

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ПОДІЛЬСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ АГРАРНО-ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ФАКУЛЬТЕТ АГРОТЕХНОЛОГІЙ І ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ
КАФЕДРА АГРОХІМІЇ, ХІМІЧНИХ І ЗАГАЛЬНОБІОЛОГІЧНИХ ДИСЦИПЛІН

Роговик Л.Й., Крачан Т.М.

ХІМІЯ

НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК

Кам'янець-Подільський
2021

УДК 54(075.8)

Автори:

Роговик Л.Й. – кандидат хімічних наук, доцент, завідувач кафедри агрохімії, хімічних і загальнобіологічних дисциплін;

Крачан Т.М. – кандидат хімічних наук, асистент кафедри агрохімії, хімічних і загальнобіологічних дисциплін

Рекомендовано до друку рішенням Вченої ради
Подільського державного аграрно-технічного університету
(*протокол № від 2021 року*)

Рецензенти:

А. О. Федорчук, доктор хімічних наук, професор кафедри біологічної та загальної хімії Львівського національного університету ветеринарної медицини та біотехнологій імені С.З. Гжицького.

О. С. Лявинець, доктор хімічних наук, професор кафедри загальної хімії та хімічного матеріалознавства Чернівецького національного університету імені Юрія Федьковича.

О. І. Любинський, доктор сільськогосподарських наук, професор, завідувач кафедри екології Кам'янець-Подільського національного університету імені Івана Огієнка.

Т. М. Супрович, доктор сільськогосподарських наук, професор, завідувач кафедри гігієни тварин та ветеринарного забезпечення кінологічної служби „Національної поліції України Подільського державного аграрно-технічного університету.

Роговик Л.Й.

Хімія: навчальний посібник / Л.Й. Роговик, Т.М. Крачан. – Кам'янець-Подільський, 2021. – 269 с.

Навчальний посібник розроблено для здобувачів вищої освіти аграрних закладів освіти III-IV рівня акредитації. У посібнику стисло викладено матеріал для засвоєння основних тем загальної, неорганічної, органічної хімії, а також окремих розділів аналітичної, фізичної та колоїдної хімії як основи для подальшого вивчення фахових дисциплін, що викладаються в аграрних закладах освіти. Рекомендований як навчальний посібник при вивченні теоретичних положень та організації самостійної роботи. Також посібник може бути використаний здобувачами нехімічних спеціальностей університетів при вивченні курсу хімії.

УДК 54(075.8)

© Роговик Л.Й. 2021

© Крачан Т.М. 2021

ВСТУП

Хімія – це одна з природничих наук, які вивчають світ у всій його різноманітності. Хімічні явища постійно оточують нас. Кожну секунду у світі відбувається безмежна кількість хімічних реакцій, в процесі яких одні речовини перетворюються в інші.

Людина вдихнула повітря – і в організмі почались реакції окиснення органічних речовин, видихнула – в повітря потрапив вуглекислий газ, який потім буде використаний рослинами для синтезу вуглеводів.

Деякі реакції ми можемо спостерігати безпосередньо – наприклад, іржавіння заліза, згортання крові, згоряння палива. Але більшість хімічних перетворень залишаються непомітними.

Щоб керувати перетвореннями речовин, необхідно розбиратись в природі цих перетворень. Для цього і потрібна хімія.

Сучасна хімія – фундаментальна система знань, яка базується на багатому експериментальному матеріалі і надійних теоретичних положеннях.

На сьогоднішній день відомо близько 20 млн. органічних і півмільйона неорганічних речовин. Частина із них (O_2 , Fe, Cu, білки, вуглеводи) природа дала нам у готовому вигляді. Іншу частину (штучне волокно, асфальт) людина добула шляхом модифікації природних речовин. Але найбільшу групу представляють речовини, які раніше не існували, а були добуті штучно.

У цьому і полягає унікальність хімії – вона не лише вивчає природні речовини, а й сама створює нові об'єкти дослідження.

Існування сучасного суспільства неможливе без усього того широкого спектра речовин, які можна отримати лише за допомогою хімічних технологій.

Часто із хімією пов'язують забруднення навколишнього середовища, що супроводжує багато промислових процесів, створення хімічної зброї, наркотиків і ін. сумнівних досягнень. Але не варто забувати, що хімічні знання не можуть бути чимось поганим, чи хорошим, це інструмент, а результат залежить від того, в чиїх руках він буде.

Хімія вносить свій вклад у формування світогляду людини, глибокого розуміння процесів, що відбувається.

Особливістю викладання хімічних дисциплін у вищих закладах освіти нехімічного профілю є формування теоретичної бази знань хімічних закономірностей та їхнього практичного застосування до певних перетворень в природі та організмах зокрема, що вимагає постійного вдосконалення та використання нових методів і модернізації старих. Курс «Хімія» є базою для вивчення спец дисциплін: матеріалознавство, механіка, електротехніка, вибухова справа, агрономія, агроекологія, фармакологія, ґрунтознавство. Зменшення аудиторного навантаження потребує створення навчальних матеріалів, які стисло і коротко охоплюють весь об'єм інформації, необхідних для підготовки фахівця.

Навчальний посібник містить теоретичні відомості основних тем хімії, що вивчаються студентами аграрних ВНЗ III-IV рівня акредитації. Вказано основні теоретичні положення будови речовини, закономірностей перебігу хімічних процесів, спеціальних розділів хімії, розглянуто властивості та роль біоелементів у процесах живого організму. Значна увага присвячена класифікації та типам сучасної номенклатури органічних сполук. Вдало наведено теоретичні положення, що стосуються складових організмів, таких, як жири, вуглеводи, білки, що і повинно стати вершиною вивчення розділів органічної хімії. Розгляд кожної теми закінчується контрольними питаннями, які дають можливість здобувачу перевірити і закріпити свої теоретичні знання. Начальний посібник укладено за матеріалами лекційних курсів з хімічних дисциплін. Важливим аспектом посібника є стислий виклад матеріалу, що дає можливість вибрати головне, засвоювати питання узагальнено і вцілому.

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

Основні поняття і закони хімії

Наука хімія та її предмет. Поняття про матерію та речовину. Зв'язок хімії з іншими дисциплінами. Історичні етапи розвитку хімії як науки. Проблеми хімії. Основні поняття і закони хімії. Основні класи неорганічних сполук.

Хімія – одна з основних природничих наук, тобто наук, що вивчають природу. Об'єктами вивчення хімії є земна кора і її складові, космічні тіла, вода і розчини, повітря, гази, рослини, тварини і продукти їх життєдіяльності.

Особливий інтерес для хімії становлять корисні копалини і їх раціональне використання, мінеральні добрива, засоби захисту і стимуляції росту рослин, ліки, харчові добавки, пластмаси, фарби, інші продукти промисловості.

Хімія – наука про склад, будову, властивості і перетворення речовин.

Сучасна хімія представляє собою систему окремих дисциплін: загальна, неорганічна, органічна, фізична, колоїдна, аналітична і т.і.

Хімія вивчає матеріальний світ. Матерія, згідно з сучасними уявленнями, існує незалежно від свідомості людини і може сприйматись органами її чуттів.

Матерія – це весь навколишній світ, всі предмети і явища у їх взаємозв'язку.

Виділяють такі форми існування матерії: речовина і поле (відомі ще антиречовина і вакуум).

У світі може існувати безліч інших, невідомих видів матерії з незвичайними властивостями.

Речовина – це сукупність матеріальних частинок (атомів, молекул, нуклонів, тощо), що мають власну масу спокою (повітря, O₂, P).

Поле – вид існування матерії, що характеризується перш за все енергією. Кожному типу взаємодії відповідає своє поле: гравітаційне,

електричне, магнітне, ядерне тощо.

Між речовиною і полем немає різкої межі – вони взаємопов'язані: частинки речовини взаємодіють за допомогою поля, поле створюється частинками і тілами в просторі, що їх оточує.

Помітна відмінність між речовиною і полем виявляється на макроскопічному рівні.

Основною властивістю матерії є рух.

Природничі науки вивчають певний вид матерії і властиві їй форми руху.

В порядку ускладнення *форми руху матерії* можна розташувати так:

Механічна → фізична → хімічна → біологічна → соціальна.

Хімія вивчає саме хімічну форму руху матерії, характерною особливістю якої є те, що при проходженні хімічних процесів речовини не зберігають свій початковий склад, будову, властивості.

Хімія тісно пов'язана з іншими дисциплінами: матеріалознавством, фізикою, електротехнікою, медициною, агрономією. Є базою для вивчення агрохімії, землеробства, мікробіології, фармакології, біохімії, екології та ін. дисциплін.

Хімія – це стародавня наука. Вона пройшла складний шлях свого розвитку. Хімічне виробництво існувало ще в 3-4 тисячолітті до н.е. В давньому Єгипті вміли виплавляти із руд метали, одержували сплави, виплавляли скло, одержували фарби, лікувальні засоби, косметику. Хімічне виробництво існувало у давній Індії, Китаї, Месопотамії.

У 3 ст. до н.е. було зібрано величезний експериментальний матеріал. Зокрема, в знаменитій олександрійській бібліотеці налічували до 700 тис. праць з хімії.

Вперше термін “хімія” зустрічається в трактаті Зосима (2-3ст. н.е.), який пов'язує це слово з мистецтвом перетворення неблагородних металів в золото та срібло. Зосима вважав, що родоначальником цього мистецтва був

Єгипет, а саме, єгипетські жерці.

Давньогрецький історик Плутарх також пов'язує зародження хімії із північним Єгиптом – чорнозем називали «хеміа», через це довгий час слово «хімія» відносили до всякої чорної справи.

Таким чином, хімією спочатку називали таємниче мистецтво одурманення людей, виготовлення фальшивок, підробок, у кращому випадку виробництво фарб і ліків. Ще в 18 ст. слово «хімік» було лайливим і образливим.

До кінця 17 ст. триває донауковий (алхімічний) період розвитку хімії. Мета алхімії – філософський камінь, який перетворював би неблагородні метали в золото та срібло. Алхімічний період збагатив практичну хімію відомостями про солі, кислоти, метали; було одержано багато нових сполук.

В кінці 17ст. ряд практичних досягнень поставили під сумнів тодішні теоретичні уявлення.

Першим проти алхімії виступив Р.Бойль, який основою хімії рахував експеримент.

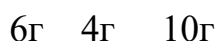
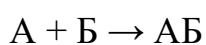
В 1732р. Шталь (нім. лікар і хімік) запропонував теорію флогістону для пояснення процесу горіння речовин. Ця теорія панувала близько 100 років, але в 2 половині 18 ст. втратила своє значення, так, як була запропонована киснева теорія горіння.

Нова хімія (поч. 18 ст.) – починається з робіт Ломоносова та Лавуазьє.

На цьому етапі варто сказати про:

Закон збереження маси речовини (Ломоносов, Лавуазьє)

Маси речовин, що вступають в реакцію завжди рівні масам речовин, що утворюються після реакції.



Закон сталості складу речовин (Пруст)

Речовина має постійний склад незалежно від способу та умов її добування.



Фактично ці 2 закони зробили значний крок в розвитку хімії.

В цей же період була запропонована атомно-молекулярна теорія.

Сучасна хімія – цей період супроводжується наступними відкриттями:

- теорія будови органічних сполук (Бутлеров);
- періодичний закон Менделєєва;
- електролітична дисоціація (Арреніус);
- теорія будови комплексних сполук (Вернер);
- будова атома (Резерфорд, Бор);
- розвиток квантової хімії (Полінг, Маллікен);
- теорія ланцюгових реакцій (Гіншелвуд, Семенов);
- синтез трансуранових елементів тощо.

Серед українських вчених варто зазначити: Бекетова, Писаржевського, Голуба.

Значення слова хімія у наш час не має нічого спільного з його першим тлумаченням. На даному етапі це наука, яка інтенсивно розвивається і має величезний потенціал.

Які ж основні проблеми сучасної хімії?

1) Екологічна – дослідження впливу та знешкодження викидів промислового виробництва, способів захисту навколишнього середовища.

Хвилювання викликає нагромадження вуглекислого газу як наслідку газовикидів двигунами внутрішнього згорання. Підвищення вмісту CO_2 може призвести до так званого парникового ефекту в результаті перетворенні світлової енергії в теплову.

В другій половині 20 ст. сильно проявляються наслідки високих темпів розвитку промислового виробництва, енергетики і транспорту. Відходи

викликають значне забруднення навколишнього середовища. Забруднення атмосфери веде до зміни мікроклімату, закислення ґрунтів, отруєння живих організмів, негативно впливає на здоров'я людей.

Вугілля, мазут і природний газ, що використовуються на теплових електростанціях, як правило, містять велику кількість сірки. При спалюванні цього палива утворюється оксид сірки (4). Оксиди сірки і азоту дають кислоти, які сприяють руйнуванню металічних конструкцій і кровель будинків. В містах вони руйнуються в 5-6 разів швидше, ніж в селах.

У зв'язку із збільшенням числа автомобілів гостро стоїть проблема забруднення атмосфери вихлопними газами. За добу роботи автомобіля виділяється біля 1 кг вихлопних газів, які містять оксиди сірки, вуглецю, азоту, сполуки свинцю.

2) Енергетична

Хімічні джерела енергії застосовують в різних галузях.

Більш як півсторіччя тому народилась ідея водневої енергетики, яка стала особливо популярною у зв'язку з потребою в розробці «чистих джерел енергії». Водень є екологічно чистим ідеальним паливом і хімічним реагентом. При горінні водню утворюються лише пари води. Теплоти при цьому виділяється в 4 рази більше, ніж при горінні вугілля. Ресурси для одержання водню практично безмежні.

Але перехід до водневої енергетики вимагає вирішення деяких проблем, пов'язаних із специфікою його хімічної поведінки. Як відомо, водень здатен взаємодіяти з багатьма металами і викликати корозію.

3) Біохімічна – вивчення впливу спадковості, лікарських препаратів на організм.

4) Океанологічна – використання надр океану, опріснення морської води.

5) Синтез нових речовин.

6) Створення штучних продуктів харчування.

Атом – це найменша частина хімічного елемента, яка зберігає всі його властивості.

Молекула – найменша частинка даної речовини, що володіє всіма її хімічними властивостями. Кожна речовина існує до тих пір, поки існують її молекули.

Хімічний елемент – це вид атомів з однаковим зарядом ядра.

Маси атомів надзвичайно малі. Але сучасні методи дослідження дозволяють визначити їх з великою точністю. Так, середня маса атому $m_C = 1.993 \cdot 10^{-26}$ кг, $m_H = 1.674 \cdot 10^{-27}$ кг, $m_O = 2.667 \cdot 10^{-26}$ кг.

Хіміки традиційно застосовують не абсолютні значення атомних мас, а відносні. За одиницю відносної маси прийняли 1/12 частину маси атома карбону ^{12}C .

Відносна атомна маса (Ar) – це величина, рівна відношенню середньої маси атома до 1/12 маси атома карбону ^{12}C .

$$\text{H-д: } Ar(\text{H}) = \frac{1,674 \cdot 10^{-27}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26}} = 1,0079 \text{ а.о.м}$$

$$Ar(\text{O}) = \frac{2,667 \cdot 10^{-26}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26}} = 15,9994 \text{ а.о.м}$$

Відносна молекулярна маса (Mr) – це величина, рівна відношенню маси молекули до 1/12 маси атома карбону ^{12}C .

$$\text{H-д: } Mr(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ а.о.м}$$

Кількість речовини (n) – це число структурних одиниць (атомів, молекул, або іонів), що утворюють дану речовину. В міжнародній системі СІ за одиницю кількості речовини прийнятий моль.

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (атомів, молекул, або іонів), скільки їх є в 0,012 кг атома карбону ^{12}C .

Знаючи масу атома карбону ($1,993 \cdot 10^{-26}$), можна розрахувати число атомів N_A в 0,012 кг атома карбону ^{12}C :

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг/моль}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} \quad N_A - \text{число Авогадро.}$$

В загальному випадку:

$$n = \frac{N}{N_A} \quad \begin{array}{l} n - \text{кількість речовини} \\ N - \text{число частинок в речовині} \\ N_A - \text{число Авогадро} \end{array}$$

Масу речовини, взятої в кількості 1 моль називають **молярною масою**:

$$M = \frac{m}{n} \quad \begin{array}{l} m - \text{маса речовини} \\ n - \text{кількість речовини} \end{array}$$

Закон Авогадро:

В рівних об'ємах газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул

$$\frac{n_2}{n_1} = \frac{V_2}{V_1}$$

Наслідки із **закону Авогадро**:

1) 1 моль газу за н.у. (1,01325 · 10⁵ Па, 273 К) займає об'єм 22,4 л.

2) маси однакових об'ємів різних газів за однакових умов

відносяться, як їх молярні маси:

$$3) \quad \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = D \quad (\text{густина газу 1 до газу 2})$$

Еквівалент – це така кількість речовини, що заміщує або приєднує в реакції 1 моль водню, а в окисно-відновній реакції віддає або приєднує 1 електрон.

Еквівалентна маса – це маса 1 еквівалента речовини.

Визначення еквівалентної маси:

1) для простих речовин: $E = \frac{Ar}{n}$, де n – валентність елемента

Наприклад:

$$E(\text{Al}) = \frac{27}{3} = 9$$

2) для складних речовин: $E = \frac{Mr}{n \cdot a}$, де n – валентність елемента
 a – число атомів

Наприклад: $E(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16}{1 \cdot 3} = 98 \text{ г/моль}$

Поняття про еквівалент має велике значення в хімії, так як з його допомогою формулюється один з основних законів хімії –

Закон еквівалентів

Хімічні елементи сполучаються один з одним в кількостях, пропорційних їхнім еквівалентам

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{E_A}{E_B}$$

Всю різноманітність неорганічних речовин можна розділити на дві групи: *прості і складні*, або хімічні сполуки. Простими називають речовини, які складаються лише з одного елемента, наприклад, натрій, магній, цинк, алюміній, кисень, хлор, фтор. Прості речовини розподіляються на метали і неметали.

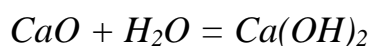
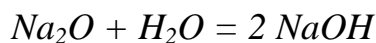
Метали, за винятком ртуті, при кімнатній температурі – це тверді речовини, що характеризуються особливим металічним блиском, доброю теплою і електропровідністю. В хімічному відношенні вони є донорами електронів і відновниками. Типові метали є лугоутворювачами.

Неметали при кімнатній температурі можуть бути газоподібними (водень, кисень, азот, хлор), рідкими (бром), твердими (сірка, вуглець, фосфор); володіють поганою теплою і електропровідністю. В хімічному відношенні вони є акцепторами електронів і окисниками. Типові неметали є кислотоутворювачами.

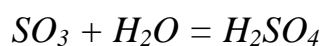
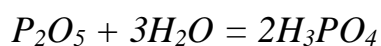
Основними класами складних неорганічних сполук є: оксиди, кислоти, основи і солі.

Оксиди – це речовини, до складу яких входять 2 елементи, одним із яких є Оксиген: H_2O , MgO , CO , CO_2 . Оксиди поділяють на основні, кислотні, амфотерні та індиферентні (несолетвірні).

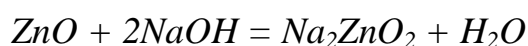
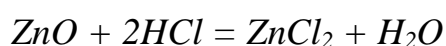
Основними називають такі оксиди, які при подальшому перетворенні дають основи:



Кислотними оксидами називають такі оксиди, які при подальшому перетворенні дають кислоти:



Амфотерними називають такі оксиди, які мають властивості і кислотних і основних оксидів:



Згідно міжнародної номенклатури всі сполуки елементів з Оксигеном (за винятком пероксидів) називаються оксидами. Якщо елемент утворює з Оксигеном лише одну сполуку, то її називають оксидом. Наприклад, кальцій оксид – CaO , алюміній оксид – Al_2O_3 . Для елементів, що виявляють змінну валентність, її вказують у дужках римськими цифрами. Так, CO – карбон (II) оксид, CO_2 – карбон (IV) оксид, P_2O_5 – фосфор (V) оксид.

Основи – це речовини, до складу яких входять метал (іон амонію) та гідроксильна група (ОН). *Основи* називають гідроксидами, наприклад, $NaOH$ – натрій гідроксид, $Ba(OH)_2$ – барій гідроксид. Якщо елемент утворює декілька сполук з групою OH , то назви основам дають із врахуванням ступеня окиснення металу, наприклад $Fe(OH)_2$ – ферум (II) гідроксид, $Fe(OH)_3$ – ферум (III) гідроксид. В основу класифікації основ покладено їх розчинність у воді. Добре розчинні основи називають лугами. Луги утворюються лужними і лужноземельними металами: KOH , $Ba(OH)_2$.

Кислоти – це речовини, до складу яких входять атоми Гідрогену та

кислотний залишок.

Формула	назва	Формула	назва
	кислоти		кислоти
H_2SO_4	сульфатна	HCl	хлоридна
H_2SO_3	сульфітна	HBr	бромідна
H_2S	сульфідна	HJ	йодидна
H_2CO_3	карбонатна	HF	фторидна
H_3PO_4	фосфатна	H_2SiO_3	силікатна
HNO_3	нітратна	CH_3COOH	ацетатна
HNO_2	нітритна		

Кислоти поділяють на киснегенвмісні (H_2SO_4 , H_2SO_3) та безокисенові (HCl , HBr).

Солі – це речовини, до складу яких входять атоми металу і кислотні залишки (K_2SO_4 , $NaHCO_3$).

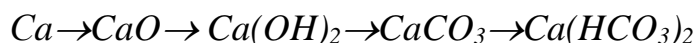
Солі поділяють на *прості*, *подвійні* і *комплексні*.

Прості солі можна класифікувати на три групи: середні, кислі та основні. Назви середніх солей утворюють від назв кислот.

Формула	Назва солі	Приклади солей
кислоти		
H_2SO_4	Сульфат	K_2SO_4 – калій сульфат
HNO_3	Нітрат	$Ba(NO_3)_2$ – барій нітрат
H_3PO_4	Фосфат	$Mg_3(PO_4)_2$ – магній фосфат
H_2CO_3	Карбонат	$(NH_4)_2CO_3$ – амоній карбонат
HCl	Хлорид	$AlCl_3$ – алюміній хлорид

Контрольні запитання

1. Дайте визначення оксидів, основ, кислот і солей
2. Напишіть рівняння реакцій для таких перетворень:



3. Написати всі можливі солі, які утворюються між: гідроксидом цинку та фосфатною кислотою

4. Визначте молярну масу еквівалента наступних речовин: а) H_3PO_4 , б) $Ca_3(PO_4)_2$

5 Визначте масову частку Флуору в процентах (з точністю до десятих) у кальцій фториді.

Будова атома

Історичні етапи розвитку вчення про будову атома. Теорії будови атома: ядерна модель будови атома Резерфорда, постулати Бора. Квантово–механічна модель будови атома, поняття про хвильову функцію Шредінгера. Принцип невизначеності Гейзенберга. Квантові числа електрона в атомі. Принцип Паулі. Будова атомного ядра. Визначення енергетичної ємності рівнів та підрівнів.

Відкриття кінця 19 століття, а саме катодних, анодних, рентгенівських та радіоактивних променів стали поштовхом до думки про те, що атом має складну будову:

У 1879 році англ. вч. Крукс відкрив катодні промені – потік електронів, який при електричному розряді виходить з катоду, проходить крізь простір аноду і викликає явище люмінесценсії. Катодна трубка Крукса стала попередником рентгенівської, телевізійної трубки, флуоресцентної лампи.

У 1881 році Едісон винайшов явище термоелектронної емісії – утворення вільних електронів при прожарюванні металів. Це явище застосовують у кінескопах, випрямлювачах змінного струму.

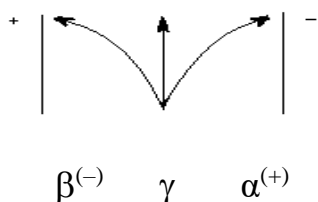
У 1887 році Герц, а пізніше Столетов відкрив явище фотоефекту – випускання електронів під дією УФ.

У 1895 році Рентген пояснив природу X-променів, які мають велику проникну здатність, а також іонізуючу дію.

У 1896 р. Беккерель знаючи про дію X-променів на елементи перевіряв, чи випромінює мінерал після дії на нього сонячного світла. Але мінерал, що містив уран сам без попереднього опромінення вилучав промені певних довжин хвиль. Тобто відкрив явище радіоактивності – здатність деяких мінералів самовільно випромінювати промені. Радіоактивність зумовлена самочинним розпадом елементів.

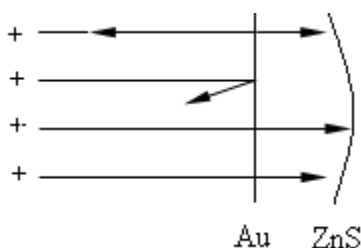
1898 р. Склодовська та Кюрі відкрили 2 нових елементи – полоній та радій, за які отримали Нобелівську премію.

Резерфорд дослідив природу радіоактивного випромінювання. Він брав свинцевий кубик з отвором, в який поміщав джерело радіоактивного випромінювання, і встановив, що під впливом магнітного поля воно розщеплюється на 3 пучки: α , β , γ .



В 1911 році **Резерфорд** проводить досліди по розсіюванню позитивних α -частинок:

Він бомбардує позитивними ядрами гелію тонку золоту фольгу і фіксує результати на ZnS- пластинці:



- 1) більшість α -частинок не змінили напрямку свого руху
- 2) деяка частина α -частинок відхилялась під різними кутами
- 3) 1 із 10000 частинок поверталась назад

Із своїх дослідів Резерфорд зробив наступні висновки:

В центрі атома знаходиться невелике за розмірами (10^{-13} см) ядро із зарядом Z , в якому зосереджена вся маса атома. Навколо ядра по орбітах рухаються електрони.

Недоліки теорії:

1) електрон, що обертається, повинен випромінювати енергію і поступово наближаючись до ядра в результаті впасти на нього, а атом – це стійка система,

2) не пояснювала, чому спектри атомів лінійчасті, а не суцільні.

Відповідь на ці запитання дала **теорія Н.Бора**, що базувалась на квантовій теорії Планка: енергія поглинається і випромінюється окремими порціями – квантами.

$$E = h \cdot \nu$$

де E – енергія, h – стала планка, ν – частота випромінювання.

Постулати Бора:

1) *електрон в атомі знаходиться на певних дозволених стаціонарних орбітах;*

2) *рухаючись по орбіті електрон не випромінює і не поглинає енергію;*

3) *При переході із однієї орбіти на іншу випромінюється або поглинається енергія.*

$$E_{n_1} - E_{n_2} = h\nu$$

Якщо $n_1 > n_2$, виділяється квант енергії і електрон наближається до ядра, переміщуючись на орбіту з меншою енергією.

Якщо $n_2 < n_1$, поглинається енергія.

Недоліки теорії:

1) не пояснює будову більш складних атомів, ніж гідроген; а також розщеплення ліній в магнітному полі;

2) не враховує рух електрона по орбіті з більш складною геометричною формою, ніж сфера.

Згідно з **квантово-механічною (сучасною) моделлю будови атома**, електрон в атомі володіє подвійною природою (корпускулярно-хвильовий дуалізм). Тобто, він розглядається одночасно як частинка і як хвиля.

Як частинка електрон має масу $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ кг і заряд. Хвильові властивості електрона описує рівняння де-Бройля:

$$\lambda = h/mv$$

При русі електрон утворює електронну хмару. Квантова хімія відкидає поняття «орбіта» і вводить «*атомна орбіталь*».

АО– це найбільша імовірність знаходження електрона в одиниці атомного об'єму; це частина простору з найбільшою густиною негативного заряду, яка виражається хвильовою функцією $\psi(x; y; z)$

Чим більша густина електронної хмари, тим більша імовірність знайти там електрон.

Кожній АО відповідає певна геометрична фігура.

Правило Гейзенберга:

Не можна однаково точно вказати місце і час перебування електрона в полі ядра. Чим з більшою імовірністю ми визначаємо місце, тим з меншою вкажемо час.

Невизначеність місцеперебування та імпульсу електрона настільки велика, що доцільно взагалі відмовитися від аналізу траєкторії його руху.

В рівнянні Шредінгера рух мікрочастинки описується хвильовим рівнянням, а її місцеперебування визначають за імовірнісним принципом.

Рівняння Шредінгера пов'язує енергію електрона з просторовими координатами та хвильовою функцією $\psi(x; y; z)$.

Для електрона в атомі Гідрогену рівняння має вигляд:

...

В якому \hbar – стала Дірака;

m – маса електрона

U – потенціальна енергія електрона в даній точці;

E – повна енергія електрона

ψ – хвильова функція

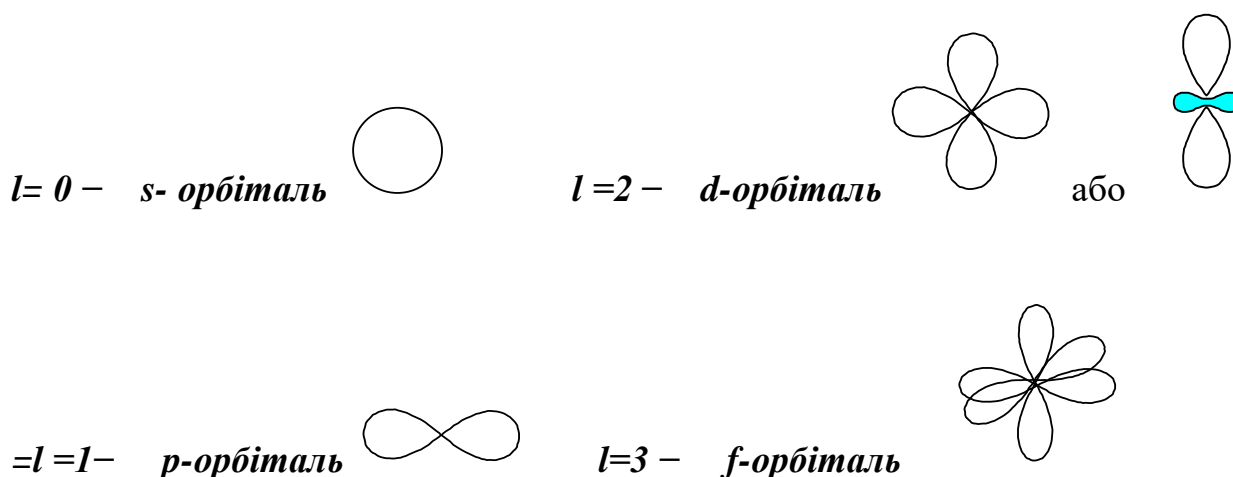
Розв'язати дане рівняння – означає знайти енергію електрона та значення хвильової функції, що відповідають його різним енергетичним станам.

Кожен електрон в атомі характеризується певним набором значень 4-х квантових чисел:

1) **Головне квантове число n** вказує на кількох енергетичних рівнях розташовані електрони навколо ядра. Приймає значення цілих чисел: $n=1\dots7$. Фізичний зміст – запас енергії електрона в межах енергетичного рівня.

Вивчення розщеплення спектральних ліній Зоммерфельдом вказало на те, що в межах енергетичного рівня є підрівні, що характеризується наступним квантовим числом:

2) **Побічне (орбітальне) квантове число l** вказує на форму електронної хмари. Фізичний зміст – вказує на запас енергії електрона в межах підрівня.



Приймає значення $l=0\dots n-1$.

I енергетичний рівень: $n=1$,	$l=0$,	–	1s
II енергетичний рівень: $n=2$,	$l=0,1$	–	2s2p
III енергетичний рівень: $n=3$,	$l=0,1,2$	–	3s3p3d
IV енергетичний рівень: $n=4$,	$l=0,1,2,3$	–	4s4p4d4f

Якщо помістити атом в електричне або магнітне поле, то розщеплення посилюється. Це вказує на те, що в межах підрівня є енергетичні комірки:

3) **Магнітне квантове число $m_l = 2l + 1$** вказує на число комірок в межах підрівня. Приймає значення $m_l = -l \dots 0 \dots +l$

Фізичний зміст – вказує на орієнтацію орбіта лі в просторі:

4) **Спінове квантове число $s = \pm \frac{1}{2}$** характеризує напрямок руху

електрона навколо власної осі $+1/2$ або $-1/2$.

Принцип Паулі

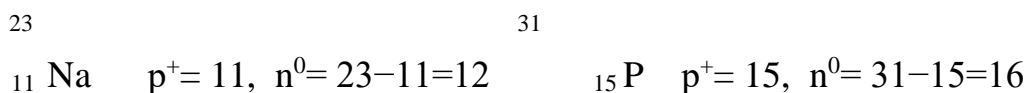
Не може бути двох електронів з однаковим набором значень всіх 4-х квантових чисел:

e_A	e_B
$n=1$	$n=1$
$l=0$	$l=0$
$m_l=1$	$m_l=1$
$s=+1/2$	$s=-1/2$

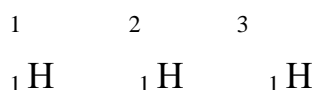
У 1932 році вчені Іваненко і Гапон запропонували протонно-нейтронну будову ядра всіх атомів крім водню: ядро складається з позитивно заряджених протонів p^+ та нейтральних нейтронів n^0 .

Число протонів відповідає заряду ядра Z .

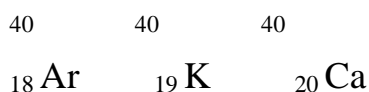
Число протонів та нейтронів разом складають відносну атомну масу A_r .



Ізотопи – це атоми одного і того ж елемента, що характеризуються різними масовими числами (містять різну кількість нейтронів):



Ізобари – це атоми різних хімічних елементів з однаковими масовими числами:



На даний час вивчено ізотопний склад майже всіх елементів. Більшість з яких мають по декілька стабільних ізотопів.

Максимальне число електронів на даному підрівні обчислюється за формулою:

$$N_{\text{підр}} = 2(2l + 1), \text{ де } l - \text{ побічне квантове число.}$$

$$\text{На } s - \text{ підрівні } N_{\text{підр}} = 2(2 \cdot 0 + 1) = 2$$

На p- підрівні $N_{\text{підр}} = 2(2 \cdot 1 + 1) = 6$

На d- підрівні $N_{\text{підр}} = 2(2 \cdot 2 + 1) = 10$

На f- підрівні $N_{\text{підр}} = 2(2 \cdot 3 + 1) = 14$

Максимальне число електронів на даному рівні обчислюється за формулою:

$N_{\text{рівня}} = 2n^2$, де n – головне квантове число.

I енергетичний рівень: n= 1,	$N_{\text{рівня}} = 2 \cdot 1^2 = 2$	$1s^2$
II енергетичний рівень: n= 2,	$N_{\text{рівня}} = 2 \cdot 2^2 = 8$	$2s^2 2p^6$
III енергетичний рівень: n= 3,	$N_{\text{рівня}} = 2 \cdot 3^2 = 18$	$3s^2 3p^6 3d^0$
IV енергетичний рівень: n= 4,	$N_{\text{рівня}} = 2 \cdot 4^2 = 32$	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$

Будова атома та періодична система Д.І. Менделєєва

Періодичний закон Д.І.Менделєєва. Структура періодичної системи.

Побудова електронних оболонок атомів малих та великих періодів на основі правил Хунда, Клечковського, принципу мінімуму енергії. Поняття про енергію іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність. Зміна властивостей елементів в межах групи та періода.

1. Найважливішою подією в хімії після розробки атомно-молекулярної теорії було відкриття періодичного закону. У середині 19 століття хімікам було відомо близько 60 елементів. Спроби класифікувати хімічні елементи робились ще А.Л.Лавуазьє та І.Я.Берцеліусом, які поділили всі елементи на метали і неметали. Німецький хімік І.В.Деберейнер, який звернув увагу на існування ряду потрійних аналогій серед хімічних елементів, у 1829 р. сформулював правило тріад: між трьома спорідненими елементами в кожному ряду існує залежність: атомна маса середнього елемента знаходиться в середнім арифметичним атомних мас легшого та важчого елементів. Наприклад, у ряду Cl, Br, I атомна маса бромю обчислюється як середнє

арифметичне атомних мас хлору та йоду, тобто $(35,5+127):2 = 80$. Проте І.В. Деберейнер не зміг згрупувати всі елементи в тріади (він виявив тільки п'ять тріад). Крім того, відкрите ним правило не забезпечувало можливості наукового передбачення. У 1857 р. Ф.В.Гінріке запропонував радіально-колову таблицю, де на кожному з одинадцяти радіусів були розташовані подібні елементи (галогени, лужні метали тощо). Французський геолог Б. де Шанкуртуа в 1863 р. розмістив всі елементи в порядку зростання їх атомних мас по висхідній спіралі і виявив подібність між елементами, що потрапляли на одну й ту саму твірну циліндра.

Вивчаючи властивості хімічних елементів Д.І. Менделєєв прийшов до висновку, що головною характеристикою атома є його атомна маса. Ця гіпотеза дозволила Д.І. Менделєєву вперше в 1869 році сформулювати періодичний закон: ***властивості елементів а також їх сполук перебувають в періодичній залежності від величини атомних мас елементів*** (історичне формулювання).

У сучасному трактуванні він говорить:

Властивості елементів, а також форми і властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від заряду ядра атома.

Суть закону:

1. Кожен елемент має своє місце у періодичній системі.
2. За місцем положення елемента можна описати деякі його фізичні та хімічні властивості.
3. Відкрита нова залежність – періодичність.
4. Графічним виразом періодичного закону стала періодична таблиця.

Період – це горизонтальний ряд таблиці, який починається лужним металом, а закінчується інертним газом.

Періодів є 7. Три перших – малі, вони складаються з одного ряду елементів, Починаючи з четвертого – великі, які складаються з двох рядів елементів.

Номер періода визначає число енергетичних рівнів, на яких розташовані електрони в атомі.

Група – це вертикальний ряд таблиці, у якому елементи підібрані по одній валентності.

В *головній підгрупі* містяться елементи, у атомів яких останніми заповнюються *s* і *p* підрівні, в *побічній підгрупі* містяться елементи, у атомів яких останніми заповнюються *d* підрівні. (наприклад, 6 група головна підгрупа O, S, Se, Te, Po останній енергетичний рівень мають ns^2np^4 ; побічна підгрупа Cr, Mo, W – ns^2nd^4).

Номер групи визначає число валентних електронів даного атома (як правило, це електрони останнього, інколи передостаннього рівня).

Порядковий номер елемента вказує на:

- 1) заряд ядра атома, число протонів у ядрі,
- 2) загальне число електронів, що рухаються навколо ядра.

Сімейство – це структурна частина періодичної системи, в якій елементи підібрані по останній орбіталі, яка заповнюється електронами. Є *s*-, *p*-, *d*-, *f*- сімейства.

3. **Електронна формула** – це розподіл електронів в атомі по енергетичних рівнях і підрівнях.

Основні правила розташування електронів:

1) **Принцип мінімуму енергії:**

Заповнення енергетичних рівнів та підрівнів електронами відбувається по мірі зростання їх енергії.

2) **Правило Хунда:**

Стійкому стану атома відповідає таке розташування електронів, коли сумарний спін буде максимальним.

Наприклад, яке розташування електронів на *p*-підрівні буде правильним:

1.



Нехай \uparrow

\downarrow

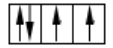
$= +1/2$, $= -1/2$, тоді сумарний спін в кожному випадку

буде:

2.



3.



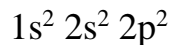
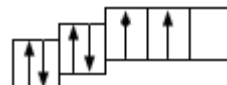
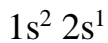
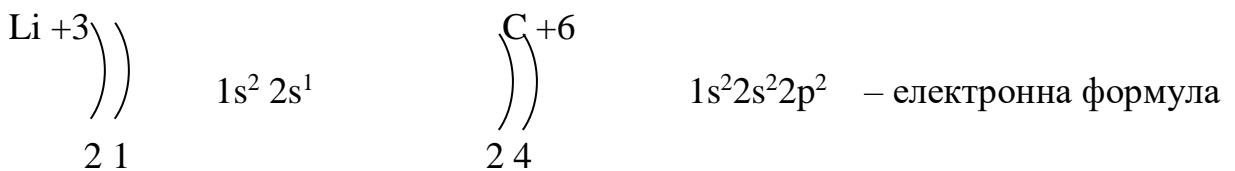
1) $S = +1/2 - 1/2 - 1/2 - 1/2 = -3/2$ 2) $S = +1/2 - 1/2 + 1/2 - 1/2 = 0$ 3) $S = +1/2 - 1/2 + 1/2 + 1/2 = +3/2$

Отже, правильне розташування буде у випадку 1 і 3.

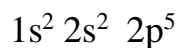
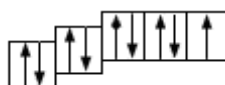
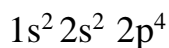
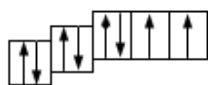
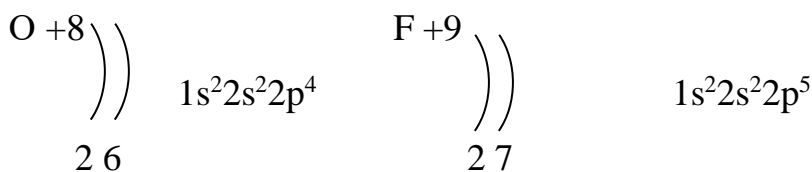
Електронні формули атомів I періоду (n=1)



Електронні формули атомів II періоду (n=2)



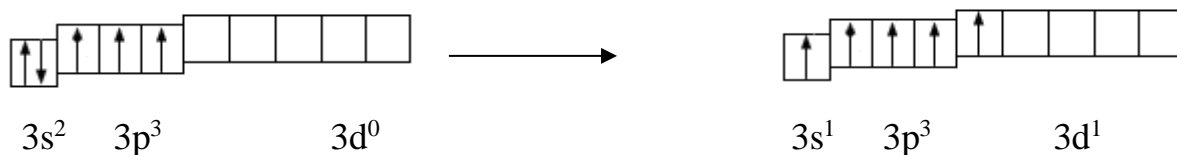
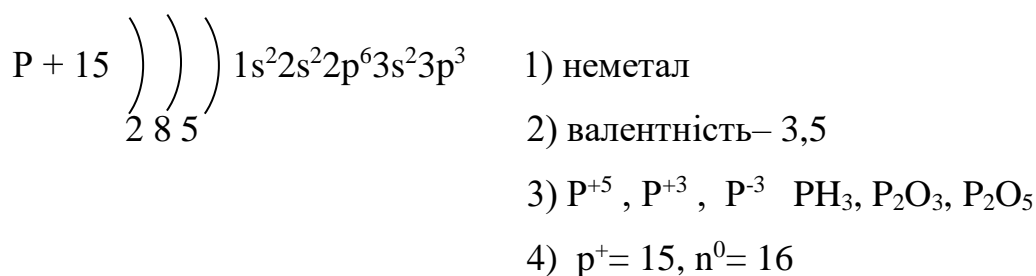
– графічна формула



Із електронної формули можна зробити наступні висновки:

Якщо порівняти будову атомів натрію і магнію, то видно, що при однаковій кількості енергетичних рівнів натрій на останньому рівні має 1 електрон, а магній 2. Отже, для того, щоб відірвати останні електрони натрію потрібно витратити меншу кількість енергії, тобто він виявляє сильніше виражені металічні властивості, ніж магній.

Можна зробити висновок, що в межах періоду металічні властивості послаблюються.



У атома фосфору можливий перехід електронів з 3s підрівня на 3d, таким чином з'являється 5 неспарених електронів.

Електронні формули атомів IV періоду (n=4)

3 енергетичний рівень має орбіталі 3s 3p 3d. Щоб дати відповідь з якої орбіталі (3d чи 4s) починає заповнюватись 4 енергетичний рівень, потрібно скористатись правилом Клечковського.

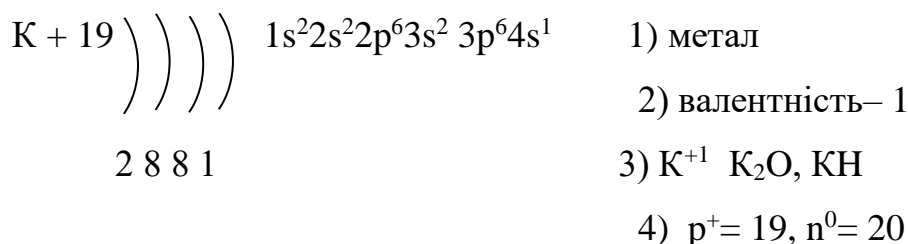
Правило Клечковського

- 1) Електрони заселяють енергетичні підрівні по мірі зростання суми головного та побічного квантових чисел ($n+l$)
- 2) При однаковому значенні суми головного та побічного квантових чисел енергетичні рівні заселяються по мірі зростання значення головного квантового числа n .

Наприклад, в якому порядку заселятимуться підрівні: 3d 4s 4p ?

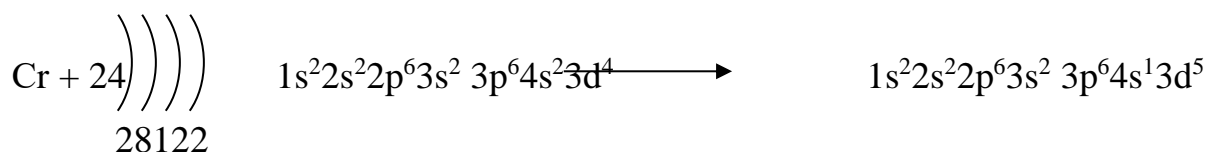
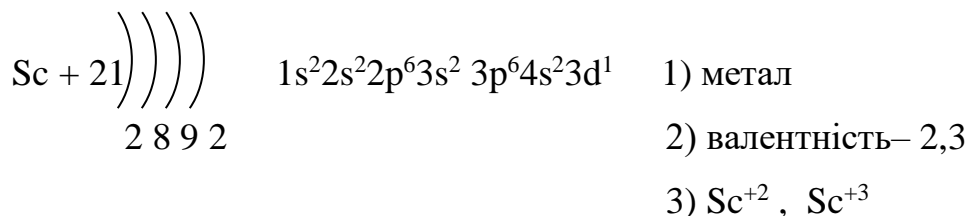
Знаходимо значення суми ($n+l$) для кожного стану: 3+2 4+0 4+1
5 4 5,

Отже порядок заповнення наступний: $4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p$



Якщо порівняти будову атомів натрію і калію, то видно, що при однаковій кількості електронів на останньому рівні у атома натрію 3 енергетичних рівні, а у атома калію 4. Отже, валентний електрон калію розташований далі від ядра, він слабше притягується до центра атома і для його відриву потрібно витратити меншу кількість енергії, тобто калій виявляє сильніше виражені металічні властивості, ніж натрій.

Можна зробити висновок, що в межах групи металічні властивості посилюються.



Унаслідок того, що кожен атом прагне мати симетрично побудовану останню орбіталь, у атома хрому відбувається провал електрона з 4s на 3d підрівень. Явище провалу електрона характерне для кожного 4-го і 9-го d – елемента.

4. Енергія іонізації– це та енергія, яку потрібно затратити для того, щоб відірвати 1 електрон і вивести його з поля дії ядра. Залежить від атома і величини заряду його ядра.

В межах групи зверху вниз збільшується радіус атома, зменшується енергія іонізації і зростає металічна активність.

В межах періоду із зростанням заряду ядра енергія іонізації зростає і металічна активність зменшується.

Спорідненість до електрона – це та енергія, яку потрібно затратити для того, щоб приєднати 1 електрон до нейтрального атома. Найбільшу спорідненість до електрона мають неметали 7 групи.

Електронегативність – це здатність атома елемента відтягувати на себе електронну густину. Найбільшу електронегативність мають F, O, Cl, S.

Між періодичною системою і електронною будовою атома існує тісний зв'язок. Як відомо, хімічні властивості елементів визначають такі особливості будови атома як: заряд ядра атома, радіус атома (чим більше радіус атома, тим легше атом віддає свої валентні електрони) і кількість валентних електронів. Розглянемо, яким чином ці, та деякі інші характеристики пов'язані із періодичною системою.

У періодичній системі:

1. Протонне число елемента показує кількість протонів і кількість електронів в атомі.
2. Номер періоду показує число енергетичних рівнів в атомі.
3. Номер групи показує кількість електронів на зовнішніх підрівнях і для більшості елементів дорівнює максимальному ступеню окиснення елемента.

Проаналізуємо періодичність у зміні будови атома в періодах і групах.

У періодах із збільшенням протонного числа елементів:

1. Атоми мають однакову кількість енергетичних рівнів;
2. В кожному періоді із збільшенням протонного номера:
 - збільшується число валентних електронів;
 - радіус атомів зменшується, оскільки збільшується позитивний заряд ядра, і електрони сильніше притягуються до ядра;
 - енергія іонізації і спорідненості до електрону збільшується;
 - металічні властивості зменшуються, неметалічні – зростають.

У групах із збільшенням протонного числа елементів:

1. Атоми елементів мають однакову кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні;

2 В кожній головній підгрупі із збільшенням протонного числа елемента:

-кількість валентних електронів постійна;

- радіус атомів збільшується, оскільки збільшується кількість енергетичних рівнів;

- енергія іонізації і спорідненості до електрону зменшується;

- металічні властивості елементів посилюються і зменшуються неметалічні.

Розвиток уявлень про будову атома дав змогу зрозуміти і пояснити періодичний закон і періодичну систему елементів. Згідно з періодичним законом який відкрив Менделєєв зміна хімічних властивостей елементів із збільшенням їх атомних мас має періодичний характер. На початку двадцятого століття англійський фізик С. Мозлі показав, що точним критерієм для розташування елементів у періодичній системі є не атомна маса, а заряд ядра.

Він відкрив закон: корінь квадратний з частоти лінії рентгенівського спектра елемента є лінійною функцією протонного числа (порядкового номера) елемента в періодичній таблиці Д.І. Менделєєва:

$$n = K(Z-a)^2$$

n - частота рентгенівського випромінювання,

Z – протонне число (заряд ядра),

K та a константи.

Отже, сучасне формулювання періодичного закону звучить так:
властивості елементів а також їх сполук перебувають в періодичній залежності від величини заряду ядра атома.

Контрольні запитання

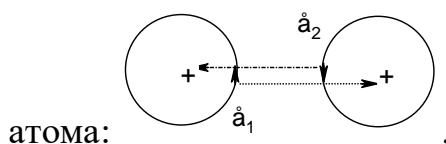
1. Вкажіть кількість неспарених електронів в основному та збудженому станах атома Cl.

2. В якій послідовності відбувається заповнення підрівнів $5s$, $4p$, $4d$? Дати мотивовану відповідь.
3. Скласти електронні формули і зобразити графічно збуджений і незбуджений стан атома Карбону і Хлору.
4. В чому відмінність між металами та неметалами з точки зору будови атома?
5. В чому суть сучасної моделі стану електрона в атомі?
6. Атом деякого елемента має на 6 електронів більше, ніж іон Натрію. Назвіть цей елемент, напишіть його електронну формулу в нормальному та збудженому станах.
7. Атом деякого елемента має на три електрони більше, ніж іон Гідрогену. Назвіть цей елемент, напишіть його електронну формулу, вкажіть можливі ступені окислення, напишіть сполуки з киснем та гідрогеном.

Хімічний зв'язок

Причина і умова утворення хімічного зв'язку. Параметри хімічного зв'язку. Метод валентних зв'язків для пояснення хімічного зв'язку. Типи хімічного зв'язку та механізми їх утворення. Гібридизація атомних орбіталей. Водневий зв'язок. Металічний зв'язок. Міжчастинкові взаємодії. Метод молекулярних орбіталей. Типи кристалічних ґраток речовин.

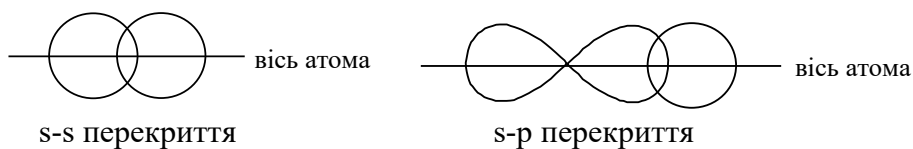
Утворення хімічного зв'язку можна розглянути на прикладі молекули H_2 . Кожен атом гідрогену має по 1 електрону, який рухається по орбіталі у формі сфери. Якщо два таких атоми контактують, електрони кожного із них починають притягуватись до протилежно-зарядженого ядра сусіднього



Унаслідок притягування орбіталі перекриваються і в місці перекриття виникає надлишковий негативний заряд. Ядра атомів в совою чергу, сильніше притягуються до обласні негативного заряду і виникає хімічний зв'язок.

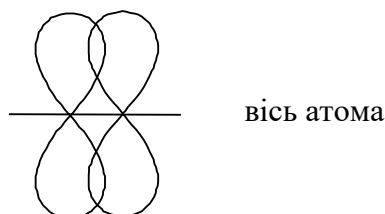
Отже, причиною утворення хімічного зв'язку є максимальне перекриття електронних орбіталей.

Якщо орбіталі перекриваються паралельно до осі атомів, тоді виникає



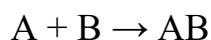
міцний σ -зв'язок:

Якщо орбіталі перекриваються перпендикулярно до осі атомів, тоді



виникає слабкий π -зв'язок:

Умовою утворення хімічного зв'язку є зменшення потенціальної енергії молекули у порівнянні з сумою потенціальних енергій вихідних атомів:



$$E_A + E_B < E_{AB}$$

Тобто, хімічний зв'язок утворюється за умови енергетичної вигоди.

Отже, хімічний зв'язок – це ті сили, що утримують атоми в молекулі. Це взаємодія, обумовлена перекриттям електронних хмар, яка супроводжується зменшенням повної енергії E .

Основними параметрами хімічного зв'язку є його енергія та довжина.

Енергія зв'язку (E) – це робота, яку потрібно затратити, щоб розірвати хімічний зв'язок (КДж/моль). Це показник міцності хімічного зв'язку .

Наприклад, енергія зв'язку Н–Н дорівнює 432 КДж/моль.

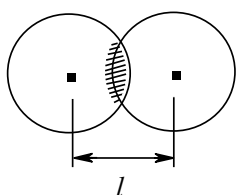
Кратність зв'язку визначається числом спільних електронних пар, які зв'язують два атоми. Якщо зв'язок здійснюється однією електронною парою, його називають простим або одинарним (Н–Н), якщо більш ніж однією

електронною парою – кратним (O=O).

*Ацетилен $H-C\equiv C-H$: кратність зв'язку $H-C$ дорівнює 1,
кратність зв'язку $C\equiv C$ дорівнює 3.*

Підвищення кратності приводить до зміцнення хімічного зв'язку і зменшення його довжини. Наприклад, для вуглеводнів енергія зв'язків C–C, C=C, C≡C відповідно становить: 343, 615, 812 КДж/моль.

Довжина зв'язку (l) – це відстань між ядрами взаємодіючих атомів. Залежно від типу зв'язку, його кратності та найближчого оточення довжини зв'язків змінюються від сотих до десятих нанометра (нм). Наприклад, в молекулі води довжина зв'язку O–H дорівнює 0,096 нм.

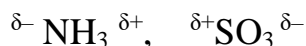


Кут між уявними лініями, що проходять крізь ядра взаємодіючих атомів, називають **валентним кутом**. У молекулі води валентний кут дорівнює $104,5^\circ$.

Полярність зв'язку визначається зміщенням електронної густини до атома з більшою електронегативністю, що спричиняє поділ центрів тяжіння негативного заряду електронів і позитивного заряду ядра.

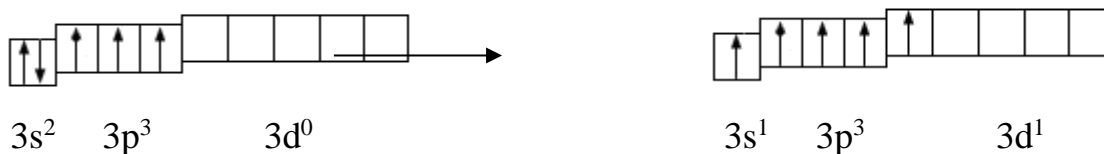
В результаті цього виникає **електричний диполь** – сукупність різнойменних електричних зарядів δ^+ і δ^- , розміщених на деякій відстані l (довжина диполя) один від одного.

Наприклад, найбільш електронегативними є F, O, Cl, N, S, P. Тому саме ці елементи відтягують на себе електронну густину в сполуках, отримуючи при цьому частковий негативний заряд (δ^-).



За ступенем поляризації зв'язок може бути полярним ($S^{\delta^+}O^{\delta^-}$), неполярним (H_2) та іонним (Na^+Cl^-).

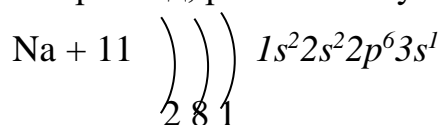
$$4) p^+ = 15, n^0 = 16$$



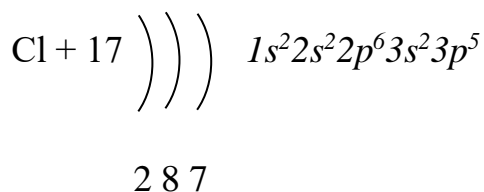
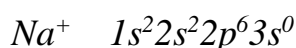
У атома фосфору можливий перехід електронів з 3s підрівня на 3d, таким чином з'являється 5 неспарених електронів.

Іонний зв'язок – це зв'язок між типовим металом та типовим неметалом, який реалізується за рахунок того, що метал віддає електрони, а неметал їх приєднує: NaCl, KF, CaO. Це зв'язок між атомами, що сильно відрізняються значеннями електронегативностей.

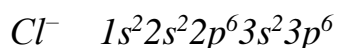
Наприклад, розглянемо утворення молекули NaCl:



У атома натрію на останньому енергетичному рівні 1 електрон. При утворенні іона атом віддає цей 1 електрон: $\text{Na} - 1e \rightarrow \text{Na}^+$,



Атому хлору до завершення останнього енергетичного рівня не вистачає 1 електрона. При утворенні іона атом приєднує цей 1 електрон: $\text{Cl} + 1e \rightarrow \text{Cl}^-$,



Таким чином, іонний зв'язок утворюється за рахунок електростатичного протягування між протилежними зарядами.

Ковалентний зв'язок – це зв'язок, що реалізується за рахунок утворення спільної електронної пари, яка одночасно належить двом взаємодіючим атомам.

а) Якщо сполучаються 2 однакових атома (з однаковими значеннями електронегативностей), тоді ковалентний зв'язок буде **неполярним**, наприклад:

1. Утворення молекули H_2



2. Утворення молекули Cl_2

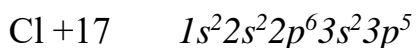


3. Утворення молекули N_2

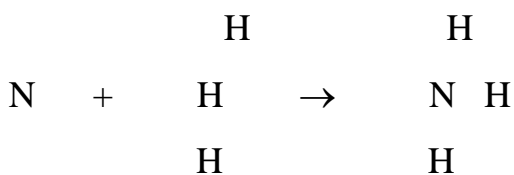


б) Якщо сполучаються 2 різних атома (із близькими, але різними значеннями електронегативностей), тоді ковалентний зв'язок буде **полярним**, наприклад:

1. Утворення молекули HCl



2. Утворення молекули NH_3



Ковалентний зв'язок є найбільш розповсюдженим.

Існує два механізми утворення ковалентного зв'язку – обмінний і донорно-акцепторний.

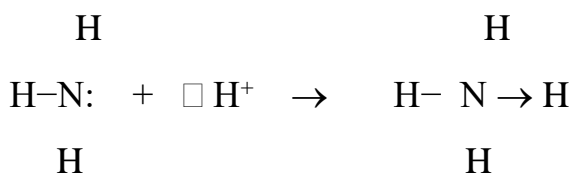
За **обмінним механізмом** атоми надають по 1 електрону для створення спільної електронної пари (описаний вище).

За донорно-акцепторним механізмом один атом надає неподілену пару електронів (донор), а інший – вільну орбіталь (акцептор) для утворення зв'язку.

Наприклад:

1. Утворення іона NH₄⁺

Молекула утворюється в результаті взаємодії неподіленої електронної пари атома Нітрогену (донор) та вільної орбіталі іона гідрогену (акцептор):



За донорно-акцепторним механізмом побудовані комплексні сполуки.

Важливою особливістю ковалентного зв'язку є його напрямленість, яка зумовлена певною орієнтацією вихідних АО з урахуванням сил електромагнітної взаємодії між сусідніми електронами.

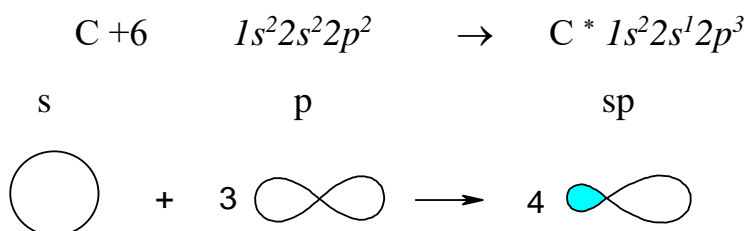
Уявлення про напрямленість ковалентних зв'язків дає змогу пояснити взаємну орієнтацію електронних орбіталей в багатоатомних молекулах.

Взагалі, при утворенні молекули форма та взаємне розміщення АО змінюється в порівнянні з формами і розміщенням у вільних атомах. Таку перебудову електронної структури атома розглядають на основі концепції гібридизації АО і відштовхування валентних електронних пар.

Гібридизація – це квантово-механічний спосіб опису перебудови орбіталей атома в молекулі.

Гібридизація – це взаємодія орбіталей, близьких за своїми енергетичними характеристиками і виникнення нових, змішаних (гібридних) орбіталей.

Наприклад:



Число гібридних орбіталей завжди дорівнює числу вихідних. Гібридні орбітали є однаковими за енергією. Вони більш витягнуті в напрямку

утворення хімічних зв'язків і тому зумовлюють краще перекривання АО. Отже, гібридизація більш вигідна енергетично внаслідок утворення міцніших зв'язків і більш симетричного розподілу електронної густини в молекулі.

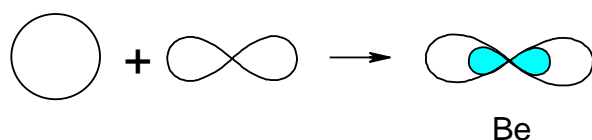
Умови утворення гібридних орбіталей:

- 1) добре перекриття електронних хмар;
- 2) невелика різниця в енергіях – наприклад 1s не гібридизує з 2p.

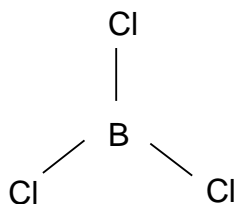
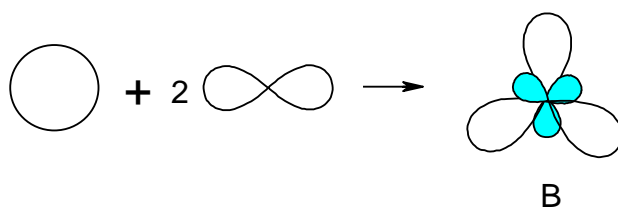
Характер гібридизації АО визначає геометричну конфігурацію молекул.

Типи гібридизації:

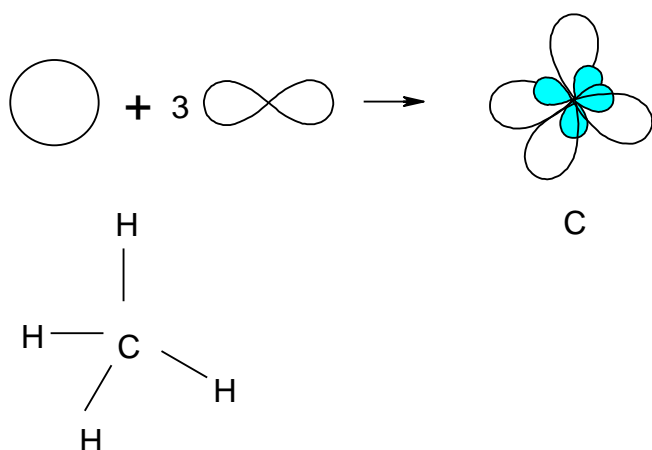
1) sp -гібридизація (BeCl_2 , ZnCl_2 , CO_2) – виникає при комбінації однієї s та однієї p -орбіталі. При цьому утворюється дві гібридні орбіталі, розміщені симетрично під кутом 180° . Будова молекули – лінійна.



2) sp^2 -гібридизація (BCl_3 , AlF_3 , O_3) – виникає при комбінації однієї s та двох p -орбіталей. При цьому утворюється три гібридні орбіталі, розміщені під кутом 120° . Будова молекули – трикутна.



3) sp^3 -гібридизація (CH_4 , NH_3 , H_2O) – виникає при комбінації однієї s та трьох p -орбіталей. При цьому утворюється чотири гібридні орбіталі, розміщені під кутом $109^\circ 28'$. Будова молекули – тетраедр.



У елементів третього та наступних періодів в утворенні гібридних орбіталей і відповідних їм просторових конфігурацій молекул можуть брати участь d і f-орбіталі.

Водневий зв'язок – зв'язок між атомом гідрогену та іншим сильноелектронегативним елементом.

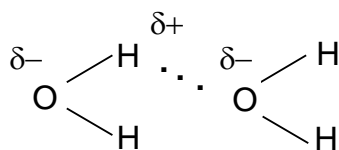
Перше уявлення про його існування висловив Ільїнський (1887).

Як правило, він виникає під час взаємодії полярних молекул між собою.

Водневий зв'язок тим міцніший, чим більша електронегативність атома-партнера і чим менше його розмір. Тому він характерний для гідрогенвмісних сполук HF, H₂O, меншою мірою NH₃, ще меншою HCl, H₂S, CH₄.

Схематично його утворення можна зобразити так:

X^{δ-}-H^{δ+} на атомі гідрогену виникає частковий позитивний заряд. І, якщо поряд є електронегативний елемент, то відбувається електростатична взаємодія:



Водневий зв'язок займає проміжне положення між електростатичним притяганням та донорно-акцепторною взаємодією.

Водневий зв'язок може виникати не лише між атомами різних молекул (міжмолекулярний водневий зв'язок), а й між атомами однієї молекули внутрішньомолекулярний водневий зв'язок). Прикладом є о-нітрофенол, кисень нітрогрупи якого сполучений водневим зв'язком з гідрогеном гідроксогрупи.

Незважаючи на невелику міцність, водневий зв'язок іноді визначає структуру речовини і суттєво впливає на її фізичні та хімічні властивості.

Завдяки водневому зв'язку молекули об'єднуються в асоціати, які можуть мати ланцюгову, сітчасту просторову структуру.

Водневий зв'язок виявляється у неорганічних і органічних сполуках, у полімерах, білках, тканинах живих організмів. Відіграє важливу роль у процесах розчинення, кристалізації, дисоціації. Він легко виникає і руйнується за звичайних умов, що суттєво для біологічних процесів.

На відміну від ковалентних і іонних сполук у металах невелике число електронів одночасно зв'язує велике число атомних ядер: атоми металу віддають всі свої валентні електрони для утворення зв'язку. Ці електрони стають спільними для всіх об'єднаних атомів, вони мігрують, створюючи „електронний газ”. Таким чином, в рамках моделі вільних електронів, у вузлах кристалічної ґратки металів знаходяться катіони, зв'язані між собою узагальненими електронами.

Отже, металічний зв'язок – це багатоцентровий зв'язок з дефіцитом електронів, який базується на узагальненні зовнішніх електронів атомів.

За високих тисків металічні властивості характерні для багатьох неметалів.

Міжчастинкові сили або вандерваальсові сили – це сили взаємодії електронів і ядер.

Вони відрізняються від хімічних тим, що вони виявляються на значно більших відстанях, на яких дія хімічних сил зникає.

Міжчастинкові сили характеризуються малою енергією, відсутністю

насичуваності і напрямленості. Це найбільш слабкі сили взаємодії.

Вандерваальсові сили включають сили взаємного притягання та відштовхування між частинками.

Сили притягання включають наступні ефекти:

1) орієнтаційний ефект – виникає лише між полярними молекулами. Внаслідок хаотичного теплового руху молекули при зближенні орієнтуються так, що різнойменні заряджені кінці їх диполів притягуються;

2) індукційний ефект – полярні молекули взаємодіють з неполярними, викликаючи тимчасовий диполь;

3) дисперсійний ефект зумовлюється взаємодією частинок за рахунок їх миттєвих диполів.

Метод МО закладений американським вченим Маллікеном (1928). В основі методу МО лежать уявлення про молекулу як єдину систему, а не сукупність атомів, що зберігають свою індивідуальність. Кожен електрон належить молекулі в цілому і рухається в усередненому полі всіх її ядер і електронів.

Суть методу можна звести до таких положень:

1) в утворенні хімічного зв'язку беруть участь всі валентні електрони;
2) як в атомі кожному електрону відповідає атомна орбіталь (АО), так в молекулі кожному електрону відповідає молекулярна орбіталь (МО), що характеризується певним набором молекулярних квантових чисел (n, l, λ, s)/

Позначаються: АО s, p, d, f

 МО σ, π, δ, φ

3) МО – це лінійна комбінація атомних орбіталей: $\psi_{MO} = c_1\psi_a \pm c_2\psi_b$,
c₁, c₂ – частка участі атомних орбіталей а та в в утворенні молекулярної орбіталі.

Знак ± вказує на те, що при утворенні МО електронна густина може як посилюватись так і послаблюватись, тобто відбувається як посилення (зв'язуюча МО) так і взаємне погашення хвильових функцій (розпушуюча

МО).

4) За цим методом обчислення МО здійснюються на основі валентних МО, які використовуються для утворення зв'язку.

5) Число МО дорівнює числу АО.

6) Якщо область перекривання АО знаходиться на осі зв'язку, утворюються σ -МО, якщо електронна густина перпендикулярна площині зв'язку, утворюється π -МО.

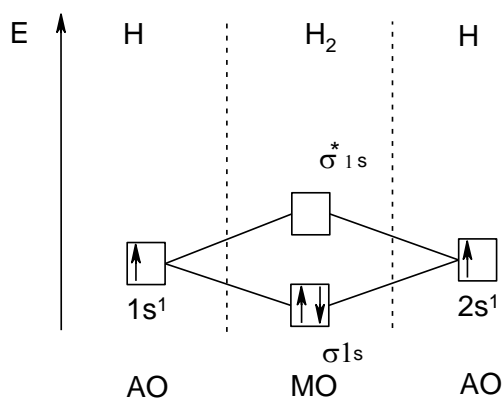
Розглянемо утворення молекули H_2 :

Одна МО виникає в результаті взаємного посилення хвильових функцій АО ($\psi_{MO} = \psi_a + \psi_b$) – електронна густина між ядрами зростає, виникають сили притягання між молекулами – це **зв'язуюча МО (ЗМО)**. Заселення зв'язуючої МО збільшує енергію і міцність зв'язку.

Друга МО виникає в результаті взаємного погашення хвильових функцій АО ($\psi_{MO} = \psi_a - \psi_b$) – електронна густина зменшується виникають сили взаємного відштовхування – це **розпушуюча МО (РМО)**. Заселення розпушуючої МО зменшує енергію і міцність зв'язку.

Утворення МО часто зображають у вигляді енергетичної діаграми, на якій по вертикалі відкладають значення енергії. Заповнення МО електронами відбувається в порядку збільшення енергії орбіталей.

Енергетична діаграма утворення молекули H_2 має вигляд:



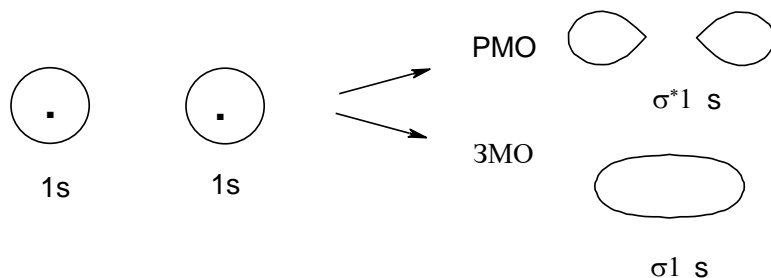
Умови утворення МО:

- 1) енергія вихідних АО не повинна сильно відрізнятися;
- 2) електронні хмари повинні максимально перекриватися;

3) АО повинні мати однакову симетрію: p_x взаємодіє з p_x .

Таким чином, для виникнення зв'язку заселеність ЗМО повинна бути більша за заселеність РМО.

При утворенні МО електронні хмари мають вигляд:

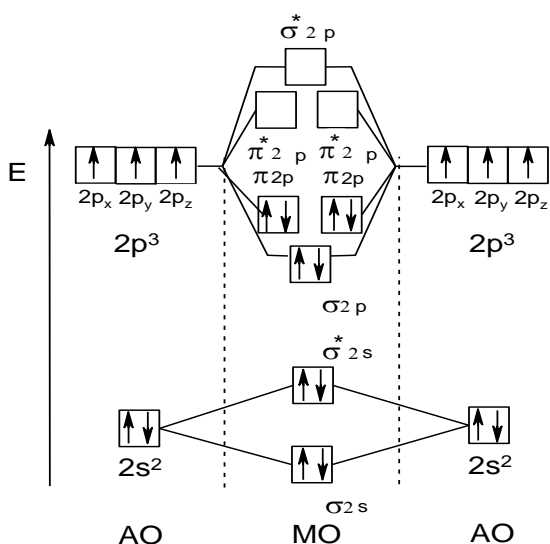


Отже, замість двох енергетично рівноцінних 1s орбіталей вихідних атомів Гідрогену при утворенні молекули виникають дві енергетично нерівноцінні МО. Вихідний енергетичний рівень розщеплюється на два – вище і нижче вихідного.

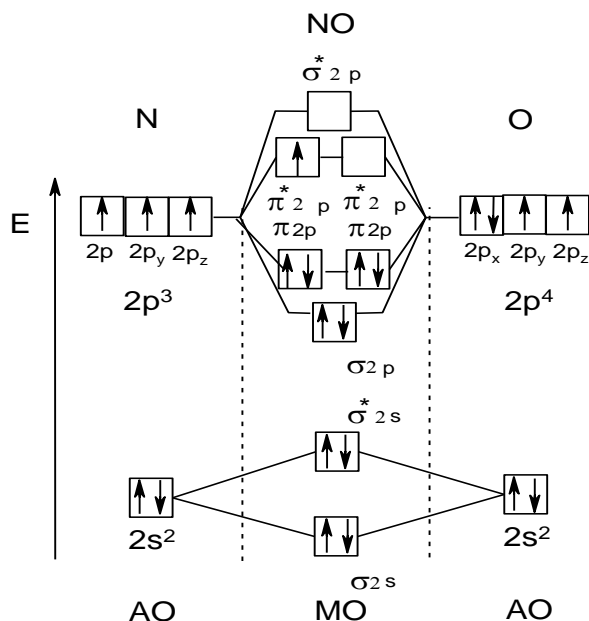
Метод МО замість поняття валентності використовує поняття порядку зв'язку.

$$\text{Порядок зв'язку} = \frac{\text{Число електронів ЗМО} - \text{число електронів РМО}}{\text{Число взаємодіючих атомів.}}$$

Енергетична діаграма утворення молекули N_2 має вигляд:



Енергетична діаграма утворення молекули NO



Тверді речовини утворюють впорядковану регулярну просторову структуру, яку зображають у вигляді кристалічної ґратки.

Вона є просторовим каркасом, який утворений уявними прямими, що з'єднують центри структурних одиниць кристалічної речовини.

Найменшою частиною кристалічної ґратки є елементарна комірка, що має вигляд куба, октаедра, тетраедра та інших фігур.

Типи:

1) атомна – у вузлах знаходяться атоми, між якими існує ковалентний зв'язок. (Алмаз, кремній, германій.)

2) молекулярна – у вузлах знаходяться молекули, що зв'язані між собою слабкими міжмолекулярними силами. (H_2 , O_2 , NaI .)

3) іонна – складається з протилежно заряджених іонів між якими існують сили електростатичного притягання.

Поліморфізм – здатність однієї речовини існувати у декількох кристалічних формах (α, β, γ -Fe).

Ізоморфізм – здатність різних речовин утворювати кристали однакової форми.

Контрольні запитання

1. Серед наведених речовин виберіть ту, яка утворена за допомогою іонного зв'язку та опишіть механізм її утворення: KCl , Cl_2 , Cl_2O_3 за методом валентних зв'язків.
2. Серед наведених речовин виберіть ту, яка утворена за допомогою ковалентного полярного зв'язку та опишіть механізм її утворення CaO , CO_2 , O_2 , Ca
3. Серед зазначених сполук: а) Br_2 б) $CaBr_2$ в) HBr вкажіть сполуку з ковалентним полярним зв'язком і поясніть механізм її утворення.
4. Пояснити тип і механізм утворення хімічного зв'язку в іонах $[BH_4]^-$, $[BF_4]^-$.
5. Вкажіть тип гібридизації, будову молекули, валентний кут в молекулах: CCl_4 , BF_3 .

Кінетика і рівновага

Швидкість хімічних реакцій. Фактори, що впливають на швидкість реакції. Ланцюгові реакції. Фотохімічні реакції. Оборотні та необоротні реакції. Хімічна рівновага.

Серед великої кількості процесів у природі вони відбуваються з різною швидкістю. Пригадаємо такі процеси, як: іржавіння заліза, вибух. Золоті вироби декілька століть зберігають свій блиск, а яблуко розрізати – воно одразу вкривається бурою плівкою. Отже, для завершення одних процесів потрібні мільйони років, для завершення інших – долі секунди. Швидкість цих реакцій вивчає кінетика, крім того, вона дає ключ управління реакцією.

Отже, **кінетика** (від грец. *Kinema* – рух) – це розділ науки, що вивчає швидкість, механізм реакцій та вплив різних чинників на хід реакцій (природи речовин, тиску, температури, каталізатора).

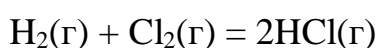
Вплив перелічених факторів на швидкість залежить від типу **системи**, в якій відбувається реакція.

Системою називається суміш речовин у певному об'ємі. Складові частини системи – **фази**.

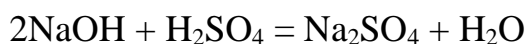
Фаза – частина системи, відокремлена від інших її частин поверхнею поділу, і в разі переходу через яку властивості змінюються стрибкоподібно.

Розрізняють гетерогенні та гомогенні системи.

Гомогенна система – складається з 1 фази, однорідна, і реакція в такій системі відбувається у всьому об'ємі реагуючих речовин:

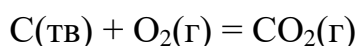


Або між розчиненими речовинами:



Гетерогенна система – складається з декількох фаз, неоднорідна і реакція проходить на поверхні поділу фаз, тобто в даному випадку особливе значення має поверхня.

Прикладом такої реакції є р-ї горіння твердих речовин:



А тепер потрібно з'ясувати, яка розмірність швидкості хімічної реакції.

Для кількісної характеристики швидкості реакції використовують не час її протікання, а іншу величину – зміну кількості речовини в молях в одиниці об'єму.

Отже, швидкість реакції – це зміна концентрації речовини за одиницю часу.

$$v = - \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} \quad \left(\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \right)$$

Знак „-” вказує на те, що в процесі реакції концентрації реагуючих речовин зменшуються. Дана формула характеризує середню швидкість реакції за будь-який проміжок часу.

Щоб мати уявлення про істинну швидкість, тобто в конкретний момент часу, концентрацію відносять до безмежно малого проміжку часу ($\Delta t \rightarrow 0$) і

отримують першу похідну концентрації по часу:

Одна з основних задач кінетики – управління швидкістю реакцій: сповільнення шкідливих і прискорення корисних, потрібних процесів. Серед факторів, які впливають на швидкість реакції виділяють: природу реагуючих речовин, концентрацію речовин, температуру реагуючої суміші, наявність каталізатора.

1) Природа реагуючих речовин – сюди відносять будову кристалічної ґратки, агрегатний стан, поверхня речовин.

Якщо провести наступні досліди:

А) – взяти шматочки 3-х металів однакової маси і кинути їх в розчин хлоридної кислоти. Що відбувається?

$Mg + 2HCl$ - реакція відбувається бурхливо

$Zn + 2HCl \rightarrow MeCl_2 + H_2$ -реакція відбувається повільно

$Sn + 2HCl$ -реакція відбувається ледь помітно

Тобто, в даному випадку, саме природа металу визначає швидкість реакції.

Б) – до розчину хлоридної кислоти дати шматок крейди – цілий і розтертий у порошок. Де реакція буде проходити швидше? Звичайно, із розтертою крейдою – тобто із збільшенням поверхні реагуючої речовини швидкість реакції зростає.

2) Вплив концентрації

Дану залежність вивчали ряд вчених різних країн, і незалежно один від одного вч. Гульдберг, Вааге і Бекетов встановили закономірність у вигляді **закону діючих мас** (концентрацій), який читається так:

Швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що відповідають їх стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції.

Для реакції $mA + nB = cAB$

$v = k [A]^m [B]^n$, де m,n – стехіометричні коефіцієнти, k – константа

швидкості реакцій, [A], [B] – рівноважні концентрації реагуючих речовин.

Або:

$$v = k C_A^m C_B^n$$

Фізичний зміст константи швидкості реакції (k) – вказує на швидкість реакції при концентрація реагуючих речовин 1 моль/л. Залежить константа швидкості від природи речовин та температури.

Приклад: Записати вираз закону діючих мас для реакції $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$

$$v_{пр} = k[N_2][H_2]^3$$

$$v_{зв} = k[NH_3]^2$$

Для гетерогенних процесів у вираз закону концентрації твердих речовин не входять, так, наприклад, $C(тв) + O_2 = CO_2(г)$

$$v_{пр} = k[O_2]$$

Вплив тиску – виявляється також через зміну концентрації, і характерний для реакцій в газоподібній фазі. Тобто, із збільшенням тиску об'єм реагуючої суміші зменшується, а, отже, концентрація в одиниці об'єму збільшується.

Коли ми говоримо про вплив концентрації на швидкість реакції доцільно сказати про такі поняття:

Порядок реакції – це сума ступенів, до яких підносяться концентрації речовин в кінетичному рівнянні.

Наприклад: $J_2 = 2J$

$$v_{пр} = k[J_2] \text{ – реакція I порядку}$$

Молекулярність реакції – це число молекул, які можуть брати участь в елементарному акті хімічної взаємодії (простій реакції в момент зіткнення).

Тут розрізняють:

-мономолекулярні реакції – реакції розкладу:

$N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$ – пряма реакція є мономолекулярною (одна молекула N_2O_4) і порядок = 1

-бімолекулярні

$\text{H}_2 + \text{J}_2 \leftrightarrow 2 \text{HJ}$ – і пряма, і зворотня реакція є бімолекулярною, порядок=2.

-тримолекулярні – такі реакції рідкісні

$2\text{NO} + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ – пряма реакція є тримолекулярною і порядок =3

Але не завжди порядок і молекулярність співпадають:

$\text{CuO} + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$ – пряма реакція є бімолекулярною і порядок =1

3) Вплив температури

Для того, щоб відбувся елементарний акт хімічної взаємодії, реагуючі речовини повинні зіткнутись між собою. Тривалість контакту молекул при зіткненні оцінюють порядку 10^{-13} с. При цьому, не кожне зіткнення приводить до хімічної взаємодії між частинками. Взаємодія можлива лише на відстані, на якій відбувається перерозподіл електронної густини і виникають нові хімічні зв'язки.

Отже, про взаємодіють лише частинки, що мають достатню енергію для подолання сил взаємного відштовхування (**енергетичного бар'єра**).

Енергія, необхідна для подолання енергетичного бар'єра, називається **енергією активації (E акт)**.

Способами активації молекул є: нагрівання, опромінення речовин, термічна дисоціація, і т.і.

Підвищення температури збільшує енергію активації і швидкість реакції зростає.

Вплив температури на швидкість реакції сформулював шведський вчений С.Арреніус, який вивчав високотемпературні процеси:

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT}$$

де A – коефіцієнт пропорційності – загальне число зіткнень частинок в одиниці об'єму за одиницю часу.

Для низькотемпературних процесів нідерландський вчений Вант-Гофф дослідним шляхом встановив правило:

При збільшенні температури на кожних 10° швидкість реакції

зростає в 2-4 рази.

$$v(\tau_2) = v(\tau_1) \cdot \gamma^{\frac{\tau_2 - \tau_1}{10}}$$

Але варто зазначити, що дане рівняння характерне не для всіх систем, діє в обмеженому інтервалі температур – до 1000° при незначній її зміні.

4) Вплив каталізатора

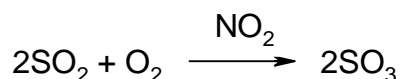
Каталізатори – це речовини, які впливають на швидкість реакції, але самі не витрачаються в процесі її проходження. У більшості випадків каталізатори прискорюють реакцію. **Інгібітори** – це речовини, які уповільнюють реакції.

Реакції, які відбуваються під впливом каталізатора, називають **каталітичними**, а явище зміни швидкості реакції під впливом каталізаторів – **каталізом**.

В залежності від агрегатного стану реакційної суміші і каталізатора розрізняють:

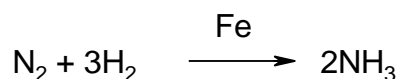
Гомогенний каталіз – реагуючі речовини і каталізатор знаходяться в однаковому агрегатному стані.

Наприклад:



Гетерогенний каталіз – реагуючі речовини і каталізатор знаходяться в різних агрегатних станах.

Наприклад: контактний спосіб виробництва сульфатної кислоти при участі ванадій (5) оксиду, синтез аміаку за участю заліза.

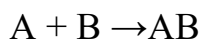


У гетерогенному каталізі каталізатор поглинає (адсорбує) своєю поверхнею реагуючі речовини, в результаті чого концентрація в одиниці об'єму збільшується і швидкість зростає.

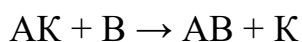
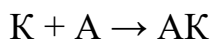
Слід відмітити, що на сьогоднішній день немає єдиної теорії каталізу. Це, по всій імовірності тому, що природа каталітичної дії, механізми каталітичних перетворень досить різноманітні.

Теорія утворення проміжних сполук.

Схема реакції без каталізатора:



Роль каталізатора:



Каталізатор вступає в реакцію з одним із реагентів (А), утворюючи проміжний комплекс, який далі взаємодіє з речовиною В.

Каталізатор прискорює перебіг реакції, створюючи умови для нового шляху реакції або для механізму з більш низькою енергією активації.

Характеризуючи каталітичні реакції, слід вказати на їх наступні особливості:

1) каталізатор не впливає на глибину проходження реакції, тобто на її рівновагу і константу рівноваги, він лише прискорює реакцію

2) каталізатори проявляють селективність по відношенню до реакцій: речовина, що прискорює одну реакцію може бути зовсім неефективною для іншої.

3) прискорювальна роль каталізатора полягає в утворенні активованих комплексів. Активований комплекс за участю каталізатора має більш низьку енергію активації, ніж активований комплекс, що виникає без участі каталізатора.

Важливу роль в біохімічних процесах відіграє ферментативний каталіз. Надзвичайно складна система управління життєвими процесами в організмі базується в значній мірі на каталізі. Дихання, травлення, синтез білків, перетворення хімічної енергії в механічну – процеси, які відбуваються за участю ферментів – біологічних каталізаторів, які мають білкову природу. Як

правило, це комплексні сполуки, активним центром яких є біметал

Ферменти каталізують різноманітні реакції. В живому організмі їх є тисячі і вони мають свої особливості:

1) для них характерна висока каталітична активність. Природа створила високоефективні каталізатори, які сприяють тому, що реакції в живих організмах проходять з високими швидкостями;

2) складна органічна будова;

3) характерна висока специфічність дії, тобто кожен фермент каталізує лише певну реакцію;

4) після проходження реакції тратиться активність каталізатора – відбувається його інактивація.

Ферменти досить чутливі до умов проходження реакцій. Солі важких металів інактивують дію ферментів, що лежить в основі їх токсичної дії на організм.

Ферменти відіграють важливу роль у проведенні багатьох технологічних процесів. Вони використовуються в процесах приготування їжі, у виробництві харчових продуктів і напоїв, фармацевтичних препаратів. Деякі захворювання пов'язані з нестачею або надлишком ферментів.

За участю ферментів відбуваються процеси бродіння, конверсії органічних відходів, і т.і.

Якісний стрибок у розвитку гетерогенного каталізу дали цеоліти, які використовуються як носії. Цеоліти – алюмосилікати, що мають загальну формулу $Me^{n+}O \cdot Al_2O_3 \cdot xSiO_2 \cdot yH_2O$, де Me – лужний або лужно-земельний метал, n^+ – ступінь його окиснення.

Слід відмітити, що на сьогоднішній день немає єдиної теорії каталізу. Це, по всій імовірності тому, що природа каталітичної дії, механізми каталітичних перетворень досить різноманітні.

Каталітична активність твердих каталізаторів тим вища, чим сильніше реагенти адсорбуються на поверхні, зберігаючи при цьому рухомість, і чим слабкіше продукти реакції утримуються поверхнею. Є докази того, що

активними центрами каталізу являються місця виходу на поверхню дислокацій, на яких локалізуються електрони або дірки.

Каталізатори на цеолітових носіях дозволили одержати високооктановий бензин із метанолу, що дуже перспективно. А при переробці нафти на цеолітових каталізаторах можна довести вихід високооктанового бензину до 60 і навіть 70%.

Серед механізмів хімічних реакцій особливе місце відводиться ланцюговим реакціям.

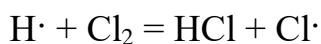
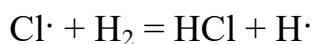
Цей тип реакцій, які складаються з великої кількості стадій, що швидко йдуть одна за одною. Вчені Гіншелвуд та Семенов були нагороджені Нобелівською премією за вивчення механізмів цих процесів.

Реакція $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ реакція відбувається за такою схемою:

1) утворення вільних радикалів – зародження ланцюга:



2) розвиток ланцюга:



3) обрив ланцюга:



В таких реакціях виділяють наступні випадки :

1) ланцюг обривається і реакція припиняється ;

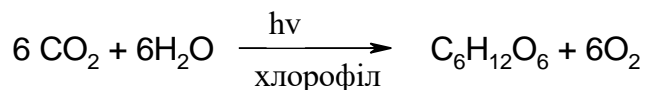
2) просто ланцюгова реакція;

3) розгалуження ланцюга – як правило, закінчується вибухом.

Вільні радикали відіграють важливу роль у різноманітних біологічних процесах. Встановлено, що велика кількість канцерогенних агентів містять в собі вільні радикали.

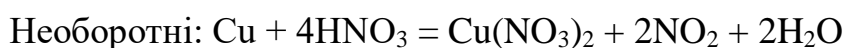
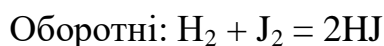
Фотохімічні реакції – це реакції, що відбуваються під впливом променевої енергії. Найважливішою із цих реакцій є реакція фотосинтезу –

синтез складних органічних речовин в процесі життєдіяльності рослин.



Хлорофіл – це комплексна сполука Mg – порфіринів. Фотосинтез – це природний механізм перетворення сонячної енергії на енергію хімічних зв'язків. Щороку рослини синтезують 450 млрд. т органічних речовин.

Всі хімічні реакції поділяють на оборотні і необоротні.

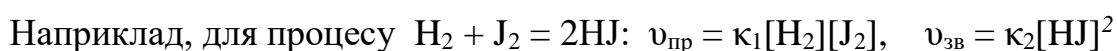


Оборотними є ті процеси, які можуть відбуватись у двох протилежних напрямках.

Більшість хімічних реакцій є оборотними.

Для кожної оборотної реакції існують умови, коли одночасно можуть відбуватись як пряма, так і зворотна реакція. І, коли швидкості прямої та зворотної реакції зрівнюються, настає момент хімічної рівноваги.

Це не означає, що реакція припинилась, але проходить так, що за одиницю часу скільки речовин вступають в реакцію, стільки утворюється продуктів.



Якщо прийняти, що швидкості прямої і зворотної реакції зрівнялись, тоді:

$$v_{\text{пр}} = v_{\text{зв}} \Rightarrow \kappa_1[\text{H}_2][\text{J}_2] = \kappa_2[\text{HJ}]^2,$$

За певних умов відношення $\kappa_1/\kappa_2 = \text{const}$, після перетворень вираз має вигляд:

$$\frac{\kappa_1}{\kappa_2} = \frac{[\text{HJ}]^2}{[\text{H}_2][\text{J}_2]} = K \text{ рівн}$$

Константа рівноваги – це відношення добутку концентрацій продуктів реакції до добутку концентрацій вихідних речовин у ступенях, що

відповідають їх стехіометричним коефіцієнтам.

Константа рівноваги визначає глибину протікання реакції: чим більше значення константи, тим повніше взаємодіють речовини.

Стан рівноваги можна змістити за допомогою таких чинників: зміна температури, тиску, концентрації речовин. Каталізатор на стан рівноваги не впливає, так, як одночасно прискорює як пряму, так і зворотню реакцію.

Зміщення хімічної рівноваги підпорядковується принципу **Ле-Шательє**:

При дії на систему певного чинника (температури, тиску, концентрації) рівновага зміщується в бік тієї реакції, яка послаблює зовнішній вплив.

Наприклад, для реакції: $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}_2 + Q$ стан рівноваги можна порушити дією таких факторів:

а) зміна концентрації

При підвищенні концентрації однієї із речовин рівновага зміщується в той бік, який сприятиме витраті даної речовини. Якщо підвищити концентрацію Хлору, рівновага зміститься вправо.

При пониженні концентрації однієї із речовин рівновага зміщується в той бік, який сприятиме накопиченню даної речовини. Якщо понизити концентрацію нітроген (II) оксиду, рівновага зміститься вліво.

б) зміна тиску

В данному випадку потрібно порахувати число молів газоподібних речовин з правого та лівого боку: $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}_2 + Q$

3 моль 2 моль

При збільшенні тиску рівновага зміститься в бік утворення меншого числа молекул . В нашій задачі при збільшенні тиску рівновага зміститься вліво.

При зменшенні тиску рівновага зміститься в бік утворення більшого числа молекул .

в) зміна температури

При збільшенні температури рівновага зміститься в бік ендотермічного процесу – тобто в бік реакції з поглинанням теплоти.

В нашій задачі при збільшенні температури рівновага зміститься вліво.

При зменшенні температури рівновага зміститься в бік екзотермічного процесу – тобто в бік реакції з виділенням теплоти.

Контрольні запитання

1. Дією яких факторів можна змістити рівновагу в реакції $\text{H}_2 + \text{S} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{Q}$ в бік утворення сірководню ?
2. Швидкість реакції при температурі 0°C становить 1 моль/л·с. Обчисліть швидкість цієї реакції (моль/л·с) при температурі 30°C , якщо температурний коефіцієнт дорівнює двом.
3. Як зміниться швидкість реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ при збільшенні концентрації NO і O_2 в 2 рази:
4. Визначте, у скільки разів збільшиться швидкість реакції $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$, якщо концентрації реагуючих речовин збільшити в 2 рази.
5. Обчисліть температурний коефіцієнт реакції розкладу сірководню, якщо при збільшенні температури на 30°C швидкість процесу зростає у 27 разів.

Енергетика хімічних процесів

Термодинаміка. Поняття про систему. I закон термодинаміки. Внутрішня енергія та ентальпія. Термохімія. Закони Гесса. Ентропія. II закон термодинаміки. Енергія Гіббса та наперямленість хімічних процесів.

Важливою особливістю хімічних процесів є утворення нових речовин. Але, не менш важливим є поглинання чи виділення енергії в процесі реакції. Наприклад, реакції горіння палива, які мають велике практичне значення. Достатньо сказати, що більша частина енергії в сучасному світі (~90%)

виробляється саме при спалюванні палива: на частину нафти 39%, природного газу 24%, вугілля 22% енергії.

Теплота знайома кожному з нас. Однак, її природа не зовсім така проста, як здається. До початку 19 ст. в уявленнях про теплоту панувала теорія, згідно якої в тілах присутній теплород – невагома, невидима рідина, яка перетікає з 1 тіла до іншого.

Слово „температура” в перекладі з латини означає „правильне співвідношення”. Альтернативою до тепловодної теорії стала молекулярно-кінетична теорія, яка пов’язувала теплоту з рухом молекул. В кінці 18 ст. було доведено, що „кількість теплоти” в різноманітних процесах не зберігається і що теплота може виникати в результаті механічного руху.

Однак, остаточно зрозуміти природу теплоти вдалося після відкриття І закону термодинаміки.

Термодинаміка – це наука, що вивчає взаємоперетворення різних форм енергії та її обмін між системою та зовнішнім середовищем, а також енергетичні ефекти, що супроводжують хімічні процеси, можливість і напрямок самочинного перебігу процесу.

Вона розглядає лише початковий і кінцевий стани, не враховуючи шляху перебігу реакції.

Будь-який об’єкт, який вивчає термодинаміка, називається **термодинамічною системою**.

Система – це деяка частина матеріального світу, обмежена реальною або уявною поверхнею.

В якості системи можна розглядати як колбу з розчином, так і автомобільний двигун, живий організм, планету в цілому.

Система може обмінюватись із зовнішнім середовищем речовиною та енергією. Обмін енергією здійснюється як у формі теплоти, так і роботи.

Відкрита система – обмінюється і речовиною і енергією.

Закрита система – обмінюється лише речовиною.

Ізольована система – не обмінюється ні речовиною ні енергією.

Людський організм являється відкритою системою.

Стан системи визначається сукупністю її властивостей і характеризується термодинамічними параметрами – температурою, тиском, масою, тощо. Зміна одного із параметрів спричиняє зміну стану системи.

Для термодинамічного опису стану системи використовують функції стану – параметри, які залежать від стану системи в конкретний момент часу. Це повна та внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, енергія Гіббса. Зміна функції дає уявлення про енергетику процесу.

Речовини містять енергію у прихованому вигляді, запас якої залежить від кількості, складу і стану речовини. Вона вивільняється під час хімічних і деяких фізичних перетворень і називається внутрішньою енергією (U). Внутрішня енергія включає усі види енергії руху та взаємодії частинок системи, крім кінетичної та потенціальної енергії. Для термодинаміки має значення зміна ΔU при зміні стану і умов існування системи. Одиниця вимірювання – кДж/моль.

Тепловий ефект реакції Q – кількісна міра зміни внутрішньої енергії реакції, кількість енергії, яка виділяється, або поглинається в процесі реакції.

Екзотермічна реакція відбувається із виділенням теплоти, ендотермічна – із поглинанням.

Ентальпія ΔH – термодинамічна функція, що характеризує тепловий ефект при постійному тиску.

$$Q = -\Delta H$$

Якщо $\Delta H > 0$, реакція ендотермічна

$$\Delta H < 0, \text{ реакція екзотермічна}$$

Зв'язок між зміною внутрішньої енергії та зміною ентальпії відображає

I закон термодинаміки:

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V$$

Енергія ізольованої системи стала і зберігається за будь-яких змін, або кількість теплоти, наданої системі, витрачається на приріст внутрішньої

енергії та на виконання системою роботи.

І закон термодинаміки підходить для будь-яких систем, в тому числі і для живих організмів. Протікання життєвих процесів потребує затрат енергії, єдиним джерелом якої для живого організму є їжа.

Добре знайома всім калорійність харчових продуктів – це теплота їх окиснення киснем повітря.

Термохімія – це розділ термодинаміки, який вивчає енергетичні ефекти реакції. Для порівняння теплових ефектів різних процесів термохімічні розрахунки роблять відносно одного моля речовини за стандартних умов (температура 298 К або 25°C, тиск 101325 Па або 1 атм).

Теплові ефекти (ентальпії) можна розрахувати, виходячи з теплот утворення (згоряння, нейтралізації, розчинення) речовин. Виражають її у джоулях (1 кал = 4,184 Дж).

Стандартна ентальпія утворення складної речовини – зміна ентальпії у процесі утворення 1 моля її із стабільних форм простих речовин за стандартних умов.

Найважливішими постулатами термохімії є закони:

1) Закон Лавуазьє-Лапласа

Ентальпія прямої реакції рівна за абсолютним значенням і протилежна за знаком ентальпії зворотної реакції. $\Delta H_{\text{пр}} = -\Delta H_{\text{зв}}$

2) Закон Гесса

Ентальпія хімічної реакції залежить лише від початкового і кінцевого стану речовин і не залежить від проміжних стадій.

Закон Гесса дає можливість обчислювати ентальпії в таких випадках, коли їх неможливо поміряти.

Наприклад, для реакції

$\text{C}_{\text{тв}} + \frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{CO}$ ΔH поміряти неможливо, бо разом з CO завжди утворюється CO₂.

Але, якщо виміряти ΔH реакцій:



—

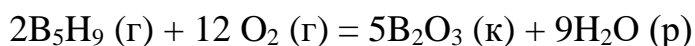


Наслідки із закону Гесса:

- 1) ентальпія утворення не залежить від способу добування сполуки;
- 2) ентальпія реакції дорівнює різниці між сумою ентальпій утворення продуктів і сумою ентальпій утворення вихідних речовин із врахуванням стехіометричних коефіцієнтів.

$$\Delta H_{(\text{реак})} = \sum n \Delta H_{(\text{прод})} - \sum n \Delta H_{(\text{реак})}$$

Наприклад, для реакції



$$\Delta H_{(\text{реак})} = 9 \Delta H^\circ(H_2O) + 5 \Delta H^\circ(B_2O_3) - 2 \Delta H^\circ(B_5H_9)$$

ΔH° — стандартні ентальпії утворення речовин — в таблицях

ΔH° простих речовин дорівнює нулю.

Термодинаміка вивчає процеси взаємного перетворення різних видів енергії .

Однією із фундаментальних особливостей природних процесів є їх необоротність — самочинно вони протікають лише в одному напрямку. Наприклад, чайник з гарячою водою поступово вистигає, але неможливо його нагріти шляхом охолодження навколишнього середовища; життя так само йде в одному напрямку. Звичайно, деякі процеси можна змусити йти в зворотному напрямку (розкласти воду на водень і кисень), але для цього потрібно затратити енергію.

Хімічна термодинаміка дає відповідь на питання про можливість самочинного перебігу процесу.

Вчені Бертло і Томсен виказали припущення, що самовільно проходять лише екзотермічні процеси. Але пізніше стали відомими обмеження цього припущення: ендотермічні реакції, що проходять при підвищеній температурі. Отже, в природі існує загальний закон, який визначає напрямок перебігу реакцій.

Природні процеси здійснюються у напрямку, при якому безладність у системі зростає, тобто, вона переходить з менш неупорядкованого стану у більш неупорядкований.

Отже, критерієм напрямленості процесу є міра неупорядкованості системи.

Термодинаміка вводить функцію S .

Ентропія (S) – це кількісна міра неупорядкованості, хаотичності системи.

II закон термодинаміки

В ізольованій системі спонтанно відбуваються процеси у напрямку збільшення ентропії.

Таким чином, якщо

Якщо $S > 0$, процес термодинамічно можливий

$S < 0$, процес термодинамічно неможливий

$S = 0$ система перебуває в стані рівноваги.

В ході реакції ентропія збільшується при переходах :

Тверда речовина \rightarrow рідина \rightarrow газ,

тобто найбільш хаотичною формою існування речовини є газ.

Сумісний вплив на систему ентальпійного та ентропійного факторів визначає функція:

Енергія Гіббса ΔG – міра стійкості системи при постійному тиску.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

ΔH – ентальпія;

T – температура;

ΔS – ентропія.

Якщо

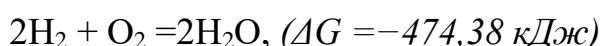
$\Delta G > 0$, процес можливий в зворотньому напрямку

$\Delta G < 0$, процес можливий в прямому напрямку

$\Delta G = 0$ система перебуває в стані рівноваги.

Таким чином, обрахувавши величину ΔG , можна не проводячи експерименту сказати, буде відбуватись реакція чи ні.

Наприклад, розглянемо реакцію



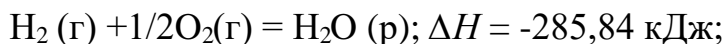
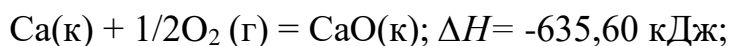
Оскільки $\Delta G < 0$, то дана реакція можлива, але відомо, що вона за звичайних умов не проходить. Але, якщо запалити сірник – одразу пролунає вибух.

Отже, термодинаміка визначає можливість проходження реакції. Якщо вона термодинамічно можлива, тоді можна підбирати умови для її проходження. Якщо реакція є термодинамічно неможливою, тоді немає змісту шукати каталізатор, температуру, інші умови для її проходження – вона не відбудеться.

Контрольні запитання

1. Розрахуйте, чи можливе відновлення діоксиду титану коксом до вільного металу за 2500 К за схемою: TiO_2 (кр) + 2C(графіт) = Ti (кр) + 2CO (г), якщо відомі значення ентальпії утворення ΔH у кДж/моль для TiO_2 (–942,9) і CO (–110,5), а також значення ентропії ΔS у Дж/моль · К для TiO_2 (50,3), C (5,7), Ti (30,6) і CO (197,5). Залежністю ΔH і ΔS від температури можна знехтувати.

2. Тепловий ефект якої реакції дорівнює теплоті утворення гідроксиду кальцію? Обчисліть теплоту утворення гідроксиду кальцію, виходячи з таких термохімічних рівнянь:



Окисно-відновні реакції

Формування теорії окиснення-відновлення. Ступінь окиснення і валентність. Основні положення теорії окиснення-відновлення. Методика складання ОВР. Найважливіші окисники та відновники. Типи окисно-відновних реакцій.

Приклади окисно-відновних реакцій є основними із тих, що відбуваються в природі. Вони мають велике значення в теорії і практиці. Фотосинтез, дихання, засвоєння їжі рослинами і тваринами організмами, гниття і багато інших процесів – все це ланцюги окисно - відновних реакцій. Вся металургійна промисловість базується на окисно - відновних реакціях, в ході яких одержуються метали з природних сполук. Одержання фосфору, сірки, хлору, аміаку, лугів, деяких кислот пов'язано з окисно - відновними процесами. Окисно - відновні реакції лежать в основі роботи гальванічних елементів, акумуляторів. Безумовно, що знання суті даного типу реакцій особливо необхідно для спеціалістів механіко - інженерного і біологічного профілю.

Першу хімічну реакцію, людство провело тоді, навчилось добувати вогонь. З тих пір реакції горіння відіграють першочергову роль у нашому житті: вони приносять тепло, допомагають вилучати цінні компоненти із природної сировини.

І теорія, яка намагалась пояснити процеси горіння – теорія флогістона (Шталь).

Згідно неї будь-яка речовина, що здатна горіти, містить флогістон:



II теорія (Лавуазьє, Ломоносов) – киснева теорія горіння.

Процес окиснення – це процес приєднання кисню: $2\text{Fe} + \text{O}_2 = 2\text{FeO}$

Процес відновлення – це процес віднімання кисню: $\text{FeO} + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}$

Киснева теорія була значним кроком вперед, але з експериментальних досліджень було видно, що деякі речовини горять не лише в кисні, а й в хлорі, бромі тощо. Отже, окиснення – це не лише приєднання кисню.

III теорія – в 1914р. російський вчений Писаржевський запропонував електронно-іонну теорію окисно-відновних реакцій.

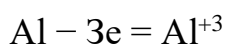
Окисно-відновними називають такі реакції, в яких є елементи, що змінюють свій ступінь окиснення.

Ступінь окиснення – це умовний заряд, який виникає на атомі даного елемента при умові зміщення електронної густини в молекулі до більш електронегативного елемента; це число відданих або приєднаних електронів

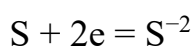
Ступінь окиснення може бути:

1. *Нульове значення* ступенів окиснення мають атоми простих речовин, наприклад: H_2 , Cl_2 , Na , C , Cu , оскільки у них зв'язуюча електронна хмара не зміщена (симетрична).

2. *Позитивні* ступені окиснення визначаються числом відданих електронів, наприклад:



3. *Негативні ступені* окиснення визначаються числом приєднаних електронів, наприклад:



Валентність елемента – це число хімічних зв'язків, які утворює атом даного елемента

- валентність визначається числом неспарених електронів, інколи

числом неподілених пар електронів або вільних орбіталей (Li(1), C(2,4), N(3,4), F(1)).

Визначення ступеня окиснення:

1) *постійний ступінь окиснення мають:*

- Гідроген (+1): H^+ , за винятком гідридів металів, у яких він дорівнює -1 : $Ca^{+2}H_2^-$;

- Оксиген (-2): O^{-2} , за винятком пероксидів, у яких він дорівнює -1 : $H_2^+O_2^-$; та сполуки із Флуором: $F_2^-O^{+2}$

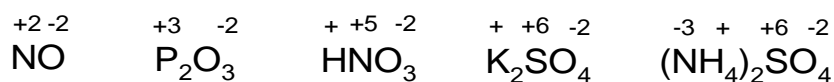
- лужні метали у сполуках мають ступінь окиснення $+1$, а лужноземельні $+2$.

2) *ступінь окиснення атомів у молекулі* визначається із припущення, що алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів у молекулі завжди дорівнює нулю.

Для прикладу обчислимо ступінь окиснення Фосфору в фосфатній кислоті H_3PO_4 . Міркуємо так: сума всіх ступенів окиснення атомів у молекулі повинна дорівнювати нулю.

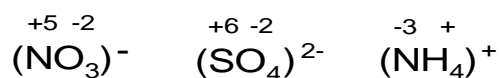
Тому, позначивши ступінь окиснення Фосфору через x і помноживши відомі нам ступені окиснення Гідрогену ($+1$) та Оксигену (-2) на кількість їхніх атомів у сполуці, складаємо рівняння: $(+1) \cdot 3 + X + (-2) \cdot 4 = 0$, звідси $X = +5$.

Інші приклади:



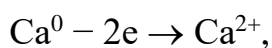
3) *ступінь окиснення атомів у іоні:*

визначається із припущення, що сума ступенів окиснення атомів у іоні завжди дорівнює його заряду :



2. Згідно теорії окиснення-відновлення:

Відновники – це такі атоми, молекули, або іони, які в процесі окисно-відновної реакції віддають електрони:



Процес віддачі електронів називається *окисненням*. Таким чином, відновник в ході реакції окислюється і підвищує свій ступінь окиснення.

Окисники – це такі атоми, молекули, або іони, які в процесі окисно-відновної реакції приєднують електрони :



Процес приєднання електронів називається *відновленням*. Таким чином, окисник в ході реакції відновлюється і понижує свій ступінь окиснення.

Окисно-відновні реакції – це єдність двох протилежних процесів – окиснення і відновлення. Речовина проявляє себе як окисник лише в присутності відновника, і навпаки. В одних реакціях речовина – окисник, в інших – відновник. І кожна з цих властивостей виявляється за певних умов.

Методика складання окисно-відновних реакцій

Розглянемо таку окисно-відновну реакцію:



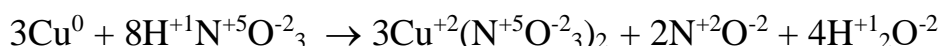
1. Знаходимо ступені окиснення елементів.

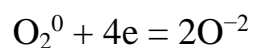
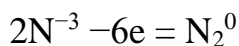
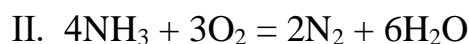
2. Випишемо елементи, що змінили свій ступінь окиснення і вкажемо число відданих і приєднаних електронів:



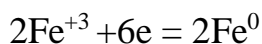
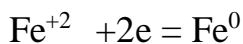
3. Знаходимо додаткові множники, щоб зрівняти число електронів в обох напіврівняннях.

4. Проставляємо додаткові множники у рівняння реакції і урівнюємо його у такій послідовності: метали → кислотні залишки (неметали) → водень → кисень:



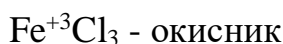
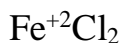


Якщо є 2 атоми, то спочатку урівнюємо напіврівняння.

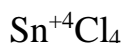
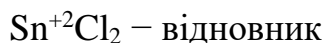


Найважливіші окисники та відновники

До числа сильних окисників, що широко використовуються на практиці, відносять: галогени (Cl_2 , Br_2 , J_2 , F_2), MnO_2 , KMnO_4 , CrO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2SO_4 , HNO_3 та її солі, O_2 , O_3 , H_2O_2 та інші сполуки. До окисників також відносять сполуки, у яких елемент проявляє вищий ступінь окиснення:



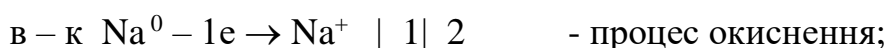
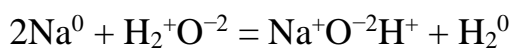
Лужні та лужноземельні метали є сильними відновниками. Приклади інших відновників: H_2 , CO , H_2S , SO_2 , H_2SO_3 , та її солі, галогеноводні (крім HF), SnCl_2 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. До відновників також відносять сполуки, у яких елемент проявляє нижчий ступінь окиснення:



Типи окисно-відновних реакцій

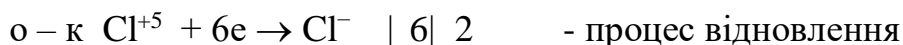
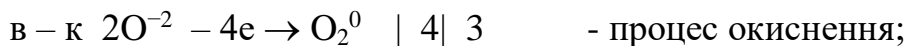
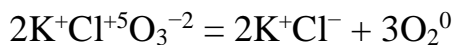
За механізмом перебігу розрізняють: міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні та реакції диспропорціювання.

Міжмолекулярні - це реакції, в яких окисник і відновник є *різними речовинами*. Прикладом міжмолекулярної окисно-відновної реакції є:

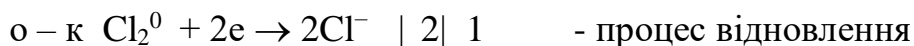
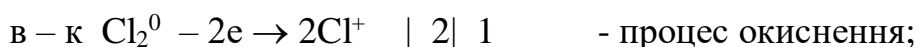




У внутрішньомолекулярних реакціях зміна ступеня окиснення атомів має місце в одній молекулі. Прикладом внутрішньомолекулярної реакції є реакція розкладання бертолетової солі:



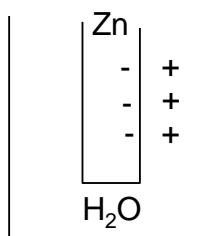
У реакціях диспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення) окисником і відновником є атоми того самого елемента. Прикладом такої реакції є реакція диспропорціювання хлору в лужному середовищі:



Напрямок перебігу ОВР

Кристалічна гратка металів має таку будову у вузлах гратки знаходяться позитивні іони, у просторі між ними рухаються вільні електрони.

Якщо помістити металічну пластинку у розчин, під впливом полярних молекул води іони відриваються з поверхні металу, переходять у приелектродний шар, надаючи йому позитивного заряду. Утворюється ПЕШ.



Виникає певна різниця потенціалів, абсолютне значення якого виміряти неможливо. Потенціали металів вимірюють відносно стандартного водневого електрода, потенціал якого прийнятий за нуль.

При проходженні реакцій відбувається робота, яка визначається енергією Гіббса.

$$\Delta G = - n\Delta E F$$

де n – число електронів

ΔE – різниця потенціалів окисника та відновника

F – стала Фарадея

Для реакції у розчині напрямок перебігу визначається величиною $\Delta E = E_{\text{ок}} - E_{\text{від}}$

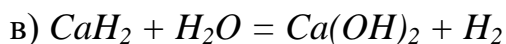
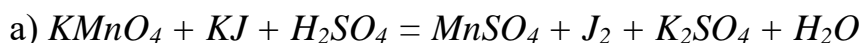
Якщо $\Delta E > 0$, то реакція за даних умов можлива.

Контрольні запитання

1. Визначте ступінь окиснення хлору в сполуках: KCl ; Cl_2 ; KClO ; KClO_4 .

2. Які процеси: окиснення чи відновлення відбуваються в зазначених схемах: а) $\text{C}^0 \rightarrow \text{C}^{+4}$, б) $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^{+6}$, вкажіть кількість відданих чи приєднаних електронів.

3. Підберіть коефіцієнти в рівняннях таких реакцій:



Розчини

Поняття про розчини. Причини утворення розчинів. Тепловий ефект розчинення. Гідратна теорія Менделєєва. Концентрація розчинів та способи її вираження. Явище осмосу. Закон осмотичного тиску Вант-Гоффа. Закони Рауля та їх значення.

Ще із часів алхімії вважалося, що речовини реагують лише в розчиненому стані. Якщо, наприклад, взяти сухі порошки $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ та KJ , перемішати їх, то ніякої реакції спостерігати не будемо. Якщо ж додати води

– одразу ж з'явиться яскраво-жовте забарвлення. Інший приклад – сухий лимонад – суміш соди, лимонної кислоти, цукру, барвника. Якщо до такого порошку додати воду, утвориться забарвлена газувата вода.

Можна привести іще багато подібних прикладів. Підраховано, що 99% всіх реакцій відбуваються саме у розчині.

Якщо розглянути суміш води і цукру:

Вода – це розчинник

Цукор – розчинена речовина

Отже, розчин складається із розчинника і розчиненої речовини.

Розчин – це гомогенна система змінного складу, яка складається із розчинника, розчиненої речовини та продуктів їх взаємодії.

Найпоширеніший розчинник – вода, крім того, є ще спирти, ефіри, ацетон, аміак та ін.

Розчини класифікують за розміром частинок (істинні та колоїдні) і за агрегатним станом (газові, рідкі, тверді – сплави).

Якщо змішати воду і спирт, що із них розчинник, а що розчинена речовина? Розчинником, як правило виступає речовина, якої в розчині є більше.

Причинами утворення розчинів є фізичні та хімічні сили взаємодії між розчинником та розчиненою речовиною.

Фізичні сили (сили Ван-дер-Ваальса)

- 1) орієнтаційні – коли взаємодіють між собою 2 полярні молекули;
- 2) індукційні сили – полярна молекула взаємодіє з неполярною викликає у тієї тимчасовий диполь;
- 3) дисперсійні сили – взаємодіють дві неполярні молекули, при цьому утворюються миттєвий диполь у кожній із них.

Хімічні сили

- 1) Водневий зв'язок – зв'язок, що виникає між іоном гідрогену та електронегативним елементом.

механічні суміші. Як хімічні сполуки розчини однорідні. При розчиненні речовин відбувається виділення теплоти, отже і це вказує на хімічну природу.

Відмінність – змінний склад розчину, який наближає їх до механічних сумішей.

Процеси розчинення можуть відбуватись як із виділенням, так із поглинанням тепла ($\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$, $\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$)

Тепловий ефект розчинення складається із двох стадій:

1) Руйнування кристалічної ґратки розчиненої речовини молекулами розчинника. На цей процес енергія поглинається ($-Q_1$).

2) Взаємодія частинок зруйнованої кристалічної ґратки з молекулами розчинника. Під час процесу енергія виділяється ($+Q_2$).

Якщо $-Q_1 > +Q_2$ – процес ендотермічний

Якщо $-Q_1 < +Q_2$ – процес екзотермічний

Д.І. Менделєєв встановив, що молекули розчинника взаємодіють з молекулами розчиненої речовини, утворюючи сольвати, якщо розчинником є вода – гідрати.

Якщо взяти CuSO_4 – колір білий

$\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – з водою колір синій

Вода, яка входить до складу кристалогідрату, називається кристалізаційною.

Одні речовини добре розчиняються у воді, інші погано, деякі взагалі не розчиняються. Розчинність – це здатність речовин розчинятись у тому чи іншому розчиннику. Мірою розчинності речовин є концентрація.

За ступенем концентрованості є:

1) насичені – розчини, які знаходяться у динамічній рівновазі з надлишком розчиненої речовини;

2) ненасичені – в таких розчинах є менше насиченої речовини, ніж в насичених;

3) пересичені – в таких розчинах є більше насиченої речовини, ніж в насичених;

Концентрація – це певна кількість розчиненої речовини у певному об'ємі розчину або розчинника.

Способи вираження концентрації:

1) Масова частка – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину;

показує скільки грамів розчиненої речовини міститься в 100 г розчину.

$$w = m_{\text{роз.реч.}} \cdot 100\% / m_{\text{розч}}$$

Наприклад, для того, щоб приготувати 100 г 15% розчину солі, потрібно взяти 15 г солі і 85 г води.

Задача 1. Визначити масову частку цукру в розчині, якщо 50 г цукру додали в 250 мл води.

1 спосіб: 300 гр – 100%

50 гр – x%

$$x = 50 \cdot 100 / 300 = 16,8\%$$

2 спосіб: $w = 50 \cdot 100\% / 300 = 16,8\%$

2) Молярна концентрація (молярність) – вказує на кількість молів розчиненої речовини в 1л розчину.

$$C_m = m \cdot 1000 / (V \cdot M) \quad ,$$

де m – маса розчиненої речовини;

V – об'єм розчину;

M – молярна маса розчиненої речовини

Якщо:

в 1л розчину є 1 моль розчиненої речовини – 1М– одномолярний розчин;

0,1 моль розчиненої речовини – 0,1М децимолярний розчин;

0,01 моль розчиненої речовини – 0,01М сантимольярний розчин;

0,001 моль розчиненої речовини – 0,1М мілімолярний розчин;

Задача 2. Визначити молярність водного розчину сульфату натрію, якщо в 200мл розчину міститься 14,2 г Na_2SO_4 .

1 спосіб: $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = m/M = 14,2/142 = 0,1$ моль

0,1 моль – 2000 мл

x моль – 1000 мл

$$x = 1000 \cdot 0,1 / 2000 = 0,5 \text{ моль/л}$$

2 спосіб:

$$C_m = m \cdot 1000 / (V \cdot M) = 14,2 \cdot 1000 / (200 \cdot 142) = 0,5 \text{ моль/л}$$

3) Нормальна концентрація (нормальність) – вказує на кількість моль-еквівалентів розчиненої речовини в 1л розчину.

$$C_n = m \cdot 1000 / (V \cdot E)$$

де m – маса розчиненої речовини;

V – об'єм розчину;

E – еквівалентна маса розчиненої речовини

Якщо: в 1л розчину є 1 моль-екв розчиненої речовини – 1М–однонормальний розчин;

0,1 моль-екв розчиненої речовини – 0,1М децинормальний розчин;

0,01 моль-екв розчиненої речовини – 0,1М сантинормальний розчин;

0,001 моль-екв розчиненої речовини – 0,1М мілінормальний розчин;

Задача 3. Визначити нормальність водного розчину сульфату натрію, якщо в 200мл розчину міститься 14,2 г Na_2SO_4 .

$$C_n = m \cdot 1000 / (V \cdot E) = 14,2 \cdot 1000 / (200 \cdot 71) = 1 \text{ моль-екв/л}$$

$$E = M/n \cdot a = 142/1 \cdot 2 = 71 \text{ г-екв/моль}$$

4) Молярна концентрація (молярність) – вказує на кількість молів розчиненої речовини в 1кг розчинника.

$$C_m = m_{\text{роз.реч}} \cdot 1000 / (m_{\text{р-ка}} \cdot M) \quad , \text{ (моль/кг)}$$

де $m_{роз.реч}$ – маса розчиненої речовини;

$m_{р-ка}$ – маса розчинника;

M –молярна маса розчиненої речовини.

5) Мольна частка – це відношення числа молів розчиненої речовини до загального числа молів розчинника та розчиненої речовини.

$$\varphi = n_a / n_a + n_b$$

4. Якщо два розчини з різними концентраціями розділити мембраною (напівпроникною перегородкою), то відбувається напрямлений потік молекул розчинника крізь перегородку із області з меншою концентрацією в область з більшою концентрацією. Саме тому, коли шматочки лимону засипають цукром, а нашинковану капусту пересипають сіллю, вони „пускають сік”. З тієї ж причини прісноводна риба не може жити у морській воді і навпаки.

Це явище називають осмосом.

Осмос– явище проникнення певного виду частинок крізь напівпроникну мембрану.

Тиск, який є причиною осмосу називається осмотичним.

Закон осмотичного тиску (Вант-Гофф)

Осмотичний тиск розчину прямо пропорційний його концентрації та температурі.

$$\pi = CmRT$$

Осмос відіграє важливу роль у життєдіяльності рослин і тварин, оскільки, оболонки їх клітин – ті ж самі напівпроникні мембрани, а клітини наповнені водними розчинами.

Розчини з однаковим осмотичним тиском називають ізотонічними.

У техніці осмос використовують для очистки, опріснення морської води, тощо.

При розчиненні в рідині нелеткої речовини зменшується концентрація розчинника. Згідно з правилом ле-Шательє відбувається конденсація парів над

розчинником і тиск парів зменшується.

Залежність зниження тиску пари розчинників від їх концентрації виражається:

I Закон Рауля

Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини.

Одну із дивовижних властивостей розчинів можна спостерігати зимою: коли сніг або лід посипають сіллю, то вони тануть навіть при сильному морозі. Відбувається це тому, що розчин солі у воді замерзає при більш низькій температурі, ніж чиста вода (сіль топить лід при $21,2\text{ }^{\circ}\text{C}$). Було встановлено, що пониження температури замерзання і підвищення температури кипіння не залежить від природи розчиненої речовини, а лише від її концентрації.

II Закон Рауля.

Підвищення температури кипіння і пониження температури замерзання прямо пропорційне молярності розчину.

Практичне застосування: для охолодження двигунів в зимовий період використовують антифризи. Найбільш розповсюджені антифризи на основі суміші води і етиленгліколю. З підвищенням концентрації етиленгліколю температура замерзання розчину поступово знижується. (при вмісті етиленгліколю 60% температура замерзання становить $49,3\text{ }^{\circ}\text{C}$).

Закони Вант-Гоффа та Рауля справедливі для неелектролітів.

Контрольні запитання

1. Які маси 20% та 40% розчину потрібно взяти, щоб приготувати 300 г 25% розчину.
2. Яка молярність 20% розчину нітратної кислоти, якщо густина розчину становить 1,01 г/мл.
3. Визначити молярність та нормальність водного розчину кальцій нітрату, якщо в 250 мл його міститься 16,4 г $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
4. Обрахувати рН 0,005M водного розчину сульфатної кислоти.

5. Значення рН ацетатної кислоти становить 3,0. Знайти концентрацію кислоти в розчині.

6. В якому співвідношенні концентрацій потрібно взяти натрій гідрогенфосфату та натрій дигідрогенфосфату для одержання буферного розчину з $\text{pH} = 7,2$.

7. Обчислити температуру замерзання та кипіння водного розчину глюкози, масова частка якої у розчині 15 %.

8. При розчиненні 0,029 моль неелектроліту в 100 г ацетону температура кипіння останнього підвищилась на 0,43 К. Визначити ебуліоскопічну константу.

9. Скільки грамів глюкози міститься в 0,2л розчину, осмотичний тиск якого при 37°C дорівнює 810,6 кПа.

10. Визначити молекулярну масу гемоглобіну, якщо осмотичний тиск розчину (5 г речовини в 100 мл розчину) при 27°C становить 1,82 кПа.

Розчини електролітів

Розчини електролітів. Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса. Ступінь та константа дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Іонні реакції обміну в розчинах електролітів. Іонний добуток води. Водневий показник. Індикатори. Гідроліз солей.

Електроліти – це речовини, водні розчини яких мають електричну провідність, зумовлену рухом заряджених іонів; це речовини, здатні дисоціювати в розчині на іони

Струм в розчинах електролітів – це напрямлений рух іонів до відповідних електродів.

Речовини, які в водному розчині не дисоціюють на іони, називаються неелектролітами (цукор, гліцерин, спирт).

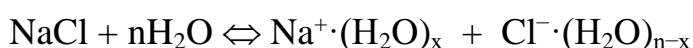
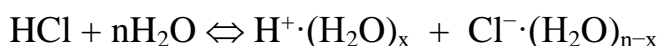
Основні положення теорії електролітичної дисоціації Арреніуса:

1. Електролітичною дисоціацією називається розпад молекул електроліту на іони під впливом полярних молекул розчинника.

2. Процес електролітичної дисоціації є оборотнім і записується так:
 $HNO_3 \Leftrightarrow H^+ + NO_3^-$; $NaOH \Leftrightarrow Na^+ + OH^-$

3. Властивості іонів різко відрізняються від властивостей атома цього елемента.

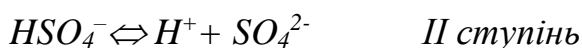
Причиною дисоціації є гідратація іонів:



Процес гідратації є екзотермічним. Внаслідок цього утворюються сольвати.

Кислоти – це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням катіона Гідрогену та аніона кислотного залишку.

Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, наприклад:

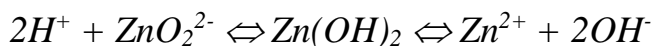


Основи – це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням катіона металу (амонію) та аніона гідроксильної групи (OH^-).

Багатоосновні основи також дисоціюють ступінчасто, наприклад

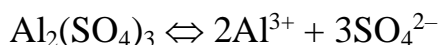


Амфотерні гідроксиди дисоціюють по основному і кислотному типу, наприклад

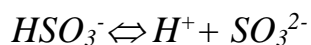


Солі – це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням катіона металу (амонію) та аніона кислотного залишку.

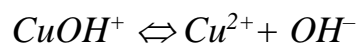
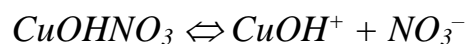
Середні солі дисоціюють в одну стадію:



Кислі солі подібно до багатоосновних кислот, дисоціюють ступінчасто:



Основні солі також дисоціюють ступінчасто:



У розчинах електролітів існує динамічна рівновага між недисоційованими молекулами і іонами.

Відношення числа молекул, які продисоціювали до вихідної кількості розчинених молекул електроліту називається ступенем електролітичної дисоціації і позначається літерою α .

$$\alpha = N_{\text{дис}} \cdot 100\% / N_{\text{заг}}$$

$N_{\text{дис}}$ – кількість молекул, які про дисоціювали;

$N_{\text{заг}}$ – початкова кількість молекул.

За допомогою цього поняття визначають силу електроліту.

Основоположник теорії електролітичної дисоціації шведський вчений Арреніус запропонував в залежності від величини ступеня електролітичної дисоціації поділяти електроліти на:

сильні ($\alpha > 30\%$) – електроліти, які у водному розчині повністю дисоціюють

к-ти: H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , $HClO_4$, HJ , HBr , HF ;

о-ви: KOH , $NaOH$, $Ba(OH)_2$;

солі – всі розчинні у воді.

середні ($\alpha = 5-30\%$) H_3PO_4 , HPO_3

слабкі ($\alpha < 5\%$) – електроліти, які у водному розчині частково дисоціюють

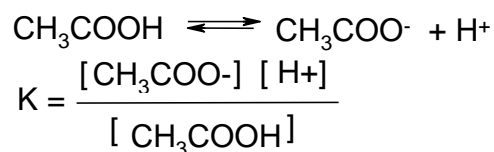
к-ти: H_2SO_3 , H_2S , HNO_2 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_3BO_3 , CH_3COOH , HCN ;

о-ви: NH_4OH , нерозчинні гідроксиди;

солі – всі нерозчинні у воді.

Для характеристики слабких електролітів існує поняття константи електролітичної дисоціації - K .

Ця величина показує відношення добутку концентрації іонів, на які продисоціював електроліт до концентрації недисоційованих молекул



K_d не залежить від концентрації, а залежить від природи речовини і температури.

Якщо

$K_d > 10^{-1}$ сильний електроліт

$K_d \approx 10^{-1} - 10^{-3}$ середньої сили електроліт

$K_d < 10^{-3}$ слабкий електроліт

Між ступенем і константою дисоціації існує взаємоз'язок – закон розбавлення Оствальда.

$$K_d = \alpha^2 \cdot C / (1 - \alpha)$$

Для дуже розбавлених розчинів

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

Із збільшенням концентрації електроліту ступінь його дисоціації зменшується.

Теорія електролітичної дисоціації дала нове пояснення реакціям, що відбуваються між електролітами у водних розчинах. При взаємодії розчинів електролітів відбуваються реакції між іонами, на які дисоціюють молекули реагуючих речовин. Такі реакції називають *іонними*.

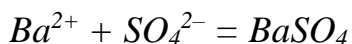
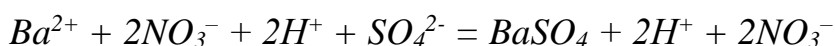
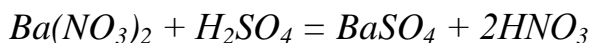
Необхідною умовою проходження реакції між електролітами до кінця є утворення:

- 1. малорозчинних речовин;*
- 2. слабодисоційованих речовин;*

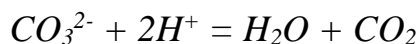
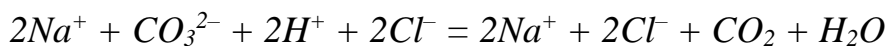
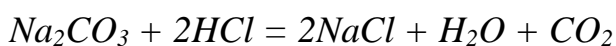
3. газоподібних продуктів.

В іонних рівняннях малорозчинні продукти, а також слабкі електроліти записуються у вигляді молекул, а розчинні дисоційовані сполуки – у вигляді іонів.

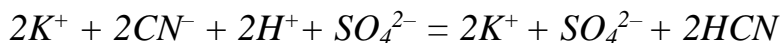
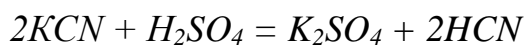
1. Реакція з утворенням малорозчинної сполуки



2. Реакція з утворенням газоподібної сполуки



3. Реакція з утворенням малодисоційованої сполуки



Дослідженнями встановлено, що чиста вода дуже погано проводить електричний струм, а, отже, в незначній мірі дисоціює на катіони Гідрогену H^+ (гідроксонію H_3O^+) та гідроксид-аніони OH^- :



Напишемо вираз для константи дисоціації води

$$K_w = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Дане рівняння можна записати у вигляді:

$$K_w \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

В лівій частині рівняння маємо добуток двох постійних величин K
 $[\text{H}_2\text{O}] = 10^{-14}$. Звідси запишемо:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Одержане рівняння означає, що для води і розведених водних розчинів при постійній температурі добуток концентрацій іонів Гідрогену та гідроксид-іонів є величина постійна. Ця постійна величина називається іонним добутком води.

Водні розчини в залежності від співвідношення $[H^+]$ та $[OH^-]$ можуть мати кислу, лужну, нейтральну реакцію.

Якщо $[H^+] > [OH^-]$ – середовище кисле

$[H^+] = [OH^-]$ – середовище нейтральне

$[H^+] < [OH^-]$ – середовище лужне

Кожна дисоціююча молекула води утворює один катіон Гідрогену і одну гідроксильну групу, тобто $[H^+] = [OH^-]$, отже використовуючи попереднє рівняння можна записати:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ г-іон/л}$$

Такі розчини називаються нейтральними. В кислих розчинах більша концентрація іонів Гідрогену, в лужних – гідроксид-іонів.

Таким чином, реакцію середовища речовин можна характеризувати концентрацією іонів Гідрогену:

$[H^+] = 10^{-7}$ г-іон/л - середовище нейтральне

$[H^+] > 10^{-7}$ г-іон/л - середовище кисле

$[H^+] < 10^{-7}$ г-іон/л - середовище лужне

Користуватися такими величинами незручно і для кількісної характеристики реакції середовища застосовують деякий умовний показник, що позначається через рН і називається водневим показником. Він являє собою від'ємний логарифм концентрації іонів Гідрогену:

$$pH = -\lg [H^+].$$

Користуючись даним показником можна записати:

В нейтральному середовищі $pH = -\lg 10^{-7} = 7$

В кислому середовищі $pH < 7$

В лужному середовищі $pH > 7$.

Точне значення рН можна визначити лише електрохімічним шляхом. Для швидкого та наближеного визначення рН різних розчинів використовують індикатори.

Індикатори – по своїй природі це слабкі органічні кислоти або основи, які змінюють своє забарвлення в залежності від типу середовища.

До кислотно-основних індикаторів відносять метилоранж, лакмус, фенолфталеїн, тощо.

Для того, щоб значення рН в процесі не змінювався, в розчин вводять буферні розчини – суміш розчинів слабкої кислоти або основи та її солі, утвореної сильною основою або кислотою.

Наприклад:

Ацетатний буфер $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$

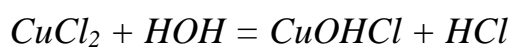
Амонійний буфер $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$

При введенні до буферної суміші розчину сильної кислоти чи основи змінюється концентрація слабкої кислоти або слабкої основи, але рН розчину практично не змінюється.

Гідролізом називається процес взаємодії іонів солі з іонами води, внаслідок чого утворюється слабкий електроліт і, як правило, змінюється рН середовища.

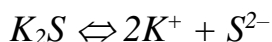
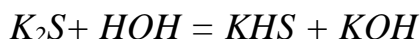
Різноманітні способи утворення солей, а значить і різноманітні реакції гідролізу солей можна звести до таких чотирьох типів.

1. Сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою NH_4Cl , CuCl_2 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, ZnSO_4 гідролізує по катіону, при цьому в результаті реакції утворюється основна сіль:

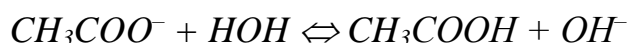
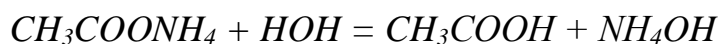


2. Сіль утворена сильною основою і слабкою кислотою NaCN , Na_2CO_3 , K_2S , CH_3COONa гідролізує по аніону, при цьому в результаті реакції

утворюється кисла сіль:



3. Сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою: NH_4CN , CH_3COONH_4 , ZnS , $(NH_4)_2S$. гідролізує і по катіону і по аніону, при цьому в результаті реакції утворюється слабка основа і слабка кислота:



4. Сіль утворена сильною основою і сильною кислотою

K_2SO_4 , $CaCl_2$, $NaNO_3$ не гідролізує

Контрольні запитання

1. Чому дорівнює рН 0,0005 М сульфатної кислоти?
2. Обчислити концентрацію іонів Гідроксилу, якщо рН розчину 0,3.
3. Напишіть рівняння реакцій в молекулярному та іонному виглядах між аргентум (I) нітратом та натрій карбонатом.
4. Серед зазначених солей: а) $CaCl_2$, б) K_2CO_3 , в) $Al(NO_3)_3$ знайдіть сіль, утворену катіоном сильної основи та аніоном слабкої кислоти. Напишіть для неї рівняння реакції гідролізу в молекулярному та іонному виглядах. Вказати рН середовища.
5. Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій взаємодії амфотерних гідроксидів алюмінію і хрому з кислотою і лугом.
6. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу таких солей: амоній карбонат, калій фосфат. Вказати реакцію середовища.

Колоїдні розчини

Загальна характеристика дисперсних систем. Колоїдний стан систем. Види коагуляції. Правило Пескова-Фаянса. Будова міцели. Правила електролітної коагуляції. Поріг коагуляції. Правило Шульце-Гарді.

Суміш рідини і твердої речовини може існувати в трьох формах:

- 1) дійсний розчин, коли тверда речовина знаходиться у вигляді молекул або іонів у розчиннику;
- 2) колоїдна суспензія або золь, коли тверда речовина у вигляді частинок розміром приблизно 1-100 мікрон;
- 3) крупно-дисперсна суспензія.

Між цими формами немає чітких меж, зі збільшенням розміру частинок вони поступово переходять одна в одну.

Сукупність завислих частинок у колоїдній системі називають дисперсною фазою, а середовище, в якому розташовані завислі частинки, називається дисперсійним середовищем.

Колоїдні системи утворюються речовинами в різному агрегатному стані:

№	Дисперсійне середовище	Дисперсна фаза	Назва колоїдної системи
1	Рідина	Тверде тіло	Золь
2	Рідина	Рідина	Емульсія
3	Рідина	Газ	Піна
4	Газ	Тверде тіло	Дим, пил
5	Газ	Рідина	Туман, Аерозоль
6	Тверде тіло	Тверде тіло	Сплав, рубін
7	Тверде тіло	Рідина	Перлини
8	Тверде тіло	Газ	Тверді піни, пемза

Колоїдна хімія вивчає поведінку, властивості і будову систем, які містять частинки відносно великих розмірів, що, як правило не взаємодіють з оточуючим середовищем.

Це так звані дійсні колоїдні ліофобні колоїди. Такі колоїди складаються з подрібнених частинок речовини – твердої, рідкої чи газоподібної,

розташованих в певному середовищі – твердому, рідкому чи газоподібному. Крім того, колоїдна хімія вивчає розчини високомолекулярних сполук (колоїди), вони являють собою істині розчини, але за властивостями більше подібні до колоїдів.

Колоїдна хімія відіграє велику роль практично у всіх процесах, пов'язаних із життєдіяльністю організмів і в багатьох природних процесах. Наприклад, дослідження колоїдів ґрунту – необхідна умова підвищення плодородності землі.

Дисперсні системи одержують двома методами:

1) *конденсацією* – створенням умов, коли атоми і молекули поєднуються в агрегати колоїдних розмірів. Метод конденсації здійснюється через перетворення молекулярних розчинів у колоїди;

2) *диспергування* – подрібнення речовини на малі частинки.

У колоїдній хімії вивчають системи, в яких речовина знаходиться в роздробленому стані. Кількісною мірою роздробленості дисперсної системи служить лінійний розмір частинок a (сферичний - діаметр), або зворотна йому величина $V = 1 / a$, дисперсність, або, питома поверхня S , тобто міжфазна поверхня, яка припадає на одиницю об'єму дисперсної фази.

До колоїдних об'єктів належать частки, величина a яких лежить в межах 10^{-7} – 10^{-9} м (1-100нм).

Більшість реальних систем існує в колоїдному стані. Багато мінералів являють собою дисперсії твердих, а іноді рідких і газоподібних частинок у твердому дисперсійному середовищі.

Річкова вода містить мінеральні та органічні речовини у вигляді частинок різної дисперсності.

Колоїдні розчини мають ряд характерних властивостей:

-вони розсіюють світло, зокрема, спостерігається "ефект Тиндаля", який можна бачити в наступному досліді: яскраве світло від сильної лампи фокусують допомогою конденсорної лінзи на кювету з розчином. При спостереженні збоку чиста рідина або молекулярні розчини представляються

оптично "порожніми", тоді як в разі колоїдного розчину видно яскраво освітлений конус, що вказує на присутність дисперсних частинок, що розсіюють світло;

-подібно істинним розчинів вони проходять без змін через звичайні фільтри, однак на ультрафільтри (мембранах з вибірковою проникністю) колоїдно розчинена речовина затримується;

-для них характерні досить низькі значення колігативних властивостей, що залежать від числа розчинених частинок в об'ємі розчину (зниження тиску пари розчинника над розчином, осмотичний тиск, зниження температури замерзання і підвищення температури кипіння розчину);

-дифузія колоїдних частинок протікає повільніше, ніж в істинних розчинах;

-при електролізі практично вся маса колоїдно розчиненої речовини накопичується біля одного з електродів;

-при тривалому стоянні колоїдні розчини зазвичай стійкі.

Коагуляцію можна викликати дією на колоїдну систему додаванням електролітів, додаванням неелектролітів, механічним впливом (розмішуванням або струшуванням), сильним охолодженням або нагріванням, пропусканням електричного струму, дією променевої енергії. Іноді коагуляція відбувається в результаті хімічних змін, що відбуваються в золі (старіння). У всіх випадках причиною коагуляції є зменшення зв'язку частинок з дисперсійним середовищем.

1) Коагуляція колоїдних розчинів електролітами.

Майже всі електроліти, взяті в достатній кількості, здатні коагулювати колоїдні розчини, так як додавання до колоїдного розчину електроліту веде до збільшення концентрації протиіонів у всіх шарах і в тому числі в адсорбційному шарі, що веде до зменшення дзета-потенціалу. Зв'язок мицел з навколишнім їх дисперсійним середовищем при цьому зменшується і настає коагуляція.

2) Коагуляція сумішшю електролітів.

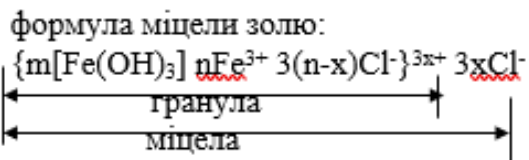
При дії суміші електролітів певної концентрації в одних випадках, кожен електроліт діє згідно зі своєю коагулюючою здатністю, і їх дії підсумовуються. Така взаємодія називається адитивністю. Найчастіше спостерігається зниження коагулюючої активності одного електроліту іншим. Подібна взаємодія називається антагонізмом іонів. Встановлено, що антагоністична дію іонів-коагуляторів спостерігається, коли вони мають різний заряд. Якщо один іон-коагулятор підвищує чутливість (сенсibiliзує) дисперсної фази до коагулюючої дії іншого іона, це явище називають взаємним посиленням або синергізмом. Явища антагонізму і сенсibiliзації мають велике значення при біологічних процесах. Так, наприклад, зростання коренів пшениці пригнічується 0,12 М розчинами хлориду натрію і кальцію, але якщо змішати їх в певній пропорції, то шкідлива дія солей зникне.

3) Взаємна коагуляція колоїдних розчинів.

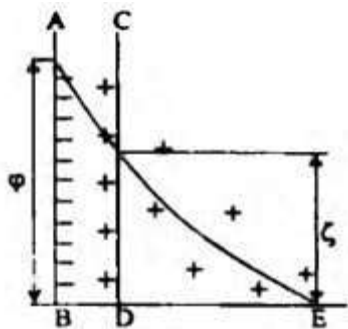
Коагуляція золю може відбуватися також і під впливом мицелл іншого золю, що мають протилежний за знаком заряд. В цьому випадку коагуляцію називають взаємною, так як коагулюють обидва золі. Найбільш повною взаємна коагуляція буде тоді, коли число різнойменних електричних зарядів на частинках обох колоїдів буде однаковою.

У центрі міцели знаходиться скупчення великої кількості молекул або атомів речовини, що утворює золь. На поверхні цього скупчення з дисперсійного середовища адсорбуються іони того чи іншого знака. Якщо поверхня має іонну будову, то, відповідно до правила Панета-Фаянсу, вона адсорбує той іон, який здатний добудувати її кристалічну решітку. Адсорбційний і дифузійний шар противоіонів складається також з іонів, які знаходяться в розчині в надлишку, але мають протилежний заряд. Різниця зарядів всіх потенціалвизначаючих іонів і противоіонів в адсорбційному шарі веде до виникнення електрокінетичного потенціалу колоїдної частинки. Колоїдні частинки разом з дифузійним шаром складають міцелу.

Наприклад, золь ферум(III) гідроксиду :



На межі твердої фази з рідкою в результаті адсорбції іонів або поверхневої дисоціації виникає подвійний електричний шар (ПЕШ) (рис.). Внутрішня обкладка цього шару іонів, незалежно від походження міцно пов'язана з поверхнею твердої фази і визначає знак заряду. Протівоіони під дією електростатичного тяжіння прагнуть розташуватися впритул до поверхні



на відстані іонного радіусу, але цьому перешкоджає тепловий рух іонів, під дією якого іони прагнуть рівномірно розподілитися по об'єму розчину. В результаті боротьби двох тенденцій встановлюється деякий динамічний стан розподілу компенсуючих іонів; частина їх (найближче розташовані)

притягається сильніше і міцно утримується в межах адсорбційного шару, а інші іони виявляються розсіяними, утворюючи дифузний шар. Адсорбційний і дифузний шари складають ПЕШ. Загальна кількість іонів, що входять в ПЕШ, має бути таким, щоб сумарний заряд (з урахуванням знаків) дорівнював нулю. Щільність розподілу іонів зменшується з відстанню від поверхні. Між твердою фазою і розчином виникає певний стрибок потенціалу ϕ , величина якого зменшується по кривій АЕ. Товщина дифузійного шару не постійна і залежить від загальної концентрації електролітів в розчині. Із зростанням концентрації дифузійний шар стискається, при зменшенні, навпаки, він стає ширше.

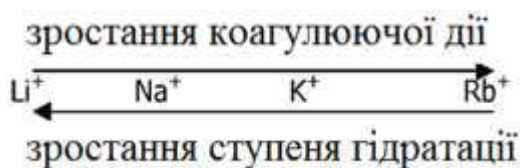
Експериментально встановлені закономірності при коагуляції електролітами:

-коагуляцію викликають будь-які електроліти, але з помітною швидкістю вона починається лише при досягненні певної концентрації; мінімальна концентрація електроліту, при перевищенні якої спостерігається коагуляція, називається порогом коагуляції;

-коагулюючою дією володіє лише той іон електроліту, заряд якого протилежний заряду колоїдної частинки, причому його коагулююча здатність тим сильніше, чим вище валентність; коагулююча здатність двозарядних іонів зазвичай вище в $\approx 10-80$ разів, а тризарядних - в $\approx 350-1500$, ніж іонів однозарядних. Ця закономірність називається правилом Шульце-Гарді:

-в ряду органічних іонів коагулююча дія зростає з підвищенням адсорбційної здатності;

-в ряду неорганічних іонів з однаковим зарядом їх коагулююча активність зростає зі зменшенням гідратації; наприклад, в ряду однозарядних катіонів та аніонів коагулююча активність і гідратація змінюються таким чином:



Подібні ряди, в яких розташовуються іони однакового заряду по зменшенню ступеня гідратації, називаються ліотропними рядами або рядами Гофмейстера.

Контрольні запитання.

1. Колоїдний розчин отриманий в результаті реакції обміну при змішуванні рівних об'ємів розчинів А і Б різних концентрацій. Напишіть і поясніть формулу міцели золю і схему її будови. Визначте, який з двох електролітів матиме менший поріг коагуляції для отриманого золю. $0,002 \text{ M H}_2\text{S}$ $0,0001 \text{ M Bi(OH)}_3$; $\text{Ba(NO}_3)_2$, K_2SO_4

2. У чому суть правила Шульце-Гарді? Представте будову міцели для колоїду, одержаного за реакцією $\text{CrCl}_3_{\text{надл.}} + 3\text{NaOH} =$

Розмістіть перелічені нижче електроліти в порядку збільшення їх коагулюючої сили: NaCl , CuCl_2 , AlCl_3 , Na_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$

3. Який об'єм $0,005 \text{ н}$ розчину нітрату срібла необхідно додати до $2 \cdot 10^{-5} \text{ м}^3$ $0,015 \text{ н}$ розчину йодиду калію, щоб одержати позитивний золь йодиду

срібла? Напишіть формулу міцели та вкажіть її структурні одиниці. Визначити заряд колоїдної частинки.

Основи електрохімії

Особливості електрохімічних процесів. Утворення ПЕШ. Електродний потенціал. Нормальний водневий електрод. Хімічні джерела струму. Гальванічні елементи. Акумулятори. Електроліз: розплавів, розчинів з розчинним анодом та інертними електродами. Закони Фарадея.

1. Електрохімія – це розділ науки, що вивчає процеси, які виникають на межі розділу фаз за участю іонів та електронів, та взаємне перетворення хімічної та електричної енергії.

Особливості електрохімічних процесів:

1. Ці процеси відносять до окисно-відновних;
2. При їх проходженні відбувається взаємне перетворення хімічної та електричної енергії;
3. Такі реакції відбуваються на межі поділу електрод – розчин електроліту.

Утворення ПЕШ

Кристалічна ґратка металів має таку будову: у вузлах кристалічної ґратки знаходяться позитивно-заряджені іони, а в просторі між ними рухаються вільні електрони.

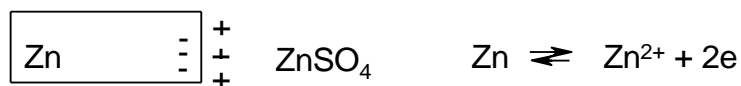
Якщо метал занурити у воду, то під дією полярних молекул води його іони відриваються від поверхні і переходять в приелектродний шар, заряджаючи його позитивно. На поверхні залишаються надлишкові електрони, які заряджають метал негативно. Внаслідок електростатичного протягування між катіонами розчину та надлишковими електронами на поверхні металу утворюється подвійний електронний шар. $Me \Leftrightarrow Me^+ + e$

Шар катіонів, що прилягає до негативно зарядженого металу, називають

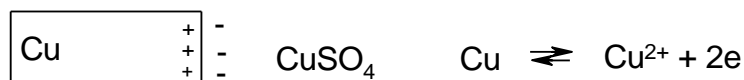
адсорбційним. Далі від металу, де концентрація іонів поступово зменшується, утворюється дифузійний шар.

Якщо метал занурити в розчин його солі, то існує 2 механізми утворення ПЕШ:

1) активний метал (Zn, Cd, Mg) – при зануренні розчиняється, віддаючи іони у розчин; тобто поверхня металу заряджається негативно:

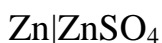


2) благородний метал (Cu, Ag, Pt) – іони з розчину осаджуються на поверхні металу, а в приелектродному просторі накопичується негативний заряд:

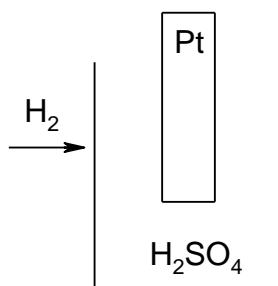


Різниця потенціалів, яка виникає на межі електрод – розчин називається електродним потенціалом E . Абсолютне значення E виміряти неможливо, його вимірюють по відношенню до водневого електрода, потенціал якого приймається рівним нулю.

Електродом може бути будь-який метал, занурений в розчин його солі:



Будова водневого електрода



Платинова пластинка, вкрита зверху рихлою платиною і занурена в 1М розчин сульфатної кислоти. Під час роботи крізь розчин пропускають сухий газоподібний водень під тиском 1 атм. Платина своєю поверхнею поглинає водень, при цьому відбувається процес: $\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{H}$. На межі поділу електрод –

сульфатна кислота відбувається процес віддачі електронів атомами водню:



При цьому виникає деяка різниця потенціалів, яку умовно приймають рівною нулю. $E_{\text{H}_2/2\text{H}^+} = 0 \text{ В}$

Для того, щоб виміряти стандартний електродний потенціал металу (E^0), складають гальванічний елемент, у якому одним із напівелементів є водневий електрод, а іншим – досліджуваний метал, занурений в розчин своєї солі.

Величина E залежить від природи металу, температури, концентрації розчину. Тому для порівняння електродних потенціалів використовують стандартні умови: $t = 298\text{К}$, $p = 101325 \text{ Па}$.

Залежність значення електродного потенціалу від температури і концентрації описується рівнянням Нернста:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \lg C$$

$$E = E^0 + \frac{0.059}{n} \lg \frac{[\text{ок}]}{[\text{від}]}$$

n – кількість електронів, які приймають участь в процесі

$[\text{ок}]/[\text{від}]$ – співвідношенні концентрацій окисленої та відновленої форм.

Залежно від величини електродного потенціалу всі метали розташовують в електрохімічний ряд напруг:

Li, K, Ca, Na, Al, Zn, Cd, Pb, H, Cu, Ag, Pt, Au

В ньому:

- 1) кожний попередній метал активніший за наступний і може витіснити його з розчину;
- 2) метали, що стоять до водню, витісняють його з кислот-неокисників;
- 3) чим далі розташовані метали в ряді напруг один від одного, тим більше значення ЕРС гальванічного елемента, який з них побудований.

Хімічні джерела струму – це пристрої для перетворення хімічної енергії в

електричну. Хімічне джерело струму можна розробити на основі будь-якої окисно-відновної системи, але існують певні технічні вимоги до них:

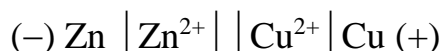
- 1) має не сильно поляризуватись при розрядці;
- 2) має генерувати значний струм;
- 3) має мати велику потужність на одиницю маси.

Найпоширеніші джерела струму – гальванічні елементи та акумулятри.

Гальванічний елемент – це пристрій, що служить для перетворення хімічної енергії в електричну. В гальванічному елементі анодом завжди служить більш активний метал, катодом менш активний. На аноді відбувається процес окиснення, на катоді – відновлення.

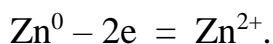
Одним із найбільш простих гальванічних елементів є мідно-цинковий, або елемент Якобі-Даніеля. У ньому провідником з'єднуються пластинки із цинку та міді, при цьому кожний із металів занурений в розчин відповідної солі: сульфату цинку і сульфату купруму (II). Напівелементи з'єднані електролітичним ключем, якщо знаходяться в різних посудинах, або розділені пористою перегородкою, якщо знаходяться в одній посудині.

Часто гальванічний елемент зображують короткою електрохімічною схемою, наприклад:



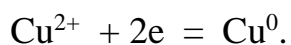
– де одна вертикальна лінія означає межу між електродом і розчином, а дві вертикальні лінії – межу між розчинами; в дужках вказані знаки полюсів, причому анод записується з лівої сторони, а катод – з правої.

На цинковому аноді (цинк занурений у розчин солі ZnSO_4) відбувається окиснення атомів цинку в іони (розчинення цинку):



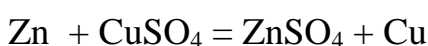
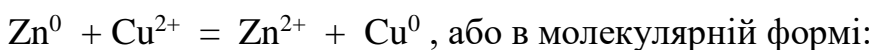
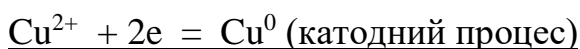
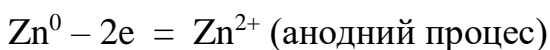
При цьому електрони переходять в зовнішнє коло. Цинк є джерелом електронів.

На мідному катоді, (мідь занурена в розчин сульфату купруму (II)) відбувається відновлення іонів Cu^{2+} в атоми, які осідають на електроді:



Одночасно частина іонів SO_4^{2-} переходить із розчину крізь пористу перегородку в посудину з розчином ZnSO_4 .

Сумарне рівняння процесу одержимо, додавши обидва рівняння:



Це звичайна окисно-відновна реакція.

Оскільки електрони відновника переходять до окисника через провідник, то хімічна енергія реакції перетворюється в електричну; якщо ж вони переходять безпосередньо від відновника до окисника, то хімічна енергія перетворюється в теплову.

Цинковий електрод – джерело електронів, які надходять в зовнішнє коло – вважають від’ємним, а мідний електрод – додатнім.

Слід розрізнити знаки електродів та їх назви. Назва електродам дається у відповідності до процесів, які на них протікають: *електрод, на якому протікає процес окиснення називається анодом, а електрод, на якому протікає процес відновлення, називається катодом.* У елементі Якобі-Данієля цинк – анод (скорочене позначення А), мідь – катод (скорочене позначення К).

Причиною виникнення та протікання електричного струму в гальванічному елементі є різниця електродних потенціалів.

Для розрахунку ЕРС (електрорушійної сили) гальванічного елемента необхідно від потенціалу катоду відняти потенціал аноду: $\text{ЕРС} = E_{\text{К}} - E_{\text{А}}$

$$E_{\text{К}} = E^0_{\text{Cu/Cu}^{2+}} = +0,34 \text{ В}; \quad E_{\text{А}} = E^0_{\text{Zn/Zn}^{2+}} = -0,76 \text{ В}$$

$$\text{ЕРС} = E^0_{\text{Cu/Cu}^{2+}} - E^0_{\text{Zn/Zn}^{2+}} = +0,34 - (-0,76) = +0,34 + 0,76 = 1,1 \text{ В}$$

Акумулятори – це гальванічні елементи багаторазової дії. Це хімічні джерела струму, які здатні перетворювати хімічну енергію в електричну при розрядці і електричну в хімічну при зарядці.

Для акумуляторів використовують хімічні реакції, які є оборотними.

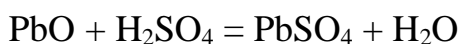
Таким чином, акумулятори після використання їх ресурсу можуть бути заряджені постійним електричним струмом і знову давати електричну енергію.

Найбільше застосування мають кислотний і лужний акумулятори.

1) Будова та принцип дії свинцевого акумулятора.

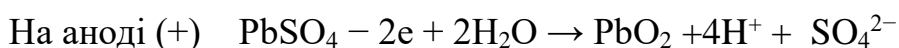
Електролітом є 30% розчин сульфатної кислоти.

Електродами є свинцеві пластини, заповнені пастою PbO і води. При зануренні електродів в розчин електроліту оксид свинцю взаємодіє з сульфатною кислотою і осад PbSO₄ осідає на поверхні електроду:



Якщо пропускати через такий елемент струм, відбувається

процес зарядки:



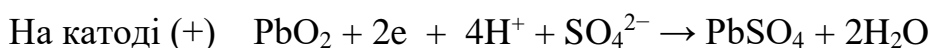
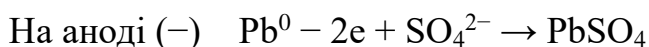
Сумарне рівняння зарядки:



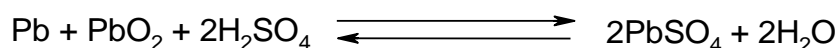
Схема зарядженого акумулятора:



процес розрядки:



Загальне рівняння роботи свинцевого акумулятора:

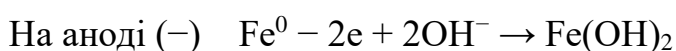


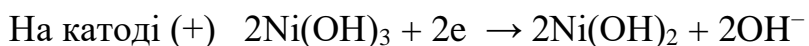
Один елемент такого акумулятора здатний дати електричний струм напругою 2В. При послідовному з'єднанні елементів можна отримати акумулятори різної потужності.

2) Лужний акумулятор

Один електрод – виготовлений із порошку металічного заліза, другий – з гідроксиду нікелю. Занурені електроди в розчин KOH.

Розрядка акумулятора:





Загальне рівняння роботи лужного акумулятора:



Напруга становить 1,8В

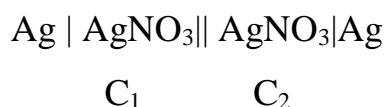
Переваги: невелика маса, витримує перенавантаження.

Недоліки: менший ККД.

Гальванічні елементи бувають:

1) концентраційні – на електродах протікають одні і ті ж процеси, але у зворотньому напрямку.

Схема елемента:



ЕРС у даному випадку виникає за рахунок різних концентрацій розчинів у приелектродному просторі і може бути обчислена за рівнянням Нернста:

$$E = \frac{0.059}{n} \lg \frac{C_1}{C_2}$$

2) сухі елементи – тут використовують тверді, або полімерні електроліти.

а) Прикладом може бути манган-цинковий елемент, світове виробництво якого сягає ~10 млрд штук на рік. Катодом в даному елементі служить графітовий стовпчик, анодом – цинк різної форми



Реакція, що відбувається: $\text{Zn} + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{MnO}_2 = [\text{Zn(NH}_3)_2]\text{Cl}_2 + 2\text{MnOOH}$

$$\text{ЕРС} = 1,4-1,6\text{В}$$

б) Досить перспективним є джерело струму з літійєвим електродом, ЕРС якого становить 3-4В. Кілограм літію здатен зберігати 3860 ампер-годин. Для порівняння показник цинку – 820, свинцю – 260. Проблема використання літію була в тому, що літій надто активний. Перші роботи по використанню літію провів Г.Н.Люїс у 1912 році. Однак, лише в 1970 році з'явилися перші

комерційні екземпляри літієвих джерел струму. Спроби розробити акумулятори на основі літію відбувались ще у 80-х роках, але були невдалими через неможливість забезпечення належного рівня безпеки при роботі із ними. Так, більшість літієвих акумуляторів, доставлених в Японію у 1991р, були повернуті виробникам після того, як в результаті вибухів постраждали декілька чоловік.

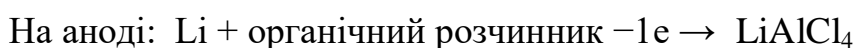
В спробах знайти безпечне джерело струму на основі літію дослідники прийшли до заміни металічного літію на сполуки включення літію у вуглеці і оксидах перехідних металів, таких, як LiCoO_2 – створили літієво-іонні акумулятори.

Технологія літієво-іонних акумуляторів постійно удосконалюється. Відбувається постійний пошук і удосконалення матеріалів електродів і складу електроліта. На сьогодні ці акумулятори є найбільш дорогими на ринку. На основі літію працюють джерела струму для радіоапаратури, ноутбуків.

Літієво-полімерні акумулятори – це остання новинка в літієвих технологіях. Анод відділений від катода полімерною перегородкою, композитним матеріалом, (наприклад поліакрилонітрил), який містить літієву сіль. Такі акумулятори здатні зберігати на 22% більше енергії, ніж літієво-іонні, крім того, є екологічно безпечними і більш легкими.

Анодом служить Li , впресований в мідний або залізний каркас, катодом – CuS .

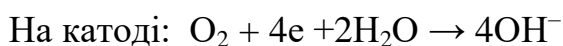
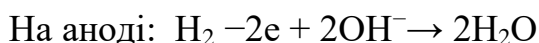
Схема елемента:



Переважно такі акумулятори використовують для живлення.

3) Паливні елементи – це пристрої, в яких електричний струм виникає в результаті взаємодії горючих речовин (водню, бензину, природного газу, коксу тощо) з окисниками (кисень, повітря, хлор), тобто них використовується хімічна енергія палива.

Прикладом може бути воднево-кисневий елемент, який складається з дрібнопористих вугільних або нікелевих електродів, занурених в лужний розчин електроліту практичне застосування в космічній техніці.



Гази при взаємодії генерують струм.

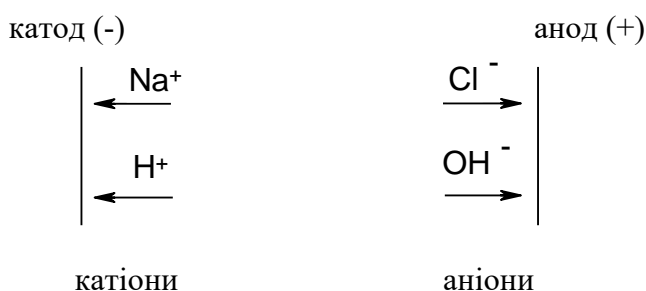
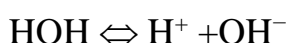
Електроліз – це окисно-відновний процес, який відбувається під дією електричного струму.

Суть електролізу полягає в здійсненні за рахунок електричної енергії хімічних реакцій – відновлення на катоді і окиснення на аноді.

на аноді завжди відбувається процес окиснення – віддачі електронів;

на катоді відбувається процес відновлення – приєднання електронів.

Наприклад:



Катіони рухаються до негативного електрода – катода $K^{(-)}$

Аніони рухаються до позитивного електрода – анода $A^{(+)}$

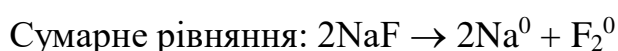
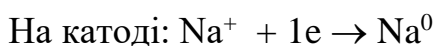
Для проведення електролізу електроди занурюють в розчин або розплав електроліту і з'єднують їх з джерелом постійного струму. Прилад, в якому відбувається електроліз, називають електролізером або електролітичною ванною.

1) Електроліз розплавів

Відновлююча і окиснююча дія електричного струму в багато разів

сильніша за дію хімічних окисників та відновників. Так, ні один хімічний окисник не може забрати від фторид-іона (F^-) його електрон. Тому довгий час фтор не могли одержати у вільному стані, хоча його солі NaF і CaF_2 – широко поширені в природі. Забрати електрон у фторид-іона вдалося при електролізі розплавлених солей фтору. У цьому випадку на аноді виділяється фтор:

Схема електролізу фториду натрію:



Цим методом одержують активні метали, галогени.

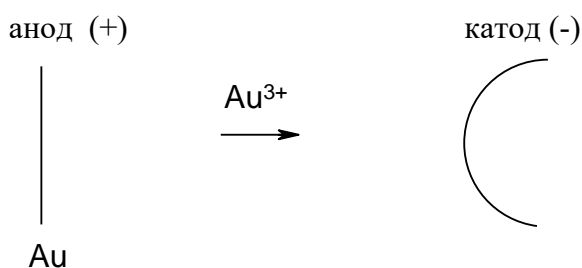
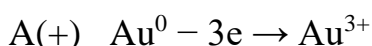
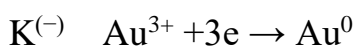
2) Електроліз водних розчинів електролітів з розчинним анодом

Характер реакцій, що протікають на аноді, залежать як від присутності молекул води, так і від речовини, з якої виготовлений анод. Переважно аноди діляться на розчинні і нерозчинні. Розчинні виготовляють з міді, срібла, цинку, кадмію, нікелю і інших металів; нерозчинні – з вугілля, графіту, платини, іридію.

Суть електролізу з розчинним анодом – на аноді окиснюється і на катоді відновлюється один і той же елемент.

Такий вид електролізу застосовується в рафінуванні (очищенні) металів та гальваностегії – одержанні захисних покриттів

Схема електролізу розчину $AuCl_3$ з розчинним золотим анодом:



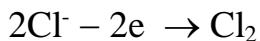
3) Електроліз водних розчинів електролітів з інертними електродами

У якості прикладу розглянемо електроліз концентрованого водного розчину хлориду натрію (електроди вугільні). У цьому випадку в розчині знаходяться гідратовані іони натрію і хлору, а також молекули води. Під час проходження струму крізь розчин катіони натрію рухаються до катоду, а хлорид- іони до аноду.

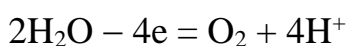
Потенціал розрядки (E) – та мінімальна напруга, яку потрібно подати на анод і катод для того, щоб відбулись відповідні процеси окиснення-відновлення.

Розрізняють два правила анодного процесу:

1. Аніони безкисневих кислот і їх солей (Cl^- , Br^- , I^- , S_2^{2-} , CN^- і ін.) утримують свої електрони слабше від молекул води. Потенціали розрядки цих іонів $E < E_{\text{OH}^-}$. Тому при електролізі водних розчинів сполук, що містять вказані аніони, останні будуть окислюватися і передавати свої електрони в зовнішнє поле електролізера:



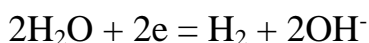
2. Аніони кисневмісних кислот (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , CH_3COO^- , CO_3^{2-} і ін.) здатні утримувати свої електрони міцніше, ніж молекули води. Потенціали розрядки цих іонів $E > E_{\text{OH}^-}$. В цьому випадку на аноді окиснюється вода, а самі аніони залишаються без змін



Характер реакцій у водних розчинах, які протікають на катоді, зумовлений положенням металу в ряді стандартних електродних потенціалів металів.

Тут можливі три правила катодного процесу:

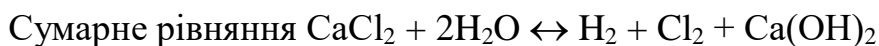
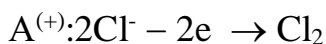
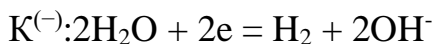
1. Катіони металів, які в ряді напруг стоять від Li^+ до Al^{3+} включно не відновлюються на катоді, а замість них відновлюються молекули води:



Наприклад, електроліз хлориду кальцію:



НОН

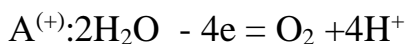
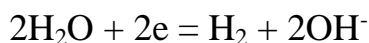
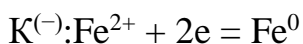


2. Катіони металів, що мають стандартний електродний потенціал менший, ніж водню, але більший, ніж у Al^{3+} (від Mn^{2+} до H^+), при електролізі на катоді відновлюються одночасно з молекулами води.

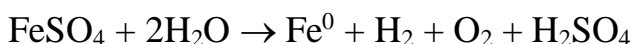
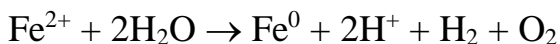
Наприклад, електроліз розчину сульфату феруму (II):



НОН

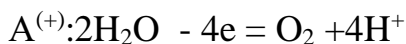
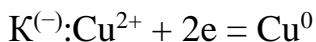


Сумарне рівняння електролізу:



3. Катіони металів, у яких стандартний електродний потенціал більший, ніж у водню (від Cu^{2+} до Au^{3+}), під час електролізу самі відновлюються на катоді.

Наприклад, електроліз розчину сульфату купруму (II):



Сумарне рівняння електролізу:



Якщо ж водний розчин містить катіони різних металів, то при електролізі виділення їх протікає в порядку зменшення алгебраїчної величини стандартного електродного потенціалу відповідного металу. Так, із суміші катіонів Ag^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} спочатку будуть відновлюватися катіони аргентуму (I) ($E^0 = +799$ В), пізніше катіони купруму (II) ($E^0 = +0,34$ В) і останніми катіони

феруму (II) ($E^0 = - 0,440 \text{ В}$).

Закони Фарадея.

1. Маса речовини, що виділяється на електроді під час електролізу прямо пропорційна кількості електрики, пропущеної крізь розчин електроліту.
2. Однакові кількості електрики виділяють на електродах під час електролізу еквівалентні кількості різних речовин.

$$m = \frac{I \cdot t \cdot E}{F} \quad E = \frac{M}{n}$$

де:

I – сила струму, А;

t – час проходження електролізу, с;

F – стала Фарадея;

E – еквівалентна маса.

Контрольні запитання

1. В гальванічному елементі $\text{Mg}^0 | \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 || \text{AgNO}_3 | \text{Ag}^0$ вкажіть:
 - а) анод і катод та процеси, що на них відбуваються;
 - б) сумарне рівняння, що відображає перехід хімічної енергії в електричну;
 - в) за рахунок чого замикається внутрішнє та зовнішнє коло;
 - г) ЕРС цього елемента
2. Складіть схему 2-х гальванічних елементів, де кадмієвий електрод був би а) анодом, б) катодом. Вкажіть процеси, що відбуваються на електродах. Доведіть шляхом розрахунку ЕРС, що ці елементи працюватимуть.
3. Написати схеми електролізу водного розчину сульфату нікелю (II)
 - а) з розчинним нікелевим анодом, б) інертними електродами.
4. Складіть схему електролізу а) розплаву броміду кальцію, б) розчину броміду кальцію з нерозчинним графітовим електродом.

6. Визначити масу алюмінію, що виділяється при електролізі хлориду алюмінію, якщо електроліз відбувається протягом 3 хвилин. Сила струму дорівнює 3 ампера.

7. В гальванічному елементі $\text{Ni}|\text{Ni}^{2+} || \text{Sn}^{2+} |\text{Sn}$ вказати:

1) анод і катод, та процеси, що на них відбуваються;

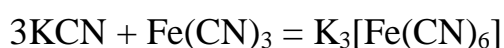
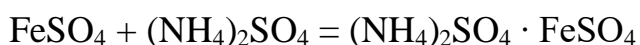
2) ЕРС елемента;

3) ЕРС при концентраціях $\text{Ni} - 0,01$ моль/л; $\text{Sn} - 1$ моль/л.

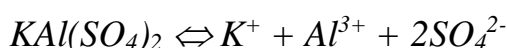
Комплексні (координаційні) сполуки

Загальна характеристика координаційних сполук. Основні положення координаційної теорії А.Вернера. Номенклатура координаційних сполук. Класифікація координаційних сполук. Природа хімічного зв'язку у комплексних сполуках. Ізомерія кс. Дентатність, хелатні комплекси. Стійкість комплексних сполук у водних розчинах.

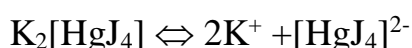
1. Основні класи неорганічних сполук (оксиди, основи, кислоти, солі) мають назву сполук першого порядку. Речовини, що утворені у результаті з'єднання нейтральних молекул, носять назву сполук вищого порядку:



Одні із них в водному розчині дисоціюють на прості іони, наприклад:



і називаються подвійними солями. Інші дисоціюють на складні (комплексні) іони, наприклад:



і називаються комплексними солями. Однак, таке визначення неповне, так як деякі комплексні солі нерозчинні і не дисоціюють. Тому, виходячи із механізму утворення комплексних сполук, їх характеризують як сполуки, що

мають хоча б один ковалентний зв'язок, що виникає за донорно-акцепторним механізмом. КС – це молекулярні сполуки, які утворюють комплексний іон, здатний існувати як у кристалі, так і у розчині.

В хімії комплексних сполук важливу роль відіграла координаційна теорія, створена швейцарським хіміком А. Вернером в 1893 р. Суть цієї теорії зводиться до наступних положень:

1) центральне місце в молекулі кожної комплексної сполуки займає *комплексоутворювач* (як правило, d-елемент);

2) навколо комплексоутворювача розміщені або скоординовані *ліганди*, тобто іони протилежного заряду або нейтральні полярні молекули;

3) комплексоутворювач і ліганди складають *внутрішню сферу* комплексної сполуки. Кількість лігандів зв'язаних з комплексоутворювачами називається *координаційним числом*;

4) іони, що не входять у внутрішню сферу, складають *зовнішню сферу*. Ці іони легко відщеплюються при електролітичній дисоціації.

Наприклад, у солі $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ комплексоутворювачем є Cu^{2+} , лігандами – нейтральні молекули NH_3 , Координаційне число комплексоутворювача рівне 4. Все це внутрішня сфера, $2Cl^-$ складає зовнішню сферу;

5) заряд комплексного іона визначається алгебраїчною сумою зарядів комплексоутворювача і лігандів та чисельно рівний сумарному заряду іонів зовнішньої сфери, але протилежний йому по знаку.

У загальному вигляді:



Першу раціональну номенклатуру (назву комплексних сполук розробив А. Вернер. Із невеликими доповненнями та змінами вона застосовується і тепер в науковій і навчальній літературі. Суть цієї

номенклатури зводиться до того, що незалежно від заряду комплексного іона, першим називають аніон у називному відмінку, а потім катіон у родовому відмінку. Однак, аніон може входити в зовнішню сферу, бути комплексним і, накінець, можуть бути нейтральні комплекси (неелектроліти), які не дисоціюють і не мають іонів.

1) Аніонний комплекс $K_3[Fe(CN)_6]$

- Назву комплексу починають із внутрішньої сфери: вказуємо кількість лігандів за допомогою грецьких числівників 2-ди, 3-три, 4-тетра, 5-пента, 6-гекса тощо;

- називаємо ліганди:

заряджені із закінченням -о (хлоро, бромо, гідроксо, ціано);

нейтральні молекули мають наступні назви: H_2O – аква, NH_3 – амін,

CO – карбоніл, NO – нітрозил;

- називаємо комплексоутворювач латиною із закінченням -ат і ступенем окиснення в дужках;

- називаємо катіон зовнішньої сфери у родовому відмінку.

$K_3[Fe(CN)_6]$ - гексаціаноферрат (II) калію, $K_2[PtCl_6]$ - гексахлороплатинат (IV) калію.

2) Катіонний комплекс $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$

- Називаємо аніон в зовнішньої сфери у називному відмінку;

- вказуємо кількість лігандів за допомогою грецьких числівників 2-ди, 3-три, 4-тетра, 5-пента, 6-гекса тощо;

- називаємо ліганди:

заряджені із закінченням -о (хлоро, бромо, гідроксо, ціано);

нейтральні молекули мають наступні назви: H_2O – аква, NH_3 – амін,

CO – карбоніл, NO – нітрозил;

- називаємо комплексоутворювач у родовому відмінку і вказуємо його ступінь окиснення в дужках.

$[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ хлорид тетраамінкупруму (II), $[Ag(CN)_2]Br$ бромід диціаноаргентуму (I)

3) Нейтральні комплекси називають аналогічно, але комплексоутворювач у називному відмінку. Наприклад, $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ -діамінтетрахлороплатина (IV).

Велика різноманітність комплексних сполук робить недосконалою будь-яку їхню класифікацію. Найбільш важливі принципи, покладені в основу різних підходів до систематики комплексних сполук наступні:

1. За належністю до певного класу сполук розрізняють:

Комплексні кислоти $H[AuCl_4]$

Комплексні основи $[Ag(NH_3)_2]OH$

Комплексні солі $K_4[Fe(CN)_6]$

2. За природою лігандів:

Аквакомплекси $[Cu(H_2O)_4]Cl_2$

Амінокомплекси $[Ag(NH_3)_2]Cl$

Ацидокомплекси $K_2[PtCl_6]$

Гідроксокомплекси $K_3[Al(OH)_6]$

3. За зарядом внутрішньої сфери

Катіонні комплекси $[Cu(H_2O)_4]Cl_2$

Аніонні комплекси $Na_3[Al(OH)_6]$

Нейтральні комплекси $[Al(H_2O)_3(OH)_3]$

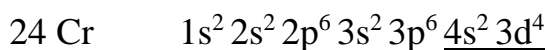
Існує декілька підходів для пояснення хімічного зв'язку у кс., але жоден із них не є універсальним. Сучасна хімія пояснює утворення хімічного зв'язку на основі методу валентних зв'язків МВЗ та методу молекулярних орбіталей. Згідно МВЗ:

- утворення кс відбувається за рахунок ковалентної взаємодії по донорно-акцепторному механізму між комплексоутворювачем та лігандами. Роль донора виконує ліганд, роль акцептора – іон-комплексоутворювач;

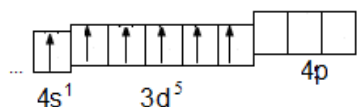
-орбіталі центрального атома, які беруть участь в утворенні зв'язку гібридизують, що визначає геометричну будову кс;

Залежно від заселення орбіталей виявляються магнітні властивості комплексу.

Наприклад, розглянемо утворення комплексу $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$

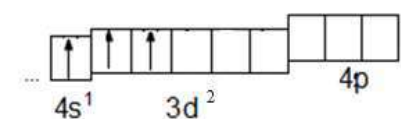


У атома хрому відбувається перехід електронів з 4s на 3d-підрівень, тому електронна формула атома:

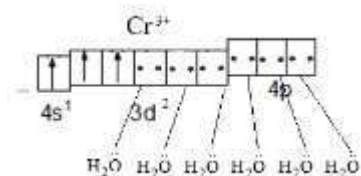


При утворенні іону $\text{Cr} - 3e \rightarrow \text{Cr}^{3+}$

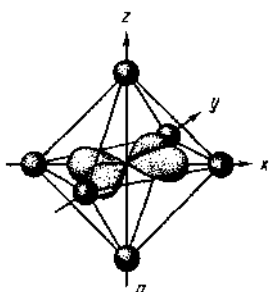
з'являються ще 3 вільні орбіталі (разом їх кількість = 6)



У молекулі води є неподілена пара електронів на атомі Оксигену, за рахунок якої утворюється зв'язок із іоном хрому за донорно-акцепторним механізмом.




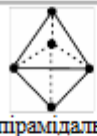
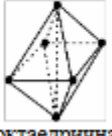
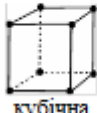


тип гібридизації sp^3d^2 – в утворенні комплексу беруть участь одна s, три p та дві d-орбіталі. Форма молекули– октаедр.



В залежності від координаційного числа, розрізняють різні геометричні конфігурації: лінійна, плоска, квадратна, тетраедрична тощо.

Геометрична конфігурація комплексу залежно від КЧ комплексоутворювача

КЧ	Геометрична конфігурація	КЧ	Геометрична конфігурація
2	 лінійна	3	 трикутна
4	  плоска квадратна тетраедрична	5	 біпірамідальна
6	 октаедрична	8	 кубічна

У комплексних сполуках особливо поширена ізомерія – явище, коли речовини мають однаковий якісний і кількісний склад, але різну будову, а отже і різні властивості. Розрізняють геометричну, оптичну, гідратну, іонізаційну та інші види ізомерії. Геометрична (цис-транс) ізомерія обумовлена різним розміщенням лігандів один відносно другого, наприклад, просторова будова ізомерів комплексу $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ може бути зображена:



Гідратна ізомерія обумовлена неоднаковим розміщенням молекул води між внутрішньою і зовнішньою сферами комплексної сполуки. Іонізаційна ізомерія обумовлена неоднаковим розміщенням кислотних залишків між зовнішньою і внутрішньою сферою комплексної сполуки.

Лігандами можуть бути аніони (CN^- , NO_2^- , F^- , Cl^- , OH^- тощо), полярні молекули (H_2O , NH_3 , CO , NO) та низка органічних сполук.

Ліганди характеризуються дентатністю – здатністю до утворення відразу декількох координаційних зв'язків з іоном-комплексоутворювачем. Розрізняють монодентатні і полідентатні ліганди. Прикладами монодентатних лігандів є молекули: NH_3 , H_2O , CO , NO , однозарядні іони OH^- , Cl^- та ін. *Монодентатні ліганди* сполучаються з комплексоутворювачем

а) $2\text{KJ} \cdot \text{HgJ}_2$, б) $\text{CuCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, в) $2\text{HF} \cdot \text{SiF}_4$

2. Написати формули комплексних сполук, вказати донор та акцептор, назвати ці сполуки, якщо комплексоутворювачами є: а) Cd^{2+} , б) Cr^{3+} . Роль лігандів виконують OH^- іони. Зовнішню сферу виберіть довільно

3. Написати формули комплексних сполук за їх назвами: тетрахлокоупрат (II) калію, хлорид діамінкупруму (I), тригідроксотриаквахром (III).

4. Написати вираз і значення для константи стійкості комплексу гексагідроксоалюмінату (III) натрію.

5. Користуючись константами стійкості розмістити у порядку зростання стійкості комплексні іони: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{HgJ}_4]^{2-}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$.

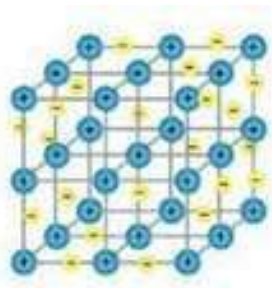
Хімія металів і сплавів

Металічний зв'язок. Фізичні властивості металів. Хімічні властивості металів. Знаходження металів у природі. Способи добування металів. Типи кристалічних ґраток металів. Особливості сплавів. Діаграми стану систем. Залізо, сплави на його основі: чавуни та сталі. Корозія металів і сплавів, способи захисту.

Наука, що вивчає залежність між складом, будовою, властивостями металів та їх сплавів і закономірністю їх змін під впливом теплових, хімічних механічних та електромагнітних чинників – матеріалознавство. Із 118 відомих на сьогодні елементів металічні властивості мають понад 80. У атомів металів на зовнішньому енергетичному рівні найчастіше міститься невелика кількість електронів. До металів належать s-елементи, за винятком елементів першого періоду (Гідрогену та Гелію) усі d- і f-елементи, а також частина p-елементів.

У простих речовинах – металах та їх сплавах існує особливий вид зв'язку – металічний.

Металічний зв'язок утворюють елементи, атоми яких на зовнішньому рівні мають мало валентних електронів порівняно із загальним числом зовнішніх енергетично близьких орбіталей, а валентні електрони внаслідок невеликої енергії іонізації слабо утримуються в атомі. При утворенні металічного зв'язку атоми металів зближуються і їх валентні орбіталі



перекриваються. Як наслідок, електрони зовнішніх рівнів вільно переходять від одного атома до іншого, переміщуючись по всьому зразку металу (утворюючи так званий «електронний газ»). При цьому атоми металі

перетворюються на катіони (Me^+), які утримуються в простій речовині хмарою усупільнених електронів.

Фізичні властивості металів

1. Усі метали тверді речовини, за винятком ртуті. Найбільш тверді – метали 6б групи, найменшу твердість мають представники 1а групи ПСМ. Твердість металів визначає можливість їхнього використання в якості конструкційних матеріалів.

2. Метали мають характерний металічний блиск у твердому стані – результат відбиття світлових променів. Найбільш інтенсивний блиск мають Ag, Pd. На цій властивості металів відбивати радіохвилі базується радіолокація.

3. Добре проводять тепло та електрику. Кращими провідниками є Ag, Cu гіршими Hg та Pb.

Носіями струму в металах є електрони. Висока електропровідність свідчить, що валентні електрони легко переміщуються в усьому об'ємі металу, вони не зв'язані з окремими атомами, тобто є спільними для всіх атомів даного зразка («електронний газ»). Висока теплопровідність також пояснюється наявністю спільних електронів, що швидко рухаються і можуть передавати коливальну енергію від одного шару атомів до іншого.

4. Пластичність (ковкість) – більшість металів легко прокачуються в листи, витягуються у проволочку, піддаються ковці, штамповці, пресуванню.

Наприклад, з 1 кг золота можна витягнути 4 км нитки товщиною 10^{-4} мм.

Міцність кристалічної ґратки металів визначається енергією взаємодії електронів з позитивними йонами металів. Якщо під час деформації один шар атомів (йонів) зміщується відносно іншого, це мало впливає на енергію такої взаємодії, оскільки внаслідок високої рухливості спільних електронів, катіони металів весь час оточені цими електронами і сили притягання між ними практично не змінюються. Тому метали – ковкі (пластичні).

5. Багатьом металам притаманний поліморфізм – властивість набувати різних кристалічних форм у твердому стані. Модифікації металів, стійких за низьких температур, позначають α , за високих β . Наприклад, відомі α , β , γ -Fe. Поліморфні модифікації відрізняються внутрішньою структурою та фізичними властивостями.

6. За здатністю втягуватись у магнітне поле метали ділять на:

- *Діамагнетики – речовини, що намагнічуються проти напрямку зовнішнього магнітного поля (Cu, Ag, Au, Zn, Cd, Hg, Zr).*

За відсутності зовнішнього магнітного поля діамагнетики немагнітні. Під дією зовнішнього магнітного поля кожний атом діамагнетика набуває магнітного моменту, пропорційного магнітній індукції B , й напрямлений назустріч полю. Діамагнетики, які вносять у магнітне поле, послабляють це поле. Це ослаблення можна пояснити виникненням у діамагнетику внутрішнього магнітного поля, напрямленого проти зовнішнього магнітного поля.

- *Парамагнетики — речовини, які намагнічуються в зовнішньому магнітному полі в напрямку зовнішнього магнітного поля. Парамагнетики належать до слабомагнітних речовин (Sc, Y, La, Ti, V, Ta, Cr, Pt).*

Атоми парамагнетика мають власні магнітні моменти, які під дією зовнішніх полів орієнтуються за полем й тим самим створюють результуюче поле, що перевищує зовнішнє. Парамагнетики втягуються в магнітне поле. За відсутності зовнішнього магнітного поля парамагнетик не намагнічений, оскільки через тепловий рух власні магнітні моменти атомів орієнтовані

зовсім безладно.

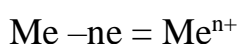
- Феромагнетиками називають тверді речовини, що при не дуже високих температурах мають самочинну (спонтанну) намагніченість, яка сильно змінюється під зовнішнім впливом – магнітного поля, деформації, зміни температури.

Хоча феромагнітних тіл у природі не так вже й багато, саме вони мають найбільше практичне значення. Адже тільки в них магнітні властивості яскраво виявлені. Феромагнетиками є кристали перехідних металів (залізо, кобальт, нікель), а також низка рідкоземельних елементів і багато сплавів.

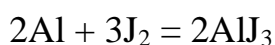
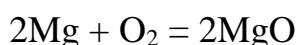
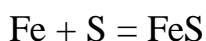
7. Метали характеризуються термоелектронною емісією – випускання електронів при розжарюванні та фотоефектом – випускання електронів під впливом опромінення.

Хімічні властивості металів.

1. Виходячи з того, що метали здатні тільки віддавати електрони зовнішнього електронного рівня, можна зробити висновок, що в хімічних реакціях метали здатні проявляти тільки властивості відновника:



2. Більшість металів активно реагують із неметалами, при цьому метали виконують роль відновника, а неметали — окисника. У результаті реакцій утворюються бінарні сполуки: солі безоксигенових кислот:

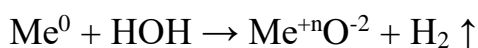


3. Взаємодія металів з водою

-Лужні метали, а також Ca та Ba

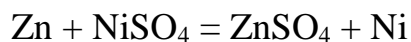


-Інші активні метали та метали середньої активності Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Pb:



- благородні метали (Cu, Ag, Au) з водою не взаємодіють

4. Більш активний метал витісняє менш активний із розчину його солі:



Ряд активності металів

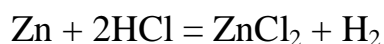
Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Cr, Zn, Fe, Cd, Ni, Sn, Pb, (H), Bi, Cu, Ag, Hg, Pt, Au

Ряд активності металів встановив М. М. Бекетов. На основі ряду активності металів можна зробити такі висновки про хімічну поведінку металів:

- кожен метал розташований в ряду лівіше витісняє з солей інші метали, розташовані в цьому ряду правіше від нього, і може сам бути витіснений із солей металами, розташованими лівіше від нього;
- всі метали, розташовані лівіше Гідрогену, витісняють його з кислот (можуть розчинятися в кислотах, виділяючи водень), а розташовані правіше – не витісняють (у кислотах-неокисниках не розчиняються).
- чим лівіше розташований метал, тим він активніший, тим сильнішим відновником він виступає і тим трудніше відновлюються його іони.
- на початку ряду містяться найбільш активні метали, в кінці ряду – найменш активні.

5. Відношення металів до дії кислот-неокисників (HCl , $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{розв}}$)

- Активні метали, які розташовані в ряді напруг до водню, витісняють Гідроген із розчинів кислот - неокисників

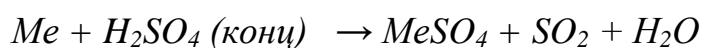


- Метали, які розташовані в ряді напруг після водню, з розчинами - неокисників не взаємодіють:

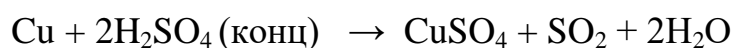
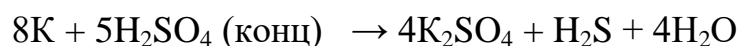


6. Відношення металів до дії H_2SO_4 концентрованої

При взаємодії металів з H_2SO_4 конц, утворюється три продукти: сіль цього металу, SO_2 (H_2S , S) і вода:

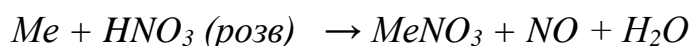


Наприклад:

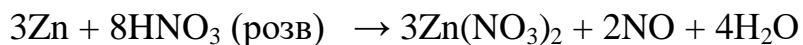


7. Відношення металів до дії HNO_3 розведеної

При взаємодії металів з HNO_3 розв, утворюється три продукти: сіль цього металу, NO (NH_3 , NH_4NO_3 , N_2) і вода:

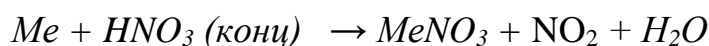


Наприклад:

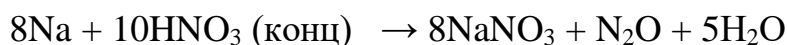


8. Відношення металів до дії HNO_3 концентрованої

При взаємодії металів з HNO_3 конц в, утворюється три продукти: сіль цього металу, NO_2 (N_2O) і вода:

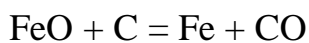


Наприклад:

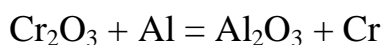


В природі метали знаходяться як у вільному стані (Cu , Ag , Au , Hg , Pt), так і у вигляді різноманітних сполук – оксидів, сульфідів, карбонатів, сульфатів тощо. Мінерали й гірські породи, що містять сполуки металів і придатні для добування металів у промисловості називаються рудами. У багатьох випадках руди піддають попередньому збагаченню, застосовуючи фізичні методи. Серед хімічних методів використовують:

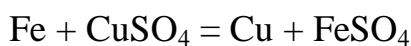
1) Відновлення металів за допомогою CO , C , H_2 :



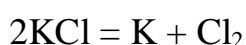
2) Металотермія (зокрема алюмінотермія)



3) гідрометалургія – витискання менш активного металу із розчину його солі:



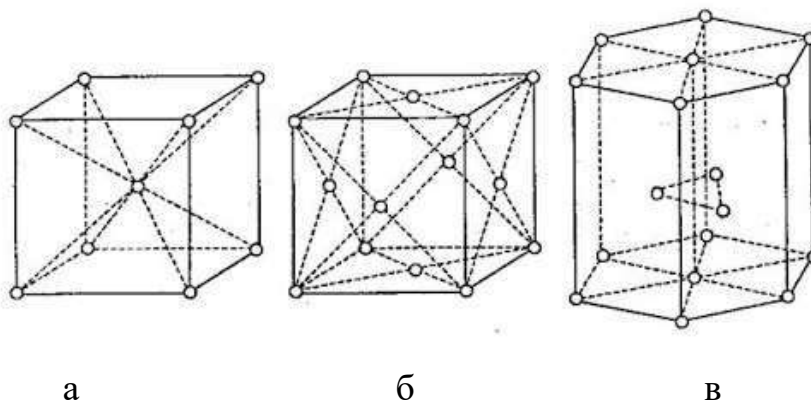
4) електроліз розплавів для одержання активних металів та розчинів для одержання неактивних металів:



Кристалічна ґратка – це просторова геометрична форма розташування атомів в кристалі. У вузлах *металічних ґраток*, які мають більшість металів і багато сплавів, розміщені окремі позитивно заряджені іони та нейтральні атоми металів, між якими переміщуються узагальнені електрони. Металічні кристали внаслідок нелокалізованого зв'язку характеризуються високим координаційним числом (КЧ), електро- і теплопровідністю, блиском, пластичністю й ковкістю.

Встановлено, що атоми у кристалі розташовуються за принципом найщільнішої упаковки шарів однакового розміру. Для металів характерні ґратки, в яких кожен іон оточений 8-12 іншими сусідніми іонами. Відстань між центрами атомів, розташованих на ребрі кристалічної ґратки, називають параметром ґратки. Параметри кристалічних ґраток дуже малі, тому їх вимірюють в ангстремах Å ($1 \text{ Å} = 10^{-8} \text{ см}$) або нм.

Найхарактернішими для металів є три типи кристалічних ґраток:: кубічна об'ємноцентрована (КЧ 8) (а) в вузлах і в центрі куба знаходиться атом – цей тип ґратки притаманний V, W, Cr, Fe, Mo, K, кубічна гранецентрована (КЧ 12) (б) в вузлах і центрі кожної грані знаходяться атоми – Ag, Au, Cu, Ni, гексагональна (КЧ 12) (в) в вузлах, в центрі кожної грані і три додаткові атоми у середині площини призми – Mg, Zn, Cd.



У деяких металах (залізо, олово, нікель тощо) при нагріванні відбуваються зміни у будові кристалічної ґратки одного й того самого металу, тобто перебудова атомів у просторі і зміна форми кристалічної ґратки.

У техніці використовують переважно не чисті метали, а сплави, бо чисті метали здебільшого не мають усіх властивостей, необхідних для практичного застосування. Алюміній – легкий, але неміцний метал, який не має достатньої твердості. Щоб підвищити твердість і міцність алюмінію, добувають його сплав з такими металами, як мідь, магній, марганець. Золото гарне, але дуже пластичне. Вироби з чистого золота легко деформуються, стираються, тому для виготовлення ювелірних виробів застосовують сплав золота з міддю.

Сплави – це системи із двох або більше металів, а також металів і неметалів. Основою сплавів служать такі метали як залізо, мідь, алюміній, магній, титан. Із неметалів важливими компонентами є вуглець, бор, кремній тощо.

Сплави за фізичними властивостями відрізняються від вихідних металів:

1) Як правило домішки знижують температуру плавлення твердих тіл, тому сплави плавляться при нижчій температурі, як чисті метали.

2) Твердість сплавів вища, ніж у вихідних компонентів.

3) Сплави мають тепло- та електропровідність.

4) Питомий опір сплавів значно вищий ніж у чистих металах.

Сплави *одержують* сплавленням компонентів, електролізом розчинів і розплавів, випаровуванням порошків металів тощо.

Сплави класифікують:

а) *за кількістю компонентів:*

- подвійні (бронзи Cu – Me, де Me – Be, Al, Mn; латунь Cu – Zn),
- потрійні (мельхіор Cu – Ni – Fe; нейзільбер Cu – Zn – Ni);

б) *за структурою:*

- гомогенні (однофазні),
- гетерогенні (суміші);

в) *за типом основного компонента:*

- чорні (на основі заліза – сталь, чавун),

– кольорові (на основі міді, нікелю, алюмінію);

г) *за властивостями:*

– тугоплавкі,

– легкоплавкі,

– жаростійкі,

– тверді,

– корозійно-стійкі тощо.

Залежно від якісного складу та співвідношення компонентів у сплавах, досягають бажаних властивостей. Сплави на основі алюмінію (дюралюміні, алюмінієві бронзи, силумін) – легкі, стійкі до окиснення, однак м'якші за сталь; на основі вольфраму – жароміцні, але крихкі; на основі міді (бронзи, латунь, мельхіор) – корозійностійкі, електропровідні, пластичні, міцні.

На сьогодні у світі в техніці застосовують 5000 сплавів з найрізноманітнішими властивостями.

При змішуванні металів у розплавленому стані можна одержати такі типи сплавів:

1. Метали не розчиняються один в одному і не взаємодіють хімічно в розплавленому стані (як масло і вода) – одержують суміш кристалів (системи Zn-Pb, Fe-Pb).

2. Метали змішуються один з одним у будь-яких співвідношеннях (необмежена розчинність як спирт у воді). При кристалізації взаємна розчинність металів зберігається і утворюються однорідні кристали. Характерно для металів, які мають близькі атомні радіуси і кристалізуються в однотипних ґратках (системи Cu-Ni, Ag-Au, Pt-Au) – у даному випадку одержуємо тверді розчини, які є хімічно стійкими, мають пластичність, добре проводять струм. Атоми різних металів у твердих розчинах мають спільну кристалічну ґратку.

3. Розплавлені метали розмішуються у будь-яких співвідношеннях. але при кристалізації тверді розчини не утворюються. Розчинність таких металів обмежена і одержується маса, що складається із дрібних кристалів обох

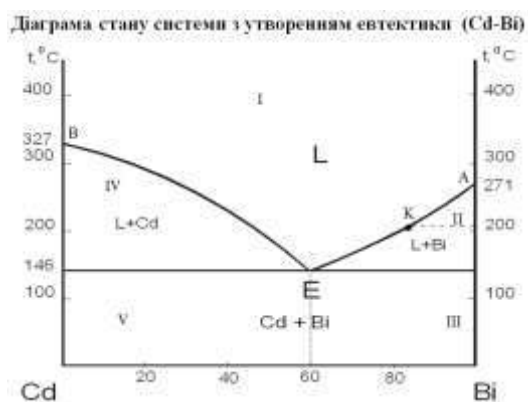
компонентів – евтектика (системи Pb-Sn, Cd-Bi).

4. Розплавлені метали взаємодіють між собою і утворюється хімічна сполука – інтерметалід (системи Cu-Ag, Mg-Pb).

Діаграма стану системи відображає залежність фізичних перетворень від складу системи та температури. Для одержання діаграми беруть 2 чистих метали і готують із них суміші різного складу. Далі кожен суміш розплавляють і, повільно охолоджуючи, фіксують температуру початку затвердіння. Закінчивши експеримент, складають діаграму властивість-склад. Криві на діаграмі відображають зміни у системі, утворення твердих розчинів, сполук.

Основні типи діаграм стану:

1) система, що представляє механічну суміш вихідних металів (Cd-Bi)



т.А та т.В – температури плавлення вихідних металів Ві та Cd відповідно

I – область існування рідкого сплаву (L)

II – рідкий сплав та кристали Бісмуту (L+Bi)

III – рідкий сплав та кристали Кадмію (L+Cd)

E – евтектична точка – найменша температура, при якій сплав затвердіває як одне ціле. Сплав, що відповідає евтектичній температурі, називають евтектикою – механічна суміш кристалів Ві та Cd, містить 60% Ві та 40% Cd.

IV – суміш евтектики та кристалів Ві

V – суміш евтектики та кристалів Cd

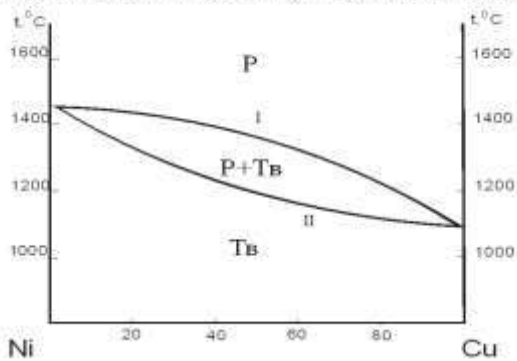
По мірі додавання Cd температура кристалізації сплавів понижується до т.Е, а потім зростає до т.В.

2) система, у якій утворюється необмежений твердий розчин (Ni-Cu)

Атоми Ніколу та Купруму мають близькі радіуси і кристалізуються в однотипних ґратках. Ці фактори є підставою для утворення твердих розчинів

заміщення при взаємодії обидвох металів.

Діаграма стану системи з утворенням твердого розчину (Cu-Ni)



Діаграма стану системи Ni-Cu

має 2 криві:

I – вказує на температуру кристалізації розплаву

II – вказує на температуру початку плавлення твердого розчину.

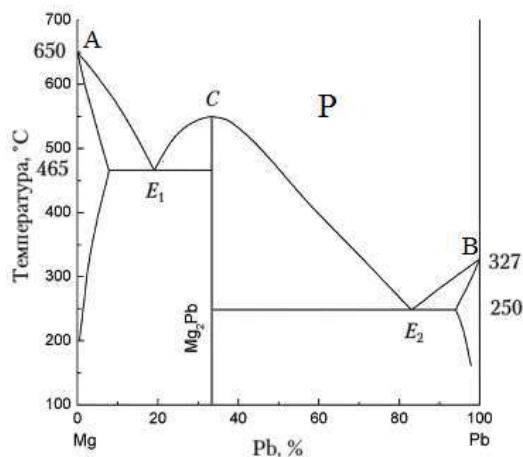
Плавний характер обох кривих

обумовлений тим, що кристали містять 2 компоненти Ni та Cu.

3) система, у якій утворюється інтерметалічна сполука (Mg-Pb)

Така діаграма завжди містить максимуми, що вказують на утворення

хімічної сполуки (на температуру, спосіб її утворення і на склад компонентів).



т.А та т.В – температури плавлення вихідних металів Mg та Pb відповідно.

т.С – відображає склад і температуру утворення сполуки Mg_2Pb (33% Pb та 67% Mg при 550°C).

т.Е₁ – суміш Mg та Mg_2Pb

т.Е₂ – суміш Pb та Mg_2Pb

Назва “Ферум” походить від лат. “*firmus*” – міцний. Залізо – один з металів, відомий людству ще з IX – VII ст. У ті часи вартість міді, срібла, золота і заліза відносились як 1:160:1280:6400. Це було зумовлено, з одного боку, рідкістю метеоритного заліза і поширеністю самородних міді, срібла і золота, а з іншого – практичним застосуванням заліза для виготовлення зброї, сільськогосподарських інструментів тощо.

Ферум – один з найпоширеніших елементів і займає друге місце після

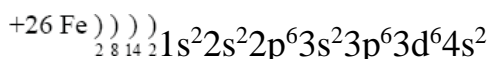
алюмінію. У земній корі його міститься 4,65% (за масою). Однак лише $\frac{1}{4}$ запасів цього металу знаходиться у вигляді покладів придатних для видобування. Незначна кількість заліза у вільному стані зустрічається в метеоритах, дуже рідко зустрічається в земній корі самородне залізо земного походження. Основні рудні мінерали Феруму – Fe_3O_4 – магнітний залізняк (магнетит), Fe_2O_3 – червоний залізняк (гематит), $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ – бурий залізняк, FeS_2 – пірит. Солі Феруму (наприклад, гідроген карбонат $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$) входять до складу мінеральної води. Ферум має велике значення в біології живих організмів. Організм дорослої людини містить біля 3 г цього елемента, 75% якого входить до складу гемоглобіну крові, входить до складу ферментів, кісткового мозку, селезінки та бере участь в утворенні хлорофілу в рослинах.

Фізичні властивості заліза.

Хімічний елемент Ферум утворює просту речовину залізо. Чисте залізо – блискучий метал із сіруватим відтінком. Воно досить тверде і важке, пластичне, легко кується, прокатується в лист і витягується в дріт, намагнічується і розмагнічується, плавиться при температурі 1539°C . Електропровідність його значно нижча ніж в алюмінію.

Хімічні властивості заліза.

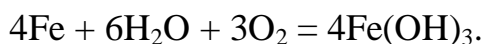
Схема розміщення електронів по енергетичних рівнях в атомі Феруму така:



Проте в утворенні хімічних зв'язків беруть участь і електрони 3d – орбіталей. У своїх стійких сполуках цей елемент виявляє ступінь окиснення +2, +3.

За хімічними властивостями залізо – метал середньої активності. Чисте залізо на повітрі стійке. На практиці використовують залізо з домішками. У звичайних умовах його поверхня вкривається оксидною плівкою, але її захисні властивості невисокі. Тому залізо, особливо з домішками, у вологій атмосфері іржавіє, вкриваючись жовто-бурою плівкою, яка складається переважно з ферум(III) гідроксиду. Плівка іржі рихла, пориста і не захищає метал від

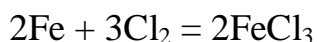
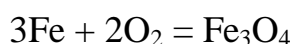
руйнування, тому вироби із заліза у вологому місці можуть повністю перетворитись на іржу:



При взаємодії заліза із сильними окисниками (Cl_2 , $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$, HNO_3) утворюються сполуки тривалентного Феруму, а з іншими – двовалентного:

1. Взаємодія з неметалами

Залізо безпосередньо реагує з більшістю неметалів (галогенами, сіркою, азотом, фосфором, вуглецем та ін.). Багато з цих процесів екзотермічні, проте для початку реакції залізо треба дуже нагріти.



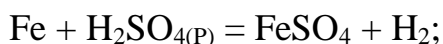
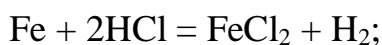
2. Взаємодія з водою

У розпеченому стані залізо реагує з водяною парою:



3. Взаємодія з кислотами

а) Під час взаємодії з хлоридною та розведеною сульфатною кислотами воно витісняє водень з утворенням солей, ступінь окиснення Феруму в яких +2:

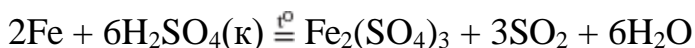


б) залізо за звичайної температури не взаємодіє із концентрованою сульфатною та нітратною кислотами тому, що на поверхні утворюється нерозчинна плівка з його сполук. Тому ці кислоти можна зберігати в залізних посудинах.

Розбавлена нітратна кислота на холоді розчиняє залізо:

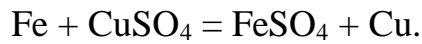


в) при нагріванні з концентрованими сульфатною і нітратною кислотами утворюються солі Fe^{3+}



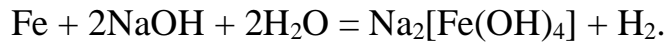
4. Взаємодія з солями

Із розчинів солей залізо легко витісняє всі метали, що стоять у ряду напруг правіше від нього, утворюючи сполуки Феруму із ступенем окиснення +2:

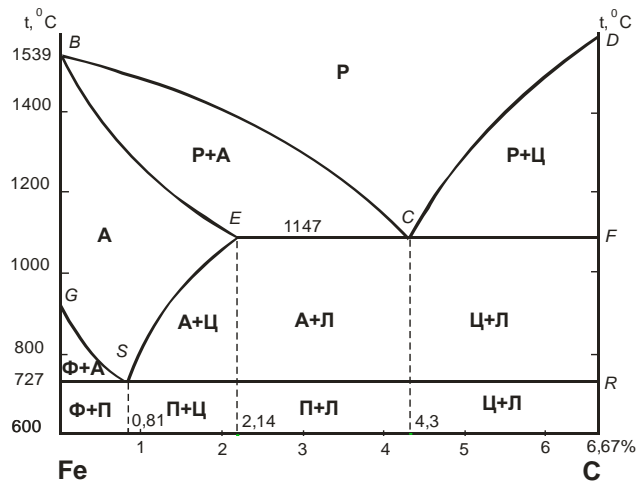


5. Взаємодія з лугами

У подрібненому стані залізо взаємодіє з концентрованими розчинами гарячих лугів з утворенням комплексних солей:



Діаграма стану сплавів залізо-вуглець - графічне відображення фазового стану сплавів заліза з вуглецем в залежності від їх хімічного складу і температури.



Діаграма стану Fe-C (вміст C до 6,67%)

У системі Fe-C розрізняють такі фази:

1. Рідкий сплав (P)
2. Ферит (Ф)
3. Аустеніт (А)
4. Цементит (Ц)
5. Графіт (С)

Ферит (Ф) – є твердий розчин вуглецю (С) та інших домішок у Залізі ($\alpha\text{-Fe}$)

Аустеніт (А) – є твердий розчин вуглецю (С) та інших домішок у Залізі (γ -Fe). Має високу пластичність та міцність.

Цементит (Ц) – фаза Fe_3C із температурою плавлення $1550^\circ C$

Графіт (С) – це вільний вуглець (С), який має металічний блиск, добру пластичність та міцність

Найбільше значення у сучасній техніці мають сплави заліза з вуглецем, а не чисте залізо. Залежно від кількісного вмісту вуглецю сплавам дали назви чавун або сталь.

Чавун – це сплав заліза, в якому міститься більше 2,14–3,8% Карбону, а також домішки Силіцію, Мангану, Сульфуру, Фосфору. Він твердіший за залізо, крихкий, не піддається куванню і прокатуванню і розбивається внаслідок удару.

Розрізняють два види чавуну: сірий і білий.

Сірий чавун (ливарний) містить Карбон у вигляді графіту і на зломі має сірий колір. У техніці він застосовується для відливання важких частин машин, маховиків, плит, труб, ґрати для мостів, хімічної апаратури.

Білий чавун (переробний) містить Карбон у складі цементиту Fe_3C світліший за сірий. Цей чавун переробляють на сталь.

Домішки Сульфуру надають чавуну червоноломкість (виникнення тріщин при гарячій механічній обробці), а Фосфору – холодноломкість (крихкість при обробці за звичайних умов).

Сталь – це сплав залізо, вміст Карбону в якому від 0,3 до 2,14%.

Вуглецеві сталі – це сплави заліза із вуглецем, із вмістом С до 2,14% і домішками Si, Mn, P, S. Сталь на відміну від чавуну легко піддається куванню і прокатуванню. При швидкому охолодженні вона виходить дуже твердою, при повільному – м'якою. М'яку сталь легко обробляти. *Леговані сталі*, містять легуючі елементи (Cr, Mo, W, V, Ni, Mn), які надають сталі певних властивостей, підвищують твердість і температуростійкість. Так, хромомолібденові і хромованадієві сталі застосовують для виготовлення трубопроводів і деталей компресорів у реактивних двигунах, що працюють

при високому тиску і температурі. З хромовольфрамівих сталей виготовляють інструменти, які працюють при великих швидкостях і високих температурах. Марганцевисті сталі дуже стійкі до тертя та удару. Хромонікелеві сталі мають високу механічну міцність, жаростійкі та стійкі проти корозії, з них виготовляють деталі машин та предмети домашнього вжитку.

За призначенням сталі ділять на :

Конструкційні сталі мають високу міцність і пластичність, добре обробляються тиском, різанням, зварюються.

Інструментальні сталі мають високу міцність, твердість, стійкі до корозії. З них виготовляють деталі газових турбін, реактивних двигунів, ракетних установок. З магнітних сталей роблять магнітне обладнання.

Сталі з особливими властивостями – нержавіючі , жаростійкі. такі сталі взагалі не піддаються корозії. Легуючий елемент Cr 15-20% або Ni 8-15%.

Для переважної більшості металів вільний стан нестабільний і з часом вони переходять у стійку окиснену форму. На практиці з цим часто стикаються при експлуатації виробів з металів і сплавів. Під впливом зовнішнього середовища вони поступово руйнуються втрачаючи при цьому початкові фізичні та хімічні властивості.

Руйнування металів і сплавів під дією зовнішнього середовища (води, повітря) називається корозією.

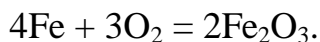
Корозія може охоплювати всю поверхню виробу (*тотальна*), або лише його окремі ділянки (*локальна*) корозія.

Залежно від механізму, виділяють *хімічну* та *електрохімічну* корозію.

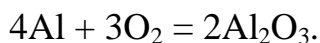
Хімічна корозія відбувається при безпосередньому контакті металу з розчинами неелектролітів, сухими газами тощо. У цьому випадку проходить окиснення металу окисниками – компонентами оточуючого середовища.

Хімічну корозію зумовлюють кисень повітря, пари води, вуглекислий газ CO₂, сульфур (IV) оксид SO₂, хлор Cl₂, гідроген хлорид HCl тощо. Зокрема,

корозія заліза в атмосфері кисню (на повітрі) зумовлена проходженням процесу:



Деякі метали (алюміній, цинк, хром нікель) під дією кисню утворюють оксидні плівки які захищають метал від подальшого руйнування:



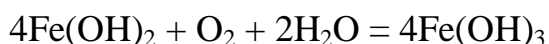
При механічному або хімічному руйнуванні плівки корозія проходить далі. У заліза оксидна плівка пориста і тому не захищає метал від подальшої корозії.

Хімічній корозії піддаються деталі двигунів внутрішнього згорання, газових турбін, хімічна апаратура.

Інтенсивність корозії зростає при підвищенні температури, зростання сили окисника і активності металу.

Електрохімічна корозія – руйнування металів і сплавів при контакті з іншими металами та розчинами електролітів. Електролітами можуть бути пари води в повітрі, ґрунтові води, морська вода тощо.

Відбувається реакція



Викликається цей вид корозії домішками у металах, неоднорідністю поверхні. У цьому випадку на поверхні металу виникають мікрогальванічні пари і більш активний метал кородує.

За умовами протікання розрізняють такі типи корозії:

- атмосферна – корозія у вологому повітрі. Поверхня металу вкривається вологою плівкою, яка містить кисень і є електропровідною;
- мігруючі струми, що виникають від джерел постійного струму (трамваїв, метро, електроустановок);
- ґрунтова – метал дотикається з вологим ґрунтом, що містить кисень.

Для нормальної експлуатації металевих конструкцій необхідно

обов'язково використовувати засоби захисту їх від корозії. Протикорозійний захист допомагає зберегти великі кошти. Протикорозійні заходи необхідно планувати під час проектування. До таких заходів входить правильний підбір матеріалів і засобів захисту від корозії. Суттєву роль грає вибір раціонального способу виготовлення металоконструкцій в протикорозійному відношенні: щоб не було місць накопичення вологи, було менше щілин, зазорів та небажаних контактів металів. Для захисту від корозії використовуються методи:

- нанесення захисних покриттів (фарби, лаки, інші метали);
- використання корозійностійких сплавів;
- створення штучних захисних плівок (анодування);
- зміна властивостей корозійного середовища;
- використання інгібіторів корозії – таких речовин, які гальмують процес корозії. Інгібітори адсорбуються на поверхні металу і гальмують перебіг катодного або анодного процесів. До анодних інгібіторів відносяться хромати, нітроти, фосфати і силікати лужних металів. Наприклад, в системах опалення будинків в гарячу воду додають силікат натрію. До найбільш поширених інгібіторів – органічних речовин відноситься уротропін (сухий спирт). Його додають в розчини для зняття накипу з поверхні залізних сплавів (парових котлів, труб, чайників);

- протекторний захист – це захист основного металу від корозії шляхом його електричного контакту з більш активним металом. При цьому утворюється гальванопара, в якій протектор виступає в анодом, а основний метал – в катодом. Основний метал почне окислюватися тільки після того, як протектор повністю окислиться. За допомогою протекторів захищають корпуси морських судів, труби, що знаходяться під землею. В якості протекторів використовують сплави магнію, цинку або алюмінію;

- покриття металу більш активним металом – катодне покриття. У такому випадку, поки покриття не розчиниться, основний метал буде захищено від корозії.

ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ

Біоелементи Іа та ІІа групи ПСМ

Предмет вивчення неорганічної хімії. Біоелементи. Поділ елементів на метали та неметали. Характеристика елемента згідно його розташування у періодичній системі. Елементи Іа групи, їхня загальна характеристика: а) Гідроген: знаходження у природі, фізичні та хімічні властивості, способи одержання, біологічне значення; б) Натрій; в) Калій. Елементи ІІа групи, їхня загальна характеристика: а) Кальцій: знаходження у природі, фізичні та хімічні властивості, способи одержання, біологічне значення; б) Магній. Твердість води та методи її усунення

Неорганічна хімія – це хімія елементів, наука, яка досліджує елементи ПСМ та утворені ними прості та складні речовини.

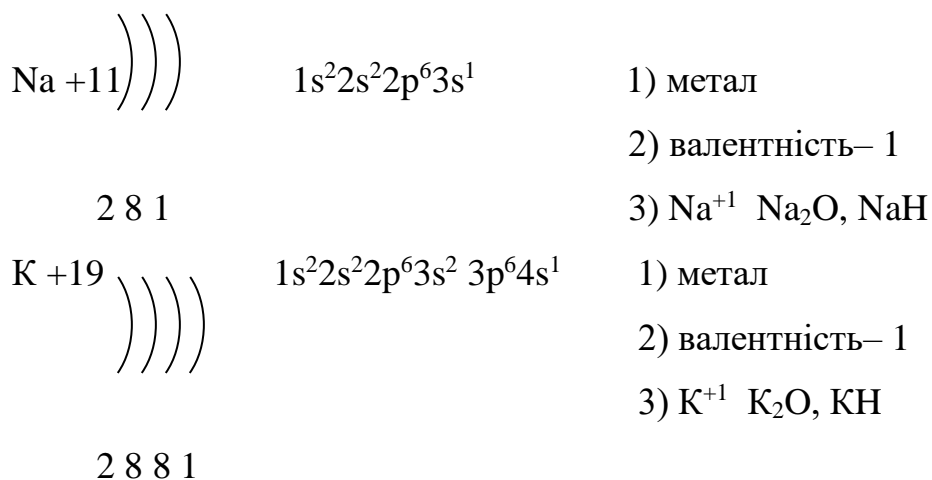
Із більш ніж 100 елементів ПСМ до складу живих організмів входять 18. Із них С, О, Н, N, P, S є основою усіх біологічних систем, їх називають органогенними.

12 інших, а саме: Cl, J, Na, K, Mg, Ca, Cu Zn, Mn, Fe, Co, Mo – біоелементи, необхідні для життєдіяльності.

Поділ простих речовин на метали і неметали обумовлений різницею будови атомів. Із 110 відомих на сьогодні елементів металічні властивості мають понад 80, інші – неметали, хоча чіткого поділу на ці два типи не існує. Є низка елементів, що виявляють амфотерні властивості – металічні і частково неметалічні залежно від умов (Be, Ge, Sn).

Хімію елементів ми будемо розглядати згідно їх приналежності до певних сімейств. Сімейство формується залежно від заселення останніми електронами енергетичних рівнів та підрівнів. Якщо останнім заселений s-підрівень, то це s-сімейство, так само виділяють p, d, f-сімейства.

Загальну характеристику будь-якої групи ПСМ розпочинають із електронної будови . Наприклад, для елементів І групи головної підгрупи:



- Спільна електронна формула ns^1 . На останньому енергетичному рівні у елементів І групи 1 електрон, тому ці елементи в окисно-відновних реакціях віддають електрон і є відновниками: $E - 1e \rightarrow E^{+1}$;

-валентність = 1, тип елементів – метали;

-сполуки з Оксигеном та Гідрогеном E_2O , EH ;

-в межах групи радіуси атомів зростають від Літію до Францію, металічні властивості посилюються, активність металів зростає, у сполуках переважає іонний тип зв'язку.

Гідроген – найбільш розповсюджений елемент Всесвіту, він складає більшу частину мас сонця, зірок і міжзоряного простору. На Землі знаходиться як у вільному, так і зв'язаному стані. Гідроген входить до складу води, тварин і рослин, нафти, природного газу, багатьох мінералів. У хімічному складі земної кори масова частка Гідрогену становить близько 1%. В атмосфері вміст Гідрогену дуже малий (10^{-5} мас.%). Елемент Гідроген утворює просту речовину – водень (H_2). Водень – безбарвний газ, без запаху, найлегший з усіх газів. За температури $-252,6^\circ C$ переходить в рідкий стан. Рідкий водень застосовується як паливо для ракетних двигунів.

Атоми гідрогену існують у вигляді трьох ізотопів, що різко відрізняються за властивостями: Протію 1H ; Дейтерію 2H (D); Тритію 3H (T).

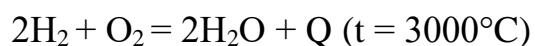
Протій і дейтерій – стабільні ізотопи. Тритій – радіоактивний елемент, з періодом піврозпаду 12,25 років.

За будовою атома він частково подібний до лужних металів, але за властивостями більш подібний до галогенів, тому в періодичній системі елементів він займає подвійне положення (розміщується в I і VII групах).

Хімічні властивості

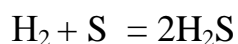
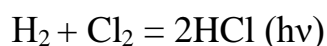
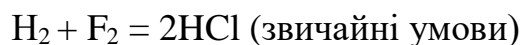
Головні ступені окиснення Гідрогену +1 і –1. За звичайних умов хімічна активність Гідрогену невелика.

1) За звичайних умов або при нагріванні він реагує з багатьма неметалами:



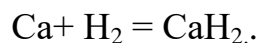
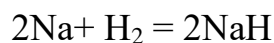
Суміш водню з киснем у співвідношенні об'ємів, близькому до 2:1, називається “гримучим газом”, оскільки при підпалюванні сильно вибухає.

2) При нагріванні активність водню зростає внаслідок термічної дисоціації H_2

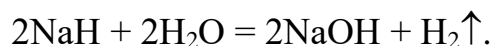


З азотом водень реагує за високого тиску і температури та наявності каталізатора: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$.

3) Водень реагує з активними металами, при цьому утворюються сполуки, в яких водень має ступінь окиснення –1 (гідриди металів):

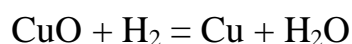


Гідриди металів бурхливо реагують з водою з виділенням водню, який в більшості випадків займається або вибухає:



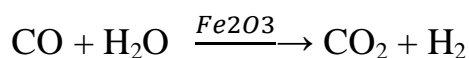
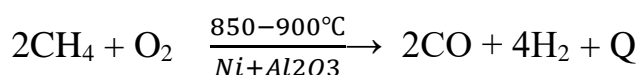
Такі властивості гідридів металів роблять їх пожежонебезпечними.

4) При нагріванні водень відновлює метали із їхніх оксидів:

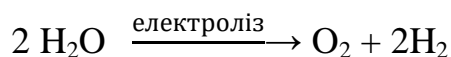


Методи одержання:

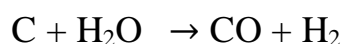
1. У промисловості для одержання водню використовують природний газ, який нагрівають над каталізатором (нікель із алюміній оксидом) за 900°C:



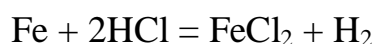
2. Електроліз води, водних розчинів:



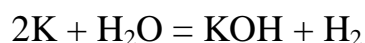
3. Із коксового газу:



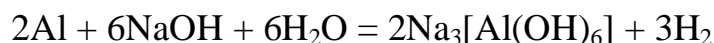
4. У лабораторних умовах – дією розведених кислот на метали



5. Взаємодією лужних і лужно-земельних металів з водою:



6. Взаємодією амфотерних елементів з лугами:

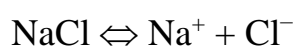


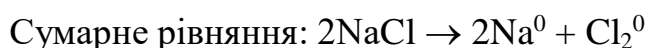
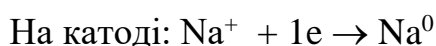
Водень як проста речовина у великих кількостях використовується в промисловості, зокрема для синтезу хлороводню, аміаку, метанолу, в металургії – для відновлення деяких металів, в харчовій промисловості – при одержанні маргарину. Водень може стати універсальним екологічно чистим джерелом енергії, оскільки під час його згоряння майже не утворюється шкідливих речовин. Однією з найпоширеніших сполук Гідрогену є вода.

Натрій та Калій

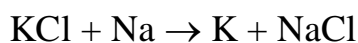
Натрій та калій внаслідок високої хімічної активності зустрічаються лише у вигляді сполук: галіт (кам'яна сіль) NaCl, бура Na₂B₄O₇, глауберова сіль Na₂SO₄·10H₂O, чилійська селітра NaNO₃, кріоліт Na₃[AlF₆]; сильвініт KCl·NaCl, карналіт KCl·MgSO₄·6H₂O, сильвін KCl.

Одержують метали електролізом розплавів солей, легкоплавких сумішей: Схема електролізу хлориду натрію:





Калій одержують обробкою розплавлених хлоридів паровою натрію:



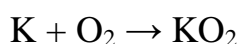
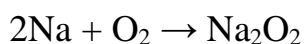
Очищають лужні метали методом перегонки.

Лужні метали – сріблясто-білі речовини, крім цезію, у якого золотисте забарвлення. На свіжому повітрі s-метали у розрізі мають блискучу поверхню, яка при контакті з киснем повітря дуже швидко тускніє, тому їх зберігають під шаром гасу. Ці метали дуже м'які, пластичні, легко ріжуться ножом.

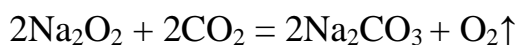
Хімічні властивості

1) Завдяки великій відновній активності лужні метали взаємодіють із більшістю елементів, утворюючи бінарні сполуки, в яких неметали виявляють негативні ступені окиснення. Реакції лужних металів неметалами можуть проходити при нагріванні або за звичайних умов – залежно від їхньої активності.

З киснем Натрій та Калій дає пероксида або надпероксида:



Пероксида мають застосування для добування кисню на підводних човнах:



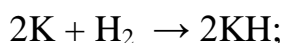
Оксида калію та натрію можуть бути одержані тільки при нагріванні суміші пероксида з надлишком металу при повній відсутності кисню:



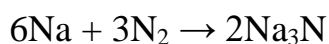
Оксида натрію та калію мають основні властивості:



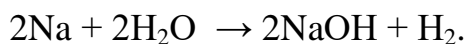
2) З воднем лужні метали утворюють гідриди



3) При нагріванні з азотом утворюють нітриди

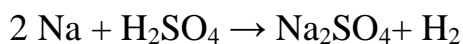


4) Натрій та Калій з водою взаємодіє енергійно:



Внаслідок реакції виділяється водень і утворюються сильні основи – луги. Гідроксид натрію використовують для очищення нафтопродуктів, одержання мила, штучних волокон, паперу.

5) Взаємодія всіх лужних металів з кислотами відбувається дуже бурхливо. Взаємодія з кислотами-неокисниками (розведена сульфатна H_2SO_4 , HF , HCl , HBr , HI , фосфатна H_3PO_4 , оцтова CH_3COOH та інші слабкі кислоти), супроводжується виділенням водню та утворенням солі:



Біологічні функції

Натрій

-Натрій є основним позаклітинним іоном. Міститься у всіх органах плодкових дерев, бере участь у регуляції водного обміну.

-Хлорид натрію (NaCl) підтримує постійний осмотичний тиск біологічних рідин. Хлорид натрію є головним джерелом хлоридної кислоти шлункового соку. Добова потреба 1г на добу. Надлишок провокує гіпертонію. *Ізотонічний розчин NaCl (0,9%)* (фізіологічний розчин) використовують при великих крововтратах, зневодненню та інтоксикації організму, а також для приготування ін'єкційних розчинів лікарських препаратів. *Гіпертонічні розчини NaCl (3-5-10%)* використовують зовнішньо у вигляді компресів при лікуванні гнійних ран.

-Відіграє важливу роль в процесі передачі імпульсів нервових клітин і скороченні м'язів.

-Основний внутрішньоклітинний катіон.

-Відіграє важливу роль у фізіологічних процесах: скороченні м'язів, нормальному функціонуванні серця, передачі нервових імпульсів, обмінних процесах, активації ферментів.

-Сприяє засвоєнню CO_2 з повітря рослинами, утворенню хлорофілу,

білків, крохмалю.

-Обумовлює стійкість до різних захворювань.

Калій та Натрій створюють в організмі систему, що забезпечує ізотонічність клітин і навколишнього середовища – натрієво-калієвий насос, який забезпечує дифузю і транспорт іонів крізь клітинну мембрану.

Калійні добрива

Калій міститься в ґрунті переважно у вигляді нерозчинних силікатів. Тому для поповнення втрат Калію його вводять у вигляді добрив для підвищення урожайності. Усі калійні добрива являють собою розчинні солі калію.

KCl – хлористий калій

KCl + сильвініт (KCl + NaCl) – змішані калійні солі

K₂SO₄ – сульфат калію

K₂SO₄ · MgSO₄ – калімагnezія

Вміст калію виражають у перерахунку на K₂O (діюча речовина). Форма засвоєння рослинами – K⁺. До прикладу, якщо потрібно порахувати вміст діючої речовини у добриві сульфат калію:

$$\omega (K_2O) = \frac{M (K_2O)}{M (K_2SO_4)} = \frac{94}{174} = 0,54 = 54\%$$

Елементи ІІА групи Берилій, Магній, Кальцій, Стронцій, Барій, Радій.

Берилій та Магній помітно відрізняються від лужноземельних металів (Ca, Sr, Ba): берилій за реакційною здатністю більше походить на алюміній, а магній окремими властивостями нагадує літій та цинк.

Електронна структура s-металів ІІ групи ...ns². Найбільш характерний ступінь окиснення дорівнює +2. Метали ІІА-підгрупи – це речовини, що мають більшу твердість і меншу активність, ніж лужні метали. У межах ІІА-підгрупи хімічна активність металів зростає згори вниз, причому, за багатьма своїми показниками різко вирізняється берилій.

У природі елементи ІІА-підгрупи, крім штучно одержаного Радію,

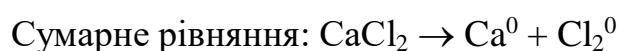
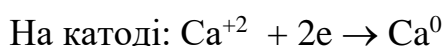
зустрічаються лише у вигляді сполук – силікатів, карбонатів, сульфатів, фосфатів тощо. Найважливішими є такі мінерали: магнею – магнезит $MgCO_3$, доломіт $MgCO_3 \cdot CaCO_3$, бішофіт $MgCl_2 \cdot 6H_2O$, тальк $3MgO \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$; кальцію – кальцит (крейда, вапняк, мармур) $CaCO_3$, гіпс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, флюорит (плавиковий шпат) CaF_2 , фторапатит $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$, фосфорит $Ca_3(PO_4)_2$.

За фізичними властивостями всі метали ІІА-підгрупи вільному стані – сріблясто-білі речовини за винятком берилію, який має світло-сірий колір. Вони є достатньо ковкими, пластичними і м'якими, хоча і твердіші за лужні метали.

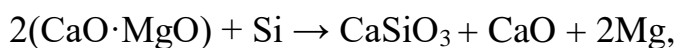
Методи одержання

1. Електроліз розплавів $CaCl_2$ та $MgCl_2$

Схема електролізу хлориду кальцію:



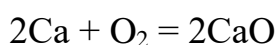
2. Крім того, магній та кальцій добувають металотермічним методом (зокрема, прокалюванням доломіту при $1300^\circ C$ з феросиліцієм чи алюмосиліцієм, в якому відновником виступає Si



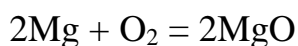
Хімічні властивості

1) ${}_{20}Ca$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ На зовнішньому енергетичному рівні вказаних елементів (на прикладі Кальцію) 2 електрони, віддача яких при утворенні зв'язків надає їм відновних властивостей: $Ca^0 - 2e \rightarrow Ca^{+2}$ відновник.

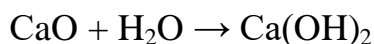
2) Ці елементи виявляють досить високу хімічну активність у реакціях з киснем:



оксид кальцію – негашене вапно

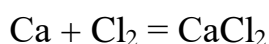


Оксиди цих металів мають основні властивості:

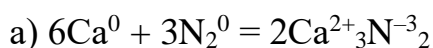


гідроксид кальцію – гашене вапно, вапняна вода,
вапняне молоко

3) За звичайних умов реагують з галогенами:

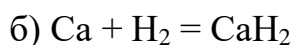


4) За нагрівання реагують із азотом, воднем, сіркою, фосфором,
кремнієм та вуглецем:



$\text{Ca}^0 - 2e = \text{Ca}^{2+}$ – відновник, процес окиснення

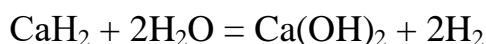
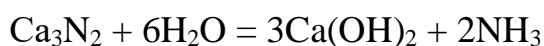
$\text{N}_2^0 + 6e = 2\text{N}^{-3}$ – окисник, процес відновлення



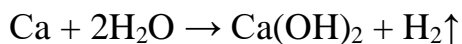
$\text{Ca}^0 - 2e = \text{Ca}^{2+}$ – відновник, процес окиснення

$\text{H}_2^0 + 2e = 2\text{H}^-$ – окисник, процес відновлення

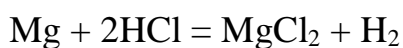
Нітриди та гідриди взаємодіють з водою:



5) З водою Mg завдяки наявності на його поверхні оксидної плівки
взаємодіє дуже повільно лише при нагріванні, Ca реагує теж досить повільно.



б) Реагують із кислотами

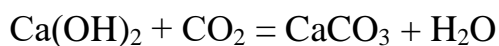


Найважливіші сполуки кальцію:

CaCO_3 – кальцію карбонат використовують для лівідації кислотності
грунтів, крім того є цінною сировиною для одержання багатьох цінних
продуктів, негашеного вапна, зокрема:



Ca(OH)_2 – кальцію гідроксид, гашене вапно, розчин якого у воді ще
називають, вапняна вода, вапняне молоко залежно від концентрації



карбонат кальцію



гідрокарбонат кальцію

Хлорид кальцію завдяки його високій гігроскопічності застосовують як зневоднюючий засіб. Нітрат кальцію – мінеральне добриво. Сульфат кальцію використовують для виробництва в'язучих матеріалів.

Оксид магнію MgO застосовують при виробництві чистого магнію, як наповнювач гуми, для очищення нафтопродуктів, при виготовленні вогнетривких матеріалів. Сульфат магнію – гірка англійська сіль, має застосування в медицині.

Твердість води

Твердість води – це властивість природної води, зумовлена наявністю розчинних солей кальцію та магнію. При використанні твердої води витрачається значно більше мийних засобів, утворюється накип на посуді та нагрівальних приладах. Дуже м'яка вода ж може спричинити корозію труб.

Загальна твердість – сумарна концентрація іонів Ca^{2+} та Mg^{2+} .

Загальна твердість складається із *тимчасової* та *постійної твердості*.

Тимчасова (карбонатна) твердість зумовлена наявністю у воді гідрогенкарбонатів Кальцію $\text{Ca(HCO}_3)_2$ та Магнію $\text{Mg(HCO}_3)_2$.

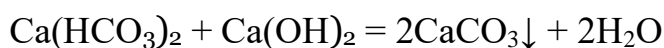
Постійна (некарбонатна) твердість води зумовлена наявністю у воді сульфатів, хлоридів, нітратів Кальцію та Магнію.

Методи усунення твердості:

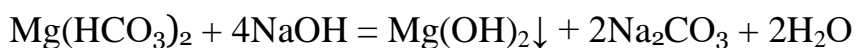
1) Карбонатну твердість усувають кип'ятінням



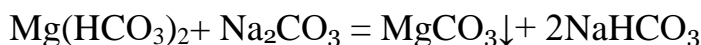
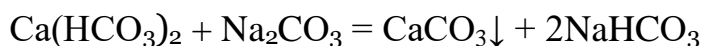
2) Дією вапняної води



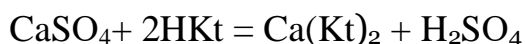
3) Дією їдкою натру



4) Дією соди



5) Методом іонного обміну – тверду воду пропускають крізь катіоніт, внаслідок чого іони Ca^{2+} та Mg^{2+} заміщуються на іони Na^+ (або H^+):



Контрольні запитання

1. Для підживлення деяких овочевих культур використовують 0,4 н розчин калій сульфату. Як приготувати 20 л даного розчину?

2. Натрій реагує зі складовими частинами повітря і здійснює ряд перетворень: $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

3. Напишіть реакції взаємодії Кальцію із киснем, водою, галогенами.

4. Здійсніть перетворення:



5. Як можна позбутися карбонатної твердості води ? Наведіть відповідні рівняння реакцій.

Елементи IIIa та Va групи ПСМ.

Загальна характеристика неметалів. Елементи IIIa групи, їхня загальна характеристика. Алюміній. Бор. Елементи IVa групи, їхня загальна характеристика. Карбон. Силіцій. Елементи Va групи, їхня загальна характеристика. Нітроген. Фосфор.

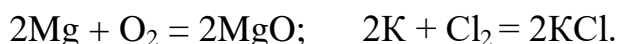
Неметали – це елементи, що мають більше 3 електронів на зовнішньому енергетичному рівні, тому вони мають здатність до приєднання електронів: $E + ne \rightarrow E^{-n}$, тобто неметали виявляють значу спорідненість до електрона. Неметали мають великі значення електронегативності. Флуор вважається елементом з найбільш вираженими неметалічними властивостями. До неметалів також відносять інертні (благородні газ), незважаючи на те, що вони практично не можуть приєднувати електрони.

Вважається, що у періодичній системі лише 22 елементи, які відносять до неметалів. Неметалічні властивості в групах періодичної системи посилюються знизу до верху, а в періодах – від початку до кінця періоду.

Серед неметалів є газ (H_2, N_2, F_2, Cl_2), рідини (Br_2) та тверді речовини (S, C, As). Неметали, на відміну від металів, погано проводять тепло та електричний струм (за винятком графіту). Більшість неметалів, що знаходяться у твердому стані, крихкі. Багато неметалів здатні розчинятися в органічних розчинниках.

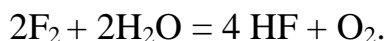
Хімічні властивості неметалів:

1. Типові неметали легко взаємодіють з металами:

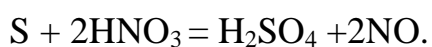


2. Більшість неметалів не реагують з водою, а лише розчиняються в ній.

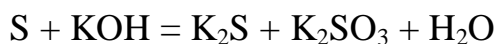
Інтенсивно реагує з водою фтор:



3. Завдяки тому, що неметали важко віддають електрони, вони не можуть окиснюватися йонами гідрогену. Але нітратна та деякі інші кислоти, які мають сильні окиснювальні властивості, можуть окиснювати деякі неметали:

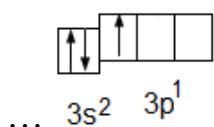
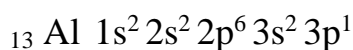


4. Деякі неметали можуть реагувати з розчинами лугів:



Елементи IIIA групи – Бор, Алюміній, Галій, Індій, Талій. В основному стані атоми мають електронну конфігурацію зовнішнього шару ns^2np^1 . Бор –єдиний неметал у IIIA групі. Алюміній, Галій та Індій мають амфотерні властивості. Талій – типовий метал. За багатьма характеристиками бор суттєво відрізняється від інших елементів IIIA групи, тому його хімічні властивості розглядають окремо. У сполуках елементи III A групи мають ступені окиснення 0, +1, +3. Бору притаманний ступінь окиснення –3.

Алюміній (Al) відноситься до р-сімейства. Тип елемента – метал. Електронна формула атома:



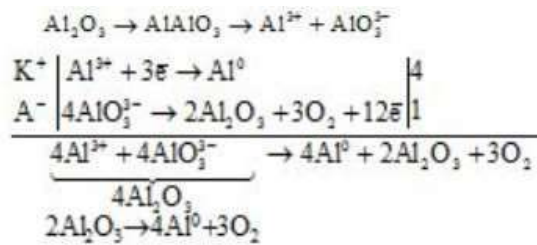
Найвищий ступінь окиснення відповідає номеру групи, а також кількості відданих електронів: $\text{Al} - 3e = \text{Al}^{+3}$

Алюміній – типовий амфотерний елемент. За поширеністю на Землі Алюміній займає третє місце після O, Si. Алюміній знаходиться в земній корі головним чином у вигляді сполук з киснем. Важливим мінералом для отримання алюмінію є боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$; зустрічається в природі мінерал корунд Al_2O_3 . У алюмосилікатах зосереджена основна маса алюмінію земної кори. Поширеним продуктом руйнування гірських порід каолін, що складається в основному з глинистого мінералу каолініту $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \cdot 2\text{SiO}_2$.

У вигляді простої речовини алюміній – сріблясто-білий метал. Володіє високою електричною провідністю і теплопровідністю, виключно пластичний.

Методи добування

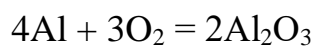
- електроліз розплаву Al_2O_3 у криоліті $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ (катодом є корпус електролізера, викладений графітовими плитками, анодом – графітовий електрод, на ньому виділяється кисень). Під дією кисню графітовий анод згоряє, при цьому утворюється значна кількість шкідливих речовин. На виробництво 1 т металу витрачається 550 кг аноду та велика кількість електроенергії.



Хімічні властивості

Алюміній хімічно активний; навіть у звичайних умовах покривається дуже міцною оксидною плівкою. Остання дещо послаблює металевий блиск алюмінію і визначає його досить високу корозійну стійкість.

1. Так, алюміній горить у кисні лише при високій Взаємодія супроводжується великим виділенням теплоти

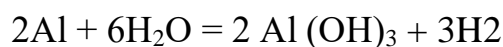


2. Подібним чином протікає взаємодія алюмінію з сіркою. З хлором і бромом він реагує при звичайній температурі, а з йодом - при нагріванні або в присутності води як каталізатора. При сильному нагріванні реагує з азотом (800°C) і вуглецем (2000°C).



З воднем безпосередньо не взаємодіє.

3. Якщо зняти оксидну плівку, алюміній буде взаємодіяти з водою:



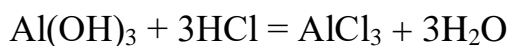
4. Внаслідок утворення захисної плівки алюміній стійкий в дуже розведеної HNO_3 і концентрованих розчинах HNO_3 і H_2SO_4 на холоді.

По застосуванню алюміній займає одне з перших місць серед металів. Це обумовлено його невисокою густиною, високою міцністю. З алюмінію виготовляються хімічна апаратура, електричні дроти, конденсатори. Алюмінієва фольга (товщиною 0,005 мм) застосовується в харчовій та фармацевтичній промисловості для упаковки продуктів та препаратів.

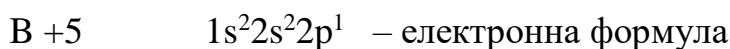
Основну масу алюмінія використовують для отримання легких сплавів – дуралюміна (94% Al, 4% Si, по 0,5% Mg, Mn, Fe і Si) та інші. Сплави алюмінію широко застосовуються в автомобілебудуванні, суднобудуванні, авіаційній техніці та ін.

Основна область застосування Al_2O_3 - виробництво металевого алюмінію.

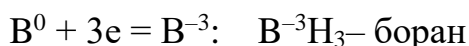
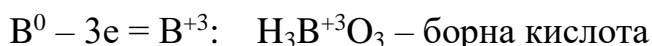
Гідроксид алюмінію $\text{Al}(\text{OH})_3$ – типова амфотерна сполука, легко розчиняється і в кислотах і в лугах:



Бор порівняно мало розповсюджений у земній корі ($9 \cdot 10^{-4}$ мас.%), де він зустрічається у вигляді сполук з киснем: боратів та боросилікатів. Від назви одного з найпоширеніших боратів – бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – і походить назва елемента.



Аналогічно до Алюмінію, це р-елемент, на останньому енергетичному рівні має 3 електрона - може бути як окисником, так і відновником:

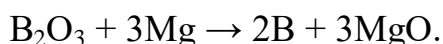


Цей елемент виявляє неметалічні властивості. У сполуках з неметалами ступінь окиснення бору +3.

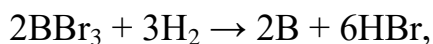
Бор – порошок чорного (кристалічний) або бурого (аморфний) кольору, погано проводить тепло та електричний струм. Тугоплавкий, виявляє діамагнітні властивості.

Методи добування:

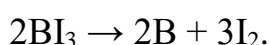
Аморфний бор, сильно забруднений боридами металів, отримують металотермічним відновленням оксиду чи зневодненої бури:



Більш чистий продукт утворюється при відновленні летких сполук бору воднем на нагрітій до 1150°C танталовій проволочці:

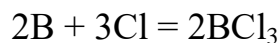
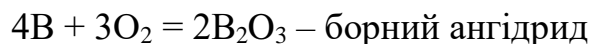


або при їх термічному розкладанні (5000°C):

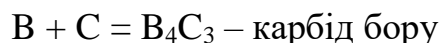


Хімічні властивості

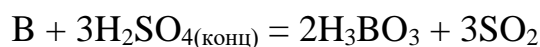
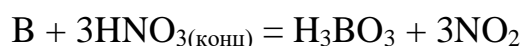
1) При кімнатній температурі бор хімічно інертний і взаємодіє безпосередньо тільки з фтором; при нагріванні бор окиснюється хлором, киснем і деякими іншими неметалами наприклад:



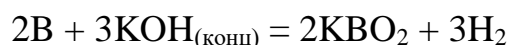
2) За високих температур реагує з вуглецем:



3) З концентрованими кислотами утворює борну кислоту, із розведеними кислотами не взаємодіє:



4) Взаємодіє із концентрованими лугами:



Біологічні функції

Бор – важливий мікроелемент, необхідний для рослин. Біологічна роль бору для людини не з'ясована.

1) борати інгібують деякі ферментативні реакції;

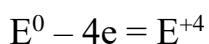
2) при недостатньому вмісті Бору у рослин сповільнюється ріст, відмирають точки росту, не утворюються квіти і насіння;

3) буру і борну кислоту використовують у медицині для виготовлення мазей, карбіди бору заміняють алмаз;

4) бор, оксид бору та ортоборна кислота відносяться до сильнодіючих токсичних речовин із політропною дією. Мають виражену гепатотоксичну та гонадотропну, ембріотоксичну дію. Тривале надходження ортоборної кислоти призводить до зниження апетиту, нудоти, появі висипань. Дуже отруйні борани, вони викликають токсичний набряк легенів, уражають нервову систему, нирки та печінку.

Елементи IVA групи – Карбон С, Силіцій Si, В основному стані атоми мають електронну конфігурацію зовнішнього шару ns^2np^2 . У сполуках елементи IV A групи проявляють ступені окиснення -4, 0, +2, +4. Для Карбону відомі сполуки зі ступенем окиснення -2, наприклад, карбен CH_2 та його аналоги.

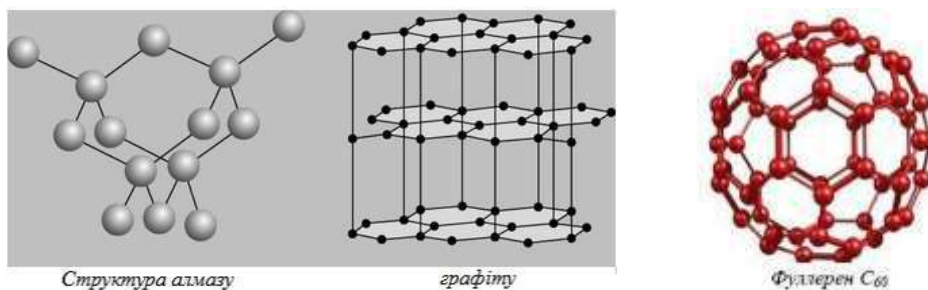
Можуть бути як окисником, так і відновником:



Ці елементи виявляють неметалічні властивості. У сполуках з неметалами ступінь окиснення +4.

Карбон (від лат. *carbo* – вугілля) зустрічається у природі у вільному стані, у вигляді оксидів (вуглекислий газ CO_2 , чадний газ CO), карбонатів (вапняк, мрамор – $CaCO_3$, магнезит $MgCO_3$, доломіт $CaCO_3 \cdot MgCO_3$, сидерит $FeCO_3$ тощо), викопного палива (торф, нафта, газ. Кількість сполук карбону настільки велика (перевищує 10 млн., тоді як кількість сполук усіх інших елементів складає приблизно 120 тис.), що для їх описання знадобилося виділити у хімії самостійний напрямок – органічну хімію.

У вільному стані в природі вуглець зустрічається у вигляді алотропних модифікацій – алмазу, графіту, карбіну, фуллеренів та графіну. Алмаз – найтвердіший із всіх природних речовин. Прозора, безбарвна речовина, здатна заломлювати промені, не проводить струм, погано проводить тепло. Відшліфовані і огранені алмази називають діамантами. Графіт – м'яка темно-сіра речовина із слабким металічним блиском. Використовується для виготовлення електродів, вогнетривких матеріалів. Карбін – штучно одержана алотропна модифікація. Фулерени – складаються із сіток атомів карбону (як футбольний м'яч). Графін – речовина із шаруватою структурою.



Методи одержання

Вугілля розрізняється залежно від способу добування. Найважливіші технічні сорти вугілля – кокс, деревне вугілля, сажа. Кокс добувають під час сухої перегонки кам'яного вугілля і використовують як компонент шихти у чорній металургії та як відновник у процесі виплавляння кольорових металів. Деревне вугілля отримують при нагріванні деревини без доступу повітря. При обробці деревного вугілля, наприклад, перегрітим паром отримують активоване вугілля. Перегрітий пар видаляє смолисті речовини, які заповнюють пори у звичайному деревному вугіллі. Сажу в промисловості отримують шляхом термічного розкладу метану:

$\text{CH}_4 \rightarrow \text{C} + 2\text{H}_2$, а також спалювання при недостатньому доступі повітря смоли та інших багатих карбоном речовин.

Хімічні властивості

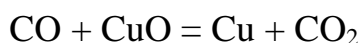
Вуглець має низьку реакційну здатність. Так, із галогенів він реагує лише із фтором, не реагує з фосфором та азотом. Найбільш інертною формою вуглецю є алмаз.

1) В атмосфері кисню (чи фтору) він згоряє лише за температури 730⁰С з утворенням CO₂ (CF₄):



$\text{C} + \text{CO}_2 = \text{CO}$ оксид карбону (II) – чадний газ (ГДК = 0,03 мл/1л повітря)

Чадний газ CO є несолетвірним оксидом, сильним відновником:



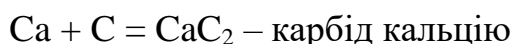
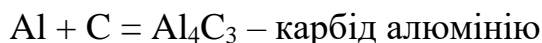
Вуглекислий газ CO_2 – кислотний оксид, газ без кольору, запаху, не підтримує горіння, під тиском 6 МПа переходить у рідкий стан. Твердий CO_2 – сухий лід.



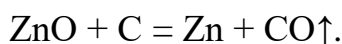
2) Вуглець реагує з воднем при нагріванні і присутності каталізатора:



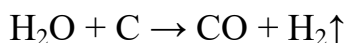
3) Реагує з металами:



4) Аморфний вуглець (вугілля) при нагріванні виступає як активний відновник, наприклад:



5) При пропусканні водяної пари над розпеченим вугіллям утворюється водяний газ (суміш H_2 та CO):

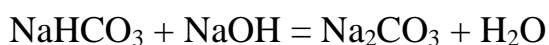
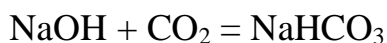


Найважливіші неорганічні сполуки Карбону:

H_2CO_3 – карбонатна кислота – існує лише у розчині:



Слабкий електроліт. Утворює середні карбонати і кислі гідрокарбонати:



Карбонати і гідрокарбонати – хімічно нестійкі:



K_2CO_3 – карбонат калію або поташ (застосовується як мінеральне добриво) одержують пропусканням вуглекислого газу через розчин гідроксиду калію.

Na_2CO_3 – Карбонат натрію або кальцинована сода має широке застосування у багатьох галузях.

NaHCO_3 – харчова сода.

У природі спостерігається постійне переміщення карбонатів. Ґрунтові води, що містять CO_2 , проходячи через пласти вапняку, розчиняють його. Внаслідок таких процесів у печерах утворюються сталактити та сталагміти.

Карбон – основа всіх органічних речовин. Карбон – основа життя. Будь-який живий організм складається значною мірою з карбону. Джерелом карбону для живих істот є вуглекислий газ. CO_2 відіграє значну роль у біологічних процесах. Він бере участь у фотосинтезі (при якому відбувається утворення полісахаридів із вуглекислого газу та води під впливом сонячного світла: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$

Біологічний цикл карбону закінчується або окисненням і поверненням в атмосферу, або захороненням у вигляді нафти або вугілля. CO_2 є одним з парникових газів (викликає парниковий ефект); також бере участь у геохімічних процесах (розчинення в океані та утворення карбонатів).

Високий вміст вуглецю в атмосферних аерозолях призводить до підвищення захворюваності населення, особливо верхніх дихальних шляхів та легенів. Оксид карбону (II) або чадний газ CO , утворюється при неповному згорянні палива, взаємодіє з гемоглобіном крові, з утворенням комплексної сполуки, яка не здатна переносити кисень до тканин, а також сприяє відкладенню ліпідів на стінках коронарних судин, що спричиняє розвиток атеросклерозу. Оксид карбону (IV) або вуглекислий газ нетоксичний, при невисоких концентраціях збуджує дихальний центр, при дуже високих – пригнічує його, має наркотичну дію, подразнює шкіру та слизові оболонки.

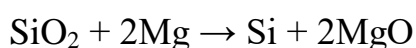
Силіцій займає друге місце за поширенням на Землі (25,7 мас.%) після Оксигену. У природі зустрічається у вигляді оксиду силіцію (IV) – SiO_2 , силікатів, алюмосилікатів. Пісок, кварц, дорогоцінне каміння – гірський криштал (прозорі кристали кварцу у вигляді шестигранних призм), аметист

(гірський криштал, забарвлений домішками у ліловий колір), димчастий топаз (буруватий гірський криштал) – все це природні сполуки силіцію.

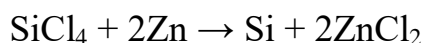
Кремній – тверда кристалічна речовина з характерним блиском, напівпровідник. Існує у кристалічному і аморфному стані. Кристалічний кремній має вигляд темно-сірих кристалів, твердих, але крихких. Аморфний кремній – бурий порошок, має алмазоподібну структуру.

Методи одержання

1) Прожарювання білого піску з магнієм або коксом у електричній печі:

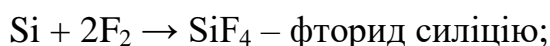


2) Кристали високої чистоти отримують відновленням парів кремній тетраклориду цинком або воднем:

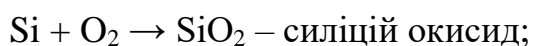
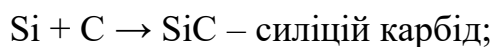


Хімічні властивості

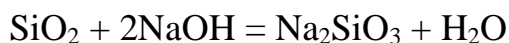
1) Кремній – малоактивна речовина. При кімнатній температурі сполучається лише з фтором.



2) При нагріванні реагує з киснем, галогенами, сіркою, металами:

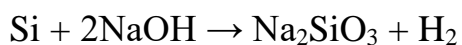


Силіцій оксид виявляє кислотні властивості:



Силікат натрію – сіль силікатної кислоти H_2SiO_3

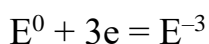
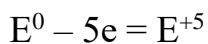
3) Взаємодіє з основними оксидами та лугами:



Застосовують Силіцій у мікроелектроніці, металургії; SiO_2 є вихідною речовиною для виробництва скла, кераміки, цементу, цегли та низки будматеріалів.

Елементи Va групи – Нітроген N, Фосфор P, Арсен As, Стилбій Sb, Бісмут Ві. В основному стані атоми мають електронну конфігурацію зовнішнього шару ns^2np^3 . У сполуках елементи Va групи виявляють ступені окиснення -3, 0, +3, +5.

Можуть бути як окисником, так і відновником:



Нітроген, Фосфор виявляють неметалічні властивості, Арсен, Стилбій амфотерні, а Бісмут має металічні властивості. У сполуках з неметалами ступінь окиснення +3, +5.

Нітроген у природі знаходиться як у вигляді простої сполуки азоту N_2 (його вміст у повітрі складає приблизно 78%), так і у вигляді рідноманітних сполук: біомаса, ґрунти, кам'яне вугілля, нафта). З природних мінералів промислове значення має чилійська ($NaNO_3$) та калійна (KNO_3) селітри.

За звичайних умов азот N_2 – газ без кольору, запаху і смаку, малорозчинний у воді, легший за повітря.

Методи добування

1) У промисловості азот отримують ректифікацією повітря. Для цього повітря під високим тиском переводять в рідкий стан, а потім шляхом випаровування відокремлюють азот від менш легкого компонента – кисню.

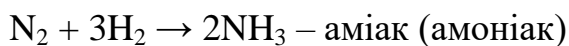
2) У лабораторії азот одержують термічним розкладанням амоній нітриту, літій азиду або нагріванням суміші розчинів натрій нітриту та амоній хлориду: $NH_4NO_2 \rightarrow N_2\uparrow + 2H_2O$;

Хімічні властивості

1) Молекулярний азот за звичайних умов малоактивний, що зумовлено наявністю в молекулі N_2 потрійного зв'язку, а також неполярністю молекули. За кімнатної температури азот реагує лише з літієм, а при нагріванні з багатьма металами, наприклад, при $300^\circ C$:

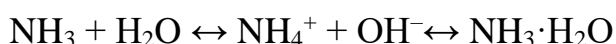


2) За температури 450°C, тиску 30 МПа, та за присутності каталізатора (Fe або Al₂O₃), азот реагує з воднем з утворенням аміаку:



Аміак дуже добре розчиняється у воді (один об'єм води розчиняє 1200 об'ємів NH₃), це пояснюється утворенням водневих зв'язків та гідратів NH₃·nH₂O різного складу. Аміак легко випаровується, тому навіть розбавлені розчини мають характерний запах.

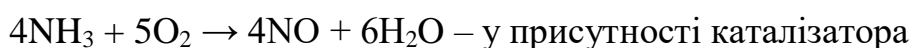
Водний розчин аміаку має властивості слабкої основи:



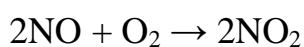
Наявність вільної sp²-гібридної електронної пари зумовлює його донорні властивості – здатність взаємодіяти з кислотами з утворенням солей амонію, а також утворювати комплексні сполуки – аміакати:



На повітрі аміак не горить, але згоряє в атмосфері кисню:



3) За температури електричної дуги (близько 3000°C) азот взаємодіє з киснем: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$



Нітроген з Оксигеном утворює п'ять оксидів:

несолетвірні оксиди $\left\{ \begin{array}{l} \text{N}^{+2}\text{O} \text{ Нітроген (I) оксид} \\ \text{N}^{+2}\text{O} \text{ Нітроген (II) оксид – прозорий газ, розчиняється у воді} \end{array} \right.$

кислотні оксиди $\left\{ \begin{array}{l} \text{N}^{+3}\text{O}_3 \text{ Нітроген (III) оксид – темно-синя рідина} \\ \text{N}^{+4}\text{O}_2 \text{ Нітроген (IV) оксид – газ бурого кольору з характерним запахом оксиди} \\ \text{N}^{+5}\text{O}_5 \text{ Нітроген (V) оксид} \end{array} \right.$

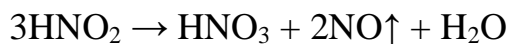
Нітроген (III) оксид за низьких температур розкладається на NO та NO₂: $\text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NO}\uparrow + \text{NO}_2\uparrow$

З водою N_2O_3 утворює нітритну кислоту:



HNO_2 – слабка, нестійка кислота, з підвищенням температури

розкладається:

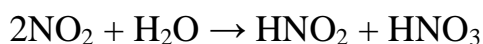


Нітроген (IV) оксид NO_2 здатний окиснюватись киснем повітря і в присутності надлишку повітря утворюється нітратна кислота:



Ця реакція використовується для одержання азотної кислоти у промисловості.

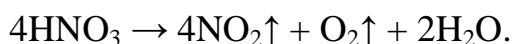
При розчиненні у воді утворюється суміш кислот:



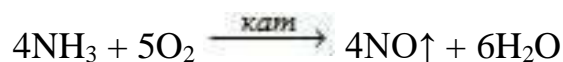
нітритна нітратна
кислота кислота

4) HNO_3 – нітратна або азотна кислота – легка безбарвна рідина з різким запахом.

За температури розкладається з виділенням NO_2 :

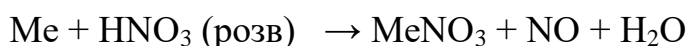


У промисловості застосовують аміачний спосіб одержання азотної кислоти:

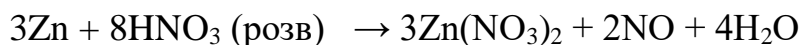


Відношення металів до дії HNO_3 розведеної

При взаємодії металів з HNO_3 розв, утворюється три продукти: сіль цього металу, NO (NH_3 , NH_4NO_3 , N_2) і вода:

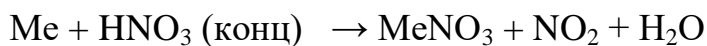


Наприклад:

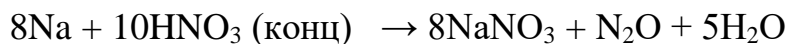


Відношення металів до дії HNO_3 концентрованої

При взаємодії металів з HNO_3 конц в, утворюється три продукти: сіль цього металу, NO_2 (N_2O) і вода:



Наприклад:



Біологічна роль

1) Нітроген – біогенний елемент. сполуки, що містять нітроген виявляють біологічну активність у реакціях живої клітини;

2) Структуруючий елемент – амінокислоти, білки, нуклеїнові кислоти, фосфоліпіди містять Нітроген;

3) Складає 3 % живої маси людини;

4) Колообіг Нітрогену в природі:

У природі Нітроген може бути у формах, засвоєваних рослинами – нітратів або солей амонію, чи незасвоєваних ними – молекулярного азоту або нітроген (IV) оксиду. Основна форма існування Нітрогену – в повітрі переважно у вигляді молекулярного азоту, але й є значні його запаси в літосфері, біомасі.

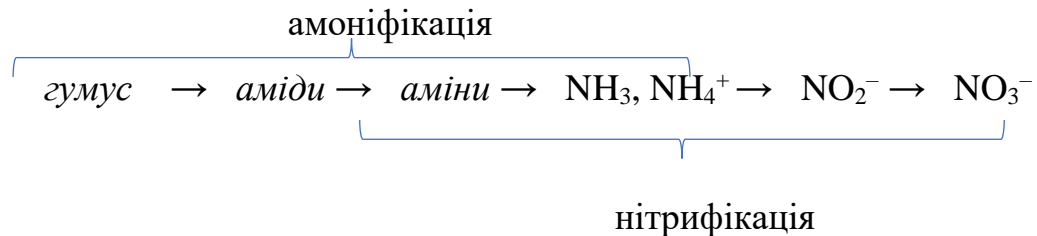
Коренева система рослин засвоює лише мінеральний Нітроген (NH_4^+ , NO_3^-). Його вміст біля 1 % від загального Нітрогену. Рослини повертають Нітроген у ґрунт із листками та відмираючими частинами (органічний Нітроген).

Цикл: *фіксація атмосферного азоту певними видами рослин → відмирання рослин і повернення азоту в ґрунт → виділення азоту в атмосферу (денітрифікація)*

Фіксація Нітрогену — це процес засвоєння рослинами сполук Нітрогену. Фіксація Нітрогену можлива багатьма бактеріями і ціанобактеріями. Вони живуть або в ґрунті, або в симбіозі з рослинами, або із декількома різновидами тварин.

Денітрифікація – це відновлення мікроорганізмами нітратів до нітритів і далі до газуватих оксидів і молекулярного азоту. В результаті азот повертається до атмосфери і стає недоступним для більшості організмів. Денітрифікація є зворотним процесом фіксації Нітрогену.

Мінералізація органічного азоту відбувається за схемою:



Амоніфікація – перетворення органічного азоту в мінеральний під впливом амоніфікуючих бактерій до амоніаку

Нітрифікація – перетворення амінів в нітрит і нітрат під впливом нітрифікуючих бактерій.

Збираючи врожай, людина втручається у цей процес колообігу, порушує природну рівновагу, збіднює ґрунти Нітрогеном. Тому потрібно вносити азотні добрива у ґрунт

Діюча речовина – N;

Форма засвоєння рослинами: NH_4^+ , NO_2^- , NO_3^-

аміачні добрива $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (аміачна вода), NH_4Cl (хлорид амонію), $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (сульфат амонію)

нітратні добрива (селітри) NaNO_3 (натрієва селітра), KNO_3 (калієва селітра)

аміачно-нітратні NH_4NO_3 (аміачна селітра), $\text{NH}_4\text{NO}_3 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

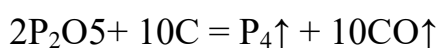
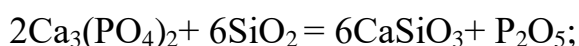
амідні $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ (сечовина)

Фосфор в природі у вільному стані не знаходиться. Основними мінералами Фосфору є фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ та апатити, що містять $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, CaF_2 та CaCl_2 . Фосфор є компонентом білків, входить до складу кісток, речовини мозку.

Відомо декілька алотропних модифікацій Фосфору. За звичайних умов фосфор – тверда речовина. Пари фосфору складаються з молекул P_4 , які за температури понад 800°C розщеплюються на дві молекули P_2 . У разі швидкого охолодження пари фосфору добувають білий фосфор. Білий фосфор легко окиснюється, тому його зберігають під шаром води. Білий фосфор – вогнебезпечний і дуже отруйний. Під впливом світла білий фосфор перетворюється на червоний. Червоний фосфор – це дрібнокристалічна нелетка речовина. Червоний фосфор не отруйний, повільно окиснюється на повітрі, не світиться в темряві. Чорний фосфор подібний до графіту. Він м'який, жирний на дотик, є напівпровідником. Не отруйний, хімічно малоактивний.

Методи добування

Фосфор добувають із фосфоритів. Подрібнений фосфорит змішують з піском і коксом, суміш нагрівають в електропечах до $1400 - 1500^\circ\text{C}$ без доступу повітря:

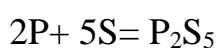
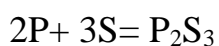
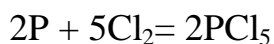
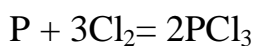


Фосфор, що утворюється внаслідок реакції, переходить у пару, яка конденсується у приймачі під водою.

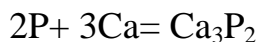
Хімічні властивості фосфору

Фосфор ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$) за числом електронів у зовнішньому електронному шарі атома є аналогом Нітрогену, однак наявність вільних d-орбіталей у зовнішньому електронному шарі його атома зумовлює відмінність властивостей сполук Фосфору від властивостей сполук Нітрогену. Для Фосфору характерні такі ступені окиснення: $-3, +1, +3, +5$.

1) Фосфор активно реагує з неметалами при нагріванні:



2) При нагріванні фосфор взаємодіє з металами, утворюючи фосфіди, які за властивостями нагадують гідриди



Фосфіди активних металів розкладаються водою з утворенням фосфіну



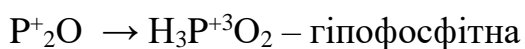
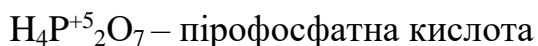
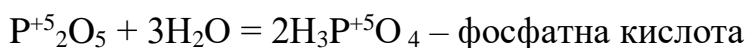
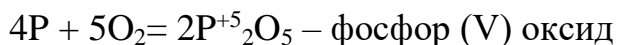
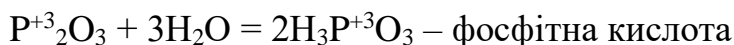
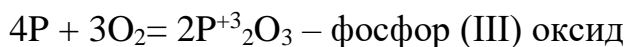
фосфін

Фосфін – газ із запахом гнилої риби. Він погано розчиняється у воді, дуже отруйний.

3) Фосфор розчиняється в нітратній кислоті:



4) Кисневі сполуки фосфору



Значення фосфору і його сполук

1) Фосфор – один з основних компонентів (головним чином у вигляді HPO_4^{2-}) живої речовини і входить у склад нуклеїнових кислот (ДНК і РНК), клітинних мембран, аденозинтрифосфату (АТФ) и аденозиндифосфату (АДФ), жирів, кісток і зубів. Є структуроутворюючим елементом.

2) Фосфор застосовують для добування у сірниковому виробництві, в органічному синтезі, P_2O_5 –ефективний водовідбирний засіб.

Найбільша кількість сполук Фосфору йде на виробництво мінеральних добрив.

Діюча речовина P_2O_5 ;

Форма засвоєння рослинами H_2PO_4^- та HPO_4^{2-}

Простий суперфосфат $\text{CaSO}_4 \cdot \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

Подвійний суперфосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

Преципітат—це мінеральне добриво, до складу якого входить гідрогенфосфат кальцію $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Фосфоритне борошно $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Складні добрива: амофос $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$

Нітрофоска $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \cdot \text{NH}_4\text{NO}_3 \cdot \text{KCl}$

Елементи VIa та VIIa групи ПСМ. Біометали побічних підгруп.

Елементи VIa групи, їхня загальна характеристика. Оксиген: знаходження у природі, фізичні та хімічні властивості, способи одержання, біологічне значення. Сульфур Елементи VIIa групи, їхня загальна характеристика. Хлор: знаходження у природі, фізичні та хімічні властивості, способи одержання, біологічне значення. Йод. Біометали побічних підгруп.

Елементи VI a групи – Оксиген O, Сульфур S, Селен Se, Телур Te та Полоній Po.

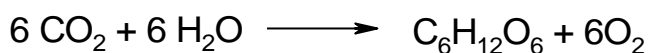
В основному стані атоми мають електронну конфігурацію зовнішнього шару ns^2np^4 . Оксиген та Сульфур – типові неметали, Селен та Телур – металоїди, Полоній – метал. У сполуках елементи VIa групи виявляють ступені окиснення -2, 0, +2, +4,+6 (за винятком Оксигену -2, 0, +2, та Полонію+2,+4).

Оксиген – найпоширеніший елемент у хімічному складі земної кори. Його вміст становить 47%. Кисень (O_2) – проста речовина, утворена Оксигеном міститься в атмосферному повітрі (21%), але більша частина знаходиться у зв'язаному стані. Оксиген входить до складу води, силікатів,

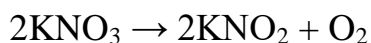
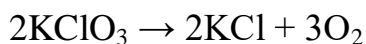
алюмосилікатів, сполук тваринного і рослинного походження. Крім O_2 в повітрі (в основному на висотах 20-30 км) є невеликих кількостях міститься алотропна модифікація Оксигену – O_3 (озон), який має велике значення, оскільки затримує короткохвильове випромінювання Сонця, яке є небезпечним для всіх живих організмів. За фізичними властивостями кисень – газ без кольору та запаху, мало розчинний у воді. Має парамагнітні властивості – втягується у магнітне поле.

Методи одержання :

1. У природі кисень утворюється у результаті процесу фотосинтезу

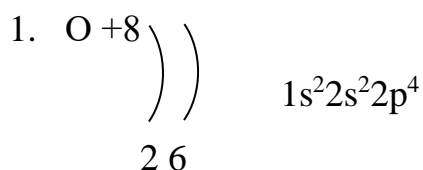


2. В лабораторії є низка методів, зокрема:

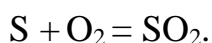
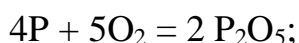
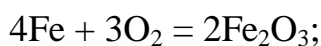


3. У промисловості – зрідженням повітря і електролізом води

Хімічні властивості:



Основний ступінь окиснення Оксигену –2, у пероксидах він має ступінь окиснення –1 (H_2O_2 , Na_2O_2). Оксиген – типовий активний неметал. За реакційною здатністю він поступається тільки галогенам. Взаємодія багатьох речовин з Оксигеном, у вигляді кисню (O_2) має характер горіння. При цьому кисень виступає в якості окисника. Зменшення концентрації кисню в повітрі до 12-14% припиняє процес горіння більшості речовин. Із більшістю простих речовин кисень реагує безпосередньо за звичайних умов, або при нагріванні. Більшість металів та неметалів енергійно сполучається з киснем:



При горінні складних речовин у повітрі у випадку достатньої кількості кисню утворюються переважно вищі оксиди (у випадку сульфуру – SO_2). За наявності в речовині нітрогену утворюється N_2 (NO може утворюватися в невеликих кількостях при температурі вище 1550°C). У випадку недостатньої кількості кисню, по відношенню до кількості горючої речовини, можуть утворюватися нижчі оксиди (продукти неповного згоряння C , CO).

Застосовується кисень для інтенсифікації деяких промислових процесів, у медицині, у металургії тощо.

Сульфур S – зустрічається у вигляді покладів самородної сірки, сульфідів (в рудах і нафті) і сульфатів (в рудах, в морській і річковій воді). Сульфур також міститься в нафті та природному газі, входить до складу білків.

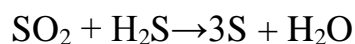
Основні руди: пірит або залізний колчедан (FeS_2), цинкова обманка (ZnS) і галеніт (PbS), гіпс ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) та барит (BaSO_4).

У вигляді простої речовини сірка існує у декількох алотропних модифікаціях. Найбільш стабільні ромбічна (α -сірка) та моноклінна (β -сірка), які складаються з циклічних молекул S_8 , розміщених у вузлах ромбічної та моноклінної кристалічних ґраток. Якщо розплавлену сірку влити в холодну воду, утворюється пластична сірка.

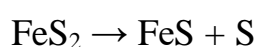
Методи одержання :

1) Сірку у промисловості добувають з підземних родовищ шахтним способом або виплавлянням її з породи під дією гарячої водяної пари.

2) Із природних газів, що містять сірководень, сірку добувають шляхом окиснення його в присутності каталізаторів феруму та алюмінію оксидів:



3) Важливішим джерелом добування сірки є також пірит:



Хімічні властивості

1) $S + 16$ Електронна формула атома: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

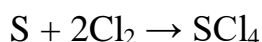
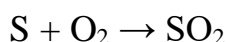
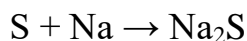
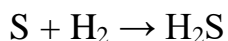
Це р-елемент, на останньому енергетичному рівні має 6 електронів - може бути як окисником, так і відновником:



Цей елемент виявляє неметалічні властивості.

2) При кімнатній температурі сірка реагує лише з ртуттю. Розливу ртуть можна зібрати дрібно розтертою сіркою: $Hg + S \rightarrow HgS$

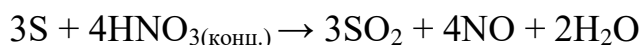
При нагріванні вона реагує з киснем, воднем, галогенами, а також з металами:



3) Сірка з водою не взаємодіє, при кип'ятінні взаємодіє з лугами:



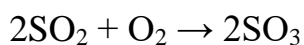
4) Сірка не реагує з водними розчинами кислот, хоча розчиняється в концентрованих сірчаній та азотній кислотах:



5) Сполуки сульфуру:

H_2S – сірководень, гідроген сульфід дуже сильний відновник, при розчиненні у воді утворює слабку кислоту.

SO_2 – сірчистий газ, сульфур (IV) оксид – типовий кислотний оксид



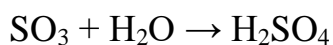
При розчиненні SO_2 у воді утворюється сульфітна кислота:



Це двоосновна слабка кислота, утворює середні солі – сульфіти та кислі – гідросульфіти.

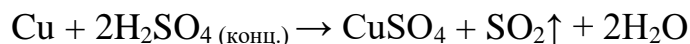
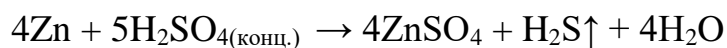
SO_3 – сірчаний ангідрид, сульфур (VI) оксид, кислотний оксид

При розчиненні SO_3 у воді утворюється сильна сульфатна кислота.



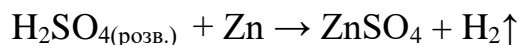
H_2SO_4 – сульфатна кислота, безбарвна масляниста рідина, змішується з водою в будь яких співвідношеннях, розчин SO_3 у H_2SO_4 носить технічну назву „олеум”. Концентрована сірчана кислота – досить сильний окисник.

Метали здатні відновлювати концентровану H_2SO_4 до H_2S , S або SO_2 .

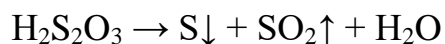


При дії концентрованої кислоти на Fe, Mn, Ti, V, Cr, Al відбувається пасивація – утворюються захисні оксидні плівки металів .

На відміну від концентрованої H_2SO_4 , розбавлена реагує лише з металами, що знаходяться в ряду напруги до водню:



Крім розглянутих вище кислот, необхідно зазначити тіосульфатну $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, дитіонову $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$ та персульфатну кислоту $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$. Тіосульфатна кислота нестійка сполука, яка розкладається за реакцією:



Біологічні функції

Сульфур – важливий біогенний елемент, входить до складу амінокислот, коферментів, вітамінів, приймає участь в окисно-відновних процесах у клітинах. Сірководень – сильна нервова отрута. Сульфур оксиди мають подразнюючу, загальнотоксичну дію, порушують вуглеводний і білковий обмін, інгібують ферменти.

Елементи VII а групи – Флуор F, Хлор Cl, Бром Br, Йод J та Астат At.

В основному стані атоми мають електронну конфігурацію зовнішнього шару ns^2np^5 . F, Cl, Br, I носять назву „галогени”, типові неметали, під дією відновників легко перетворюються в галогенід-іони Hal^- . Галогени енергійно взаємодіють з металами, з s-металами утворюють сонні сполуки. З більш електронегативними елементами галогени виявляють позитивні ступені окиснення.

Хлор утворює близько 70 мінералів, переважно це хлориди металів (кам'яна сіль, галіт NaCl ; сильвін KCl , карналіт $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ тощо). Основна маса галогенів сконцентрована у воді морів і океанів.

Хлор – зелено-жовтий газ із різким запахом.

Методи одержання

Промислове виробництво хлору базуються на електролізі водних розчинів NaCl. У лабораторних умовах його отримують взаємодією концентрованої HCl з окисниками:



Хімічні властивості

За хімічними властивостями галогени – найактивніші неметали.

1. Взаємодія з водою: при розчиненні хлору у воді відбувається реакція:

$\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HOCl} + \text{HCl}$ – при кімнатній температурі у насиченому розчині Cl_2 у воді приблизно 70% хлору знаходиться у вигляді молекул.

2. При дії хлору на холодні розчини лугів утворюються солі хлорноватої кислоти – гіпохлорити:



калію гіпохлорит

При дії на гарячий розчин лугу утворюються солі хлорноватої кислоти – хлорати:



калію хлорат

3. Хлор реагує з розчином соди:



“жавелева вода”

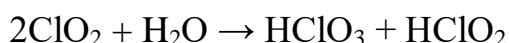
5) Сполуки хлору:

HCl гідроген хлорид, – безбарвні гази з різким запахом, добре розчиняються у воді з утворенням соляної (хлористоводневої) кислоти. Це сильна одноосновна кислота, яка утворює солі хлориди.

Cl_2O – хлор (I) оксид, темно-жовтий газ із різким запахом, отруйний, нестійкий, може вибухати, реагує з водою:

$\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HClO}$ – гіпохлоритна кислота, є нестійкою, існує тільки в розбавленому розчині. HClO та її солі гіпохлорити є сильними окисниками.

ClO₂ хлор (IV) оксид – газ зеленувато-жовтого кольору, з різким запахом, отруйний, при нагріванні може вибухати, енергійний окисник. У воді диспропорціонує, як і в розчинах лугів:



хлоратна кислота хлоритна кислота

Cl₂O₇ – хлор (VII) оксид масляниста рідина, реагує з водою

Cl₂O₇ + H₂O → 2HClO₄ – перхлоратна кислота, одна із найсильніших кислот, яка застосовується в неорганічному і органічному синтезі

Біологічні функції

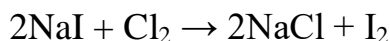
Хлор – важливий біогенний елемент. Хлорид-іони входять до складу шлункового соку, беруть участь у різноманітних внутріклітинних процесах – підтримці осмотичного тиску та регуляції водно-сольового обміну. Викликає сильне подразнення слизових оболонок, може призвести до набряку легенів

Йод I міститься в бурових водах, морських водоростях (наприклад, в морській капусті (ламінарії) вміст йоду досягає 0,45%.

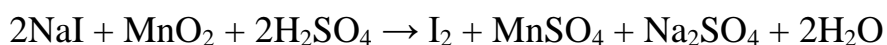
Йод – чорні, блискучі кристали, під час нагрівання перетворюється на фіолетовий газ.

Методи одержання

Йод у промисловості добувають із морської води, води нафтових свердловин, золи морських рослин:



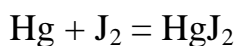
У лабораторії йод отримують за реакцією:



Хімічні властивості

Вільний йод виявляє досить високу хімічну активність, проте вона є дещо нижчою, ніж у решти галогенів.

1) Взаємодіє з металами, з ртуттю на звичайних умовах



2) Взаємодіє з воднем при нагріванні і в присутності каталізатора:

$\text{H}_2 + \text{J}_2 = 2\text{HJ}$ – йодистий водень, розчин його у воді є йодидною кислотою.

3) Оксигенвмісні сполуки йоду:

$\text{H}_2\text{O} + \text{J}_2 \rightarrow \text{HJ} + \text{HOJ}$ – гіпойодитна кислота

$\text{J}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HJO}_3$ – йодатна кислота

HJO_4 – перйодатна кислота

Біологічна роль

1) Йод – біогенний елемент. Сполуки, що містять йод виявляють біологічну активність у реакціях живої клітини;

2) Йод входить до складу тиреоїдних гормонів щитовидної залози (тироксин, трийодтиронін), які відіграють дуже важливу роль в обміні речовин. Для попередження нестачі йоду використовують йодовану кухонну сіль.

3) Спиртовий розчин є фармакологічним препаратом, що має протизапальну та антисептичну дію.

3) Затримує рентгенівські промені, тому його препарати використовуються в рентгенівських дослідженнях.

4) Йод та бром застосовують у галогенних лампах. Розпилювання у хмарах аерозолів AgI і PbI_2 викликає (штучно) дощ, є засобом боротьби з градом. Деякі йодорганічні сполуки використовуються для виробництва надпотужних газових лазерів.

5) Регулює роботу ферментних систем рослин, підвищує їхню стійкість до хвороб. Як мікроелемент входить до складу макро і мікродобрих, серед яких йодид калію, та суміш йодид-йодат калію.

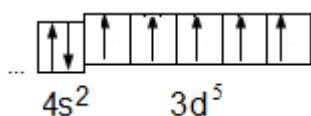
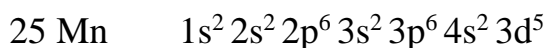
Перехідними називають елементи в атомах чи іонах яких d- та f-рівні частково заповнені електронами. Практично всі перехідні d-елементи мають таку електронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня в основному стані $(n-1) d^{1-10} ns^{1-2}$, тобто мають один чи два s-електрони.

Здатність d-елементів утворювати хімічний зв'язок d-елекtrонами і d-орбіталями зумовлює: а) забарвленість їх сполук; б) різноманітність ступенів окиснення; в) високу здатність до комплексоутворення, що пояснює їхню біологічну роль.

d-елементи проявляють змінний ступінь окиснення. Майже для всіх можливий ступінь окиснення +2 (за числом зовнішніх електронів в атомах). Максимальний ступінь окиснення дорівнює номеру групи. Виключення складають Fe, Co, Ni тощо. Зі зміною ступінь окиснення d-елементів змінюються кислотно-основні і окисно-відновні властивості їхніх сполук. Майже кожен з них має сполуки, що різко відрізняються за своїми кислотно-основними властивостями. Наприклад: $Mn(OH)_2$ – основа, $Mn^{+4}(OH)_4$ – амфотерний гідроксид, $H_2Mn^{+6}O_4$ – кислота. Кислотні властивості закономірно посилюються з ростом ступеня окиснення металу.

Характеристику цих металів проводимо на прикладі Мангану:

Елемент № 25 Манган (Mn) відноситься до d-сімейства. Заряд ядра +25, отже, в атомі 25 електронів, IV період - чотири енергетичних рівня, побічна підгрупа VII група, 2 + 5 валентних електронів. Електронна формула атома:

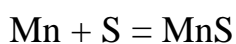
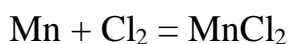


Валентність: 2,3,4, 6,7

Ступені окиснення: 0, +2,+3,+4,+6,+7; може бути як окисником так і відновником

Активний метал:

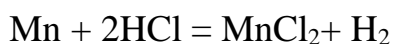
1) Реагує з неметалами:



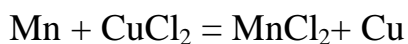
2) Реагує з водою при нагріванні:



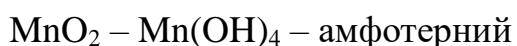
3) Реагує з кислотами при нагріванні:



4) Реагує з солями більш слабких металів:



5) Оксиди Мангану та відповідні їм гідроксиди:



Вільні d-орбіталі в збудженому атомі обумовлюють наявність додаткових ковалентних зв'язків за донорно-акцепторним механізмом. Для Мангану характерні координаційні числа 4 і 6 $\text{K}_2[\text{MnCl}_4]$, $\text{K}_4[\text{MnF}_6]$.

Біологічні функції

Cu, **Zn**, **Mn**, **Fe**, **Co**, **Mo** – біоеlementи, необхідні для життєдіяльності.

Mn впливає на жировий, вуглеводний обміни, оскільки зв'язаний з ферментами, гормонами, вітамінами (B, E); позитивно впливає на процеси розмноження, ріст, розвиток; бере участь у біосинтезі аскорбінової кислоти; необхідний для засвоєння фосфору і кальцію.

Fe бере активну участь в окислювально-відновних процесах організму, в імунобіологічних реакціях, необхідних для процесів росту й кровоутворення, приводить до розвитку анемії.

Co впливає на всі види обміну речовин; впливає на функції розмноження й росту; збільшує вміст еритроцитів і гемоглобіну (гемопоетичні властивості); мікродози (1-5 мг) кобальту знижують рівень цукру у крові; позитивно впливає на засвоєння кальцію й фосфору.

Cu підсилює дію інсуліну й гормонів гіпофіза; позитивно впливає на ріст і розвиток організму, тому що сприяє синтезу білка; впливає на синтез гемоглобіну й утворення еритроцитів; впливає на водний і мінеральний обмін; активатор ферментів.

Zn впливає на процеси розмноження, тобто репродуктивну функцію; бере участь в обміні нуклеопротейдів, тому позитивно впливає на ріст і

розмноження; є складовою частиною ферментів інсуліну; впливає на обмін кальцію й фосфору.

Мо впливає на жировий, вуглеводний, білковий обміни; нормалізує роботу статевої системи; активує низку ферментів, необхідних для росту та розвитку організму; зміцнює зубну тканину; приймає участь в утворенні гемоглобіну; впливає на процеси обміну деяких вітамінів; попереджує анемію: покращує засвоєння Феруму.

Контрольні запитання

1. Скласти рівняння реакцій наступних перетворень



2. Методи добування нітратної кислоти.

3. Наведіть оксиди фосфору, відповідні кислоти, солі. Назвіть їх.

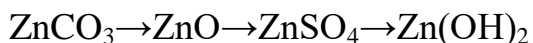
4. Запишіть схему процесу амоніфікації. Внаслідок якої реакції аміак, що виділяється при цьому, перетворюється в доступну для засвоєння рослинами форму ?

5. Для захисту від хвороб зелених рослин використовують мідний купорос. Як приготувати 20 л 0,4 н такого розчину ?

6. Скільки грамів ферум (III) хлориду необхідно розчинити в 450 г води для приготування 10 % розчину ?

7. Запишіть формули основних комплексних сполук Купруму, Цинку, Феруму, Кобальту, які мають практичне значення. Назвіть їх

8. Скласти рівняння реакцій наступних перетворень:



9. Вкажіть, які функції (окисник чи відновник) будуть виконувати в ОВР такі сполуки чи елементи: Cu, Cu²⁺, Mn²⁺, Mn⁴⁺, Mn⁷⁺, Fe²⁺, Fe³⁺ і на основі одного поясніть їх окисно-відновні властивості.

10. Що таке нітрифікація ? Запишіть схему стадійних перетворень і вкажіть кількість електронів, що приймають участь в цих процесах.

Паливні і мастильні матеріали.

Нафта, її походження та склад Продукти переробки нафти. Нафта як джерело палива. Термічний і каталітичний крекінг. Риформінг-процес. Газоподібне паливо – природне та штучне. Мастильні матеріали.

Нафта – одна з найважливіших корисних копалин. Це основна стратегічна рідина наших днів. Знайомство людства з нею відбулось іще декілька тисячоліть тому.

Її використовували як дезінфікуючий засіб, бальзамуючи речовину, і як світільну рідину. Здавна відомий асфальт – його використовували і в мощенні доріг і в будівництві. Відома давня зброя, яку називають „грецький вогонь” містить суміш нафти в сірки. І лише в 20 ст. нафта стала основною сировиною для виробництва палива і безмежної кількості органічних сполук.

Початок вивчення нафти заклали в штаті Пенсільванія (США) – тоді в її складі знайшли найпростіші вуглеводні: C_4H_{10} , C_5H_{12} , C_6H_{14} .

Зараз встановлено, нафта – це суміш більше 1000 різноманітних речовин.

Отже, *нафта – масляниста рідина темно-бурого кольору з характерним запахом.* Густина її 0,75-0,95 г/мл, у воді не розчиняється.

До її складу входять :

1) насичені вуглеводні C_nH_{2n+2} (етан, пентан, гексан та ін.), та ненасичені ;

2) аліциклічні сполуки: циклобутан C_4H_8 циклопропан C_3H_6 ;

3) ароматичні вуглеводні різноманітної будови: бензен , толуен, та ін.

Таким чином, основними складовими елементами нафти є Карбон і Гідроген. Вміст Карбону у нафті становить 82-87%, а Гідрогену 11-14%. Крім того, до складу нафти входять в невеликих кількостях кисневмісні (кислоти, феноли), сульфурвмісні (сульфіди, меркаптани, тіофен), нітрогеновмісні (піридин) сполуки.

Потенційні запаси нафти в 2000 році оцінювали в 550-600 млрд. тон, основні місця знаходження – на близькому сході.

Промислове видобування нафти розпочате з 1859 року в США – тоді були розроблені методи буріння скважин.

Повністю видобути нафту із джерела неможливо, тому зараз застосовують насоси, накопичування в скважинах води, пари, CO₂, але це дозволяє видобути 25-65 % нафти.

Розділення нафти на її складові полягає в тому, що вуглеводні із різною молекулярною масою киплять при різній температурі. Причому, чим вище мол. маса, тим вище температура кипіння. Первинна переробка нафти – перегонка – поступове виділення продуктів із різною температурою кипіння.

Фракції:

- *Бензин* – найлегша фракція нафти з температурою кипіння 90-200 °С. Складається із вуглеводнів з числом атомів Карбону (C₅-C₁₁), використовують як авіаційне та автомобільне паливо.

- *Лігроїн* – суміш легких і середніх фракцій нафти з температурою кипіння 150-230°С. Складається із вуглеводнів з числом атомів Карбону (C₈-C₁₂), використовують як дизельне паливо, розчинник, для виробництва бензинів.

- *Гас* – середня фракція нафти, з температурою кипіння 180-300 °С. Складається із вуглеводнів з числом атомів Карбону (C₁₁-C₁₇), використовують як паливо для реактивних двигунів і побутових потреб.

- *Газойль* – суміш середніх і важких фракцій, з температурою кипіння 230-430 °С. Складається із вуглеводнів з числом атомів Карбону (C₁₅-C₂₀), використовують як паливо до дизельних двигунів.

- *Мазут* – залишок твердих вуглеводнів, з температурою кипіння >430°С. Використовують як паливо до парових котлів і заводських печей.

Основна маса нафти (90%) використовується для виробництва палива, але 10% її йде на виготовлення різноманітної хімічної продукції – спирти, органічні розчинники, вихідні речовини для полімерної продукції, гербіцидів,

інсектицидів, вибухових речовин і т.і.

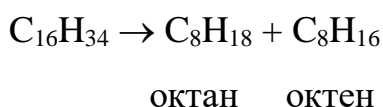
З появою в кінці 19 ст. двигунів внутрішнього згоряння почався справжній нафтовий бум.

Стрімко зростаючий автомобільний парк потребував все більше бензину – легку фракцію нафти.

Почався пошук нових процесів отримання легких фракцій нафти.

В 1913 році була розроблена технологія термічного крекінгу.

Термічний крекінг – процес розщеплення вуглеводнів під дією високих температур (450-550°C) і тиску в декілька атмосфер на більш прості вуглеводні, які являють собою основу бензинової фракції:



Вихід бензину із нафти при цьому 70%. Удосконалення двигунів внутрішнього згоряння потребував бензину з високою стійкістю до детонації (показник, що характеризується октановим числом). Рішенням стало відкриття каталітичного крекінгу в 1936 році.

Каталітичний крекінг – процес розщеплення вуглеводнів під впливом каталізаторів з наступним розгалуженням і ароматизацією – т.ч. утворюється якісна бензинова фракція з високим октановим числом.

В якості каталізаторів служать модифіковані цеоліти.

Ще одним методом „облагородження” бензинових фракцій став риформінг-процес.

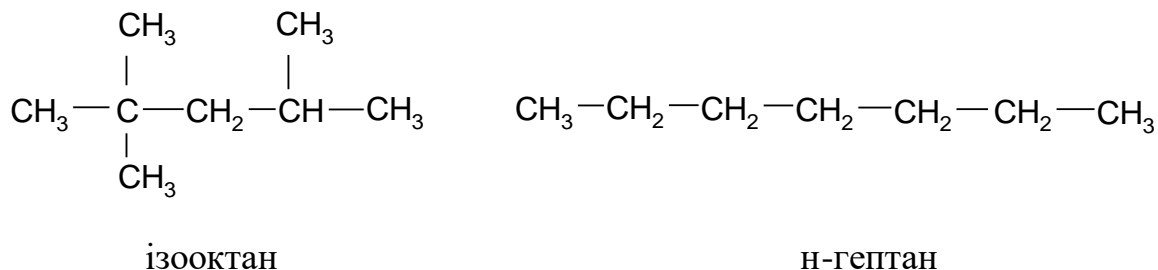
Риформінг-процес – це процес ізомеризації насичених вуглеводнів в присутності металів платинової групи, перехід їх в циклічні і ароматичні сполуки.

При цьому частка ароматичних сполук збільшується з 10% до 60%, що значно підвищує октанове число.

Октанове число – показник, що характеризує стійкість суміші бензин-повітря до детонації (вибуху).

За високу стійкість до детонації в 30-х роках за стандарт вибрали

ізооктан (окт. число=100) і н-гептан (окт. число=0).



Виготовляли зразки з різним % співвідношенням ізооктан – гептан і визначали детонаційну стійкість кожного зразка. Відповідно до результатів склали шкалу октанових чисел.

Т.ч. октанове число бензину дорівнює вмісту ізооктана у суміші ізооктан – гептан, при якому ця суміш еквівалентна за детонацією до досліджуваного бензину.

Базові компоненти бензину дають октанове число ≈ 90 . Тому для його збільшення існують спеціальні речовини, які отримують внаслідок промислових реакцій.

Газоподібне паливо – це вид палива, яке має ряд переваг над рідким:

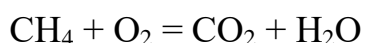
- 1) горить без диму і не забруднює навколишнє середовище чадом;
- 2) при його горінні не утворюється твердих залишків попелу;
- 3) воно згоряє без надлишку повітря;
- 4) зручно і дешево транспортується на великі відстані.

Недоліки – менша теплотворна здатність, ніж рідкого палива.

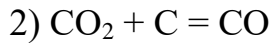
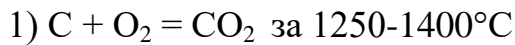
Найважливішими видами газоподібного палива є природний газ, штучно одержаний генераторний, водяний, коксовий газ.

Природний газ утворюється в земній корі в результаті багатовікових процесів розкладу органічних речовин без доступу повітря. Він складається головним чином, із метану, вміст якого досягає 95-98% за об'ємом. До його складу входять у невеликих кількостях також етан, пропан, бутан, азот і інші газ.

При горінні метану утворюється:

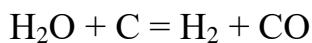


Генераторний газ одержують штучно в особливих циліндричних печах – генераторах пропусканням через шар розжареного вугілля недостатньої для повного його згоряння кількості повітря. Процес утворення газу відбувається в 2 стадії:



Генераторний газ являє собою суміш оксиду карбону (II) і азоту.

Водяний газ – одержують теж у генераторних печах пропусканням через розжарене вугілля водяної пари. Реакція його утворення відбувається за рівнянням:



Водяний газ складається з однакових об'ємів водню і карбон (II) оксиду.

Коксовий газ (світільний) утворюється при нагріванні вугілля при високих температурах без доступу повітря. Він являє собою суміш різних газів: водню – 55%, метану – 30%, інших вуглеводнів – 4%, чадного газу – 7%, домішок (NH_3 , N_2 , CO_2) – 4%.

Мастильні матеріали за походженням розрізняють :

1) *мінеральні* (нафтові) є основною групою мастил (більше 90%). Їх одержують при відповідній переробці нафти;

2) *рослинні та тваринні*, які мають органічне походження. Це касторове, гірчичне, ін масла. Органічні масла в порівнянні з нафтовим володіють більш високими мастильними властивостями і більш низькою термічною стійкістю. Тому їх використовують в суміші з нафтовими;

3) *синтетичні* (полісиліконові, фторвуглецеві та ін).

За зовнішнім станом вони діляться:

1) рідкі(нафтові і рослинні масла);

2) пластичні (вазелін, солідол, жири);

3) тверді мастила, які не змінюють свого стану під дією температури, тиску. (графіт, слюда, тальк).

За призначенням мастила ділять:

- 1) моторні – для двигунів внутрішнього згорання;
- 2) трансмісійні – для трансмісій тракторів, комбайнів, автомобілів;
- 3) індустріальні – для станків;
- 4) гідравлічні – для гідравлічних систем;
- 5) компресорні, циліндрові, електроізоляційні та ін.

За температурою застосування розрізняють:

- 1) низькотемпературні ($<60^{\circ}\text{C}$) – індустріальні, приладні;
- 2) середньо температурні ($150\text{-}200^{\circ}\text{C}$) – турбінні, компресорні, циліндрові;
- 3) високотемпературні (300°C) – моторні масла.

Особливості мастил:

- 1) Одним із найважливіших показників, що характеризує здатність застосувати мастила в двигунах є їх густина (в'язкість).

Густина визначає низькотемпературні властивості мастила, здатність забезпечити легкий пуск двигуна при низьких температурах навколишнього середовища і надійну подачу мастила із картера до підшипників в період пуску і прогрівання двигуна. Чим вищий індекс в'язкості мастила тим вища його якість. При високих температурах таке мастило. Надійно змащує деталі, які труться, а при низьких – забезпечує легкий пуск двигуна і легко прокачується.

- 2) Встановлено, що окислювальні процеси в мастилах не проходять при відсутності кисню. Зокрема, при нагрівання мастила до 150°C у вакуумі в них довгий час не утворюються осадки, а також кислі і нейтральні продукти окислення. Швидкість окислення високо очисних мастил приблизно пропорційна концентрації кисню.

Якісний аналіз. Предмет і завдання аналітичної хімії.

Наука аналітична хімія і предмет. Класифікація методів аналізу. Техніка проведення аналізу. Поняття якісного аналізу. Принцип класифікації катіонів та аніонів.

Аналітична хімія – це наука про методи встановлення якісного та кількісного складу та структури речовини.

Аналітична хімія розвивається в єдиному комплексі з іншими природничими науками, активно використовує їх досягнення, розробляючи нові методи аналізу. Серед них: спектральний, хемілюмінесцентний, активаційний та ін. Аналітична хімія активно реагує на потреби інших галузей науки і промисловості, створює прості і експресні методи визначення і аналізу об'єктів навколишнього середовища.

В аналітичній хімії існують: методи розділення і методи визначення.

– методи розділення – відділення компонентів, які заважають аналізу, або виділення речовини, яку аналізують у вигляді, придатному для визначення;

– методи визначення ділять на: хімічний – гравіметричний (ваговий) і титрометричний (об'ємний); фізико-хімічні та фізичні – полярографія, потенціометрія, кондуктометрія, фотометрія, рентгенографія і т.д.

Методи, які поєднують розділення і визначення інгредієнта називають *гібридними*. Практичною задачею аналітичної хімії є встановлення хімічного складу речовин. Спочатку встановлюють склад, тобто з яких елементів, іонів складається речовина, а потім визначають в яких кількісних співвідношеннях перебувають знайдені складові частини речовини, тобто проводять якісне і кількісне визначення. Отже, якісний аналіз – це визначення елементного складу речовини за допомогою хімічних, фізико-хімічних або фізичних методів.

Кількісний аналіз – це визначення концентрації (маси) інгредієнта.

Основні види аналізу:

- Ізотопний – визначення ізотопного складу об'єкту;
- Елементний – визначення якісного складу та кількісного вмісту окремих елементів;
- Структурно-груповий – визначення функціональних груп та структури речовини;
- Молекулярний – визначення якісного складу молекул та їх співвідношення у речовині;
- Фазовий – визначення числа фаз у об'єкті та кількісного співвідношення між ними.

За величиною маси речовини виділяють:

- Мікроаналіз – величина аналітичної проби $> 0,1\text{г}$
- Напівмікро – $10^{-10} - 10^{-2}\text{г}$
- Мікро – $10^{-2} - 10^{-3}\text{г}$
- Ультрамикро – $< 10^{-4}\text{г}$

Кожен з методів має свої особливості і відрізняється від інших своєю методикою та апаратурою. При мікроаналізі реакції проводять у звичайних пробірках, хімічних стаканах або колбах.

При мікроаналізі користуються високочутливими реакціями, якими можна виявити досліджувану речовину навіть при малому її вмісті в об'єкті. Тут користуються мікрокристалічним або крапельним методом.

Мікрокристалічні реакції проводять на предметному склі і досліджують під мікроскопом утворені кристали. В крапельному методі використовують реакції, які супроводжуються утворенням забарвленої речовини або осаду. Проводять такі реакції на фільтрувальному папері або предметному склі.

Перший етап проведення аналізу – підготовка проби до аналізу. Сюди входять:

1. відбір середньої проби

- а) якщо зразок є рідиною, то після перемішування відбирають певну частину рідини для аналізу;
- б) якщо досліджуваний зразок є твердим, тоді для визначення його складу потрібно правильно відібрати середню пробу. Як правило, сировина неоднорідна, у різних місцях її склад різний, тому для середньої проби зразки відбирають з різних місць. Відібрана в такий спосіб первинна середня проба звичайно неоднорідна. Відібрані зразки подрібнюють так, щоб діаметр окремих частинок становив 10 - 15мм. Потім пробу насипають рівним шаром і надають йому форму квадрата. Ділять квадрат діагоналями на чотири трикутники. Вміст двох протилежних відкидають, вміст інших двох перемішують і знову подрібнюють. Цей процес називається квартуванням, його повторюють поки не залишиться 25г речовини, яку потрібно аналізувати. Одержаний зразок розтирають до дрібного стану (мука), насипають в банку з корком і зберігають до проведення аналізу.
2. наступний етап – *переведення проби в розчин*. Залежно від досліджуваного об'єкту застосовують різні методи.
3. *якісне або кількісне дослідження об'єкту.*

Якісний аналіз –це визначення наявності певних елементів, K^+ , Al^+ , який використовують для ідентифікації в досліджуваному об'єкті певних компонентів. Якісний аналіз виконують в дві стадії. Спочатку проводять попередні випробування, а потім переходять до дробного або систематичного аналізу.

Попередні випробування дозволяють встановити наявність деяких елементів, виявити які важко при системному аналізі.

- забарвлення полум'я – виявляє леткі сполуки деяких елементів.
- нагрівання в фарфоровій чашці або тиглі до високих температур. Якщо речовина летка, то за її забарвленням можна робити висновок про наявність деяких елементів:

білий – NH_4^+ , $HgCl_2$, $HgBr_2$, Sb_2O_5 , As_2O_5

жовтий – HgS , HgI_2 , S

чорний – сполуки Hg, As, органічні сполуки, і т.і.

- дія розведеною і концентрованою H_2SO_4 – можна виявити виділені гази і пари за запахом, кольором
- розчинення у воді
- визначення рН
- визначення окисників і відновників

Дробний аналіз – визначення іонів за допомогою специфічних реакцій в окремих порціях досліджуваної речовини. При цьому не враховують наявність інших іонів. Визначення компонентів в окремих порціях аналізованого розчину, що виконується в будь-якій послідовності.

Систематичний аналіз – певна послідовність аналітичних реакцій, при якій кожний іон визначається після видалення і визначення іонів, що заважають. В хімічних методах для визначення використовують аналітичну реакцію.

Аналітична реакція – це реакція, яка супроводжується зовнішнім ефектом (вибух, зміна забарвлення, утворення осаду і т.і.). Аналітична реакція:

- загальна (реагент взаємодіє одночасно з декількома іонами і дає аналогічний ефект, наприклад: CO_3^{2-} з Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+})
- специфічна (реагент взаємодіє лише з однією речовиною, наприклад: крохмаль + I_2)

Основні характеристики аналітичних реакцій :

1) селективність – вибірковість, є тим вищою, чим з меншою кількістю речовин реагує аналітичний реагент;

2) чутливість – здатність визначати мінімальну кількість компоненту.

Кількісно чутливість реакції визначає межа виявлення – найменша кількість речовини, в якій можна виявити інгредієнт.

При систематичному аналізі іони виділяють із суміші не по одинці, а цілими групами, користуючись їх однаковим відношенням до деяких реагентів, які називають груповими реагентами.

Груповий реагент – реактив, що дозволяє виявити групу іонів із суміші.

Вимоги до нього:

- 1) він повинен кількісно осаджувати іони із розчину;
- 2) отриманий осад повинен легко розчинятись в кислотах;
- 3) надлишок реагенту не повинен заважати подальшому аналізу.

Існує декілька схем класифікації катіонів та іонів. Класифікація катіонів:

1) сульфідний метод – базується на розділенні катіонів на 5 груп за різною розчинністю карбонатів і сульфідів в залежності від рН середовища. Даний метод має низку недоліків, один із яких – токсичність H_2S , апаратури, що потребує додаткової обережності під час проведення аналізу;

2) аміачно-фосфатний метод – базується на розділенні катіонів на 5 груп на основі різних властивостей фосфатів, аміак атів, хлоридів катіонів металів.

3) кислотно-основний метод – базується на розділенні катіонів на 6 груп на основі відношення їх до дії хлоридної та сульфатної кислот, лугів, аміаку .

Кислотно-основна класифікація катіонів.

<i>Номер групи</i>	<i>Груповий Реагент</i>	Катіони	<i>Продукти взаємодії та їх властивості</i>
I	Відсутній	Li^+ , Na^+ , K^+ , NH_4^+	Відсутні
II	HCl	Ag^+ , Pb^{2+} , $[Hg_2]^{2+}$	$AgCl(т)$, $PbCl_2(т)$, $Hg_2Cl_2(т)$. Осади не розчиняються в розведених кислотах.
III	H_2SO_4	Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}	$CaSO_4(т)$, $SrSO_4(т)$, $BaSO_4(т)$. Осади розчиняються в кислотах, не розчиняються в лугах, аміаку.
IV	NaOH (надлишок)	Zn^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+} , Sn(2), Sn(4), As(3), As(5)	ZnO_2^{2-} , AlO_2^- , CrO_2^- , SnO_2^{2-} , SnO_3^{2-} , AsO_3^{3-} , AsO_4^{3-}

V	NaOH	Mg ²⁺ , Mn ²⁺ , Fe ²⁺ , Fe ³⁺ , Bi ³⁺ , Sb(3), Sb(5)	Mn(OH) ₂ (т), Mg(OH) ₂ (т), Fe(OH) ₂ (т), Fe(OH) ₃ (т), Bi(OH) ₃ (т), HSbO ₂ (т), HSbO ₃ (т). Осади не розчиняються в надлишку лугів, аміаку.
VI	25% р-н NH ₃	Co ²⁺ , Ni ²⁺ , Cu ²⁺ , Cd ²⁺ , Hg ²⁺	[Co(NH ₃) ₆] ²⁺ , [Ni(NH ₃) ₆] ²⁺ , [Cu(NH ₃) ₄] ²⁺ , [Cd(NH ₃) ₄] ²⁺ , [Hg(NH ₃) ₄] ²⁺

Систематичного ходу аналізу аніонів, подібного до аналізу катіонів, немає. До тепер не знайдено реактивів, які б кількісно розділяли аніони на аналітичні групи. Групові реагенти використовують в аналізі аніонів тільки при попередніх дослідженнях з метою встановлення присутності певної групи аніонів. В залежності від результатів цих досліджень, у кожному конкретному випадку використовують хід аналізу, суть якого зводиться до відкриття з окремих порцій досліджуваного розчину (дробним методом) тих аніонів, присутність яких у даному розчині можлива.

Одна з найбільш розповсюджених класифікацій аніонів заснована на різній розчинності солей барію та аргентуму деяких груп аніонів.

I група	II група	III група
SO ₄ ²⁻ , SO ₃ ²⁻ , SiO ₃ ²⁻ , F ⁻ , CO ₃ ²⁻ , PO ₄ ³⁻ , B ₄ O ₇ ²⁻ та ін.	Cl ⁻ , Br ⁻ , J ⁻ , S ²⁻ , SCN ⁻ та ін.	NO ₃ ⁻ , NO ₂ ⁻ , CH ₃ COO ⁻ та ін.
Соли барію нерозчинні у воді	Соли аргентуму нерозчинні у воді і в розведеній нітратній кислоті (Ag ₂ S розч. при нагріванні)	Соли барію та аргентуму розчинні у воді
Груповий реактив BaCl ₂ в нейтральному середовищі	Груповий реактив AgNO ₃ в присутності нітратної кислоти	Групового реактиву немає

ОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Насичені вуглеводні

Предмет вивчення органічної хімії. Алкани – загальна характеристика, гомологічний ряд. Номенклатура, ізомерія. Способи одержання. Фізичні та хімічні властивості.

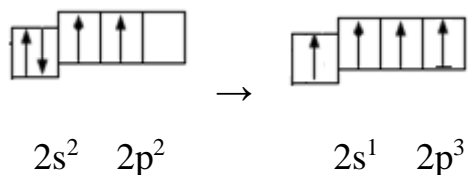
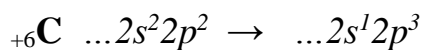
У повсякденному житті нам постійно доводиться стикатись з органічними речовинами: нафтопродукти, пластмаси, мийні засоби, клеї, лікарські препарати. Число відомих органічних сполук налічує декілька мільйонів найменувань.

Предметом органічної хімії є вивчення складу, будови, властивостей і перетворень органічних речовин. Органічна хімія вивчає більш високоорганізовану матерію, ніж органічна і тісно пов'язана з біологією.

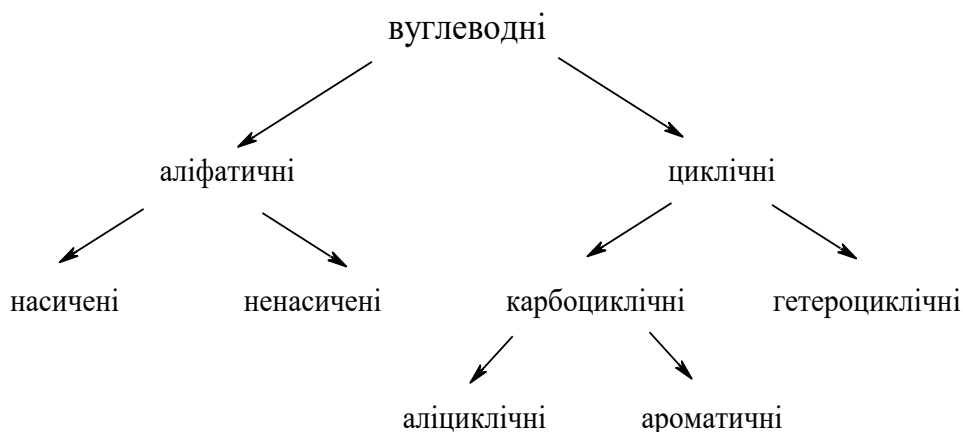
Теорія хімічної будови О. М. Бутлерова є найважливішою частиною теоретичного фундаменту органічної хімії. Основні положення теорії будови:


1. Атоми у молекулах сполучені один з одним у певній послідовності відповідно до їхньої валентності.
2. Властивості речовини залежать не лише від того, які атоми і в якій кількості входять до складу її молекули, а й від того, в якому порядку вони сполучені між собою, тобто від хімічної будови молекули.
3. Атоми або групи атомів, що утворили молекулу, взаємно впливають один на одного, від чого залежить реакційна здатність молекули.

На відміну від неорганічних речовин органічні сполуки мають низку характерних особливостей. Перш за все атоми карбону здатні сполучатися один з одним, утворюючи ланцюги і кільця. Це одна з причин різноманітності органічних сполук. Особливості атома карбону пояснюються його будовою: він має чотири валентних електрони у збудженому стані, валентність атома карбону дорівнює чотирьом, він утворює чотири ковалентних зв'язки.



Найбільш прості представники органічних сполук – вуглеводні загальний склад яких можна представити у вигляді C_xH_y . Окрім карбону органічні сполуки містять елементи гідроген, кисень, нітроген, сульфур, фосфор, галогени та деякі метали. Замінюючи атоми гідрогену на функціональні групи отримують інші класи неорганічних сполук. Усі вуглеводні поділяють наступним чином:



алкани	алкени	алкіни	алкадієни	арени
C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n-2}	C_nH_{2n-2}	C_nH_{2n-6}
—C—C—	—C=C—	—C≡C—	—C=C=C—	
CH ₄ метан	—	—	—	—
C ₂ H ₆ етан	C ₂ H ₄ етен	C ₂ H ₂ етін	—	—
C ₃ H ₈ пропан	C ₃ H ₆ пропен	C ₃ H ₄ пропін	C ₃ H ₄ пропадієн	—
C ₄ H ₁₀ бутан	C ₄ H ₈ бутен	C ₄ H ₆ бутін	C ₄ H ₆ бутадієн	—
C ₅ H ₁₂ пентан	C ₅ H ₁₀ пентен	C ₅ H ₈ пентін	C ₅ H ₈ пентадієн	—
C ₆ H ₁₄ гексан	C ₆ H ₁₂ гексен	C ₆ H ₁₀ гексін	C ₆ H ₁₀ гексадієн	C ₆ H ₆ бензен
C ₇ H ₁₆ гептан				
C ₈ H ₁₈ октан				
C ₉ H ₂₀ нонан				
C ₁₀ H ₂₂ декан				

В органічних молекулах зв'язок між атомами ковалентний: атоми карбону утворюють з іншими атомами, а також один з одним спільні

електронні пари.

В органічній хімії зазвичай користуються структурними формулами, оскільки атоми мають просторове розміщення в молекулі. У структурних формулах ковалентний зв'язок позначається рисою. Використовуються також емпіричні та електронні формули.

Емпірична формула: C_2H_4

Електронна формула: $\begin{array}{c} H \\ | \\ H : C : \\ | \\ H \end{array} \quad \begin{array}{c} H \\ | \\ H : C : \\ | \\ H \end{array}$

Структурна формула: $CH_2=CH_2$

Алкани – найпростіші вуглеводні, в молекулах яких усі атоми Карбону зв'язані між собою простими одинарними δ -зв'язками. Загальна формула - C_nH_{2n+2} ; де n – кількість атомів Карбону в молекулі.

В алканах атоми Карбону знаходяться в стані sp^3 -гібридизації.

Починаючи від найпростішої сполуки CH_4 – метану, насичені вуглеводні утворюють гомологічний ряд – ряд речовин одного класу, які відрізняються між собою на певне число груп $-CH_2-$ (яка називається гомологічною різницею), мають подібну будову і властивості.

При відриві від молекули насиченого вуглеводня атома гідрогену утворюється радикал (R). Назва одновалентного радикала походить від назви відповідного вуглеводню, при цьому закінчення змінюється з -ан- на -ил- або -іл-:

CH_4 метан \rightarrow $-CH_3$ метил

C_2H_6 етан \rightarrow $-C_2H_5$ етил

C_3H_8 пропан \rightarrow $-C_3H_7$ пропіл

C_4H_{10} бутан \rightarrow $-C_4H_9$ бутил

Починаючи з бутану члени гомологічного ряду можуть мати розгалужений характер будови карбонового ланцюга, що має назву ізомерія.

Ізомери – це сполуки одного і того ж самого класу, які мають однакову емпіричну або брутоформулу, але різну просторову будову і властивості.

Для алканів характерна структурна ізомерія – ізомерія розгалуженого ланцюга.

Наприклад:

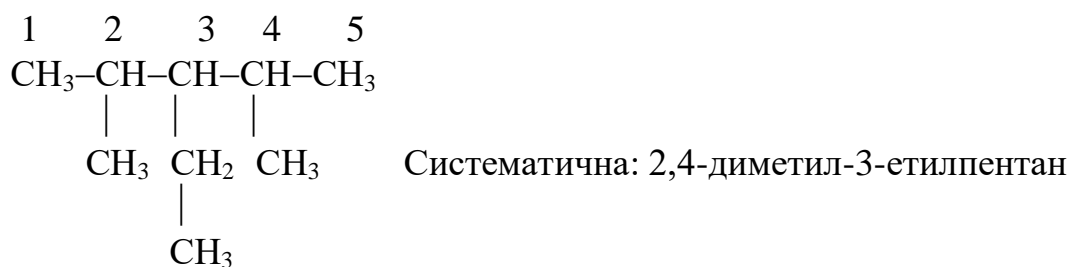


Атом Карбону, що з'єднаний тільки з одним атомом Карбону називають первинним, той що з'єднаний з двома – вторинний, з трьома – третинний і з чотирма – четвертинний.

Номенклатура

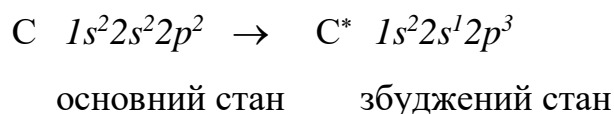
Систематична (Женевська, Міжнародна, ЮПАК) – принцип: нумеруємо найдовший ланцюг, вказуючи цифрами місце і назву замісника, називаємо основний ланцюг із закінченням -ан. Нумерація проводиться з того краю, де ближче розгалуження.

Наприклад:



Будова молекули метану

Хімічний зв'язок в алканах ковалентний, двохелектронний з однією областю перекриття (σ -зв'язок). У молекулі метану атом Карбону, який перебуває у збудженому стані, утворює чотири ковалентні зв'язки за рахунок усереднення однієї s - і трьох p -орбіталей (sp^3 -гібридизація):



У разі sp^3 -гібридизації нові чотири електронні хмари атома Карбону утворюють кут рівний $109^\circ 28'$. Тому молекула метану побудована у вигляді

правильного тетраедра, в центрі якого знаходиться атом Карбону, а у вершинах атоми Гідрогену.

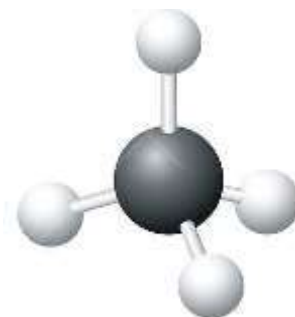
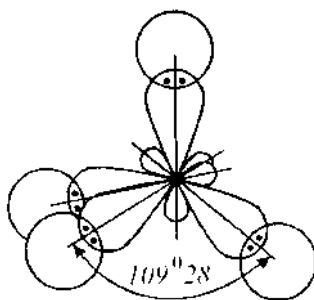
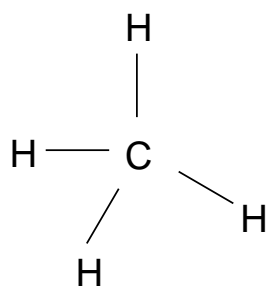
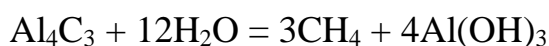


Рис. Будова молекули метану

Способи одержання

1. Гідратація карбїду алюмінію



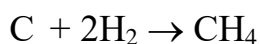
2. Прокалювання солей карбонових кислот з лугами



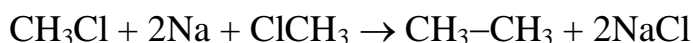
метан

3. Взаємодія вуглецю і водню

Ni



4. Взаємодія галогенпохідних з активними металами (реакція В'юрца)



етан

5. Із монооксиду Карбону і водню утворюється суміш насичених вуглеводнів $n\text{CO} + (2n+1)\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n+2} + n\text{H}_2\text{O}$

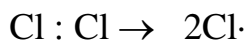
Хімічні властивості

Хімічні властивості насичених вуглеводнів представлені реакціями заміщення : *електрофільного* (атакуюча частинка з позитивним зарядом) і *радикального* (атакуюча частинка радикал) та розщеплення.

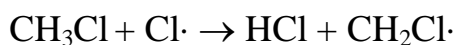
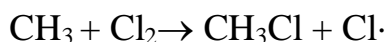
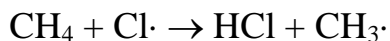
1) Реакція радикального заміщення

на прикладі галогенування метану

Зародження ланцюга:



Розвиток ланцюга:

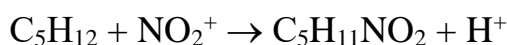
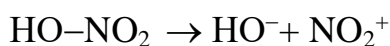


Реакція закінчується *обривом ланцюга*

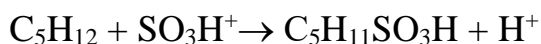
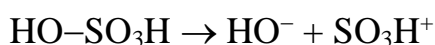


2) Реакції електрофільного заміщення

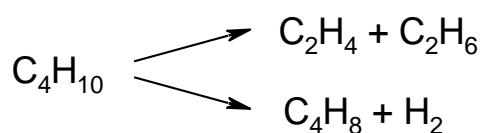
а) нітрування



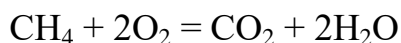
б) сульфування



3) Реакція розщеплення (крекінг)



4) Реакція окиснення



Фізичні властивості насичених вуглеводнів закономірно змінюються з ростом числа атомів Карбону у їх складі:

перші чотири гомологи (CH_4 – C_4H_{10}) за нормальних умов є газами;

наступні одинадцять (C_5H_{12} – $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$) – рідини;

починаючи з $\text{C}_{17}\text{H}_{36}$ – тверді речовини.

Зі збільшенням молекулярних мас сполук поступово зростають:

температури кипіння;

температури плавлення;

густина.

Ізомери з більш розгалуженим карбоновим ланцюгом, як правило, мають трохи меншу густину у рідкому та твердому стані, у порівнянні з ізомерами з нерозгалуженим ланцюгом.

Усі алкани практично не розчиняються у воді, але добре розчиняються в органічних розчинниках.

Ненасичені вуглеводні

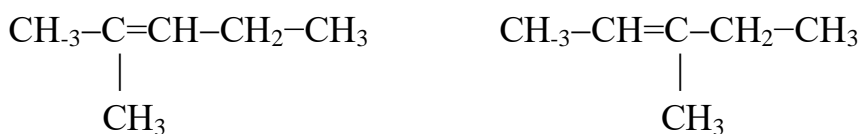
Алкени – загальна характеристика, гомологічний ряд. Номенклатура, ізомерія. Способи одержання. Фізичні та хімічні властивості.. Алкіни. Алкадієни. Полімери на основі дієнових вуглеводнів.

1. Ненасиченими називаються вуглеводні, в молекулах яких є атоми карбону, сполучені між собою подвійними чи потрійними зв'язками. Ненасиченими їх називають ще й тому, що їх молекули мають менше число атомів карбону, ніж насичені. Етиленові вуглеводні (алкени) – це сполуки, що мають один подвійний зв'язок між атомами Карбону.

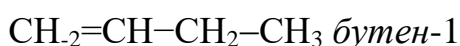
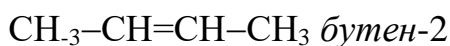
Загальна формула C_nH_{2n} . Найпростішим членом ряду є етилен $CH_2=CH_2$, від його назви походить назва всього ряду.

Ізомерія ненасичених вуглеводнів є трьох типів:

1. Структурна або ланцюгова ізомерія ненасичених вуглеводнів залежить від ізомерії ланцюга атомів Карбону.

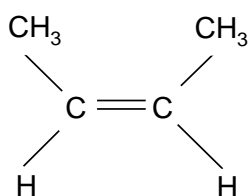


2. Ізомерія положення подвійного зв'язку в ланцюгу.

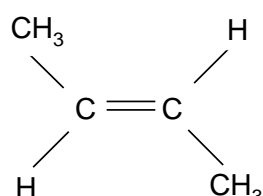


3. Геометрична або цис-транс ізомерія. Залежить від положення замісників по відношенню до подвійного зв'язку. Вона включає в себе дві різновидності ізомерів: цис-ізомер і транс-ізомер. У цис-ізомера замісники знаходяться з одного боку від площини подвійного зв'язку, а у транс-ізомера вони розміщені по обидва боки.

Наприклад: ізомери бутену-2

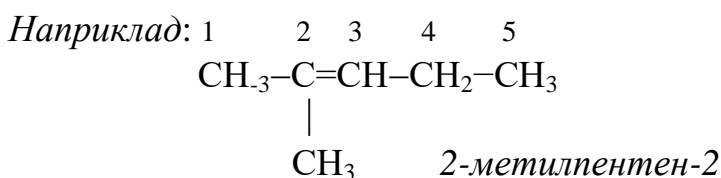


цис-ізомер



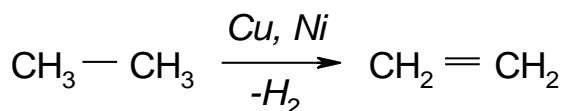
транс-ізомер

Номенклатура: Нумеруємо найдовший ланцюг, вказуємо місце і назву замісника, називаємо основний ланцюг із закінченням –ен, вказуючи положення подвійного зв'язку. Нумерація проводиться з того краю, де ближче кратний зв'язок.

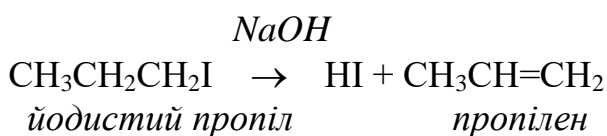


Способи одержання

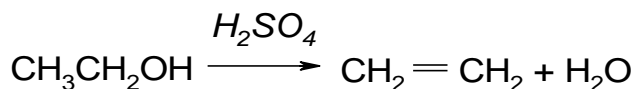
1. Ненасичені вуглеводні отримують з насичених



2. Відщеплення галоген гідрогену



3. Дегідратація спиртів



Правило Зайцева: При відщепленні галогенгідрогенів або води, Гідроген

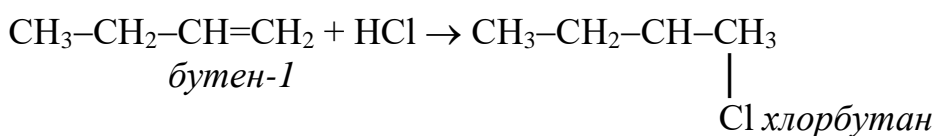
відщеплюється від менш гідрогенізованого атома Карбону.

Для етиленових вуглеводнів характерні багаточисельні реакції приєднання, що проходять з розривом подвійного зв'язку (π -зв'язок) і перетворення його в одинарний зв'язок. При цьому по місці розриву ненасичені вуглеводні легко приєднують різноманітні сполуки: галогени, воду, галогеногідрогени, водень і т. д.

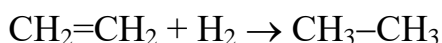
У випадку, якщо подвійний зв'язок поєднує атоми Карбону, які містять різне число атомів Гідрогену, реакції приєднання керуються *правилом В.В. Марковнікова*: При приєднанні галогенгідрогенів або води, Гідроген приєднується до більш гідрогенізованого атома Карбону.

Наприклад:

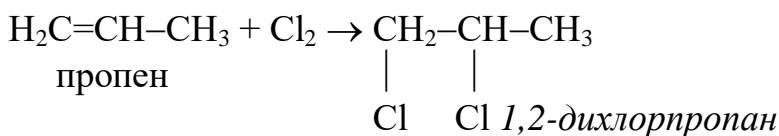
1. Приєднання галогенгідрогенів



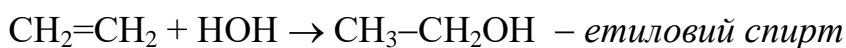
2. Приєднання водню



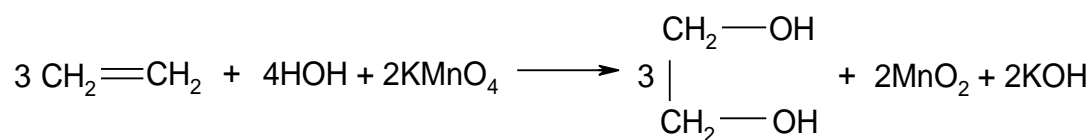
3. Приєднання галогенів



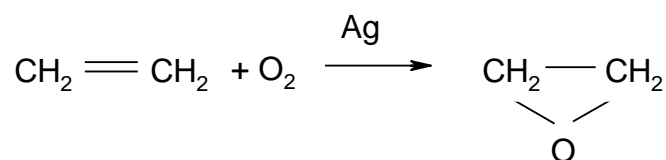
4. Приєднання води



5. М'яке окиснення (реакція Вагнера)

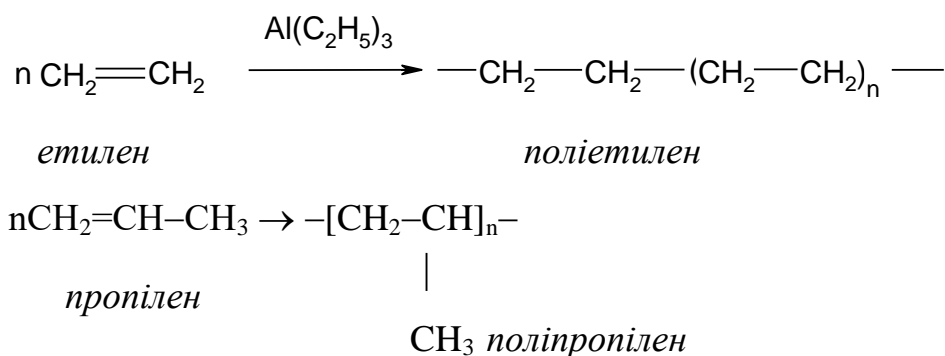


6. Окиснення до епоксидів



7. Реакції полімеризації – це процес утворення високомолекулярної

сполуки (полімера) шляхом з'єднання між собою простих мономерів. Так, етилен та його аналог пропілен при полімеризації утворює цінні продукти.

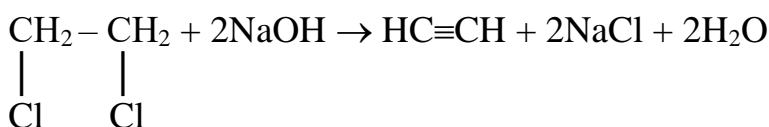


Ацетиленові вуглеводні (алкіни) – сполуки, які мають потрійний зв'язок між атомами Карбону з загальною формулою C_nH_{2n-2}. Першим членом гомологічного ряду є ацетилен CH ≡ CH (етін). Для цього класу сполук характерна ізомерія карбонового ланцюга і ізомерія розміщення потрійного зв'язку в ланцюгу.

Назва будується від назви насичених вуглеводнів із заміною закінчення „ан” на „ін”. *Наприклад:* CH₃–CH₂–C≡C–CH₂–CH₃ *гексін-3*.

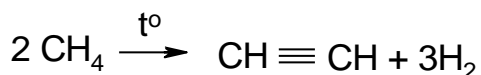
Способи одержання

1. Відщеплення галогенгідрогену

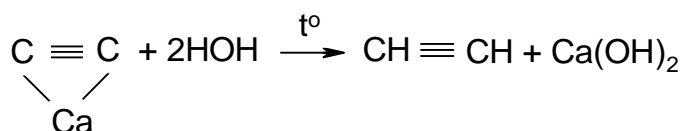


2. Піроліз насичених вуглеводнів

При нагріванні насичених вуглеводнів до високої температури (800-1000⁰C) відбувається ряд складних перетворень з утворенням ацетилену, наприклад:



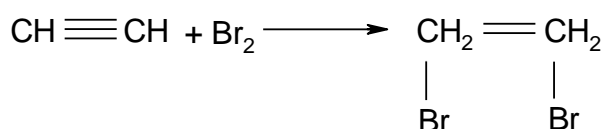
3. Карбідний метод



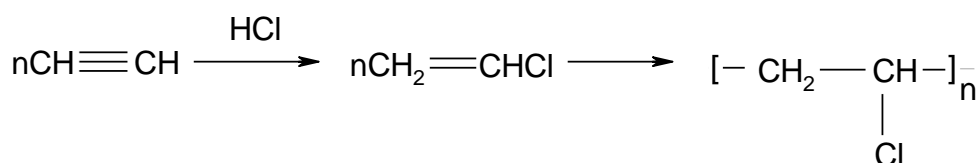
Хімічні властивості алкінів пов'язані з наявністю потрійного зв'язку. Тому молекули алкінів можуть вступати в хімічні реакції приєднання, заміщення, полімеризації.

1) Реакції приєднання

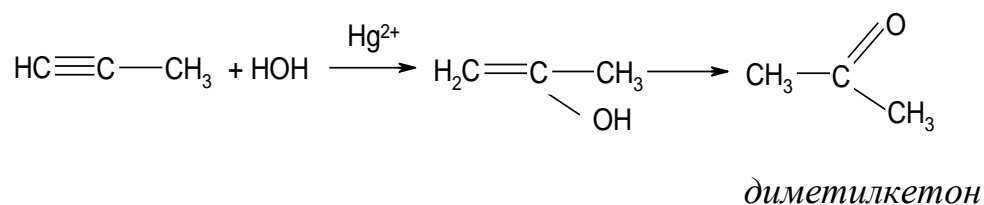
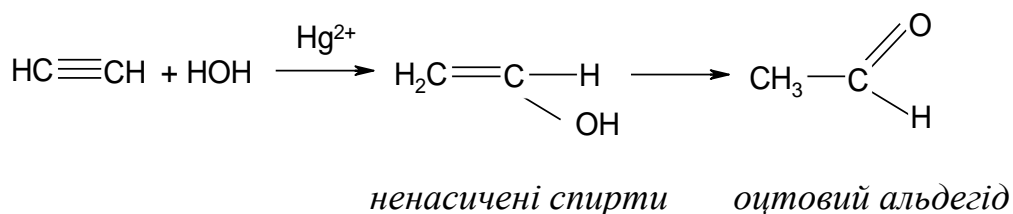
1.1. Якісна реакція – знебарвлення бромної води



1.2. Приєднання гідроген хлориду і полімеризація вінілхлориду

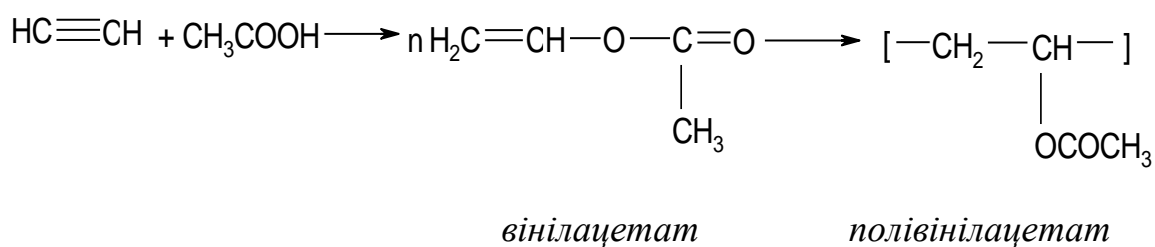


1.3. Приєднання води (реакція Кучерова М.Г.)



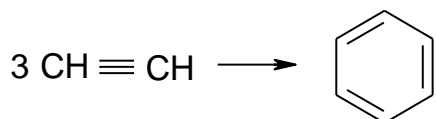
1.5. Приєднання карбонових кислот

При наявності каталізаторів ZnO ацетиленові вуглеводні приєднують карбонові кислоти, утворюючи вінілові естери. Утворений з оцтовою кислотою, естер полімеризується в полівінілацетат (клей ПВА).

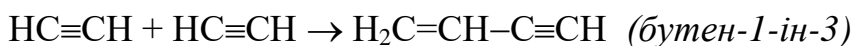


2) Реакції полімеризації

2.1. Ацетилен при температурі 500⁰С тримеризується в бензен

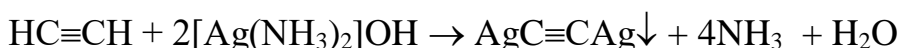


2.2. При пропусканні чистого ацетилену через кислий водний розчин Купрум (I) хлориду і хлориду амонію при 50-100⁰С і нормальному тиску проходить димеризація ацетилену і утворюється вінілацетилен:



3) Реакції заміщення

Здатність атомів Гідрогену, які знаходяться біля атомів Карбону з потрійним зв'язком, замінюватися металами.



Дієнові вуглеводні (алкадієни) – сполуки, що містять в молекулі два подвійні зв'язки. Діляться на три типи:

1. кумульовані – подвійні зв'язки підходять до одного атома Карбону:
 $\text{CH}_2=\text{C}=\text{CH}_2$ *пропадієн*

2. спряжені – подвійні зв'язки розділені одним одинарним зв'язком:
 $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ *бутадієн-1,3*

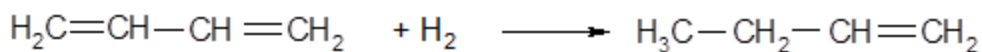
3. ізольовані – подвійні зв'язки розділені двома або більше одинарними зв'язками
 $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$ *пентадієн-1,4*.

Хімічні властивості

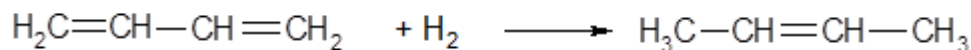
Як у теоретичному, так і у практичному значенні особливе місце займають спряжені дієни. Кумульовані та ізольовані поведуть себе так, як звичайні сполуки з подвійними зв'язками.

Приєднання однієї молекули водню, галогену або галогенгідрогену може відбуватися у положення 1,2 або 3,4 тобто за одним подвійним зв'язком. Але частково приєднання відбувається у положення 1,4, тобто із розривом обидвох подвійних зв'язків. Цей ефект називається спряженням.

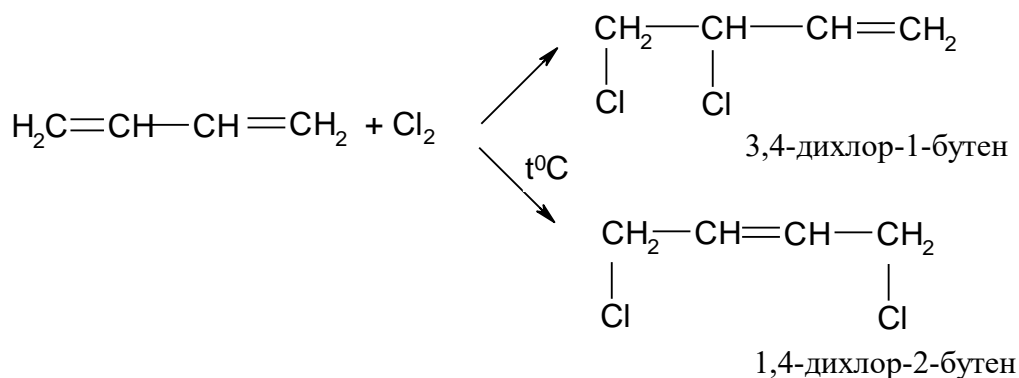
1.1 Приєднання водню



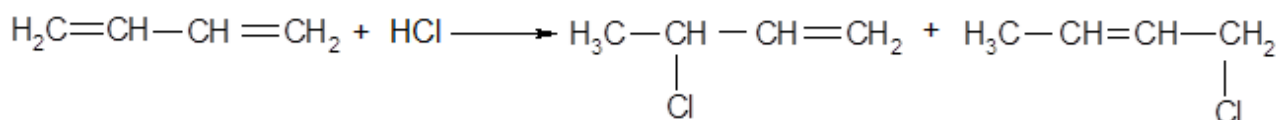
або



1.2 Приєднання галогенів

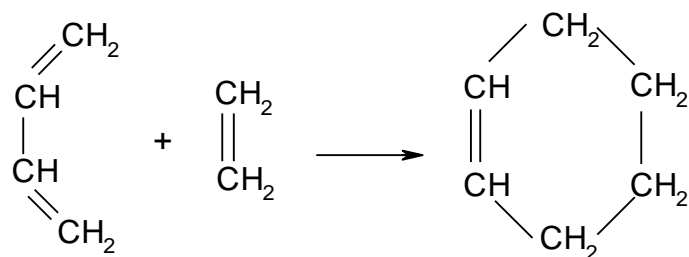


1.3 Приєднання галогенгідрогенів



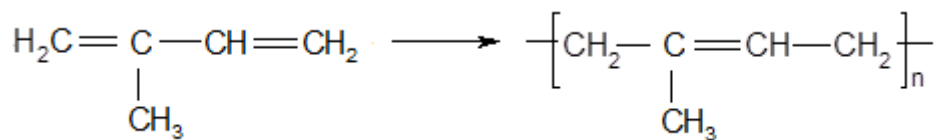
1.4 Дієновий синтез Дільса-Альдера

Базується на приєднанні ненасичених сполук (дієнофілів) до спряжених дієнів у положення 1,4:



Полімеризація

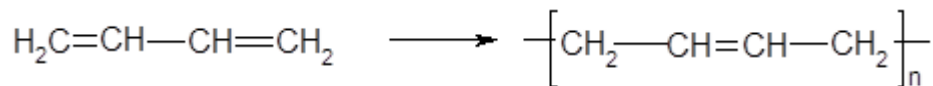
На практиці дієнові вуглеводні використовуються для полімеризації і утворення каучуків. Натуральний каучук одержують з молочного соку бразилійської гевеї, яка містить ізопрен C_5H_8 , що полімеризується з розривом двох подвійних зв'язків:



2-метилбутадієн-1,3

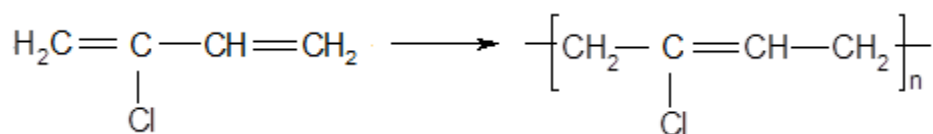
каучук натуральний

Аналогічно одержують синтетичні каучуки, використовуючи для полімеризації інші дієнові вуглеводні:



бутадієн-1,3
дивініл

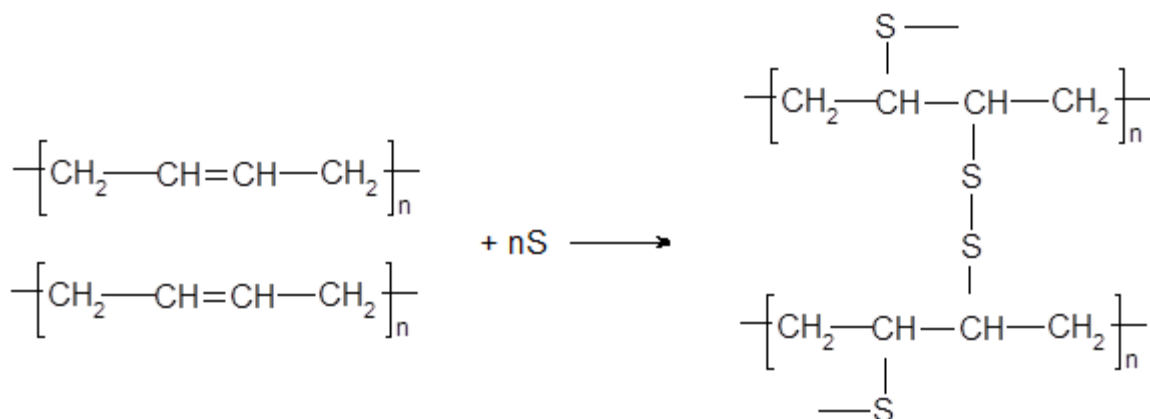
бутадієновий каучук



хлоропрен

хлоропреновий каучук

Найбільше практичне значення має процес вулканізації каучуку, який ґрунтується на обробці каучуку сіркою, яка зшиває "лінійні молекули"



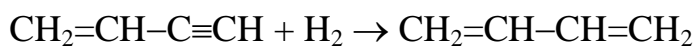
Каучук, який містить 0,5-5% Сульфуру, перетворюється на різні сорти гуми, а 20-40% Сульфуру дає ебоніт, який використовується переважно для виготовлення плат в електронній промисловості.

Способи одержання

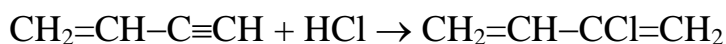
1. Одержують бутадієн за реакцією Лебедева із етилового спирту:



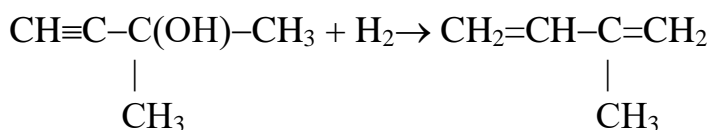
2. Із вінілацетилену:



3. Приєднанням гідроген хлориду до вінілацетилену одержують хлоропрен:



4. Приєднання водню і дегідратація 3-метилбутин-1-олу-3



Карбоциклічні вуглеводні

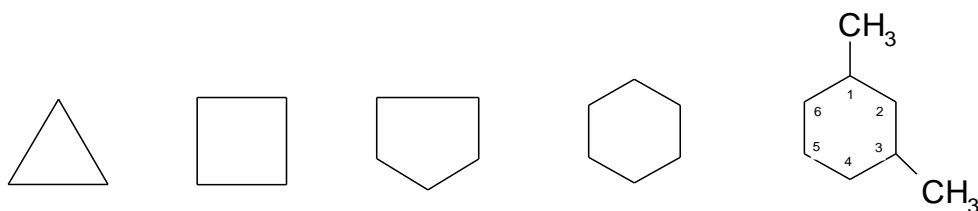
Аліциклічні вуглеводні (циклоалкани) – загальна характеристика, гомологічний ряд. Номенклатура, ізомерія. Способи одержання. Фізичні та хімічні властивості. Ароматичні вуглеводні та їх похідні.

Сполуки, в яких атоми Карбону утворюють замкнутий цикл дістали назву карбоциклічні вуглеводні. Вони поділяються на аліциклічні або поліметиленові і ароматичні.

Аліциклічні вуглеводні

Циклічні або поліметиленові (група $-\text{CH}_2-$ метилен) – це вуглеводні циклічної будови неароматичного типу.

Їхні назви будуються від назв відповідних насичених вуглеводнів з додаванням префіксу цикло- (циклопропан, циклобутан, циклогексан). Циклопентан і циклогексан знаходяться у нафті і носять назву нафтени. Нумерацію цикла проводять таким чином, щоб при назві замісників сума цифр була мінімальною. У назві радикалу додають закінчення -іл або -ил.



Циклопропан циклобутан циклопентан циклогексан 1,3-диметилциклогексан

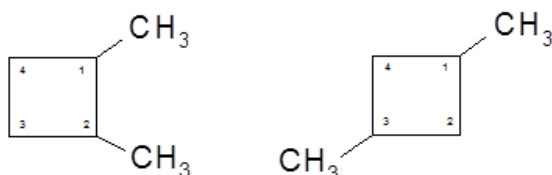
Ізомерія:

1) за величиною циклу



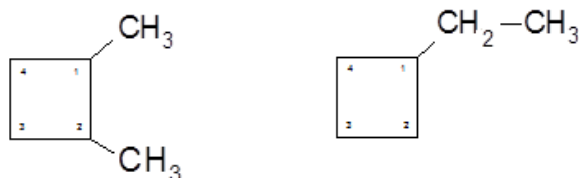
Циклопентан метилциклобутан

2) за місцем замісників



1,2-диметилциклобутан 1,3-диметилциклобутан

3) за величиною бокового ланцюга



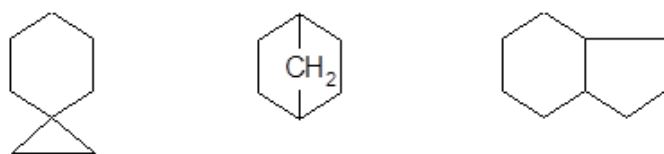
1,2-диметилциклобутан етилциклобутан

4) геометрична, або цис-транс ізомерія.



Цис-диметилциклобутан транс-диметилциклобутан

Класифікують циклосполуки на спіринові, мостикові, біциклічні.



спіринові

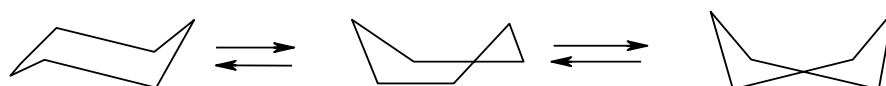
мостикові

біциклічні

У 1885 році Байєром сформульовано теорію напруженості циклів, яка пояснювала їхню стійкість. Байєр виходив із тетраедричної будови Карбону і вважав, що циклічні структури є плоскими. При цьому мірою напруженості

вважав відхилення внутрішніх кутів правильних многогранників від валентного кута Карбону $109^{\circ}28'$. Ці відхилення мають наступні значення: для циклопропану $24^{\circ}44'$, циклобутану $9^{\circ}44'$, циклопентану $0^{\circ}44'$, для циклогексану $5^{\circ}16'$. Звичайно, чим менша абсолютна величина напруженості, тим цикл стійкіший. Тому найбільш стійким буде п'ятичленний цикл, менш стійкий шестичленний, ще менш стійкий чотиричленний, і особливо нестійкий тричленний.

Показано, що це дійсно так, за виключенням шестичленного циклу. Справа в тому, що він перебуває в конформації „крісла” та „ванни” і при цьому зв'язки наближаються до кута $109^{\circ}28'$:

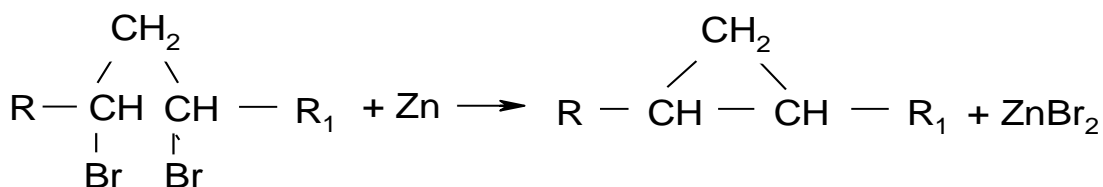


Конформація – це енергетично нерівноцінні форми молекул, що переходять одна в одну за рахунок вільного обертання зв'язків. Конформаційний аналіз – вибір конформацій, їх порівняння і пояснення на їх основі поведінки вуглеводнів.

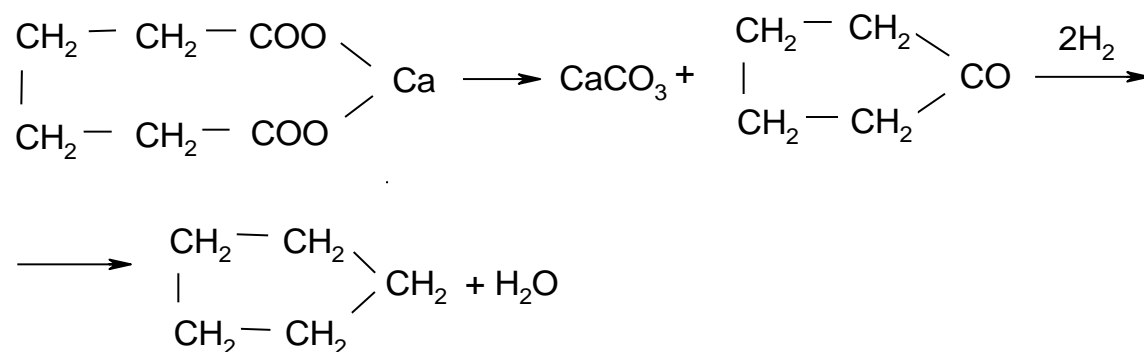
Методи одержання

1. Внутрішньомолекулярна реакція Вюрца

Взаємодія 1,3-дигалогеналканів із металами (Na, Zn, Mg)

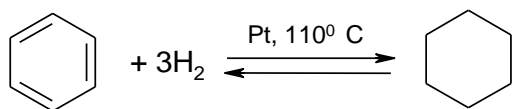


2. Піроліз кальцієвих або натрієвих солей двохосновних кислот



3. Циклогексан і його гомологи добувають відновленням бензену та

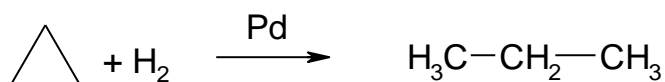
його похідних.



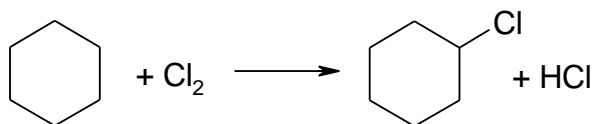
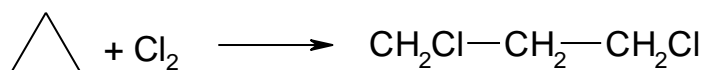
За фізичними властивостями циклоалкани нагадують алкани.

Більш стійкі цикли в м'яких умовах схильні до реакцій заміщення, менш стійкі – до приєднання за рахунок природи зв'язків.

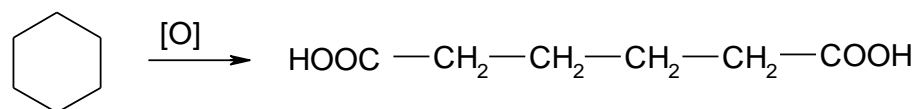
а) приєднання водню



б) галогенування



в) окиснення відбувається з розривом циклу і утворенням двохосновних кислот з такою ж кількістю атомів Карбону

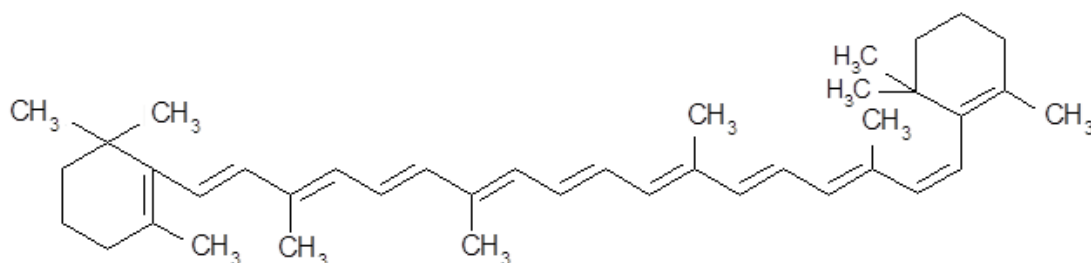


В природі найбільш прості циклоалкани зустрічаються доволі рідкісно, і їх основне джерело – це нафта, а також природні бітумні смоли. Найбільш розповсюджені похідні аліциклічних та поліциклічних сполук, які називають терпенами. При перегонці сухих листків, пелюсток, стебел, коренів чи насіння одержують ефірні масла, пахучі речовини, що містять терпени, або їх оксиненовмісні похідні – терпеноїди.

Терпени відповідають загальній формулі $(\text{C}_5\text{H}_8)_n$, що подібні до n -мірного ізопрену і називаються *ізопреноїдами*. В основному $n = 2$ (терпени), однак зустрічаються і так звані політерпени: $n = 3$ – сесквітерпени, $n = 4$ – дитерпени, $n = 6$ – тритерпени тощо.

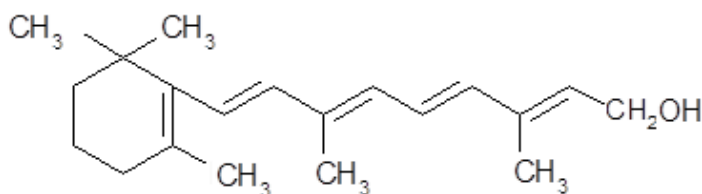
Терпени поділяються на аліфатичні, моноциклічні, біциклічні, та

зв'язків; *каротин* $C_{40}H_{56}$ (зелене листя, в квітах, плодах, тканини деяких тварин, морква, гарбуз) і побудований із довгого ланцюга з подвійними зв'язками та двох ядер циклогексану на кінцях. В тваринних організмах каротин окисним розщепленням на дві молекули та приєднанням води дає вітамін А, тому він має назву провітамін А.



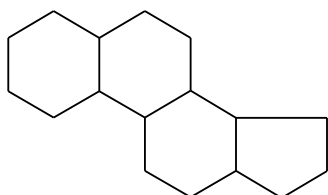
каротин

Каротини (α, β, γ) розрізняються різним розміщенням подвійних зв'язків у структурі циклів чи їх лінійної будови. Вітамін А утворюється при розриві молекули і приєднанні води до кожної половинки.

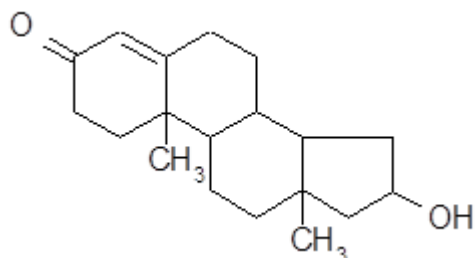


вітамін А

Стерини – це сполуки, що містять ядро циклопентан-гідрофенантрону (жовчні кислоти, статеві гормони, серцеві отрути, вітамін Д, холестерин, ергостерин тощо).



Циклопентагідрофенантренове ядро – основа стеринів і стероїдів.

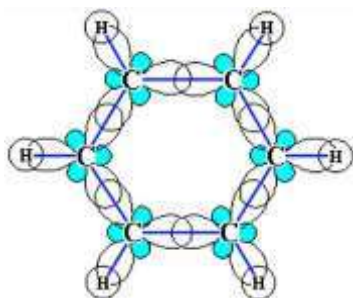


тестостерон

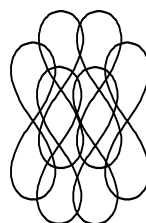
Терпеноїди, каротиноїди і стероїди окрім Карбону і Гідрогену також містять Оксиген.

Ароматичні вуглеводні (арени)

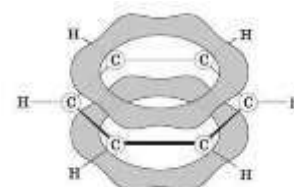
Ароматичність – особлива здатність ненасичених сполук вступати в реакції заміщення. Найпростішою ароматичною сполукою є бензен C_6H_6 (бензол). Особлива стійкість бензенового ядра виходить із того, що кожен атом Карбону утворює три σ - зв'язки за рахунок sp^2 - гібридизованих електронів, а один p -електрон від кожного атома переходить в спільне перекриття (π -електронний секстет), утворюючи правильний шестикутник.



σ -зв'язки

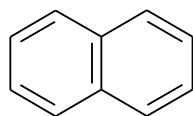


π -електронний секстет

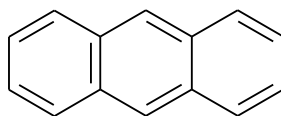


π -хмара

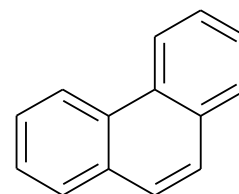
Ароматичність визначається правилом Хюккеля (1931р.), згідно якого ароматичні властивості сполук будуть зберігатись, коли в одній площині перекриватимуться $(4n+2)$ p -електрони ($n = 1,2,3$ тощо). За різних значень n одержуємо багатоядерні ароматичні вуглеводні:



нафталін

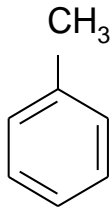


антрацен

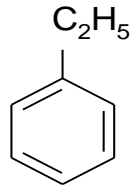


фенантрен

Гомологічний ряд бензену можна розглядати як продукти заміщення атомів Гідрогену в бензенівому ядрі на алкільні радикали. Гомологами бензену є:

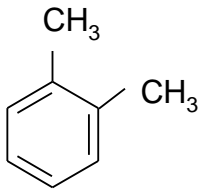


толуен (метилбензен)



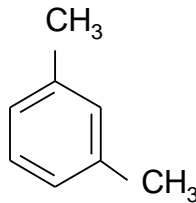
етилбензен,

до якого ізомерними є диметилбензени (ксилени):



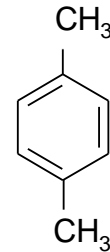
орто-ксилен

1,2-диметилбензен



мета-ксилен

1,3-диметилбензен



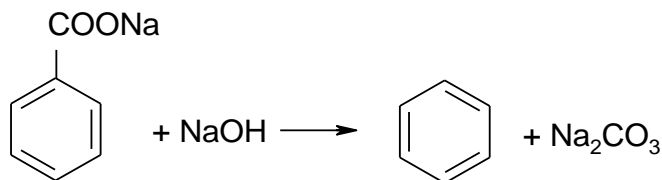
пара-ксилен

1,4-диметилбензен

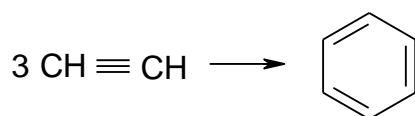
Способи одержання

1. Із кам'яновугільної смоли – історично це найперший метод добування аренів. Кам'яне вугілля нагрівають за 900°-1000°С без доступу повітря. Отримують кокс, газу і кам'яновугільну смолу. В 1м³ газу міститься біля 30г бензену, 10г толуену.

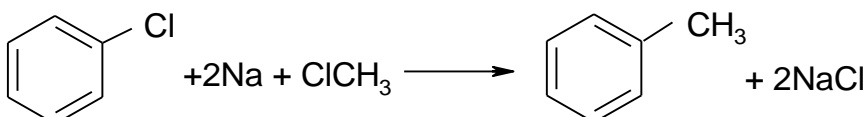
2. Перегонка солей бензойної кислоти з лугами



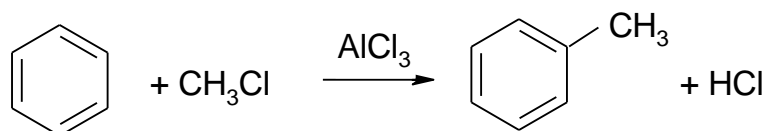
3. Тримеризація ацетилену



4. Реакція Вюрца – Фіттіга



5. Реакція Фріделя-Крафтса



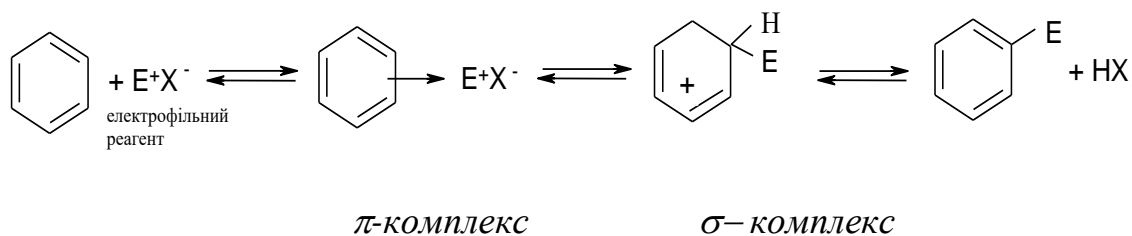
За фізичними властивостями бензен та його гомологи – рідини, нерозчинні у воді, сконденсовані – тверді речовини.

Хімічні властивості – характерними реакціями є:

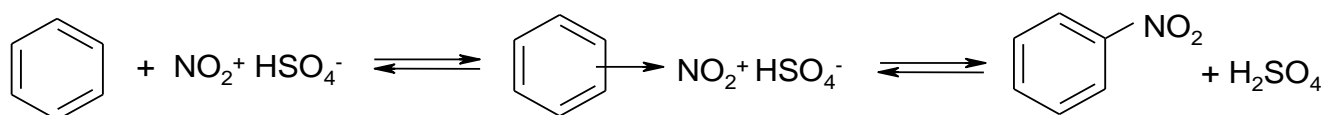
Реакції заміщення

1) Найбільш поширене електрофільне заміщення, механізм якого представляють наступним чином:

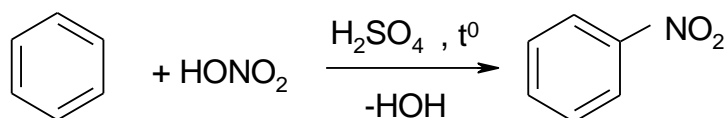
Позитивно заряджена частинка утворює з π -системою зв'язок (π -комплекс), який за рахунок розароматизації утворює σ -комплекс, а після відриву протону система знову набирає ароматичності:



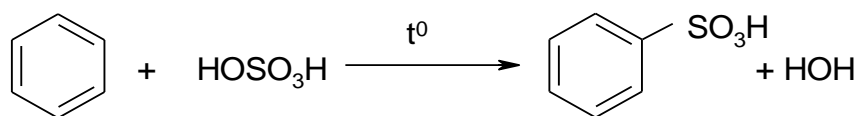
а) *Нітрування* проводиться нітроній- катіоном:



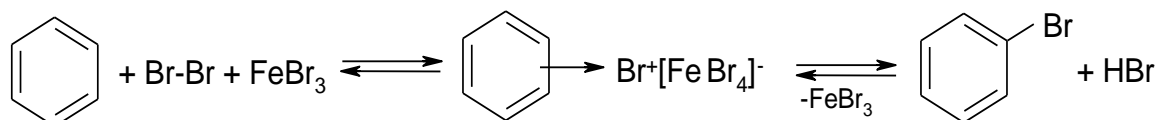
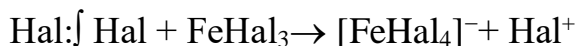
або



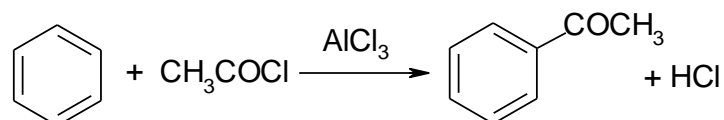
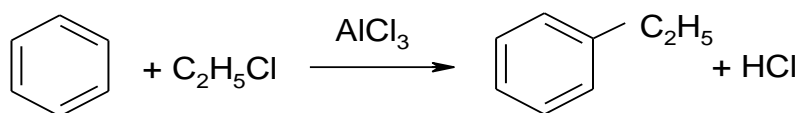
б) *Сульфування* проводиться олеумом або концентрованою сульфатною КИСЛОТОЮ:



в) При *галогенуванні* і наявності каталізатора FeHal_3 (Hal (галоген)– F, Cl, Br, J) відбувається утворення катіону галогену за рахунок гетеролітичного розпаду молекули галогену:



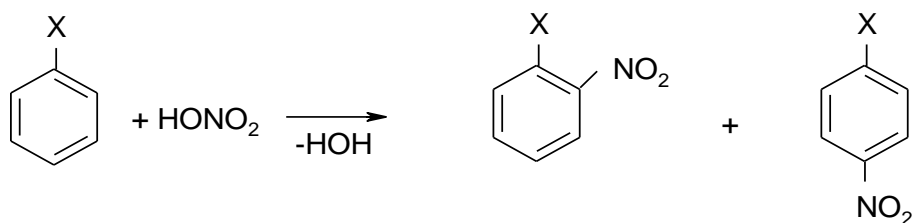
г) Такий самий механізм при *алкілуванні* за Фріделем-Крафтсом-Густавсоном і ацилюванні:



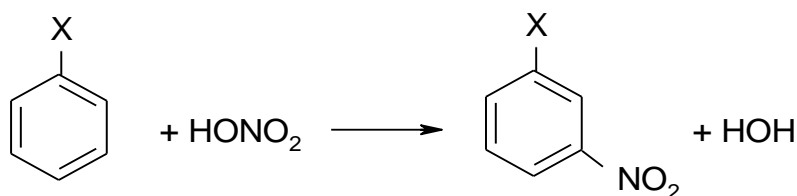
Інша справа у заміщених бензену, в яких вводимо другий замісник. У цьому випадку в бензені проходить зміщення електронної густини за рахунок донорно-акцепторного впливу індукційного та мезомерного ефекту замісників.

Таким чином існуючі замісники в бензені практично направляють наступний замісник у певне положення. Є два роди замісників:

I-роду (орто- і пара-орієтанти): $-\text{CH}_3$ (алкіл), $-\text{OH}$, $-\text{OR}$, $-\text{SH}$, $-\text{SR}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{Cl}$, $-\text{Br}$, $-\text{J}$, $-\text{F}$. Дані замісники нагнітають електронну густину на бензенове ядро, таким чином в положеннях **орто** і **пара** збільшується густина негативного заряду і саме в ці положення полегшується проходження реакції електрофільного заміщення:

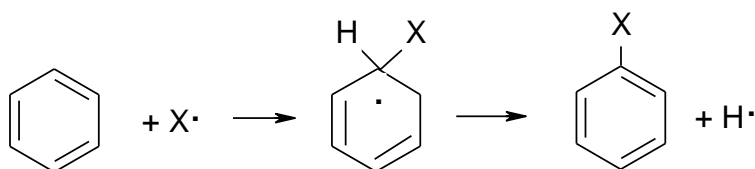


II-роду (мета-орієнтанти): $-\text{NO}_2$, $-\text{SO}_3\text{H}$, $-\text{COOH}$, $-\text{CONH}_2$, $-\text{COOR}$, $-\text{CCl}_3$, $-\text{CN}$, $-\text{NH}_3$. Ці замісники відтягують електронну густиину від бензенового ядра, таким чином в орто і пара положеннях зменшується густина негативного заряду і реакція електрофільного заміщення проходить в мета-положення:



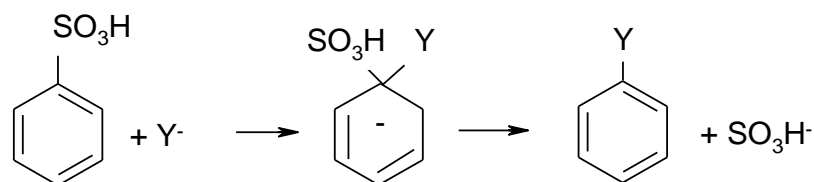
При введенні третього замісника діє узгоджена і неузгоджена орієнтація існуючих замісників.

2) **радикальне заміщення** проходить в будь-яке положення, оскільки атакуюча частинка не несе заряду:



3) Незаміщений бензен не реагує з нуклеофільними реагентами.

Нуклеофільне заміщення відбувається з утворенням проміжних сполук, а також відщепленням заміщеного залишку.



де Y^- – OH^- , NH_2^- , RO^- , HS^- , CN^- .

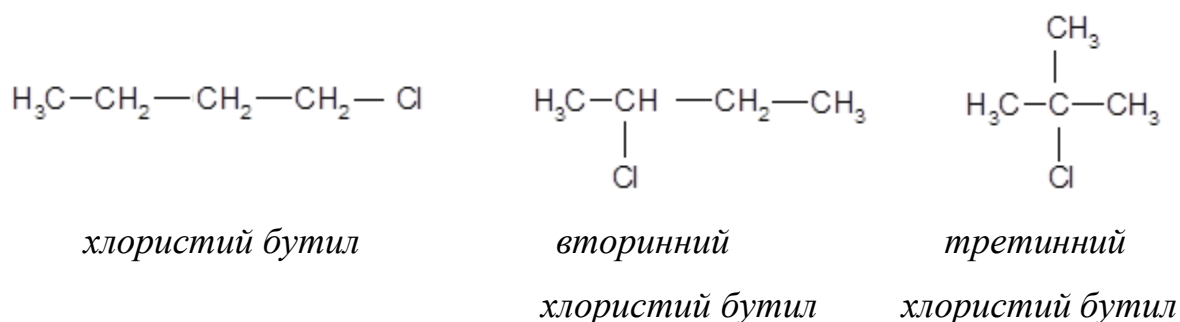
Галогенпохідні насичених вуглеводнів

Галогенопохідні розглядають як похідні від насичених вуглеводнів, у яких один або декілька атомів Гідрогену заміщені атомами галогену (Флуор, Хлор, Бром, Йод). В залежності від заміщення галогенами одного, двох, трьох і більше атомів Гідрогену розрізняють: моногалогенпохідні, дигалогенпохідні, тригалогенпохідні і полігалогенпохідні.

Введення одного або кількох атомів галогену в молекулу вуглеводню надає цій молекулі підвищеної реакційної здатності. Заміщуючи далі галогени іншими атомами або групами атомів, наприклад $-\text{OH}$, $-\text{CN}$, $-\text{NO}_2$, $-\text{NH}_2$ та ін., добувають багато речовин, синтез яких безпосередньо з вуглеводнів утруднений або взагалі неможливий.

Моногалогенопохідні насичених вуглеводнів (галогеналкіли)

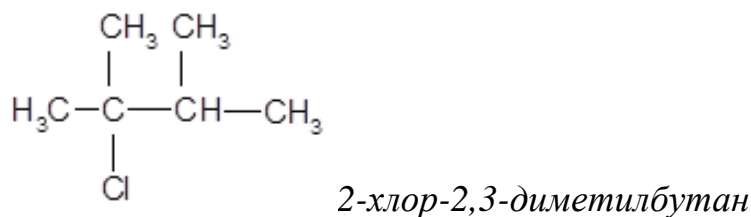
Галоген може заміщати Гідроген в ланцюзі біля різних атомів Карбону. Якщо галоген стоїть біля первинного Карбону, його називають первинним галогенним алкілом; якщо біля вторинного Карбону – вторинним, а якщо біля третинного Карбону – третинним, наприклад



Із цих прикладів видно, що ізомерія моногалогенпохідних насичених вуглеводнів залежить від ізомерії карбонового ланцюга і від положення галогенів.

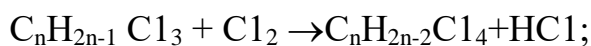
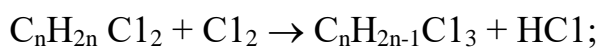
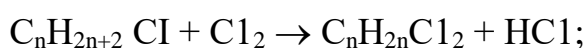
Назви моногалогенопохідних за тривіальною номенклатурою складають із назв радикала з додаванням назви галогену і закінчення „истий”, наприклад: CH_3F – метил фтористий, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ – етил хлористий, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$ – пропіл бромистий.

За Женевською номенклатурою назви моногалогенопохідних дають аналогічно до насичених вуглеводнів, наприклад:



Способи добування

1. Дією галогенів на насичені вуглеводні під впливом світла або при наявності каталізаторів (Fe, CuCl₂, AlCl₃ та ін.). При цьому добувають моно-, ди-, три- і полігалогенопохідні



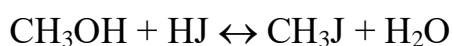
Із галогенів найбільш енергійно діє фтор, потім хлор, бром і найслабше – йод.

2. Приєднанням галогеногідрогену до етиленових вуглеводнів, яке відбувається за правилом Марковнікова



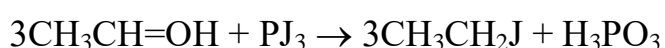
3. Заміщенням у спиртах гідроксильної групи галогеном, яке найлегше відбувається при дії на спирт галогеногідрогену або галогенних сполук фосфору

а) дія на спирт галогеногідрогенами



Із різних галогеногідрогенів найлегше реагує з спиртами HJ і найважче HCl.

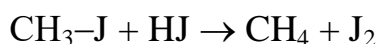
б) дія на спирт галогенними сполуками фосфору



Хімічні властивості

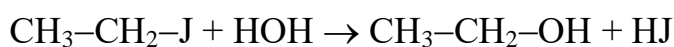
Галогеналкіли є реакційноздатними органічними сполуками внаслідок наявності полярного зв'язку між атомом Карбону і галогеном $\text{H}_3\text{C}\rightarrow\text{J}$. Вони легко заміщують атом галогену найрізноманітнішими радикалами. У галогеналкілах йод більш рухливий за бром, а останній більш рухливий за хлор.

1. Реакція з йодистим гідрогеном – при взаємодії галогенопохідних з йодистим гідрогеном атом галогену заміщується гідрогеном



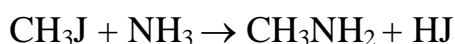
йодистий метил

2. Гідроліз – при дії води (особливо при наявності лугів) на галогеналкіли утворюються спирти



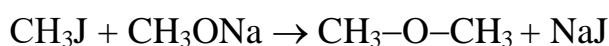
йодистий етил *етиловий спирт*

3. Реакція з аміаком (аміноліз) – галогеналкіли при взаємодії з аміаком утворюють аміни



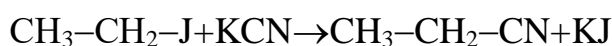
метиламін

4. Реакція з алкоголями – при взаємодії галогеналкілів з алкоголями утворюються етери (синтез Вільямсона)



диметилловий етер

5. Реакція з солями ціанідної кислоти – при дії на галогеноалкіли солей ціанідної кислоти утворюються ціаністи алкіли (нітрили) та ізонітрили

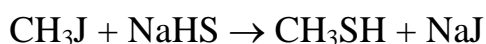


нітрил пропіонової кислоти



етилізонітрил

6. Реакція з солями гідроген сульфідру – при взаємодії галогеноалкілів з солями гідроген сульфідру утворюються тіоспирти, або тіоетери



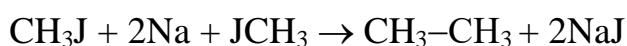
метилмеркаптан



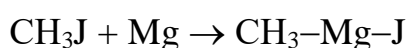
диметилсульфід

7. Взаємодія з металами

а) дією на галогеноалкіли металічним натрієм добувають насичені вуглеводні (реакція В'юрца)



б) при взаємодії галогеноалкілів з магнієм при наявності безводного диетилового ефіру утворюються магнійорганічні сполуки (реакція Грін'єра)



магнійодметил

8. Відщеплення галогенгідрогену

При нагріванні галогеноалкілів із спиртовими розчинами їдких лугів утворюються етиленові вуглеводні:



йодистий пропіл пропілен

Контрольні запитання

1. Напишіть структурні формули речовин: а) 2-метил-3-етилгексан; б) 2,2-диметилбутан; в) 3-метил-4-ізопропілоктан.
2. Запишіть реакцію взаємодії бутану з бромом.
3. Запишіть реакцію взаємодії пропану з нітратною кислотою.
4. Одержіть пентан прокалюванням солі відповідної карбонової кислоти з лугом.
5. Одержіть бутан за реакцією В'юрца.
6. Здійсніть перетворення: $\text{Al}_4\text{C}_3 \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$
7. Який вуглеводень одержимо при відщепленні молекули HBr від 2-бромпентану.
8. Запишіть реакцію приєднання води до пропену.

9. Проведіть м'яке і жорстке окиснення бут-1-ену.
10. Проведіть реакцію Кучерова для пент-2-ину.
11. Запишіть реакцію приєднання оцтового альдегіду до етину.
12. Запишіть реакцію окиснення пропіну.
13. Здійсніть перетворення:

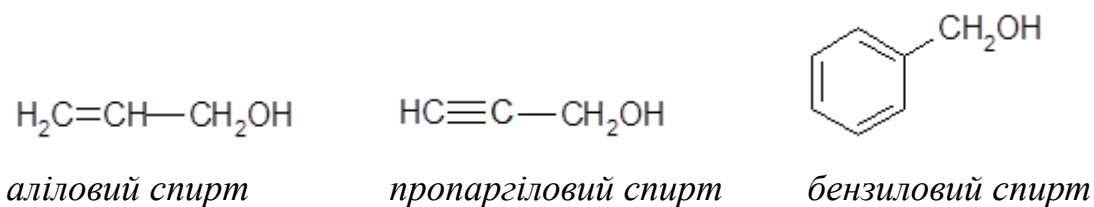
$$\text{CaC}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$$
14. Зобразіть одержання етилбензену за реакцією Вюрца, Фріделя-Крафтса.
15. Як із бензену одержати метанітробромбензен?

Спирти і феноли.

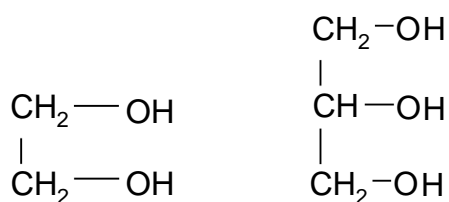
Одноатомні спирти – загальна характеристика, гомологічний ряд. Номенклатура, ізомерія. Способи одержання. Фізичні та хімічні властивості. Багатоатомні спирти. Феноли.

Спирти – гідроксильні похідні вуглеводнів, у яких один або декілька атомів Гідрогену заміщено на гідроксильні групи. Загальна формула R–ОН.

Залежно від радикалу, в якому відбувається заміщення на гідроксильну групу розрізняють насичені, ненасичені, ароматичні спирти.

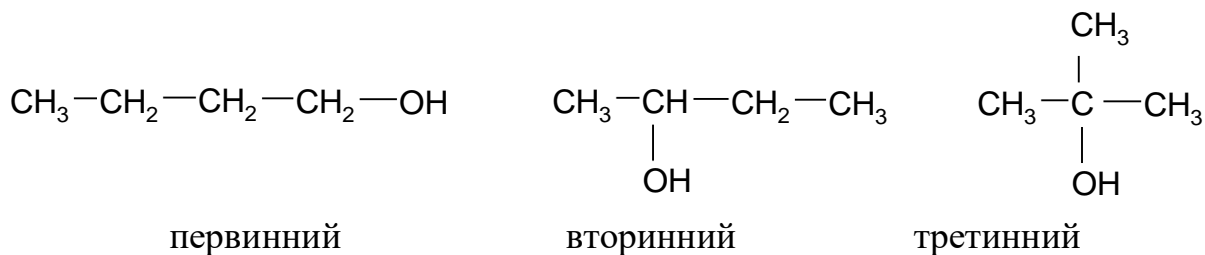


За кількістю гідроксильних груп, що входять у молекулу спирту, розрізняють спирти одноатомні, двоатомні, триатомні і багатоатомні.



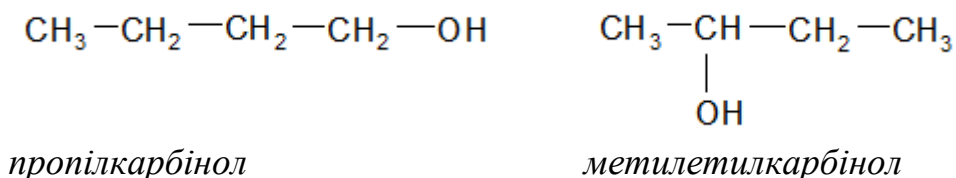
Залежно від того, при якому атомі Карбону знаходиться гідроксильна

група, розрізняють первинні, вторинні, третинні спирти

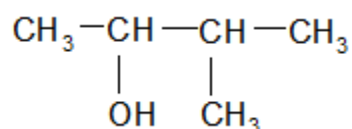


За тривіальною номенклатурою назви одноатомних спиртів походять від назв радикалів, з якими зв'язана гідроксильна група з додаванням закінчення -овий та слова спирт. Наприклад, CH_3-OH – метиловий спирт, $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$ – етиловий спирт тощо.

За раціональною номенклатурою спирти розглядають як похідні метилового спирту, який називають карбінолом. При цьому назви спиртів будуються аналогічно до назв вуглеводнів:



За міжнародною номенклатурою назви спиртів утворюють від назв вуглеводнів з додаванням закінчення -ол і цифри, що вказує, біля якого атома Карбону стоїть гідроксильна група, наприклад:

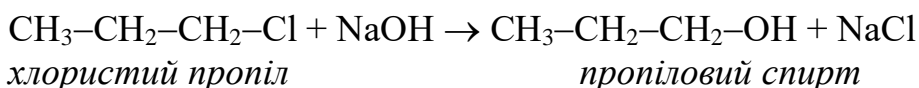
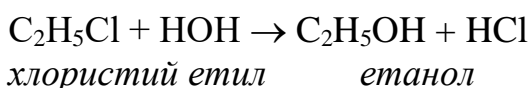


3-метилбутан-2-ол (3-метилбутанол-2)

Способи добування

1. Гідроліз галогенпохідних

Спирти добувають, замінюючи галоген в галогенпохідних гідроксильною групою дією води або водним розчином їдкого лугу



2. Бродіння цукристих речовин

Бродіння являє собою процес глибокого розкладання органічних речовин, переважно цукрів, під впливом живих клітин, або ферментів, які розкладаються з виділенням етилового спирту і вуглекислого газу



глюкоза етанол

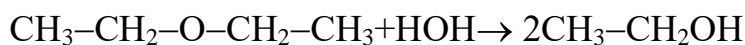
3. Гідратація етиленових вуглеводнів



бутан-2-ол (бутанол-2)

Реакція відбувається за правилом Марковнікова

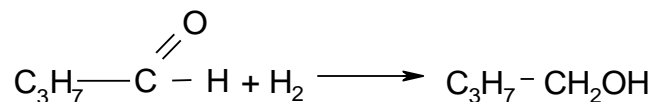
4. Гідроліз етерів



диетиловий етер

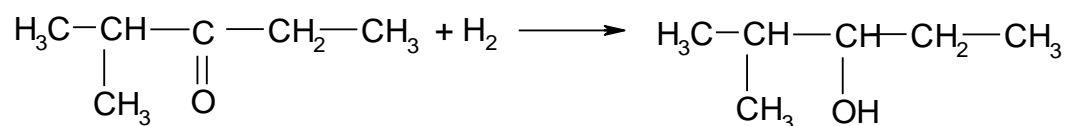
етанол

5. Відновлення альдегідів і кетонів



бутаналь

бутан-1-ол (бутиловий спирт)



(2-метилпентанон-3)

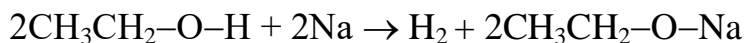
(2-метилпентанол-3)

Хімічні властивості

Найбільш характерні є реакції заміщення Гідрогену або гідроксильної групи:

1. Реакції заміщення

а) заміщення Гідрогену гідроксильної групи



етанол

етилат натрію

б) заміщення гідроксильної групи спиртів на аміногрупу з утворенням

амінів:



етанол

етиламін

в) дія галоїдних сполук фосфору

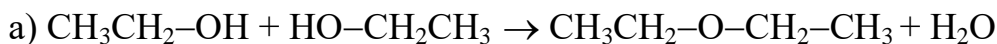


етанол

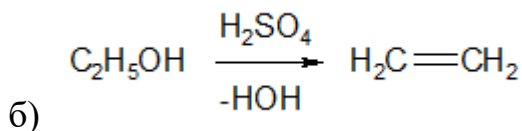
етилхлорид

2. Реакції дегідратації

При дії на спирти водовідіймаючих речовин проходить внутрішньомолекулярне або міжмолекулярне відщеплення води (дегідратація) з утворенням етиленових вуглеводнів або етерів. Водовідіймаючими засобами є: $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$, H_3PO_4 , CuSO_4 , KHSO_4 , ZnCl_2 тощо. Так, при дії на етиловий спирт концентрованої сульфатної кислоти в залежності від їхнього співвідношення утворюється диетиловий етер або етилен:



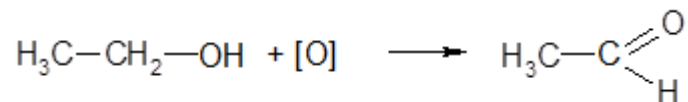
диетиловий етер



етилен

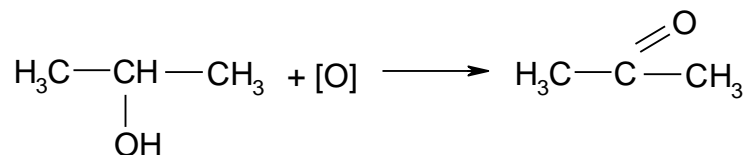
3. Окиснення спиртів

а) первинні спирти окиснюються до альдегідів



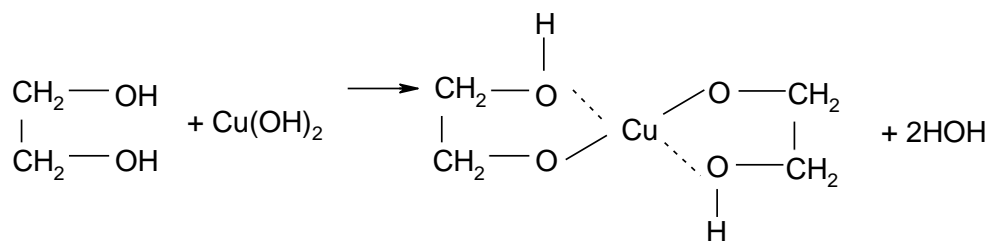
оцтовий альдегід

б) вторинні спирти окиснюються в кетони



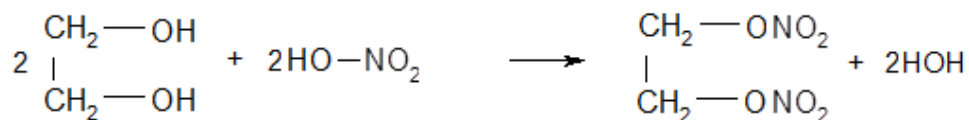
ацетон (диметилкетон)

Двоатомні насичені спирти, або гліколи – похідні алканів, у молекулах



2. Утворення естерів

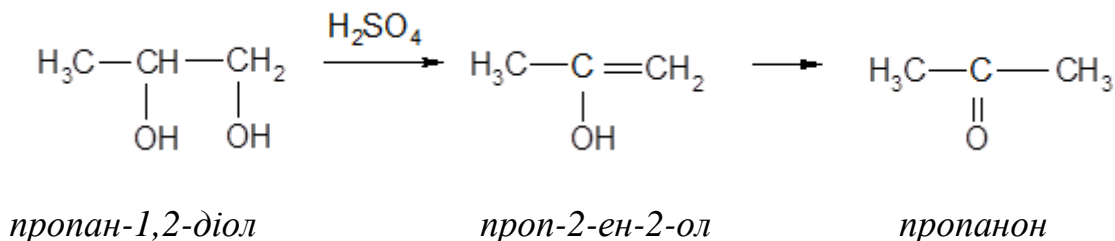
Гліколі легко взаємодіють з органічними та мінеральними кислотами, утворюючи неповні і повні естери:



динітроетандіол

Динітроетандіол — вихідна сполука для виготовлення вибухових речовин.

3. Дегідратація



Триатомні спирти (гліцероли, або алкантріоли)

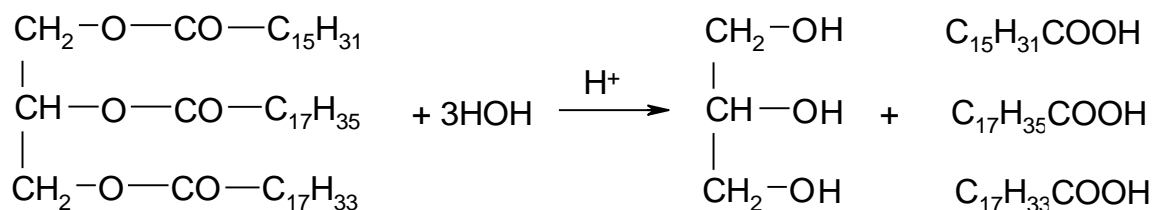
Загальна формула — $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}(\text{OH})_3$. Гомологічний ряд починається із спиртів $\text{CH}_2\text{OH—CHOH—CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_2\text{OH—CH}_2\text{OH—CHOH—CH}_3$ тощо.

Для даних спиртів характерна ізомерія положення спиртових груп у карбоновому ланцюзі. Найчастіше використовується систематична номенклатура, згідно якої до найменування вуглеводню додають суфікс -тріол, перед яким цифрами вказують місце розміщення спиртових груп у карбоновому ланцюзі.

Так, за систематичною номенклатурою спирти називають: $\text{CH}_2\text{OH—CHOH—CH}_2\text{OH}$ *пропан-1,2,3-тріол*; $\text{CH}_2\text{OH—CH}_2\text{OH—CHOH—CH}_3$ *бутан-1,2,3-тріол*.

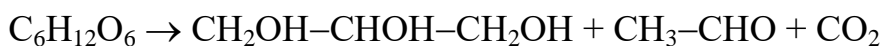
Способи одержання

1. Гідроліз жирів (одержання гліцеролу)



гліцерин вищі жирні кислоти (ВЖК)

2. Гліцеринове бродіння моносахаридів

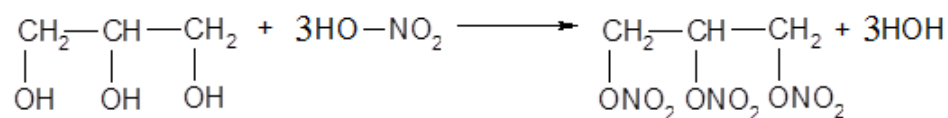


Хімічні властивості

Тріоли вступають у ті ж реакції, що й алкандіоли.

1. Утворення естерів

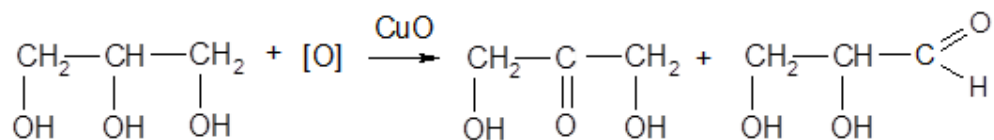
При взаємодії з жирними кислотами тріоли утворюють тригліцериди (жири, олії), а із мінеральними кислотами утворюють повні або неповні естери



тринітрогліцерин

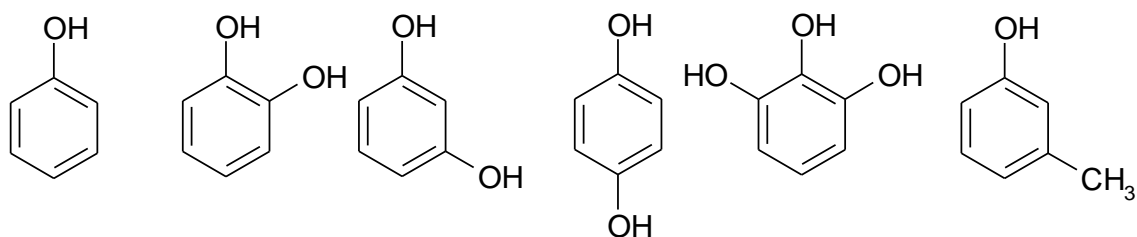
2. Окиснення

При дії окисників (хромової суміші, бертолетової солі, перманганату калію) тріоли піддаються окисненню



диоксиацетон гліцериновий альдегід

Феноли – сполуки, що містять гідроксил, безпосередньо зв'язаний з Карбоном ароматичної системи. Числом гідроксильних груп визначається атомність фенолів. Сам фенол (гідроксибензен) не має ізомерів. Заміщені феноли називають найчастіше за тривіальною, рідше раціональною та систематичною номенклатурою.

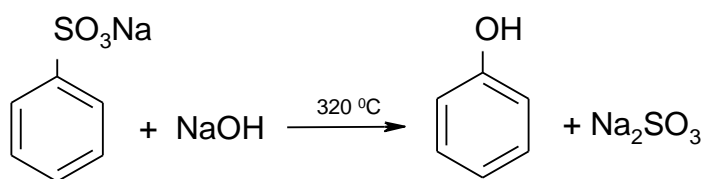


фенол пірокатехін резорцин гідрохінон пірогалол м-крезол

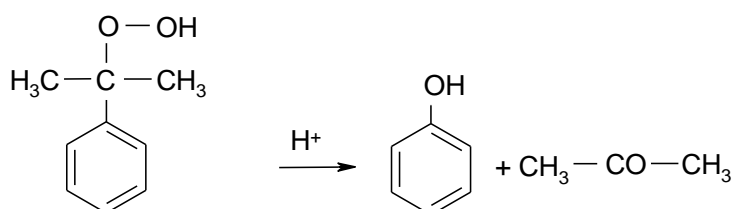
Фенол і крезоли (метильні похідні фенолів) містяться в кам'яновугільній смолі. Виділена суміш крезолів має назву лізол, і використовується для дезінфекції.

Методи одержання

1. Сплавлення натрієвої солі бензолсульфо кислоти з натрій гідроксидом

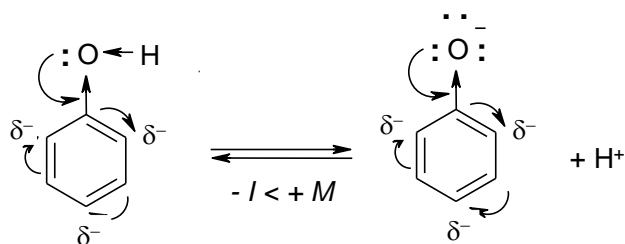


2. Розклад гідропероксиду кумолу

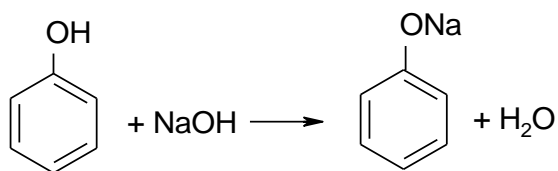


Хімічні властивості

1) Розчин фенолу у воді має кислі властивості і називається карболовою кислотою. Це пояснюється тим, що вільна електронна пара Оксигену відтягнута до ядра, за рахунок чого утворюється катіон Гідрогену.

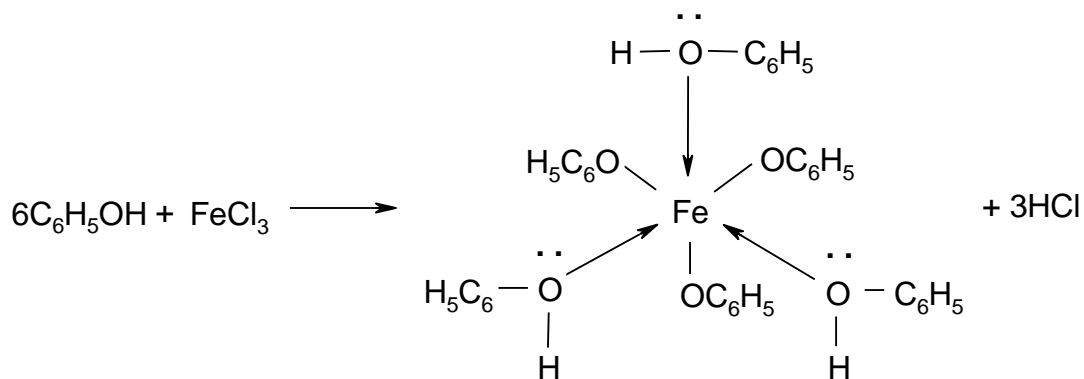


Тому фенол з лугами утворює солі – феноляти

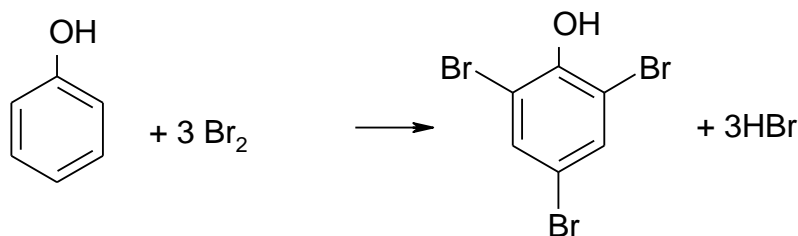


натрій фенолят

2) Якісною реакцією на феноли є утворення з FeCl_3 фенолятів:

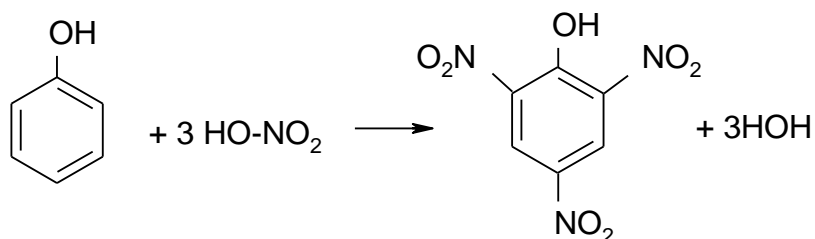


3) Гідроксогрупа є замісником I роду (орто і пара-орієтант)



2,4,6-трибромфенол

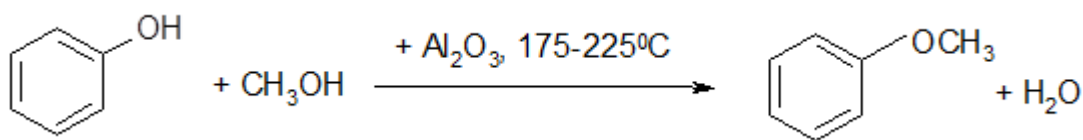
4) Введення електроноакцепторних груп у ядро фенолу приводить до посилення кислотних властивостей



2,4,6-тринітрофенол (пікринова кислота)

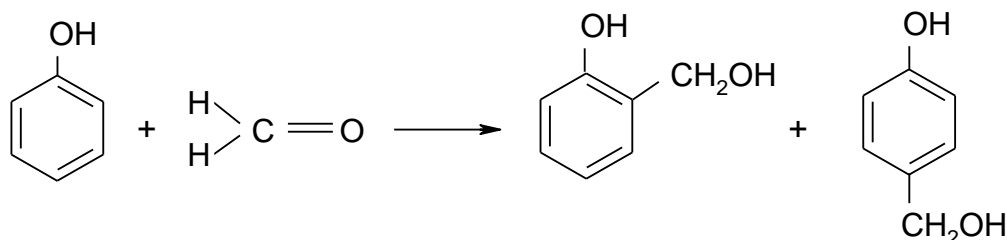
Утворена пікринова кислота є вибуховою речовиною, а її сила порівнюється до сильних мінеральних кислот.

5) Із спиртами та алкілгалогенідами утворюються етери

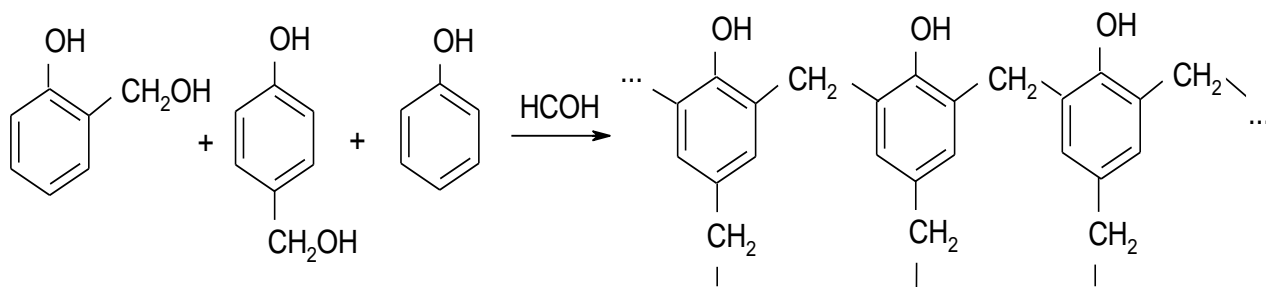


метилловий етер фенолу

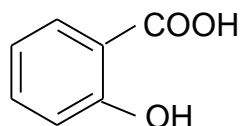
б) Активність фенолу в реакціях електрофільного заміщення настільки велика, що вони навіть реагують з альдегідами в кислих розчинах з утворенням фенол-формальдегідних смол (бакелітів). На першому етапі утворюються метилольні похідні



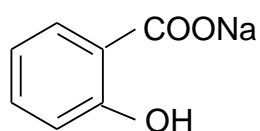
За наступної дії формальдегіду проходить відщеплення води з утворенням сітчастої структури фенол-формальдегідної смоли:



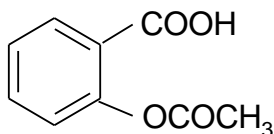
В природі зустрічаються фенолокислоти і їх етери. Найбільше значення має о-оксибензойна кислота (саліцилова кислота)



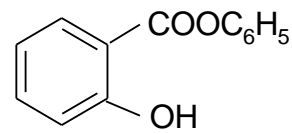
У медицині використовують натрієву сіль саліцилової кислоти (I), її ацетат (аспірин) (II) і феноловий естер (салол) (III):



(I)



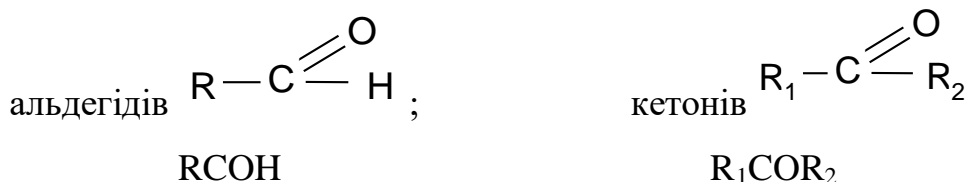
(II)



(III)

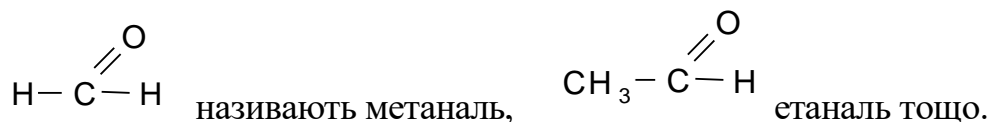
Альдегіди і кетони (оксосполуки)

До альдегідів і кетонів належать органічні сполуки, які містять карбонільну групу >C=O . У альдегідів атом Карбону карбонільної групи зв'язаний з одним атомом Гідрогену а у кетонах із двома вуглеводневими радикалами. Загальна формула



Для оксосполук характерна ізомерія карбонового ланцюга. Для кетонів, крім того, ізомерія місця карбонільної групи.

Для найменування альдегідів користуються історичною (за назвою кислоти в яку окиснюються) і систематичною номенклатурами. За номенклатурою ІЮПАК їх називають за вуглеводнем, додаючи суфікс -аль (нумерацію карбонового ланцюга починають від атома Карбону, де розміщена функціональна група). Так,



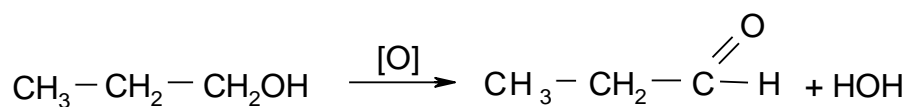
Для назви кетонів, здебільшого, користуються раціональною номенклатурою та ІЮПАК (за винятком ацетону, який має історичну назву). За раціональною номенклатурою радикали називають за «старшинством» і додають слово «кетон». За ІЮПАК до назви алкану, додають закінчення -он.



Способи одержання

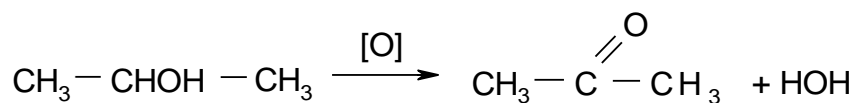
1. Реакція окиснення

При окисненні первинних спиртів утворюються альдегіди, вторинних – кетони. Окисниками можуть бути розчини перманганату калію, хромова суміш, кисень повітря, каталізаторами – Fe або Cu



пропанол-1

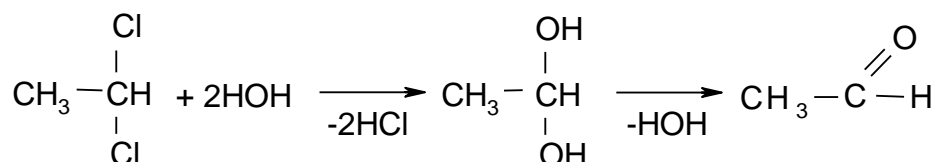
пропаналь



пропанол-2

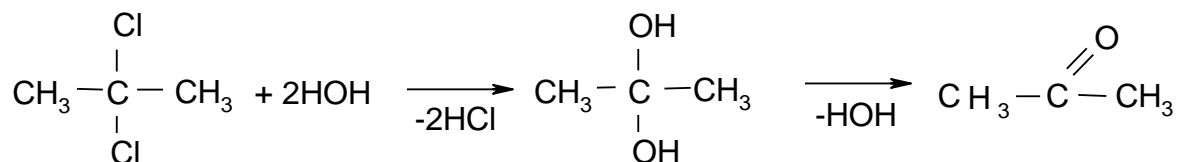
пропанон

2. Гідроліз дигалогенпохідних вуглеводнів



2,2-дихлоретан

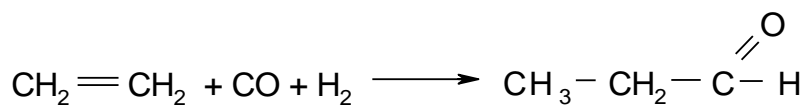
етаналь



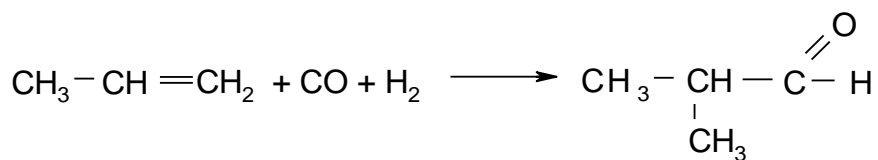
2,2-дихлорпропан

пропанон

3. Оксосинтез (каталізатори Ni і Co, 100-200 °C, 10⁵ Па)

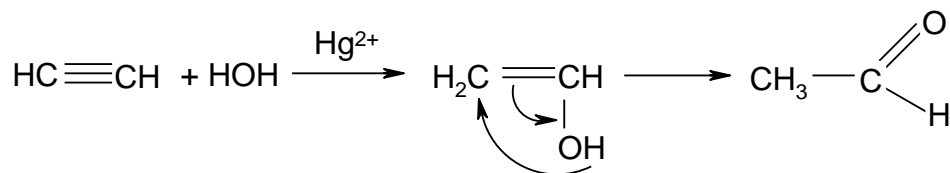


пропіоновий альдегід



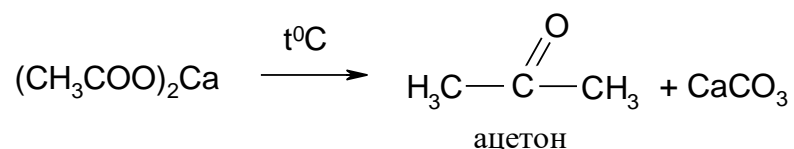
ізомасляний альдегід

4. Реакція Кучерова



оцтовий альдегід

5. Піроліз деяких солей карбонових кислот

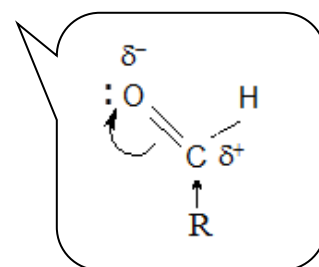
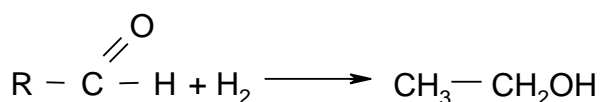


Хімічні властивості

1. Реакції приєднання за місцем подвійного зв'язку карбонільної групи

У карбонільній групі електронна густина зміщена в бік атома Оксигену, на атомі Карбону виникає частковий позитивний заряд і він стає центром для реакції нуклеофільного приєднання.

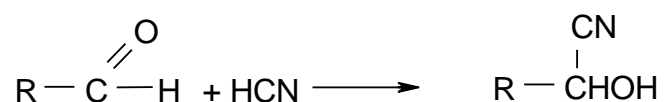
а) Приєднання водню



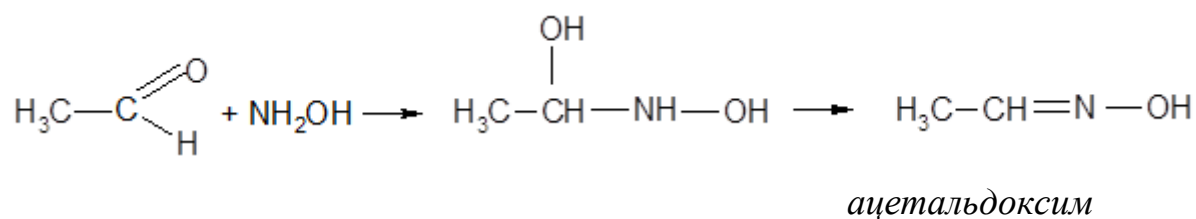
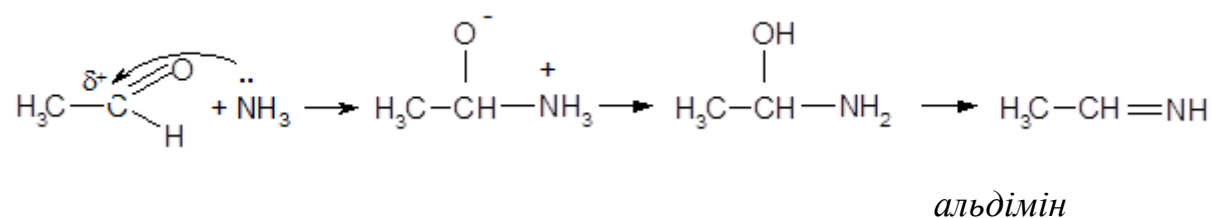
б) Приєднання галоген гідрогену

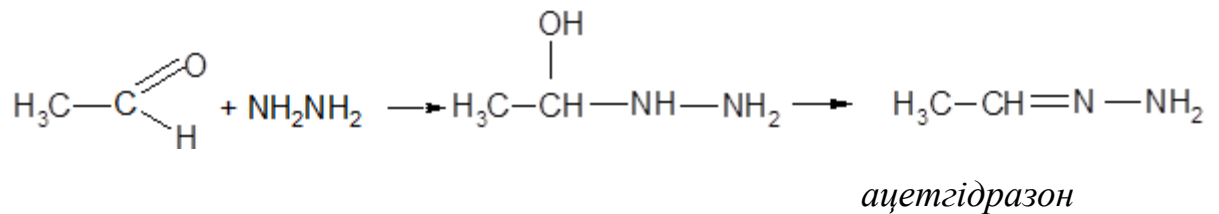


в) Взаємодія альдегідів та кетонів із ціанідною кислотою

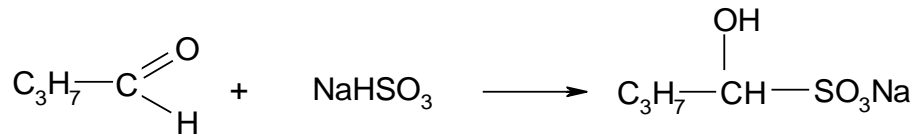


г) Взаємодія альдегідів і кетонів з амоніаком, гідроксиламіном, гідразином





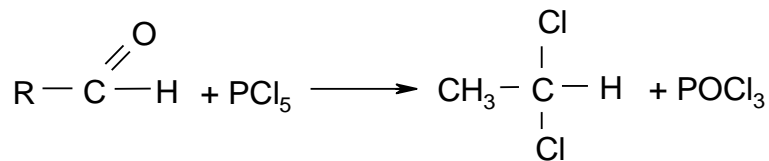
д) Приєднання натрій бісульфіту



бутаналь

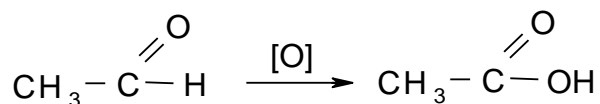
гідроксибутилсульфіт натрію

2. Реакції заміщення. Дія п'ятихлористого фосфору

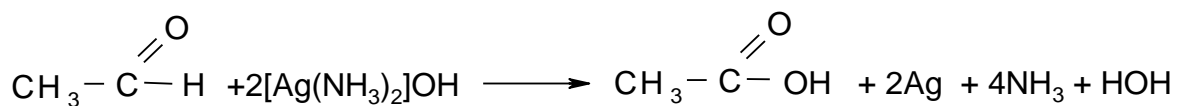


3. Окиснення альдегідів і кетонів

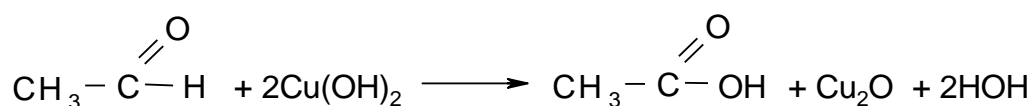
а) Альдегіди легко окиснюються до відповідних кислот з тією ж кількістю атомів Карбону, тобто вони є відновлюючими сполуками.



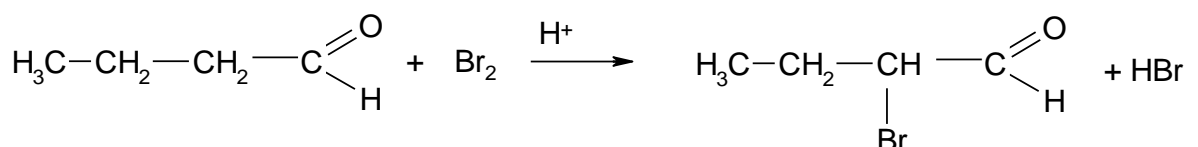
б) Якісна реакція на альдегіди – „срібного дзеркала”



в) Характерною реакцією для альдегідів є реакція з купрум (II) гідроксидом



4. Реакції заміщення у карбоновому радикалі.



Згідно з історичною номенклатурою карбонові кислоти, як правило, називають, виходячи з назви продуктів, з яких вони вперше були одержані.

Наведемо назви карбонових кислот гомологічного ряду:

H-COOH мурашина	C ₉ H ₁₉ -COOH капринова
CH ₃ -COOH оцтова	C ₁₀ H ₂₁ -COOH ундеканова
C ₂ H ₅ -COOH пропіонова	C ₁₁ H ₂₃ -COOH лауринова
C ₃ H ₇ -COOH масляна	C ₁₂ H ₂₅ -COOH додеканова
C ₄ H ₉ -COOH валеріанова	C ₁₃ H ₂₇ -COOH міристинова
C ₅ H ₁₁ -COOH капронова	C ₁₄ H ₂₉ -COOH пентадецилова
C ₆ H ₁₃ -COOH енантова	C ₁₅ H ₃₁ -COOH пальмітинова
C ₇ H ₁₅ -COOH каприлова	C ₁₆ H ₃₃ -COOH маргарінова
C ₈ H ₁₇ -COOH пеларгонова	C ₁₇ H ₃₅ -COOH стеаринова

Раціональною номенклатурою користуються зрідка. За її основу іноді береться оцтова кислота, яку в свій час вважали найпростішою. Наприклад, кислоту CH₂=CH-CH₂-COOH згідно з раціональною номенклатурою називають вінілоцтовою кислотою.

За номенклатурою ІЮПАК назви карбонових кислот походять від назв відповідних вуглеводнів, до яких додають суфікс -ова і слово кислота. Нумерацію ланцюга починають з атома Карбону карбоксильної групи. Наприклад, мурашина кислота називається метановою кислотою, оцтова – етановою тощо.

Карбонові кислоти в природі знаходяться у вільному (наприклад, мурашина – у залозах червоної мурашки, у сечі та поті тварин, оцтова – в оцті) і зв'язаному (наприклад, вищі жирні кислоти (ВЖК) у вигляді тригліцеридів – жирів) станах. ВЖК одержують гідролізом нейтральних жирів та олій. Більшість карбонових кислот одержують методами органічного синтезу.

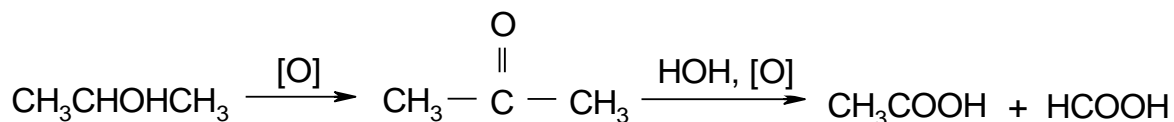
1. Окиснення первинних (утворюється одна кислота), вторинних або третинних (утворюються дві кислоти, іноді альдегіди і кетони, а також інші продукти) спиртів:

а)



етиловий спирт ацетальдегід оцтова кислота

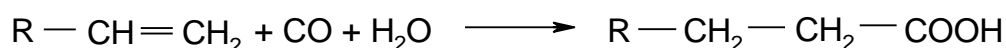
б)



вторинний пропіловий спирт ацетон оцтова к-та мурашина к-та

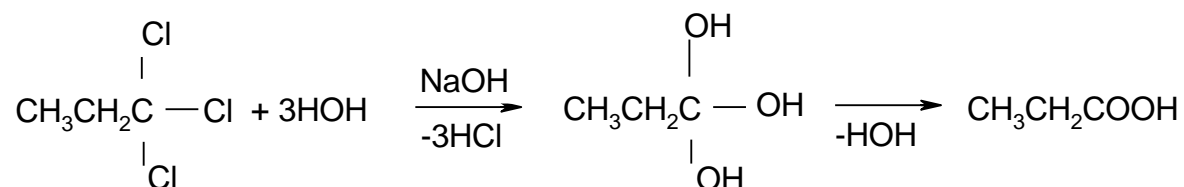
2. Оксисинтез кислот із ненасичених вуглеводнів

Алкени і алкіни утворюються при крекінгу нафти і є дешевою сировиною для одержання карбонових кислот:



Реакція відбувається за 50–100°C, тиску 10-10⁵ Па, каталізаторами є концентровані мінеральні кислоти (H₃PO₄ або H₂SO₄) або солі (Ni(CO)₄).

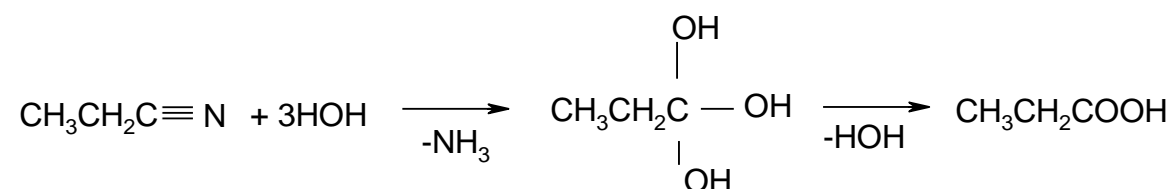
3. Гідроліз тригалогенпохідних алканів



1,1,1-трихлорпропан

пропіонова кислота

4. Гідроліз нітрилів

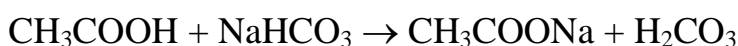
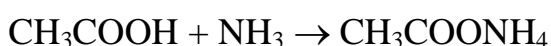
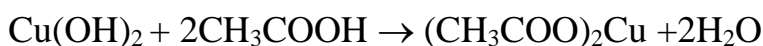
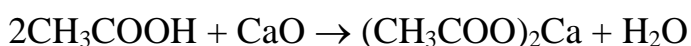
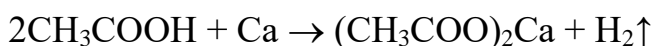
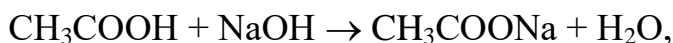


Хімічні властивості

Основні хімічні реакції, у які вступають карбонові кислоти, пов'язані з їхніми кислотними властивостями, що базуються на рухливості атома Гідрогену карбоксильної групи; заміною групи –ОН карбоксильної групи на різні атоми й атомні групи з утворенням функціональних похідних кислот; реакціями декарбоксілювання і деякими іншими, зокрема реакціями карбонового радикала.

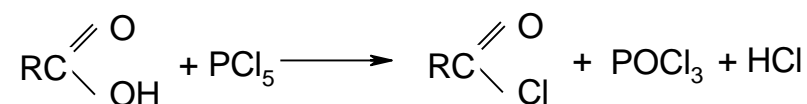
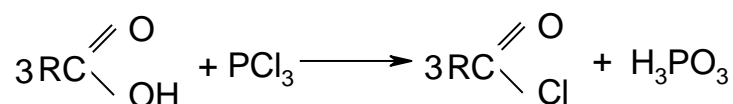
1. Реакції, що базуються на рухливості атома Гідрогену карбоксильної групи

Утворення солей відбувається при взаємодії карбонових кислот із лугами і лужноземельними металами, оксидами і гідроксидами, карбонатами й аміаком:



2. Утворення галогенангідридів

При взаємодії карбонових кислот з галогенідами фосфору відбувається заміна гідроксилу на галоген і утворюється галоген ангідриди кислот:

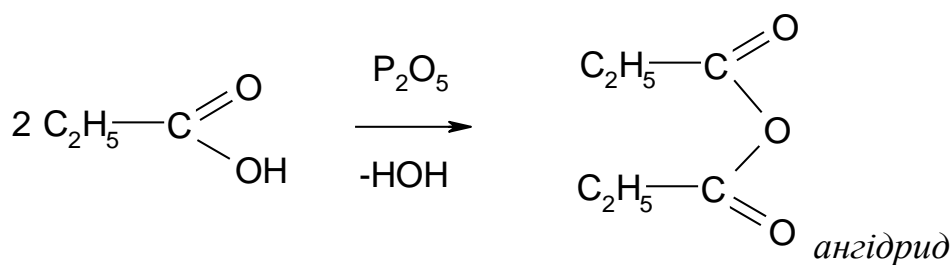


кислота

хлорангідрид кислоти

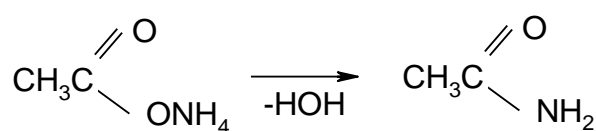
Галогенангідриди – реакційноактивні речовини, галоген яких легко заміщується на різні функціональні групи, що й дозволяє одержати різні класи органічних сполук. Вони легко гідролізуються, перетворюючись на відповідні карбонові кислоти.

При взаємодії солей кислот з їхніми галогенангідридами або дії водовідіймаючих засобів на карбонові кислоти можуть утворюватись ангідриди кислот



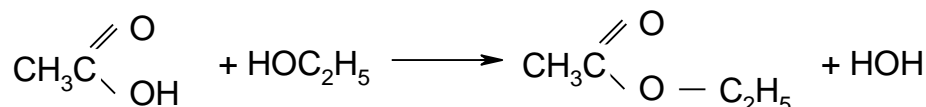
3. Утворення амідів

Аміди карбонових кислот – похідні карбонових кислот, що утворюються внаслідок заміщення гідроксилу в карбоксильній групі на одновалентний залишок аміаку (аміногрупу —NH₂), при нагріванні амонієвих солей карбонових кислот, або при взаємодії галоген ангідридів з аміаком.



ацетат амонію *амід оцтової кислоти*

4. Утворення естерів (реакція естерифікації)



оцтова *етиловий* *оцтово-етиловий*
кислота *спирт* *естер*

Двохосновними або дикарбоновими кислотами називаються похідні вуглеводнів, у яких два атоми Гідрогену заміщені двома карбоксильними групами —COOH. Загальна формула $\text{C}_n\text{H}_{2n}(\text{COOH})_2$.

Для двохосновних кислот існує ізомерія карбонового ланцюга.

Двохосновні карбонові кислоти частіше називають історичними назвами, наприклад, HOOC—COOH – щавлева кислота

Іноді їх називають згідно з раціональною номенклатурою та номенклатурою ІЮПАК.

При використанні раціональної номенклатури до назви алкану додають слово „дикарбонова кислота”. Наприклад, HOOC—COOH – щавлева кислота, етандикарбонова кислота.

За номенклатурою ІЮПАК до назви відповідного алкану додаються слова „диова кислота”. Наприклад, HOOC-COOH – етандиова кислота.

Гомологічний ряд

HOOC-COOH щавлева кислота (етандиова)

$\text{HOOC-CH}_2\text{-COOH}$ маленова кислота (пропандиова)

$\text{HOOC-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$ бурштинова кислота (бутандиова)

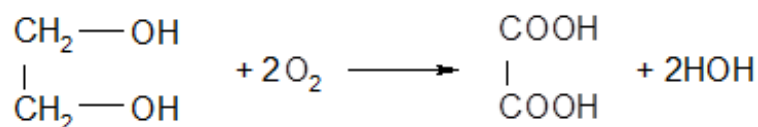
$\text{HOOC-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$ глутарова кислота (пентандиова)

$\text{HOOC-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$ адипінова кислота (гександиова).

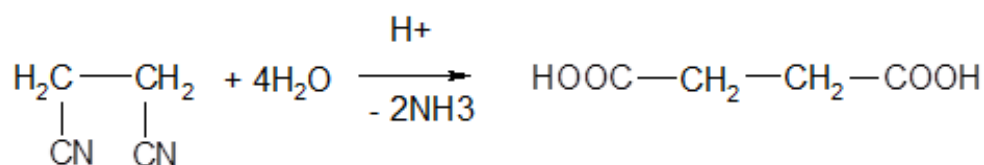
Способи одержання

1. Окиснення двохатомних первинних спиртів (гліколей)

Етиленгліколь при окисленні утворює щавлеву кислоту.



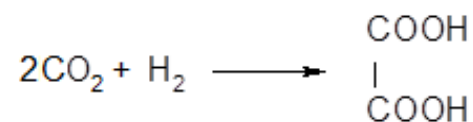
2. Омилення динітрилів



бурштинова кислота

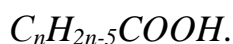
3. Розроблено промисловий спосіб добування щавлевої кислоти з карбон

(4) оксиду і водню



Хімічні властивості двохосновних карбонових кислот аналогічні до одноосновних кислот.

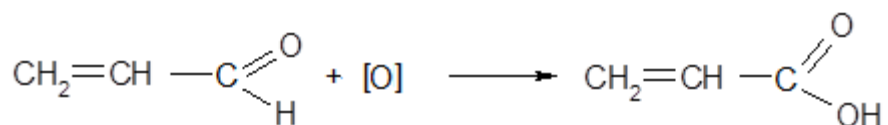
Ненасиченими одноосновними кислотами називають похідні ненасичених вуглеводнів у яких один атом Гідрогену заміщений карбоксильною групою. Кислоти з одним подвійним зв'язком мають загальну формулу $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{COOH}$, із двома подвійними зв'язками $\text{C}_n\text{H}_{2n-3}\text{COOH}$, із трьома



Ізомерія ненасичених одноосновних кислот з одним подвійним зв'язком залежить від ізомерії будови карбонового ланцюга і від місця подвійного зв'язку в ланцюзі. Крім ізомерії, яка залежить від цих двох причин, в ряді ненасичених кислот можлива ще геометрична або цис, транс -ізомерія. Для найменування кислот використовують історичну номенклатуру, зрідка ІЮПАК. Згідно номенклатури ІЮПАК назви кислот будуються від назви ненасиченого вуглеводня з додаванням закінчення „ова” і слова кислота: $CH_3-CH=CH-COOH$ бутен-2-ова кислота

Способи одержання

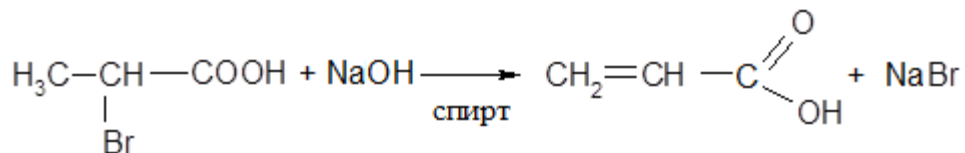
1) Окисненням акролеїну добувають акрилову кислоту



акриловий альдегід

акрилова кислота

2) Дія на галогенпохідні карбонових кислот спиртовим розчином лугу



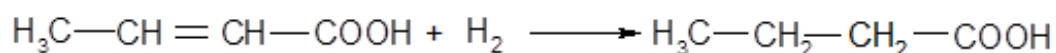
2-бромпропанова кислота

пропенова кислота

Хімічні властивості

1. Приєднання водню

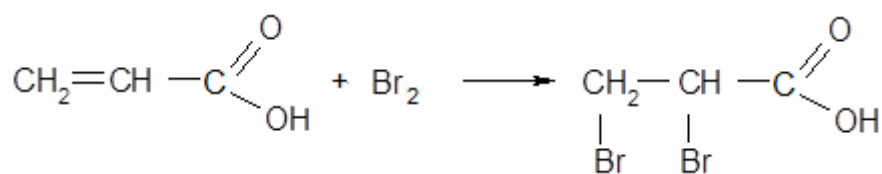
Ненасичені кислоти при наявності каталізаторів (Ni, Pt, Pd) приєднують водень, утворюючи насичені кислоти.



кратонова кислота

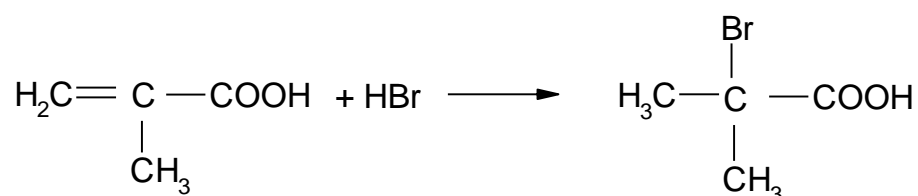
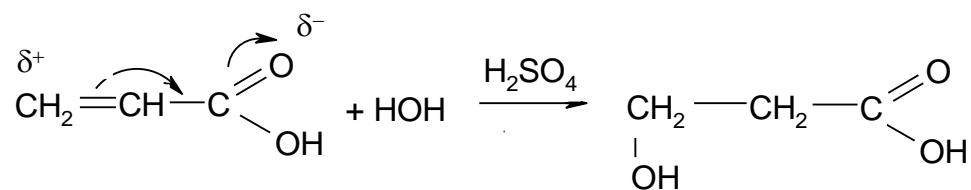
масляна кислота

2. Приєднання галогенів, галогенгідрогенів або води

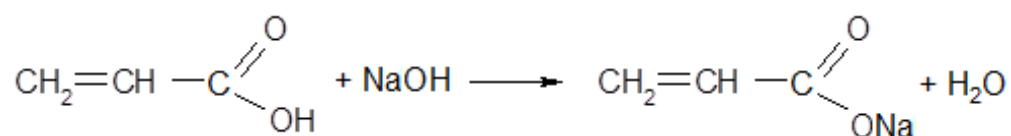


акрилова кислота

α,β -дибромпропіонова кислота

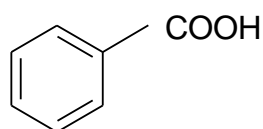


3. Утворення солей



Одноосновні ароматичні кислоти – похідні бензену і його гомологів, у молекулі яких Гідроген бензенового ядра заміщений на групу –COOH.

Для кислот існує ізомерія положення замісників у бензенівому ядрі (для гомологів бензену) і величини бокового ланцюга. При найменуванні кислот частіше застосовують історичну номенклатуру, зрідка – раціональну і ІЮПАК.

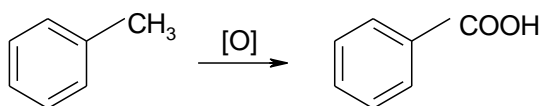


бензойна кислота (бензенкарбонова)

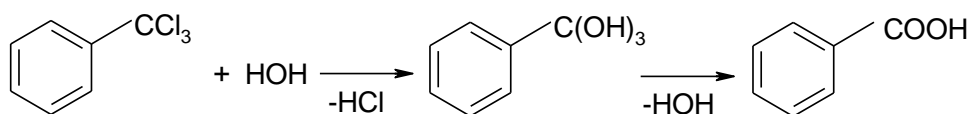
В природі кислоти даної групи зустрічаються у вільному стані та в складі естерів (бензойна смола, перуанський і толуанський бальзам). Найчастіше їх одержують із сумішей сублімацією, з естерів – гідролізом із подальшою сублімацією або іншими методами виділення.

Серед хімічних методів одержання найпоширенішими є наступні

1. Окиснення бокових ланцюгів гомологів бензену

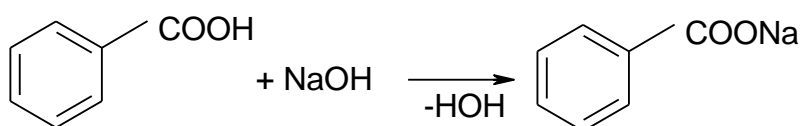


2. Гідроліз тригалогенпохідних гомологів бензену

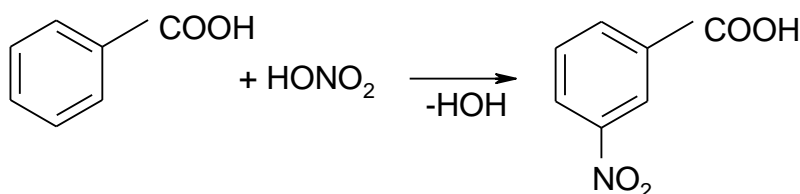


Хімічні властивості

1. Утворення солей ароматичних кислот

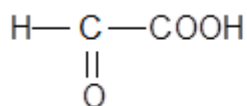


2. Заміщення атому Гідрогену в бензеновому ядрі. При цьому карбоксильна група виступає орієнтантом II роду

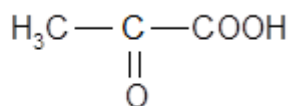


мета-нітробензойна кислота

Оксокислоти – це похідні карбонових кислот, радикал яких має альдегідну або кетонну групи. Найпростішими представниками оксокислот є дві кислоти:



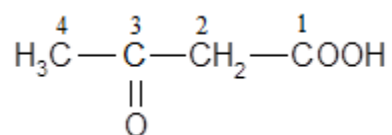
глюксалева кислота



пірвіноградна кислота

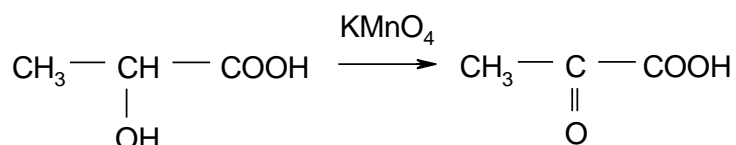
Для оксокислот характерна ізомерія карбонового радикала, а для кетокислот, крім цього, ізомерія положення кетогрупи.

Оксокислоти, здебільшого, мають тривіальні назви. Іноді вживається номенклатура ІЮПАК: цифрою позначається місце розміщення карбонільної групи у карбоновому ланцюзі:



3- оксобутанова кислота

Оксокислоти входять до складу тканин і клітин, а також до біологічних рідин живих організмів. Більшість оксокислот одержують синтетично окисненням гідроксикислот



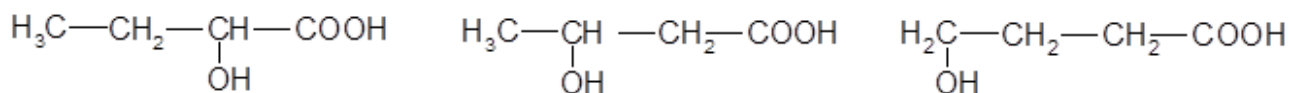
молочна кислота

піровиноградна кислота

Оксокислоти мають типові хімічні властивості сполук, що зумовлені двома функціональними групами – карбоксильною й карбонільною (альдегідною і кетонною).

Оксикислоти – це похідні карбонових кислот, радикал яких має карбоксильну та гідроксильну групи. Для оксикислот характерна оптична ізомерія.

Оксикислоти найчастіше мають тривіальні назви за їх природним джерелом (наприклад молочна, яблучна). Крім того, назви оксикислот складають із назв відповідних карбонових кислот з додаванням спереду приставки *окси-* і позначенням грецькою літерою положення гідроксильної групи відносно карбоксильної групи, наприклад:

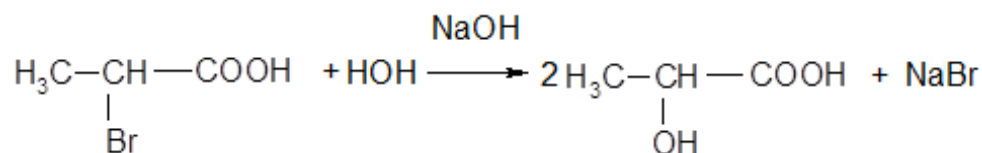


α-оксималяна кислота *β*-оксималяна кислота *γ*-оксималяна кислота

Іноді вживається номенклатура ІЮПАК: Назви оксикислот походять від назв відповідної карбонової кислоти, а місце знаходження гідроксильної групи вказують номером карбонового атома біля якого вона знаходиться. Так, молочну кислоту $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-COOH}$ називають 2-гідроксипропановою кислотою

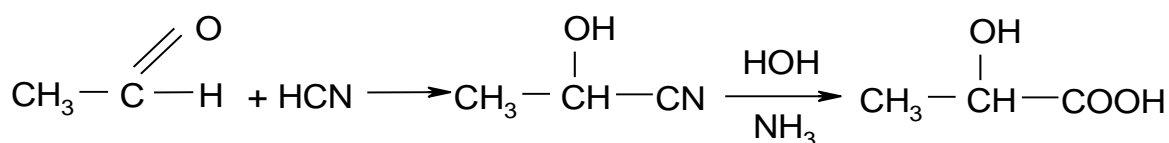
Способи одержання

1. Гідроліз галогенозаміщених кислот

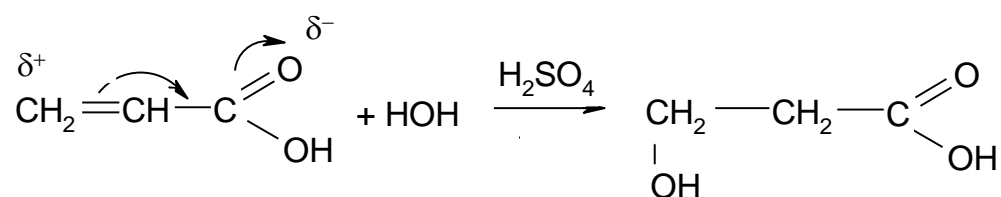


α-оксипропанова кислота

2. Ціангідринний метод

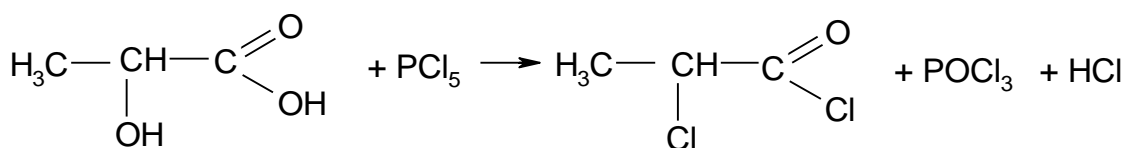
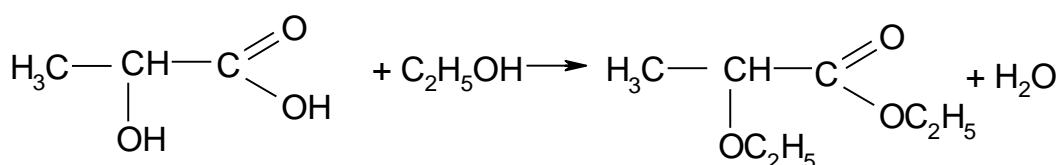
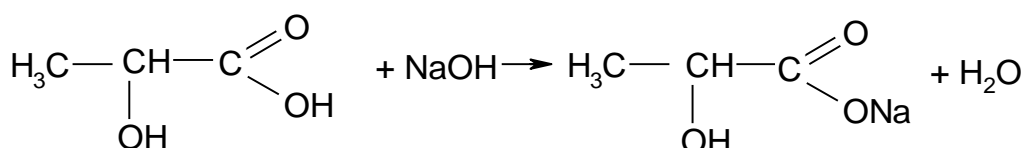


3. Гідратація ненасичених кислот



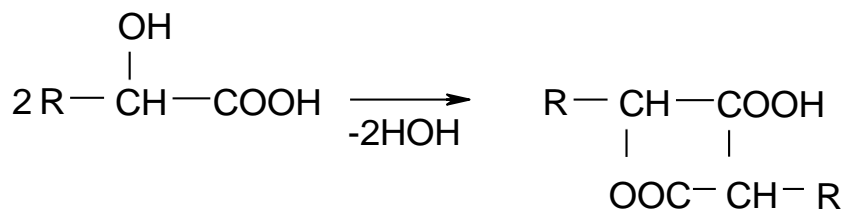
β-оксипропанова кислота

Оксикислоти, молекули яких містять карбоксильні і гідроксильні групи, мають властивості кислот і спиртів. Як кислоти вони можуть давати солі та естери, як спирти – утворювати етери і естери, а також окиснюватися до альдегідокислот і кетокислот.

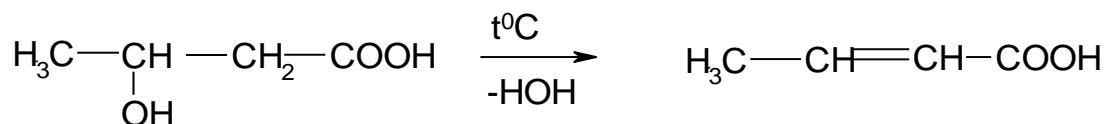


Крім загальних властивостей спиртів і кислот, властивим оксикислотам, вони мають специфічні властивості.

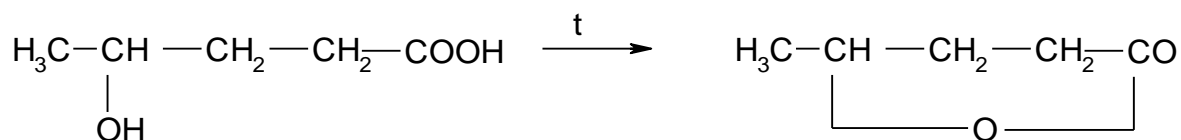
1. Під час нагрівання з α-оксикислоти утворюють лактиди



2. При відщепленні води від β -оксикислот утворюються ненасичені кислоти



3. γ - та інші кислоти утворюють лактони



Контрольні запитання

1. Зобразіть рівнянням реакції гідратації пентену-2.
2. Який спирт одержимо при омиленні 2-хлорбутану?
3. Одержіть етер із пропанолу-2.
4. Запишіть взаємодію етиленгліколю з однією і двома молекулами оцтової кислоти.
5. Одержіть пентаналь і пентанон-2 гідролізом відповідних дигалогенпохідних.
6. Одержіть етилфенілкетон за реакцією Фріделя-Крафтса-Густавсона.
7. Гідролізом відповідного нітрилу одержати 2-метилбутанову кислоту.
8. Напишіть рівняння реакції одержання ангідриду і хлорангідриду пропіонової кислоти.
9. Як і за яких умов прореагує вода з пропіоновим ангідридом і

етиловим естером масляної кислоти?

10. Одержіть ціангідрин із бутаналю.

11. Запишіть реакцію „срібного дзеркала” для бутаналю.

12. У вас є розчини речовин: купрум (II) сульфату, метилоранжу, аргентум (I) оксиду в амоніаку, натрій гідроксиду. Як з їх допомогою довести наявність: а) гліцеролу; б) етанової кислоти; в) етаналю?

13. Запишіть рівняння реакції одержання метакрилової кислоти із відповідної галогенозаміщеної кислоти.

14. Проведіть взаємодію бензойної кислоти з гідроксидом магнію і нітратною кислотою.

15. Запропонуйте схему одержання паранітробензойної кислоти із бензену.

Ліпіди

Усі жири і жироподібні продукти мають загальну назву ліпіди.

Ліпіди класифікують на:

1) прості жири; 2) складні жири; 3) воски.

Прості жири – це естери гліцерину та вищих карбонових кислот. Вищі жирні кислоти, які входять до складу жирів, є кислоти із парним числом атомів Карбону більшим за шість. Це такі кислоти:

$C_5H_{11}COOH$ – капронова

$C_7H_{15}COOH$ – каприлова

$C_9H_{19}COOH$ – капринова

$C_{11}H_{23}COOH$ – лауринова

$C_{13}H_{27}COOH$ – міристинова

$C_{15}H_{31}COOH$ – пальмітинова

$C_{17}H_{35}COOH$ – стеаринова

Якщо такі насичені кислоти є в жирах, то жири будуть твердими.

Рідкі жири містять ненасичені кислоти. Серед них особливе значення мають

$C_{17}H_{29}COOH$ – ліноленова кислота

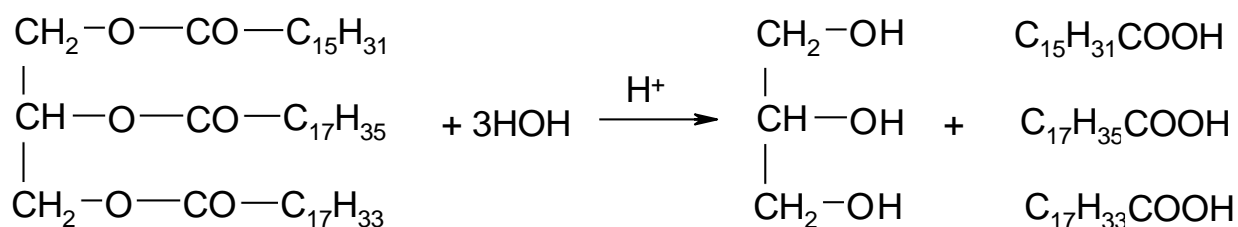
$C_{17}H_{31}COOH$ – ліолева кислота

$C_{17}H_{33}COOH$ – олеїнова кислота

Оскільки всі жири слід називати гліцеридами, то в назві це слово пропускають, а їх називають за тими кислотами, з яких вони побудовані: триолеїнат, дипальмітиностеарат тощо.

Жири здатні гідролізувати при кип'ятінні у сильнокислих або сильнолужних середовищах.

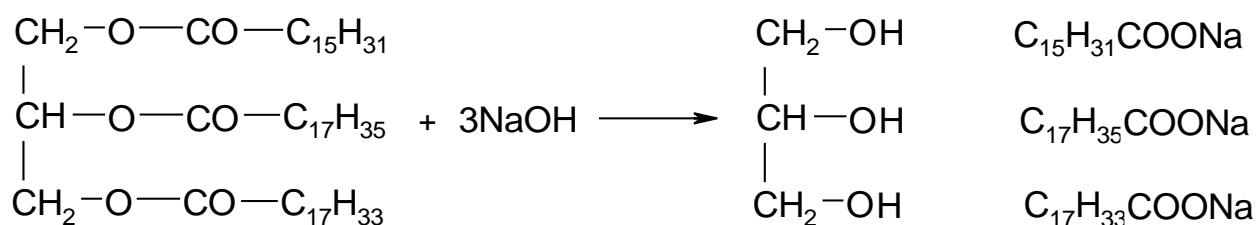
У кислому середовищі утворюється гліцерин і вищі карбонові кислоти



олеїнопальмітиностеарат

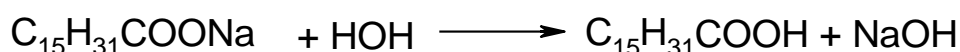
Як бачимо, гідроліз є одним із способів одержання гліцерину.

Коли гідроліз проводять у лужному середовищі, тоді утворюється гліцерин і солі вищих жирних кислот



Солі вищих карбонових кислот – це мила (звідси термін омилення).

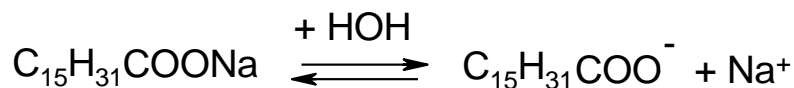
У воді солі гідролізують з утворенням сильнолужного середовища



Тому мило є бактерицидним препаратом.

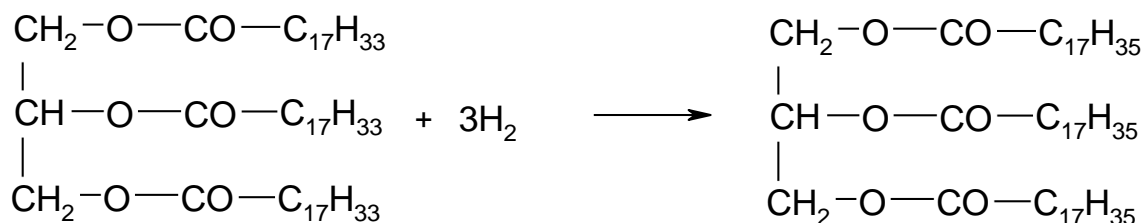
Мила є поверхнево-активними речовинами. При розчиненні у воді вони

дисоціюють



При цьому органічний аніон проникає в органічну частинку і робить її розчинною:

Гідрування проходить при пропусканні водню через нагрітий жир

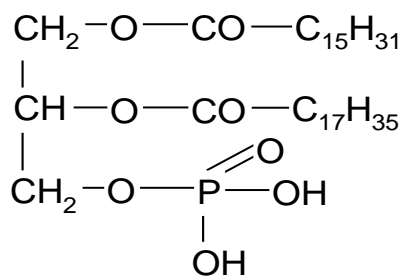
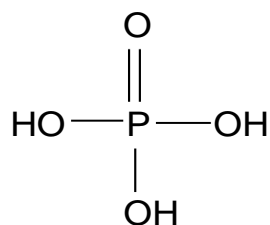


триолеїнат

тристеарат

Таким чином, із рідких одержують тверді жири, які краще зберігаються.

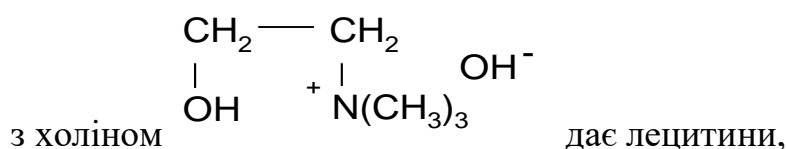
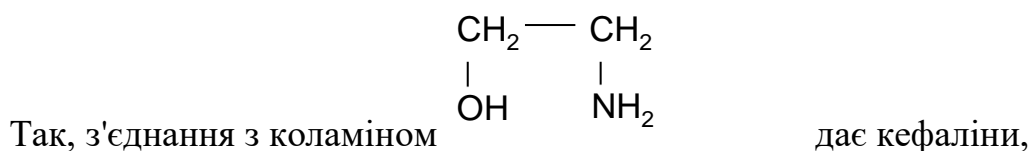
Особливістю складних жирів є те, що один із залишків гліцерину з'єднуються з фосфатною кислотою і утворюється так званий фосфатид

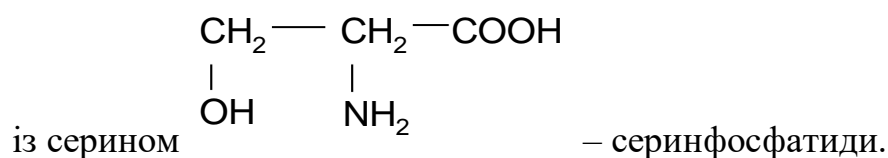


фосфатна кислота

фосфатид

Усі складні жири є фосфатидами, які за залишком фосфатної кислоти приєднують інші сполуки з гідроксильними групами.



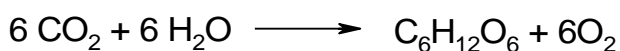


Воски є естерами вищих спиртів (C₁₆-C₃₆) і вищих карбонових кислот. Так, із бджолиного воску виділений мірициловий естер пальмітинової кислоти C₃₁H₆₃O–CO–C₁₅H₃₁. Воски поділяють на тваринні (бджолиний), викопні (китайський – великі поклади), і особливо різноманітні рослинні, які захищають рослини від надмірного випаровування.

Вуглеводи

Вуглеводи є одними із найбільш поширених і найбільш важливих природних органічних сполук. Вони є основною складовою частиною (до 80%) рослин і енергетичними речовинами для тварин і людини.

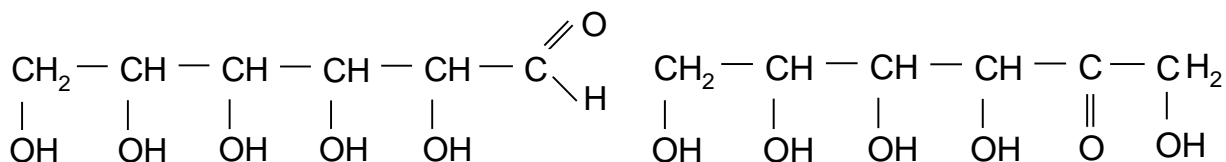
Синтез цукрів відбувається на листку рослин із карбон (4) оксиду і води за реакцією фотосинтезу, акумулюючи сонячну енергію під впливом хлорофілу:



Найпростішими цукрами є моносахариди (моно (*грец*) – один), які з'єднуються між собою, утворюючи більш складні і стійкі вуглеводи – олігосахариди (олігос (*грец*) – небагаточисленний), що містять від 2-х до 11-ти залишків моносахаридів . За числом цих залишків їх називають ди-, три-, тетра- і т.і.– сахариди. Найбільш поширені – дисахариди.

При з'єднанні сотень і тисяч молекул моносахаридів утворюються полісахариди.

В залежності від вмісту альдегідної чи кетонної групи моносахариди поділяють на альдози та кетози:



альдоза

кетоза

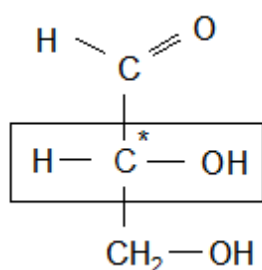
Залежно від кількості атомів Карбону розрізняють: тріози ($C_3H_6O_3$), тетрози ($C_4H_8O_4$), пентози ($C_5H_{10}O_5$), гексози ($C_6H_{12}O_6$), гептози ($C_7H_{14}O_7$), октози ($C_8H_{16}O_8$), нанози ($C_9H_{18}O_9$) і декози ($C_{10}H_{20}O_{10}$). Часто ці поняття об'єднують, наприклад, альдогексоза означає, що сполуки містять альдегідну групу і шість атомів карбону.

Моносахариди

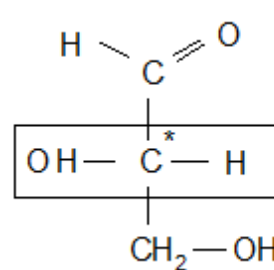
Моносахариди – найпростіші вуглеводи, які є багатоатомними альдегідо- або кетоспиртами. Молекули моносахаридів не здатні розщеплюватися при гідролізі на простіші речовини.

Найпростішим із моносахаридів є гліцериновий альдегід. Він містить один асиметричний атом Карбону (атом, що з'єднаний з чотирма різними радикалами), за рахунок чого володіє поворотною, або стереоізомерією, яка призводить до повороту поляризованого світла вправо або вліво при проходженні крізь його розчин.

Виходячи із розміщення в нижньому фрагменті гліцеринового альдегіду гідроксильної групи зліва чи справа всі інші моносахариди ділять на D, L- ряд:



D (+) -гліцериновий альдегід



L (-) -гліцериновий альдегід

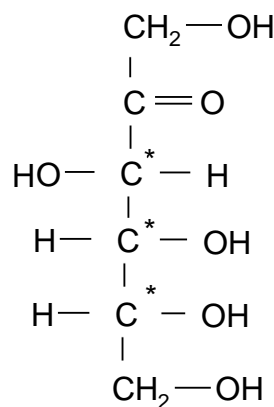
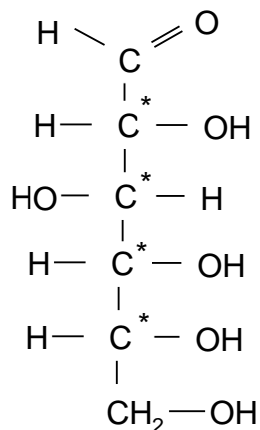
*оптичні
антиподи, або
стереоізомери*

Значок «+» означає поворот світла вправо, значок «-» – поворот світла вліво. Такі різновиди сполук називають оптичними антиподами, або херальними молекулами (херос (лат) – рука).

Із збільшенням числа асиметричних атомів карбону зростає і число стереоізомерів N, яке визначається за формулою Фішера:

$N=2^n$ де n – число асиметричних атомів Карбону.

Так, для гексоз, із яких найбільш поширеними є глюкоза і фруктоза, число стереоізомерів виходить з того, що у глюкози є чотири асиметричних атоми Карбону і $N=2^4=16$, а у фруктози три асиметричних атоми Карбону: $N=2^3=8$

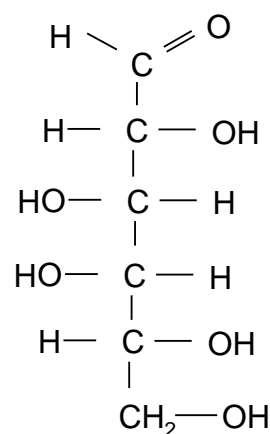
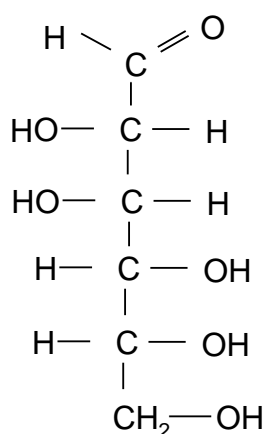
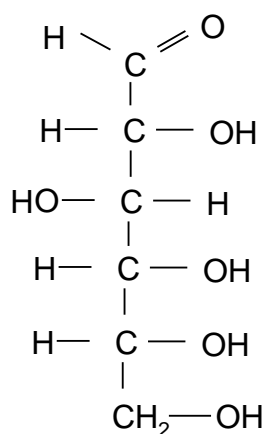


проекційні
формули
Фішера

D (+)–глюкоза

D (+)–фруктоза

Сполуки, що відрізняються конфігурацією біля першого після карбонільної групи асиметричного атома Карбону називають епімерами. Такими є D-глюкоза, D-маноза і D-галактоза, що найбільше зустрічаються у природі.



епімери

D–глюкоза

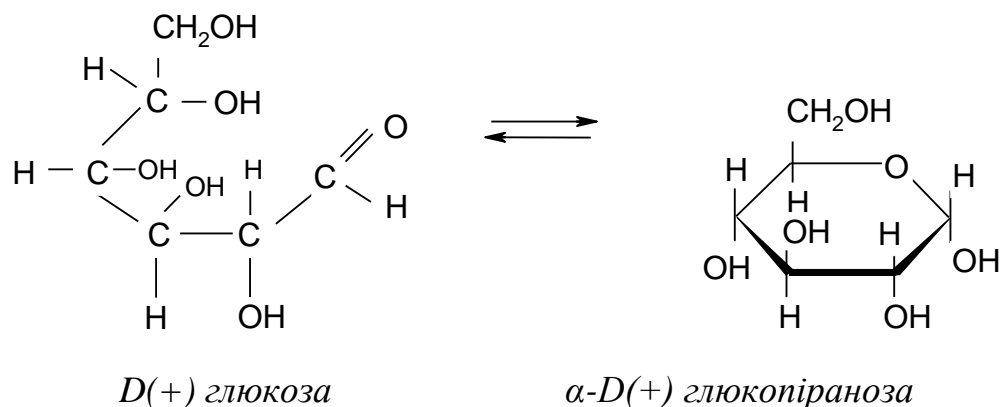
D–маноза

D–галактоза

Зображені карбонільні формули називають проекційними формулами Фішера. Однак, було помічено, що в кристалічному стані карбонільна група не проявляється, натомість особливо активною є одна гідроксильна група. Це привело до зображення циклічних або напівацетальних формул Коллі-Толленса, які Хеурс (1929) перевів в перспективну, або горизонтальну

площину. Їх називають циклічними або перспективними формулами Хеурса.

Для зображення у вигляді циклічних формул слід представляти, що карбонільна група сильно поляризована, а молекула вуглеводу скручена, виходячи з величини кута в насичених вуглеводнях ($109^{\circ}28'$). Тому Гідроген оксигрупи біля п'ятого або четвертого Карбону може переходити до карбонільної групи, розриваючи подвійний зв'язок, за рахунок чого Оксиген замикає цикл. Покажемо на прикладі глюкози:

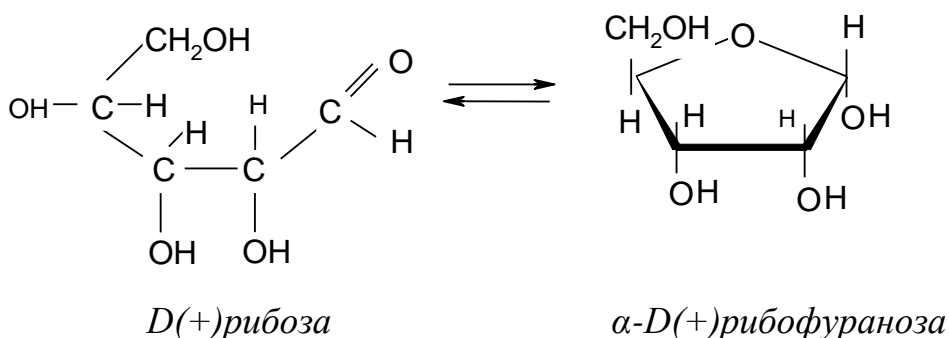


Гідроген відійде від того атома карбону, який підійде ближче до карбонільної групи. Найчастіше в глюкозі цим користується п'ятий атом Карбону, що спричиняє утворення шестичленного цикла з Оксигеном. Такий цикл за назвою шестичленного гетероциклу пірану називають піранозою. Тобто зображений вище цикл глюкози називають *глюкопіранозою*.

Здатність існування циклічної та відкритої форми моносахаридів називають *таутомерією*.

Іноді цикл може замикатися між четвертим і першим атомом Карбону. Утворений п'ятичленний цикл називають фуранозою, виходячи із назви п'ятичленного гетероциклу з Оксигеном – фурану:

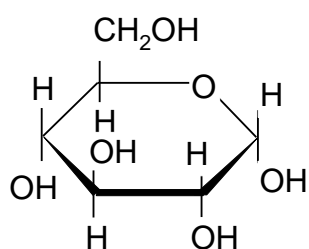
Найчастіше фуранозний цикл утворюють фруктоза та рибоза.



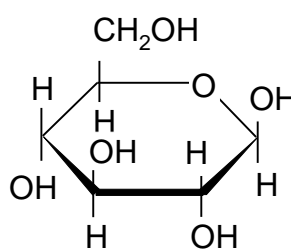
Утворений із карбонільної групи гідроксил є особливо активний і називається напівацетальним або глікозидним гідроксилом. Він обов'язково приймає участь в утворенні ди-, оліго- і полісахаридів.

З іншого боку, перехід із відкритої (нециклічної) форми в циклічну проходить за рахунок зникнення карбонільної і появи нової гідроксильної групи і ще одного асиметричного атома Карбону. Тому в усіх циклічних формах число стереоізомерів подвоюється.

При цьому утворений напівацетальний гідроксил може знаходитися праворуч – записується внизу, і має назву α -форми, або ліворуч – записується вверху і називається β -формою.



α -D(+)-глюкопіраноза



β -D(+)-глюкопіраноза

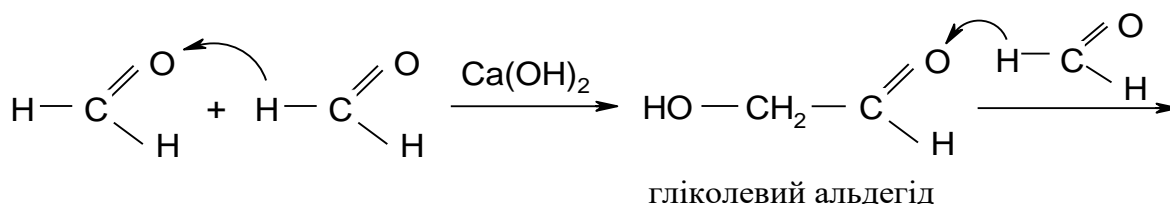
α - і β -форми є аномерами

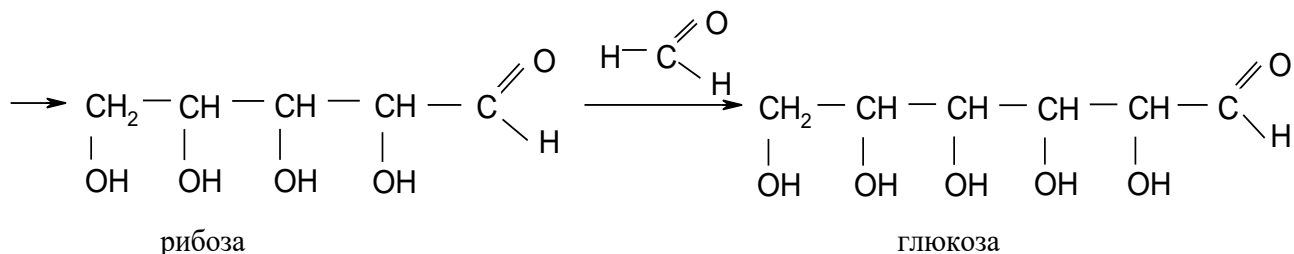
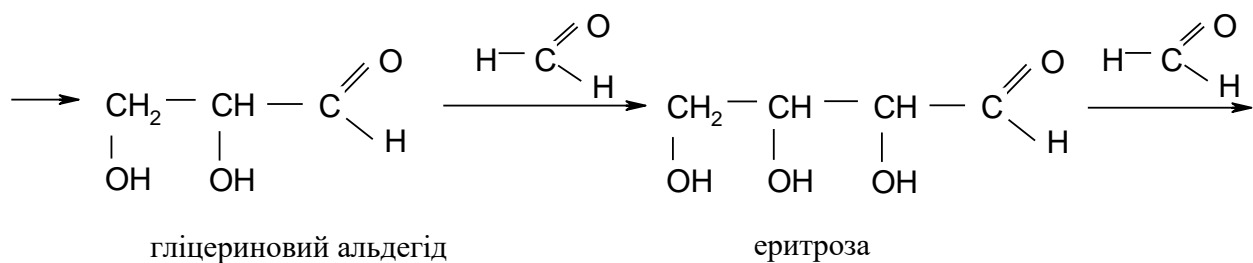
Обидві речовини є аномерами і характерні практично для всіх моносахаридів.

Мутаротація – взаємне перетворення аномernih форм моносахаридів:



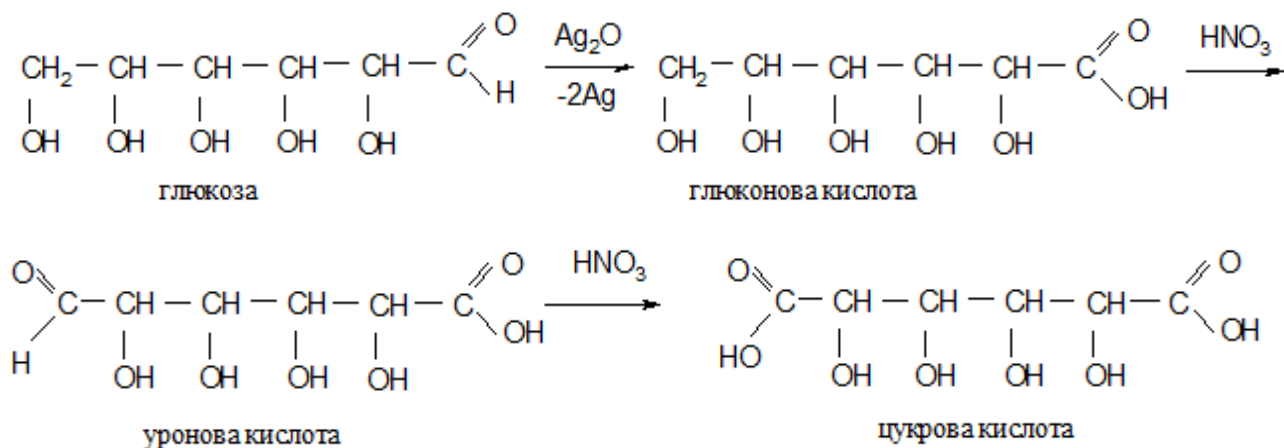
Найбільш вдалим методом синтезу альдоз є метод альдольної конденсації формальдегіду за Бутлеровим. При цьому формальдегід пропускають через вапняну воду і одержують різні моносахариди:



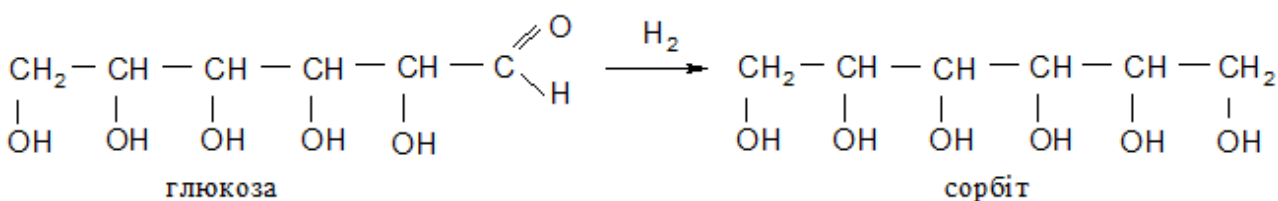


Хімічні властивості моносахаридів зумовлені наявністю в їх молекулах карбонільної і гідроксильної груп.

Реакції окиснення на першому етапі можуть відбуватись з допомогою простих окиснювачів, в якості яких можуть виступати навіть оксиди металів, а в наступних потрібно застосовувати сильні окисники, наприклад нітратну кислоту:



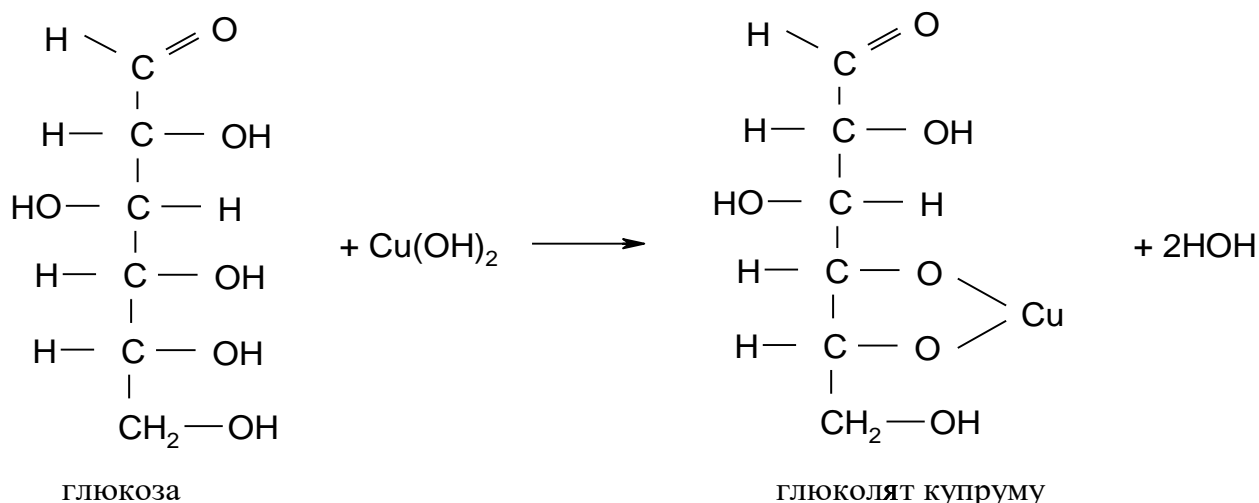
При дії водню відбувається відновлення моносахаридів із утворенням сорбіту:



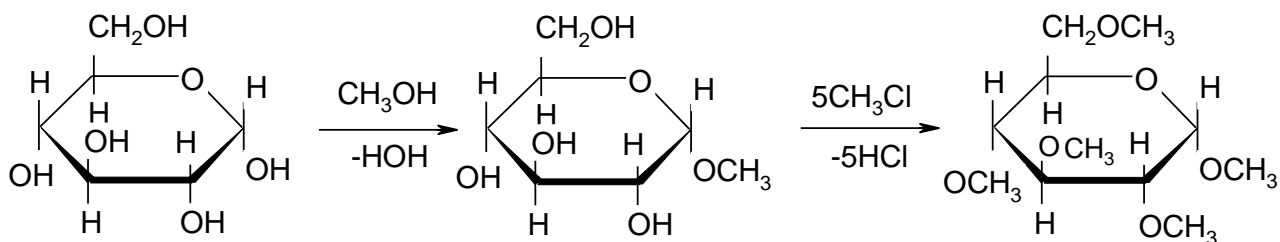
Такий же сорбіт утворюється і при відновленні фруктози.

При взаємодії з гідроксидом Купруму (II) проходить розчинення

блакитного осаду з утворенням глюконату Купруму.



При взаємодії з спиртами або галогеналкілами проходить алкілювання і утворення часткових або повних етерів

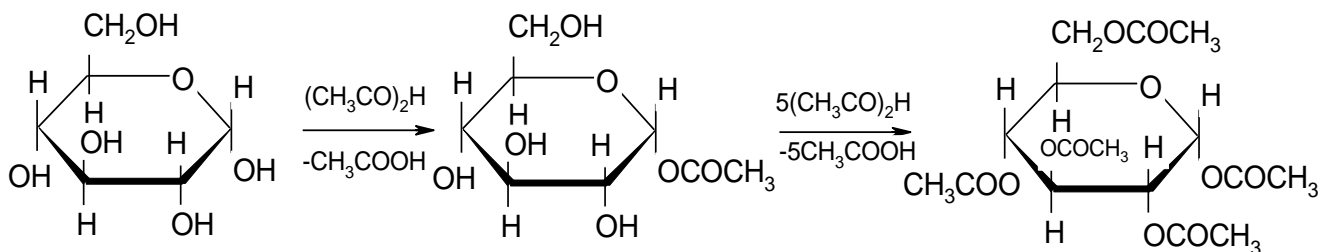


α-D-глюкоза

метил-α-D-глюкопіранозид

пентаметил-α-D-глюкопіранозид

Із оцтовим ангідридом проходить ацилювання циклічних форм з утворенням естерів, часткових, або повних:



α-D-глюкопіраноза

моноацетил

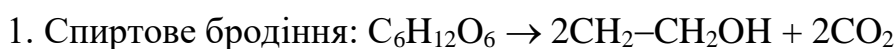
пентаацетил

α-D-глюкопіраноза

α-D-глюкопіраноза

Бродіння моносахаридів

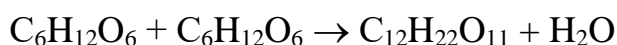
Для моносахаридів розрізняють чотири типи бродіння, що відбувається під впливом певних ферментів



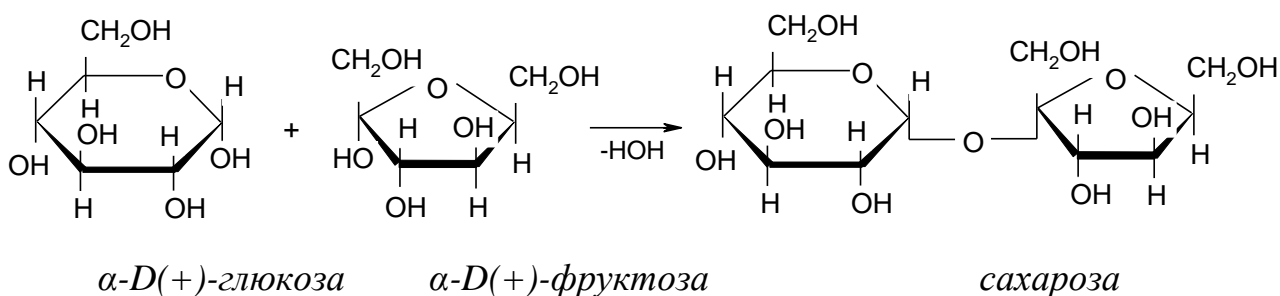
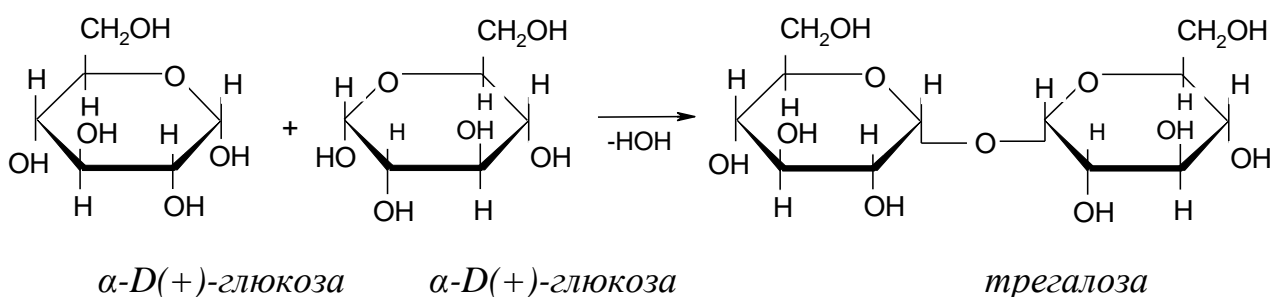
2. Молочнокисле бродіння: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2CH_3-CHOH-COOH$
етанол
молочна кислота
3. Маслянокисле бродіння: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2CH_3-CH_2-CH_2-COOH$
масляна кислота
4. Лимоннокисле бродіння: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow HOOC-CH_2-COH-CH_2-COOH$
 |
 COOH
лимонна кислота

Дисахариди

Дисахариди утворюються із двох молекул моносахаридів за рахунок відщеплення води і з'єднання залишків етерним зв'язком. Для гексоз це можна зобразити рівнянням:



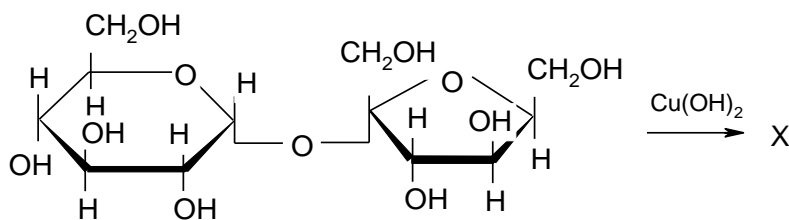
Тип утворених дисахаридів залежить від того, які моносахариди вступають у взаємодію і за рахунок яких гідроксилів проходить відщеплення води. Якщо вода відщеплюється від напівацетальних або глікозидних гідроксилів (положення 1-1) двох молекул моносахаридів, то утворюються невідновлюючі дисахариди:



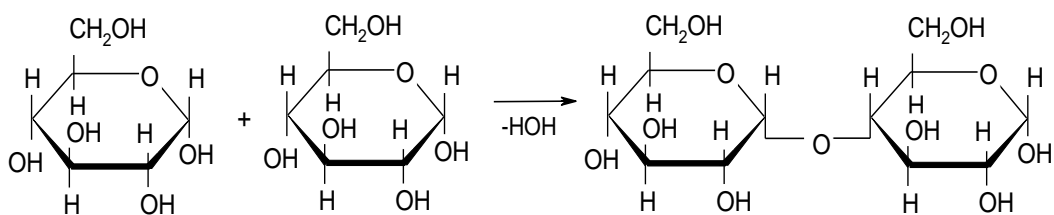
Невідновлюючі властивості виходять із того, що немає можливості переходу у відкриту карбонільну форму і вони не відновлюють метали з їх

оксидів. Утворений зв'язок має назву глікозид-глікозидного, інколи його називають трегалозним типом зв'язку.

Сахароза за цих умов не дає реакцій на вільну альдегідну групу:



При відщепленні води від глікозидного і глікозного гідроксилів (положення 1-4), тобто, коли залишки моносахаридів з'єднуються глікозид-глікозним зв'язком, утворюються відновлюючі дисахариди:

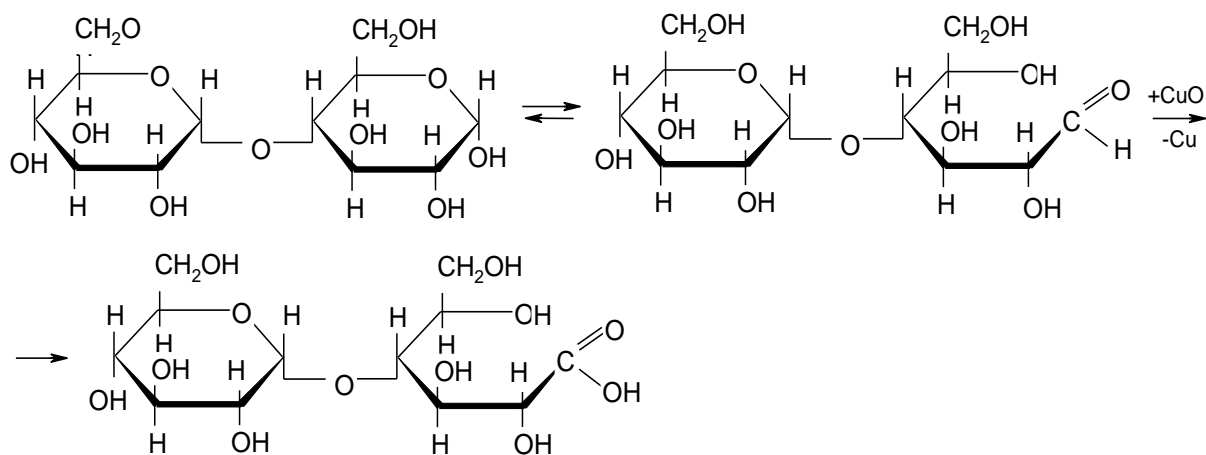


α-D(+)-глюкоза

α-D(+)-глюкоза

мальтоза

Відновлюючі властивості мальтози пояснюються можливістю переходу у відкриту карбонільну форму і здатністю відновлювати метали з їх оксидів



мальтоза

Наявність вільних глікозидів в молекулах мальтози надає їм можливість сполучатись іще з однією молекулою глюкози, утворюючи трисахариди, далі тетрасахариди аж до полісахаридів.

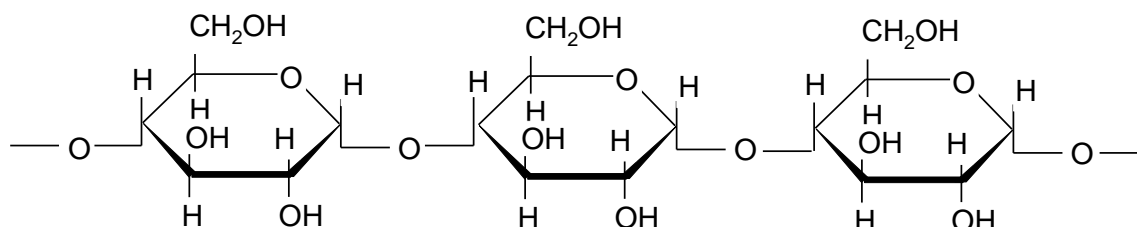
Полісахариди

Термін „полісахариди” вже дає представлення про те, що йдеться про велику кількість моносахаридів (від сотень до десятків тисяч), з’єднаних в одну молекулу по прикладу дисахаридів за рахунок кисневих мостиків.

По суті, молекули моносахаридів з’єднуються глікозид-глікозними зв’язками, які можна розглядати як поліглікозиди. В утворенні полісахаридів у природі беруть участь пентози і гексози.

Крохмаль є головною запасною енергетичною речовиною рослин. Полісахариди крохмалю складаються із залишків α -D(+)-глюкози і за рахунок різної будови ланцюга, числом залишків моносахариду і кількості фосфатної кислоти діляться на амілозу (25-30% крохмалю) і амілопектин (70-75%).

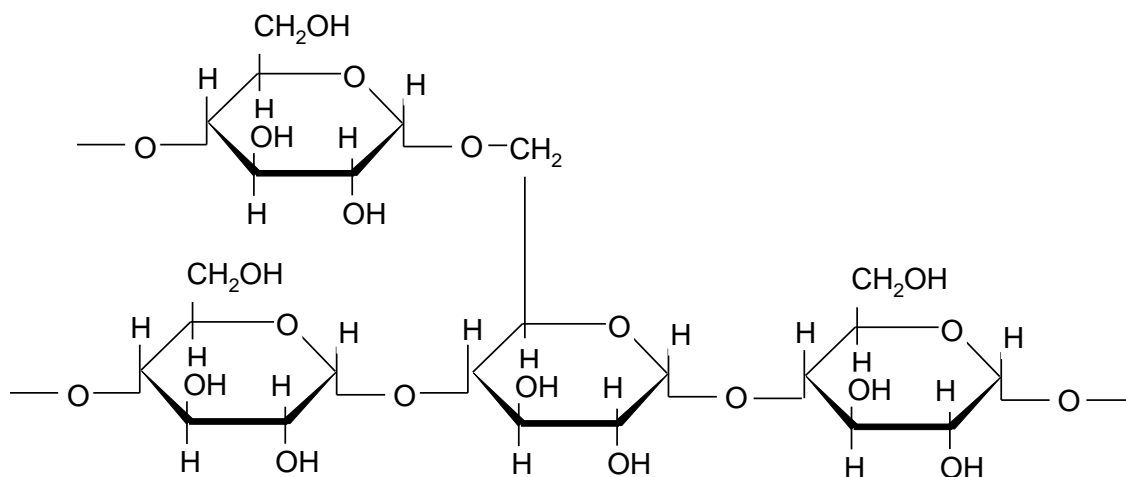
Амілоза – це майже нерозгалужені ланцюги, що містять близько 200 залишків α -D(+)-глюкози з’єднані в положення 1,4 глікозид-глікозними зв’язками:



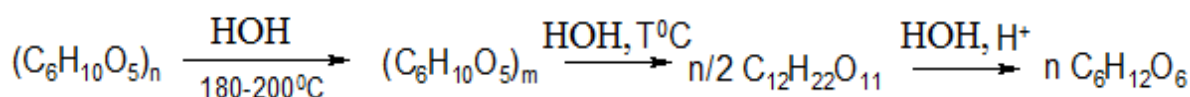
Амілоза містить близько 0,05% фосфатної кислоти, добре розчиняється в гарячій воді, з розчином йоду дає синє забарвлення, легко гідролізується ферментами і кислотами до мальтози і глюкози.

Амілопектин – це молекули з сильно розгалуженим ланцюгом, що містять від 4000 залишків α -D(+)-глюкози з’єднаних в положенні 1,4 і 1,6 глікозид-глікозними зв’язками.

У тваринному і людському організмі глюкоза накопичується у вигляді глікогену, полісахариду, подібного до амілопектину, але з ще більш розгалуженими ланцюгами.

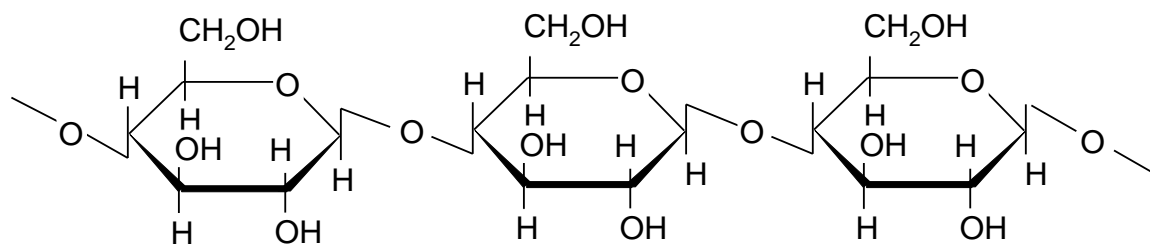


Кінцевим продуктом гідролізу крохмалю є α -D-глюкоза:

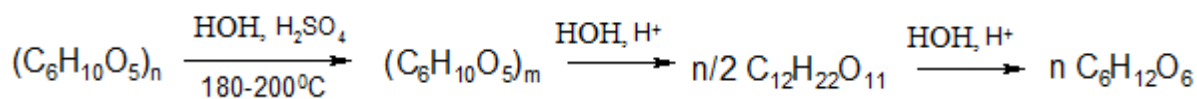


крохмаль *декстрини* *мальтоза* *α -D(+)-глюкоза*

Целюлоза (клітковина) є матрицею, на якій в рослині розміщені клітини, тому рослини містять її більше, ніж 50%, бавовникове волокно на 95% складається з целюлози. Молекули целюлози складаються із залишків β -D-глюкози (6-12 тисяч) з'єднаних в положеннях 1,4 глікозид-глікозними зв'язками:

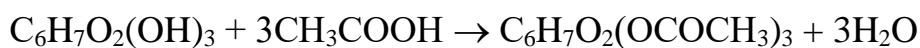


В цілому ланцюг целюлози має вигляд ниток, що спіралеподібно закручені один за одного і утримується в такому положенні за допомогою водневих зв'язків. Це забезпечує їй особливу механічну міцність. Целюлоза піддається гідролізу в розчинах концентрованих кислот:



целюлоза *амілоїд* *целобіоза* *β -D-глюкоза*

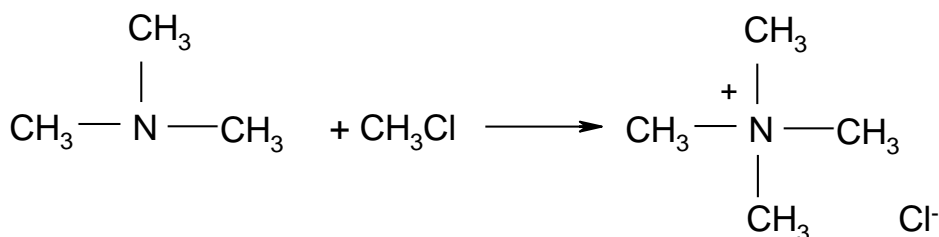
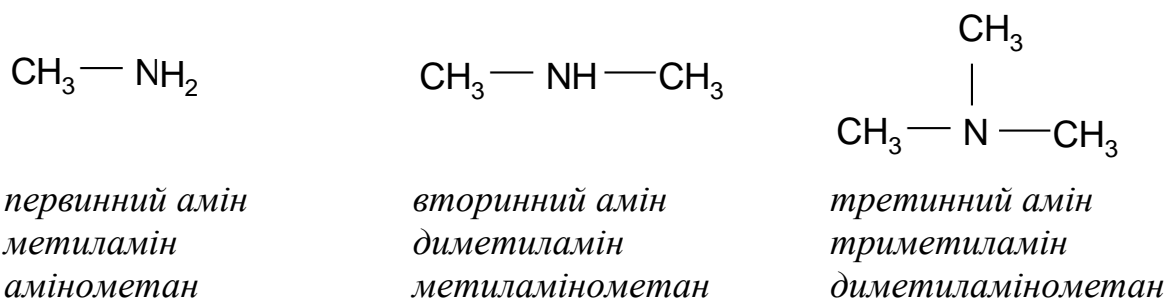
Важливим процесом для переробки клітковини є утворення ацетату целюлози – ацетатного волокна



ацетат целюлози

Аміни

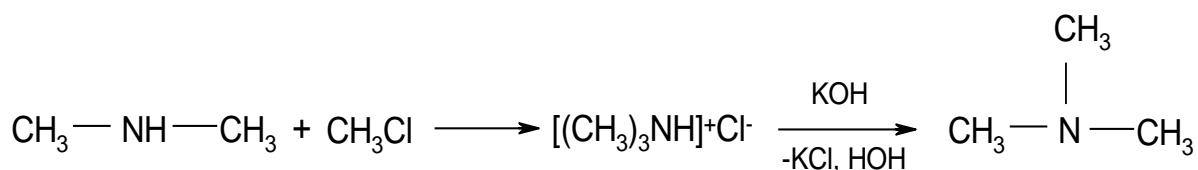
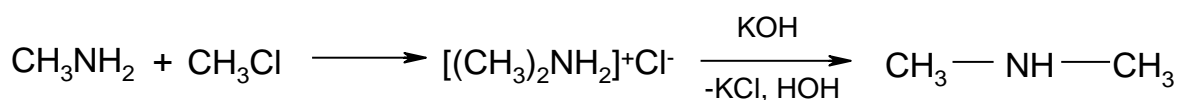
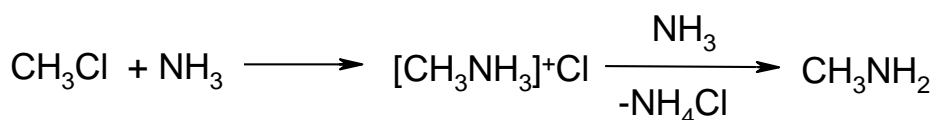
Амінами називають похідні аміаку, в яких атоми Гідрогену заміщені вуглеводневими радикалами. В залежності від кількості заміщених Гідрогенів розрізняють первинні, вторинні, третинні аміни і четвертинні амонійні солі

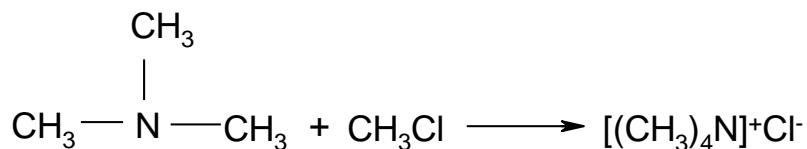


хлорид тетраметиламонію

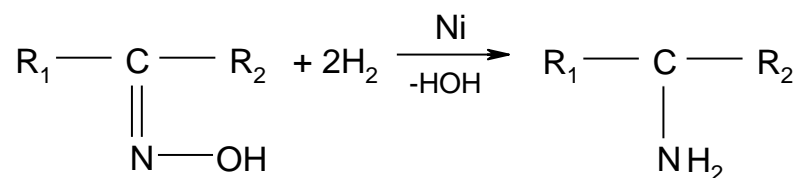
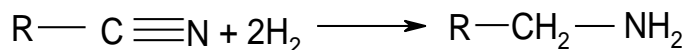
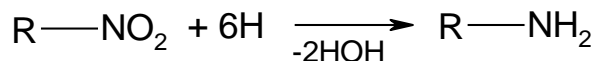
Групу $-NH_2$ називають *аміногрупою*, групу $-NH-$ *іміногрупою*.

Різні типи амінів найчастіше отримують за реакцією Гофмана, яка полягає в нагріванні спиртового розчину аміаку або амінів з алкілгалогенідами

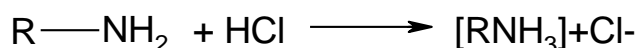




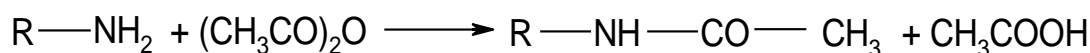
Одержуються аміни при відновленні нітрогенвмісних сполук атомарним воднем у момент утворення або молекулярним у присутності каталізаторів:



За хімічними властивостями аміни, маючи основний характер здатні взаємодіяти з кислотами і алкілгалогенідами утворюючи четвертинні амонійні солі

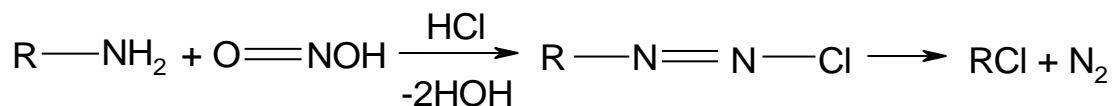


При дії на первинні чи вторинні аміни галоген ангідридів або ангідридів кислот проходить ацилювання з утворенням заміщених амідів кислот

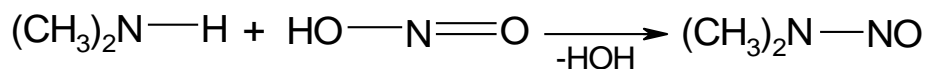


Дія нітритної кислоти на аміни є якісною реакцією, що дозволяють розрізняти первинні, вторинні чи третинні аміни.

а) *первинні аміни* утворюють галогенпохідні:



б) *вторинні аміни* утворюють нітрозосполуки зеленого кольору:



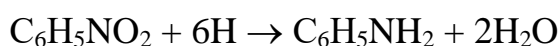
N-нітрозодиметиламін

в) *третинні аміни* з нітратною кислотою не взаємодіють.

Особливу роль у біологічних процесах відіграють діаміни, які можуть

бути отримані в реакціях, подібно до моноамінів. Деякі з діамінів, такі, як тетраметилдіамін $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ (путресцин) та пентаметилендіамін $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ (кодаверін), були відкриті у продуктах розкладу білкових тіл, очевидно, в результаті декарбоксілування діамінокислот, і названі птомаїнами (грец. птома – труп), вважаються трупними отрутами. Ці діаміни утворюються в результаті життєдіяльності мікроорганізмів, таких як збудників правця і холери, інших грибкових утворень, а тому зустрічаються на сирах, пивних дріжджах тощо.

Значення у промисловості мають ароматичні аміни і перш за все, найпростіший із них феніламін (або анілін $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$), який став родоначальником анілінобарвникової промисловості (95% таких барвників використовуються для фарбування натуральних тканин). Основними методами його одержання є реакція Зініна, яка полягає у відновленні нітробензолу атомарним воднем в момент утворення:

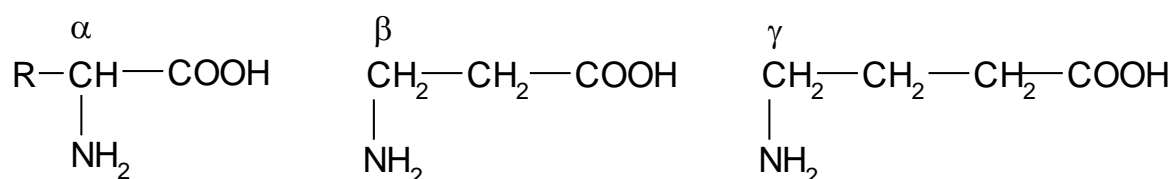


На відміну від аліфатичних, ароматичні аміни мають менш виражені основні властивості, але за можливостями взаємодії відрізняються мало.

Амінокислоти

Амінокислотами називають сполуки, які в одній молекулі містять одночасно аміно і карбоксильні групи.

Залежно від розміщення аміногрупи по відношенню до карбоксильної групи розрізняють α , β , γ і т.і. амінокислоти.

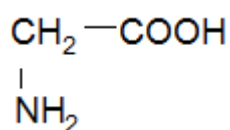


Залежно від кількості аміногруп та карбоксильних груп, наявності інших функціональних груп вони діляться на одноосновні та двоосновні моноамінокислоти, одноосновні діамінокислоти, окси- та сульфурвмісні

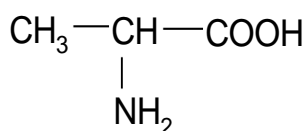
амінокислоти, ароматичні, гетероциклічні та ін.

Із α -амінокислот побудовані молекули білків, тому з них амінокислоти можуть бути виділені у чистому вигляді. Амінокислоти виробляються переважно організмами рослин. Деякі із них можуть утворюватись і в організмах тварин із кислот чи амінокислот, що поступають з кормами, тобто вони є *замінними амінокислотами*. Інші, що не можуть утворюватись в організмах тварин і повинні поступати в готовому вигляді із продуктів харчування, називають *незамінними*.

Найчастіше використовують специфічні, тривіальні назви амінокислот, особливо в біохімічних процесах. Наприклад:



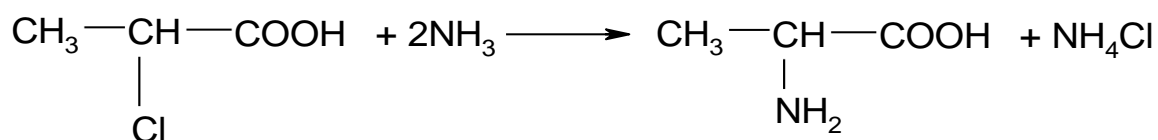
гліцин, тривіальна назва – амінооцтова кислота, а за систематичною номенклатурою – аміноетанова кислота



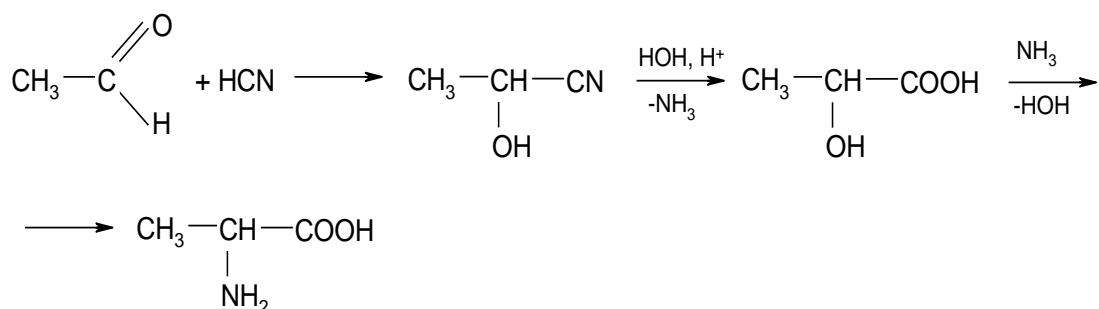
аланін, тривіальна назва – α -амінопропіонова кислота, за систематичною номенклатурою 2-амінопропанова кислота тощо.

Методи добування α -амінокислот

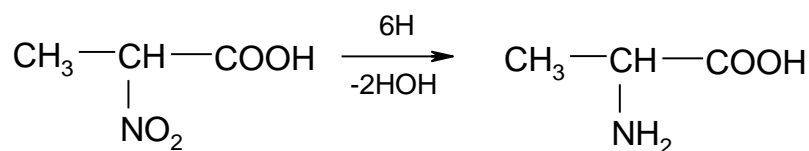
1) Дія аміаку на α -галогензаміщені кислоти



2) Ціангідринний метод

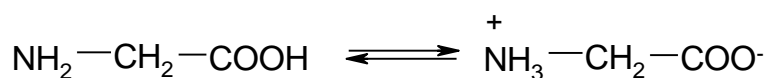


3) Відновлення нітрогенвмісних кислот

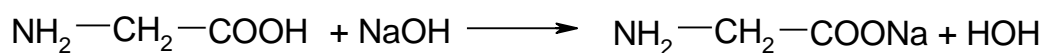


Хімічні властивості

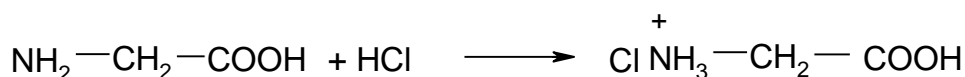
1. При дисоціації у водних розчинах амінокислоти поведуть себе як біполярні іони:



2. Наявність у молекулах амінокислот одночасно основних аміногруп і кислих карбоксильних надає їм амфотерних властивостей, що підтверджується взаємодією з кислотами і основами

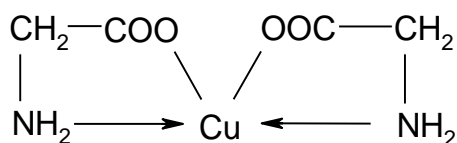


натрієва сіль гліцину



хлоргідрат гліцину

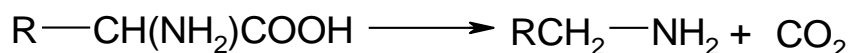
3. Крім звичайних солей амінокислоти утворюють внутрішньокмплексні солі



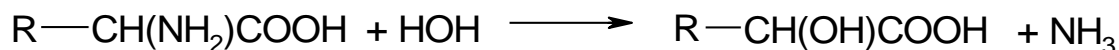
Зв'язок N→Cu утворений за донорно-акцепторним механізмом.

4. За карбоксильною та аміногрупою характерні й інші реакції, які дають кислоти і аміни. Крім того є і реакції, характерні саме для α-амінокислот, що відбуваються безпосередньо в організмах під впливом специфічних ферментів:

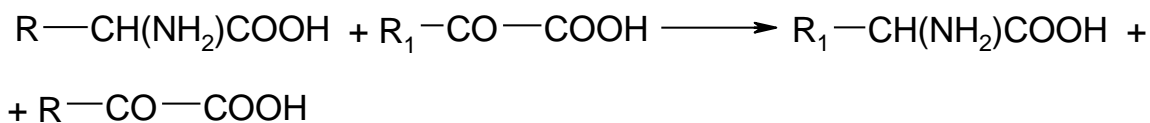
а) Декарбоксилювання амінокислот приводить до утворення амінів, що часто проходить при гнитті білків



б) Дезамінування дає кисневмісні кислоти:

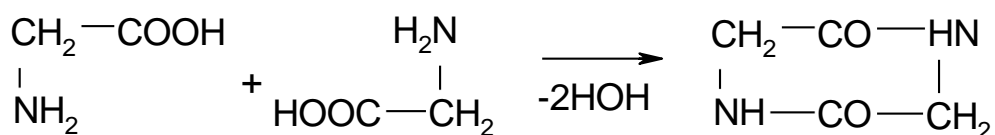


в) Реакції переамінування дають можливості утворювати нові амінокислоти із інших кислот

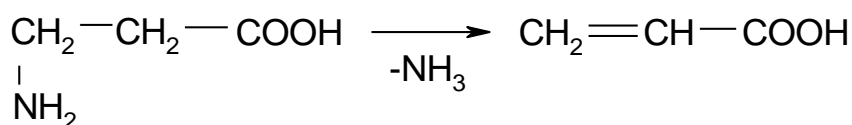


5. Відношення амінокислот до нагрівання:

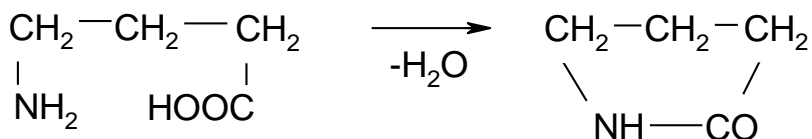
α -амінокислоти утворюють дикетопіперазини



β -амінокислоти утворюють α, β -ненасичені кислоти

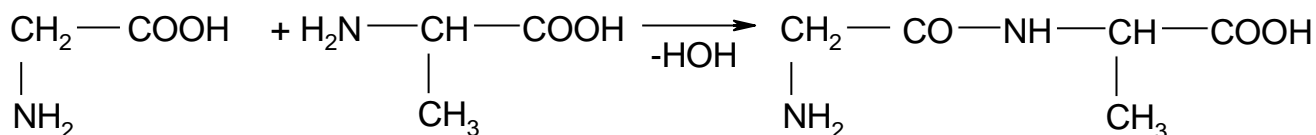


γ , та інші амінокислоти утворюють внутрішні амідні – лактами



Пептиди і білки

У водних розчинах α -амінокислоти існують у вигляді біполярних іонів. Це дає можливість аміногрупам орієнтуватися відносно карбоксильних груп, з яких вилучається вода. При цьому в залежності від кількості з'єднаних амінокислот утворюються ди-, три-, тетра- і т.д. *пептиди*



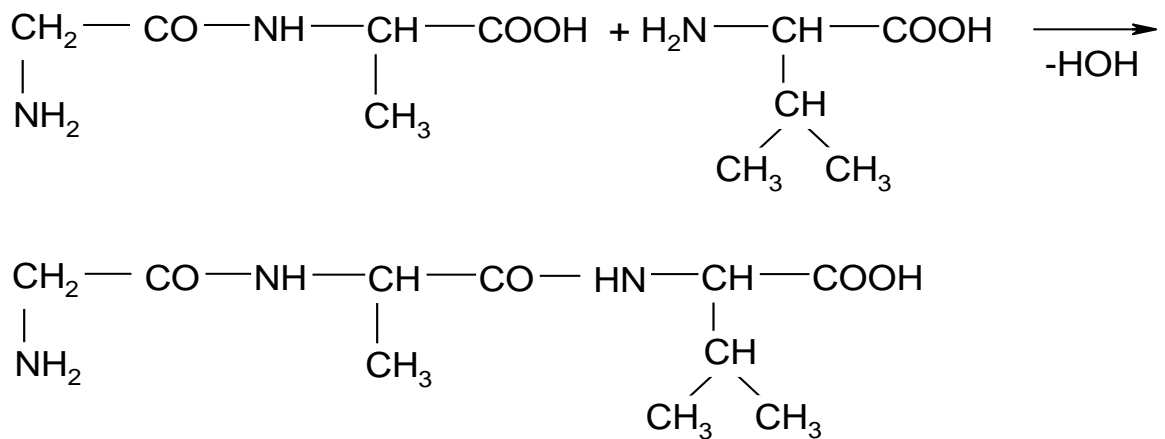
гліцин

аланін

дипептид (гліцилаланін)

Утворені пептиди є, по суті, амінокислотами, а тому мають можливість взаємодіяти між собою та з іншими амінокислотами, утворюючи вищі пептиди аж до **поліпептидів** (*простих білків або протеїнів*).

Зв'язок $-CO-NH-$ називають *пептидним зв'язком*.



трипептид (гліцилаланілвалін)

Відомо близько 200 амінокислот, але до складу білків входять біля 20 амінокислот і їх модифікацій, декілька амідів.

Пептиди володіють амфотерними та всіма іншими властивостями амінокислот. Під час гідролізу пептиди і поліпептиди розщеплюються до α -амінокислот. Найчастіше проводять кислотний гідроліз у присутності концентрованої HCl і ферментативний у присутності *ферментів* тваринного і мікробного походження *пептидаз*.

За низкою характерних властивостей *прості білки або протеїни* поділяють на 7 основних класів:

1. альбуміни
2. глобуліни
3. гістони
4. протаміни
5. проламіни
6. протеїноїди

7. глутеліни

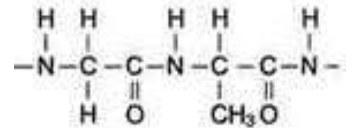
Із простих білків побудовані і складні білки або протеїди, які крім поліпептидів містять речовини небілкової природи, які називають простетичною групою.

До складних білків відносяться:

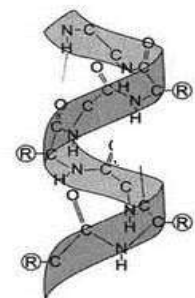
1. Фосфопротеїди – до їх складу входить фосфатна кислота.
2. Хромопротеїди – містять групу, що дає забарвлення (наприклад, гемоглобін містить гемін).
3. Глюкопротеїди – містять залишки оліго- і полісахаридів.
4. Ліпопротеїди – до їх складу входять жири.
5. Нуклеопротеїди – містять нуклеїнові кислоти і є генами.

Білкам притаманна складна будова молекул, а тому розрізняють чотири рівні структурної організації білкової молекули.

Первинна структура молекули білка визначається кількістю амінокислотних залишків та послідовністю їх з'єднання пептидними зв'язками. Первинна структура строго специфікована для кожного виду організму.



Вторинна структура молекули це упорядковане розміщення у просторі різних частин молекули поліпептидного ланцюга у вигляді спіралі чи складчастої форми, що утворюється за рахунок водневого зв'язку, що утворюють групи –NH– і –CO–.

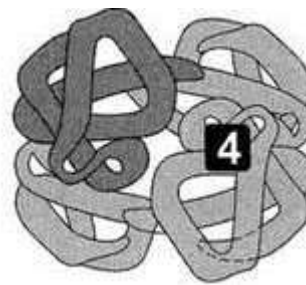


Третинна структура білка – це формування просторової конфігурації молекули за рахунок різних зв'язків між боковими відгалуженнями поліпептидних зв'язків. Спіраль поліпептиду може згортатись, утворюючи глобулу, або формувати витягнуту структуру фібрилу. Така третинна структура білка є його біологічно активною формою, що має індивідуальну



специфічність.

Четвертинна структура – це асоційовані субодиниці білкових молекул, або глобул, що з'єднані в єдиний комплекс за допомогою гідрофобних взаємодій, сольових мостиків і водневих зв'язків. Наприклад, молекула гемоглобіну складається із 4-х поліпептидів.



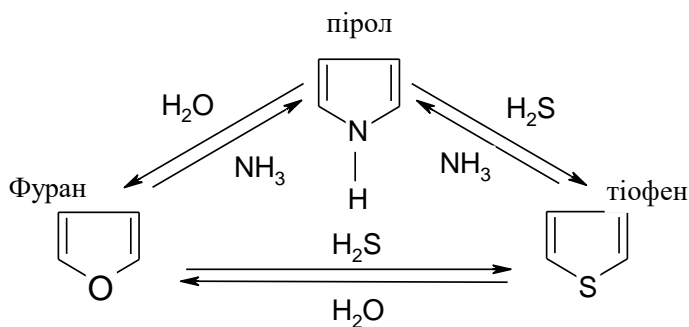
Гетероциклічні сполуки

Гетероциклічними називають такі сполуки із замкнутим циклом, які, окрім атома карбону, містять інші атоми – гетероатоми, якими є Нітроген, Оксиген, Сульфур.

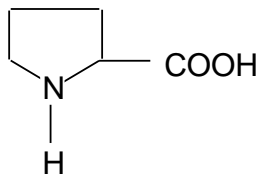
У природі найбільш поширеними є п'ятичленні і шестичленні гетероцикли. Розрізняють гетероциклічні сполуки за числом гетероатомів у циклі та за кількістю циклів.

Усі гетероциклічні сполуки мають ароматичні властивості, тобто в них виконується *правило Хюккеля* ($(4n + 2) p$ - електрони) за рахунок усуспільнення електронів від атомів Карбону і вільних електронних пар гетероатомів.

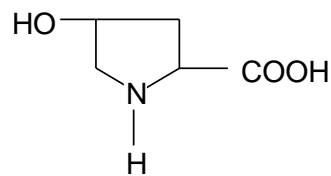
Серед п'ятичленних гетероциклів із одним гетероатомом особливе значення в природі має пірол, який генетично зв'язаний з фураном і тіофеном (реакція Юр'єва, 300°C каталізатор Al_2O_3).



У природних сполуках піролу міститься дві амінокислоти, які є складовими багатьох білків, особливо сполучотканинних

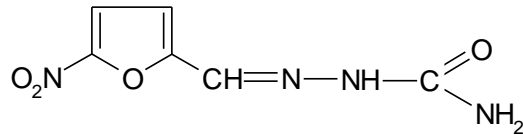


пролін



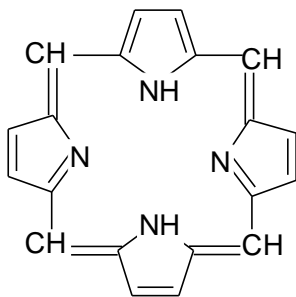
оксипролін

Цикли фурану, тіофену та піролу є основою молекул цілих груп лікарських препаратів, ефективних антибактеріальних засобів. Наприклад,



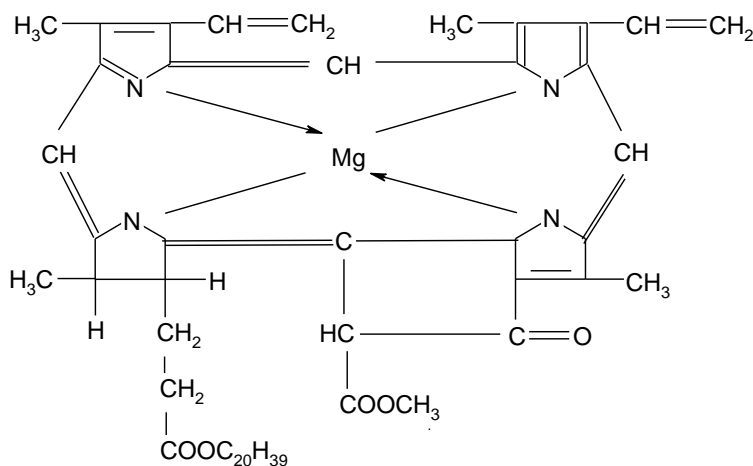
фурациліну

Ядро піролу входить до складу важливих біологічних речовин, якими є хлорофіли і гемоглобіни. Основою цих речовин є порфіринове кільце, що утворене чотирма пірольними ядрами, які сполучені ненасиченими метиловими групами



порфін

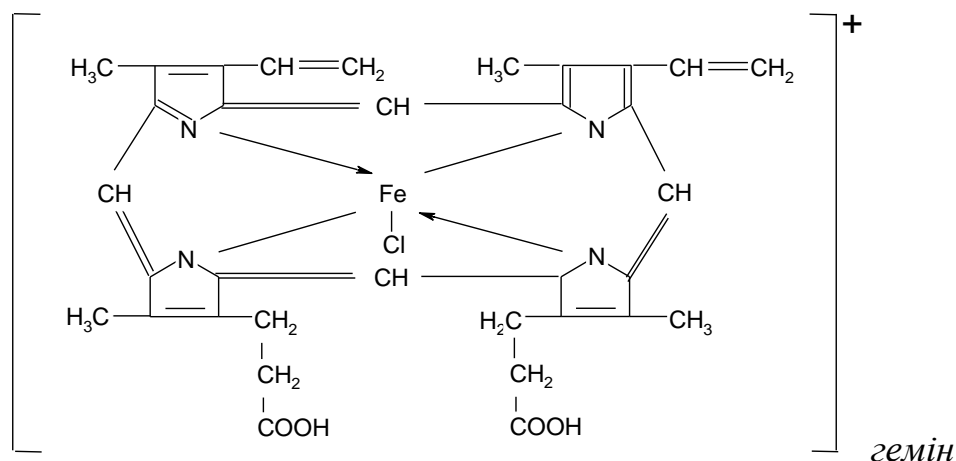
У молекулах хлорофілів порфіринове кільце комплексно зв'язане з Магнієм:



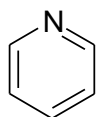
хлорофіл

А в молекулах геміну (основа гемоглобінів або червоних кров'яних

тілець) із тривалентним Ферумом:

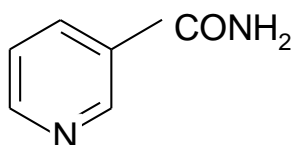
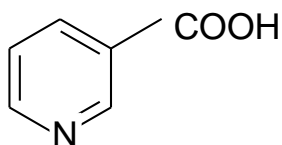


Важливим шестичленним гетероциклом із одним гетероатомом є піридин



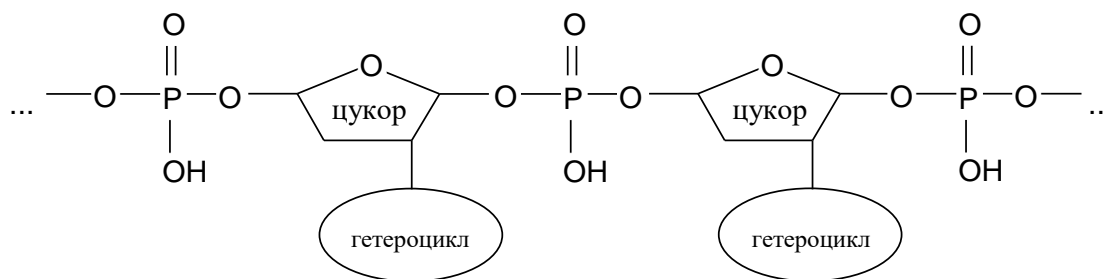
, який входить до структури багатьох фізіологічно активних речовин, алкалоїдів і фармацевтичних засобів.

Наприклад вітамін РР – це нікотинова кислота і її амід



Особливим є біологічне значення гетероциклів із кількома гетероатомами. Так, піримідинове ядро крім вітамінів, коферментів, алкалоїдів входить до складу нуклеїнових кислот у якості піримідинових основ.

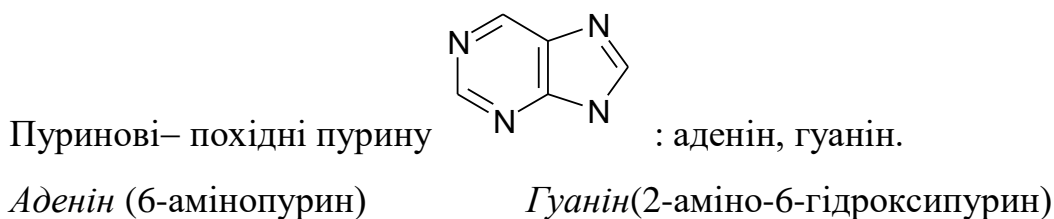
Нуклеїнові кислоти – природні високомолекулярні сполуки, полінуклеотиди, що відіграють величезну роль у зберіганні й передачі спадкової інформації. Молекулярна маса нуклеїнових кислот може змінюватись від 100 тис. до 100 млн. Мономерною одиницею нуклеїнових кислот є нуклеотиди. До складу нуклеотидів входять азотисті основи (гетероцикл), вуглеводи (β -рибоза або β -дезоксирибоза) і фосфатна кислота. Загальна формула нуклеотидів



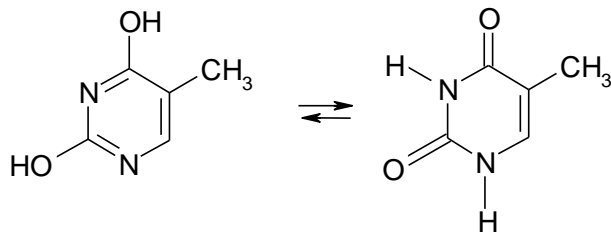
Нуклеїнові кислоти, що складаються з рибонуклеотидів, називають рибонуклеїновими кислотами (РНК).

Нуклеїнові кислоти, що складаються з дезоксирибонуклеотидів, називають дезокси-рибонуклеїновими кислотами (ДНК).

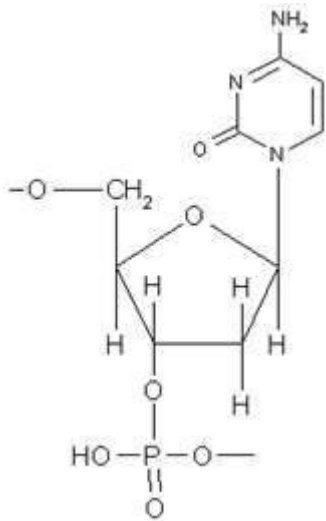
Азотисті основи, що входять до складу нуклеїнових кислот, поділяють на 2 класи – пуринові і піримідинові.



Тимін (2,4-дигідрокси-5-метилпіримідин)



Кожна із цих основ може існувати у двох формах: в ароматичній (у вільному стані) та NH-формі(у складі нуклеїнових кислот).



До складу РНК входять А,Г,Ц,У

До складу ДНК входять А,Г,Ц,Т

До прикладу, на рисунку – нуклеотид тиміну, дезоксирибози та фосфатної кислоти.

Біологічна роль нуклеїнових кислот полягає в тому, що ДНК зберігає спадкову інформацію організму у формі послідовності дезоксирибонуклеотидів, що відрізняються азотистими основами. В ДНК у закодованій формі записано склад усіх білків організму. Кожній амінокислоті, що входить до складу білків, відповідає свій код ДНК, а саме – три конкретні нуклеотиди.

Молекули РНК переносять інформацію від ДНК до тих місць у клітині, де синтезується білок.

Контрольні запитання

1. Запишіть рівняння реакції гідрогенізації диолеїнопальметату.
2. Запишіть рівняння лужного гідролізу ліноленопальмітиностеорату.
3. Запишіть схеми одержання відновлюючого і невідновлюючого дисахариду із манози.
4. Запишіть рівняння відновлення D-галактози, назвіть сполуки.
5. Запишіть взаємодію α -D (+) галактопіранози з надлишком хлороцтової кислоти.

6. Записати взаємодію D-глюкози з нітратною кислотою.
7. Записати схему одержання дисахариду 1,1- α -D-глюкофуранозил- α -D-глюкопіранозиду.
8. Запишіть рівняння реакцій перетворення крохмалю в клітковину при проростанні зерна.
9. Написати формули оптичних антиподів пентози.
10. Як одержати гліцин із оцтової кислоти.
11. Одержати 2-амінобутанову кислоту із 2-оксибутанової кислоти.
12. Одержати амінокислоту із пропаналю.
13. Пояснити відповідними реакціями амфотетерність аланіну.
14. Зобразити оптичні антиподи α -аміномасляної кислоти.
15. Одержати дипептид із гліцину і фенілаланіну

Предметний покажчик

- Бутанол 58
- А**
- Аденін 131,132
- Аланін 118, 119
- Алкалоїди 130 сл.
- Алкілування бензену 46
- Альдегід 68
- гліцериновий 98
- оцтовий 70
- Альдози 97
- Аміди кислот 79
- Амілоза 106
- Амілопектин 106
- Амінокислоти 118
- Аміни жирного ряду 112
- Ангідрид оцтовий 78
- Анілін 114
- Аномери 100
- Антрацен 44
- Ароматичність 44
- Аспірин 88
- Ацетилен 29,30
- Ацетон 70
- Ацетооцтовий естер 78
- Бакелітові смоли 65
- Бензен 44, 45
- Бродіння 58
- Бутадієн 35
- Вінілацетат 32
- Вінілацетилен 36
- Вітамін А 42
- Волокно ацетатне 107 сл.
- Воски 92
- Вуглеводи 97
- Вуглеводні ароматичні 44
- ацетиленові 29
- дієнові 33
- етиленові 22
- насичені 15
- Вулканізація 34
- Галактоза 99
- Галоген алкіл 51
- Галогенпохідні 51
- Гексан 15
- Гексоза 97
- Гемін 130
- Гемоглобін 130 сл.
- Гептан 15
- Гераніол 41
- Гетероцикли 128
- Гібридизація sp 30
- sp² 24
- sp³ 17
- Гідрування 18

Гідроліз галогенпохідних 52
Глікоген 107
Глікозид 104
Гліцерин 61, 93
Глобулін 122
Глюкоза 99,101
Глюкозид 104
Гуанін 131

Дегідрогенізація вуглеводнів 24
Дегідратація спиртів 25
Дезоксирибоза 132
Дезоксирибонуклеїнова кислота 132
Дієновий синтез 35
Дисахарид 104

Електрофільне заміщення 18, 46
Епімери 99
Естер 78
Естерифікація 78
Етан 16
Етанол 58,59
Етер 59
Етерифікація 59
Етен 22, 24
Етилбензен 44
Етилен 24
Етиленгліколь 60

Жири 92, 93

Заміщення радикальне 18,48
– електрофільне 18,46
– нуклеофільне 47

Ізомерія 18
– геометрична 23
– оптична 98
– структурна 16

Ізопрен 35

Йодоформ 59

Карбоксильна група 75
Карбонові кислоти 75
Карбонільна група 70
Камфора 42
Карбід кальцію 31
Каротин 42
Каучук натуральний 35
– синтетичний 35
Кетони 69
Кислота акрилова 81
– бензойна 82
– бурштинова 80
– валеріанова 76
– каприлова 76
– капронова 76
– лимонна 104
– масляна 76, 81, 103

– молочна 84, 103
– мурашина 76
– олеїнова 93
– пальмітинова 93
– пікринова 64
– піровиноградна 83, 84
– саліцилова 64
– стеаринова 93
– оцтова 76
– щавелева 80
Кислоти нуклеїнові 131
Клітковина 107
Конденсація альдольна 65
– кротонова 65
Конформації 39
Крекінг 20
Крохмаль 107

Лактам 102
Лікопін 42
Лімонен 41

Мальтоза 105
Маноза 99
Ментол 41
Метан 15
Метиламін 112
Метил йодистий 52
Мірцен 41
Моносахариди 97,98
Мутаротація 101
Мило 93

Нафталін 44
Нікотин 130
Нітрування бензену 46
– парафінів 19
Нітрогліцерин 62
Номенклатура систематична 16
– раціональна 16
– тривіальна 16
Нуклеїнові килоти 131
Нуклеопротеїди 122

Озон іди 26
Оксикислоти 84
Оксокислоти 83
Оксосинтез альдегідів 69
– кислот 77

Пентози 97
Пептид 121
Піримідин 131
Пірол 128
Піроліз 31
Полівінілацетат 32
Поліетилен 27
Полімеризація 27,32
Полісахарид 106

Порфін 129
Порфірин 129
Правила орієнтації 47
– Зайцева 25
– Марковнікова 25, 52 сл.
– Хюккеля 44,128
Пропан 16, 17,18
Пропіл 16
Протеїди 122
Протеїн 121
Пурин 131

Радикали 16
Реакція Вагнера 26
– Вільямсона 52
– Вюрца 18
– Вюрца -Фіттіга 45
– Гріньяра 52, 77
– Гофмана 113
– Дильса-Альдера 35
– Кучерова 31, 70
– Лебедева 36
– Фріделя-Крафтса-Густавсона 45
– Юр'єва 128
Реакція біуретова 122
– ксантопротеїнова 122
– срібного дзеркала 71
Резорцин 62
Рибоза 100
Рибонуклеїнові кислоти 131
Рідина Фелінгова
Ряд гомологічний 16

Салол 65
Сахароза 104
Синтин 18
Синтез дієновий 35
Смоли фенолформальдегідні 65
Сорбіт 102
Спирт аліловий 56
– бензиловий 56
– етиловий 57,58,58
– метиловий 58
Стереоізомери 98
Стерини 42
Структура білка 122
Сульфохлорування 20

Таутомерія 100
Терпени 39
Тестостерон 43
Тимін 132
Тіофен 128
Толуен 44
Трегалоза 104
Трибромфенол 64
Тринітрогліцерин 62
Тристеарат 93

Урацил 132

Фенатрен 44

Феніламін 114

Фенол 63

Формальдегід 65 сл.

Фотосинтез 97

Фосфатиди 94

Фосфопротеїди 122

Фруктоза 98

Фуран 128

Хлорангідриди кислот 78

Хлорування парафінів 19

Хлоропрен 36

Хлорофіл 129

Хромопротеїди 122

Целобіоза 105, 107

Циклогексан 38,40

Цитозин 132

Література

1. Карнаухов та ін. Загальна та біонеорганічна хімія.– К.:Фенікс.– 2001.
2. Романова Н.В. Загальна та неорг. хімія.– К.: Ірпінь.– 2002.
3. Князев Д.А., Смарыгин С.Н. Неорг. Химия.– М.: Высшая Школа.– 1990.
4. Хомченко И.П., Цитович И.К. Неорганическая химия.– М.: Высшая Школа.– 1978.
5. Ахметов Н.С. Неорганическая химия.– М.: «Высшая школа», 1975г.
6. Ластухін Ю.О., Воронов С.А. Органічна хімія. Підручник для вищих навчальних закладів.– Львів.: Центр Європи, 2006.
7. Кононський О.І. Органічна хімія.– К.:Дакор, 2003.
8. Грандберг И.И. Органическая химия.– М.:Высшая школа, 1987.
9. Маковецький М.С. Курс органічної хімії.– К.:Вища школа, 1980.
10. Роговик Л.Й. Органічна хімія: навчальний посібник для студентів природничих спеціальностей / Л.Й. Роговик, Т.М. Крачан. – Кам'янець-Подільський, 2020.
11. Петров А.А., Бальян Х.В., Трощенко А.Т.А. Органическая химия.– Видання всіх років.
12. Кузьма Ю.Б., Ломницька Я.Ф., Чабан Н.Ф. Аналітична хімія – Львів: в-во ЛНУ ім. І. Франка, 2001
13. .Золотов Ю.А. Основы аналитической химии. В 2 кн.: учеб.для вузов/ Ю.А.Золотов, Е.Н.Дорохова, В.И.Фадеева. – М: В.Ш., 1996.– 383с.
14. . Фролов Ю.Г. Курс коллоидной химии. Поверхностные явления и дисперсные системы. – М.: Химия, 1989. – 464 с.
15. Васильев Е.П. Физико-химические методы анализа: учеб. для химико-технологич. спец. вузов / Васильев Е.П. –М: ВШ, 1989.– 384с.

Зміст

ВСТУП	3
ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ	5
ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ	5
Будова атома	15
Будова атома та періодична система Д.І. Менделєєва	21
Хімічний зв'язок	30
Кінетика і рівновага	44
Енергетика хімічних процесів	55
Окисно-відновні реакції	62
Розчини.....	68
Розчини електролітів	76
Колоїдні розчини	84
Основи електрохімії.....	90
Комплексні (координаційні) сполуки.....	103
Хімія металів і сплавів.....	110
ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ	128
Біоелементи Іа та ІІа групи ПСМ	128
Елементи ІІІа та Vа групи ПСМ.....	138
Елементи VIа та VIIа групи ПСМ. Біометали побічних підгруп.....	156
Паливні і мастильні матеріали.....	167
ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ. ПРЕДМЕТ І ЗАВДАННЯ АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ	173
ОРГАНІЧНА ХІМІЯ	179
Насичені вуглеводні	179
Ненасичені вуглеводні	185
Карбоциклічні вуглеводні	193
Алциклічні вуглеводні	193
Ароматичні вуглеводні (арени).....	199
Галогенпохідні насичених вуглеводнів	204
Спирти і феноли.....	208
Альдегіди і кетони (оксосполуки)	218
Карбонові кислоти та їхні похідні	222
Ліпіди	234
Вуглеводи	237
Моносахариди.....	238
Дисахариди	244
Полісахариди.....	246
Аміни.....	248
Амінокислоти	250
Пептиди і білки.....	253
Гетероциклічні сполуки	256
ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК	262
ЛІТЕРАТУРА	267

