курс Фармацевтичний, курс I

Навчальна дисципліна Загальна та неорганічна хімія  
(*назва навчальної дисципліни*)

**Затверджено:**

Засіданням кафедри фармацевтичної хімії та технології ліків  
Одеського національного медичного університету

Протокол № 1 від "7" вересня 2023 р.

Завідувач кафедри  Володимир ГЕЛЬМБОЛЬДТ  
(підпис) (Ім'я, прізвище)

**Розробники:**

зав., кафедри, проф. Гельмбольдт В.О., ст. викладач Нікітін О.В., ас. Литвинчук  
І.В., к.х.н., ас. Голубчик Х.О., ас. Улізко І.В., ас. Шишкін І.О.

*Рекомендовано до друку рішенням Вченої ради Фармацевтичного  
факультету Одеського національного медичного університету  
Протокол № 1 від «20» вересня 2023 р.*

## Лекція № 1

**Тема:** «Вступна лекція. Цілі та задачі неорганічної хімії. Будова атома та його електронних оболонок. Електронні енергетичні рівні атома. Квантові числа. Принципи та правила, що визначають послідовність заповнення атомних орбіталей електронами. Електронні та електронно-графічні формули атомів елементів та їх іонів.» - 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини. Неорганічна хімія являє собою теоретичну базу, необхідну для вивчення спеціальних дисциплін, прищеплює навички прогнозування властивостей та реакційної активності неорганічних речовин, які використовують у фармації та медицині. Без неорганічної хімії неможливе подальше вивчення аналітичної, органічної, фізичної, колоїдної та фармацевтичної хімії – спеціальних дисциплін у програмі підготовки майбутніх провізорів.

Будова атома та його електронних оболонок – базова тема загальної хімії, яка допоможе зрозуміти такі теми як ступінь окиснення атомів елементів, валентність, хімічний зв'язок, періодичний закон та періодична система.

**Мета:** В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з предметом, завданнями, методами та історією розвитку хімії, сформулювати знання про місце неорганічної хімії у системі природничих наук та у навчальному процесі майбутніх провізорів, а також основних понять та законів хімії, історію їх виникнення, розвитку, сучасного трактування та застосування значення хімії для медицини та фармації; засвоїти теоретичні основи будови атома та його електронних оболонок, а також правила та закономірності заповнення атомних орбіталей електронами.

**Основні поняття:** речовина, атом, молекула, кількість речовини, моль, ядро, енергетичний рівень, електронна оболонка, електрон, електронна хмара протон, нейтрон, квант енергії, квантові числа.

**План і організаційна структура лекції:**

№№ п.п.	Основні етапи лекції та їх зміст.	Цілі у рівнях абстракції.	Тип лекції, оснащення лекції.	Розподіл часу.
1	2	3	4	5
I  1.  2.  II 3.	<p align="center"><b><i>Підготовчий етап</i></b></p> <p>Визначення навчальних цілей.</p> <p>Забезпечення позитивної мотивації.</p> <p align="center"><b><i>Основний етап</i></b></p> <p>Викладення лекційного матеріалу.</p> <p>План:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Предмет, завдання і методи хімії.</li> <li>2. Місце хімії в системі природничих наук. Основні етапи розвитку хімії.</li> <li>3. Значення хімії у розвитку медицини і фармації.</li> <li>4. Внесок вітчизняних та</li> </ol>	<p align="center">I</p> <p align="center">II</p> <p align="center">III</p>	<p>Лекція комбінова</p> <p align="center">Слайди</p> <p>Список літератури, питання, завдання.</p>	<p align="center">1%</p> <p align="center">2%</p> <p align="center">90%</p>

	іноземних вчених у розвиток хімії.			
	5. Основні поняття та закони хімії.			
	6. Будова атома та його електронних оболонок.			
	7. Квантовий характер поглинання та випромінювання енергії..			
	8. Ядерна (планетарна) модель атома.			
	9. Багатоелектронн і атоми. Принцип Паулі. Правило Гунда. Правила Клечковського.			
	<b>Заключний етап</b>			
III	4. Резюме лекції, загальні висновки.			3%
	5. Відповіді лектора на можливі запитання.			4%
	6. Завдання для самопідготовки студента.			5%

## **Структурно-логічна схема змісту лекції**

1. Предмет, завдання і методи хімії.
2. Місце хімії в системі природничих наук
3. Основні етапи розвитку хімії
4. Значення хімії для медицини і фармації
5. Основні поняття та закони хімії
  - а) основні поняття
  - б) основні закони
6. Будова атома та його електронних оболонок.
7. Квантовий характер поглинання та випромінювання енергії.
8. Ядерна(планетарна) модель атома.
9. Багатоелектронні атоми. Принцип Паулі. Правило Гунда. Правила Клечковського.

## **Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)**

### **Предмет, завдання і методи хімії.**

Хімія відноситься до числа природних наук, які вивчають оточуючий нас світ з усім багатством його різних форм і різноманітним явищ, які в ньому відбуваються.

Вся природа, весь світ, об'єктивно існують поза і незалежно від свідомості людини. Наші ж відчуття, посилені і перевірені за допомогою приладів, дозволяють глибоко проникнути в таємниці будови матерії - пізнати матерію.

Матерія як об'єктивна реальність існує у двох відомих формах: речовина і поле. РЕЧОВИНОЮ називають ту форму існування матерії, в якій вона проявляє себе, насамперед, у вигляді частинок, що мають власну масу (або масу спокою). Це - так звані елементарні частинки (електрони, протони, нейтрони), атомні ядра, атоми, молекули, агрегати молекул (кристали, рідини, гази), рослинні і тваринні тканини і т.д.

ПОЛЕ (поле тяжіння - гравітаційне поле, електромагнітне, внутрішньоядерних сил та ін.) - Це така форма існування матерії, яка характеризується в своєму прояві насамперед енергією, а не масою, хоча і володіє останньою.

Рух, як постійна зміна (ВСЕ РУХАЄТЬСЯ, ВСЕ ЗМІНЮЄТЬСЯ), притаманний

всій матерії і ми не повинні розуміти його вузько механічно, як просте переміщення частинок в просторі. Форми руху матерії надзвичайно різноманітні. У широкому сенсі слова під рухом розуміють будь-який процес зміни, у тому числі мислення і процеси суспільного розвитку.

Сучасне вчення про матерію відображає її дискретність (латинське слово *discretus* - переривчастий, що складається з окремих частинок), оскільки будь-яке тіло і будь-яке поле виявляється складеними з "елементарних тіл" і "елементарних" полів - так званих мікрочастинок і мікрополів. (Латинське слово *elementaris* - елементарний первинний, найпростіший, основний).

МАСИ мікрочастинок надзвичайно малі в порівнянні з масою ЗНАЙОМИХ НАМ зі звичайного життя мікроскопічних ТІЛ. Так, атоми (складні частки) мають маси близько  $1 \cdot 10^{-24}$  -  $1 \cdot 10^{-22}$  м.

Рух мікрочастинок вивчається класичною фізикою.

Властивості та закономірності руху окремих мікрочастинок якісно відрізняються від властивостей і закономірностей руху звичних нам мікроскопічних тіл, їх рух та взаємодія вивчається квантовою теорією (квантовою механікою).

Окремі форми руху матерії вивчаються різними науками: фізикою, хімією, біологією та ін. Хімія вивчає ту його форму, в результаті якої відбувається з'єднання атомів з утворенням певних речовин.

**ХІМІЯ** - наука про будову, властивості та перетворення РЕЧОВИН. ПРЕДМЕТОМ ХІМІЇ є також і взаємоперетворення ХІМІЧНОЇ ТА ІНШИХ ФОРМ ЕНЕРГІЇ, притаманне всім хімічним процесів.

Наприклад - хімічні процеси можуть протікати з виділенням або поглинанням тепла, випромінюванням світла, виникненням електричного струму і т.д.

### **Місце хімії в системі природничих наук**

У сучасному житті хімія відіграє винятково важливу роль. Немає жодної галузі народного господарства, яка так чи інакше не була б пов'язана з хімією. Ще в 1751 році геніальний вчений М.В. Ломоносов сказав: "Широко простягає хімія руки свої у справи людські. Куди не глянь, куди не кинь оком - скрізь відображаються перед очима нашими успіхи її застосування".

Із завдань хімії витікає її значення. Природа дає нам лише вихідну сировину -

деревину, руду, вугілля, нафту і т.д. Піддаючи природні матеріали хімічній переробці, отримують різноманітні речовини - мінеральні добрива, пластичні маси, фарби, кислоти, лікарські речовини тощо.

### **Основні етапи розвитку хімії**

До 1917 року хімічна промисловість була слабо розвиненою, носила, в основному, напівкустарний характер, випускався обмежений асортимент хімічних продуктів, багато з яких ввозились з-за кордону, незважаючи на власні величезні запаси сировини.

Наукова діяльність вітчизняних вчених рідко зустрічала підтримку з боку уряду, держави, однак вітчизняні вчені - хіміки, незважаючи на ці несприятливі умови, внесли величезний внесок у розвиток хімічної науки.

У післяреволюційний період почалося будівництво хімічної індустрії, яка стала на сучасний шлях вже в період 1928-1932 рр.

Особливо бурхливий розвиток хімія і хімічна промисловість отримали в 60-і роки ХХ століття. Була прийнята програма прискореного розвитку хімічної промисловості (особливо виробництво синтетичних матеріалів і виробів з них).

Хімічна промисловість є найбільш революційною з галузей народного господарства, має вирішальний вплив на розвиток всієї ЕКОНОМІКИ. ХІМІЧНА ПРОМИСЛОВІСТЬ Є ОДНІЄЮ З ВАЖЛИВІШИХ УМОВ ДЛЯ СТВОРЕННЯ МАТЕРІАЛЬНО-ТЕХНІЧНОЇ БАЗИ СУЧАСНОГО ГОСПОДАРСТВА.

Людська думка здавна прагнула розкрити таємницю складу і фізичної будови речовини. Ще давньогрецькі філософи за кілька століть до н.е. звільнили свої філософські роздуми про природу від різних міфологічних уявлень і наполегливо шукали "первинну матерію" або органічне число першопочатків - стихій, з яких на їх думку повинні складатися всі тіла світу.

В якості першопочатків (стихій) приймалася вода (Фалес, VI ст. До н.е.); повітря (Анаксимен), вогонь (Геракліт), V ст. до н.е.) та земля (Емпедокл).

Аристотель (384-322 рр. До н.е.) вважав, що чотири першооснови (стихії) не є матеріальними субстанціями, а служать лише носіями певних властивостей (або якостей) речовин. Наприклад, кожна стихія володіє двома властивостями: вода - холодна і волога; вогонь - теплий і сухий і т.д.



Особливе місце в історії природознавства займає атомістична гіпотеза Левкіпа і Демокріта (VI - V ст. До н.е.). Гіпотеза - наукове припущення, що висувається для пояснення даного явища і його зв'язку з іншими.

1. Матерія складається з найдрібніших неподільних частинок - атомів (грецьке слово «атомос» - неподільний);
2. Невидимі окремі атоми перебувають у вічному русі;
3. Зчеплені один з одним, вони в різних своїх поєднаннях утворюють весь видимий нами світ.

Але атомістичні погляди стародавніх були забуті і замість них набуло великого поширення вчення АРИСТОТЕЛЯ про чотири стихії - якостях, яке панувало в науці понад 17 століть. На його основі народилася алхімія (арабська приставка АЛ до деяких найменувань) - особливо в Західній Європі. Алхіміки займалися пошуками таємничого філософського каменю, який дав би можливість перетворювати неблагородні метали на золото.

З іншого боку, алхіміки залишили у спадок виключно цінний метод роботи - експеримент; відкрили багато нових сполук і розробили різні хімічні операції, пов'язані з обробкою речовин.

Реформа алхімії була розпочата в XV ст. Парацельсом (Теофраст Бомбаст фон Гогенгейм - 1493-1541 рр.), який вважав основною проблемою - застосування хімії в медицині. Це так званий ятрохімічний період (грец. Ятрос - лікар).

З відкритою критикою алхімії вперше виступив англійський фізик і хімік Роберт Бойль, який свідомо застосував науковий метод в хімії. Роботи Р. Бойля і його метод дослідження мали великий вплив на подальший розвиток хімії. Проте, напочатку XVIII століття виникла і розповсюдилася теорія флогістону (німецький хімік Шталь), яка призвела до того, що всі хімічні уявлення стали розглядатися з точки зору флогістонування і дефлогістонування. Наприклад, горіння трактувалося як процес розпаду пального тіла з виділенням флогістону, який розглядався як один з невагомих флюїдів (часто навіть володів "негативним" вагою). Це неминуче призвело до признання й інших "невагомих" флюїдів - теплорода, світлорода і т.д., за допомогою яких намагалися пояснити теплові явища, світлові й ін. Таким чином, при горінні металу виділяється

флогистон і від металу залишається тільки зола ("вапно"); при нагріванні її з вугіллям, метал відновлювався, отже, вугілля містить багато флогістону. Після відкриття водню і встановлення його відбудовних властивостей, вважали, що водень - чистий флогістон. РІЗНИЦЯ У МАСІ ЧИСТОГО МЕТАЛУ і його оксиду НЕ вважалася істотною ДЛЯ ВЧЕНИХ ТОГО ЧАСУ, Т.Я. НЕ БУЛО ВІДКРИТО ЗАКОН ЗБЕРЕЖЕННЯ МАСИ РЕЧОВИН.

### **Значення хімії для медицини і фармації**

З перших днів свого існування людина шукала в навколишньому середовищі різні засоби, що полегшують страждання хворого. На перших порах це були різні рослини, які застосовувалися в першу чергу як їстівні речовини, однак, вони мали іноді отруйний або лікувальний вплив, допомагали при тих чи інших захворюваннях. Надалі полювання на тварин призводить до використання в якості лікарських засобів жиру, крові, кісткового мозку, печінки тварин і т.д. Познайомилася людина також і з лікарськими засобами мінерального походження, головним чином мінеральними водами.

В даний час можна розділити всі лікарські речовини на неорганічні і органічні; отримують їх як з природної сировини, так і штучним шляхом, тобто в результаті синтезу.

Отримання лікарського препарату досить трудоємний процес, який вимагає участі в процесі людей - фахівців різних галузей знань: хіміків, біологів, мікробіологів, фармакологів, технологів, токсикологів і т.д.

До моменту розвалу Радянського Союзу країна виробляла близько 3000000 найменувань індивідуальних субстанцій (у той час як розвинені країни для найбільш повного вирішення проблем охорони здоров'я повинні випускати за нормативами ВООЗ 12.000 - 15.000 тисяч індивідуальних субстанцій), а Україна в той період виробляла лише 7 найменувань. Хіміко-фармацевтичні заводи України виробляли в основному лікарські форми: таблетки, мазі, суспензії, розчини, ін'єкційні лікарські форми, капсули, аерозолі і т.д. Однак вітчизняна хіміко-фармацевтична промисловість в основному забезпечувала населення нашої країни лікарськими засобами для лікування більшості захворювань. Ми випускали високоефективні препарати: сульфаніламід, антибіотики, алкалоїди,

гормональні препарати, інсулін та ін.

До того часу були переможені віспа, холера, малярія, успішною була боротьба з туберкульозом, серцево-судинними захворюваннями, онкологічеськімі хворобами і т.д.

В даний час в Україні створює і проводить велику роботу по синтезу і дослідженню нових лікарських препаратів найбільший науково-виробничий центр (Державний науковий центр лікарських засобів, м.Харків), у вирішенні створення оригінальних вітчизняних препаратів беруть участь вчені Запорізького державного медичного університету: проф. Мазур І.А. - Тіотриазолін, проф. Книш Є.Г., доцент Панасенко О.І.; вчені Національного Фармацевтичного Університету: проф. Черних В.П., проф. Безуглий Н.А. та ін.). Багато хвороб, які раніше забирали величезну кількість людських життів, переможені в передових країнах.

Для Вас, що вивчають загальну і неорганічну хімію, це перший етап на шляху до диплома провізора. Без знання неорганічної хімії неможливо просування вперед, тобто вивчення органічної, аналітичної, фізичної, колоїдної та інших хімічних дисциплін, особливо фармацевтичної хімії, яка формує фахівця-провізора.

### **Основні поняття та закони хімії**

Виходячи з ідеї про цілісність атомів і спираючись на власні спостереження, в 1748 році М.В. Ломоносов вперше формулює закон збереження матерії і руху:

"... Все зміни в природі трапляються такого суть стану, що скільки чого в одного тіла відніметься, стільки додається до іншого ... Цей загальний закон простирається й у самі правила руху: бо тіло, яке рухає своєю силою інше, стільки ж воно в себе втрачає, скільки повідомляє іншому, яке від нього рух отримує".

Через 8 років цей закон він підтвердив експериментально. В процесі прокалювання металів в запаяних посудинах, М.В.Ломоносов знайшов, що у всіх випадках маса посудини з вмістом до реакції дорівнює його масі після реакції. Стосовно до хімічних процесів закон Ломоносова формулюється тепер як закон збереження маси речовин: "Маса всіх речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі продуктів реакції".

У 1774 році французький хімік Лавуазьє повторив досліди Ломоносова і отримав ті ж результати. Роботи цих учених сприяли швидкому зростанню хімічних наук. Закон збереження маси речовин є одним з основних законів природи. Він доводить, що нічого не зникає безслідно і не виникає з нічого, що матерія завжди існувала і буде існувати, піддаючись змінам, переходячи з однієї форми в іншу. ВІДПОВІДНО ДО ДОСЯГНЕНЬ ФІЗИКИ ХХ СТОЛІТТЯ, ЗАКОН збереження маси речовини повинно замінити більш загальним законом збереження матерії. ТІЛЬКИ МАТЕРІЯ у всіх процесах зберігається постійна, А МАСА, ЯК ОДНА З ХАРАКТЕРИСТИК МАТЕРІЇ, МОЖЕ переходити в інші її характеристики - ЕНЕРГІЮ, ЩО виражається рівнянням Енштейна:

$$E = mc^2,$$

де E - енергія;

m - маса;

c - швидкість світла.

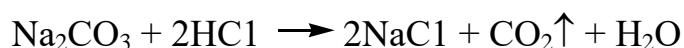
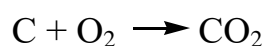
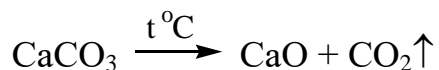
Рівняння  $E = mc^2$  не можна трактувати так, що маса переходить в енергію або, навпаки, енергія в масу. Маса й енергія - властивості матерії: маса - міра інертності, енергія - міра руху матерії, і вони не перетворюються одна в одну. Наведене рівняння показує, що зміна маси даної системи обов'язково супроводжується зміною енергії. Таким чином, маса і енергія - основні, невід'ємні властивості рухомої матерії - виявляють нерозривний зв'язок.

Це означає, що існує глибокий взаємозв'язок і між основними, фундаментальними законами всього сучасного природознавства - законом збереження маси і законом збереження і перетворення енергії.

Наприкінці XVIII століття французький хімік Пруст на підставі ретельних кількісних досліджень відкрив закон сталості складу:

"КОЖНА ХІМІЧНА СПОЛУКА, незалежно від способу її одержання має ОДИН І ТОЙ ЖЕ ПОСТІЙНИЙ СКЛАД".

Наприклад:



На підставі цих рівнянь можна зробити наступний висновок:

**ЯКЩО СКЛАД РЕЧОВИНИ НЕ ЗАЛЕЖИТЬ ВІД** способу її одержання, то, отже, елементи, які утворюють Ці речовин, здатні з'єднуватися між собою тільки в суворо визначених вагових кількостях. **ТОМУ І УТВОРЮЮТЬСЯ РЕЧОВИНИ ВИЗНАЧЕНОГО, А НЕ** довільного складу. Друге Формулювання закону Пруста: "ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ з'єднуються між собою в суворо визначених вагових кількостях".

Закон сталості складу дає можливість провести межу між хімічною сполукою і сумішшю, яка складається з довільних кількостей, і не володіє сталістю складу: Наприклад:  $Ti$  й  $S$ .

### **ХІМІЧНИЙ ЕКВІВАЛЕНТ**

З другого формулюванню закону Пруста витікає: існують такі співвідношення мас елементів, при яких останні взаємодіють один з одним без залишку. Ці співвідношення були вивчені і систематизовані Д. Дальтоном, який ввів в науку уявлення про сполучні ваги елементів, званих згодом "еквівалент".

**ХІМІЧНИЙ ЕКВІВАЛЕНТ** - це така вагова кількість елемента або складної речовини, яка взаємодіє без залишку з 8-ма ваговими частинами кисню, або з 1 (точніше 1,008) ваговою частиною водню або заміщають їх у з'єднаннях.

Стандартними еквівалентними кількостями для реакцій сполучення, заміщення та обміну прийнято вважати співвідношення мас кисню і водню, тобто 1,008: 8,000.

Якщо елемент утворює декілька з'єднань з киснем або іншими елементами, то у нього може бути кілька еквівалентів:

$CO$  8 в.ч. "O" - 6 в.ч. "C"

$CO_2$  8 в.ч. "O" - 3 в.ч. "C"

Розглядаючи різні еквіваленти одного і того ж елемента видно, що вони кратні найменшому з них. Так, еквіваленти вуглецю(карбону) в сполуках  $CO$  і  $CO_2$ , дорівнюють 3 і 6, а відношення між ними 1: 2.

### **ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ**

"РЕЧОВИНИ взаємодіють між собою у кількостях, пропорційних їх еквівалентам".

Математичне вираження закону:

$$M \cdot A = E \cdot A$$

тобто вагові кількості, в яких елементи з'єднуються один з одним пропорційні їх еквівалентам.

МАСА ЕЛЕМЕНТА АБО РЕЧОВИНИ в грамах, чисельно равна еквіваленту, НАЗИВАЄТЬСЯ ЕКВІВАЛЕНТРОЮ МАСОЮ.

### ЗАКОН КРАТНИХ ВІДНОШЕНЬ

У результаті вивчення випадків, коли два елементи утворюють декілька сполук, англійський учений Д. Дальтон в 1803 році прийшов до висновку: "ЯКЩО ДВА елементи утворюють між собою кілька СПОЛУК, ТО МАСИ ОДНОГО З ЕЛЕМЕНТІВ В ЦИХ СПОЛУКАХ, що припадають на одну І ТУ Ж МАСУ іншого елемента, відносяться між собою як невеликі цілі ЧИСЛА ". Наприклад:  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$  і  $N_2O_5$  - п'ять оксидів азоту. Розрахуємо вагові кількості азоту і кисню в цих сполуках:  $N_2O$  на 28 в.ч.

"N" ----- 16 в.ч.

"O" I в.ч.

"N" ----- x

x = 0,57 і аналогічно для інших оксидів;

отримуємо:

Оксид	Вагових частин азоту	Вагових частин кисню	Співвідношення вагових кількостей кисню до азоту
$N_2O$	I	0,57	1
$NO$	I	1,14	2
$N_2O_3$	I	1,71	3
$NO_2$	I	2,28	4
$N_2O_5$	I	2,85	5

Вагові кількості кисню в цих сполуках відносяться до найменшого з них (0,57) як невеликі цілі числа: 1: 2: 3: 4: 5.

Або іншими словами: один елемент може з'єднуватися з однією і тією ж масою іншого елемента в різних кількостях, але обов'язково таким чином, щоб всі його кількості були кратні найменшому з них.

Після відкриття закону Пруста поняття "хімічна сполука" доповнилося ще однією рисою - сталістю складу.

**ХІМІЧНЕ З'ЄДНАННЯ (ХІМІЧНА СПОЛУКА)**- це індивідуальне речовина, що має постійний склад.

Однак виявилось, що цей закон не є загальним, а має істотні обмеження, тому в даний час відомі сполуки, які мають не постійний, а змінний склад.

Наприклад: титан утворює з воднем сполуки, які мають не постійний, а змінний склад; кількість водню в сполуках коливається в межах від 1 до 2-х атомів на 1 атом титану.

Формула записується:  $TiH_{1-2}$



Таким чином, поряд із сполуками з постійним складом можуть бути сполуки зі змінним складом.

Сполуки змінного складу називаються **БЕРТОЛІДАМИ**; постійного - **ДАЛЬТОНІДИ**.

До останніх відносяться сполуки з молекулярною структурою ( $H_2O$ ,  $CO_2$ ,  $NH_3$  і т.д.), а так само іонні речовини, в яких внаслідок протилежного заряду іонів змінність складу проявляється рідко.

### **ЗАКОН ОБ'ЄМНИХ ВІДНОСИН**

Відкрито Жаном Люссаком в 1808 році: "при постійній температурі і незмінному тиску об'єми газів, вступаючих в реакцію, **ТАК ВІДНОСЯТЬСЯ МІЖ СОБОЮ, А ТАКОЖ до ОБ'ЄМІВ газоподібних ПРОДУКТІВ РЕАКЦІЇ, ЯК невеликі цілі ЧИСЛА**".

Якщо змішати рівні об'єми водню і хлору, пропустити через суміш електричну іскру або виставити на яскраве сонячне світло, то відбувається вибух і утворюється нова газоподібна речовина - хлороводень.



Відношення 1: 1: 2

Дослідження Гей-Люссака залучили загальну увагу хіміків. Було висловлено припущення, що в рівних обсягах різних газів міститься однакове число атомів, тому при взаємодії рівних об'ємів газів ( $H_2$  і  $Cl_2$ ), один атом водню з'єднується з

одним атомом хлору; таким чином у вигляді рівняння це можна записати так:  
 $H + Cl = HCl$ , але в цьому випадку об'ємні відносини рівні 1: 1: 1, а не 1: 1: 2.  
Справжнє пояснення закономірності, знайдене Люссаком, було дано італійським вченим А. Авогадро, але фізичний зміст цього закону був розкритий пізніше в результаті розвитку атомно-молекулярної теорії.

## **АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНА ТЕОРІЯ**

Основи атомно-молекулярного вчення вперше були викладені

М.В. Ломоносовим (1741р г.) в одній з його перших робіт "Елементи математичної хімії", в якій він сформулював найважливіші положення корпускулярної теорії будови речовини:

1. всі речовини складаються з найдрібніших частинок "корпускул", які у свою чергу складаються з ще більш дрібних частинок "ЕЛЕМЕНТІВ".

2. "КОРПУСКУЛА" У РОЗУМІННІ ЛОМОНОСОВА ВІДПОВІДАЄ СУЧАСНІЙ молекулі, а "ЕЛЕМЕНТ" - атому. "Елемент є частиною тіла, яка не складається з яких-небудь інших менших тіл; корпускула є зібранням елементів в одну невелику масу.

3. "корпускули однорідні, ЯКЩО складаються з однакового ЧИСЛА одних і тих же ЕЛЕМЕНТІВ (мається на увазі проста речовина).

4. "корпускули" різнорідні, КОЛИ ЕЛЕМЕНТИ її різні (відповідає складній речовині).

Подальший розвиток атомістичні уявлення отримали в роботах Д. Дальтона.

Але Дальтон активно відкидав припущення про можливість існування простих речовин у вигляді молекул.

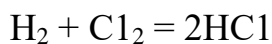
## **ЗАКОН АВОГАДРО**

У 1811 році Авогадро висунув гіпотезу, що елементарні водень(гідроген), хлор, кисень(оксисен) і азот(нітроген) в звичайному газоподібному стані знаходяться у вигляді молекул, що складаються з двох атомів:  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2$  і  $O_2$ . Згідно Авагадро: "У рівних обсягах газів при однакових температурі і тиску міститься однакова кількість молекул". На підставі великого експериментального матеріалу ця гіпотеза отримала силу закону. Такім, Авогадро запропонував ввести уявлення про молекулу, як найдрібнішу частку речовини, здатну до



самостійного існування, а також про атом - як найдрібнішу кількість елемента в молекулах різних сполук.

Виходячи зі сказаного, рівняння взаємодії водню і хлору тепер можна записати так:



а це добре узгоджується з законом об'ємних відносин Гей-Люссака - 1: 1: 2

У 1860 році в м Карлсруе відбувся I Міжнародний з'їзд хіміків (присутні 150 вчених з різних країн, у тому числі 7 з Російської імперії). Мета з'їзду - розв'язання суперечностей, що виникли в світовій хімічній літературі і пов'язаних з різним тлумаченням атомно-молекулярних уявлень. З'їздом були прийняті наступні визначення:

**А т о м** - найменша частинка елемента, що володіє всіма його хімічними властивостями.

**М о л е к у л а** - найменша частинка простої або складної речовини, володіє всіма його хімічними властивостями і здатна до самостійного існування. Молекула не може дробитися далі без втрати хімічних властивостей даної речовини.

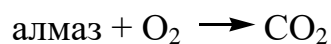
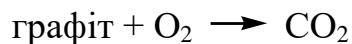
**Х і м і ч н и й е л е м е н т** - вид атомів, що характеризується певною сукупністю властивостей.

1. Кожен окремий атом є хімічним елементом, але сочетаніє атомів вже не буде елементом;

а) шляхом з'єднання атомів одного і того ж елемента утворюються прості речовини;

б) поєднання ж атомів різних елементів призводить до утворення складного речовини.

2. Різниця між простим речовиною і елементом особливо наочно, якщо взяти кілька простих речовин, що складаються з одного і того ж елемента. Наприклад, фосфор білий і червоний, графіт і алмаз, кисень і озон - прості речовини, що різко відрізняються за своїми властивостями, хоча і є лише різними формами елементів фосфору, вуглецю і кисню відповідно. Підтвердити це можна тим, що ці прості речовини, з'єднуючись з іншими простими речовинами, утворюють одне і те ж складна речовина. Наприклад:



Здатність елемента існувати у вигляді кількох простих тіл називається аллотропией, а різні прості речовини однієї й тієї ж елемента - аллотропическими видозмінами.

## АТОМНА И МОЛЕКУЛЯРНА МАСА

Атоми і молекули надзвичайно малі, тому безпосередньо їх наблюдать не вдалося. Однак непрямим шляхом наука не тільки довела їх наявність, а й визначила розміри і навіть масу. Так, встановлено, що маса атома водню дорівнює  $1,626 \cdot 10^{-24}$  р. На практиці користуються не абсолютними, а відносними вагами атомів і молекул.

Атомною масою елемента називається маса його атома, виражена в вуглецевих одиницях (одиниця атомної маси -  $1/12$  частина маси нейтрального атома вуглецю  $\text{C}^{12}$ ).

Молекулярною масою речовини називається маса його молекули, виражена в вуглецевих одиницях.

## СЛІДСТВА З ЗАКОНУ АВОГАДРО

Якщо експериментально визначити масу  $V$  л будь-якого газу, то можна легко обчислити об'єм, якою буде займати грам-молекула його при нормальних умовах (тиск 760 мм. Рт. Ст. і температура -  $0^\circ \text{C}$ ).

Наприклад: а) маса  $V$  л водню = 0,08988 р

г-моль  $\text{H}_2$  = 2,016 г, звідси:

$$V \text{ л} - 0,08988 \text{ г} \quad x = \frac{2,016 \cdot V}{0,08988} = 22,4 \text{ л}$$

$$x \text{ л} - 2,016 \text{ г} \quad 0,08988$$

б) маса  $V$  л  $\text{NH}_3$  = 0,7708 г.

г-моль  $\text{NH}_3$  = 17,27 г. таким образом:

$$V \text{ л} - 0,7708 \quad x = \frac{17,27 \cdot V}{0,7708} = 22,4 \text{ л}$$

$$0,7708$$

$$x - 17,27$$

Отже:

1. Грам-молекула будь-якого газу при нормальних умовах займає об'єм, рівний

22,4 л. Цей обсяг носить назву грам-молекулярного об'єму.

2. Відповідно до закону Авогадро, в рівних обсягах різних газів при однакових умовах міститься однакова кількість молекул. Таким чином, одна грам-молекула будь-якого газу містить одне і те ж число молекул. Це число називається числом Авогадро і дорівнює  $6,023 \cdot 10^{23}$ . Воно визначено різними фізико-хімічними методами.

3. Було встановлено, що грам-молекула будь-якої речовини, незалежно від агрегатного стану, містить однакове число молекул, дорівнює числу Авогадро.

$H_2$  1 грам-моль -  $6,023 \cdot 10^{23}$  молекул

$NaCl$  1 г-моль -  $6,023 \cdot 10^{23}$  молекул

$H_2SO_4$  1 г-моль -  $6,023 \cdot 10^{23}$  молекул

4. Подібно грам-молекулам речовин і грам-атоми елементів содєржать однакове число атомів; а грам-іони - однакове число іонів, рівне числу Авогадро.

$Na^0$  1 г-ат. (23 р) -  $6,023 \cdot 10^{23}$  атомів;

$Na^+$  1 г-іон (23 р) -  $6,023 \cdot 10^{23}$  іонів.

Щоб порівняти, наскільки велика кількість молекул, що містяться в 1 г-молі будь-якої речовини, в літературі наведено такі дані:

1. Якщо розчинити 1 г-моль речовини в світовому океані і потім взяти 1 л води, то в ній виявиться близько 440 молекул цієї речовини.

2. Якщо нанизати, як намисто, молекули водню, що містяться в 1 г-молі ( $2,016$  г), то довжина таких бус була б майже в 1000 разів більше відстані від Землі до Сонця.

3. Якщо з посудини (1 л), наповненого киснем, буде вилітати по 1 млн. Молекул газу в секунду, той час, поки всі молекули вилетять, становитиме 10 млн. років. На підставі закону Авогадро з'явилася можливість визначення молекулярних мас газоподібних речовин.

1. Якщо відома маса деякого об'єму газу при нормальних умовах, то можна обчислити вагу (масу) грам-молекули, тобто його молекулярну масу.

Наприклад: 1 л водню -  $0,08988$  г

$$22,4 \text{ л} - x \cdot x = 22,4 \cdot 0,08988 = 2,016 \text{ г}$$

## ВИЗНАЧЕННЯ АТОМНОЇ МАСИ

### 1. Метод Канніццаро

Цей метод придатний для визначення атомних мас елементів, що утворюють леткі сполуки. Для цього необхідно визначити молекулярні маси декількох летючих сполук даного елемента, знайти їх процентний склад і обчислити частку від молекулярної маси, яка приходить на даний елемент. Оскільки елемент не може бути представлений у своїх з'єднаннях менше, ніж одним атомом, то найменша частка від молекулярної маси, яка припадає на даний елемент у різних з'єднаннях, і буде його атомною масою. Наприклад:

сполуки	молекулярна маса	зміст вуглецю	
		%	в.ч.
CO <sub>2</sub>	44	23,7	12
CH <sub>4</sub>	16	75	12
HC ≡ CH	26	92,3	24
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	78	92,3	72

Розрахунок вагових частин (в.ч.) - остання колонка, проводиться за пропорції:

а) 23,7(%) "С" - 100 г в-ва     $x = \frac{44 \cdot 23,7}{100} = 12$

$x - 44$                       100

б) 75 - 100                                       $x = \frac{16 \cdot 75}{100} = 12$  и т.д.

$x - 16$     100

2. Визначення атомних мас на підставі закону Дюлонга і Пті (правило Дюлонга і Пті).

Вивчаючи теплоємність металів французькі вчені Дюлонг і Пті в 1819 році відкрили таку закономірність, згідно з якою:

твір питомої теплоємності простого речовини в твердому стані на атомну масу відповідного елемента є величиною приблизно постійною і рівною в середньому 6,4 кал / г-ат. град.

Так як цей твір являє собою кількість тепла, необхідне для нагрівання 1 грама атома елемента на 1 ° С, то воно називається атомної теплоємністю:

$$A \cdot c = 6,4 \text{ де}$$

6,4 - атомна теплоємність;

A - атомна маса елемента;

c - питома теплоємність.

$$\text{Звідси: } A = 6,4 / c$$

Питому теплоємність (c) легко визначити експериментально, розділивши 6,4 на питому теплоємність, можна визначити приблизно значення атомної маси відповідного елемента. Її (атомну масу) уточнюють за допомогою еквівалента елемента, який визначають на підставі хімічного аналізу з'єднань даного елемента з воднем або киснем. Між еквівалентом елемента і його атомною масою (вагою) існує наступне співвідношення: атомна маса (вага) елемента завжди є величиною, кратній його еквіваленту, тобто або равяняється еквіваленту, або в ціле число разів більше його.

Розглядаючи закон еквівалентів, ми бачимо, що речовини взаємодіють між собою не в будь-яких, а в суворо визначених (еквівалентних) кількостях. Тобто атоми одного простого речовини при взаємодії з атомами .інші простого речовини утворюють молекули складного речовини строго певного складу, в якому на один атом одного елемента доводиться строго певну кількість .інші елемента. Точно так само один атом одного елемента може замінити у складній речовині теж тільки цілком певна кількість атомів іншого елемента. Звідси і виникло початкове поняття про валентності.

Валентність виражається числом, що показує здатність атомів одного елемента приєднувати або замінити строго певну кількість атомів іншого елемента.

Мірою валентності є валентність атома водню, прийнята за одиницю.

Приклад №1: Оксид містить 78,7% металу і 21,3% кисню. Питома теплоємність металу  $c = 0,05$ . Обчислити його атомну масу.

Рішення: 1. За правилом Дюлонга і Пті визначаємо наближене значення атомної маси:  $A = 6,4 / 0,05 = 128$

2. Виходячи з% -ного вмісту оксиду і користуючись законом еквівалентів, визначаємо еквівалент металу:

$$78,7 / 21,3 = E_{\text{Me}} / 8; E_{\text{Me}} = 8 \cdot 78,7 / 21,3 = 29,56$$

3. Визначаємо валентність елемента, керуючись правилом, що валентність не може бути дробовою величиною:

$$V = A / E = 128 / 29,56 = 4.$$

4. Визначаємо точну атомну масу металу:  $A = E \cdot V = 29,56 \cdot 4 = 118,24$

Визначення хімічних формул

Хімічна формула виражає собою кількісний і якісний склад простого речовини або хімічної сполуки, а також співвідношення між числом атомів елемента, які входять до дане з'єднання.

Знаючи формули хімічних сполук, можна виконувати різні розрахунки. За кількістю атомів і атомними масами елементів, які входять до складу з'єднання, можна, наприклад, розрахувати її молекулярну або формульну масу, %-вий зміст того чи іншого елемента. Кожна хімічна формула є не тільки якісним, а і кількісним показником з'єднання або простого речовини. Це особливо стосується написання хімічних рівнянь. До сформулированості закону Авогадро існувало велике число помилок при написанні хімічних формул. Оскільки не існувало загальноприйнятих атомних мас, то кожен хімік керувався тими міркуваннями, які йому здавалися найбільш ймовірними. Усі непорозуміння щодо правильного написання хімічних формул швидко відпали, як тільки був використані методи знаходження атомних і молекулярних мас.

Приклад: З'єднання вуглецю, сірки, азоту і водню містить 15,79% вуглецю, 42,11% - сірки, 36,84% азоту і 5,74% - водню. Для визначення його формули спочатку розраховуємо атомні частки елементів і співвідношення між ними:

$15,79 / 12 : 42,11 / 32 : 36,84 / 14 : 5,74 / 1 = 1,316 : 1,316 : 2,631 : 5,741 = 1 : 1 : 2 : 4$ . Це відповідає простій формулі тіосечовини  $CSN_2H_4$ . Молекулярна маса цього з'єднання становить 76, тобто подібна формульній масі, а тому наведена вище формула є молекулярною.

### **Структурні формули і закон Бутлерова.**

З досліджень речовин, що складаються з сірки, вуглецю, азоту і водню, видно, що формулу  $CSN_2H_4$  мають два з'єднання - тіосечовина і роданид амонію (амонію тиоцианат). Виникає питання, що має відрізняти ці сполуки, коли їх кількісний і якісний склад однаковий. Так як за законом простих вагових

відносин індивідуальність речовини характеризується її певним складом.

Великий російський хімік Бутлеров вперше помітив, що індивідуальність речовин, природа з'єднання залежить і від того, як з'єднані атоми елементів між собою, тобто від будови її молекули. Будова молекули можна виразити тільки структурними формулами, в яких показана не тільки загальна кількість атомів у молекулі, але і порядок їх з'єднання. У цих формулах зв'язку між атомами зображуються за допомогою рисок (одна риска вказує на одну валентну зв'язок між атомами, дві риски відповідають подвійному зв'язку і т.д.). Таким чином, крім простейшої і молекулярних формул, в хімії, особливо органічної, приходиться мати справу ще й зі структурними формулами. Тіосечовина і тиоціанат амонію, незважаючи на однаковий кількісний і якісний склад, мають різні структурні формули:



Приклади, коли однією молекулярної формулі відповідає більше одного з'єднання, відомо багато. Вперше вони були виявлені і обґрунтовані Бутлеровим ще в 60-х роках минулого сторіччя.

У 1861 році Бутлеров сформулював закон, який назвав його іменем і надалі покладений в основу теорії хімічної будови речовини. Зміст цього закону можна виразити таким чином:

1. Властивості хімічних сполук залежать не тільки від якісного і кількісного їх складу, а й від порядку розташування атомів в молекулі або кристалі;
2. Кожному з'єднанню відповідає, певна, тільки її характерна структура;
3. Коли однієї молекулярної або простій формулі відповідає дві або більше структурних, які належать певним реальним сполукам, то таке явище називається ізомерією. Кожне з окремих з'єднань називається ізомерами.

Закон Бутлерова зіграв велику роль при дослідженні і в пошуку нових хімічних сполук. Завдяки йому в кінці XIX і на початку XX століть було досягнуто значне кількість грандіозних успіхів в органічному синтезі.

## **БУДОВА АТОМА ТА ЙОГО ЕЛЕКТРОННИХ ОБОЛОНОК.**

Протягом майже всього XIX століття не виникало будь-яких обґрунтованих

уявлень про будову атомів. Спроби зрозуміти їх складну структуру не підкріплялися ні суворої теорією, ні лобре продуманим експериментом.

Ідею про складну структуру атомів вперше висловили російські учні М.А. Павлов, Б.М. Чичерін, Н.А. Морозов. Але ця ідея була лише умоглядним припущенням, тому що не була підкріплена експериментальними фактами.

У гіпотезі Б.Н. Чичеріна єдиним раціональним зерном була думка про існування ядра!

В кінці XIX століття в науці накопичилося багато фактів, які вказували на те, що атом має складну будову. До них відносяться:

Насамперед

1. Походження струму в газах.
2. Явище електролізу.
3. Відкриття явища радіоактивності.

При проходженні електричного струму через розріджені гази були відкриті катодні проміння, що є потік електронів, що виходять від катода.

Заряд електрона є найменшою кількістю електрики відомого в природі.

Явище радіоактивності відкрито в 1896 році французькими вченими А. Беккерелем, П'єром Кюрі, Марією Склодовської-Кюрі.

Радіоактивністю називається мимовільне перетворення нестійкого ізотопу одного хімічного елемента в ізотоп іншого елемента, що супроводжується випусканням елементарних частинок або ядер.

Радіоактивне випромінювання неоднорідне і може супроводжуватися виділенням

$\alpha$ -,  $\beta$ - і  $\gamma$ -променів.

$\alpha$ -промені – ядро атома  ${}^4_2\text{He}$

$\beta$ -промені – потік електронів (за рахунок  $\beta$ процесу:  ${}^1_0n \rightarrow {}^0_{-1}e + {}^1_1p$ )

$\gamma$ -промені – жорстке електромагнітне випромінювання з малою довжиною хвилі.

Ці відкриття показали, що хімічні елементи не є вечними і незмінними, а можуть перетворюватися один в одного. Тривалість життя атомів радіоактивних елементів визначається будовою їх ядер і характеризується періодом



напіврозпаду.

Період напіврозпаду ( $T_{1/2}$ ) – час, за який розпадається половина початкової кількості радіоактивного ізотопу.

Величина періоду напіврозпаду змінюється в дуже широкому діапазоні.

Наприклад:

$$T_{1/2} = 4500000000 \text{ Років}$$

$$T_{1/2} = 10^{-6} \text{ сек.}$$

### **Квантовий характер поглинання та випромінювання енергії**

В основі сучасних поглядів на будову атома лежить ідея квантів, висловлена М. Планком в 1900 році на підставі спостережень за поглинанням світла речовиною і тепловим випромінюванням. У класичній теорії світло розглядається як хвильовий рух і цим порозумілися інтерференція і дифракція.

Виявилось, що стан атомів при поглинанні світла змінюється безперервно, стрибкоподібно так, ніби енергія світла надходить до речовини, що опромінюється окремими невеликими порціями, які Планк запропонував називати квантами.

Так само як речовина здатна передаватися найдрібнішими частинками, так і світло здатне передаватися і поглинатися окремо, не менш, ніж квантами. Вони і є, образно кажучи атомами світла.

Енергія  $E$  залежить від частоти випромінювання  $\nu$ :  $E = h\nu$ , де  $h$  – постійна Планка ( $6,62618 \cdot 10^{-34}$  Дж·с).

У звичайних експериментах, коли мають справу з видимим світлом, падаючим на величезне (макроскопічне) кількість атомів, помітити і виділити кванти світла окремо неможливо. Однак, якщо об'єктом випромінювання є атом, то випускання або поглинання ним енергії у вигляді невеликого числа квантів дуже помітно і різко відображається на його енергії.

### **Ядерна (планетарна) модель атома.**

У 1911 році Е. Резерфорд, використовуючи проникаючу здатність радіоактивного  $\alpha$ -випромінювання, розкрив внутрішню структуру атома. Він виявив, що атом складається з невеликого за обсягом ( $r = 10^{-12} - 10^{-13}$  см), але важкого позитивно зарядженого ядра, що містить по суті всю масу атома, і

електронів, рухомих в положителъном полі цього атома. Однак, Резерфорд не пояснив, яким чином рухаються електрони в атомі. Щоб надати наочність виявленої ним структурі, він порівнював її зі структурою сонячної системи: ядро - Сонце, а електрони - планети.

Така модель не пояснювала все ж стан електронів. По-перше, було незрозуміло, чому електрон не падає на ядро, хоча за законами класичної механіки він при обертанні повинен врешті-решт розтратити свою енергію і злитися з ядром. Подруге (найбільш цікаво!), Випускаючи при своєму наближенні до ядра світло, електрон повинен надати атомному спектру безперервність, тобто поступовість приходу від однієї довжини хвилі до іншої. На практиці ж спектри атомів состоють з набору окремих дискретних ліній.

Пояснення такого уявного протиріччя було знайдено в наступних уявленнях, розвинених датським фізиком Н. Бором (1913 р).

Грунтуючись на положенні квантової теорії світла про переривчасту дискретної природі випромінювання і на лінійчатому характері атомних спектрів, Бор зробив висновок, що енергія електрона в атомі не може змінюватися безперервно, а змінюється стрибками, тобто дискретно. Тому в атомі можливі не будь енергетичні стани електронів, а лише певні "дозволені" стану.

Основні положення своєї теорії Н. Бор сформулював у вигляді постулатів:

1. Електрон може обертатися навколо ядра не по будь-яким, а тільки по деяким певним кругових орбітах. Вони називаються стаціонарні.
2. Рухаючись по стаціонарній орбіті електрон не випромінює і не поглинає електромагнітну енергію.
3. Випромінювання або поглинання енергії відбувається при стрибкоподібному переході електрона з однієї стаціонарної орбіти на іншу.

Електромагнітне поле атомного ядра має дискретне (як би шарувату) будову. Навколо ядра є певні енергетичні рівні, просторово розділені між собою і звані квантовими рівнями. Відстань квантових рівнів від ядер, як від центру атома, відомо: радіуси цих рівнів (якщо їх вважати сферичними) відносяться між собою як квадрати цілих чисел:

$$r_1 : r_2 : r_3 \dots r_n = 1^2 : 2^2 : 3^2 : 4^2 \dots n^2$$

У атома водню величина  $r$ , знайдена рівний  $0,528 \text{ \AA}$ . Звідси можна обчислити і радіус якого-небудь  $n$ -рівня:  $r_n = 0,528 \cdot n^2 \text{ (H}^\circ\text{)}$ .

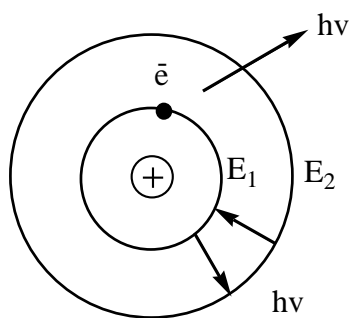
Відповідно до теорії Бора, електрон в атомі може обертатися тільки по орбітах, відповідають певним енергетичним рівням. Якщо дія зовнішніх сил електрон буде вибитий, наприклад, з першого квантового рівня, то він стрибком перейде на який-небудь інший, більш віддалений від ядра, але також неодмінно квантовий рівень.

Цьому останньому і відповідатиме нова орбіта електрона. Ніяких проміжних орбіт, розташованих між квантовими енергетичними рівнями, бути не може.

Електронна орбіта відповідала певному квантовому енергетичному рівню, називається стаціонарною. Отже, даний електрон може рухатися навколо ядра тільки по одній з стаціонарних орбіт, тривалий час, причому він не випромінює енергію і не поглинає її ззовні.

### Атомні спектри.

У відповідності з теорією Бора електрони можуть рухатися в позитивному полі ядра атома, не змінюючи своєї енергії, і тільки по стаціонарних орбітах.



Перехід же з однієї орбіти з енергією  $E_1$  на іншу з  $E_2$ , вимагає або поглинання електронами кванта енергії, якщо  $E_2 > E_1$ , або виділення надлишку енергії у вигляді квантів світла, якщо  $E_2 < E_1$ .

У загальному вигляді зміни енергії (див. Рис.) Пов'язане з частотою випромінювання наступним рівнянням:

$$E_2 - E_1 = h\nu,$$

$$\text{отсюда } \nu = \frac{E_2 - E_1}{h}$$

Кожному зміні енергії електронів і їх переходам з одного енергетичного стану в інший відповідає хвиля певної довжини (або) частоти. Отже, кожен електронний перехід відібується в спектрі у вигляді ліній (смуг поглинання).

Сукупність ліній, що відповідають переходу електронів з будь-яких квантових рівнів на якийсь один, називається спектральною серією.

Так, при переході з будь-якого енергетичного рівня на перший виникає серія ліній, що лежать в короткохвильовій частині спектра - серія Лаймана. Серія ліній, що лежать у видимій частині спектру - серія Бальмара, виникає при переході електронів з більш далеких енергетичних рівнів на другий. В даний час для водню відомі шість спектральних серій (які були передбачені Н. Бором).

Сукупність усіх серій - називається оптичним спектром. В даний час обертання електронів навколо ядра атома характеризується за допомогою квантових чисел.

## **КВАНТОВІ ЧИСЛА**

Атом - квантова система, тобто система мікрочастинок, поведінка котрих описується законами квантової механіки. Згідно законам, енергетичне состояние електрона описується за допомогою чотирьох квантових чисел.

1. Головне квантове число "n" - характеризує рівень енергії в полі ядра і віддаленість цього рівня від ядра. Цілі числа (1, 2, 3, 4 і т.д.), що характеризують стаціонарні орбіти, називаються головними квантовими числами.

Енергетичні рівні (квантові шари) можна позначати, крім цифр, і буквами:

1 2 3 4 5...

K L M N D

Максимальне число електронів на n-рівні (ємність) можна знайти за формулою:

$$N = 2n^2$$

2. Орбітальний квантове число l

Німецький фізик Зоммерфельд в 1915 році, в відліття від Н. Бора, припустив, що електрони в атомі можуть рухатися не тільки по кругових, а й по еліптичних орбітах. Енергія електрона при переході

з однієї такої орбіти на інші також змінюється стрибкоподібно, тобто електронні стани також квантуються.

Орбітальний квантове число l характеризує форму орбіт (вони можуть бути як

круговими, так і еліптичними). Воно може приймати при даному значенні головного квантового числа "n" ряд послідовних значень цілих чисел, починаючи з нуля: 0, 1, 2, 3 ... (n - 1).

Енергетичні рівні розщеплюються на підрівні і електрони одного рівня розташовуються на різних подуровнях, число яких дорівнює номеру рівня. Так перший рівень включає один підрівень, другий - два, третій - три і т.д.

Енергетичні підрівні прийнято позначати буквами:

n	l	Літерне позначення
1 (K)	0	1s
2 (L)	0,1	2s, 2p
3 (M)	0,1,2	3s, 3p, 3d
4 (N)	0,1,2,3	4s, 4p, 4d, 4f

(з спектроскопії - s - від sharp - різкий; p - principal - головний; d - diffuse (дифузний) і f - fundamental - фундаментальний).

Максимальне число електронів в підрівні (ємність), визначається за формулою:  
 $2(2l + 1)$ .

Наприклад: s2p6d10f14 - так записується максимальна ємність підрівня.

### 3. Магнітне квантове число

Магнітне квантове число застосовується для характеристики просторового розташування орбіт електронів навколо ядра. Воно може приймати значення від +l через 0 до -l

наприклад:

l = 0	m <sub>l</sub> = 0
l = 1	m <sub>l</sub> = +1, 0, -1
l = 2	m <sub>l</sub> = +2, +1, 0, -1, -2
l = 3	m <sub>l</sub> = +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3

Звідси, чим більше "l" (тим, чим сильніше орбіта "витагнута"), тим більше різних значень приймає величина m.

4. Спінове квантове число "ms" - спрощено характеризує обертання електрона навколо собственої осі або за годинниковою стрілкою. Має два значення 1/2 і -1/2.

## Принцип Паулі

Швейцарський фізик В. Паулі (1925 г.) сформулював найважливіший принцип: в атомі не може бути двох електронів, що володіють однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел.

Принцип Паулі говорить про те, що одними і тими ж величинами все чотирьох квантових чисел в оболонці даного атома може характеризуватися тільки один єдиний електрон. Для будь-якого іншого електрона в тій же оболонці має бути іншим значення хоча б одного з квантових чисел.

## Корпускулярно-хвильовий дуалізм мікрочастинок

Світло можна розглядати тільки як хвилі, але в той же час і не можна пояснювати всі світлові ефекти на основі однієї нової теорії.

Потрібно розглядати випромінювання як явище, що володіє одночасно властивостями і корпускул і хвилі. Світло розглядається як хвильовий рух, але його поглинання атомами речовини відбувається як взаємодія частинок.

Французький фізик Луї де Бройль висловив ідею, що будь-які матеріальні частки (у тому числі і електрони) мають подвійну природу - корпускулярно-хвильову. Математично дуалізм хвиля-частка знайшов своє вираження у співвідношенні де Бройля:  $\lambda = h / mv$ , тобто частці має масу і рухається зі швидкістю відповідає хвиля довжиною (лямбда).

Цей теоретичний висновок про хвильовий поведінці електронів в 1927-1928 роках отримало експериментальне підтвердження: пучок електронів, подібно хвилям світла, дає дифракційну і інтерфракційну ефекти. Так в науці утвердився корпускулярно-хвильовий дуалізм не тільки випромінювання, але і частинок, який ліг в основу розробки квантової механіки (перше положення).

## Принцип невизначеності.

Через корпускулярно-хвильового дуалізму неможливо одночасно точно визначення енергії електрона і його місце розташування. Першим, хто зрозумів, що існує межа можливості експериментально з достатньою точністю визначити одночасно і координати електрона і його імпульсу, був німецький фізик В. Гейзенберг, який в 1927 році встановив принцип невизначеності: неможливо

одночасно определити і швидкість (або імпульс)  $p = mv$  і положення мікрочастинки і її координати). Математичне вираження принципу невизначеності має у вигляді рівняння:  $\Delta q \Delta v \geq h / m$

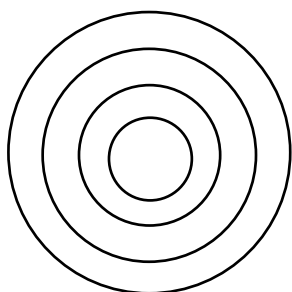
Твір невизначеностей положення ( $\Delta q$ ) і швидкості ( $\Delta v$ ) ніколи не може бути менше  $h / m$

Звідси випливає, що якщо маса частинки  $m$  велика, то невизначеність маленька.

Якщо ж  $m$  дуже мала, порядку розміру атома, то невизначеність зростає.

Принцип невизначеності унеможливорює твердження, що електрон з якоїсь конкретної швидкістю (і отже, енергією) знаходиться в якомусь конкретному місці простору електронних хмар.

В якості моделі стану електрона в атомі в квантовій механіці прийнято уявлення про електронні хмари, щільність відповідних ділянок якої пропорційна ймовірності знаходження там електрона. Це обумовлено тим, що визначаючи точно енергетичний стан електрона, не можна вказати точно його координати, тому і говорять лише про якісь області атомного простору, де він може перебувати. Одна з можливих форм електронної хмари в атомі показана на малюнку.

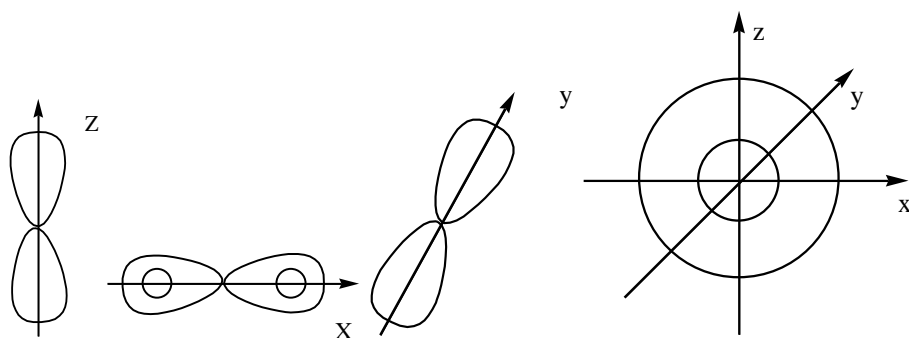


### **Електронна хмара.**

Найбільша щільність в цій хмарі буде там, де найбільш ймовірно знаходження електрона. Чим міцніше зв'язок електрона з ядром, тим електронна хмара менше за розмірами і щільніше за розподілом заряду.

Його часто зображують у вигляді граничної поверхні, яка охоплює 90% електронної хмари. Простір навколо ядра, в якому найбільш ймовірно перебування електрона, називають орбіталю. Якщо говорити про геометричні особливості орбіталей, то всі s-орбіталі сферично симетричні, у зв'язку з чим просторовий розподіл електронного заряду залежить виключно від величини  $r$ .

Орбіталі інших тіпов сферичної симетрії не володіють; так, p-орбіталі мають форму гантелі, d- і f-орбіталі - більш складні форми.



### Форми s- і p-електронних орбіталей

Кількість орбіталей на кожному підрівні дорівнює максимальному числу електронів у ньому, поділений на два.

Так, на p-підрівні - трьох ( $6: 2 = 3$ ) на s-підрівні - один ( $2: 2 = 1$ ) на d-підрівні - п'ять ( $10: 2 = 5$ ) на f-підрівні - сім ( $14: 2 = 7$ )

При вирішенні питань, пов'язаних з електронною структурою атомів, слід пам'ятати, що будь-яке стійке стан електронів в атомі характеризується певними значеннями квантових чисел  $n$ ,  $l$  і  $m$ , називається атомної електронної орбіталю (АТ). Атомні орбіталі, які відповідають значенню  $l$ , рівні 0, 1, 2 і 3, називаються со-ответственно s-, p-, d- і f -орбіталями. У графічних схемах електронної будови атомів кожна орбіталь позначається символом  $\square$ . В АТ можуть знаходитися: або поодинокі (непарні) електрони  $\square^{\uparrow}$ , або парні з антипаралельними спінами  $\square^{\uparrow\downarrow}$ . В останньому випадку сумарний спін електронів дорівнює 0 [ $+1/2 + (-1/2)$ ] = 0.

### ПРИНЦИП НАЙМЕНШОЇ ЕНЕРГІЇ

Сталого (не порушення) станом багатоелектронного атома відповідає такий розподіл електронів по АТ, при якому енергія атома мінімальна. Тому АТ заповнюються в порядку послідовного зростання їх енергії (не можна при цьому порушувати принцип Паулі).

Порядок заповнення електронами АТ визначається правилами Клечковського, які враховують залежність енергії орбіталей від значень як головного ( $n$ ), так і



орбітального ( $l$ ) квантових чисел. АТ заповнюється електронами в порядку послідовного збільшення суми  $n + l$  (1-е правило Клечковського), а при однакових значеннях цієї суми - в порядку послідовного зростання головного квантового  $n$  (2-е правило Клечковського).

$$n + l = 1 \quad n = 1 \quad l = 0 \quad 1s^2$$

$$n + l = 2 \quad n = 2 \quad l = 0 \quad 2s^2$$

$$n + l = 3 \quad n = 2 \quad l = 1 \quad 2p^6$$

$$n = 3 \quad l = 0 \quad 3s^2$$

$$n + l = 4 \quad n = 3 \quad l = 1 \quad 3p^6$$

$$n = 4 \quad l = 0 \quad 4s^2$$

$$n + l = 5 \quad n = 3 \quad l = 2 \quad 3d^{10}$$

$$n = 4 \quad l = 1 \quad 4p^6$$

$$n = 5 \quad l = 0 \quad 5s^2$$

$$n + l = 6 \quad n = 4 \quad l = 2 \quad 4d^{10}$$

$$n = 5 \quad l = 1 \quad 5p^6$$

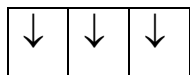
$$n = 6 \quad l = 0 \quad 6s^2$$

### **Правило Гунда.**

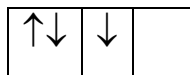
Розміщення електронів по АТ в межах одного енергетичного підрівня визначається правилом Хунда, згідно з яким мінімальній енергії атома відповідає такий розподіл електронів по АТ даного підрівня, при якому абсолютне значення сумарного спина атома максимально (заповнення АТ відбувається так, щоб сумарний спин електронів на даному підрівні повинен бути максимальним). При будь-якому іншому розміщенні електронів атом буде в збудженому стані, тобто буде характеризуватися більш високою енергією.

Наприклад: розмістити три електрони на трьох p-орбіталах

а)  $\pm 1/2 \cdot 3 = \pm 3/2$



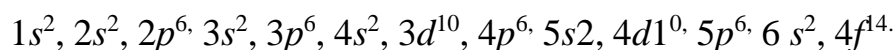
б)  $\pm 1/2 \cdot 1 = \pm 1/2$



### Правила Клечковського.

Перше правило Клечковського: заповнення електронами енергетичних рівней та підрівней в атомі відбувається по мірі зростання суми головного( $n$ ) та орбітального( $l$ ) квантових чисел ( $n+l$ ).

Друге правило Клечковського: якщо сума  $n + l$  однакова, то передусім заповнюється орбіталь з меншим значенням  $n$ . Отже, послідовність заповнення орбіталей електронами можна подати таким рядом:



Запам'ятовувати цей ряд не потрібно. Його використовують під час складання електронних конфігурацій атомів або йонів елемента.

**Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

#### Питання:

1. Скільки енергетичних рівнів у атома елемента I?
2. Який енергетичний підрівень першим буде заповнюватись електронами 4s або 3d, 3d або 4p, 5s або 4d?

#### Задачі:

1. Вирахувати молярну масу газу, якщо відомо, що 200 мл його при температурі 17°C і тиску 78 кПа, мають масу 0,125 г.
2. Із 5,7 г сульфату металу одержано 2,6 г його гідроксиду. Розрахувати еквівалентну масу металу і еквівалентну масу гідроксиду.
3. Дві пластинки з однаковою масою, виготовлені з металу, що може утворювати двозарядні іони, занурили: одну в розчин хлориду міді, іншу – в розчин хлориду кадмію. Через деякий час маса пластинки, зануреної в розчин хлориду міді, збільшилась на 1,2 %, а зануреної в розчин хлориду кадмію – на

8,4 %. Зменшення молярної концентрації міді і кадмію було однаковим.

### **Загальне матеріальне та навальнo-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;
- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

### **Питання для самоконтролю:**

1. У чому суть атомно-молекулярного вчення? Основні поняття хімії: атом, молекула, моль.
2. Хімічні елементи. Прості і складні речовини. Алотропія.
3. Поняття про атом і його характеристики: атомна маса (абсолютна і відносна), порядковий номер, заряд, масове число та їхній фізичний зміст.
4. Методи визначення атомних і молекулярних мас.
5. Якісна та кількісна інформація, що вміщується в хімічній формулі та хімічному рівнянні.
6. Закон збереження маси і енергії.
7. Закон Авогадро, висновки з нього. Відносна густина газів.
8. Закон еквівалентів.
9. Методи визначення еквівалентних мас.
10. Хімічні формули: емпіричні, структурні, молекулярні.
11. Сформулювати принцип Гунда.
12. Сформулювати та пояснити обидва правила Клечковського.

### **Список використаних джерел:**

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2012. – 148 с.

3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471 с.
  4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
  5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.
  6. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
  7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
- Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.

## Лекція № 2

**Тема:** «Періодичний закон Д.І. Менделєєва та його тлумачення на основі електронної будови атомів.Періодична система елементів як графічне відображення закону періодичності. Будова періодичної системи елементів: період, група, підгрупа, *s*-, *p*-, *d*-, *f*- сімейства елементів. Металічні, неметалічні та окисно-відновні властивості.» - 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини. Неорганічна хімія являє собою теоретичну базу, необхідну для вивчення спеціальних дисциплін, прищеплює навички прогнозування властивостей та реакційної активності неорганічних речовин, які використовують у фармації та медицині. Без неорганічної хімії неможливе подальше вивчення аналітичної, органічної, фізичної, колоїдної та фармацевтичної хімії – спеціальних дисциплін у програмі підготовки майбутніх провізорів.

Знання періодичного закону та періодичної системи елементів надають можливість аналізувати та порівнювати властивості хімічних елементів, їх

сполук та, навіть, прогнозувати властивості нових, ще не відкритих елементів, прогнозувати властивості та реакційну активність неорганічних речовин, які використовують у фармації та медицині. Ця тема є однією з базових в курсі загальної та неорганічної хімії, яка створює підґрунтя для подальшого вивчення дисципліни.

**Мета:** В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з періодичним законом, історією його відкриття, підтвердження теорії практичними відкриттями, змінами, які було внесено у визначення закону, причини цих змін. Повинні знати структуру та склад періодичної системи елементів, вивчити нові терміни, засвоїти знання щодо металічних, неметалічних та окиснювально-відновних властивостей елементів та їх сполук в залежності від їх розташування у періодичній системі елементів.

**Основні поняття:** періодичний закон, періодична система елементів, період, група, підгрупа, вторинна періодичність.

#### План і організаційна структура лекції:

№№ п.п.	Основні етапи лекції та їх зміст.	Цілі у рівнях абстракції.	Тип лекції, оснащення лекції.	Розподіл часу.
1	2	3	4	5
I	<b>Підготовчий етап</b>			
1.	Визначення навчальних цілей.	I	Лекція комбінована	1%
2.	Забезпечення позитивної мотивації.			2%
II	<b>Основний етап</b>	II		
3.	Викладення лекційного матеріалу. План: 10. Відкриття періодичного закону,		Слайди	90%

	<p>формулювання періодичного закону – історичне та сучасне.</p> <p>11. Структура періодичної системи. Періоди, групи, підгрупи.</p> <p>12. Зміна властивостей елементів у періодах та групах.</p> <p>Характеристика хімічних елементів за їх положенням у періодичній системі.</p>			
III	<b><i>Заключний етап</i></b>			
4.	Резюме лекції, загальні висновки.			3%
5.	Відповіді лектора на можливі запитання.			4%
6.	Завдання для самопідготовки студента.			5%

### **Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)**

Відкриття періодичного закону, формулювання періодичного закону – історичне та сучасне. Структура періодичної системи. Періоди, групи, підгрупи. Зміна властивостей елементів у періодах та групах. Характеристика хімічних елементів за їх положенням у періодичній системі.

Розташування електронів по квантових електронних рівнях та підрівнях. Електронні формули атомів. Квантові комірки. Валентні електрони. Утворення хімічного зв'язку. Типи хімічного зв'язку.

### **Періодичний закон і періодична таблиця елементів.**

Періодичний закон хімічних елементів і його графічне відображення – періодична таблиця – є сучасною основою для вивчення властивостей елементів та їх сполук. Перше формулювання закону було таким: властивості елементів та їх сполук перебувають у періодичній залежності від величини атомної ваги елементів (Д.І. Менделєєв, 1869 р.). З часом формулювання закону змінювалось і в сучасному викладенні читається так: властивості хімічних елементів та їх сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їх атомів (порядкового номера або протонного числа). 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. Всього відомо 7 періодів і 8 груп елементів.

Період – це сукупність (ряд) хімічних елементів, побудований у порядку зростання заряду ядер атомів, який починається (крім першого) активним лужним металом і закінчується благородним газом. Періоди діляться на малі і великі. Малі періоди: 1, 2, 3,- мають відповідно 2, 8, 8 елементів. Великі періоди: 4, 5, 6, - мають відповідно 18, 18, 32 елементів. 7 великий період незавершений.

У періоді зліва направо спостерігається зменшення металічних властивостей елементів і зростання неметалічних. Останні члени ряду – благородні гази, хімічно мало активні.

За подібністю хімічних властивостей елементи в таблиці поділяються на 8 груп, які складаються з двох підгруп: головної і побічної. Головні підгрупи містять елементи малих і великих періодів, наприклад, головна підгрупа I -ої групи складається з елементів H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr; головна підгрупа IV-ої групи – з C, Si, Ge, Sn, Pb; головна підгрупа VII-ої групи – з F, Cl, Br, I, At. До побічних підгруп входять елементи тільки великих періодів: 4, 5, 6, 7, - які мають металічні властивості. Наприклад, побічна підгрупа I-ої групи складається з

металів: Cu, Ag, Au; побічна підгрупа III-ої групи – Sc, Y, La, Ac; побічна підгрупа VI-ої групи – Cr, Mo, W.

### **Характеристика хімічних елементів за їх положенням у періодичній системі.**

Знаючи місце елемента в періодичній таблиці: порядковий номер, період, групу, підгрупу, - можна досить чітко визначити деякі його властивості. По-перше, якщо елемент знаходиться на початку періоду, в I, II, III групах, він має металічні властивості, якщо в кінці періоду – неметалічні властивості. Всі елементи побічних підгруп є металами. Можна також визначити атомну масу, густину, температуру плавлення та інше як середнє арифметичне від відповідних констант його чотирьох “сусідів” ліворуч, праворуч, зверху, знизу. Наприклад, атомна маса селену

$$A(\text{Se}) = (75 + 80 + 32 + 128) / 4 = 78,7, \text{ що дуже близько до табличної } (78,96).$$

Номер головної підгрупи дозволяє визначити валентність елемента за киснем і за воднем, як показано в темі 1. Наприклад, для елемента V- групи головної підгрупи № 33 миш'яку As валентність за киснем дорівнює III або V; валентність за воднем:  $(8 - \text{№ групи}) = 8 - 5 = 3$  (III) в сполуках  $\text{As}_2\text{O}_3$ ,  $\text{As}_2\text{O}_5$ ;  $\text{AsH}_3$ .

У VIII групі знаходяться тріади елементів: Fe, Co, Ni; Ru, Rh, Pd; Os, Ir, Pt; які дуже схожі за фізичними і хімічними властивостями і називаються родинami: родина заліза, родина платини та ін. Також дуже схожі за властивостями елементи – лантаноїди і актиноїди, які розміщуються в низу таблиці.

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, міграцією та інше – і періодичним законом. Велике значення має він для розвитку ядерної хімії та синтезу нових позауранових елементів, сучасної теорії сплавів, теорії каталізу. Велике філософське значення закону у пізнанні всесвіту.

Число енергетичних рівнів в атомі дорівнює номеру періода, в якому знаходиться елемент, тобто всього відомо 7 енергетичних рівнів. Наприклад,



елементи I-ого періоду мають один енергетичний рівень, другого – два, третього – три і т.д. до семи. Максимальне число електронів, яке може бути у тому чи іншому енергетичному рівні, дорівнює 2, 8, 18, 32, - і визначається за формулою  $N_e = 2 n^2$ , де  $n$  – головне квантове число або номер періоду.

Енергетичні рівні діляться на підрівні. Всього відомо 4 енергетичних підрівня, які позначаються літерами s, p, d, f. Ємність підрівнів:  $s^2$ ,  $p^6$ ,  $d^{10}$ ,  $f^{14}$ . Число електронів на останньому зовнішньому підрівні дорівнює номеру групи в таблиці. Ці електрони називаються зовнішніми або валентними, вони беруть участь в утворенні хімічних зв'язків з іншими атомами. Наприклад, атом магнію Mg, який знаходиться в 3-ому періоді і II-ій групі, порядковий номер 12, має 12 електронів, які розташовані на трьох енергетичних рівнях по 2, 8, 2 електрона. Зовнішніми є два електрони третього періоду, вони знаходяться на підрівні s.

Взагалі для будь-якого атома в таблиці порядок заповнення енергетичних рівнів і підрівнів має вигляд  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} \dots$ . З цього ряду видно, що елементи побічних підгруп в 4, 5, 6, 7 періодах є  $d^{10}$ - елементами – металами; лантаноїди і актиноїди –  $f^{14}$  та  $f^{14}$  – елементами. Кожний період починається двома s – елементами – активними металами, а закінчується шістьма p-елементами - амфотерними металами і неметалами.

За допомогою електронних формул можна записати електронну структуру будь-якого атома. Наприклад, електронна формула атома сірки, порядковий номер 16, має вигляд  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . Електронна формула атома заліза, порядковий номер 26, буде  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ .

Розподіл електронів на підрівнях можна зобразити за допомогою квантових комірок  $\square$ . Кожна квантова комірка може бути зайнята двома спареними електронами. Тому для s-підрівня буде одна комірка, для p-підрівня три комірки, для d- підрівня п'ять комірок і для f- сім. Неспарені електрони в комірках і є валентними, вони беруть участь в утворенні зв'язку. Наприклад, атом літію має 3 електрони:  $1s^2 2s^1$ ; дві квантові комірки  $\square \square$  ; один неспарений електрон на підрівні  $2s^1$  ; має валентність (I).

Сполучення атомів у молекули. Неспарені зовнішні електрони мають найбільшу енергію, є найбільш рухливими і можуть взаємодіяти із зовнішніми електронами інших атомів. Головною умовою такого об'єднання є зниження енергії в системі та утворення хімічного зв'язку. При цьому неспарені електрони можуть об'єднуватись у просторі між ядрами атомів або повністю переходити від одного атома до іншого; утворюється ковалентний або іонний зв'язок. Ковалентний зв'язок поділяється на неполярний і полярний. 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  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ . Ковалентний полярний зв'язок буде в молекулах, утворених атомами різних неметалів, спільна електронна пара зміщена до більш електронегативного атома, наприклад, у молекулах  $HCl$ ,  $NF$ ,  $H_2O$ ,  $H_2S$ . Значення електронегативності всіх елементів можна знайти в таблицях.

Іонний тип зв'язку може бути в молекулах, які утворені активними лужними та лужноземельними металами та активними неметалами, наприклад, галогенами:  $KCl$ ,  $NaF$ ,  $CaF_2$ ,  $BaCl_2$  та ін. В таких молекулах об'єднані не атоми, а іони елементів:  $K^+Cl^-$ ,  $Na^+F^-$ ,  $Ca^{2+}F_2^-$ ,  $Ba^{2+}Cl_2^-$ . При розчиненні у воді вони розкладаються на іони, проводять електричний струм. Валентні електрони повністю передаються від атома металу до атома неметалу.

Існують й інші типи хімічного зв'язку. В масі металу між атомами утворюється металічний зв'язок, ознакою якого є спільність всіх валентних електронів для всіх атомів. Завдяки такому зв'язку метали добре проводять електричний струм і тепло. є пластичними, легко куються і прокатуються.

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.

**Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

**Питання:**

1. Історія відкриття періодичного закону та створення періодичної системи елементів.
2. Періодична система хімічних елементів як графічне відображення закону періодичності.
3. Структура періодичної системи. Періоди, ряди, групи, підгрупи.
4. Пояснити періодичний характер зміни властивостей простих речовин та сполук елементів.

### Тести:

- 1 В ряду  $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ 
  - A. зменшується стійкість молекули, сила кислот зростає
  - B. зростає стійкість молекули, сила кислот зростає
  - C. зменшується стійкість молекули, сила кислот спадає
  - D. збільшується стійкість молекули, сила кислот спадає
  - E. сила кислот однакова
- 2 Максимальний ступінь окиснення елемента, як правило, дорівнює
  - A. номеру групи в періодичній системі
  - B. номеру підгрупи в періодичній системі
  - C. номеру періода
  - D. номеру ряду
  - E. різниці між позитивним ступенем окиснення та числом 8
- 3 Яка із сполук характеризується найнижчим ступенем окиснення Нітрогену?
  - A.  $\text{NH}_3$
  - B.  $\text{HNO}_2$
  - C.  $\text{HNO}_3$
  - D.  $\text{N}_2\text{O}_5$
  - E.  $\text{NO}_2$
- 4 Яка з наведених сполук виявляє окисно-відновну двоїстість
  - A.  $\text{Na}_2\text{SO}_3$
  - B.  $\text{KMnO}_4$
  - C.  $\text{H}_2\text{S}$
  - D.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
  - E.  $\text{NH}_3$
- 5 Одна з класифікацій хімічних елементів ґрунтується на будові їх електронних оболонок. У відповідності до неї всі елементи можна поділити на s-, p-, d- і f-елементи. Які з наведених елементів належать лише до p-елементів?
  - A. Cl, S, N
  - B. Ag, Mg, O
  - C. Al, Pt, N

**D.** Na, Ca, Fe

**E.** Fe, Cu, Cr

### **Загальне матеріальне та навчально-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;
- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

### **Питання для самоконтролю:**

1. Охарактеризувати зміну металічних- неметалічних властивостей елементів в періодах та зміну кислотно- основних властивостей їх сполук на прикладі елементів другого періоду.
2. Охарактеризувати зміну металічних- неметалічних властивостей елементів в періодах та зміну кислотно- основних властивостей їх сполук на прикладі елементів третього періоду.
3. Охарактеризувати зміну металічних- неметалічних властивостей елементів в головних підгрупах та зміну кислотно- основних властивостей їх сполук на прикладі елементів ІА групи.
4. Охарактеризувати зміну металічних- неметалічних властивостей елементів в головних підгрупах та зміну кислотно- основних властивостей їх сполук на прикладі елементів ІІА групи.
5. Дати визначення та пояснити сутність поняття «вторинна періодичність». Навести приклади.

### **Список використаних джерел:**

8. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
9. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ: Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
10. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471с.

11. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
  12. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.
  13. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
  14. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
- Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.

### Лекція № 3

**Тема:** «Хімічний зв'язок та будова молекул.Сучасне уявлення про природу хімічного зв'язку. Типи хімічного зв'язку та їх характеристика.» - 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини. Неорганічна хімія являє собою теоретичну базу, необхідну для вивчення спеціальних дисциплін, прищеплює навички прогнозування властивостей та реакційної активності неорганічних речовин, які використовують у фармації та медицині. Без неорганічної хімії неможливе подальше вивчення аналітичної, органічної, фізичної, колоїдної та фармацевтичної хімії – спеціальних дисциплін у програмі підготовки майбутніх провізорів.

Вчення про хімічний зв'язок є одним з найважливіших положень сучасної хімії. В основі всіх хімічних перетворень лежить розпад існуючих і утворення нових зв'язків.

**Мета:** В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з вченням про хімічний зв'язок, засвоїти механізм утворення хімічного зв'язку, види хімічного зв'язку, його основні параметри, характеристики.

**Основні поняття:** диполь, ковалентний зв'язок, полярність зв'язку, металевий зв'язок, йонний зв'язок, водневий зв'язок, електронегативність.

### План і організаційна структура лекції:

№№ п.п.	Основні етапи лекції та їх зміст.	Цілі у рівнях абстракції.	Тип лекції, оснащення лекції.	Розподіл часу.
1	2	3	4	5
I 1.	<i>Підготовчий етап</i> Визначення навчальних цілей.		Лекція комбінова	1%
2.	Забезпечення позитивної мотивації.			2%
II 3.	<i>Основний етап</i> Викладення лекційного матеріалу. План: 1. Етапи розвитку вчення про хімічний зв'язок. 2. Сучасне уявлення та визначення хімічного зв'язку. 3. Основні параметри хімічного зв'язку. Види хімічного зв'язку. 4. Ковалентний зв'язок. 5. Металевий зв'язок.	I  II	Слайди  Список літератури, питання, завдання.	90%

	6. Водневий зв'язок. <i>Заключний етап</i> Резюме лекції, загальні висновки.			
III	Відповіді лектора на можливі запитання.			
4.	Завдання для самопідготовки студента.			3%
5.				4%
6.				5%

### **Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)**

#### **Етапи розвитку вчення про хімічний зв'язок**

Вчення про хімічний зв'язок є одним з найважливіших положень сучасної хімії. В основі всіх хімічних перетворень лежить розпад існуючих і утворення нових зв'язків.

У розвитку теорії хімічного зв'язку велика заслуга належить Деві, Берцелиусу, Бертолле, Бутлерову.

Встановлення будови атома (моделі Резерфорда і Бора) дало можливість детально розробити уявлення про хімічний зв'язок. Так 1916-1918 Льюїс і Ленгльюр запропонували теорію дублета (зв'язок утворюється за допомогою електронної пари і октету (елемент прагне придбати електронну конфігурацію інертного газу) 1916р Коссель, 1918-20г Писаржевський розробили іонну теорію.

#### **Сучасне уявлення та визначення хімічного зв'язку**

Нині хімічна зв'язок визначається як складне електростатичне взаємодія двох або декількох атомів, що приводить до утворення стійкої багатоатомної системи (молекули, радикала, іона, комплексу, кристала і т. Д.).

В основі виникнення цих систем лежить електростатична взаємодія електронів і ядер окремих атомів. Ніяких особливих сил хімічної взаємодії, крім електричних не існує. Магнітні та гравітаційні сили можна не враховувати, т. К. Вони значно менше електричних.

Хімічний зв'язок утворюється в тому випадку коли один або кілька електронів потрапляють в поля тяжіння двох або більшої кількості ядер, що супроводжується зниженням потенційної енергії системи. Зниження енергії і є та причина яка змушує атоми об'єднуватися в молекули (відбувається реалізація принципу найменшої енергії).

$\Sigma E_{\text{отдав. Атомів}} > E_{\text{молекули}}$

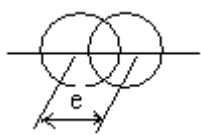
### Основні параметри хімічного зв'язку. Види хімічного зв'язку.

Наведене нерівність є першою умовою утворення хімічного зв'язку. Залежно від характеру розподілу електронної щільності між взаємодіючими атомами розрізняють 3 основних типи хімічного зв'язку: ковалентний, іонну, металеву. Окремо виділяють водневий зв'язок і міжмолекулярні взаємодії (вандерваальсові сили).

Найважливішими характеристиками зв'язку є її енергія, довжина, валентний кут.

а) енергія (міцність) - яка визначається кількістю енергії яка виділяється при утворенні її (або витрачається на її розрив). вимірюється в кДж / моль

б) довжина - відстань між центрами ядер взаємодіючих атомів



вимірюється в нанометрах ,  $1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$

$1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ м}$

в) валентний кут - кут між уявними прямими умовно проведеними через ядра атомів  $\alpha < \approx 105$

Існує кілька квантово-механічних методів трактування хімічного зв'язку.

Найбільш поширеними з них є:

а) метод валентних зв'язків (МВС)

б) метод молекулярних орбіталей (ММО)

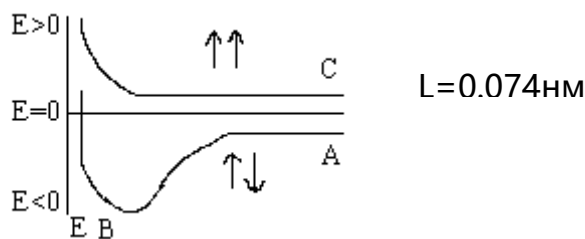


## Ковалентний зв'язок

Хімічний зв'язок між атомами виникає за рахунок утворення спільної (загальних) електронної пари (електронних пар) називається ковалентним.

Основні положення методу валентних зв'язків так визначають можливість її утворення:

1. В освіті загальної електронної пари можуть брати участь тільки електрони з антипаралельними спінами (підтверджується кривою Гейтлера-Лондона).
2. Ковалентний зв'язок міцніші, чим більше область переривання електронних хмар (підтверджується гібридизацією атомних орбіталей). Крива зміни потенційної енергії системи була виведена (1927 г вченими Гейтлера-Лондоном)



На прикладі утворення молекули  $\text{H}_2$  з атомів мають паралельні  $\uparrow\uparrow$  і антипаралельні  $\uparrow\downarrow$  спini у електронів  $\text{H}\bullet + \text{H}\bullet \rightleftharpoons \text{H}:\text{H}$

На далеких відстаней взаємодія атомів відсутній і енергія системи не зміниться, при зближенні атомів на досить близьку відстань:

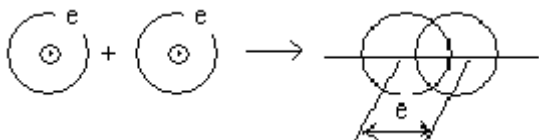
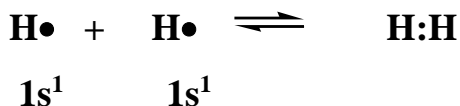
Крива A): взаємодія  $\uparrow\downarrow$  призводить до зменшення енергії системи і переважанні сил тяжіння точка B відповідає найбільш стійкому стану системи з 2-х атомів, т. Е. Утворенню молекули (H-р  $\text{H}_2$ ). При подальшому зближенні знову починають переважати сили відштовхування і енергія системи знову збільшується. Відстань між атомами водню дорівнює  $0.074 \text{ nm}$ , відповідає довжині зв'язку в молекулі водню.

б) взаємодія  $\uparrow\uparrow$  призводить до збільшення енергії системи, що вказує на переважання сил відштовхування між атомами. У цьому випадку молекули не утворюється.

Існує 2 способу утворення ковалентного зв'язку (КЗ):

а) простий (обмінний) - полягає в тому, що кожен атом являє по одному електрону. У результаті зближення електронних хмар цих атомів виникає загальне 2-х електронне (загальна електронна пара)

**Н-р**



довжина зв'язку

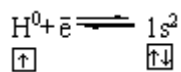
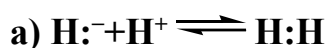
•• •• Кожен з атомів набуває конфігурацію найближчого



•• ••

б) донорно-акцепторні - полягає в тому, що в утворенні зв'язку беруть участь атом-донор надає готову пару електронів і атом акцептор приймаючий цю пару електронів на свою вільну орбіталь

**Н-р**

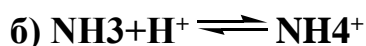
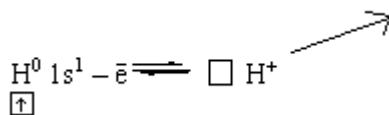


гідрид-іон

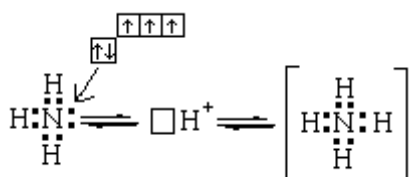
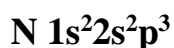
протон

донор

акцептор



катіон амонію



донор

акцептор

КЗ характеризується:

- а) насиченістю;
- і) спрямованістю;
- в) поляризуемістю.

Під насиченістю КЗ розуміють здатність атома утворювати тільки суворо обмежену кількість таких зв'язків. Максимальна ковалентність атома визначається кількістю: а) неспареними валентних електронів (нормальне або збуджений стан) (С)

- б) валентних орбіталей (В)
- в) вільних електронних пар (N)

При утворенні молекул в процесі виникнення хімічного зв'язку беруть участь всі неспарених електронів з чого випливає, що в молекулі неспарених електронів бути не може.

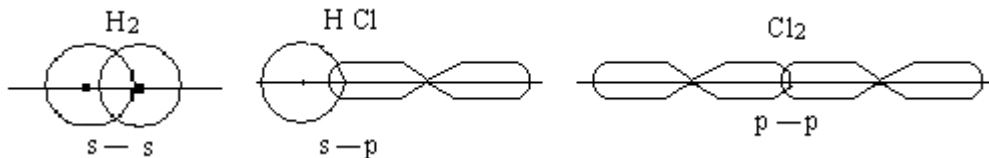
**Під спрямованістю КЗ розуміють, те, що максимально глибоке перекривання валентних орбіталей (електронних хмар) може відбуватися тільки за двома певними напрямками:**

- а) на лінії зв'язує ядра атомів ( $\sigma$  зв'язок)
- б) по обидві сторони від лінії, що зв'язує ядра атомів ( $\pi$  в'язок)

Характеристики  $\sigma$  зв'язку:

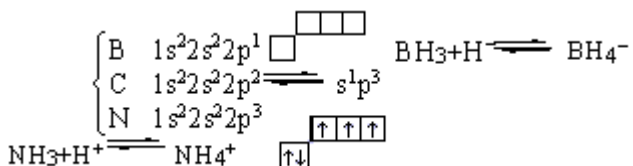
- а) утворюється при перекривання s і p електронних хмар

H-p



- б) можлива гібридизація

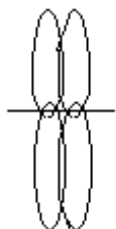
- в) це перший зв'язок, який виникає між 2 атомами і єдиний.  $\pi$  -зв'язок між ними



(більш міцний, ніж  $\pi$ - зв'язок).

Характеристика  $\pi$  -зв'язку:

а) утворюється при перекриванні р-р електронних хмар по обидві сторони то лінії, що зв'язує ядра атомів

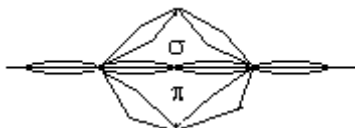
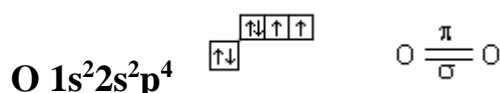


$\pi$  зв'язок

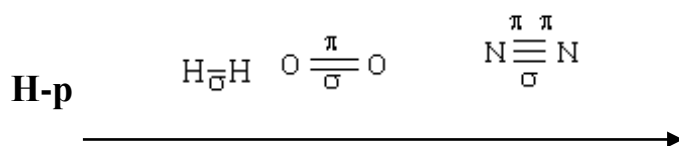
б) гібридизація неможлива

в) утворюється після  $\sigma$  зв'язку в площині (-ях) перпендикулярній осі

Н-р O<sub>2</sub>

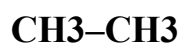


г)  $\pi$ -зв'язок менш міцний, ніж сігма але підсилює його.

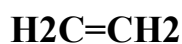


збільшення міцності зв'язку і стійкості молекул

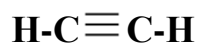
З'єднання в яких поряд з  $\pi$ - (одинарним) зустрічаються і  $\pi$ - зв'язку (подвійний, потрійний) називаються молекулами з кратними зв'язками. Підвищення кратності зв'язку призводить до зменшення меж'ядерної відстані.



0,154 А°



0,133А°



0,120А°

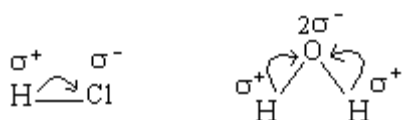
Ковалентний зв'язок (КЗ) може бути неполярний і полярний.

Неполярний КЗ утворюється між атомами одного і того ж елемента ( $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ , і т. інш.), Т. К. Вважається, що загальна електронна хмара розташована симетрично в просторі між ядрами. Однак під дією постійного руху електронів в дуже малий проміжок часу відбувається зміщення загальної електронної площини до одного з атомів, який через мить змінює свій напрямок. Диполь - це система складається із зарядів рівних за абсолютною величиною і протилежних за знаком. Диполь який існує в молекулі під дією постійного руху в мізерно малий проміжок часу називається миттєвим диполем.

Полярна КС утворюється між атомами різних елементів (вода, аміак, вуглекислий газ). Для визначення ступеня полярності зв'язку використовують поняття ЕО (ЕО за Полінгом визначається як властивість атома притягувати до себе спільну електронну пару). Кількісну характеристику полярності можна отримати при зіставленні ОЕО елементів. При цьому якщо

1.  $\Delta E_O = 0$  – зв'язок ковалентний неполярний
2.  $1,9 < \Delta < 0$  – зв'язок ковалентний полярний
3.  $\Delta E_O > 1,9$  – зв'язок йонний

Загальна електронна хмара (загальна електронна пара) в даному випадку розташоване несиметрично в просторі, а його зміщення веде до виникнення ефективних зарядів на атомах



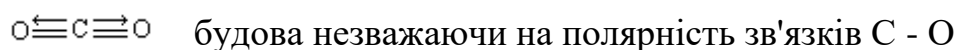
Яка молекула являє собою диполь (тобто система складається із зарядів рівних за абсолютною величиною, але протилежних за знаком). Мірою полярності зв'язку служить  $\mu$  - (дипольний момент зв'язку або ЕМД - електричний момент диполя) представляє  $\mu = e \cdot q$

$l$  - довжина диполя

$q$  - ефективний заряд ( $1,8 \cdot 10^{-16} \text{ Кл}$ )

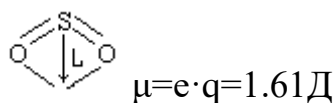
$\mu$  зазвичай висловлюють в Деба  $1 \text{ Д} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{ м}$

Полярність молекули, як і полярність зв'язку оцінюють величиною її дипольного моменту. Однак слід пам'ятати, що  $\mu$  сумарний ЕМД молекули дорівнює векторній сумі всіх ЕМД окремих зв'язків. Тому полярність або неполярні молекули обумовлена дипольним  $\mu$  залежить від геометрії молекули. Так молекула вуглекислого газу є неполярною, т. К. Має



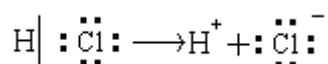
$$l = 0 \quad \mu = e \cdot q$$

Молекула SO<sub>2</sub> внаслідок свого кутового будови має полярний характер

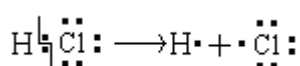


Т. о.  $\mu = 0$  свідчить про високу симетричну структуру молекули, а  $\mu \neq 0$  визначає її несиметричність. Полярність зв'язків може змінюватися під дією зовнішнього електричного поля або під впливом іншої молекули або іона, т. Е. КС поляризуємостю. Поляризуємость КЗ можна визначити як властивість неполярної КС стає полярною, а ще більш полярною під дією зовнішнього електричного поля. За рахунок зміщення симетричної електронної хмари ковалентного неполярного зв'язку виникає т. Н. Наведений індукований диполь. Диполь, який виникає за рахунок зміщення електронної хмари неполярного зв'язку під дією зовнішнього електричного поля називається наведеним (індукований диполь). При усуненні вищого впливу диполь зникає. При тривалому впливі його може відбутися повний розрив молекул з утворенням:

а) іонів (гетеролітичний розрив)



б) радикалів (гомолітичний розрив)



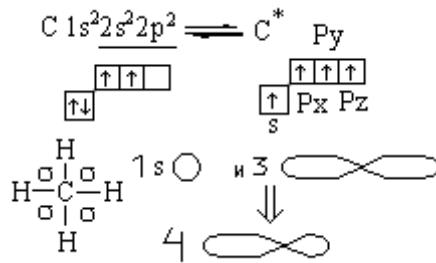
Гібридизація АТ.

Теорія гібридизації АТ була запропонована в 1930 році Лайнус Полінг і є вдосконаленим методом НД

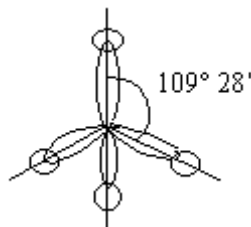
Гібридизацією називається зміна форми і енергії різних орбіталей одного атома

приводить до утворення однакових гібридних орбіталей одного атома приводить до утворення однакових гібридних орбіталей.

$sp^3$  гібридизація на прикладі  $CH_4$  (саме розгляд будови молекули  $CH_4$ ) призвело Полінга до концепції гібридизації



Вони розташовуються у формі правильного

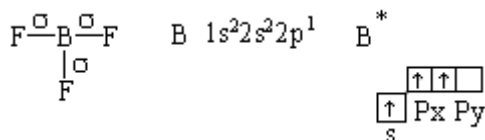


тетраедра:

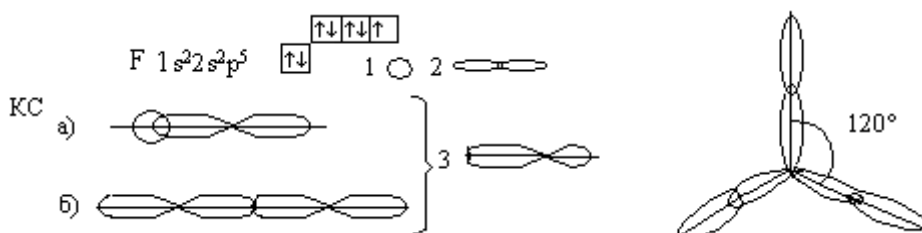
Потім перекриваються з  $s$ - орбіталями атома  $H$  (при цьому область перекривання буде більше.

- а) гібридизації можуть піддаватися тільки  $sp$  орбіталі освічені сігма- зв'язками.
- б)  $s$  перекривання гібридного хмари завжди більше, ніж у не гібридного  $sp^3$  гібридизація характерна для більшості молекул та іонів типу  $EX_4$  ( $CH_4$ ,  $Hal_4$ ,  $NH_4^+$ ,  $BH_4^-$  і т.і.) які теж мають тетраедричну будову.

$sp^2$ -гібридизацію можна розглянути на прикладі з'єднання тривалентного  $B$ ,  $H$ -р  $BF_3$



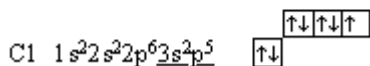
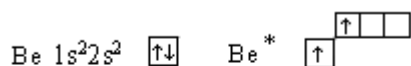
3 нерівноцінні



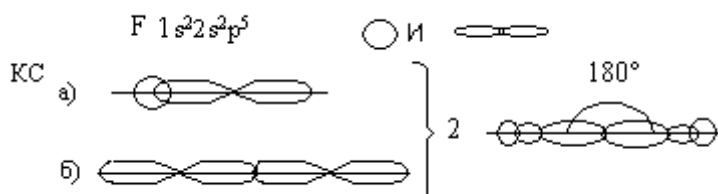
дві рівноцінні, що лежать в одній площині під кутом  $120^\circ$ .

$sp^2$  -гібридизація характерна для алкенів.

$Sp$ - гібридизацію можна розглянути на прикладі молекули  $BeCl_2$



для утворення 2-х КС



$Sp$ - гібридизація характерна для алканів.

Гібридизація не вичерпується розглянутими вище випадками. Можливі й інші типи гібридизації, зокрема за участю  $d$  орбіталей.

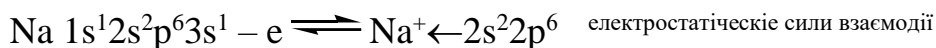
### Іонний зв'язок

Хімічний зв'язок утворений за рахунок електростатичної взаємодії іонів називається іонним зв'язком.

Здатність елементів утворювати прості іони обумовлена електронною структурою їх атомів і може бути оцінена величиною енергії іонізації і спорідненості до електрона.

Іонна зв'язок утворюється як правило між елементами різко відрізняються значеннями  $EO$  ( $\Delta EO > 1,9$ ), найчастіше між типовими  $Me$  ( $s$  I-II груп ПС і неметалами VI, VII груп ПС)

### Механізм утворення



Атоми типових  $Me$  містять на зовнішньому енергетичному рівні 1-2 валентних.

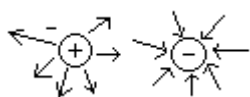
Атомам типових Німіючи не вистачає (звичайно) до завершення валентного електронного шару 1-2.



При взаємодії: атоми Me віддають (перекидають) свої валентні Німіючи. В результаті, кожен атом стає іоном, набуває стійку електронну конфігурацію найближчого інертного газу. Між іонами виникає електростатичне взаємодія (або іонний зв'язок).

При цьому після реалізується правило октету - кожен прагнути придбати встановлену електронну конфігурацію найближчого інертного газу.

На відміну від ковалентного зв'язку іонна характеризується ненаправленням і ненасиченістю; т. к. а) електростатичне поле катіонів та аніонів сферично симметрично



і направлено в усі сторони (тут немає лінії зв'язує ядра атомів).

б) кожен іон оточений необмеженим числом іонів протилежного знака.

Іонні з'єднання в цілому являє собою гігантську асоціацію іонів протилежних знаків. Тому хімічні формули іонних з'єднань типу NaCl, KF і т. Д. Відображають лише найпростіші співвідношення між числом атомів, елементів, що входять до складу такої асоціації. У звичайних умовах іонні сполуки є кристалічними речовинами, але тільки в ідеальному кристалі навколо кожного іона розташоване певне число протііонів; що супроводжується компенсацією зарядів.

### **Металевий зв'язок.**

Всі метали (за винятком Hg) є кристалічними речовинами. Металевий зв'язок обумовлений освітою всіх атомів речовини єдиного рухомого електронної хмари. Металевий зв'язок характерний тільки для атомів Me і обумовлений утворенням валентними електронами всіх атомів речовини єдиного рухомого електронної хмари.

З точки зору сучасних уявлень метал - це складна система, що складається з позитивно заряджених іонів, що займають вузли кристалічної решітки і «вільних» електронів займають міжатомна простір.

Всі Me, за винятком, рідкої ртуті - кристалічні речовини, формують металеві

кристалічні решітки.

Для Me характерна наявність:

А) невеликого числа валентних;

Б) великого числа вільних валентних орбіталей;

В) слабкого зв'язку між валентними і ядром (що підтверджується низькими значеннями  $E_{\text{іон}}$ ).

Поєднання цих факторів призводить до того, що валентні кожного атома Me здатні до асоціації з валентними електронами інших атомів («освіта загальної валентної зони, всередині якої переміщується електронний газ»). Віддавши в загальне користування свій валентний атом Me буде міцно утримуватися («зацементований») у вузлі решітки металевим зв'язком.

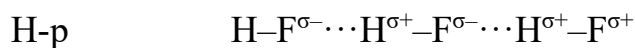
Електрони зовнішніх оболонок металу (валентні електрони) відчують вплив великого числа атомів. Вони можуть вільно переміщатися по своїй решітці тобто деполаризовані по всьому об'єму кристала і належать одночасно всім його атомам.

На міцність металевого зв'язку впливає тип решітки, утворений атомів.

Теорія металевого зв'язку дозволяє пояснити такі св-ва Me як тепло і електрику, металевий блиск, ковкість і пластичність.

### **Водневий зв'язок**

Це зв'язок між молекулами або частинами молекули до складу яких входить атом Н пов'язаний з сильно ЕО елементом. Т. о. воднева зв'язок вторинна, тому й іноді не виділяє в окремий тип зв'язку, а відносять до міжмолекулярної взаємодії.



В результаті сильного відштовхування електронної щільності від атома водню виникає  $\sigma^+$  і його орбіталь стають майже вільною.

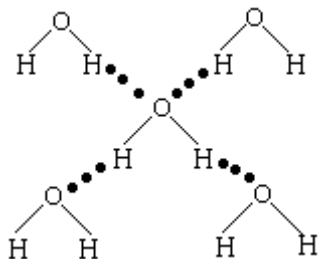
Довжина і міцність водневого зв'язку визначається хімічною природою атомів (чим вище їх ЕО, тим коротше і міцніше воднева зв'язок).

Існує 2 точки зору на природу водневого зв'язку:

1. Вона носить електростатичний (іонний) характер.

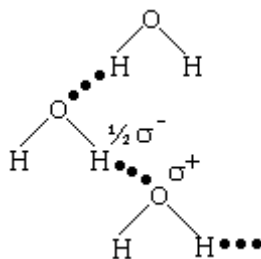
2. Вона нісїт ковалентний характер, утворюється частково по донорно-акцепторним механїзмом. Тому вїн легко вступає у взаємодїю з атомом фтору сусїднїй молекули (HF), у якого частковий негативний заряд, 3 вїльнї електроннї пари і ненасичений.

Н-р молекула води може утворити 4 нових водневих зв'язку (за рахунок 2-х атомів водню і 2 за рахунок атома кисню)



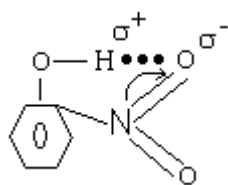
Водневий зв'язок може бути 2 типів:

1. межмолекулярная. Наприклад в  $H_2O$ , HF,  $NH_3$  спирти, карбоновї кислоти і т. Д.



2. внутрімолекулярні (амїнокислоти, бїлки, амїди кислот, нїтрофеноли і т. Д.)

Н-р

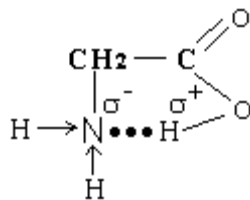


або амїнооцтова кислота.

Процес утворення водневого зв'язку, незважаючи на її низьку енергїю вигїдний, тому протїкає без руйнування молекул, отже, характеризується низькою енергїєю активацїї, тому вона (воднева зв'язок) дуже поширена і властива всїм агрегатним станам.

Водневий зв'язок сильно впливає на фізичнї і хїмїчнї властивостї сполук.

Вона, зокрема, обумовлює їх здатнїсть до асоцїацїї, аномалїю  $T_{пл}$  і  $T_{кип}$ ,



високу розчинність у воді.

**Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

**Питання:**

1. В чому суть методу валентних зв'язків (ВЗ). Наведіть схеми утворення зв'язків в молекулах O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub> за методом ВЗ.
2. Наведіть основні характеристики хімічних зв'язків та вкажіть одиниці їх вимірювання.
3. В чому суть методу молекулярних орбіталей (МО).
4. Намалюйте енергетичні діаграми молекул F<sub>2</sub> та CO за цим методом.

**Загальне матеріальне та навальнo-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;
- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

**Питання для самоконтролю:**

1. Визначення хімічного зв'язку.
2. Параметри хімічного зв'язку.
3. Типи хімічного зв'язку.
4. Просторова конфігурація молекул.
5. Гібридизація валентних орбіталей центрального атома.
6. Характеристика ковалентного хімічного зв'язку.
7. Характеристика металевого зв'язку
8. Характеристика водневого зв'язку

## Список використаних джерел:

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ: Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.
6. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
8. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.

## Лекція № 4

**Тема:** «Класи та номенклатура неорганічних сполук. Прості речовини. Складні речовини. Оксиди, пероксиди та надпероксиди. Номенклатура гідроксидів. Номенклатура кислот. Номенклатура солей.» - 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини. Неорганічна хімія являє собою теоретичну базу, необхідну для вивчення спеціальних дисциплін, прищеплює навички прогнозування властивостей та реакційної активності неорганічних речовин, які використовують у фармації та медицині. Без неорганічної хімії неможливе подальше вивчення аналітичної, органічної, фізичної, колоїдної та фармацевтичної хімії – спеціальних дисциплін у програмі підготовки майбутніх

провізорів. Хімічна номенклатура – це мова хімії, без якої неможливе спілкування вчених різних країн.

**Мета:** В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з принципами класифікації та номенклатури неорганічних сполук, навчитися називати та характеризувати будь-яку неорганічну сполуку.

**Основні поняття:** номенклатура неорганічних сполук, класи неорганічних сполук, оксид, гідроксид, луг, кислота, сіль.

**План і організаційна структура лекції:**

№№ п.п.	Основні етапи лекції та їх зміст.	Цілі у рівнях абстракції.	Тип лекції, оснащення лекції.	Розподіл часу.
1	2	3	4	5
I	<b>Підготовчий етап</b>			
1.	Визначення навчальних цілей.		Лекція комбінова	1%
2.	Забезпечення позитивної мотивації.			2%
II	<b>Основний етап</b>			
3.	Викладення лекційного матеріалу. План: 7. Вступ до класифікації та номенклатури неорганічних сполук. 8. Оксиди. 9. Кислоти. 10. Основи Амфотерні	I       II	Слайди	90%

	гідроксиди. 11.Солі. <b>Заключний етап</b> Резюме лекції, загальні висновки. Відповіді лектора на можливі запитання.		Список літератури, питання, завдання.	
III				
4.	Завдання для самопідготовки студента.			3%
5.				4%
6.				5%

### **Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)**

#### ***Вступ до класифікації та номенклатури неорганічних сполук***

Хімічні елементи утворюють велику кількість сполук, які відрізняються за складом та властивостями. Їх номенклатура є мовою хімії.

Хімічна номенклатура – це правила складання хімічних формул та засоби названня індивідуальних речовин. Сучасний розвиток хімічної науки вимагає застосування міжнародної номенклатури хімічних сполук, яка містить їх традиційні та систематичні назви.

Неорганічні сполуки відносять до того чи іншого класу, враховуючи їх склад, наявність функціональних груп, природу хімічного зв'язку, структуру молекул та кристалів.

Всі неорганічні сполуки розділяють на прості та складні. Прості речовини складаються з атомів одного елемента. Їх поділяють на дві групи – метали та неметали. Ці дві групи речовин відрізняються одна від одної типом хімічного зв'язку між атомами, фізичними та хімічними властивостями.

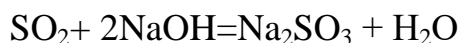
Складні речовини складаються з атомів різних елементів.

Неорганічні сполуки ділять на наступні класи: оксиди, гідроксиди (кислоти і основи), амфотерні гідроксиди, солі.

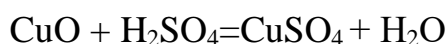
### **Оксиди**

За міжнародною номенклатурою з'єднання елементів з киснем називають оксидами; при позначенні цих сполук поряд з формулою або назвою вказують в дужках ступінь окислення елемента, наприклад FeO-оксид заліза (II), Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> - оксид заліза (III). Оксиди поділяють на солеобразуючі і несолеобразуючі. Солеобразуючі, у свою чергу ділять на кислотні, основні та амфотерні.

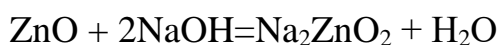
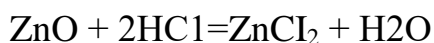
Кислотними (SO<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub> і ін.) називають такі оксиди, які утворюють солі з підставами або основними оксидами, наприклад:



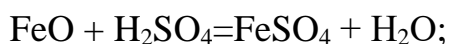
Основними (CuO, FeO та ін.) називають такі оксиди, які утворюють солі з кислотами або кислотними оксидами, наприклад:



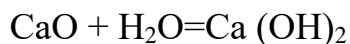
Амфотерними називають оксиди металів, що утворюють солі при взаємодії як з кислотами (кислотними оксидами), так і з основами (основними оксидами), наприклад:



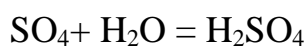
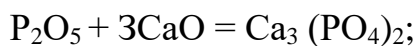
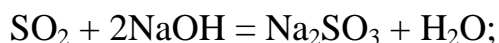
Основні оксиди реагують з кислотами і кислотними оксидами:



Оксиди лужних і лужноземельних металів вступають у взаємодію з водою:



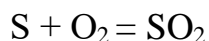
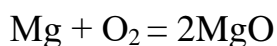
Кислотні оксиди реагують з гідроксидами, основними оксидами і (багато) з водою:



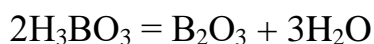
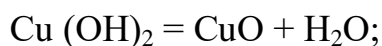


Способи одержання оксидів:

- взаємодія речовин з киснем:



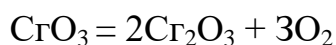
- розкладання гідроксидів, кислот:



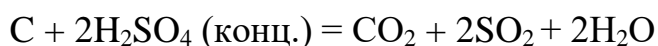
- розкладання солей:



- розкладання оксидів:



- взаємодія кислот, що володіють окисними властивостями, з металами і неметалами:



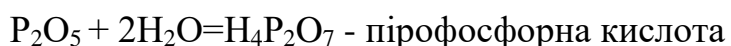
### ***Кислоти***

Кількість атомів водню, здатних заміщатися металами з утворенням солей, визначає основність кислоти. Розрізняють кислоти одноосновні (наприклад  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ), двоосновні ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ), триосновні ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ).

За хімічним складом кислоти ділять на безкисневі ( $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$  і ін.) і оксигенвмісні ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  та ін.).

Більшість кислотних оксидів утворює кислоти шляхом безпосереднього приєднання води. Кислотні оксиди називають ангідридами кислот. Молекули деяких ангідридів можуть приєднувати різні кількості молекул води. При цьому утворюються метакислоти, що містять найменшу кількість води, і ортокислоти, що містять найбільшу кількість води.

Наприклад:

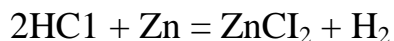
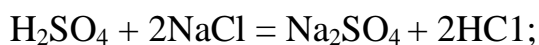
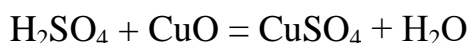
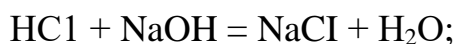


$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$  - ортофосфорна кислота

Назва кислот, в яких ступінь окислення центрального атома відповідає номеру групи в 1 таблиці Д. І. Менделєєва, утворюється від російського (назви елемента з суфіксом «н» або «ов»), наприклад:  $HNO_3$  - азотна кислота,  $H_2WO_4$  - вольфрамова кислота.

Якщо елемент має різні ступені окислення і утворює не одну кислоту, то в назву кислоти з нижчої ступенем окислення елемента вводиться суфікс «іст», наприклад:  $H_2SO_3$  - сірчиста кислота;  $HNO_2$  - азотистая кислота.

Кислоти взаємодіють з гідроксидами, основними оксидами, солями, металами:



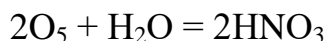
Деякі кислоти розкладаються:



Визначають кислоти за допомогою індикаторів: лакмусу, метилового оранжевого та ін.

### **Способи отримання кислот:**

взаємодія ангідридів, з водою:



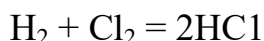
взаємодія солей з кислотами:



окислення простих речовин:



з'єднання неметалла з воднем з наступним розчиненням отриманого сполуки у воді (одержання безкисневих кислот):



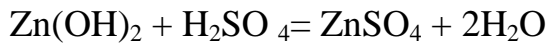
### ***Основ. Амфотерні гідроксиди***

Залежно від числа гідроксильних груп основи бувають однокіслотні ( $KOH$ ,  $NaOH$  і ін.) і многокіслотні [ $Ca(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$  та ін.]. Основи, розчинні у воді, називають лугами. До них відносять основи, утворені лужними і

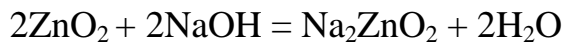
лужноземельними металами, та гідроксид амонію.

За міжнародною номенклатурою основи називають гідроксидами. Наприклад,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  - гідроксид заліза (II),  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  - гідроксид заліза (III).

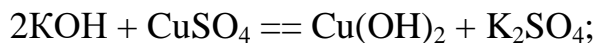
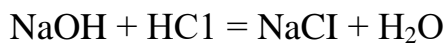
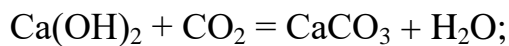
Амфотерні гідроксиди. Гідрати амфотерних оксидів, як і самі оксиди, мають амфотерними властивостями. З кислотами вони взаємодіють як основи:



З основами - як кислоти:

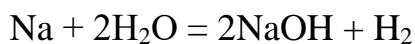


Гідроксиди реагують з кислотними оксидами, з кислотами, з солями, деякі при нагріванні розкладаються:

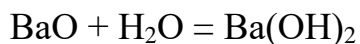


Розчинні гідроксиди - луги визначають за допомогою індикаторів: лакмусу, фенолфталеїну, метилового оранжевого та ін.

Гідроксиди отримують взаємодією лужних і лужноземельних металів з водою:



оксидів лужних і лужноземельних металів з водою:



солей з лугами (спосіб отримання нерозчинних гідроксидів)

Луги також отримують електролізом розчинів солей калію, натрію.

## ***Солі***

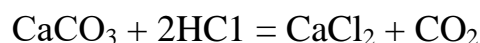
Солі ділять на середні (наприклад,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), кислі ( $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ) і основні ( $\text{NiOHNO}_3$ ,  $\text{AlOHNO}_3$ ).

За міжнародною номенклатурою назва середніх і кислих солей роблять від назви кислот і металів, їх утворили. Так:  $\text{CuSO}_4$  – купрум(II) сульфат,  $\text{K}_2\text{SO}_3$  – калій сульфит,  $\text{NaHSO}_3$  – натрій гідросульфит,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  – натрій фосфат,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  – натрій гідрофосфат,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  – натрій дигідрофосфат.

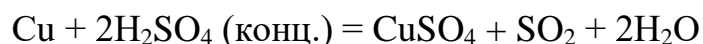
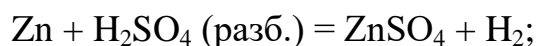
Основні солі називають гідроксолями, наприклад:  $\text{NiOHNO}_3$  – нікель

гідроксонітрат,  $\text{AlOHSO}_4$  – алюміній гідроксосульфат.

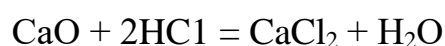
Солі реагують з солями, кислотами, лугами, водою, деякі розкладаються при нагріванні:



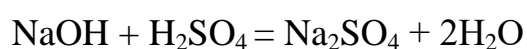
Середні солі отримують взаємодією металу з кислотою:



основного оксиду з кислотою:



гідроксиду з кислотою:



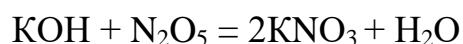
солі з кислотою:



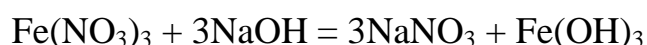
основного оксиду з кислотним:



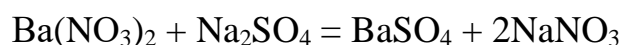
гідроксиду з кислотним оксидом:



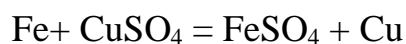
солі з лугом:



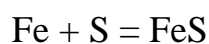
солі з сіллю:



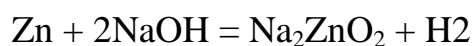
металу з сіллю:



металу з неметалом:



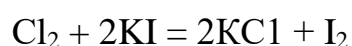
металу з лугом:



неметала з лугом:



неметала з сіллю:



Середні солі можна отримати також розкладанням кисневих солей при нагріванні:

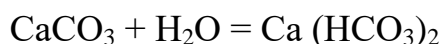


Способи отримання кислих солей:

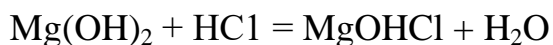
-неповна нейтралізація кислоти або кислотного оксиду гідроксидом:



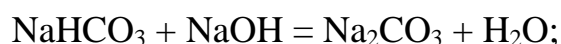
-дія кислоти або кислотного оксиду на середню сіль тієї ж кислоти:



-Основні солі найчастіше отримують неповної нейтралізацією гідроксиду кислотою:



Кислі солі можна перевести в середні додатком лугу, а основні в середні-додаванням кислоти:



**Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

**Питання:**

1. Прості речовини: метали та неметали.
2. Складні речовини.
3. Оксиди: класифікація, номенклатура, отримання, властивості.
4. Кислоти: класифікація, номенклатура, отримання, властивості.
5. Основи: класифікація, номенклатура, отримання, властивості.
6. Амфотерні гідроксиди: класифікація, номенклатура, отримання, властивості.
7. Солі: класифікація, номенклатура, отримання, властивості.

**Загальне матеріальне та навальнo-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;

- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

### **Питання для самоконтролю:**

1. Охарактеризувати прості та складні речовини.
2. Дати визначення терміну «оксид». До яких сполук належать оксиди – простих чи складних?
3. Навести приклади солетворних та несолетворних оксидів.
4. Визначити клас оксидів (кислотні, основні, амфотерні):  
BaO, BeO, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, SiO, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, Na<sub>2</sub>O, SO<sub>2</sub>. Охарактеризувати їх властивості, підтвердити рівняннями реакцій. Навести формули та характер відповідних гідроксидів.
5. Назвати сильні мінеральні кислоти, наавести їх формули, їх поведінка в розчинах.
6. Пояснити різницю між лугами та розчинними у воді основами.
7. Навести приклади простих, подвійних, кислих, основних, середніх, складних, комплексних солей. Назвати їх та охарактеризувати їх поведінку у розчині.

### **Список використаних джерел:**

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ: Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.

6. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
8. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.

### Лекція № 5

**Тема:** «Енергетика хімічних та фазових перетворень. Напрямок хімічних реакцій. Термохімічні рівняння, їх особливості. Закон Гесса.» - 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини. Хімічна термодинаміка вивчає закономірності перетворення різних видів енергії при хімічних реакціях. Вона має велике теоретичне і практичне значення, тому що дозволяє заздалегідь передбачити ймовірність і напрямленість хімічних та біохімічних процесів. На законах класичної термодинаміки базується біоенергетика, яка описує закономірності перетворення енергії в живих системах.

Термохімічні дослідження використовують для розрахунків теплових балансів технологічних процесів (зокрема технологічних процесів добування лікарських речовин), визначення енергії хімічних зв'язків, встановлення зв'язку між будовою та реакційною здатністю лікарських речовин.

**Мета:** В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з закономірностями протікання хімічних реакцій, проведення розрахунків теплових балансів технологічних процесів (зокрема технологічних процесів добування лікарських речовин), визначення енергії хімічних зв'язків, встановлення зв'язку між будовою та реакційною здатністю лікарських речовин.

**Основні поняття:** внутрішня енергія, ентропія, ентальпія, напрямок реакції, тепловий ефект реакції, термохімічні рівняння.

**План і організаційна структура лекції:**

№№	Основні етапи лекції	Цілі у рівнях	Тип лекції,	Розподіл
----	----------------------	---------------	-------------	----------

п.п.	та їх зміст.	абстракції.	оснащення лекції.	часу.
1	2	3	4	5
I	<b>Підготовчий етап</b>			
1.	Визначення навчальних цілей.		Лекція комбінова	1%
2.	Забезпечення позитивної мотивації.			2%
	<b>Основний етап</b>			
II	Викладення лекційного матеріалу.			
3.	План:			
	12. Вступ.		Слайди	90%
	13. Тепловий ефект реакції.			
	14. Знак теплового ефекту.	I		
	15. Основні поняття термодинаміки.	II		
	Хімічна термодинаміка.			
	16. Внутрішня енергія.			
	17. Термохімічні рівняння.		Список літератури, питання, завдання.	
	18. Закони термохімії.			
	19. Розрахунки енергетики хімічних перетворень.			



III	<b>Заключний етап</b>			
4.	Резюме лекції, загальні висновки.			3%
5.	Відповіді лектора на можливі запитання.			4%
6.	Завдання для самопідготовки студента.			5%

### **Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)**

#### ***Вступ.***

Як дізнатися заздалегідь, здійсненна та чи інша хімічна реакція? Чи можливе існування того чи іншого з'єднання?

Щоб отримати відповіді на ці питання, можна використовувати два підходи - квантовомеханічний і термодинамічний.

Сьогодні ми познайомимося з термодинамічним методом дослідження, а точніше з його основними елементами, які необхідні Вам і при вивченні неорганічної хімії та інших хімічних дисциплін, що формують Вас як фахівців (біологічна хімія, фізична, колоїдна хімія і т.д.).

#### ***Тепловий ефект реакції***

При хімічних реакціях енергія найчастіше виділяється або поглинається у вигляді теплової (може супроводжуватися виділенням світла, електроенергії, тобто перетворенням хімічної енергії в інший вид енергії).

Реакція, при якій енергія переходить в зовнішнє середовище, називається екзотермічної. Реакція, що супроводжується поглинанням енергії із зовнішнього середовища, називається ендотермічної.

Енергетичні ефекти реакцій вивчає термохімія.

Так як енергія може виділятися або поглинатися не тільки у вигляді тепла, а й у вигляді світлової енергії і т.д., а різні види енергії еквівалентні, то умовно висловлюють енергію виділяється або поглинається при хімічних реакціях в

теплових одиницях і називають цю величину тепловим ефектом реакції або енергетичним ефектом.

Тепловим ефектом хімічної реакції називається те кількість енергії, у вигляді тепла, яке повинно бути отримано продуктами реакції або відведено від них, щоб вони мали ту ж температуру як вихідні речовини.

### ***Знак теплового ефекту***

В даний час в хімічній термодинаміці застосовується така система знаків: тепловому ефекту екзотермічної реакції приписують знак мінус "-", тобто система віддає тепло, а тепловому ефекту ендотермічної реакції - знак плюс "+", система отримує тепло.

При хімічній реакції виділення або поглинання теплоти пов'язано зміною запасу енергії в продуктів реакції в порівнянні з існуючими речовинами. Теплота виділяється в результаті роботи теплових установок при спалюванні палива. Для існування будь-якого організму потрібні реакції, при протіканні яких в організмі виділяється тепла енергія; наприклад, окислення вуглеводів - екзотермічний процес. Вивчення енергетики хімічних процесів важливо для біохімії, медицини і техніки. Знати тепловий ефект реакції необхідно, щоб правильно розрахувати тепловий баланс в хімічному реакторі, грамотно і безпечно проводити хімічну реакцію, підбирати матеріал посудини для її проведення.

### ***Основні поняття термодинаміки. Хімічна термодинаміка.***

Хімічна термодинаміка вивчає рівновагу хімічних реакцій, фазові переходи і фазові стани, визначає наскільки повно протікає реакція, передбачає можливість здійснення тієї чи іншої реакції. Вона допомагає визначити величину і форму енергії хімічних реакцій.

В основі хімічної термодинаміки лежить закон збереження енергії (перший закон термодинаміки): енергія замкнутої системи є величина постійна.

Термодинамічна система - це газ, рідина, розчин, тверде тіло, тобто будь-яка сукупність дуже великого числа частинок.

Системи бувають відкриті, закриті та ізольовані.

Термін "замкнута" означає, що система має межі, за якими знаходиться зовнішня

середу.

Якщо система обмінюється з зовнішнім середовищем і енергією і речовиною, то вона називається відкритою, наприклад, клітина організму.

Якщо обмін речовин неможливий, але відбувається обмін енергією - закритою, наприклад: нагрівачі або холодильники, хімічні процеси без улетучивання компонентів.

Якщо виключається обмін енергії і речовини, то система - ізольована.

Стан системи визначається її параметрами. Для газів це тиск  $p$ , об'єм  $V$ , температура  $T$ , концентрація  $C$ . У більш складних системах характеристиками є теплота  $Q$ , теплосодержание (ентальпія)  $H$ , внутрішня енергія  $U$ , робота  $A$ , ентропія  $S$  та ін.

### ***Внутрішня енергія.***

Вона охоплює всі види енергії, якими володіють компоненти системи: кінетична енергія молекул, електронів, ядер, енергія взаємодії електронів і ядер і т.д.

Для термодинамічного аналізу важлива не сама величина  $U$ , а її зміна  $\Delta U$ , при зміні стану та умов існування системи. Слід прийняти без доказів таке твердження:

1. Запас внутрішньої енергії якогось тіла залежить від його природи.
2. Від умов, в яких воно знаходиться.
3. Від його маси.

При хімічній реакції одні з'єднання перетворюються в інші, по  $\neg$  сумарна внутрішня енергія продуктів реакції буде іншою, ніж вихідних речовин.

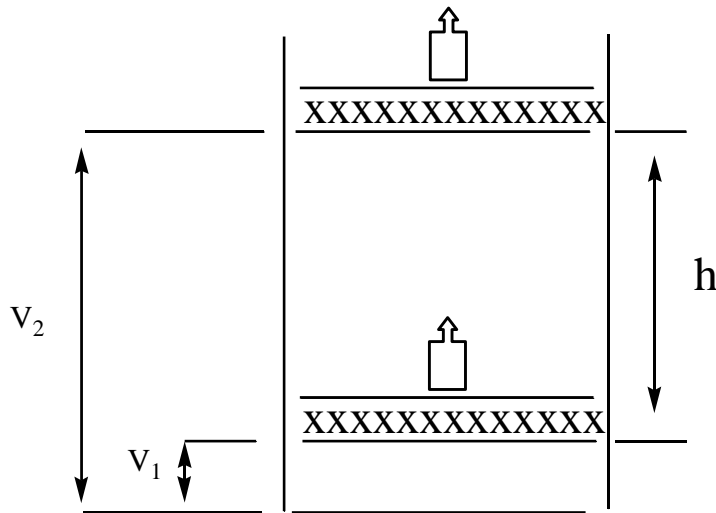
Отже, при реакції повинна виділятися або поглинатися енергія, а це і є тепловий ефект реакції. Він повинен залежати і від того, в яких умовах перебувають вихідні речовини і продукти реакції - зокрема, чи протікає ця реакція при постійному обсязі або при постійному тиску.

Процеси, що відбуваються при постійному обсязі, називаються ізохорно, а при постійному тиску - ізобарно.

1. Процеси, що протікають при постійному тиску.

Приклад: хімічна реакція проводиться в циліндрі, закритому поршнем з відомою

масою. Маса поршня постійна, отже, і тиск під яким знаходяться вихідні речовини і продукти реакції постійно. Позначимо запас внутрішньої енергії вихідних речовин через  $U_n$ , продуктів реакції  $U_k$ . Тоді зміна цього запасу  $dU$  при реакції одно:  $dU = U_k - U_n$  (I). Символ  $d$  використовується для означення різниці між двома величинами  $U_n$  і  $U_k$ .



Нагріваємо циліндр з газом, підбиваючи теплоту ззовні. Газ почне розширюватися і поршень підніметься на висоту  $h$ . Чинена їм робота проти тиску поршня і атмосфери дорівнює добутку тиску на зміну обсягу:

$$A = p (V_2 - V_1) = p dV$$

Крім того, змінюється внутрішня енергія, тому збільшується швидкість руху молекул газу і змінюється міцність зв'язків у молекулах. Отже, можемо записати, що подводима теплота витрачається на зміну внутрішньої енергії системи і на здійснення системою роботи:

$$Q = dU + A, \text{ а тому } A = p dV, \text{ то}$$

$$Q = dU + p dV \text{ (II)}$$

Це і є математичний вираз першого початку термодинаміки, тобто сума зміни внутрішньої енергії і досконалою системою або над нею роботи дорівнює повідомленій їй чи виділеній нею теплотою.

2. Процеси, що протікають при постійному обсязі.

Якщо поршень закріплений жорстко, то система не має можливості розширюватися, т.ч. обсяг  $V$  постійний. При постійному обсязі (Ізохоричний процесі)  $A = 0$ , тому зміна обсягу не відбувається. Отже, в цьому випадку зміна

внутрішньої енергії системи може відбуватися тільки за рахунок теплообміну її з середовищем, тому  $dU = Q$  (III), де  $Q$  тепловий ефект реакції, що протікає при постійному обсязі. Проаналізуємо рівняння II і III першого закону термодинаміки для двох процесів:

1. при постійному тиску;

2. при постійному обсязі

$$Q = dU + pdV \text{ (II) і } dU = Q \text{ (III)}$$

Порівнявши обидва рівняння можна зробити наступний висновок: тепловий ефект реакції залежить від того, в яких умовах вона протікає: при постійному тиску або при постійному обсязі.

б. ентальпії (Тепломісткість).

Хімічні реакції частіше здійснюються не при постійному обсязі,

а при постійному тиску  $p$  ( $dp = 0$ , ізобарний процес).

У подібних випадках для характеристики процесу зручніше користуватися не внутрішньою енергією  $U$ , а ентальпією  $H$ , яка визначається співвідношенням:

$$H = U + pdV$$

Приріст цих величин при якомусь процесі, наприклад, хімічної реакції, становить  $dH = dU + pdV$  (IV). При сталості тиску зміна ентальпії дорівнює сумі зміни внутрішньої енергії ( $dU$ ) і досконалою системою роботи розширення ( $pdV$ ).

Виходячи з цього рівняння, можна зробити висновок, що  $dH$  реакції - це не що інше як тепловий ефект реакції при постійному тиску.

Якщо ніякі інші види роботи не відбуваються, то  $dH = Q$ . Як видно ентальпія має ту ж розмірність, що і внутрішня енергія і тому, зазвичай виражається в джоулях або кілоджоуль. Зміна внутрішньої енергії або ентальпії прийнято відносити до того випадку, коли всі вихідні речовини і всі продукти реакції перебувають в стандартних станах. Стандартним станом речовини при даній температурі називається його стан у вигляді чистого речовини при тиску, рівному нормальному атмосферному тиску (101,325 кПа або 760 мм рт. Ст., за температури 25 ° C). Віднесене до стандартних станам зміна відповідних величин називається стандартною зміною і забезпечується верхнім індексом 0:

$dU^0$  - стандартне зміна внутрішньої енергії при хімічній реакції,

$dH^0$  - стандартне зміна ентальпії при хімічній реакції (або стандартна ентальпія хімічної реакції).

Стандартна ентальпія реакції утворення 1 моля даного речовини з простих речовин називається стандартною ентальпією утворення цієї речовини. Цю величину зазвичай висловлюють в кілоджоуль на моль (кДж / моль).

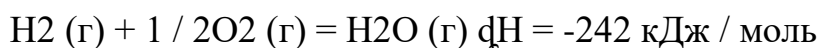
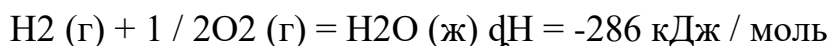
Якщо елемент утворює кілька простих речовин (графіт, алмаз, кисень, озон і т.д.), то стандартна ентальпія освіти і аналогічні величини визначаються за найбільш стійкою модифікації (графіт, кисень і т.д.).

Ентальпія і внутрішня енергія утворення таких найбільш устійливих модифікацій простих речовин приймаються рівними нулю.

Стандартні ентальпії утворення деяких хімічних сполучень наведені в спеціальних таблицях в різних навчальних посібниках із зазначенням температури (стандартної - 298 ° К або 25 ° С).

### ***Термохімічні рівняння.***

Хімічні рівняння, в яких вказані зміни ентальпії (теплові ефекти реакцій) називаються термохімічними рівняннями, наприклад рівняння



означає, що при відновленні 1 моля речовини PbO оксидом вуглецю виділяється кількість теплоти, рівне 64 кДж / моль, а при синтезі води в результаті згоряння водню в атмосфері кисню виділяється відповідно 286 кДж / моль (одержання води рідкої) або 242 кДж / моль (одержання води газоподібної). Скорочення «к», «р» і «г» вказують відповідно на кристалічний, рідкий або газоподібний стан речовини.

### ***Закони термохімії.***

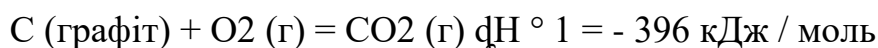
Закон Лавуазьє-Лапласа формулюється так: Тепловий ефект прямої реакції дорівнює тепловому ефекту зворотної реакції з протилежним знаком.

Якби це правило було вірним, тоді б існувала можливість створення "перпетум мобіле", тобто вічного двигуна.

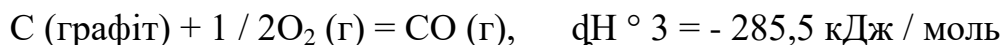
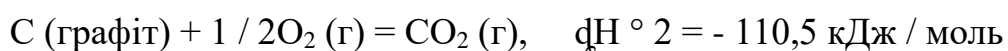
Закон Гесса - лежить в основі термохімічних розрахунків та сформульований в 1840 році російським ученим Гессом Г.І.

Тепловий ефект хімічної реакції залежить тільки від початкового і кінцевого станів що у реакції речовин і не залежить від проміжних стадій процесу.

Так, освіта CO<sub>2</sub> з графіту і кисню можна розглядати або як безпосередній результат взаємодії простих речовин



або як результат процесу, що протікає через проміжну стадію утворення і згоряння CO



Відповідно до закону Гесса, теплові ефекти освіти CO<sub>2</sub> як безпосередньо з простих речовин, так і через проміжну стадію утворення CO рівні

$\Delta H^\circ 1 = \Delta H^\circ 2 + \Delta H^\circ 3$  Із закону Гесса слід, зокрема, що термохімічні рівняння можна складати, віднімати і множити на чисельні множники, і другий наслідок, застосування якого спрощує термохімічні розрахунки.

Стандартне зміна ентальпії хімічної реакції дорівнює сумі стандартних ентальпій утворення продуктів реакції за вирахуванням суми стандартних ентальпій утворення вихідних речовин.

### ***Розрахунки енергетики хімічних перетворень.***

Вимірювання і розрахунки теплових ефектів дозволяють скласти правильне уявлення про енергетичну цінність тієї чи іншої реакції, можливе направлення процесу і співвідношенні її внутрішніх етапів.

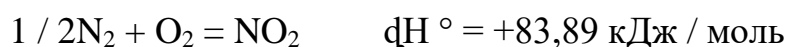
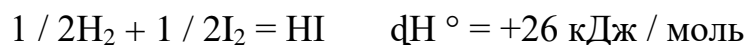
Теплові ефекти можуть бути розраховані різними методами:

1. по теплотам утворення речовин;
2. по теплотам згоряння речовин;
3. по теплотам нейтралізації, розчинення та ін. Процесам.

Теплотою утворення складного речовини називають стандартний тепловий

ефект ( $\Delta H^\circ$  обр.) Освіти I благаючи його з простих речовин при стандартних умовах.

Приклад:

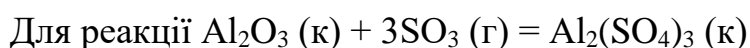


Теплотою згоряння речовини називають стандартний тепловий ефект ( $\Delta H^\circ$  сгор.)

Реакції його згоряння в кисні до вищих оксидів або відповідних кисневих сполук.

Знаючи стандартні теплоти утворення вихідних продуктів і продукту реакції можна розрахувати тепловий ефект реакції.

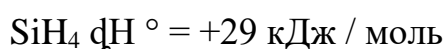
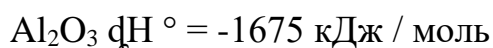
Відповідно до закону Гесса, тепловий ефект реакції дорівнює сумі теплоутворення продуктів реакції за вирахуванням суми теплот утворення вихідних речовин.



$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ \text{ обр. Al}_2(\text{SO}_4)_3 - \Delta H^\circ \text{ обр. Al}_2\text{O}_3 + 3\Delta H^\circ \text{ обр. SO}_3$$

$$\Delta H = -3434 - (-1675 - 3 \cdot 395) = 754 \text{ кДж / моль}$$

В даний час теплоти освіти відомі приблизно для чотирьох тисяч речовин, і це дозволяє чисто розрахунковим шляхом встановити теплові ефекти найрізноманітніших реакцій. Величини теплот утворення важливі ще й тому, що вони характеризують, хоча й приблизно, міцність з'єднання.



Неміцні речовини зазвичай більш реакційноздатні ніж міцні.

$\text{Al}_2\text{O}_3$ - малореакціоноспособное з'єднання,

$\text{SiH}_4$  - навіть при звичайних умовах спалахує на повітрі.

**Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

**Питання:**

1. Тепловий ефект реакції.
2. Знак теплового ефекту.



3. Основні поняття термодинаміки.
4. Внутрішня енергія.
5. Закони термохімії.

### **Загальне матеріальне та навально-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;
- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

### **Питання для самоконтролю:**

1. Розрахувати ентальпію утворення амоніаку з газоподібних водню та азоту.
2. Розрахувати теплоту згоряння 1 моль вугілля до вуглекислого газу.
3. Сформулювати закон Гесса.
4. Розрахувати теплоту реакції взаємодії вуглекислого газу з водою.

### **Список використаних джерел:**

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.
6. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.

7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
8. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.

### Лекція № 6

**Тема:** «Швидкість хімічних реакцій та хімічна рівновага. Гомогенні та гетерогенні реакції. Закон діючих мас. Гомогенний та гетерогенний катализ. Напрямок зміщення хімічної рівноваги за принципом Ле-Шательє.» - 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини.

Хімічна термодинаміка вивчає закономірності перетворення різних видів енергії при хімічних реакціях. Вона має велике теоретичне і практичне значення, тому що дозволяє заздалегідь передбачити ймовірність і напрямленість хімічних та біохімічних процесів. На законах класичної термодинаміки базується біоенергетика, яка описує закономірності перетворення енергії в живих системах.

**Мета:** В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з предметом, завданнями, методами та історією розвитку неорганічної хімії. Повинні знати значення хімії для медицини та фармації, а також засвоїти знання про основні поняття та закони хімії.

**Основні поняття:** внутрішня енергія, ентропія, ентальпія, напрямок реакції, тепловий ефект реакції, термохімічні рівняння.

#### План і організаційна структура лекції:

№№ п.п.	Основні етапи лекції та їх зміст.	Цілі у рівнях абстракції.	Тип лекції, оснащення лекції.	Розподіл часу.
1	2	3	4	5



4.	<b>Заключний етап</b>			3%
5.	Резюме лекції, загальні висновки.			4%
6.	Відповіді лектора на можливі запитання.			5%
	Завдання для самопідготовки студента.			

### **Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)**

#### ***Поняття про швидкість хімічної реакції.***

Хімічна кінетика - це вчення про швидкості хімічної реакції і про залежність цієї швидкості від різних факторів.

Основне завдання хімічної кінетики - це управління хімічним процесом з метою забезпечення великій швидкості реакції і максімально високого виходу цільового продукту.

Пізнання внутрішнього механізму хімічної реакції і всіх факторів, що впливають на її перебіг, дозволяє раціонально будувати технологічний процес і економічно вигідно отримувати важливі для народного господарства речовини.

У хімічних реакціях можуть брати участь газоподібні, рідкі або тверді речовини.

Тому розрізняють: гомогенні і гетерогенні реакції.

Гомогенні реакції протікають в однорідному середовищі (газові суміші, рідкі розчини).

Гетерогенні реакції - в неоднорідному середовищі, коли речовини знаходяться в різних фазах (твердої і рідкої, газової та рідкої і т.д.).

Система - це речовина або суміш речовин, відмежовані від навколишнього середовища.

Фаза - це частина системи, що має на всьому протязі однаковим хімічним складом, фізичними і хімічними властивостями і окрема від інших частин системи поверхнею розділу.

Швидкістю хімічної реакції називається число елементарних актів реакції, що

відбуваються в одиницю часу в одиниці об'єму (для гомогенних реакцій) або на одиниці поверхні розділу фаз (для гетерогенних реакцій).

У хімії швидкість процесу визначається зміною кількості речовини за одиницю часу, а кількість речовини може бути виражене і масою його і концентрацією.

Для хімічної взаємодії важливо зміна концентрації, тому швидкістю хімічної реакції  $V_{\text{ср.}}$  називається зміна концентрації  $C$  речовини за одиницю часу

$$v_{\text{ср.}} = -dC / dt$$

Швидкість реакції - величина завжди позитивна, а при відсутності взаємодії дорівнює нулю. Інтервал часу також позитивний, але  $C$  може бути більше або менше нуля, що залежить від того, як протікає реакція:

$$C_2 > C_1, \text{ тоді } dC = C_2 - C_1 > 0 \quad (1)$$

або витрачається речовина в процесі реакції:

$$C_2 < C_1, \text{ тоді } dC = C_2 - C_1 < 0 \quad (2)$$

У цьому випадку щоб зберегти швидкість позитивною, перед  $dC / dt$  ставлять "-".

Чим менше  $dC$  і  $dt$ , тим точніше ставлення  $dC / dt$  представляє миттєву або справжню швидкість в даний момент. Математично це представляється у вигляді похідної (диференціала) від концентрації по часу

$$v_{\text{іст.}} = dC / dt$$

Експериментально швидкість реакції можна знайти, визначаючи концентрацію однієї з речовин, що беруть участь у взаємодії в різні моменти часу.

### ***Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції.***

Швидкість хімічної реакції залежить:

1. Від природи реагуючих речовин. В даному випадку велику роль відіграють як внутрімолекулярні (хімічні), так і міжмолекулярні (ван-дер-Вальсова) сили.

Як правило, неполярні молекули реагують між собою повільно, тоді як іонні речовини - швидко (взаємодія іонів у розчині). Реакції:

2. Від стану реагуючих речовин. В даному випадку важливу роль відіграє агрегатний стан і взагалі ступінь роздробленості (дисперсності) речовини. Чим

воно більше, тим більше поверхня контакту.

3. Від середовища, в якій протікає реакція. На швидкість реакції в розчинах великий вплив робить природа розчинника; утворення водневих зв'язків між молекулами розчинника і розчиненої речовини.

4. Від зовнішніх умов: температура, тиск, наявність каталізаторів.

5. Від концентрації. Чим вище концентрація, тим більше часток речовини знаходиться в одиниці об'єму, тим вище ймовірність зіткнення молекул, що веде до підвищення швидкості хімічної реакції.

Залежність швидкості реакцій від концентрації визначається законом дії мас: при постійній температурі швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, причому кожна КОНЦЕНТРАЦІЯ ВХОДИТЬ У ПОХІДНЕ у степені, що дорівнює КОЕФІЦІЄНТУ, стоячи перед формулою даної речовини в рівнянні реакції.

Для реакції типу  $mA + nB \rightarrow Z$  закон дії мас виражається рівнянням:

$$v = k [A]^m [B]^n$$

де  $v$  - швидкість реакції;  $[A]$  і  $[B]$  - концентрації речовин;  $m$  і  $n$  - коефіцієнти в рівнянні реакції;

$k$  - константа швидкості реакції (коефіцієнт пропорційності). Константа швидкості реакції залежить від природи реагуючих речовин, температури, наявності каталізатора і не залежить від концентрації.

Підвищення температури значно прискорює хімічний процес. Відповідно до емпіричним правилом Вант-Гоффа, при підвищенні температури на  $10^\circ\text{C}$  швидкість більшості реакцій зростає в 2-4 рази.

Вплив нагрівання на швидкість реакції визначається в основному зростанням константи швидкості  $k$ , тому температура на концентрацію не впливає.

Вплив температури на швидкість хімічної реакції характеризується так званим температурним коефіцієнтом швидкості  $\gamma$ , який дорівнює відношенню константи швидкості при температурі  $t + 10^\circ\text{C}$  до константи при температурі  $t$ :

$$\gamma_{10} = \frac{k_{t+10}}{k_t} = 2 \div 4, k$$

звідси за правилом Вант-Гоффа

$$\gamma_{t2} = \gamma_{t1} \cdot \gamma$$

де  $\gamma t_1$ , - швидкість реакції при початковій температурі,

$\gamma t_2$  - швидкість реакції при підвищеній температурі,

$\gamma$  - множник, який показує у скільки разів підвищується швидкість реакції при підвищенні температури на дану величину

**ВИСНОВОК:** якщо порівняти швидкість хімічної реакції при двох різних температурах, то: при підвищенні температури в арифметичній прогресії, швидкість хімічної реакції зростає в геометричній прогресії.

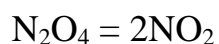
Звідси ясно, що нагрівання - один з найважливіших факторів, необхідних для ефективного здійснення хімічного процесу. Досить різноманітні реакції, що йдуть під дією світла (видимого, ультрафіолетового), надає збудливу дію на молекули й атоми; вони стають надзвичайно реакційноздатними: можуть розпадатися на іони, вільні радикали.

Рентгенівські промені (випромінювання),  $\gamma$ -,  $\alpha$ -промені можуть викликати глибокі фізико-хімічні зміни в речовинах (з O<sub>2</sub> O<sub>3</sub>, алмаз графіт).

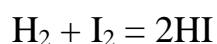
### ***Кінетична класифікація хімічних реакцій.***

По числу молекул, що вступають у взаємодію, хімічні реакції поділяють на мономолекулярні, бімолекулярні і тримолекулярного.

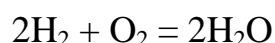
1. Мономолекулярні реакції - це деякі реакції розкладання і внутрішньомолекулярних перегрупувань, тому в елементарному акті розпаду бере участь лише одна частинка.



2. бімолекулярного реакції - за участю двох молекул:

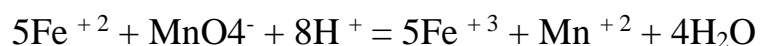


3. тримолекулярного реакції - за участю трьох молекул одного або різних видів:



Якщо в реакцію вступає значне число молекул, то для здійснення необхідні вдалі зіткнення здавалося б усіх учасників процесу.

Наприклад:



У цьому випадку потрібно зіткнення 14 частинок. Чи це можливо? Очевидно, що ні. Практично, у всіх хімічних перетвореннях існують послідовні стадії, в яких утворюються проміжні сполучення і лише в наступних етапах перетворюються на продукти реакції. У кожному етапі беруть участь один, два, рідко три молекули (випадків зіткнення чотирьох молекул систем не зареєстровано). Мінімальне число молекул, що беруть участь у здійсненні даного елементарного акту, називають молекулярною реакцією.

### *Енергія активації*

Основна передумова закону дії мас полягає в тому, що для виникнення хімічної реакції між речовинами необхідно тісне зіткнення (зіткнення) молекул.

Чим більше концентрація реагуючих речовин, тим більше молекул в одиниці об'єму, тим більше швидкість хімічних реакцій. Однак, в хімічну взаємодію вступають тільки активні молекули, які володіють запасом енергії, достатньої для подолання сил відштовхування, т.зв. енергетичного бар'єру, що виникають між їхніми електронними оболонками.

Молекули, що володіють у момент зіткнення максимальною енергією, називаються активними, а додаткова енергія, яку потрібно надати молекулам для переведення їх в активний стан - енергією активації.

Константа швидкості реакції  $k$  пропорційна не загальному числу молекул в одиниці об'єму, а тільки кількістю активних з них. Тому, чим вище концентрація активних молекул в системі, тим більше  $k$  і тим швидше протікає хімічний процес.

Активність молекули може бути обумовлена її підвищеною кінетичною енергією руху або її збудженням. Неактивні молекули можна зробити активними шляхом активації: підвищенням температури системи, дією квантів світла з утворенням вільних атомів, радикалів, іонів і т.д.

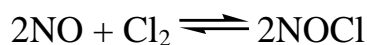
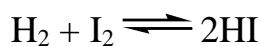
Активація при адсорбції відіграє велику роль у гетерогенному каталізі, тому при взаємодії реагує речовини і адсорбенту ослаблюються внутрімолекулярні сили реагуючих речовин.



## Механізм хімічних реакцій

У реакції можуть брати участь атоми, молекули, радикали або іони. Розрізняють: прості, іонні і радикальні реакції.

Простими називаються реакції, що протікають між молекулами:

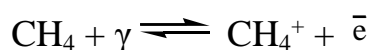


Енергія активації становить 150-450 кДж / моль.

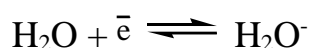
Іонними є реакції, що йдуть за участю іонів - заряджених частинок. Енергія активації становить 0-80 кДж / моль.

Освіта іонів може відбуватися при дисоціації речовин, а також під дією електроразряда, нагрівання, випромінювання високої енергії і т.д.

Наприклад, під дією  $\gamma$ -променів молекули води або метану превращаються в молекулярні іони:  $\text{H}_2\text{O} + \gamma \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}^+ + \bar{e}$



Звільнитися електрони можуть взаємодіяти з молекулами, утворюючи негативні молекулярні іони:



Молекулярні іони - надзвичайно реакційно здатні і в звичайних умовах існують лише мільйонні частки секунди.

Радикальними називаються реакції, що йдуть через проміжне утворення вільних радикалів, які можна представити як осколки молекул, наприклад:

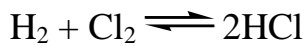


Сюди належать і вільні атоми. Енергія активації таких реакцій доставляє 0-40 кДж / моль

Ланцюгові реакції. Теорію ланцюгових реакцій розробили лауреат нобелівської премії М.М. Семенов і С.Н. Хиншельвуд (англійський учений).

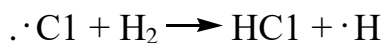
Радикальні реакції протікають по ланцюговому механізму. Їх особен-

полягає в тому, що один первинний акт активації призводить до перетворення величезної кількості молекул вихідних речовин. Наприклад, реакція



протікає по радикально-ланцюговому механізму при нагріванні або освітленні світлом. За рахунок поглинання кванта світла ( $h\nu$ ) молекула  $\text{Cl}_2$  дисоціює на вільні радикали - атоми хлору:  $\text{Cl}_2 + h\nu \rightarrow \cdot\text{Cl} + \cdot\text{Cl}$

Атом-радикал.  $\text{Cl}$  потім реагує з молекулою водню, утворюючи молекулу  $\text{HCl}$  і атом радикал.  $\text{H}$ . Останній взаємодіє з молекулою  $\text{Cl}_2$ , утворює  $\text{HCl}$  і атом-радикал.  $\text{Cl}$  і т.д.



і т.і.

На кожен поглинений квант світла утворюється до 100 000 молекул  $\text{HCl}$

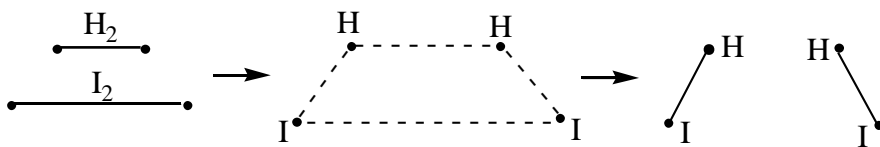
Розглянемо реакцію:



Зазначена реакція може протікати:

а) шляхом дисоціації молекул  $\text{H}_2$  і  $\text{I}_2$  на атоми з наступним їх взаємодією з утворенням  $\text{HI}$ ;

б) активні молекули  $\text{H}_2$  і  $\text{I}_2$  при зіткненні об'єднуються в проміжний активний комплекс  $\text{H}_2 \dots \text{I}_2$ . У цьому комплексі зв'язку  $\text{H-I}$  починають утворюватися одночасно з розривом зв'язків  $\text{H-H}$  і  $\text{I-I}$ , що схематично можна зобразити:



активний комплекс  $\text{H}_2 \dots \text{I}_2$

Розраховано, що в першому випадку енергія активації дорівнює 571 кДж, у другому 168 кДж. Отже, шлях реакції через освіту активного комплексу енергетично більш вигідний, ніж шлях через повний розрив зв'язків вступають у реакцію речовин.

Переважає більшість реакцій і проходить через освіту про-проміжних активних комплексів. Отже, енергія активації - це енергія, необхідна для перетворення

реагуючих речовин в со—тостоян—є активного комплексу.

### ***Каталіз***

У проблемі прискорення хімікаталізного процесу каталізу належить винятково важлива роль.

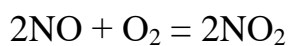
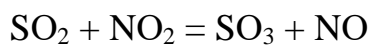
Каталізаторами - називаються речовини, що змінюють швидкість хімічес—кої реакції за рахунок участі в проміжному хімічному взаємодейст—ві з компонентами реакції, але відновлюють після кожного циклі проміжного взаємодії свій хімічний склад.

Каталізатори, що збільшують швидкість реакцій, називаються позитивними, що зменшують швидкість реакції - негативними, їх називають стабілізатори, інгібітори, антикаталізатором. Вони використовуються у промисловості і техніці (для затримки окислення жирів, багатьох фармпрепаратів).

Розрізняють гомогенний і гетерогенний каталіз.

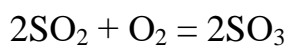
Гомогенний каталіз - реакційна суміш і каталізатор утворюють одну фазу (газоподібну або рідку).

Приклад: нитрозного спосіб отримання  $H_2SO_4$



Гетерогенний каталіз - реакційна суміш і каталізатор утворюють різні фази.

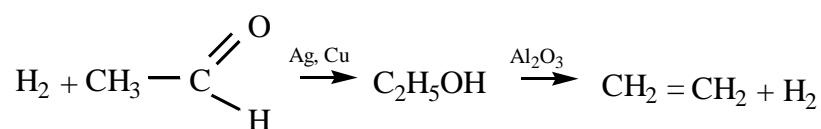
Приклад: контактний спосіб отримання  $H_2SO_4$



Дуже велике в цьому випадку має поверхню зіткнення реакційної маси з каталізатором (площа контакту).

Каталізатори володіють специфічністю дії; одну і ту ж речовину можна перетворити на різні кінцеві продукти, застосовуючи різні каталізатори.

Наприклад:



Дія каталізатора пояснюється тим, що при його участі виникають нестійкі проміжні сполуки, тобто активовані комплекси, розпад яких призводить до

утворення продуктів реакції. При цьому енергія активації реакції знижується і активними стають деякі молекули, енергія яких була недостатня для здійснення реакції в відсутність каталізатора. В результаті загальне число активних молекул зростає і швидкість реакції збільшується.

У природі широко поширені так звані біологічні каталізатори (ферменти, гормони, вітаміни, мікроелементи).

Особливістю ферментів як каталізаторів є виключно велика каталітична активність (надактивність); висока хімічна специфічність (даний фермент, сильно прискорюючи протікання одного процесу, виявляється зовсім неактивним для іншого), інактивація - в процесі протікання реакції каталітична здатність ферменту втрачається.

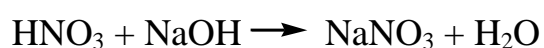
Всі біохімічні процеси, що протікають в живій природі, здебільшого мають ферментативний характер.

### **Хімічна рівновага. Оборотні і необоротні хімічні реакції.**

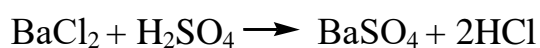
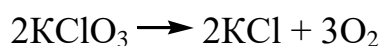
Більшість хімічних реакцій оборотні, тобто протікають одночасно у двох напрямках.

До необоротних процесів відносять реакції:

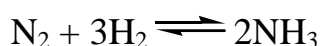
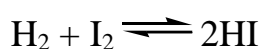
1. Якщо утворюється слабкий електроліт, наприклад  $\text{H}_2\text{O}$ , реакції кислотно-основної взаємодії.



2. Якщо в результаті реакції випадає осад або виділяється газ-образное речовина



У оборотному процесі продукти реакції знову реагують між собою з утворенням вихідних речовин. Процеси, які при одних і тих же умовах можуть протікати як в ту, так і в інший бік, називаються оборотними. Вони не доходять до кінця.



Якщо реакція оборотна, то з плином часу швидкість зворотної реакції буде зростати, тому збільшуються концентрації продуктів реакції. Коли швидкість

прямої і зворотної реакцій стають однаковими, настає стан хімічної рівноваги і подальшої зміни концентрацій, що у реакції речовин, не відбувається. При цьому ні пряма, ні зворотна реакції не припиняються, тобто хімічна рівновага є рівновагою динамічним (рухомим).

### *Хімічна рівновага*

Для оборотної хімічної реакції типу  $mA + nB = pC + qD$  згідно закону дії мас

$$v_1 = k_1[A]^m[B]^n$$

$$v_2 = k_2[C]^p[D]^q$$

Якщо  $v_1 = v_2$  може прирівняти праві частини рівнянь

$$k_1[A]^m[B]^n = k_2[C]^p[D]^q$$

Константи швидкості  $k_1$  і  $k_2$  величини постійні перенесемо в одну сторону

$k_1 = [C]^p [D]^q$  можна замінити однією постійною  $k$ ,

$k_2 [A]^m [B]^n$

тоді

$$k = [C]^p [D]^q$$

Концентрації, що входять у вираз константи рівноваги, називаються рівноважними концентраціями. Константа рівноваги постійна при даній температурі величина, що виражає співвідношення між рівноважними концентраціями продуктів реакції (чисельник) і вихідних речовин (знаменник).

У вираз константи рівноваги гетерогенної реакції, як і в вираз закону дії мас, входять тільки концентрації речовин, що знаходяться в рідкому або газоподібному фазі, тому концентрації твердих речовин залишаються, як правило, постійними.

Кожне рухливе хімічну рівновагу характеризується своєю вповне певної (при даній температурі) константою, незалежної від концентрації реагуючих речовин.

Знаючи концентрації вихідних речовин і величину константи рівноваги, можна обчислити рівноважні концентрації, тобто концентрації всіх реагуючих речовин при хімічному рівновазі. І, навпаки, по рівноважним концентраціям,

легко обчислити константу рівноваги і вихідні концентрації взятих для реакції речовин.

### ***Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє***

При зміні температури, тиску (для газоподібних речовин) або концентрації реагуючих речовин, рівновага порушується і змінюються рівноважні концентрації всіх що у реакції речовин. У результаті переважного протікання реакції в одному з можливих напрямків встановлюється стан нового хімічної рівноваги, що відрізняється від початкового.

Процес переходу від одного рівноважного стану до нового рівноважного називається зміщення хімічної рівноваги.

В якому напрямку зміститься рівновагу при зміні того чи іншого умови? Якісну орієнтування в цьому питанні дає принцип ле Шательє, який був сформульований в 1884 році: Якщо на систему знаходиться в рівновазі, зробити який-небудь вплив, то в результаті протікають в ній процесів рівновагу зміститься в такому напрямленні, що надану вплив зменшується. Цей принцип можна сформулювати трохи інакше: Якщо на систему, розташовану за стані хімічного рівноваги, зробити який-небудь вплив, то рівновага зміститься в такому напрямку, що справили вплив буде ослаблено.

Найважливіші умови, що визначають стан хімічної рівноваги:

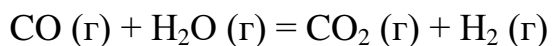
1. Концентрації реагуючих речовин.

2. Температура.

3. Тиск.

1. Вплив зміни концентрації

Збільшення концентрації одного з компонентів рівноважної хімічної системи призводить до зміщення рівноваги в бік посилення тієї реакції, при якій відбувається хімічна переробка цього компонента. Зменшення концентрації одного з компонентів системи зрушує рівновагу у бік його зменшення:



Рівновага зміщується вправо:

а) при збільшенні концентрації  $\text{H}_2\text{O}$

б) при зменшенні концентрації CO<sub>2</sub>

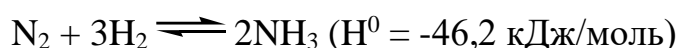
У цьому прикладі принципове значення має питання про вихід H<sub>2</sub> зі сфери реакції.

## 2. Вплив температури

Нагрівання зрушує рівновагу в бік процесу, що йде Ендотермічний, що протидіє нагріванню; охолодження зрушує рівновагу в бік процесу, що йде екзотермічно, що також протидіє охолодженню.

Наприклад:

екзотермічний процес (охолодження)



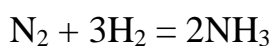
ендотермічний процес (нагрівання)

У реакціях, що протікають практично без теплових ефектів, зміна температури не викликає зміщення рівноваги (реакція етерифікації). У цьому випадку підвищення температури призводить до більш швидкого встановлення того ж рівноваги яке було б досягнуто в даній системі і без нагрівання, але за більш тривалий час.

## 3. Вплив тиску

Наприклад:

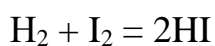
зменшення загального числа молекул в системі (стиснення)



збільшення загального числа молекул в системі (розрідження)

У першій частині рівняння в сумі маємо 4 благаючи газів, в правій - 2. Чотири об'єми газу, відповідно до закону Авогадро, займуть обсяг в 2 рази більший, ніж 2 об'єми. При збільшенні тиску рівновага зміщується в бік меншого обсягу, в даному випадку вправо, при зменшенні тиску - у бік більшого обсягу (вліво). Коли в процесі оборотної хімічної реакції загальне число молекул не змінюється, зміна тиску не впливає на стан хімічної рівноваги системи.

Наприклад:



Вплив на константу рівноваги температури, ентальпійного і ентропійного

факторів.

Константа рівноваги  $K$  хімічної реакції пов'язана зі стандартними змінами енергії Гіббса цієї реакції  $\Delta G^{\circ}$  рівнянням:

$$\Delta G^{\circ} = -2,3RT \lg K \quad (1)$$

При  $298^{\circ} \text{K}$  ( $25^{\circ} \text{C}$ ) це рівняння має вигляд:

$$\Delta G^{\circ}_{298} = -5,69 \lg K_{298} \quad (2)$$

де  $\Delta G^{\circ}_{298}$  виражено в кДж / моль.

Негативний знак  $\Delta G^{\circ}$  можливий тоді, коли  $\lg K > 0$ , тобто при  $K > 1$ , а позитивний - якщо  $\lg K < 0$ , тобто при  $K < 1$ . Це означає, що при негативних значеннях  $\Delta G^{\circ}$  рівновагу зміщений у напрямку прямої реакції і вихід продуктів реакції порівняно великий; при позитивному знаку  $\Delta G^{\circ}$  рівновагу зміщений у бік зворотної реакції і вихід продуктів реакції (прямий) порівняно невеликою. Знак  $\Delta G^{\circ}$  вказує на можливість протікання реакції тільки в стандартних умовах, коли все реагують речовини знаходяться в стандартних станах. У загальному випадку можливість (або неможливість) протікання реакції визначається знаком  $\Delta G$ , а не  $\Delta G^{\circ}$ .

По рівняннях 1 і 2 можна обчислити  $K$ , знаючи величину  $\Delta G^{\circ}$ , а потім і рівноважні концентрації реагентів.

Наприклад: стандартна зміна енергії Гіббса для реакції  $A + B \rightleftharpoons AB$  при  $298^{\circ} \text{K}$  одно - 8 кДж / моль. Початкові концентрації  $[A]_0 = [B]_0 = 1$  моль / л. Знайти константу рівноваги реакції і рівноважні концентрації речовин  $A$ ,  $B$  і  $AB$ .

Рішення: за формулою 2.

$$\Delta G^{\circ}_{298} = -5,69 \lg K_{298}$$

$$\lg K_{298} = -\Delta G^{\circ}_{298} / -5,69 = -8 / -5,69 = 1,4059$$

$$K_{298} = 25,4$$

Визначаємо рівноважні концентрації  $[A]_{\text{р}} = ?$ ,  $[B]_{\text{р}} = ?$  і  $[AB]_{\text{р}}$ .

$$K = \frac{[AB]_{\text{р}}}{[A]_{\text{р}} [B]_{\text{р}}} \quad \text{позначимо } [A]_{\text{р}} = [B]_{\text{р}} = x, \text{ тоді } [AB]_{\text{р}} = 1 - x \text{ або } K = \frac{1 - x}{x^2}$$

звідси  $K \cdot x^2 = 1 - x$  або  $Kx^2 + x - 1 = 0$  вирішуючи як звичайне квадратне рівняння знаходимо, що  $x = 0,1397$  або  $[A]_{\text{р}} = [B]_{\text{р}} = 0,1397$  моль / л, а  $[AB]_{\text{р}} = 0,8603$  моль / л.

Вивчення хімічної рівноваги має велике значення як для теоретичних



досліджень, так і для вирішення практичних завдань. Визначаючи положення рівноваги для різних температур і тисків, можна вибрати найбільш оптимальні умови проведення хімічного процесу. Остаточний вибір умов вимагає врахування їх впливу на швидкість процесу.

### **Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

#### **Питання:**

1. Наведіть математичний вираз середньої та миттєвої швидкостей хімічної реакції.
2. Поясніть фізичний зміст константи швидкості реакції та назвіть фактори, від яких вона залежить.
3. Наведіть математичний вираз правила Вант-Гоффа та рівняння Арреніуса.
4. Наведіть приклади гомогенного та гетерогенного каталізу.

#### **Загальне матеріальне та навально-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;
- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

#### **Питання для самоконтролю:**

1. Назвати найважливіші умови, що визначають стан хімічної рівноваги.
2. Користуючись Принципом Ле-Шательє, визначити, у який бік зміститься рівновага в наступних реакціях із
  - а) збільшенням тиску
  - б) зменшенням тиску:
$$\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 = 2\text{NH}_3$$
$$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$$
$$2\text{CO} + \text{O}_2 = 2 \text{CO}_2$$
3. Розрахувати ентальпію утворення амоніаку з газоподібних водню та

азоту.

4. Розрахувати теплоту згоряння 1 моль вугілля до вуглекислого газу.
5. Сформулювати закон Гесса.
6. Розрахувати теплоту реакції взаємодії вуглекислого газу з водою.

#### **Список використаних джерел:**

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ: Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.
6. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
8. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.

### **Лекція № 7**

**Тема:** «Учення про розчини. Основні поняття. Розчинність. Способи вираження концентрації розчинів: масова частка речовини в розчині, молярна, еквівалентна (нормальна) та моляльна концентрації. Титр розчину.» - 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини.

Учення про розчини є однією з основних базових тем у загальній хімії, ця тема використовується при вивченні аналітичної, фізичної, колоїдної хімії,



	Курнаковим.			
	3.Способи вираження складу розчинів.		Список літератури, питання, завдання.	
	4. Розчинність газів у рідинах. Закон Вант-Гоффа. Роль осмотичного тиску в біологічних системах.			
	<b>Заключний етап</b>			
	Резюме лекції, загальні висновки.			
	Відповіді лектора на можливі запитання.			
III				
4.	Завдання для самопідготовки студента.			3%
5.				4%
6.				5%

### **Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)**

***Основні визначення: розчин, розчинник, розчинена речовина.***

Розчини грають винятково важливу роль у житті людини, в природі і техніці. Значна кількість відомих хімічних реакцій протікають в розчинах. Води світового океану і атмосфері є розчинами. Фізіологічні рідини - плазма крові, лімфа, спинномозкова рідина, шлунковий і кишковий соки, піт і ін. теж є розчинами. Майже всі лікарські препарати надають дію на організм саме в

розчиненому стані.

Таким чином, найбільш поширеними хімічними системами є розчини. У навколишньому світі ми всюди зустрічаємося з розчинами.

Розчини є різновидом дисперсних систем.

Дисперсною системою називається система, що складається з 2-х або більше речовин, одне з яких рівномірно розподілено в іншому.

Розподілене речовина називається дисперсною фазою, а речовина в якому розподілена дисперсна фаза - дисперсійним середовищем.

Властивості дисперсних систем, і в першу чергу, їх стійкість, сильно залежать від розмірів розподілених частинок. У зв'язку з цим розрізняють:

1. Грубодисперсні системи (суспензії, суспензії і емульсії), у яких величина диспергованих частинок дисперсійної фази коливається в межах 10<sup>-5</sup>-10<sup>-7</sup>м.

Прикладом суспензії може служити суспензія крейди у воді, емульсії - натуральне молоко. Ці системи є непрозорими і досить нестійкими (в / м або м / в).

2. Тонкодисперсні системи (колоїдні розчини і золи) - величина частинок 10<sup>-7</sup>-10<sup>-9</sup>м. Характерна властивість колоїдних розчинів - їх прозорість. У цьому вони схожі з істинними розчинами. Вони більш стійкі ніж суспензії та емульсії і не відстоюються протягом тривалого часу, тому їх частинки порівняно малі і знаходяться в постійному русі внаслідок дії молекул розчинника. Проте з часом колоїдні частинки можуть злипатися, утворюючи агрегат. Цей процес називається коагуляцією, а потім осідають під дією сили тяжіння - седиментація, тобто руйнуються колоїдні розчини. Прикладом колоїдних розчинів може служити крохмальний клейстер або розчин желатин (холодне), яєчний білок або плазма крові.

3. Істинними розчинами (просто розчинами) називаються системи, в яких розподілене речовина має розмір часток <10<sup>-9</sup> м і знаходяться у вигляді окремих молекул або іонів. Це гомогенні стійкі системи, на роздільні при скільки завгодно довгому стоянні. При цьому:

а) іонні розчини отримують при розчиненні у воді добре диссоціюючих солей, кислот і підстав. Наприклад: NaCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HCl, NaOH та ін.

б) Молекулярні розчини утворює глюкоза, гліцерин та ін. речовини, практично ні володіють здатністю до дисоціації.

Іонні розчини здатні проводити електричний - на цьому засновано відміну іонного розчину від молекулярного.

Найпростіші складові частини розчину, які можуть бути виділені в чистому вигляді і змішуванням яких можна отримати розчини будь-якого можливого складу називаються компонентами розчину.

Розчини можуть існувати в 3-х агрегатних станах:

- Газові розчини

Якщо гази не реагують між собою хімічно, то вони змішуються в будь-яких кількісних співвідношеннях з утворенням гомогенної системи. При цьому кожен газ зберігає в суміші ті ж властивості, які він мав би в даному обсязі, у вільному стані. При зіткненні газів відбувається їх взаємне проникнення, тобто дифузія. Прикладом газоподібного розчину може служити повітря (суміш 78% за обсягом азоту, 21% - кисню та інших газів).

- Тверді розчини

Подібно індивідуальним кристалічним речовинам у твердих розчинах атоми, іони і молекули закріплені в кристалічній решітці силами міжатомної, межіонної або міжмолекулярної взаємодії. Але на відміну від чистих речовин кристалічна решітка твердого розчину утворена частинками двох або більше речовин, які розміщені відносно один одного неупорядкований. Прикладами твердих розчинів можуть бути сплави металів, а також кристалогідрати. Поняття розчинник і розчинена речовина на застосовують по відношенню до твердих розчинів і газовим сумішам, незалежно від того, в яких співвідношеннях знаходяться в цих системах компоненти.

- Найбільш важливий вид розчинів - це рідкі розчини. Вони являють собою розчин, що складається з розчинника, розчиненої речовини і продуктів їх взаємодії. При цьому розчинником є речовина, що не міняє в процесі розчинення свого агрегатного стану. Так, у разі розчинення газів або твердих речовин в рідинах розчинником вважається зазвичай рідина, а розчиненою речовиною - газ або тверде речовина, незалежно від їх відносного кількісного вмісту.

При утворенні розчину з 2-х змішуваних рідин розчинником найчастіше називають ту рідину, яка присутня в більшій кількості.

Розчинення.

У ході розвитку науки були висловлені дві точки зору на природу розчинів:

Фізична теорія (С. Арреніус, В. Оствальд, Я. Вант-Гофф) розглядала процес розчинення як механічний процес рівномірного розподілу часток розчиненої речовини по всьому об'єму розчинника.

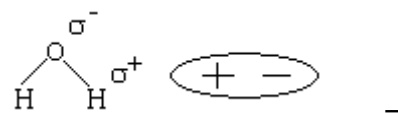
Розчинник приймали за індиферентну середу. Іншими словами розчини розглядалися як механічні суміші. За допомогою фізичної теорії вдалося пояснити деякі властивості розбавлених розчинів (підвищення температури кипіння, зниження температури замерзання, тиск пари над розчином і т.д.), тобто ті властивості, які залежать від їх природи. У той же час фізична теорія не могла пояснити властивостей концентрованих розчинів.

***Теорія розчинів. Розчини рідкі, тверді, газоподібні., Теорія розчинів за Д.І. Менделєєвим і Н.С. Курнаковим.***

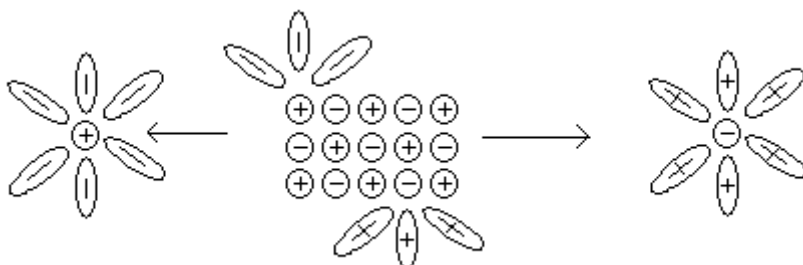
Хімічна теорія (в 1887 році Д.І. Менделєєв, потім І.А. Каблуков, Н.С. Курнаков) розглядає розчини, як системи, утворені частинками розчинника, розчиненої речовини і нестійких хімічних сполук, які утворюються між ними. Відповідно до цієї теорії частинки розчиненої речовини взаємодіють з молекулами розчинника, в результаті чого утворюються нестійкі з'єднання змінного складу звані сольватами (неводний розчинник) або гідратами (сольватами), розчинник - вода. Гідрати (сольвати) виникають не за рахунок основних хімічних зв'язків, а за рахунок Ван дер Ваальсових сил або водневого зв'язку. Т.к. енергія цих зв'язків невелика, то утворюються сполуки неміцні. При розчиненні речовин з іонною структурою молекули розчинника утримуються близько іона силами іон-дипольної взаємодії. При розчиненні речовин з молекулярною структурою сольвати (гідрати) утворюються внаслідок диполь-дипольної взаємодії. Диполі розчиненої речовини можуть бути при цьому постійними (у речовин з полярними молекулами) або наведеними, тобто індукованими дією розчинника (у речовин з неполярними молекулами).

Причиною їх утворення є воднева зв'язок, а також взаємодія між собою деяких полярних молекул. Наприклад, гідратів оболонки, що виникають при розчиненні

NaCl (KCl) можна зобразити таким чином  $\text{H}_2\text{O}$



**ДИПОЛЬ**



**кристал                      сольватований іон**

**NaCl**

**(KCl)**

Між іонами і диполями розчинника виникає іон-дипольні зв'язку (взаємодія), що грають велику роль при розчиненні. Ступінь гідратації іонів, тобто число молекул води, пов'язаних з різними іонами залежить від природи цих іонів.

Наприклад:  $\text{Li}^+$  - 13 молей

$\text{Na}^+$  - 8 молей

$\text{Mg}^{+2}$ -14 молей

$\text{Cl}^-$  - 3 молей

$\text{Br}^-$  - молей

Катіони гідратованих тим більшою мірою, чим більше їх радіус. Аніони менш гідратованих, ніж катіони.

В основі іон-дипольного і диполь-дипольного взаємодії лежить електростатична взаємодія донорно-акцепторні механізм (гідратація катіона), а також водневий зв'язок (гідратація аніонів). Підтвердженням теорії Д.І. Менделєєва послужили наступні фактори:

- а) деякі гідрати можна виявити прямим спостереженням (сульфат міді II) - безводний безбарвний, а в розчині стає блакитним;
- б) багато гідрати можна бачити в кристалічному вигляді - це так звані



кристалогідрати ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  і т.д.);

в) розчинення часто супроводжується тепловим ефектом і зміною фізичних властивостей розчинів (наприклад, концентрація - зміна обсягу).

Все це свідчить про те, що розчинник НЕ індиферентний по відношенню до розчиненої речовини. Однак слід зазначити, що оскільки розчини певною мірою проявляють властивості і механічних сумішей і хімічних сполук, то обидві теорії (фізична і хімічна) на виключають одне одного.

Сучасна теорія розчинення об'єднує фізичну і хімічну точку зору і дозволяє визначити процес розчинення, як складний фізико-хімічний процес, що складається з двох стадій:

а) стадія гідратації (сольватації) на якій молекули води оточують молекули речовини, утворюючи гідрати і сольвати.

Підтвердженням цьому свідчить той факт, що багато з гідратів виділені в кристалічному вигляді. Це так звані кристалогідрати:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  і т.д. Входить до їх складу вода називається кристалізаційною.

б) стадія розчинення, під час якої відбувається дифузія гідратів (сольватації) у різні частини системи роблячи її однорідною.

Стадія гідратації екзотермічна (що узгоджується з принципом найменшої енергії), а стадія розчинення ендотермічна. Загальний тепловий ефект процесу складається з суми:  $Q_{\text{общ.}} = Q_{\text{ст. гідрат.}} + Q_{\text{ст. р-нення}}$

$$\Delta H_{\text{общ}} = \Delta H_{\text{ст. гідрат.}} + \Delta H_{\text{ст. р-нення}}$$

При цьому:

1. Якщо  $\Delta H_{\text{ст. гідрат.}} > \Delta H_{\text{ст. р-нення}}$ , то при розчиненні таких речовин у воді виділяється тепло.

Наприклад: розчинення сірчаної кислоти у воді.

2. Якщо  $\Delta H_{\text{ст. гідрат.}} < \Delta H_{\text{ст. р-нення}}$ , то для розчинення таких речовин у воді необхідно затратити енергію.

Наприклад: розчинення натрію тіосульфату у воді, розчинення сахарози у воді.

3. Якщо  $\Delta H_{\text{ст. гідрат.}} \approx \Delta H_{\text{ст. р-нення}}$ , то на розчинення таких речовин температурний фактор майже не впливає.

Наприклад: розчинення натрію хлориду у воді.

Таким чином, розчини є фізико-хімічними системами і займають проміжне положення між хімічними сполуками і механічними сумішами.

Як хімічні сполуки вони:

1. Однорідні.
2. Характеризуються тепловими явищами.
3. контракції (скорочення обсягу при змішуванні рідин).

Як механічні суміші вони:

1. Чи не підкоряються закону сталості складу.
2. Можуть бути розділені на складові частини.

### **Способи вираження складу(концентрації) розчинів.**

Важливою характеристикою розчину є його склад і концентрація компонентів.

Вміст розчиненого речовини можна виразити декількома способами:

1. Молярна частка

$$x = \frac{n_{\text{в-ва}}}{\sum n_{\text{в-ва}} + n_{\text{р-ра}}}$$

Або

$$x \% = \frac{n_{\text{в-ва}}}{\sum n_{\text{в-ва}} + n_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

Це відношення кількості речовини (моль) компонента, що містяться в даній системі до загального числа молей системи

2. Об'ємна частка

$$\varphi = \frac{V_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}}$$

$$\varphi \% = \frac{V_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

Відношення обсягу компонента, що міститься в системі до загального обсягу системи.

3. Масова частка

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}$$

$$\omega \% = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

Відношення маси компонента, що міститься в системі до загальної маси

системи.

Масова частка, виражена у відсотках часто називається процентної концентрацією. Вона показує скільки грам розчиненої речовини міститься в 100г розчину. Наприклад: якщо розчин 10%, то для приготування його 100 грам необхідно взяти 10 г речовини і 90 грам розчинника.

4. Молярна концентрація (молярність) розчину показує скільки молей розчиненої речовини міститься в 1 л розчину. Див можна розрахувати як відношення:

$$C_M = \frac{n_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}} \text{ моль/л, а т.к.}$$

$$n = \frac{M_{\text{в-ва}}}{M_{\text{р-ра}}}, \text{ то } C_M = \frac{M_{\text{в-ва}}}{M \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

5. Молярна концентрація еквівалента або еквівалентна (нормальна)

концентрація показує кількість еквівалентів даної речовини, яка міститься в 1 л розчину.

(N) Сп - можна розрахувати за формулою

$$C_N = \frac{n \cdot \Xi}{V_{\text{р-ра}}} \text{ моль/л, а т.к.}$$

$$n \cdot \Xi = \frac{M_{\text{в-ва}}}{\Xi_m}, \text{ то } C_N = \frac{M_{\text{в-ва}}}{\Xi_m \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

Між відсотковою, молярної і нормальною концентрацією існують формули переходу:

$$C_N = \frac{\% \cdot 10 \cdot \rho}{M}; C_M = \frac{\% \cdot 10 \cdot \rho}{\Xi_m}$$

Обсяг взаємодіючих розчинів (або отриманих) пов'язані з нормальністю рівнянням:  $V_1 N_1 = V_2 N_2$

6. Титр розчину - це відношення маси розчиненої речовини в г до об'єму розчину

$$T = m / V_{\text{г}} / \text{л}$$

Титр показує скільки грамів розчиненої речовини міститься в 1 мл розчину.

7.  $C_M$  - молярна концентрація (або молярність) - показує скільки молей розчиненої речовини припадає на 1 кг розчинника.

Див розраховується за формулою:

$$C_m = \frac{n_{\text{в-ва}}}{M_{\text{р-рителя}}} \text{ МОЛЬ/КГ}$$

$$n = \frac{M_{\text{в-ва}}}{M} \Rightarrow C_m = \frac{M_{\text{в-ва}}}{M * M_{\text{р-рителя}} (\text{КГ})}$$

8. Мольная частка N - відношення кількості розчиненої речовини і розчинника до суми складається з розчинника і єдиного розчиненої речовини

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}; \quad N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

де n1 і n2 - кількість речовини розчинника (n1 = Vрозчинника) і розчиненої речовини (n2 = Vрозчиненої речовини)

Розчинність - це здатність речовини розчинятися в тому чи іншому розчиннику. Кількісно розчинність виражається числом грамів, яке можна розчинити в 100 г розчинника при даній температурі. На практиці розчинність твердих речовин виражають коефіцієнтом розчинності = мв-ва • 100 / мрост-теля. За розчинності у воді 10 г речовини;

а) добре розчинні - в 100 г води розчиняється більше 10 г речовини;

б) малорозчинні - в 100 г води розчиняється менше 1 г речовини;

в) практично нерозчинні - в 100 г води розчиняється менше 0,1 г речовини.

Мірою розчинності речовини є концентрація його насиченого розчину. Розчини бувають ненасиченими, насиченими і перенасиченими.

Ненасиченим називається розчин, в якому ще може розчинятися речовина при даній температурі.

Розчин називається насиченим, якщо він знаходиться в рівновазі з розчиненою речовиною, тобто в насиченому розчині міститься граничне за даних умов вміст речовини. Це динамічна рівноважна система, в якій швидкість процесу розчинення дорівнює швидкості процесу кристалізації (випадання осаду розчиненої речовини з розчину).

Перенасиченим називається розчин, що містить речовини більше, ніж це визначається його розчинністю. Дані розчини готують в особливих умовах, вони дуже нестійкі, швидко переходять в насичені.

Розчинність залежить від:

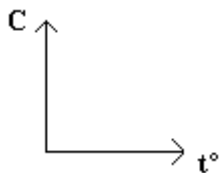
1. природи речовини і розчинника. Цю залежність визначає емпіричне правило «подібне розчиняється в подібному», тобто для розчинення іонних з'єднань і

ковалентних полярних молекул краще використовувати полярні розчинники (наприклад, воду), неполярні речовини краще розчиняються в полярних і малополярних розчинниках (бензол, хлороформ, петролейний ефір і т.д.).

2. Від температури. При цьому:

а) розчинність твердих речовин і рідких з підвищенням температури, як правило, збільшується (можливі виключення, наприклад  $\text{NaCl}$ ,  $\text{AlCl}_3$  - майже не змінюється,  $\text{CaC}_2\text{O}_4$ ,  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$  і т.д. - зменшується;

б) розчинність газів при підвищенні температури зменшується. Графічно залежність розчинності від температури зображується у вигляді кривих званих криві розчинності:



в) від тиску залежить тільки розчинність газів в рідинах і не залежить розчинність твердих речовин. Взаємна розчинність рідин мало залежить від тиску, і зростає лише при дуже високих тисках (порядку тисяч атмосфер або 100 тис. КПа).

Вплив тиску на розчинність газів в рідинах виражає закон Генрі: Маса газу, розчиняється при постійній температурі в даному об'ємі рідини прямопропорційна парціальному тиску газу:

$$C = k \cdot p,$$

де

$C$  - масова концентрація газу в насиченому розчині;

$k$ - Коефіцієнт пропорційності, званий константою Генрі;

$p$  - парціальний тиск.

Слід однак зауважити, що газу підпорядковуються закону Генрі при не дуже високих тисках і лише в тому випадку якщо вони не вступають в хімічну взаємодію з розчинником.

Якщо над рідиною знаходиться суміш газів, то кожен газ розчиняється пропорційно своєму парціальному тиску (закон Генрі-Дальтона).

Закон розподілу

Характеризує розчинність речовини в системі, що з двох змішуються рідин: речовина здатне розчинитися в двох несмешиваючихся рідинах розподіляється між ними так, що ставлення його концентрацією в цих розчинниках при постійній температурі залишається незалежно від загальної кількості розчиненої речовини:

$$C_1 / C_2 = K,$$

де

$C_1$  і  $C_2$  концентрації речовини в першому і другому розчиннику;

$K$  = коефіцієнт розподілу.

Закон Сеченова:

Чим вище концентрація солі в розчині, тим менше розчинність в ній газів.

Наприклад: при температурі 20°C і нормальному тиску в 1 мл води розчиняється 2,26 мл  $Cl_2$ , а в 26% розчині натрію хлориду - тільки 0,3 мл. Цим користуються при зберіганні хлору над водою. Ця закономірність підтверджується при розчиненні твердих і рідких речовин. Зменшення розчинності речовин в присутності солей називається висолюванням. М.І. Сеченов звернув увагу на розчинність оксиду вуглецю в крові, яка знижується при збільшенні концентрації солей в лімфі. Цей прийом використовується для виведення чадного газу з крові при отруєнні ім.

Деякі фізичні властивості розчинів залежать від концентрації розчинених речовин називаються колігативні.

До них відносять:

1. Тиск пари над розчинами (пари розчинів). При даній температурі тиск насиченої пари над кожною рідиною є постійною величиною. Однак при розчиненні в цій рідині якої-небудь речовини то тиск знижується. Французький фізик Рауль в 1887 році встановив, що:

Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над рас твором одно мольної частці розчиненої речовини (1-й закон Рауля).

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_2$$

де

$P_0$  - тиск насиченої пари над чистим розчинником;

P - тиск насиченої пари над розчином;

N2 - мольна частка розчиненої речовини.

2. Температура кипіння і затвердіння (замерзання) розчинів.

Зниження тиску насиченої пари над розчином впливає на температуру кипіння і замерзання розчинів, тобто розчини нелетких речовин повинні кипіти при більш високій температурі і замерзати при більш низькій температурі в порівнянні з чистим розчинником.

Другий закон Рауля:

Підвищення температури кипіння або зниження температури замерзання розбавлених розчинів неелектролітів пропорційні числу частинок розчиненої речовини і не залежать від його природи:

$$\Delta t_{\text{кіп.}} = E \cdot C_m; \Delta t_{\text{зам.}} = K C_m,$$

де

$\Delta t_{\text{кіп.}}$  і  $\Delta t_{\text{зам.}}$

Різниця між температурами кипіння (замерзання) розчину і розчинника;

$C_m$  - молярність розчину;

E - ебуліоскопічна постійна: обидві ці константи залежать від

K - кріоскопічна постійна: природи розчинника і не за-: висять від природи розчинника. :  $\Gamma_0$  речовини.

### ***Розчинність газів у рідинах. Закон Вант-Гоффа. Роль осмотичного тиску в біологічних системах.***

Осмоз

Растворы представляют собой гомогенные системы, т.к. при растворении наблюдается диффузия, т.е. Самопроизвольный процесс перемешивания вещества, приводящих к выравниванию концентрации. Однако частицы растворителя и растворенных вещества диффундируют в противоположных направлениях (встречная или двухсторонняя диффузия).

Если же между двумя растворами поместить полупроницаемую мембрану, т.е. перегородку, через которую растворитель может переходить, а молекулы растворенных вещества имеются, то будет иметь место односторонняя диффузия

називається осмосом (т.е. осмос - одностороння дифузія).

Количественной характеристикою осмоса служит осмотическое давление. В 1886 году голландский физико-химик Вант-Гофф установил: «Осмотическое давление численно равно тому давлению, которое оказывали растворенное вещество, если бы оно при данной температуре находилось в состоянии идеального газа и занимало бы объем равный объему раствора».

$P = CRT$ , где

P - осмотическое давление раствора в кПа;

C - молярная концентрация раствора;

R - универсальная газовая постоянная = 0,083 атм.л / град;

T - температура в °K = 273°. Если давление в Па, то  $P_{осм} = 1000CRT$ .

$$C_m = \frac{M}{M \cdot V}, \text{ то } P_{осм} = \frac{M}{M \cdot V} \cdot RT \text{ или } P_{осм} V = \frac{M}{M} \cdot RT$$

Подібно рівнянням Менделєєва-Клайперона рівняння Вант-Гоффа дозволяє визначити молекулярну масу речовини. Так геіоглобіна дорівнює 6000 і що молекула є димером (M = 12000).

Багато чого біологічні процеси (тургор, плазмоліз, гемоліз) пов'язані з осмосом завдяки наявності в клітинах так званих біологічних мембран. У медичній практиці знаходять застосування:

а) ізотонічні розчини (осмотичний тиск їх одно осмотическому тиску плазми крові). Загалом нормальний осмотичний тиск плазми крові одно  $7 \cdot 10^6 - 8 \cdot 10^6$  Па;

б) гіпотонічна (осмотичний тиск гіпертонічних розчинів більше осмотичного тиску плазми крові);

в) гіпертонічне (осмотичний тиск гіпертонічних розчинів більше осмотичного тиску плазми крові).

Ізотонічні розчини не викликають зміни об'єму клітини, тому вони широко застосовуються в медичній практиці для відшкодування об'єму крові і підвищення кров'яного тиску, а також при зневодненні організму (наприклад при опіках, сильній блювоті використовують 0,9% водний розчин натрію хлориду і 5% розчин глюкози ).

Визначення поняття плазмолізу, гемолізу і тургору дається відповідно до



Українсько-Латинсько-Англійського медичного тлумачного словника, Львів - 1995:

«Плазмоліз - відшарування цитоплазми від оболонки клітини в гіпертонічному розчині;

Гемоліз - руйнування (розчинення) червоних тілець у гіпотонічному розчині;

Тургор - стан напруги тканин, напруженість і еластичність тканини, яка змінюється в залежності від її фізіологічного стану.»

**Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

**Питання:**

1. Визначення термінів: розчин, розчинник, розчинена речовина.
2. Розчини рідкі, тверді, газоподібні
3. Теорія розчинів за Д.І. Менделєєвим і Н.С. Курнаковим.
4. Закон Вант-Гоффа.
5. Закон Генрі-Дальтона.
6. Закон Рауля.

**Загальне матеріальне та навально-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;
- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

**Питання для самоконтролю:**

1. Розрахувати масу натрію тіосульфату дигідрату, яка необхідна для приготування 1 л його 0,1н розчину.
2. Розрахувати об'єм 0,1М розчину гідроксиду калію, який можна приготувати, виходячи з 0,4 г його.
3. Дати формулювання закону Вант-Гоффа.
4. Що таке ізотонічний розчин. Пояснити, чому розчини для внутрішньовенного

застосування мають бути ізотонічними.

### **Список використаних джерел:**

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.
6. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
8. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.

### **Лекція № 8**

**Тема:** «Гідроліз солей. Механізм гідролізу. Ступінь та константа гідролізу та фактори, що визначають їх значення. Зміщення рівноваги протолітичних реакцій.» - 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини.

На процесі гідролізу – обмінному розкладанні речовини водою базується гідролітичне розщеплення жирів, білків, що проходить в тканинах живих організмів, а також буферна дія білкових і сольових систем.

**Мета:** В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з основними типами



	3. Визначення гідролізу. Умови протікання гідролізу.			
	4. Типи гідролізу <i>Заключний етап</i> Резюме лекції, загальні висновки.		Список літератури, питання, завдання.	
III	4. Відповіді лектора на можливі запитання.			
	5. Завдання для самопідготовки студента.			3%
	6.			4%
				5%

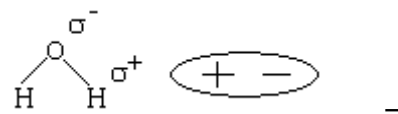
### **Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)**

#### ***Теорія розчинів. Розчини рідкі, тверді, газоподібн., Теорія розчинів за Д.І. Менделєєвим і Н.С. Курнаковим.***

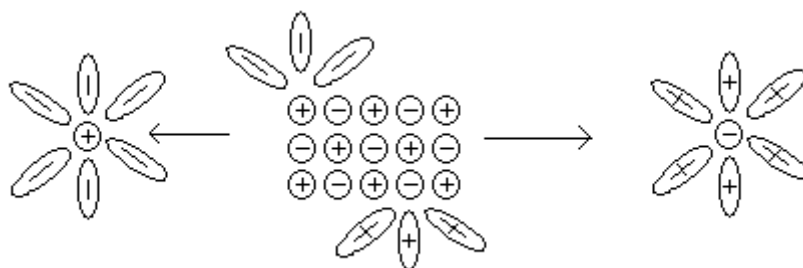
Хімічна теорія (в 1887 році Д.І. Менделєєв, потім І.А. Каблуков, Н.С. Курнаков) розглядає розчини, як системи, утворені частинками розчинника, розчиненої речовини і нестійких хімічних сполук, які утворюються між ними. Відповідно до цієї теорії частинки розчиненої речовини взаємодіють з молекулами розчинника, в результаті чого утворюються нестійкі з'єднання змінного складу звані сольватами (неводний розчинник) або гідратами (сольватами), розчинник - вода. Гідрати (сольвати) виникають не за рахунок основних хімічних зв'язків, а за рахунок Ван дер Ваальсових сил або водневого зв'язку. Т.к. енергія цих зв'язків невелика, то утворюються сполуки неміцні. При розчиненні речовин з іонним структурою молекули розчинника утримуються близько іона силами іон-дипольної взаємодії. При розчиненні речовин з молекулярною структурою сольвати (гідрати) утворюються внаслідок диполь-дипольної взаємодії. Диполі розчиненої речовини можуть бути при цьому

постійними (у речовин з полярними молекулами) або наведеними, тобто індукованими дією розчинника (у речовин з неполярними молекулами). Причиною їх утворення є воднева зв'язок, а також взаємодія між собою деяких полярних молекул. Наприклад, гідратів оболонки, що виникають при розчиненні

NaCl (KCl) можна зобразити таким чином  $\text{H}_2\text{O}$



**ДИПОЛЬ**



**кристал                      сольватований іон**

**NaCl**

**(KCl)**

Між іонами і диполями розчинника виникає іон-дипольні зв'язку (взаємодія), що грають велику роль при розчиненні. Ступінь гідратації іонів, тобто число молекул води, пов'язаних з різними іонами залежить від природи цих іонів.

Катіони гідратованих тим більшою мірою, чим більше їх радіус. Аніони менш гідратованих, ніж катіони.

В основі іон-дипольного і диполь-дипольного взаємодії лежить електростатична взаємодія донорно-акцепторні механізм (гідратація катіона), а також водневий зв'язок (гідратація аніонів). Підтвердженням теорії Д.І. Менделєєва послужили наступні фактори:

- а) деякі гідрати можна виявити прямим спостереженням (сульфат міді II) - безводний безбарвний, а в розчині стає блакитним;
- б) багато гідрати можна бачити в кристалічному вигляді - це так звані кристалогідрати ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  і т.д.);
- в) розчинення часто супроводжується тепловим ефектом і зміною фізичних властивостей розчинів (наприклад, концентрація - зміна обсягу).

Все це свідчить про те, що розчинник НЕ індиферентний по відношенню до

розчиненої речовини. Однак слід зазначити, що оскільки розчини певною мірою проявляють властивості і механічних сумішей і хімічних сполук, то обидві теорії (фізична і хімічна) на виключають одне одного.

Сучасна теорія розчинення об'єднує фізичну і хімічну точку зору і дозволяє визначити процес розчинення, як складний фізико-хімічний процес, що складається з двох стадій:

а) стадія гідратації (сольватації) на якій молекули води оточують молекули речовини, утворюючи гідрати і сольвати.

Підтвердженням цьому свідчить той факт, що багато з гідратів виділені в кристалічному вигляді. Це так звані кристалогідрати:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  і т.д. Входить до їх складу вода називається кристалізаційною.

б) стадія розчинення, під час якої відбувається дифузія гідратів (сольватації) у різні частини системи роблячи її однорідною.

Стадія гідратації екзотермічна (що узгоджується з принципом найменшої енергії), а стадія розчинення ендотермічна. Загальний тепловий ефект процесу складається з суми:  $Q_{\text{общ.}} = Q_{\text{ст. гідрат.}} + Q_{\text{ст. р-ренію}}$

$$\Delta H_{\text{общ}} = \Delta H_{\text{ст. гідрат.}} + \Delta H_{\text{ст. р-ренію}}$$

При цьому:

1. Якщо  $\Delta H_{\text{ст. гідрат.}} > \Delta H_{\text{ст. р-ренію}}$ , то при розчиненні таких речовин у воді виділяється тепло.

Наприклад: розчинення сірчаної кислоти у воді.

2. Якщо  $\Delta H_{\text{ст. гідрат.}} < \Delta H_{\text{ст. р-ренію}}$ , то для розчинення таких речовин у воді необхідно затратити енергію.

Наприклад: розчинення натрію тіосульфату у воді, розчинення сахарози у воді.

3. Якщо  $\Delta H_{\text{ст. гідрат.}} \approx \Delta H_{\text{ст. р-ренію}}$ , то на розчинення таких речовин температурний фактор майже не впливає.

Наприклад: розчинення натрію хлориду у воді.

Таким чином, розчини є фізико-хімічними системами і займають проміжне положення між хімічними сполуками і механічними сумішами.

Як хімічні сполуки вони:

1. Однорідні.

2. Характеризуються тепловими явищами.
3. Контракції (скорочення обсягу при змішуванні рідин).

Як механічні суміші вони:

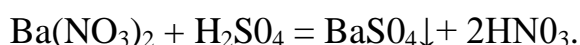
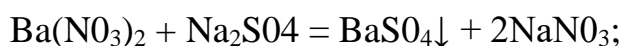
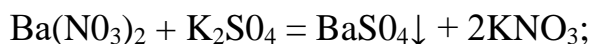
1. Чи не підкоряються закону сталості складу.
2. Можуть бути розділені на складові частини.

### Реакції у розчинах електролітів. Іонні рівняння

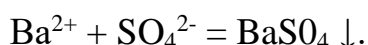
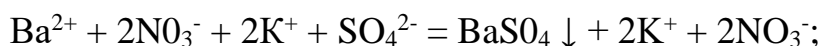
Згідно з теорією електролітичної дисоціації, реакції у розчинах електролітів відбуваються між іонами.

Реакції між іонами відбуваються лише тоді, коли внаслідок їхньої взаємодії утворюється малорозчинна або летка сполука або слабкий електроліт.

Розглянемо приклади утворення малорозчинних продуктів реакції. Якщо до розчину нітрату барію додати розчин сульфату калію або іншої солі, яка у своєму складі має сульфат-іон (наприклад, сульфат амонію, натрію), то випадає білий осад сульфату барію. Замість розчину солі можна додати сірчану кислоту. Запишемо кілька рівнянь реакцій утворення сульфату барію:



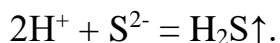
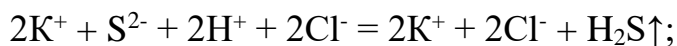
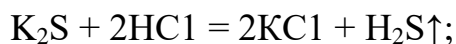
Наведені рівняння свідчать про те, що утворення малорозчинного у воді сульфату барію є наслідком взаємодії лише двох іонів  $\text{Ba}^{2+}$  і  $\text{SO}_4^{2-}$ . Справді, якщо записати добре розчинні і сильні електроліти для всіх трьох рівнянь реакції утворення  $\text{BaSO}_4$  у вигляді іонів і скоротити однакові іони в цих рівняннях, то можна бачити, що фактично реакція відбувається між іонами  $\text{Ba}^{2+}$  і  $\text{SO}_4^{2-}$ , а всі інші іони ніяких змін не зазнають. Наприклад:



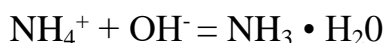
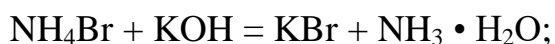
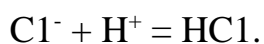
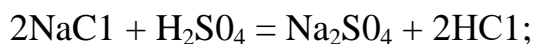
Ці рівняння є іонно-молекулярними рівняннями утворення сульфату барію. Повним йонно-молекулярним і скороченим йонно-молекулярним рівняннями.

Прикладом реакції з утворенням леткої речовини є реакція взаємодії сульфідів калію і хлороводневої кислоти, оскільки розчинність сірководню у воді незначна

і при нагріванні розчину різко зменшується:



Приклади утворення малодисоційованої сполуки - це звичайні реакції нейтралізації, які є зворотними відносно реакції дисоціації води, і утворення слабкої кислоти або слабкої основи:



Електролітична дисоціація води на іони водню і гідроксилу спричинює те, що вони можуть утворювати з іонами солей слабкі або малорозчинні електроліти. Внаслідок цього концентрація іонів води змінюється і багато які розчини середніх солей мають кислу або лужну реакцію. рН розчинів таких солей може бути більше або менше семи.

### **Визначення гідролізу. Умови протікання гідролізу.**

Взаємодія солі з водою, яка призводить до утворення слабкого або погано розчинного електроліту, називається гідролізом солі. Гідроліз можна визначити як реакцію обмінного розкладання солі водою або як процес, обернений реакції нейтралізації. Отже, гідроліз - це рівноважний процес і можна створити умови, за яких сіль гідролізувати не буде. Гідроліз солі є окремим випадком взаємодії іонів солі з розчинником - водою. Взаємодія солі з розчинником, що супроводиться утворенням слабкого електроліту, називається сольволизом.

Гідролізу зазнають солі, що утворюються за участю слабких кислот і основ. Солі, які є похідними сильних кислот і основ, не гідролізують, оскільки їх іони (катіони й аніони) не зв'язують іони води ( $\text{OH}^-$  або  $\text{H}^+$ ), а отже, і не зміщують її іонну рівновагу. Тому розчини таких солей, як  $\text{NaClO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  не гідролізують, їх розчини нейтральні (рН = 7).

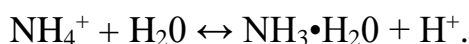
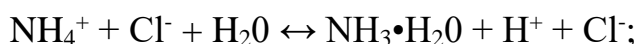
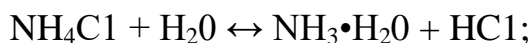


Залежно від типу солі механізм гідролізу останньої може бути різним. У водному розчині катіони гідратуються за рахунок донорно-акцепторного, а аніони — за рахунок водневого зв'язку.

## Типи гідролізу

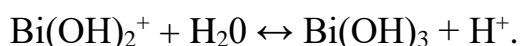
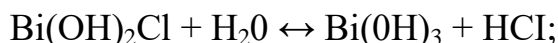
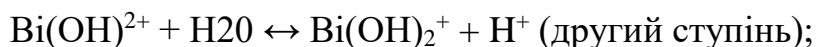
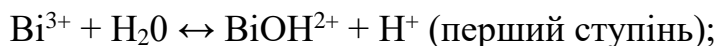
Розглянемо типові випадки гідролізу солей.

1. Сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою. Це найпоширеніший випадок, оскільки більшість гідроксидів металів, зокрема багатовалентних, є слабкими основами. Солі слабких основ і сильних кислот гідролізують з утворенням слабкої основи (якщо це сіль однокислотної основи) або основних солей. При цьому утворюється вільна сильна кислота, а розчини таких солей мають кислу реакцію ( $\text{pH} < 7$ ). Наприклад, гідроліз  $\text{NH}_4\text{Cl}$  відбувається відповідно до рівнянь:



Іони  $\text{NH}_4^+$  взаємодіють з іонами гідроксилу води, утворюючи слабкий електроліт  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Іони водню води не утворюють з іонами  $\text{Cl}^-$  молекул, оскільки  $\text{HCl}$  - це сильний електроліт. Отже, у розчині створюється певний надлишок іонів водню і тому розчин  $\text{NH}_4\text{Cl}$  має кислу реакцію.

Подібно, проте ступінчасто, гідролізують солі, утворені багатокислотними слабкими основами. При цьому гідроліз солі відбувається переважно за першим ступенем:

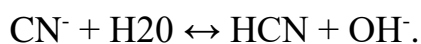
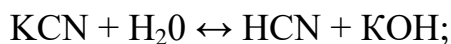


Такі самі рівняння реакцій гідролізу можна записати для солей  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,

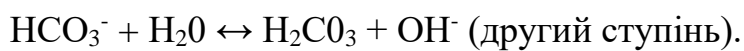
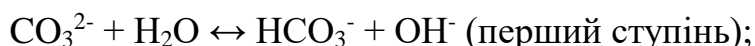
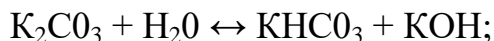
Fe(C10<sub>4</sub>)<sub>3</sub> та ін.

Оскільки гідроліз солі є оборотним процесом, то, щоб запобігти її гідролізу (змістити рівновагу вліво), до розчину треба додати відповідну кислоту, наприклад HCl (при гідролізі хлоридів металів).

2. Сіль, утворена слабкою кислотою і сильною основою. Прикладом таких солей є KCN, CH<sub>3</sub>COOK, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>S, K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> та ін. Запишемо рівняння гідролізу деяких з них:



Як видно, внаслідок гідролізу солі утворюється деякий надлишок іонів OH<sup>-</sup> і тому розчини солей, утворених сильною основою і слабкою кислотою, мають лужну реакцію (pH > 7). Солі багатоосновних кислот гідролізують ступінчасто:



Отже, солі, що складаються з аніонів слабких кислот і катіонів сильних основ, гідролізують з утворенням слабкої кислоти або кислої солі. Зміщення рівноваги гідролізу вліво в бік утворення середньої солі можна здійснити, додаючи до розчину солі розчин відповідного лугу.

3. Сіль, утворена слабкою основою і слабкою кислотою. Гідроліз таких солей відбувається досить повно, оскільки внаслідок гідролізу утворюються дві малодисоційовані або малорозчинні речовини.

Багато які солі цього типу гідролізують необоротно.

Прикладом повного гідролізу солі є взаємодія сульфідів алюмінію з водою:



**Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

**Питання:**

1. Визначення поняття гідролізу.
2. Розчини рідкі, тверді, газоподібні.
3. Теорія розчинів за Д.І. Менделєєвим і Н.С. Курнаковим.
4. Закон Вант-Гоффа.
5. Типи гідролізу.
6. Умови протікання гідролізу.

#### **Загальне матеріальне та навальнo-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;
- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

#### **Питання для самоконтролю:**

1. Дати формулювання закону Вант-Гоффа.
2. Що таке ізотонічний розчин. Пояснити, чому розчини для внутрішньовенного застосування мають бути ізотонічними.
3. Що таке ізотонічний розчин. Пояснити, чому розчини для внутрішньовенного застосування мають бути ізотонічними.
4. Серед поданих знайти солі, які гідролізуються, для них записати рівняння гідролізу в йонному та молекулярному видах, вказати тип гідроліза та рН середовища:  
-натрію хлорид, натрію тіосульфат, хлорид станнуму (II), сульфід амонію, сульфат амонію, натрію силікат.
5. Вказати особливі випадки гідролізу (підтвердити рівняннями реакцій), пояснити причину.

#### **Список використаних джерел:**

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2012. – 148 с.

3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471 с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.
6. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
8. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.

### Лекція № 9

**Тема:** «Окисно-відновні реакції. Основні поняття. Найважливіші окисники та відновники. Основні типи окисно-відновних реакцій. Використання окисно-відновних реакцій в хімічному аналізі та аналізі лікарських препаратів.» - 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини.

Окисно-відновні процеси включають різноманітні хімічні реакції, які проходять зі зміною ступенів окислення реагуючих речовин і мають важливе значення в хімії, біології, фармації. Дихання, окислення харчових продуктів в тканинах живого організму, процеси, які проходять в природі - горіння, гниття та ряд інших біологічних процесів є окисно-відновними реакціями (ОВР). На основі ОВР базуються методи об'ємного аналізу, так звані методи оксидиметрії, які відіграють важливу роль для оцінки якості ліків, об'єктів зовнішнього середовища.

**Мета:** В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з окисно-відновними процесами, закономірностями їх протікання, правилами та способами складання молекулярних та йонних рівнянь ОВР; з правилами розрахунку еквівалентних

мас оксників і відновників; з факторами, від яких залежить напрямок окислювально-відновних реакцій.

**Основні поняття:** протоліт, електроліт, окисно-відновна реакція(ОВР), ступінь окиснення, окисник, відновник.

**План і організаційна структура лекції:**

№№ п.п.	Основні етапи лекції та їх зміст.	Цілі у рівнях абстракції.	Тип лекції, оснащення лекції.	Розподіл часу.
1	2	3	4	5
I	<b><i>Підготовчий етап</i></b>			
1.	Визначення навчальних цілей.		Лекція комбінова	1%
2.	Забезпечення позитивної мотивації.			2%
II	<b><i>Основний етап</i></b>			
3.	Викладення лекційного матеріалу. План: 1. Історія розвитку знань про окисно-відновні реакції. 2. Електронна теорія окислювально-відновних реакцій. 3. Особливості окислювально-відновних реакцій. 4. Типи окислювально-відновних реакцій.	I  II	Слайди	90%

	<p>5. Найважливіші окислювачі і відновники</p> <p>6. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій.</p> <p>7. Еквіваленти речовин в реакціях окислення-відновлення.</p> <p>8. Напрямок окисно-відновних реакцій.</p> <p><b>Заключний етап</b></p> <p>Резюме лекції, загальні висновки.</p>		Список літератури, питання, завдання.	
III	Відповіді лектора на можливі запитання.			
4.	Завдання для самопідготовки студента.			3%
5.				4%
6.				5%

### Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)

#### *Історія розвитку знань про окисно-відновні реакції.*

З окислювально-відновними перетвореннями і насамперед горіння людина познайомився ще в сиву давнину. Пізніше - в епоху бронзи і заліза - «хімічний» вогонь використовувався не тільки для обігрівання житла і приготування їжі, а й для виплавлення металів з руд і їх обробки - кування і гарт. Тоді ж стали відомі й процеси корозії бронзових і залізних виробів.

Так крок за кроком накопичувався практичний досвід використання окислювально-відновних перетворень. Досить велика кількість їх було відкрито

ще алхіміками.

Переворот у поглядах щодо окислювально-відновних перетворень і насамперед горіння зробили представники флогистонної хімії (у роботах Й. Бехера, Г. Шталя, К. Шеєле, Дж. Пристли, Г. Кавендиш та ін.). У відповідності з поглядами флогістоніков під час горіння речовин звільняється невловима вогняна матерія (флогістон). Потім метали та інші горючі тіла перетворюються на «землі» із збільшенням їх маси. Горіння, з їхньої точки зору було процесом розкладання:

метал = земля + флогістон! ,

а виплавка металу з руди «землі» шляхом відновлення останньої деревним вугіллям до розпеченої печі - процесом з'єднання з зменшенням маси:

земля + флогістон = метал

Флогістонікі нехтували фактом, що в результаті горіння або, наприклад, окислення металу маса тіла, яка горить, збільшується. М.В. Ломоносов, формулюючи принцип збереження речовини, виступав як противник ФЛОГІСТОНУ у поясненні процесу горіння.

Відкриття Д.І. Менделєєвим періодичного закону, створення теорії будови атома та електронної природи хімічного зв'язку розкрили істину будови атома та електронної природи хімічного зв'язку розкрили справжню суть окислювально-відновних реакцій. У світлі нових відкриттів і досягнень науки стало очевидним, що окислення та відновлення є двома взаємопов'язаними і взаємообумовленими протилежностями, двома сторонами єдиного процесу окислення-відновлення. Ось чому такі реакції називаються окислювально-відновними.

Пріоритет введення в хімію уявлень про електронну природу окислювально-відновних процесів належить вітчизняним ученим - С.В. Даїна, Г.В. Даїна, Л.В. Писаржевського, Я.І. Михайленко та ін. Ще в 1905-1914 роках вони розглядали хімічні перетворення з погляду будови електронних оболонок атомів і молекул. Вперше була сформульована теорія, згідно якої окислювально-відновні реакції вважалися процесами переносу електронів від одних атомів іншим.

### ***Електронна теорія окислювально-відновних реакцій.***

Кожен хімічний елемент характеризують такі фізичні величини, як потенціал

іонізації і спорідненість до електрона. Потенціал іонізації - найменша напруга електричного поля, при якому атоми послідовно віддають свої електрони і перетворюються на позитивно заряджені іони. При цьому чим вище у атома іонізаційний потенціал, тим легше втрачає він електрон. Метали мають малі значення іонізаційних потенціалів, неметали - досить великі. Найнижчі іонізаційні потенціали у лужних металів, найвищі - у галогенів і благородних газів.

Нейтральні атоми багатьох елементів, переважно неметалів і напівпровідників (металоїдів) способи приєднувати електрони з утворенням негативно заряджених іонів - аніонів. Енергія, яка при цьому звільняється, називається енергією спорідненості до електрона.

Потенціал (енергія) іонізації і спорідненість до електрона значною мірою визначає, відповідно, відновну і окислювальну здатність атома елемента.

Хімічні елементи характеризує ще одне поняття - електро-отрицательность. Електронегативність - це умовна величина, яка вказує на здатність атома або іона елемента в молекулі або кристалі з'єднання купувати певний позитивний або негативний заряд унаслідок електронної взаємодії з іншими атомами або іонами. Такий справжній (реальний) заряд атомів елемента в хімічних сполуках називають ефективним зарядом.

При визначенні ступеня окиснення елементів у хімічних сполуках виходять з їх електронегативності. Ступінь окислення - це умовний заряд його атома в молекулі або кристалі, якщо припустити, що вони складені тільки з елементарних катіонів та аніонів, наприклад ( $\text{H}^+$ ,  $2\text{O}^{2-}$ ,  $\text{N}_3^+$ ). Ступінь окислювання називають ще окислювальним числом і позначають цифрою з відповідним знаком над символом хімічного елемента:  $\text{Cr}^{+6}$ ,  $\text{N}^{+2}$ ,  $\text{S}^{+4}$ ,  $\text{I}^{-1}$ ,  $\text{O}^{-2}$ .

Розглянемо поняття валентності - однієї з найважливіших хімічних характеристик елемента. Валентність - це здатність атома хімічного елемента утворювати певну кількість зв'язків (іонних, ковалентних, донорно-акцепторних та ін.) з атомами одного і того ж елемента або різних елементів.

У багатьох випадках значення ступеня окислення елемента не збігається з числом утворюваних нею зв'язків.



Наприклад:

метан, формальдегід, мурашиний спирт, мурашина кислота, диоксид вуглецю.

Значеннями ступенів окислення елементів користуються при складанні формул сполук; написанні та підборі коефіцієнтів в рівняннях реакцій; проорокування напрямку течії і продуктів хімічних реакцій і т.д.

Вища ступінь окислення, за рідкісним винятком, відповідає номеру групи, до якої відноситься даний елемент. Наприклад, у елемента V групи азоту вищий ступінь окислювання дорівнює 5; у елементів VII групи Cl і Mn = 7 і т.д.

Виняток становлять F, O, He, Ne, Ar, Fe, Co, Ni, найвищий рівень окислення, яких нижче, ніж відповідний номер групи, до якої вони належать. У елементів підгрупи міді, навпаки, вищий ступінь окислювання дорівнює трьом, хоча і відносяться до I-ої групи.

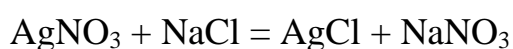
Класифікація хімічних реакцій

Розрізняють реакції зі зміною і без зміни ступеня окислення. Реакції, що протікають без зміни ступеня окислення (реакції невалентних перетворень) характеризуються наступними відмітними ознаками:

1 Хімічно взаємодіючі частинки (молекули, атоми чи іони) в ході реакції не виявляють електронну активність (не втрачають і не приєднують електронів);

2 Ступені окислення елементів, що беруть участь в реакції, в ході цієї реакції не змінюються. Наприклад:

а) реакції обмінного типу:



б) реакції з'єднання:



в) реакції розкладання:



***Особливості окислювально-відновних реакцій.***

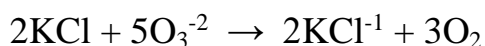
1. Взаємодіючі частинки електроноактивні, в процесі реакції електрони переходять від однієї частинки до іншої;

2. Реакції супроводжуються зміною ступеня окислення електроноактивних елементів.

До них відносяться:

а) реакції заміщення:

в) реакції розкладання:



В даний час класичне визначення окислення і відновлення як приєднання або втрати кисню замінено поняттям втрати (окислення) і приєднання (відновлення) електрона.

Процеси, в ході яких електрони переходять від одних частинок до інших, називаються окислювально-відновними або редокс - реакції.

reductus - відновлений, oxydatus - окислений.

Процес втрати частинкою електронів називається її окисненням, а процес приєднання електронів - відновленням.

Електроноактивні частинки (іони, атоми, молекули), присоединяючи електрони, називаються окислювачами. У хімічному процесі вони грають роль акцепторів електронів.

Електроноактивні частинки, що віддають свої електрони, називаються відновниками. Вони виконують роль донорів електронів.

Процес окислення супроводжується збільшенням, а процес відновлення - зниженням ступеня окислення елементів.

Окислювально-відновні реакції являють собою єдність і боротьбу двох протилежностей: окислення і відновлення. Якщо в ході хімічної реакції має місце процес окислення, він обов'язково супроводжується процесом відновлення і навпаки.

Окислювач переходить у відновлену форму, а відновник в окислений.

### ***Типи окислювально-відновних реакцій.***

Розрізняють три типи реакцій окиснення-відновлення: міжмолекулярна, внутрімолекулярні і самоокислення-відновлення (реакції диспропорціонування).

1. У міжмолекулярних окислювально-відновних реакцій змінюють ступінь

окислення елементи різних молекул.

2. До реакцій внутримолекулярного окислювання-відновлення відносяться процеси, при яких ступеня окислення змінюють різні елементи однієї і тієї ж молекули.

3. У реакціях окиснення-відновлення ступінь окислення одного і того ж елемента і підвищується і знижується. Часто їх називають реакціями диспропорціонування. Наприклад:



У цій реакції хлор виступає і як окислювач і як відновник.

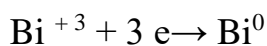
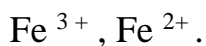
### ***Найважливіші (найголовніші) окислювачі і відновники***

Найважливіші окислювачі (акцептори електронів).

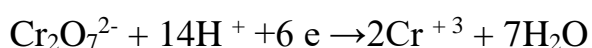
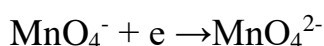
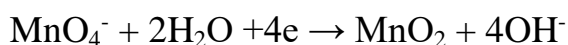
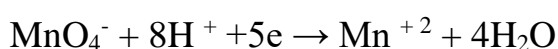
Енергія спорідненості до електрона може служити мірою окисних властивостей простого речовини. Чим більше спорідненість до електрона, тим яскравіше виражені окисні властивості елемента. Окислювачами є атоми елементів, що мають на зовнішньому енергетичному рівні 7, 6, 5 і 4 електрона. Це р-елементи ( $s^2p^5$  -  $s^2p^2$ ). Типовими окислювачами з них є неметали:  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$  і т.д.

Найсильніші окислювачі - атоми галогенів і кисень. Найслабші - атоми елементів головної підгрупи IV групи, які можуть приймати 4 електрона.

Позитивно-заряджені іони металів (катіони) виявляють окисні властивості:

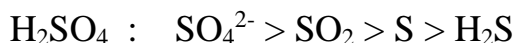


Складні іони і молекули, що містять атоми металу в стані вищого ступеня окислення:

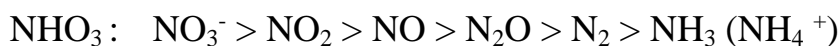




Складні іони і молекули, що містять атоми неметалла в змозі позитивної ступеня окислення - це кисневі кислоти, їх ангідриди і солі:



конц.



конц.

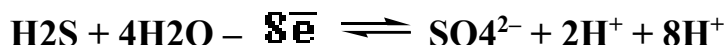
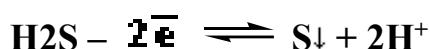
Найважливіші відновники (донори електронів).

Типовими відновниками є атоми елементів, на зовнішньому енергетичному рівні яких є від 1 до 3 електронів. Це метали, тобто s, d і f - елементи. Відновні властивості проявляють і неметали (H, C). Чим менше енергія іонізації елемента, тим яскравіше виражені його відновні властивості. Негативно заряджені іони (аніони) є сильними відновниками, тому в деяких випадках можуть віддавати не тільки слабо утримувані надлишкові електрони, але й електрони зі свого зовнішнього енергетичного рівня. Чим менш активний неметал як окислювач, чим активніше він в стані негативного іона як відновник і навпаки. Наприклад:

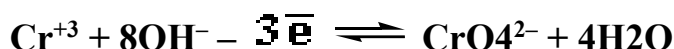
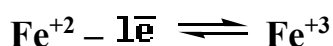


$\text{I}^- > \text{Br}^- > \text{Cl}^- > \text{F}^-$  відновна здатність убуває, а F взагалі в хімічних реакціях не проявляє відновлювальних властивостей.

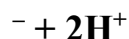
Яскраво виражені відновні властивості сірководню та його солей (у кислому і нейтральних середовищах):



Позитивно заряджені іони металів з нижчою ступенем окислення можуть виступати як відновники, якщо в них можливі стану з більш високим ступенем окислення:



Деякі сполуки в залежності від умов можуть виявляти як окислювальні, так і відновні властивості. Це з'єднання з проміжною ступенем окислення:



N

O

### Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

Застосовують два методи складання рівняння реакцій окиснення-відновлення: метод електронного балансу і метод напівреакцій. Обидва методи базуються на одних і тих же передумови: в окисно-відновних процесах загальне число електронів, що віддається відновником, дорівнює загальній кількості електронів, що приєднуються окислювачем.

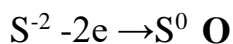
Метод електронного балансу

У цьому методі підрахунок числа приєднуваних і втрачаються електронів проводиться на підставі значень ступенів окислення елементів до і після реакції.

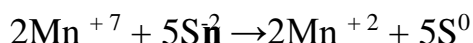
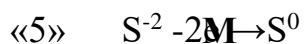
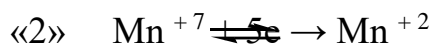
Наприклад:

K

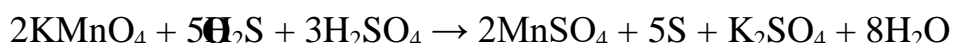
окислення здійснюють тільки марганець і сірка:



Перехід  $\text{Mn}^{+7}$  у  $\text{Mn}^{+2}$  формально відповідає приєднанню п'яти електронів, а перехід  $\text{S}^{-2}$  у  $\text{S}^0$  відповідає втраті двох електронів. Отже,  $\text{KMnO}_4$  - окислювач,  $\text{H}_2\text{S}$  - відновник. Як показує електронний баланс, на один атом  $\text{Mn}^{+7}$  потрібно 2,5 атома  $\text{S}^{-2}$ . Так як половина атома брати участь у реакції не може, потрібно подвоїти основні коефіцієнти:



Коефіцієнти розставляють в молекулярну реакцію:



Решта коефіцієнти знаходять при підрахунку балансу інших елементів: по  $\text{SO}_4^{2-}$  визначають число молекул сірчаної кислоти (три), а по балансу атомів водню - визначають число молекул води (8).

S

O

H

## Метод напівреакцій

Цей метод застосовується для реакцій протікають в розчинах і заснований на складанні приватних рівнянь реакцій відновлення іона або молекули - окислювача і окислення іона або молекули - відновника з наступним підсумовуванням їх в загальне рівняння. При цьому керуються загальними правилами складання іонних рівнянь:

1. Сильні електроліти записуються у вигляді іонів;
2. Неелектролітів, слабкі електроліти, гази і опади - у вигляді молекул;
3. Не змінюється в результаті реакції іони в іонну схему не включаються.

Перебіг окислювально-відновних процесів залежить від характеру середовища, в якому вони протікають, тобто чи протікає цей процес в кислому, лужному або нейтральному середовищі. Крім того, в результаті окислювально-відновної реакції змінюється часто, вміст кисню у окислювача або відновника. У цих випадках керуються такими положеннями:

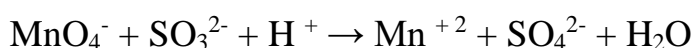
1. Якщо продукт реакції містить більше кисню, ніж вихідна речовина, то витрачається або вода в кислих і нейтральних розчинах, або гідроксильні іони - в лужних розчинах;
2. Якщо продукт реакції містить кисню менше, ніж вихідні речовини, то в кислому середовищі утворюється вода, а в нейтральному і лужному - іони гідроксилу.

Реакції окиснення-відновлення, що протікають в кислому середовищі.

Приклад:

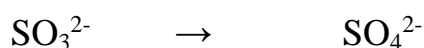


Іонна схема:



У цьому випадку  $\text{MnO}_4^-$  - окислювач і відновлюється до  $\text{Mn}^{+2}$ , а  $\text{SO}_3^{2-}$  - відновник і окислюється до  $\text{SO}_4^{2-}$ .

Напіврівняння окислення іона-відновника:



відновлена форма                      окислена форма

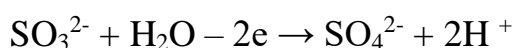
Напіврівняння відновлення іона-окислювача:



Окислена форма                      відновлена форма

1. Зрівнюються кількість безкисневих іонів в лівій і правій частині (в даному випадку сірка, зрівнювати не потрібно);

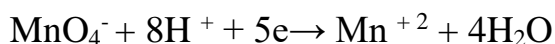
2. зрівнюються кількість атомів кисню, керуючись таким положенням: в кислому середовищі на кожний відсутній атом кисню дописують молекулу води, а в першу частину рівняння переносять стільки іонів водню, скільки може утворюватися з даної кількості молекул води.



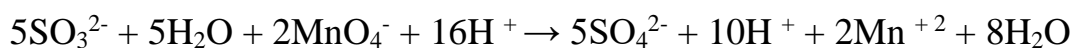
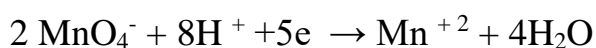
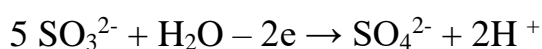
3. зрівнюються заряд: для балансу зарядів в лівій частині необхідно відняти два електрони.

4. зрівнюються кількість атомів марганцю (в даному випадку не потрібно);

5. зрівнюються кількість атомів кисню керуючись наступним: у кислому середовищі на кожен надлишковий атом кисню приписують два іони водню, а в іншу частину рівняння переносять стільки молекул води, скільки може утворюватися з приписаного кількості іонів водню і надлишкового кисню:

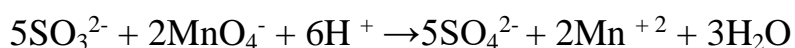


6. зрівнюються заряд: для балансу зарядів в лівій частині рівняння потрібно додати 5 електронів. При виведенні загального рівняння реакції приватні рівняння треба помножити на такі коефіцієнти, щоб число втрачених електронів було дорівнює числу придбаних:



Підсумовують обидва рівняння з одночасним множенням на додатковий множник і скорочують однакові іони і молекули в лівій і правій частині рівняння.

Перевірка правильності складеного рівняння проводиться по балансу атомів і зарядів в загальному рівнянні:



Рівняння реакції в молекулярному вигляді дорівнюватиме:

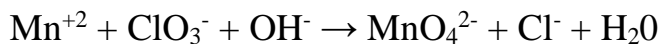


Реакції окиснення-відновлення, що протікають в лужному середовищі.

молекулярна схема

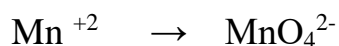


іонна форма



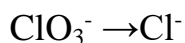
У цьому випадку  $\text{Mn}^{+2}$  - відновник і окислюється до іона  $\text{MnO}_4^{2-}$ ,  $\text{ClO}_3^-$  - окислювач і відновлюється до іона  $\text{Cl}^-$ .

Приватне рівняння окислення іона-відновника:



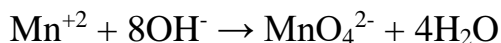
відновлена форма      окислена форма

Рівняння відновлення іона-окислювача:

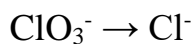
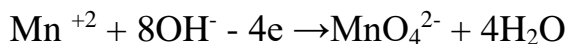


1. зрівнюються кількість атомів марганцю в лівій частині і правій частині приватних рівнянь (в даному випадку не потрібно);

2. зрівнюються кількість атомів кисню керуючись таким положенням: в лужному середовищі на кожний відсутній атом кисню дописують два іони гідроксиду, а в іншу частину рівняння дописують стільки молекул води, скільки може утворюватися з даної кількості іонів гідроксиду;

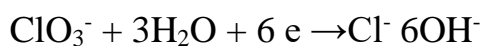


3. Для балансу зарядів в лівій частині рівняння необхідно відняти чотири електрони:



1. зрівнюються кількість атомів хлору в лівій і правій частині рівняння (в даному випадку не потрібно);

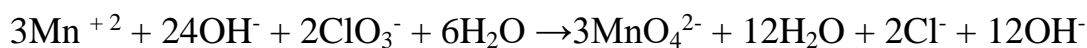
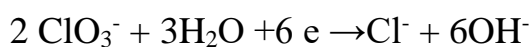
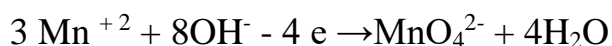
2. зрівнюються кількість атомів кисню керуючись таким положенням: в лужному середовищі на кожен надлишковий атом кисню приписують молекулу води в лівій частині рівняння, а в правій пишуть стільки іонів гідроксиду, скільки може утворюватися з даної кількості молекул води.



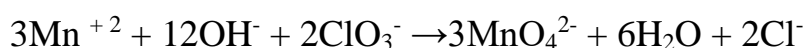


3 Для балансу зарядів в лівій частині рівняння необхідно додати 6 електронів.

Підсумовують обидва рівняння з одночасним множенням на додатковий множник і скорочують однакові іони і молекули в сумарному рівнянні:



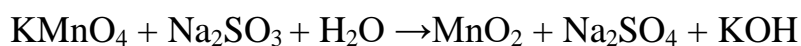
Перевірка правильності складеного рівняння здійснюється, як і в першому випадку (по балансу атомів і зарядів в загальному рівнянні):



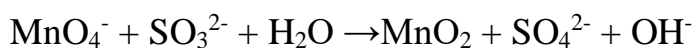
Реакції окиснення-відновлення, що протікають в нейтральному середовищі.

Як приклад можна привести взаємодія сульфїту натрію з перманганатом калію, що проходить в нейтральному середовищі.

молекулярна схема

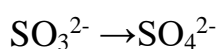


іонна схема



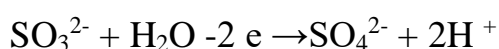
В даному випадку  $\text{MnO}_4^-$  - окислювач і відновлюється до  $\text{MnO}_2$ ;  $\text{SO}_3^{2-}$  - відновник і окислюється до  $\text{SO}_4^{2-}$ .

Приватне рівняння окислення іона-відновника:



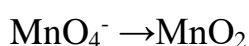
1. зрівнюються кількість атомів сірки в лівій і правій частинах рівняння (у даному випадку не потрібно);

2. зрівнюються кількість атомів кисню наступним чином: при нестачі кисню приписують молекулу води, а праву частину рівняння пишуть стільки іонів водню, скільки може утворитися з даної кількості молекул води:



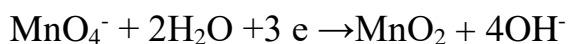
3. Для балансу зарядів в лівій частині рівняння необхідно відняти два електрони.

Приватне рівняння відновлення іона-окислювача:



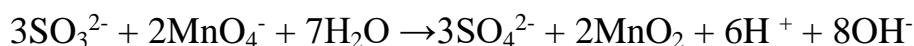
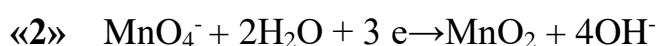
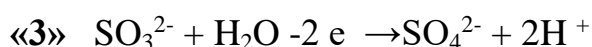
1. зрівнюються кількість атомів марганцю в лівій і правій частинах рівняння (у даному випадку не потрібно);

2. зрівнюються кількість атомів кисню наступним чином: на кожен надлишковий атом кисню в лівій частині рівняння приписують молекулу води, а в праву частину переносять стільки іонів гідроксиду, скільки може утворитися приданим кількості атомів водню в молекулі води:

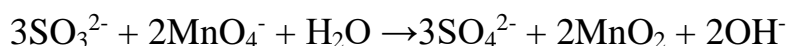


Для балансу зарядів в лівій частині рівняння необхідно додати три електрони.

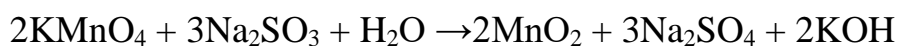
Підсумовують обидва рівняння, попередньо визначивши додаткові множники, скорочую однакові іони і молекули в лівій і правій частинах рівняння.



Перевірка правильності складеного рівняння проводиться по балансу атомів і зарядів в загальному рівнянні:



Записують рівняння в молекулярному вигляді:



### ***Еквівалент речовин в реакціях окислення-відновлення***

Для випадку окислювально-відновних реакцій нормальність розчину окислювача і відновника визначається числом окислювальних і відповідно відновних грам-еквівалентів на 1 л розчину.

Зазначені грам-еквіваленти розраховуються за співвідношенням:

$$1 \text{ г-екв. відновника} = \text{Маса 1 благаючи відновника} / n_1$$

$1 \text{ г-екв. окислювача} = \text{Маса 1 благаючи окислювача} / n_2$ , де  $n_1$  і  $n_2$  - число електронів, що віддаються молекулою окислювача в тій же реакції.

Величина окисного та відновного еквівалентів визначається характером тих хімічних реакцій, в яких беруть участь дані окислювачі і відновники. Важливу роль відіграють реакція середовища. Наприклад, еквівалент найбільш поширеного окислювача  $\text{KMnO}_4$  дорівнює:

1 г-екв. =  $M / 5$  - в сильно кислому шкоду

-10-

1 г-екв. =  $M / 3$  - в нейтральному середовищі

1 г-екв. =  $M / 1$  - в сильнощелочной середовищі

Нормальний розчин (1 н.) Окислювача містить 1 г-екв. цієї речовини в 1 л розчину. Нормальний розчин (1 н.) Відновника містить 1 г-екв. його в 1 л розчину.

### ***Напрямок окислювально-відновних реакцій***

Окислювально-відновні реакції кількісно характеризуються: швидкістю, величиною енергетичного ефекту, тобто кількістю виділеної або поглиненої енергії, величинами грам-еквівалентів речовин, що вступають в реакцію. Важливою характеристикою окислювачів і відновників є величини їх електродних або окислювально-відновних потенціалів. Сутність виникнення електродного потенціалу полягає в наступному. Якщо пластинки металів, наприклад цинку і міді, опустити у воду, то поверхневі іони металів під впливом дипольних молекул води відриваються від нього, піддаючись процесу гідратації.

Гідратованих іони в розчині, які розміщуються поблизу негативно зарядженої пластинки металу утворюють так званий «подвійний електричний шар» позитивних іонів в розчині і електронів в металі, між якими встановлюється рівновага. Кількість іонів металу, здатних перейти в розчин, характеризуються природою металу, і називається електричної пружністю розчинення. Якщо пластинки цих металів помістити в розчини їх солей, то завдяки високій електричної пружності цинку, частина іонів цинку перейде в розчин, тоді метал зарядиться негативно, а навколишній пластинку шар розчину - позитивно. На мідній пластинці, електролітичеська пружність розчинення якої надзвичайно мала, відбувається зворотний процес: осадження іонів міді призводить до того, що платівка «зсередини» заряджається позитивно, а навколишнього розчин - негативно (за рахунок накопичуються  $SO_4^{2-}$  - іонів). Таким чином, між металом і розчином виникає різниця потенціалів, звана електродним потенціалом. Електрод - це метал, занурений у розчин електроліту в умовах проходження

через нього струму.

Система, що складається з металу, зануреного в розчин своєї солі, називається гальванічною парою або гальванічним напівелементом. Їх приємно позначити  $Zn^0 / Zn^{+2}$ ,  $Cu^0 / Cu^{+2}$  і т.д., де вертикальна риса позначає поверхню розділу між твердою фазою (метал) і рідкою фазою (розчин солі металу). Якщо з'єднати дві гальванічні пари або напівелементи в єдину замкнуту систему, то отримують гальванічний елемент. Зовнішня ланцюг - дріт, що з'єднує пластинки металів, по якій рухаються електрони від негативного до позитивного електрода.

Внутрішня ланцюг - це розчини електролітів, розділені між собою пористою перегородкою, що пропускає іони і молекули розчинника. На малюнку зображений гальванічний елемент Даніель-Якобі. Включивши в зовнішній ланцюг вольтметр, можна виміряти різницю потенціалів або ЕРС елемента (електрорушійну силу елемента).

Якщо концентрація іонів дорівнює одиниці, то різниця потенціалів називають стандартним електродним потенціалом системи і позначають  $E^0$ . У якості стандартної приймають температуру 250С.

Значення електродних (окисно-відновних) потенціалів беруть відносно системи  $H_2 / 2H^+$  у якої прийнято вважати стандартний потенціал умовно рівний нулю. Ця система називається водневим електродом.

Поєднавши з водневим електродом в гальванічний елемент іншу гальванічну пару, можна визначити ЕРС, а останньої - стандартний потенціал даної пари (окислювально-відновної системи). Наприклад, в елементі, складеному з водневої і цинкової пари, ЕРС - 0,76, отже:

$$0,76 = E^0_{H_2 / 2H^+} - E^0_{Zn / Zn^{2+}} = 0 - E^0_{Zn / Zn^{2+}} \text{ звідки } E^0_{Zn / Zn^{2+}} = -0,76 \text{ в.}$$

Стандартні потенціали деяких окислювально-відновних систем визначені і наведені в таблицях. Розташовані вони за зменшенням величиною позитивного потенціалу і зростаючої величиною негативного потенціалу. Цьому відповідає падіння окисної і зростання відновлювальної активності. Наприклад, стандартний потенціал системи

$$E^0_{2F^- / F_2} = +2,87 \text{ в } (F_2 + 2F^-)$$

$$E^0_{H_2 / 2H^+} = -2,23 \text{ в } (H_2 + 2H^-)$$

Отже, у молекули фтору сильно виражена окислювальна тенденція, а у іона Н- - відновна.  $E^0\text{Zn} / \text{Zn}^{+2} = -0,76$  в, а  $E^0\text{Cu}^0 / \text{Cu}^{2+} = +0,34$  в, отже цинк більш сильний відновник, ніж мідь і буде витіснити її з розчинів, що містять іони  $\text{Cu}^{+2}$ .

Чим більше відрізняються концентрації вільних електронів в металах і чим інтенсивніше електрони переходять від одного металу до іншого, тим вищою буде напруга електричного струму. Знаючи знак заряду металевих електродів і вимірявши ЕРС гальванічного елемента, можна зробити висновок про активність будь-якого металу. Всі метали створюють так званий електрохімічний ряд напруги, або ряд активності:

**Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, La, Mg, Th, Be, Al, U, Pu, Np, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Tl, Co, Ni, Sn, Po, H, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.**

З цього випливає наступні важливі висновки:

1. Кожен метал витісняє з солей всі інші метали, які в ряду напруги знаходяться праворуч від нього;
2. Метали, які знаходяться в ряду напруги до водню, витісняють його з кислот-неокислителях;
3. Чим далі знаходяться два метали одна від одного в ряду напруги, тим більше буде ЕРС гальванічного елемента, який побудований з них.

Залежно від цілого ряду умов: хімічної природи розчинника, характеру середовища, температури, тиску - електродні потенціали металів змінюються по різному. Це і обумовлює зміну порядку розміщення металів в електрохімічному ряду напруги. Крім того, наведений вище ряд напруги дійсний тільки для водних розчинів при нормальних умови, та й то не завжди, особливо в присутності різних комплексо-просвітників

**Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

**Питання:**

1. Основні поняття окислювально-відновних реакцій.
2. Найважливіші окисники та відновники.
3. Скласти йонні та молекулярні рівняння ОВР:



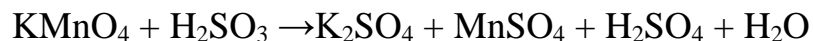
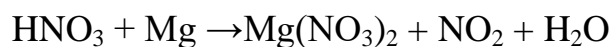
Розставити коефіцієнти методом напівреакцій.

### **Загальне матеріальне та навальнo-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;
- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

### **Питання для самоконтролю:**

1. Розрахувати ступінь окислювання елементів в солуках:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .
2. Навести приклади трьох типів окислювально-відновних реакцій, розставити коефіцієнти методом напівреакцій.
3. Навести приклади найважливіших окислювачів і відновників.
4. Еквіваленти окисника та відновника в реакціях окислення-відновлення.
5. Напрямок окислювально-відновних реакцій
6. Кількісна характеристика активності окислювача і відновника
7. Поняття про електродних потенціалів металів і гальванічному елементі. Ряд напруги металів.
8. Складання йонні та молекулярні рівняння ОВР, розставте коефіцієнти методом напівреакцій:



Розставити коефіцієнти методом напівреакцій.

### **Список використаних джерел:**

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2012. – 148 с.

3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471 с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.
6. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
8. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.

### Лекція № 10

**Тема:** «Комплексні сполуки. Класифікація та номенклатура комплексних сполук. Комплексні основи, кислоти, солі. Утворення та дисоціація комплексних сполук у розчинах. Константи стійкості та константи нестійкості комплексних іонів (ступінчасті та загальні). Біологічна роль комплексних сполук. Хімічні основи використання комплексних сполук у фармацевтичному аналізі та медицині.» - 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини.

Комплексні (координаційні) сполуки мають велике значення в хімії та біології тому, що більшість металів, які входять до складу організму знаходяться у вигляді хелатних сполук. На основі реакцій комплексоутворення розроблені методи добування дорогоцінних металів та кількісного визначення багатьох іонів металів у біологічних рідинах. Вивчення природи і властивостей комплексних процесів дає змогу обґрунтувати механізм дії деяких складних лікарських засобів.

**Мета:** В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з історією відкриття

комплексних сполук, координаційною теорією Вернера, типами комплексних сполук, правилами формування назв комплексних сполук у відповідності до сучасної української номенклатури хімічних сполук. Також здобувачі повинні розглянути особливості поведінки комплексних сполук у розчинах, біологічною роллю координаційних сполук та їх застосуванням у медицині.

**Основні поняття:** комплексна (координаційна) сполука, внутрішня сфера комплексу, зовнішня сфера комплексу, комплексоутворювач, ліганд.

### План і організаційна структура лекції:

№№ п.п.	Основні етапи лекції та їх зміст.	Цілі у рівнях абстракції.	Тип лекції, оснащення лекції.	Розподіл часу.
1	2	3	4	5
I	<b><i>Підготовчий етап</i></b>			
1.	Визначення навчальних цілей.	I	Лекція комбінова	1%
2.	Забезпечення позитивної мотивації.			2%
II	<b><i>Основний етап</i></b>			
3.	Викладення лекційного матеріалу. План: 1. Загальні уявлення про комплексні сполуки. 2. Координаційна теорія Вернера. 3. Класифікація комплексних сполук. 4. Номенклатура	II	Слайди	90%



<p>III</p> <p>4.</p> <p>5.</p> <p>6.</p>	<p>комплексних сполук.</p> <p>5. Циклічні або халатні комплексні сполуки.</p> <p>6. Стійкість комплексних сполук. Константа стійкості та константа нестійкості комплексних сполук.</p> <p>7. Типи комплексних сполук.</p> <p>8. Біологічна роль комплексних сполук. Застосування комплексних сполук у медицині та фармації.</p> <p><b>Заключний етап</b></p> <p>Резюме лекції, загальні висновки.</p> <p>Відповіді лектора на можливі запитання.</p> <p>Завдання для самопідготовки студента.</p>		<p>Список літератури, питання, завдання.</p>	<p>3%</p> <p>4%</p> <p>5%</p>
--	---	--	--	-------------------------------

## **Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)**

### **Загальні уявлення про комплексні (координаційні) сполуки.**

Дослідникам здавна були відомі сполуки, що не укладались в рамки елементарних уявлень про валентності. Ян Берцеліус запропонував називати такі сполуки сполуками вищого порядку. З часом з'явився термін молекулярні сполуки. Остання назва підкреслює, що нові сполуки утворилися не з окремих атомів або радикалів, а з молекул, причому молекули, утворюючи з'єднання, не зазнавали істотних змін.

Хочеться Вам нагадати, що сполуки, склад яких може бути пояснений з позицій класичної теорії валентності, називаються сполуками 1-го порядку.

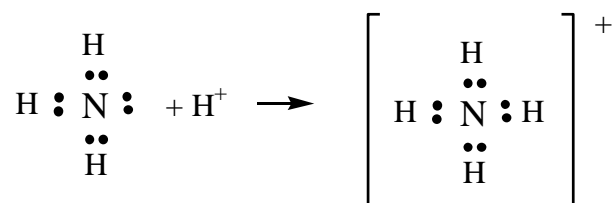
Термін "комплекс" і "комплексне з'єднання" був вперше запропонований в 1890 році учнем В. Оствальда - великим українським хіміком В.А. Кістяківським - одним з майбутніх засновників Української Академії наук, який створив вчення про сольватації (гідратації) іонів електролітів у розчинах. Через 3 роки геніальний швейцарський хімік А. Вернер заклав основи своєї прославленої координаційної теорії. Ще через два десятиліття за її розробку він став лауреатом Нобелівської премії в галузі хімії. У той час комплексними (координаційними) сполуками називалися тільки ті, у яких валентність атома комплексу перевищувала стехіометрична валентність його, яка визначається номером групи в періодичній системі.

Сили притягання існують не тільки між двома атомами, але і між будь-якими двома молекулами. Про це свідчить той факт, що взаємодія молекул часто призводить до утворення нових, більш складних молекул, газоподібні речовини можуть переходити в рідкий і твердий агрегатний стан. Таким чином, у всіх цих випадках і менш складних систем (з'єднання 1-го порядку) утворюються більш складні системи - з'єднання вищого порядку або комплексні сполуки. В основі механізму утворення комплексних сполук лежить донорно-акцепторні зв'язок.

### **Донорно-акцепторний зв'язок МОЛЕКУЛ**

Ковалентний зв'язок може утворюватися не тільки за рахунок перекривання одноелектронних хмар, але й за рахунок двохелектронними хмари атома (донора) і вільної орбіталі іншого атома (акцептора). Так, в молекулі аміаку  $\text{NH}_3$

нітроген має неподілену (вільну пару) електронів (двохелектронна хмара). У іона водню 1s орбіталь вільна; при взаємодії молекули аміаку  $\text{NH}_3$  і іона  $\text{H}^+$  двохелектронними хмара азоту потрапляє в сферу притягання іона водню і стає загальним для атома азоту і для атома водню; таким чином, виникає четверта ковалентний зв'язок  $\text{NH}$ .

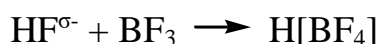


У іоні  $\text{NH}_4$  (катіоні амонію) всі чотири зв'язку азоту з воднем рівноцінні і невиразні, незалежно від початкового походження.

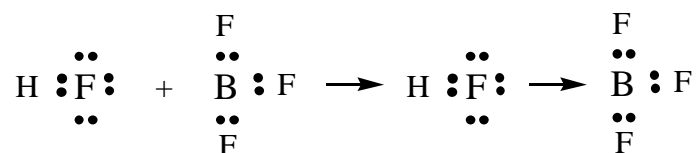
Механізм утворення ковалентного зв'язку за рахунок двохелектронними хмари одного атома (донора) і вільної орбіталі іншого атома (акцептора) називається донорно-акцепторним.

Утворення ковалентного зв'язку за донорно-акцепторного механізму можливо також і в тому випадку, коли одна з молекул має неподіленого пари, а інша - Вільний орбіталі.

Наприклад, при взаємодії молекул трифториду бору  $\text{BF}_3$  і фториду водню  $\text{HF}$  утворюється стійке з'єднання  $\text{H}[\text{BF}_4]$ .



Або



Освіта комплексного іона  $\text{BF}_4^-$  можна уявити собі так:

Атом бору в  $\text{BF}_3$  приєднує три атоми фтору за рахунок ковалентних зв'язків, оточуючи себе шістьма електронами, які займають одну s- і дві p-орбіталі.

$\text{B}^*$

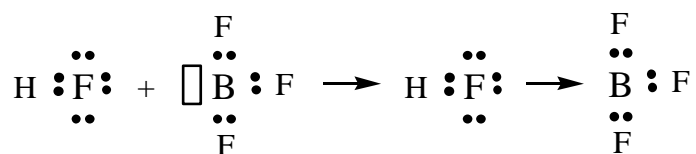
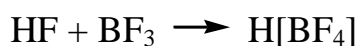
S	P p				F
↓↑	↓	↓↑	↓	↓↑	↓

Іон фтору має повний октет електронів в молекулі HF, при цьому він може проявляти функцію донора, представляючи неподілену пару електронів акцептору - бору, у якого має вільна клітина на подуровні р (вільна р-орбіталь).

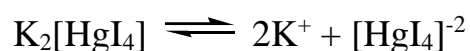
F<sup>-</sup>

S	p		
↓↑	↓↑	↓↑	↓↑

Таким чином, за рахунок координаційного зв'язку утворилося комплексне з'єднання вищого (2-го) порядку.



Існує багато складних з'єднань, які можна отримати в твердому стані з розчину, проте які в розчині легко дисоціюють з утворенням "найпростіших" іонів. Наприклад, галун  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ . Такі сполуки називаються подвійними солями. На відміну від комплексних солей у водному розчині розпадаються на прості іони. Для прикладу можна порівняти дисоціацію у водному розчині  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  і  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ :



Перше з'єднання - подвійна сіль, друге - комплексне з'єднання.

### Координаційна теорія Вернера

У 1893 році швейцарський вчений Альфред Вернер опублікував основні

положення теорії комплексних сполук, що отримала назву координаційної теорії, основні положення якої вважаються справедливими і в даний час. У розвитку хімії комплексних сполук внесли великий вклад українські, російські вчені: В.А. Кістяківський, А.К. Бабко, Л.А. Чугаєв, І.І. Черняєв, А.А. Грінберг, їх співробітники та учні.

1. У кожному комплексному поєднанні слід розрізняти центральний атом або іон-комплексоутворювач.

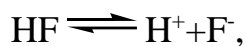
2. Координовані навколо нього атоми, іони або угруповання атомів - ліганди (раніше - аддендов від лат. *Liganda* - те, що повинно пов'язано, *addenda* - те, що повинно бути додано).

3. Центральний атом з лігандами утворює внутрішню сферу комплексу, а решта атоми - зовнішню сферу комплексу.

Внутрішня сфера в комплексних з'єднаннях обмежується квадратними дужками.

4. Число, що показує, скільки лігандів пов'язано у внутрішній сфері з іоном-комплексоутворювачем, називається координаційним числом.

Якщо одне з речовин першого порядку диссоційовано на



то нове з'єднання вже не буде давати іонів F-



Комплексні сполуки не дають хімічних реакцій, властивих елементам, входять до складу з'єднань 1-го порядку, з яких вони утворилися.

Центральним атомом може бути позитивний іон, наприклад, іони металів: КЗ [Fe<sup>3+</sup>(CN)<sub>6</sub>] або нейтральні атоми металів: [Fe(CO)<sub>5</sub>], рідше негативні іони: К [I·I<sub>2</sub>].

Найбільше значення для нас матимуть такі комплексні сполуки, у яких центральним атомом буде катіон металу. Здатність до комплексоутворення найсильніше виражена у елементів побічних підгруп, розташованих в середині великих періодів.

В якості лігандів можуть виступати нейтральні полярні молекули або негативні іони (ліганди завжди містять неподделенную пару електронів): H<sub>2</sub>O; NH<sub>3</sub>; CO; NO; Cl<sup>-</sup>; OH<sup>-</sup>; CN<sup>-</sup>; CSN<sup>-</sup>; NO<sub>3</sub><sup>-</sup>; та ін.

Координаційне число залежить від хімічної природи центрального атома і лігандів; від співвідношення радіусів центрального атома і лігандів.

Наприклад:  $[\text{AlH}_4]^-$ .

Найчастіше проявляються координаційні числа 6, 4, і 2 - рідше бо-льше 6-ти.

Для одновалентних елементів характерно координаційне число рав-ное двом.

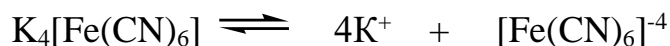
Наприклад,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2] \text{Cl}$ .

У двовалентних елементів - дорівнює чотирьом:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$  і рідше трьом і шести.

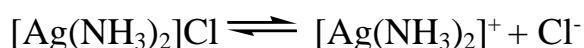
Трьох- і Чотирьохвалентний елементи, як правило, мають координаці-онное число, рівне шести:  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Слід пам'ятати, що в залежності від умов координаційне число елемента може в деяких випадках змінюватися.

### Класифікація комплексних сполук

1. За характером електричного заряду розрізняють катіонні, аніон-ние і нейтральні комплекси. Центральні атоми разом з лігандами можуть фігурувати як катіон або аніон, може також бути нейтральною молекулою



$[\text{Fe}(\text{SCN})_3(\text{H}_2\text{O})_3]^{0-}$  нейтральна молекула



комплексний іон

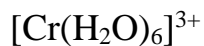
(катіон)

Заряд комплексного іона дорівнює алгебраїчній сумі зарядів, що складають його іонів:



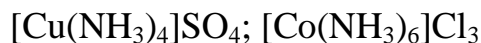
Якщо лігандом є нейтральна молекула, то заряд комплексного іона дорівнює ступеню окислення іона-комплексоутворювача:



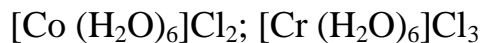


2. Класифікація за типом лігандів:

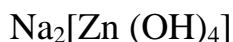
а) однолігандніе, тобто утворені лігандами одного типу: аміакати - комплекси, в яких лігандами є молекули  $\text{NH}_3$ :



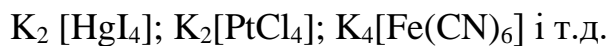
Аквакомплекси- ліганди - вода:



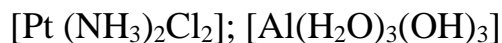
Гідроксокомплекси - ліганди - група  $\text{OH}^-$ :



Ацідокомплекси- ліганди - аніони кислот:



б) змішанолігандних комплекси - утворюються за участю лігандів різного типу:



## Номенклатура комплексних сполук

1. Назва комплексних сполук утворюють за загальним правилом: спочатку називають аніон, а потім катіон в родовому відмінку.

2. Назва комплексного катіона складають у такий спосіб:

а) спочатку називають катіон у називному відмінку;

б) називають число лігандів, використовуючи грецькі числівники - ди-, три-, тетра-, пента-, гекса- і т.д. і назва лігандів з закінченням "о" (сульфато, гідроксо, ...).

в) називають комплексоутворювач в родовому відмінку, вказуючи ступінь окислення його римськими цифрами в круглих дужках в кінці назви комплексу:

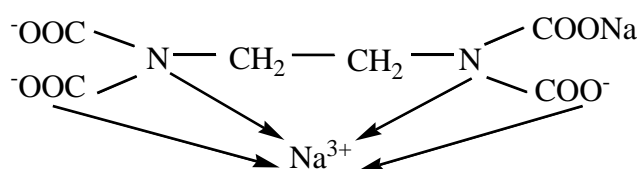
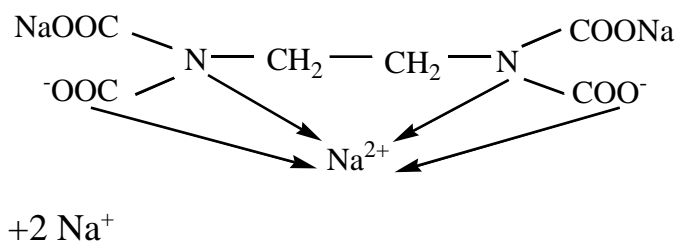


3. Назва комплексного аніону складають подібно назвою катіона, але ступінь окислення вказують перед його назвою. Назва комплексного аніону закінчується суфіксом "ат":

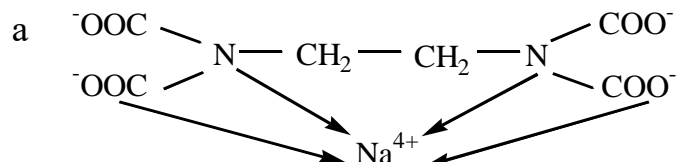




утворюють з іонами металу, який має позитивний заряд звичайний іонний зв'язок. Іон металу, що входить у внутрішньокмлексне з'єднання може мати ступінь окислення +2, +3 і +4. У даному випадку кількість донорно-акцепторних зв'язків не змінюється (залишається рівною двом), а іонний зв'язок компенсується за рахунок дисоціації іонів натрію в розчин.



N

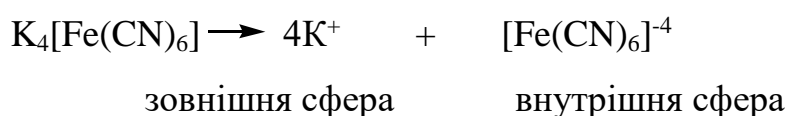


N

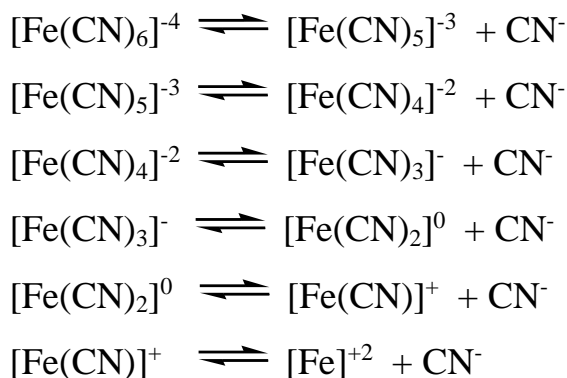
a

**Стійкість комплексних сполук. Константа стійкості і константа нестійкості комплексної сполуки.**

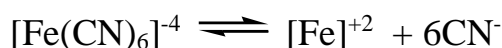
У водних розчинах комплексні сполуки дисоціюють як сильні електроліти на внутрішню і зовнішню сферу:



Утворився в результаті дисоціації комплексний іон (внутрішня сфера) також дисоціює, але по стадіях:



Сумарна реакція



Виявити іони внутрішньої сфери звичайними реакціями затруднительно. У даному випадку застосовуються виборчі реагенти з високим ступенем чутливості і тоді можна виявити і катіон - комплексоутворювач і аніон - ліганди.

Дисоціація комплексних іонів протікає зазвичай в незначній мірі, підкоряється закону дії мас і з кількісної сторони характеризується константою дисоціації:

$$K_{\text{дисс.}} = \frac{[\text{Ag}][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}$$

У зв'язку з тим, що величина констант дисоціації характеризує стійкість комплексного іона в розчині, їх називають константами нестійкості і позначають  $K_{\text{нест.}}$ . Її величина коливається в широкому інтервалі величин:

$$K_{\text{н.}} [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = 6,8 \cdot 10^{-8}$$

$$K_{\text{н.}} [\text{Ag}(\text{CN})_2]^{-1} = 1 \cdot 10^{-21}$$

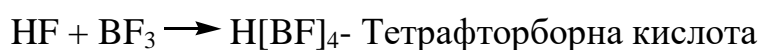
$$K_{\text{н.}} [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-3} = 10^{-44}$$

Константа нестійкості комплексного іона знаходиться в зворотній залежності від стійкості комплексу, тобто чим менше величина  $K_{\text{н.}}$ , тим більше стійкий комплексний іон і навпаки, чим більше  $K_{\text{н.}}$ , тим менш стійкий комплекс.

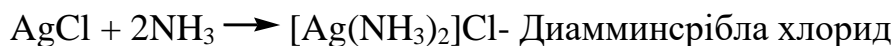
### Типи комплексних сполук

При всьому різноманітті комплексних сполук розрізняють декілька їх типів за механізмом утворення:

1. За типом приєднання між молекулами



2. За типом впровадження молекули речовини всередину іншої молекули

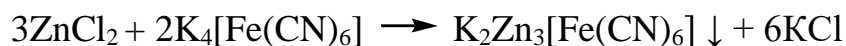
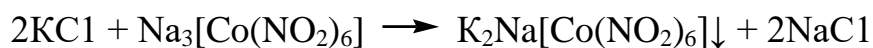


### **Біологічна роль комплексних сполук. Застосування комплексних сполук у медицині та фармації.**

Біологічна роль комплексних сполук може бути показана на прикладі гемоглобіну, який за своєю суттю є внутрикмплексного з'єднанням, де в якості іона-комплексоутворювача виступає іон заліза. Гемоглобін є переносником кисню в тканини організму. Подібне за своєю структурою з'єднання зустрічається в рослинах, тому хлорофіл за своєю суттю також є внутрикмплексного з'єднанням, а іоном-комплексоутворювачем - іон магнію. У восьминога в крові міститься також внутрикмплексного з'єднання гемоцианин, в якому іоном-комплексоутворювачем є іон міді.

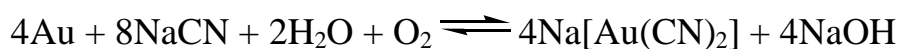
В якості лікарських засобів застосовуються внутрішньокмплексні сполуки - Вітамін В<sub>12</sub> - ціанкобаламін. У вітаміні В<sub>12</sub> в якості іона-комплексообразователя виступає іон кобальту.

Кмплексні сполуки застосовуються в якісному і кількісному хімічному аналізі:

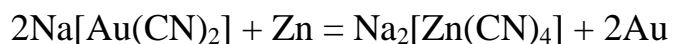


Остання реакція застосовується як для виявлення катіонів цинку так і для кількісного визначення.

Застосовуються кмплексні сполуки і в хімічній технології для видобутку металів з руд. Так, для видобутку золота із бідних руд, її обробляють розчином ціаніду натрію у присутності кисню повітря. Золото при цьому переходить у розчин:

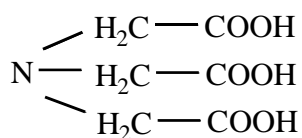


З Цианидное комплексу золото далі виділяють, обробивши розчин цинком:

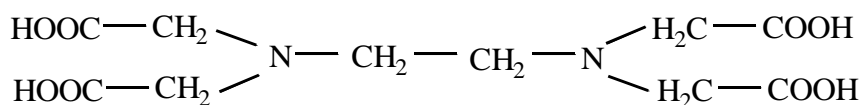


Багато лікарських речовин є солями неорганічними і органічними. Кількісне

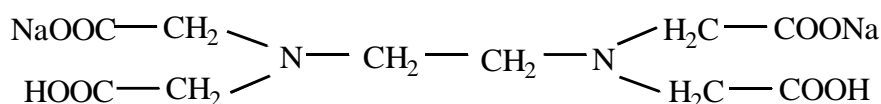
визначення катіонів металів в цих сполуках проводиться методом комплексонометрії. В даному випадку в якості аналітичного реагенту застосовуються поліамінополікарбонові кислоти. Найбільш відомі з них це комплексон-1, комплексон-2 і комплексон-3:



Комплексон-1 (нітрилотриоцтової кислота)



Комплексон-2 (етилендіамінтетраоцтової кислоти)



Комплексон-3 (трилон Б) – Трилон

**Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

**Питання:**

1. Типи комплексних сполук.
2. Координаційна теорія Вернера.
3. Види зв'язку в комплексних сполуках.
4. Записати структурову формулу Трилону Б та пояснити його застосування в медицині.

**Загальне матеріальне та навально-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;
- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

**Питання для самоконтролю:**

1. Дайте визначення дентатності лігандів та наведіть приклади моно- та ди- та полідентатних лігандів.

2. З позиції методу ВЗ дайте визначення координаційного числа комплексоутворювача та вкажіть, від яких факторів воно залежить.
3. Напишіть рівняння первинної та вторинної дисоціації комплексних сполук  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2 [\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$ . Наведіть вирази їх загальних констант нестійкості. Назвати наведені сполуки.
4. Обчисліть концентрацію хлорид-іонів в 0,1М розчині аргентуму(I) діамін хлориду.

#### Список використаних джерел:

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ: Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.
6. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
8. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.

#### Лекція № 11

**Тема:** «Вчення про хімічні елементи та їх сполуки. Біологічна роль елементів. Загальна характеристика елемента або групи елементів за положенням в Періодичній системі елементів. Хімічні властивості *s*-, *p*-, *d*-, *f*- елементів, форми та властивості їх сполук. Загальна характеристика *s*- та *p*-елементів. Хімічні

властивості простих речовин та сполук елементів I А, II А груп.» - 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини.

Більшість s-елементів I групи (Li, Na, K) відносяться до групи біогенних. Літій входить до складу крові, тканин і органів людини. Солі Літію приймають участь у водно-електролітному обміні головного мозку. Йони  $\text{Na}^+$  і  $\text{K}^+$  є одними з основних компонентів рідких середовищ організму, причому внутрішньоклітинна концентрація  $\text{K}^+$  значно вища, ніж  $\text{Na}^+$ , а у плазмі крові навпаки. Розподіл концентрацій катіонів  $\text{K}^+$  і  $\text{Na}^+$  має важливе фізіологічне значення: обумовлюють виникнення мембранного потенціалу клітин, приймають участь у передачі нервових імпульсів, регулюванні роботи серця, підтриманні осмотичного тиску в клітині.

**Мета:** В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з вченням про хімічні елементи та їх сполуки, будовою молекул та електронними формулами атомів елементів, ознайомитися з хімічними властивостями s-, p-, d-, f- елементів, формами та властивостями їх сполук.

**Основні поняття:** s-елементи, p-елементи, d-елементи, f-елементи, лужні метали, метод Сальвея.

#### План і організаційна структура лекції:

№№ п.п.	Основні етапи лекції та їх зміст.	Цілі у рівнях абстракції.	Тип лекції, оснащення лекції.	Розподіл часу.
1	2	3	4	5
I	<b><i>Підготовчий етап</i></b>			
1.	Визначення навчальних цілей.		Лекція комбінована	1%
2.	Забезпечення позитивної мотивації.			2%

II	<b>Основний етап</b>			
3.	Викладення лекційного матеріалу. План: 1. Загальна характеристика s- та p-елементів. 2. Властивості водню та його сполук. 3. Властивості металів головної підгрупи I групи. 4. Властивості елементів головної підгрупи II групи. <b>Заключний етап</b> Резюме лекції, загальні висновки.	I  II	Слайди       Список літератури, питання, завдання.	90%
III				
4.	Відповіді лектора на можливі запитання.			3%
5.	Завдання для самопідготовки студента.			4%
6.				5%

### Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)

#### *Загальна характеристика s- та p-елементів.*

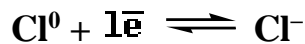
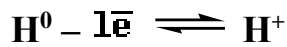
Елементи в періодичній системі Менделєєва діляться на s-, p-, d-елементи. Цей підрозділ здійснюється на основі того, скільки рівнів має електронна оболонка атома елемента і яким рівнем закінчується заповнення оболонки електронами. До s-елементів відносять елементи IA-групи – лужні метали.

Електронна формула валентної оболонки атомів лужних металів  $ns^1$ . Стійка ступінь окислювання дорівнює +1. Елементи ІА-групи мають подібними властивостями через східного будови електронної оболонки. При збільшенні радіуса в групі Li-Fr зв'язок валентного електрона з ядром слабшає і зменшується енергія іонізації. Атоми лужних елементів легко віддають свій валентний електрон, що характеризують їх як сильні відновники. Відновлювальні властивості посилюються із зростанням порядкового номера. До р-елементів відносяться 30 елементів IIIA-VIIIA-груп періодичної системи; р-елементи розташовані в другому і третьому малих періодах, а також в четвертому-шостому великих періодах. Елементи IIIA-групи мають один електрон на р-орбіталі. У IVA-VIIIA-групах спостерігається заповнення р-підрівня до 6 електронів. Загальна електронна формула р-елементів  $ns^2np^6$ . У періодах при збільшенні заряду ядра атомні радіуси та іонні радіуси р-елементів зменшуються, енергія іонізації і спорідненість до електрону зростають, електронегативність збільшується, окислювальна активність з'єднань і неметалічні властивості елементів посилюються. У групах радіуси атомів збільшуються. Від 2р-елементів до 6р-елементів енергія іонізації зменшується. Посилюються металеві властивості р-елемента в групі із збільшенням порядкового номера. До d-елементів відносяться 32 елемента періодичної системи IV-VII великих періодів. У IIIB-групі у атомів з'являється перший електрон на d-орбіталі, у наступних B-групах d-підрівень заповнюється до 10 електронів. Загальна формула зовнішньої електронної оболонки  $(n-1)^a$ , де  $a = 1-10$ ,  $b = 1-2$ . Із збільшенням порядкового номера властивості d-елементів змінюються незначно. У d-елементів повільно відбувається зростання атомного радіусу, також вони мають змінну валентність, пов'язану з незавершеністю передзовнішнього d-електронного підрівня. У нижчих ступенях окислення d-елементи виявляють металеві властивості, при збільшенні порядкового номера в групах B вони зменшуються. У розчинах d-елементи з вищим ступенем окислення виявляють кислотні та окисні властивості, при нижчих ступенях окислення – навпаки. Елементи з проміжною ступенем окислення виявляють амфотерні властивості.



### **Властивості гідрогену та його сполук.**

1 s<sup>1</sup> - єдиний е знаходиться у сфері дії ядра. У періодичній системі Д.І. Менделєєва гідроген (водень) поміщений в I групу головну підгрупу. Іноді його поміщають в 7-у групу головну підгрупу.



За фізичними властивостями водень ближче до фтору, ніж до літію. Ступінь окислювання водню в його з'єднаннях = +1, 0, -1.

HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, NaH

У гідриді 80% водню пов'язані іонним зв'язком, а 20% - ковалентним.

При позитивній ступеня окислення, водень утворює тільки з'єднання з нековалентним характером зв'язку. При негативному - з'єднання з іонним типом зв'язку.

Поширення в природі

Водень входить до складу води H<sub>2</sub>O, нафти, деяких мінералів, а також до складу рослинних і тваринних організмів. У вільному стані зустрічається рідко. У космосі найпоширеніший елемент. Майже половина маси сонця становить водень.

Ізотопи водню

<sup>1</sup>H - протій

<sup>2</sup>H - дейтерій D

<sup>3</sup>H - тритій T

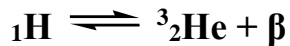
Протій і дейтерій є стійкими і стабільними ізотопами. Тритій є радіоактивним ізотопом.

H - перший елемент у періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва і один як би заповнює весь період, поєднуючи в собі як металеві так і неметалічні властивості. Тому в різних варіантах періодичної системи його поміщають або в I групу головну підгрупу, або в VII, або одночасно в I і VII групи. У подібному розміщенні цього елемента немає суперечності. При деяких взаємодіях він

поводиться як метал.

Експериментально це отримало підтвердження в роботах вітчизняних вчених. При дуже низькій температурі  $-4,20\text{K}$  і надвисокому тиску близько  $400$  млрд. Па у твердого водню в мільйон разів зменшується електричний опір, тобто як і для металів спостерігається електропровідність.

По інших властивостях водень  $\text{H}$  ближче до елементів VII групи.



**Випромінюючи  $\beta$ -частки він трансформується в ізотоп гелія. Період напіврозкладання тритіч – 12,5 років.**

Фізичні властивості: безбарвний газ, не має запаху. У 14.5 разів легше повітря.

М.в. = 2

Т.пл. =  $-259,60\text{C}$ .

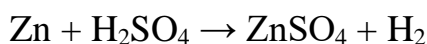
Молекула складається з двох атомів, пов'язаних неполярної ковалентного зв'язком. Тому водень мало розчинний у воді і органічних розчинниках. Особливістю водню є його здатність розчинятися в деяких металах - тріадах (Fe, Co, Ni, Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt).

Наприклад: у 1 обсязі паладію розчиняється до 700 об'ємів водню.

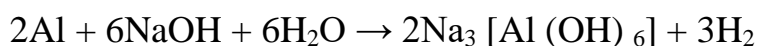
способи отримання

1 Лабораторні

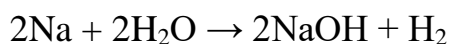
а) взаємодія металів, що стоять в ряду напруги до водню, з кислотами:



б) взаємодія деяких металів з розчинами лугів:

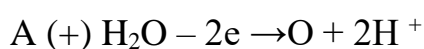
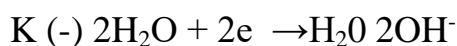


в) дією активних металів на воду:

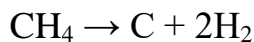


2 Промислові:

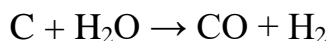
а) Електролізом води в присутності електролітів -  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$



б) термічної розкладання  $\text{CH}_4$  при  $700-10000\text{C}$



в) дією парів води на розпечене вугілля

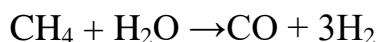


З каталізатором реакція йде далі



$\text{CO}_2$  - видаляють під тиском у воді.

г) взаємодією  $\text{CH}_4$  з парами  $\text{H}_2\text{O}$  при температурі  $11000\text{C}$  в присутності каталізатора (Ni):



д) залізопаровим:



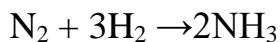
е) в польових умовах



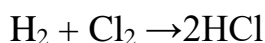
ж) метод глибокого охолодження коксового газу

Застосування

1. Для синтезу аміаку  $\text{NH}_3$



2. Для синтезу хлороводню  $\text{HCl}$



3. Для гідрогенізації рослинних жирів

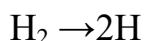
4. У суміші з  $\text{CO}$  як водяний газ застосовується у вигляді палива

5. Для досягнення низьких і високих температур

При горінні водню в атмосфері кисню температура полум'я досягає  $26000\text{C}$

Хімічні властивості

Молекула  $\text{H}_2$  - з'єднання малоактивне, тому атоми в молекулі пов'язані міцнішим зв'язком. При високих температурах молекула водню дисоціює на атоми



При температурі  $50000\text{C}$  дисоціація пості повна. У цьому випадку утворюється атомарний водень, в хімічних реакціях в момент виділення (in status nascendi).

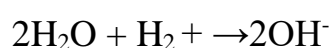
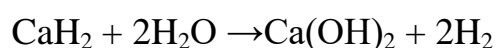
Існують частки секунди, після чого утворює молекули.

З'єднання водню

Утворює сполуки з лужними і лужноземельними металами, які називаються гідридами. Характер зв'язку в сполуках подібного типу - іонний.

Утворює гідриди по ковалентному типу зв'язку з елементами IV, V, VI і VII груп, а також бором - B, алюмінієм - Al і галієм - a. Більшість сполук водню, у тому числі вуглеводні і вода, належать саме до цього класу.

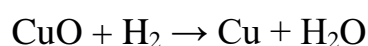
Гідриди з іонним характером зв'язку при взаємодії з  $H_2O$  виділяють водень і утворюють заснування:



Гідроліз гідридів протікає повністю і безповоротно.

Суміш двох об'ємів водню і одного об'єму кисню називається гримучою сумішшю. Суміш вибухає при підпалюванні або пропущенні через неї електричного струму.

Водень, через свою великий схильності з'єднуватися з киснем, відновлює багато метали з їх оксидів.



Вода

Вода є одним з найважливіших сполук водню. 3/5 земної кулі покрито водою. В організмі людини 70-76% води. Вода в жодній з її природних форм не буває чистою, тому вона розчиняє частину дотичних з нею речовин. Найбільш чиста - дощова вода, але і вона містить розчинені гази. Воду очищають від нерозчинних домішок відстоюванням або фільтруванням. Від розчинених солей і мікроорганізмів воду звільняють шляхом дистиляції. При цьому виходить дистильована вода, яка застосовується для виготовлення рідких лікарських форм, для розчинення реагентів при роботі в хімічній аналітичній лабораторії.

Розрізняють м'які і жорсткі води. Жорсткість обумовлена наявністю в ній речовин кальцієвих і магнієвих солей:

$Mg(HCO_3)_2$  та  $Ca(HCO_3)_2$  - тимчасова жорсткість

$CaSO_4$  та  $MgSO_4$  - постійна жорсткість

За прийнятим в Україні Стандарту жорсткість виражають числом мг / екв. або м.моль / л іонів Ca і Mg в 1 л води.

М'яка вода повинна містити менше 2 м.моль екв / л солей кальцію і магнію, вода середньої жорсткості - от 2 до 10 м.моль екв / л іонів кальцію і магнію, жорстка вода - більше 10 м.моль екв / л іонів кальцію і магнію .

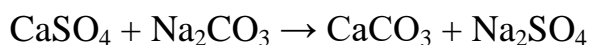
Жорсткість води усувається фізичними і хімічними методами.

Тимчасова жорсткість усувається шляхом кип'ятіння води:



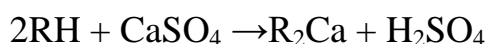
Прикладом цього є накип у судинах на їхніх стінках, що виникає після кип'ятіння води.

Хімічний спосіб зменшення жорсткості води полягає в додаванні соди або гашеного вапна до води:

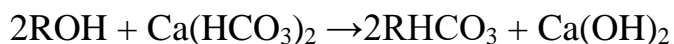


Останнім часом в техніці широке поширення одержали методи усунення жорсткості води за допомогою іонітів і іоннообмінників, що містять смоли на основі фенолформальдегідних полімерів.

Катіони обмінюють свої іони водню на катіони розчинних солей у воді:



Аніоніти обмінюються з розчиненими у воді солями аніонами:



Пропускаючи під тиском звичайну воду через систему заповнену сумішшю катионитов а аніонитов отримують обессоленную воду, тобто воду практично на містить солей. Обессоленную воду відповідно до санітарних норм дозволяється застосовувати при виготовленні лікарських форм (мікстури, растирки і т.д.), але не дозволяється застосовувати при виготовленні розчинів для ін'єкцій та очних крапель.

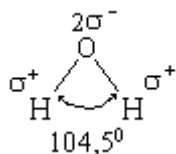
Фізичні властивості

При тиску в 1 атм. і температурі понад 1000С - вода перетворюється на пару. При нагріванні від 0 до 40С - вода стискається, чим і відрізняється від всіх інших рідин. Щільність води при 1 атм. і температурі в 40С приймають за одиницю щільності. Щільність льоду становить 0,9168.

Вода має невелику теплоємність, вона є регулятором температури на земній кулі.

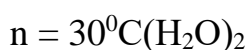
Структура молекули води:

За даними досліджень молекула води побудована за типом трикутника, у вершині якого знаходиться кисень, а в кутах підстав - водень. Валентні зв'язки АЛЕ розташовані під кутом в 104,50.

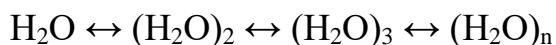


Дипольний момент води становить 1,84 Дебая (Д).

У вигляді окремих молекул вода може перебувати в пароподібному стані. Тоді її формула  $H_2O$ .



Для кожної температури має місце рівновага:

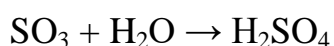


При підвищеній температурі рівновагу зміщений вліво, а зниження температури призводить до зміщення рівноваги вправо.

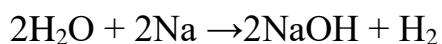
Дипольна асоціація молекул води обумовлена їх взаємодією за рахунок водневого зв'язку.

Хімічні властивості

1 При взаємодії з оксидами металів і неметалів утворюються основи і кислоти відповідно:



2 Взаємодіють з активними металами з виділенням водню:



3 Багато солі піддаються процесу гідролізу у водних розчинах. Гідроліз ми з Вами розглядали раніше і звертали увагу на роль води в процесі гідролізу.

Важка вода:  $D_2O$  - вода, утворена важким ізотопом водню - дейтерієм.

Отримують при електролізі звичайної води (важка вода накопичується в залишку). Це безбарвна, сиропоподібна рідина з температурою кипіння  $101,4^{\circ}C$ , температура плавлення -  $+3,8^{\circ}C$ .

За фізіологічною дією на організм вважається отруйною. Застосовується як

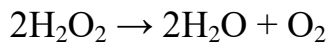
сповільнювач реакції в ядерних реакторах.

Перекис водню

Формула сполуки -  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Структурна формула  $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ . У цьому з'єднанні є так званий перекисний місток  $-\text{O}-\text{O}-$ . Це басцветная, сіропобразная рідину з густиною  $1,44 \text{ г / см}^3$ , температура кипіння  $150,2^\circ\text{C}$ , температура замерзання  $-0,43^\circ\text{C}$ .

У лабораторіях використовують 3-30% розчин. 3% - перекис водню 3% розчин, а 30% - пергідроль.

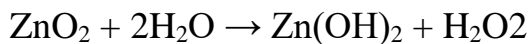
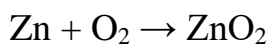
Перекис водню з'єднання нестійке і розкладається навіть при низьких температурах:



У природі  $\text{H}_2\text{O}_2$  утворюється як побічний продукт при повільному окисленні органічних і деяких мінеральних речовин киснем повітря.

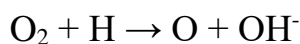
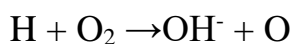
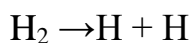
Отримання пероксиду водню:

а) в лабораторних умовах:



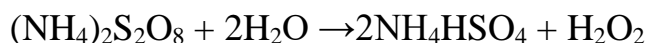
Порошковий цинк збовтують з водою і через деякий час в суміші утворюється перекис водню.

б) при горінні надлишку водню в атмосфері кисню



в) у виробничих умовах:

Перекис водню промисловим способом отримують електролітичним освітою персульфат-іона і наступним його гідролізом. Пероксодисульфатную кислоту отримують електролітичним способом при анодному окисленні сірчаної кислоти. Матеріалом для електродів служить платина.



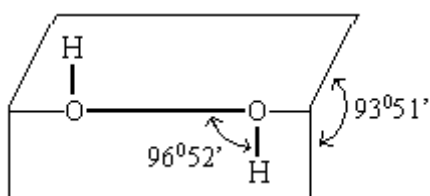
Утворився перекис водню видаляють перегонкою при температурі  $700^\circ\text{C}$  і

низькому тиску. Таким чином можна отримати концентровані розчини (28-35 вагових%) пероксиду водню. Концентровані розчини дуже чутливі до присутності іонів металів, які каталізують розкладання; до цих розчинів необхідно додавати інгібітори: піросульфат або станат натрію, і зберігати в чистих алюмінієвих контейнерах.

Хімічні властивості  $\text{H}_2\text{O}_2$

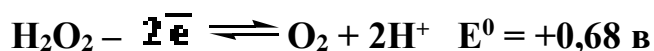
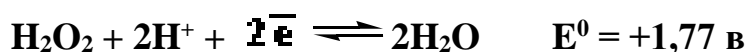
У розведених розчинах перекис водню більш сильна кислота, ніж вода,  $K_a = 1,5 \cdot 10^{-12}$ .

Молекула  $\text{H}_2\text{O}_2$  має будову косою ланцюга. Бар'єр внутрішнього обертання щодо -O-O- зв'язку дуже невеликий. У рідкому стані  $\text{H}_2\text{O}_2$  асоційована навіть більш сильно, ніж вода, внаслідок утворення водневих зв'язків.

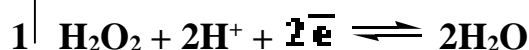
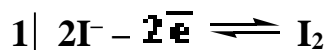
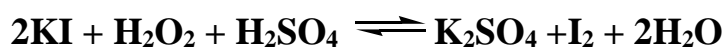


Ступінь окислення  $\text{O}_2$  в  $\text{H}_2\text{O}_2$  дорівнює -1, тобто має проміжне значення між окислення  $\text{O}_2$  в  $\text{H}_2\text{O}$  (-2) і в молекулі  $\text{O}_2$  (0). Тому  $\text{H}_2\text{O}_2$  має властивості як окислювача так і відновника.

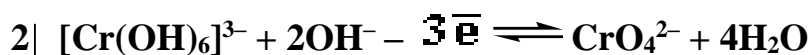
Значення окисно-відновних потенціалів також дає нам уявлення про її окислювально-відновних властивостях у водних розчинах:



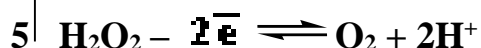
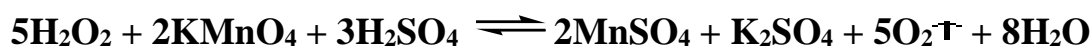
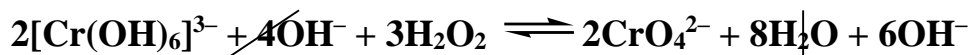
Звідси випливає, що перекис водню є сильним окислювачем в кислому середовищі і в лужному середовищі; тільки по відношенню до таких сильних окислительям, як  $\text{KMnO}_4$ , вона проявляє відновні властивості







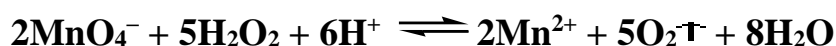
2



6

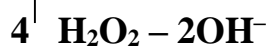
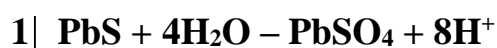


-6-



Застосування пероксиду водню

1. Як окислювач по відношенню до органічних речовин, перекис водню здатний вбивати мікроби. Тому 3% його розчин використовують для обробки ран, полосканні горла.
2. Для знебарвлення органічних барвників, для знебарвлення волосся, вати, лігніну, шовку, штучного волокна, для виведення плям.
3. Великі кількості  $\text{H}_2\text{O}_2$  застосовуються для відбілювання тваринних жирів, слонової кістки, шкур, хутряних виробів тощо
4. Для оновлення старих картин, при написанні яких використовувалися свинцеві білила, які під впливом  $\text{H}_2\text{S}$  повітря переходять в з'єднання чорного кольору -PbS і картини чорніють:



8H<sub>2</sub>O



5. У сільському господарстві для протруювання насіння;

6. Як компонент ракетного палива;

У синтезі для отримання ряду органічних сполук, полімерів, пористих матеріалів.

### ***Властивості металів головної підгрупи I групи: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.***

Елементи головної підгрупи першого групи називаються лужними металами, тому вони утворюють найсильніші розчинні у воді підстави, звані їдкими лугами. Це s-елементи, що містять у зовнішньому шарі 1 електрон ( $ns^1$ ). Всі вони здатні віддавати цей ЕЛЕКТОН, проявляючи ступінь окислення +1. Енергія іонізації зменшується зверху вниз - від літію до францію - отже, найсильнішим відновником буде францій (збільшується кількість енергетичних рівнів і радіус атома).

Фізичні властивості.

Лужні метали характеризуються низькими температурами плавлення, величини яких зменшуються зверху вниз (Li t плавл = 180,5 °C; Cs - 28,6 °C). За щільністю Li, Na, K легше води. Легко ріжуться ножем; свіжий розряд має сріблястий блиск.

Проводять тепло і електрику. Забарвлюють полум'я:

Li - коричнево-червоний колір;

Na - в жовтий колір;

K, Rb і Cs - у фіолетовий

Знаходження в природі.

Будучи сильними відновниками, в природі у вільному вигляді не зустрічаються, знаходяться тільки у вигляді сполук. Натрій і калій відносяться до найбільш поширених елементів, входять до складу різних мінералів.

NaCl - кухонна сіль; кам'яна сіль.

Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10H<sub>2</sub>O - глауберової сіль; великі запаси в затоці Кара-Богаз-Гол.

NaNO<sub>3</sub> - чилійська селітра;

Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> · 10H<sub>2</sub>O - бура;

KCl - сільвін;

KCl · MgCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O - керналіт.

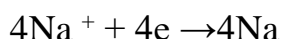
Rb і Cs в порівнянні з Na і K зустрічаються у вкрай незначних кількостях. Fr отримують штучним шляхом, при радіоактивному розпаді актинія.

Методи отримання.

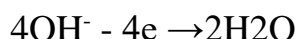
В даний час металеві літій, натрій і калій отримують електролітично: літій - електролізом розплавленої суміші хлориду і фториду літію; натрій і калій - електролізом їх гідроксидів:



катод



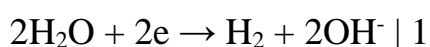
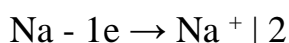
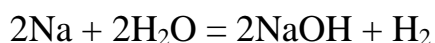
анод



Застосування.

Найбільш широке застосування знаходить натрій. Використовується для одержання пероксиду натрію  $\text{Na}_2\text{O}_2$ , оксиду натрію; в органічному синтезі; для отримання легких сплавів. Літій - для отримання спецсплавів, що володіють надзвичайно високою твердістю. Калій, рубідій і цезій використовують в фотоелементах - приладах, що перетворюють безпосередньо світлову енергію в електричну.

Хімічні властивості - впливають з їхньої здатності легко віддавати свій валентний електрон. Вони легко окислюються іоном водню води:



Найголовніші солі:

$\text{NaCl}$  - кухонна; кам'яна сіль

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  - глауберової сіль

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  - кристалічна сода

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  - кальцинована сода

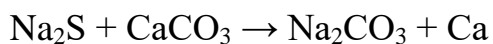
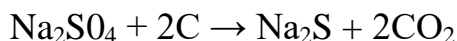
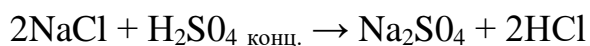
$\text{NaHCO}_3$  - питна сода

Отримання соди.

Сода відома давно і використовувалася для отримання мила і скла.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  - термічно стійкі сполуки, не розкладаються при нагріванні на відміну від

карбонатів лужноземельних металів.

1. Спосіб Леблана:



Кухонна сіль піддається дії концентрованої  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , виходить  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  і  $\text{HCl}$ .

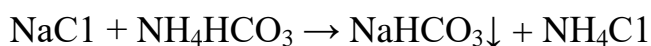
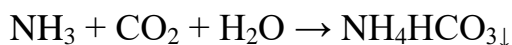
Сульфат натрію змішують с вапняком і з вугіллям "С", прожарюють в печі.

Сплавленому масу, витравлюють водою. Розчин випарюють до твердого стану.

В отриманій суміші міститься до 37% соди.

2. Метод Сальвея (аміачно-хлоридний метод)

Розчин кухонної солі насичують аміаком і вуглекислим газом, отриманий осад гідрокарбонату натрію відфільтровують від хлориду амонію, який утворюється в результаті реакції.



Рівновага цієї реакції більше зміщений вправо в бік утворення  $\text{NaHCO}_3$ , тому він порівняно мало розчинний.

Гідрокарбонат  $\text{Na}$  прожарюють, кальцинир:



Сода, отримана за методом Сал'вея, чистіша, містить до 98,5%  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Знаходить застосування в промисловості у виробництві скла, приме́няється у текстильній, паперовій промисловості, для пом'якшення  $\text{H}_2\text{O}$ .

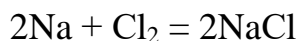
Солі калію використовуються в основному як добрива.

$\text{KNO}_3$  - калійна селітра,  $\text{KCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$

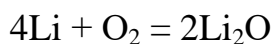
Всі солі лужних металів добре розчиняються у воді, за винятком:  $\text{KClO}_4$  - перхлорат калію.

Лужні метали не однаково взаємодіють з водою, тобто виділення водню при взаємодії літію з водою йде спокійно, без займання; натрій - енергійно; калій - бурхливо, супроводжується займанням металу.  $\text{Rb}$  і  $\text{Cs}$  - реагують з водою з сильним вибухом. Окислювання протікає енергійніше, чим далі знаходиться від ядра валентний електрон.

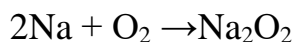
Лужні метали взаємодіють з воднем, окислюються усіма окислювачами як  $H_2$ ,  $F_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ,  $O_2$ ,  $S$ ,  $N$ ,  $P$  і т.д.



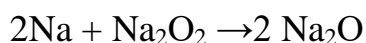
На повітрі літій, натрій і калій швидко окислюються, а рубідій і цезій спалахують. Тому лужні метали зберігають під шаром гасу. При горінні в кисні літій утворює оксид:



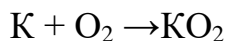
Для натрію характерний утворення пероксидів:



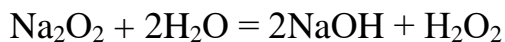
Оксид натрію отримують непрямим шляхом:



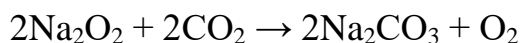
Натрій, рубідій і цезій при згорянні утворюють надпероксида:



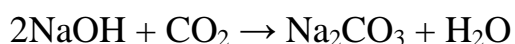
Пероксид натрію застосовують для відбілення різних матеріалів у складі пральних порошків; у водному розчині відбувається гідроліз:



Перекис водню окисляє фарбувальні речовини.  $Na_2O_2$  застосовують в підводних човнах для зв'язування діоксиду вуглецю:



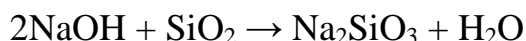
Гідроксиди лужних металів - тверді гігроскопічні речовини, добре розчинні у воді з виділенням великої кількості тепла. Вони роз'їдають шкіру, папір, тканини і тому називаються їдкими лугами. Поглинають з повітря  $CO_2$ :



Зберігають в добре закритих посудинах залитих парафіном. Практичне значення мають  $NaOH$  і  $KOH$ .

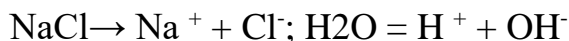
$NaOH$  - їдкий натр, каустична сода, у величезних кількостях споживається різними галузями промисловості, головні з них: виробництво мила, фарб, в нафтовій, паперовій і ін. Галузях народного господарства.

При сплаві лугів у скляному або порцеляновому посуді вони її руйнують:



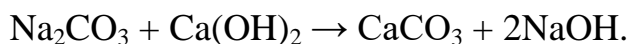
КОН - дорожчий продукт. Отримують їх електролізом водних розчинів

NaCl і KCl



На катоді виділяється водень, у анода - хлор; іони  $\text{OH}^-$  і  $\text{Na}^+$  утворюють луг.

З хімічних методів був поширений Каустичний:



Найголовніші солі:

NaCl - кухонна сіль (кам'яна);

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  - глауберової сіль;

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  - кристалічна сода;

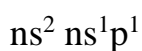
$\text{Na}_2\text{CO}_3$  - кальцинована сода;

$\text{NaHCO}_3$  - питна, медична.

### *Властивості елементів головної підгрупи II групи.*

Берилій, магній, стронцій, барій, радій.

Кожен елемент підгрупи займає друге місце у своєму періоді, слідуючи безпосередньо за лужними металами. У нормальному стані вони нуль валентні, у збудженому - двовалентні:



	<b>BeO</b>	<b>Mg</b>	<b>CaO</b>	<b>SrO</b>	<b>BaO</b>
т. пл. °C	2820	3075	2860	2730	2126
пл. г/см <sup>3</sup>	3,03	3,65	3,32	4,7	5,72
Розчинність в H <sub>2</sub> O моль/л	$4,65 \cdot 10^{-6}$	$3,43 \cdot 10^{-4}$	$1,4 \cdot 10^{-2}$	$5,8 \cdot 10^{-2}$	$1,98 \cdot 10^{-1}$

Електроди другий зовні квантового шару не можуть брати участі в утворенні хімічного зв'язку, тому вони стабілізовані, тобто це структура найближчого інертного газу.

Всі елементи підгрупи - метали, сильні відновники, але слабкіше ніж лужні метали. Іонізаційні потенціали зменшуються зверху вниз, тобто активність металів збільшується зверху вниз.

З'єднання Be помітно відрізняються за властивостями від сполук інших металів підгрупи.

Фізичні властивості.

За фізичними властивостями елементи 11-ї групи головної підгрупи помітно відрізняються від лужних металів: 1. Вони плавляться і киплять при більш високих температурах.

2. малолетучих.

3. Тверді, їх не можна різати ножем як лужні метали.

У вільному стані прості речовини Be - Ra являють собою сріблясто білі метали.

Поширення в природі.

У вільному стані не зустрічаються. Найбільш поширені Mg і Ca, які входять до складу різних мінералів солей вугільної кислоти:

$\text{CaCO}_3$  - крейда, вапняк, мармур;

$\text{MgCO}_3$  - магнадіт;

$\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$  - доломіт

А також солей сірчаної та фосфорної кислот:

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  - гіпс

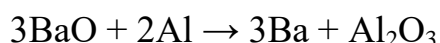
$\text{MgSO}_4$ ;  $\text{MgCl}_2$ ;  $\text{MgBr}_2$  - в морській воді;

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  - фосфорит.

Радій зустрічається в уранових рудах.

Методи отримання.

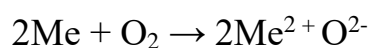
Be, Mg, Ca і Sr отримують електролізом розплавів їх солей. Барій високого ступеня чистоти отримують відновленням його алюмінієм з окису барію:



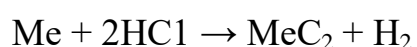
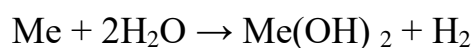
Внаслідок високої хімічної активності лужноземельні метали (Ca, Sr та Ba) зберігають під гасом або в запаяних посудинах (кальцій можна зберігати в щільно закритих металевих банках).

Хімічні властивості.

Елементи головної підгрупи II-ї групи є типовими металами-відновниками. Окислюються киснем повітря, але в різному ступені. Берилій і магній покриваються міцною захисною окисною плівкою, яке захищає їх від подальшого окислення. При горінні на повітрі утворюють нормальні оксиди, які відрізняються високими температурами плавлення. Процес окислення можна зобразити схемою:



Окислюються галогенами, сіркою, азотом, а також іншими неметалами; іо́нами водню води і кислот:



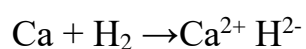
Активність взаємодії з водою не для всіх металів однакова.

Берилій окислюється тільки при високій температурі, причому, образую́щаяся кірка гідроокису щільно пристає до поверхні металу і оберігає його від подальшого окислення.

Магній окислюється на холоді повільно, кальцій, стронцій і барій (по ме́ре, зростання порядкового номера) більш енергійно взаємодіє з водою.

Самі метали і летючі їх солі забарвлюють безбарвне полум'я газового го́релки.

При взаємодії з воднем утворюють гідриди (крім берилію, гідрид якого отримано непрямим шляхом, а гідрид Mg - синтезом з елементів, але в присутності  $\text{MgS}_2$  і під високим тиском і при високій температурі):



Застосування.

Найбільш значення елементів головної підгрупи II-ї групи має магній, берилій і кальцій. Застосовують їх в основному для отримання сплавів, які знаходять застосування в літакобудуванні, електротехніці. Mg широко застосовується в органічному синтезі; Ca - як вихідна речовина для отримання  $\text{CaH}_2$ ; як відновлювача в металургії; Be - для виготовлення берилієвої бронзи (сплав берилію і міді), з якої виготовляють високої якості пружини; берилій застосовують також в атомних реакторах як сповільнювач і відбивач нейтронів. Солі берилію отруйні і застосовуються досить рідко.



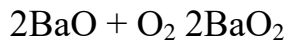
Пероксиди.

Загальна формула  $Me(O_2)$ . Отримують штучним шляхом. З них - пероксид берилію не отримана; пероксид магнію - існує тільки у водному розчині.

Виходять перекису:

а) мокрим шляхом:  $Ca(OH)_2 + H_2O_2$

б) або при нагріванні окисла металу в струмені повітря або кисню:



За першим способом найчастіше отримують перекису  $MgO_2$ ,  $CaO_2$  і  $SrO_2$ ; по іншому – барій перекис  $BaO_2$ .

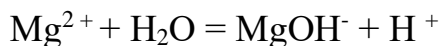
У техніці основне застосування знаходить перекис барію - для відбілення шовку, соломи, для отримання  $H_2O_2$ .

З'єднання з галогенами.

У природі з фторидів зустрічається плавиковий шпат  $CaF_2$ . Всі фториди - безбарвні кристалічні речовини; у воді розчиняється дуже добре берилію фторид ( $BeF_2$ ), - решта - дуже важко, розчинність підвищується від магнію до барію.

Хлориди - безбарвні кристалічні сполуки, добре розчиняються у воді, сильні електроліти. З них відзначимо наступні солі та їх властивості.

$MgCl_2$  – магній хлорид, у водному розчині піддається гідролізу (при нагріванні):



Він утворює кристалогідрат  $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ , міститься в морській воді, надаючи їй гіркий смак.  $MgCl_2$  - дуже гігроскопічна речовина; зволоження кухонної солі пояснюється наявністю в ній  $MgCl_2$ .

$CaCl_2 \cdot 6H_2O$  - шестиводний кристалогідрат; широко застосовується в медицині при легеневих кровотечах та ін. захворюваннях у вигляді розчинів.

$CaCl_2$  - безводний; застосовується як осушувач.

$BaCl_2$  - найчастіше застосовується як реактив; як засіб боротьби з шкідниками сільськогосподарства; сильно отруйний.

Калій, навпаки, відіграє важливу роль у фізіології рослин. Інтенсивно використовуваний ґрунту збіднюється  $K^+$ , у ґрунт необхідно поряд з добривами фосфору й азоту вносити калійні добрива.  $Na^+$  і  $K^+$  знаходяться в організмі

майже в рівних кількостях,  $\text{Na}^+$  містяться в основному в рідинах організму, наприклад, в  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ , які обумовлюють постійне рН крові. Іони калію пов'язані з компонентами клітин. Добова потреба дорослої людини в  $\text{NaCl}$  близько 5г, проте організм може пристосовуватися до великих кількостей. Якщо їжа містить мало солі, то виділення її з сечею через некое-торое час сповільнюється і організм утримує близько 150г.

Добова потреба в  $\text{KCl}$  становить близько 3г, який надходить з їжею.

Іони кальцію потрапляють в організм з рослинною їжею і молоком. Відома роль кальцію в формуванні скелета, цей процес відбувається під дією вітаміну D.  $\text{Ca}^{2+}$  відіграють важливу роль при згортанні крові, в їх відсутності малі кров'яні судини стають проникними.

У тваринному організмі  $\text{Mg}^{2+}$  почасти грають роль онтогоніста  $\text{Ca}^{2+}$ , він незамінний для діяльності деяких важливих ферментів, наприклад, карбоксилази.

У рослинах  $\text{Mg}^{2+}$  грає особливо важливу роль, тому входить до складу хлорофіла.

**Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

**Питання:**

1. Типи комплексних сполук.
2. Координаційна теорія Вернера.
3. Види зв'язку в комплексних сполуках.
4. Записати структурову формулу Трилону Б та пояснити його застосування в медицині.

**Загальне матеріальне та навально-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;
- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

**Питання для самоконтролю:**

1. Дайте визначення дентатності лігандів та наведіть приклади моно- та ди-

та полідентатних лігандів.

2. З позиції методу ВЗ дайте визначення координаційного числа комплексоутворювача та вкажіть, від яких факторів воно залежить.
3. Напишіть рівняння первинної та вторинної дисоціації комплексних сполук  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2 [\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$ . Наведіть вирази їх загальних констант нестійкості. Назвати наведені сполуки.
4. Обчисліть концентрацію хлорид-іонів в 0,1М розчині аргентуму(I) діамін хлориду.

### Список використаних джерел:

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ: Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.
6. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
8. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.

### Лекція № 12

**Тема:** «Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів III А, IV А груп. Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів V А групи.» - 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини.

Бор і Алюміній належать до числа мікроелементів зі ще недостатньо вивченими біологічними функціями. Ці елементи знаходяться в основному в кістках, зубній емалі, у тканинах легенів, селезінки та печінки. Бор бере участь у вуглеводно-фосфорному обміні, взаємодіє з рядом біологічно активних речовин – ферментами, вітамінами, гормонами. Карбон є особливим елементом для життя на Землі. Всі органічні речовини містять карбоновий скелет.

Нітроген (азот) належить до групи органогенних елементів, які становлять 97,5 % від загальної маси організму. Нітроген утворює просту речовину азот та значне число еорганічних сполук як з від’ємними, так і з додатними значеннями ступеня окиснення. . Фосфор - важливий хімічний елемент, належить до числа поширених у природі. Подібно до Карбону, Нітрогену і Гідрогену, Фосфор – необхідний ькомпонент клітин людини, тварин і рослин

**Мета:** В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з будовою молекул, та електронними формулами атомів елементів III A, IV A груп, хімічними властивостями їх простих сполук та складних з’єднань, номенклатурою та формулами сполук елементів, способами отримання сполук, засвоїти їх біологічне значення та застосування їх сполук у медицині та фармації.

**Основні поняття:** р-елементи, алотропія, алотропні модифікації, гібридизація.

**План і організаційна структура лекції:**

№№ п.п.	Основні етапи лекції та їх зміст.	Цілі у рівнях абстракції.	Тип лекції, оснащення лекції.	Розподіл часу.
1	2	3	4	5
I 1.	<i>Підготовчий етап</i> Визначення навчальних цілей.  Забезпечення		Лекція комбінова	1%

2.	<p>позитивної мотивації.</p> <p><b>Основний етап</b></p> <p>Викладення лекційного матеріалу.</p>			2%
3.	<p>План:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Елементи головної підгрупи III групи(III A групи).</li> <li>2. Елементи головної підгрупи IV групи (IV A групи).</li> <li>3. Загальна характеристика елементів VA групи.</li> <li>4. Хімія Азоту (Nitrogenium).</li> <li>5. Хімія Фосфору (Phosphoricum).</li> </ol> <p><b>Заключний етап</b></p> <p>Резюме лекції, загальні висновки.</p> <p>Відповіді лектора на можливі запитання.</p>	Слайди	Список літератури, питання, завдання.	90%
4.	<p>Завдання для самопідготовки студента.</p>			3%
5.				4%
6.				5%

## Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)

### *Елементи головної підгрупи III групи ПС(III A групи).*

Головну підгрупу III - ій групи складають типові р- елементи: В, Al, Ga, In, Tl.

У атомів цієї підгрупи на зовнішньому квантовому шарі по 3 електрона, з яких два s- і один р-електрон, причому у першого (бору) з них сусідня з зовнішнім шаром оболонка складається з двох електронів, у другого (Al) - з 8, у Ga, In, Tl - з 18-ти відповідно. Ця обставина обумовлює помітне відмінність їх один від одного.

Зовнішні електрони атомів елементів цієї підгрупи розподіляються по подуровням:

S	p		
↓	↓	↓	

s	p		
↓↑	↓		

У нормальному стані вони одновалентні. При порушенні один s- електрон переходить на р- підрівень, тобто здійснюється стан, що відповідає максимальній с. о. 3. Електронна конфігурація їх в нормальному і збудженому стані:

Нормальний стан  $n s^2 p^1$                       Збуджений стан  $* n s^1 p^2$

1. Всі атоми розглянутої підгрупи є відновниками, тільки бор може бути окислювачем.
2. Негативну ступінь окислення проявляє тільки бор, який за своїми властивостями є неметалом.
3. У зовнішньому квантовому шарі атомів є по три електрона, а тому максимальна їх позитивна с.о. + 3. Атоми Al, Ga, In і Tl можуть проявляти ступінь окислення рівну 1 або 2.
4. Відновлювальні властивості атомів збільшуються зверху вниз, тому збільшується радіус атома.

Прості речовини, і їх фізичні константи.

Елементи головної підгрупи III-ій групи утворюють прості речовини, металевий характер яких виражений слабкіше, ніж у лужноземельних металів, причому бор

є типовим неметалом. Металевий характер помітно зростає від В до Тl.

				In	Tl
t°пл.°C					
Густина г/см <sup>3</sup>					

Аллотропические видозміни є тільки в бору (аморфний і кристалічний). Бор є кіслородообразуючим елементом. Оксиди та гідроксиди Al, Ga, і In- амфотерни, причому їх основні властивості поступово зростають, а оксид талію зі с.о. +3, Проявляє тільки основний характер. У практичному відношенні найбільш важливими є В і Al.

Бор (Borium)

Поширення в природі:

У вільному вигляді не знайдений, відомий лише в сполуках:

H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> - борна кислота;

Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub>·10H<sub>2</sub>O - бура (тетраборат натрію);

CaB<sub>4</sub>O<sub>7</sub>·4H<sub>2</sub>O - борокальцій та ін.

Фізичні властивості:

Бор існує в двох аллотропических видозмінах - аморфний і кристалічний.

Аморфний бор - бурий порошок, без запаху і смаку, з високими t° пл. і кипіння.

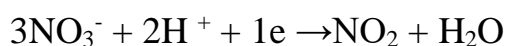
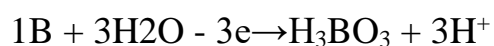
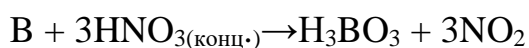
Погано проводить тепло і електрику. Кристалічний бор - гранатово-червоні кристали з t°пл.2300°C, щільність - 2,3 г / см<sup>3</sup>.

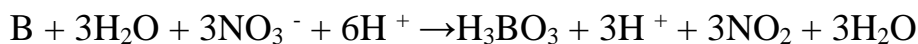
Хімічні властивості:

При звичайній температурі бор стійкий по відношенню до кисню при нагріванні до 700°C він згоряє з утворенням оксиду бору



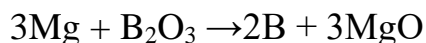
Окислюється галогенами (F, Cl, Br), S, конц. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, і царською горілкою:





Попросіть їхньої отримання:

Бор отримують відновленням його оксиду магнієм:



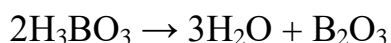
При цьому виходить аморфний бор.

Застосування:

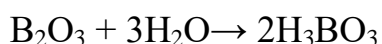
Бор сильно поглинає нейтрони, тому його використовують при виготовленні регулюючих стрижнів в ядерних реакторах; вводять в різні сталі і сплави.

Сполуки бору:

$\text{B}_2\text{O}_3$  - борний ангідрид, утворюється при горінні бору та зневодненні борної кислоти:

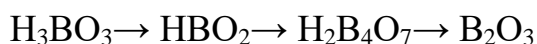


Безбарвна тендітна склоподібна маса, добре розчинна у воді, з утворенням ортоборної кислоти:



$\text{H}_3\text{BO}_3$  - борна (ортоборна кислота), являє собою безбарвні кристали, малорозчинні у холодній воді, з підвищенням температури розчинність значно збільшується. При нагріванні вона втрачає воду і переходить спочатку в метаборную кислоту ( $\text{HBO}_2$ ), потім у тетраборную кислоту ( $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ), і, нарешті, в борний ангідрид ( $\text{B}_2\text{O}_3$ ).

Розчинення цих речовин в  $\text{H}_2\text{O}$  супроводжується їх переходом в  $\text{H}_3\text{BO}_3$ :

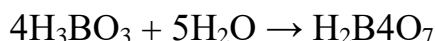


Дуже слабка кислота з  $K = 5,3 \cdot 10^{-10}$ . Слабше вугільної та сірководневої кислот. Застосовують у медицині як дезінфікуючий засіб у вигляді очних крапель, полоскань; для дублення шкіри, виробництва емалей і фарб.

Солі, борати є похідними поліборних кислот загальної формули  $x\text{B}_2\text{O}_3 \cdot y\text{H}_2\text{O}$  ( $x = 2, y = 1$ ); найчастіше від тетраборної  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ , яка є кислотою значно сильнішою, ніж борна.

Полікислоти - це кислоти, які утворюються з простих кислот (монокислот) шляхом конденсації, т. Е. Скріплення двох і більше молекул простих кислот, яке супроводжується відщеплення молекул води.





тетраборна кислота,

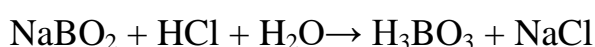
відома у вигляді солей - тетраборатів. Так, при нейтралізації  $\text{H}_3\text{BO}_3$  лугами утворюються тетраборат:



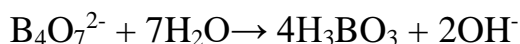
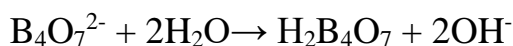
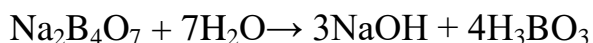
Надлишком лугу тетраборат можуть бути переведені в метаборати:



С іншого боку при дії на тетраборат або метаборати сильних кислот виділяється вільна  $\text{H}_3\text{BO}_3$ :



Водні розчини бури мають сильнолужну реакцію:



При нагріванні бура взаємодіє з оксидами металів, утворюючи легкоплавкі подвійні солі метаборної кислоти:



Цією властивістю бури користуються в аналітичній хімії для відкриття деяких металів, при цьому отримують характерно пофарбовані сфери - «перли» бури, а також для очищення металевої поверхні від оксидів, при пайку. Застосовується бура у виробництві емалей, спеціальних сортів скла, в медичній практиці.

Алюміній. Aluminium.

Поширення в природі:

Алюміній - найпоширеніший у природі метал, в земній корі його 7,45%; хоча у вільному вигляді не зустрічається. Він входить до складу глини і багатьох інших мінералів, польових шпатів, слюд і т.д. Основною сировиною для виробництва алюмінію служать боксити, складна гірська порода, що містить глинозем  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

Найчастіше формула бокситів записується як  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$ .

$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$  - кріоліт

$\text{Al}_2\text{O}_3$  - природний мінерал корунд, відрізняється великою твердістю, після алмазу займає друге місце по твердості.

Прозорі кристали корунду, красиво забарвлені незначними домішками інших речовин, застосовують як дорогоцінних каменів:

червоний - рубін;

синій - сапфір.

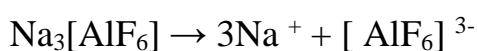
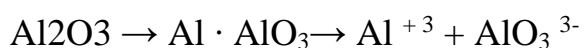
В даний час їх роблять штучним шляхом плавлення і наступної кристалізації  $\text{Al}_2\text{O}_3$  у присутності відповідних домішок.

Вони використовуються і для технічних цілей - так, наприклад, для виготовлення деталей точних приладів, для каменів в годинах, а останнім часом кристали рубінів використовують в якості квантових підсилювачів (генераторів) електромагнітних випромінювань - підсилювачі радіохвиль "мазери", а світлових хвиль - "лазери".

Наждак - оксид Al (корунд) містить велику кількість домішок, застосовується як абразивний матеріал для виготовлення шліфувальних кругів, брусків і т.д.

Способи отримання:

У результаті зневоднення і ретельного очищення бокситу від домішок отримують оксид Al, який піддають електролізу. Оксид Al плавиться при  $t$  - ре  $2050^\circ\text{C}$  і не проводить струм. Суміш  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$  і 10%  $\text{Al}_2\text{O}_3$  плавиться при  $960^\circ\text{C}$ , при цьому відбувається дисоціація:



Рідкий Al збирається на дні ванни.

Фізичні властивості:

Al - сріблясто-білий легкий метал. Щільність  $2,7\text{г/см}^3$ .  $t^\circ$  пл.  $660^\circ\text{C}$ . Його можна прокатувати в тонкі листи і витягати в дріт, відрізняється гарною тепло - і електропровідністю. На повітрі покривається тонким щільним шаром оксиду алюмінію, що оберігає метал від корозії.

Застосування:

Легкість і значна стійкість до корозії обумовлює широке застосування Al в авіації і автопромисловості; особливо у вигляді легких сплавів, так дюралюміній

містить Al, Cu, Mg і Mn. Алюміній витісняє мідь як більш дорогий метал в електротехнічній промисловості.

Хоча електропровідність Al складає ~ 60% електропровідності Cu, але він більш легкий, тому дроти можна робити товщі. Для виготовлення різної посуду, застосовується широко в побуті. Al насичують поверхневий шар сталевих і чавунних виробів з метою запобігання їх від окислення при високих t-рах - цей процес називають аметірованієм. Особливо важливе значення Al грає для отримання інших металів з їх оксидів, т. Зв. алюмотермія. У вигляді порошку використовують в твердому ракетному паливі.

Хімічні властивості:

У з'єднаннях Al проявляє с.о. + 3. Активні метал. При нагріванні взаємодіє з галогенами, S, N, C, при цьому утворюються:

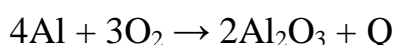
$AlCl_3$  - хлорид алюмінію;

$Al_2S_3$  - сульфід алюмінію;

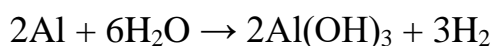
$AlN$  - нітрид алюмінію;

$Al_4C_3$  - карбід алюмінію;

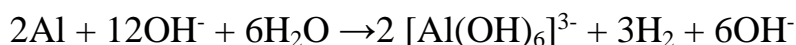
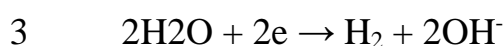
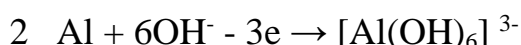
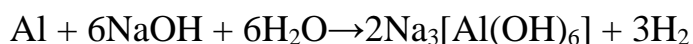
Реакція окислення Al киснем супроводжується виділенням великої кількості тепла і ультрафіолетових променів:



Так як на повітрі алюміній покривається тонкою оксидною плівкою, то вона охороняє його від подальшого окислення. Al пасивується при звичайній температурі конц.  $HNO_3$  і  $H_2SO_4$ . З водою Al не взаємодіє, т. К. Покритий оксидом, якщо його видалити, то Al буде окислюватися іонами водню:



Al добре взаємодіє з лугами:

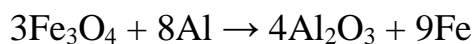
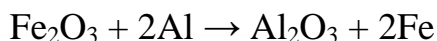


Велику спорідненість Al до кисню було використано Н.Н. Бекетовим для відновлення металів з їх оксидів, Al - алюмотермія (крім CaO, BaO, MgO).

Більшість важких металів встановлюватися з їх оксидів.

Термітне зварювання - суміш оксидів заліза  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  або  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  з металевим  $\text{Al}$ , кит.,

Підпалюється:



За рахунок високої температури залізо плавиться і заливає кінці зварюваних конструкцій.

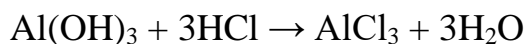
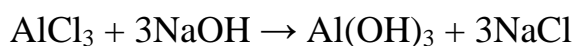
Сполуки  $\text{Al}$ :

$\text{Al}_2\text{O}_3$  - оксид алюмінію (глинозем), не розчинний у воді, речовина білого кольору, оксид амфотерен. Розчиняється в лугах:



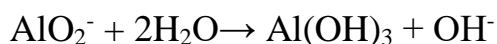
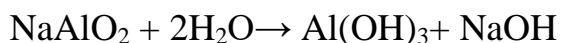
При сплавленні з лугами ( $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ) основні властивості виражені сильніше, ніж кислотні.

$\text{Al}(\text{OH})_3$  - гідроксид алюмінію, у воді не розчинний, має амфотерні властивості і адсорбційними.



Зсув рівноваги залежить від  $[\text{H}^+]$  і  $[\text{OH}^-]$ .

Солі  $\text{Al}$  у водних розчинах піддаються гідролізу:

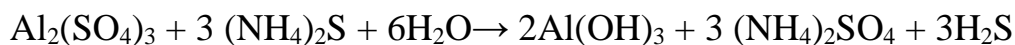
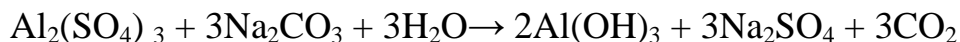


Солі сильних кислот піддаються ступінчастому гідролізу.

Солі слабких кислот піддаються необоротного гідролізу:



Так, при дії на  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  розчину соди або  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  продуктами реакції будуть:



Найважливіші солі  $\text{Al}$ :

$\text{AlCl}_3$  - алюміній хлорид безводний, застосовується як каталізатор в орг. синтезі.

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  - алюміній сульфат кристалогідрат, застосовується для

очищення води, а також при приготуванні деяких сортів паперу.

$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  - алюмокалієвий галун, найбільш важлива в технічному відношенні сіль Al, застосовується для дублення шкіри, в фарбувальній справі як протрава, як в'язучий засіб, кровоспинний засіб.

Рідина Бурова - 8% розчин алюміній ацетату основного.Пріменяється як примочки.

*Елементи головної підгрупи IV групи ПС(IV A групи).*

Карбон(вуглець), Силіцій(кремній), Германій, Станум(олово), Плюмбум(свинець)

Карбон, силіцій, гермаеій, станум та плюмбум складають головну підгрупу IV групи. Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня атомів в збудженому стані -  $ns^2 np^2$ . Електрони розподілені наступним чином:

C	s	p		
	↓↑	↑	↑	

C*	s	P		
	↓	↓	↓	↓

У нормальному стані проявляють ступінь окислення +2, а в збудженому +4. Це пов'язано з тим, що при порушенні атома один із парних s-електронів переходить на p-підрівень.

Елементи IVA групи відносяться до групи окислювачів-відновників і можуть проявляти ступінь окислення - -4, + 2, + 4. Відновні властивості із зростанням радіуса атома посилюються від вуглецю до свинцю, окислювальні - падають. Таким чином, зі збільшенням порядкового номера елемента (при переході від вуглецю до свинцю) неметалічні властивості слабшають, а металеві посилюються. Сполуки свинцю зі ступенем окислення +4 є дуже сильними окислювачами ( $PbO_2$ ).

Найбільш характерна ступінь окислення для вуглецю і кремнію +4, для олова та

свинцю +2 і +4. По відношенню до водню елементи головної підгрупи IV групи завжди чотиривалентність. Стійкість водневих з'єднань сильно знижується при переході від вуглецю до подальших елементів підгрупи.

## ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

Фізичні Консти	C	Si	Ge	Sn	Pb
t пл. °С	3500	1423	9372	231,8	327,4
t кип. °С	(графіт) 3850	2130	2830	2687	1751
Плотність, г/см <sup>3</sup>	алмаз 3,51 графіт 2,56	2,33	5,36	7,31	11,34

## АЛОТРОПІЧНІ МОДИФІКАЦІЇ

Карбон - алмаз, графіт, крбін, полікумулен.

Силіцій - кристалічний, аморфний.

Карбон та силіцій - типові неметали, тоді як інші елементи мають досить явно вираженими фізичними властивостями металів.

Карбон. ПОШИРЕННЯ У ПРИРОДІ.

Вуглець зустрічається в природі, як у вільному стані (алмаз, графіт), так і в з'єднаннях. Він входить до складу тканин всіх тварин і рослинних організмів, є головною складовою частиною кам'яного вугілля і нафти, міститься у вапняку, мармурі, крейді, доломіті і т.д. Входить до складу діоксиду вуглецю, постійно знаходиться в повітрі і природних водах.

Алмаз - безбарвний, прозорий, самий твердий з усіх природних речовин. Велика твердість алмазу обумовлена особливою структурою кристала. Кожен атом вуглецю в кристалічній решітці алмазу з'єднаний ковалентним зв'язком з чотирма іншими атомами вуглецю, що знаходяться на рівних від нього відстанях і розташованими в кутах правильного тетраедра. Алмази видобувають в

Південній і Південно-Західній Африці, Бразилії, США (Каліфорнія), в Росії багатючі поклади алмазів відкриті в Якутії.

Алмази отримують також штучним шляхом - з графіту під тиском порядку 100,000 атмосфер, при температурі близько 2,000С.

Вага алмазів, як і інших дорогоцінних каменів, висловлюють в каратах (1 карат близько 0,2 г). Найбільшим, з добутих до теперішнього часу алмазів, є «Куллінан», знайдений у Південній Африці, його вага - 3 024 карата, тобто 604 р відомі й інші великі алмази - «Орлов», «Регент», «Великий Монгол», «Зірка Півдня Сансі».

Графіт - темно-сіре кристалічна речовина, проводить електричний струм. Графіт дуже м'який, при проведенні шматком графіту по аркушу паперу на ній залишається темний слід, що використовують при виготовленні олівців. Відмінність графіту від алмаза пояснюється тим, що в графіті атоми вуглецю знаходяться в кутах правильних шестикутників, розташованих у паралельних площинах. Відстань між двома площинами значно більше, ніж між сусідніми атомами, що знаходяться в кутах шестикутника, тому зв'язок між площинами менш міцна, ніж між атомами, що лежать в одній площині.

Алмази застосовують для виготовлення абразивних інструментів (різка скла, бури для буріння гірських порід і т.д.). Шліфовані алмази називаються діамантами. Графіт застосовують для виготовлення олівців, як сповільнювач нейтронів в ядерних реакторах.

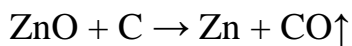
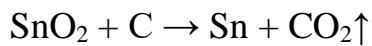
К а р б і н - форма елементарного вуглецю, що складається з лінійних ланцюгових полімерів типу  $(= C - C =)_n$ , мелкокристаллическое речовина чорного кольору.

П о л і к у м у л е н - інший лінійний полімер вуглецю, в якому атоми вугілля роду з'єднані подвійними зв'язками  $(= C = C = C =)_n$ .

## ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

У хімічному відношенні в звичайних умовах вуглець інертний, але при високій температурі стає активним і взаємодіє з деякими металами і неметалами. Так, при нагріванні вуглець легко з'єднується з киснем і є хорошим відновником. Найважливіший процес металургії - виплавка металів з руд - здійснюється

шляхом відновлення оксидів металу коксом

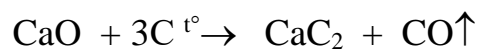
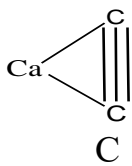
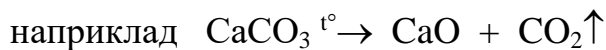


З металами утворює сполуки, які представляють собою кристалічні речовини, звані карбідами. За хімічними властивостями карбіди поділяються на групи:

1) що розкладаються водою або розведеними кислотами. Сюди відносяться карбіди, похідні ацетилену - ацетиленід і похідні метану.

2) не розкладаються ні водою, ні розведеними кислотами. Це тугоплавкі, дуже тверді карбіди, наприклад  $\text{MoC}$ , вони застосовуються для виготовлення особливо твердих сплавів.

Отримують карбіди при безпосередній взаємодії вуглецю з різними елементарними речовинами при високій температурі.



Карбід кальцію  $\text{CaC}_2$  використовується для отримання ацетилену за нижче наведеної реакції (взаємодія карбіду з водою). Застосовується для зварювання металів, тому при горінні ацетилену виділяється велика кількість тепла (автогенне зварювання).

Сполуки вуглецю з киснем

Карбон утворює з киснем два оксиди – карбон(II) оксид  $\text{CO}$  та карбон(IV) оксид  $\text{CO}_2$ .

Карбон(IV) оксид -  $\text{CO}_2$ .  $\text{O} = \text{C} = \text{O}$  будова молекули лінійне, кожен атом кисню приєднаний до атома вуглецю подвійний ковалентним зв'язком. Дипольний момент молекули дорівнює нулю.

Невелика кількість  $\text{CO}_2$  мається на воді, у ряді місць виділяється з тріщин землі і вивергається разом з іншими вулканічними газами. Міститься в повітрі 0,03% (об'ємних %). У природі утворюється при бродінні, тлінні і гнитті (повільному окисленні) органічних речовин, при диханні з легких видаляється як продукт



окислення органічних речовин.

CO<sub>2</sub> - безбарвний газ, що володіє ледь помітним солодкуватим смаком і запахом, в 1,5 рази важчий за повітря, легко зріджується в рідину, а при сильному охолодженні перетворюється на снігообразную масу, що застосовується як сухий лід. Діоксид вуглецю не отруйний, однак при вдиханні великих кількостей настає задуха через нестачу кисню.

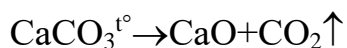
У хімічному відношенні - кислотний ангідрид. У водному розчині перебуває в рівноважному стані яке зрушено вліво, при нагріванні також вліво, введення OH<sup>-</sup> - рівновага зміщується вправо.

### СПОСОБИ ОТРИМАННЯ

Лабораторні способи:



У великих кількостях CO<sub>2</sub> утворюється в якості побічного продукту при випалюванні вапняку:



Застосовується CO<sub>2</sub> для отримання соди за методом Сольве, газування мінеральних вод, в холодильній справі, у вогнегасниках, твердий CO<sub>2</sub> - як сухий лід, а також для штучного дощування. Сублімація твердого CO<sub>2</sub> серед хмар викликає утворення крапельок води навколо найдрібніших твердих частинок CO<sub>2</sub>, що є центром конденсації води. Вугільна (карбонатна) кислота (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) - існує тільки у водних розчинах, оскільки є нестійким з'єднанням і при нагріванні розкладається на CO<sub>2</sub> і H<sub>2</sub>O.



Константи першого та другого ступеню електролітичної дисоціації такі:

$$K = 4,31 \cdot 10^{-7}, \quad k = 4,70 \cdot 10^{-11}$$

Таким чином, вугільна кислота - слабка двухосновна кислота, утворює два ряди солей: кислі - гідрокарбонати NaHCO<sub>3</sub>; Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, середні карбонати - CaCO<sub>3</sub>.

Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> та інші.

Гідрокарбонати легко розчиняються у воді. Карбонати не розчинні у воді, за винятком карбонатів лужних металів і амонію. При сильному нагріванні карбонати лужних металів плавляться, що не розкладаючись, решта карбонати термічно розкладаються:

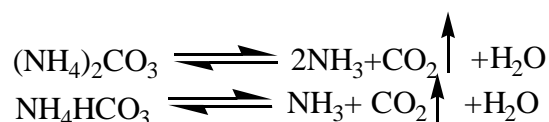
Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> <sup>t°</sup> → плавляться

CaCO<sub>3</sub> <sup>t°</sup> → CaO + CO<sub>2</sub>↑

Всі карбонати розкладаються оцтової і мінеральними кислотами. Водні розчини карбонатів у наслідок гідролізу дають лужну реакцію.

Карбонатів і гідрокарбонатів

Найбільш важливими в технічному відношенні карбонатами є: Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> - сода кальцинована; Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>•10H<sub>2</sub>O - сода кристалічна; NaHCO<sub>3</sub> - сода питна (медична); K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> - поташ; CaCO<sub>3</sub> – вапняк, крейда, мармур.



На цих двох останніх реакціях засноване застосування карбонату і гідрокарбонату амонію як штучних дріжджів.

CO – карбон(II) оксид або карбон монооксид, безбарвний газ, без запаху і смаку, мало розчинний у воді, трохи легший за повітря, відноситься до важко спалюється газам. CO -ядовітий газ, інакше називається чадним газом. Дія на організм обумовлено тим, що оксид вуглецю з'єднується з гемоглобіном крові і утворює карбоксигемоглобін, який не здатний переносити кисень від легких до капілярів органів людини. Володіє кумулятивними властивостями, тобто не виводиться, а накопичується в організмі.

0,03 мг / л - отруєння

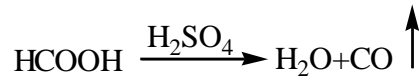
0,12 мг / л - смертельна доза

Небезпека отруєння виключно велика, оскільки оксид вуглецю не можна виявити в повітрі за запахом. Перша допомога - спокій, свіже повітря, вдихання кисню.

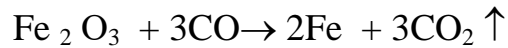
Утворюється оксид вуглецю при горінні вугілля або углевмістких з'єднань при нестачі кисню (повітря) в умовах високої температури:



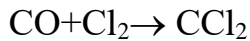
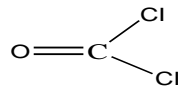
В лабораторії



CO – карбон(II) оксид, несолетворний оксид, відносно сильний відновник і легко, особливо при підвищеній температурі, окислюється:



Для оксиду вуглецю характерні також реакції приєднання:

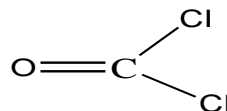
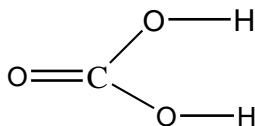
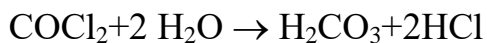


З хімічної точки зору є хлорангідридом вугільної кислоти. Вперше  $\text{COCl}_2$  отримав англійський хімік Гемфрі Деві. У зв'язку з тим, що реакція синтезу  $\text{COCl}_2$  відбувається при дії світла, це з'єднання отримало назву «фосген», що в перекладі з англійської «народжений світлом».

Ф о с г е н - безбарвний, надзвичайно отруйний газ, що володіє задушливим запахом. У період I Світової війни застосовувався як БОВ, знаходить застосування при синтезі багатьох органічних сполук.

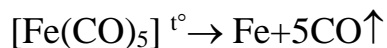
У хімічному відношенні фосген можна розглядати як хлорангідрид вугільної кислоти (галогенангідриди), тобто як продукт заміщення в кислоті OH групи на галоген:

При взаємодії з водою галогенангідриди дають дві кислоти:



Оксид вуглецю з металами утворює карбоніли:

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ ,  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ,  $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$  -Комплексні або координаційні сполуки. Ці сполуки - небудь рідину, або летючі тверді речовини. Вони токсичні, розкладаються при нагріванні:

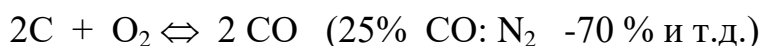


Цим користуються для отримання хімічно чистих металів і для нанесення металу на поверхні предмета, що має складний рельєф.

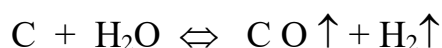
Застосування карбон монооксиду.

В якості газоподібного палива (генераторний і водяний газ).

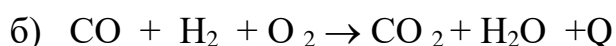
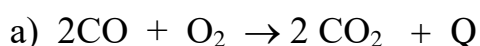
а) г е н е р а т о р н и й г а з - суміш газів, що отримується в спеціальних печах (генераторах), при неповному спалюванні кам'яного вугілля:



б) В о д я н и й г а з - суміш газів, що отримується при пропущенні водяної пари над розпеченим вугіллям:

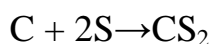


При спалюванні виділяється велика кількість тепла:



Сполуки карбону з сульфуром

При пропускання парів сірки над розпеченим вугіллям, вуглець безпосередньо з'єднується з сіркою:



$\text{CS}_2$  - сірковуглець, безбарвна рідина, що володіє Характерним запахом.

Молекула сірковуглецю неполярная, її дипольний момент дорівнює нулю.

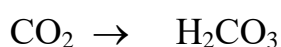
Сірковуглець Надзвичайно легко запалюється, його зберігають під шаром води.

Це з'єднання розглядають як Тіосполуки - ряд з'єднань, які аналогічні сполукам

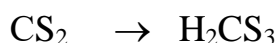
кисню, але замість кисню містять сірку зі ступенем окислення 2. Застосовується

як хороший розчинник для масел, жирів і смол. Недолік - легко запалюється.

Хімічно його можна розглядати як аналог  $\text{CO}_2$  дітіоуглерод



ангідрид                      карбонатна кислота



тіоангідрид                  тіокарбонатна кислота

$\text{H}_2\text{CS}_3$  – тіокарбонатна (тіовугільна) кислота - олієподібна рідина, розчинна у воді. Нестійка сполука:



При збовтуванні калій сульфїду з  $\text{CS}_2$  отримують калій тіокарбонат:



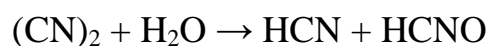
Карбонат калію застосовується як засіб боротьби проти виноградної попелиці.

Сполуки вуглецю з азотом

При пропущенні струму азоту між вугільними електродами, вуглець з'єднується з азотом, з утворенням диціану або ціану.



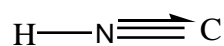
Це безбарвний газ, отруйний, розчиняється у воді, з різким запахом, що нагадує запах гіркої мигдалю. Гідроліз  $(\text{CN})_2$  показує його псевдогалогенний характер, тобто хімічне схожість з галогенами.



ціано- ціанових кислота воднева кислота



Подібно галогенам, диціан утворює з воднем  $\text{HCN}$  - ціаністий водень, газоподібна речовина (сильно отруйна!), Що складається з молекул з ковалентними зв'язками, що мають лінійну структуру:

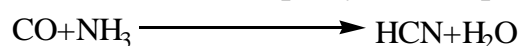


таутомерні форми з ціаністий водень

На відміну від галогеноводородов  $\text{HCl}$  на воді веде себе як дуже слабка кислота.

Кдіс. =  $7 \cdot 10^{-10}$  За рахунок водороних зв'язків молекули  $\text{HCN}$  асоціюються в безбарвну рідину з точкою кипіння  $26,50^\circ\text{C}$ . Водні розчини ціаністого водню - ціаністоводнева або синильна кислота.

У техніці ціаністий водень отримують по реакції:

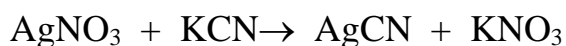


катализато



Солі називаються ціаніди або ціаністи, вони сильно гідролізуються у водних розчинах:

У воді розчиняються солі лужних і лужноземельних металів, солі важких металів важко розчиняються або повністю гідролізуються. Деякі з них утворюють розчинні комплексні сполуки:



З ціанідів у техніці застосовуються NaCN і KCN: сама кислота - в органічному синтезі. Це надзвичайно отруйна речовина (смертельна доза 50 мг).

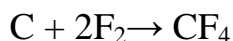
HCNO (H-O-C≡N) - ц і а н о в а я кислота. Солі ц і а н а т и або ціановокиислої KCNO і NaCNO - застосовуються в органічному синтезі. Ізомер ціанової кислоти - гримуча кислота - існує тільки в розчинах - H—O—N=C. Стрілкою показаний координаційний зв'язок. Солі її легко вибухають і дуже отруйні. З них найбільше значення має гримуча H(ONC)<sub>2</sub> як детонатор.

Роданідна кислота HSCN стійка лише в розведених розчинах, Гостра кислота подібно хлористоводневої  $K = 1,4 \cdot 10^{-1}$ .

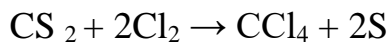
Кислота і її солі не отруйні, солі називаються роданидами, добре розчинні у воді. Отримують при кип'ятінні з сіркою.

Сполуки карбону з галогенами

З галогенів тільки фтор безпосередньо взаємодіє з вуглецем, утворюючи тетрафторид вуглецю:



При хлоруванні метану утворюються такі продукти: CH<sub>3</sub>Cl - хлористий метил CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> - хлористий метилен CHCl<sub>3</sub> - хлороформ CCl<sub>4</sub> - тетрахлорметан, CCl<sub>4</sub> - чотирихлористий вуглець, важка безбарвна рідина зі слабким запахом, з точкою кипіння 77°C, не змішується з водою, застосовується як розчинник. У промисловості отримують:



Застосовують також у деяких системах вогнегасників (пари  $\text{CCl}_4$  важкі і перешкоджають доступу повітря у вогнище пожежі).

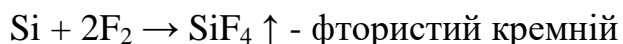
## КРЕМНІЙ - SILICIUM

За поширеністю на землі кремній поступається тільки кисню. Земна кора більш, ніж наполовину складається з кремнезему  $\text{SiO}_2$ , зустрічається у вигляді різних мінералів - кварц, гірський криштал, пісок та ін., А також силікатних і алюмосилікатних порід. Кремній утворює два аллотропічних видозміни: кристалічний і аморфний кремній.

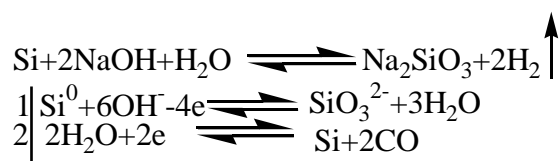
## ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

$\text{Si}$	$3s^2 3p^2$	$\text{Si}^*$																
<table border="1" style="width: 100%; height: 100%; text-align: center;"> <tr> <td style="width: 15%;">JS</td> <td colspan="3" style="width: 85%;">P</td> </tr> <tr> <td>↓↑</td> <td>J↓</td> <td>J↓</td> <td>J</td> </tr> </table>	JS	P			↓↑	J↓	J↓	J		<table border="1" style="width: 100%; height: 100%; text-align: center;"> <tr> <td style="width: 15%;">S</td> <td colspan="3" style="width: 85%;">p</td> </tr> <tr> <td>J↓</td> <td>J↓</td> <td>J↓</td> <td>J↓</td> </tr> </table>	S	p			J↓	J↓	J↓	J↓
JS	P																	
↓↑	J↓	J↓	J															
S	p																	
J↓	J↓	J↓	J↓															

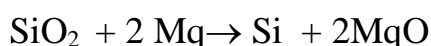
У звичайних умовах кремній досить інертний і реагує тільки з фтором:

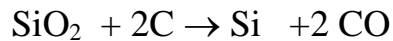


При високій температурі взаємодіє майже з усіма неметалами і багатьма металами. Кремній пасивується кислотами і розчиняється тільки в суміші  $\text{HF}$  і  $\text{HNO}_3$



Отримання засноване на відновленні кремнію з діоксиду магнієм або коксом:



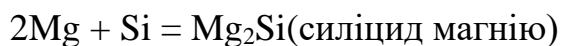


Застосування:

1. У металургії для отримання спеціальних сплавів.
2. Як напівпровідник.
3. Як вихідний продукт для синтезу кремнійорганічних сполук.

Сполуки кремнію з іншими елементами:

З'єднання з металами (силіциди). За зовнішнім виглядом нагадують сплави з металами. Властивості силіцидів нагадують властивості карбідів, але більш стійкі по відношенню до води і кислотам.



Силіциди лужних і лужноземельних металів розкладаються водою і кислотами. Найбільше значення має силіцид заліза - феросиліцій - сплав кремнію з залізом, застосовуваний для виготовлення кислотостійких матеріалів.

З вуглецем утворює сполуки формули SiC - карбід кремнію (карборунд).

Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> - корунд. Кристалічна речовина з щільністю 3,17 г / см<sup>3</sup>, температура плавлення 18300С. По твердості наближається до алмазу. У хімічному відношенні виключно інертний: отримують по реакції:

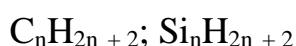


Знаходить широке застосування як абразив і у виробництві вогнетривких матеріалів.

Сполуки кремнію з воднем (силани)

Носять спільну назву силани, кремневодороди (гідриди). Як за складом, так і за фізичними властивостями силани подібні з соответсвующими вуглеводнями; але за хімічними властивостями відрізняються, тому є більш реакційноздатними.

Багато хто з них на повітрі самозаймаються і згоряють, наприклад:



Силан є сильним відновником і запалиться на повітрі. Отримують їх непрямим шляхом:





запахом.

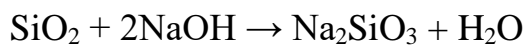
Сполуки кремнію з киснем.

SiO - силіцій(II) оксид

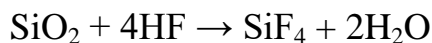
SiO<sub>2</sub> - діоксид кремнію - силіцій(IV) оксид

SiO - силіцій(II) оксид, в природі у вільному вигляді не зустрічається, може бути отриманий в особливих умовах.

SiO<sub>2</sub> - діоксид кремнію, надзвичайно стійка речовина, широко поширене в природі. У воді не розчинно, як ангідрид кремнієвої кислоти взаємодіє з лугами.



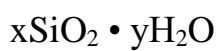
З кислот на діоксид кремнію діють тільки плавикова кислота:



Застосування SiO<sub>2</sub> - в будівництві, скляному виробництві, для виготовлення кварцового скла та посуду з нього, для виготовлення оптичних приладів.

Крем'яні кислоти.

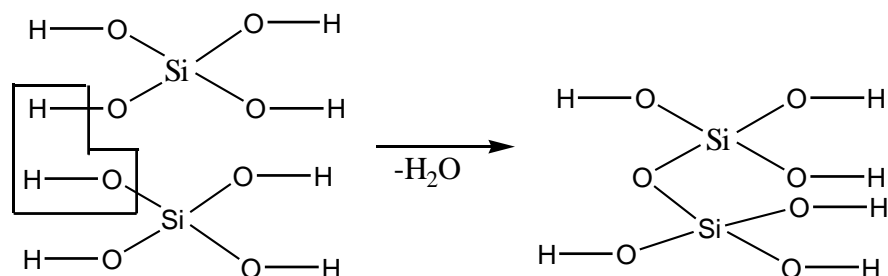
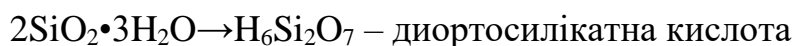
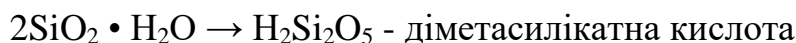
Діоксиду кремнію відповідають різні кремніві кислоти загальної формули



H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> / SiO<sub>2</sub> • H<sub>2</sub>O / - метасилікатна кислота

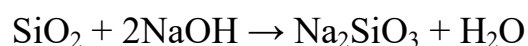
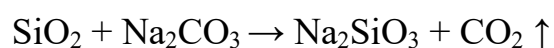
H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub> / SiO<sub>2</sub> • 2H<sub>2</sub>O / - ортосилікатна кислота

Крім простих кислот, існують полікислоти - похідні від мета- або ортокислоти або обох одночасно:



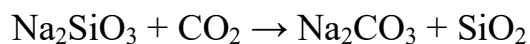
Формули кислоти кремнію виведені на підставі формул їх солей, а виділити їх у вільному вигляді їх не вдалося. Тому, при утворенні крем'яних кислот пишуть спрощену формулу H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> – метакремневої (метасилікатної) кислоти.

Перехід ортокремневої кислоти в полікислоти супроводжується перетворенням молекулярного розчину  $\text{H}_2\text{SiO}_4$  в колоїдні розчини - золі. Золі небудь застудневаючі цілком, тобто перетворюються на гель, або крем'яні кислота випадають у вигляді об'ємистих опадів, що включають велику кількість води. Нагріваючи опади полікремневих кислот, тобто поступово їх зневоднюючи, отримують тонкодисперсний осад  $\text{SiO}_2$  - силікагель, застосовуваний у якості адсорбенту.  $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$  - кремнієва кислота, дуже слабка, слабше вугільної кислоти. Солі її - силікати, майже все не розчиняються у воді, за винятком калієвих і натрієвих. Ці солі називаються "розчинне скло" або "рідке скло". Отримують їх шляхом сплаву кварцового піску з содою або відповідними гідроксидами:



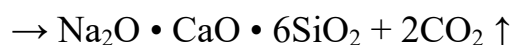
Водні розчини рідкого піску застосовуються як канцелярський клей, для просочення паперу, дерева, тканин з метою надання їм вогнестійкості, міцності.

Такі розчини твердіють на повітрі:



Розчинні солі силікатної кислоти легко гідролізуються.

Штучними силікатами є скла, хімічний склад яких різноманітний. Основною сировиною для виробництва скла є  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :



звичайне скло

Якщо до складу скла входять  $\text{K}^+$  - тугоплавке скло, а  $\text{PbO}$  - кришталь.

Цемент - суміш силікатів, алюмінатів та феритів кальцію. Виходять при випалюванні суміші вапняку, глини, з подальшим подрібненням отриманого сплаву. Застосовується для виготовлення в'язучих розчинів і бетону.

Сполуки кремнію з галогенами.

З сполук кремнію з галогенами найбільше значення має чотирифтористий кремній:



або при нагріванні



- фторид кремнію - безбарвний газ з різким запахом, галогенангідриди, у водному розчині піддається гідролізу:



утворюється при цьому фтористоводнева кислота реагує з фторидом кремнію з освіти кремнефтористоводородної кислоти:

газоподібна речовина, термічно стійке (розкладається при звичайній температурі на  $\text{SiF}_4$  і  $\text{HF}$  до 50%).

У водному розчині стійка, сильна кислота типу сірчаної кислоти. Володіє дезінфекційними властивостями і застосовується для дезінфекції посуду в харчовій промисловості.

Солі - фторосилікати (кремнійфтористим). Практичне значення мають фторосилікат лужних і лужноземельних металів.

1

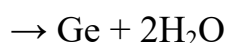
- тетрахлорид кремнію, чотиреххлористий кремній, є найважливішим вихідним продуктом для синтезу кремнійорганічних сполук. Використовується для отримання «твердого скла» при розпиленні в суміші з газоподібним аміаком:



У 1871 році його існування в природі передбачив Д.І. Менделєєв, а в 1886 році вперше був отриманий хіміком Винклером. Д.І. Менделєєв назвав його «ека-кремній».

Знаходження в природі - рідкісний елемент, зустрічається в цинкових і свинцевих рудах, а також деяких сортах кам'яного вугілля, із золи яких його отримують (вміст до 0.1%)

Шляхом складної технологічної обробки германій переводять на двоокис, а потім відновлюють воднем:



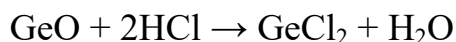
Германій - сріблясто-білий метал з т. Пл.930С. Застосування - майже весь одержуваний германій використовується на виготовлення напівпровідникових випрямлячів і підсилювачів струму в радіо- і електротехніці, хоча зараз його «витісняє» кремній.

Хімічні властивості.

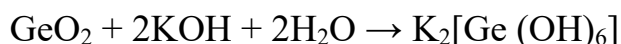
У хімічних сполуках германій виявляє валентність 2+ і 4+. Найбільш стійкі з'єднання чотирьох валентного германію. В ряді напруг варто правіше водню, тому вода і розбавлені кислоти на нього не діють.

З'єднання з киснем.

GeO - оксид германію, з'єднання основного характеру, розчиняється лише в кислотах:



- діоксид германію, амфотерний оксид, з переважанням кислотних властивостей:



метагерманат калію

Германати легко піддаються гідролізу. Тому можна припустити існування германієвої кислоти з властивостями, аналогічними властивостям кремнієвої кислоти.

- гідроксид германію (II), виходить непрямим шляхом, являє собою гель оранжево-червоного кольору зі слабо кислими властивостями. Гідроксид германію (II), очевидно, існує тільки в розчині. Осад, який позначають як гідрат оксиду германію (II), розчиняється у великому надлишку розчину гідроксиду натрію, таким чином, можна припустити, що при дії лугу утворюються солі.

Сульфіди.

GeS - сульфід германію, оранжевого кольору осад, виходить при пропусненні H<sub>2</sub>S в слабкислий розчин солей 2-х валентного германію.

- дисульфід германію, речовина білого кольору, утворюється при пропусненні

Олово.

Найважливішим мінералом є SnO<sub>2</sub> - олов'яний камінь.

Фізичні властивості.

Олово - тягучий сріблясто-білий метал з т.пл. 231,80С. Відомі дві алотропні модифікації: біле і сіре олово.

Біле олово - стійке при температурі вище 13,2<sup>0</sup>С. При низьких температурах поступово переходить у сіре олово - дрібний сірий порошок. Цей процес

прискорюється, якщо не поверхню білого олова потрапляє крупинка сірого («зараження»). Явище це нагадує захворювання і носить назву «олов'яна чума», «музейна хвороба олова». Є відомості про перетворення в порошок великої кількості гудзиків для мандрів за часів Наполеона, багато експедиції загинули, тому предмети були виготовлені з олова. З руйнуванням олова при низьких температурах необхідно рахуватися, особливо в умовах Півночі (руйнування олов'яних припоїв).

Отримання.

Відновлення коксом з олов'яного каменю.



Застосування.

Для виготовлення електроприладів, в яких олово використовується у вигляді тонких листочків - олов'яної фольги або станіолі.

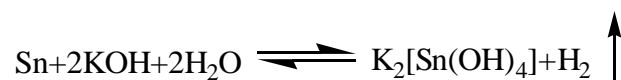
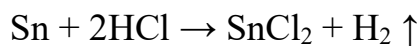
Як сплави (сплав олова з міддю - бронза, бронзовий вік)

Як матеріал для припою.

Для лудіння посуду та виготовлення білої жерсті (для консервних банок).

Хімічні властивості.

При звичайній температурі на повітрі не окислюється. Розбавлені кислоти і луги діють дуже повільно, розчиняється в гарячій хлороводородній кислоті з виділенням водню:



Гарячі розчини лугів окислюють олово з виділенням водню

З'єднання з киснем.

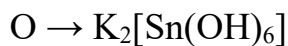
– станум(II) оксид, чорний порошок амфотерного характеру, з переважанням основних властивостей. Йому відповідає гідрат окису олова -  $Sn(OH)_2$ , речовина, що не розчинна у воді

Станніти - сильні відновники і в лужному розчині відновлюють вісмут з його солей

– станум(IV) оксид, речовина білого кольору, нерозчинний у воді і розчинах

кислот і лугів. Амфотерний оксид з переважанням кислотних властивостей.

Взаємодіє з лугами:



З'єднання з галогенами.

- хлорид олова (II). З'єднання з іонним характером зв'язку, розчинна у воді, сильний електроліт.

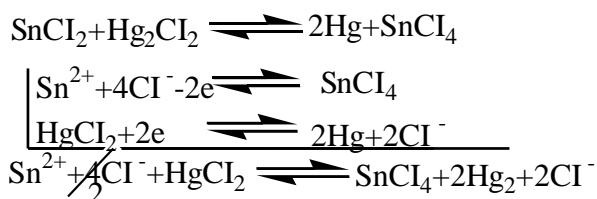
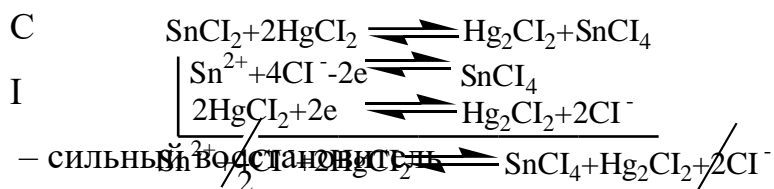
Водні розчини хлориду олова (II) у воді мають кисле середовище внаслідок гідролізу:

S

h

C

I



станум(IV) хлорид, безбарвна, паруюча у вологому повітрі рідина. З'єднання з нековалентним характером зв'язку, що не електроліт, але у водному розчині гідролитически розщеплюється: о-оловянная к-та

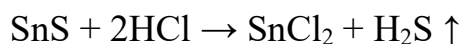
Застосування -  $\text{SnCl}_2$ , як реактив в аналізі, як відновник в органічному синтезі.

l

- в текстильній промисловості як протрава при фарбуванні тканин, як ~~дисульфід олова~~ речовину.

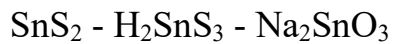
$\text{SnS}$  - сульфід олова (II) - темно-буре речовина, не розчинний у воді і розведених розчинах кислот.

Розчиняється в концентрованій хлороводородной кислоті:

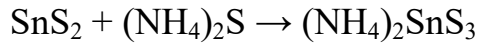


- дисульфід олова, речовина жовтого кольору, не розчинна у воді і розведених

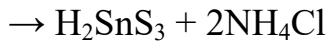
розчинах кислот, тіоангідрид - аналог  $\text{SnO}_2$



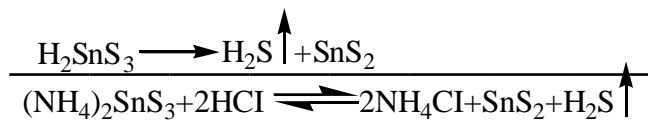
Дисульфід олова розчиняється в лугах і сульфіді амонію



При підкисленні розчинів тиосоли випадає дисульфід:



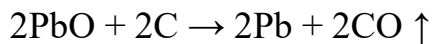
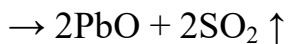
нестійке з'єднання



- в кристалічному вигляді являє собою золотаво-жовті лусочки (сусальне золото) і застосовується як фарба для позолоти дерева, гіпсу та інших виробів.

Плюмбум (свинець).

Найважливішою свинцевою рудою є свинцевий блиск  $\text{PbS}$ . Процес отримання протікає в дві стадії:



Свинець - синювато-сріблястий метал, швидко тускнеючий на повітрі, м'який, ріжеться ножом, т.пл.  $327^\circ\text{C}$

Застосування - для виробництва хімічної апаратури, покриття електричних кабелів, для виготовлення пластин акумуляторів, для лиття дроби, виробництва шрапнельних снарядів і куль, для захисту від радіоактивних випромінювань.

Хімічні властивості.

Валентність свинцю в його з'єднаннях буває 2-х або 4-х. Більш стійкими є сполуки, що містять 2-х валентний свинець.

З'єднання з киснем.

Р

В

б

Плюмбум(II) оксид

змішані оксиди, їх можна розглядати як солі

Р

В

б

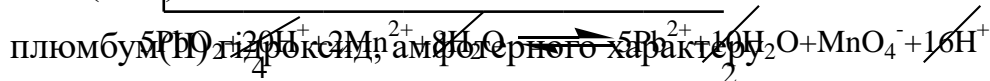
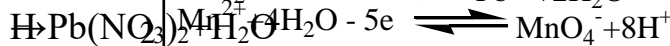
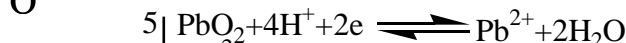
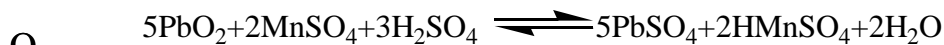
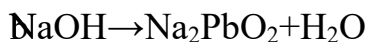
О

Плюмбум(II) оксид, тверда речовина жовтого або червоного кольору. Амфотерний

оксид переважно основного характеру. Легко розчинний в кислотах та гірше в

лугах. м-плюмбіт

В



плюмбум(IV) оксид – диоксид свинцю, буро-коричневий порошок, нерозчинний в воді. Амфотерна сполука з перевагою кислотних властивостей. Сильний окисник.

Окисні властивості  $\text{PbO}_2$  використовуються і в свинцевих акумуляторах.

Р

Б

В хімії відомі похідні від обох кислот. Солі їх отримують сплавом  $\text{PbO}_2$  з

основними оксидами:

або  $\text{H}_4\text{PbO}_4$  - о-свинцева кислота

в м-свинцева кислота

б

Вастосовується для виготовлення антикорозійних покриттів у вигляді замазки.

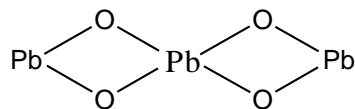
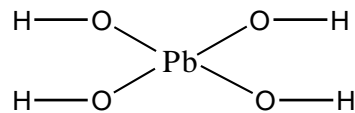
Діє як окисник, окислюючи свинець до свинцю(IV) оксиду (позначається як  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ )

Висловлює різну валентність.



Графічно сурік зображують так:





P

В'єднання з галогенами.

Відповідає двовалентному свинцю:

P

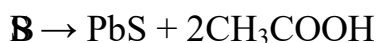
В них хлорид свинцю мало (практично) не розчинний у холодній воді, але помітно розчиняється у гарячій. З'єднання 4-х валентного свинцю з галогенами можуть бути отримані в особливих умовах; при звичайних умовах вони перетворюються на 2-х валентні:

P

b

В'єднання з сульфуром.

Сульфід свинцю (PbS) - чорного кольору, не розчинний у воді.



Папір, просочений ацетатом свинцю, називається «свинцевою папером» і застосовується для виявлення сірководню - H<sub>2</sub>S.

Найголовніші солі свинцю.

або Pb(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub> • 3H<sub>2</sub>O - ацетат свинцю або свинцевий цукор.

Ацетат 2-х валентного свинцю використовується в текстильній промисловості як протрава. Водні компреси (свинцеві примочки) містять основний ацетат свинцю і застосовуються при гематомах (синцях).

*Загальна характеристика елементів V A групи.*

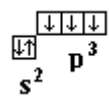
N, P, As, Sb, Bi - складають головну підгрупу V групи.

До V A групи періодичної системи елементів належать два типових елемента – азот N та фосфор P, а також три їх електронні аналоги – елементи великих періодів: миш'як(арсен) As, сурма Sb та вісмут Bi.

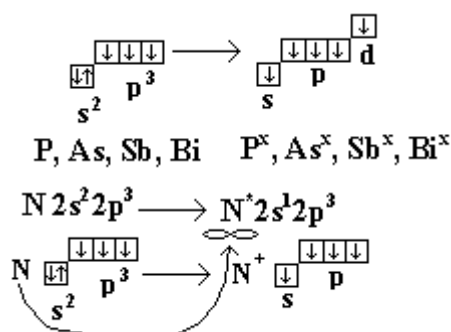
Будова атомів, їх фізичні властивості.

Всі атоми елементи цієї підгрупи на зовнішньому рівні мають п'ять електронів, отже є окислювачами-відновниками. Є неметалами, проте вісмут проявляє і металеві властивості. Електронегативність зменшується від азоту до вісмуту.

Зовнішній електронний рівень має конфігурацію  $ns^2p^3$  і розподіляється так



. Наявність трьох неспарених електронів обумовлюють валентність в нормальному стані рівну «3». При порушенні:



Валентність зростає до «5». N<sup>+</sup> - однозарядний позитивний, 4-х ковалентен.

У своїх сполуках елементи V A групи мають широкий діапазон ступеней окиснення від -3 до +5. В межах V A групи розміри атомів та іонів зростають, енергії іонізації закономірно зменшуються. Неметалічні властивості елементів зверху вниз зменшуються, а металічні зростають.

Фізичні властивості:

Фізичні і хімічні властивості підгрупи змінюються послідовно від газоподібного до важкого металу вісмуту. Молекули діатомні, за винятком вісмуту.

*Хімія Азоту (Nitrogenium).*

Знаходження в природі:

Поширений в природі елемент. Головна складова частина земної атмосфери 78,09% за обсягом, 75,60% по масі вільного азоту. Азот входить до складу білкових тіл всіх рослинних і тваринних організмів. З мінералів промислове значення мають солі азотної кислоти - селітри:

- індійська
- чилійська
- норвезька

Фізичні властивості:

У молекулі атоми об'єднані потрійний ковалентним зв'язком. Безбарвний газ, без запаху і смаку, погано розчинний у воді і органічних розчинниках. Рідкий азот - рухома рідина, як вода. Твердий азот - білосніжні кристали.

Способи отримання:

Основним джерелом отримання азоту є повітря. Очищене повітря зріджують в спеціальних машинах. При цьому рідкий повітря піддають фракційної перегонці, при цьому використовують різні температури кипіння азоту (-195,8<sup>0</sup>С) і кисню (-183<sup>0</sup>С). Азот випаровується раніше, ніж кисень.

У лабораторії азот отримують термічним розкладанням речовин, багатих азотом, частіше нітриту амонію:

N

Основна маса азоту в основному використовується для створення амофосу, в Німечному та інших виробництвах, для консервації харчових продуктів, як ~~Д~~жерело отримання інших азотовмісних сполук.

Хімічні властивості:

Атоми в молекулі пов'язані міцною потрійний ковалентним зв'язком, в утворенні ~~о~~кої беруть участь шість р-електронів (по три від кожного атома азоту): :N≡N:

941,8 кДж/моль

Енергія дисоціації виключно велика, що вказує на високу стійкість і інертність його. Тому молекули азоту малореакціонноспособни, мало активні. Енергія розриву зв'язків (трьох) дорівнює 941,8 кДж / моль. При звичайних умовах азот реагує тільки з літієм:

L

При високій температурі азот окислюють багато металів і неметали, утворюючи ~~Н~~ри цьому нітриди:

~~M~~⇒

~~A~~

Нітриди s-елементів I і II груп кристалічні речовини, хімічно досить активні. ~~Н~~они розкладаються водою, утворюючи при цьому гідроксиди та аміак. Вони ~~M~~LN(нітрид алюмінію)

g

побудовані з іонних решіток, що складаються з іонів Me і N-3 (нітрид-іона). Які не можуть існувати у вільному вигляді, тому піддаються гідролізу з утворенням аміаку:

M

N

Ці реакції використовуються для отримання аміаку в техніці, причому найбільш технічно важливим є AlN (ковалентний нітрид):

~~Al~~  $\rightarrow$

Нітриди d-елементів - металеві з'єднання, склад яких частіше відповідає формулі MeN. Вони характеризуються високими температурами плавлення, великою твердістю і металевою провідністю. Їх використовують для створення надтвердих матеріалів в технічних цілях.

Нак, нітриди ванадію -VN  $T_{пл.} 2300^{\circ}C$ .

Н цирконію – ZrN  $T_{пл.} 2980^{\circ}C$ .

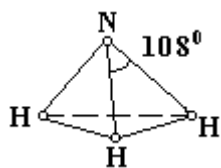
О танталу – TaN  $T_{пл.} 3037^{\circ}C$ .

Н

Одним з найбільш важливих ковалентних гідридів, що мають велике практичне значення є аміак -NH<sub>3</sub>.

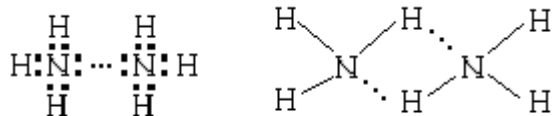
Аміак. NH<sub>3</sub>.

Молекула аміаку має форму тригональної піраміди (трикутної) з атомом азоту в вершині.



Кут зв'язку між N-H дорівнює  $107,3^{\circ}$ . Електронні пари зміщені до більш електронегативного атома азоту, тому молекула аміаку полярна, її дипольний момент  $M = 1,46$  Д (Дебая).

У утворенні ковалентного зв'язку беруть участь 3р<sup>3</sup> електрона атома азоту і 3s-електрона атомів водню. Неподіленої пари на 2-s орбіталі обумовлює різко виражений донорний характер молекул аміаку, що в поєднанні з високою полярністю зв'язку N-H сприяє виникненню між аміаком водневого зв'язку



Внаслідок здатності утворювати водневі зв'язки і вступати в донорно-акцепторний зв'язок, рідкий аміак є гарним іонізуючим розчинником.

Аміак добре розчиняється у воді (за рахунок утворення водневого зв'язку між молекулами  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ). Так, при  $0^\circ\text{C}$ , в 1л води розчинність аміаку становить 907г (1176л).

Оскільки молекула аміаку - кращий акцептор протона, ніж вода. Спорідненість до протону у аміаку більше - 9,3 еВ, ніж у води - 7,9 еВ), то в розчині має місце іонізація за схемою:



N

Прояв іонів гідроксилу  $\text{OH}^-$  створює лужне середовище розчину  $K$

$$\approx 1.76 \cdot 10^{-5}$$

При взаємодії іонів  $\text{NH}_4^+$  і  $\text{OH}^-$  знову утворюються молекули  $\text{NH}_3$  і  $\text{H}_2\text{O}$  пов'язані водневими зв'язками, добре розстворимі у воді і повністю дисоціюють.

Так як іони  $\text{NH}_4^+$  і  $\text{OH}^-$  зв'язуються в гідроксид амонію. Рівняння гідролізу в даний час слід писати так:

N

$\text{OH}^-$

N

Аміак проявляє властивості відновника в реакціях з сильними окислювачами ( $\text{O}_2$ , галогенами) окислюючись при цьому до  $\text{N}_2$ ,  $\text{NO}$  та ін. Продуктів залежно від умов проведення реакцій.

В атмосфері  $\text{NH}_3$  окиснюється до жовтого туману - жовтим полум'ям:

N

В присутності каталізаторів (залізо, платина) утворюється окис азоту:

N

Методи отримання:

В лабораторний метод отримання полягають у нагріванні солей амонію з лугами:

N

N

$\text{OH}^-$

О

Н

У промисловості аміак отримують різними методами. Найбільш важливим є спосіб прямого синтезу з елементів:

Н

Процес є оборотним. Розглянемо зрушення рівноваги у відповідності з принципом Ле-Шательє:

Реакція екзотермічна, отже: а) з підвищенням температури рівновага зміщується ліво; б) з пониженням температури рівновага зміщується вправо;

Зрівняння реакції впливає, що в його лівій частині газоподібні речовини займають 4 об'єму. Таким чином, при постійній температурі: а) з підвищенням тиску рівновага зміщується вправо; б) з пониженням тиску рівновага зміщується ліво.

На практиці процес ведуть при тиску близько 100 атм., Температурі 400-600°C і в присутності каталізаторів (залізо з окисом алюмінію).

Застосування:

Аміак застосовується для: а) синтезу HNO<sub>3</sub>; б) соди (по Сольве); в) як добриво в сільському господарстві - аміачна вода, солі амонію - NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; г) як реактив.

При взаємодії аміаку з кислотами утворюються солі амонію:

Н

Відмінною рисою їх є те, що всі солі нестійкі. Розглянемо випадки термічного розкладання солей:

Реакції, що протікають без зміни валентності: а) термічне розкладання солей амонію з утворенням летких продуктів реакції:



б) термічне розкладання солей нелетких кислот:

Н

Якщо кислотний залишок володіє окисними властивостями, то протікає внутрішньомолекулярний процес окислення-відновлення:

О



– відновник

N

Застосування:

Солі амонію застосовуються як добриво в с / г;  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  - в кондитерському виробництві;  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  - для виробництва ВВ - вибухових речовин.

Аміди.

При пропусканні струму сухого аміаку над металевим натрієм (у відсутності повітря) утворюється продукт заміщення атома водню в аміаку на метал - амід натрію.

N

Аналогічно отримують амід калію лужноземельних металів. Таким чином, аміни  $\text{M}_2\text{Na}_2\text{O}$  окислюють. Кислі солі аміаку. Зв'язок між Na і N - ковалентний (такі іони в розплавленому стані проводять

електричний струм). Аміди гідролізуються водою:

$\text{N} \rightleftharpoons$

Застосовуються аміни як сильні відновники в органічному синтезі.

Гідроксиламин.  $\text{NH}_2\text{OH}$

Отримання:

N

Продукт заміщення атома водню в аміаку на гідроксильну групу. Тверда кристалічна речовина основного характеру.  $K_d = 2 \cdot 10^{-8}$ . З кислотами утворює

солі:

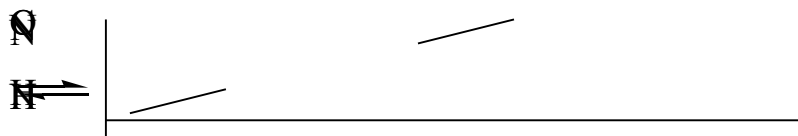
N

N

знаходить застосування як сильний відновник в органічному синтезі.

Гідразин.  $\text{H}_2\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{N}}\text{H}_2$

Продукт часткового окислення аміаку:



Безбарвна рідина. З кислотами утворює солі, виступаючи як двохкислотне

0

$\text{N} \rightleftharpoons$

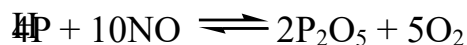




NOCl – хлористий нітрозил - розглядається як галогенангідриди, який гідролитически розщеплюється водою:

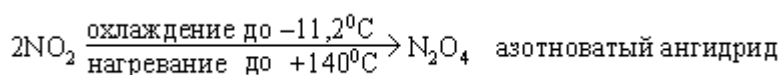
N

б) як окислювач оксид азоту реагує з сіркою, діоксидом сірки, фосфором, відновлюючись до N<sub>2</sub>O або N<sub>2</sub>:

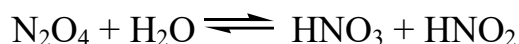
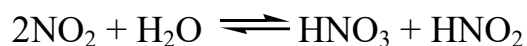


N

Газ бурого кольору з характерним запахом. Молекули двоокису здатні до полімеризації (IV) при зниженні температури:



Діоксид азоту і йодноватої ангідрид розглядаються як змішані оксиди, тому з водою утворює дві кислоти:

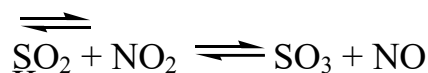
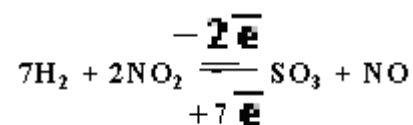


А з лугами солі цих кислот:

N

Оксид азоту є сильним окислювачем і відновником:

ж) Окислює C, P, S, H<sub>2</sub> відновлюючись при цьому до аміаку і NO



К

б) Сильні окислювачі окислюють NO<sub>2</sub> до HNO<sub>3</sub>.

N



О

Відновник окислювач

К

Основне застосування знаходить для синтезу азотної кислоти.

N

N

O

Темно-блакитна рідина, нестійка при звичайній температурі.

Н

Нітроген(III) оксид - азотистий ангідрид.

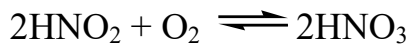
О

Ангідрид азотистої кислоти - HNO<sub>2</sub>, відомої у вигляді розбавлених розчинів

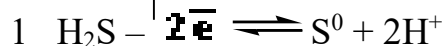
N

N

$K_d = 6 \cdot 10^{-4}$ . Проявляє властивості окислювача і відновника. Солі та її більш стійкі, називаються азотисто-кислих або нітриту. У кислому середовищі проявляє властивості окислювача або відновника.



Відновник .



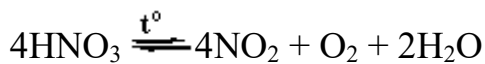
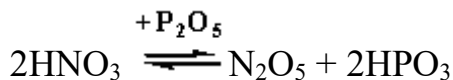
Більшість солей азотної кислоти розчинні у воді.

N

Безбарвні кристали, нестійкі і при підвищеній температурі розкладаються:



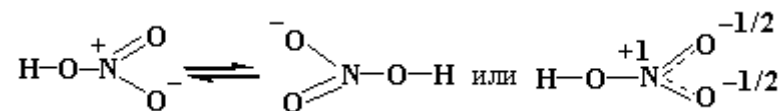
Отримують зневодненням азотної кислоти  $\text{P}_2\text{O}_5$  при низькій температурі:



H

Торговий препарат – конц  $\text{HNO}_3$ , має густину  $1,4 \text{ г/см}^3$ , містить 65%  $\text{HNO}_3$ .

Азотна кислота розглядається як похідне двозарядний, позитивного заряду (наліфта) кислоти. Графічний образ пишеться формулами:



Методи отримання:

Окисленням аміаку:

N

NOкис азоту окислюється киснем повітря при низькій температурі до двоокису:

N

Двоокис розчиняють у воді в присутності надлишку  $\text{O}_2$ :

N

O

N

2 Дугового метод: Метод заснований на окисленні азоту повітря в оксиди азоту при температурі електричної дуги:

N

Отримання оксид окислюється далі за схемою, розглянутої вище.

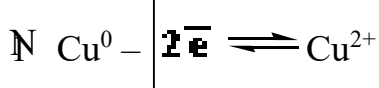
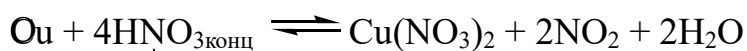
~~3 У~~ лабораторії HNO<sub>3</sub> можна отримати при дії сильних кислот на її солі:

NO

Хімічні властивості:

Дія на метали: Азотна кислота сильний окислювач. В залежності від її концентрації, природи відновлювача та інших умов, при яких відбуваються процеси відновника - може відновлюватися до NO<sub>2</sub>, NO, N<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>.

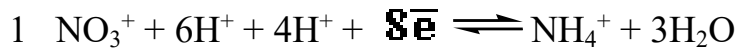
Азотна кислота діє майже на всі Me як окислювач, тільки благородні метали - Au, Pt і деякі метали платинової групи - розчиняються в азотній кислоті. Дивно, що такі метали як залізо, хром, алюміній не піддаються дії конц. азотної кислоти, що пояснюється утворенням особливої оксидної плівки на поверхні цих металів, яка надає їм стійкість («пасивність») до впливу азотної кислоти:



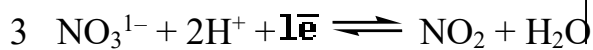
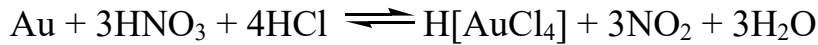
У цьому прикладі мідь розчиняється в концентрованій азотній кислоті незважаючи на те, що стоїть у ряду напруг правіше водню, тому азотна кислота - сильний окислювач. Розбавлена HNO<sub>3</sub> може відновлятися до різноманітних продуктів. Чим активніше метал і чим більш розбавлена кислота, тим нижче валентність продуктів відновника:

Більш активний метал (Zn).

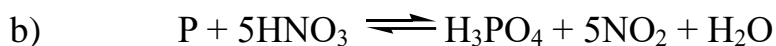
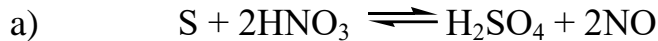
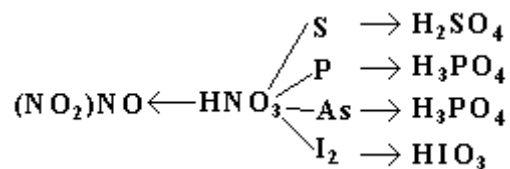




Ще більш енергійно діє на метали суміш азотної і соляної кислот (царська горілка). Наприклад золото розчиняється в царській горілці, що пояснюється стійкістю утворюється тетрахлорида (III)-іона.  $(\text{AuCl}_4)^{1-}$ :



Азотна кислота служить окислювачем. Вона Окислює залізо до тривалентного стану, а хлорид-іони, які утворюються при дисоціації соляної кислоти, вступають у подальшу реакцію з іонами золота, в результаті чого утворюються азотною кислотою до значно більш високого ступеня окислення, ніж в кисні:



Солі азотної кислоти називаються нітрати (азотнокислі) добре розчинні у воді. При нагріванні всі нітрати розкладаються з виділенням  $\text{O}_2$ . Розглянемо випадки термічного розкладання:

Нітрати лужних металів утворюють нітрити:

K

N

Нітрати металів, що стоять правіше міді (шляхетні й підлозі благородні)

утворюють вільні метали:

K

Нітрати в розплавленому стані сильні окислювачі.

N

O

У водному розчині нітрати не володіють окисними властивостями. Тільки сильні відновники відновлюють нітрати, наприклад  $\text{NO}_3^-$  - відновлюється Zn до  $\text{NH}_3$ .

N

Застосування:

1 Для виробництва вибухових речовин

2 Мінеральних добрив

~~N~~

~~K~~

~~H~~

~~O~~

3 Нітрати азоту з галогенами.

4 Азот з галогенами утворює ряд сполук. Найбільший інтерес представляють:

5 Амонійна селітра

6  $\text{NCl}_3$  - кристаличний рід (рідина).

7  $\text{NF}_3$  - газоподібний азот (газ). Речовина.

$\text{NF}_3$  - індеферентен,  $\text{NCl}_3$ ;  $\text{NI}_3$  - надзвичайно вибухові.

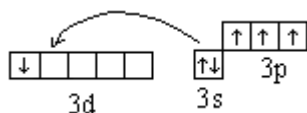
$\text{NBr}_3$  - бромистий азот може бути отриманий в особливих умовах; являє собою тв. речовина, червоного кольору, вибухають при температурі рівній  $700^\circ\text{C}$ .

*Хімія Фосфору (Phosphoricum).*

Фосфор по числу валентних електронів і за їх станом  $3s^2 3p^3$  аналог азоту. Але у фосфору, як елемента III-го періоду, роль валентних відіграють також  $3d$ -орбіталі. Тому, поряд з спільністю властивостей в хімії цих типових елементів V групи проявляються істотні відмінності.

Для фосфору можливі  $sp^2 d^2$ -,  $sp^3 d$ -,  $sp^3$ - типи гібридизації валентних орбіталей.

Для фосфору характерне утворення зв'язку за рахунок акцептування вільними  $3d$ -орбіталами електронних пар, що з'єднуються з ним атомів:



Можливі с.о - 3, 0; +1; +3; +5. З них найбільш типова для нього в неорганічних сполуках +5.

У фосфору спостерігається в деякій мірі прояв металевих властивостей. На відміну від азоту - фосфор тверда кристалічна речовина, а чорний фосфор проводить електричний струм.

Поширення в природі:

Відповідно до стійкої ступенем окислювання фосфор знаходиться в земній корі в основному у вигляді фосфатів.

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  - фосфорит

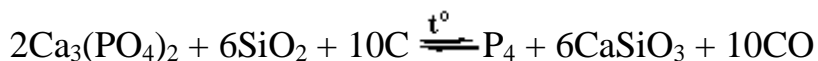
$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$  - гідроксид апатит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$  - фторапатит

Гідроксидапатитів складають мінеральну частину зубів і кісток, а складні органічні похідні фосфору входять до складу клітин мозку і нервів.

Загальний вміст фосфору в земній корі - 0,12 мас. %.

Отримання:

Фосфор отримують в електропечах (електротермічний метод, прожарювання суміші фосфорита, піску і коксу



Пари фосфору направляють в приймач з водою, де вони застигають в тверде, речовина білого кольору і в такому вигляді зберігається.

Білий фосфор - м'яке безбарвне воскообразное речовина з т.пл.  $44,1^\circ \text{C}$ . Хімічно дуже активний. На повітрі швидко окислюється, і саме запалюється, світиться в темряві, білий фосфор надзвичайно отруйний (0,1 г - смертельна доза).

Чорний фосфор - отримують з білого при  $200^\circ \text{C}$  і 12 000 атм.

Червоний фосфор - при нагріванні білого фосфору при  $t$  260-300 ° у відсутність повітря. Порошок темно-червоного кольору, нерозчинний в органічних розчинниках. Спалахує при  $t$  400 ° C. Не отруйний.

Хімічні властивості:

Фосфор проявляє відновні і окисні властивості. Він окислюється киснем, галогенами, сіркою та іншими окислювачами.

При нестачі окислювача утворюються сполуки 3-х валентного фосфору:  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{S}_3$ .

При надлишку - з'єднання 5-ти валентного фосфору:  $P_2O_5$ ,  $Phal_5$ ,  $P_2S_5$ .

Як окислювач фосфор виступає в реакціях з металами:



Застосування:

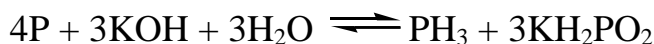
1. Червоний фосфор - для виробництва сірників.
2. Для виробництва спеціальних запальних і димових снарядів.
3. Для виробництва лікарських препаратів: неорганічних і органічних похідних фосфору.

З'єднання з воднем.

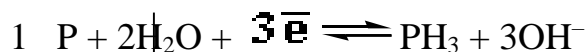
Аналогічно  $NH_3$  сполука фосфору з воднем -  $PH_3$  - фосфін. Газоподібна речовина з характерним часниковим запахом. Надзвичайно отруйний! Отримують непрямим шляхом, тому практично фосфор з воднем не взаємодіє.



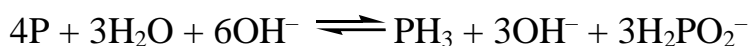
Або диспропорціонування фосфору в лужному середовищі:



гіпофосфит



3



Фосфін термічно менш стійкий, ніж  $NH_3$ , але як відновник сильніший. Електронно-донорні властивості в порівнянні з  $NH_3$  значно слабше і проявляються лише при дії сильних кислот:  $HClO_4$ ,  $HCl$ ,  $HI$ .



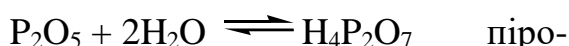
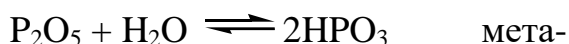
З'єднання з киснем:

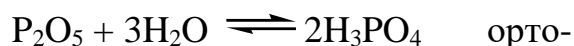
$P_2O_5$  – ангідрид фосфорної кислоти

$P_2O_3$  – ангідрид фосфористої кислоти

$P_2O_5$  - Білий гігроскопічний порошок, легко переганяється при нагріванні.

Енергійно взаємодіє з водою з утворенням різних форм фосфорних кислот.



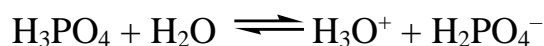


Перетворення орто-, мета-, піро фосфорних кислот можна представити у вигляді схеми:

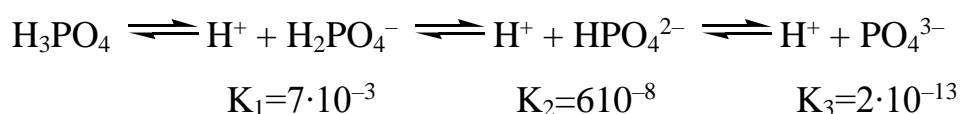


$H_3PO_4$  – фосфатна кислота, безбарвна кристалічна речовина, продажна кислота 85-89%.

Електроліт середньої сили:

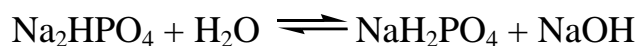
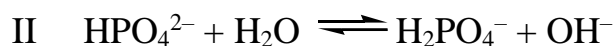
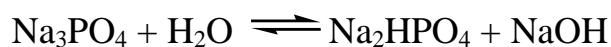
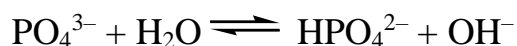
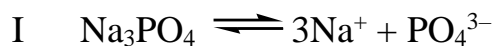


-2-



Всі ортофосфати не розчинні у воді, за винятком лужних металів і амонію.

Солі піддаються гідролізу:

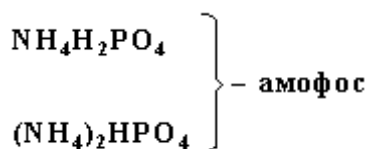


Застосування солей  $H_3PO_4$ :

Основне значення - як мінеральні добрива:

$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot 2H_2O$  – основа суперфосфату

$CaHPO_4$  - преципітат



нітрофоска - суміш амофосу з  $KNO_3$

Проектом Основних напрямів економічного і соціального розвитку України та на період до 2002 р планується довести в 2000 р виробництво мінеральних добрив до 41-43 млн. Тонн.

$P_2O_3$  - біле воскообразное речовину. Дуже отруйна. Утворюється при повільному

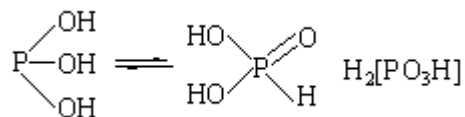


окисленні фосфору при низькій температурі і нестачі кисню.



З водою утворює фосфористу кислоту:

$P_2O_3 + 3H_2O \rightleftharpoons 2H_3PO_3$  для якої відомі дві таутомерні форми:

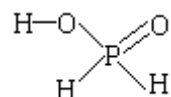


Таутомерією називається наявність декількох різних по атомній структурі форм, що перебувають в динамічній рівновазі один з одним або явище оборотної ізомерії, при якій два або більше ізомеру переходять один в одного.

Солі фосфористої кислоти - фосфіти.

$NaH_2PO_3$  и  $Na_2HPO_3$ , Тризаміщені фосфати, які не існують

$H_3PO_2$  ( $H[PO_2H_2]$ ) – фосфорноватистою кислота, безбарвна кристалічна речовина. Одноосновна кислота. Солі її називаються гіпофосфіти.

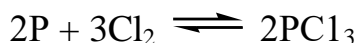


$NaH_2PO_2$  - Гіпофосфіт натрію.

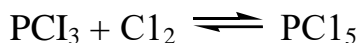
Сама кислота і її солі застосовуються як відновники.

З'єднання з галогенами.

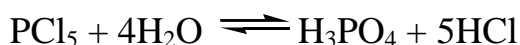
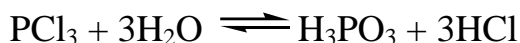
Фосфор безпосередньо взаємодіє з галогенами, утворює сполуки зі с.о. +3, +5.



Галогеніди тривалентного фосфору стійкіші, ніж зі с.о. +5, Які можуть бути отримані



Це галогенангідриди, які гідролитически руйнуються водою:



знаходять застосування в органічному синтезі.

**Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

**Питання:**

1. Напишіть електронно-графічні формули бору та алюмінію в основному та збудженому станах. Вкажіть можливі ступені окиснення цих елементів.
2. З позиції методу ВЗ поясніть механізм утворення хімічного зв'язку в молекулі фториду бору та у тетрафтороберилат-іоні.
3. Поясніть, чому алюмінію сульфід та карбонат не можна одержати реакціями обміну відповідних солей у водному розчині.
4. Напишіть електронно-графічні формули елементів IV А групи. Вкажіть можливі ступені окиснення цих елементів та найбільш характерні координаційні числа в сполуках.
5. Поясніть, чому станум розчиняють у концентрованій хлоридній кислоті, плюмбум – в нітратній.

**Загальне матеріальне та навальное-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;
- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

**Питання для самоконтролю:**

1. Напишіть електронно-графічні формули бору та алюмінію в основному та збудженому станах. Укажіть можливі ступені окиснення цих елементів.
2. Охарактеризуйте кислотні властивості мета-, орто- та тетраборатної кислот.
3. Наведіть формули оксиду та гідроксиду алюмінію, охарактеризуйте їх властивості, підтвердіть їх рівняннями відповідних реакцій.
4. На основі електронної будови атомів р-елементів IV групи вкажіть їх можливі ступені окиснення та найбільш характерні координаційні числа в сполуках.
5. Напишіть формули можливих оксидів та гідроксидів р-елементів IV групи та охарактеризуйте їх кислотно-основні властивості.

6. Можливі ступені окиснення та валентність азоту в сполуках.
7. Хімічний зв'язок у молекулі азота з позиції методів ВЗ та МО. Причини низької хімічної активності молекулярного азоту.
8. Амоніак. Фізичні та хімічні властивості амоніаку. Молекула амоніаку як ліганд в комплексних сполуках.
9. Нітратна кислота: окислювальні властивості та продукти відновлення.
10. Можливі та характерні ступені окиснення фосфору в сполуках.
11. Алотропія фосфору.
12. Оксиди та гідроксиди фосфору.

#### **Список використаних джерел:**

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471 с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.
6. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
8. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.

#### **Лекція № 13**

**Тема:** «Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VIA групи. Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VII A групи.» - 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини.

Оксиген, відносять до групи біогенних елементів, причому найбільше значення для живих організмів належить Осигену. Він, як органогенний елемент, входить до складу живих організмів у великій кількості, його загальний вміст у клітині становить 62,4 мас.%. Сульфур у живих клітинах входить до складу деяких білків (рубредоксини, ферредоксини тощо), амінокислот (цистеїн, цистин, глютатіон), вітамінів (вітамін В1), у вільному стані міститься в клітинах бактерій. Сульфур понижує вміст цукру в крові і сприяє відкладенню глікогену в печінці. У медичній практиці застосовується у вигляді сульфатів  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  як послаблюючі засоби,  $\text{BaSO}_4$  – рентгеноконтрастний засіб,  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – гіпс,  $\text{ZnSO}_4$  – очні краплі.

**Мета:** В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з будовою молекул, та електронними формулами атомів елементів VIA, VIIA груп, хімічними властивостями їх простих сполук та складних з'єднань, номенклатурою та формулами сполук елементів, способами отримання сполук, засвоїти їх біологічне значення та застосування їх сполук у медицині та фармації.

**Основні поняття:** р-елементи, алотропія, алотропні модифікації, гібридизація.

**План і організаційна структура лекції:**

№№ п.п.	Основні етапи лекції та їх зміст.	Цілі у рівнях абстракції.	Тип лекції, оснащення лекції.	Розподіл часу.
1	2	3	4	5
I	<b><i>Підготовчий етап</i></b>			
1.	Визначення навчальних цілей.		Лекція комбінова	1%
2.	Забезпечення позитивної мотивації.			2%

<p>II 3.</p>	<p><b>Основний етап</b></p> <p>Викладення лекційного матеріалу.</p> <p>План:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Загальна характеристика елементів VIA групи..</li> <li>2. Кисень</li> <li>3. Сірка (Sulfur).</li> <li>4. Загальна характеристика елементів VIIA групи.</li> <li>5. Поширеність в природі.</li> <li>6. Методи отримання.</li> <li>7. Застосування.</li> <li>8. Загальні хімічні властивості галогенів.</li> </ol> <p><b>Заключний етап</b></p> <p>Резюме лекції, загальні висновки.</p> <p>Відповіді лектора на можливі запитання.</p>	<p>I</p> <p>II</p>	<p>Слайди</p> <p>Список літератури, питання, завдання.</p>	<p>90%</p> <p>3%</p> <p>4%</p>
<p>III 4.</p>	<p>Завдання для самопідготовки студента.</p>			

5.				
6.				

## **Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)**

### ***Загальна характеристика елементів VIA групи.***

O, S, Se, Te, і Po складають головну підгрупу VI групи. Ставляться до р-елементів, шість електронів на зовнішньому енергетичному рівні мають конфігурацію  $s^2p^4$  і розподілені по енергетичним осередкам:

У нормальному стані проявляють валентність 2.

Особливе положення займають кисень, як елемент другого періоду (аналогічно N і F тому що відсутній підрівень d, кисень не проявляє валентність більше двох.

Ступінь окислювання  $H_2O_2^{-1}$ ,  $O_2^{+1}F_2$ ,  $O_2^{+}F_2$ ,  $O_3$  [ $O^{+4}O_2$ ]

Аналоги кисню від сірки до полонію здатні у збудженому стані проявляти ступінь окислення +4 або +6.

Хімічні властивості цих елементів свідчать про різко вираженому неметалічному характері, що особливо яскраво проявляється у кисню і сірки. Електронегативність убуває зверху вниз. Селен, телур і полоній проявляють деякий неметалічний характер, тому з сильними кислотами утворюють солі.

Елементи цієї підгрупи в з'єднаннях з воднем і металами проявляють негативну с.о., рівну двом.

### ***Кисень. Oxygenium.***

Фізичні властивості: безбарвний газ без запаху і смаку. У рідкому стані має темно-синє забарвлення, в кристалічному - світло синього кольору снігообразной кристали.  $T_{пл.} = -218,90C$ . Погано розчиняється у воді. У 100 об'ємах води - 5 обсягів кисню.

Поширення в природі: найпоширеніший елемент земної кори, входить до складу

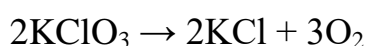
повітря: за обсягом 20,9%, по масі - 29,2%, у зв'язаному вигляді входить до складу води, мінералів, гірських порід, живих і рослинних організмів.

Отримання:

1 У промислових масштабах кисень отримують ректифікацією рідкого повітря, тобто його фракційної разгонкой, при цьому першим відганяється азот (Ткип. = -195,80С).

2 Як один їхній продуктів при електролізі води: виділяється на аноді.

3 Лабораторним способом засновані на використанні в якості вихідних речовин з'єднань багатих киснем. Так при розкладанні хлората калію (бертолетової солі) у присутності каталізатора - діоксиду марганцю - виділяється кисень:



Застосування:

1. Для досягнення високих температур при різанні і зварюванні металів.
2. Для підвищення інтенсивності хімічних процесів (доменний процес, виробництво  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  і т.с.).
3. Кисень широко застосовується в спеціальних приладах - дихальних апаратах, які використовуються в літаках, підводних човнах, при штучному диханні в медицині, при отруєнні деякими отрутами (наприклад,  $\text{CO}$ ).
4. Рідкий кисень застосовують для виготовлення вибухових сумішей. Так при проникненні рідким киснем різних пористих матеріалів (торф, деревне вугілля, тирса), отримують суміші, які носять назву «оксіліавіти».

Зберігаються і транспортуються кисень в сталевих балонах під тиском 150-160 атм. Балони синього кольору з написом «кисень».

Хімічні властивості:

Атом кисню прагне придбати два електрони, проявляючи властивості окислювача.

Майже всі елементи безпосередньо взаємодіють з киснем з утворенням оксидів! Галогени, благородні метали (Au, Pt та ін.) І інертні гази не реагують з молекулярним киснем.

Лише по відношенню до фтору кисень проявляє відновні властивості (в молекулі  $\text{OF}_2$ , отримують непрямим шляхом).

Дихання живих організмів є повільним процесом окислення, за рахунок чого вони черпають життєву енергію: при цьому відбувається також руйнування непотрібних речовин в клітинах.

Аллотропическими видозміною кисню є озон, молекула якого складається з трьох атомів кисню -  $\text{O}_3$ .

У звичайних умовах озон - газ синього кольору, з різким подразнюючим запахом, але в невеликих концентраціях - характерний запах свіжості, після грози. У рідкому вигляді - темно-синя рідина; у твердому - темно-фіолетотовие кристали. Озон майже в 15 разів краще розчинний у воді, ніж кисень.

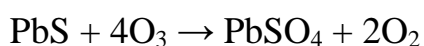
У природі утворюється при газових розрядах, а також на висоті 10-30 км під дією ультрафіолетових сонячних променів, які затримуються, тим самим послаблюється їх шкідливий вплив на живі організми.

Важливе значення озону полягає ще в тому, що він затримує (поглинає) Інфокрасние промені землі, перешкоджаючи її охолодження.

Хімічні властивості:

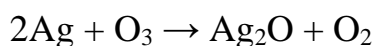
Озон є сильнішим окислювачем, ніж кисень і здатний окислити при низьких температурах такі прості речовини, з якими молекулярним кисень не взаємодіє, що пояснюється розкладанням озону на молекулярний та атомарний кисень (у великих концентраціях можливий вибух).

Так, при дії озону на  $\text{PbS}$ , останній окислюється до  $\text{PbSO}_4$

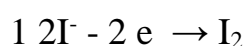
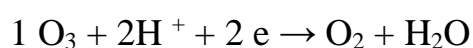
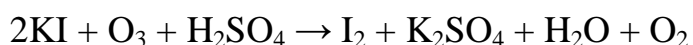


чорний білий

Срібна пластина чорніє в атмосфері озону



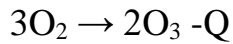
Для непрямого виявлення озону використовують реакцію взаємодії його з  $\text{KI}$  в розчині





Отримання:

Озон отримують при дії «тихого» (без іскри) електронного розряду при пропущенні струму кисню в спеціальних - озонаторах:



Застосування:

Озон сильний для мікро- і макро-організмів - сильний окислювач. Використовується для очищення питної води, для дезінфекції повітря та інших цілей.

### ***Сірка. Sulfur***

Поширення в природі:

Сірка зустрічається в природі в самородному вигляді, у вигляді сульфідів металів і солей сірчаної кислоти. Входить до складу білків тварин і рослинних організмів.

Мінерали:

ZnS - цинкова обманка

PbS - свинцевий блиск

FeS<sub>2</sub> - пірит

HgS - кіновар

MgSO<sub>4</sub> - в морській воді

CuSO<sub>4</sub> · 2H<sub>2</sub>O - гіпс.

Фізичні властивості:

Сірка являє собою тверде кристалічна речовина жовтого кольору. Поганий провідник тепла і електрики. Нерозчинні в воді, погано в спирті й ефірі, дуже добре в сірковуглецю (CS<sub>2</sub>). Утворює трохи алотропічних видозмін, що пояснюється її здатністю кристалізуватися в різних формах.

Здатність речовини кристалізуватися в двох або декількох кристалічних формах називається диморфізмом або поліморфізмом, а самі речовини поліморфними.

Ромбическая сірка - найбільш стійка модифікація сірки, при звичайних умовах в межах до 95,60С (d = 2,07 г / см<sup>3</sup>).

Моноклініческая (моноклинная) сірка - стійка при температурі вище 95,60С (d = 1,96 г / см<sup>3</sup>).

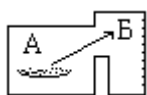
Своєрідно поведінку сірки при нагріванні. Так, при 1990С вона плавиться; при 1600 - густіє, що пояснюється руйнуванням кільцевих молекул S<sub>8</sub> і утворенням молекул у вигляді довгих ланцюгів S<sub>∞</sub> з декількох тисяч атомів.

Подальше нагрівання (вище 2500С) веде до розриву ланцюгів, і рідина стає більш рухомий. При 444,60 сірка займає.

При швидкому охолодженні жирної сірки виходить пластична сірка - коричнева резінообразная маса, що складається з довгих цепочкообразно молекул з відкритими кінцями, які здатні замикатися, перетворюючись на ромбічну сірку.

Отримання сірки:

Сірку отримують головним чином виплавою самородної сірки: при цьому сірка частково містить домішки (пісок, глина та ін.) І носить назву «тяглової сірки», яку очищають у спеціальних печах, використовуючи здатність сірки сублимуватися (возгоняться).



Пари сірки охолоджуються на стінках в камері Б у вигляді дрібних кристалів, так званий «сірчаний колір». При підвищенні температури в камері Б до 1200, сірка плавиться і стікає вниз в спеціальні циліндричні форми, при цьому виходить «Черенкова сірка».

Застосування:

- 1 Для виготовлення сірників, порошу, отримання CS<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
- 2 Як інсектицид в сільському господарстві.
- 3 Для вулканізації каучуку
- 4 У медицині для лікування деяких шкірних захворювань.

Хімічні властивості:

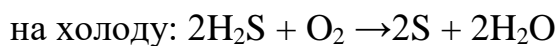
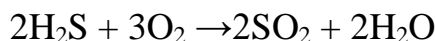
Сірка - активний неметал, здатний при помірному нагріванні окисляти багато прості речовини, а також і сама сірка досить легко окислюється киснем і галогенами.

Безпосередньо не взаємодіють з азотом, золотом, платиною та інертними газами.

З'єднання з воднем. Сірководень.

H<sub>2</sub>S - безбарвний газ, отруйний, з неприємним запахом. Здатність H<sub>2</sub>S

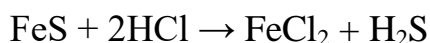
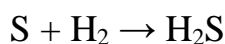
утворювати водневі зв'язки виражена слабше ніж у води. Добре розчинний у воді (в 1 об'ємі води розчиняється 3 обсягу  $\text{H}_2\text{S}$ ), легко зріджується. При підпалюванні горить:



Отримання:

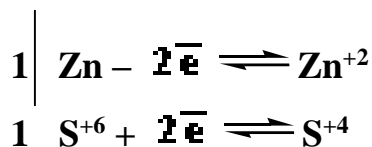
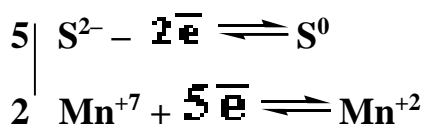
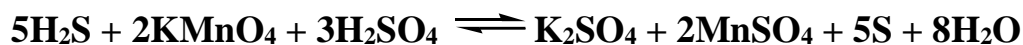
1. У природі утворюється при гнитті білкових речовин.

2. З воднем сірці взаємодіє лише при підвищеній температурі. Зазвичай  $\text{H}_2\text{S}$  отримують дією розведеної  $\text{HCl}$  на  $\text{FeS}$

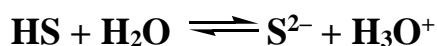
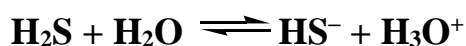
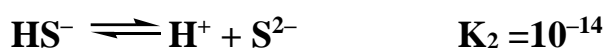


Хімічні властивості:

Сірководень є сильним відновником:

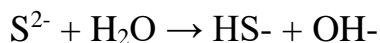
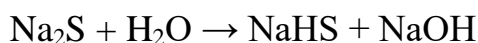


Сірководень при розчиненні у воді дисоціює:

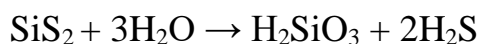


Всі сульфідні, подібно оксидам, бувають підставами, кислотними та амфотерними.

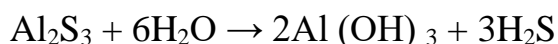
1 Так сульфідні s-елементів I-II груп та катіона амонію розчинні у воді і при гідролізі утворюють лужне середовище:



2 Сульфідні неметалів зазвичай гідролізують з утворенням відповідних кислот, тому їх називають тіоангідрідами



3 Амфотерні сульфідні, як і оксиди у воді нерозчинні, але деякі з них - сульфідні  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$  повністю гідролізують:



За розчинності сульфідні можна розділити на:

а) розчинні у воді

б) нерозчинні у воді, але розчинні в розбавляючій.  $\text{HCl}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$

в) нерозчинні у воді і розведених кислотах.

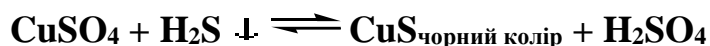
Всі сульфідні мають характерні забарвлення, що в поєднанні з різною розчинністю використовується в хімічному аналізі для виявлення і поділу катіонів.

Сульфідні можуть бути отримані:

а) безпосереднім синтезом:

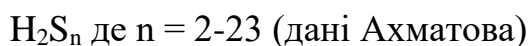


б) дією  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$  або  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  на розчини солей металів:



Полісульфідні (пересульфідні)

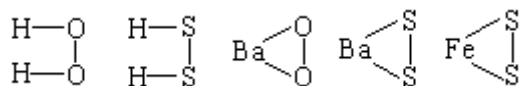
Полісульфідні являють собою солі полісероводородних кислот загальної формули:



Так, сполуки наступних формул називаються

$\text{H-S-S-H}$  - дисульфід  $\text{H-S-S-S-H}$  - трисульфід і т.д.

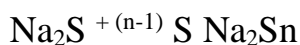
Дисульфід водню  $\text{H}_2\text{S}_2$  - аналог пероксиду водню; аналогом  $\text{BaO}_2$  є  $\text{BaS}_2$



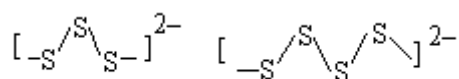
Характерною особливістю персульфата, значно відрізняє їх від сульфідів-відновників, є ясно виражена окислювальна здатність

$\text{Sn}^{+2} \text{S}^{+} (\text{NH}_4)_2 (\text{NH}_4)_2 \text{Sn}^{+4} \text{S}_3$  дисульфід тіостанат амонію амонію

Полісульфіди (персульфіди) виходять при взаємодії сірки з концентрованими розчинами основного сульфідів



Перосульфід радикали мають ланцюгове будову:

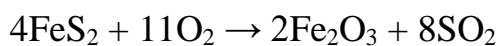


Сполуки сірки з киснем

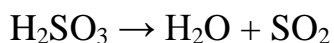
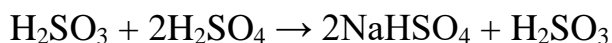
$\text{SO}_2$  - діоксид сірки, ангідрид сірчистої кислоти. Безбарвний газ з різким, задушливим запахом, добре розчинний у воді.

Отримання:

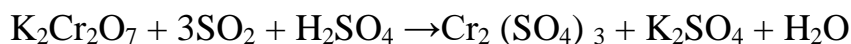
1. При горінні сірки
2. При випалюванні сульфідів металів



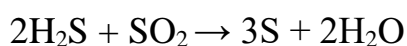
3. У лабораторії:



Хімічні властивості:



відновник



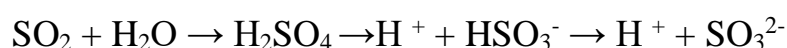
окислювач

Застосування:

1. Для отримання  $\text{H}_2\text{SO}_4$
2. Для дезінфекції підвалів, складських приміщень
3. Як відбілюючий засіб у паперовій та текстильній промисловості

$\text{H}_2\text{SO}_3$  - сульфитна (сірчиста) кислота

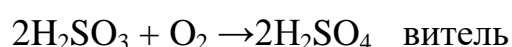
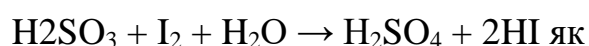
При розчиненні  $\text{SO}_2$  у воді розчин має кислу реакцію, що обумовлюється утворенням двухосновної сульфитної кислоти:



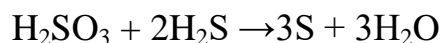
У вільному вигляді не виділена й існує в розбавлених водних розчинах. Електроліт середньої сили.

$$K_1 = 1,8 \cdot 10^{-2}; K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$$

В окисно-відновному відношенні сульфитна кислота, як діоксид сірки, має властивості окислювача і відновника.



Із сильними відновниками поводитья як окислювач



Солі:

$\text{Na}_2\text{SO}_3$  - сульфит натрію

$\text{NaHSO}_3$  - гідросульфит натрію

Солі, як і кислоти, можуть бути і окислювачами і відновниками. При прожарюванні гідросульфітом утворюються солі піросульфитної кислоти - піросульфіту:



Реакція оборотна в розбавлених водних розчинах. Піросульфатная кислота - не виділена у вільному вигляді, а її солі - сильні відновники.

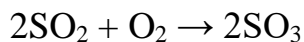
Практичне значення має  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_5$  - піросульфит К.

$\text{SO}_3$  - сірчаний ангідрид

Безбарвна шовковисте кристали, що димлять на повітрі. Існує в декількох формах, що відрізняються за  $T_{\text{пл}}$ . Дуже гігроскопічна речовина, активний окислювач.

Отримання:

Триоксид сірки отримують в техніці при окисленні  $\text{SO}_2$  в присутності каталізатора (платина, окис ванадію)



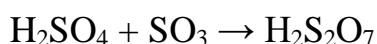
Застосовують для отримання сірчаної кислоти.

$\text{H}_2\text{SO}_4$  (безцветная) сірчана (сульфатна) кислота, без запаху, дуже гігроскопічна,  $\rho = 1,85 \text{ г / см}^3$ ,  $t_{\text{кіп.}} = 3380\text{C}$ . Вона відрізняється надзвичайно високою спорідненістю до води.

При змішуванні концентрованої сірчаної кислоти з водою виділяється значна кількість тепла.

Слід пам'ятати! При розведенні всіх кислот, в т.ч. сірчаної, слід доливати кислоту невеликими порціями у воду при ретельному перемішуванні.

Торговий препарат «конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ » містить 96,5%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і щільність її дорівнює  $1,84 \text{ г / см}^3$ . При насиченні сірчаної кислоти сірчанним ангідридом виходить димить сірчана кислота - «олеум». При введенні 45% надлишку ангідриду з неї може бути виділена піросерная (дисульфатная) кислота



Піросерная кислота - б / ц кристали, змішуються з водою в будь-яких співвідношеннях з утворенням сірчаної кислоти:



Це сильна двухосновная кислота, яка знаходить застосування у виробництві органічних барвників і фармацевтичних препаратів.

Солі - піросульфате (дисульфат) виходять при прожаренні гідросульфитом



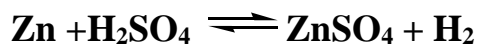
піросульфат

дисульфат

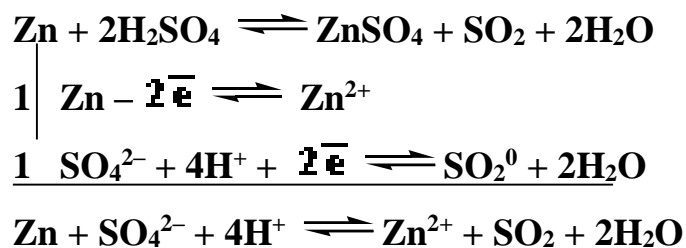
має найбільше практичне значення.

Сірчана кислота є по відношенню до відновників окислювачем. Окисні властивості сірчаної кислоти слід розглядати залежно від її концентрації.

1. У розведеної сірчаної кислоти окислювачем є іон водню (протон):



2. В концентрованій сульфатній кислоті окиснювачем є сульфат іон:



Концентрована сірчана кислота окисляє майже всі метали при нагріванні, в т.ч. і полублагородніє мідь, срібло, ртуть, сама при цьому відновлюється, залежно від умов проведення, до різних продуктів:



При нагріванні сірчана кислота відновлюється деякими неметалами

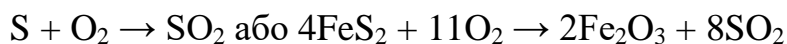


Залізо пасивується концентрованою сірчаною кислотою, хоча легко реагує з розведеною.

Методи отримання сірчаної кислоти.

1. Контактний спосіб складається з декількох стадій.

а) отримання  $\text{SO}_2$



б) Очищення і сушка сірчистого ангідриду.

в) Окислення  $\text{SO}_2$  в  $\text{SO}_3$



За принципом Ле-Шательє:

а) Реакція екзотермічна, отже рівновага зміщується вправо при знижених температурах.

б) Збільшення концентрації кисню також зміщує рівновагу вправо.

в) Для збільшення швидкості реакції застосовують каталізатор - губчасту пластину, платинованими азбест,  $\text{VO}_5$  та інші з більшою контактує поверхнею.

г) Отриманий сірчаний ангідрид поглинається  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , утворюючи «олеум».

д) «Олеум» розбавляється водою до необхідної концентрації.

Отримана цим методом сірчана кислота найбільш чиста, але внаслідок витрат на спеціальне очищення газів, вартість її вище, ніж при отриманні її нітрозним



способом.

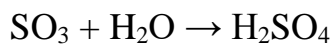
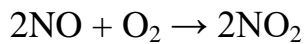
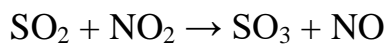
2. Нітрозний (камерний) метод. Стадії:

а) отримання  $\text{SO}_2$ , як і при контактному методі.

б) очищення  $\text{SO}_2$  від пилу

в) потім  $\text{SO}_2$  пропускають в башту, всередині якої зверху по насадці стікає нітроза, яка представляє собою розчин оксидів азоту в концентрованої  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Тут же відбувається розкладання нітроза, під впливом оксидів азоту.

г) Газоподібні продукти -  $\text{SO}_2$ , оксиди азоту і водяна пара пропускають в послідовно з'єднані вежі, де відбувається утворення  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



Таким чином, оксиди азоту є каталізаторами - переносниками кисню. Приклад гомогенного каталізу.

При нітрозному способі отримують кислоту з концентрацією 75-80% і з великою кількістю домішок.

Застосування:

1. Для виробництва фосфорних добрив

2. Для очищення нафтопродуктів

3. Для отримання інших кислот

4. У виробництві фармацевтичних препаратів і в різних областях органічного синтезу.

Солі сірчаної кислоти.

Середні - сульфати, кислі - гидросульфати. Більшість сульфатів добре розстворіми, за винятком:  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{SnSO}_4$ ,  $\text{CaSO}_4$  (мало). Сульфати багатьох двовалентних металів отримали назви «купоросов»:

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  - залізний купорос

$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  - цинковий купорос

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  - мідний купорос

Подвійні солі галун - до їх складу входять катіони лужного металу (в т.ч. і  $\text{NH}_4^+$ ) і катіони трьох валентного металу і сульфат аніон:

$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  - алюмінієві галун

$NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  - залізо-амонієві галун

$KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  - хромокалієвие галун

Сіль Мора -  $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$

Подвійні солі відповідають своїй формулі лише в твердому вигляді. У розчині вони дисоціюють на прості іони подібно звичайним солям.

$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  - глауберова сіль

$MgSO_4 \cdot 7H_2O$  - англійська чи гірка сіль

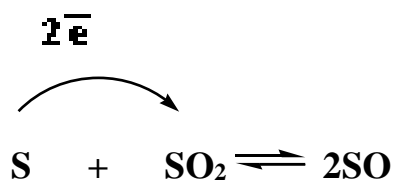
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$  - гіпс

$CaSO_4 \cdot H_2O$  - гіпс

Інші кислоти сірки

Крім сірчистого ( $SO_2$ ) і сірчаного ( $SO_3$ ) ангідридів, у сірки отриманий оксид  $SO$ , в якому с.о. сірки +2.

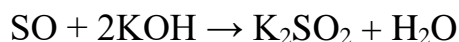
Цей оксид одержують при дії «тихого» електричного розряду в суміші сірчистого газу і парів сірки:



Оксиди сірки (II) - безбарвний газ, який при  $t^0 = -12^0C$  перетворюється на рідину.

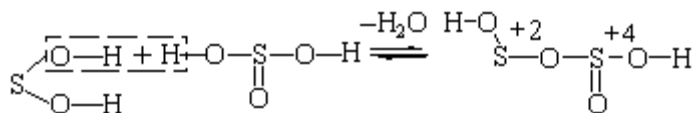
Його можна формально вважати ангідридом сульфоксілової кислоти -  $H_2SO_2$ .

Однак при взаємодії з лугами утворює солі цієї кислоти, які носять назву сульфоксилатів:



$H_2SO_2$  - сульфоксілатная кислота у вільному вигляді не виділена.

$H_2S_2O_4$  - сірчано кислота, дітіонітная, гідросерністая, яку розглядають як змішаний продукт зневоднення сульфоксілової і сірчистої кислот:

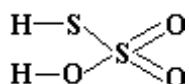


Сірчано (дітіонітная) кислота є похідним від сірки зі с.о. +2 і +4. Відносно

істинного її будови єдиної думки немає!

Сама кислота у вільному стані невідома. Найважливіша сіль  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$  - гіпосульфит натрію (дітіоніт натрію) знаходить широке застосування в промисловості як сильний відновник

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  - тиосерна (тіосульфатна) кислота. У вільному стані невідома внаслідок своєї нестійкості. Її розглядають яка похідне сірчаної кислоти в якій один атом кисню заміщений атомом сірки:



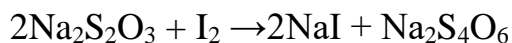
Її солі називаються тіосульфату. Є відносно стійкими сполуками. Найбільше значення має тіосульфат натрію  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  неправильно називають «гіпосульфитом».

Застосовується в фотографіях і медицині. Сильний відновник!

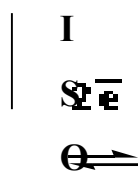
При дії на тіосульфат натрію мінеральних кислот ( $\text{HCl}$ ) він розкладається, відбувається внутрішньомолекулярний процес окислення-відновлення.



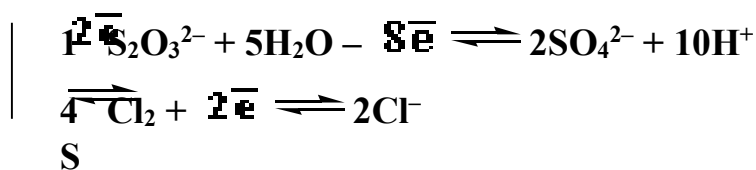
В аналізі має велике місце значення реакція тіосульфату з йодом:



тетратионат натрію



З більш сильним окислювачем хлором - тіосульфат окислюється до сульфат іона, що використовується для видалення надлишку хлору на тканинах після відбілювання (антихлор).

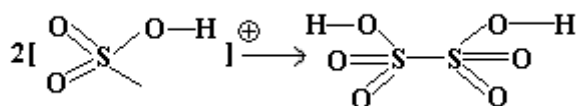


Політіонові (політіонатніе) кислоти

При пропущенні струму сірководню у водний розчин сірчистої кислоти (сульфітної) кислоти отримують суміш політіонові (політіонатних) кислот.

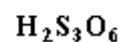
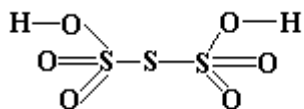
Політіонові (політіонатними) кислотами називаються кислоти утворені залишками сірчаної кислоти - сульфогрупами  $\text{SO}_3\text{H}^+$ , пов'язаними безпосередньо або за допомогою ланцюжка з атомів сірки. Загальна формула:

Н



О

сульфогрупа                      дитіонова кислота  
де  $\text{ч} = 2-6$

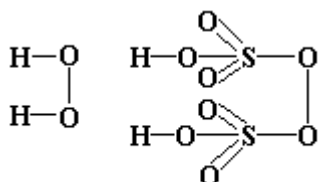


**тритіонова кислота**

Політіонові кислоти нестійкі, солі - Політіонати - стійкі.

Пероксодісерна (надсерна, пероксодісульфата) кислота.

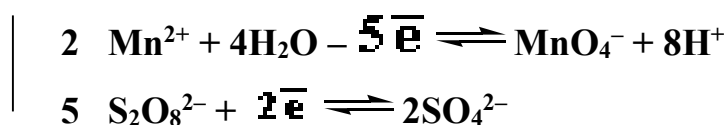
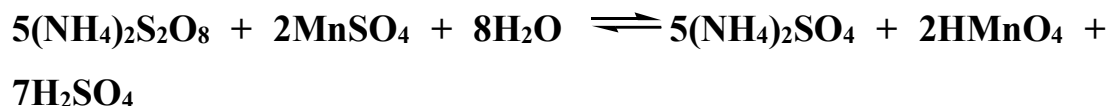
Є похідним пероксиду водню



Одержують у промисловості електролізом 50% сірчаної кислоти.

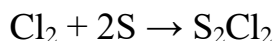
Пероксодісерная кислота - кристалічна речовина з Тпл. 650.

Кислота і її солі - перкісодісульфати (персульфати) є сильними окислювачами:



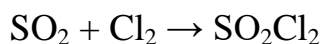
Сполуки сірки з галогенами.

Сірка утворює з'єднання з F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> і Br<sub>2</sub>, крім I<sub>2</sub>. Практичне застосування має хлорид сірки S<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> - помаранчева димить на повітрі рідина з задушливим запахом. Пропускаючи сухий хлор над розплавленою сірою отримують S<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>

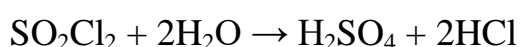


Застосовується при вулканізації каучуку і в органічному синтезі.

При хлоруванні SO<sub>2</sub> газоподібним хлором на сонячному світлі або в присутності каталізатора виходить хлористий сульфурил:

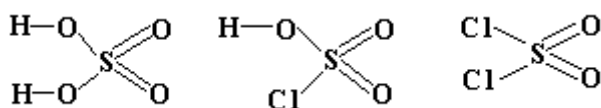


SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> - безбарвна рідина з задушливим запахом, T<sub>кип</sub> = 69,1<sup>0</sup>C. Розглядається як змішаний оксигалогенангідрид:



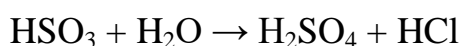
Застосовується як хлорувальний агента для органічних і неорганічних сполук.

Хлорсульфонова (хлорсульфанатная кислота)



**хлорсульфонова    хлористий  
кислота    сульфурил**

Хлорсульфонова кислота - неповний хлорангідрид сірчаної кислоти, гідролитически розщеплюється водою з утворенням:



Безбарвна, сильно димить на повітрі рідина з різким запахом. T<sub>кип.</sub> = 158<sup>0</sup>C.

Застосовується для сульфирования органічних сполук.

Межгалоїдние з'єднання.

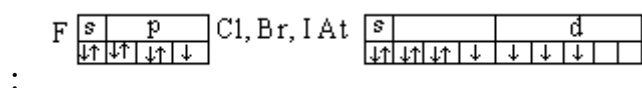
Всі галогени утворюють з'єднання між собою, причому подібних сполук дуже багато. Чим далі стоять галогени один від одного в підгрупі, тим більше утворюється з'єднань. Ці сполуки виходять шляхом безпосередньої взаємодії галогенів, і утворюють інтергалогеніди надзвичайно реакційноздатні. Найбільш ця здатність інтергалогенних з'єднань проявляється в ClF<sub>3</sub> (трифторид хлору), в атомсфера якого запалюється навіть скляна вата. Більшість отриманих сполук неполярних. Поруч стоять галогени, найчастіше, проявляють одновалентна: ClF,

BrCl, IBr, а далеко стоять - різну IF<sub>5</sub>, IF<sub>7</sub>, BrF<sub>3</sub>, BrF<sub>5</sub>. В аналізі застосовується ICl.

### ***Загальна характеристика елементів VII А групи.***

VIIА група періодичної системи елементів Д.І. Менделєєв містить п'ять елементів: F, Cl, Br, I, At які називають галогенами. Їх атоми на зовнішньому квантовому шарі мають по 7 електронів; електронна конфігурація s<sup>2</sup>p<sup>5</sup>. У нормальному стані атомів галогени одновалентних, приєднуючи один електрон вони перетворюються на однозарядні негативні іони; втрачаючи електрони, за винятком F, можуть проявляти різну позитивну валентність від 0 до +7.

Розподіл електронів зовнішнього шару наступне



У фтору (F) як у кисню та азоту, немає підрівня d, так як вони знаходяться в 2-му періоді, тому F буває тільки одновалентних.

Астат - радіоактивний елемент, нестійкий, найбільш живе його ізотоп з T<sub>1/2</sub> = 8,3 години, його властивості ще повністю не вивчені.

Ці елементи є типовими неметалами і тільки астат проявляє деякі риси металевих властивостей.

### ***Поширеність в природі***

Внаслідок високої реакційної здатності жоден з елементів групи не зустрічається в природі у вільному стані, хоча всі вони цілком доступні у вигляді сполук:

NaCl - кам'яна сіль, кухонна сіль, натрію хлорид;

CaF<sub>2</sub> -плавиковий шпат - флюорит;

Na<sub>3</sub>[AlF<sub>6</sub>] - криоліт;

KCl · MgCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O - карналіт і ін.

Звичайним джерелом хлору і брому є морська вода, йод витягується з багатих покладів чилійської селітри, вод нафтових свердловин, деяких морських водоростей.

Фізичні властивості

F<sub>2</sub> - газ, слабо жовтого кольору, з різким задушливим запахом.

Cl<sub>2</sub> - жовто-зелений газ з різким задушливим запахом.

Br<sub>2</sub> - дуже летюча, темно-бура рідина, що володіє різким подразнюючим запахом.

I<sub>2</sub> - темно-сіре кристалічна речовина з металевим блиском (або чорно-фіолетового кольору кристали); легко утворює фіолетові пари вже при кімнатній температурі, тобто возгоняється (сублімується).

За формулою M = 29 Двозд легко розрахувати їх щільність по повітрю.

Так, F<sub>2</sub> в 1,32 рази важчий за повітря, Cl<sub>2</sub> - в 2,45 рази.

Br<sub>2</sub> і I<sub>2</sub> мало розчиняються у воді, але легко розчиняються в органічних розчинниках (хлороформ, бензол); йод - порівняно добре розчинний у етенале, добре розчинний у концентрованих розчинах йодиду калію:

### **Методи отримання**

Молекулярний фтор (F<sub>2</sub>) отримують з солей, що містять фторид-іон F<sup>-</sup> (з фторидів); у якого електрон пов'язаний особливо міцно. Тому єдиним методом, за допомогою якого може бути звільнений електрон, є метод електролізу.

Початковою сировиною є гідрофторид калію KHF<sub>2</sub>.

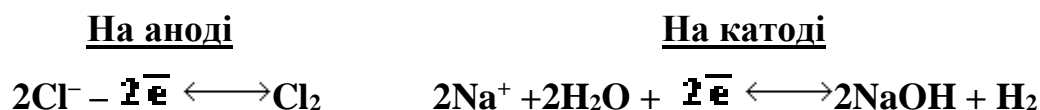
Процеси, що протікають на електродах, можна представити так:



процесс восстановления

процесс окисления

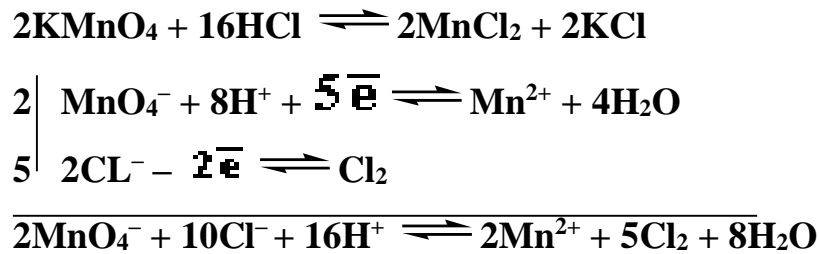
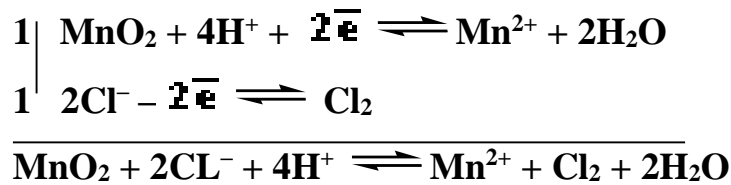
Хлор - виходить як побічний продукт при електролізі концентрованих розчинів NaCl (приклад):



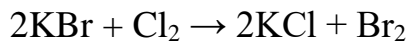
Катодне і анодне простір повинен бути розділені напівпроникною діафрагмою.

Лабораторні способи: засновані на окисленні хлориду водню сильними окислювачами:





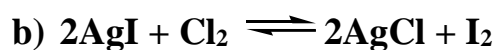
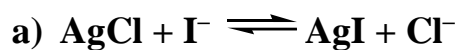
Бром - як в лабораторії, так і в техніці, бром отримують по реакції заміщення в бромід хлором:



В якості вихідної сировини використовуються відходи (покидьки) заводи солеварень (ропа Сакського озера в Криму).

Йод - для отримання великих кількостей йоду розроблені різні методи. Найбільш оригінальним є наступний:

1. З вод свердловин, що містять незначний відсоток йоду, але дуже велику масу самих вод, тому в них знаходиться величезна кількість  $\text{I}_2$ . Ці води пропускають через фільтр з хлориду срібла, а злоріди йдуть у фільтрат.



Йодид срібла обробляють хлором, що виділився йод відокремлюють, а хлорид срібла повертають у процес.

2. Йод може бути отриманий із золи деяких морських рослин.

3. З розсолів Чилійській селітри.

### **Застосування**

$\text{F}_2$  - для синтезу фторорганічних сполук; для виробництва фреонів

- Хладоагентів в холодильних установках - найбільш відомим є фреон складу:

$\text{CF}_2\text{Cl}_2$  - діфтордихлорид метан. Широко застосовується фтор для розділення ізотопів урану.



Cl<sub>2</sub> - знаходить застосування для виробництва белільних та інших солей; для відбілення паперової маси і тканин; стерилізації питної води; дезінфекції, дегазації; для виробництва HCl; для отримання різних хлорорганічних сполук.

Br<sub>2</sub> - як реактив (бромная вода - окислювач). Для синтезу фармацевтичних препаратів, в органічному синтезі.

I<sub>2</sub> - для приготування розчинів (настоянка йоду 1, 2, 3, 4, 5 і 10%); для отримання йодоформу CHI<sub>3</sub>.

Радіоактивний ізотоп йоду <sup>131</sup>I с T<sub>1/2</sub> = 8,08 днів застосовується в медицині при лікуванні захворювань, пов'язаних з порушенням нормальних функцій щитовидної залози.

### ***Загальні хімічні властивості галогенів.***

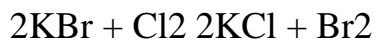
Молекули простих речовин, утворених атомами галогенів, діатомні, з міцної ковалентного зв'язком:

Термічно дуже стійкі. Це активні хімічні елементи, які за рідкісним винятком, можуть взаємодіяти майже з усіма іншими елементами. У реакціях окислення відновлення можуть бути і окислювачами і відновниками (виняток - фтор - тільки окислювач). Окислювальна здатність (окисні властивості) постійно знижуються від фтору до йоду. Відрізняються більшою спорідненістю до електрона - причому, спорідненість до йоду убуває аналогічно від фтору до йоду. Нормальні окислювально-відновні потенціали для пар:

<b>E<sub>0</sub> F/F<sup>-</sup> = +2,85</b>	В ряду <b><u>F → Cl → Br → I</u></b> послаблення окиснювальних властивостей
<b>Cl/Cl<sup>-</sup> = +1,36</b>	
<b>Br/Br<sup>-</sup> = +1,087</b>	
<b>I/I<sup>-</sup> = +0,53</b>	
	В ряду <b><u>I → Br → Cl → F</u></b> послаблення відновлюваних властивостей

Використовуючи дані нормальних окисно-відновних потенціалів, можна сказати, що будь-який попередній галоген окисляє негативний іон будь-якого

наступного, так:

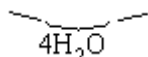
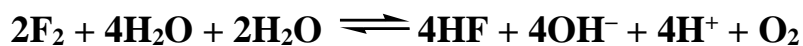
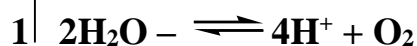
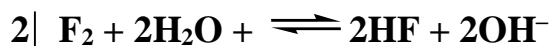


відновник  $\leftarrow \text{Br}_2 - 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}_2$  окиснення

окисник  $\leftarrow \text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$  відновлення



**Фтор** способен окислять воду:

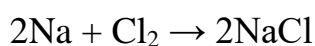


Найбільш енергійно галогени взаємодіють з металами, утворюючи солі (при цьому виділяється велика кількість тепла).

В атмосфері фтору багато металів і неметали мимовільно спалахують на світлі.

Навіть Au і Pt горять в атмосфері фтору при нагріванні до 300-4000с.

В атмосфері хлору реакції йдуть менш енергетично. Натрій горить в атмосфері хлору сліпуче яскравим полум'ям:



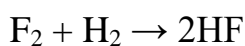
Сполуки галогенів з воднем

Всі галогени здатні безпосередньо з'єднуються з воднем, утворюючи галогеноводороди загальної формули HHal, гда Hal - галоген.

Молекули полярні, т.к. зв'язок здійснюється зв'язує парою електронів (ковалентний зв'язок), зміщеної до більш електроотрицательному атому галогену.

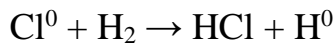
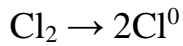
Умови течії реакції різні:

Так, фтор взаємодіє з воднем з вибухом навіть при охолодженні і в темряві:

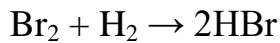


Хлор при звичайних умовах повільно реагує з воднем, але при нагріванні і на прямому сонячному світлі процес прискорюється, тому під дією квантів світла починається ланцюгова реакція, яка протікає до тих пір, поки не прореагує вся

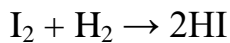
маса хлору і водню.  $h\nu$



Бром взаємодіє з воднем при нагріванні:



А йод - при сильному нагріванні, реакція оборотна:



Всі галогеноводороди є газоподібними речовинами з різким запахом, подразнюють слизові оболонки, добре розчинні у воді. Розчини галогеноводородов у воді є сильними кислотами (виняток HF - плавикова кислота, відносно слабка).

HF -плавиковая (фторидна)

HCl -хлороводородная

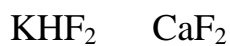
HBr -бромоводородная

HI -йодоводородная

Плавикова (фторидна кислота) - молекули фториду водню сильно полярні (F має найбільшу електронегативність з усіх елементів). Тому у молекул HF сильно виражена схильність до асоціації за рахунок водневих зв'язків (утворюються зигзагоподібні ланцюги):

Навіть плавикової кислоти фтористий водень складається з суміші полімерів  $\text{H}_2\text{F}_2$ ,  $\text{H}_3\text{F}_3$  та ін.

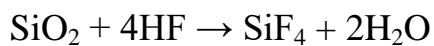
Для плавикової кислоти характерні кислі і середні солі:



калій гідрофторид    кальцій фторид

Більшість кристалічних фторидів не розчинний у воді, добре розчинні лише фториди s-елементів I групи і  $\text{AgF}$ ,  $\text{HgF}_2$

Характерна особливість плавикової кислоти - її спобність взаємодіяти з  $\text{SiO}_2$

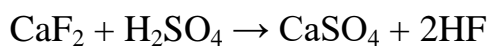


Ця реакція носить назву реакції травлення скла і використовується для нанесення написів і позначок на склі.

Зберігають HF в судинах зі свинцю, каучуку, поліетилену або в скляному посуді, покритій зсередини парафіном.

Способи отримання:

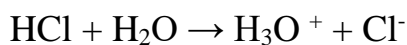
При дії концентрованої сірчаної кислоти на плавиковий шпат в пластмасових або свинцевих судинах:



Застосування: а) для травлення скла; б) видалення піску з чавунного лиття; в) як реактив.

Хлористоводнева (хлоридна, соляна) кислота

Хлористий водень (HCl - газ) дуже добре розчинний у воді (1 об'єм води поглинає близько 500 обсягів HCl) - освітою сильної хлористоводневої кислоти

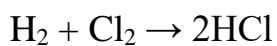


При звичайних умовах хлористоводнева кислота розчиняє майже всі метали, за винятком благородних і полублагородних.

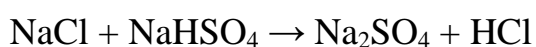
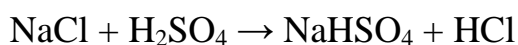
Солі - хлориди - добре розчиняються у воді, за винятком AgCl, Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, PbCl<sub>2</sub> (AuCl, CuCl).

Способи отримання:

1 Прямим синтезом з елементів



2 Дією концентрованої сірчаної кислоти на натрію хлорид



Застосування: майже у всіх хімічних процесах на виробництві та в хімічних лабораторіях.

Найголовніші солі:

NaCl - натрію хлорид, широко застосовується як харчова сіль; в медичній практиці для приготування ізотонічних і фізіологічних розчинів; як сировину в хімічній промисловості.

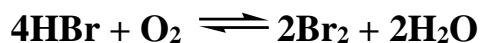
CaCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O - в медицині при легневих кровотечах; безводний - як осушуваних засіб.

HgCl<sub>2</sub> - сулема. Сильна отрута! Дезінфікуючий засіб (зовнішнє)!

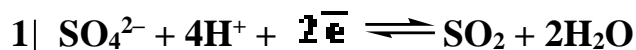
Бромистоводнева (бромідна) кислота

Газоподібний HBr добре розчинний у воді (в 1 об'ємі води розчиняється близько 600 обсягів HBr) з утворенням сильної бромистоводневої кислоти.

Так як Br<sup>-</sup> більш сильний відновник, ніж Cl<sup>-</sup>, то розчини HBr поступово окислюються на повітрі



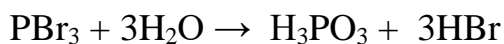
Отримання. Фтороводородної і хлористоводневої кислоти з концентрованої сірчаної кислотою не взаємодіють, однак бромистоводнева кислота відновлює



Тому отримати бромоводородної кислоту по реакції:



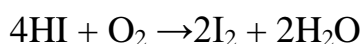
Т.к. вона буде містити домішку Br<sub>2</sub>. Отримують її зазвичай гідролітичним розкладанням галогенангідридов фосфору:



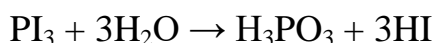
фосфориста

кислота

Йодистоводородної кислота. Газоподібний HI добре розчинний у воді (1 об'єм води розчиняє 425 обсягів йодоводорода) з утворенням сильної йодистоводородної кислоти, яка є ще більш сильним відновником, ніж бромистоводнева кислота. Йодистоводородної кислота легко окислюється киснем:



Метод отримання. Аналогічно бромистоводневої кислоті -



Йодистоводородної кислота відновлює сірчану кислоту до сірководню:



Застосування. Бромистоводнева і йодистоводородної кислоти знаходять основне застосування в органічному синтезі.

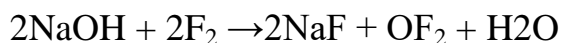
Найважливіші солі: KI, NaI, KBr, NaBr, HgI<sub>2</sub> - фармацевтичні препарати. AgBr - застосовується у фотосправі.

Кисневі сполуки галогенів.

Галогени утворюють різні кисневмісні сполуки, але безпосередньо з киснем не зливаються. У цих з'єднаннях зв'язку між атомами ковалентними.

Розглянемо найбільш важливі оксиди галогенів і кисневі кислоти галогенів:

OF<sub>2</sub> - дифторид кисню - безбарвний газ із специфічним запахом задушливим, з водою не взаємодіють. Несолеобразуючі оксид. Порівняно стійке з'єднання. Одержують пропусканням газоподібного фтору через розбавлений розчин їдкого натру.



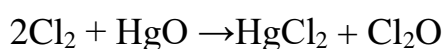
Слід зауважити, що кисневі сполуки галогенів не дають тій послідовності зміни як у водневих з'єднань тому ці сполуки розглядаються окремо.

Cl<sub>2</sub> - оксид хлору (I) - ангідрид хлорноватистої (гіпохлоритного) кислоти.

Це з'єднання є газ жовто-коричневого кольору, нестійке з'єднання, вибухає при нагріванні. При розчиненні у воді утворює гіпохлористу (хлорноватисту) кислоту:

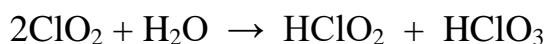


Оксид хлору (I) отримують по реакції:



ClO<sub>2</sub> - оксид хлору (IV); діоксид хлору. Газ зеленувато-жовтого кольору, нестійке з'єднання, при нагріванні вибухає.

Оксид хлору (IV) являє собою змішання кислотний оксид.



хлоритна кислота    хлоратна кислота

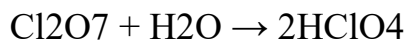
З лугами утворює солі цих же кислот.

Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> - ангідрид хлорної (перхлоратної) кислоти, більш стійкий, ніж інші оксиди.

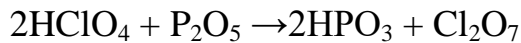
Безбарвна масляниста рідина, яка при ударі або при сильному нагріванні

вибухає.

При розчиненні у воді утворює перхлоратних (хлорне) кислоти:

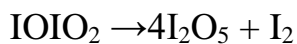


Це з'єднання може бути отримано при зневодненні хлорної кислоти оксидом фосфору (V):



Оксиди брому вкрай нестійкі, можуть існувати при низьких температурах.

$\text{IO}_2$  - діоксид йоду - жовта кристалічна речовина, розкладається при нагріванні, практичного значення не має:



$\text{I}_2\text{O}_5$  - ангідрид йодатна кислоти. Біла кристалічна речовина, при розчиненні у воді утворює йодноватої кислоти:



Кисневомісні кислоти галогенів та їх солі

Кислоти, що відповідають ступені окислення галогенів +1

$\text{HClO}$  - гіпохлоритна (хлорнуватиста)

$\text{HBrO}$  -гіпобромітна (бромноватиста)

$\text{HIO}$  -гіпойодитна (йодноватиста)

У вільному вигляді ці кислоти не виділені, існують тільки в розчинах. Як кислоти вони слабкі, проте є сильними окислювачами.

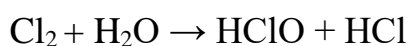
$\text{HClO}$	$\text{HBrO}$	$\text{HIO}$
---------------	---------------	--------------

гіпохлоритна	гіпобромітна	гіпойодидна
--------------	--------------	-------------

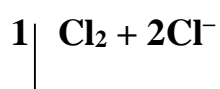
Зліва направо зменшується сила кислот, стійкість і окислювальна здатність.

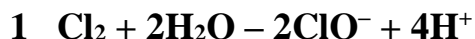
Так, для  $\text{HClO}$   $K_a = 3,6 \cdot 10^{-8}$ , т.е гіпохлористая кислота слабкіше вугільної.

Одержання - засноване на взаємодії хлору з водою:



Реакція оборотна. Рівновага настає, коли 1/3 частина хлору перетворитися на кислоти при кімнатній температурі. Даний процес можна розглядати як самоокислення-самовідновлення.

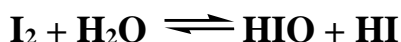




При додаванні до цієї суміші  $\text{CaCO}_3$ , який буде взаємодіяти з більш сильною кислотою, можна отримати розчин гіпохлоритної кислоти.



Аналогічно можуть бути отримані  $\text{HBrO}$  і  $\text{HIO}$

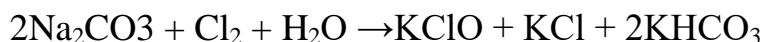


В останній реакції рівновагу зміщений більш вліво, таким чином при переході від хлору до йоду рівновагу в таких системах зміщується все більше вліво.

Водні розчини галогенів застосовуються як реактиви (окислювачі): хлорне, бромная, йодна вода, що представляють собою суміші вільного галогену та відповідних їх кислот.

Солі кисневмісних кислот галогенів більш стійкі і є сильними окислювачами.

Найбільше значення мають солі гіпохлоратної (хлорноватистої) кислоти - гіпохлорити, які виходять при дії хлору на розчини їдких лугів або карбонатів лужних металів.



Гіпохлорити володіють знебарвлюючою дією, що обумовлено їх окисними властивостями.

Застосовуються для відбілювання тканин. Так, гіпохлорит калію  $\text{KClO}$  в розчині носить назву жавелевой води (за назвою містечка Жавель під Парижем). Розчин, що містить гіпохлорит натрію - називається лаборраковой водою.

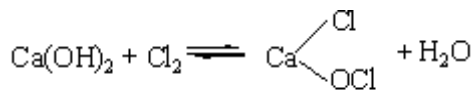


На холоді реакція протікає аналогічно з розчинами лугів

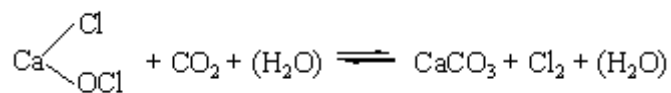


Хлорне (белільние) вапно - виходить при пропущенні хлору в гашене вапно і являє собою змішану кальцієву сіль гіпохлоритної і хлоридної кислот.

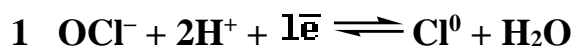
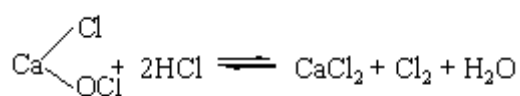




Білий порошок з характерним різким запахом. Широко застосовується для дезінфекції санвузлів, як відбілюючий засіб і для дегазації БОВ (бойових отруйних речовин). У вологому повітрі при дії діоксиду вуглецю  $\text{CO}_2$  (з повітря) розкладається



При дії кислот виділяється вільний хлор



Виділився хлор називається активним хлором, хлорного вапна і за його кількісним вмістом судять про якість хлорного вапна:

Аналогічно хлору взаємодіють з лугами бром і йод:



Гіпоброміти і гіпойодіти також володіють окисними і отбеливаючими властивостями.

Кислоти, що відповідають ступені окислення галогенів 3+

$\text{HClO}_2$  - хлоридна (хлориста) кислота, нестійке з'єднання, розкладається при звичайній температурі, практичного значення не має.

Солі - хлорити - сильні окислювачі, при ударі і нагріванні розкладається з вибухом.

$\text{NaClO}_2$  - хлорит натрію, застосовується як відбілюючий засіб для тканин у складі (0,4%) пральних порошоків.

Кислоти, що відповідають ступені окислення галогенів 5+



хлоратна    броматна    йодатна

відомі тільки в розчинах виділена у вигляді легкокорозивних кристалів за властивостями аналогічні;

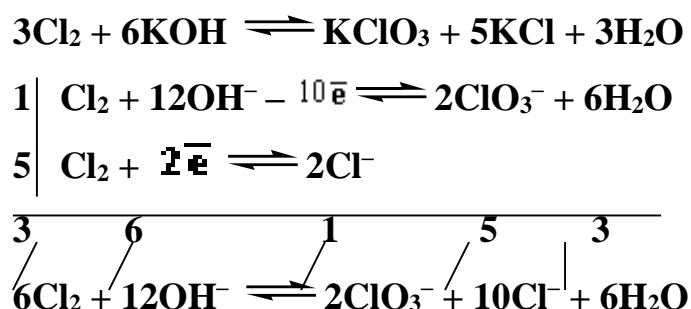
$\text{HClO}_3$  - сильна кислота і як кислота і сильний окислювач

Солі - хлорати, бромати, йодати - стійкі з'єднання, окислювачі, проте слабші, ніж гіпогалогеніти:



стійкість зростає

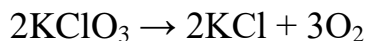
Солі можуть бути отримані при взаємодії галогенів з гарячими розчинами лугів:



При охолодженні розчину випадає менше розчинний хлорат калію. Аналогічно отримують:



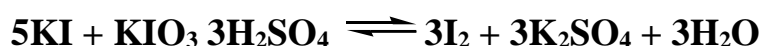
$\text{KClO}_3$  - хлорат калію, бертолетова сіль. Є з'єднанням яке застосовується для отримання кисню в лабораторних умовах:

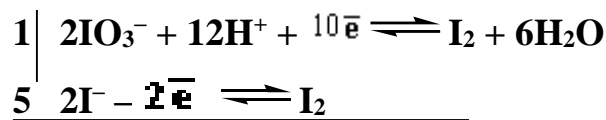


З сіркою, фосфором і вуглецем хлорат калію утворює сильно вибухові суміші (при ударі!), Тому широко застосовується в піротехніці і сірниковій виробництві (в голівці сірника до 50%  $\text{KClO}_3$ ).

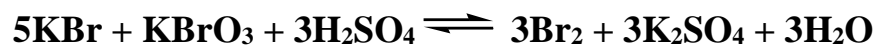
$\text{KBrO}_3$  та  $\text{KIO}_3$ - калій бромат і калій йодат мають велике значення як реактиви в кислому середовищі:

Найважливіше значення мають такі реакції, які протікають тільки в кислому середовищі:





Аналогічно протікає реакція:



Кислоти, що відповідають ступені окислення галогенів +7

$\text{HClO}_4$  – хлорна (перхлоратна)

$\text{HIO}_4$  – йодна (перйодатна)

$\text{HClO}_4$  - найстійкіша з кислотосодержащих кислот хлору і найсильніша з існуючих кислот взагалі. Сильний окислювач, але слабкіше, ніж хлоратна кислота.

Безводна хлорна кислота - безбарвна сильно димить рідину, при нагріванні або іноді при зберіганні вибухає, особливо при зіткненні з горючими речовинами. Водні розчини цієї кислоти стійкі.

Кислота знаходить застосування в хімічній практиці як реактив.

$\text{H}_5\text{IO}_6$  - ортойодна кислота або  $\text{IO}(\text{OH})_5$  - кристалічна безбарвна гігроскопічна речовина, слабка кислота.

Солі цих кислот називаються перхлоратами та перйодати.

Перхлорати самі стійкі з кисневих сполук хлору. Усі солі добре розчинні, як виняток, мало розчинний  $\text{KClO}_4$  - перхлорат калію.

Перйодати менш розчинні, ніж перхлорати.

#### Міжгалогенні з'єднання

Всі галогени утворюють з'єднання між собою, причому подібних сполук дуже багато. Чим далі стоять галогени один від одного в підгрупі, тим більше утворюється з'єднань. Ці сполуки виходять шляхом безпосередньої взаємодії галогенів, а утворюються інтергалогенні з'єднання надзвичайно реакційноздатні. Найбільш яскраво ця здатність інтергалогенних з'єднань проявляється в  $\text{ClF}_3$  (тріофторід хлору), в атмосфері

якого запалюється навіть скляна вата. Більшість отриманих сполук неполярних, поруч стоять галогени найчастіше виявляють одновалентна: ClF, BrCl, IBr, а далеко стоять - різну: IF<sub>5</sub> IF<sub>7</sub>, BrF<sub>3</sub>, BrF<sub>5</sub>.

У хімічному і фармацевтичному аналізі широко застосовується в окисно-відновних методах титриметрического кількісного аналізу і як електрофільні реагент при взаємодії з органічними сполуками, в структурі яких є бензоловий.

### **Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

#### **Питання:**

1. Характерні ступені окиснення елементів VIA групи в сполуках.
2. Сірка. Алотропія сірки.
3. Олеум. Сульфатна кислота..
4. Укажіть, як змінюється між'ядерна відстань та енергія зв'язку в молекулах галогенів від флуору до йоду.
5. Наведіть приклади лабораторного та промислового способів одержання хлору.

#### **Загальне матеріальне та навально-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;
- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

#### **Питання для самоконтролю:**

1. На основі електронної будови атомів елементів VI групи головної підгрупи вкажіть їх можливі ступені окиснення. Наведіть приклади сполук, в яких Оксиген проявляє позитивний ступінь окиснення.
2. З позиції методу ВЗ поясніть механізм утворення молекули кисню.
3. За допомогою рівнянь реакцій доведіть окиснювально-відновну подвійність пероксиду гідрогену. Укажіть її причину.
4. Напишіть рівняння реакцій дисоціації сульфідної та сульфитної кислот.

Наведіть вираз для первинної, вторинної та загальної констант дисоціації.

5. На основі електронних формул галогенів укажіть валентні електрони та валентні орбіталі атомів галогенів, можливі ступені окиснення та приклади сполук з даними ступенями окиснення.

6. Напишіть рівняння реакцій взаємодії галогенів з водою та розчинами лугів на холоді та при нагріванні. Укажіть тип окиснювально-відновних реакцій.

7. укажіть зміну кислотних та окиснювальних властивостей кислот у ряді:  
 $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$ . Вкажіть причину цієї закономірності.

### **Список використаних джерел:**

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471 с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.
6. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
8. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.

## Лекція № 14

**Тема:** «Загальна характеристика d-елементів. Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів ІІВ, ІVВ, VВ та VІВ груп.» - 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини.

Всі d-елементи групи належать до малопоширених у земній корі. Вони існують як у вільному стані, так і у вигляді сполук. Тим не менше серед них є багато важливих для життєдіяльності людини. Велика кількість їх сполук використовується в медицині, фармації та фармацевтичному аналізі.

**Мета:** В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з будовою молекул, та електронними формулами атомів елементів ІІВ, ІVВ, VВ та VІВ груп, хімічними властивостями їх простих сполук та складних з'єднань, номенклатурою та формулами сполук елементів, способами отримання сполук, засвоїти їх біологічне значення та застосування їх сполук у медицині та фармації.

**Основні поняття:** d-елементи, координаційні сполуки.

### План і організаційна структура лекції:

№№ п.п.	Основні етапи лекції та їх зміст.	Цілі у рівнях абстракції.	Тип лекції, оснащення лекції.	Розподіл часу.
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>
I	<b><i>Підготовчий етап</i></b>			
1.	Визначення навчальних цілей.		Лекція комбінована	1%
2.	Забезпечення позитивної мотивації.			2%
II	<b><i>Основний етап</i></b>			
3.	Викладення лекційного матеріалу. План:			

	1. Загальна характеристика d-елементів.		Слайди	90%
	2. Елементи VIB групи.	I		
	3. Елементи IVB групи.			
	4. Елементи IIIB групи.			
	5. Елементи VB групи.	II		
	<b>Заключний етап</b>			
	Резюме лекції, загальні висновки.			
III	Відповіді лектора на можливі запитання.			3%
4.	Завдання для самопідготовки студента.		Список літератури, питання, завдання.	4%
5.				
6.				

### Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)

#### *Загальна характеристика d-елементів.*

У сімействі d-елементів заповнюється електронами d-підрівень передзовнішнього енергетичного рівня, а на s-підрівні зовнішнього енергетичного рівня залишається один або два електрони. Крім паладію, у якого на зовнішньому енергетичному рівні немає електронів. Десять d-елементів розташовано у четвертому та п'ятому періодах між s- та p-елементами, а в шостому періоді - між f- та p-елементами. Це елементи побочних підгруп, їх іноді називають переходними елементами. Оскільки у d-елементів заповнюється електронами d-підрівень передзовнішнього енергетичного рівня, їх властивості зі збільшенням заряду ядра атома елемента змінюються незначно. Енергія іонізації для d-елементів у межах періоду змінюється мало.

В періодичній системі d-елементи розташовані між s- і p-елементами, всі вони є

металами, і тому одержали назву перехідних металів. У атомів d-елементів добудовується передзовнішня d-орбіталь, тому 3, 4, 5, 6 період містять по 10 d-елементів. При утворенні хімічних зв'язків d-елементи можуть віддавати не тільки s-електрони зовнішнього рівня, але і d-електрони передзовнішнього рівня. У d-елементів валентними є енергетично близькі дев'ять орбіталей – одна ns-орбіталь, три np-орбіталі та п'ять (n-1) d-орбіталей, – тому елементи можуть проявляти різні ступені окиснення. Майже для всіх d-елементів, зокрема, можлива ступінь окиснення +2 – по числу зовнішніх електронів. Вищий ступінь окиснення більшості елементів відповідає номеру групи, в якій вони знаходяться (за винятком елементів I групи: існують  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^{2+}$ ;  $\text{Au}^{3+}$ ), тобто із збільшенням порядкового номера максимальна можлива ступінь окиснення елементів одного й того ж періоду зростає від III групи до першого елементу VIII групи, а потім зменшується. На відміну від підгруп p-елементів в підгрупах d-елементів із збільшенням порядкового номеру елементу значення стійкого ступеня окиснення зростає. Подібна будова електронних оболонок атомів d-елементів визначає ряд їх спільних властивостей. Прості речовини, утворені перехідними елементами, є металами (число валентних електронів в їх атомах значно менше числа орбіталей).

Хімія ізоелектронних сполук d-елементів дуже схожа. Тому елементи різних періодів з аналогічною електронною структурою d-оболонки утворюють побічні підгрупи періодичної системи. На відміну від s- та p-елементів, в межах однієї групи основні властивості сполук d-елементів із зростанням атомного радіусу практично не змінюються. У межах одного періоду із зростанням атомного радіусу помітно зменшується основний характер оксидів та гідроксидів вищих ступенів окиснення. Вищі оксиди елементів V-VIII груп проявляють кислотні властивості. Із зростанням ступеня окиснення атома одного й того самого елементу посилюються кислотні властивості його сполук. Тому оксиди нижчої ступені окиснення проявляють основні властивості ( $\text{CrO}$ ), середньої – амфотерні ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ), а вищі оксиди матимуть кислотні властивості ( $\text{CrO}_3$ ).

Зміна характеру оксидів в періоді та в залежності від ступеня окиснення елементу добре проглядається на прикладі оксидів 4 періоду:



Група							
I B	II B	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B
		Sc(III) ) <sup>o</sup>	Ti(IV) <sup>a</sup> Ti(III) <sup>o</sup> Ti(II) <sup>o</sup>	V(V) <sup>κ</sup> V(IV) <sup>a</sup> V(III) <sup>o</sup> V(II) <sup>o</sup>	Cr(VI) ) <sup>κ</sup> Cr(III) ) <sup>a</sup> Cr(II) <sup>o</sup>	Mn(VI) I) <sup>κ</sup> Mn(VI) ) <sup>κ</sup> Mn(IV) ) <sup>a</sup> Mn(II) <sup>o</sup>	F Fe(III) <sup>a</sup> Co(III) <sup>a</sup> <del>Fe(II)<sup>o</sup></del> Co(II) <sup>o</sup> Ni(II) <sup>o</sup>
Cu(I) <sup>o</sup> Cu(II) <sup>o</sup>	Zn(II) <sup>a</sup>						

Тільки постійну ступінь окиснення +2 мають елементи побічної підгрупи II групи (у них завершена d-оболонка) та +3 – елементи побічної підгрупи III групи. Всі ж інші перехідні елементи відрізняє численність проявляємих ступенів окиснення, звідки – багатство окисно-відновних взаємодій та широкий спектр кислотно-основних властивостей в сполуках.

Оскільки у перехідних металів є вакансії на d-орбіталі, то вони проявлять виняткову здатність до комплексоутворення. Значна частина сполук перехідних елементів є координаційними. Для координаційних сполук характерно те, що в структурі їх кристалічних ґраток немає окремих молекул даної сполуки. Кожен атом(іон) в таких сполуках оточений певною кількістю т.зв. лігандів (атоми, іони чи угруповання атомів). Якщо подібні комплекси (центральний атом і оточуючі його ліганди) при переході сполуки в розчин не руйнуються, то такі координаційні сполуки відносяться до комплексних..

### ***Елементи VIB групи.***

VIB групу складають Cr, Mo і W

Cr і Mo є повними електронними аналогами (nI) d<sup>5</sup>ns<sup>1</sup> (провал одного електрона), а формула розподілу валентних електронів у вольфраму 5d<sup>4</sup>6s<sup>2</sup>

Ці елементи здатні виявляти ступеня окислення від 0 до +6. Однак найбільш

характерними і стійкими для Cr є ступені окислення +3 і +6 (меншою мірою), а для Mo і W +6. У природі зустрічаються у вигляді сполук:

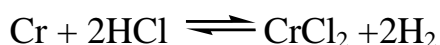
$\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$  або  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$  - хромовий залізняк

$\text{MoS}_2$  - молибденовий блиск або молибденит

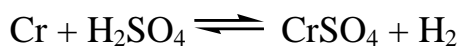
$\text{CaWO}_4$  - шеєліт

$x \text{FeWO}_4 \cdot y \text{MnWO}_4$  - вольфраміт

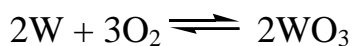
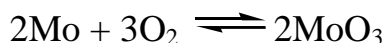
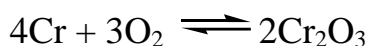
Всі три елементи - сріблясто-білі блискучі метали. В ряду Cr Mo W спостерігається підвищення температури плавлення (W - найтугоплавкіший метал -  $3380^\circ \text{C}$ ), а хімічна активність помітно падає. Так Cr витісняє водень з  $\text{HCl}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (розведені), пасивує концентровані  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і  $\text{HNO}_3$



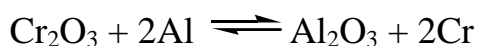
швидко окислюється до Cr (III)



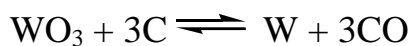
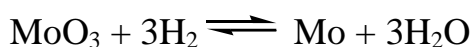
а W може розчинятися тільки в суміші  $\text{HNO}_3$  і  $\text{HF}$ . При нагріванні Cr, Mo і W досить легко окислюються багатьма неметалами. Наприклад киснем:



Хром отримують з хромистоїзалізняку методом алюмотермії:



А Mo і W водородотермією (рідше углеродотермією) з оксидів:



Застосування:

Cr - для покриття інших металів (хромування);

для отримання корозійностійких сталей (у тому числі для виготовлення медичних інструментів)

Mo - застосовується для виготовлення хімічної апаратури і в якості каталізатора

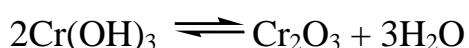
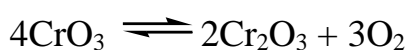
W - в електротехнічній промисловості (виробництво ламп розжарювання) і як каталізатор.

Кисневі сполуки хрому:

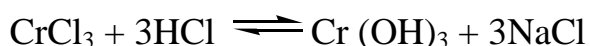
CrO - оксид хрому (II), речовина чорного кольору, оксид основного характеру.

Cr(OH)<sub>2</sub> гідроксид хрому (II), речовина жовтого кольору, основного характеру, є сполуками малостійкими, легко окислюються до з'єднань Cr (III) практичного застосування не знаходять.

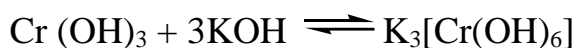
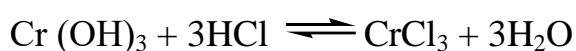
Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> оксид хрому (III), амфотерне з'єднання, тверда речовина, темно-зеленого кольору. Дуже тугоплавка (т.пл. +2265 ° C) і хімічно інертна. У воді, кислотах і лугах розчиняється. Використовується для виготовлення фарб («Хромова зелень») і як каталізатор. Може бути отриманий при розкладанні:



Cr(OH)<sub>3</sub> гідроксид хрому (III), осад синювато-сірого кольору, утворюється при дії лугів на солі хрому:



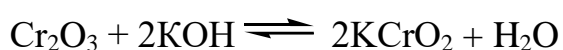
На відміну від Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> легко розчинний в кислотах і лугах:



H<sub>3</sub>CrO<sub>3</sub> - о-хромиста кислота

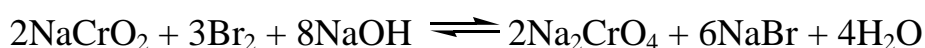
HCrO<sub>2</sub> - м-хромиста кислота

Солі зазначеної кислоти - метахроміти, можна отримати при сплаві Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> або Cr(OH)<sub>3</sub> з лугами:



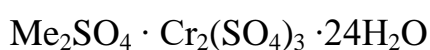
м-хроміт калію

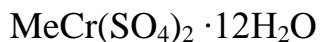
В окисно-відновних реакціях хроміти проявляють відновні властивості (окислюються до хроматів) !!!



Більшість солей Cr (III) де він грає роль катіона - стійкі, добре розчинні у воді і легко піддаються гідролізу.

Сульфат Cr (III) разом з сульфатами калію, амонію, рубідію або цезію утворює подвійні солі - галун:

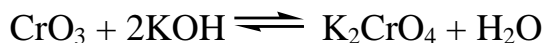
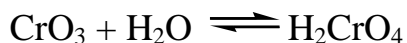




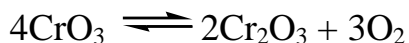
де Me -  $\text{K}^+$ ,  $\text{Rb}^+$ ,  $\text{Cs}^+$  або  $\text{NH}_4^+$

Галун використовуються в фарбувальній справі і при дубленні шкіри

$\text{CrO}_3$  - оксид хрому (VI), кислотного характеру, ангідрид хромової кислоти, розчинний у воді і лугах:



Отруйна речовина темно-червоного кольору, сильний окислювач, при нагріванні розкладається



Відповідна йому кислота  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  - хромово кислота, у вільному вигляді не виділена і існує тільки у водних розчинах, де знаходиться в рівновазі з двухромовою кислотою:



хромово двухромову

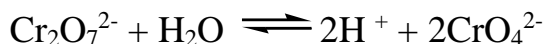
кислота кислота

У іонному вигляді це записується наступним чином:



желт. оранж.

Солі хромової кислоти - хромати (жовтого кольору) -  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  т.д., а двухромову - дихромати (оранжевого кольору) також знаходяться в рівновазі один з одним



таким чином до розчину лугу зміщують рівновагу вправо, а додавання кислоти - вліво, таким чином у лужному середовищі переважають іони  $\text{CrO}_4^{2-}$  хромат в кислому середовищі і нейтральною іони  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  дихромат

У реакції окислення-відновлення хромати та дихромати відіграють роль окислювачів і відновлюються до з'єднань Cr (III), що супроводжується різкою зміною забарвлення розчину.

Хромати та дихромати знаходять широке застосування:

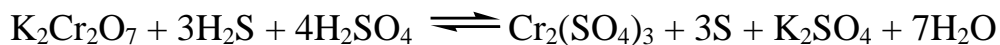
а) хромат калію або натрію - як реагент на  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$

б) хромат свинцю під назвою "жовтий крон" для виготовлення жовтої масляної

фарби;

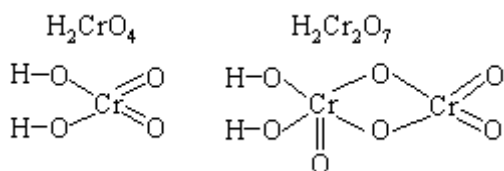
в) дихромат калію або натрію - Хромпика в аналітичній хімії, для отримання багатьох органічних сполук, в сірниковій і текстильній промисловості;

г) суміш концентрованої сірчаної кислоти з калію або натрію дихроматом під назвою "Хромова суміш" застосовується для енергійного окислення і миття хімічного посуду. Усі солі хромових кислот отруйні!



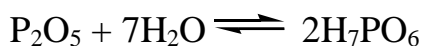
оранж. зелен. помутнее.

Ізополікислоти - це продукти заміщення атомів кисню в кислоті на аніон цієї самої кислоти. Прикладом ізополікислоти може служити двухромову кислота:



Гетерополікислоти - це сполуки, які виходять в результаті заміщення атомів кисню в кислоті на аніон іншої кислоти.

Прикладом такої кислоти може служити фосфорно-молібденова кислота  $\text{H}_7[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]$  або фосфорно-вольфрамова кислота  $\text{H}_7[\text{P}(\text{W}_2\text{O}_7)_6]$  які є похідними гіпотетичної фосфорної кислоти:

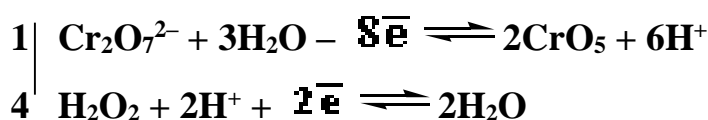
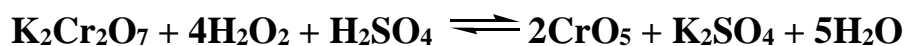


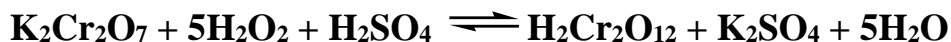
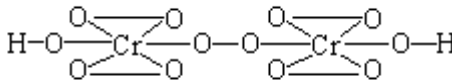
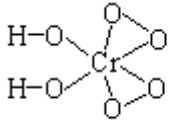
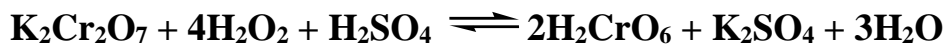
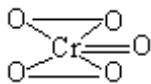
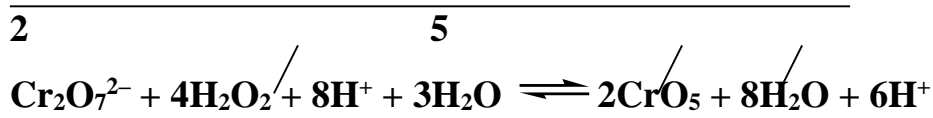
Хоча така кислота і не отримана, але гетерополікислоти на її основі і особливо їх амонійні кислі солі:

$(\text{NH}_4)_3\text{H}_4[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]$  і  $(\text{NH}_4)_3\text{H}_4[\text{P}(\text{W}_2\text{O}_7)_6]$  знаходять застосування для якісного та кількісного визначення алкалоїдів.

Пероксид хрому і надхромовая кислота.

Ці сполуки утворюються при обробці розчину дихромата калію пероксидом водню в сірчаноокислій середовищі. Продукт реакції забарвлює ефірний шар в характерний синій колір.





Пероксодихромова  
кислота

Виділено солі цих кислот, які легко вибухають від удару або при нагріванні.

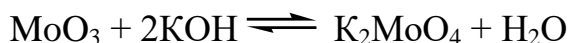
Ця реакція дуже чутлива і широко використовується в аналітичній хімії для виявлення сполук хрому.

Короткі сфеденія про з'єднаннях Мо і W.

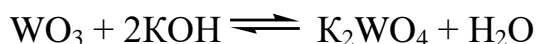
MoO<sub>3</sub> - кристалічна речовина білого кольору

WO<sub>3</sub> - кристалічна речовина жовтого кольору

Кислотні оксиди, однак, у воді (на відміну від CrO<sub>3</sub>) не розчинні. Розчиняються в лугах:



молібдат калію



вольфрамат калію

На відміну від хроматів вольфрамати і молібдати - безбарвні, здатні, обраривать Mo<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> бімолібдат і WoO<sub>7</sub><sup>2-</sup> - бівольфрамат-іони.

Окислювальні властивості похідних Мо (VI) і W (VI) виражені досить слабо і виявляються лише при взаємодії з дуже сильними відновниками (наприклад з воднем в момент виділення). Оксиди служать джерелом отримання Мо і W, а з солей найбільше значення мають ці елементи у вигляді амонійних солей їх гетерополікислот.

***Елементи IVB групи***

Підгрупа титану - хімічні елементи 4-ї групи періодичної таблиці хімічних елементів (по застарілої класифікації - елементи побічної підгрупи IV групи). За номенклатурі ІЮПАК підгрупа титану містить в собі титан, цирконій, гафній і Резерфорд.

Перші три елементи даної підгрупи знаходяться в природі в помітних кількостях. Вони відносяться до тугоплавким металів. Останній представник - Резерфорда - радіоактивний елемент. У нього немає стабільних ізотопів. Його фізичні і хімічні властивості не вивчені.

Хімічні властивості:

Більшість хімічних властивостей було вивчено тільки для перших трьох елементів даної підгрупи. Хімія Резерфорд ще не вивчена для того, щоб стверджувати, що він в цілому схожий на елементи цієї підгрупи. При дії кисню відбувається утворення оксидної плівки на поверхні металу. Діоксид титану, діоксид цирконію і гафнію діоксид є твердими кристалічними речовинами з високою температурою плавлення і інертністю по відношенню до кислот.

Як чотирехвалентних елементи утворюють різні неорганічні сполуки, як правило в ступеня окислення +4. Були отримані дані, які говорять про їх стійкості до лугів. З галогенами утворюють відповідні тетра галогеніди із загальною формулою  $MHal_4$  (де M: Ti, Zr та Hf). При більш високих температурах реагують з киснем, азотом, вуглецем, бором, кремнієм і сіркою. Ймовірно через лантаноїдного стиснення, гафній і цирконій мають практично однакові іонні радіуси. Іонний радіус  $Zr^{+4}$  становить 79 нм, а  $Hf^{+4}$  78 нм

Подібність іонних радіусів призводить до утворення схожих за своїми властивостями хімічних сполук. Хімія гафнію настільки схожа з хімією цирконію, що їх можна розрізнити лише за фізичними властивостями. Основними відмінностями між двома елементами слід вважати температуру плавлення і кипіння і розчинність в розчинниках.

Фізичні властивості

Властивості елементів 4-ої групи

Найменування	Титан	Цирконій	Гафній
--------------	-------	----------	--------

Температура плавлення	1941 К (1668 С)	2130 К (1857 С)	2506 К (2233С)
Температура кипіння	3560 К (3287 С)	4682 К (4409 С)	4876 К (4603С)
Щільність	4,507 г см <sup>-3</sup>	6,511 г см <sup>-3</sup>	13,31 г см <sup>-3</sup>
Колір	сріблясто-металевий	сріблясто-білий	сріблясто-сірий
Атомний радіус	140 нм	155 нм	155 нм

## Історія

Цирконій і титан були вивчені в XVII столітті, в той час як гафній був відкритий тільки в 1923 році. Протягом двохсот років хімікам не вдавалося відкрити новий елемент гафній, в той час як він був присутній в якості домішки майже в усіх з'єднаннях цирконію в значних кількостях .

Вільям Грегор (англ.), Франц-Йозеф Мюллер фон Рейхенштейн (англ.) і Мартін Генріх Клапрот незалежно одна від одної виявили титан в 1791 і 1795 рр.. Клапрот назвав елемент титаном, на честь персонажів грецької міфології . Також Клапрот виявив цирконій в його мінеральній формі: циркон, і назвав новий елемент Цірконердом. Існування гафнію було передбачено великим російським хіміком Д. І. Менделєєвим в 1869 році. Генрі Мозлі допомогою рентгеноспектрального аналізу обчислив атомний номер гафнію - він виявився дорівнює 72. Після виявлення нового елемента Дірк Костер і Дьєрдь де Хевеши першими взялися за пошуки гафнію в цирконієвих рудах . Після його знаходження гафній був вивчений двома першовідкривачами в 1923 році для перевірки передбачення Менделєєва .

За повідомленнями, Резерфорд був відкритий в 1966 році в об'єднаному інституті ядерних досліджень в Дубні. Для отримання елемента ядра <sup>242</sup>Pu бомбардували прискореними ядрами <sup>22</sup>Ne. Елемент після бомбардування відокремлювався за допомогою градієнтної термохроматографії після реакції з ZrCl<sub>4</sub> .

## Отримання

Виробництво даних металів важко в зв'язку з їх реакційною здатністю. Освіта нітридів, карбідів і оксидів не дозволяє отримувати придатні до застосування метали. Цього можна уникнути, застосовуючи процес Кролла (англ.). Оксиди (MO<sub>2</sub>) реагують з вугіллям і хлором, утворюючи Тетрахлорид металів (MCl<sub>4</sub>).



Потім солі реагують з магнієм, в результаті чого виходять очищені метали та хлорид магнію :



Подальше очищення виходить хімічним перенесенням (англ.). У закритій камері метал реагує з йодом при температурі 500 С, утворюючи йодид металу. Потім на вольфрамової нитки сіль розігрівається до 2000 С для розщеплення речовини на метал і йод .

### Знаходження в природі

Знаходження в природі елементів даної групи зменшується зі збільшенням атомної маси. Титан є сьомим по розповсюдженню елементів на Землі. Його поширеність приблизно дорівнює 6320 частин на мільйон, тоді як у цирконію 162, а у гафнії всього 3 .

Мінералами титану є Анатаз і рутил, цирконію - циркон, гафній може знаходитися в незначній кількості в цирконі. Найбільшими країнами-здобувачами є Австралія, Північна Африка та Канада.

Елементи даної групи не беруть участь в біохімічних процесах живих організмів. Хімічні сполуки з цими елементами в більшості випадків нерозчинні. Титан є одним з небагатьох d-елементів з неясною біологічною роллю в організмі. Радіоактивність Резерфорд робить його токсичним для живих організмів.

### Застосування

Титан і його сплави знаходять своє застосування там, де потрібні корозійна стійкість, тугоплавкі і легкість матеріалу. Гафній і цирконій застосовуються в ядерних реакторах. Гафній має високу перетин захоплення теплових нейтронів, у той час як цирконій - навпаки. Через ці властивості цирконій у вигляді сплавів застосовується в якості облицювання ядерних стрижнів (ТВЕЛ) в ядерних реакторах , у той час як гафній застосовується в керуючих стержнях ядерного реактора.

Малі кількості гафнії і цирконію застосовуються в сплавах обох елементів для поліпшення їх властивостей .

### Небезпека застосування

Титан не є токсичним у будь-яких для людського організму дозах .

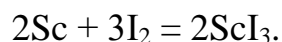
Мелкодисперсний цирконій викликає роздратування при попаданні на шкіру, при потраплянні в очі може знадобитися медична допомога. У США ГДК цирконію в робочих приміщеннях становить 5 мг / м, а короткостроковий зміст не більше 10 мг / м. Про токсикологічні властивості гафнію відомо небагато.

### ***Елементи III B групи.***

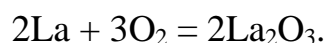
До цієї групи входять також f-елементи – лантаноїди та актиноїди. Актиніди є радіоактивними елементами. Хімічні властивості актинідів та лантаноїдів визначаються участю електронів внутрішніх f-оболонки в утворенні хімічних зв'язків, тому вони здатні проявляти валентності, не властиві їх групі (наприклад,  $\text{CeCl}_4$ ,  $\text{UF}_6$ ).

Усі d-елементи III групи відносяться до розсіяних елементів і зустрічаються як супутники алюмінію (скандій), цинку (ітрій). Лантаноїди містяться в рідкісних мінералах (самарскіт, тербієві землі). Актиніди утворюють мінерали з низьким вмістом елемента (уранова смолка  $\text{U}_3\text{O}_8$ ).

Метали. Скандій, ітрій та лантан, як активні метали, реагують з неметалами: галогенами, утворюючи солі:

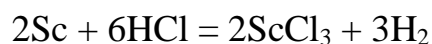


киснем, утворюючи оксиди:



сіркою, селеном, телуром.

Взаємодіють з кислотами:



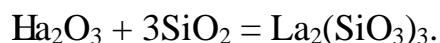
Взаємодіють з солями менш активних металів.

Сполуки.

Оксиди елементів III групи – основні оксиди, реагують з нелеткими кислотними оксидами та кислотами:

S

Лантан реагує з водою:



Оксид лантану реагує з водою:

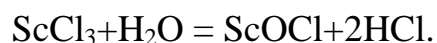
l

S



Гідроксиди лантану, ітрію та скандію проявляють властивості слабких основ.

Утворені ними солі в розчинах гідролізують з утворенням оксосолей:



Добування та використання. У промисловості d-елементи III групи добувають з їх солей (хлоридів та фторидів) електролізом або металотермією.

Скандій використовують як легуючу добавку до алюмінію. Інші метали входять до сплавів спеціального призначення. Радіоактивні елементи (уран) застосовують як ядерне паливо.

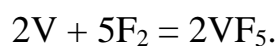
### ***Елементи V B групи***

Ванадій зустрічається у вигляді мінералів патроніту  $\text{V}_2\text{S}_5$  та ванадініту  $\text{Pb}_5[\text{Cl}(\text{VO}_4)_3]$ . Ніобій та тантал утворюють мінерали ніобіт  $\text{Fe}(\text{NbO}_3)_2$  і танталіт  $\text{Fe}(\text{TaO}_3)_2$ .

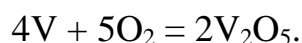
Метали. Ванадій, ніобій та тантал – сірі тугоплавкі метали. Ванадій, ніобій та тантал утворюють на поверхні захисну оксидну плівку.

Взаємодіють з неметалами при нагріванні:

з галогенами:



з киснем утворюють оксиди:



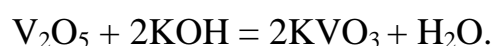
з сіркою, селеном, телуrom., з фосфором, бором, силіцієм, вуглецем, азотом реагують при нагріванні, утворюючи сполуки змінного складу.

Нітратна кислота реагує тільки з ванадієм:



Ніобій і тантал реагують з розплавами лугів у присутності пероксидів.

Сполуки елементів. П'ятивалентні оксиди d-елементів V групи проявляють кислотні властивості, утворюючи з лугами солі:



Відповідні кислоти слабкі і нестійкі.

Оксид ванадію(IV) амфотерний, відповідні солі легко гідролізують з утворенням оксосолей. Сполуки дво- і тривалентного ванадію, ніобію та танталу проявляють

основні властивості. Легко окиснюються.

Добування та використання.

У промисловості ванадій добувають відновленням його сполук магнієм:

Ніобій та тантал добувають електролізом їх сполук.

Ванадій використовують як легуючу добавку до сталей. Завдяки високій стійкості та тугоплавкості сплави ніобію та танталу застосовують у виробництві газових турбін, двигунів ракет, хімічного обладнання. Тантал застосовують у протезуванні та хірургії, оскільки він біологічно сумісний і не викликає подразнень при введенні в тканини організму.

**Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

**Питання:**

1. На основі електронної будови атома хрому вкажіть його можливі ступені окиснення.
2. З позиції методу ВЗ поясніть механізм утворення гексакарбонілу хрому(III).
3. На основі електронної будови атома титану вкажіть його можливі ступені окиснення.
4. Оксиди та гідроксиди елементів підгрупи ванадію.

**Загальне матеріальне та навальнo-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;
- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

**Питання для самоконтролю:**

1. Охарактеризуйте кислотно-основні властивості оксидів та гідроксидів хрому при переході від нижчих ступенів окиснення до вищих.
2. Наведіть рівняння реакції якісного виявлення катіону хрому (III). Підберіть

коефіцієнти електронно-іонним методом.

3. Обчисліть масу калію дихромату, яка необхідна для окиснення 3,9 г натрію сульфід у кислому середовищі.

4. Напишіть іонні та молекулярні рівняння гідролізу  $\text{CrCl}_3$  та  $\text{Cr}_2\text{S}_3$ .

#### **Список використаних джерел:**

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.
6. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
8. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.

#### **Лекція № 15**

**Тема:** «Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів VIIB та VIII B групи. Хімічні властивості простих речовин та сполук елементів IB, IIB групи.»  
- 2 год.

**Актуальність теми:** Неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих наук. Вона допомагає зрозуміти природні явища, бере участь у формуванні світогляду кожної людини.

**Мета:** В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з будовою молекул, та електронними формулами атомів елементів VIIB, VIII B, IB, IIB груп ПС, хімічними властивостями їх простих сполук та складних з'єднань, номенклатурою та формулами сполук елементів, способами отримання сполук, засвоїти їх біологічне значення та застосування їх сполук у медицині та фармації.

**Основні поняття:** алотропія, алотропні модифікації, гібридизація.

**План і організаційна структура лекції:**

№№ п.п.	Основні етапи лекції та їх зміст.	Цілі у рівнях абстракції.	Тип лекції, оснащення лекції.	Розподіл часу.
1	2	3	4	5
I	<b>Підготовчий етап</b>			
1.	Визначення навчальних цілей.		Лекція комбінова	1%
2.	Забезпечення позитивної мотивації.			2%
II	<b>Основний етап</b>			
3.	Викладення лекційного матеріалу. План: Загальна характеристика d-елементів. 2. Елементи VII B групи. 3. Елементи VIIB групи. Елементи IB групи. 5. Елементи IIB групи	I          II	Слайди	90%

	<b>Заключний етап</b>			
	Резюме лекції, загальні висновки.		Список літератури,	
III	Відповіді лектора на можливі запитання.		питання,	3%
4.	Завдання для самопідготовки студента.		завдання.	
5.				4%
6.				

### Зміст лекційного матеріалу (текст лекції)

#### *Загальна характеристика d- елементів*

В періодичній системі d-елементи розташовані між s- і p-елементами, всі вони є металами, і тому одержали назву перехідних металів. У атомів d-елементів добудовується передзовнішня d-орбіталь, тому 3, 4, 5, 6 період містять по 10 d-елементів. При утворенні хімічних зв'язків d-елементи можуть віддавати не тільки s-електрони зовнішнього рівня, але і d-електрони передзовнішнього рівня. У d-елементів валентними є енергетично близькі дев'ять орбіталей – одна ns-орбіталь, три np-орбіталі та п'ять (n-1) d-орбіталей, – тому елементи можуть проявляти різні ступені окиснення. Майже для всіх d-елементів, зокрема, можлива ступінь окиснення +2 – по числу зовнішніх електронів. Вищий ступінь окиснення більшості елементів відповідає номеру групи, в якій вони знаходяться (за винятком елементів I групи: існують  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^{2+}$ ;  $\text{Au}^{3+}$ ), тобто із збільшенням порядкового номера максимальна можлива ступінь окиснення елементів одного й того ж періоду зростає від III групи до першого елементу VIII групи, а потім зменшується. На відміну від підгруп p-елементів в підгрупах d-елементів із збільшенням порядкового номеру елементу значення стійкого ступеня окиснення зростає. Подібна будова електронних оболонок атомів d-елементів визначає ряд їх спільних властивостей. Прості речовини, утворені перехідними елементами, є металами (число валентних електронів в їх атомах значно менше

числа орбіталей).

Хімія ізоелектронних сполук d-елементів дуже схожа. Тому елементи різних періодів з аналогічною електронною структурою d-оболонки утворюють побічні підгрупи періодичної системи. На відміну від s- та p-елементів, в межах однієї групи основні властивості сполук d-елементів із зростанням атомного радіусу практично не змінюються. В межах одного періоду із зростанням атомного радіусу помітно зменшується основний характер оксидів та гідроксидів вищих ступенів окиснення. Вищі оксиди елементів V-VIII груп проявляють кислотні властивості. Із зростанням ступеня окиснення атома одного й того самого елемента посилюються кислотні властивості його сполук. Тому оксиди нижчої ступені окиснення проявляють основні властивості (CrO), середньої – амфотерні (Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), а вищі оксиди матимуть кислотні властивості (CrO<sub>3</sub>).

Зміна характеру оксидів в періоді та в залежності від ступеня окиснення елемента добре проглядається на прикладі оксидів 4 періоду:

Група							
I B	II B	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B
		Sc(III) ) <sup>o</sup>	Ti(IV) <sup>a</sup> Ti(III) <sup>o</sup> Ti(II) <sup>o</sup>	V(V) <sup>k</sup> V(IV) <sup>a</sup> V(III) <sup>o</sup> V(II) <sup>o</sup>	Cr(VI) ) <sup>k</sup> Cr(III) ) <sup>a</sup> Cr(II) <sup>o</sup>	Mn(VI) I) <sup>k</sup> Mn(VI) ) <sup>k</sup> Mn(IV) ) <sup>a</sup> Mn(II) <sup>o</sup>	F Fe(III) <sup>a</sup> Co(III) <sup>a</sup> <del>V(II)<sup>o</sup></del> Co(II) <sup>o</sup> Ni(II) <sup>o</sup>
Cu(I) <sup>o</sup> Cu(II) <sup>o</sup>	Zn(II) <sup>a</sup>						

Тільки постійну ступінь окиснення +2 мають елементи побічної підгрупи II групи (у них завершена d-оболонка) та +3 – елементи побічної підгрупи III групи. Всі ж інші перехідні елементи відрізняє численність проявляємих ступенів



окиснення, звідки – багатство окисно-відновних взаємодій та широкий спектр кислотно-основних властивостей в сполуках.

Оскільки у перехідних металів є вакансії на d-орбіталі, то вони проявлять виняткову здатність до комплексоутворення. Значна частина сполук перехідних елементів є координаційними. Для координаційних сполук характерно те, що в структурі їх кристалічних ґраток немає окремих молекул даної сполуки. Кожен атом(іон) в таких сполуках оточений певною кількістю т.зв. лігандів (атоми, іони чи угруповання атомів). Якщо подібні комплекси (центральний атом і оточуючі його ліганди) при переході сполуки в розчин не руйнуються, то такі координаційні сполуки відносяться до комплексних.

### *Елементи VII В групи*

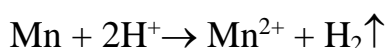
Властивості елементів та простих речовин

Елемент	Електронна конфігурація	$\rho, \text{г/см}^3$	$t_{\text{пл.}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кип.}}, ^\circ\text{C}$	ЕН	Атомний радіус, нм	Ступінь окиснення
$^{25}\text{Mn}$	$[\text{Ar}] 3d^5 4s^2$	7,45	1244	1962	1,6	0,131	+2,+3,+4,+5,+6,+7
$^{43}\text{Tc}$	$[\text{Kr}] 4d^5 5s^2$	11,5	2172	4876	1,36	0,136	+2,+3,+4,+5,+6,+7
$^{75}\text{Re}$	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^5 6s^2$	20,5 3	3180	5600	1,46	0,137	+3,+4,+5,+6,+7

Манган зустрічається у вигляді мінералу піролюзиту  $\text{MnO}_2$ . Реній – розсіяний елемент. Технецій у природі не зустрічається.

Метали. Сріблисто-білі, тугоплавкі метали.

1. У ряді Mn – Tc – Re хімічна активність знижується. Mn – метал середньої активності, у ряді напруг розміщений до водню і розчиняється в соляній і сірчаній кислотах:



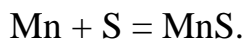
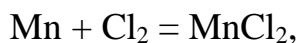
Re і Tc розміщені у ряді напруг після водню. Вони реагують тільки з азотною

кислотою:

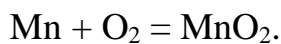


2. Із збільшенням ступеня окиснення підсилюється кислотний характер оксидів і гідроксидів: RO – основні, а R<sub>2</sub>O<sub>7</sub> – кислотні оксиди, яким відповідають кислоти HRO<sub>4</sub>.

Манган – метал середньої активності. На повітрі покривається тонкою плівкою оксидів. Взаємодіє при нагріванні з галогенами, з сіркою, селеном, телуrom, утворюючи солі:

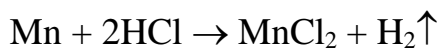


З киснем утворює оксид мангану(IV):

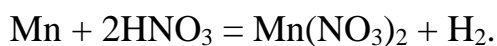


Манган взаємодіє з азотом, бором, вуглецем з утворенням сполук включення змінного складу.

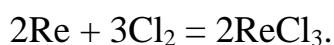
Розчиняється в кислотах з утворенням сполук Mn(II):



Манган активно реагує з кислотами. Розбавлена нітратна кислота реагує з манганом, виділяючи водень:



Реній менш активний і взаємодіє з галогенами, утворюючи сполуки нижчих ступенів окиснення:



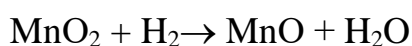
Реній реагує з сильними окисниками у присутності лугів з утворенням солей:



Сполуки

Сполуки Mn(II).

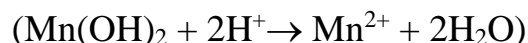
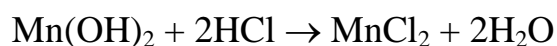
Оксид мангану(II) MnO одержують шляхом відновлення природного піролюзиту MnO<sub>2</sub> воднем:



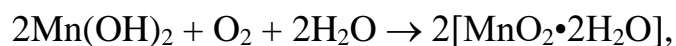
Гідроксид мангану(II) Mn(OH)<sub>2</sub> – ясно-рожева нерозчинна у воді основа – одержують



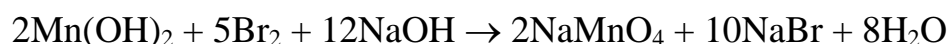
Легко розчиняється в кислотах:



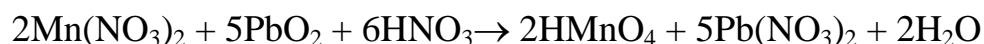
На повітрі  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  швидко темніє в результаті окиснення:



а при дії сильних окислювачів спостерігається перехід  $\text{Mn}^{2+}$  у  $\text{MnO}_4^-$ :

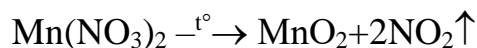


Солі більш стійкі, але окиснюються сильними окисниками:



Сполуки  $\text{Mn}(\text{IV})$

Відомий амфотерний оксид мангану(IV)  $\text{MnO}_2$  – темно-коричневий порошок, нерозчинний у воді; утворюється при термічному розкладанні нітрату мангану(II):

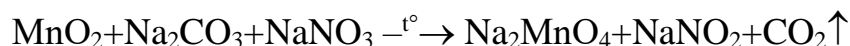
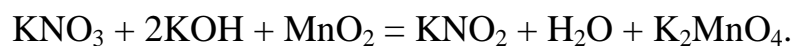


При сильному нагріванні втрачає кисень, перетворюючи в  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  (при  $600^\circ\text{C}$ ) чи  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  (при  $1000^\circ\text{C}$ ).

Сильний окисник:



При сплавленні з содою чи лугом і селітрою утворюються солі манганатної(VI) кислоти, зеленого кольору, стійкі в розчинах лугів:



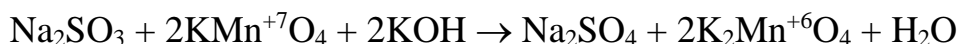
Сполуки  $\text{Mn}(\text{VI})$ .

Відомі солі лужних металів манганатної(VI) кислоти (манганати). При розчиненні манганатів у воді проходить їх диспропорціювання з утворенням перманганатів (VII) фіолетового кольору:





Манганати також можуть бути отримані при відновленні перманганатів у лужному середовищі:



Сполуки Mn(VII)

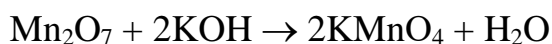
Кислотний оксид мангану(VII)  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  – темно-зелена рідина, розкладається при кімнатній температурі:



Одержують дією концентрованої сірчаної кислоти на кристалічний  $\text{KMnO}_4$  (марганцева кислота  $\text{HMnO}_4$  нестабільна):



При розчиненні в лугах утворює перманганати:



Перманганат калію  $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$  – темно-фіолетова кристалічна речовина, розчинна у воді. При нагріванні розкладається з виділенням кисню:

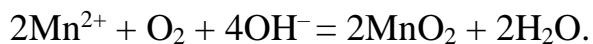


Сильний окисник, причому відновлюється в кислому середовищі до  $\text{Mn}^{2+}$ , у нейтральної – до  $\text{Mn}^{+4}\text{O}_2$ , а в лужний – до  $\text{Mn}^{+6}\text{O}_4^{2-}$ .

$2\text{KMnO}_4 + 5\text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4$ $2\text{MnSO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	=	Кисле: $\text{Mn}^{2+}$ (безбарвний)
$2\text{KMnO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{MnO}_2 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	=	Нейтральне: $\text{MnO}_2$ (бурий осад)
$2\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH}$ $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	=	Лужне: $\text{MnO}_4^{2-}$ (зелений)

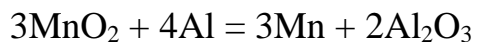
Відповідні сполуки ренію (VII) набагато стійкіші. Оксиду  $\text{Re}_2\text{O}_7$  відповідає сильна ренієва кислота  $\text{HReO}_4$ , окиснювальні властивості якої виражені слабше, ніж у відповідних сполук мангану. Властивості технецію та ренію подібні.

Якісні реакції на сполуки мангану. При дії лугу на солі мангану в присутності кисню утворюється оксид мангану (IV) (бурого кольору):

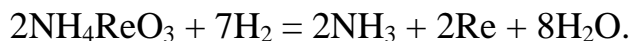


Добування та використання

У промисловості манган добувають відновленням його оксиду алюмінієм (алюмотермія):



Реній добувають, відновлюючи його солі воднем:



Манган використовують для одержання сплавів (сталей) як легуючу добавку, для розкиснення сталей. Оксид мангану(IV)  $\text{MnO}_2$  застосовують у хімічних елементах живлення. Перманганат калію  $\text{KMnO}_4$  використовують у медицині як антисептик, сполуки мангану ( $\text{MnCl}_2$ ) – для лікування патологічного ожиріння, анемії, при порушенні процесів окостеніння.

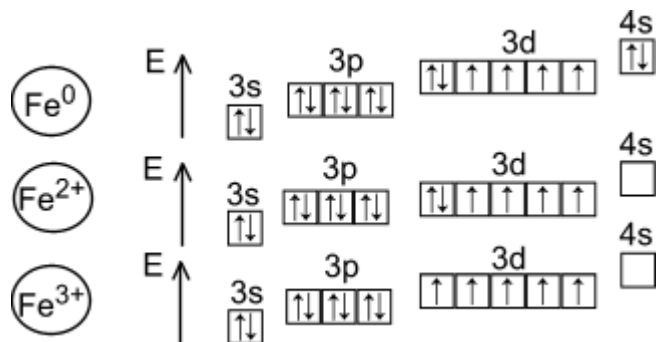
Реній знаходить використання у радіотехніці, ракетобудуванні.

### *Елементи VIII В підгрупи*

Властивості елементів підгрупи заліза

Елемент	Електронна конфігурація	$\rho, \text{г/см}^3$	$t_{\text{пл.}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кип.}}, ^\circ\text{C}$	ЕН	Атомний радіус, нм	Ступінь окиснення
$^{26}\text{Fe}$	$[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$	7,87	1535	2750	1,6 4	0,128	+2,+3
$^{27}\text{Co}$	$[\text{Ar}] 3d^7 4s^2$	8,9	1495	2870	1,7	0,125	+2,+3
$^{28}\text{Ni}$	$[\text{Ar}] 3d^8 4s^2$	8,9	1453	2732	1,7 5	0,124	+1,+2,+3,+4

Оскільки хімічні властивості перших трьох елементів різко відрізняються від властивостей інших елементів VIII групи, їх виділяють у окрему родину – родину Феруму. Інші елементи відносять до родини Платини.



У простих сполуках у Феруму, Кобальту, Ніколу найбільш стійкий ступінь окислювання +2, у комплексних – +3.

Знаходження в природі. Ферумзустрічається у вигляді мінералів: оксидів та гідроксидів – магнітний залізняк  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , бурий залізняк  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , лімоніт  $\text{FeO}(\text{OH})$ ; карбонату – сидерит  $\text{FeCO}_3$ ; сульфідів: пірит  $\text{FeS}_2$ , халькопірит  $\text{Cu}_2\text{S}\cdot\text{FeS}$ , а також у самородному вигляді (метеоритне залізо). Кобальт утворює мінерали кобальтіт  $\text{CoAsS}$  та смальтіт  $\text{CoAs}_2$ . Ніколу утворює мінерали міллеріт  $\text{NiS}$ , пентландит  $(\text{Fe}, \text{Ni})_9\text{S}_8$ , нікколіт  $\text{NiAs}$ , зустрічається у метеоритах.

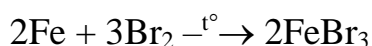
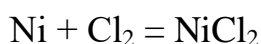
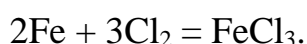
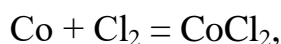
Метали платинової родини зустрічаються в самородному стані (платинові розсипи), а також як домішки у мідних рудах.

Метали. Залізо та кобальт – сірі, нікель – сріблястий метал. Феромагнетики. Рутеній, родій, паладій, осмій, іридій та платина – сріблясті тугоплавкі метали.

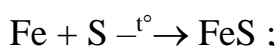
Залізо, кобальт, нікель – метали середньої активності. Сильні окисники здатні окиснити їх до тривалентного стану, при цьому стійкість сполук спадає в ряду  $\text{Fe} - \text{Co} - \text{Ni}$ .

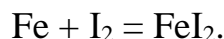
Взаємодія з неметалами:

Взаємодіють з галогенами, утворюючи солі тривалентного Феруму та двовалентних Кобальту і Ніколу:

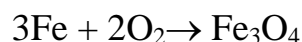


Менш активний йод, сірка, селен, телур окиснюють залізо до двовалентного:





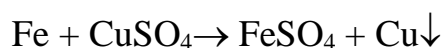
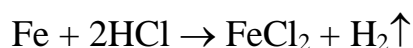
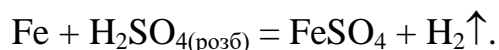
Залізний дріт горить у кисні, утворити окалину – оксид феруму(II, III):



З вуглецем, азотом, бором утворюють сполуки включення.

Хімічна активність спадає в ряду залізо–кобальт–нікель.

Взаємодіють з кислотами-неокисниками та з солями менш активних металів, утворюючи сполуки Me(II):

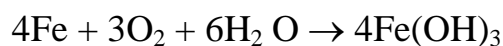


Реакції протікають повільно.

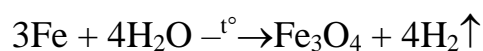
Нітратна, концентрована сульфатна кислоти при звичайній температурі з залізом та нікелем не взаємодіють (пасивують). При нагріванні відбуваються реакції



На повітрі залізо легко окисляється в присутності вологи (іржавіння):



При високій температурі (700–900°C) залізо реагує з парами води:



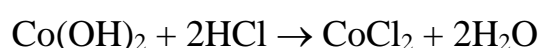
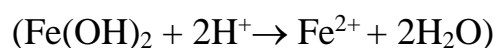
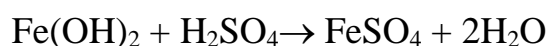
Сполуки

Сполуки Me(II)

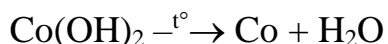
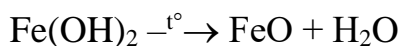
Оксиди двовалентних Феруму FeO, Кобальту CoO та Ніколу NiO, а також відповідні їм гідроксиди проявляють основні властивості.



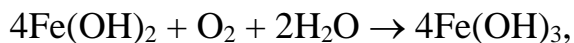
Гідроксиди металів(II) – слабкі основи, розчинні в сильних кислотах:



При прожарюванні гідроксидів без доступу повітря утворюються відповідні оксиди:



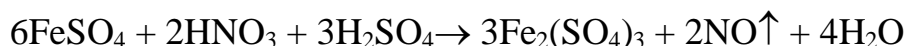
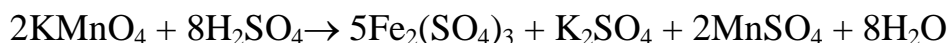
У присутності кисню повітря білий осад  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , окисляючись, буріє – утворюється гіроксид феруму(III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ :



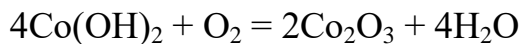
а рожевий осад  $\text{Co}(\text{OH})_2$  поступово буріє, перетворюючись в гідроксид кобальту(III):



Сполуки  $\text{Fe}(\text{II})$  мають відновні властивості, вони легко перетворюються в сполуки  $\text{Fe}(\text{III})$  під дією окислювачів, в т.ч. повітря:

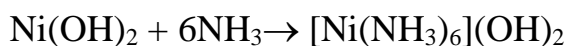
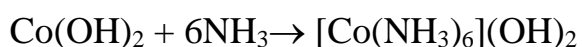
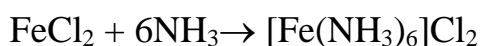


Гідроксид кобальту(II) також легко окиснюється на повітрі:



Сполуки ніколу (II) стійкі до окиснення.

Сполуки  $\text{Me}(\text{II})$  схильні до комплексоутворення (координаційне число 6):



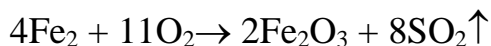
Водні розчини солей Кобальту (II) мають рожевий колір, Ніколу(II) – ясно-зелені.

Сполуки  $\text{Me}(\text{III})$

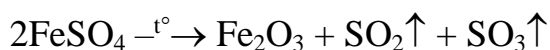
Тривалентному Феруму відповідають амфотерні оксид  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  та гідроксид  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Існує також змішаний оксид  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ( $\text{O}=\text{Fe}-\text{O}-\text{Fe}-\text{O}-\text{Fe}=\text{O}$ ).

Оксид феруму(III) утвориться при спалюванні сульфідів заліза, наприклад, при випалюванні піриту:





чи при прожарюванні солей феруму:

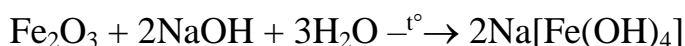
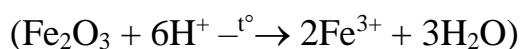
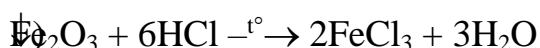


Гідроксид феруму(III) утвориться при дії розчинів лугів на солі тривалентного заліза: випадає у вигляді червоно-бурого осаду:

→

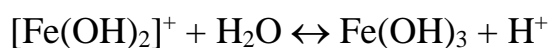
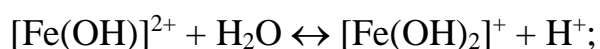
→

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  – основний оксид, що в незначній мірі проявляє амфотерні властивості:

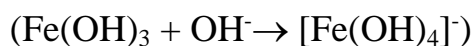
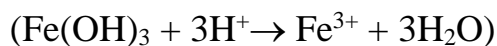
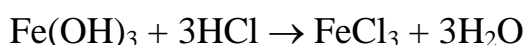


Отже,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – більш слабка основа, ніж  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ . Це пояснюється тим, що в  $\text{Fe}^{2+}$  менший заряд іону і більший радіус, ніж у  $\text{Fe}^{3+}$ , а тому  $\text{Fe}^{2+}$  слабкіше утримує гідроксид-іони, тобто  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  легше дисоціює.

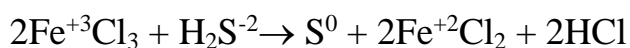
У зв'язку з цим солі феруму(II) гідролізуються незначно, а солі феруму(III) – дуже сильно. Гідролізом пояснюється і колір розчинів солей  $\text{Fe}(\text{III})$ : незважаючи на те, що іон  $\text{Fe}^{3+}$  майже безбарвний, розчини, що містять його, забарвлені в жовто-бурий колір, що пояснюється наявністю гідроксоіонів заліза чи молекул  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , що утворюються завдяки гідролізу:



При нагріванні забарвлення темнішає, а при додаванні кислот стає світлішим внаслідок подавлення гідролізу.  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  виявляє слабо виражену амфотерність: він розчиняється в розведених кислотах і в концентрованих розчинах лугів:



Сполуки феруму(III) – слабкі окислювачі, реагують із сильними відновниками:

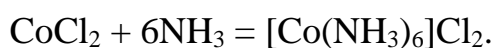


Окиснювальна дія сполук ніколу (III) та кобальту(III) виражена сильніше.

Для сполук феруму характерне утворення аніонних комплексів з координаційним числом 6:

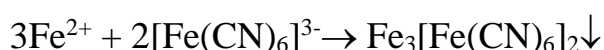
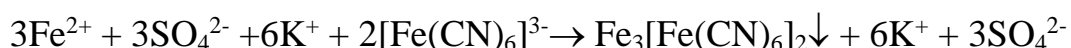
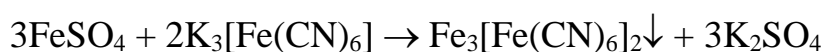


Сполуки кобальту та ніколу утворюють як аніонні, так і катіонні комплекси (гідрокомплекси та аміакати) з координаційними числами 4 та 6:



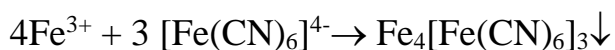
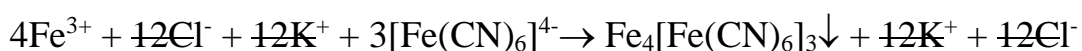
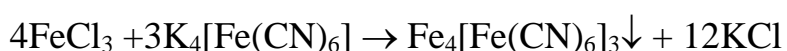
Якісні реакції на іони:

$\text{Fe}^{2+}$ : При дії гексацианоферату(III) калію  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (червоної кров'яної солі) на розчини солей  $\text{Fe}^{2+}$  утвориться синій осад (турнбулева синь):

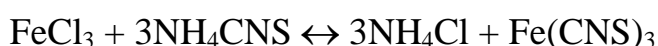


$\text{Fe}^{3+}$  :

1) При дії гексацианоферрата (II) калію  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (жовтої кров'яної солі) на розчини солей тривалентного заліза утвориться синій осад (берлінська лазур):

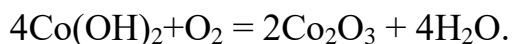
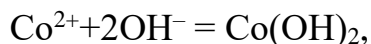


2) При додаванні до розчину, що містить іони  $\text{Fe}^{3+}$  роданистого калію чи амонію з'являється інтенсивне криваво-червоне забарвлення роданіду феруму(III):



(при взаємодії ж з роданідами іонів  $\text{Fe}^{2+}$  розчин залишається практично безбарвним).

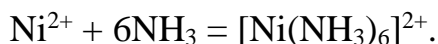
$\text{Co}^{2+}$ : при взаємодії солей  $\text{Co}^{2+}$  з лугами випадає рожевий осад, який легко окиснюється на повітрі з утворенням чорного оксиду  $\text{Co}_2\text{O}_3$ .



при розчиненні в аміаку утворює блакитний комплекс:

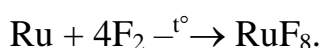
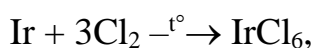
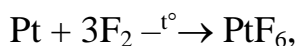


$\text{Ni}^{2+}$ : Солі  $\text{Ni}^{2+}$  при додаванні надлишку аміаку утворюють комплексну сполуку блакитного кольору:

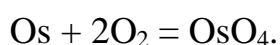


У аміачному розчині диметилгліоксим утворює з солями  $\text{Ni}^{2+}$  рожевий осад.

Метали родини платини надзвичайно пасивні. Реагують з фтором і хлором при нагріванні:



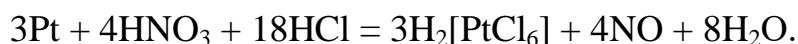
Дрібнодисперсний осмій окиснюється киснем повітря, інші метали з киснем не реагують:



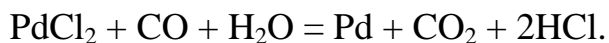
Паладій реагує з нітратною кислотою:



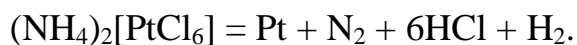
Інші метали розчиняються тільки у суміші соляної та нітратної кислот при нагріванні:



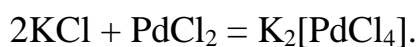
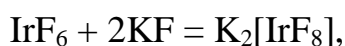
Сполуки платинових металів – сильні окисники:



термічно нестійкі:

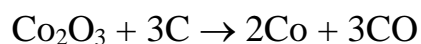
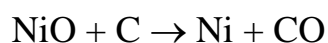
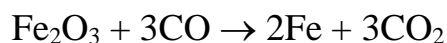
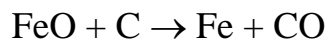


Для платинових металів характерним є утворення аніонних комплексів:



Добування та використання

Метали родини Феруму одержують відновленням з оксидів вугіллям чи оксидом карбону(II)



Платину та метали платинової родини добувають переробкою самородної платини, а також при очистці (рафінуванні) міді.

Ферум застосовують у вигляді сплавів (чавун, сталі), а також як феромагнетик (магніти). Оксид феруму(III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  – пігмент (залізний сурик). Залізний купорос  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  використовують у сільському господарстві як фунгіцид.

Кобальт – легуюча добавка до сталей, а також основа сплавів спеціального призначення. Його сполуки застосовують як пігменти у скловарній та керамічній промисловості.

Нікель іде на анодне покриття для чорних металів, як легуюча добавка до сталей, для виготовлення сплавів (монель, ніхром, константан, нікелін). Окрім цього, застосовується як каталізатор реакцій у органічному синтезі.

Платина, іридій, паладій та родій використовуються у ювелірній справі. З іридію та платини виробляють обладнання та інструменти спеціального призначення.

Паладій і платина – каталізatori реакцій окиснення. Оксид осмію  $\text{OsO}_4$  – фарбник для контрастного фарбування тканин при мікроскопічних дослідженнях.

### **Елементи I B групи.**

Властивості елементів та їх простих речовин:

Елемент	Електронна конфігурація	$\rho, \text{г/см}^3$	$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$	Електронегативність	Атомний радіус, нм	Ступінь окиснення
$^{29}\text{Cu}$	$[\text{Ar}] 3d^{10}4s^1$	8,96	1083	2595	1,9	0,127	+1,+2
$^{47}\text{Ag}$	$[\text{Kr}] 4d^{10}5s^1$	10,5	960	2180	1,9	0,144	+1
$^{79}\text{Au}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^1$	19,3	1064	2700	2,4	0,144	+1,+3

Знаходження в природі

Купрум зустрічається у вигляді мінералів: малахіт  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCO}_3$ , куприт  $\text{Cu}_2\text{O}$ , халькопірит  $\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{FeS}$ , а також у самородному стані. Аргентум утворює мінерали: аргентит  $\text{Ag}_2\text{S}$  та ряд інших сульфідних руд (поліметалеві руди), а також зустрічається у самородному вигляді. Аурум зустрічається в самородному стані.

Фізичні властивості:

Елементи Купрум, Аргентум і Аурум утворюють прості речовини – метали. Мідь (червонувата), срібло (сріблясте), золото (жовте) відповідно, для яких характерна надзвичайна пластичність, ковкість, велика густина, відносно висока температура плавлення та значна електро- та теплопровідність.

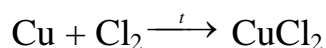
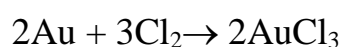
Хімічні властивості:

Хімічна активність невелика, зменшується із збільшенням атомного номера. Золото і срібло особливо стійкі на повітрі, за що одержали назву благородні.

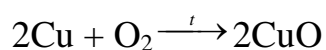
Вступають у взаємодію:

а) з деякими неметалами

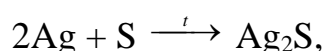
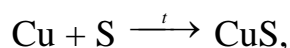
при високих температурах з галогенами – всі



з киснем – тільки мідь



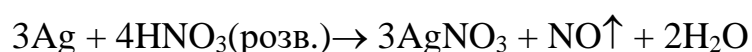
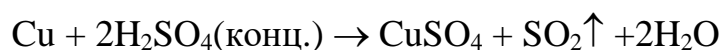
з сіркою – мідь та срібло

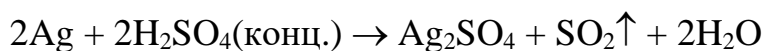
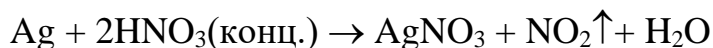


б) з деякими кислотами

з розведеними соляною та сірчаною кислотами не взаємодіють (розташовані в ряді напруг після H);

мідь та срібло розчиняються в кислотах-окислювачах:

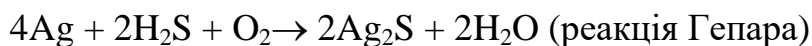




золото розчиняється тільки в суміші концентрованих соляної й азотної кислот ("царській горілці"):



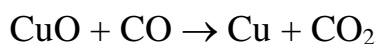
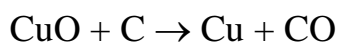
Потускніння срібла на повітрі пояснюється взаємодією



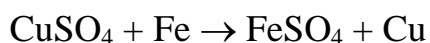
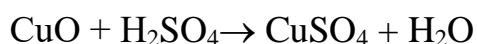
Одержання

Мідь:

а) пірометалургія



б) гідрометалургія

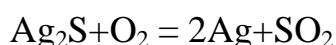


в) електроліз



(на катоді) (на аноді)

Срібло добувають випалюванням аргентиту:



та при переробці поліметалевих руд. Золото добувають промивкою, а також гідрометалургійними методами.

Сполуки. У сполуках Купрум зазвичай виявляє ступінь окиснення +2, але існують і сполуки Купруму(I). Аргентум зазвичай виявляє ступінь окиснення +1.

Аурум виявляє ступінь окиснення +3, +1.

Оксиди:

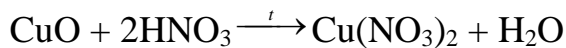
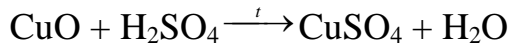
$\text{Cu}_2\text{O}$  – червоного кольору, у воді нерозчинний – одержують відновленням

сполук  $\overset{+2}{\text{Cu}}$ , наприклад, глюкозою в лужному середовищі:



$\text{CuO}$  – чорного кольору, у воді нерозчинний – має оснóвний характер, тому при

нагріванні розчиняється в кислотах:

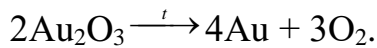


Відновлюється під дією сильних відновників (наприклад, CO) до міді.

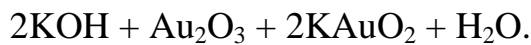
$\text{Ag}_2\text{O}$  у вигляді темно-коричневого осаду виділяється при додаванні розчинів лугів до розчину  $\text{AgNO}_3$ :



Оксиди ауруму і аргентуму термічно нестійкі:



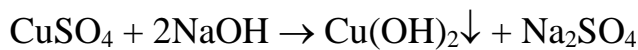
Оксид ауруму  $\text{Au}_2\text{O}_3$  амфотерний і реагує з лугами, утворюючи солі ауратної кислоти:



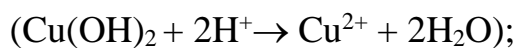
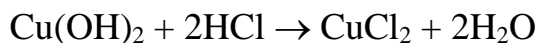
Гідроксиди:

Основні оксиди купруму та  $\text{Cu}_2\text{O}$ , аргентуму  $\text{Ag}_2\text{O}$ , ауруму  $\text{Au}_2\text{O}$  утворюють нетривкі основи. Стійкою основою є  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  – нерозчинна у воді речовина

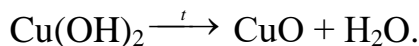
світло-блакитного кольору. Утворюється при дії лугів на солі  $\text{Cu}^{+2}$ :



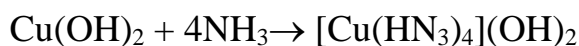
Хімічні властивості: Як типова основа розчиняється в кислотах:



при нагріванні розкладається:

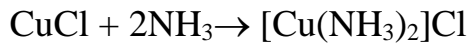


Розчиняється в розчині аміаку з утворенням комплексної сполуки (координаційне число Купруму – 4) волошкового кольору (реактив Швейцера, розчиняє целюлозу):

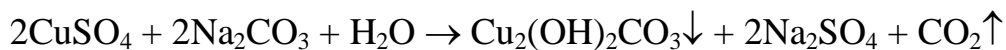


Солі:

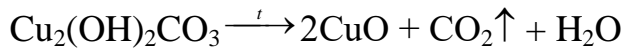
Сполуки  $\text{Cu}^{+1}$  або нерозчинні в воді ( $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}_2\text{S}$ ,  $\text{CuCl}$ ), або існують у вигляді розчинних комплексів (координаційне число міді – 2):



$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$  (малахіт) можна одержати по реакції:



Термічний розклад малахіту:

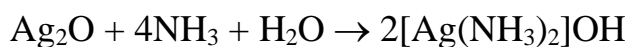
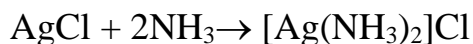


Розчинний у воді  $\text{AgNO}_3$  використовується як реактив для якісного визначення  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ :

$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}\downarrow$  білий;  $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr}\downarrow$  ясно-жовтий;  $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI}\downarrow$  темно-жовтий

Здатність цих осадів утворювати розчинні комплексні сполуки зменшується в ряду  $\text{AgCl} - \text{AgBr} - \text{AgI}$ . На світлі галогеніди аргентуму поступово розкладаються з виділенням срібла.

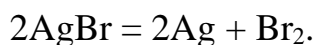
Осади  $\text{AgCl}$  і  $\text{Ag}_2\text{O}$  розчиняються в розчинах аміаку з утворенням комплексних сполук (координаційне число Аргентуму – 2):



Аміачні комплекси срібла взаємодіють з альдегідами (реакція срібного дзеркала).

Сполуки Ауруму термічно не дуже стійкі і розкладаються при нагріванні з виділенням металу. Комплекси Ауруму(III) мають координаційні числа 4, 5 і 6.

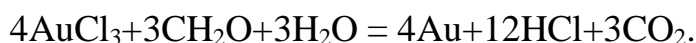
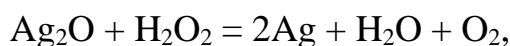
Нерозчинні в кислотах хлориди, броміди, йодиди аргентуму та всі сполуки ауруму розкладаються на світлі:



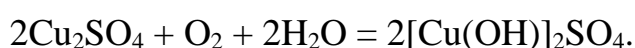
Солі Купруму(II) – слабкі окисники:



а сполуки Аргентуму та Ауруму – сильні:

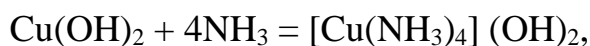


Сполуки Купруму(I) – сильні відновники і на повітрі окиснюються (крім нерозчинних у воді  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{CuCl}$ ,  $\text{CuBr}$ ,  $\text{CuI}$ ):

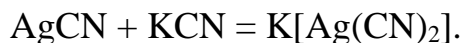
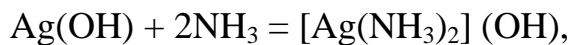




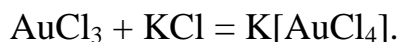
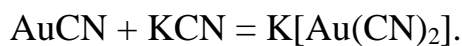
Для сполук Купруму(II) характерне утворення катіонних та аніонних комплексів з координаційним числом 4:



а для сполук Аргентуму – з координаційним числом 2:



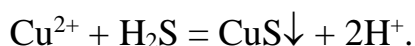
Для Ауруму характерні аніонні комплекси з координаційними числами 2 та 4:



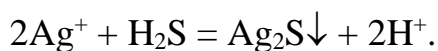
Якісні реакції на елементи.

Сполуки Купруму забарвлюють полум'я в синьо-зелений колір.

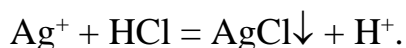
При дії гідрогенсульфіду на солі Купруму випадає бурий осад  $\text{CuS}$ , нерозчинний в кислотах:



При дії гідрогенсульфіду на солі аргентуму випадає бурий осад  $\text{Ag}_2\text{S}$ , нерозчинний в кислотах:



При дії хлоридної кислоти на солі Аргентуму випадає білий осад  $\text{AgCl}$ , нерозчинний в кислотах:



При відновленні сполук Ауруму утворюється колоїдне золото, яке забарвлює розчин у червоний колір.

Використання.

Мідь використовують як електропровідник, а також для одержання сплавів (латунь, бронза).  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  та  $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$  застосовують у сільському господарстві як фунгіциди. Аміачний розчин  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  використовується у виробництві віскозного волокна.  $\text{CuSO}_4$  застосовують для лікування анемії, психічних захворювань, трахоми, як антисептичний та в'язучий засіб.

Срібло використовують як електропровідник, а також у ювелірній справі.  $\text{AgNO}_3$  використовується у медицині як антисептик.  $\text{AgBr}$  застосовують у фотографії.

Золото використовують як стійкий до окиснення електропровідник (електронна техніка), а також у ювелірній справі.

Сплави міді з оловом – бронзи, з цинком – латуні.

### **Елементи II B групи.**

Властивості елементів та їх простих речовин:

Хімічна активність зменшується із збільшенням атомної маси (а у головній підгрупі – навпаки). Хороші комплексоутворювачі.

Елемент	Електронна конфігурація	Атомний радіус, нм	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	$t_{пл.}, ^\circ C$	$t_{кип.}, ^\circ C$	Електронегативність	Ступінь окиснення
<sup>30</sup> Zn	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	0,132	7,13	419,4	907	1,6	+2
<sup>48</sup> Cd	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>	0,148	8,64	320,9	767	1,7	+2
<sup>80</sup> Hg	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	0,15	13,5 9	-38,8	357	1,9	+1,+2

Знаходження в природі

Цинк зустрічається переважно у вигляді сульфідів (вюрцит ZnS), а також у поліметалевих рудах. Кадмій є супутником Цинку у його рудах. Гідраргірумутворює червоний мінерал кіновар HgS, відома і самородна ртуть.

### **Метали**

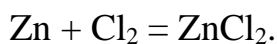
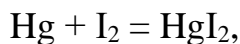
Фізичні властивості: цинк – метал сріблясто-білого кольору; кадмій – білий, блискучий, м'який, ковкий метал; ртуть – срібисто-білий, блискучий, єдиний рідкий при кімнатній температурі метал, має низьку електропровідність (вона складає 1,7 % від електропровідності срібла) і великим коефіцієнтом термічного розширення.

Хімічні властивості

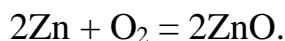
Цинк та кадмій – активні метали. Ртуть відноситься до мало активних металів, стійка на повітрі.

#### **1. Взаємодія з неметалами**

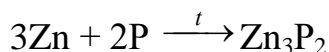
Взаємодіють з галогенами, утворюючи солі:



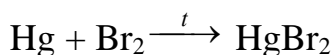
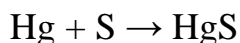
З киснем утворюють оксиди, реагують з сіркою, селеном, телуrom:



Цинк і кадмій реагують з фосфором при нагріванні

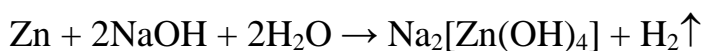
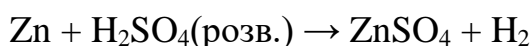
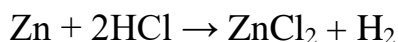


Ртуть взаємодіє тільки з сіркою і галогенами



## 2. Взаємодія з кислотами

Нормальний окислювально-відновний потенціал Цинку у кислому середовищі системи  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$  дорівнює  $-0,76$  В, а в лужному середовищі системи  $\text{Zn}_2^{2-} / \text{Zn}$  дорівнює  $-1,22$  В. Тому цинк розчиняється в розведених кислотах і лугах



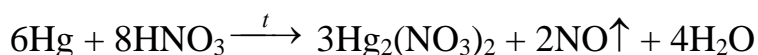
Кадмій дуже мало розчиняється в кислотах, що не окисляють, добре розчиняється в розведеній  $\text{HNO}_3$  (нормальний потенціал  $\text{Cd} / \text{Cd}^{2+} = -0,40$  В).

Ртуть не розчиняється в соляній і розведеній сірчаній кислотах (у ряді напруг металів  $\text{Hg}$  знаходиться після  $\text{H}$ ; нормальний потенціал  $\text{Hg} / \text{Hg}^{2+} = +0,85$  В).

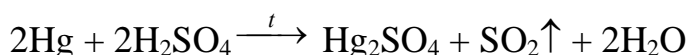
Ртуть легко розчиняється в концентрованій азотній кислоті – утвориться нітрат ртуті (II):



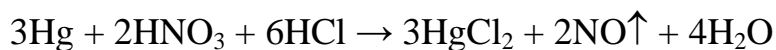
При розчиненні ртуті в розведеній азотній кислоті утвориться нітрат ртуті (I),



При розчиненні ртуті в гарячій концентрованій сірчаній кислоті в залежності від надлишку ртуті чи кислоти утворюються солі одновалентної чи двовалентної ртуті:



Ртуть розчиняється в царській горілці:

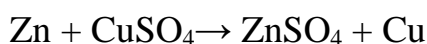


3. Взаємодія з водою

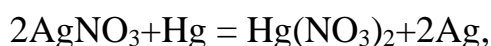
Цинк не розкладає воду, тому що у водяному розчині він швидко покривається захисною плівкою оксиду, що охороняє його від корозії.

3. Взаємодія з іншими сполуками

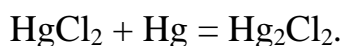
Цинк - сильний відновник і витісняє менш активні метали (що розташовані праворуч у ряді напруг) з розчинів їхніх солей



Ртуть взаємодіє з солями менш активних металів:

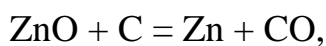


та солями Гідроргіуму(II) з утворенням солей  $\text{Hg}^{1+}$ :

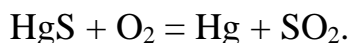


Одержання металів.

Цинк та кадмій добувають відновленням їх оксидів вуглецем:



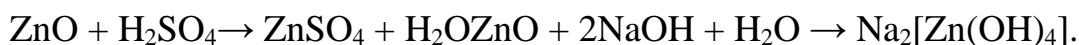
ртуть добувають випалюванням кіноварі:



Сполуки. У сполуках Цинк та Кадмій виявляє тільки один ступінь окиснення +2, сполуки Цинку білого кольору. Іон  $\text{Cd}^{2+}$  – безбарвний. Гідраргірум виявляє ступені окиснення +2 та +1.

Оксиди:

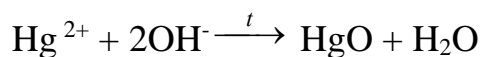
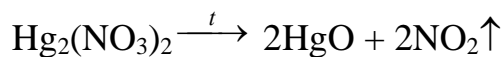
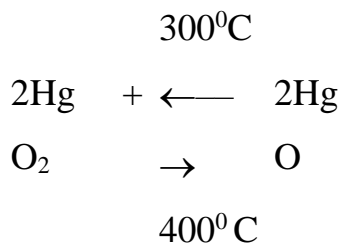
Оксид цинку виявляє амфотерний характер, розчиняючись як у кислотах, так і в розчинах лугів



Оксид кадмію  $\text{CdO}$  (коричневого кольору) виявляє основний характер і розчиняється тільки в кислотах:



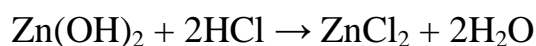
Оксид гідраргіуму(II)  $\text{HgO}$ : червоний кристалічний чи жовтий аморфний порошок; погано розчинний у воді, розчин має слабо лужну реакцію; виявляє основний характер. Одержання  $\text{HgO}$ :



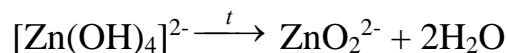
HgO легко відновлюється; при нагріванні розкладається на ртуть і кисень. Реагує з кислотами з утворенням солей і води.

Гідроксиди:

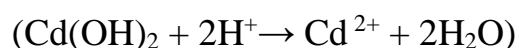
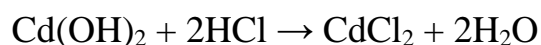
Гідроксид цинку виявляє амфотерні властивості. Він нерозчинний у воді, але розчиняється в кислотах і лугах:



При нагріванні комплексний тетрагідроксицинкат-аніон дегідратується:

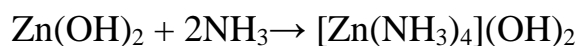


Гідроксид кадмію  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  (білого кольору) виявляє основний характер, розчиняючися тільки в кислотах:

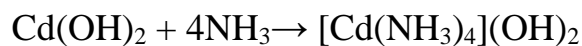


Солі:

Іон  $\text{Zn}^{2+}$  є енергійним комплексоутворювачем (координаційне число 4). На відміну від гідроксиду алюмінію, гідроксид цинку розчиняється у водному розчині аміаку:

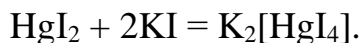


$\text{Cd}^{2+}$  є хорошим комплексоутворювачем (координаційне число 4). Гідроксид кадмію розчиняється у водному розчині аміаку:



Для сполук Цинку характерне утворення катіонних та аніонних комплексів з координаційним числом 4, в тому числі і гідроксокомплексів:

Кадмій і Гідраргірум утворюють виключно аніонні комплекси з координаційним числом 4:

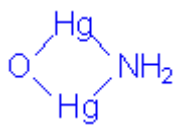


HgS (кіновар) – яскраво-червоний нерозчинний у воді порошок – утворюється по реакціям

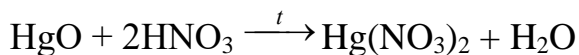
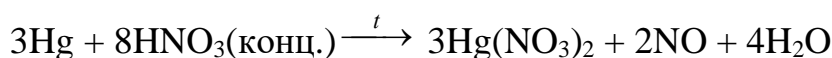
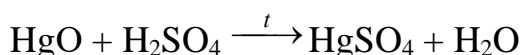
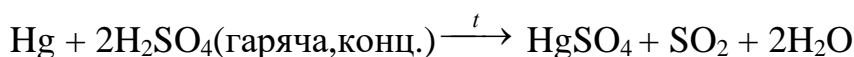


Галогеніди ртуті(II) одержують по реакціям  $\text{Hg} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HgBr}_2$

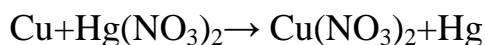
При взаємодії  $\text{HgI}_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{K}_2[\text{HgI}_4]$  утворюється комплексна сіль –реактив Несслера, який використовується в якості дуже чутливого аналітичного реагенту для виявлення іона  $\text{NH}_4^+$ :



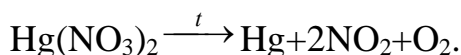
Сульфат та нітрат гідраргіруму(II) одержують розчиненням Hg чи HgO у концентрованих сірчаній чи азотній кислотах відповідно.



Більш активні метали легко витісняють ртуть з її солей:

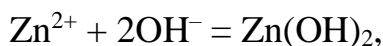


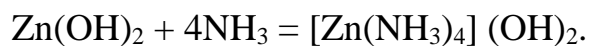
Нітрат гідраргіруму(II) розкладається з утворенням металу:



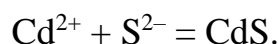
Якісні реакції на елементи. При дії лугів на солі цинку випадає білий осад

$\text{Zn}(\text{OH})_2$ , розчинний у надлишку лугів та аміаку:

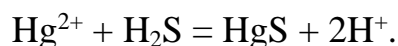
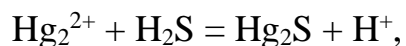




При дії сульфідів на солі кадмію випадає оранжевий осад CdS, розчинний у кислотах:



При дії сірководню на солі Гідраргіуму(I) та Гідраргіуму(II) випадають чорні осади HgS та Hg<sub>2</sub>S, нерозчинні в кислотах:



При дії на солі Гідраргіуму йодиду калію KI випадають осади HgI<sub>2</sub> (червоний, розчинний в надлишку KI) та Hg<sub>2</sub>I<sub>2</sub> (жовтого кольору).

Використання. Цинк використовують як відновник у гідрометалургії ( $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$ ), для анодного покриття чорних металів, як протектор, а також для одержання сплавів (ЦАМ, латуні). Оксид цинку ZnO – білий пігмент. Сульфатом цинку просочують деревину для захисту від грибків. Сполуки цинку застосовують як фунгіциди у сільському господарстві та медицині. Кадмій іде на анодне покриття чорних металів.

Ртуть використовують у термометрах, випрямлячах високої потужності. Солі Гідраргіуму застосовують у сільському господарстві для протравлювання посівного насіння. Нерозчинні солі є основою мазей для лікування шкірних хвороб, раніше їх використовували для лікування сифілісу. Природний мінерал кіновар – червона фарба. Сполуки Гідраргіуму токсичні. Ртуть з багатьма металами дає сплави (амальгами) (екзотермічне утворення). Пари і сполуки надзвичайно отруйні (накопичуються в організмі).

**Матеріали щодо активації здобувачів вищої освіти під час проведення лекції: питання, ситуаційні задачі тощо:**

**Питання:**

1. Можливі та характерні ступені окиснення мангану в сполуках.
2. Кислотно-основні та окиснювально-відновні властивості мангану (IV).
3. Окиснювальні властивості перманганатів та їх залежність від рН розчину.

#### 4. Комплексні сполуки заліза.

#### **Загальне матеріальне та навальнo-методичне забезпечення лекції:**

- навчальні приміщення – аудиторія кафедри;
- обладнання - комп'ютер, таблиці;
- устаткування – мультимедійний проектор;
- ілюстративні матеріали – презентація, слайди.

#### **Питання для самоконтролю:**

1. Напишіть формули іонів, які існують у водних розчинах мангану(II), мангану (VI) та мангану (VII). Дайте їм назву за систематичною номенклатурою.

2. Укажіть зміну кислотно-основних властивостей у ряді:

$MnO - Mn_2O_3 - MnO_2 - MnO_3 - Mn_2O_7$  . Напишіть формули відповідних гідроксидів та назвіть їх за систематичною номенклатурою.

3. Обчисліть розчинність мангану(II) гідроксиду в моль/л та г/л, якщо його добуток розчинності дорівнює  $1,9 \cdot 10^{-13}$ .

4. Складіть іонне та молекулярне рівняння гідролізу мангану(II) сульфату. Укажіть рН середовища.

#### **Список використаних джерел:**

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Х.: НФаУ; Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ: Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовских, С.В.Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч. I.– 520 с; – Ч.ІІ.



6. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
8. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. – 152 с.