

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

Handwritten signature

Факультет Фармацевтичний
(*назва факультету*)

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



ЗАТВЕРДЖУЮ

Проректор з науково-педагогічної роботи

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



(підпис)

Володимир ГЕЛЬМБОЛЬДТ

(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. Етапи розвитку хімії як науки, хімічні елементи та їх сполуки. Будова атома та його електронних оболонок. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Хімічний зв'язок та будова молекул. Класи та номенклатура неорганічних сполук. Гідроліз солей. Розчини, способи вираження концентрації розчинів. Окислювально-відновні реакції. Комплексні сполуки.» - 2 год.

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

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.

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

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 предметом, завданнями, методами та історією розвитку хімії, сформулювати знання про місце неорганічної хімії у системі природничих наук та у навчальному процесі

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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; 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; ознайомитись з вченням про хімічний зв'язок, засвоїти механізм утворення хімічного зв'язку, види хімічного зв'язку, його основні параметри, характеристики. Також повинні ознайомитись з принципами класифікації та номенклатури неорганічних сполук, навчитися називати та характеризувати будь-яку неорганічну сполуку; ознайомитись з фізико-хімічним ученням про розчини, основними поняттями цієї теми. Засвоїти поняття та зміст розчинності, способів вираження концентрації розчинів. Ознайомитись з основними типами протолітичних реакцій та їх значенням у медичній практиці, засвоїти основні положення теорії сильних електролітів, вивчити умови гідролізу солей, рН середовища у розчині солі. , прогнозувати роль протолітичних реакцій при метаболізмі ліків, ознайомитись з поняттями ступінь та константа гідролізу.

Основні поняття: речовина, атом, молекула, кількість речовини, моль, ядро, енергетичний рівень, електронна оболонка, електрон, електронна хмара протон, нейтрон, квант енергії, квантові числа, періодичний закон, періодична система елементів, період, група, підгрупа, вторинна періодичність, диполь, ковалентний зв'язок, полярність зв'язку, металевий зв'язок, йонний зв'язок, водневий зв'язок, електронегативність; номенклатура неорганічних сполук, класи неорганічних сполук, оксид, гідроксид, луг, кислота, сіль, розчинність, розчинник, розчинена речовина, молярна концентрацію розчину, нормальна

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

3

a

o

ч

концентрація розчину, титр розчину, протоліт, електроліт, константа гідролізу, ступінь гідролізу, рН розчину.

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	<i>Підготовчий етап</i>			
1.	Визначення навчальних цілей.		Лекція комбінова	1%
2.	Забезпечення позитивної мотивації.			2%
II	<i>Основний етап</i>			
3.	Викладення лекційного матеріалу. План: 1. Предмет, завдання і методи хімії. 2. Місце хімії в системі природничих наук. Основні етапи розвитку хімії. 3. Значення хімії у розвитку	I II III	Слайди Список	90%

	<p>медицини і фармації.</p> <p>4. Внесок вітчизняних та іноземних вчених у розвиток хімії.</p> <p>5. Основні поняття та закони хімії.</p> <p>6. Будова атома та його електронних оболонки.</p> <p>7. Квантовий характер поглинання та випромінювання енергії.</p> <p>8. Ядерна (планетарна) модель атома.</p> <p>9. Багатоелектронні і атоми. Принцип Паулі. Правило Гунда. Правила Клечковського.</p> <p>10. Відкриття періодичного закону,</p>		<p>літератури, питання, завдання.</p>	
--	--	--	---	--

	<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. Характеристика хімічних елементів за їх положенням у періодичній системі.</p> <p>13. Етапи розвитку вчення про хімічний зв'язок.</p> <p>14. Сучасне уявлення та визначення хімічного зв'язку.</p> <p>15. Основні</p>			
--	--	--	--	--

	<p>параметри хімічного зв'язку. Види хімічного зв'язку.</p> <p>16.Ковалентний зв'язок.</p> <p>17.Металевий зв'язок.</p> <p>18.Водневий зв'язок.</p> <p>19.Вступ до класифікації та номенклатури неорганічних сполук.</p> <p>20.Оксиди.</p> <p>21.Кислоти.</p> <p>22.Основи. Амфотерні гідроксиди.</p> <p>23.Солі.</p> <p>24.Основні визначення: розчин, розчинник, розчинена речовина.</p> <p>25.Теорія розчинів, Розчини рідкі,</p>			
--	--	--	--	--

	тверді, газоподібні, Теорія розчинів за Д.І. Менделєєвим і Н.С. Курнаковим.			
III	26.Способи вираження складу розчинів.			3%
4.	27.Розчинність газів у рідинах. Закон Вант-Гоффа.			4%
5.	Роль осмотичного тиску в біологічних системах.			5%
6.	28.Реакції у розчинах електролітів. Іонні рівняння.			
	29.Визначення гідролізу. Умови протікання гідролізу.			
	30.Типи гідролізу			
	Заключний етап Резюме лекції, загальні			

<p>висновки.</p> <p>Відповіді лектора на можливі запитання.</p> <p>Завдання для самопідготовки студента.</p>			
--	--	--	--

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
10. Клечковського.
11. Відкриття періодичного закону, формулювання періодичного закону – історичне та сучасне.
12. Структура періодичної системи. Періоди, групи, підгрупи.
13. Зміна властивостей елементів у періодах та групах.
14. Характеристика хімічних елементів за їх положенням у періодичній системі.
15. Розташування електронів по квантових електронних рівнях та підрівнях.
16. Електронні формули атомів. Квантові комірки. Валентні електрони.
17. Утворення хімічного зв'язку.
18. Типи хімічного зв'язку.

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.

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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 хімічних 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.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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 розповсюдилась 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 флогистон. 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

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, онкологічeskімі 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. -

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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 додасться 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

ХАРАКТЕРИСТИК МАТЕРІЇ, МОЖЕ переходити в інші її характеристики - ЕНЕРГІЮ, ЩО виражається рівнянням Енштейна:

$$E = mc^2,$$

де E - енергія;

m - маса;

c - швидкість світла.

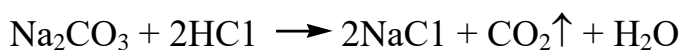
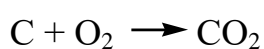
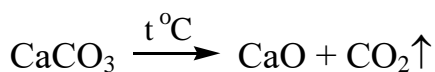
Рівняння $E = mc^2$ не можна трактувати так, що маса переходить в енергію або, навпаки, енергія в масу. Маса й енергія - властивості матерії: маса - міра інертності, енергія - міра руху матерії, і вони не перетворюються одна в одну. Наведене рівняння показує, що зміна маси даної системи обов'язково супроводжується 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 речовини, здатні з'єднуватися між собою тільки в суворо визначених вагових кількостях. ТОМУ І УТВОРЮЮТЬСЯ РЕЧОВИНИ ВИЗНАЧЕНОГО, А НЕ довільного складу. Друге Формулювання закону Пруста:

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

"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 формулювання 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

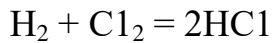
а

о

ч

ввести уявлення про молекулу, як найдрібнішу частку речовини, здатну до самостійного існування, а також про атом - як найдрібнішу кількості 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

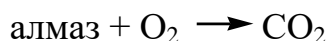
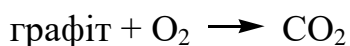
З

а

о

ч

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 наблюдают 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 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°C).

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

г-моль 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 NH_3 = 0,7708 г.

г-моль NH_3 = 17,27 г. таким образом:

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

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 умов 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 одно $6,023 \cdot 10^{23}$. 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 содер-жат 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 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 ($2,016$ м), 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.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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

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

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 припадає 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 ₂	44	23,7	12
CH ₄	16	75	12
HC ≡ CH	26	92,3	24
C ₆ H ₆	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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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 елементу 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 елементу приєднувати або заміщати строго певну кількість атомів іншого елемента.

Мірою валентності є валентність атома водню, прийнята за одиницю.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

Приклад №1: Оксид містить 78,7% металу і 21,3% кисню. Питома теплоємність металу $z = 0,05$. 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 сформулюваності 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:

$$15,79 / 12 : 42,11 / 32 : 36,84 / 14 : 5,74 / 1 = 1,316 : 1,316 : 2,631 : 5,741 = 1 : 1 : 2 : 4. \text{ Це}$$

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

відповідає простій формулі тіосечовини CSN_2H_4 . Молекулярна маса цього з'єднання становить 76, тобто подібна формульної 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 тиоціанат). 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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 суворою теорією, ні добре 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

одного хімічного елемента в ізотоп іншого елемента, що супроводжується випусканням елементарних частинок або ядер.

Радіоактивне випромінювання неоднорідне і може супроводжуватися виділенням

α -, β - і γ -променів.

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

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

γ -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:

$T_{1/2} = 4500000000$. Років

$T_{1/2} = 10^{-6}$ 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 ν : $E = h\nu$, 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 α -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 положителі-льному 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 состо-ят 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" стани.

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.

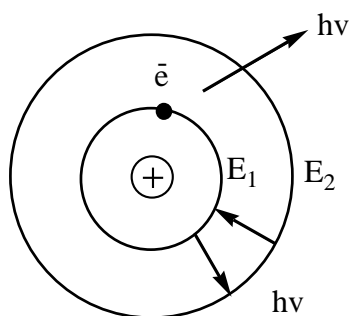
Цьому останньому і відповідатиме нова орбіта електрона. Ніяких проміжних орбіт, розташованих між квантовими енергетичними рівнями, бути не може.

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:

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

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

h

Кожному зміни 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 спектральної 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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 відлиття 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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 підривні (ємність), визначається за формулою:

$$2(2l + 1).$$

Наприклад: s2p6d10f14 - так записується максимальна ємність підривня.

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:

$$l = 0 \quad m_l = 0$$

$$l = 1 \quad m_l = +1, 0, -1$$

$$l = 2 \quad m_l = +2, +1, 0, -1, -2$$

$$l = 3 \quad m_l = +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3$$

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 хвильове 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 інтерфракційні 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 визначити 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 (Δq) і швидкості (Δv) ніколи не може бути менше h / m

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

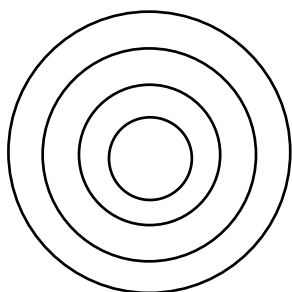
о

ч

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

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

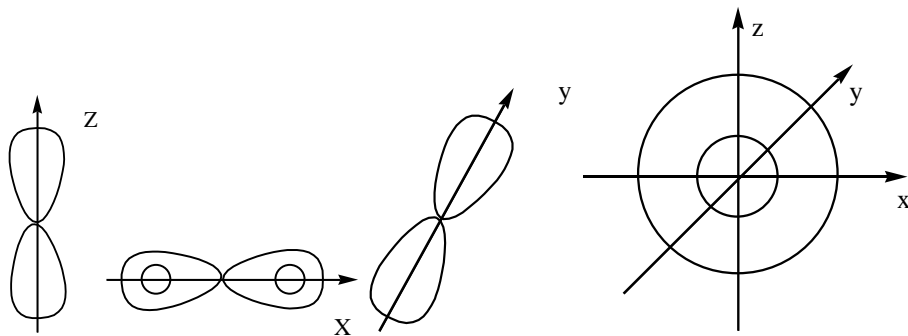
В якості моделі стану електрона в атомі в квантовій механіці прийнято уявлення про електронний хмарі, щільність відповідних ділянок якого пропорційна ймовірності знаходження там електрона. Це обумовлено тим, що визначаючи точно енергетичний стан електрона, не можна вказати точно його координати, тому 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 орбітальною. 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 типів 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 відповідно 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 мінімальний 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

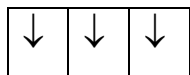
З

а

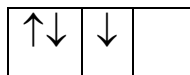
о

ч

a) $\pm 1/2 \cdot 3 = \pm 3/2$



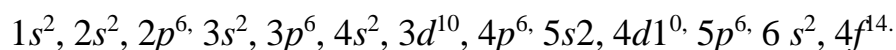
б) $\pm 1/2 \cdot 1 = \pm 1/2$



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.

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

3

a

o

ч

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

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 As_2O_3 , As_2O_5 ; 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 внизу 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. Їхній обсяг: 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 – $4f^{14}$ та $5f^{14}$ – 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.

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 Ленгльор запропонували теорію дублета (зв'язок утворюється за допомогою електронної пари і октету (елемент прагне придбати електронну конфігурацію

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

3

a

o

ч

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).

$\Sigma E_{отд. атомів} > E_{молекули}$

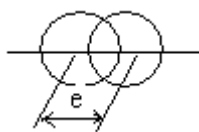
Основні параметри хімічного зв'язку. Види хімічного зв'язку.

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 затрачається на її розрив). вимірюється в кДж / моль

б) довжина - відстань між центрами ядер взаємодіючих атомів



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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

$$A^0 = 10^{-8} \text{ м}$$

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:

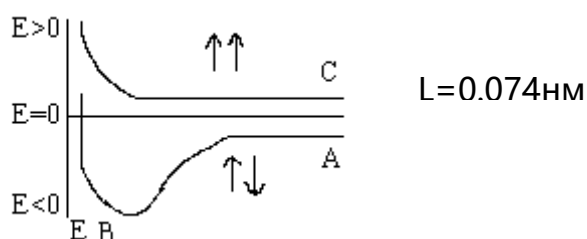
- а) метод валентних зв'язків (МВС)
- б) метод молекулярних орбіталей (ММО)

Ковалентний зв'язок

Хімічний зв'язок між атомами виникає за рахунок утворення спільної (загальної) 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 міцніший, 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 H_2 з атомів мають паралельні $\uparrow\uparrow$ і антипаралельні $\uparrow\downarrow$ спини у електронів $\text{H}\cdot + \text{H}\cdot \rightleftharpoons \text{H}:\text{H}$

На далеких відстанях взаємодія атомів відсутній і енергія системи не зміниться,

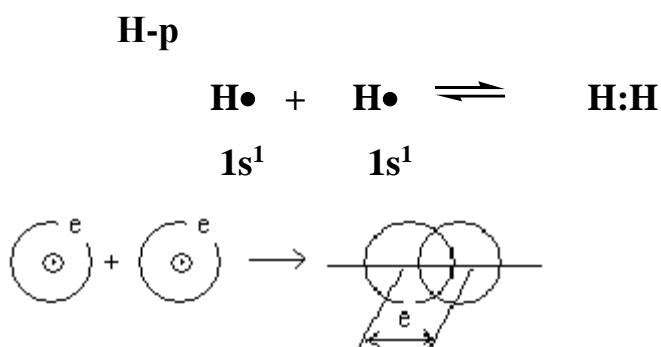
при зближенні атомів на досить близьку відстань:

Крива А): взаємодія $\uparrow\downarrow$ призводить до зменшення енергії системи і переважанні сил тяжіння точка В відповідає найбільш стійкому стану системи з 2-х атомів, т. Е. Утворенню молекули (Н-р Н₂). При подальшому зближенні знову починають переважати сили відштовхування і енергія системи знову збільшується. Відстань між атомами водню дорівнює 0.074нм, 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 утворюються.

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)



довжина зв'язку

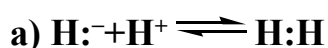
•• •• Кожен з атомів набуває конфігурацію найближчого

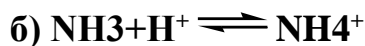
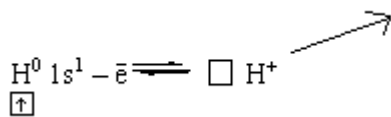
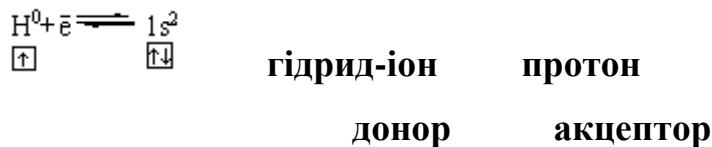
$\text{H}\bullet + \bullet\text{Cl} : \rightleftharpoons \text{H} : \text{Cl}$ хлорного атома (правило октету)

•• ••

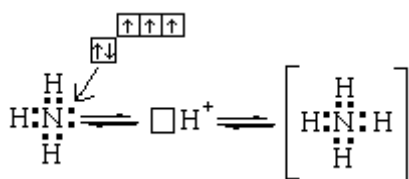
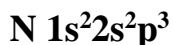
б) донорно-акцепторні - полягає в тому, що в утворенні зв'язку беруть участь атом-донор надає готову пару електронів і атом акцептор приймаючий цю пару електронів на свою вільну орбіталь

Н-р





катіон амонію



донор

акцептор

КЗ характеризується:

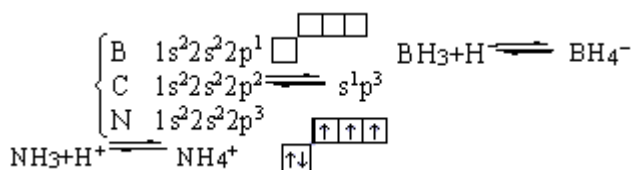
- а) насиченістю;
- і) спрямованістю;
- в) поляризуемістю.

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.



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

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

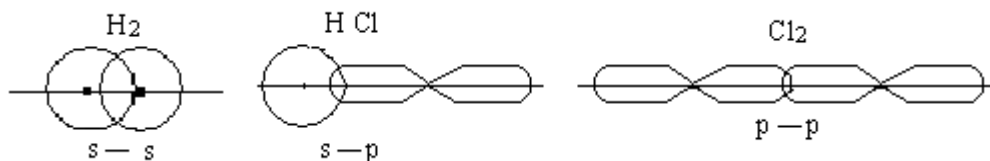
а) на лінії зв'язує ядра атомів (σ зв'язок)

б) по обидві сторони від лінії, що зв'язує ядра атомів (π зв'язок)

Характеристики σ зв'язку:

а) утворюється при перекриванні s і p електронних хмар

H-p

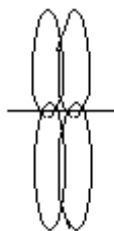


б) можлива гібридизація

в) це перший зв'язок, який виникає між 2 атомами і єдиний. π - зв'язок між ними (більш міцний, ніж π - зв'язок).

Характеристика π зв'язку:

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

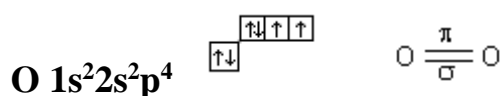


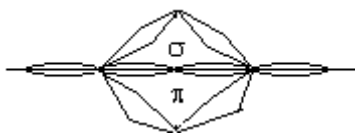
π зв'язок

б) гібридизація неможлива

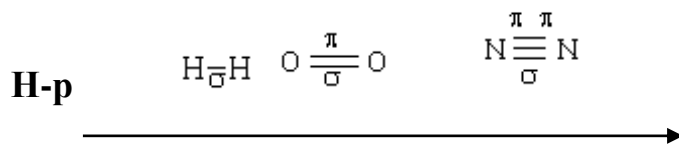
в) утворюється після σ зв'язку в площині (-ях) перпендикулярній осі

H-p O₂



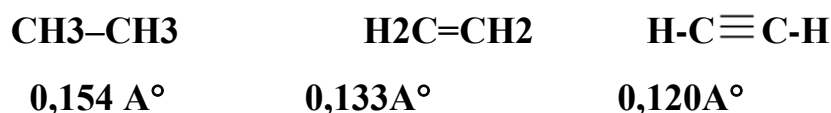


г) π -зв'язок менш міцний ,ніж сігма але підсилює його.



збільшення міцності зв'язку і стійкості молекул

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



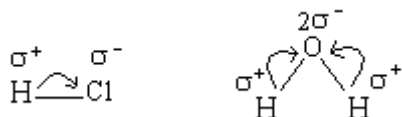
Ковалентний зв'язок (КЗ) може бути неполярний і полярний.

Неполярний Кз утворюється між атомами одного і того ж елемента (H₂, N₂, O₂, 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 площині 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. $\Delta\text{ЭО}=0$ – зв'язок ковалентний неполярний
2. $1,9 < \Delta < 0$ – зв'язок ковалентний полярний
3. $\Delta\text{ЭО} > 1,9$ – 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



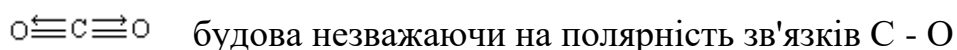
Яка молекула являє собою диполь (тобто система складається із зарядів рівних за абсолютною величиною, але протилежних за знаком). Мірою полярності зв'язку служить μ - (дипольний момент зв'язку або ЕМД - електричний момент диполя) представляє $\mu = e \cdot q$

l - довжина диполя

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

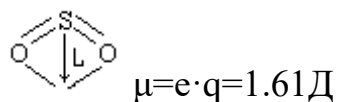
μ зазвичай висловлюють в Деба $1\text{Д} = 3,33 \cdot 10^{-30}$ Кл \cdot м

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



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

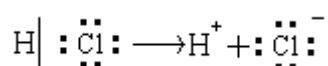
Молекула SO_2 внаслідок свого кутового будови має полярний характер



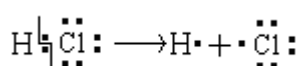
Т. о. $\mu = 0$ свідчить про високий симетричною структурі молекули, а $\mu = 0$

визначає її несиметричність. Полярність зв'язків може змінюватися під дією зовнішнього електричного поля або під впливом іншої молекули або іона, т. Е. КС поляризуємостью. Поляризуємость КЗ можна визначити як властивість неполярной КС стає полярної, а ще більш полярної під дією зовнішнього електричного поля. За рахунок зміщення симетричного електронної хмари ковалентного неполярной зв'язку виникає т. Н. Наведений індукований диполь. Диполь, який виникає за рахунок зміщення електронної хмари неполярной 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 (гетеролітичною розрив)



б) радикалів (гомолітического розрив)

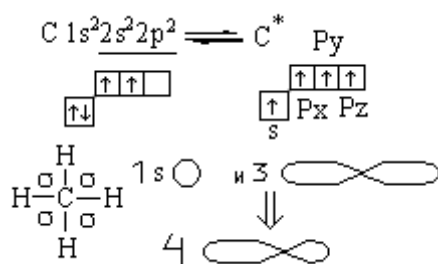


Гібридизація АТ.

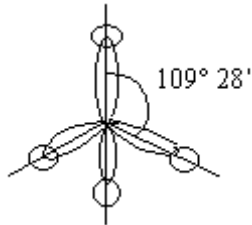
Теорія гібридизації АТ була запропонована в 1930 році Лайнус Полінг і є вдосконаленим методом НД

Гібридизацией називається зміна форми і енергії різних орбіталей одного атома приводить до утворення однакових гібридних орбіталей одного атома приводить до утворення однакових гібридних орбіталей.

sp³ гібридизація на прикладі СН₄ (саме розгляд будови молекули СН₄) призвело Полінга до концепції гібридизації



Вони розташовуються у формі правильного

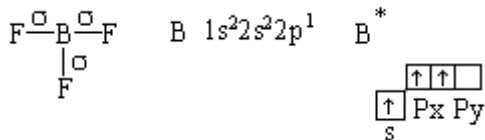


тетраедра:

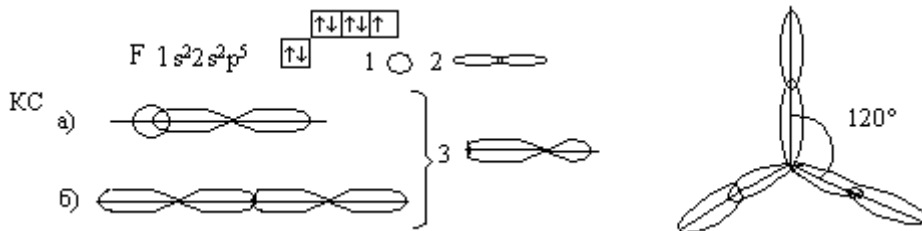
Потім перекриваються з s- орбітальми атома Н (при цьому область перекривання буде більше.

- а) гібридизації можуть піддаватися тільки sp орбіталі освічені сігма- зв'язками.
- б) s перекривання гібридного хмари завжди більше, ніж у не гібридного sp³ гібридизація характерна для більшості молекул та іонів типу EX₄ (CH₄, Hal₄, NH₄⁺, BH₄⁻ і т.і.) які теж мають тетраедричну будову.

sp²-гібридизацію можна розглянути на прикладі з'єднання тривалентного В, Н-р VF₃



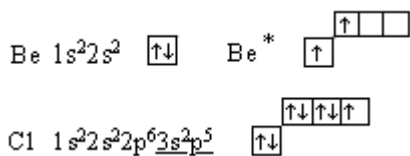
3 нерівноцінні



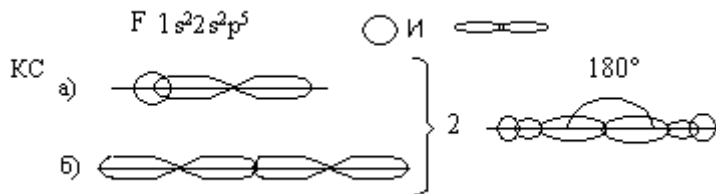
дві рівноцінні, що лежать в одній площині під кутом 120°.

sp²-гібридизація характерна для алкенів.

Sp- гібридизацію можна розглянути на прикладі молекули BeCl₂



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.

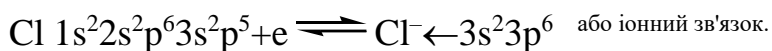
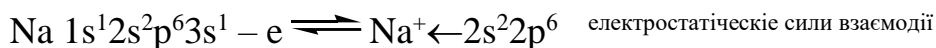
Іонний зв'язок

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 ЕО ($\Delta E_O > 1,9$), найчастіше між типовими Ме (s I-II груп ПС і неметалами VI, VII груп ПС)

Механізм утворення

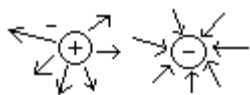


Атоми типових Ме містять на зовнішньому енергетичному рівні 1-2 валентних. Атомам типових Німіючи не вистачає (звичайно) до завершення валентного електронного шару 1-2.

При взаємодії: атоми Ме 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

значеннями E_{ion}).

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.

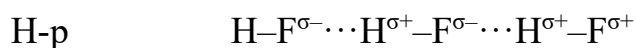
Електрони зовнішніх оболонок металу (валентні електрони) відчують вплив великого числа атомів. Вони можуть вільно переміщатися по своїй решітці тобто деполаризовані по всьому об'єму кристала і належать одночасно всім його атомам.

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 H пов'язаний з сильно EO 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 EO, тим коротше і міцніше воднева зв'язок).

Існує 2 точки зору на природу водневого зв'язку:

1. Вона носить електростатичний (іонний) характер.
2. Вона несе ковалентний характер, утворюється частково по донорно-акцепторним механізмом. Тому він легко вступає у взаємодію з атомом фтору сусідній молекули (HF), у якого частковий негативний заряд, 3 вільні електронні пари і ненасичений.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

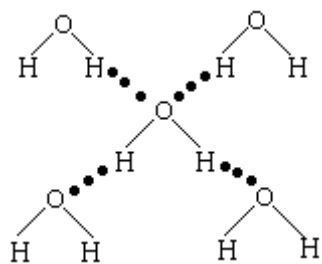
З

а

о

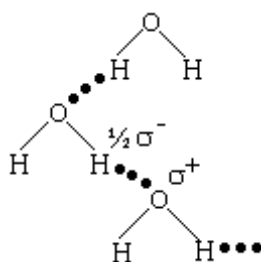
ч

H-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:

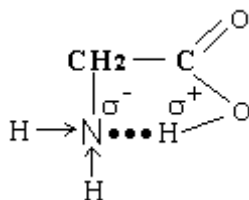
1. межмолекулярная. Наприклад в H_2O , HF , NH_3 спирти, карбонові кислоти і т. Д.



2. внутрімолекулярні (амінокислоти, білки, амідні кислот, нітрофеноли і т. Д.)

Процес утворення водневого зв'язку, незважаючи на її низьку енергію вигідний, тому протікає без руйнування молекул, отже, характеризується низькою енергією активації, тому вона (воднева зв'язок) дуже поширена і властива всім агрегатним станам.

Водневий зв'язок сильно впливає на фізичні і хімічні властивості сполук. Вона, зокрема, обумовлює їх здатність до асоціації, аномалію $T_{пл}$ і $T_{кип}$,



високу розчинність у воді.

Вступ до класифікації та номенклатури неорганічних сполук

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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.

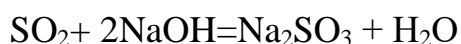
Всі неорганічні сполуки розділяють на прості та складні. Прості речовини складаються з атомів одного елемента. Їх поділяють на дві групи – метали та неметали. Ці дві групи речовин відрізняються одна від одної типом хімічного зв'язку між атомами, фізичними та хімічними властивостями.

Складні речовини складаються з атомів різних елементів. Неорганічні сполуки ділять на наступні класи: оксиди, гідроксиди (кислоти і основи), амфотерні гідроксиди, солі.

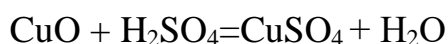
Оксиди

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), Fe₂O₃ - оксид заліза (III). Оксиди поділяють на солеобразуючі і несолеобразуючі. Сольобразуючі, у свою чергу ділять на кислотні, основні та амфотерні.

Кислотними (SO₂, CO₂ 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),

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

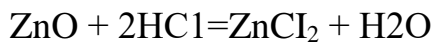
З

а

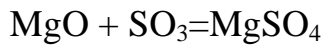
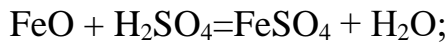
о

ч

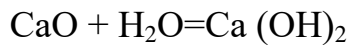
наприклад:



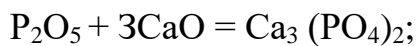
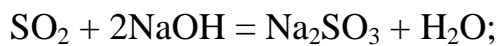
Основні оксиди реагують з кислотами і кислотними оксидами:



Оксиди лужних і лужноземельних металів вступають у взаємодію з водою:

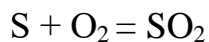
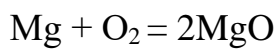


Кислотні оксиди реагують з гідроксидами, основними оксидами і (багато) з водою:

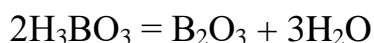
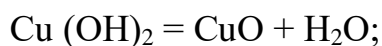


Способи одержання оксидів:

- взаємодія речовин з киснем:



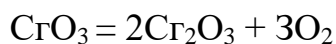
- розкладання гідроксидів, кислот:



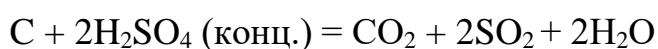
- розкладання солей:



- розкладання оксидів:



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



Кислоти

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

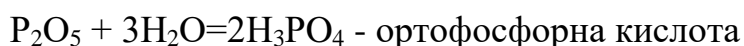
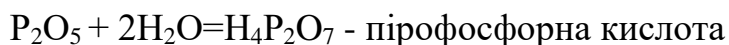
ч

Кількість атомів водню, здатних заміщатися металами з утворенням солей, визначає основність кислоти. Розрізняють кислоти одноосновні (наприклад HCl, HNO₃), двоосновні (H₂SO₄, H₂S), триосновні (H₃PO₄).

За хімічним складом кислоти ділять на безкисневі (HF, HCl і ін.) і оксигенвмісні (H₂SO₄, HNO₃ 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.

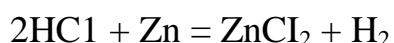
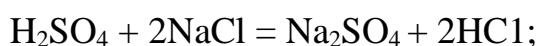
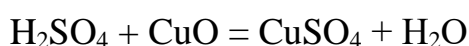
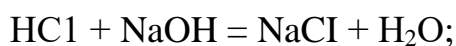
Наприклад:



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: HNO₃ - азотна кислота, H₂WO₄ - 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: H₂SO₃ - сірчиста кислота; HNO₂ - азотистая кислота.

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



Деякі кислоти розкладаються:



Визначають кислоти за допомогою індикаторів: лакмусу, метилового

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

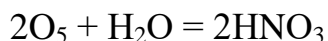
о

ч

оранжевого та ін.

Способи отримання кислот:

взаємодія ангідридів, з водою:



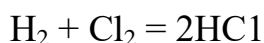
взаємодія солей з кислотами:



окислення простих речовин:



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

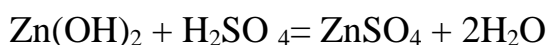


Основ. Амфотерні гідроксиди

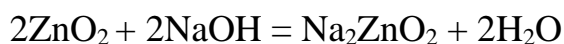
Залежно від числа гідроксильних груп основи бувають однокіслотні (KOH, NaOH і ін.) і многокіслотні [Ca(OH)₂, Ba(OH)₂ та ін.]. Основи, розчинні у воді, називають лугами. До них відносять основи, утворені лужними і лужноземельними металами, та гідроксид амонію.

За міжнародною номенклатурою основи називають гідроксидами. Наприклад, Fe(OH)₂ - гідроксид заліза (II), Fe(OH)₃ - гідроксид заліза (III).

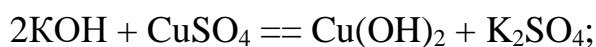
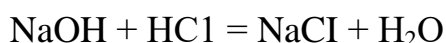
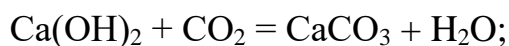
Амфотерні гідроксиди. Гідрати амфотерних оксидів, як і самі оксиди, мають амфотерними властивостями. З кислотами вони взаємодіють як основи:



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,

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

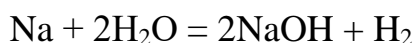
а

о

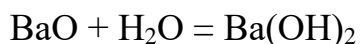
ч

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.

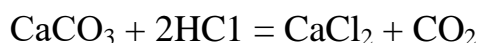
Солі

Солі ділять на середні (наприклад, Na_2SO_4 , Na_2CO_3), кислі (NaHSO_4 , NaHCO_3) і основні (NiOHNO_3 , AlOHSO_4).

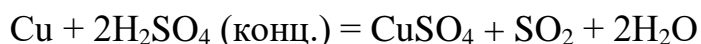
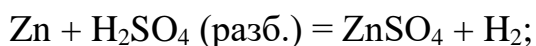
За міжнародною номенклатурою назва середніх і кислих солей роблять від назви кислот і металів, їх утворили. Так: CuSO_4 – купрум(II) сульфат, K_2SO_3 –калій сульфїт, NaHSO_3 – натрій гїдросульфїт, Na_3PO_4 –натрій фосфат, Na_2HPO_4 – натрій гїдрофосфат, NaH_2PO_4 – натрій дигїдрофосфат.

Основні солі називають гїдроксолями, наприклад: NiOHNO_3 – нїкель гїдроксонїтрат, AlOHSO_4 – алюмїній гїдроксосульфат.

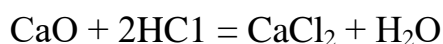
Солі реагують з солями, кислотами, лугами, водою, деякі розкладаються при нагрїванні:



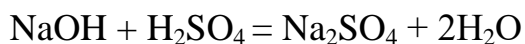
Середні солї отримують взаємодїєю металу з кислотою:



основного оксиду з кислотою:



гїдроксиду з кислотою:



солї з кислотою:



основного оксиду з кислотним:

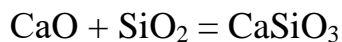
Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

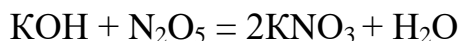
а

о

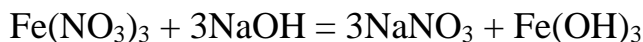
ч



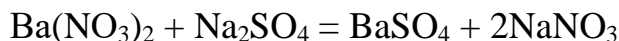
гідроксиду з кислотним оксидом:



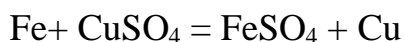
солі з лугом:



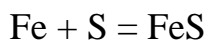
солі з сіллю:



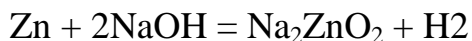
металу з сіллю:



металу з неметалом:



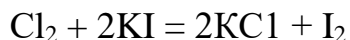
металу з лугом:



неметала з лугом:



неметала з сіллю:



Середні солі можна отримати також розкладанням кисневих солей при нагріванні:

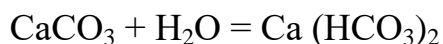


Способи отримання кислих солей:

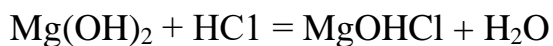
-неповна нейтралізація кислоти або кислотного оксиду гідроксидом:



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



-Основні солі найчастіше отримують неповної нейтралізацією гідроксиду кислотою:



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

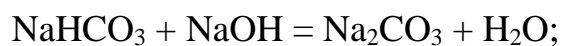
З

а

о

ч

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



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^{-5} - 10^{-7} 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^{-7} - 10^{-9} 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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 $<10^{-9}$ м і знаходяться у вигляді окремих молекул або іонів. Це гомогенні стійкі системи, на роздільюючися при скільки завгодно довгому стоянні. При цьому:

а) іонні розчини отримують при розчиненні у воді добре диссоціюючих солей, кислот і підстав. Наприклад: NaCl, Na₂SO₄, 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,

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

3

a

o

ч

межіонного 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 розчиненим 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) розглядали процес розчинення як механічний процес рівномірного розподілу часток розчиненої речовини по всьому об'єму розчинника.

Розчинник приймали за індіферентною середою. 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, 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.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

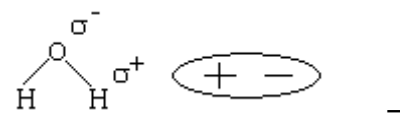
а

о

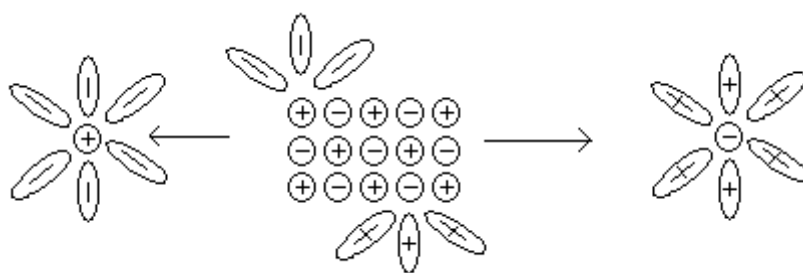
ч

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 H_2O



ДИПОЛЬ



кристал сольватований іон

NaCl

(KCl)

Між іонами і диполями розчинника виникає іон-дипольні зв'язку (взаємодія), що

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

грають велику роль при розчиненні. Ступінь гідратації іонів, тобто число молекул води, пов'язаних з різними іонами залежить від природи цих іонів.

Наприклад: Li^+ - 13 молей

Na^+ - 8 молей

Mg^{+2} -14 молей

Cl^- - 3 молей

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: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot$

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

$10\text{H}_2\text{O}$ 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:

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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:

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

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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

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

$$n \cdot \Xi = \frac{M_{v-va}}{\Xi_m}, \text{ то } C_N = \frac{M_{v-va}}{\Xi_m \cdot V_{p-pa}}$$

Між відсотковою, молярної і нормальною концентрацією існують формули переходу:

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

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

$$T = m / V_{r-l}$$

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:

$$C_m = \frac{n_{v-va}}{M_{p-ritelya}} \text{ моль/кг}$$
$$n = \frac{M_{v-va}}{M} \Rightarrow C_m = \frac{M_{v-va}}{M \cdot M_{p-ritelya} \text{ (кг)}}$$

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 n_1 і n_2 - кількість речовини розчинника ($n_1 = V_{розчинника}$) і розчиненої речовини ($n_2 = V_{розчиненої речовини}$)

Розчинність - це здатність речовини розчинятися в тому чи іншому розчиннику.

Кількісно розчинність виражається числом грамів, яке можна розчинити в 100 г

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

розчинника при даній температурі. На практиці розчинність твердих речовин виражають коефіцієнтом розчинності = мв-ва • 100 / м-раст-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 розчинитися 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 NaCl , AlCl_3 - майже не змінюється, CaC_2O_4 , Li_2CO_3 , CaCl_2 і т.д. - зменшується);

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

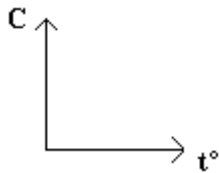
З

а

о

ч

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 гази 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 розчинятися 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

C₁ і C₂ концентрації речовини в першому і другому розчиннику;

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

К = 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 Cl₂, 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

P₀ - 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 розчиненої 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 не имеют, то будет иметь место односторонняя диффузия называемая осмосом (т.е. осмос - односторонняя диффузия).

Количественной характеристикой 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

ідеального газу і займала б об'єм рівний об'єму розчину».

$P = CRT$, де

P - осмотичне тиску розчину в кПа;

C - молярна концентрація розчину;

R - універсальна газова постійна = 0,083 атм.л / град;

T - температура в °К = 273°. Якщо тиску 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 тиску їх одно осмотичному тиску плазми крові). Загалом нормальний осмотичний тиску плазми крові одно $7 \cdot 10^6 - 8 \cdot 10^6$ Па;
- б) гіпотонічна (осмотичний тиску гіпертонічних розчинів більше осмотичного тиску плазми крові);
- в) гіпертонічне (осмотичний тиску 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;

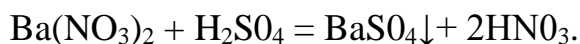
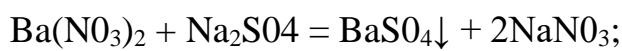
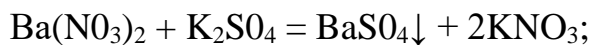
Тургор - стан напруги тканин, напруженість і еластичність тканини, яка змінюється в залежності від її фізіологічного стану.»

Реакції у розчинах електролітів. Іонні рівняння

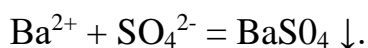
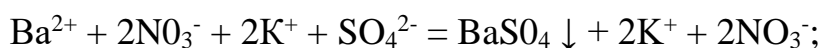
Згідно з теорією електролітичної дисоціації, реакції у розчинах електролітів відбуваються між іонами.

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 Ba^{2+} і SO_4^{2-} . Справді, якщо записати добре розчинні і сильні електроліти для всіх трьох рівнянь реакції утворення BaSO_4 у вигляді іонів і скоротити однакові іони в цих рівняннях, то можна бачити, що фактично реакція відбувається між іонами Ba^{2+} і 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:

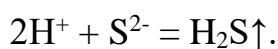
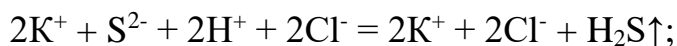
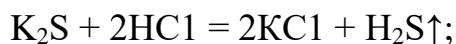
Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

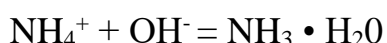
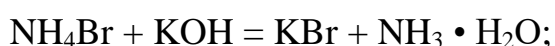
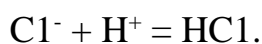
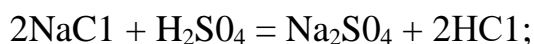
а

о

ч



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 (OH^- або H^+), а отже, і не зміщують її іонну рівновагу. Тому розчини таких солей, як NaClO_4 , KCl , KNO_3 , Na_2SO_4 , CaCl_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ не гідролізують, їх розчини нейтральні (рН = 7).

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

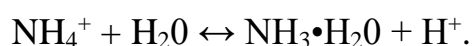
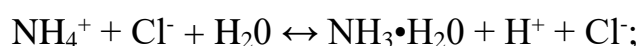
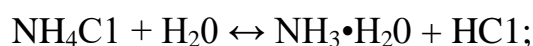
ч

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

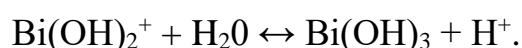
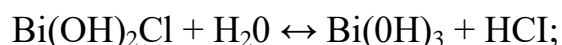
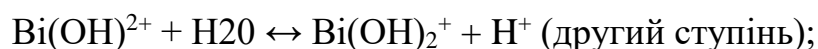
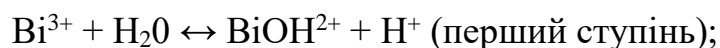
Розглянемо типові випадки гідролізу солей.

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 NH_4Cl відбувається відповідно до рівнянь:



Іони NH_4^+ взаємодіють з іонами гідроксиду води, утворюючи слабкий електроліт $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Іони водню води не утворюють з іонами Cl^- молекул, оскільки HCl - це сильний електроліт. Отже, у розчині створюється певний надлишок іонів водню і тому розчин NH_4Cl має кислу реакцію.

Подібно, проте ступінчасто, гідролізують солі, утворені багатокислотними слабкими основами. При цьому гідроліз солі відбувається переважно за першим ступенем:



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

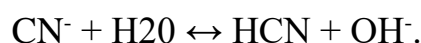
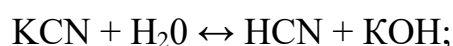
о

ч

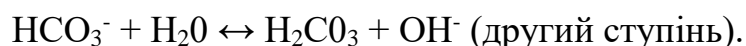
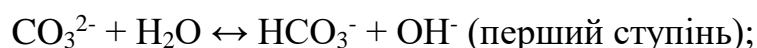
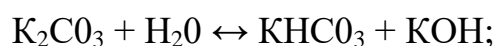
Такі самі рівняння реакцій гідролізу можна записати для солей AlCl_3 , FeCl_3 , $\text{Fe}(\text{C}_1\text{O}_4)_3$ та ін.

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_3COOK , K_2CO_3 , Na_2S , K_3PO_4 та ін. Запишемо рівняння гідролізу деяких з них:



Як видно, внаслідок гідролізу солі утворюється деякий надлишок іонів OH^- і тому розчини солей, утворених сильною основою і слабкою кислотою, мають лужну реакцію ($\text{pH} > 7$). 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

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?
3. В чому суть методу валентних зв'язків (ВЗ). Наведіть схеми утворення зв'язків в молекулах O₂, N₂, NH₃ за методом ВЗ.
4. Наведіть основні характеристики хімічних зв'язків та вкажіть одиниці їх вимірювання.
5. В чому суть методу молекулярних орбіталей (МО).
6. Намалюйте енергетичні діаграми молекул F₂ та CO за цим методом.
7. Прості речовини: метали та неметали.
8. Складні речовини.
9. Оксиди: класифікація, номенклатура, отримання, властивості.
10. Кислоти: класифікація, номенклатура, отримання, властивості.
11. Основи: класифікація, номенклатура, отримання, властивості.
12. Амфотерні гідроксиди: класифікація, номенклатура, отримання, властивості.
13. Солі: класифікація, номенклатура, отримання, властивості.
14. Визначення термінів: розчин, розчинник, розчинена речовина.
15. Розчини рідкі, тверді, газоподібні.
16. Теорія розчинів за Д.І. Менделєєвим і Н.С. Курнаковим.
17. Закон Вант-Гоффа.
18. Закон Генрі-Дальтона.
19. Закон Рауля.
20. Визначення поняття гідролізу.
21. Розчини рідкі, тверді, газоподібні.
22. Теорія розчинів за Д.І. Менделєєвим і Н.С. Курнаковим.
23. Закон Вант-Гоффа.
24. Типи гідролізу.

25. Умови протікання гідролізу.

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.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

9. Методи визначення еквівалентних мас.
10. Хімічні формули: емпіричні, структурні, молекулярні.
11. Сформулювати принцип Гунда.
12. Сформулювати та пояснити обидва правила Клечковського.
13. Історія відкриття періодичного закону та створення періодичної системи елементів.
14. Періодична система хімічних елементів як графічне відображення закону періодичності.
15. Структура періодичної системи. Періоди, ряди, групи, підгрупи.
16. Пояснити періодичний характер зміни властивостей простих речовин та сполук елементів.
17. Визначення хімічного зв'язку.
18. Параметри хімічного зв'язку.
19. Типи хімічного зв'язку.
20. Просторова конфігурація молекул.
21. Гібридизація валентних орбіталей центрального атома.
22. Характеристика ковалентного хімічного зв'язку.
23. Характеристика металевого зв'язку.
24. 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. – 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.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

Лекція № 3

Тема: «Окисно-відновні реакції. Суть основних понять окисно-відновних процесів. Основні типи окисно-відновних реакцій. Комплексні сполуки. Будова комплексних сполук: центральний атом та його координаційне число, ліганди, комплексний іон, іони зовнішньої сфери. Класифікація та номенклатура комплексних сполук. Вчення про хімічні елементи та їх сполуки. Загальна характеристика елемента або групи елементів. Хімічні властивості s-, p-, d-, f- елементів, форми та властивості їх сполук. Загальна характеристика s- та p- елементів.» - 2 год.

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

Лекція № 2

Тема: «Вчення про хімічні елементи та їх сполуки. Загальна характеристика елемента або групи елементів. Загальна характеристика s-, p-, d – елементів та їх сполук.» - 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

у водно-електролітному обміні головного мозку. Йони Na^+ і K^+ є одними з основних компонентів рідких середовищ організму, причому внутрішньоклітинна концентрація K^+ значно вища, ніж Na^+ , а у плазмі крові навпаки. Розподіл концентрацій катіонів K^+ і Na^+ має важливе фізіологічне значення: обумовлюють виникнення мембранного потенціалу клітин, приймають участь у передачі нервових імпульсів, регулюванні роботи серця, підтриманні осмотичного тиску в клітині.

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 хиття на Землі. Всі органічні речовини містять карбоновий скелет.

Мета: В результаті лекції студенти повинні ознайомитись з будовою молекул, та електронними формулами атомів елементів I A, II A, 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. Також повинні ознайомитись з будовою молекул, та електронними формулами атомів елементів VIB, VIIB, VIIB, 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.

Основні поняття: s-елементи, p-елементи, d-елементи, f-елементи, лужні метали, метод Сальвея, алотропія, алотропні модифікації, гібридизація.

План і організаційна структура лекції:

№№ п.п.	Основні етапи лекції та їх зміст.	Цілі у рівнях абстракції.	Тип лекції, оснащення	Розподіл часу.
---------	-----------------------------------	---------------------------	-----------------------	----------------

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

			лекції.	
1	2	3	4	5
I	Підготовчий етап			
1.	Визначення навчальних цілей.		Лекція комбінова	1%
2.	Забезпечення позитивної мотивації.			2%
II	Основний етап			
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. 5. Елементи головної підгрупи III групи(III A групи).	I II	Слайди Список літератури, питання, завдання.	90%

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

	<p>6. Елементи головної підгрупи IV групи (IV A групи). Загальна характеристика d- елементів.</p> <p>8. Елементи VI B групи</p> <p>9. Елементи VII B групи.</p> <p>10. Елементи VIII B групи.</p> <p>Елементи IB групи.</p> <p>12. Елементи IIB групи</p> <p>Заключний етап</p> <p>Резюме лекції, загальні висновки.</p>			
III	Відповіді лектора на			3%
4.	можливі запитання.			4%
5.	Завдання для самопідготовки студента.			5%
6.				

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

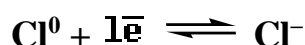
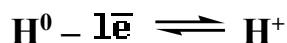
ч

електронами. До s-елементів відносять елементи ІА-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 p-елементів відносяться 30 елементів ІІІА-VІІІА-груп періодичної системи; p-елементи розташовані в другому і третьому малих періодах, а також в четвертому-шостому великих періодах. Елементи ІІІА-групи мають один електрон на p-орбіталі. У ІVА-VІІІА-групах спостерігається заповнення p-підрівня до 6 електронів. Загальна електронна формула p-елементів ns^2np^6 . У періодах при збільшенні заряду ядра атомні радіуси та іонні радіуси p-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 2p-елементів до 6p-елементів енергія іонізації зменшується. Посилюються металеві властивості p-елемента в групі із збільшенням порядкового номера. До d-елементів відносяться 32 елементи періодичної системи ІV-VІІ великих періодів. У ІІВ-групі у атомів з'являється перший електрон на d-орбіталі, у наступних В-групах d-підрівень заповнюється до 10 електронів. Загальна формула зовнішньої електронної оболонки $(n-1)d^a ns^b$, 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 В 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 s¹ - 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.

HNO₃, H₂O, NaH

У гідриді 80% водню пов'язані іонним зв'язком, а 20% - ковалентним.

При позитивної 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 H₂O, 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

¹H - протій

²H - дейтерій D

³H - 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

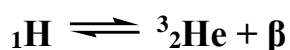
о

ч

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 поводить 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 H ближче до елементів VII групи.



Випромінюючи β -частки він трансформується в ізотоп гелія. Період напіврозкладання тритію – 12,5 років.

Фізичні властивості: безбарвний газ, не має запаху. У 14.5 разів легше повітря.

М.в. = 2

Т.пл. = $-259,60\text{C}$.

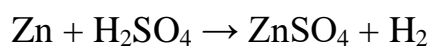
Молекула складається з двох атомів, пов'язаних неполярною ковалентною зв'язком. Тому водень мало розчинний у воді і органічних розчинниках. Особливістю водню є його здатність розчинятися в деяких металах - тріадах (Fe, Co, Ni, Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt).

Наприклад: у 1 обсязі паладію розчиняється до 700 об'ємів водню.

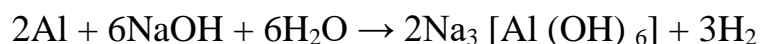
способи отримання

1 Лабораторні

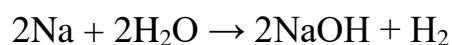
а) взаємодія металів, що стоять в ряду напруги до водню, з кислотами:



б) взаємодія деяких металів з розчинами лугів:



в) дією активних металів на воду:



2 Промислові:

а) Електролізом води в присутності електролітів - H_2SO_4 , NaOH

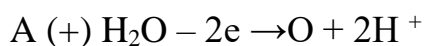
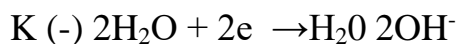
Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

3

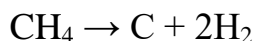
а

о

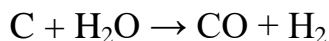
ч



б) термічної розкладання CH_4 при 700-10000С



в) дією парів води на розпечене вугілля

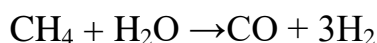


З каталізатором реакція йде далі



CO_2 - видаляють під тиском у воді.

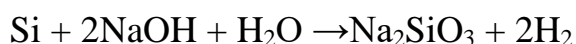
г) взаємодією CH_4 з парами H_2O при температурі 11000С в присутності каталізатора (Ni):



д) залізопаровим:



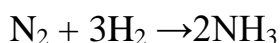
е) в польових умовах



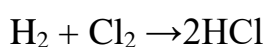
ж) метод глибокого охолодження коксового газу

Застосування

1. Для синтезу аміаку NH_3



2. Для синтезу хлороводню HCl



3. Для гідрогенізації рослинних жирів

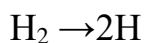
4. У суміші з CO як водняний газ застосовується у вигляді палива

5. Для досягнення низьких і високих температур

При горінні водню в атмосфері кисню температура полум'я досягає 26000С

Хімічні властивості

Молекула H_2 - з'єднання малоактивне, тому атоми в молекулі пов'язані міцнішим зв'язком. При високих температурах молекула водню дисоціює на атоми



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

При температурі 50000С дисоціація пості повна. У цьому випадку утворюється атомарний водень, в хімічних реакціях в момент виділення (in status nascendi).

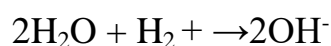
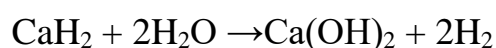
Існують частки секунди, після чого утворює молекули.

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.

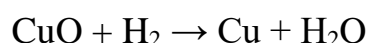
Гідриди з іонним характером зв'язку при взаємодії з H₂O виділяють водень і утворюють заснування:



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 рас

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

творіння 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 .

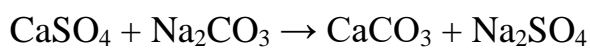
Жорсткість води усувається фізичними і хімічними методами.

Тимчасова жорсткість усувається шляхом кип'ятіння води:



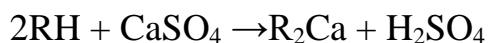
Прикладом цього є накип у судинах на їхніх стінках, що виникає після кип'ятіння води.

Хімічний спосіб зменшення жорсткості води полягає в додаванні соди або гашеного вапна до води:

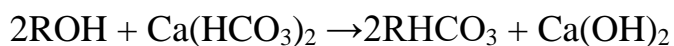


Останнім часом в техніці широке поширення одержали методи усунення жорсткості води за допомогою іонітів і іоннообменників, що містять смоли на основі фенолформальдегідних полімерів.

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

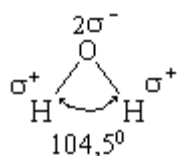
ч

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.

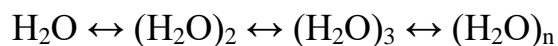


Дипольний момент води становить 1,84 Дебая (Д).

У вигляді окремих молекул вода може перебувати в пароподібному стані. Тоді її формула H₂O.



Для кожної температури має місце рівновага:

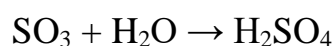


При підвищеній температурі рівновагу зміщений вліво, а зниження температури призводить до зміщення рівноваги вправо.

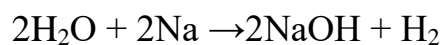
Дипольна асоціація молекул води обумовлена їх взаємодією за рахунок водневого зв'язку.

Хімічні властивості

1 При взаємодії з оксидами металів і неметалів утворюються основи і кислоти відповідно:



2 Взаємодіють з активними металами з виділенням водню:



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

З 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, сироподібна рідина з температурою кипіння $101,4^{\circ}C$, температура плавлення - $+ 3,8^{\circ}C$.

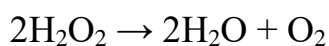
За фізіологічною дією на організм вважається отруйною. Застосовується як сповільнювач реакції в ядерних реакторах.

Перекис водню

Формула сполуки - H_2O_2 . Структурна формула $H-O-O-H$. У цьому з'єднанні є так званий перекисний місток $-O-O-$. Це бесцветная, сиропобразная рідину з густиною $1,44 \text{ г / см}^3$, температура кипіння $150,2^{\circ}C$, температура замерзання - $0,43^{\circ}C$.

У лабораторіях використовують 3-30% розчин. 3% - перекис водню 3% розчин, а 30% - пергідроль.

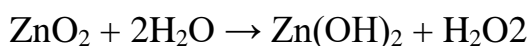
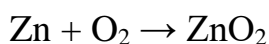
Перекис водню з'єднання нестійке і розкладається навіть при низьких температурах:



У природі H_2O_2 утворюється як побічний продукт при повільному окисленні органічних і деяких мінеральних речовин киснем повітря.

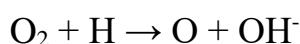
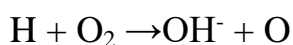
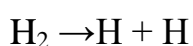
Отримання пероксиду водню:

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



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

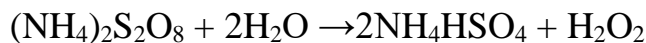
о

ч



в) у виробничих умовах:

Перекис водню промисловим способом отримують електролітичним освітою персульфат-іона і наступним його гідролізом. Пероксодисульфатну кислоту отримують електролітичним способом при анодному окисленні сірчаної кислоти. Матеріалом для електродів служить платина.

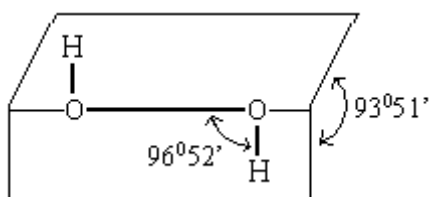


Утворився перекис водню видаляють перегонкою при температурі 700С і низькому тиску. Таким чином можна отримати концентровані розчини (28-35 вагових%) пероксиду водню. Концентровані розчини дуже чутливі до присутності іонів металів, які каталізують розкладання; до цих розчинів необхідно додавати інгібітори: піросульфат або станат натрію, і зберігати в чистих алюмінієвих контейнерах.

Хімічні властивості H_2O_2

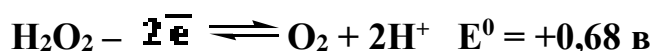
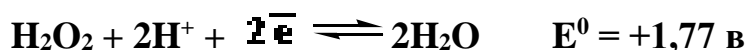
У розведених розчинах перекис водню більш сильна кислота, ніж вода, $K_a = 1,5 \cdot 10^{-12}$.

Молекула H_2O_2 має будову косою ланцюга. Бар'єр внутрішнього обертання щодо -O-O- зв'язку дуже невеликий. У рідкому стані H_2O_2 асоційована навіть більш сильно, ніж вода, внаслідок утворення водневих зв'язків.



Ступінь окислювання O_2 в H_2O_2 дорівнює -1, тобто має проміжне значення між окислення O_2 в H_2O (-2) і в молекулі O_2 (0). Тому H_2O_2 має властивості як окислювача так і відновника.

Значення окисно-відновних потенціалів також дає нам уявлення про її окислювально-відновних властивостях у водних розчинах:



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

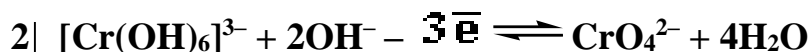
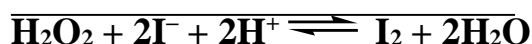
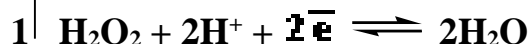
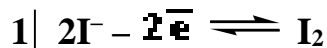
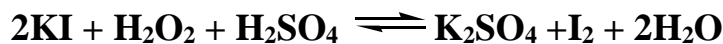
а

о

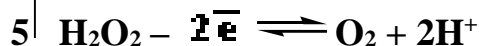
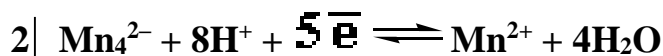
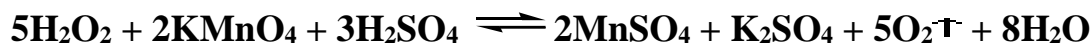
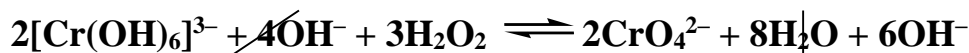
ч



Звідси випливає, що перекис водню є сильним окислювачем в кислому середовищі і в лужному середовищі; тільки по відношенню до таких сильних окислительям, як 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 H_2O_2 застосовуються для відбілювання тваринних жирів,

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

3

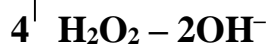
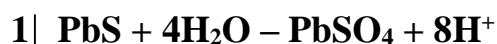
a

o

ч

слонової кістки, шкур, хутряних виробів тощо

4. Для оновлення старих картин, при написанні яких використовувалися свинцеві білила, які під впливом H_2S повітря переходять в з'єднання чорного кольору - PbS і картини чорніють:



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 = $180,5^\circ\text{C}$; Cs - $28,6^\circ\text{C}$). За щільністю Li , Na , K легше води. Легко ріжуться ножом; свіжий розряд має сріблястий блиск.

Проводять тепло і електрику. Забарвлюють полум'я:

Li - коричнево-червоний колір;

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

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.

Na₂SO₄ · 10H₂O - глауберової сіль; великі запаси в затоці Кара-Богаз-Гол.

NaNO₃ - чилійська селітра;

Na₂B₄O₇ · 10H₂O - бура;

KCl - сільвін;

KCl · MgCl₂ · 6H₂O - керналіт.

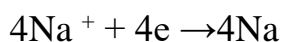
Rb і Cs в порівнянні з Na і K зустрічаються у вкрай незначних кількостях. Fr отримують штучним шляхом, при радіоактивному розпаді актинія.

Методи отримання.

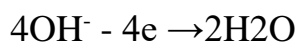
В даний час металеві літій, натрій і калій отримують електролітично: літій - електролізом розплавленої суміші хлориду і фториду літію; натрій і калій - електролізом їх гідроксидів:



катод



анод



Застосування.

Найбільш широке застосування знаходить натрій. Використовується для одержання пероксиду натрію Na₂O₂, 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

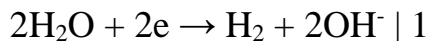
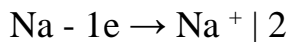
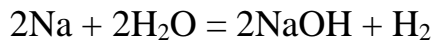
З

а

о

ч

валентний електрон. Вони легко окислюються іоном водню води:



Найголовніші солі:

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

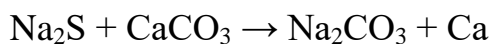
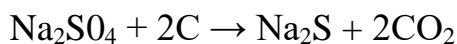
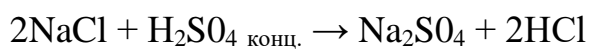
Na_2CO_3 - кальцинована сода

NaHCO_3 - питна сода

Отримання соди.

Сода відома давно і використовувалася для отримання мила і скла. Na_2CO_3 - термічно стійкі сполуки, не розкладаються при нагріванні на відміну від карбонатів лужноземельних металів.

1. Спосіб Леблана:



Кухонна сіль піддається дії концентрованої H_2SO_4 , виходить Na_2SO_4 і HCl .

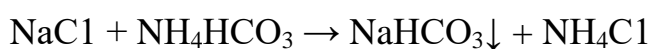
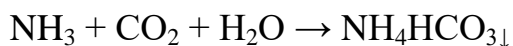
Сульфат натрію змішують з вапняком і з вугіллям "С", прожарюють в печі.

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 NaHCO_3 , тому він порівняно мало розчинний.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

Гідрокарбонат Na прожарюють, кальцинир:



Сода, отримана за методом Сал'вея, чистіша, містить до 98,5% Na_2CO_3 . Знаходить застосування в промисловості у виробництві скла, приміняється у текстильній, паперовій промисловості, для пом'якшення H_2O .

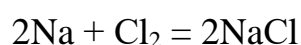
Солі калію використовуються в основному як добрива.



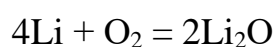
Всі солі лужних металів добре розчиняються у воді, за винятком: KClO_4 - перхлорат калію.

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. Rb і Cs - реагують з водою з сильним вибухом. Окислювання протікає енергійніше, чим далі знаходиться від ядра валентний електрон.

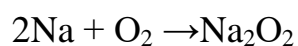
Лужні метали взаємодіють з воднем, окислюються усіма окислювачами як H_2 , F_2 , Br_2 , I_2 , O_2 , S, N, P і т.д.



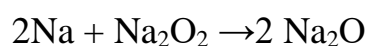
На повітрі літій, натрій і калій швидко окислюються, а рубідій і цезій спалахують. Тому лужні метали зберігають під шаром гасу. При горінні в кисні літій утворює оксид:



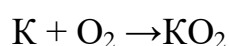
Для натрію характерний утворення пероксидів:



Оксид натрію отримують непрямим шляхом:



Натрій, рубідій і цезій при згорянні утворюють надпероксида:



Пероксид натрію застосовують для відбілення різних матеріалів у складі пральних порошоків; у водному розчині відбувається гідроліз:

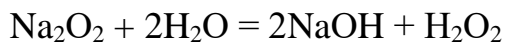
Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

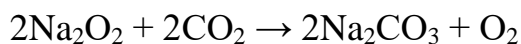
а

о

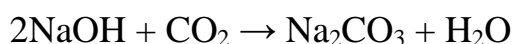
ч



Перекис водню окисляє фарбувальні речовини. Na_2O_2 застосовують в підводних човнах для зв'язування діоксиду вуглецю:



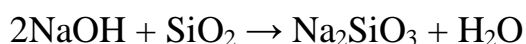
Гідроксиди лужних металів - тверді гігроскопічні речовини, добре розчинні у воді з виділенням великої кількості тепла. Вони роз'їдають шкіру, папір, тканини і тому називаються їдкими лугами. Поглинають з повітря CO_2 :



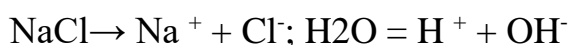
Зберігають в добре закритих посудинах залитих парафіном. Практичне значення мають NaOH і KOH .

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:

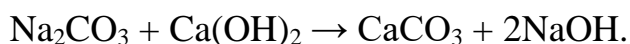


KOH - дорожчий продукт. Отримують їх електролізом водних розчинів NaCl і KCl



На катоді виділяється водень, у анода - хлор; іони OH^- і 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;

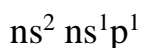
Na_2CO_3 - кальцинована сода;

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:



	BeO	Mg	CaO	S₂O	BaO
т. пл. °С	2820	3075	2860	2730	2126
пл. г/см ³	3,03	3,65	3,32	4,7	5,72
Розчинність в Н ₂ 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 ножом 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

складу різних мінералів солей вугільної кислоти:

CaCO_3 - крейда, вапняк, мармур;

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

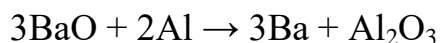
MgSO_4 ; MgCl_2 ; MgBr_2 - в морській воді;

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ - фосфорит.

Радій зустрічається в уранових рудах.

Методи отримання.

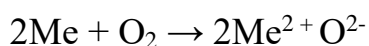
Be, Mg, Ca і Sr отримують електролізом розплавів їх солей. Барій високого ступеня чистоти отримують відновленням його алюмінієм з окису барію:



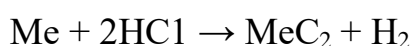
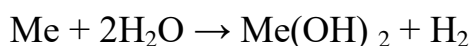
Внаслідок високої хімічної активності лужноземельні метали (Ca, Sr та Ba) зберігають під гасом або в запаяних посудинах (кальцій можна зберігати в щільно закритих металевих банках).

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; іон-намі водню води і кислот:



Активність взаємодії з водою не для всіх металів однакова.

Берилій окислюється тільки при високій температурі, причому, образуються

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

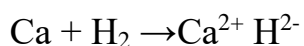
ч

кірка гідроокису щільно пристає до поверхні металу і оберігає його від подальшого окислення.

Магній окислюється на холоді повільно, кальцій, стронцій і барій (по мере, зростання порядкового номера) більш енергійно взаємодіє з водою.

Самі метали і летючі їх солі забарвлюють безбарвне полум'я газового горелки.

При взаємодії з воднем утворюють гідриди (крім берилію, гідрид якого отримано непрямим шляхом, а гідрид Mg - синтезом з елементів, але в присутності MgS_2 і під високим тиском і при високій температурі):



Застосування.

Найбільш значення елементів головної підгрупи 11-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 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.

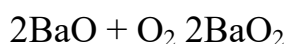
Пероксиди.

Загальна формула $Me(O_2)$. Отримують штучним шляхом. З них - пероксид берилію не отримана; пероксид магнію - існує тільки у водному розчині.

Виходять перекису:



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.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

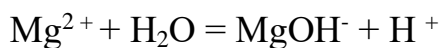
о

ч

У природі з фторидів зустрічається плавииковий 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 $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, міститься в морській воді, надаючи їй гіркий смак. MgCl_2 - дуже гігроскопічна речовина; зволоження кухонної солі пояснюється наявністю в ній MgCl_2 .

$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ - 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 сільського господарства; 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, Na^+ містяться в основному в рідинах організму, наприклад, в NaH_2PO_4 , які обумовлюють постійне рН крові. Іони калію пов'язані з компонентами клітин. Добова потреба дорослої людини в 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 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. Ca^{2+} відіграють важливу роль при згортанні крові, в їх відсутності малі кров'яні судини стають проникними.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

У тваринному організмі Mg^{2+} почасти грають роль онтогоніста Ca^{2+} , він незамінний для діяльності деяких важливих ферментів, наприклад, карбоксилази. У рослинах Mg^{2+} грає особливо важливу роль, тому входить до складу хлорофіла.

Елементи головної підгрупи III групи ПС(III A групи).

Головну підгрупу III - ій групи складають типові p- елементи: B, Al, Ga, In, Tl. У атомів цієї підгрупи на зовнішньому квантовому шарі по 3 електрона, з яких два s- і один p-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 p- 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.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

Прості речовини, і їх фізичні константи.

Елементи головної підгрупи III-ї 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 ³					

Аллотропические видозміни є тільки в бору (аморфний і кристалічний). Бор є кіслородообразаючим 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:

H₃BO₃ - борна кислота;

Na₂B₄O₇·10H₂O - бура (тетраборат натрію);

CaB₄O₇·4H₂O - 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 / см³.

Хімічні властивості:

При звичайній температурі бор стійкий по відношенню до кисню при нагріванні до 700°C він згоряє з утворенням оксиду бору



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

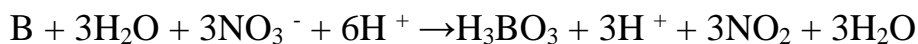
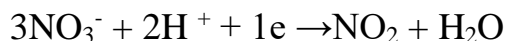
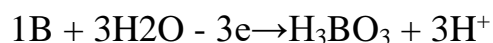
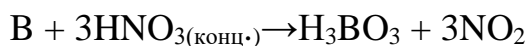
З

а

о

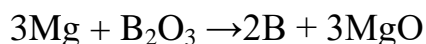
ч

Окислюється галогенами (F, Cl, Br), S, конц. H₂SO₄, і царською горілкою:



Попросіть їхньої отримання:

Бор отримують відновленням його оксиду магнієм:



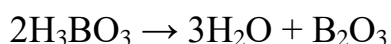
При цьому виходить аморфний бор.

Застосування:

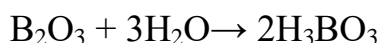
Бор сильно поглинає нейтрони, тому його використовують при виготовленні регулюючих стрижнів в ядерних реакторах; вводять в різні сталі і сплави.

Сполуки бору:

B₂O₃ - борний ангідрид, утворюється при горінні бору та зневодненні борної кислоти:

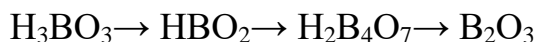


Безбарвна тендітна склоподібна маса, добре розчинна у воді, з утворенням ортоборної кислоти:



H₃BO₃ - 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 (HBO₂), потім у тетраборную кислоту (H₂B₄O₇), і, нарешті, в борний ангідрид (B₂O₃).

Розчинення цих речовин в H₂O супроводжується їх переходом в H₃BO₃:



Дуже слабка кислота з K = 5,3. 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 xB₂O₃. уH₂O (x

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

= 2, y = 1); найчастіше від тетраборної $H_2B_4O_7$, 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,

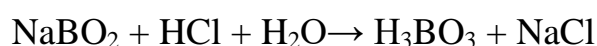
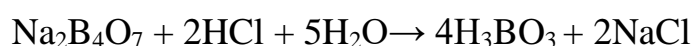
відома у вигляді солей - тетраборатів. Так, при нейтралізації H_3BO_3 лугами утворюються тетраборат:



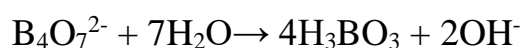
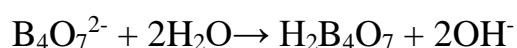
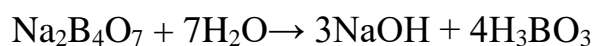
Надлишком лугу тетраборат можуть бути переведені в метаборати:



С іншого боку при дії на тетраборат або метаборати сильних кислот виділяється вільна H_3BO_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:

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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 Al_2O_3 . Найчастіше формула бокситів записується як $Al_2O_3 \cdot n H_2O$.

$Na_3[AlF_6]$ - кріоліт

Al_2O_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.

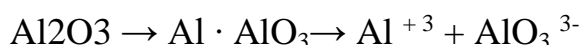
В даний час їх роблять штучним шляхом плавлення і наступної кристалізації Al_2O_3 у присутності відповідних домішок.

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 $t = 2050^\circ C$ і не проводить струм. Суміш $Na_3[AlF_6]$ і 10% Al_2O_3 плавиться при $960^\circ C$, при цьому відбувається дисоціація:



Рідкий Al збирається на дні ванни.

Фізичні властивості:

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

Al - сріблясто-білий легкий метал. Щільність 2,7г/см³. t ° пл. 660°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:

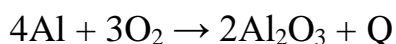
AlCl₃ - хлорид алюмінію;

Al₂S₃ - сульфід алюмінію;

AlN - нітрид алюмінію;

Al₄C₃ - 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. HNO₃ і H₂SO₄. З водою Al не взаємодіє, т. К. Покритий оксидом, якщо його видалити, то Al буде окислюватися іонами водню:

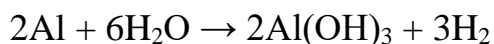
Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

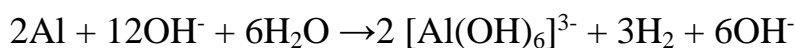
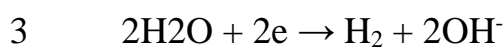
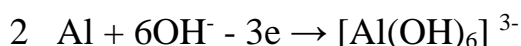
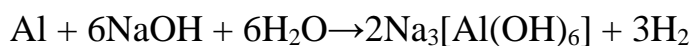
а

о

ч



Al добре взаємодіє з лугами:

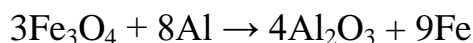
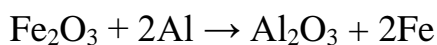


Велику спорідненість Al до кисню було використано Н.Н. Бекетовим для відновлення металів з їх оксидів, Al - алюмотермія (крім CaO, BaO, MgO).

Більшість важких металів встановлюються з їх оксидів.

Термітне зварювання - суміш оксидів заліза Fe_2O_3 або Fe_3O_4 з металевим Al, кінт.,

Підпалюється:



За рахунок високої температури залізо плавиться і заливає кінці зварюваних конструкцій.

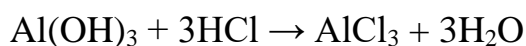
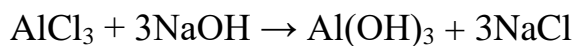
Сполуки Al:

Al_2O_3 - оксид алюмінію (глинозем), не розчинний у воді, речовина білого кольору, оксид амфотерен. Розчиняється в лугах:



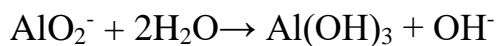
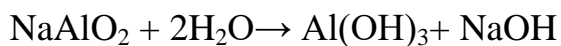
При сплавленні з лугами ($\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$) основні властивості виражені сильніше, ніж кислотні.

$\text{Al}(\text{OH})_3$ - гідроксид алюмінію, у воді не розчинний, має амфотерні властивості і адсорбційними.



Зсув рівноваги залежить від $[\text{H}^+]$ і $[\text{OH}^-]$.

Солі Al у водних розчинах піддаються гідролізу:



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

3

a

o

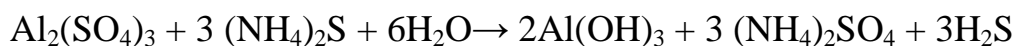
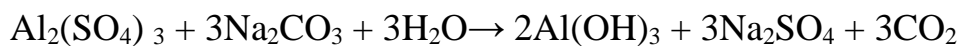
ч

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 Al:

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.

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ - 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 А 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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 (PbO₂).

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. °C	3500	1423	9372	231,8	327,4
t кип. °C	(графіт) 3850	2130	2830	2687	1751
Плотність, г/см ³	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.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

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 багатющі 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

діамантами. Графіт застосовують для виготовлення олівців, як сповільнювач нейтронів в ядерних реакторах.

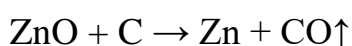
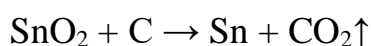
К а р б і н - форма елементарного вуглецю, що складається з лінійних ланцюгових полімерів типу $(=C-C=)_n$, мелкокристаллическое речовина чорного кольору.

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

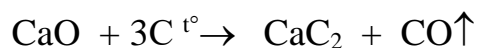
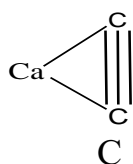
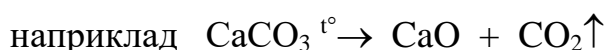


З металами утворює сполуки, які представляють собою кристалічні речовини, звані карбідами. За хімічними властивостями карбіди поділяються на групи:

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 MoC , вони застосовуються для виготовлення особливо твердих сплавів.

Отримують карбіди при безпосередній взаємодії вуглецю з різними елементарними речовинами при високій температурі.



Карбід кальцію CaC_2 використовується для отримання ацетилену за нижче

наведеної реакції (взаємодія карбїду 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 CO та карбон(IV) оксид CO₂.

Карбон(IV) оксид - CO₂. O = C = O будова молекули лінійне, кожен атом кисню приєднаний до атома вуглецю подвійний ковалентним зв'язком. Дипольний момент молекули дорівнює нулю.

Невелика кількість CO₂ 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.

CO₂ - 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.

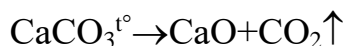
У хімічному відношенні - кислотний ангідрид. У водному розчині перебуває в рівноважному стані яке зрушено вліво, при нагріванні також вліво, введення OH⁻ - рівновага зміщується вправо.

СПОСОБИ ОТРИМАННЯ

Лабораторні способи:



У великих кількостях CO₂ утворюється в якості побічного продукту при випалюванні вапняку:



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

Застосовується CO₂ для отримання соди за методом Сольве, газування мінеральних вод, в холодильній справі, у вогнегасниках, твердий CO₂ - як сухий лід, а також для штучного дощування. Сублимація твердого CO₂ серед хмар викликає утворення крапельок води навколо найдрібніших твердих частинок CO₂, що є центром конденсації води. Вугільна (карбонатна) кислота (H₂CO₃) - існує тільки у водних розчинах, оскільки є нестійким з'єднанням і при нагріванні розкладається на CO₂ і H₂O.

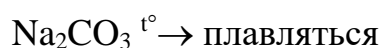


Константи першого та другого ступеню електролітичної дисоціації такі:

$$K = 4,31 \cdot 10^{-7}, \quad k = 4,70 \cdot 10^{-11}$$

Таким чином, вугільна кислота - слабка двухосновна кислота, утворює два ряди солей: кислі - гідрокарбонати NaHCO₃; Ca(HCO₃)₂, середні карбонати - CaCO₃, Na₂CO₃, K₂CO₃ та інші.

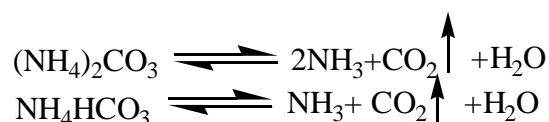
Гідрокарбонати легко розчиняються у воді. Карбонати не розчинні у воді, за винятком карбонатів лужних металів і амонію. При сильному нагріванні карбонати лужних металів плавляться, що не розкладаючись, решта карбонати термічно розкладаються:



Всі карбонати розкладаються оцтової і мінеральними кислотами. Водні розчини карбонатів у внаслідок гідролізу дають лужну реакцію.

Карбонатів і гідрокарбонатів

Найбільш важливими в технічному відношенні карбонатами є: Na₂CO₃ - сода кальцинована; Na₂CO₃•10H₂O - сода кристалічна; NaHCO₃ - сода питна (медична); K₂CO₃ - поташ; CaCO₃ – вапняк, крейда, мармур.



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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

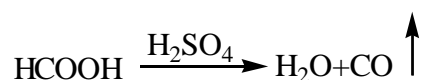
0,12 мг / л - смертельна доза

Небезпека отруєння виключно велика, оскільки оксид вуглецю не можна виявити в повітрі за запахом. Перша допомога - спокій, свіже повітря, вдихання кисню.

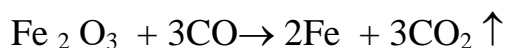
Утворюється оксид вуглецю при горінні вугілля або углевмістких з'єднань при нестачі кисню (повітря) в умовах високої температури:



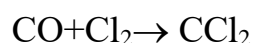
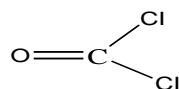
В лабораторії



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 COCl₂ отримав англійський хімік Гемфрі Деві. У зв'язку з тим, що реакція синтезу COCl₂ відбувається при дії світла, це з'єднання отримало назву «фосген», що в

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

3

a

o

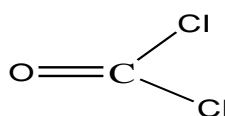
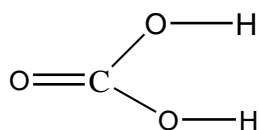
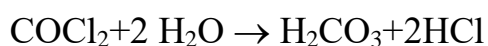
ч

перекладі з англійської «народжений світлом».

Фосген - безбарвний, надзвичайно отруйний газ, що володіє задушливим запахом. У період I Світової війни застосовувався як БОВ, знаходить застосування при синтезі багатьох органічних сполук.

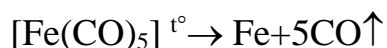
У хімічному відношенні фосген можна розглядати як хлорангідрид вугільної кислоти (галогенангідриди), тобто як продукт заміщення в кислоті ОН групи на галоген:

При взаємодії з водою галогенангідриди дають дві кислоти:



Оксид вуглецю з металами утворює карбоніли:

[Fe(CO)₅], [Ni(CO)₄], [Cr(CO)₆] -Комплексні або координаційні сполуки. Ці сполуки - небудь рідину, або летючі тверді речовини. Вони токсичні, розкладаються при нагріванні:

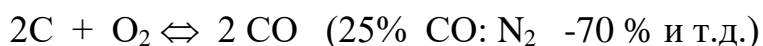


Цим користуються для отримання хімічно чистих металів і для нанесення металу на поверхні предмета, що має складний рельєф.

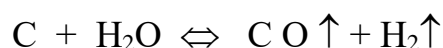
Застосування карбон монооксиду.

В якості газоподібного палива (генераторний і водяний газ).

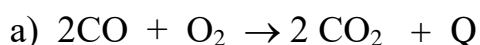
а) генераторний газ - суміш газів, що отримується в спеціальних печах (генераторах), при неповному спалюванні кам'яного вугілля:



б) Водяний газ - суміш газів, що отримується при пропущенні водяної пари над розпеченим вугіллям:



При спалюванні виділяється велика кількість тепла:



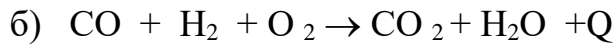
Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

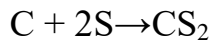
о

ч



Сполуки карбону з сульфуром

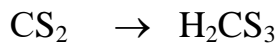
При пропускання парів сірки над розпеченим вугіллям, вуглець безпосередньо з'єднується з сіркою:



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 CO_2 дітіоуглерод



ангідрид карбонатна кислота



тіоангідрид тіокарбонатна кислота

H_2CS_3 – тіокарбонатна (тіовугільна) кислота - олієподібна рідина, розчинна у воді. Нестійка сполука:



При збовтуванні калій сульфід з 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

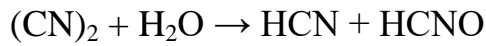
о

ч

з азотом, з утворенням диціану або ціану.



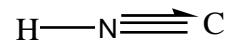
Це безбарвний газ, отруйний, розчиняється у воді, з різким запахом, що нагадує запах гіркокого мигдалю. Гідроліз $(\text{CN})_2$ показує його псевдогалогенний характер, тобто хімічне схожість з галогенами.



ціано- ціанових кислота воднева кислота



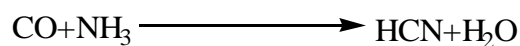
Подібно галогенам, диціан утворює з воднем HCN - ціаністий водень, газоподібна речовина (сильно отруйна!), Що складається з молекул з ковалентними зв'язками, що мають лінійну структуру:



таутомерні форми з ціаністий водень

На відміну від галогеноводородов HCl на воді веде себе як дуже слабка кислота. Кдіс. = 7. 10^{-10} За рахунок водороних зв'язків молекули 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:

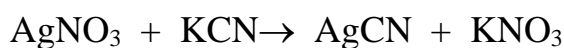


катализато



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:



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

З ціанідів у техніці застосовуються NaCN і KCN: сама кислота-в органічному синтезі. Це надзвичайно отруйна речовина (смертельна доза 50 мг).

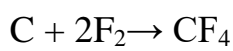
HCNO (H-O-C≡N) - ц і а н о в а я кислота. Солі ц і а н а т и або ціановокиислого KCNO і NaCNO - застосовуються в органічному синтезі. Ізомер ціанової кислоти - гримуча кислота - існує тільки в розчинах - H—O—N=C. Стрілкою показаний координаційний зв'язок. Солі її легко вибухають і дуже отруйні. З них найбільше значення має гримуча H(ONC)₂ як детонатор.

Роданидна кислота HSCN стійка лише в розведених розчинах, Гостре кислота подібно хлористоводневої $K = 1,4 \cdot 10^{-1}$.

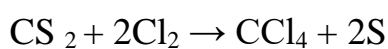
Кислота і її солі не отруйні, солі називаються роданидами, добре розчинні у воді. Отримують при кип'ятінні з сіркою.

Сполуки карбону з галогенами

З галогенів тільки фтор безпосередньо взаємодіє з вуглецем, утворюючи тетрафторид вуглецю:



При хлоруванні метану утворюються такі продукти: CH₃Cl - хлористий метил CH₂Cl₂ - хлористий метилен CHCl₃ - хлороформ CCl₄ – тетрахлорметан, CCl₄ - чотирихлористий вуглець, важка безбарвна рідина зі слабким запахом, з точкою кипіння 77⁰C, не змішується з водою, застосовується як розчинник. У промисловості отримують:



Застосовують також у деяких системах вогнегасників (пари CCl₄ 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 SiO₂, зустрічається у вигляді різних мінералів - кварц, гірський криштал, пісок та ін., А також силікатних і алюмосилікатних порід. Кремній утворює два аллотропических видозміни: кристалічний і аморфний кремній.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

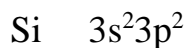
З

а

о

ч

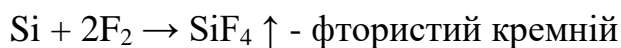
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ



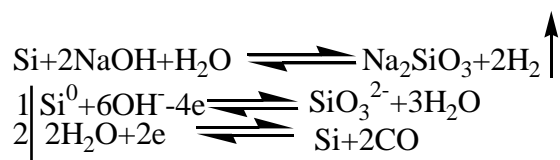
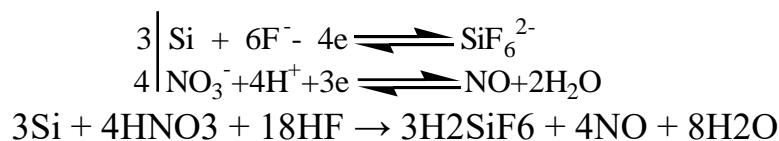
JS	P		
↓↑	J↓	J↓	J

S	p		
J↓	J↓	J↓	J↓

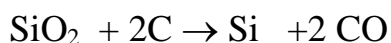
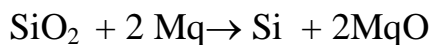
У звичайних умовах кремній досить інертний і реагує тільки з фтором:



При високій температурі взаємодіє майже з усіма неметалами і багатьма металами. Кремній пасивується кислотами і розчиняється тільки в суміші HF і 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:

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

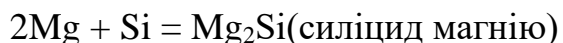
З

а

о

ч

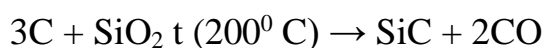
З'єднання з металами (силіциди). За зовнішнім виглядом нагадують сплави з металами. Властивості силіцидів нагадують властивості карбідів, але більш стійкі по відношенню до води і кислотам.



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).

Al₂O₃ - корунд. Кристалічна речовина з щільністю 3,17 г / см³, температура плавлення 18300С. По твердості наближається до алмазу. У хімічному відношенні виключно інертний: отримують по реакції:

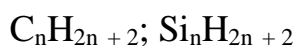


Знаходить широке застосування як абразив і у виробництві вогнетривких матеріалів.

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:



Сілан є сильним відновником і запалиться на повітрі. Отримують їх непрямим шляхом:

$\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{HCl} \rightarrow 2\text{MgCl}_2 + \text{SiH}_4$ - газоподібна речовина з дуже неприємним запахом.

Сполуки кремнію з киснем.

SiO - силіцій(II) оксид

SiO₂ - діоксид кремнію - силіцій(IV) оксид

SiO - силіцій(II) оксид, в природі у вільному вигляді не зустрічається, може бути отриманий в особливих умовах.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

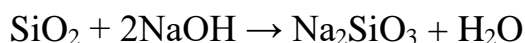
З

а

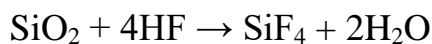
о

ч

SiO₂ - діоксид кремнію, надзвичайно стійка речовина, широко поширене в природі. У воді не розчинно, як ангідрид кремнієвої кислоти взаємодіє з лугами.



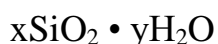
З кислот на діоксид кремнію діють тільки плавикова кислота:



Застосування SiO₂ - в будівництві, скляному виробництві, для виготовлення кварцового скла та посуду з нього, для виготовлення оптичних приладів.

Крем'яні кислоти.

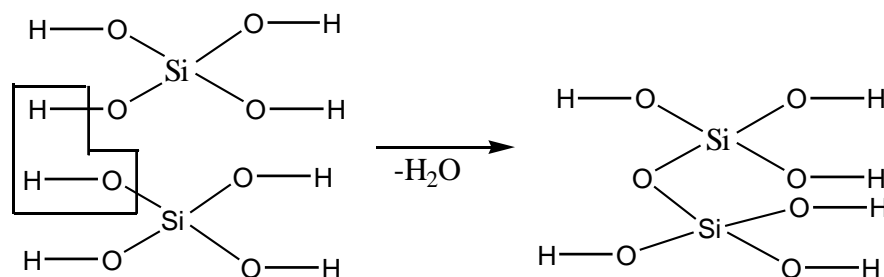
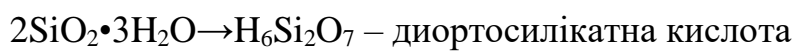
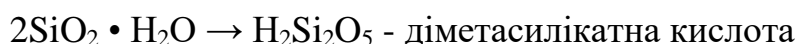
Діоксиду кремнію відповідають різні кремніві кислоти загальної формули



H₂SiO₃ / SiO₂ • H₂O / - метасилікатна кислота

H₄SiO₄ / SiO₂ • 2H₂O / - ортосилікатна кислота

Крім простих кислот, існують полікислоти - похідні від мета- або ортокислоти або обох одночасно:



Формули кислоти силіцію виведені на підставі формул їх солей, а виділити їх у вільному вигляді їх не вдалося. Тому, при утворенні крем'яних кислот пишуть спрощену формулу H₂SiO₃ – метакремневої (метасилікатної) кислоти.

Перехід ортокремневої кислоти в полікислоти супроводжується перетворенням молекулярного розчину H₂SiO₄ в колоїдні розчини - золі. Золі небудь застудневаючі цілком, тобто перетворюються на гель, або крем'яні кислоти випадають у вигляді об'ємистих опадів, що включають велику кількість води. Нагріваючи опади полікремневих кислот, тобто поступово їх зневоднюючи,

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

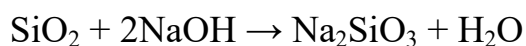
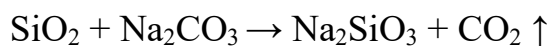
З

а

о

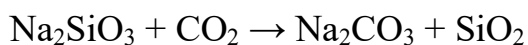
ч

отримують тонкодисперсний осад 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:



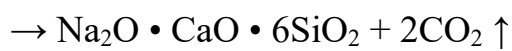
Водні розчини рідкого піску застосовуються як канцелярський клей, для просочення паперу, дерева, тканин з метою надання їм вогнестійкості, міцності.

Такі розчини твердіють на повітрі:



Розчинні солі силікатної кислоти легко гідролізуються.

Штучними силікатами є скла, хімічний склад яких різноманітний. Основною сировиною для проіздства скла є SiO_2 , CaCO_3 , Na_2CO_3 :



звичайне скло

Якщо до складу скла входять K^+ - тугоплавке скло, а 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 чотирехфтористий кремній:



або при нагріванні



- фторид кремнію - безбарвний газ з різким запахом, галогенангідриди, у водному розчині піддається гідролізу:



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

утворюється при цьому фтористоводнева кислота реагує з фторидом кремнію з освіти кремнефтористоводородної кислоти:

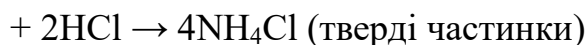
газоподібна речовина, термічно стійке (розкладається при звичайній температурі на SiF_4 і HF до 50%).

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

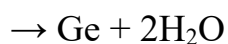
- тетрахлорид кремнію, чотирихлористий кремній, є найважливішим вихідним продуктом для синтезу кремнійорганічних сполук. Використовується для отримання «твердого діаманта» при розпиленні в суміші з газоподібним аміаком:



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 «екремній».

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,

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

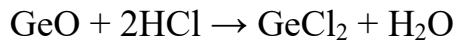
о

ч

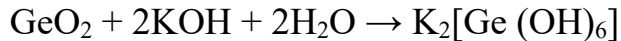
тому вода і розбавлені кислоти на нього не діють.

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 H₂S в слабокислий розчин солей 2-х валентного германію.

- дисульфід германію, речовина білого кольору, утворюється при пропусненні H₂S в розчин двооксиду германію, підкисленого сильною кислотою.

Олово.

Найважливішим мінералом є SnO₂ - 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 13,2⁰С. При низьких температурах поступово переходить у сіре олово - дрібний сірий порошок. Цей процес прискорюється, якщо на поверхню білого олова потрапляє крупинка сірого («зараження»). Явище це нагадує захворювання і носить назву «олов'яна чума»,

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

«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.

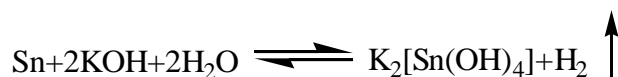
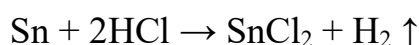
Як сплави (сплав олова з міддю - бронза, бронзовий вік)

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.

SnO – 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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

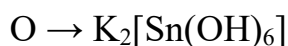
а

о

ч

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.

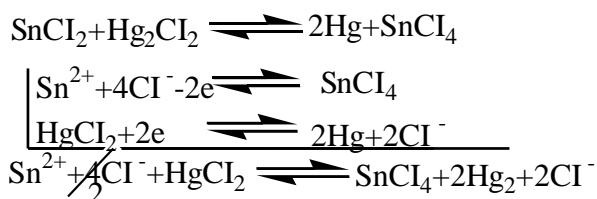
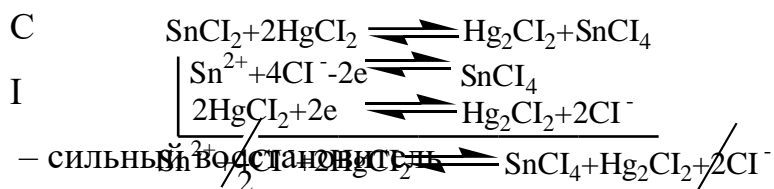
Водні розчини хлориду олова (II) у воді мають кисле середовище внаслідок гідролізу:

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

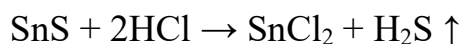
Застосування - SnCl_2 , як реактив в аналізі, як відновник в органічному синтезі.

l

- в текстильній промисловості як протрава при фарбуванні тканин, як ~~диднушка~~ речовину.

SnS - сульфід олова (II) - темно-буре речовина, не розчинний у воді і розведених розчинах кислот.

Розчиняється в концентрованій хлороводородной кислоті:



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

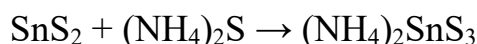
о

ч

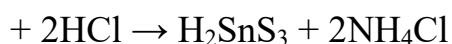
- дисульфід олова, речовина жовтого кольору, не розчинна у воді і розведених розчинах кислот, тіоангідрид - аналог SnO_2



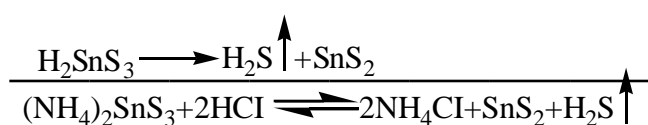
Дисульфід олова розчиняється в лугах і сульфіді амонію



При підкисленні розчинів тиосоли випадає дисульфід:



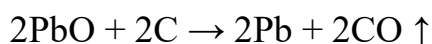
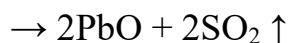
нестійке з'єднання



- 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 PbS . Процес отримання протікає в дві стадії:



Свинець - синювато-сріблястий метал, швидко тускнеючий на повітрі, м'який, ріжеться ножом, т.пл. 327°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.

PbO - плюмбум(II) оксид

Р

В

Д

Плюмбум(IV) оксид, твердий порошок жовтого або червоного кольору.

Амфотерний оксид, їх переважно розкладають окислюю характеру. Легко розчинний в кислотах та гірше в лугах.

Р

В

Б м-плюмбіт

Е

$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

О $5\text{PbO}_2 + 2\text{MnSO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 5\text{PbSO}_4 + 2\text{HMnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

$5 | \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

$\text{H} | \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O} - 5\text{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$

- плюмбум(II) оксид, амфотерного характеру $5\text{Pb}^{2+} + 10\text{H}^+$

- плюмбум(IV) оксид – диоксид свинцю, буро-коричневий порошок, нерозчинний в воді. Амфотерна сполука з перевагою кислотних властивостей. Сильний окисник.

Окисні властивості PbO₂ використовуються і в свинцевих акумуляторах.

Р

Б

В хімії відомі похідні від обох кислот. Солі їх отримують сплавом PbO₂ з

основними оксидами:

або H₄PbO₄ - о-свинцева кислота

в м-свинцева кислота

б

вастосовується для виготовлення антикорозійних покриттів у вигляді замазки.

Діє як окислюючий агент, в цю реакцію входить плюмбум(IV) оксид (PbO₂)

визначає ступінь валентності.

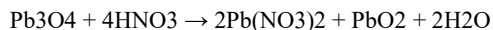
Метод PbO₂O₄ (Pb₂PbO₄) секції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

3

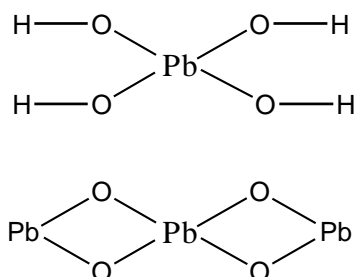
а

о

ч



Графічно сурик зображують так:



Р

В'єднання з галогенами.

Відповідає двовалентному свинцю:

Р

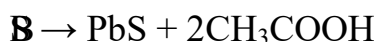
В них хлорид свинцю мало (практично) не розчинний у холодній воді, але помітно розчиняється у гарячій. З'єднання 4-х валентного свинцю з галогенами можуть бути отримані в особливих умовах; при звичайних умовах вони перетворюються на 2-х валентні:

Р

В

В'єднання з сульфуром.

Сульфід свинцю (PbS(II)) - чорного кольору, не розчинний у воді.



Папір, просочений ацетатом свинцю, називається «свинцевою папером» і застосовується для виявлення сірководню - H_2S .

Найголовніші солі свинцю.

або $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ - 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 d- елементів

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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 Cu^{2+} , Ag^{2+} ; 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 елементу посилюються кислотні властивості його сполук. Тому оксиди нижчої ступені окиснення проявляють основні властивості (CrO), середньої – амфотерні (Cr_2O_3), а вищі оксиди матимуть кислотні властивості (CrO_3).

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

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)) ^o	Ti(IV) ^a Ti(III) ^o Ti(II) ^o	V(V) ^к V(IV) ^a V(III) ^o V(II) ^o	Cr(VI)) ^к Cr(III)) ^a Cr(II) ^o	Mn(VI) I) ^к Mn(VI)) ^к Mn(IV)) ^a Mn(II) ^o	F Fe(III) ^a Co(III) ^a Fe(II)^o Co(II) ^o Ni(II) ^o
Cu(I) ^o Cu(II) ^o	Zn(II) ^a						

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.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

а

о

ч

VІВ групу складають Cr, Mo і W

Cr і Mo є повними електронними аналогами (nI) d⁵ns¹ (провал одного електрона), а формула розподілу валентних електронів у вольфраму 5d⁴6s²

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:

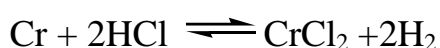
FeO · Cr₂O₃ або Fe (CrO₂)₂ - хромовий залізняк

MoS₂ - молибденовий блиск або молибденит

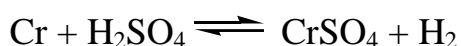
CaWO₄ - шееліт

x FeWO₄ · y MnWO₄ - вольфраміт

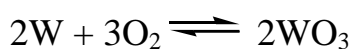
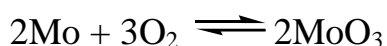
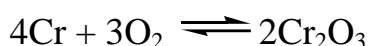
Всі три елементи - сріблясто-білі блискучі метали. В ряду Cr Mo W спостерігається підвищення температури плавлення (W - найтугоплавкіший метал - 3380 ° C), а хімічна активність помітно падає. Так Cr витісняє водень з HCl і H₂SO₄ (розведені), пасивує концентровані H₂SO₄ і HNO₃



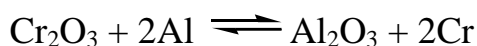
швидко окислюється до Cr (III)



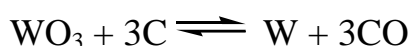
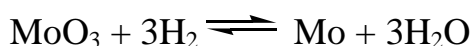
а W може розчинятися тільки в суміші HNO₃ і HF. При нагріванні Cr, Mo і W досить легко окислюються багатьма неметалами. Наприклад киснем:



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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

медичних інструментів)

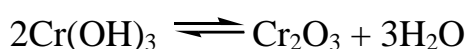
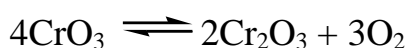
Mo - застосовується для виготовлення хімічної апаратури і в якості каталізатора
W - в електротехнічній промисловості (виробництво ламп розжарювання) і як каталізатор.

Кисневі сполуки хрому:

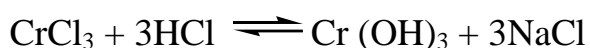
CrO - оксид хрому (II), речовина чорного кольору, оксид основного характеру.

Cr(OH)₂ гідроксид хрому (II), речовина жовтого кольору, основного характеру, є сполуками малостійкими, легко окислюються до з'єднань Cr (III) практичного застосування не знаходить.

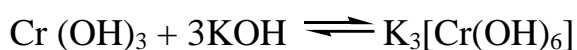
Cr₂O₃ оксид хрому (III), амфотерне з'єднання, тверда речовина, темно-зеленого кольору. Дуже тугоплавко (т.пл. +2265 ° C) і хімічно інертний. У воді, кислотах і лугах розчиняється. Використовується для виготовлення фарб («Хромова зелень») і як каталізатор. Може бути отриманий при розкладанні:



Cr (OH)₃ гідроксид хрому (III), осад синювато-сірого кольору, утворюється при дії лугів на солі хрому:



На відміну від Cr₂O₃ легко розчинний в кислотах і лугах:

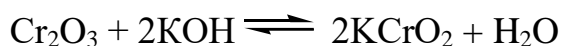


H₃CrO₃ - о-хромиста кислота

HCrO₂ - м-хромиста кислота

Солі зазначеної кислоти - метахроміти, можна отримати при сплаві Cr₂O₃ або

Cr(OH)₃ з лугами:



м-хроміт калію

В окисно-відновних реакціях хроміти проявляють відновні властивості (окислюються до хроматів) !!!

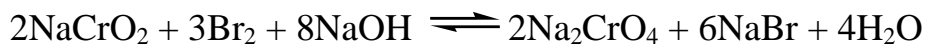
Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

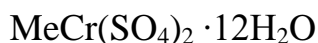
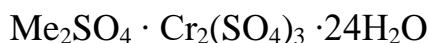
о

ч



Більшість солей Cr (III) де він грає роль катіона - стійкі, добре розчинні у воді і легко піддаються гідролізу.

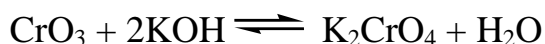
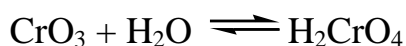
Сульфат Cr (III) разом з сульфатами калію, амонію, рубідію або цезію утворює подвійні солі - галун:



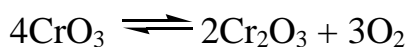
де Me - K^+ , Rb^+ , Cs^+ або NH_4^+

Галун використовуються в фарбувальній справі і при дубленні шкіри

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



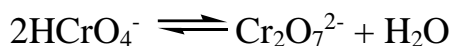
Відповідна йому кислота H_2CrO_4 - хромової кислота, у вільному вигляді не виділена і існує тільки у водних розчинах, де знаходиться в рівновазі з двухромовою кислотою:



хромової двухромової

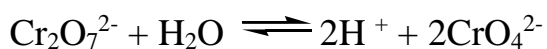
кислота кислота

У іонному вигляді це записується наступним чином:



жолт. оранж.

Солі хромової кислоти - хромати (жовтого кольору) - K_2CrO_4 т.д., а двухромової - 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 CrO_4^{2-} хромат

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

3

a

o

ч

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.

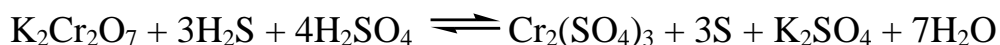
Хромати та дихромати знаходять широке застосування:

а) хромат калію або натрію - як реагент на Ba^{2+} , Pb^{2+} , Sr^{2+}

б) хромат свинцю під назвою "жовтий крон" для виготовлення жовтої масляної фарби;

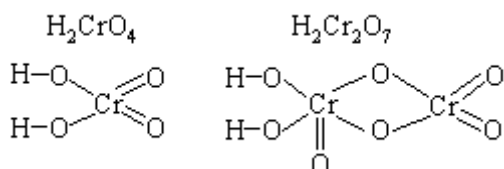
в) дихромат калію або натрію - Хромпика в аналітичній хімії, для отримання багатьох органічних сполук, в сірниковій і текстильній промисловості;

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:



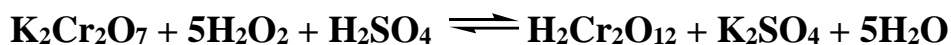
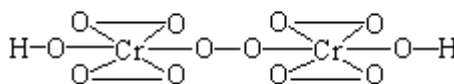
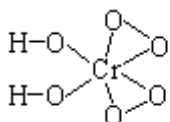
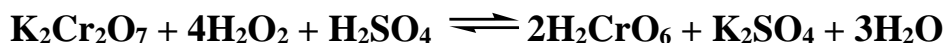
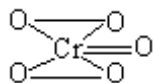
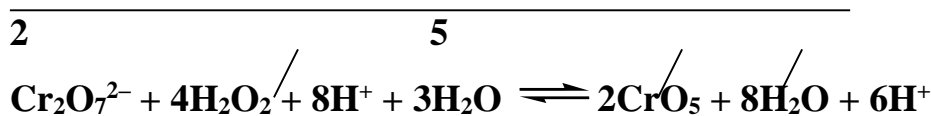
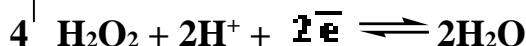
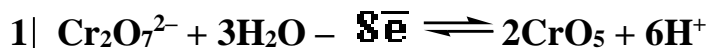
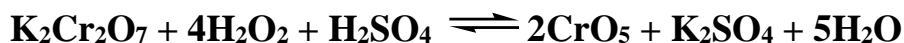
Хоча така кислота і не отримана, але гетерополікислоти на її основі і особливо їх амонійні кислі солі:

$(\text{NH}_4)_3\text{H}_4[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]$ 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 сірчаноокислої середовищі. Продукт реакції забарвлює ефірний шар в характерний синій колір.



Пероксодихромовая
кислота

Виділено солі цих кислот, які легко вибухають від удару або при нагріванні.

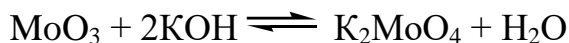
Ця реакція дуже чутлива і широко використовується в аналітичній хімії для виявлення сполук хрому.

Короткі сгеденія про з'єднаннях Мо і W.

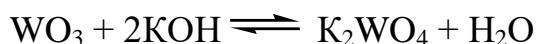
MoO₃ - кристалічна речовина білого кольору

WO₃ - кристалічна речовина жовтого кольору

Кислотні оксиди, однак, у воді (на відміну від CrO₃) не розчинні. Розчиняються в лугах:



молібдат калію



вольфрамат калію

На відміну від хроматів вольфрамати і молібдати - безбарвні, здатні, обґрунтовують $\text{Mo}_2\text{O}_7^{2-}$ бімолібдат і WoO_7^{2-} - 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 VII В групи

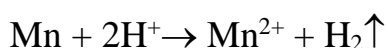
Властивості елементів та простих речовин

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}Mn	[Ar] 3d ⁵ 4s ²	7,45	1244	1962	1,6	0,131	+2,+3,+4,+5,+6,+7
^{43}Tc	[Kr] 4d ⁵ 5s ²	11,5	2172	4876	1,36	0,136	+2,+3,+4,+5,+6,+7
^{75}Re	[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 MnO_2 . Реній – розсіяний елемент. Технецій у природі не зустрічається.

Метали. Сріблито-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:



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

3

а

о

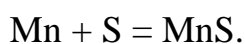
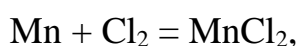
ч

Re і Tc розміщені у ряді напруг після водню. Вони реагують тільки з азотною кислотою:

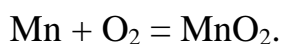


2. Із збільшенням ступеня окиснення підсилюється кислотний характер оксидів і гідроксидів: RO – основні, а R_2O_7 – кислотні оксиди, яким відповідають кислоти HRO_4 .

Манган – метал середньої активності. На повітрі покривається тонкою плівкою оксидів. Взаємодіє при нагріванні з галогенами, з сіркою, селеном, телуrom, утворюючи солі:

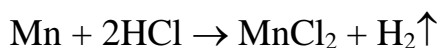


З киснем утворює оксид мангану(IV):

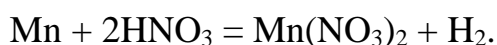


Манган взаємодіє з азотом, бором, вуглецем з утворенням сполук включення змінного складу.

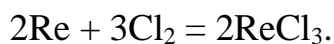
Розчиняється в кислотах з утворенням сполук Mn(II):



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:



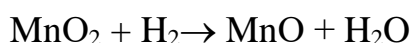
Реній реагує з сильними окисниками у присутності лугів з утворенням солей:



Сполуки

Сполуки Mn(II).

Оксид мангану(II) MnO одержують шляхом відновлення природного піролюзиту MnO_2 воднем:



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

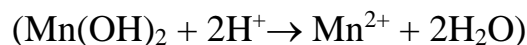
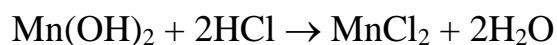
о

ч

Гідроксид мангану(II) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ – ясно-рожева нерозчинна у воді основа – одержують



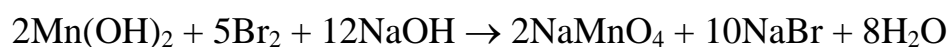
Легко розчиняється в кислотах:



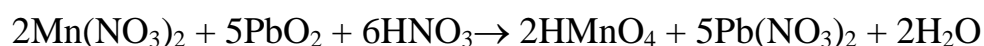
На повітрі $\text{Mn}(\text{OH})_2$ швидко темніє в результаті окиснення:



а при дії сильних окислювачів спостерігається перехід Mn^{2+} у MnO_4^- :

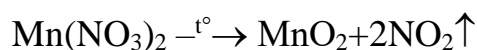


Солі більш стійкі, але окиснюються сильними окисниками:



Сполуки $\text{Mn}(\text{IV})$

Відомий амфотерний оксид мангану(IV) MnO_2 – темно-коричневий порошок, нерозчинний у воді; утворюється при термічному розкладанні нітрату мангану(II):

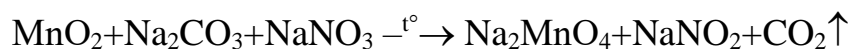
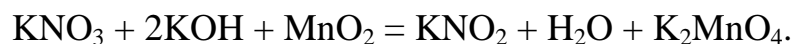


При сильному нагріванні втрачає кисень, перетворюючи в Mn_2O_3 (при 600°C) чи Mn_3O_4 (при 1000°C).

Сильний окисник:



При сплавленні з содою чи лугом і селітрою утворюються солі манганатної(VI) кислоти, зеленого кольору, стійкі в розчинах лугів:



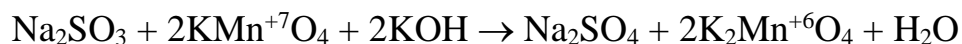
Сполуки $\text{Mn}(\text{VI})$.

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)

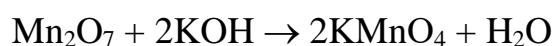
Кислотний оксид мангану(VII) Mn_2O_7 – темно-зелена рідина, розкладається при кімнатній температурі:



Одержують дією концентрованої сірчаної кислоти на кристалічний KMnO_4 (марганцева кислота 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:

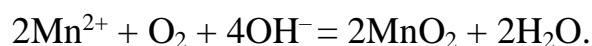


Сильний окисник, причому відновлюється в кислому середовищі до Mn^{2+} , у нейтральної – до Mn^{+4}O_2 , а в лужний – до $\text{Mn}^{+6}\text{O}_4^{2-}$.

$2\text{KMnO}_4 + 5\text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4$ $2\text{MnSO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	=	Кисле: 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: 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: MnO_4^{2-} (зелений)

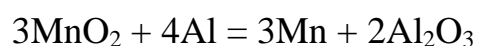
Відповідні сполуки ренію (VII) набагато стійкіші. Оксиду Re_2O_7 відповідає сильна ренієва кислота HReO_4 , окиснювальні властивості якої виражені слабше, ніж у відповідних сполук мангану. Властивості технецію та ренію подібні.

Якісні реакції на сполуки мангану. При дії лугу на солі мангану в присутності кисню утворюється оксид мангану (IV) (бурого кольору):

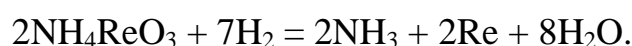


Добування та використання

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) MnO_2 застосовують у хімічних елементах живлення. Перманганат калію KMnO_4 використовують у медицині як антисептик, сполуки мангану (MnCl_2) – для лікування патологічного ожиріння, анемії, при порушенні процесів окостеніння.

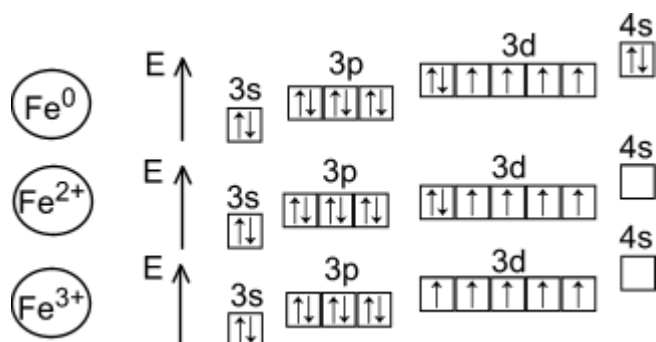
Реній знаходить використання у радіотехніці, ракетобудуванні.

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}Fe	$[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$	7,87	1535	2750	1,6 4	0,128	+2,+3
^{27}Co	$[\text{Ar}] 3d^7 4s^2$	8,9	1495	2870	1,7	0,125	+2,+3
^{28}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.

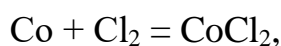
Знаходження в природі. Ферум зустрічається у вигляді мінералів: оксидів та гідроксидів – магнітний залізняк Fe₃O₄, бурий залізняк Fe₂O₃, лімоніт FeO(OH); карбонату – сидерит FeCO₃; сульфідів: пірит FeS₂, халькопірит Cu₂S·FeS, а також у самородному вигляді (метеоритне залізо). Кобальт утворює мінерали кобальтіт CoAsS та смальтіт CoAs₂. Нікол утворює мінерали міллеріт NiS, пентландит (Fe, Ni)₉S₈, нікколіт 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 Fe – Co – Ni.

Взаємодія з неметалами:

Взаємодіють з галогенами, утворюючи солі тривалентного Феруму та двовалентних Кобальту і Ніколу:



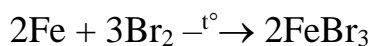
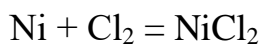
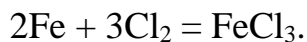
Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, I рік навчання,

З

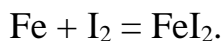
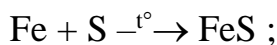
а

о

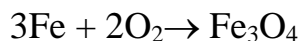
ч



Менш активний йод, сірка, селен, телур окиснюють залізо до двовалентного:



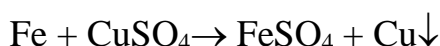
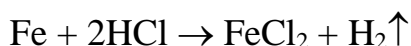
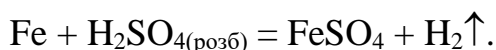
Залізний дріт горить у кисні, утворити окалину – оксид феруму(II, III):



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):

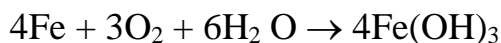


Реакції протікають повільно.

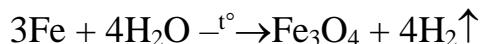
Нітратна, концентрована сульфатна кислоти при звичайній температурі з залізом та нікелем не взаємодіють (пасивують). При нагріванні відбуваються реакції



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.



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

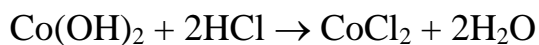
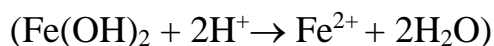
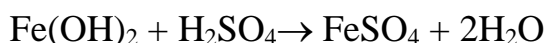
а

о

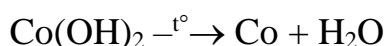
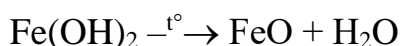
ч



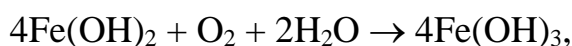
Гідроксиди металів(II) – слабкі основи, розчинні в сильних кислотах:



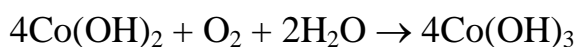
При прожарюванні гідроксидів без доступу повітря утворюються відповідні оксиди:



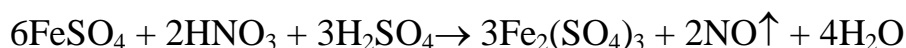
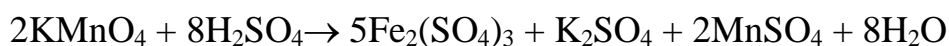
У присутності кисню повітря білий осад $\text{Fe}(\text{OH})_2$, окислюючись, буріє – утворюється гіроксид феруму(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



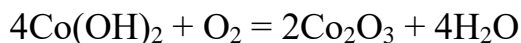
а рожевий осад $\text{Co}(\text{OH})_2$ поступово буріє, перетворюючись в гідроксид кобальту(III):



Сполуки $\text{Fe}(\text{II})$ мають відновні властивості, вони легко перетворюються в сполуки $\text{Fe}(\text{III})$ під дією окислювачів, в т.ч. повітря:

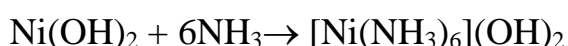
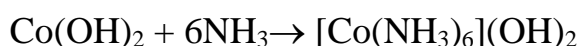
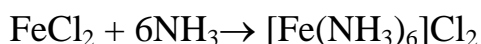


Гідроксид кобальту(II) також легко окиснюється на повітрі:



Сполуки ніколу (II) стійкі до окиснення.

Сполуки $\text{Me}(\text{II})$ схильні до комплексоутворення (координаційне число 6):



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

3

a

o

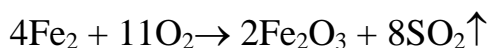
ч

Водні розчини солей Кобальту (II) мають рожевий колір, Ніколу(II) – ясно-зелені.

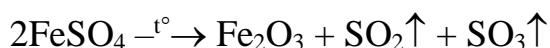
Сполуки Me(III)

Тривалентному Феруму відповідають амфотерні оксид Fe_2O_3 та гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Існує також змішаний оксид Fe_3O_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:

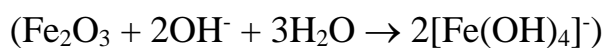
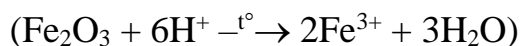
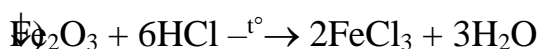


Гідроксид феруму(III) утвориться при дії розчинів лугів на солі тривалентного заліза: випадає у вигляді червоно-бурого осаду:

→

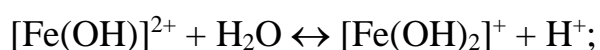
→

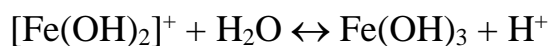
Fe_2O_3 – основний оксид, що в незначній мірі проявляє амфотерні властивості:



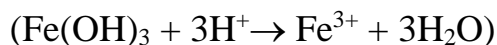
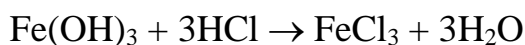
Отже, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – більш слабка основа, ніж $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Це пояснюється тим, що в Fe^{2+} менший заряд іону і більший радіус, ніж у Fe^{3+} , а тому Fe^{2+} слабкіше утримує гідроксид-іони, тобто $\text{Fe}(\text{OH})_2$ легше дисоціює.

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 Fe^{3+} майже безбарвний, розчини, що містять його, забарвлені в жовто-бурій колір, що пояснюється наявністю гідроксоіонів заліза чи молекул $\text{Fe}(\text{OH})_3$, що утворюються завдяки гідролізу:

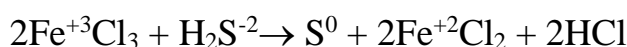




При нагріванні забарвлення темнішає, а при додаванні кислот стає світлішим внаслідок подавлення гідролізу. $\text{Fe}(\text{OH})_3$ виявляє слабо виражену амфотерність: він розчиняється в розведених кислотах і в концентрованих розчинах лугів:



Сполуки феруму(III) – слабкі окислювачі, реагують із сильними відновниками:

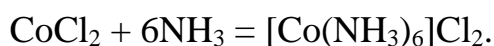


Окиснювальна дія сполук ніколу (III) та кобальту(III) виражена сильніше.

Для сполук феруму характерне утворення аніонних комплексів з координаційним числом 6:

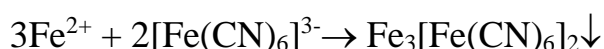
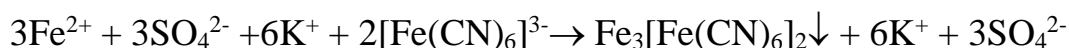
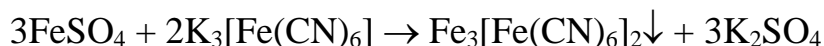


Сполуки кобальту та ніколу утворюють як аніонні, так і катіонні комплекси (гідрокомплекси та аміакати) з координаційними числами 4 та 6:



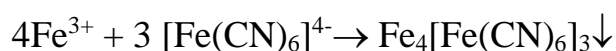
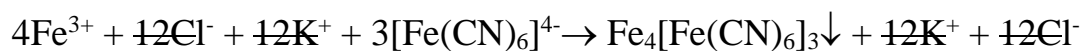
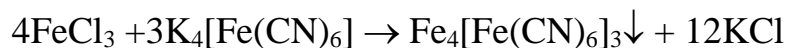
Якісні реакції на іони:

Fe^{2+} : При дії гексацианоферату(III) калію $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (червоної кров'яної солі) на розчини солей Fe^{2+} утвориться синій осад (турнбулева синь):

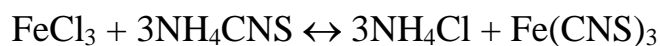


Fe^{3+} :

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):

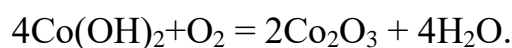
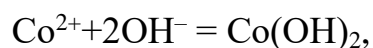


2) При додаванні до розчину, що містить іони Fe^{3+} роданистого калію чи амонію з'являється інтенсивне криваво-червоне забарвлення роданіду феруму(III):



(при взаємодії ж з роданідами іонів Fe^{2+} розчин залишається практично безбарвним).

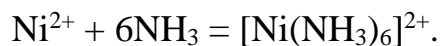
Co^{2+} : при взаємодії солей Co^{2+} з лугами випадає рожевий осад, який легко окиснюється на повітрі з утворенням чорного оксиду Co_2O_3 .



при розчиненні в аміаку утворює блакитний комплекс:

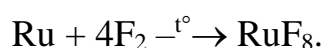
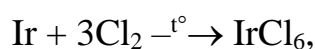
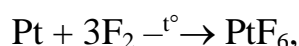


Ni^{2+} : Солі Ni^{2+} при додаванні надлишку аміаку утворюють комплексну сполуку блакитного кольору:

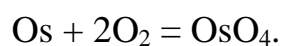


У аміачному розчині диметилгліоксим утворює з солями Ni^{2+} рожевий осад.

Метали родини платини надзвичайно пасивні. Реагують з фтором і хлором при нагріванні:



Дрібнодисперсний осмії окиснюється киснем повітря, інші метали з киснем не реагують:

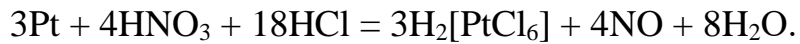


Паладій реагує з нітратною кислотою:

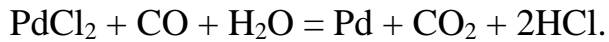


Інші метали розчиняються тільки у суміші соляної та нітратної кислот при

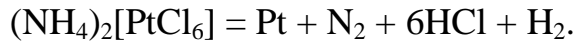
нагріванні:



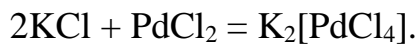
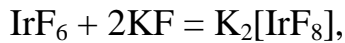
Сполуки платинових металів – сильні окисники:



термічно нестійкі:

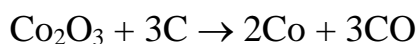
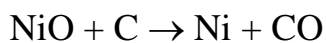
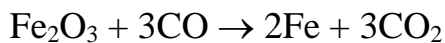
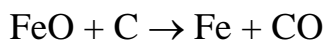


Для платинових металів характерним є утворення аніонних комплексів:



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) Fe_2O_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 – каталізатори реакцій окиснення. Оксид осмію OsO_4 –

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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}Cu	$[\text{Ar}] 3d^{10}4s^1$	8,96	1083	2595	1,9	0,127	+1,+2
^{47}Ag	$[\text{Kr}] 4d^{10}5s^1$	10,5	960	2180	1,9	0,144	+1
^{79}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 Cu_2O , халькопірит $\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{FeS}$, а також у самородному стані. Аргентум утворює мінерали: аргентит Ag_2S 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.

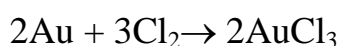
Хімічні властивості:

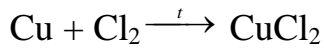
Хімічна активність невелика, зменшується із збільшенням атомного номера. Золото і срібло особливо стійкі на повітрі, за що одержали назву благородні.

Вступають у взаємодію:

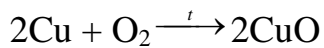
а) з деякими неметалами

при високих температурах з галогенами – всі

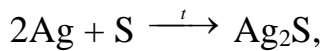
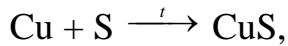




з киснем – тільки мідь



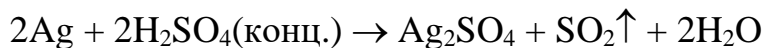
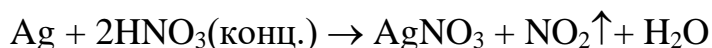
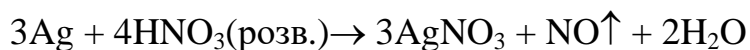
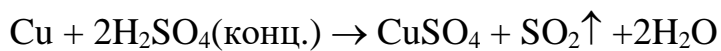
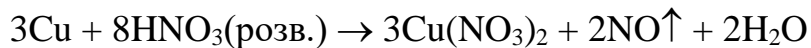
з сіркою – мідь та срібло



б) з деякими кислотами

з розведеними соляною та сірчаною кислотами не взаємодіють (розташовані в ряді напруг після H);

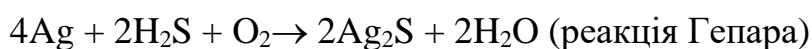
мідь та срібло розчиняються в кислотах-окислювачах:



золото розчиняється тільки в суміші концентрованих соляної й азотної кислот ("царській горілці"):



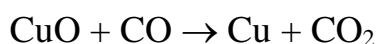
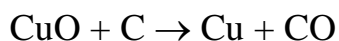
Потускніння срібла на повітрі пояснюється взаємодією



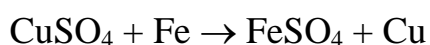
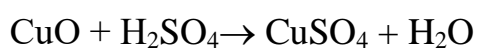
Одержання

Мідь:

а) пірометалургія



б) гідрометалургія



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

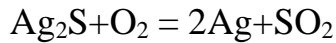
ч

в) електроліз



(на катоді) (на аноді)

Срібло добувають випалюванням аргентиту:



та при переробці поліметалевих руд. Золото добувають промивкою, а також гідрометалургійними методами.

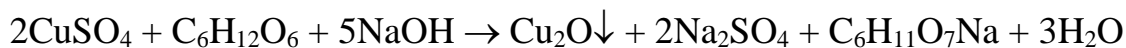
Сполуки. У сполуках Купрум зазвичай виявляє ступінь окиснення +2, але існують і сполуки Купруму(I). Аргентум зазвичай виявляє ступінь окиснення +1.

Аурум виявляє ступінь окиснення +3, +1.

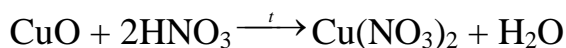
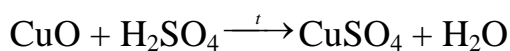
Оксиди:

Cu_2O – червоного кольору, у воді нерозчинний – одержують відновленням

сполук Cu^{+2} , наприклад, глюкозою в лужному середовищі:



CuO – чорного кольору, у воді нерозчинний – має оснóвний характер, тому при нагріванні розчиняється в кислотах:

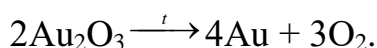


Відновлюється під дією сильних відновників (наприклад, CO) до міді.

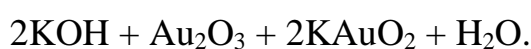
Ag_2O у вигляді темно-коричневого осаду виділяється при додаванні розчинів лугів до розчину AgNO_3 :



Оксиди ауруму і аргентуму термічно нестійкі:



Оксид ауруму Au_2O_3 амфотерний і реагує з лугами, утворюючи солі ауратної кислоти:



Гідроксиди:

Основні оксиди купруму та Cu_2O , аргентуму Ag_2O , ауруму Au_2O утворюють

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

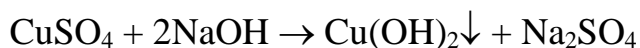
З

а

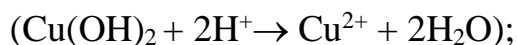
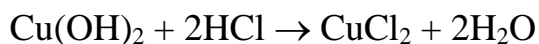
о

ч

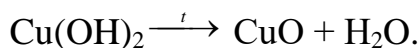
нетривкі основи. Стійкою основою є $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – нерозчинна у воді речовина світло-блакитного кольору. Утворюється при дії лугів на солі $\overset{+2}{\text{Cu}}$:



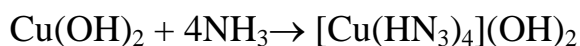
Хімічні властивості: Як типова основа розчиняється в кислотах:



при нагріванні розкладається:

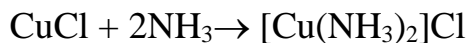


Розчиняється в розчині аміаку з утворенням комплексної сполуки (координаційне число Купруму – 4) волошкового кольору (реактив Швейцера, розчиняє целюлозу):

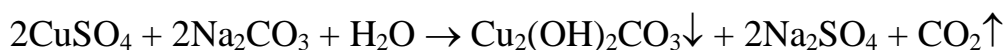


Солі:

Сполуки $\overset{+1}{\text{Cu}}$ або нерозчинні в воді (Cu_2O , Cu_2S , 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:



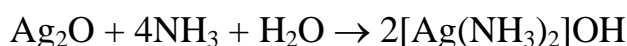
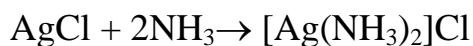
Розчинний у воді AgNO_3 використовується як реактив для якісного визначення Cl^- , Br^- , I^- :

$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}\downarrow$ 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 AgCl і Ag_2O розчиняються в розчинах аміаку з утворенням комплексних

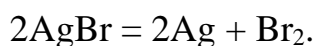
сполук (координаційне число Аргентуму – 2):



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.

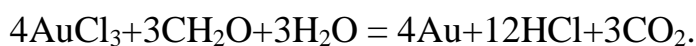
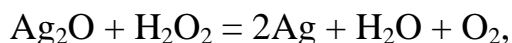
Нерозчинні в кислотах хлориди, броміди, йодиди аргентуму та всі сполуки ауруму розкладаються на світлі:



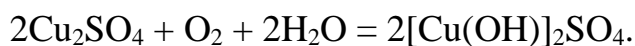
Солі Купруму(II) – слабкі окисники:



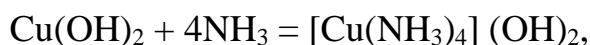
а сполуки Аргентуму та Ауруму – сильні:



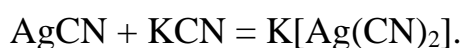
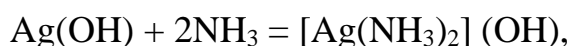
Сполуки Купруму(I) – сильні відновники і на повітрі окиснюються (крім нерозчинних у воді Cu_2O , CuCl , CuBr , CuI):



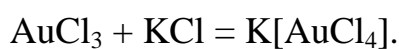
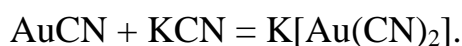
Для сполук Купруму(II) характерне утворення катіонних та аніонних комплексів з координаційним числом 4:



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.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

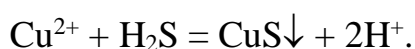
З

а

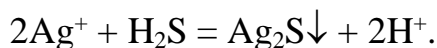
о

ч

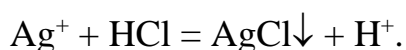
При дії гідрогенсульфіду на солі Купруму випадає бурий осад CuS , нерозчинний в кислотах:



При дії гідрогенсульфіду на солі аргентуму випадає бурий осад Ag_2S , нерозчинний в кислотах:



При дії хлоридної кислоти на солі Аргентуму випадає білий осад 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. CuSO_4 застосовують для лікування анемії, психічних захворювань, трахоми, як антисептичний та в'язучий засіб.

Срібло використовують як електропровідник, а також у ювелірній справі. AgNO_3 використовується у медицині як антисептик. 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 В 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	ρ , г/см ³	$t_{пл.}, ^\circ C$	$t_{кип.}, ^\circ C$	Електронегативність	Ступінь окиснення
³⁰ Zn	[Ar]3d ¹⁰ 4s ²	0,132	7,13	419,4	907	1,6	+2
⁴⁸ Cd	[Kr]4d ¹⁰ 5s ²	0,148	8,64	320,9	767	1,7	+2
⁸⁰ Hg	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²	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. Гідраргірум утворює червоний мінерал кіновар HgS, відома і самородна ртуть.

Метали

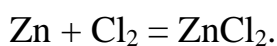
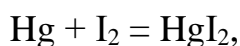
Фізичні властивості: цинк – метал сріблясто-білого кольору; кадмій – білий, блискучий, м'який, ковкий метал; ртуть – срібисто-білий, блискучий, єдиний рідкий при кімнатній температурі метал, має низьку електропровідність (вона складає 1,7 % від електропровідності срібла) і великим коефіцієнтом термічного розширення.

Хімічні властивості

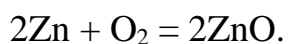
Цинк та кадмій – активні метали. Ртуть відноситься до мало активних металів, стійка на повітрі.

1. Взаємодія з неметалами

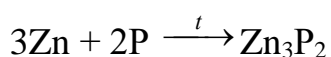
Взаємодіють з галогенами, утворюючи солі:



З киснем утворюють оксиди, реагують з сіркою, селеном, телуrom:



Цинк і кадмій реагують з фосфором при нагріванні



Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

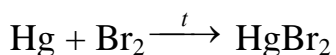
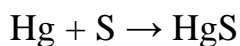
З

а

о

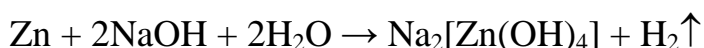
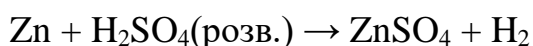
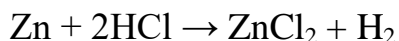
ч

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 $-0,76 \text{ В}$, а в лужному середовищі системи $\text{Zn}_2^{2-} / \text{Zn}$ дорівнює $-1,22 \text{ В}$. Тому цинк розчиняється в розведених кислотах і лугах



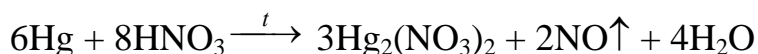
Кадмій дуже мало розчиняється в кислотах, що не окисляють, добре розчиняється в розведеній HNO_3 (нормальний потенціал $\text{Cd} / \text{Cd}^{2+} = -0,40 \text{ В}$).

Ртуть не розчиняється в соляній і розведеній сірчаній кислотах (у ряді напруг металів Hg знаходиться після H ; нормальний потенціал $\text{Hg} / \text{Hg}^{2+} = +0,85 \text{ В}$).

Ртуть легко розчиняється в концентрованій азотній кислоті – утвориться нітрат ртуті (II):



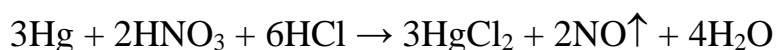
При розчиненні ртуті в розведеній азотній кислоті утвориться нітрат ртуті (I),



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.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

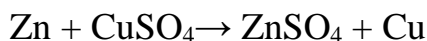
а

о

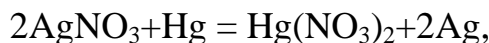
ч

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:

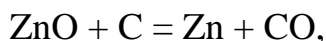


та солями Гідроргіруму(II) з утворенням солей Hg^{1+} :

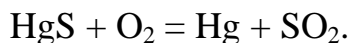


Одержання металів.

Цинк та кадмій добувають відновленням їх оксидів вуглецем:



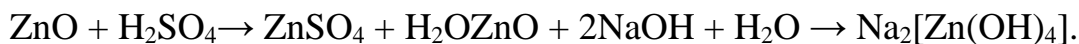
ртуть добувають випалюванням кіноварі:



Сполуки. У сполуках Цинк та Кадмій виявляє тільки один ступінь окиснення +2, сполуки Цинку білого кольору. Іон Cd^{2+} – безбарвний. Гідраргірум виявляє ступені окиснення +2 та +1.

Оксиди:

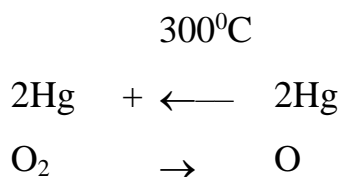
Оксид цинку виявляє амфотерний характер, розчиняючись як у кислотах, так і в розчинах лугів



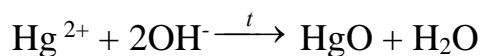
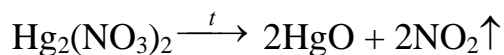
Оксид кадмію CdO (коричневого кольору) виявляє основний характер і розчиняється тільки в кислотах:



Оксид гідраргіруму(II) HgO : червоний кристалічний чи жовтий аморфний порошок; погано розчинний у воді, розчин має слабо лужну реакцію; виявляє основний характер. Одержання HgO :



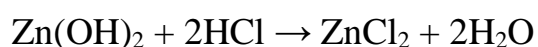
400⁰ C



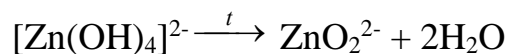
HgO легко відновлюється; при нагріванні розкладається на ртуть і кисень. Реагує з кислотами з утворенням солей і води.

Гідроксиди:

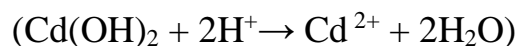
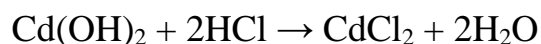
Гідроксид цинку виявляє амфотерні властивості. Він нерозчинний у воді, але розчиняється в кислотах і лугах:



При нагріванні комплексний тетрагідроксицинкат-аніон дегідратується:

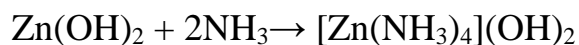


Гідроксид кадмію $\text{Cd}(\text{OH})_2$ (білого кольору) виявляє основний характер, розчиняючися тільки в кислотах:

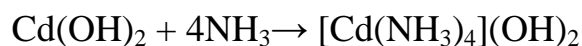


Солі:

Іон Zn^{2+} є енергійним комплексоутворювачем (координаційне число 4). На відміну від гідроксиду алюмінію, гідроксид цинку розчиняється у водному розчині аміаку:

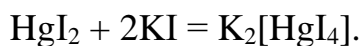


Cd^{2+} є хорошим комплексоутворювачем (координаційне число 4). Гідроксид кадмію розчиняється у водному розчині аміаку:



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:

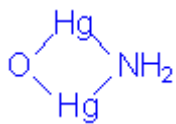


HgS (кіновар) – яскраво-червоний нерозчинний у воді порошок – утворюється по реакціям

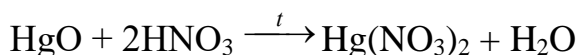
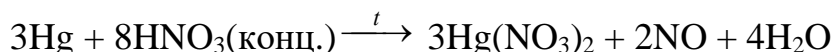
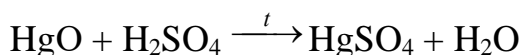
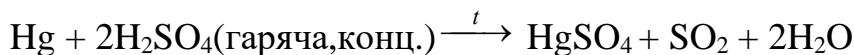


Галогеніди ртуті(II) одержують по реакціям $\text{Hg} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HgBr}_2$

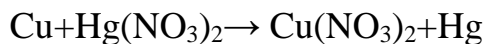
При взаємодії $\text{HgI}_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{K}_2[\text{HgI}_4]$ утворюється комплексна сіль –реактив Несслера, який використовується в якості дуже чутливого аналітичного реагенту для виявлення іона NH_4^+ :



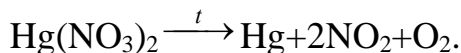
Сульфат та нітрат гідраргіруму(II) одержують розчиненням Hg чи HgO у концентрованих сірчаній чи азотній кислотах відповідно.



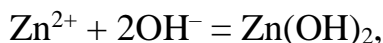
Більш активні метали легко витісняють ртуть з її солей:

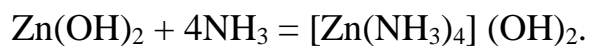


Нітрат гідраргіруму(II) розкладається з утворенням металу:

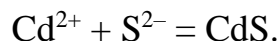


Якісні реакції на елементи. При дії лугів на солі цинку випадає білий осад $\text{Zn}(\text{OH})_2$, розчинний у надлишку лугів та аміаку:

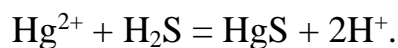
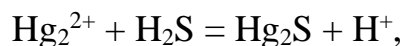




При дії сульфідів на солі кадмію випадає оранжевий осад CdS, розчинний у кислотах:



При дії сірководню на солі Гідраргіруму(I) та Гідраргіруму(II) випадають чорні осади HgS та Hg₂S, нерозчинні в кислотах:



При дії на солі Гідраргіруму йодиду калію KI випадають осади HgI₂ (червоний, розчинний в надлишку KI) та Hg₂I₂ (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 Гідраргіруму 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 Гідраргіруму 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. Типи комплексних сполук.
2. Координаційна теорія Вернера.
3. Види зв'язку в комплексних сполуках.

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

4. Записати структурову формулу Трилону Б та пояснити його застосування в медицині.
5. Напишіть електронно-графічні формули бору та алюмінію в основному та збудженому станах. Вкажіть можливі ступені окиснення цих елементів.
6. З позиції методу ВЗ поясніть механізм утворення хімічного зв'язку в молекулі фториду бору та у тетрафтороберилат-іоні.
7. Поясніть, чому алюмінію сульфід та карбонат не можна одержати реакціями обміну відповідних солей у водному розчині.
8. Напишіть електронно-графічні формули елементів IV А групи. Вкажіть можливі ступені окиснення цих елементів та найбільш характерні координаційні числа в сполуках.
9. Поясніть, чому станум розчиняють у концентрованій хлоридній кислоті, плюмбум – в нітратній.
10. На основі електронної будови атома хрому вкажіть його можливі ступені окиснення.
11. З позиції методу ВЗ поясніть механізм утворення гексакарбонілу хрому(III).
12. На основі електронної будови атома титану вкажіть його можливі ступені окиснення.
13. Оксиди та гідроксиди елементів підгрупи ванадію.
14. Можливі та характерні ступені окиснення мангану в сполуках.
15. Кислотно-основні та окиснювально-відновні властивості мангану (IV).
16. Окиснювальні властивості перманганатів та їх залежність від рН розчину.
17. Комплексні сполуки заліза.

Загальне матеріальне та навальное-методичне забезпечення лекції:

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

Методична розробка лекції, фармацевтичний факультет, 1 рік навчання,

З

а

о

ч

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.
5. Напишіть електронно-графічні формули бору та алюмінію в основному та збудженому станах. Укажіть можливі ступені окиснення цих елементів.
6. Охарактеризуйте кислотні властивості мета-, орто- та тетраборатної кислот.
7. Наведіть формули оксиду та гідроксиду алюмінію, охарактеризуйте їх властивості, підтвердіть їх рівняннями відповідних реакцій.
8. На основі електронної будови атомів р-елементів IV групи вкажіть їх можливі ступені окиснення та найбільш характерні координаційні числа в сполуках.
9. Напишіть формули можливих оксидів та гідроксидів р-елементів IV групи та охарактеризуйте їх кислотно-основні властивості.
10. Охарактеризуйте кислотно-основні властивості оксидів та гідроксидів хрому при переході від нижчих ступенів окиснення до вищих.
11. Наведіть рівняння реакції якісного виявлення катіону хрому (III). Підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом.
12. Обчисліть масу калію дихромату, яка необхідна для окиснення 3,9 г натрію сульфіді в кислому середовищі.
13. Напишіть іонні та молекулярні рівняння гідролізу CrCl_3 та Cr_2S_3 .
14. Напишіть формули іонів, які існують у водних розчинах мангану(II),

мангану (VI) та мангану (VII). Дайте їм назву за систематичною номенклатурою.

15. 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.

16. Обчисліть розчинність мангану(II) гідроксиду в моль/л та г/л, якщо його добуток розчинності дорівнює $1,9 \cdot 10^{-13}$.

17. 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. – 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.