

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ВСП «ЗОЛОЧІВСЬКИЙ ФАХОВИЙ КОЛЕДЖ
ЛЬВІВСЬКОГО НАЦІОНАЛЬНОГО УНІВЕРСИТЕТУ
ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ»**



Конспект лекцій навчальної дисципліни «Неорганічна хімія»

Освітня програма: «Технологія виробництва і переробки продукції тваринництва»

Галузь знань: 20 Аграрні науки та продовольство

Спеціальність: 204 Технологія виробництва і переробки продукції тваринництва

Освітньо-професійний ступінь: фаховий молодший бакалавр

Кваліфікація: фаховий молодший бакалавр з технології виробництва і переробки продукції тваринництва

ЗМІСТ

Лекція						1.
Вступ.....						3
Лекція	2.	Періодична	система	елементів		Д.І.
Менделєєва.....						7
Лекція 3. Розчини.....						12
Лекція 4. Загальна характеристика неметалів.....						18
Лекція	5.	Хімія	елементів	6-ої	груп	періодичної
системи.....						23
Лекція	6.	Хімія	елементів	5-ої	групи	періодичної
системи.....						29
Лекція	7.	Хімія	елементів	4-ої	групи	періодичної
системи.....						36
Лекція			8.			Оксиди
Карбону.....						41
Лекція		9.	Загальні			властивості
металів.....						45
Лекція		10.	Метали			головних
підгруп.....						48
Лекція 11. Метали побічних підгруп.....						56

Вступ. Основні поняття та закони хімії.

План

1. Хімія як наука.
2. Основні поняття хімії.
3. Основні закони хімії.

1) Хімія, як і будь-яка природнича наука, вивчає навколишній світ. Хімік має справу з речовиною, однією з форм існування матерії. То з чого складається фізичне тіло, називається речовиною. Відомо більше 10 млн. речовин, і всі вони характеризуються певними властивостями. Властивостями речовини називають ознаки, за якими речовини відрізняються одна від одної, або схожі між собою.

Одна із задач хімії – вивчення речовин, їх властивостей і прогнозування використання речовин в промисловості, техніці, побуті. Інша задача – створення добування різноманітних речовин, необхідних у господарстві.

Отже, хімія – це природнича наука, що вивчає склад, будову, властивості речовини, її перетворення та процеси, які при цьому відбуваються.

Зміни речовини, які відбуваються в результаті руху матерії, називаються явищами. Явища у природі можна поділити на фізичні, хімічні, метеорологічні, геологічні і т.д. Під час фізичних явищ відбувається переміщення тіла у просторі, змінюється форма чи агрегатний стан речовини або утворюються нові речовини за рахунок зміни складу ядер атомів. Наприклад, перетворення води на лід і пару, кування і плавлення металу, проходження електричного струму по металевому дроту, виділення теплоти при кристалізації, формування скляних виробів різної форми тощо.

Явища, за яких одні речовини перетворюються на інші, що відрізняються від вихідних за складом і властивостями, і при цьому не відбувається зміни складу ядер атомів, називаються хімічними явищами. Окиснення на повітрі, горіння, ржавіння металів, добування металів із руд – все це хімічні явища, які ще називають хімічними перетвореннями, хімічними взаємодіями або хімічними реакціями. Основними ознаками хімічних реакцій є: виділення тепла, світла; зміна забарвлення; утворення осаду; виділення газу; поява запаху.

В природі: у ґрунті, повітрі, рослинах, організмах тварин та людини відбуваються безліч хімічних перетворень. Проте вони не є «чистими». Хімічні реакції завжди супроводжуються фізичними процесами (наприклад, постріл, вибух – хімічна реакція супроводжується фізичними явищами – звук, світло, тепло, механічна енергія; горіння – виділення тепла, світла). З іншого боку, тепло, світло, ультразвук, рентгенівське випромінювання, електричний струм тощо, викликають хімічні перетворення речовин (наприклад, світло спричиняє процес фотосинтезу, утворення галогенопохідних вуглеводнів, електричний струм – електролітичне осадження металів при електролізі тощо). Отже, хімія вивчає також і явища, які супроводжують хімічні перетворення речовин.

2) **Атомно-молекулярне вчення.** Ще давньогрецькі філософи Демокрит, Епікур 2500 років тому висловлювали думку, що всі тіла складаються з найдрібніших, невидимих, неподільних частинок (зерняток), які завжди знаходяться у русі – атомів (atomos неподільний). Довгі сторіччя атомістичне вчення було заборонено церквою, лише, починаючи з другої половини XVII ст. (з робіт Р. Бойля), дістало експериментальних підтверджень.

Основні положення атомно-молекулярного вчення, які найбільш відповідають сучасним уявленням такі:

1. Речовина складається з молекул, атомів або інших частинок – структурних елементів, тобто речовина має дискретну (перервну, не суцільну) будову.

2. Молекули, атоми, іони (частинки речовини) перебувають у безперервному безладному русі. Тепловий стан тіл є результатом руху їх частинок. При підвищенні температури швидкість руху підвищується, тіло нагрівається, розширюється.

3. Між складовими частинками речовини є проміжки, які можуть збільшуватися або зменшуватися (у газах відстані між частинками максимальні, у твердому стані – мінімальні).

4. Між складовими частками речовини діють сили взаємного притягання та відштовхування.

5. Молекули складаються з атомів, які є найменшими, хімічно неподільними частинками. Під час хімічної реакції атоми зберігаються, відбувається лише їх перегрупування, що призводить до утворення нових речовин.

6. Під час фізичних перетворень молекули зберігаються, під час хімічних – руйнуються з утворенням нових молекул, нових речовин з новими властивостями.

7. Різні атоми можуть сполучатися в різні молекули, що зумовлює різноманітність речовин.

8. Внаслідок сполучення атомів можуть виникати речовини молекулярної будови (утворені молекулами) і такі, що не мають молекулярної будови (утворені атомами або іонами).

Хімічний елемент – це вид атомів з однаковим зарядом ядра та характеризуються певною сукупністю властивостей. Під час хімічних реакцій хімічні елементи зберігаються і переходять від одних речовин до інших. Нові речовини, що утворюються, складаються з тих самих елементів, що й вихідні. Прості і складні речовини – це форми існування хімічних елементів. На сьогодні відомо 118 хімічних елементів.

Основними кількісними характеристиками елемента є: 1) заряд ядра його атома, що збігається з порядковим номером (Z) елемента в періодичній системі – немає різних елементів, які б мали однаковий порядковий номер, тобто заряд ядра; 2) відносна атомна маса (її значення наведені для кожного елемента в періодичній системі); 3) ізотопний склад (природні і штучні ізотопи); 4) ступінь окиснення хімічного елемента у сполуках

Хімічні символи елементів утворюються від першої або першої і другої (чи якоїсь іншої) букви латинської назви елемента.

Українські назви елементів треба розглядати як власні назви і писати з великої літери, тоді як назви простих речовин, традиційні, технічні і систематичні назви хімічних сполук, як і раніше – з малої. Наприклад, елемент P – Фосфор (але проста речовина – білий чи червоний фосфор), елемент S – Сульфур (але проста речовина – сірка), елемент H – Гідроген (але проста речовина – водень) і т.д.

За походженням хімічні елементи поділяють на **природні**, що існують у природі у складі простих і складних речовин і **штучні**, що утворені під час перебігу ядерних реакцій. До природних елементів належать елементи з порядковими номерами в періодичній системі від 1 до 94. Всі елементи з $Z > 94$, так звані позауранові – штучні.

За стабільністю елементи поділяють на **стійкі** (стабільні), що мають природні стабільні ізотопи, і **радіоактивні** (нестабільні), що не мають стабільних природних

ізотопів. До останніх належать елементи з порядковими номерами 43 (Технецій), 61 (Прометій) та всі елементи з $Z \geq 83$ (починаючи з Полонію).

За поширенням у природі хімічні елементи поділяють на поширені (Оксиген, Силіцій, Алюміній, Ферум, Кальцій, Натрій, Калій, Магній та інші) та розсіяні або рідкі, які містяться в мінералах як домішки. До останньої групи належать близько 40 елементів, наприклад, елементи підгрупи Скандію, Літій, Рубідій, Цезій, Цирконій, Берилій та інші.

За хімічними властивостями розрізняють елементи з **металічними** та **неметалічними** властивостями, а також родини: лужних металів (Li; Na; K; Rb; Cs; Fr), лужноземельних металів (Ca; Sr; Ba; Ra), актиноїдів (від Th до Lr включно), заліза (Fe; Co; Ni), платини (Ru; Rh; Pd; Os; Ir; Pt), халькогенів (O; S; Se; Te), галогенів (F; Cl; Br; I; At), благородних (інертних) газів (He; Ne; Ar; Kr; Xe; Rn) та інші. За будовою електронних оболонок атомів хімічні елементи поділяють на s-, p-, d- та f-елементи.

Носієм властивостей хімічного елемента є атом. Атом – це найменша хімічно неподільна електронейтральна частинка хімічного елемента, що зберігає його типові властивості. Атом складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів (електронної оболонки).

Атоми – хімічно неподільні частинки. Вони зберігаються під час хімічних реакцій – не зникають і не утворюються знову. Руйнування атомів відбувається в процесі ядерних реакцій. Під час хімічних реакцій може змінюватися лише будова електронної оболонки атома – утворюватися іони, змінюватися ступені окиснення атомів. Кількісними характеристиками атома є **заряд ядра** та **відносна атомна маса**. Ці величини вказані у періодичній системі елементів.

Атоми, що мають однаковий заряд ядра, належать певному хімічному елементу. Вони виявляють однакові хімічні властивості. Разом з тим, атоми одного й того ж хімічного елемента можуть мати різні маси внаслідок явища **ізотопії**. Тому в періодичній системі вказані середні атомні маси елементів з урахуванням їх поширення в природі.

Атоми входять до складу молекул простих і складних речовин. Існують також речовини атомної будови (благородні гази, алмаз, кремній). Під час хімічних реакцій відбувається перегрупування атомів і утворення нових молекул, нових речовин.

Молекула (від лат. Moles - маса) – це здатна до самостійного існування найменша частинка речовини, що зберігає хімічні властивості цієї речовини. Не можна сказати, що молекула зберігає всі властивості речовини. Багато фізичних властивостей (колір, агрегатний стан, запах, густина, температура кипіння та плавлення, електропровідність тощо) притаманні сукупності молекул даної речовини.

Склад молекули – важлива характеристика молекули і речовини. Він описується **хімічною формулою**, в якій за допомогою хімічних символів елементів та чисельних індексів вказується якісний і кількісний склад молекул.

Усі молекули однієї речовини мають однаковий склад, розміри, масу, властивості. Молекули різних речовин різняться за складом, розмірами, масою, властивостями. Під час фізичних явищ молекули зберігаються, при переході від одного агрегатного стану речовини до іншого змінюється лише відстань між молекулами. Під час хімічних реакцій молекули руйнуються, розкладаються на атоми (групи атомів), які поєднуються в нові комбінації, утворюючи нові речовини. Кількісною характеристикою молекули є **відносна молекулярна маса**.

Якщо молекула речовини складається з атомів одного й того ж елемента, така речовина має назву **простої**. Проста речовина – форма існування хімічного елемента у вільному стані. Так, кисень O₂, азот N₂, сірка S₈, фосфор P₄, залізо Fe – це прості речовини. Простих речовин значно більше, ніж хімічних елементів (більше 500). Це тому, що деякі елементи можуть існувати у вигляді двох або кількох простих речовин, відмінних за своїми властивостями, які носять назву **алотропні форми, модифікації або видозміни**. А саме явище називається алотропією. Відмінність властивостей алотропних модифікацій зумовлена різними числом атомів у молекулі (наприклад, кисень O₂ і озон O₃ є алотропними модифікаціями елемента Оксигену O) або різною структурою кристалічної ґратки (наприклад алмаз, графіт, карбін, фулерен є алотропними модифікаціями елемента Карбону C).

Складними (або хімічними сполуками) називають речовини, що складаються з атомів різних елементів – це форма існування елементів у зв'язаному стані.

Відносна атомна маса хімічного елемента – це фізична величина, що визначається відношенням середньої маси атомів природного ізотопічного складу елемента до 1/12 маси атома ізотопу Карбону ¹²C, тобто до а.о.м.

Відносна молекулярна маса (M_r) – це фізична величина, що визначається відношенням середньої маси молекул природного ізотопічного складу речовини до 1/12 маси атома ізотопу Карбону ¹²C, тобто до а.о.м.

Кількість речовини – це фізична величина, що визначається числом структурних елементів (молекул, атомів, іонів, іонних асоціатів тощо) речовини. Вона позначається грецьким символом ν. Одиницею її вимірювання є **моль** – одна з семи основних одиниць СІ.

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних елементів (молекул, атомів, електронів, іонів чи інших), скільки атомів міститься в 0,012 кг ізотопу Карбону ¹²C.

молярна маса – це фізична величина, що визначається відношенням маси речовини до кількості речовини, яка їй відповідає:

$$M = \frac{m}{\nu},$$

де M - молярна маса, г/моль; m - маса, г; ν - кількість речовини, моль.

Молярний об'єм – це фізична величина, що визначається відношенням об'єму речовини до відповідної кількості речовини, тобто це об'єм одного моля речовини.

3) Закон збереження маси. Один із фундаментальних і загальних законів природи – закон збереження маси встановив М.В. Ломоносов. У 1748 р. він сформулював, а в 1756 р., вивчаючи хімічні перетворення металів при нагріванні, експериментально його підтвердив:

Загальна маса речовин, що вступили в хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, що утворилися внаслідок реакції.

На початку ХХ ст. А. Ейнштейн запропонував принцип еквівалентності маси і енергії, згідно з яким зміна маси речовини відповідає певній кількості енергії:

$$E = \Delta m \cdot c^2,$$

де E - енергія; Δm зміна маси (дефект маси); c² - швидкість світла у вакуумі.

Закон еквівалентів. Вже перші кількісні дослідження хімічних перетворень показали, що речовини реагують між собою тільки в певних масових співвідношеннях. Для характеристики масових кількостей речовин, що сполучаються одна з одною без залишку, було введено поняття еквівалент.

Хімічним еквівалентом елемента називається така масова кількість його, яка сполучається з 1,008 масової частини Гідрогену чи 8 масовими частинами Оксигену або заміщує ті самі кількості Гідрогену та Оксигену в їх сполуках.

Закон сталості складу. Закон сталості складу був відкритий французьким вченим Ж. Прустом, який протягом 1799-1806 рр. досліджував склад різних оксидів, сульфідів та інших сполук. Зміст цього закону, сформульованого у 1808 р., полягає в тому, що **кожна хімічно чиста речовина незалежно від способу й умов її добування має сталий якісний і кількісний склад.**

Газові закони. Французький учений Ж.Л. Гей-Люссак, вивчаючи реакції між газоподібними речовинами у 1808 р. сформулював закон об'ємних співвідношень (хімічний закон Гей-Люссака): **об'єми газів, що вступили у реакцію та утворилися внаслідок неї, за однакових умов (температура, тиск) відносяться між собою як прості цілі числа.**

Закон Авогадро. Закон Гей-Люссака дав змогу італійському вченому А. Авогадро припустити, що молекули простих газів (кисню, азоту, хлору, фтору) складаються з двох однакових атомів. Вивчення властивостей газів дало змогу Авогадро висунути гіпотезу (1811 р.), яка згодом завдяки працям С. Канніццаро була підтверджена дослідними даними і набула статусу закону: в однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

Контрольні питання

1. Значення хімії як науки.
2. Атомно-молекулярне вчення.
3. Закони хімії.

Лекція 2. Періодична система елементів Д.І. Менделєєва.

План

1. Будова атома.
2. Періодичний закон.
3. Періодична система елементів Д.І. Менделєєва.

1) Починаючи з часів атомістів школи Демокрита в стародавній Греції і до кінця XIX століття в науці панувало уявлення про атом, як найменшу, неподільну частинку простої речовини. Відкриття Д.І. Менделєєвим періодичного закону поставило перед наукою питання про складну будову атома. Наприкінці XIX – початку XX століть завдяки дослідженням багатьох вчених було встановлено, що атом подільний і є складною системою. Найважливішими з досліджень, які лягли в основі створення теорії атома, були відкриття електрону та радіоактивності.

Думка про існування елементарного електричного заряду виникла ще в XVIII ст. У працях Б. Франкліна, В. Вебера, О. Моссоті, Г. Деві та багатьох інших дослідників можна знайти прямі вказівки на можливість існування «електричного атома». Важливим аргументом на користь такого припущення стали відкриті в 30-х роках XIX ст. М.

Фарадеєм кількісні закони електролізу, аналіз яких привів у 1881 р. німецького вченого Г. Гельмгольца до ідеї елементарного електричного заряду.

Виходячи з електронейтральності атомів, Дж. Томсон у 1903 р. запропонував першу, так звану, статичну (або електронно-іонну) Модель атома. За його гіпотезою атом мав вигляд суцільної позитивно зарядженої сфери, в якій пошарово розміщені незначні за розміром, порівняно з атомом, негативно заряджені електрони. Електрони нейтралізують позитивний заряд і здійснюють лише коливальні рухи (звідси і назва теорії – статична). Хімічні властивості того, чи іншого елемента зумовлені зовнішнім шаром електронів. Така модель атома могла пояснити лише деякі його властивості (випромінювання, розсіювання, поглинання світла). Багатьох експериментальних даних модель Дж. Томсона пояснити не могла.

Проводячи досліди з α частинками, спрямовуючи їх на тонкі металеві пластинки і спостерігаючи їх рух, Резерфорд зробив висновки, які лягли в основу його ядерної, або планетарної моделі атома (1911 р.):

1) Атом має дискретну будову: в центрі атома міститься позитивно заряджене ядро, маса якого майже дорівнює масі атома.

2) Навколо ядра рухаються електрони, число яких дорівнює позитивному заряду ядра. Як встановив Резерфорд, заряд ядра чисельно дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі. Атоми електронейтральні, тому число електронів також дорівнює порядковому номеру елемента.

3) Між ядром і електронами діють електростатичні (кулонівські) сили притягання, зрівноважені відцентровою силою, що виникає внаслідок руху електронів:

$$\frac{e^2}{r^2} = \frac{m \cdot v^2}{r},$$

де m - маса електрона, v - швидкість руху електрона, e - заряд електрона, r - радіус орбіталі, по якій рухається електрон.

За сучасною теорією атом – це електронейтральна система, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно зарядженої електронної оболонки.

Атомне ядро – це основа атома, що визначає індивідуальність елементів. Ядро (нуклід) – це центральна позитивно заряджена частина атома, в якій зосереджена практично вся його маса (~ 99,9%). Маса всіх електронів в атомі менша за масу ядра приблизно в $4 \cdot 10^3$ разів і тому внесок маси електронів у масу атома дуже незначний. Розміри ядра в десятки тисяч разів менші за розміри атома. Саме тому густина ядра (~ 10^{14} кг/м³) є надзвичайно великою порівняно з густиною речовини.

Відповідно до сучасних уявлень (протонно-нейтронна теорія будови ядра, яка запропонована у 1932 р. Д.Д. Іваненком і Е.М. Гапоном), атомні ядра складаються з елементарних частинок протонів (p) і нейтронів (n), які об'єднуються під загальною назвою нуклони (nucleus – ядро).

Насправді, при вивченні структури атома на цей час в ядрі відкрито велику кількість елементарних частинок і античастинок. Деякі з них стабільні, інші існують мільйонні частки секунди. З усієї сукупності елементарних частинок для хімії фундаментальне значення мають лише три: протон, нейтрон та електрон (табл. 1).

Природа елементарних частинок протона і нейтрона визначається кількісними характеристиками: масою, зарядом, спіном та магнітним моментом.

Протон (від грец. protos – перший) позначається 1_1P (верхній індекс означає масу в а.о.м., нижній – абсолютне значення заряду в одиницях елементарного електричного заряду) – стабільна елементарна частинка з масою спокою $1,673 \cdot 10^{-27}$ кг, відносною атомною масою 1,00727 а.о.м., додатним зарядом $1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл (+1 ел.ел.зар.), спіном $\frac{1}{2}$ (в одиницях сталої Планка) та магнітним моментом, що дорівнює 2,79 ядерного магнетона.

Нейтрон (від лат. neuter – ніякий), відкритий у 1932 р. англійським фізиком Дж. Чедвіком, позначається 1_0n – стабільна електронейтральна елементарна частинка з масою спокою $1,675 \cdot 10^{-27}$ кг, відносною атомною масою 1,008665 а.о.м., спіном $\frac{1}{2}$ (в одиницях сталої Планка) та магнітним моментом, що дорівнює 1,91 ядерного магнетона. Нейтрон пов'язаний з протоном співвідношенням:

$${}^1_0n = {}^1_1P + \bar{e}.$$

Назва	Символ	Маса, а.о.м.	Заряд	Кількість в атомі
Ядро				
Протон	1_1P	1	+1	Z (порядковий номер)
Нейтрон	1_0n	1	0	A – Z (різниця між масовим числом та порядковим номером)
Електронна оболонка				
Електрон	\bar{e}	1/1836	-1	Z (порядковий номер)

Таблиця 1. Характеристика елементарних частинок.

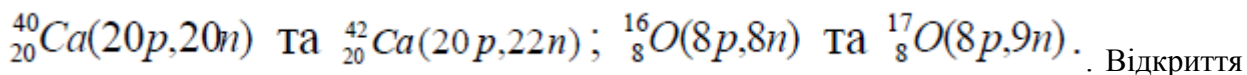
Електрони не входять до складу ядра, але, як відомо, під час β - розпаду ядро випромінює електрони.

Властивості ядра зумовлені його складом – числом протонів Z та нейтронів N, які входять до складу ядра і визначають його масове число A: $A = Z + N$.

За сучасною теорією, атомне ядро має пошарову будову. Протони і нейтрони незалежно один від одного заповнюють ядерні шари подібно до електронів на енергетичних рівнях атомів. Така теорія пояснює особливу стійкість атомів з певними (заповненими) шарами.

Природа елемента визначається числом протонів у ядрі. Ядра всіх атомів певного елемента мають однакове число протонів, тобто характеризуються однаковим значенням Z. На відміну від заряду ядра маса окремих атомів одного й того ж елемента може мати різні значення за рахунок різної кількості нейтронів у ядрі. Різновиди певного хімічного елемента, що мають різні маси ядер називаються ізотопами.

Ізотопи відрізняються один від одного масою атомних ядер, але, маючи однаковий заряд ядра, вони в періодичній системі займають одне місце (звідки походить і назва – від грецьких слів «ізо» – рівний, однаковий та «топос» – місце) і мають однакові хімічні властивості. Наприклад, ізотопи



Відкриття

явища ізопопії відіграло велику роль: пояснило деякі відхилення від періодичного закону, сформульованого Д.І. Менделєєвим, у послідовностях зростання атомних мас елементів і їх порядкових номерів (наприклад, розташування елементів Ar та K; Co та Ni; Te та I; зумовило сучасне формулювання понять «хімічний елемент» – хімічним елементом називається вид атомів, що характеризується однаковим зарядом ядра, «відносна атомна маса елемента», «радіоактивність» (радіоактивністю називається самочинне перетворення нестійкого ізотопу одного хімічного елемента в ізотоп іншого елемента, що супроводжується випромінюванням елементарних частинок або ядер) і самого періодичного закону, в якому в основу покладено не атомну масу, а заряд ядра як головну кількісну характеристику хімічного елемента (властивості хімічних елементів, а також форми і властивості їх сполук перебувають у періодичній залежності від значення заряду їх атомних ядер або порядкового номера елемента в періодичній системі).

2) Після відкриття основних законів і створення атомно-молекулярного вчення, експериментального визначення атомних мас в другій половині XIX століття хімія почала швидко розвиватися. На той час було відомо вже більше 60 елементів. Було також помічено, що деякі елементи (K, Na, Cl, Br і т.ін.) мають подібні властивості і утворюють групи (лужних металів, галогенів тощо), інші – відрізняються значною специфікою своїх властивостей. Це все викликало необхідність систематизувати елементи на єдиній основі. Перші спроби класифікувати елементи належали Лавуазьє та Берцеліусу, які поділили всі елементи на метали і неметали, яка і зараз використовується. Але цей розподіл є загальним.

Пізніше було багато спроб систематизувати елементи: англійські вчені У. Одлінг та Дж. Ньюлендс, німецькі І. Деберейнер та Л. Мейєр; французькі Ж. Дюма, А. де Шанкуртуа та інші, беручи за основу атомні маси елементів, групували елементи, виходячи з подібностей їх властивостей, тому не змогли помітити загальної періодичності їх зміни.

Проблему класифікації хімічних елементів у 1869 р. розв'язав Д.І. Менделєєв. В основу класифікації хімічних елементів він поклав значення їх атомних мас. Розташувавши всі відомі на той час елементи (63) за зростанням їх атомної маси, Менделєєв виявив періодичне повторення їх властивостей: від лужного металу до галогену (від Li до F, від Na до Cl і т.д.) змінюються:

- 1) властивості елементів від типових металів до типових неметалів;
- 2) формули оксидів від E_2O до E_2O_7 , гідроксидів від EOH до HEO_4 ;
- 3) валентність елементів в оксидах та гідроксидах від 1 до 7;
- 4) властивості оксидів та їх гідратів від основного через амфотерні та слабо-кислі до кислих і т.д.

Відокремивши такі ряди елементів у періоди та розташувавши елементи з подібними властивостями один під одним у вертикальні стовпчики – групи, Менделєєв сформулював **періодичний закон**: властивості простих речовин, а також формули та властивості сполук хімічних елементів перебувають у періодичній залежності від значення атомних ваг (мас) елементів.

Сучасне формулювання періодичного закону: властивості елементів, а також форми та властивості їх сполук перебувають у періодичній залежності від значення заряду їх атомних ядер (порядкового номера в періодичній системі).

3) У наш час відомо більше 500 варіантів зображення періодичної системи: у вигляді таблиць, геометричних фігур, аналітичних кривих тощо.

Найчастіше використовують дві форми таблиць – скорочену і розгорнуту, запропонованих ще Менделєєвим. Розгорнута форма – хоча й більш наочна, але розтягнута, не компактна.

ПЕРІОДИЧНА ТАБЛИЦЯ ЕЛЕМЕНТІВ

Порядковий номер — **8** 15,999 — Відносна атомна маса

Символ елемента — **O**

Назва хімічного елемента — **Кисень** Назва простої речовини — **Оксиген**

Легенда:

- Металічні елементи (сірий)
- Напівметалічні елементи (блакитний)
- Неметалічні елементи (жовтий)
- Агрегатні стани простих речовин:
 - газ (блакитний)
 - тверда речовина (білий)
 - рідина (червоний)
 - невідомо (зелений)

Лантаноїди: La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu

Актиноїди: Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

Існує дві основні структурні одиниці ПС: період і група (таблиця 2.1).

Структурні одиниці	Визначення	Що визначає
Періоди⁴ 1) малі (1-3) 2) великі (4-7)	Горизонтальні ряди хімічних елементів, розміщені за зростанням порядкового номера, які починаються з лужного металу і закінчуються інертним газом.	№ періоду = кількості енергетичних рівнів
Групи⁵ 1) головні (s і p) 2) побічні (d і f)	Вертикальні стовпчики хімічних елементів з подібними хімічними властивостями та однаковою вищою валентністю.	№ групи = максимальній кількості валентних електронів

Таблиця 2.2. Характеристика періодів та груп

Контрольні питання

1. Хто сформулював періодичний закон для таблиці хімічних елементів?
2. Яка будова таблиці хімічних елементів?
3. Яка структура блоку хімічного елемента в періодичній системі.

Лекція 3. Розчини.

План

1. Загальні поняття про розчини.

2. Розчини неелектролітів та електролітів.

1) Система з двох або кількох речовин, в якій одна речовина (або декілька) рівномірно розподілені у вигляді дуже дрібних частинок в об'ємі іншої, називаються **дисперсними** (від лат. *Dispersus* – розсіяний).

Речовина, диспергована (рівномірно розподілена) в об'ємі іншої, називається **дисперсною фазою**.

Суцільна фаза, в якій диспергована дисперсна фаза, називається **дисперсійним середовищем**. Розчин цукру у воді – це дисперсна система, в якій цукор – дисперсна фаза, вода – дисперсійне середовище.

За ступенем дисперсності, тобто залежно від лінійних розмірів часточок дисперсної фази, дисперсні системи поділяються на **грубодисперсні** (різні суспензії, емульсії, ґрунт, бетон, граніт, дими, туман тощо), в яких часточки мають розміри більш 1 мкм; **тонкодисперсні** (колоїдні розчини – кров, водневі розчини клею, желатину, крохмалю, сірки та ін.) з розмірами диспергованих часточок в межах 1-100 нм та **істинні розчини** або просто розчини, в яких розчинена речовина диспергована до розмірів молекул або іонів (менш ніж 1 нм). У розчинах між дисперговою речовиною і дисперсійним середовищем (розчинником) немає поверхні розподілу, тому розчин є гомогенною системою.

Отже, **розчин** – гомогенна термодинамічно стійка система змінного складу, яка складається з двох або більше компонентів.

Залежно від агрегатного стану дисперсійного середовища розчини поділяють на **газоподібні** (суміші газів, наприклад, повітря), **тверді** (скло, сплави, співкристали *KCl* та *KBr* тощо) та **рідкі**, які утворюються при розчиненні газоподібних (амоніак, хлороводень, вуглекислий газ), рідких (спирт, ацетон, сульфатна кислота) або твердих (солі, луги тощо) речовин у рідкому дисперсійному середовищі (**розчиннику**), наприклад, воді. Останній тип розчинів є найважливішим, оскільки більшість біологічних, геологічних та хімічних процесів відбувається за участю рідких розчинів.

Розчинність

Здатність речовини, змішуючись з іншою речовиною, утворювати гомогенні системи (розчини), називається **розчинністю**.

Якщо достатню кількість кристалічної речовини, яка розчиняється, внести у певну кількість розчинника, то в такій системі водночас відбуваються два взаємно протилежних процеси: від поверхні кристалів речовини, що розчиняється, відриваються окремі молекули або іони. Завдяки дифузії останні рівномірно розподіляються в усьому об'ємі розчинника. Одночасно з розчиненням відбувається зворотний

процес – кристалізація. Частинок розчиненої речовини, які перейшли в розчин, притягуються поверхнею речовини, яка ще не розчинилася, і кристалізуються. Швидкості розчинення та кристалізації залежать від концентрації розчину і температури.

Спочатку швидкість розчинення перевищує швидкість кристалізації.

В міру збільшення концентрації розчиненої речовини в розчині швидкість кристалізації збільшується та настає момент, коли швидкості розчинення та кристалізації стають однаковими.

У системі встановлюється динамічна рівновага, при якій за одиницю часу розчиняється стільки молекул, скільки їх виділяється з розчину.

Розчин, який знаходиться в рівноважному стані з речовиною, що розчиняється (тобто за даної температури речовина у розчині більше не розчиняється), називають насиченим розчином.

Кількість розчиненої речовини, що розчиняється в певному об'ємі розчинника при даній температурі з утворенням насиченого розчину називають розчинністю S.

Розчинність виражають у моль/л, г/л, а також у грамах безводної речовини, яка насичує 100 г розчинника при заданій температурі (г/100 г). Виражену таким чином розчинність називають *коефіцієнтом розчинності* K_s . Наприклад, при 20°C в 100 г води розчиняється 35,9 г хлориду натрію, 31,6 г нітрату калію,

0,16 г гідроксиду кальцію. Відповідно, коефіцієнти розчинності цих сполук дорівнюють 35,9; 36,1 та 0,16.

За розчинністю речовини поділяють на *добре розчинні* (у 100 г води розчиняється більше 10 г речовини), *мало розчинні* (у 100 г води розчиняється менше 1 г речовини) і *практично нерозчинні* (у 100 г води розчиняється менше 0,01 г речовини).

Розчинність залежить від природи розчинника і розчиненої речовини, умов розчинення (температура, тиск, концентрація, наявність інших речовин).

Розчинність більшості твердих речовин зменшується із зниженням температури, тому при охолодженні гарячих насичених розчинів надлишок розчиненої речовини виділяється у вигляді кристалів.

Виділення речовини при охолодженні насиченого розчину називають кристалізацією (перекристалізацією). Кристалізацію з розчинів або перекристалізацію широко застосовують для очистки речовин, які розчиняються у воді або інших розчинниках.

При обережному та повільному охолодженні насиченого розчину кристалізація може не відбутися. У цьому випадку одержують *розчин, який містить значно більшу масу розчиненої речовини, ніж її може насичити до утворення насиченого розчину при даній температурі.* Такий розчин називають *пересиченим*. Пересичені розчини – термодинамічно нестійкі системи. При струшуванні розчину, попаданні в нього пилу або при додаванні кристалу розчиненої речовини відбувається миттєва кристалізація. Пересичені розчини легко утворюють натрій хлорид, сульфат і карбонат, натрій тетраборат (бура) тощо.

Розчинність рідин у рідинах може бути повною чи обмеженою.

Більш поширена обмежена розчинність. При повній взаємній розчинності рідини змішуються у будь-яких співвідношеннях (спирт-вода).

Рідини з обмеженою взаємною розчинністю завжди утворюють два шари. Наприклад при змішуванні аніліну і води завжди існує два шари: верхній шар складається в основному з води і містить анілін у невеликих кількостях (приблизно 13%), нижній шар, навпаки, складається в основному з аніліну і містить близько 5% води. Підвищення температури призводить до збільшення взаємного розчинення рідин.

Температуру, при якій обмежена взаємна розчинність рідин переходить в необмежену, називають **критичною температурою розчинення**. Для системи анілін-вода вона дорівнює 168°C .

Розчинність газів у рідинах досить різноманітна. На неї в значній мірі впливають температура та тиск: з підвищенням температури розчинність газів зменшується, а з підвищенням тиску – збільшується.

Так, неприйнятним є використання для акваріумів кип'яченої води – при кип'ятінні з неї видаляються розчинені гази, в тому числі кисень, який є необхідним для дихання риб.

Механізм процесу розчинення

Самоплинний розподіл речовини, яку розчиняють, між молекулами розчинника називають розчиненням.

Однак розчинення не можна розглядати як механічний процес, оскільки властивості розчиненої речовини та розчинника змінюються при утворенні розчину.

Про це свідчить ряд факторів: об'єм розчину ніколи не дорівнює сумі об'ємів розчинника та розчиненої речовини. Розчинення звичайно супроводжується виділенням або поглинанням теплоти, а інколи й зміною забарвлення розчину. В окремих випадках ці ефекти малі, але у ряді випадків вони стають дуже помітними. Наприклад, розчинення нітратів супроводжується значним охолодженням розчину, а розчинення натрій, калій гідроксидів та сульфатної кислоти

– сильним нагріванням. При змішуванні 500 мл води з 500 мл етилового спирту об'єм утвореного розчину стає рівним не 1 л, а 940 мл (об'єм зменшується на 6%). Це явище має назву *контракції* та обумовлено утворенням водневих зв'язків між молекулами спирту та води. Розчинення білого порошку зневодненого CuSO_4 супроводжується утворенням блакитного розчину, а синіх кристалів CoCl_2 – рожевого. Всі ці явища обумовлені як фізичними, так і хімічними змінами в загальній системі розчину.

Вивчення розчинів сприяло появі двох теорій їх утворення: фізичної та хімічної (друга половина XIX ст.). Представники **фізичної теорії розчинів**, початківцем якої був Вант-Гофф, розглядали розчинення як фізичний процес: розчинник є деяким індиферентним середовищем, в якому молекули розчиненої речовини рівномірно розподіляються в усьому об'ємі розчину за рахунок сил дифузії. При цьому виключається міжмолекулярна взаємодія як між частинками розчиненої речовини, так і між молекулами розчинника.

Прихильники **хімічної теорії розчинів** вважали, що між молекулами компонентів розчину має місце хімічна взаємодія, яка призводить до утворення суміші більш або менш стійких сполук частинок розчиненої речовини з молекулами розчинника. Таке уявлення про розчини вперше було сформульовано Д.І. Менделєєвим. Для розвитку хімічної теорії розчинів важливе значення мали роботи І.О. Каблукова, М.С. Курнакова, В.О. Кістяковського.

Фізична та хімічна теорії склали основу **сучасної теорії розчинів**.

Процес розчинення – складний фізико-хімічний процес. Залежно від природи компонентів та умов утворення розчину (концентрації, температури, тиску) можуть переважати або фізичні, або хімічні явища.

До фізичних явищ належать як простий розподіл молекул розчиненої речовини серед молекул розчинника, так і взаємодія за рахунок сил електричної природи: іон-дипольна, диполь-дипольна, взаємодія між іонами протилежного знаку. Фізичні сили

діють на далеких відстанях та упереджують хімічні, які діють на відстанях порядку діаметра молекул: перебудова електронних оболонок атомів, молекул, іонів.

Сукупність усіх процесів, які виникають внаслідок появи в розчиннику розчиненої речовини, називають **сольватацією**, для водних розчинів – **гідратацією**.

Сполуки змінного складу, які утворюються внаслідок взаємодії молекул розчинника з частинками розчиненої речовини, називають **сольватами**. Якщо розчинник – вода, то сольвати називають **гідратами**.

Способи вираження кількісного складу розчинів

Існують різні способи чисельного вираження складу розчинів: частка розчиненої речовини (масова, мольна, об'ємна), концентрація (молярна, моляльна, масова, нормальна та ін.).

Масова частка розчиненої речовини (ω) – фізична величина, що визначається відношенням маси розчиненої речовини ($m_{p.реч.}$) до маси розчину ($m_{розч.}$):

$$\omega = \frac{m_{p.реч.}}{m_{розч.}}$$

Масову частку розчиненої речовини звичайно виражають в частках одиниці або у %.

Мольна частка розчиненої речовини (χ) – це фізична величина, що визначається відношенням кількості молей розчиненої речовини ($V_{p.реч.}$) до загальної кількості молей розчиненої речовини та розчинника ($(V_{p.реч.} + V_{роз-к})$):

$$\chi = \frac{V_{p.реч.}}{V_{p.реч.} + V_{роз-к}}$$

Об'ємна частка розчиненої речовини (φ) – фізична величина, що визначається відношенням об'єму розчиненої речовини ($V_{p.реч.}$) до об'єму розчину ($V_{розч.}$):

$$\varphi = \frac{V_{p.реч.}}{V_{розч.}}$$

Слід пам'ятати, що при змішуванні речовин об'єм розчину не дорівнює сумі об'ємів розчиненої речовини та розчинника.

Концентрацією називають кількість розчиненої речовини (г, моль) у певній кількості (масовій або об'ємній) розчину (або розчинника).

Молярна концентрація (M_c) – це фізична величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини ($V_{p.реч.}$) до об'єму розчину ($V_{розч.}$)

$$C_M = \frac{V_{p.реч.}}{V_{розч.}}$$

Одиницею молярної концентрації є моль/л. Молярність розчину позначається буквою М. Наприклад, дволярний – 2М розчин сульфатної кислоти містить 2 моль/л, тобто 196,16 г H_2SO_4 в 1 л розчину. Розчини, що містять в 1 л 0,1 моль/л та 0,01 моль/л розчиненої речовини називаються відповідно децимолярними та сантимольярними.

Молярна концентрація (C_m) – виражається числом молів розчиненої речовини в 1 кг розчинника (моль/кг):

$$C_m = \frac{V_{p.реч.}}{m_{роз-ка}}$$

Наприклад, якщо в 1000 г води розчинено 98,08 г H_2SO_4 (тобто 1 моль), то такий розчин – однолярний. Молярність розчину позначається буквою m (1 m, 0,02 m тощо).

Молярна концентрація еквівалента – нормальна концентрація (N_c) виражається числом еквівалентів розчиненої речовини, що міститься в 1л розчину (моль-екв./л):

$$C_N = \frac{V_{екв.р.реч.}}{V_{розч.}}$$

Титр – це кількість грамів розчиненої речовини в 1 мл розчину.

2) РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ ТА НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ

Для кількісного опису властивостей розчинів використовують модель ідеального розчину. Ідеальним називають розчин, в якому сили міжмолекулярної взаємодії окремих компонентів (наприклад, А-А, В-В, А-В) однакові і між компонентами немає хімічної взаємодії. Утворення такого розчину супроводжується нульовим тепловим ефектом ($\Delta H = 0$); кожний компонент поводить себе в ідеальному розчині незалежно від інших компонентів, і властивості розчину за даних умов визначаються лише концентрацією розчиненої речовини. Властивості розчинів, які залежать лише від їхньої концентрації і не залежать від природи розчиненої речовини, називають колігативними.

З реальних розчинів лише розбавлені розчини неелектролітів (речовин, розчини яких не проводять електричного струму, наприклад, глюкози, сахарози, гліцерину, ацетону тощо) наближаються до ідеальних. Відхилення від ідеального стану у розчинах неелектролітів зростає із збільшенням їхньої концентрації за рахунок явища асоціації, тобто утворення молекулярних комплексів, водневих зв'язків. Для розчинів електролітів (речовин, розчини або розплави яких проводять електричний струм, наприклад, солі, луги, кислоти) такої ж самої концентрації спостерігається істотне відхилення від законів для ідеальних розчинів (за рахунок явища дисоціації).

Закони Рауля. Як відомо з курсу фізики, тиск пари, яка знаходиться в рівновазі з рідиною, для кожної даної температури – цілком певна величина. З підвищенням температури тиск пари збільшується. Розчинена речовина ускладнює випаровування розчинника внаслідок взаємодії молекул речовини і розчинника. Тому при сталій температурі тиск пари над розчином нелеткої речовини менший, ніж над розчинником, за винятком розчинів, в яких розчинена речовина є леткою (NH_3 , HCl тощо). Зниження тиску пари над розчином тим більше, чим вище концентрація розчину.

Залежність зниження тиску пари розчинів від їхньої концентрації виражається першим (тонометричним) законом Рауля (1887 р.): відносне зниження тиску насиченої пари над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини, або зниження тиску насиченої пари над розчином прямо пропорційне мольній частці розчиненої речовини:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \chi, \text{ або } \Delta P = P_0 \cdot \chi$$

де P_0 – тиск насиченої пари чистого розчинника; P – тиск насиченої пари над розчином; $\Delta P = P_0 - P$ – зниження тиску насиченої пари; χ – мольна частка розчиненої речовини. З цього рівняння випливає, що зниження тиску пари не залежить від природи речовини, а зумовлене лише числом її молів у певній кількості розчинника, тобто її концентрацією.

Температура кипіння і температура замерзання (кристалізації) розчинів залежать від тиску пари розчинів. Зменшення тиску пари розчину спричиняє підвищення температури кипіння або зниження температури замерзання розчину порівняно з відповідними температурами для чистого розчинника. Ф.М. Рауль показав (другий закон Рауля), що підвищення температури кипіння ($\Delta T_{\text{кип.}}$) або зниження температури замерзання ($\Delta T_{\text{зам.}}$) розчину прямо пропорційне його моляльній концентрації:

$$\Delta T_{\text{кип.}} = K_E \cdot C_m, \quad \Delta T_{\text{зам.}} = K_K \cdot C_m,$$

де C_m – моляльна концентрація розчину, K_E та K_K – коефіцієнти пропорційності, які називаються відповідно – ебуліоскопічною та криоскопічною сталими.

K_E і K_K вимірюються в градусах і показують підвищення температури кипіння або зниження температури замерзання одномоляльного розчину порівняно з відповідними температурами чистого розчинника. Значення ебуліоскопічної та криоскопічної сталих не залежать від концентрації і природи розчиненої речовини, а залежать від природи розчинника.

Враховуючи маси розчиненої речовини і розчинника, для обчислення величини

$\Delta T_{\text{кип.}}$ і $\Delta T_{\text{зам.}}$ можна використовувати такі формули:

$$\Delta T_{\text{кип.}} = K_E \frac{m_{\text{р.реч.}}}{M_{\text{р.реч.}} \cdot m_{\text{роз-ка}}} \quad \text{або} \quad \Delta T_{\text{зам.}} = K_K \frac{m_{\text{р.реч.}}}{M_{\text{р.реч.}} \cdot m_{\text{роз-ка}}}$$

де: $m_{p.реч}$ - маса розчиненої речовини, речовини, г; M – молярна маса

розчиненої речовини, г/моль; $m_{роз-ка}$ – маса розчинника, кг; $\frac{m_{p.реч}}{M_{p.реч} \cdot m_{роз-ка}}$ – молярна концентрація розчиненої речовини, моль/кг.

Визначення молекулярних мас речовин за зниженням температури замерзання або підвищенням температури кипіння розчинів називається відповідно кріоскопією та ебуліоскопією. Ці методи використовуються також для встановлення складу сполук, визначення ступеня дисоціації електролітів, вивчення процесів асоціації та полімеризації речовин у розчинах.

Властивість розчинів замерзати при більш низькій температурі, ніж температура замерзання чистого розчинника, широко використовують для приготування різних розчинів з низькою температурою замерзання – антифризів (від англ. freeze – замерзати і негативної приставки – anti), які застосовують у лабораторній техніці і промисловості (зокрема, у системах охолодження циліндрів двигунів внутрішнього згорання тракторів, автомобілів при їх експлуатації у зимовий період; радіоелектронної апаратури тощо). Основні вимоги до антифризів: низька температура замерзання, висока теплоємність та теплопровідність, невелика в'язкість при низьких температурах, високі температури кипіння та займання. Крім того, антифризи не повинні викликати руйнування металевих частин систем охолодження. Для одержання низьких температур використовують охолодні суміші. Багато солей при розчиненні поглинають значну кількість тепла. Якщо використовувати для розчинення солі не воду, а лід або сніг, то можна одержати охолодження за рахунок теплоти плавлення льоду. Для утворення більшої поверхні зіткнення треба попередньо сіль і лід добре здрібнити. Для приготування охолодних сумішей найчастіше використовують натрій, амоній, магній, калій хлориди; натрій і амоній нітрати або їх суміші.

Контрольні питання

1. Які система, фаза і середовище називаються «дисперсними»? Наведіть приклади. Розподіл дисперсних систем.
2. Що таке «розчин»? Якими бувають розчини залежно від агрегатного стану? Наведіть приклади.
3. Що таке «розчинність»? Як відбувається процес розчинення речовини у розчиннику? Який розчин називається насиченим?
4. Кількісна характеристика розчинності, коефіцієнт розчинності. На які типи поділяють речовини згідно їх розчинності? Від чого залежить розчинність?
5. Який розчин називають ідеальним? Що таке «коллігативні властивості»?
6. Які речовини відносять до електролітів та неелектролітів?
7. Як змінюється тиск пари над розчином із збільшенням концентрації розчиненої речовини? А по відношенню до розчинника?
8. Закони Рауля. Ебуліоскопічна і кріоскопічна сталі.
9. Ебуліоскопія, кріоскопія. Антифризи, охолодні суміші, їх застосування.

Лекція 4. Загальна характеристика неметалів.

План

1. Загальна характеристика неметалів.
2. Хімія елементів 7-ої групи періодичної системи

1) Атоми неметалів мають дві відмінності, порівняно з атомами металів: більшу кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні менший радіус атома.

У зв'язку з такими особливостями будови атома, елементи-неметали характеризуються вищою електронегативністю, порівняно з елементами-металами і в хімічних реакціях, як правило, виступають окисниками.

Елементи-неметали утворюють прості речовини неметали. Назви простих речовин не завжди співпадають з назвами хімічних елементів. Наприклад, елемент Гідроген утворює просту речовину водень, елемент Силіцій утворює речовину кремній, елемент Флуор утворює речовину Фтор.

За фізичними властивостями неметали різноманітні.

Є серед них гази: водень, кисень, озон, азот, фтор, хлор, інертні гази; рідини: бром; тверді речовини: бор, алмаз, графіт, кремній, миш'як, йод.

Деякі неметали є забарвленими: червоний фосфор, жовта сірка, жовто-зелений хлор. Сірий кристалічний йод при сублімації утворює дуже красиві фіолетові пари.

Деякі неметали, наприклад хлор і бром, мають різкий неприємний запах. Ці речовини є дуже отруйними.

Алотропія — явище існування хімічного елемента у вигляді кількох простих речовин різних за властивостями та будовою.

Прості речовини, утворені атомами одного хімічного елемента, називаються алотропними видозмінами або алотропними модифікаціями.

Алотропні модифікації:

Оксигену — кисень і озон;

Карбону — алмаз і графіт, а також штучно створені карбін, полікумулен, фулерени;

Сульфуру — кристалічна і пластична сірка;

Фосфору — білий, червоний і чорний фосфор.

2) До VIIA групи періодичної системи відносяться Фтор (Флуор) F, Хлор Cl, Бром Br, Йод I та Астат At, який не має стабільних ізотопів. Ці елементи назвали галогенами, що з грецької перекладається як «ті, що народжують солі». Таку назву вони отримали за властивість безпосередньо сполучатися з металами, утворюючи солі: фториди, хлориди, броміди та йодиди.

Галогени відносяться до р-елементів, на їх зовнішньому енергетичному рівні знаходиться сім електронів. Це відповідає номеру групи, до якої вони належать. Загальна електронна конфігурація валентного шару ns^2np^5 , де n – номер періоду. Ці елементи є найбільш електронегативними у періодах, в яких вони знаходяться. До завершення зовнішньої електронної оболонки, властивої благородним газам, невивстає одного електрона. Ось чому всі галогени – сильні окисники, їх атоми легко перетворюються на галогенід-іони (F^- , Cl^- , Br^- і т.д.) з електронною оболонкою благородного газу, який знаходиться праворуч від нього (ns^2np^6). Радіус атома в ряді $F-Cl-Br-I-At$ зростає, проте зменшується електронегативність галогенів, що свідчить про ослаблення неметалічних властивостей. Фтор – найбільш виражений неметал.

Усі прості речовини галогенів існують у вигляді двоатомних молекул E_2 (нульовий ступінь окиснення), мають молекулярну кристалічну ґратку, за звичайних умов фтор і хлор

– це гази, йод легко переходить у газоподібний стан (сублімація йоду). У нижчому ступені окиснення галогени легко утворюють солі. У хімічних сполуках усі галогени (крім фтору) виявляють весь набір непарних позитивних ступенів окиснення + 1, +3, +5, +7. Це, головним чином, кисневмісні кислоти та їх солі. В оксидах галогени також виявляють парні ступені окиснення, наприклад ClO_2 , Cl_2O_6 , але ці сполуки термодинамічно нестійкі та нехарактерні. У зв'язку з відсутністю d-підрівня в атомі Фтору, його хімічна поведінка суттєво відрізняється від інших галогенів. З цієї причини хімічні властивості Фтору розглядають окремо.

Фтор. Оскільки Фтор найбільш електронегативний з усіх елементів періодичної системи (4,00), то його атом здатний лише приймати електрон, виявляючи єдиний ступінь окиснення в сполуках -1 .

Масова частка фтору в організмі людини складає $1 \cdot 10^{-5}\%$. Найбільша його кількість міститься в емалі зубів (близько $0,01\%$) та в кісткових тканинах. Фтор у вигляді сполук потрапляє в організм людини як з продуктами харчування, так і з питною водою. Фтором багаті такі продукти харчування, як листя чаю, борошно, крупи, курячі яйця, фрукти та ягоди. Коливання вмісту фтору в питній воді викликає захворювання зубів. Добова потреба організму у фторі складає $1-2$ мг.

При недостатчі фтору у людей виникає карієс, а при надлишку – руйнування зубної емалі.

Фтор достатньо поширений у природі. Його вміст у земній корі складає $2,8 \cdot 10^{-2}\%$. Більш важливими мінералами Фтору є: флюорит CaF_2 , кріоліт Na_3AlF_6 та фторapatит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$.

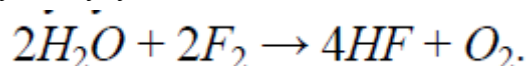
Вільний фтор одержують електролізом розплаву $\text{KF} \cdot \text{HF}$ або $\text{KF} \cdot 2\text{HF}$. Лише електричний струм в жорстких умовах здатний анодно окиснити фторид-іон до вільного фтору.

Внаслідок високої хімічної активності фтор спричиняє корозію майже усіх матеріалів. Назва «фтор» з грецької перекладається як «загибель», що повністю відповідає дійсності. Виняток складає нікель та його сплави, на поверхні яких утворюється з фтором захисна плівка NiF_2 . Саме тому обладнання для виробництва та зберігання фтору виготовляють із нікелю.

Фтор – газ світло-жовтого кольору з різким специфічним запахом, кипить при $t = -187,7$ °C, плавиться при $t = -220,6$ °C.

Агрегатний стан ковалентних молекул типу E_2 суттєво залежить від сил міжмолекулярної взаємодії. Чим менша здатність молекул галогенів деформуватися, тим слабші сили Ван-дер-Ваальса. У молекулі F_2 електронна оболонка розміщена близько біля ядра, тому вона мало деформується. Ось чому фтор, на відміну від інших галогенів, легкий газ.

У реакціях фтор виступає дуже активним окисником, окиснюючи навіть таку інертну сполуку як вода:

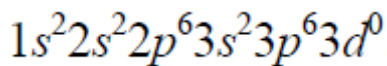


Гідроген фторид при температурі вище $19,5$ °C – безбарвний задушливий газ, а нижче цієї температури – безбарвна рідина.

Водний розчин гідроген фториду – фторидна (плавикова) кислота – кислота середньої сили. За рахунок водневих зв'язків фторид-іони з молекулами HF утворюють іон

HF_2^- лінійної будови. Тому під час нейтралізації фторидної кислоти калій гідроксидом утворюється калій гідрогенфторид: $2HF + KOH \rightarrow KHF_2 + H_2O$.

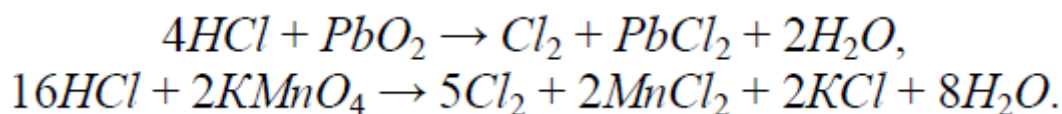
Хлор. Другий типовий елемент VIIA групи – Хлор. Він має менші неметалічні властивості, ніж Фтор. Це пояснюється збільшенням його атомного радіуса, зменшенням енергії іонізації та відносною електро-негативності. Атом Хлору має електронну формулу



Наявність 3d-орбіталей у атома Хлору (на відміну від фтору) збільшує його валентні можливості. Незбуджений атом Хлору має один неспарений електрон. Перехід атома у збуджений стан супроводжується розпарюванням електронів 3p та 3s-підрівнів та переходом їх на вільні орбіталі близького за енергією 3d-підрівня. У результаті збудження кількість неспарених електронів в атомі Хлору збільшується від одного в незбудженому, до трьох, п'яти і семи – у збудженому станах.

Одержання і поширення у природі. У природі Хлору міститься вдвічі більше, ніж Фтору. Зустрічається він головним чином у вигляді хлоридів, оскільки для галогенів найбільш стійкий мінімальний ступінь окиснення. Найважливіші хлоровмісні мінерали: NaCl – кам'яна сіль, NaCl·KCl – сильвініт, KCl·MgCl₂·6H₂O – карналіт. Велика кількість Хлору міститься у морській воді.

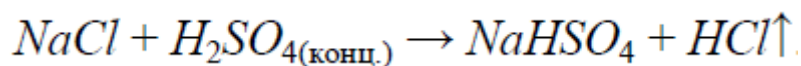
У промисловості хлор одержують електролізом водного розчину натрій хлориду, у лабораторії – дією хлоридної кислоти на окисники PbO₂, KMnO₄ та ін.:



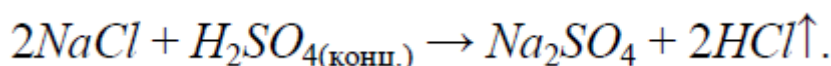
Фізичні та хімічні властивості хлору. Хлор – зеленувато-жовтий отруйний газ із різким задушливим запахом, у 2,5 рази важчий за повітря, скраплюється при 0°C та під невеликим тиском (близько 400 кПа) у рідину жовтогарячого кольору.

У хімічному відношенні хлор дуже активний неметал. Він безпосередньо сполучається майже з усіма металами. Наприклад, нагрітий натрій згоряє в атмосфері хлору з утворенням хлориду: $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$.

Хлоридна кислота. У лабораторії хлоридну кислоту одержують дією концентрованої сульфатної кислоти на кристалічний натрій хлорид:



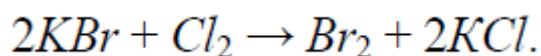
При нагріванні ця реакція перебігає з утворенням хлороводню та середньої солі:



HCl – безбарвний газ із різким запахом, подразнює органи дихання, не горить, не підтримує горіння. У вологому повітрі він димить, утворюючи з водяною парою дрібні краплини хлоридної кислоти.

Оскільки різниця відносної електронегативності атомів Хлору та Гідрогену невелика, молекула HCl малополярна (на відміну від HF), і тому нездатна утворювати міжмолекулярні водневі зв'язки. З цієї ж причини розчинність HCl (450 л у 1 л H₂O) менша за розчинність HF, який змішується з водою у будь-яких співвідношеннях. При розчиненні HCl у воді утворюється сильна одноосновна хлоридна (соляна) кислота.

Бром та йод у вигляді калієвих і натрієвих солей містяться у морській воді, у водах бурових свердловин нафтових родовищ, рапі соляних озер (Сакське озеро у на півострові Крим). Йод одержують з бурових вод окисненням йодидів хлором, а бром – окисненням бромідів хлором з наступною відгонкою бромю водяною парою:



Бром у чистому вигляді сильно подразнює слизові оболонки, викликає кашель, задуху. При випадковому попаданні на шкіру викликає опіки, які довго не загоюються. В організмі людини вміст бромю складає 1·10⁻⁴%. Він міститься практично в усіх органах і тканинах. Добова потреба у бромі складає 0,82 мг. Найбільша кількість бромю міститься в таких харчових продуктах, як картопля, хліб та інші. Цілюща дія бромю полягає в підсиленні процесів гальмування у центральній нервовій системі.

Йод, як і інші галогени, відіграє важливу роль у життєдіяльності людського організму. Найбільша кількість йоду (15 мг) міститься у щитовидній і наднирковій залозах. Йод потрапляє в організм з їжею та питною водою. Багато йоду міститься у морських продуктах. У меншій кількості він є у молоці, курячих яйцях, костромському сирі. Головна біологічна роль йоду полягає в тому, що він приймає участь у синтезі гормонів щитовидної залози. При недостатці йоду в організмі розвивається захворювання – ендемічний зоб. Це захворювання більш часто зустрічається у гірських районах, де у воді міститься недостатня кількість йоду. Для профілактики ендемічного зобу рекомендується вживати в їжу йодовану сіль. Розчин йоду спиртовий з масовою часткою 5% і 10% використовують як антисептичний засіб для обробки ран. Радіоактивний йод застосовують для діагностики та лікування раку щитовидної залози.

Фізичні та хімічні властивості. Бром – темно-червона рідина з різким подразнюючим запахом. Слово «бромос» грецькою мовою означає «сморідний». Температура кипіння бромю +58,8°C, температура плавлення +7,2°C.

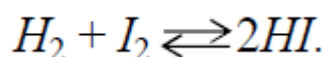
Йод – це чорно-сіра тверда речовина з металічним блиском. Він легко сублимується, утворюючи фіолетову пару, яка складається з молекул I₂.

Молекули бромю та йоду неполярні, в зв'язку з цим легко розчиняються в неполярних розчинниках (бензолі, хлороформі), утворюючи червоні (Br₂) і фіолетові (I₂) розчини.

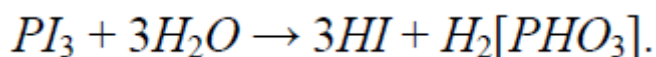
Бром та йод – достатньо сильні окисники, проте їх активність значно нижча за активність фтору і хлору. З багатьма металами і неметалами бром взаємодіє за звичайної температури, а йод – при нагріванні. Вони безпосередньо не реагують з киснем, азотом, вуглецем та благородними газами.

Особливо чітко зменшення хімічної активності у групі галогенів зверху вниз виявляється при взаємодії їх простих сполук з воднем.

Якщо взаємодія фтору з воднем відбувається з вибухом на холоді, хлору – при кімнатній температурі при освітленні, то бром з воднем реагує при значному нагріванні, а реакція йоду з воднем навіть при нагріванні перебігає не до кінця – в системі встановлюється рівновага:



У зв'язку з цим HBr і HI як правило одержують гідролізом фосфор(III) броміду та йодиду:



Контрольні питання

1. Які елементи входять до VIIA групи? Чому їх називають «галогенами»? Вплив будови атомів галогенів на їх властивості.
2. Поширення Фтору в природі, його одержання і фізичні властивості.
3. Хімічні властивості фтору. Одержання і властивості фторидної кислоти.
4. Які сполуки Фтору Ви знаєте? Їх основні властивості.
5. Які ступені окиснення властиві для Хлору? Поясніть з погляду будови його атома.
6. Поширення Хлору в природі, одержання і властивості хлору.
7. Отримання і властивості хлоридної кислоти..
8. Поширення в природі, фізичні властивості і отримання бромю і йоду.

Лекція 5. Хімія елементів 6-ої груп періодичної системи.

План

1. Кисень.
2. Оксиди, пероксиди, надпероксиди, озоніди.
3. Сірка та сульфідні.
4. Тіосульфатна кислота. Тіосульфати

Елементи VIA групи – це Кисень O, Сульфур S, Селен Se, Телур Te та радіоактивний метал Полоній Po. Усі вони, крім Полонію, об'єднані загальною назвою халькогени, що означає «рудонароджуючі». Як видно з наведених даних, атоми елементів VIA групи на зовнішньому енергетичному рівні містять по 6 електронів. Атом Кисню, на відміну від інших елементів підгрупи, не має d-підрівня, тому не може розпаровувати електрони у збудженому стані. Як наслідок цього – максимальна валентність кисню дорівнює 2. І лише за рахунок неподіленої пари електронів на p-підрівні він може утворювати додатковий третій зв'язок за донорно-акцепторним механізмом, виявляючи валентність, що дорівнює 3.

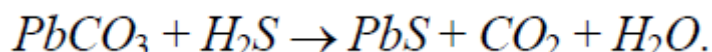
В атомах інших елементів є вакантні d-орбіталі на зовнішньому енергетичному рівні. Тому в збудженому стані вони здатні виявляти позитивні ступені окиснення +2, +4 та +6.

1)Кисень. Перший типовий елемент VI групи – Оксиген – найбільш поширений. Маса кисню складає 23,1 % від загальної маси повітря (20,9 % за об'ємом). Однак вміст Оксигену в атмосфері складає всього лише 0,03 % від маси його в земній корі. Незважаючи на це, Кисень в атмосфері відіграє дуже важливу роль: без нього неможливе життя на Землі.

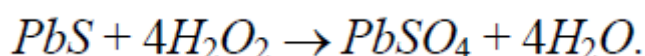
Кисень – обов'язкова складова частина тваринних та рослинних організмів. Так, масова частка Оксигену в організмі людини складає більше 63%. Організм дорослої людини у стані спокою споживає 265 см³ кисню за хвилину. Кисень має виключно важливе біологічне значення: за його участю перебігають життєво важливі процеси в організмі, в тому числі дихання. Оксиген – будівельний матеріал для білків, жирів, вуглеводів, вітамінів, гормонів та ферментів.

Кисень використовують для інтенсифікації технологічних процесів у металургії та в хімічній промисловості (доменний процес, виробництво нітратної та сульфатної кислот). Рідкий кисень використовують як окиснювач ракетного палива. Кисень використовують у медицині при лікуванні захворювань, які супроводжуються кисневою недостатністю (гіпоксія), при захворюванні дихальних шляхів (набряк легень, пневмонія), при отруєнні гідроген сульфідом, чадним газом, синильною кислотою.

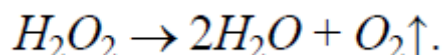
Гідроген пероксид застосовують реставратори для відновлення старовинних картин. Художники тих часів використовували свинцеві білила як білу фарбу. З часом ці білила потемніли, бо під дією сульфідної кислоти, яка завжди є в повітрі промислових міст, плюмбум карбонат перетворюється на чорний сульфід:



Після обробки картин гідроген пероксидом білі кольори відновлюються внаслідок окиснення сульфід-іона до сульфат-іона:



Розчин гідроген пероксиду з масовою часткою 3% використовують при запальних захворюваннях слизових оболонок (стоматит, ангіна), як кровозупиняючий та знезаражуючий засіб при кровотечах. Під дією ферменту каталази, який міститься в крові, гідроген пероксид розкладається:

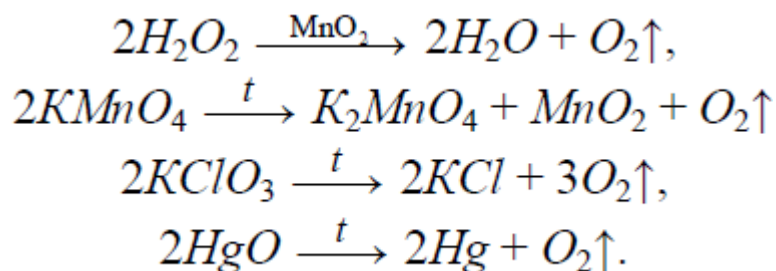


Бульбашки кисню, що виділяються при цьому, вбивають хвороботворні бактерії та виносять на поверхню рани забруднення.

За величиною електронегативності Оксиген займає друге місце після Фтору, завдяки чому утворює сполуки майже з усіма елементами періодичної системи.

Оксиген у природі. Одержання кисню. Оксиген зустрічається як у вільному стані, так і у вигляді різноманітних сполук, він складає 89% від маси води та входить до складу більш ніж 1400 мінералів. Найважливіші з них – карбонати та силікати Кальцію, Заліза, Алюмінію, а також оксиди Заліза, Алюмінію, Олова та Марганцю. Крім кисню повітря у верхніх шарах атмосфери знаходиться також алотропна видозміна Оксигену – озон. Оксиген входить до складу найважливіших природних органічних сполук: білків, жирів та вуглеводів.

У промисловості кисень одержують фракційною перегонкою рідкого повітря та електролізом води (електроліт – розчин КОН з масовою часткою 30%). У лабораторії кисень одержують за рахунок термічного або каталітичного розкладання сполук, багатих на кисень:

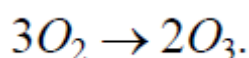


Фізичні та хімічні властивості кисню. Кисень – безбарвний газ, без запаху та смаку, трохи важчий за повітря, температура плавлення дорівнює $-218,8^\circ\text{C}$, температура кипіння

$-182,9^{\circ}\text{C}$. Рідкий кисень блакитного кольору, а твердий – утворює кристали синього. В усіх агрегатних станах кисень парамагнітний. Кисень мало розчинний у воді: в 100 об'ємах води при 20°C розчиняється 3 об'єми кисню. Однак навіть така мала його кількість забезпечує життєдіяльність водних організмів.

Оксиген виявляє широкий діапазон ступенів окиснення в сполуках. У зв'язку з тим, що атому Оксигену не вистачає двох електронів до завершення зовнішнього енергетичного рівня, він легко може приймати їх від менш електронегативних елементів, виявляючи мінімальний ступінь окиснення -2 (H_2O , KOH , H_2SO_4). У пероксидах Оксиген має ступінь окиснення -1 (H_2O_2 , Na_2O_2), в надпероксидах $-1/2$ (KO_2), а в озонідах $-1/3$ (KO_3). Крім негативних, Оксиген утворює сполуки з Фтором із позитивними ступенями окиснення: $+1$ (O_2F_2), $+2$ (OF_2), $+4$ (OF_4).

Існує не лише молекулярний кисень O_2 , а ще й озон O_3 , його друга алотропна форма. Озон одержують в приладах – озонаторах, які перетворюють O_2 на O_3 під дією електричного розряду. За допомогою озонатора лише 10% кисню перетворюється на озон:



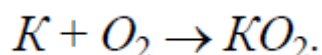
У природі озон утворюється з кисню повітря під час грози, а також у розрядженій атмосфері на висоті 20-30 кілометрів під дією ультрафіолетових променів. Озоновий шар має неоціненне значення для розвитку життя на Землі: поглинаючи ультрафіолетові промені, він захищає все живе від згубної дії зовнішнього гамма-випромінювання, а також поглинає інфрачервоні промені, що йдуть від Землі, таким чином перешкоджаючи її охолодженню.

При повільному окисненні смоли хвойних дерев також утворюється озон. Тому в хвойних лісах відчувається такий самий запах, як у повітрі під час грози, коли теж утворюється деяка кількість озону.

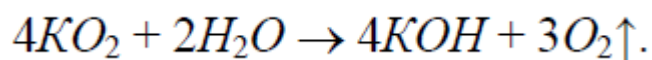
2) Оксиди, пероксиди, надпероксиди, озоніди.

У залежності від умов перебігу реакції кисень утворює чотири типи сполук: оксиди, до складу яких кисень входить у ступені окиснення -2 (але іони O^{2-} не існують навіть у сполуках Na_2O , K_2O); пероксиди, які містять пероксидну групу $-\text{O}-\text{O}-$; надпероксиди, в структурі яких міститься надпероксид-іон O_2^- , та озоніди, що містять озонід-іон O_3^- .

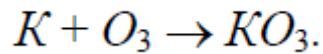
Приєднання молекулою кисню одного електрона дає радикал O_2^- ; речовини, до складу яких входить такий радикал, називаються надпероксидами. Відомі надпероксиди найбільш активних лужних металів (K , Pb , Cs). Одержують їх взаємодією простих речовин:



Надпероксиди дуже сильні окисники, активно окиснюють воду з виділенням кисню:



При взаємодії лужних металів з озоном утворюються озоніди:



Озоніди – сполуки, до складу молекул яких входять катіони металів та озонід-іони



. Наявність в озонід-іоні неспареного електрона надає йому властивості радикала та обумовлює забарвлення і парамагнітні властивості.

Приєднуючи два електрони, молекула кисню перетворюється на пероксид-іон



, в якому атоми Оксигену зв'язані одним двоелектронним зв'язком. Похідні називають пероксидами. Найбільше значення з пероксидів має гідроген пероксид H_2O_2 . Між молекулами H_2O_2 існує міцний міжмолекулярний водневий зв'язок.

3) Сульфур. Більше половини добутої сірки застосовують у виробництві сірчаної кислоти. Сірку та сульфур(IV) оксид використовують у сільському господарстві для боротьби з хворобами рослин, а у виноробній промисловості – для обкурювання бочок та винних погребів, у виробництві сірників та чорного пороху, при вулканізації каучуку. Сульфур(IV) оксид та сульфіти використовують у текстильній, паперово- та цукровиробничій промисловості як відбілювачі.

Сульфатна кислота – один із найважливіших продуктів хімічної промисловості. Її застосовують для одержання фосфатної кислоти та фосфорних добрив, барвників, вибухових речовин та лікарських препаратів.

Масова частка Сульфуру в організмі людини складає 0,16 %. Добова потреба дорослого організму – 4,5 г. Сульфур входить до складу білків та амінокислот (цистеїн, метіонін), які приймають участь у процесах тканинного дихання, до складу гормону інсулін, вітаміну В.

В елементному стані Сульфур не токсичний, але деякі його сполуки дуже токсичні.

Наприклад, вдихання сірководню, концентрація якого в повітрі становить $5 \cdot 10^{-4}\%$, приводить до неприємності й навіть до смерті. Цей газ токсичніший за гідроген ціанід. H_2S – дуже підступний: через декілька хвилин після його вдихання настає притуплення нюху, людина перестає відчувати неприємний запах сірководню і продовжує отруюватися.

За дві тисячі років до н.е. у Давньому Єгипті застосовували сірку для виготовлення косметичних засобів для лікування захворювань шкіри. У сучасній медицині також використовуються сірка та сполуки Сульфуру. Сірка у складі мазей використовується для лікування таких захворювань шкіри як себорея, псоріаз та інші, сірка високої чистоти застосовується як протиглистний засіб.

Натрій тіосульфат у вигляді 30%-вого розчину використовують для внутрішньовенних ін'єкцій при тяжких алергічних захворюваннях, отруєннях хлором, сполуками миш'яку, ртуті, свинцю, синильною кислотою та ціанідами.

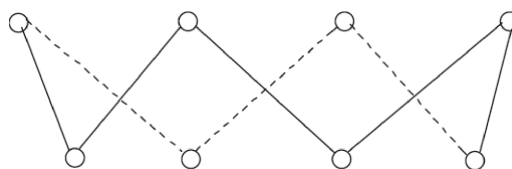
Загальновідомо, що Селен збільшує еластичність тканин та надходження кисню до серцевого м'яза. Але надлишок Селену приводить до підвищеної втоми, випадіння волосся та розхитування зубів.

Цей елемент організм людини одержує з м'ясом, рибою, хлібом грубого помолу, молочними продуктами.

Поширення в природі та одержання сірки. Вміст Сульфуру в земній корі складає 0,05%. Вона може знаходитися як у самородному стані, так і у вигляді сполук: сульфідів (FeS_2 – пірит, PbS – галеніт тощо), сульфатів (CaSO_4 – ангідрит; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – мірабіліт).

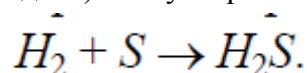
З підземних родовищ самородну сірку вилучають гарячою водою. При підвищеному тиску перегріту воду закачують у сірконосний шар, і розплавлена сірка ($t_{\text{пл}} = 119,8^\circ\text{C}$) під тиском гарячого повітря піднімається на поверхню. В країнах, які не мають самородної сірки, її одержують із H_2S і SO_2 . Сірку високого ступеня чистоти одержують із сірковуглецю CS_2 .

Фізичні та хімічні властивості. Чиста сірка – крихка кристалічна речовина жовтого кольору, добре розчинна в бензолі та сірковуглеці, погано розчинна у воді. Сірка утворює кілька алотропних модифікацій: ромбічна, моноклінна та пластична. За нормальних умов сірка утворює восьмиатомну молекулу, атоми зв'язані між собою зигзагоподібно ковалентними зв'язками:

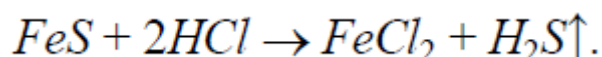


При кімнатній температурі стійка ромбічна сірка. Поступове нагрівання до $94,5^\circ\text{C}$ перетворює її на моноклінну. Кристали ромбічної та моноклінної сірки відрізняються взаємною орієнтацією в просторі кільцевих молекул S_8 . Одже, у випадку з сіркою було б вірніше говорити не про алотропію, а про поліморфізм. В інтервалі температур від $+94,5^\circ\text{C}$ до плавлення $+119,3^\circ\text{C}$ стійка моноклінна сірка. Подальше нагрівання перетворює сірку на жовту легкокорухливу рідину. При $t > 160^\circ\text{C}$ кільцеві молекули S_8 починають розмикатись і виникають відкриті ланцюги з вільними зв'язками на кінцях – так звані довголанцюгові радикали.

Сульфіди. Однією з найважливіших сполук Сульфуру є гідроген сульфід H_2S (сірководень). Він утворюється при взаємодії сірки з воднем при високій температурі:

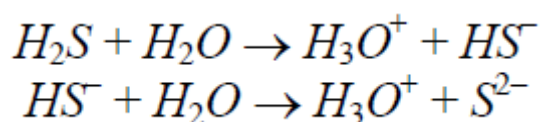


Ця реакція оборотна, тому незручна для практичного використання. У лабораторії для одержання гідроген сульфіду застосовують реакцію ферум(II) сульфіду з хлоридною кислотою:



Гідроген сульфід – це безбарвний газ, трохи важчий за повітря, з неприємним запахом тухлих яєць. Він дуже токсичний. У зв'язку з тим, що величина відносної електронегативності Сульфуру в 1,4 рази менша, ніж Оксигену, між молекулами H_2S виникають слабкі міжмолекулярні водневі зв'язки. Тому гідроген сульфід легко скраплюється у безбарвну рідину.

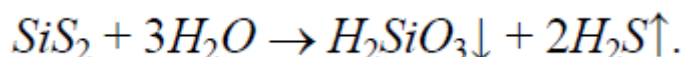
У воді H_2S добре розчинний: при 20°C в одному об'ємі води розчиняється 2,58 об'ємів H_2S , при цьому утворюється $\sim 0,1$ М розчин, який називають сірководневою водою. Гідроген сульфід в розчині поводить себе як слабка двоосновна кислота:



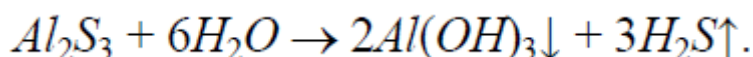
Оскільки друга константа дисоціації сульфідної кислоти мала, в розчинах іонних сульфідів присутні, в основному, HS^- -іони; S^{2-} -іони існують лише в дуже лужних розчинах (8M NaOH).

Водний розчин сульфідної кислоти утворює два ряди солей: середні – сульфіди та кислі – гідрогенсульфіди. У воді розчинні лише сульфіди лужних та лужноземельних металів і амонію.

У розчині сульфіди гідролізують як солі, утворені сильною основою та слабкою двоосновною кислотою з утворенням лужного середовища. Сульфіди неметалічних елементів гідролізують незворотно, утворюючи відповідні кислоти:



Деякі сульфіди (Al_2S_3 , Cr_2S_3 , Fe_2S_3) також гідролізують незворотно з утворенням слабкої нерозчинної у воді основи та слабкої, нестійкої у водному розчині кислоти:

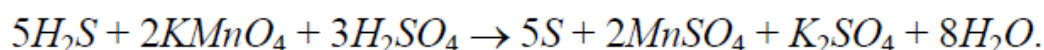


Такі сульфіди можна одержати лише «сухим» шляхом при сплавленні металічних осурок із сіркою, утворення їх у водному розчині неможливе.

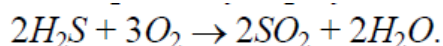
Більшість сульфідів металів – малорозчинні сполуки. Низьку розчинність та характерне індивідуальне забарвлення, а також різну розчинність у кислотах використовують у хімічному аналізі.

Сульфіди, як похідні найнижчого ступеня окиснення сірки, виявляють лише відновні властивості. Продуктами їх окиснення, в залежності від умов, можуть бути S, SO_2 , H_2SO_4 . Для визначення продуктів окиснення сульфідів слід пам'ятати такі закономірності:

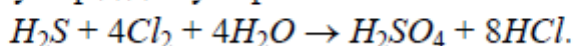
Дією на H_2S водних розчинів більшості окисників ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, $H_2SO_{4(конц.)}$, $HNO_{3(конц.)}$) він окиснюється до вільної сірки:



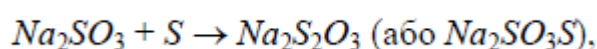
При спалюванні гідроген сульфїду в надлишку кисню утворюється SO_2 :



Дуже сильні окисники (Cl_2 , Br_2 , PbO_2 , $NaClO$, $HNO_{3(розв.)}$) окиснюють гідроген сульфїд до сульфатної кислоти:

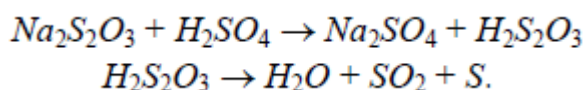


4) Тіосульфатна кислота. Тіосульфати. При кип'ятінні розчину Na_2SO_3 з подрібненою сіркою утворюється натрій тіосульфат:

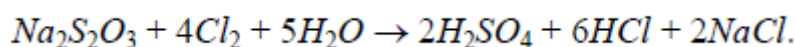


який виділяється з розчину у вигляді пентагідрату $Na_2SO_3S \cdot 5H_2O$.

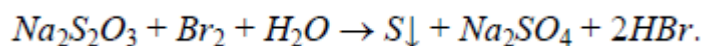
$Na_2S_2O_3$ сильна нестійка за звичайних умов кислота. При спробі одержати її витісненням із солей вона розкладається:



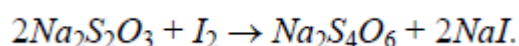
Натрій тіосульфат – сильний відновник. Надлишок сильних окисників (хлор, бром, KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) окиснює його до сульфат-іона:



При взаємодії з окисниками середньої сили Na_2SO_3 окиснюється лише до елементної сірки:



Слабкі окисники, такі як йод, Fe^{3+} та Cu^{2+} , окиснюють тіосульфат-іон до тетратіонат-іона:



При цьому розчин йоду знебарвлюється. Ця реакція лежить в основі одного з методів кількісного аналізу – йодометрії. Тетратіонат натрію – сіль тетратіонової кислоти – однієї з політіонових кислот загальної формули $\text{H}_2\text{S}_x\text{O}_6$ ($x = 3-6$). Ці кислоти утворюються як проміжні продукти при взаємодії H_2S з H_2SO_3 .

Контрольні питання

1. Вплив будови атомів халькогенів на їх властивості.
2. Поширення Оксигену в природі, одержання кисню. Використання сполук Оксигену, його біологічна роль.
3. Фізичні і хімічні властивості кисню. Властивості озону.
4. Які сполуки Оксигену Ви знаєте? Перелічіть їх основні властивості.
5. Поширення Сульфуру в природі, одержання і властивості сірки.
6. Біологічна роль і використання сполук Сульфуру.
7. Сульфіди, їх отримання і властивості.
8. Властивості тіосульфатів.

Лекція 6. Хімія елементів 5-ої групи періодичної системи.

План

1. Нітроген
2. Фосфор
3. Амоніак, його властивості та застосування;

До VA групи періодичної системи належать два типових елементи – Нітроген N і Фосфор P, а також три їх електронні аналоги – елементи великих періодів: Арсен As, Стийбій Sb і Бісмут Bi. Елементи VA групи на зовнішньому енергетичному рівні містять п'ять електронів ns^2np^3 . Наявність валентних d-орбіталей у атомів елементів, крім Нітрогену, обумовлює можливість переходу s-електронів на d-підрівень, завдяки чому ці елементи виявляють валентність 5, яка відповідає номеру групи. У своїх сполуках елементи VA групи мають широкий діапазон ступенів окиснення від -3 до $+5$. Як видно з

наведених даних, у межах VA групи розміри атомів та іонів зростають, енергії іонізації закономірно зменшуються. Неметалічні властивості зверху донизу зменшуються, а металічні збільшуються.

1) Нітроген - перший р-елемент VA групи. На зовнішньому енергетичному рівні атом Нітрогену містить 5 електронів, які розміщуються на чотирьох валентних орбіталях $2s^2 2p^3$. Внаслідок відсутності d-підрівня Нітроген не може переходити у збуджений стан. У зв'язку з цим максимальна валентність Нітрогену в сполуках дорівнює чотири. Ступінь окиснення Нітрогену в його сполуках змінюється у широких межах від -3 до $+5$:

Ступінь окиснення	-3	-2	-1	0	$+1$	$+2$	$+3$	$+4$	$+5$	У
Приклад сполуки	NH_3 NH_4^+	NH_2NH_2	NH_2OH	N_2	N_2O	NO	N_2O_3 HNO_2	NO_2 N_2O_4	N_2O_5 HNO_3	

більшості сполук Нітрогену хімічний зв'язок між атомами ковалентний, тому ступінь окиснення азоту та його валентність не співпадають.

Нітроген належить до шести елементів – органогенів (C, H, O, N, P, S), які складають основну масу тіла людини. В організмі людини Нітрогену міститься 3,1%. Він відіграє дуже важливу роль в обміні речовин. Нітроген входить до складу білків, вітамінів, гормонів та інших біологічно активних сполук.

Нітроген – один із хімічних елементів, необхідних для росту і життєдіяльності рослин. Незважаючи на те, що повітря містить 79% азоту, існує досить серйозна проблема нестачі Нітрогену в ґрунті, внаслідок якої спостерігається затримка росту, ненормальний розвиток та інші хвороби рослин.

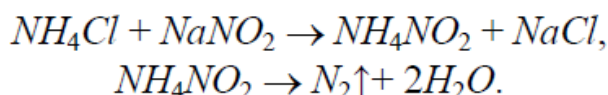
Рідкий азот є засобом для лікування деяких хвороб шкіри (бородавок, папілом тощо). N_2O виявляє своєрідну фізіологічну дію, за що дістав назву «газ, що веселить». У суміші з киснем його використовують у медицині для наркозу.

Нітрити широко використовують у виробництві м'ясних виробів (ковбас). Після термічної обробки колір м'яса набуває сірого кольору, який змінюється на рожевий після додавання нітритів (внаслідок утворення азо-сполук). Крім того, нітрити додають у м'ясні вироби з метою попередження розвитку мікроорганізмів, таких як *Clostridium botulinum*. Нітрити є доволі токсичними для людини та тварин. Вони в організмі людини сприяють перетворенню гемоглобіна на метабемоглобін та нітрозогемоглобін, які не здатні транспортувати кисень. Крім цього, нітрити у кислому середовищі реагують з вторинними амінами, утворюючи нітросоаміни, які мають канцерогенну, мутагенну та ембріотропну дію на організм. Для зменшення токсичного впливу нітритів у м'ясні вироби іноді додають аскорбінову кислоту (вітамін С).

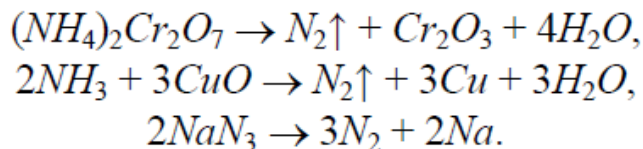
Поширення в природі та одержання азоту. Основна маса Нітрогену зосереджена в атмосфері у вигляді простої речовини – азоту (78 об. часток, %). У перекладі з грецької «азот» означає «нежиттєдіяльний». Таку назву азот одержав за нездатність підтримувати горіння органічних речовин. Для життєдіяльності живих і рослинних організмів Нітроген насправді дуже важливий – він входить до складу білкових речовин, без яких неможливе існування. Зв'язаний Нітроген утворює мінерали у формі нітратів: чилійська $NaNO_3$, індійська KNO_3 і норвезька $Ca(NO_3)_2$ селітри. Крім того Нітроген входить до складу білкових тіл усіх рослинних і тваринних організмів.

В техніці азот отримують фракційною перегонкою рідкого повітря. У лабораторії азот одержують нагріванням суміші розчинів амоній хлориду і натрій нітриту. Спочатку як

проміжний продукт утворюється амоній нітрит. Це термічно нестійка сполука, яка при подальшому нагріванні розкладається:

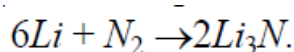


Азот можна одержати також іншими методами:



Фізичні та хімічні властивості. Азот – безбарвний газ, який не має ні смаку, ні запаху. Він погано розчиняється у воді та органічних розчинниках.

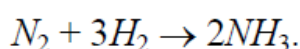
Потрійний зв'язок між атомами у молекулі N₂ виключно міцний, внаслідок чого азот хімічно малоактивний, при кімнатній температурі реагує лише з літієм, утворюючи нітрид літію:



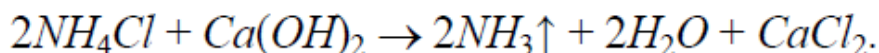
Активність азоту зростає з підвищенням температури. При високих температурах і у присутності каталізаторів азот взаємодіє з неметалами: киснем, воднем, галогенами та ін.

Використовують азот головним чином для промислового одержання аміаку, нітратної кислоти, а також як хімічно інертний газ для заповнення балонів електроламп, як середовище для перекачки нафтопродуктів та проведення хімічних синтезів, які потребують особливих умов. При проведенні деяких хірургічних операцій методом криотерапії використовують рідкий азот, який зберігають у посудині Дьюара.

Водневі сполуки Нітрогену. Нітроген утворює декілька сполук з воднем, з яких найбільше значення має аміак. У молекулі аміаку атомні орбіталі Нітрогену знаходяться у sp³-гібридизованому стані та утворюють три σ-зв'язки з трьома атомами Гідрогену, які займають три вершини тетраедра. Четверта вершина містить неподілену електронну пару Нітрогену. У промисловості одержують аміак прямим синтезом з азоту та водню:



Реакцію проводять при температурі 450-500°C і тиску ~ 30 МПа у присутності каталізатора – заліза, активованого оксидами (Al₂O₃, K₂O та ін.). У лабораторії його одержують нагріванням суміші амоній хлориду з кальцій гідроксидом:



За звичайних умов аміак – безбарвний газ з різким специфічним запахом. При вдиханні значних кількостей аміаку відбувається подразнення слизових оболонок очей та органів дихання. Аміак майже у 1,7 рази легший за повітря, 1 л його має масу 0,77 г. При охолодженні до –33,4°C аміак скраплюється, а при –77,8°C – твердіє. Перевести у рідкий стан аміак можна і при звичайній температурі, але при високому тиску. Легкість переходу газоподібного аміаку в рідкий стан пояснюється полярністю зв'язків N–H в його молекулі і дією міцних міжмолекулярних водневих зв'язків.

Одна з найважливіших властивостей аміаку – здатність утворювати солі амонію. При взаємодії аміаку з протоном утворюється іон амонію NH₄⁺. З аніонами кислот іон амонію утворює тверді кристалічні добре розчинні у воді речовини – солі амонію: NH₄Cl – амоній хлорид, (NH₄)₂SO₄ – амоній сульфат, NH₄NO₃ – амоній нітрат.

Нітритна кислота HNO_2 . Відома лише у водному розчині. У зв'язку з тим, що атом Нітрогену в нітрит-іоні знаходиться у проміжному ступені окиснення +3, нітрити можуть бути як окисниками, так і відновниками. У реакціях з відновниками, такими як I^- , S^{2-} , Fe^{2+} , нітрити у кислому середовищі виявляють окисні властивості, відновлюючись при цьому до NO :

Нітратна кислота HNO_3 . Це безбарвна рідина, $t_{\text{кип}} = 84^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл}} = -41,6^\circ\text{C}$. Димуча HNO_3 (100%) має густину $1,52 \text{ г/см}^3$ і вже при кімнатній температурі під дією світла частково розкладається з утворенням NO_2 , що зумовлює її жовте забарвлення: $4\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$.

2) Фосфор є електронним аналогом Нітрогену. Однак хімічні властивості Фосфору значно відрізняються від властивостей Нітрогену. Зростання атомного радіуса Фосфору приводить до зменшення енергії іонізації, стабілізації позитивних ступенів окиснення, у тому числі +5.

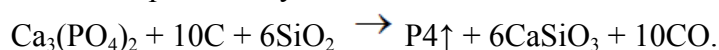
Внаслідок наявності у фосфорі вакантних 3d-орбіталей з'являється можливість переходу 3s-електрона на 3d-підрівень у збудженому стані атома. При цьому 5 неспарених електронів утворюють 5 ковалентних зв'язків за обмінним механізмом.

Вміст Фосфору в організмі людини складає 0,95%. Скелет людини містить близько двох кілограмів $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_3$, багато Фосфору знаходиться у мозку людини. Тварини та люди одержують Фосфор за рахунок рослинної їжі. Добова потреба організму складає 1,3 г Фосфору. Він поповнюється вживанням таких продуктів, як боби, квасоля, рис, мука, вівсяні пластівці. При недостатній кількості в організмі Фосфору і вітаміну D, необхідного для всмоктування та обміну Фосфору, розвивається таке захворювання як рахіт. Фосфатна кислота та її похідні в організмі людини приймають участь в обміні білків, жирів, вуглеводів і вітамінів.

Природні сполуки та одержання фосфору. Вміст Фосфору в земній корі складає 0,04%. На відміну від Нітрогену Фосфор зустрічається у природі лише у вигляді сполук. Найважливіші мінерали фосфору: фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ і апатит $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaX}_2$ (X – F, Cl, OH).

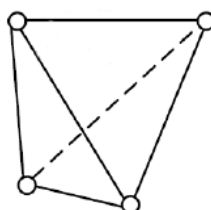
У зв'язку з тим, що фосфор у природних сполуках знаходиться в найвищому ступені окиснення (+5), для одержання у вільному стані його необхідно відновити. У ролі відновника використовують вуглець.

В електропіч подають суміш подрібненого фосфориту з піском та вугіллям, її нагрівають електричною дугою:

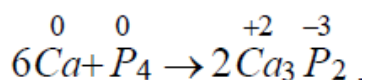


Пару фосфору конденсують під водою, при цьому утворюється білий фосфор.

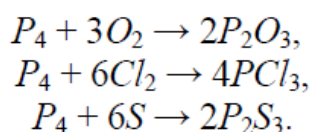
Фізичні та хімічні властивості фосфору. Фосфор утворює декілька алотропних модифікацій, найважливіші з них білий, червоний і чорний фосфор. Білий фосфор – м'яка, безбарвна, воскоподібна, легкоплавка ($t_{\text{пл}} = 44,1^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип}} = 275^\circ\text{C}$) і легка речовина. Він розчиняється в CS_2 і деяких органічних розчинниках, але малорозчинний у воді, тому зберігають його під шаром води. Пара фосфору має формулу P_4 :



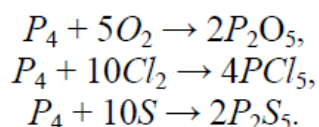
У компактному стані білий фосфор має молекулярну кристалічну ґратку, яка складається з тетраедричних молекул P_4 . У цій молекулі зв'язки P–P досить легко руйнуються, що обумовлює досить високу реакційну здатність білого фосфору. На повітрі при незначному нагріванні він спалахує. Горіння супроводжується розбризуванням. Бризки фосфору утворюють опіки шкіри, які довго не гояться. Повільне окиснення фосфору на повітрі супроводжується хемілюмінесценцією (світінням). У перекладі з грецької мови слово фосфор означає «світлоносець». При взаємодії з металами фосфор виявляє окисні властивості:



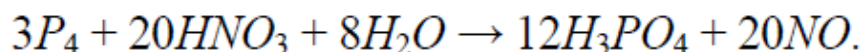
У реакціях з активними неметалами – киснем, галогенами, сіркою – фосфор виступає як відновник. За умов недостатньої кількості окисника утворюються оксиди, хлориди і сульфід фосфору у нижчому ступені окиснення:



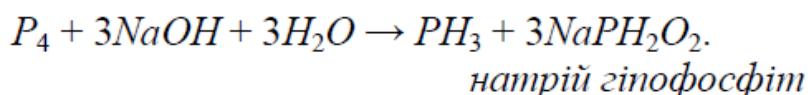
У надлишку кисню, хлору та сірки утворюються сполуки Фосфору у вищому ступені окиснення:



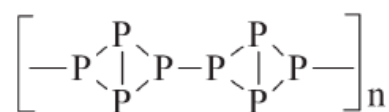
Нітратна кислота окиснює фосфор до ортофосфатної кислоти:



Подібно до багатьох неметалів, таких як галогени, сірка, кремній, фосфор у проміжному ступені окиснення диспропорціонує у водних розчинах лугів:



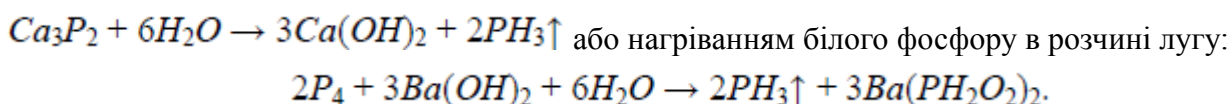
При тривалому нагріванні до 300°C без доступу повітря білий фосфор перетворюється у червоний. Червоний фосфор – це полімерна речовина:



Полімерна будова червоного фосфору обумовлює його хімічну інертність. Наприклад, температура його згоряння на повітрі (300°C) значно вища, ніж білого фосфору. Однак сильні окисники, такі як калій хлорат (бертолетова сіль), взаємодіють з червоним фосфором за умов тертя або удару. Цю властивість червоного фосфору використовують при виготовленні сірників.

Чорний фосфор одержують нагріванням білого фосфору при температурі 220°C і тиску 1200 МПа. За зовнішнім виглядом він нагадує графіт. У хімічному відношенні чорний фосфор найменш реакційноздатний, спалахує лише при нагріванні до 400°C .

Сполуки фосфору. На відміну від азоту фосфор не реагує з воднем, хоча сполуки з ним утворює. Гідрид фосфору PH_3 (фосфін) одержують гідролізом кальцій фосфіду:

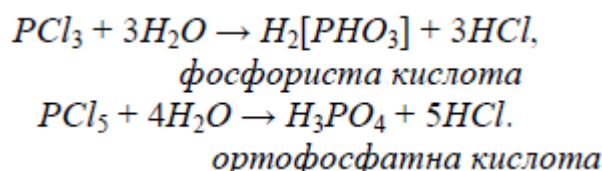


Фосфін – газ із неприємним запахом тухлої риби. Його повільне окиснення супроводжується хемілюмінесценцією як і білого фосфору. Фосфін малорозчинний у воді і, на відміну від аміаку, не взаємодіє з нею, що пояснюється відсутністю міжмолекулярних водневих зв'язків.

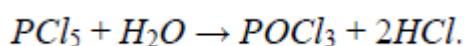
При незначному нагріванні фосфору з хлором утворюється фосфор(III) хлорид, який за звичайних умов є легкорухливою рідиною з $t_{\text{кип}} = 74,8^\circ\text{C}$: $\text{P}_4 + 6\text{Cl}_2 \rightarrow 4\text{PCl}_3$.

З надлишком хлору фосфор утворює фосфор(V) хлорид: $\text{P}_4 + 10\text{Cl}_2 \rightarrow 4\text{PCl}_5$.

Фосфор(V) хлорид PCl_5 – тверда речовина, яка легко сублимується. Водною галогеніди фосфору гідролізуються, утворюючи галогеноводневу та відповідну кисневмісну кислоту фосфору:



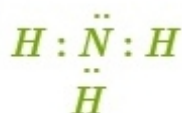
При частковому гідролізі PCl_5 утворюється фосфор(V) оксидтрихлорид (хлороксид фосфору):



Оксигеновмісні сполуки Фосфору. Фосфор утворює оксиди та ряд оксигеновмісних кислот:

- P_2O_3 – фосфору(III) оксид;
- P_2O_5 – фосфор(V) оксид;
- HPO_3 – метафосфатна кислота;
- $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфатна кислота;
- H_3PO_4 – ортофосфатна кислота;
- $\text{H}_2[\text{PHO}_3]$ – фосфориста кислота;
- $\text{H}[\text{PH}_2\text{O}_2]$ – фосфорнуватиста кислота

3) Формула амоніаку (амоняку, аміаку) — NH_3 . Ступінь окиснення Нітрогену становить -3 . У молекулі три ковалентні полярні зв'язки. У атому Нітрогену одна електронна пара залишається неподіленою і грає важливу роль в здатності амоніаку вступати у хімічні реакції.



Молекула аміаку має форму піраміди, у вершині якої розташований атом Нітрогену, а у основі — три атоми Гідрогену.

Загальні електронні пари в молекулі зміщені до більш електронегативного атому Нітрогену. Він заряджений негативно, а атоми Гідрогену — позитивно. Тому молекула полярна і являє собою диполь. Завдяки високій полярності молекули амоніаку здатні

утворювати водневі зв'язки між собою і з молекулами води. Утворення водневих зв'язків впливає на фізичні властивості речовини.

Фізичні властивості

При нормальних умовах амоніак являє собою безбарвний газ з різким неприємним запахом. Він легший за повітря. Отруйний.

Амоніак дуже добре розчиняється у воді — при 20 °С в одному об'ємі води може розчинитися до 700 об'ємів амоніаку. Розчин із вмістом газу 25 % називається аміачною водою, а 10 % розчин використовується у медицині як нашатирний спирт.

Амоніак легко зріджується при низькій температурі або при підвищеному тиску. При випаровуванні рідкого амоніаку поглинається багато тепла, що дозволяє використовувати його у холодильних установках.

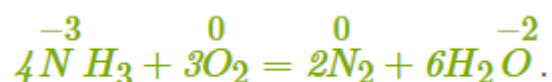
Хімічні властивості

1. Відновні властивості.

Ступінь окиснення Нітрогену в амоніаку — -3, тому в окисно-відновних реакціях він виступає в ролі сильного відновника.

Амоніак окиснюється киснем з утворенням азоту або нітроген(II) оксиду. Результат реакції залежить від умов її протікання.

При горінні амоніаку в чистому кисні утворюється азот:



Якщо реакція проводиться з каталізатором, то утворюється нітроген(II) оксид:



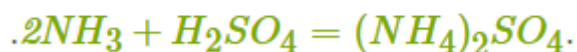
2. Основні властивості.

Якщо у водний розчин амоніаку додати декілька крапель фенолфталеїну, то його забарвлення стане малиновим. Отже, розчин містить гідроксид-йони. Утворення цих йонів відбувається у результаті реакції між водою і молекулами амоніаку:



Утворений у реакції нестійкий амоній гідрат частково дисоціює на йони амонію і гідроксид-йони.

Амоніак реагує з кислотами. При цьому утворюються солі амонію. Так, з хлоридною кислотою утворюється амоній хлорид, а з сульфатною — амоній сульфат:



Амоніак використовують як азотне добриво, як холодагент у холодильниках, у медицині під назвою нашатирний спирт, у побуті під час прання білизни, як сировину для виробництва:

- азотних добрив
- нітратної кислоти
- соди

- вибухових речовин.

Контрольні питання

1. Які елементи входять до VA групи періодичної системи? Вплив будови атомів на їх властивості.
2. Властивості Нітрогену, знаходження у природі і одержання азоту.
3. Біологічна роль і використання сполук Нітрогену.
4. Фізичні і хімічні властивості азоту.
5. Які водневі сполуки Нітрогену Ви знаєте? Гідразин, його властивості.
6. Аміак, солі амонію, їх фізичні і хімічні властивості.
7. Які оксиди утворює Нітроген? Їх властивості.
8. Фізичні і хімічні властивості нітритної кислоти.
9. Нітратна кислота, її властивості. Що таке «царська горілка»?
10. Одержання і хімічні властивості нітратів.
11. Особливості будови атома Фосфору. Знаходження його у природі та одержання.
12. Біологічна роль Фосфору і його сполук.
13. Модифікації фосфору. Хімічні властивості.
14. Фізичні і хімічні властивості фосфіну, галогенідів Фосфору.

Лекція 7. Хімія елементів 4-ої групи періодичної системи.

План

1. Карбон.
2. Силіцій.

До р-елементів IV групи належать Карбон C, Силіцій Si, Германій Ge, Станум Sn і Плюмбум Pb. Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня атомів цих елементів у незбудженому стані – ns^2np^2 .

Атомні радіуси елементів IVA групи при переході від Карбону до Плюмбу закономірно збільшуються, енергія іонізації та відносна електронегативність зменшуються, неметалічні властивості послаблюються, а металічні підсилюються.

Карбон істотно відрізняється від інших елементів IVA групи високим показником енергії іонізації. Карбон – типовий неметалічний елемент. Германій має металічні ознаки, а Станум і особливо Плюмбум виявляють типові металічні властивості.

1) Карбон. Загальна масова частка Карбону в організмі людини складає 21,15%. Карбон – основа усіх органічних сполук. Він входить до складу всіх тканин і клітин у вигляді біологічно важливих сполук: білків, жирів, вітамінів, гормонів, ферментів.

У малих дозах (до 3%) CO₂ шкідливого впливу на організм людини не спричиняє, але вдихання CO₂ у більш високих концентраціях призводить до серйозних розладів у роботі організму. У зв'язку з тим, що вуглекислий газ у 1,4 рази важчий за повітря, він накопичується на дні колодязів, у погрібах, які не вентилуються, і внаслідок гниття овочів

може збільшитися концентрація CO_2 від 10% до 20%. Вдихання такого повітря призводить до паралічу за декілька секунд.

Газована мінеральна вода і напої, які містять вуглекислий газ, підвищують секреторну і всмоктувальну функції травного каналу.

Дуже токсичним для організму людини є карбон(II) оксид – чадний газ. Він утворюється при згорянні палива (вугілля, дров) при нестачі кисню, а також міститься в автомобільних вихлопних газах. CO з гемоглобіном крові утворює міцний комплекс – карбоксигемоглобін. З цієї причини оксигемоглобін не утворюється, і перенесення кисню кров'ю не здійснюється. Навіть невеликі домішки CO викликають важкі отруєння. Вдихання повітря, яке містить понад 1% CO, викликає смерть через декілька хвилин.

Поширення у природі. Карбон знаходиться в природі у вільному стані та в сполуках. Більша його частина входить до складу карбонатів CaCO_3 , MgCO_3 , нафти, природного газу, кам'яного і бурого вугілля. В атмосфері вуглець знаходиться у вигляді карбон(IV) оксиду (вуглекислий газ) 0,03%. У розчиненому стані вуглекислий газ міститься в усіх природних водах. Велика роль Карбону в живій природі. Тканини тварин і рослин складаються із сполук Карбону. Рослини поглинають вуглекислий газ і шляхом фотосинтезу утворюють життєвоважливі складні органічні сполуки.

Фізичні властивості. Карбон існує у вигляді декількох алотропних видозмін – це алмаз, графіт, карбін і полікумулен. Так званий аморфний вуглець (сажа, деревне і кістяне вугілля) не є окремою алотропною модифікацією вуглецю, а складається з дрібнодисперсних кристалів графіту. Алмаз - прозора безбарвна кристалічна речовина. Він є найтвердішим з усіх відомих у природі речовин, не проводить електричний струм, погано проводить теплоту, хімічно малоактивний. Кислоти і луги не діють на нього навіть при високій температурі. Алмаз горить лише у чистому кисні при 600-800°C. Продуктом його горіння є вуглекислий газ.

Алмази можна одержати штучно з графіту при високих тиску і температурах у присутності металічних каталізаторів (Cr, Fe, Pt). Дуже висока міцність алмазу надає можливість використовувати його для обробки особливо твердих матеріалів, при бурових роботах. Добре відшліфовані прозорі кристали алмазу називають діамантами, з них виготовляють ювелірні прикраси.

Графіт – це сіро-чорна кристалічна речовина з металічним блиском. На відміну від алмаза графіт дуже м'який, добре проводить електричний струм. Графіту властиві тугоплавкість, жаростійкість і хімічна інертність.

Різниця у фізичних і хімічних властивостях алмаза і графіту обумовлена особливостями будови їх кристалів.

Атоми вуглецю в графіті розташовані у кутах правильних шестикутників, які знаходяться у паралельних площинах. Відстань між паралельними шарами графіту дуже велика (0,335 нм). Це вказує на існування лише слабого зв'язку між шарами. Тому графіт має меншу за алмаз густину, легко розщеплюється на тонкі лусочки. Цим пояснюється здатність графіту залишати написи на папері.

У природі зустрічаються великі поклади графіту. Штучний графіт можна одержати шляхом сумісного нагрівання суміші коксу з піском і смолами у спеціальних печах при температурі близько 3000°C. Графіт широко використовують у техніці. З нього виготовляють електроди в електролізерах, вогнестійкі тиглі, рухомі контакти в електричних двигунах, мастильні матеріали та олівці. У зв'язку з тим, що графіт має

здатність поглинати нейтрони, він є основним конструкційним матеріалом у ядерних реакторах.

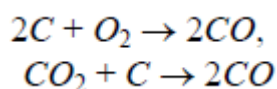
Карбін – чорна дрібнокристалічна речовина. Одержують його дегідруванням ацетилену при прожарюванні до 1000°C. При цьому одержують лінійний полімер: ...-C=C-C=C-C=C-...

При нагріванні до 800°C карбін перетворюється на графіт. Існує інший лінійний полімер вуглецю – полікумулен, в якому атоми вуглецю з'єднані подвійними зв'язками: ...=C=C=C=C=...

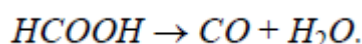
Активоване вугілля, яке широко використовують у хіміко-фармацевтичній і медичній практиці, одержують спалюванням деревини нехвойних порід, кісток, фруктових кісточок при температурі 170-400°C без доступу повітря. При цьому відбувається випалювання органічних речовин і утворення об'ємного вуглецевого каркасу.

Одержане вугілля-сирець активують, видаляючи з пор продукти сухої перегонки. Це досягається дією перегрітої водяної пари при температурі 800-900°C. Після подрібнення одержують активоване вугілля з дуже розвиненою поверхнею. Активоване вугілля використовують у промисловості для розділення суміші газів і розчинених речовин, осушення та очистки газів (наприклад, повітря у протигазах), рідин (етиловий спирт очищають від сивушних масел).

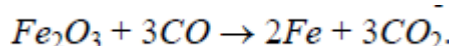
Оксигеномісні сполуки Карбону. Карбон(II) оксид CO – безбарвний, дуже отруйний газ, без запаху. Утворюється при спалюванні вуглецю або його сполук при нестачі кисню, а також внаслідок взаємодії карбон(IV) оксиду з розжареним вугіллем:



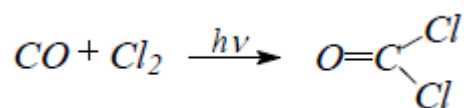
У лабораторії карбон(II) оксид одержують нагріванням до 100°C мурашиної кислоти у присутності сульфатної кислоти:



Карбон(II) оксид хімічно інертний за звичайних умов. При нагріванні він виявляє відновні властивості, що широко використовують у пірометалургії:



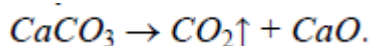
Під дією світла карбон(II) оксид вступає в реакцію з хлором:



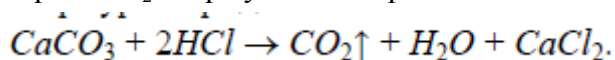
Внаслідок реакції утворюється COCl₂. Вперше його одержав англійський хімік Гемфрі Деві. У зв'язку з тим, що ця реакція синтезу відбувається при освітленні, сполука COCl₂ дістала поетичну назву «фосген», що в перекладі з англійської – «народжений світлом». Але виявилось, що фосген – це сильна отрута, яка спричиняє параліч дихальних шляхів. Фосген використовують у хімічній промисловості для одержання барвників, ліків, пластмас і каучуків.

Карбон(IV) оксид – CO₂ (вуглекислий газ), безбарвний газ, у 1,5 рази важчий за повітря. Під дією ~5,05·10⁶ Па високого тиску () перетворюється на безбарвну рідину, при охолодженні якої утворюється тверда снігоподібна маса («сухий лід»). Близько 0,03 % карбон(IV) оксиду входить до складу повітря. Він утворюється при горінні вугілля,

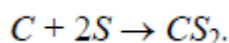
окисненні органічних речовин (процеси дихання, бродіння, гниття), міститься у багатьох мінеральних водах. У техніці його одержують випалюванням вапняку:



Такий вуглекислий газ може містити домішки. Тому у харчовій промисловості використовують вуглекислий газ, який збирають при бродінні спиртових бактерій. У лабораторіях CO_2 одержують в апараті Кіппа дією на мрамур хлоридною кислотою:

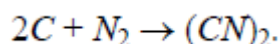


Сполуки з неметалами. При високій температурі вуглець взаємодіє з сіркою:

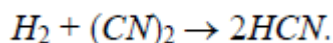


Карбон(IV) сульфід (сірковуглець) CS_2 – це безбарвна рідина з низькою температурою кипіння $46,2^\circ\text{C}$. Її пара дуже токсична і легко спалахує. Він є гарним розчинником для багатьох органічних речовин, наприклад жирів, смол, фарб тощо, а також деяких неорганічних речовин (сірки, бром, йоду).

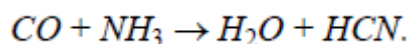
За високої температури в умовах електричного дугового розряду вуглець взаємодіє з азотом, утворюючи диціан – безбарвний отруйний газ:



Подібно до галогенів, диціан реагує з воднем, утворюючи гідроген ціанід:



У промисловості HCN одержують при нагріванні CO і NH_3 за реакцією:



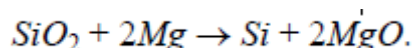
Гідроген ціанід HCN – безбарвна летка рідина із запахом гіркої мигдалю, надзвичайно отруйна, добре розчинна у воді. Його водні розчини називають ціановодневою або синильною кислотою. Калій і натрій ціаніди KCN і NaCN застосовують при добуванні золота. Гідроген ціанід і ціаніди містять Карбон у ступені окиснення +2, тому вони порівняно легко окиснюються. Так, при нагріванні розчини ціанідів поступово окиснюються киснем повітря, утворюючи ціанат.

2) Силіцій - другий за розповсюдженням у природі після Оксигену елемент. У вільному стані в природі не зустрічається. Земна кора більше ніж наполовину складається з кремнезему SiO_2 , силікатних і алюмосилікатних порід. Одним з життєвоважливих елементів в організмі людини є Силіцій. Його масова частка в організмі складає 10-3%. Найбільше Силіцію міститься в печінці, волоссі, кришталику ока. Силіцій та його сполуки впливають на формування і нормальне функціонування епітеліальних і сполучних тканин, надаючи їм міцності та еластичності. В організм людини Силіцій надходить з їжею, добовий раціон дорослої людини повинен становити близько 1 г.

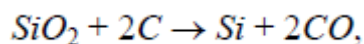
Фізичні та хімічні властивості. Силіцій – типовий неметал і найближчий електронний аналог Карбону. У сполуках з Оксигеном та іншими неметалами виявляє ступінь окиснення +4, рідше +2, у сполуках з Гідрогеном –4.

У зв'язку із збільшенням числа електронних шарів у Силіцію атомний радіус більший, ніж у Карбону, а енергія іонізації і спорідненість до електрону – менші. Цим пояснюється зниження міцності міжатомних зв'язків. Силіцій, на відміну від Карбону, менш схильний утворювати кратні зв'язки.

Залежно від умов одержання кремній ризниться за зовнішнім виглядом та властивостями. Аморфний кремній одержують прожарюванням суміші силіцій(IV) оксиду з магнієм:

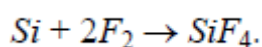


Це бурий реакційноздатний порошок. Якщо відновлювати силіцій(IV) оксид вугіллям в електропечах, утворюється кристалічний кремній у вигляді сірих твердих, але досить крихких кристалів з температурою плавлення 1415°C:

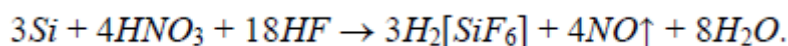


Як показали досліди, аморфний і кристалічний кремній не є алотропними модифікаціями кремнію, вони ризняться лише ступенем дисперсності.

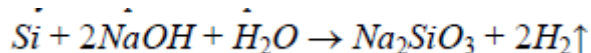
Хімічна активність кремнію дуже залежить від стану його поверхні. Аморфний кремній значно легше вступає у хімічну взаємодію, ніж кристалічні компактні зразки. Дрібнодисперсний кремній реагує з фтором за звичайних умов:



Хлором і киснем кремній окиснюється лише при підвищеній температурі з утворенням SiCl₄ і SiO₂. Взаємодія з вуглецем, азотом, бором перебігає лише при дуже високій температурі. За звичайних умов кислоти на кремній не діють. Розчиняється він лише у суміші фторидної (плавикової) та нітратної кислот. При цьому нітратна кислота окиснює кремній, а фторидна переводить нерозчинні продукти окиснення (SiO₂) у комплексу сполуку – гідроген гексафторосилікат(IV):



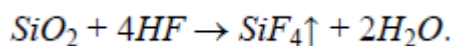
У водному розчині H₂[SiF₆] стійка сильна кислота. У розчинах лугів кремній розчиняється навіть при зниженій температурі:



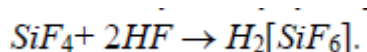
Кремній високої чистоти застосовують в електроніці і в електротехніці як напівпровідниковий матеріал.

Сполуки Силіцію. Силіцій(IV) оксид SiO₂ – найбільш поширений оксид у земній корі. Він існує у вигляді декількох модифікацій. Звичайною формою SiO₂ є кварц. Забруднений домішками кварц – звичайний пісок.

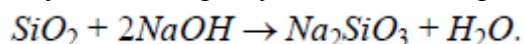
У воді SiO₂ практично нерозчинний. Не діють на нього і кислоти, за винятком HF:



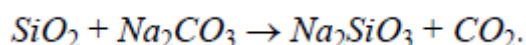
Причиною розчинності SiO₂ у HF є, по-перше, утворення газоподібного SiF₄, а по-друге, у надлишку HF силіцій(IV) фторид утворює добре розчинну у воді комплексу сполуку H₂[SiF₆]:



Із лугами SiO₂ реагує повільно, нагрівання прискорює цей процес:



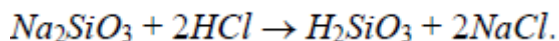
Формула утвореного внаслідок реакції натрій метасилікату умовна, оскільки в залежності від умов проведення реакції утворюються силікати різної будови. Натрій силікат одержують спіканням SiO₂ з натрій гідроксидом або натрій карбонатом:



Здатність силіцій(IV) оксиду взаємодіяти з лужними реагентами доводить його кислотну природу.

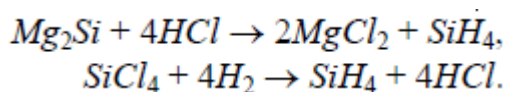
Натрій силікат часто називають «розчинним склом», а його водні розчини «рідким склом», яке застосовують у будівництві для закріплення ґрунту.

Оскільки SiO_2 нерозчинний у воді, метакремнієву кислоту одержують непрямим шляхом – дією мінеральних кислот на розчини метасилікатів:

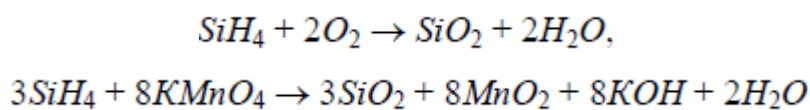


Утворена кремнієва кислота виділяється з розчину у вигляді драглистого осаду – золю. Його склад відповідає формулі $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$. Залежно від умов проведення реакції утворюються різні кремнієві кислоти. Найпростішими кислотами є: H_2SiO_3 – мета кремнієва і H_4SiO_4 – ортокремнієва кислоти. Усі кислоти, для яких $x > 1$, називають полікремнієвими. Утворений золь кремнієвих кислот має ланцюгову і шарувату структуру. Через деякий час утворюється об'ємна, тримірна сітка. Золі кремнієвої кислоти переходять у гелі. Цей процес значно прискорюють нагріванням. Висушений гель кремнієвої кислоти (силікагель) має пористу будову із сильно розвинутою внутрішньою поверхнею. Його використовують як активний адсорбент газів, рідин і пароподібної води.

Водневі сполуки Силіцію називають силанами або кремневоднями. За складом і структурою кремневодні аналогічні вуглеводням. У вільному стані виділені: SiH_4 – моносилан, Si_2H_6 – дисилан, Si_3H_8 – трисилан тощо до Si_6H_{14} включно. Одержують силани дією кислот на силіциди активних металів, а також відновленням силіцій галогенідів воднем:

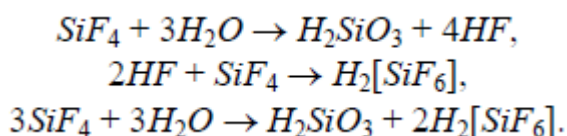


За будовою і фізичними властивостями силани схожі на насичені вуглеводні. За хімічними властивостями вони різко відрізняються від представників гомологічного ряду метану. Це пояснюють меншою міцністю зв'язків Si-Si та більшою іонністю зв'язку Si-H порівняно із зв'язками C-C та C-H. Силани виявляють значні відновні властивості, легко окиснюються киснем повітря і відновлюють KMnO_4 до MnO_2 :

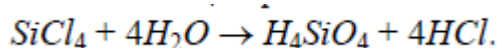


Силани застосовують для синтезу кремнійорганічних сполук. Силіцій галогеніди можна одержати синтезом з простих речовин.

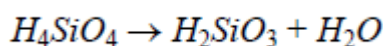
За звичайних умов SiF_4 газоподібний, SiCl_4 і SiBr_4 – рідини, SiI_4 – тверда речовина. Усі вони взаємодіють з водою. Продуктами гідролізу SiF_4 є суміш двох кислот – слабкої H_2SiO_3 і сильної $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$.



Гідроліз солеподібного SiCl_4 перебігає до кінця:



Внаслідок гідролізу SiCl_4 у вологому повітрі дуже димить. Молекули H_4SiO_4 з часом полімеризуються з відщепленням води:



Контрольні питання

1. Які елементи належать до IVA групи? Як впливає будова їх атомів на властивості сполук цих елементів?
2. Поширення Карбону у природі. Алотропні модифікації Карбону, їх фізичні властивості.
3. Які оксигенвмісні сполуки Карбону Ви знаєте? Їх фізичні і хімічні властивості.
4. Сполуки Карбону з неметалами, їх фізичні і хімічні властивості.
5. Властивості Силіцію, кремнію.
6. Які сполуки Силіцію Ви знаєте? Їх фізичні і хімічні властивості.

Лекція 8. Оксиди Карбону.

План

1. Фізичні та хімічні властивості.
2. Способи добування.
3. Застосування.
4. Фізіологічна дія та біологічна роль.

1) Карбон утворює два оксиди — карбон(II) оксид CO та карбон(IV) оксид CO₂ зі ступенями окиснення Карбону відповідно +2 та +4.

Карбон(II) оксид, карбон монооксид

Атом Карбону в цьому оксиді перебуває в основному стані (${}_6C\ 1s^2 2s^2 2p^2$) і має одну вакантну р-орбіталь. У його молекулі є два зв'язки між атомами С та О, що утворюються за обмінним механізмом, і ще один зв'язок — за донорно-акцепторним механізмом:



Отже, валентність Карбону й Оксигену в CO — III. Молекула лінійна і малополярна (причому частковий негативний заряд зосереджено на атомі Карбону, а позитивний — на атомі Оксигену, хоча його електронегативність і вища).

Карбон(II) оксид — це газ, без кольору і запаху (а тому дуже небезпечний¹), без смаку, отруйний, оскільки з гемоглобіном крові швидко утворює стабільну сполуку — карбоксигемоглобін.

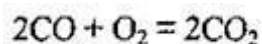
Карбон(IV) оксид

Карбон(IV) оксид (карбон діоксид, вуглекислий газ, вугільний ангідрид) CO₂. Структурна формула: O=C=O. Молекула утворюється за допомогою ковалентного полярного зв'язку. Карбон(IV) оксид — газ без кольору і запаху, важчий за повітря, погано розчиняється у воді. За атмосферного тиску у рідкому стані не існує: при -78,5 °C твердне — утворюється сухий лід, який має молекулярні кристалічні ґратки. Сухий лід не плавиться, а переходить у газоподібний стан (сублімує). Температура плавлення (під тиском) — - 57 °C.

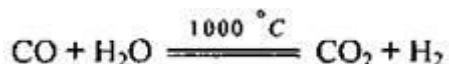
Хімічні властивості карбон(II) оксиду

Карбон(II) оксид CO — несолетворний оксид, не розчиняється у воді, у розчинах лугів і кислот. Типовий відновник:

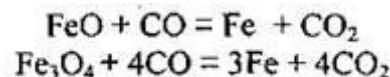
- горить синім полум'ям з утворенням вуглекислого газу:



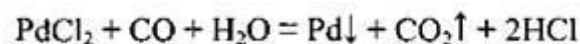
- реагує з водяною парою:



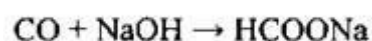
- чадний газ легко відновлює метали з оксидів металічних елементів:



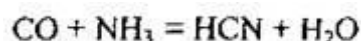
- відновлює солі Ag, Pd, Pt, Au. Так, реакцію взаємодії паладій (II) хлориду PdCl₂ з чадним газом використовують для виявлення CO (утворюється чорний осад паладію):



- із твердим натрій гідроксидом CO взаємодіє під тиском, утворюючи натрій форміат:



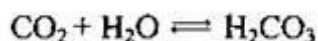
- при нагріванні і дії тиску чадний газ CO сполучається з аміаком, утворюючи синильну кислоту:



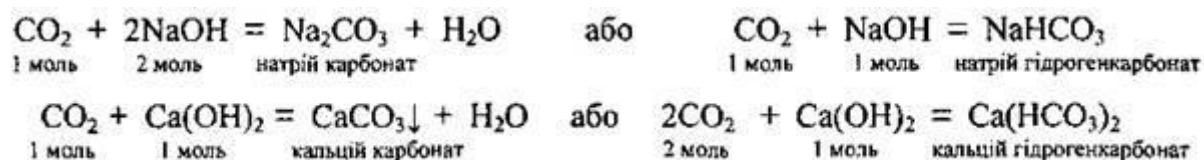
Хімічні властивості карбон(IV) оксиду

CO₂ — кислотний оксид зі слабо вираженими (при дуже високих температурах) окислювальними властивостями. Має загальні властивості кислотних оксидів:

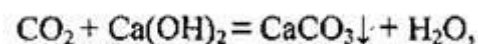
- при розчиненні у воді утворюється невелика кількість карбонатної кислоти:



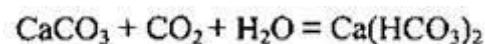
- взаємодіє з лугами, утворюючи кислі або середні солі:



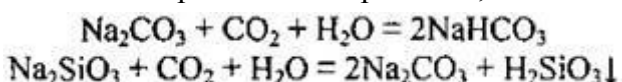
Для виявлення вуглекислого газу проводять реакцію з вапняною водою:



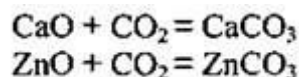
а далі при пропусканні вуглекислого газу осад зникає, бо утворюється розчинна у воді кисла сіль (якісна реакція на карбон(IV) оксид):



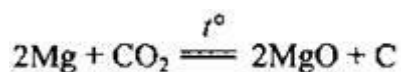
- взаємодіє з розчинами карбонатів, силікатів:



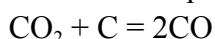
- взаємодіє з основними та амфотерними оксидами:



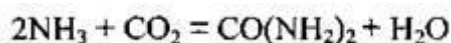
- взаємодіє з деякими активними металами (Mg, K) за дуже високих температур (CO₂ виступає як слабкий окисник):



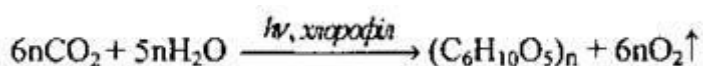
• взаємодіє з розжареним коксом:



• при підвищеному тиску та при нагріванні сполучається з аміаком, утворюючи карбамід (сечовину):

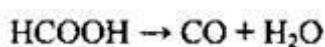


• вуглекислий газ використовують зелені рослини під час фотосинтезу:

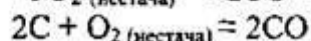
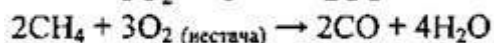
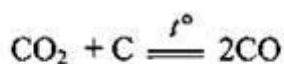
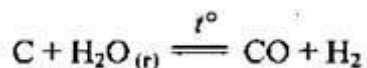


2) Добування карбон(II) оксиду

У лабораторії добувають при нагріванні мурашиної кислоти за наявності концентрованої сульфатної кислоти:



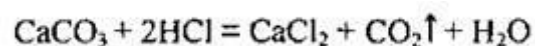
У промисловості добувають кількома способами:



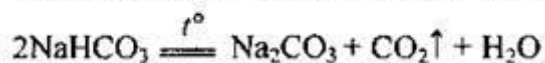
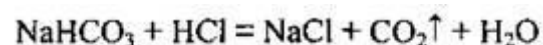
Добування карбон(IV) оксиду

У природі вуглекислий газ утворюється постійно при повільному окисненні під час біохімічних процесів, а саме дихання, бродіння, гниття.

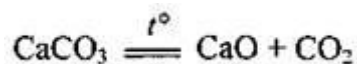
У лабораторії вуглекислий газ добувають дією на вапняк хлоридної кислоти:



Можливе і використання інших карбонатів, зокрема гідрогенкарбонатів:



У промисловості вуглекислий газ добувають випалюванням вапняку:



Збирають вуглекислий газ, добутий у лабораторії, способом витіснення повітря, використовуючи склянку, яка розміщена дном донизу, тому що він важчий за повітря.

3) Оксид карбону(II) (CO) застосовується переважно в промисловості. Його використовують як відновник у металургії для відновлення металів із руд, а також як складову генераторного та синтез-газу, що застосовується у виробництві метанолу, рідких палив та інших органічних сполук. У хімічній промисловості CO використовується як сировина для синтезу альдегідів, кислот і спиртів. Водночас через високу токсичність застосування CO вимагає суворого дотримання правил безпеки.

Оксид карбону(IV) (CO₂) має значно ширше й безпечніше застосування. Його використовують у харчовій промисловості для газування напоїв, у сільському господарстві

— для стимулювання фотосинтезу в теплицях, у медицині — як компонент дихальних сумішей. CO_2 застосовують також у вигляді сухого льоду для охолодження та зберігання продукції, у вогнегасниках, а також у хімічній промисловості для виробництва соди та карбонатів.

4) Фізіологічна дія оксидів карбону. Оксид карбону(II) є надзвичайно небезпечним для живих організмів. Потрапляючи в організм через дихальні шляхи, він зв'язується з гемоглобіном крові, утворюючи карбоксигемоглобін, який блокує перенесення кисню до тканин. Це призводить до кисневого голодування органів, порушення роботи серцево-судинної та нервової систем, а у важких випадках — до летального наслідку. Навіть невеликі концентрації CO при тривалому впливі можуть викликати головний біль, запаморочення та втому.

Оксид карбону(IV) у малих концентраціях є фізіологічно необхідним компонентом повітря. Він бере участь у регуляції дихання, підтриманні кислотно-лужної рівноваги крові. Однак підвищені концентрації CO_2 можуть викликати задуху, прискорене дихання, підвищення артеріального тиску та порушення діяльності центральної нервової системи.

Біологічна роль оксидів карбону. CO_2 відіграє ключову роль у біосфері. Він є основним джерелом карбону для рослин у процесі фотосинтезу, під час якого утворюються органічні речовини та виділяється кисень. Таким чином, CO_2 є фундаментальним компонентом кругообігу вуглецю в природі. Крім того, він бере участь у підтриманні стабільності клімату Землі, виступаючи як парниковий газ.

CO не має позитивної біологічної ролі для більшості організмів, проте в мінімальних кількостях він утворюється в організмі людини як побічний продукт розпаду гемоглобіну і може виконувати сигнальну функцію на клітинному рівні, впливаючи на тонус судин та передачу нервових імпульсів. Проте ця роль є другорядною і не знижує небезпеки CO як токсичної речовини.

Контрольні питання

- 1) Фізичні властивості оксидів карбону.
- 2) Які є шляхи добування оксидів карбону?
- 3) Фізіологічна дія оксидів карбону?
- 4) Біологічна роль оксидів карбону?

Лекція 9. Загальні властивості металів.

План

1. Лужні метали.
2. Лужноземельні метали.

1) **лужні метали.** До IA групи періодичної системи належать s-елементи: Літій Li, Натрій Na, Калій K, Рубідій Rb, Цезій Cs і Францій Fr, які називають лужними металами.

Атоми s-елементів IA групи на останньому енергетичному рівні містять один валентний ns^1 електрон, мають найбільші атомні радіуси у періоді, тому вони

характеризуються найнижчими значеннями енергії іонізації. У лужних металів найбільш сильно виражені металічні властивості. Їх атоми легко віддають валентний електрон, виявляють ступінь окиснення +1. У підгрупі зверху вниз атомний радіус збільшується, енергія іонізації зменшується, що обумовлює збільшення металічних властивостей елементів, а також основних властивостей їх оксидів та гідроксидів.

Літій відрізняється від інших елементів ІА групи малими розмірами і найменшою, у порівнянні з ними, активністю. У вільному стані лужні метали не зустрічаються. Значна кількість солей Натрію і Калію розчинена у морській воді. Існує багато мінералів, які містять Натрій і Калій у вигляді солей: хлоридів, сульфатів, нітратів, карбонатів. Натрій і Калій найбільш поширені у природі елементи, вміст кожного з них складає приблизно 2,5%.

Літій відноситься до біогенних елементів. Він входить до складу крові, тканин і органів людини. Найбільша кількість Літію концентрується у м'язах. Солі Літію приймають участь у водноелектролітному обміні у мозку.

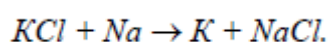
Іони K^+ і Na^+ є одним з основних компонентів рідких середовищ організму. Концентрації неорганічних іонів усередині та на поверхні клітини знаходяться у динамічній рівновазі. Клітини контактують з рідиною, яка постачає їм все необхідне. Від оточуючого середовища клітина відокремлена мембраною, крізь яку в одному напрямку проходять поживні речовини, в іншому – продукти життєдіяльності клітини. Мембрани клітин проникні для іонів K^+ , внаслідок чого внутрішньоклітинна концентрація K^+ значно вища, ніж іонів Na^+ . У плазмі крові концентрація іонів натрію перевищує вміст у ній іонів Калію.

Розподіл концентрації катіонів K^+ і Na^+ має важливе фізіологічне значення. Різниця їх концентрацій призводить до виникнення різниці потенціалів з обох боків клітинної мембрани. Завдяки існуванню цього потенціалу нервові волокна здатні передавати імпульси, а м'язи – скорочуватися. Катіони K^+ і Na^+ відіграють важливу роль у підтриманні осмотичного тиску в клітині.

Порушення співвідношення вмісту K^+ і Na^+ у живих клітинах організму призводить до різних захворювань. Серцева м'язова реакція реагує на підвищений вміст Калію зменшенням процесів збудження і провідності. Додаткова потреба організму людини в натрії 4-7 г. Доросла людина на добу споживає Калію в середньому 2-3 мг на 1 кг маси. Більшу частину Калію, необхідного для організму, людина одержує з рослинною їжею.

Калій – один із важливих елементів для життєдіяльності рослин. Він приймає участь у процесі фотосинтезу, недостача його у ґрунті призводить до зниження крохмалю в зерні та відмирання листя рослин. При недостачі Калію у ґрунті для одержання високих врожаїв вносять калійні добрива (KCl , KNO_3 , KPO_3).

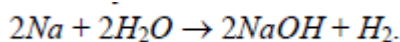
Одержання. Літій і натрій одержують електролізом розплавів солей або легкоплавких сумішей типу $CaCl_2 + NaCl$. Калій, рубідій і цезій важко одержати електролізом, оскільки вони мають низькі температури плавлення і легко випаровуються. Ці метали одержують обробкою розплавлених хлоридів парою натрію:



Фізичні та хімічні властивості. Усі лужні метали дуже м'які, мають низькі температури плавлення. Літій, натрій, калій і рубідій мають сріблястий колір, цезій – золотисто-жовтий. У зв'язку з тим, що лужні метали на повітрі легко окиснюються, їх

зберігають у склянках під шаром гасу. Скляні банки, у свою чергу, поміщають у металічну тару. Простір між ними заповнюють азбестом.

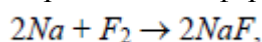
При окисненні лужних металів киснем повітря при звичайній температурі літій, натрій, калій вкриваються плівкою оксидів, пероксидів та карбонатів, а цезій – плівкою пероксиду. З водою натрій реагує бурхливо, рубідій і цезій – з вибухом:



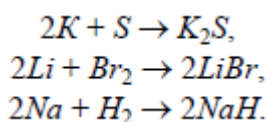
В атмосфері кисню лужні метали згоряють. При цьому літій утворює оксид, натрій пероксид, а інші метали – надпероксиди EO_2 , наприклад:



За звичайних умов лужні метали горять в атмосфері фтору і хлору



а при незначному нагріванні взаємодіють з сіркою, бромом, воднем та іншими неметалами, утворюючи відповідні сульфіді, броміді, гідриди:



Літій реагує з азотом на холоді, інші лужні метали – при дії на азот електричного розряду: $6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$.

Слід пам'ятати, що працювати з лужними металами необхідно з великою обережністю, так як вони легко спалахують, бурхливо реагують з водою та іншими речовинами. Тому метал виймають із склянки з гасом пінцетом, висушують фільтрувальним папером і відрізають необхідну кількість металу. Залишки лужних металів знищують в етиловому спирті: $2Na + 2C_2H_5OH \rightarrow 2C_2H_5ONa + H_2\uparrow$.

Сполуки лужних металів

Оксиди Натрію, Калію, Рубідію та Цезію можна одержати при недостатчі кисню або взаємодією металів з пероксидами:



Оксиди Літію і Натрію безбарвні, оксиди Калію та Рубідію – жовті, оксид Цезію – оранжевий. Ці оксиди інтенсивно взаємодіють з водою з утворенням відповідних гідроксидів, наприклад



Гідроксиди лужних металів $MeOH$ — безбарвні, легкоплавкі, дуже гігроскопічні кристалічні речовини, розчинні у воді та спиртах. У водних розчинах дисоціюють майже повністю, тому належать до найбільш сильних основ (лугів).

2) лужноземельні метали. ІІА групу періодичної системи очолюють типові s-елементи Берилій Be і Магній Mg . Їх електронні аналоги – Кальцій Ca , Стронцій Sr , Барій Ba – об'єднують під загальною назвою лужноземельні елементи. Ця назва пов'язана із прийнятим ще за часів алхіміків звичаєм називати усі малорозчинні у воді сполуки «землями». Оскільки землі CaO , SrO і BaO при змочуванні водою утворювали лужне середовище, ці оксиди стали називати лужними землями, а елементи – лужноземельними. Найважчий елемент ІІА групи Радій Ra не має стабільних ізотопів, тому його відносять до радіоактивних елементів.

У атомів елементів ІА групи на зовнішньому енергетичному рівні міститься два спарених s-електрони. У незбудженому стані атоми виявляють нульову валентність. Для утворення двох ковалентних зв'язків необхідно перевести атом у збуджений стан. При цьому елементи виявляють ступінь окиснення +2.



У ряді s-елементів ІІ групи періодичної системи закономірно змінюються основні характеристики: зростають атомні та іонні радіуси, величини енергії іонізації зменшуються, металічні властивості елементів та основні властивості оксидів і гідроксидів збільшуються.

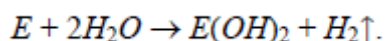
Елементи ІА групи хімічно активні, тому знаходяться у природі лише у вигляді сполук.

Фізичні та хімічні властивості. У вільному стані елементи ІА групи – сріблясто-білі, легкі метали; вони більш тверді, ніж лужні. На повітрі Ca, Sr і Ba швидко вкриваються плівкою з оксидів і карбонатів, а при тривалому зберіганні руйнуються. Зберігають лужноземельні метали під шаром гасу.

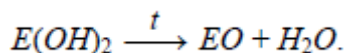
Метали ІА групи – сильні відновники. Вони досить легко реагують з більшістю неметалів. При нагріванні всі лужноземельні метали згоряють на повітрі з утворенням оксидів: $2E + O_2 \rightarrow 2EO$.

Метали цієї групи з азотом взаємодіють при нагріванні, утворюючи нітриди: $3E + N_2 \rightarrow E_3N_2$.

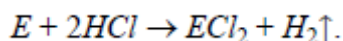
З водою берилій практично не взаємодіє, магній повільно розчиняється у киплячій воді, а інші метали інтенсивно розкладають воду:



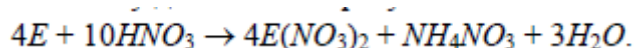
Гідроксиди елементів ІА групи $E(OH)_2$ більш слабкі основи, ніж гідроксиди ІА групи. Основні властивості гідроксидів збільшуються від $Be(OH)_2$ до $Ba(OH)_2$. Вони термічно менш стабільні, ніж гідроксиди лужних металів, і втрачають воду до того, як почнеться плавлення:



Із кислот неокисників лужноземельні метали витісняють водень:



Розведена нітратна кислота відновлюється активними металами ІА групи в основному до амоній нітрату:



Контрольні питання

1. Які елементи належать до лужних металів? Як впливає будова їх атомів на властивості сполук цих елементів?
2. Поширення лужних металів у природі.
3. Одержання лужних металів.
4. Фізичні властивості лужних металів.
5. Перелічіть основні хімічні властивості лужних металів, наведіть рівняння реакцій.

6. Які сполуки мають елементи ІА групи періодичної системи? Їх властивості.
7. Яка біологічна роль лужних металів і їх сполук?
8. Які елементи належать до лужноземельних металів? Чому їх так називають? Як впливає будова їх атомів на властивості?
9. Поширення лужних металів у природі, їх загальні фізичні і хімічні властивості.

Лекція 10. Метали головних підгруп.

План

1. Літій. Натрій. Калій. Рубідій. Цезій. Францій.
2. Берилій. Магній. Кальцій.
3. Стронцій. Барій. Радій.

1) Літій - Поширення в природі

У вільному стані літій у природі не трапляється, оскільки дуже швидко реагує з киснем, водою та іншими речовинами.

Основні природні джерела літію:

- мінерали **сподумен**, **лепідоліт**, **петаліт**;
- солоні озера та розсоли;
- у малих кількостях міститься в ґрунтах, воді та живих організмах.

Для аграрної та екологічної хімії важливо знати, що літій може **накопичуватися у водних екосистемах** та впливати на біоту при підвищених концентраціях.

Фізичні властивості

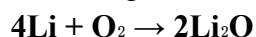
- колір: сріблясто-білий;
- агрегатний стан: твердий;
- густина: **0,53 г/см³** (плаває у воді);
- температура плавлення: **180,5 °С**;
- температура кипіння: **1342 °С**;
- висока електропровідність;
- дуже м'який метал.

Через високу реакційну здатність літій зберігають у гасі або мінеральній олії.

Хімічні властивості. Літій — типовий лужний метал, але має певні особливості, які відрізняють його від натрію та калію.

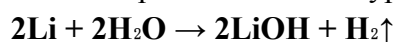
Взаємодія з киснем

На повітрі швидко тьмяніє, утворюючи оксид:

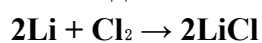


Взаємодія з водою

Реакція проходить менш бурхливо, ніж у натрію:

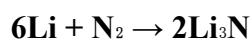


Взаємодія з галогенами



Взаємодія з азотом

Особливість літію — здатність реагувати з азотом з утворенням нітриду:



Сполуки літію

Найважливіші сполуки:

- Li_2CO_3 (**карбонат літію**) — основна промислова та медична сполука;
- LiOH (**гідроксид літію**) — сильна лугоподібна основа;
- LiCl , LiBr — галогеніди літію;
- Li_3N — нітрид літію.

Сполуки літію добре розчинні у воді та мають **лужну реакцію середовища**.

Застосування літію та його сполук

1. Енергетика

Літій є основою **літій-іонних акумуляторів**, що використовуються в:

- мобільних телефонах;
- ноутбуках;
- електромобілях.

2. Металургія та матеріалознавство

- легкі сплави для авіа- та машинобудування;
- спеціальні скла та кераміка.

3. Хімічна промисловість

- виробництво мастил;
- поглинач CO_2 у замкнених системах (підводні човни, космос).

4. Медицина

- солі літію застосовують для лікування біполярних розладів (під суворим контролем).

Натрій (Na)

Натрій — хімічний елемент I групи Періодичної системи (лужні метали). Порядковий номер — **11**, відносна атомна маса — **22,99**. У природі існує у вигляді одного стабільного ізотопу ^{23}Na .

За звичайних умов натрій — **сріблясто-білий, м'який, легкий метал**, який легко ріжеться ножом. Через високу хімічну активність у вільному стані в природі не трапляється і зберігається під шаром гасу.

Поширення в природі

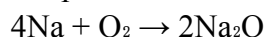
Натрій — один із найпоширеніших елементів земної кори. Входить до складу мінералів **галіту (NaCl)**, **мірабіліту**, **натрієвої селітри**, міститься у морській воді. В агроекології важливий як компонент солонцюватих ґрунтів.

Фізичні властивості

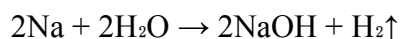
Густина — **0,97 г/см³**, температура плавлення — **97,8 °C**. Добрий провідник електрики й тепла. Має характерний металевий блиск, який швидко зникає на повітрі.

Хімічні властивості

Натрій — активний відновник. Легко реагує з киснем:



Активно взаємодіє з водою:



Утворює численні солі (NaCl , Na_2SO_4 , Na_2CO_3).

Застосування

- виробництво лугів і солей;
- металургія (відновник);
- теплоносій у ядерних реакторах;

- харчова промисловість (сполуки натрію);
- медицина та фармація.

Біологічна роль

Натрій — **життєво необхідний макроелемент**, регулює водно-сольовий баланс, нервову провідність, м'язові скорочення. Надлишок призводить до гіпертонії та порушень обміну.

Калій (K)

Калій — елемент I групи Періодичної системи. Порядковий номер — **19**, атомна маса — **39,10**. Має декілька стабільних ізотопів.

Калій — **м'який сріблясто-білий метал**, ще активніший за натрій. У природі вільним не трапляється.

Поширення в природі

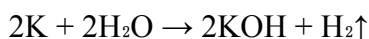
Міститься у мінералах **сильвініт, карналіт**, у ґрунтах і рослинах. Є одним з основних елементів живлення рослин.

Фізичні властивості

Густина — **0,86 г/см³**, температура плавлення — **63,5 °С**. Дуже легкий і м'який.

Хімічні властивості

Калій надзвичайно активно реагує з водою:



Швидко окиснюється на повітрі, утворює пероксиди та супероксиди.

Основні сполуки

- KCl — калійна сіль;
- K₂SO₄ — калійне добриво;
- KNO₃ — калійна селітра;
- KOH — сильний луг.

Застосування

- виробництво мінеральних добрив;
- скляна та хімічна промисловість;
- медицина;
- піротехніка.

Біологічна роль

Калій — **основний внутрішньоклітинний елемент**, регулює осмотичний тиск, роботу серця та ферментів. Дефіцит викликає м'язову слабкість і порушення серцевого ритму.

Рубідій (Rb)

Рубідій — лужний метал I групи. Порядковий номер — **37**, атомна маса — **85,47**. Назва походить від лат. *rubidus* — червоний (за кольором спектральних ліній).

Поширення в природі

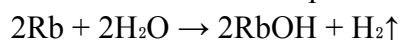
Рубідій — **рідкісний елемент**, супутній калію в мінералах (лепідоліт, карналіт). У невеликих кількостях трапляється в ґрунтах і водах.

Фізичні властивості

М'який сріблястий метал з густиною **1,53 г/см³**, температура плавлення — **39,3 °С** (плавиться майже при кімнатній температурі).

Хімічні властивості

Рубідій — **надзвичайно активний метал**. Бурхливо реагує з водою і киснем, самозаймається на повітрі:



Застосування

- електроніка та вакуумні прилади;
- атомні годинники;
- наукові дослідження;
- фотоелементи.

Біологічна роль та екологія

Рубідій **не є життєво необхідним елементом**, але може заміщувати калій у клітинах. Біологічна дія малодосліджена. Високі концентрації токсичні.

Цезій (Cs)

Цезій — хімічний елемент I групи Періодичної системи (лужні метали). Порядковий номер — **55**, відносна атомна маса — **132,9**. Назва походить від лат. *caesius* — небесно-блакитний (за кольором спектральних ліній).

Цезій — **дуже м'який, сріблясто-золотистий метал**, найактивніший серед стабільних лужних металів.

Поширення в природі

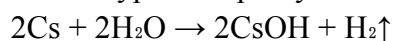
Цезій — рідкісний елемент. Міститься в мінералах **поллуцит, лепідоліт**, трапляється як домішка в калійних рудах. У невеликих кількостях міститься в ґрунтах і природних водах.

Фізичні властивості

Густина — **1,93 г/см³**, температура плавлення — **28,5 °С** (плавиться при температурі трохи вище кімнатної). Має дуже низьку роботу виходу електронів.

Хімічні властивості

Цезій — **надзвичайно активний метал**. На повітрі швидко окиснюється та самозаймається. Бурхливо реагує з водою:



Утворює сильні луги та солі (CsCl , Cs_2SO_4).

Застосування

- **атомні годинники** (еталон часу);
- фотоелементи та вакуумні прилади;
- органічний синтез (каталіз);
- іонні джерела;
- наукові дослідження.

Біологічна роль і екологічні аспекти

Цезій **не є біологічно необхідним елементом**. Його радіоактивний ізотоп ^{137}Cs є небезпечним забруднювачем довкілля, накопичується в ґрунтах, рослинах і організмах, імітуючи калій.

Францій (Fr)

Францій — хімічний елемент I групи Періодичної системи. Порядковий номер — **87**. Названий на честь Франції, де був відкритий у 1939 році.

Францій — **надзвичайно рідкісний та радіоактивний лужний метал**. У природі трапляється лише у слідових кількостях як продукт розпаду урану та торію.

Поширення в природі

У земній корі міститься в надзвичайно малих кількостях. Виділити макроскопічні кількості францію практично неможливо через його короткий період напіврозпаду.

Фізичні властивості

Фізичні властивості відомі лише теоретично. Передбачається, що францій — **м'який метал**, густіший за цезій, з дуже низькою температурою плавлення.

Хімічні властивості

Францій вважається **найактивнішим лужним металом**, однак через радіоактивність його хімічні властивості експериментально вивчені обмежено. Очікується, що він надзвичайно бурхливо реагує з водою і киснем.

Застосування

Практичного застосування **не має**. Використовується лише в **фундаментальних наукових дослідженнях**.

Біологічна роль та екологія

Біологічна роль відсутня. Через радіоактивність францій є потенційно небезпечним, але через надзвичайно малі кількості **не становить екологічної загрози**.

2) Берилій (Be)

Берилій — хімічний елемент II групи Періодичної системи (лужноземельні метали). Порядковий номер — **4**, відносна атомна маса — **9,01**. У природі представлений одним стабільним ізотопом ${}^9\text{Be}$.

Берилій — **твердий, легкий метал сірого кольору**, значно твердіший за лужні метали. Через високу хімічну активність у вільному стані не трапляється.

Поширення в природі

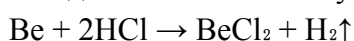
Міститься в мінералах **берил, хризоберил**, входить до складу дорогоцінних каменів (смагд, аквамарин). У ґрунтах і водах трапляється у незначних кількостях.

Фізичні властивості

Густина — **1,85 г/см³**, температура плавлення — **1287 °C**. Має високу твердість, крихкий, добре проводить тепло.

Хімічні властивості

Берилій менш активний, ніж інші лужноземельні метали. На повітрі вкривається захисною оксидною плівкою. Реагує з кислотами:



Оксид BeO проявляє **амфотерні властивості**.

Застосування

- авіаційна та космічна техніка;
- ядерна енергетика (відбивач нейтронів);
- спеціальні сплави;
- приладобудування.

Біологічна роль та безпека

Берилій **не має біологічної ролі**. Його сполуки **токсичні**, викликають ураження дихальної системи. Потребує суворого контролю.

Магній (Mg)

Магній — хімічний елемент II групи Періодичної системи. Порядковий номер — **12**, атомна маса — **24,31**.

Магній — **сріблясто-білий, легкий метал**, поширений у природі та біологічно важливий.

Поширення в природі

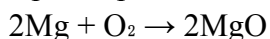
Міститься у мінералах **магнезит, доломіт**, морській воді. Є важливим компонентом ґрунтів і рослин.

Фізичні властивості

Густина — **1,74 г/см³**, температура плавлення — **650 °С**. Легкий і міцний метал.

Хімічні властивості

При нагріванні магній горить яскравим білим полум'ям:



Реагує з кислотами та водою (при нагріванні).

Основні сполуки

- MgO — оксид магнію;
- Mg(OH)₂ — гідроксид;
- MgSO₄ — сульфат магнію.

Застосування

- легкі сплави в машинобудуванні;
- піротехніка;
- медицина;
- добрива.

Біологічна роль

Магній — **життєво необхідний елемент**, входить до складу хлорофілу, активує ферменти, регулює нервову систему.

Кальцій (Ca)

Кальцій — хімічний елемент II групи Періодичної системи. Порядковий номер — **20**, атомна маса — **40,08**.

Кальцій — **сріблясто-білий активний метал**, один з найважливіших біогенних елементів.

Поширення в природі

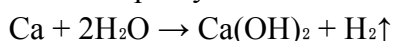
Міститься у вигляді **карбонатів (вапняк, крейда)**, сульфатів (гіпс), у ґрунтах, воді, організмах.

Фізичні властивості

Густина — **1,55 г/см³**, температура плавлення — **842 °С**.

Хімічні властивості

Активно реагує з водою:



Утворює основні оксиди та солі.

Застосування

- будівельні матеріали;
- металургія;
- агрохімія (вапнування ґрунтів);
- медицина.

Біологічна роль

Кальцій — **основний елемент кісткової тканини**, необхідний для згортання крові, м'язових скорочень, росту рослин.

3) Стронцій (Sr)

Стронцій — хімічний елемент II групи Періодичної системи. Порядковий номер — 38, відносна атомна маса — 87,62. Є типовим лужноземельним металом.

Поширення в природі

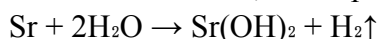
У природі трапляється у вигляді мінералів **целестин** (SrSO_4) та **стронціаніт** (SrCO_3). Міститься у ґрунтах і морській воді в незначних кількостях.

Фізичні властивості

Сріблясто-білий, м'який метал. Густина — 2,64 г/см³, температура плавлення — 777 °С. На повітрі швидко тьмяніє.

Хімічні властивості

Хімічно активний, легко реагує з водою:



Утворює основні оксиди й солі.

Застосування

- піротехніка (червоне забарвлення полум'я);
- електронна промисловість;
- виробництво скла;
- медицина (ізоотоп Sr-89 — для лікування кісткових метастазів).

Біологічна дія

Може частково заміщувати кальцій у кістках. Надлишок шкідливий, особливо для дітей.

Барій (Ba)

Барій — елемент II групи Періодичної системи. Порядковий номер — 56, атомна маса — 137,33.

Поширення в природі

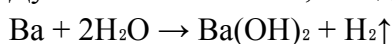
Міститься в мінералах **барит** (BaSO_4) та **вітерит** (BaCO_3). У вільному стані не трапляється.

Фізичні властивості

М'який, сріблясто-білий метал. Густина — 3,62 г/см³, температура плавлення — 727 °С.

Хімічні властивості

Дуже активний метал, швидко окиснюється. Реагує з водою:



Більшість розчинних солей барію — **токсичні**.

Застосування

- рентгенологія (BaSO_4 як контрастна речовина);
- піротехніка (зелене полум'я);
- виробництво фарб, скла;
- хімічна промисловість.

Біологічна дія

Розчинні солі барію отруйні, порушують роботу м'язів і нервової системи. Нерозчинний сульфат барію безпечний.

Радій (Ra)

Радій — радіоактивний елемент II групи Періодичної системи. Порядковий номер — 88, атомна маса — 226.

Поширення в природі

Міститься у слідових кількостях у рудах урану та торію. У природі трапляється вкрай рідко.

Фізичні властивості

Сріблясто-білий метал, який швидко темніє. Радій **самосвітиться** через радіоактивність.

Хімічні властивості

Дуже активний, легко реагує з водою і повітрям. Утворює солі, подібні до солей барію.

Застосування

- історично — медицина (променева терапія);
- наукові дослідження;
- сьгодні використання обмежене через високу небезпеку.

Біологічна дія та небезпека

Радій **надзвичайно небезпечний**, накопичується в кістках, викликає променеві ураження та онкологічні захворювання.

Контрольні питання

1. Які характерні фізичні властивості лужних металів?
2. Як лужні метали реагують з водою та чому ця реакція посилюється від літію до цезію?
3. Чим пояснюється виняткова поведінка літію серед інших лужних металів?
4. Які найпоширеніші природні сполуки натрію та калію?
5. У яких галузях господарства застосовують натрій і його сполуки?
6. Яку біологічну роль відіграє калій в організмі людини та рослин?
7. Які особливості застосування рубідію і цезію?
8. Чому францій практично не має практичного застосування?
9. Які правила безпеки необхідно дотримуватися при роботі з лужними металами?
10. Чим лужноземельні метали відрізняються від лужних за фізичними властивостями?
11. Які мінерали є основними джерелами берилію, магнію та кальцію?
12. Чому берилій вважається токсичним елементом і не має біологічної ролі?
13. Яку роль відіграє магній у фотосинтезі та ферментативних процесах?
14. Яке значення кальцію для кісткової тканини та фізіологічних процесів людини?
15. Як лужноземельні метали реагують з водою і кислотами?
16. Де застосовуються сполуки кальцію в сільському господарстві?
17. Чому магній широко використовують у сплавах?
18. Які основні фізичні властивості стронцію та барію?
19. У яких мінералах містяться стронцій і барій?
20. Чому розчинні солі барію є небезпечними для організму?
21. У чому полягає застосування стронцію в піротехніці?
22. Які особливості радію як радіоактивного елемента?
23. Чому радій є надзвичайно небезпечним для живих організмів?
24. Які подібності та відмінності між барієм і радієм за хімічними властивостями?
25. Чому застосування радію в сучасній медицині обмежене?

План

1. **Метали побічних підгруп.**
2. **Сплави металів, їх склад і властивості.**

1) До елементів ІВ групи періодичної системи належать Купрум Cu, Аргентум Ag та Аурум Au. Хоча усі вони є передостанніми d-елементами у своєму періоді, атоми їх містять на d-підрівні не 9, а 10 електронів; їх загальна валентна конфігурація $(n-1)d^{10}ns^1$.

Подібно до елементів ІА групи Купрум, Аргентум та Аурум мають по одному електрону на s-підрівні зовнішнього шару, але вони мало схожі на лужні метали. Невелика хімічна активність цих елементів пояснюється ефектом проникнення зовнішнього ns-електрона під екран $(n-1)d$ 10-оболонки.

Завдяки наявності одного s-електрона у зовнішньому шарі ці елементи мають характерний ступінь окиснення +1. У зв'язку з тим, що відносно легко відбувається збудження та перехід електронів із d-на s-підрівень, елементи підгрупи Купруму можуть утворювати сполуки у ступенях окиснення +2 та +3.

Для Аргентуму найбільш характерний ступінь окиснення +1, для Купруму +2, для Ауруму +3. Усі вони мають яскраво виражену здатність до комплексоутворення. Як і для більшості d-елементів, із збільшенням ступеня окиснення тенденція до утворення аніонних комплексів зростає. Залежно від ступеня окиснення елементів їх координаційні числа у комплексах змінюються від 2 до 6.

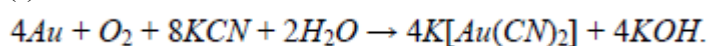
Поширення в природі та одержання

Усі елементи ІВ групи належать до малопоширених у земній корі. Вони існують як у вільному стані, так і у вигляді сполук. Купрум найчастіше знаходиться у природі у формі сульфідів (Cu_2S – мідний блиск, $CuFeS_2$ – мідний колчедан) та кисневмісних сполук (Cu_2O – куприт, $(CuOH)_2CO_3$ – малахіт). Крім аргентиту Ag_2S срібло міститься у поліметалічних рудах. Золото також є у домішках поліметалічних руд, але в основному у природі воно знаходиться в самородному стані. З оксигеновмісних руд мідь безпосередньо відновлюють вугіллям (коксом), а сульфідні руди перш за все випалюють на повітрі. До утвореного при цьому рідкого шлаку, який містить Cu_2S , додають флюс та продувають повітрям. Внаслідок цього відбувається вигорання сірки та виділення металічної міді. «Вороновану» мідь очищають електролізом.

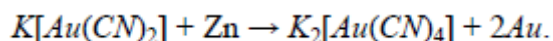
При одержанні міді гідрометалургічним способом руду спочатку обробляють сульфатною кислотою, потім виділяють мідь шляхом електролізу.

Срібло одержують при переробці поліметалічних (що містять Ag, Pb, Zn) сульфідних руд. Після їх випалювання срібло міститься у розплаві цинку. У розплаві срібло та цинк знаходяться над свинцем. Із суміші срібла та цинку останній відганяють при температурі більше $906^\circ C$, а свинець видаляють у вигляді оксиду. Одержане срібло очищають електролізом.

Із золотовмісних руд золото переважно одержують хімічним способом. Для цього золото від пустої породи відділяють промиванням водою, а потім його розчиняють у ртуті або у розчині калій ціаніду в присутності кисню. Внаслідок цього утворюється комплексна сіль калій диціаноаурат(І):



З одержаного розчину золото відновлюють цинком:



Фізичні та хімічні властивості простих речовин. Мідь, срібло та золото – м'які блискучі метали. Мідь має червоний колір, срібло – сріблясто-білий, золото – жовтий. Усі ці метали дуже пластичні. Їх можна прокатати у пластинки до товщини 10-4 мм. Срібло має найвищу серед металів теплопровідність та електропровідність. На цьому засновано його використання у приладобудуванні. Хімічна активність міді та її аналогів невелика і в ряді Cu – Ag – Au швидко зменшується.

З киснем реагує лише мідь. При нагріванні її до 400-500°C у присутності кисню утворюється CuO.

При нагріванні вище 1100°C CuO розкладається на Cu₂O та O₂.

Благородні метали Ag та Au не окиснюються киснем навіть при нагріванні.

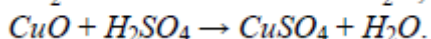
Хоча мідь малоактивна, але у вологому повітрі вона поступово вкривається зеленою плівкою купрум(II) гідроксокарбонату (CuOH)₂CO₃. При нагріванні Cu та Ag реагують з сіркою, утворюючи Cu₂S та Ag₂S. При нагріванні з хлором утворюються вищі хлориди CuCl₂, AgCl₂, AuCl₃.

Сполуки Купруму. Купрум належить до життєво необхідних мікроелементів та відіграє важливу біологічну роль в усіх процесах, що протікають в організмі людини. Як правило, у жіночому організмі Купруму більше, ніж у чоловічому. У дитячому організмі Купруму міститься у три рази більше, ніж у дорослому, що визначається більшою інтенсивністю процесу метаболізму. Найбільший вміст міді зосереджений у жовчному міхурі та печінці.

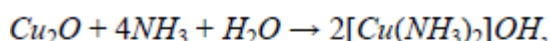
Купрум впливає на синтез гемоглобіну та утворення еритроцитів. Солі Купруму позитивно впливають на ріст та розвиток організму, приймаючи участь у білковому обміні. Добова потреба в ньому близько 2 мг, вона з надлишком перекривається, якщо у раціоні харчування людини є теляча печінка, хліб грубого помолу, насіння стручкових рослин. Велика кількість Купруму міститься у дріжджах.

В організмі людини Купрум утворює комплексні сполуки з біологічно активними субстратами – амінокислотами та білками, сприяючи процесам кровотворення, хребетоутворення, розумовому та фізичному розвитку. Комплекси Купруму з багатьма лікарськими препаратами підвищують їх фармакологічну активність.

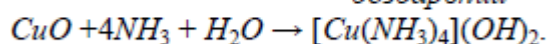
З Оксигеном Купрум утворює два нерозчинні у воді оксиди: червоний Cu₂O та чорний CuO. Вони реагують з кислотами з утворенням солей Cu(I) та Cu(II):



Купрум(I) та купрум(II) оксиди легко розчиняються у водному розчині NH₃:

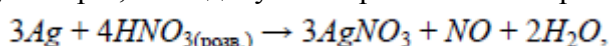


безбарвний

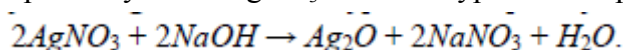


темно-синій

Сполуки Аргентуму. Для одержання більшості сполук Аргентуму використовують аргентум нітрат, який добувають розчиненням срібла у нітратній кислоті:

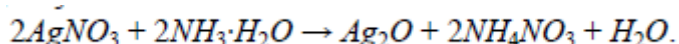


При дії лугів на AgNO₃ випадає бурій осад аргентум оксиду:

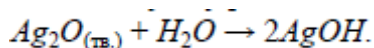


Утворення аргентум оксиду, а не гідроксиду AgOH обумовлено тим, що аргентум гідроксид нестійкий і існує лише в розведеному розчині. При спробі його виділення він розкладається на Ag₂O та H₂O.

Оксид срібла Ag₂O також можна одержати при додаванні аміаку до розчину AgNO₃:



Суспензія Ag₂O у воді має лужну реакцію середовища:



Цинк Zn, Кадмій Cd і Меркурій Hg належать до ІІВ групи періодичної системи. Усі елементи підгрупи цинку є електронними аналогами та останніми d-елементами відповідних періодів. Електронна конфігурація їх валентних електронів ns²(n-1)d¹⁰. Така електронна конфігурація свідчить про те, що на зовнішньому енергетичному рівні Цинк, Кадмій та Меркурій мають по 25-електрони, як і елементи ІІА групи. Однак елементи ІІВ групи мало схожі на лужноземельні метали. Це зумовлено наявністю у них на передостанньому рівні десяти d-електронів, які відсутні у елементів ІІА групи. У Zn, Cd і Hg радіуси атомів менші, а енергія іонізації вища, ніж у металів ІІА групи. У порівнянні з лужноземельними металами ці елементи мають значно меншу відночну активність, яка зменшується при переході від Цинку до Меркурю.

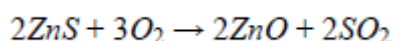
Цинк, Кадмій та Меркурій у сполуках виявляють ступінь окиснення +2, але Меркурій може утворювати сполуки із ступенем окиснення +1. Мова йде про радикал Hg₂²⁺, в якому атоми Меркурію пов'язані між собою ковалентним зв'язком –Hg–Hg–. Як показали дослідження, одновалентної ртуті не існує.

За фізичними і хімічними властивостями ртуть дуже відрізняється від цинку та кадмію, тому її слід розглядати окремо.

Поширення в природі і одержання

Основні мінерали цих металів: сфалерит ZnS (цинкова обманка), гринокіт CdS, кіновар HgS. Інколи ртуть зустрічається у вільному стані.

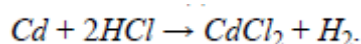
Для одержання цинку та кадмію їх сульфідні руди піддають окисному випалюванню:



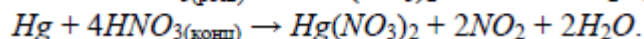
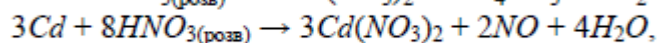
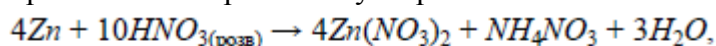
Утворений оксид цинку відновлюють вуглецем: $ZnO + C \rightarrow Zn + CO.$

Ртуть одержують випалюванням кіноварі: $HgS + O_2 \rightarrow Hg + SO_2.$

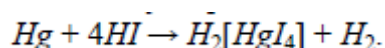
Фізичні і хімічні властивості. Цинк і кадмій – сріблясто-білі м'які метали, а ртуть – єдиний рідкий за звичайних умов метал. На відміну від лужноземельних елементів, за величинами густини Zn, Cd і Hg є важкими. На повітрі метали ІІВ групи втрачають блиск внаслідок утворення на їх поверхні оксидної плівки. В електрохімічному ряді напруг цинк і кадмій розміщені до водню, тому вони витісняють водень з кислот неокисників:



Ртуть більш електронегативна, ніж водень, тому вона розчиняється лише в кислотах-окисниках. Нітратна кислота розчиняє усі три метали:



У присутності аніонів, які утворюють міцні комплекси, ртуть також розчиняється:



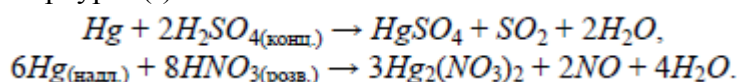
Сполуки Цинку та Кадмію. Цинк належить до незамінних мікроелементів організму людини. Його загальна масова частка складає 10-3%. Добова потреба в цинку складає 10-15 мг. В організм людини сполуки цинку потрапляють як з рослинною, так і з тваринною їжею. Біологічна роль цинку пов'язана з діяльністю залоз внутрішньої секреції. Як складова частина деяких ферментів цинк впливає на процеси розмноження, жирового та вуглецевого обмінів. При недостатці цинку в організмі виявляються досить серйозні захворювання – цироз печінки, ураження шкіри та очей.

Цинк оксид ZnO використовують у медичній практиці, а також для виготовлення фарби – цинкових білил. ZnS у кристалічному стані здатний фосфоресцювати, тому його використовують для виробництва екранів, призначених для рентгенівського випромінювання та телевізорів. CdS застосовують як жовту фарбу.

Оксиди Цинку та Кадмію одержують окисненням відповідних елементів:
 $2Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO.$

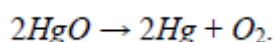
Сполуки Меркурію. Меркурій відомий із стародавніх часів. Його препарати використовують у медичній практиці ще з XVI сторіччя. Завдяки специфічним властивостям сполуки Меркурію виявляють антисептичну, протипаразитарну, сечогінну та послаблюючу дію. Слід пам'ятати, що металічна ртуть та розчинні солі меркурію є дуже токсичними.

Меркурій за своїми властивостями відрізняється від Цинку та Кадмію. З кислотами-окисниками в умовах надлишку кислоти ртуть утворює солі меркурію(II), а при надлишку ртуті – солі меркурію(I):



При нагріванні ртуті на повітрі при незначній температурі одержують меркурій(II) оксид HgO червоного кольору: $2Hg + O_2 \rightarrow 2HgO.$

При подальшому сильному нагріванні HgO знову розкладається на ртуть і кисень:



При дії лугів на розчини солей меркурію(II) виділяється дрібнодисперсний жовтий осад HgO: $Hg(NO_3)_2 + 2KOH \rightarrow HgO \downarrow + 2KNO_3 + H_2O.$

Меркурій(II) гідроксид невідомий. При спробі одержати меркурій(I) гідроксид відбувається диспропорціонування: $Hg_2(NO_3)_2 + 2KOH \rightarrow Hg + HgO + 2KNO_3 + H_2O$

До d-елементів VIB групи періодичної системи відносяться Хром Cr, Молібден Mo та Вольфрам W. В їх атомах добудовуються (n-1)d-підрівні. У зв'язку з тим, що електронна конфігурація d 5, яка відповідає наполовину заповненому d-підрівню, є стійкою, d-елементи відповідних періодів прагнуть досягти цього стабільного d5-стану. У Хрому і Молібдену спостерігається перескок одного електрона з ns-на (n-1)d-підрівень. У Вольфрама під зовнішнім ns- та передзовнішнім (n-1)d-підрівнями, на яких містяться валентні електрони, знаходиться завершений 4f-підрівень. Цей підрівень стабілізує стан атомів без проскоку електрона.

На відміну від p-елементів у d-елементів не спостерігається закономірної зміни енергії іонізації. Так, у ряді Cr–Mo–W збільшується перший потенціал іонізації, що зумовлює послаблення металічних властивостей від Хрому до Вольфраму. Атомні та іонні

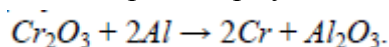
радіуси Молібдену і Вольфраму близькі внаслідок лантаноїдного стиску. Тому вони схожі за фізичними та хімічними властивостями, але істотно відрізняються від Хрому.

Згідно з номером групи, у багатьох своїх сполуках Хром, Молібден та Вольфрам знаходяться у ступені окиснення +6, який особливо типовий для Молібдену та Вольфраму. Крім ступеня окиснення +6, Хром має стійкі сполуки зі ступенем окиснення +2 та +3. Як і інші d-елементи, Хром, Молібден та Вольфрам утворюють комплексні сполуки з координаційним числом 6 (рідше 4).

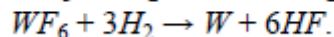
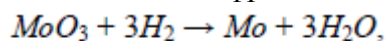
Поширення в природі та одержання. У природі Хром та його аналоги зустрічаються виключно у зв'язаному стані. Хрому у літосфері міститься $8 \cdot 10^{-3}\%$, Молібдену –

$6 \cdot 10^{-5}\%$, Вольфраму – $1 \cdot 10^{-5}\%$. Із мінералів найбільше значення мають: $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ чи $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ – хромистий залізняк (хроміт), PbCrO_4 – крокоїт, MoS_2 – молібденіт, CaWO_4 – шееліт, $(\text{Fe}, \text{Mn})\text{WO}_4$ – вольфраміт.

Чистий хром одержують відновленням Cr_2O_3 алюмінієм:



Молібден та вольфрам відновлюють воднем з їх оксидів або фторидів:

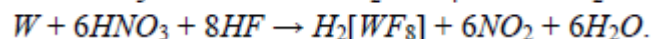
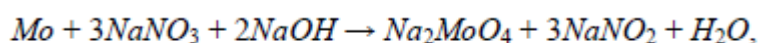


Фізичні і хімічні властивості простих речовин. Хром, молібден та вольфрам – білі блискучі метали. Вони дуже тверді та тугоплавкі. Вольфрам – найбільш тугоплавкий з металів, його температура плавлення $+3395^\circ\text{C}$.

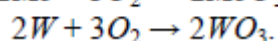
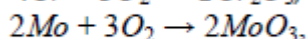
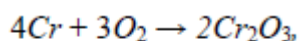
Хоча Cr, Mo та W знаходяться у ряді напруг перед Гідрогеном і їх стандартні електродні потенціали мають від'ємне значення, вони у хімічному відношенні досить інертні, за звичайних умов стійкі по відношенню до води та кисню повітря, мало піддаються корозії завдяки утворенню на поверхні тонкої, але дуже щільної оксидної плівки. Хімічна природа оксидної плівки значно впливає на взаємодію цих металів з кислотами. Хром реагує з розведеними HCl та H_2SO_4 , оскільки оксидна плівка Cr_2O_3 має амфотерні властивості і під впливом кислот поступово руйнується: $\text{Cr} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_2 + \text{H}_2$.

Молібден та вольфрам у кислотах неокисниках не розчиняються. Це пояснюється тим, що пасивуючі плівки на їх поверхні складають-

ся з кислотних оксидів (MoO_3 і WO_3). Тому кращими розчинниками для Mo та W є розплави лугів у присутності окисників, а також гаряча суміш HNO_3 та HF:



У концентрованих HNO_3 та H_2SO_4 хром пасивується. При нагріванні порошкоподібні Cr, Mo та W легко згоряють у кисні:



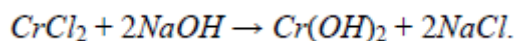
Елементи VIB групи при підвищеній температурі реагують з галогенами та халькогенами. Так, із фтором хром утворює фториди у різних ступенях окиснення від +2 до +6. Оскільки для Mo та W характерні вищі ступені окиснення, з галогенами вони утворюють вищі фториди та хлориди.

Сполуки Хрому, Молібдену і Вольфраму

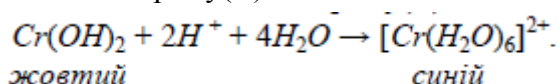
У сполуках з киснем Хром виявляє ступені окиснення +2, +3, +4, +6 і утворює відповідні оксиди CrO, Cr₂O₃, CrO₂ та CrO₃.

Хром(IV) оксид CrO₂ нерозчинний у воді, важко розчиняється у кислотах та лугах. Гідроксид, який йому відповідає, невідомий.

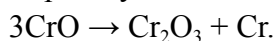
Взаємодією CrCl₂ з лугами у безкисневому середовищі утворюється осад гідроксиду хрому(II) жовтого кольору:



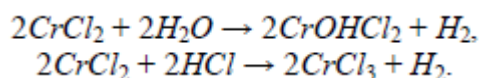
Cr(OH)₂ має основні властивості, тому легко розчиняється у кислотах з утворенням катіона гексааквахрому(II):



Дегідратацією Cr(OH)₂ одержують CrO чорного кольору, який має пірофорні властивості. CrO – основний оксид, нестійкий, навіть при незначному нагріванні диспропорціонує:



Сполуки хрому(II) – сильні відновники. Хрому(II) гідроксид легко окиснюється киснем повітря, а CrCl₂, подібно до активних металів, здатний відновлювати водень навіть із води і кислот неокисників:



Оксид хрому(III) Cr₂O₃ — амфотерний оксид, це порошок темно-зеленого кольору, нерозчинний у воді, розведених розчинах кислот та лугів.

Хромово кислота належить до сильних кислот, а молібденова та вольфрамова – до кислот середньої сили. Цим кислотам відповідають численні солі: хромати, молібдати та вольфрамати. Сполуки Хрому мають різноманітне забарвлення. Недарма свою назву Хром одержав від грецького слова «хрома» – забарвлення.

У вищому ступені окиснення спостерігається аналогія між елементами головної та побічної підгруп VI групи.

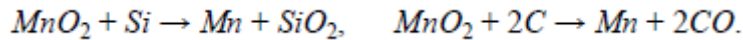
До елементів VIII групи періодичної системи належать Манган Mn, Технецій Tc та реній Re. Усі ці елементи є електронними аналогами з електронною конфігурацією (n-1)d⁵ns².

Атомні та іонні радіуси, відносна електронегативність Технецію і Ренію близькі, тому їх властивості більш схожі між собою, ніж з Манганом. Для Мангану характерні ступені окиснення +2, +4, +7, хоча легко утворюються і похідні, в яких він виявляє ступінь окиснення 0, +3, +5 та +6. Для Технецію і Ренію найбільш стійкі сполуки у вищому ступені окиснення +7. Зміна ступеня окиснення супроводжується зміною характеру хімічних зв'язків (від ковалентних полярних у сполуках у вищому ступені окиснення до іонного зв'язку в сполуках у нижчому ступені окиснення) і характеру самої хімічної сполуки. Наприклад, Манган утворює основні оксиди MnO та Mn₂O₃ з іонним зв'язком, амфотерний MnO₂ – із змішаним, оксиди з кислотним характером – MnO₃, Mn₂O₇ – з ковалентним полярним.

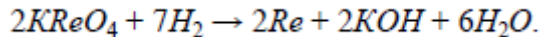
Комплексні сполуки Мангану та його аналогів мають координаційні числа 6 і 4. Із зростанням ступеня окиснення збільшується тенденція до утворення аніонних комплексів і зменшується вірогідність утворення катіонних комплексів.

Поширення в природі і одержання

Манган – один з найбільш поширених елементів на Землі. Його вміст у земній корі складає 9·10⁻²%. Однією із важливих природних сполук Мангану є піролюзит MnO₂·nH₂O. Технецій у природі не зустрічається, його одержують штучно за допомогою ядерних перетворень з урану. Реній самостійних родовищ не утворює. Він міститься як домішка у рудах різних металів. Марганець отримують відновленням з оксидів вуглецем чи кремнієм:



У зв'язку з тим, що Mn головним чином використовують як додаток до різних сортів сталі, звичайно одержують не чистий Mn, а фероманган. Реній виділяють із відходів переробки руд молібдену. Для цього одержаний калій перренат нагрівають у струмені водню:



Фізичні і хімічні властивості простих речовин. Марганець, технецій та реній – сріблясто-білі, тверді, стійкі на повітрі, тугоплавкі метали. За хімічними властивостями марганець помітно відрізняється від технецію та ренію. У електрохімічному ряду напруг Манган розташований набагато лівіше Гідрогену (між Магнієм та Цинком), Технецій і Реній – праворуч від Гідрогену, тому це малоактивні метали.

При нагріванні на повітрі марганець стійкий завдяки утворенню на його поверхні захисної плівки Mn₂O₃. При значному нагріванні він згоряє з утворенням оксиду складу Mn₃O₄.

Оксиди і гідроксиди Мангану. Манган утворює оксиди: MnO, Mn₂O₃, MnO₂, Mn₂O₇.

Манган є важливим елементом для життєдіяльності усіх живих організмів. Його загальна масова частка в організмі людини складає 10-5%. Добова потреба людини – 5-7 мг. Він потрапляє в організм, головним чином, з рослинними харчовими продуктами. Найбільша його кількість міститься у вівсяній, пшеничній крупі та рисі. Багато Мангану знаходиться у мигдальних горіхах, молочному шоколаді.

Манган впливає на жировий, білковий та вуглеводний обмін. Його нестача призводить до відкладення жиру в організмі, викликаючи патологічне ожиріння. Манган впливає на мінеральний обмін: його солі сприяють засвоєнню Фосфору і Кальцію, приймають участь у засвоєнні Йоду та синтезі гормонів щитовидної залози. У комбінації з солями Купруму Манган стимулює процеси кровотворення.

Невеликі добавки сполук Мангану до звичайних добрив помітно покращують врожайність деяких сільськогосподарських культур (кукурудза, цукровий буряк, картопля та інші).

Розчини KMnO₄ з масовою часткою 0,01-0,1% використовують для полоскань, промивання шлунку при отруєннях. Розчини більших концентрацій (0,1-0,5%) – для промивання ран. При опіках першого ступеня рекомендують обробляти поверхню розчином KMnO₄ з масовою часткою 2,5-4%.

VІІВ група періодичної системи є особливою. На відміну від інших груп вона містить по три елементи у кожному періоді. Це метали, які, по-перше, не мають типових аналогів, а по-друге, не утворюють сполук, ступінь окиснення в яких відповідав би повному числу валентних електронів – восьми.

До складу VІІВ групи входять дев'ять d-елементів. Fe, Co, Ni об'єднуються у тріаду (родину) Феруму, всі інші елементи – платинові метали. У свою чергу, за аналогією властивостей платинові метали об'єднуються по два: Рутеній Ru та Осмій Os, Родій Rh та Іридій Ir, Паладій Pd та Платина Pt).

Характеристика елементів тріади Феруму. Fe, Co та Ni мають дуже близькі атомні та іонні радіуси, енергію іонізації і відносну електронегативність. Зовнішні електрони їх ізольованих атомів мають однакову будову $4s^2$. При збільшенні заряду ядра атома у цих елементів добудовується 3d-підрівень, ступінь заповнення якого майже не впливає на розміри атомів та іонів. Найбільш типовими для них є ступені окиснення +2, +3. У Ферума ступінь окиснення +3 більш стійкий, ніж +2, оскільки у даному випадку атом Феруму набуває стійку енергетично вигідну d^5 -електронну конфігурацію. У Кобальту стійкими є сполуки як у ступені окиснення +2, так і +3. Для Нікелю найбільш характерним ступенем окиснення є +2. Для Феруму відома ступінь окиснення +6, яка не характерна для Кобальту та Нікелю.

Ферум і Нікель представлені у природі сумішшю великої кількості стабільних ізотопів, а Кобальт містить тільки один важкий природний ізотоп ^{59}Co . Тому атомна маса Нікелю виявилась меншою за атомну масу Кобальту.

Розповсюдження в природі та одержання. Ферум – другий за розповсюдженням метал, який поступається лише алюмінію, і четвертий (після O, Si, Al) за наявністю у земній корі елемент. Інколи у природі зустрічається у вільному стані залізо метеоритного походження. Основні залізні руди: магнітний залізняк (магнетит) Fe_3O_4 , червоний залізняк (гематит) Fe_2O_3 та бурий залізняк (лімоніт) $\text{FeO}(\text{OH})$.

Кобальт і Нікель – малопоширені елементи, їх важливі мінерали: кобальтовий блиск (кобальтин) CoAsS та нікелін NiAs . Ці мінерали, як правило, зустрічаються разом із сполуками Феруму, Купруму та інших d-елементів у складі поліметалічних руд.

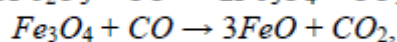
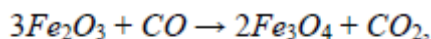
Ферум має велике біологічне значення. Загальна його масова частка в організмі людини складає 10-5%, це близько 4-5 г, у тому числі він міститься у складі гемоглобіну (60-73%), у дихальних ферментах цитохромах. Добова потреба організму у Ферумі складає 15-20 мг. Основна його кількість потрапляє в організм людини з рослинною їжею та м'ясом. Головна функція Феруму полягає в тому, що воно у складі гемоглобіну приймає участь у переносі кисню від органів дихання до тканин і вуглекислого газу від тканин до дихальних органів. Гемоглобін складається з білкової частини (глобіну) та залізопорфірину – гему, в якому Ферум знаходиться у ступені окиснення +2. Процес переносу кисню не супроводжується окисненням Феруму.

Кобальт – мікроелемент, який різнобічно впливає на життєві процеси організму людини: на білковий, жировий, вуглеводний та мінеральний обміни. Кобальт у вигляді вітаміну B12 приймає участь у синтезі гемоглобіну, і його нестача викликає анемію. Найбільш багатий вітаміном B12 такий харчовий продукт, як печінка тварин. Радіоактивний Кобальт ^{60}Co використовують у медицині для лікування злоякісних пухлин. При надлишку Кобальту він стає токсичним. Тому на деяких іграшках, у виробництві яких використовують кобальтовмісні фарби, позначають «для дітей не молодше 3-х років!».

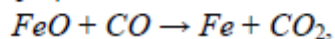
Добова потреба організму у Нікелі всього 0,63 мг, але цей елемент навіть у малих дозах приймає участь у процесах кровотворення, впливає на вуглеводний обмін, каталізує розщеплення сечовини на NH_3 та CO_2 .

Залізо одержують з руд шляхом карботермічного відновлення оксидів заліза. Якщо залізо в рудах знаходиться у вигляді сульфідів чи арсенідів, такі руди попередньо зазнають

окиснювального випалювання. Головним чином залізо одержують у доменних печах за



наступними реакціями:



Кобальт і нікель при одержанні переводять із сульфідів та арсенідів у оксиди з наступним їх відновленням. Остаточне одержання та очищення Co і Ni здійснюється електролізом, так як у техніці використовують ці метали вищої чистоти.

Фізичні і хімічні властивості простих речовин

У компактному кристалічному стані залізо, кобальт і нікель – це сріблясто-білі метали, стійкі на повітрі внаслідок утворення захисної оксидної плівки. У дрібнодисперсному стані ці метали пірофорні – самозаймаються на повітрі. Всі три метали – феромагнетики, вони притягуються магнітом. На механічні та фізико-хімічні властивості Fe, Co та Ni значний вплив мають домішки інших елементів.

У електрохімічному ряді напруг Ферум, Кобальт та Нікель розташовані ліворуч від Гідрогену (між Zn і Sn), тому вони легко взаємодіють з розчинами кислот-неокисників з виділенням водню. Концентровані H_2SO_4 та HNO_3 пасивують поверхню металів, що дає змогу зберігати і перевозити ці кислоти у залізній тарі.

Контрольні питання

1. Які елементи відносяться до d-елементів ІВ групи періодичної системи? Вплив будови атомів на їх властивості. Які ступені окиснення є характерними для них?
2. Поширення у природі Cu, Ag та Au. Основні способи їх добування.
3. Фізичні і основні хімічні властивості простих речовин Купруму, Аргентуму та Ауруму.
4. Які елементи належать до ІІВ групи періодичної системи? Їх загальна характеристика.
5. Знаходження в природі цих елементів. Назвіть основні способи добування Zn, Cd і Hg.
6. Основні фізичні і хімічні властивості цинку, кадмію і ртуті.
7. Які сполуки Цинку і Кадмію Ви знаєте? Їх хімічні властивості.
8. Які елементи відносяться до d-елементів VIIВ групи періодичної системи? Які ступені окиснення є характерними для них?
9. Поширення у природі Мангану, Технецію і Ренію. Основні способи їх добування.
10. Фізичні і основні хімічні властивості простих речовин Mn, Tc та Re.
11. Які елементи відносяться до d-елементів VIIIВ групи періодичної системи? Їх особливості.
12. Які елементи входять до тріади Феруму? Які ступені окиснення характерні для них?
14. Поширення у природі Феруму, Нікелю і Кобальту. Основні способи їх добування.
15. Фізичні і хімічні властивості заліза, нікелю і кобальту.