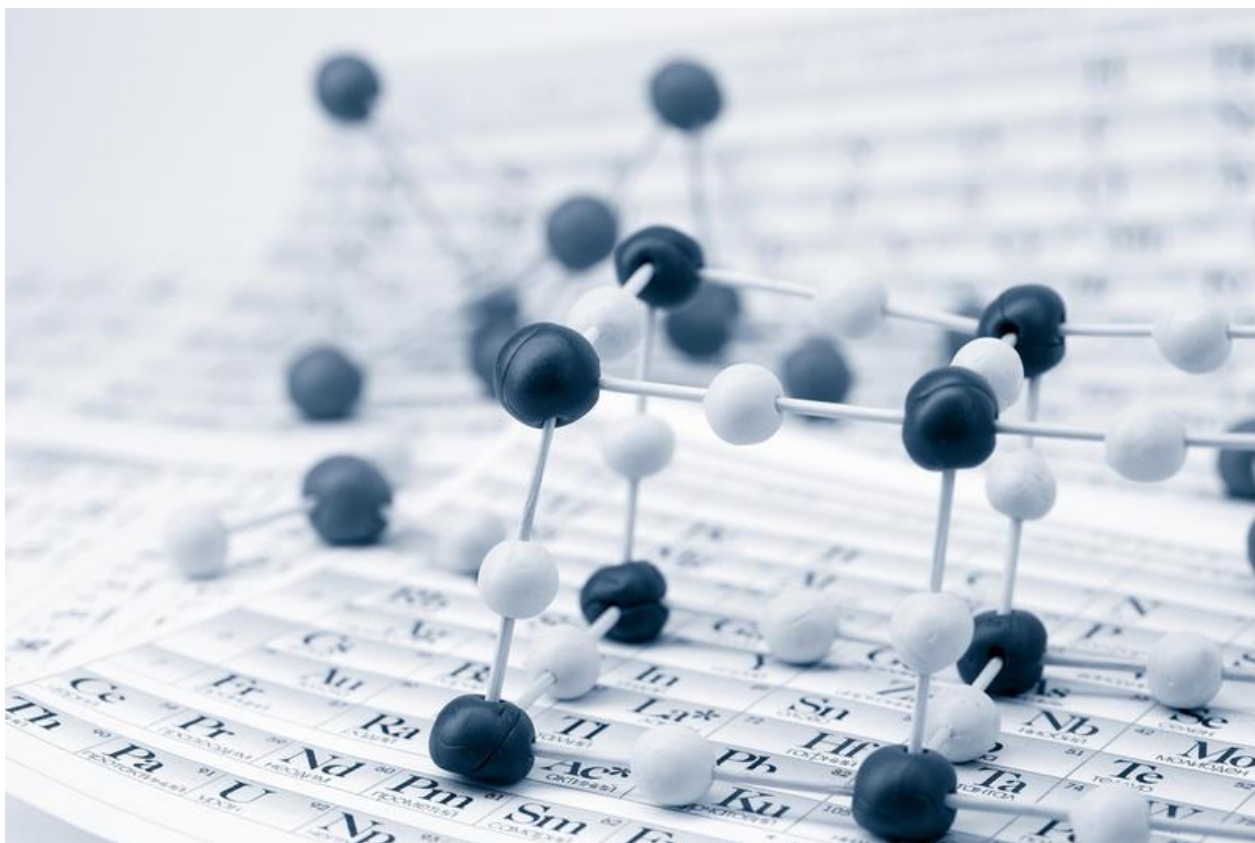


**Міністерство освіти і науки України
Запорізький національний університет**

М.М. Корнет, В.І. Генчева

ХІМІЯ

**Конспект лекцій
для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра
спеціальності «Лісове господарство»
освітньо-професійної програми
«Лісове та садово-паркове господарство»**



**Запоріжжя
2018**

Міністерство освіти і науки України
Запорізький національний університет

М.М. Корнет, В.І. Генчева

ХІМІЯ

Конспект лекцій
для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра
спеціальності «Лісове господарство»
освітньо-професійної програми
«Лісове та садово-паркове господарство»

Затверджено
вченою радою ЗНУ
Протокол № 3 від 31.10.2017 р.

Запоріжжя
2018

УДК: 54 (075.8)

К672

Корнет М. М. Хімія: конспект лекцій для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра спеціальності «Лісове господарство» освітньо-професійної програми «Лісове та садово-паркове господарство» / М. М. Корнет, В. І. Генчева. – Запоріжжя : Запорізький національний університет, 2018. – 128 с.

У виданні в конспективній формі подано теоретичні основи загальної, органічної та неорганічної хімії, а також статистичної біохімії. Увагу акцентовано на ключових поняттях і законах хімії; властивостях простих речовин (металів і неметалів); загальних положеннях хімічної термодинаміки й кінетики; окисно-відновних процесах; закономірностях і механізмах перебігу хімічних реакцій; найважливіших класах органічних сполук, їх хімічній природі, фізико-хімічних властивостях, взаємних перетвореннях, що необхідно для розуміння й регуляції біохімічних процесів у рослинних організмах.

Теоретичний програмний матеріал дисципліни «Хімія» наочно проілюстровано достатньою кількістю прикладів, рисунків, графіків і формул. Для діагностики рівня засвоєння знань до кожної із шістнадцяти тем запропоновано питання та завдання для самоконтролю.

Для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра спеціальності «Лісове господарство» освітньо-професійної програми «Лісове та садово-паркове господарство».

Рецензент

Т. В. Панасенко, канд. фарм. наук, доцент кафедри хімії

Відповідальний за випуск

О. А. Бражко, д-р біол. наук, проф., завідувач кафедри хімії

ЗМІСТ

ВСТУП.....	4
Тема 1. Вступ до хімії.....	6
Тема 2. Основні поняття та закони хімії. Хімічний зв'язок.....	11
Тема 3. Хімічна термодинаміка та кінетика. Хімічна рівновага.....	17
Тема 4. Окисно-відновні реакції.....	24
Тема 5. Розчини. Електролітична дисоціація.....	30
Тема 6. Загальні властивості металів і неметалів.....	37
Тема 7. Теоретичні основи органічної хімії.....	46
Тема 8. Насичені та ненасичені вуглеводні (алкани, алкени, алкіни).....	52
Тема 9. Ароматичні вуглеводні (арени). Феноли.....	59
Тема 10. Спирти. Альдегіди, кетони.....	69
Тема 11. Карбонові кислоти. Етери та естери.....	76
Тема 12. Галогенопохідні вуглеводнів. Аміни.....	82
Тема 13. Амінокислоти та білки.....	88
Тема 14. Вуглеводи. Ліпіди.....	96
Тема 15. Нуклеїнові кислоти. Ферменти.....	105
Тема 16. Вітаміни.....	119
ЛІТЕРАТУРА.....	125

ВСТУП

Хімія – природнича наука, яка на сьогодні являє собою величезну галузь людських знань і відіграє важливу роль у житті суспільства. Вона вивчає склад, будову і властивості речовин, а також процеси перетворення одних речовин в інші. При цьому складним ланцюгом хімічних перетворень є саме життя. І навіть із його припиненням хімічні реакції в організмі не припиняються.

Хімія тісно пов'язана з іншими науками (фізикою, математикою, біологією, геологією та ін.), вона дає розуміння сутності досліджуваних ними явищ і процесів та допомагає вирішувати їх проблеми. Хімічні знання глибоко проникли в усі важливі сфери людської діяльності, практично неможливо перелічити всі випадки їх використання.

Хімічні знання є пріоритетними й необхідними для професійного становлення фахівців лісового та садово-паркового господарства, пізнання ними об'єктивних закономірностей навколишнього світу, усвідомлення сутності й регуляції біохімічних процесів у рослинних організмах, розуміння проблем і перспектив розвитку лісового та садово-паркового господарства, науково обґрунтованого планування господарської діяльності. Відтак цілком логічно, що курс «Хімія» належить до циклу дисциплін професійної підготовки. Він закладає основи загальної, органічної та неорганічної хімії, а також статистичної біохімії, формує загальну освіченість студентів і є підґрунтям для подальшого усвідомленого й осмисленого вивчення хімічних і біологічних дисциплін, як-от: «Фізіологія рослин», «Агрохімія», «Технологія захисту лісів і садів», «Загальна екологія», «Технології вирощування, використання добрив та захисту рослин», «Ґрунтознавство».

У запропонованому авторами виданні відповідно до робочої програми навчальної дисципліни «Хімія» подано в конспективній формі основи хімічних знань. Опрацювання запропонованого авторами конспекту лекцій допоможе засвоїти:

- основні поняття та закони хімії;
- основні термодинамічні й кінетичні закономірності хімічних процесів;
- властивості металів і неметалів;
- механізм протікання окисно-відновних реакцій;
- класифікацію та загальні властивості розчинів, способи вираження їх концентрації;
- найважливіші класи органічних сполук, правила складання їх назв;
- фізико-хімічні властивості та механізм взаємного перетворення сполук органічної природи;
- будову ферментів, їх загальні властивості та механізм дії;
- класифікацію і роль вітамінів.

Теоретичний матеріал конкретизовано й унаочнено достатньою кількістю прикладів, рисунків, графіків і формул. Видання сприятиме засвоєнню студентами передбачених програмою знань, ефективній і якісній підготовці до лабораторних занять, поточного й підсумкового контролю та слугуватиме теоретичною базою для подальшого набуття умінь і навичок, необхідних для майбутньої професійної діяльності, підвищення продуктивності та якісних показників господарювання.

ТЕМА 1. ВСТУП ДО ХІМІЇ

Мета: розширити уявлення про предмет хімії; ознайомитися з історією розвитку хімії; усвідомити роль сучасної хімії у розвитку лісового та садово-паркового господарства.

План

1. Предмет хімії. Речовина та її властивості.
2. Історія розвитку хімії.
3. Значення хімії у виробничій і господарській діяльності людини.

Ключові терміни та поняття: матерія, рух, речовина, властивості речовини, закон переходу кількісних змін у якісні.

1. Предмет хімії. Речовина та її властивості

Хімія належить до природничих наук, які вивчають матеріальний світ у всій різноманітності його існування й перетворень. Предметом природничих наук є матерія та рух у їх нерозривній єдності.

Матерія – філософська категорія для позначення безлічі всіх наявних у світі об'єктів і систем, загальної основи всіх явищ, властивостей, зв'язків і відношень. Формами буття й розвитку матерії є *рух, простір і час*.

Джерело руху матерії міститься в ній самій як внутрішнє протиріччя предметів і явищ. Простір виражає співіснування й відокремленість матеріальних об'єктів один від одного, їх розміри, порядок розміщення. Час характеризує послідовність явищ, тривалість і швидкість матеріальних процесів.

Основними видами матерії є *речовина* (вода, повітря, земля, вугілля, водень, електрони, нейтрони тощо) та *поле* (електромагнітне, гравітаційне, ядерне та інші поля, різні мікрочастинки, які не мають маси спокою). *Основною властивістю матерії є її здатність рухатися та змінюватися*. На різних стадіях організації матерії її видам притаманна своя форма руху. Наприклад, взаємодії атомів з утворенням молекул відповідає хімічна форма руху матерії.

Форми руху матерії різноманітні: механічні, хімічні, ядерні, електричні, біологічні, суспільні тощо. Одні форми руху можуть переходити в інші. Певні ступені організації матерії з їх специфічними формами руху вивчають окремі природничі науки – фізика, хімія, біологія та ін. Хімія вивчає хімічну форму руху матерії, тобто перетворення одних речовин в інші з утворенням нових молекул, кристалів, іонів тощо, а також склад і властивості речовин.

Речовина – це вид матерії, якому притаманні певні хімічні та фізичні властивості за даних умов. Параметри, що характеризують фізичні властивості речовин, називаються *фізичними константами*. Основними фізичними властивостями речовин є агрегатний стан, розчинність у воді, колір, запах, смак, густина, температура кипіння, температура плавлення, теплопровідність тощо.

Тільки чиста речовина має сталі властивості. Речовини у природі в

чистому вигляді практично не зустрічаються, здебільшого поширені суміші різних речовин. На сьогодні відомо понад 20 млн сполук.

Якщо у природі відбулася якась якісна зміна, то це означає, що змінився або хімічний склад, або форма руху, або те й інше, тобто мала місце кількісна зміна. У цьому полягає сутність одного з основних законів діалектики – **закону переходу кількісних змін у якісні**. Отже, хімія вивчає речовини та їх перетворення.

2. Історія розвитку хімії

Хімія пройшла довгий **шлях становлення та розвитку як наука**, коли походження властивостей речовини розглядалося з позицій народних знань, у контексті ідей алхімії та античної натурфілософії, а технологічні процеси з виплавляння Купруму, Плюмбуму, випалювання глиняних виробів, виготовлення скла, прикрас, барвників тощо були прерогативою ремісничої хімії та здійснювалися ремісниками-професіоналами. Власне хімії як такої ще не існувало, первісно вона формувалася як народна хімія у процесі отримання із природних джерел продуктів харчування, ліків, різноманітних речовин, які люди використовували у своєму побуті.

Задовго до нашої ери в Месопотамії, Єгипті, Китаї, Індії, Греції із рослинної, тваринної сировини виділяли барвники. Так, ще в 1500 р. до н.е. в Єгипті із листків індигофери добували індикан, який був попередником рослинного барвника індиго. У народній медицині широко застосовували препарати з мінеральної, рослинної та тваринної сировини, ефірні масла для бальзамування померлих, зокрема в Давньому Єгипті.

Розвитку перших хімічних знань сприяла поява керамічного виробництва. Посуд прикрашали фарбами природного походження на основі охри, крейди, Карбону. Унаслідок цього культурно-господарський комплекс із відповідними природничими знаннями й технологічними навичками в V тисячолітті до н.е. охопив територію, на якій сьогодні розташована Україна. Тут починається знайомство з металевими виробами, а не пізніше IV тисячоліття до н.е. набувають поширення найпростіші методи переплавлення мідних речей, а також розвиваються інші галузі кольорової металургії. У IV тисячолітті до н.е. в Малій Азії зародилася металургія бронзи. На теренах майбутньої держави України розвиток металургії розпочався з III тисячоліття до н.е. (царство Великої Скіфії). Природничі знання східних слов'ян доби Київської Русі формувалися в субкультурах професійних груп металургів, гончарів, кожум'як, рибалок, мисливців, князів, бояр, купців тощо. Природничі уявлення вже не елементарного, а вищого рівня розвивалися завдяки тісним зв'язкам із Візантією після запровадження християнства. Носіями таких знань були нечисленні групи освічених людей (вище духовенство та чернецтво, князі, бояри).

Формування хімії як точної науки в сучасному розумінні розпочалося лише в XVII-XVIII ст. *Народно-науковий етап* (до XVII ст.) ґрунтується на античних філософських уявленнях про хімічні елементи. Він тісно пов'язаний з астрологією, містикою, *алхімією*. Антична філософія й природознавство сприяли

зародженню ідей про атомарну, дискретну будову матерії (Демокрит, Епікур, Лукрецій Кар, V-IV ст. до н.е.); Евклід започаткував оптику, Архімед – статику (правило важеля, центр ваги) та гідростатику (закон Архімеда); було відкрито найпростіші електричні та магнітні явища (Фалес Мілетський, VI ст. до н.е.), закладено основи пневматичної та гідравлічної техніки (Ктесибій, III ст. до н.е.).

Алхімічний етап тривав близько дванадцяти століть. Хибність уявлень і спроб перетворення металів (заліза, міді, ртуті) у золото не применшує здобутків цього часу. У період панування алхімії з'являються зачатки хімії лікарських речовин. Завдяки вдосконаленню методів хімічного аналізу (перегонка, фільтрування, осаджування, екстракція, кристалізація тощо), алхімікам вдалося виділяти достатньо чисті хімічні сполуки. Висока культура виготовлення рослинних ліків існувала і в Київській Русі. У V-X ст. тут готувати хлібне вино, займалися дубленням шкіри тощо.

В алхімії епохи Відродження (XV-XVI ст.) почали переважати практичні напрями: металургія, виготовлення кераміки, фарб, виробів зі скла. Найяскравішим представником цієї епохи був німецький металург і мінералог Агрикола (1494-1555 рр.), який узагальнив досвід добування металів із руд, виготовлення скла. Крім того, в епоху Відродження було розроблено й удосконалено методи очищення речовин, конструкції печей і лабораторних приладів, одержано низку хімічних препаратів.

Науковий етап еволюції світової хімії розпочався *фазою становлення науки* (друга половина XVII-XVIII ст.), яка характеризувалася широким упровадженням експериментальних методів досліджень. Саме в цей час було відкрито закони Бойля-Маріотта, створено теорію флогістону, розроблено систему природної класифікації мінералів; створено перше хімічне джерело постійного електричного струму. А. Лавуазьє ввів у хімію кількісні методи дослідження, Н. Леблан розробив спосіб отримання соди, М. Ломоносов розробив основи атомно-корпускулярного вчення тощо.

Наступною фазою еволюції хімічної науки стало обґрунтування кількісних законів атомно-молекулярної теорії (перша половина XIX ст.). Це сприяло остаточному завершенню процесу трансформації хімії в точну науку, що базується на спостереженнях і вимірюваннях. У *фазу класичної хімії* (друга половина XIX ст.) було відкрито періодичну систему елементів, сформульовано теорію валентності та хімічної будови молекул. Набули прогресивного розвитку різноманітні хімічні галузі (стереохімія, хімічна термодинаміка, хімічна кінетика). Значних успіхів вдалося досягти у прикладній неорганічній хімії та органічному синтезі. Саме в цей період А. Авогадро заклав основи молекулярної теорії (закон Авогадро); С. Ареніус став одним із основоположників фізичної хімії, М. Бекетов – фізичної хімії, П. Бертло – синтетичного напрямку в органічній хімії; наукові дослідження Й. Берцеліуса торкнулися всіх ключових проблем загальної хімії першої половини XIX ст.; О. Бутлеров створив теорію хімічної будови органічних речовин тощо.

Завдяки накопиченню й суттєвому розширенню наукових поглядів і знань

про речовини, їх властивості та процеси у ХХ-ХХІ ст. настала *фаза диференціації, гібридизації та інтеграції сучасної хімії*. Диференціація хімії обумовила виділення окремих її розділів (неорганічна хімія, органічна хімія, термохімія, електрохімія, хімічна кінетика, ензимологія тощо), гібридизація окремих хімічних напрямів сприяла появі на їх перетині гібридних хімічних галузей (координаційна хімія, хімія елементоорганічних сполук тощо). В результаті інтеграції різних природничих наук виникли біохімія, геохімія та ін., які набувають рис самостійних наук або вже ними стали. За короткий проміжок часу вони перетворилися в галузі пізнання молекулярної логіки хімічних процесів неорганічного та органічного світу – самої сутності явищ життя.

Найбільш вагомим відкриттям цього періоду: Х. Корана та А. Білозерський – ґрунтовно вивчали нуклеїнові кислоти; Н. Бор створив квантову теорію атома; В. Ключковський дослідив особливості застосування методу мічених атомів у агрохімії; Х. Кребс дослідив шлях окислювальних перетворень ди- і трикарбонових кислот (цикл Кребса); М. Келвін вивчав фотосинтез; Ф. Крік і Д. Уотсон запропонували модель вторинної структури ДНК; Д. Прянишников – розвинув теорію живлення рослин, вивчав проблему ефективного використання добрив тощо.

Стрімко зростаючі потреби людства та прогрес у науково-технічному забезпеченні науки ХХ ст. (широке використання потужних центрифуг, спектрофотометрів та мас-спектрофотометрів, рентгеноструктурного аналізу, радіоізотопних методів тощо) дали змогу глибше вивчати будову атома, ядра, просторову структуру біомолекул, різноманітних хімічних процесів.

3. Значення хімії у виробничій та господарській діяльності людини

Науково-технічний прогрес у галузі хімії відбувається швидкими темпами. Якщо в середині ХІХ ст. на перетворення чорного варіанта процесу електрохімічного одержання алюмінію (1854 р.) у промисловий метод потрібно було 35 років, то в 50-і роки минулого століття великомасштабне виробництво поліетилену низького тиску було налагоджено менше ніж за 4 роки. На впровадження в промисловість розробленого в лабораторії методу сьогодні потрібно в середньому 6-10 років, однак за сприятливих умов цей період може бути скорочений до 3-х років.

Розробка нових хімічних продуктів потребує значних матеріальних витрат. Наприклад, щоб створити кілька нових лікарських препаратів, потрібно виготовити не менше 4000 речовин. Для засобів захисту рослин ця цифра може зрости і до 10000. Попри такі колосальні витрати не більше 50% відібраних після проведення промислових іспитів продуктів підтверджували своє господарське значення. При цьому значення цих продуктів настільки вагоме, що повністю перекриває вартість непродуктивних розробок. Тому немає нічого дивного в тому, що в індустріальних країнах затрати на дослідження в галузі хімії в середньому вдвічі перевищують асигнування на інші галузі промисловості. Майже 20% світових патентів видаються на хімічні винаходи.

Розвиток сучасного хімічного виробництва неможливий без розвитку й удосконалення методів монтажу установок, електроніки, виміральної, керуючої та регулюючої техніки, наукового приладобудування, а також без істотного поліпшення сировинної бази й енергетичного господарства.

У зв'язку з цим планування науково-технічного прогресу в хімії стає все більш складним процесом, який набуває комплексного характеру. Все починається із сировини та енергії. Споживання сировини збільшується, а запаси зменшуються. Найважливішою характеристикою кожного хімічного виробництва є перетворення сировини в більш цінні та корисні хімічні речовини. Вихідною точкою для кожного такого перетворення є природні ресурси. При досягнутому на сьогодні стані розвитку промисловості сировиною стає буквально все, що нас оточує.

Запаси сировини, що добувається за допомогою сучасних технічних засобів у всьому світі, швидко вичерпуються. Однак хімічні елементи в природі, як би інтенсивно вони не експлуатувалися, не знищуються, а лише переходять в інші речовини. Понад 80% світових сировинних ресурсів і палива споживаються в наш час тільки 1/3 частиною населення Землі.

Хімія здатна забезпечити й забезпечує примноження матеріальних благ, зростання добробуту, синтез нових важливих матеріалів. Немає жодної галузі виробництва, де б не застосовувалася хімія чи її продукція. Розвиток хімічної промисловості – важлива передумова технічного прогресу. Хімічна промисловість виробляє синтетичні хімічно- і корозійностійкі полімерні матеріали. Вони широко використовуються у промисловості, транспорті, в будівництві, сільському господарстві, побуті, медицині тощо. Завдяки хімії створено високоефективне штучне хімічне паливо, різні термостійкі матеріали, надтверді й некордуючі сплави.

Винятково велике значення хімії в сільському господарстві, де використовуються мінеральні добрива, засоби захисту рослин від шкідників, регулятори росту рослин, добавки й консерванти кормів для тварин та інші продукти. Застосування хімічних методів у сільському господарстві обумовило появу деяких суміжних наук (наприклад агрохімії та біотехнології), досягнення яких широко застосовуються у виробництві сільськогосподарської продукції. Сьогодні агрохімічні служби несуть відповідальність за ефективне використання мінеральних добрив та інших засобів хімізації сільського господарства.

Питання для самоконтролю

1. Охарактеризуйте предмет хімії як природничої науки.
2. Розгумачте зміст таких термінів, як «матерія» і «рух».
3. Що таке речовина? Які її основні властивості?
4. Пригадайте основні етапи розвитку хімії як науки.
5. Поясніть вплив хімії на розвиток господарської діяльності.

Література: 7, 9, 13.

ТЕМА 2. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Мета: ознайомитися з атомно-молекулярним вченням; засвоїти основні поняття хімії, види хімічного зв'язку; усвідомити сутність основних хімічних законів; розглянути приклади розв'язання розрахункових задач.

План

1. Атомно-молекулярне вчення в хімії.
2. Основні поняття хімії.
3. Основні закони хімії.
4. Хімічний зв'язок.

Ключові терміни та поняття: атом, молекула, хімічний елемент, прості та складні речовини, іон, моль, валентність; закон збереження маси речовини та енергії, закон сталості складу речовини, закон кратних відношень, закон об'ємних відношень, закон Авогадро, об'єднаний газовий закон, закон еквівалентів.

1. Основні положення атомно-молекулярного вчення

Великий внесок у розвиток атомно-молекулярного вчення зробили такі вчені, як А.Л. Лавуазьє, М.В. Ломоносов, Ж.Л. Пруст, Дж. Дальтон, А. Авогадро, С. Канніцаро, Й.Я. Берцеліус, Д.І. Менделєєв, О.М. Бутлеров. Остаточно атомно-молекулярне вчення утвердилося як наукова теорія в середині ХІХ ст. У 1860 р. на Міжнародному з'їзді хіміків у м. Карлсруе (Німеччина) було прийнято та введено в науковий обіг визначення таких понять, як «молекула» та «атом».

Основні положення атомно-молекулярного вчення:

1. Усі речовини складаються з атомів, молекул або іонів. Речовини поділяються на прості та складні.

2. *Атом* – найменша хімічно неподільна частинка речовини. Атоми зберігаються під час хімічних реакцій, при цьому відбувається їх перегрупування, що призводить до утворення нових речовин.

3. При взаємодії атомів утворюються молекули: *гомоядерні* (при взаємодії атомів одного елемента), або *гетероядерні* (при взаємодії атомів різних елементів). Властивості молекул залежать не тільки від складу, а й від способу сполучення атомів між собою.

4. *Молекула* – найменша частинка речовини, здатна існувати самостійно, з усіма основними її хімічними властивостями. Молекули зберігаються під час фізичних реакцій та руйнуються під час хімічних.

5. Усі молекули, атоми та іони, що входять до складу речовини, знаходяться в безперервному русі. З точки зору атомно-молекулярного вчення цей рух зумовлений запасом теплової енергії, яку має кожна речовина (тепловий рух). Між складовими частинками речовини діють сили взаємного притягання та відштовхування.

Сучасна наука розвинула, уточнила й доповнила класичну атомно-молекулярну теорію, а деякі її положення переглянула (наприклад, положення про неподільність атомів).

2. Основні поняття хімії

Атом – це найменша хімічно неподільна електронейтральна частинка елемента, що зберігає його хімічні властивості та складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів. Ядро атома містить протони й нейтрони, які мають майже однакові маси, але відрізняються зарядом. Нейтрон не має електричного заряду, тоді як протон має позитивний заряд, який точно компенсує негативний заряд електронів. Властивості атома визначаються його електронною будовою і насамперед електронною конфігурацією зовнішнього шару, який під час хімічних перетворень змінюється. Всі атоми з однаковим протонним числом з хімічної точки зору практично однакові й розглядаються як атоми одного хімічного елемента.

Молекула – найменша частинка речовини, що має сталий склад і здатна зберігати її основні хімічні властивості. Молекули можуть бути одно-, дво- і багатоатомними. Хімічні властивості молекули визначаються її складом і хімічною будовою.

Хімічний елемент – це вид атомів, що характеризується певним протонним числом. Хімічний елемент позначається певним символом, має атомний номер, атомну масу, ступінь окиснення. На сьогодні відомо 118 хімічних елементів.

Прості речовини – це речовини, утворені з атомів одного елемента; є формою існування елемента у вільному стані. Елемент може існувати у вигляді декількох простих речовин, які відрізняються хімічними та фізичними властивостями. Здатність хімічного елемента існувати у вигляді декількох простих речовин називають *алотропією*, а окремі форми простих речовин – *алотропічними видозмінами*. Вони відрізняються числом атомів у молекулі, як молекулярний кисень O_2 та озон O_3 , або будовою кристалічної решітки, як алмаз, графіт і карбін (Карбон).

Складні речовини складаються з атомів різних елементів. Їх властивості відрізняються від властивостей елементів, які входять до їх складу.

Іон – це заряджена частинка, що утворюється при відщепленні або приєднанні електронів атомами або молекулами. У вільному стані існують в газовій фазі (у плазмі).

Абсолютні маси атомів і молекул дуже малі: маса атома найлегшого елемента (Гідрогену) становить $1,67 \cdot 10^{-24}$ г, тому в розрахунках при визначенні мас атомів традиційно використовують *відносні значення*. Прикладом є *атомна одиниця маси (а.о.м.)*, яка відповідає $1/12$ маси ізотопу Карбону ^{12}C . Абсолютна маса атома цього ізотопу, що дорівнює $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг, в атомних одиницях маси становить 12 а.о.м.

Відносною молекулярною M_r (або атомною A_r) масою речовини називають відношення маси молекули (або атома) m_0 даної речовини до $1/12$ маси атома ізотопу ^{12}C .
$$M_r = m_0 / 1/12 m_{0C}$$
Відносні молекулярні маси розраховуються за хімічними формулами: $M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98$. У сучасній періодичній системі елементів наведено середні значення відносних атомних мас елементів з урахуванням

масових часток їхніх ізотопів, які зустрічаються в природі.

Молярна маса (M, кг/моль, г/моль) – маса речовини, взятої в кількості один моль. Чисельно дорівнює відносній молекулярній масі. $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98\text{г/моль}$.

$$\begin{aligned} M &= m_0 N = m_0 \nu N_A = \nu M \\ m &= \nu M \end{aligned}$$

Відносне число атомів і молекул у речовині характеризується фізичною величиною, яка називається кількістю речовини. **Кількість речовини (ν , моль)** – це відношення числа молекул N , що містяться в даній речовині, до числа N_A атомів у 12 г ^{12}C :

$$\begin{aligned} \nu &= N / N_A \\ \nu &= m / M \end{aligned}$$

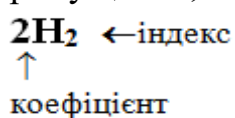
Моль – кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів тощо), скільки їх міститься у 12 г ізотопу Карбону ^{12}C .

Якщо речовина складається з окремих атомів, які не сполучені в молекули, то під числом молекул слід розуміти число атомів.

Стала Авогадро – кількість структурних одиниць, що міститься в одному молі будь-якої речовини: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Валентність – властивість атомів приєднувати певну кількість атомів інших елементів.

Ступінь окиснення – умовний заряд елемента в молекулі, виходячи з припущення, що вона складається з іонів і в цілому є електронейтральною.



Індекс вказує на кількість атомів елемента, що входять до складу молекули. Коефіцієнт позначає кількість окремих атомів або молекул.

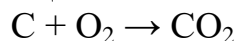
Хімічна формула – це запис складу речовин за допомогою хімічних символів та індексів, які вказують на кількість атомів кожного елемента.

Хімічними реакціями називаються перетворення реагентів на продукти реакції, які відрізняються від них за хімічним складом і будовою, відбуваються при змішуванні чи фізичному контакті реагентів самовільно, при нагріванні, за участю каталізаторів, під дією світла тощо. У хімічних реакціях взаємодіють електронні оболонки, ядерні реакції відбуваються за участю ядерних оболонок.

3. Основні закони хімії

Закон збереження маси речовини під час хімічних реакцій

Маса речовин, що вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються внаслідок реакції.



Закон збереження маси речовини та енергії (рівняння Ейнштейна)

Матерія не зникає і не виникає з нічого, вона лише перетворюється з однієї форми в іншу.

$$\boxed{\Delta E = \Delta m \cdot c^2} \quad \Delta E \text{ – зміна енергії; } \Delta m \text{ – зміна маси тіла; } c \text{ – швидкість світла у вакуумі (} c = 2,997925 \cdot 10^8 \text{ м / с)}.$$

Закон сталості складу речовини

Кожна речовина має постійний кількісний і якісний склад незалежно від способу добування (Пруст, 1808). Закон справедливий лише для речовин з молекулярною будовою.

Закон кратних відношень

Якщо два елементи утворюють між собою кілька сполук, то масові кількості одного елемента, які припадають на одну й ту ж масову кількість іншого елемента, співвідносяться між собою як прості цілі числа (Дальтон, 1803). Закон справедливий для речовин з молекулярною будовою.

Закон об'ємних відношень

При незмінному тиску й температурі об'єми реагуючих газів відносяться один до одного і до об'ємів добутих газоподібних продуктів як прості цілі числа (Ж.Л. Гей-Люссак, 1808). $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$

Закон Авогадро та його наслідки

У однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури та тиску) міститься однакова кількість молекул (Авогадро).

Із закону Авогадро випливають два важливі наслідки:

1) один моль будь-якого газу за однакових умов займає однаковий об'єм. Обчислюють молярний об'єм газу за формулою: $V_m = M / m$, де V_m – 22,4 л/моль, об'єм, який займає 1 моль газоподібної речовини за н.у.; M – молярна маса цієї речовини; m – маса 1 л газоподібної речовини за н.у.

2) відношення мас однакових об'ємів різних газів, взятих за однакових умов, називається відносною густиною першого газу за другим. Визначається за формулою: $D = m_1/m_2$

Густину газу відносно водню визначають за формулою: $D_{\text{H}_2} = M / 2,0158$

Густину газу відносно повітрям визначають за формулою: $D_{\text{пов.}} = M / 29$

Наприклад, маса 1 л кисню за нормальних умов (101325 Па, 0 °С), становить 1,43 г. Щоб знайти об'єм 1 моль кисню, складемо та розв'яжемо пропорцію:

$$\begin{aligned} 1,43 \text{ г} &- 1 \text{ л} \\ 32 \text{ г (1 моль)} &- X \text{ л} \\ X &= 32 \text{ г} \cdot 1 \text{ л} / 1,43 \text{ г} = 22,4 \text{ л} \end{aligned}$$

Ця величина стала. Отже, 1 моль будь-якого газу за нормальних умов займає об'єм 22,4 л, або 0,0224 м³. Це *молярний об'єм газу*.

Об'єднаний газовий закон

Відношення добутку тиску газу на його об'єм до температури є сталою величиною:

$$(P \cdot V) / T = (P_0 \cdot V_0) / T_0$$

P – тиск; V – об'єм; T – температура;
 o – нормальні умови.

$$R = (P_0 \cdot V_0) / T_0$$

R – універсальна газова стала $R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{К} \cdot \text{моль})$

Рівняння Менделєєва – Клапейрона

$$M = \frac{m}{P \cdot V} \cdot R \cdot T$$

m – маса газу, P – тиск газу, V – об'єм,
 R – універсальна газова стала, T – абсолютна температура,
 M – молярна маса газу.

Закон еквівалентів

Елементи сполучаються один з одним у масових відношеннях, пропорційно їх еквівалентам.

Еквівалент (Е, моль) – кількість речовини, яка приєднує або заміщує у хімічних реакціях один моль атомів Гідрогену, або взаємодіє з одним еквівалентом будь-якої речовини. Еквівалент Гідрогену – 1; Оксигену – 0,5.

Масу одного еквівалента елемента або речовини називають *еквівалентною масою* (E_m , г/моль, кг/моль).

Для простих речовин:

$$\boxed{E_m = A_r/V, E=1/V, E_m=M/V} \quad \begin{array}{l} E_m - \text{еквівалентна маса, } E - \text{еквівалент,} \\ A_r - \text{атомна маса; } V - \text{валентність,} \\ M - \text{маса моль атомів елемента} \end{array}$$

Для складних речовин:

$$E_m(\text{оксиду}) = M(\text{оксиду}) / (\text{Число атомів металу} \cdot \text{Валентність металу}).$$

$$E_m(\text{кислоти}) = M(\text{кислоти}) / \text{Основність}.$$

$$E_m(\text{гідроксиду}) = M(\text{гідроксиду}) / \text{Число гідроксигруп}.$$

$$E_m(\text{солі}) = M(\text{солі}) / (\text{Число атомів металу} \cdot \text{Валентність металу}).$$

Стосовно газоподібних речовин використовують поняття «*еквівалентний об'єм*»; позначається E_v . Це об'єм, який займає один еквівалент газоподібної речовини за нормальних умов. Еквівалентний об'єм обчислюють, виходячи з наслідку із закону Авогадро, згідно з яким один моль газоподібної речовини за нормальних умов займає об'єм 22,4 л.

Згідно із законом еквівалентів маси реагуючих речовин прямо пропорційні їх еквівалентним масам:

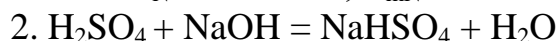
$$\boxed{\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m1}}{E_{m2}}} \quad \begin{array}{l} m_1 \text{ та } m_2 - \text{маси реагуючих речовин;} \\ E_{m1} \text{ та } E_{m2} - \text{еквівалентні маси цих речовин.} \end{array}$$

Якщо одна з реагуючих речовин газоподібна, то у формулі закону еквівалентів замість маси використовують її об'єм (н.у.) та еквівалентний об'єм:

$$\boxed{\frac{m}{E_m} = \frac{V}{E_v}}$$

Розглянемо приклад:

1. $3H_2 + N_2 = 2NH_3$, еквівалент та еквівалентна маса азоту відповідно дорівнюють: $E_N = 1/3$ моль, $E_{mN} = 14/3 = 4,7$ г/моль



$$E_{H_2SO_4} = 1 \text{ моль, } E_{mH_2SO_4} = M_{H_2SO_4}/1 = 98/1 = 98 \text{ г/моль}$$



$E_{H_2SO_4} = 1/2$ моль, $E_{mH_2SO_4} = M_{H_2SO_4}/2 = 98/2 = 49$ г/моль, оскільки 1 моль кислоти взаємодіє з 2 молями еквівалентів одно кислотного луку.

Отже, для обчислення еквівалентної маси речовини в умовах хімічної реакції необхідно її молярну масу поділити на число еквівалентів речовини, з якою вона взаємодіє. Еквівалент та еквівалентна маса елемента або простої чи складної речовини є величиною змінною і може приймати різні значення залежно від умов хімічної реакції, ступеня окиснення елемента або його валентності за Гідрогеном.

4. Хімічний зв'язок

Іонний зв'язок наявний в речовинах, які складаються з іонів. Іони утворюються при переході електронів від атомів одних елементів до атомів інших. Атоми, що віддали електрони, перетворюються на позитивно заряджені іони (*катіони*), а ті, що прийняли електрони, – на негативно заряджені іони (*аніони*).

Ковалентний зв'язок утворюється внаслідок виникнення між атомами однієї або декількох спільних електронних пар. Спільні електронні пари між атомами виникають за рахунок неспарених електронів, які є в атомах, та беруть участь в утворенні хімічного зв'язку. Ці електрони називаються *валентними*. Ковалентний зв'язок, при утворенні якого електронна пара зміщена в бік одного з атомів, називається полярним зв'язком.

Координаційний, або донорно-акцепторний зв'язок – це ковалентний зв'язок, який утворюється за рахунок неподіленої електронної пари.

Донор – це атом або іон, який надає свою неподілену електронну пару для утворення хімічного зв'язку. **Акцептор** – це атом або іон, який приймає неподілену електронну пару на вільну орбіталь.

Водневий зв'язок – це зв'язок, який виникає між атомами Гідрогену й елементами з високою електронегативністю (Оксиген, Фтор) унаслідок зміщення електронної хмари, що належить атому Гідрогену, в бік іншого елемента.

Металічний зв'язок виникає між атомами, у яких валентний електрон слабо зв'язаний з ядром. При зближенні атомів він відщеплюється від свого атома й може вільно переміщуватися по кристалу. Таким чином виникає досить однорідний розподіл густини негативного заряду, який різко зростає безпосередньо поблизу вузлів кристалічної ґратки із-за наявності внутрішніх електронних оболонок.

Електронегативність атома – це півсума числових значень енергії іонізації та спорідненості до електрона. **Енергія зв'язку** – це енергія, необхідна для розриву цього зв'язку в усіх молекулах, що становлять один моль речовини.

Питання та завдання для самоконтролю

1. Складіть опорну схему «Основні поняття хімії».
2. Зіставте такі поняття: а) маса атома та відносна атомна маса; б) проста та складна речовина.
3. Що необхідно знати про сполуку, щоб розрахувати її молярну масу? Наведіть не менше 4-х варіантів відповідей.
4. Як розрахувати еквівалент та його молярну масу для: а) хімічного елемента у сполуці; б) оксиду, в) кислоти, г) основи, д) солі?
5. Як за рівнянням Менделєєва-Клапейрона розрахувати: а) масу; б) молярну масу; в) об'єм; г) густину газоподібної сполуки?
6. За яких умов для розрахунку за рівнянням хімічної реакції можна застосовувати закон об'ємних відношень газів Гей-Люссака?

Література: 13, 16.

ТЕМА 3. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА ТА КІНЕТИКА. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Мета: засвоїти основні поняття хімічної термодинаміки та кінетики; ознайомитися із сутністю хімічних реакцій, хімічної рівноваги; розглянути приклади визначення константи швидкості хімічної реакції; усвідомити вплив різних чинників на стан хімічної рівноваги.

План

1. Хімічна термодинаміка. Екзотермічні та ендотермічні реакції.
2. Хімічна кінетика.
3. Оборотні та необоротні хімічні реакції.
4. Хімічна рівновага.
5. Константа хімічної рівноваги.
6. Вплив зовнішніх чинників на хімічну рівновагу.

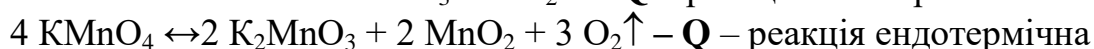
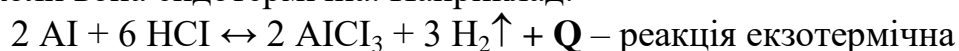
Ключові терміни та поняття: термодинаміка, кінетика, каталіз, екзо- та ендотермічні реакції, принцип Ле Шательє, правило Вант-Гоффа.

1. Хімічна термодинаміка. Екзотермічні та ендотермічні реакції

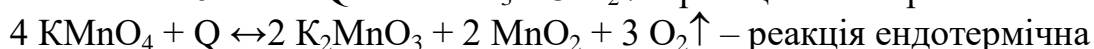
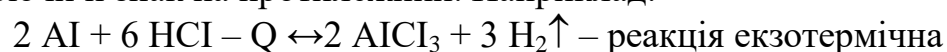
Хімічна термодинаміка – це наука, що вивчає перехід енергії з однієї форми в іншу; енергетичні ефекти, що супроводжують хімічні та фізичні процеси; можливість і напрямок протікання того чи іншого процесу. Хімічні процеси відбуваються з виділенням або поглинанням теплоти. Реакції, що протікають з виділенням теплоти, називають *екзотермічними*, а реакції, під час протікання яких теплота поглинається, – *ендотермічними*.

Наприклад, взаємодія алюмінію із хлоридною кислотою супроводжується виділенням теплоти. Це можна встановити, доторкнувшись рукою до пробірки (вона стає гарячою) або за допомогою термометра. Під час розкладу калій перманганату, навпаки, теплота поглинається.

Явище виділення чи поглинання теплоти під час хімічних реакцій називається *тепловим* або *енергетичним ефектом* (**Q**), його записують у правій частині хімічного рівняння: зі знаком «+», коли реакція екзотермічна, та зі знаком «-», коли вона ендотермічна. Наприклад:



Величину **Q** можна переносити з однієї частини хімічного рівняння в іншу, змінюючи її знак на протилежний. Наприклад:

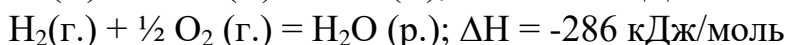
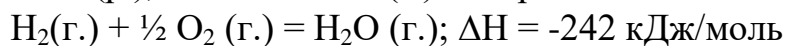


Теплові ефекти хімічних реакцій вимірюють за допомогою спеціальних приладів – калориметрів. Під час роботи беруть певну кількість речовини реагенту, а потім виміряне значення кількості теплоти перераховують на таку

кількість моль речовини, яка відповідає коефіцієнтам у хімічному рівнянні. Наприклад, у надлишку кисню спалили 0,1 моль водню й отримали 28,58 кДж тепла. Водень реагує з киснем за рівнянням: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + Q$. Тобто 2 моль водню взаємодіють з 1 моль кисню, утворюючи 2 моль води. Якщо 0,1 моль водню відповідає 28,58 кДж, то 2 моль – у 20 разів більше (571,6 кДж). У хімічне рівняння горіння водню записують 571,6 кДж замість букви Q: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 571,6 \text{ кДж}$ – термохімічне рівняння.

Щоб забезпечити можливість порівняння теплових ефектів різних реакцій, термохімічні розрахунки слід робити відносно одного моля хімічної сполуки при температурі 25 °С (298,15 К) і тиску 101 кПа (1 атм). Теплові ефекти, визначені за таких умов, називаються *стандартними*.

Згідно із **законом Гесса**: *тепловий ефект реакції залежить від стану вихідних речовин і кінцевих продуктів, але не залежить від проміжних стадій реакції*. Записуючи рівняння реакції, в дужках біля відповідних символів або формул вказують агрегатний стан речовин: твердий (тв.), кристалічний (к.), розчин (роз.), рідина (р.), газоподібний (г.). Наприклад:



I наслідок із закону Гесса.

Тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумою теплот утворення продуктів реакції та сумою теплот утворення вихідних речовин.

$$\Delta H_{\text{реак.}} = \Delta H_{\text{утв.прод.}} - \Delta H_{\text{утв.вих. реч.}}$$

Теплота згоряння ($\Delta H_{\text{зг.}}$) – це теплота, що виділяється при згорянні в O_2 .

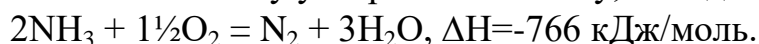
II наслідок із закону Гесса.

Тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумою теплот згоряння вихідних речовин мінус та сумою теплот згоряння продуктів реакції. Теплота утворення простих речовин = 0.

$$\Delta H_{\text{реак.}} = \Delta H_{\text{зг. вих. реч.}} - \Delta H_{\text{зг.прод.}}$$

$\Delta H_{\text{гідратації}} = \Delta H_{\text{р. солі}} - \Delta H_{\text{р. кристалогідрату}}$

Приклад. Визначте теплоту утворення амоніаку, виходячи з реакції:



Теплота утворення $\text{H}_2\text{O}(\text{р.}) = -286,2 \text{ кДж/моль.}$

Рішення:

Теплота утворення O_2 і N_2 як простих речовин = 0. Виходячи з рішення:

$$\Delta H_{\text{реак.}} = \Delta H_{\text{утв.прод.}} - \Delta H_{\text{утв.вих. реч.}}$$

$$-766 = -286,2 \cdot 3 - 2x$$

$$2x = -92,6$$

$$x = -46,3 \text{ кДж/моль}$$

2. Хімічна кінетика

Розділ хімії, що вивчає швидкість протікання різних хімічних реакцій, називається **хімічною кінетикою**.

Хімічна кінетика вивчає *гомогенні реакції*, що протікають в однорідному середовищі (гомогенній системі) та *гетерогенні реакції*, що протікають в неоднорідному середовищі (гетерогенній системі) – між речовинами, що знаходяться в різних фазах (твердій та рідкій, газоподібній та рідкій тощо).

Важливим параметром хімічної кінетики є **швидкість реакції**. Вона відповідає числу елементарних актів взаємодії, що відбуваються за одиницю часу: для гомогенних реакцій – в одиниці об'єму, для гетерогенних реакцій – на одиниці площі поверхні розподілу фаз.

Швидкість реакцій характеризується зміною концентрації будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю часу.

Основні чинники, які впливають на швидкість реакції:

1. *Природа реагуючих речовин*. Наприклад, хлоридна кислота реагує миттєво з аргентум нітратом, але ця сама кислота з речовиною іншої природи, купрум (II) оксидом реагує значно повільніше.

2. *Концентрація реагуючих речовин*. Наприклад, алюміній бурхливо взаємодіє з концентрованою хлоридною кислотою, а з розведеною – повільно.

3. *Температура*.

4. *Ступінь подрібненості реагентів*. Наприклад, суцільний шматок вугілля горить повільно, але якщо його розтерти в порошок, розпилити в повітрі й підпалити, то він згорить за одну мить.

5. *Каталізатори* – це речовини, які прискорюють хімічні реакції. Наприклад, розкладання бертолетової солі під час нагрівання відбувається дуже повільно, але варто додати лише кілька крупинок каталізатора MnO_2 – і реакція відбуватиметься бурхливо.

Речовини можуть взаємодіяти між собою тільки в тому випадку, коли їх молекули (іони) достатньо зблизяться в якійсь точці, тобто зіткнуться, тому швидкість реакції пропорційна кількості зіткнень молекул реагуючих речовин. Кількість таких зіткнень прямо пропорційна загальній кількості молекул, тобто їх концентрації або добутку концентрацій реагуючих речовин. Так, швидкість реакції $A + B = C$, дорівнює $V = k [A][B]$, де $[A]$ і $[B]$ - молярні концентрації вихідних речовин; k – коефіцієнт пропорційності, що називається **константою швидкості реакції** (відповідає швидкості реакції при концентраціях реагуючих речовин, які дорівнюють 1 моль/л).

Швидкість реакції $2A + B = C$ можна записати рівнянням: $V = k[A]^2[B]$, тобто концентрація кожної з вихідних речовин входить у вираз швидкості хімічної реакції в ступені, що дорівнює відповідному коефіцієнту в рівнянні реакції.

Закон діючих мас – швидкість хімічної реакції при сталій температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, які входять у рівняння у ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у відповідному рівнянні реакції.

Закон діючих мас справедливий для ідеальних газових систем і розбавлених розчинів для хімічних реакцій, у рівнянні яких сума стехіометричних коефіцієнтів реагуючих речовин не більше 4-х.

Швидкість хімічних реакцій здебільшого зростає з підвищенням температури. **Правило Вант-Гоффа** (1884 р.) – при підвищенні температури на

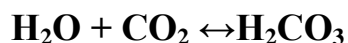
кожні $10^{\circ}C$ швидкість більшості реакцій зростає в 2-4 рази.

$V_{t_2} = V_{t_1} \gamma^{(t_2 - t_1)/10}$ V_1 і V_2 – швидкості реакції відповідно при початковій t_1 і кінцевій t_2 температурах; γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції.

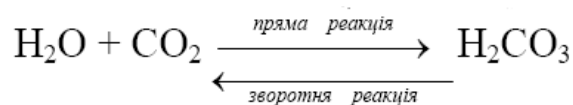
Каталіз – це зміна швидкості хімічної реакції під впливом каталізатора. **Каталізатор** – це речовина, що змінює швидкість хімічної реакції, беручи участь у її проміжних стадіях, але наприкінці реакції вона зберігає свою початкову якість і кількість. Реакції, що відбуваються за допомогою каталізаторів, називаються *каталітичними*, а без них – *некаталітичними*. Наприклад, розкладання бертолетової солі – каталітична реакція, а взаємодія хлоридної кислоти з натрій гідроксидом – некаталітична. Якщо при введенні каталізатора реакція сповільнюється, то його називають *інгібітором*, або *негативним каталізатором*. Інгібітори широко використовуються в пожежній справі при застосуванні вогнегасних порошоків, дія яких ґрунтується на інгібуванні горіння. Каталітичні реакції мають велике значення в природі й житті людини. Дихання, травлення, фотосинтез та інші фізіологічні процеси відбуваються за допомогою біологічних каталізаторів, які називаються *ферментами*.

3. Оборотні та необоротні хімічні реакції

Дуже часто буває так, що речовини, які утворилися під час хімічної реакції, перетворюються в ті, що були на початку. Наприклад, якщо крізь воду пропускати Карбон (IV) оксид, то утворюється карбонатна кислота. Коли припинити пропускати газ, то неважко помітити, як він виділяється з розчину. Відбувається зворотний процес: кислота перетворюється на воду й карбон (IV) оксид.

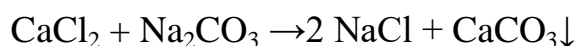
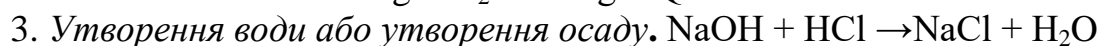
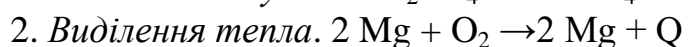
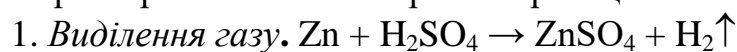


Реакції, що відбуваються у двох взаємопротилежних напрямках, називаються **оборотними**. Ці реакції записуються не двома, а лише одним хімічним рівнянням, у якому позначаються дві стрілки, спрямовані в протилежні сторони. Стрілка, направлена справа, означає пряму реакцію, вліво – зворотну:



Реакції, що відбуваються тільки в одному напрямку й завершуються повним перетворенням усіх молекул вихідних речовин у молекули продуктів реакції, називаються **необоротними**. Наприклад, при нагріванні бертолетової солі всі її молекули без залишку розкладаються з утворенням молекул калій хлориду та кисню: $2 \text{KClO}_3 = 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2 \uparrow$. Реакція утворення бертолетової солі шляхом взаємодії калій хлориду та кисню, неможлива.

Характерні ознаки необоротних реакцій:

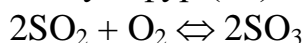


4. Хімічна рівновага

Здається, що чим довше пропускати Карбон (IV) оксид, тим більше кислоти буде утворюватися, але насправді це не так. Зрештою настає час, коли кількість карбонатної кислоти досягає певного значення й далі вже не збільшується. Пояснюється це так: спочатку швидкість прямої реакції є високою, тому кислота накопичується, але поступово швидкість прямої реакції знижується, а зворотної, навпаки, зростає, тому все більше кислоти розкладається. Коли ж швидкість обох реакцій стає однаковою, тоді кислоти утворюється стільки, скільки й розклалося. Стан системи реагуючих речовин, при якому швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими, називається **хімічною рівновагою**. Зовні вона непомітна. Наприклад, коли дивитися на закриту пляшку з газованою водою, то жодних ознак хімічних реакцій не спостерігаються, хоча насправді вони протікають. Це можна порівняти з рибою, яка пливе проти течії у прозорій воді. Коли швидкості води й риби стають однаковими, то здається, що ніякого руху не відбувається.

5. Константа хімічної рівноваги

Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є її константа. Розглянемо це на прикладі взаємодії Сульфур (IV) оксиду з киснем:



Швидкість прямої реакції згідно із законом діючих мас дорівнює: $V_1 = k_1[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]$, швидкість зворотної реакції: $V_2 = k_2 [\text{SO}_3]^2$.

У момент встановлення хімічної рівноваги $V_1=V_2$, тобто:

$$k_1[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2] = k_2 [\text{SO}_3]^2, \text{ або } \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$$

Відношення k_1/k_2 є також сталою величиною, тому останнє рівняння можна записати так:

$$K_p = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$$

Отже, в момент встановлення хімічної рівноваги відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку рівноважних концентрацій вихідних речовин є сталою величиною. Ця величина називається **константою хімічної рівноваги (Kp)**. Чим більша величина **Kp**, тим краще взаємодіють речовини. Повнота протікання процесу залежить від концентрації реагентів. Знаючи величину **Kp**, можна обчислити теоретично можливий вихід продуктів реакції. Величина константи хімічної рівноваги залежить від природи реагуючих речовин, температури й не залежить від тиску (при невисокому його значенні), концентрації реагуючих речовин, продуктів реакції та від наявності чи відсутності домішок. Каталізатор однаковою мірою змінює швидкість як прямої, так і зворотної реакцій та сприяє швидшому досягненню стану рівноваги.

6. Вплив зовнішніх чинників на хімічну рівновагу

Стан хімічної рівноваги залишається незмінним доти, доки не зміняться зовнішні умови (температура, тиск, концентрація). При зміні вказаних умов хімічна рівновага системи порушиться. Це пояснюється тим, що в результаті зміни зовнішніх умов швидкості прямої та зворотної реакцій стають різними; швидкість однієї з двох реакцій є вищою за іншу, що призводить до порушення рівноваги.

Принцип Ле Шательє (1884 р.), або принцип рухомої (динамічної) рівноваги: якщо на систему, що знаходиться в стані рівноваги, чиниться який-небудь зовнішній вплив (змінюється концентрація, температура, тиск), то він сприяє перебігу тієї з двох протилежних реакцій, яка цей вплив послаблює.

Вплив концентрації на стан рівноваги

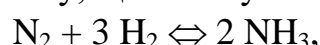
Згідно із принципом Ле Шательє, введення в систему, що перебуває в стані рівноваги, додаткової кількості будь-якої реагуючої речовини, викликає зміщення рівноваги в тому напрямку, в якому її концентрація зменшується. Ось чому додавання в систему однієї з вихідних речовин спричиняє зміщення рівноваги вправо, а додавання продуктів реакції – вліво. При збільшенні концентрації однієї з реагуючих речовин у системі, що знаходилася в рівновазі, рівновага зміщується в бік витрати цієї речовини.

Наприклад, введення додаткової кількості водню в систему $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$, що знаходиться в стані рівноваги, зумовить зростання швидкості прямої реакції, а швидкість зворотної реакції не зміниться, внаслідок чого рівновага порушиться. Зростання швидкості прямої реакції призведе до зменшення концентрації водню та парів йоду, що своєю чергою спричинить уповільнення прямої реакції. В цей самий час концентрація HI збільшуватиметься, що сприятиме прискоренню зворотної реакції. Через деякий час знову встановиться хімічна рівновага – швидкості прямої та зворотної реакцій стануть однаковими, при цьому концентрація HI буде вищою, а концентрація I_2 – нижчою, ніж до того моменту, як додали H_2 .

Вплив тиску на стан рівноваги

У газових системах на стан хімічної рівноваги впливає тиск, оскільки зі збільшенням тиску зростає концентрація газових компонентів. Реакції, що супроводжуються зменшенням об'єму, легше проходять при підвищеному тиску. Згідно із принципом Ле Шательє підвищення тиску зумовлює зміщення хімічної рівноваги в напрямку процесу, який супроводжується зменшенням об'єму, а зниження тиску – зміщення рівноваги у протилежний бік. Напрямок зміщення рівноваги позначається знаком ΔV . При обчисленні ΔV можна знехтувати об'ємом, окрім газів.

Для реакції утворення амоніаку, що записується рівнянням:



У стані рівноваги швидкості прямої (V_1) та зворотної (V_2) реакцій становитимуть:

$$\begin{aligned} V_1 &= k_1 [\text{N}_2][\text{H}_2]^3, \\ V_2 &= k_2 [\text{NH}_3]^2. \end{aligned}$$

Підвищення тиску вдвічі (при сталій температурі) призведе до зменшення об'ємів удвічі, що зумовить збільшення концентрацій реагуючих речовин так само вдвічі. У перший момент після підвищення тиску концентрації газів у системі матимуть значення: $2 [H_2]$, $2 [N_2]$; $2 [NH_3]$, а швидкості прямої (V_1) та зворотної (V_2) реакцій становитимуть:

$$V'_1 = k_1 2 [N_2] (2 [H_2])^3 = 16 k_1 [N_2] [H_2]^3 = 16 V_1;$$
$$V'_2 = k_2 (2 [NH_3])^2 = 4 k_2 [NH_3]^2 = 4 V_2.$$

Вплив температури на стан рівноваги

Напрямок зміщення рівноваги внаслідок зміни температури визначається знаком теплового ефекту, ступінь зміщення рівноваги – абсолютною величиною теплового ефекту. Чим більше ΔH , тим більш значимим є вплив температури, і навпаки, якщо величина ΔH близька до нуля, то зміна температури практично не впливає на стан рівноваги. Наприклад, рівновага реакції розкладу кальцій карбонату: $CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2 - 178 \text{ кДж}$ при підвищенні температури зміщується вправо ($\Delta H = 178 \text{ кДж/моль}$), а рівновага реакції розкладу Нітроген (II) оксиду: $2 NO \rightleftharpoons N_2 + O_2 + 181 \text{ кДж}$, зміщується вліво ($\Delta H = -181 \text{ кДж/моль}$).

Значення принципу Ле Шательє у хімії надзвичайно велике, оскільки він дає можливість передбачити напрямок реакції за різних умов, і, отже, керувати протіканням реакцій.

Розглянемо приклади розв'язання задач на застосування принципу Ле Шательє.

Задача 1. У який бік зміститься хімічна рівновага в системі $H_2O + CO_2 = H_2CO_3$, якщо збільшувати концентрацію CO_2 ?

Розв'язання.

Збільшення концентрації CO_2 , сприятиме перебігу тієї реакції, яка зменшує концентрацію CO_2 . Під час прямої реакції CO_2 перетворюється в кислоту, тобто його кількість зменшується, а отже, зменшується і концентрація. Тобто хімічна рівновага зміститься в бік прямої реакції.

Задача 2. У який бік зміститься хімічна рівновага в системі $N_2 (г) + 3H_2 (г) = 2NH_3 (г)$, якщо зменшувати тиск?

Розв'язання.

Зменшення тиску сприятиме перебігу тієї реакції, яка обумовлює збільшення тиску. Під час прямої реакції із 4 моль газів утворюється 2 моль, тобто тиск зменшується. Під час зворотної реакції з 2 моль газів утворюється 4 моль, тобто тиск збільшується. Отже, хімічна рівновага зміститься в бік зворотної реакції.

Питання та завдання для самоконтролю

1. Назвіть основні термодинамічні параметри.
2. Поясніть, у чому полягає сутність екзо- та ендотермічних реакцій. Наведіть приклади таких реакцій.
3. Які чинники впливають на швидкість хімічної реакції? Складіть схему.
4. Сформулюйте принцип Ле Шательє.
5. Які чинники впливають на зміщення хімічної рівноваги? Складіть схему.

Література: 5, 7, 15, 16.

ТЕМА 4. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Мета: засвоїти основні поняття, оволодіти навиками визначення ступеню окиснення елементів, навчитися пояснювати вплив різних факторів на перебіг окисно-відновних реакцій.

План

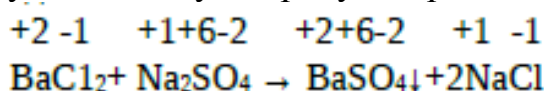
1. Окисно-відновні реакції. Ступінь окиснення.
2. Найважливіші окисники й відновники.
3. Класифікація реакцій окиснення – відновлення.
4. План підбору коефіцієнтів іонно-електронним методом.

Ключові терміни та поняття: ступінь окиснення, окисно-відновні реакції, відновник, окисник, реакція окиснення, реакція відновлення.

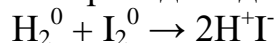
1. Окисно-відновні реакції. Ступінь окиснення

Усі хімічні реакції можна розподілити на 2 типи:

1. Реакції, що протікають без зміни ступенів окиснення атомів, які входять до складу реагуючих сполук і продуктів реакції.



2. Реакції, які відбуваються зі зміною ступенів окиснення окремих атомів або іонів реагуючих сполук. Такі реакції називаються **окисно-відновними**. Зміна ступеня окиснення атомів елементів пов'язана з тим, що валентні електрони від одних атомів або іонів переходять до інших або зміщуються.



Ступенем окиснення елемента в речовині називається його стехіометрична валентність, взята зі знаком плюс або мінус відповідно до загальноприйнятого розподілу елементів на електропозитивні (знак «+») і електронегативні (знак «-»). Часто ступінь окиснення не співпадає з кількістю зв'язків, утворених атомом, тобто не відповідає валентності даного елемента й може виражатися дробовим числом. Наприклад, Fe_2O_3 – ступінь окиснення заліза +3, у молекулі Fe_3O_4 – $+2\frac{2}{3}$.

Визначення ступеня окиснення елемента

У молекулі алгебраїчна сума ступенів окиснення дорівнює нулю. Ступінь окиснення Гідрогену завжди дорівнює (+1), Оксигену (-2); виключення – H_2O_2 .

Приклад. Визначення ступеня окиснення Сульфуру в сполуці H_2SO_4 . Складемо рівняння: $+1 \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0$; $x - 6 = 0$; $x = +6$, тобто ступінь окиснення Сульфуру в молекулі H_2SO_4 дорівнює +6.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій треба пам'ятати:

1. Ступінь окиснення атомів у простій речовині дорівнює нулю.
2. Гідроген у переважній більшості сполук має ступінь окиснення +1, але в сполуках з металами (в гідридах) він дорівнює -1.

3. Оксиген в більшості сполук має ступінь окиснення -2 , але в пероксидах його ступінь окиснення дорівнює -1 .

4. Фтор у всіх сполуках має ступінь окиснення -1 .

5. Метали в сполуках мають ступінь окиснення «+», при чому лужні метали завжди $+1$, метали другої групи (крім Гідраргіуму) завжди $+2$, алюміній $+3$.

6. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у молекулі або формульній одиниці речовини дорівнює нулю, а в іоні – заряду іона.

Якщо атом віддає електрони, кількість протонів переважає кількість електронів, і атом стає позитивно зарядженим іоном: $\text{Na}^0 - 1e \rightarrow \text{Na}^+$.

Атом, який віддає електрони (ступінь окиснення зростає) називається *відновником*. Процес віддачі електронів зі зростанням ступеня окиснення називається *процесом окиснення*.

Атом, який приймає електрони, заряджається негативно, оскільки електронів стає більше, ніж протонів: $\text{Cl}_2^0 + 2e \rightarrow 2\text{Cl}^-$.

Атом (або молекула), який приймає електрони (ступінь окиснення зменшується) називається *окисником*. Процес приєднання електронів із зменшенням ступеня окиснення називається *процесом відновлення*.

Обидва процеси протікають одночасно – окисник відновлюється, а відновник окиснюється. Кількість електронів, які віддає відновник, дорівнює кількості електронів, які приймає окисник. Відбувається лише перерозподіл електронів.

2. Найважливіші окисники та відновники

Окисниками можуть бути сполуки з вищими ступенями окиснення, а відновниками сполуки з нижчими ступенями окиснення, властивими даному елементу.

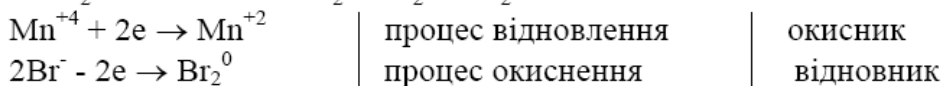
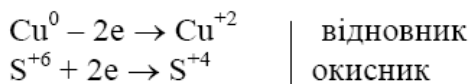
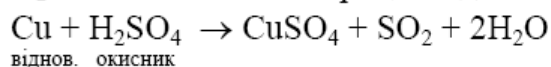
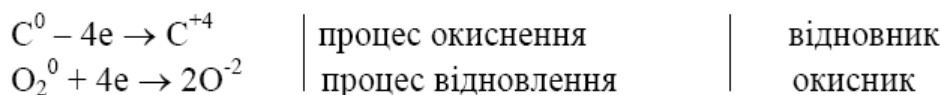
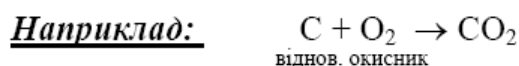
Найважливішими відновниками є метали. Якщо метал може виявляти декілька ступенів окиснення, то відновниками є ті його сполуки, в яких цей метал виявляє найнижчий ступінь окиснення (це сполуки Феруму (II), Плюмбуму (II), Хрому (II), Купруму (I)). Неметали виявляють і позитивний, і негативний ступінь окиснення. Сполуки, в яких містяться неметали з вищими позитивними ступенями окиснення, можуть бути окисниками, а сполуки, в яких неметал виявляє негативний ступінь окиснення – відновниками. До сильних окисників належать неметали VI та VII груп періодичної системи у верхній частині. Роль окисника виконують також кислоти. Найбільше практичне значення мають сульфатна, хлороводнева та нітратна кислоти.

3. Класифікація реакцій окиснення – відновлення

Усі окисно-відновні реакції розподіляються на 3 групи.

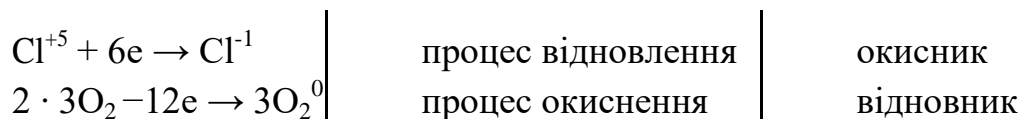
1) **Реакції міжатомного й міжмолекулярного окиснення-відновлення.**

Це реакції, в яких окисник і відновник являють собою різні сполуки.



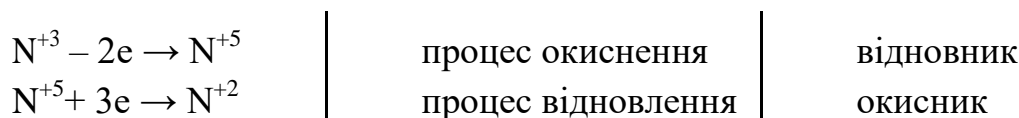
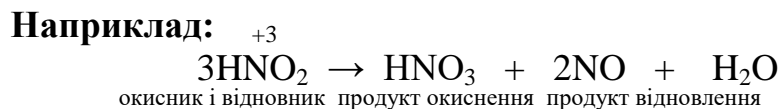
2) Реакції внутрішньомолекулярного окиснення – відновлення.

Окисник і відновник входять до складу однієї й тієї ж складної речовини:



3) Реакції самоокиснення – самовідновлення.

Це реакції, в яких окисником і відновником є атоми одного і того ж елемента, який має однаковий (обов'язково проміжний) ступінь окиснення. При цьому утворюються нові сполуки, в яких атоми цього елемента мають різний ступінь окиснення:



4. План підбору коефіцієнтів іонно-електронним методом

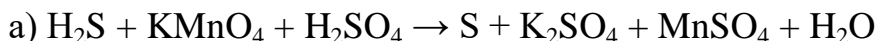
Існує кілька способів складання рівнянь реакцій окиснення-відновлення. Розглянемо *електронно-іонний метод*, або *метод напівреакцій*.

При застосуванні цього методу коефіцієнти визначаються за допомогою електронно-іонних рівнянь. Вони відрізняються від електронних рівнянь тим, що в них записуються іони, які дійсно наявні в розчині.

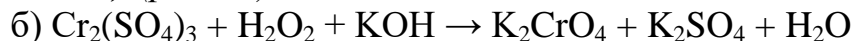
План підбору коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях електронно-іонним методом:

1. Записуємо молекулярне рівняння реакції.
2. Визначаємо елементи, в яких змінився ступінь окиснення.
3. Записуємо рівняння в повному іонному вигляді.
4. Визначаємо, які іони входять елементи, що змінили ступінь окиснення.
5. Визначаємо середовище розчину, в якому проходить окисно-відновна реакція.

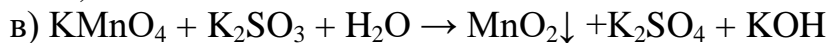
Наприклад:



оскільки в реакції бере участь сульфатна кислота, то вона протікає в кислому середовищі ($\text{pH} < 7$)



оскільки в реакції бере участь луг, то реакція відбувається в лужному середовищі ($\text{pH} > 7$)



оскільки в реакції бере участь вода, то ця реакція відбувається в нейтральному середовищі ($\text{pH} = 7$)

6. Залежно від середовища визначаємо допоміжні іони:



7. Складаємо електронно-іонне рівняння.

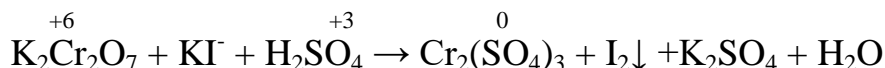
8. Визначаємо кількість електронів, які було прийнято та віддано.

9. Визначаємо процеси окиснення та відновлення.

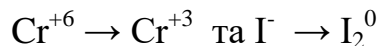
10. Складаємо сумарне іонне рівняння.

11. Переносимо знайдені коефіцієнти в молекулярне рівняння.

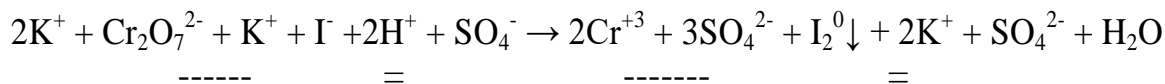
Приклад 1.



Ступінь окиснення змінили такі елементи:

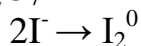
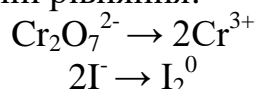


Запишемо це рівняння в молекулярному вигляді:



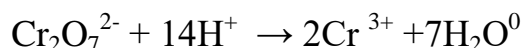
Реакція відбувається в кислому середовищі, і тому допоміжними іонами будуть H^+ та молекула H_2O^0 .

Складаємо електронно-іонні рівняння:

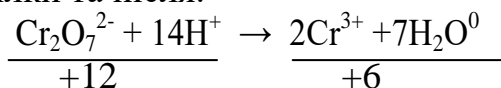


Кількість атомів усіх елементів в іонах має бути однаковою. В першій напівреакції іон $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ містить два атоми Хрому та 7 атомів Оксигену. Щоб зрівняти кількість атомів Хрому, перед іоном Cr^{3+} ставимо коефіцієнт 2. Оксиген можна додати в кислому середовищі за допомогою води. Оскільки іон $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ містить 7 атомів Оксигену, а одна молекула води – 1 атом Оксигену, то воду додаємо в кількості 7 молекул: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}^0$.

Кількість Хрому й Оксигену ми зрівняли, але з молекулами води разом з Оксигеном ми автоматично додали 14 атомів Гідрогену, якого не було до реакції біля іона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Реакція відбувається в кислому середовищі, тому додамо атоми Гідрогену, яких не вистачає, за допомогою іонів H^+ :



Після того, як кількість атомів в напівреакції зрівняно, рахуємо сумарний ступінь окиснення до стрілки та після:

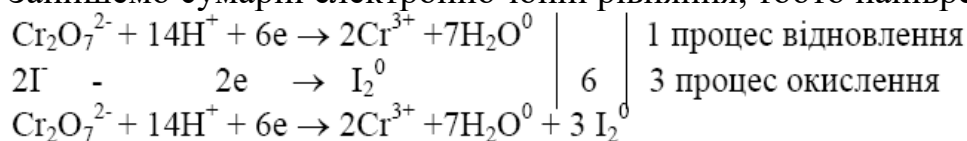


Ступінь окиснення до реакції дорівнює +12, а після реакції +6, тобто відбувся процес відновлення, іон $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ прийняв 6e: записуємо це в першу напівреакцію: а) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}^0$

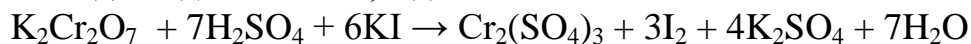
Складаємо другу напівреакцію: $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2^0$

Після зрівняння атомів Йоду до та після реакції, вказуємо кількість відданих електронів: б) $2\text{I}^- - 2e \rightarrow \text{I}_2^0$

Запишемо сумарні електронно-іонні рівняння, тобто напівреакції а) і б):



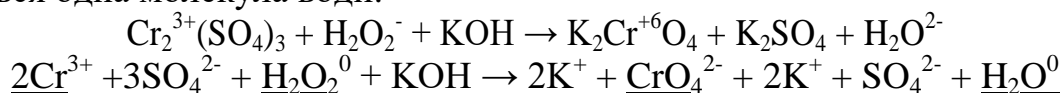
Щоб перейти від цього рівняння до молекулярного, потрібно до кожного аніона дописати відповідний катіон, а до кожного катіона – аніон:



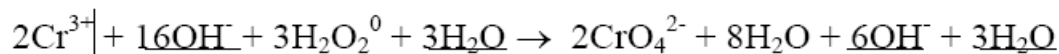
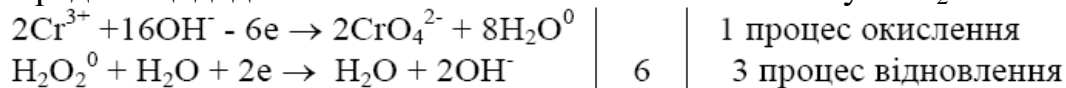
Виведемо правило: в кислому середовищі кожен атом Оксигену, який є в надлишку зліва, зв'язується двома іонами H^+ , і при цьому в правій частині рівняння утворюється одна молекула H_2O ; на кожен атом Оксигену, якого не вистачає зліва, витрачається одна молекула води, а в правій частині рівняння утворюються два іони H^+ .

Приклад 2.

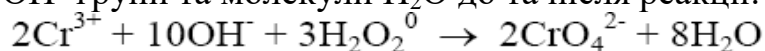
Підберемо коефіцієнти в окисно-відновній реакції, яка відбувається в лужному середовищі. В лужному середовищі на кожен атом Оксигену, який є в надлишку зліва, витрачається одна молекула води, і при цьому в правій частині рівняння утворюються два іони OH^- , на кожен атом Оксигену, якого не вистачає зліва, витрачаються два іони OH^- , і при цьому в правій частині утворюється одна молекула води.



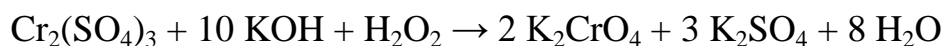
Відповідно до плану складаємо напівреакції, враховуючи той факт, що в лужному середовищі додатковими іонами є іони OH^- та молекули H_2O .



Скорочуємо OH^- -групи та молекули H_2O до та після реакції:



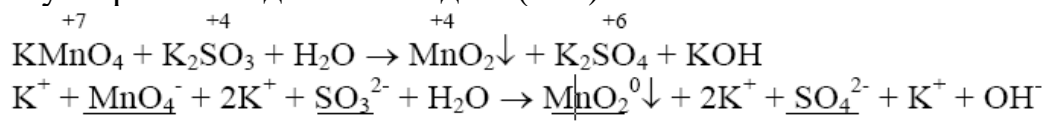
Додавши до кожного аніона відповідний катіон, а до кожного катіона відповідний аніон, отримаємо молекулярне рівняння:



Приклад 3.

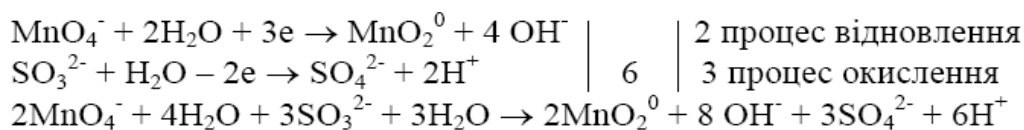
Розглянемо окисно-відновну реакцію, яка відбувається в нейтральному середовищі.

У нейтральному середовищі на кожен атом Оксигену, який є в надлишку зліва, витрачається одна молекула води, і при цьому в правій частині рівняння утворюються два гідроксид-іони (2OH^-); на кожен атом Оксигену, якого не вистачає зліва, витрачається також одна молекула води, але при цьому в правій частині утворюються два іони водню (2H^+).

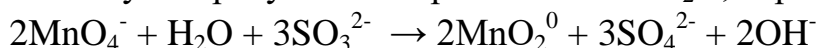


Виходячи з того, що середовище нейтральне, допоміжними іонами будуть іони H^+ , OH^- і молекули H_2O .

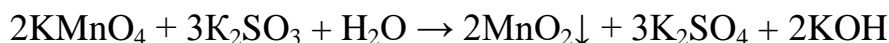
Складаємо рівняння напівреакцій і записуємо сумарне рівняння:



Скоротивши ліву та праву частини рівняння на $6\text{H}_2\text{O}$, отримаємо:



Запишемо молекулярне рівняння реакції:



Значення окисно-відновних реакцій.

Окисно-відновні реакції відіграють значну роль у природі й техніці. Прикладами складних окисно-відновних процесів в організмах тварин і рослин є фотосинтез та метаболізм, в результаті яких виділяється необхідна для життєдіяльності енергія. Такі реакції можна спостерігати при згорянні різних видів палива, у процесах корозії металів при електролізі. Вони лежать в основі металургійних процесів і кругообігу елементів у природі. Їх широко застосовують у промисловості при отриманні багатьох цінних речовин: амоніаку, лугів, солей, нітратної, сульфатної та нітратної кислот. Завдяки окисно-відновним реакціям відбувається перетворення хімічної енергії в електричну в гальванічних елементах та акумуляторах. Окисно-відновні реакції застосовуються в харчовій промисловості, особливо при титриметричному визначенні якості харчової сировини і продуктів. Окрім того, ці реакції лежать в основі природоохоронних заходів.

Питання та завдання для самоконтролю

1. Які процеси – окиснення чи відновлення мають місце у наведених схемах: а) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$; б) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$; в) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}$?
2. Проставте ступені окиснення елемента у сполуках: H_2SO_4 , Na_2S , SO_2 , Cr , CrCl_3 , CrO_3 .
3. Наведіть класифікацію окисно-відновних реакцій.
4. Наведіть приклади окисно-відновних реакцій у природі.
5. Поясніть відмінність між окисником і відновником.

Література: 5, 7, 15, 16.

ТЕМА 5. РОЗЧИНИ. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

Мета: ознайомитися із загальною характеристикою та властивостями розчинів, їх типами, способами вираження концентрації розчинів; розглянути зміст теорії електролітичної дисоціації; засвоїти поняття «ступінь дисоціації» та «константа дисоціації».

План

1. Розчини.
2. Способи вираження концентрації розчинів.
3. Теорія електролітичної дисоціації. Дисоціація основ, кислот і солей.
4. Ступінь і константа дисоціації. Сильні та слабкі електроліти.

Ключові терміни та поняття: розчини, розчинник, теорія електролітичної дисоціації, електроліти, гідрати, концентрація розчину.

1. Розчини

Розчини – гомогенна (однорідна) система, що містить розчинену речовину, розчинник і продукти їх взаємодії. *Розчинник* – компонент розчину, який знаходиться в тому самому агрегатному стані, що й розчин. Якщо всі складові розчину знаходяться в однаковому агрегатному стані, то розчинником вважається речовина, масова частка якої в розчині найбільша. Воду традиційно вважають розчинником навіть тоді, коли її масова частка в розчині значно менша від масової частки розчиненої речовини.

За *розчинністю* у воді всі речовини поділяються на добре розчинні, малорозчинні та практично нерозчинні. Ступенем розчинності речовини за даних умов є вміст речовини в насиченому розчині.

Насиченим називається розчин, в якому речовина за даних умов більше не розчиняється. Цей розчин знаходиться в рівновазі з розчиненою речовиною.

Перенасичений розчин містить більше розчиненої речовини, ніж потрібно її для насичення за певної температури.

Ненасиченим називається розчин, в якому речовина ще може розчинятися, оскільки він містить речовини менше, ніж це визначено її розчинністю.

Розчинність речовини в даному розчиннику – це здатність речовини розчинятися у даному розчиннику за певних умов. *Розчинність* – концентрація (масова або молярна) насиченого розчину; визначається відношенням маси розчиненої речовини до об'єму розчину (одиниці вимірювання – г/л) або відношенням кількості розчиненої речовини до об'єму розчину (моль/л).

Досить часто розчинність (коефіцієнт розчинності) твердих і рідких речовин визначається максимальною масою речовини, яка за певних умов (температури, тиску) може розчинитися в розчиннику масою 100 г. Вона позначається літерою *S*.

Розчинність газів визначають об'ємом газу, який за певних умов може розчинитися в даному розчиннику об'ємом 1 л. Розчинність залежить від природи речовини, температури й тиску. Розчинність газів у воді з підвищенням температури знижується, а зі зниженням температури та збільшенням тиску зростає.

Розчинність твердих речовин практично не залежить від тиску, оскільки під час розчинення не відбувається суттєвої зміни об'єму системи. З підвищенням температури, як правило, розчинність зростає.

Розчинність рідин у рідині зазвичай зростає з підвищенням температури та практично не залежить від тиску. Багато рідин необмежено змішуються одна з одною (вода – етанол).

Розчинення – складне фізико-хімічне явище, під час якого залежно від природи речовини може домінувати або фізичний, або хімічний процес.

Процес взаємодії між молекулами розчинника та структурними частинками розчиненої речовини називається *сольватацією*, а продукти їх взаємодії – *сольватами*.

Якщо розчинником є вода, то процес взаємодії називається *гідратацією*, а продукти взаємодії – *гідратами*.

Часто сольвати (гідрати) настільки міцні, що їх можна виділити з розчину в кристалічному стані.

Кристали, що містять зв'язану кристалізаційну воду, називаються *кристалогідратами*.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ – мідний купорос (купрум (II) сульфат пентагідрат)

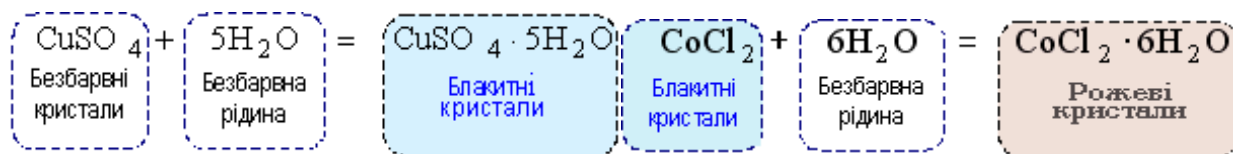
$\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ – залізний купорос (ферум (II) сульфат гептагідрат)

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ – глауберова сіль (натрій сульфат декагідрат)

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ – кристалічна сода (натрій карбонат декагідрат)

Розчини багатьох речовин проводять електричний струм у той час, як чисті компоненти, взяті окремо, є діелектриками.

Деякі розчини мають колір, який відрізняється від кольору їх компонентів:



Ці факти, а також виділення чи поглинання теплоти під час розчинення засвідчують, що в процесі розчинення змінюються властивості компонентів розчину, розриваються одні й утворюються інші хімічні зв'язки. Розчин не можна вважати ні сумішшю компонентів, ні індивідуальною сполукою.

Гідратна теорія розчинів Д.І. Менделєєва

1) При розчиненні солей, кислот і основ у воді відбувається дисоціація цих речовин з утворенням електрично заряджених частинок – катіонів і аніонів.

2) Електрична провідність водних розчинів солей, кислот і основ пропорційна загальній концентрації іонів у розчині.

2. Способи вираження концентрації розчинів

Склад розчину можна виразити як часткою розчиненої речовини (масовою, об'ємною, молярною), так і концентрацією.

Масова частка розчиненої речовини W – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину. Масова частка W як відношення однотипних величин (маси до маси) не має своєї одиниці вимірювання, вона виражається у частках одиниці або в %.

$$W_{(\text{роз-ї реч.})} = \frac{m_{(\text{роз-ї реч.})}}{m_{(\text{розчину})}}$$

Приклад 1. У воді масою 450 г розчинили натрій нітрат масою 50 г. Визначити масову частку натрій нітрату в добутому розчині.

$$m_{(\text{розчину})} = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{NaNO}_3) = 450\text{г} + 50\text{г} = 500\text{г}$$

$$w(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{m_{(\text{розчину})}} = \frac{50\text{г}}{500\text{г}} = 0,1, \text{ або } 10\%$$

Молярна концентрація розчиненої речовини C – відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину; показує вміст кількості речовини ν в розчині об'ємом 1 л. Одиниця вимірювання – моль/л.

$$C = \frac{\nu_{\text{р.р.}}}{V_{\text{р-ну}}}$$

C – молярна концентрація розчину [моль/л] або [М];

$\nu_{\text{р.р.}}$ – кількість розчиненої речовини [моль];

$V_{\text{р-ну}}$ – об'єм розчину [л].

Приклад 2. Обчислити молярну концентрацію калій карбонату, якщо під час розчинення його масою 69 г утворився розчин об'ємом 250 мл.

$$M(\text{K}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot 39 + 12 + 3 \cdot 16 = 138 \text{ г/моль}$$

$$\nu(\text{A}) = \frac{m(\text{A})}{M(\text{A})}$$

$$c(\text{A}) = \frac{\nu(\text{A})}{V_{(\text{розчину})}}$$

$$\nu(\text{K}_2\text{CO}_3) = m(\text{K}_2\text{CO}_3) : M(\text{K}_2\text{CO}_3) = 69 \text{ г} : 138 \text{ г/моль} = 0,5 \text{ моль}$$

$$c(\text{K}_2\text{CO}_3) = \nu(\text{K}_2\text{CO}_3) : V_{(\text{розчину})} = 0,5 \text{ моль} : 0,25 \text{ л} = 2 \text{ моль/л}$$

Вираження концентрації розчину в грам-еквівалентах розчинної речовини, що міститься в 1 л розчину, часто називають *еквівалентним (або нормальним)*.

Грам-еквівалент речовини – кількість грам (маса) речовини, що чисельно дорівнює його еквіваленту. Для складних речовин – це кількість речовини, що безпосередньо чи опосередковано прореагувала б з 1 г водню чи 8 г кисню при хімічних перетвореннях.

Молярна концентрація еквівалентів (нормальність) розчину:

$$N = \frac{\nu_e}{V_{\text{р-ну}}}$$

$$c_e = \frac{\nu_e}{V_{\text{р-ну}}}$$

або c_e – молярна концентрація еквівалентів розчину [моль-екв/л]; N – нормальність розчину [Н]; ν_e – кількість еквівалентів розчиненої речовини [моль-екв]; $V_{\text{р-ну}}$ – об'єм розчину [л].

3. Теорія електролітичної дисоціації. Дисоціація основ, кислот і солей

Електроліти – речовини, які у водних розчинах або розплавах існують у вигляді іонів, що зумовлює проходження електричного струму (іонну провідність). До електролітів належать речовини з іонним і ковалентним полярним типами зв'язку.

Неелектроліти – речовини, водні розчини яких або розплави не проводять електричний струм. Це глюкоза $C_6H_{12}O_6$, етиловий спирт C_2H_5OH , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} , діетиловий спирт $C_2H_5-O-C_2H_5$, ацетон $CH_3C(O)CH_3$.

Електролітична дисоціація – розпад речовин на іони у водних розчинах або розплавах.

Сучасний зміст теорії дисоціації можна звести до трьох положень:

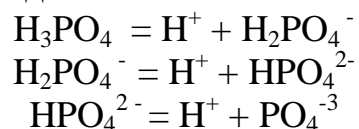
1. Електроліти під час розчинення у воді розпадаються (дисоціюють) на іони – позитивні й негативні.

Іони знаходяться у більш стійких електронних станах, ніж атоми. Вони можуть складатися з одного атома – прості іони (Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+}) або з кількох атомів – складні іони (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}).

2. Під дією електричного струму іони набувають напрямленого руху: позитивно заряджені іони переміщуються до катода, негативно заряджені – до анода. Тому перші називаються *катіонами*, а другі – *аніонами*.

3. Дисоціація – оборотний процес: паралельно з розщепленням молекул на іони (*дисоціація*) відбувається процес сполучення іонів (*асоціація*).

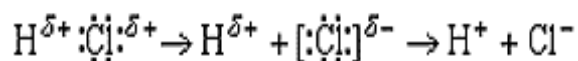
Механізм електролітичної дисоціації залежить від виду хімічного зв'язку. Ступінчастість дисоціації полягає в тому, що багатоосновні кислоти й багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто, іони водню відщеплюються від молекул не одночасно, а послідовно:



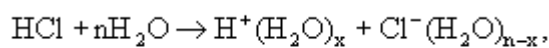
При розчиненні електролітів у воді диполі води (полярного розчинника) за рахунок орієнтаційної диполь-дипольної або іон-дипольної взаємодії притягуються до полярних молекул або іонів речовини, що розчиняється. Таким чином, *першою стадією* дисоціації завжди є *гідратація (сольватація)*. У речовинах з полярними молекулами, наприклад у хлороводні HCl , під дією молекул розчинника відбувається сильне зміщення зв'язуючих електронів і зв'язок $H-Cl$ стає іонним. Цю *другу стадію* дисоціації називають *поляризацією молекул* речовини, що розчиняється. *Третьою стадією* є саме *дисоціація*, тобто руйнування поляризованої молекули й утворення гідратованих іонів.

Для речовин з ковалентним полярним зв'язком:

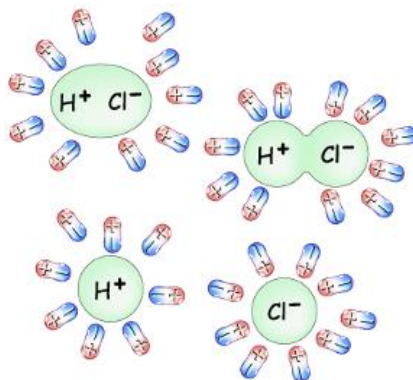
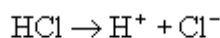
1. Поляризація зв'язку під впливом молекул води, внаслідок чого відбувається «іонізація», тобто перетворення ковалентного зв'язку в іонний і розпад молекул HCl на іони H^+ і Cl^-



2. Гідратація – взаємодія утворених іонів з молекулами води, внаслідок чого утворюються гідратовані іони:



або



Дисоціація – оборотний процес. Як правило, він не відбувається до кінця, а в системі встановлюється динамічна рівновага, тобто такий стан, при якому швидкість дисоціації дорівнює швидкості зворотного процесу – утворення вихідних молекул. Тому в рівняннях дисоціації замість знака « \rightleftharpoons » ставлять знак оборотності.

Дисоціація основ, кислот і солей.

Електролітичну дисоціацію виражають рівняннями, як і будь-які інші хімічні реакції. Записуючи ці рівняння, звичайно не зазначають формул молекул води, які приєднуються до іонів, бо в хімічних реакціях електролітів вони не беруть участі.

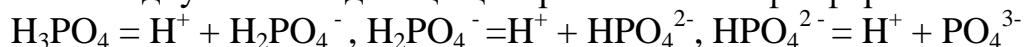
Рівняння дисоціації кислот записуються так:



Розглянемо дисоціацію сульфатної кислоти як багатоосновної детальніше.

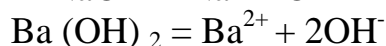


Аналогічно відбувається і дисоціація трьохосновної фосфорної кислоти.

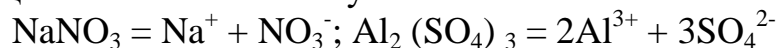


Кислоти дисоціюють на іони водню та іони кислотного залишку. Дисоціація кислот за першим ступенем відбувається значно сильніше, ніж за другим. Це пов'язано з тим, що позитивно заряджений іон H^+ відщеплюється від нейтральної молекули кислоти легше, ніж від негативно заряджених іонів.

Дисоціація лугів і солей відбувається в одну стадію. Внаслідок їх дисоціації утворюється іон металу й гідроксид-іон.



Солі дисоціюють на іони металу та іони кислотного залишку.



Загальна сума зарядів позитивно заряджених іонів, що утворюються в результаті дисоціації, завжди дорівнює загальній сумі зарядів негативно заряджених іонів.

4. Ступінь і константа дисоціації. Сильні та слабкі електроліти

Для кількісної характеристики електролітичної дисоціації використовують поняття «ступінь дисоціації». *Ступінь дисоціації* (α) – відношення числа молекул n , що розпалися на іони, до загального числа молекул розчиненої речовини N .

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100 \%$$

α – ступінь дисоціації [%];

n – кількість дисоційованих частинок;

N – вихідне число частинок.

Ступінь дисоціації залежить від концентрації електроліту й температури. З теорії електролітичної дисоціації випливає, що чим менша концентрація електроліту в розчині, тим більший ступінь дисоціації. При безкінечному розбавлянні розчину ступінь дисоціації наближається до 1 (100 %).

Константа дисоціації (K) кількісно характеризує дисоціацію як рівноважний оборотний процес.

Для реакції $cA_a B_b \rightleftharpoons aA^{b+} + bB^{a-}$

$$K = \frac{[A^{b+}]^a [B^{a-}]^b}{[A_a B_b]^c}$$

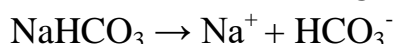
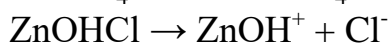
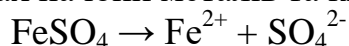
K – константа дисоціації [моль^{a+b-c}/л^{a+b-c}];
 $[A^{b+}]$ – активна концентрація катіонів A^{b+} [моль/л];
 $[B^{a-}]$ – активна концентрація аніонів B^{a-} [моль/л];
 $[A_a B_b]$ – активна концентрація недисоційованої речовини

$A_a B_b$ [моль/л]; a, b, c – стехіометричні коефіцієнти.

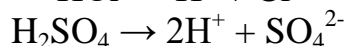
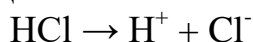
На відміну від ступеня дисоціації її константа залежить тільки від природи електроліту й температури, але не залежить від концентрації розчину.

Сумарна константа дисоціації: $K_{\text{сум}} = K_1 K_2 K_3$. При цьому $K_1 > K_2 > K_3$.

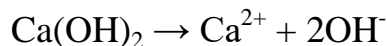
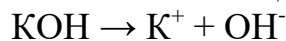
Залежно від ступеня електролітичної дисоціації всі електроліти поділяються на сильні та слабкі. Такий поділ є умовним, оскільки ступінь дисоціації залежить від температури розчину й концентрації електроліту, внаслідок чого може змінюватися в досить широких межах. Чим більша константа дисоціації K , тим сильніший електроліт. *Сильні електроліти* ($\alpha \geq 1$) під час розчинення у воді майже повністю дисоціюють на іони, тому в рівняннях дисоціації ставиться g . До сильних електролітів належать усі розчинні солі (наприклад, $ZnSO_4$, $NaCl$, $Ca(NO_3)_2$, K_3PO_4 , $CuOHCl$, $NaHCO_3$ та ін.). Усі солі дисоціюють у водних розчинах на іони металів та кислотні залишки:



Сильні електроліти – кислоти: HCl (HBr , HI), HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$. Вони дисоціюють на катіони водню та аніони кислотного залишку:



Сильні електроліти – розчинні гідроксиди – луги: $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$. Вони дисоціюють на катіони металів і гідроксильні групи OH^- :

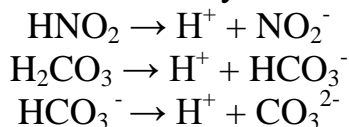


Чим більша константа дисоціації K , тим сильніший електроліт.

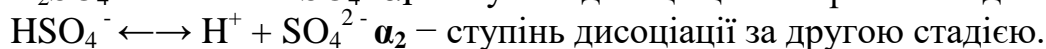
Слабкі електроліти ($\alpha \leq 1$) під час розчинення у воді лише частково (неповністю) дисоціюють на іони. Їх дисоціація є оборотним процесом, тому в рівняннях дисоціації ставиться знак D .

Сьогодні слабкими вважаються всі електроліти, у розчинах яких є хоча б невелика кількість недисоційованих молекул.

Кислоти: HNO_2 , H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S , HF , HClO , H_3PO_4 , H_2SiO_3 , – належать до слабких електролітів і дисоціюють поступово й оборотно:



Багатоосновні кислоти дисоціюють у кілька стадій. Кожну стадію можна охарактеризувати відповідним ступенем дисоціації:



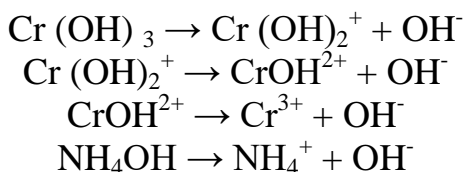
Кислота дисоціює за першою стадією сильніше, ніж за другою: $\alpha_1 > \alpha_2$.

Це зумовлено двома причинами:

– іону H^+ легше відокремитися від електронейтральної частинки – молекули H_2SO_4 (перша стадія дисоціації), ніж від протилежно зарядженої частинки – іона HSO_4^- (друга стадія);

– двозарядний іон SO_4^{2-} більш міцно сполучається з катіоном H^+ (це зумовлює зменшення ступеня дисоціації за другою стадією), ніж однозарядний іон HSO_4^- .

Слабкі гідроксиди – це нерозчинні основи: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, – і амфотерні: $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, вони також дисоціюють поступово й оборотно. Наприклад:



NH_4OH – це розчинна речовина, що належить до слабких електролітів.

Питання та завдання для самоконтролю

1. Напишіть схеми електролітичної дисоціації алюміній сульфату, кальцій гідросульфату, нітрат гідроксоцинку.
2. Що таке константа дисоціації? Від яких чинників вона залежить?
3. Поясніть взаємозв'язок між ступенем дисоціації та константою дисоціації.
4. Які гідроксиди називаються амфотерними? Напишіть приклади рівнянь їх дисоціації в кислому й лужному середовищах.
5. Яку роль відіграє розчинник у процесі електролітичної дисоціації? Які речовини називаються електролітами, неелектролітами?

Література: 5, 7, 16.

ТЕМА 6. ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ І НЕМЕТАЛІВ

Мета: засвоїти основні властивості металів і неметалів у різних ступенях окиснення; ознайомитися з теоретичними основами ряду напруг; усвідомити сутність корозії.

План

1. Загальні властивості металів.
2. Електрохімічний ряд напруг металів.
3. Корозія металів. Методи захисту від корозії.
4. Загальна характеристика неметалів.

Ключові терміни та поняття: метали, неметали, ряд напруг, корозія.

1. Загальні властивості металів

До металів переважно належать елементи, на зовнішньому енергетичному рівні яких міститься один, два або три електрони: всі s-елементи, за винятком водню та гелію; всі d- і f-елементи (на зовнішньому енергетичному рівні вони мають два чи один валентний електрон); p-елементи III групи, за винятком бору; деякі p-елементи IV і V груп, розташовані в VI та VII періодах: олово, свинець, сурма; на зовнішньому енергетичному рівні вони мають відповідно 4 і 5 валентних електронів.

Металічні властивості елементів уздовж періодів зліва направо поступово послаблюються, неметалічні ж посилюються. У групах (головних підгрупах) металічні властивості зростають зверху вниз.

Елементи I групи головної підгрупи – *лужні метали*. На зовнішньому енергетичному рівні мають один електрон (ns^1). Їх валентність дорівнює I, ступінь окиснення +1. Їх оксиди є типовими основними оксидами, гідроксиди – *сильними лугами*, які добре розчиняються у воді.

Метали IIА групи Ca, Sr, Ba – *лужноземельні метали*. На зовнішньому енергетичному рівні вони мають два електрони (ns^2). Їх валентність в оксидах, гідроксидах, солях дорівнює II, ступінь окиснення +2. Оксиди лужноземельних металів є типовими основними оксидами, а гідроксиди – лугами. Оксид і гідроксид берилію виявляють амфотерні властивості.

Характерною властивістю металів є здатність їх атомів віддавати електрони із зовнішнього енергетичного рівня атомам неметалів та іонам інших металів. Реакції металів з неметалами протікають з різними швидкостями і при різних температурах. Так, лужні метали дуже легко окислюються киснем повітря, тоді як залізо або мідь активно окиснюються тільки при нагріванні, золото та платинові метали взагалі не окислюються повітрям. Багато металів утворює на поверхні плівку оксиду, яка захищає їх від подальшого окиснення. Чим легше метал віддає електрони, тим він активніший і тим енергійніше вступає у взаємодію з неметалами та іонами інших металів.

2. Електрохімічний ряд напруг металів

Зміна відновних властивостей металів характеризується рядом стандартних електродних потенціалів або електрохімічним рядом напруг металів (ряд Бекетова, ряд активності):

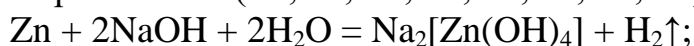


Основні висновки з ряду напруг:

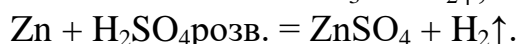
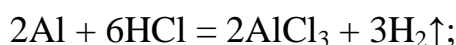
1. Метали, розташовані у ряді напруг до водню, витісняють його:

а) з води – активні метали – лужні та лужноземельні, магній при нагріванні: $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$;

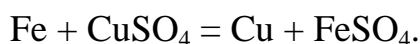
б) з лугів – амфотерні метали (Be, Al, Zn, Sn, Pb, Cr, Sb, ін.):



в) з розчинів кислот-неокисників:

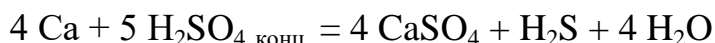


2. Будь-який метал витісняє з розчинів солей метали, розташовані в ряді напруг після нього:

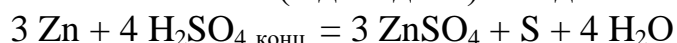


При взаємодії металів з концентрованою сульфатною кислотою відновлюється не водень кислоти, а Сульфур до H_2S , S або SO_2 залежно від активності металу:

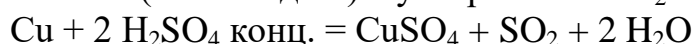
а) активні метали (лужні, лужноземельні метали й магній) – виділяється H_2S :



б) метали середньої активності (від Al до H) – виділяється S:



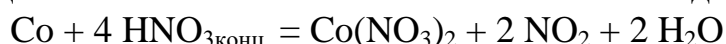
в) малоактивні метали (після водню) – утворюється SO_2 :



Нітратна кислота незалежно від концентрації взаємодіє з металами з утворенням різних продуктів відновлення HNO_3 . Водень не виділяється. Склад продуктів залежить від концентрації HNO_3 та активності металу:

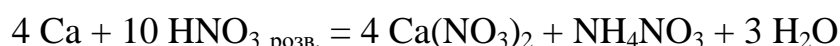
а) При взаємодії $\text{HNO}_3\text{конц.}$ з активними металами N відновлюється до N_2O : $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3\text{конц.} = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$

б) При взаємодії з малоактивними важкими металами – до NO_2 :



За звичайних умов Cr, Al, Fe, Au, Pt та деякі інші метали з концентрованою азотною кислотою не реагують.

в) При взаємодії $\text{HNO}_3\text{розв.}$ з активними металами азот відновлюється до NH_4NO_3 :



г) При взаємодії з малоактивними важкими металами – до NO:



3. Корозія металів. Методи захисту від корозії

Корозія – це самовільне руйнування металу із втратою його фізико-хімічних властивостей.

Чинники, що спричиняють корозію:

- 1) внутрішні – обумовлені характеристикою самого металу (електродний потенціал, стан поверхні, метод одержання металу);
- 2) зовнішні – корозійне середовище, температура, тиск, концентрація агресивних компонентів тощо.

Класифікація корозійних процесів за механізмом:

- 1) хімічна корозія – руйнування металу в агресивних середовищах;
- 2) електрохімічна корозія – руйнування металу під час контакту з електролітами, швидкість залежить від електродного потенціалу металу;
- 3) біокорозія – а) бактеріальна (розповсюджена в ґрунті), зумовлена бактеріями та продуктами їх життєдіяльності та б) мікологічна;
- 4) радіаційна корозія – руйнування металу при дії радіаційного та іонізуючого опромінення.

Класифікація корозійних процесів за умовами перебігу:

- 1) корозія в атмосфері;
- 2) у ґрунті;
- 3) у розчинах і розплавах електролітів;
- 4) у неелектролітах.

Класифікація корозійних процесів за видом корозійного руйнування:

- 1) корозія, що охоплює всю поверхню й однакову товщину (рівномірна);
- 2) місцева (нерівномірна або корозія плямами);
- 3) точкова.

Методи захисту від корозії:

- 1) підвищення протикорозійної стійкості металів за рахунок введення інших металічних компонентів;
- 2) ізоляційні заходи на межі метал – навколишнє середовище;
- 3) зниження корозійної активності середовища;
- 4) електрохімічні прийоми захисту від корозії.

4. Загальні властивості неметалів

Неметали – хімічні елементи, які у вільному стані можуть приєднувати електрони, виявляючи при цьому окиснювальні властивості. Як правило, це елементи з високими енергіями іонізації та спорідненості з електроном, тобто високою електронегативністю. Остання характеризує *хімічну активність* неметалів, змінюючись у досить широких межах – від 1,9 у Si до 4,0 у F.

У періодичній системі неметалічні властивості елементів підсилюються в межах періоду зліва направо зі збільшенням числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні, а в підгрупах – знизу вверху зі зменшенням радіуса атома. Таким чином, неметали розміщуються на початку головних підгруп і в кінці періодів. За винятком Гідрогену і Гелію, це *p*-елементи (інертні газы також умовно відносять до неметалів).

До **головної підгрупи VIII групи** періодичної системи елементів належать гелій He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe і радон Rn. Їх групова назва **благородні гази**.

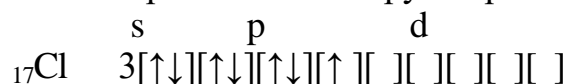
Електронна будова. Електронна конфігурація атома гелію $1s^2$. Будова зовнішніх електронних оболонок атомів решти елементів цієї підгрупи виражається формулою ns^2np^6 . Зовнішні електронні шари атомів благородних газів є завершеними. Двоелектронна конфігурація атома гелію та восьмиелектронні конфігурації атомів інших елементів цієї підгрупи надзвичайно стійкі, тому благородні гази дуже важко вступають у хімічні взаємодії.

Властивості. Благородні гази існують у вигляді одноатомних простих речовин. За н.у. це гази без кольору й запаху. Вони мають низькі температури кипіння та плавлення, що підвищуються при переході від гелію до радону. Так, температура кипіння гелію – $268,9^\circ\text{C}$, неону – $246,0^\circ\text{C}$, а радону – $61,9^\circ\text{C}$. Аргон, криптон і ксенон утворюють з водою при низьких температурах гідрати складу $E \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ($E - \text{Ar}, \text{Kr}, \text{Xe}$). Такі сполуки називаються *сполуками вкорінення*, або *клатратами*. Для криптону відомий фторид KrF_2 . Найбільшу кількість хімічних сполук добуто для ксенону: фториди $\text{XeF}_2, \text{XeF}_4, \text{XeF}_6$, оксиди $\text{XeO}_3, \text{XeO}_4$, кислоти $\text{H}_2\text{XeO}_4, \text{H}_2\text{XeO}_6$, деякі солі. Сполуки благородних газів виявляють сильні окиснювальні властивості.

Застосування. Благородні гази широко застосовуються в промисловості. Гелій та аргон – для створення інертної атмосфери (наприклад, при заварюванні алюмінієвих сплавів).

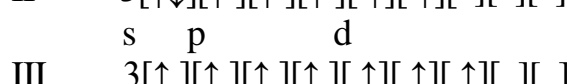
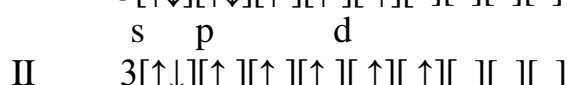
До **головної підгрупи VII групи** належать фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I та астат At. Загальна назва елементів цієї групи – **галогени**.

Електронна будова. Атоми галогенів мають на останньому енергетичному рівні сім електронів: ns^2np^5 . Розподіл електронів останнього (третього) енергетичного рівня атома хлору за орбіталями такий:



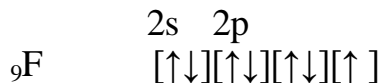
У такому електронному стані атом хлору має один неспарений електрон, за рахунок якого може утворювати одну спільну електронну пару (ковалентний зв'язок) з іншим атомом. Якщо атом, сполучений з атомом хлору, має меншу електронегативність, ніж хлор (наприклад, атом H), то спільна електронна пара зміщується до атома хлору (тобто він приймає додатковий електрон), ступінь окиснення хлору при цьому дорівнює -1 . При зміщенні спільної електронної пари від хлору до атома більш електронегативного елемента (наприклад, O) електрон віддаляється від атома хлору, ступінь окиснення Cl дорівнює $+1$.

В атомі хлору можливі три збуджені стани з такими електронними конфігураціями:



Приклади сполук з різним ступеням окиснення хлору: HCl , HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 .

Збуджені стани можливі й для атомів бромю, йоду, астату. Для атома фтору досягнення збудженого стану неможливе: електрони зовнішнього шару атома фтору знаходяться на другому енергетичному рівні, на якому немає вільних орбіталей:



Поширення у природі. З галогенів у земній корі найпоширеніші хлор і фтор. Астат трапляється найрідше, в дуже незначних кількостях у продуктах розпаду природних радіоактивних речовин.

Найважливішими фторовмісними мінералами є флюорит CaF_2 , кріоліт $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ і фторапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. Фтор входить до складу кам'яної солі (галіту) NaCl та інших природних сполук. Багато хлору (у вигляді хлоридів) міститься в морській воді. Природними джерелами бромю та йоду є вода в озерах і морях, броміди та йодиди також містяться як домішки у хлоридах. Сполуки йоду виявлено також у бурових водах.

Властивості. У вільному стані галогени утворюють прості речовини, що складаються з двохатомних молекул: фтор F_2 , хлор Cl_2 , бром Br_2 , йод I_2 .

За нормальних умов фтор – світло-жовтий газ, хлор – жовто-зелений газ, бром – червоно-бура рідина, йод – темно-фіолетова кристалічна речовина. Вони мають різкий запах.

Хлор, бром і йод розчиняються у воді, взаємодіючи з нею. Фтор розкладає воду. Розчин хлору у воді називається *хлорною водою*, бромю – *бромною водою*, йоду – *йодною водою*. Бром і йод добре розчиняються в органічних розчинниках (у спирті, бензені тощо).

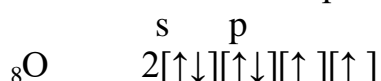
Галогени – отруйні речовини. Вдихання їхніх парів викликає подразнення органів дихання, а у великих кількостях – задуху. Газоподібний фтор і рідкий бром спричиняють сильні опіки шкіри. При роботі з галогенами слід дотримуватися застережних заходів.

Для галогенів характерна висока хімічна активність, яка послаблюється в ряду $\text{F}_2 - \text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2$.

До **головної підгрупи VI групи** входять кисень O, сірка S, селен Se, телур Te, полоній Po. Загальна назва елементів цієї підгрупи – *халькогени*.

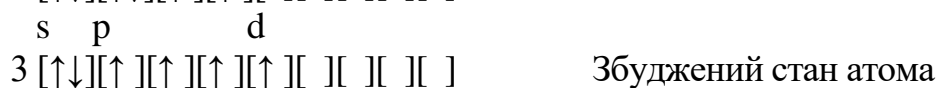
Електрона будова. Атоми халькогенів на останньому енергетичному рівні мають по шість електронів: ns^2, np^4 .

В атомі кисню електрони на останньому (другому) рівні розподілені так:



За рахунок двох неспарених електронів атом кисню звичайно утворює два ковалентних зв'язки. При цьому він виявляє ступінь окиснення -2 (наприклад, H_2O , Al_2O_3 , H_2SO_4). У сполуках з найбільш електронегативним елементом – фтором – кисень має позитивні ступені окиснення. Є сполуки зі зв'язком кисень – кисень (O-O). Наприклад, Гідроген пероксид H_2O_2 , пероксид барію BaO_2 . Ступінь окиснення кисню в цих сполуках дорівнює -1.

Атоми решти халькогенів мають на останньому енергетичному рівні вільні орбіталі. Наприклад, в атомі сірки електрони на останньому енергетичному рівні можуть розподілятися так:

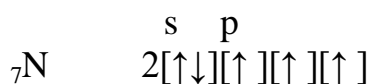


Атом сірки, що містить 2, 4 чи 6 неспарених електронів, виявляє у сполуках ступені окиснення -2 , $+4$, $+6$.

До **головної підгрупи V групи** періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва входять Нітроген (N), Фосфор P, Арсен (As), Стибій (Sb) і вісмут Ві.

Електронна будова. Електронна конфігурація останнього енергетичного рівня атомів елементів цієї підгрупи ns^2np^3 , тобто вони мають п'ять валентних електронів і можуть виявляти ступені окиснення від -3 до $+5$.

В атомах азоту (електронна формула $1s^22s^22p^3$) розподіл електронів за орбіталями на останньому енергетичному рівні атома такий:



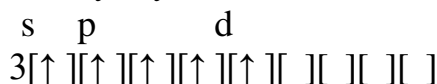
Завдяки наявності трьох неспарених електронів атом азоту може утворювати три ковалентних зв'язки. Крім того, атом азоту може утворювати ще один ковалентний зв'язок за рахунок донорно-акцепторної взаємодії. Ця взаємодія зумовлена тим, що атом має одну неподілену пару електронів, які він може віддавати іншим атомам для утворення хімічного зв'язку.

Ступені окиснення азоту в сполуках можуть бути різними: від -3 до $+5$.

Атом фосфору має таку електронну будову:



На останньому енергетичному рівні атомів фосфору є вільні d-орбіталі, що дає змогу переходити у збуджений стан:



Подібну електронну конфігурацію мають атоми As, Sb і Ві в основному та збудженому станах, які у сполуках виявляють ступені окиснення -3 , $+3$ і $+5$.

До **головної підгрупи IV групи** періодичної системи Д.І. Менделєєва належать вуглець C, кремній Si, германій Ge, олово Sn і свинець Pb.

Електронна будова. Електронні конфігурації зовнішніх шарів атомів елементів цієї підгрупи в основному та збудженому стані мають вигляд:



У атомів цих елементів на останньому енергетичному рівні є вільна p-орбіталь, тому один s-електрон останнього енергетичного рівня може переходити

на цю *p*-орбіталь. Відповідно до такої електронної будови ці атоми виявляють у сполуках ступені окиснення -4 , $+2$, і $+4$.

Поширення в природі. Масова частка вуглецю в земній корі становить 0,1%. Він трапляється у природі у вільному стані (алмаз, графіт). У вигляді простої речовини та сполук вуглець входить до складу багатьох природних речовин: бурого і кам'яного вугілля, сланців, торфу, нафти, гірських порід і мінералів (наприклад, вапняк, сидерит). Вуглець міститься в атмосферному повітрі у вигляді оксиду CO_2 (масова частка становить 0,012%)

Властивості. Карбон утворює три алотропічні видозміни: алмаз, графіт, карбін. Алмаз – безбарвна кристалічна речовина. Його властивості визначаються будовою кристалу. Кристалічна ґратка алмазу побудована таким чином, що кожен атом Карбону знаходиться в центрі тетраедру, вершини якого утворюють чотири атоми, розміщені найближче. Кожний атом сполучений з чотирма сусідніми атомами міцними рівноцінними ковалентними зв'язками. Така структура алмазу обумовлює його високу твердість. Алмаз практично не проводить електричний струм.

Деякі властивості металів і неметалів

Характеристика	Метали	Неметали
Електронна будова	На зовнішньому рівні 1-3 електрони (рідше 4-7), низькі енергії іонізації, у реакціях віддають електрони і найчастіше є відновниками.	На зовнішньому рівні 4-8 електронів, у Н та He (1 період) – відповідно 1 і 2, у В (3 період) – 3, високі енергії іонізації, у реакціях добувають електронну оболонку до 8 (Н – до 2) і найчастіше є окисниками.
Будова простих речовин	У кристалічному стані – атомні металічні кристалічні ґратки, у яких спільні електрони вільно рухаються по всьому кристалу.	Одноатомні (благородні газів), двоатомні (H_2 , O_2 , N_2 , галогени), багатоатомні (O_3 , P_4 , S_8), полімерні (P_x , S_x), молекулярні кристалічні ґратки (у С і Si – атомні).
Фізичні властивості простих речовин	За н.у. – тверді речовини з металічним блиском, високо тепло- та електропровідні, пластичні, ковкі, високі Т. пл. і Т. кип.	За н.у. – газів (H_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , благородні газів), рідини (Br_2), тверді тіла (С, S, P, I_2) без металічного блиску, погано проводять тепло та електричний струм, крихкі, низькі Т. пл. і Т. кип.

Хімічні властивості неметалів

Атоми елементів-неметалів на зовнішньому електронному рівні переважно містять невелику кількість електронів, тому найчастіше в реакціях є окисниками, значно рідше – відновниками.

Окисні властивості неметалів виявляються у реакціях із:

1) Металами

Класифікація бінарних сполук за типом неметалу

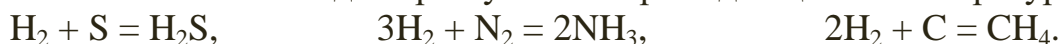
Неметал	Клас	Формула	Назва
F, Cl, Br, I	галогеніди	KF, FeBr ₃	калій фторид, ферум (III) бромід
O	оксиди, пероксиди	CaO, Na ₂ O ₂	кальцій оксид, натрій пероксид
S, Se, Te	халькогеніди	ZnS, Li ₂ Se	цинк сульфід, літій селенід
N, P, As	пніктогеніди	Na ₃ N, Mg ₃ P ₂	натрій нітрид, магній фосфід
C	карбіди	CaC ₂ , Al ₄ C ₃	кальцій карбід, алюміній карбід
Si	силіциди	Mg ₂ Si	магній силіцид
B	бориди	Ca ₃ B ₂	кальцій борид
H	гідриди	NaN	натрій гідрид

2) Воднем. Майже з усіма неметалами водень утворює леткі сполуки типу EH_x, де E – атом неметалу. За нормальних умов водень безпосередньо реагує лише з F₂ і O₂:

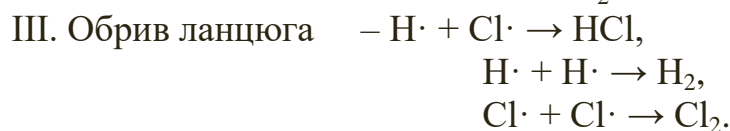
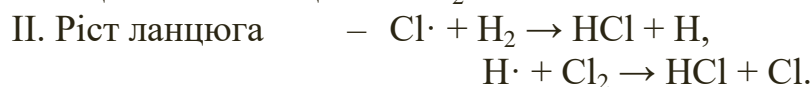


Суміш водню та кисню у співвідношенні 2:1 при підпалюванні вибухає і називається *гримучим газом*.

З іншими неметалами водень реагує лише при підвищеній температурі:



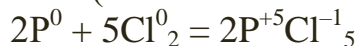
Реакції водню з киснем і хлором відбуваються *за вільнорадикальним ланцюговим механізмом*:



Стадія 2 (ріст ланцюга) триває доти, доки в реакторі є водень і хлор. Обрив ланцюга (стадія 3) відбувається при закінченні одного з реагентів.

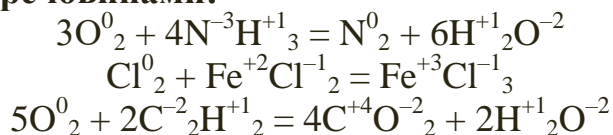
У всіх сполуках водню з неметалами реалізується ковалентний полярний тип хімічного зв'язку, між молекулами деяких з них (рідкі HF, H₂O, NH₃) виникають водневі зв'язки.

3) Неметалами-відновниками (неметали з меншою електронегативністю):



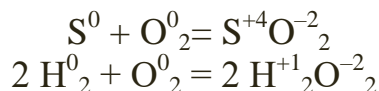
У цій реакції хлор – окисник, а фосфор – відновник, оскільки $\chi_{\text{P}} < \chi_{\text{Cl}}$.

4) Зі складними речовинами:

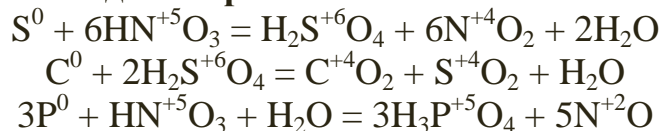


Відновні властивості:

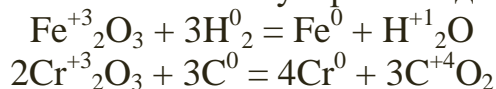
1) У реакціях з більш електронегативними елементами можуть виявляти всі неметали, за винятком фтору, у якого електронегативність найвища:



2) У реакціях зі складними речовинам-окисниками:



Найсильнішими відновниками є молекулярний водень H₂ і вугілля C:



Практично будь-який метал залежно від умов може виявляти окисні чи відновні властивості.

Питання та завдання для самоконтролю

1. Назвіть спільні ознаки металів.
2. Масова частка цинку в латуні 0,32, решта – мідь. Скільки треба взяти кожного з металів, щоб приготувати 25 кг сплаву?
3. Складіть рівняння реакцій для таких перетворень: алюміній → алюміній сульфат → алюміній нітрат → алюміній гідроксид → алюміній оксид.
4. Наведіть класифікацію бінарних сполук залежно від типу неметалу.
5. Назвіть риси, які відрізняють метали від неметалів.

Література: 5, 7, 16.

ТЕМА 7. ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ

Мета: засвоїти основи органічної хімії; розглянути хімічну будову органічних сполук, особливості утворення гомологічного ряду; ознайомитися з номенклатурою органічних сполук, сутністю ізомерії.

План

1. Особливості органічних сполук. Гомологічний ряд органічних сполук.
2. Класи та функціональні групи органічних сполук.
3. Номенклатура органічних сполук.
4. Ізомерія органічних сполук.

Ключові терміни та поняття: органічна хімія, теорія будови органічних сполук, гомологи, гомологічний ряд, структурні формули, номенклатура, ізомерія.

1. Особливості органічних сполук. Гомологічний ряд органічних сполук

Органічна хімія вивчає сполуки, до складу яких входить елемент Карбон. Такі сполуки називаються **органічними**.

Окрім Карбону, до складу органічних сполук можуть входити такі елементи, як Гідроген, Оксиген, Нітроген, Фосфор, Сульфур, галогени та ін.

Назва «органічна хімія» закріпилася на основі уявлень про те, що органічні речовини утворюються в живих організмах і можуть бути добуті лише з них. Таку назву запропонував відомий шведський хімік Й. Я. Берцеліус у 1807 році. У 1828 році німецький хімік Ф. Велер синтезував сечовину – продукт життєдіяльності тваринних організмів. З часом було розроблено багато способів добування органічних речовин шляхом синтезу.

Особливості органічних сполук

Розвиток органічної хімії як самостійної науки обумовлений специфічними особливостями органічних сполук:

1. Факт існування великої кількості органічних речовин пояснюється унікальною здатністю атомів Карбону сполучатися один з одним, утворюючи ланцюги та кільця. За різними джерелами кількість органічних сполук коливається від 17 до 20 млн., у той час як неорганічних речовин достовірно відомо близько 500 тис.

2. Органічні сполуки разом із водою є головним будівельним матеріалом тваринних і рослинних організмів, основним харчовим компонентом, що забезпечує постійну підтримку їх життєдіяльності на відповідному рівні. Величезна кількість органічних сполук є основою для створення багатьох виробів із широким спектром властивостей, які застосовуються у всіх без винятку галузях промисловості, у будівництві, а також у повсякденному житті.

3. Молекули органічних речовин, в яких атоми сполучені між собою переважно за рахунок неполярних або малополярних ковалентних зв'язків, як

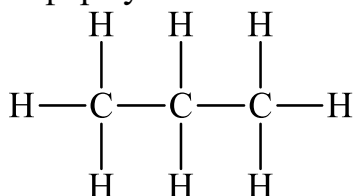
правило, належать до неелектролітів. Іонний тип зв'язку спостерігається рідко, найчастіше в солях органічних кислот (наприклад, у натрій ацетаті).

4. Органічні сполуки, що містять тільки прості одинарні зв'язки С–С, С–Н, за звичайних умов взаємодіють між собою надзвичайно повільно чи зовсім не взаємодіють.

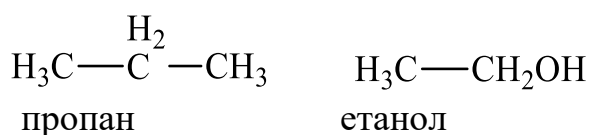
5. При нагріванні при високих температурах органічні речовини обуглюються, а в присутності кисню – згорають. Це пояснюється невисокою міцністю зв'язків між атомами Карбону.

6. Органічні сполуки всіх класів утворюють особливі ряди сполук, які називаються гомологами. *Гомологи* – речовини, що мають спільні ознаки в будові молекул та подібні за хімічними властивостями. Для органічних сполук характерне явище ізомерії.

7. Будову органічних сполук виражають за допомогою структурних формул. *Структурні формули* – це умовне зображення будови органічної сполуки, в якому кожний ковалентний зв'язок позначається рисочкою. Наприклад, пропан, склад якого відповідає емпіричній брутто-формулі C₃H₈, можна зобразити структурною формулою:



Зручніше користуватися скороченими формулами, що називаються *раціональними структурними формулами*, в яких відображають тільки зв'язки між атомами Карбону та між Карбоном і гетероатомом (O, N, S тощо), а зв'язки між атомами С і Н не показують, а записують символ Гідрогену поруч із символом Карбону:

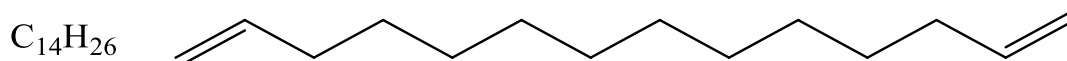


Для органічних сполук, що мають розгалужену будову, не допускається така форма запису скороченої структурної формули.

Раціональні структурні формули циклічних сполук зображують багатокутниками із відповідною кількістю кутів. Структуру циклобутану C₄H₈, замкнутий ланцюг якого містить чотири атоми С, показують за допомогою квадрата:



Для сполук із довгими карбоновими ланцюгами часто замість раціональних структурних формул використовують зигзагоподібні структури, в яких кожен кут відповідає атому С, а подвійні зв'язки позначають двома рисочками:



Однією з причин наявності великої кількості органічних сполук є існування гомологів, здатних утворювати гомологічні ряди.

Гомологічний ряд – це послідовність подібних за будовою та властивостями речовин, в якій кожний наступний представник відрізняється від попереднього на структурну одиницю CH_2 , що називається **гомологічною різницею**. Генетичною основою гомологічних рядів для більшості класів органічних сполук є гомологічний ряд насичених вуглеводнів.

Загальна формула для алканів – $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, два найближчі сусідні гомологи дійсно відрізняються один від одного на гомологічну різницю CH_2 . Подібним чином органічні сполуки будь-якого класу також утворюють власні гомологічні ряди, кожен з яких має свою загальну формулу. Наприклад, загальна формула для насичених одноатомних спиртів – $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$, для насичених карбонових кислот – $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$.

2. Класи та функціональні групи органічних сполук

Розрізняють ациклічні, карбоциклічні та гетероциклічні органічні сполуки. Органічні сполуки поділяється на класи залежно від наявності в молекулах тих чи інших атомів або груп атомів (функціональних груп), для яких характерні типові властивості даного класу (табл. 1).

Таблиця 1

Основні класи та функціональні групи органічних сполук

Функціональна група	Назва класу	Загальна формула класу
1	2	3
—F —Cl —Br Hal галогени	Галогенопохідні	R—Hal
—OH гідроксильна	Спирти, феноли	R—OH
—OR алкоксильна	Етери	R—OR
—SH тіольна	Тіоли (меркаптани)	R—SH
—NH_2 аміно	Аміни	R—NH_2
—NO_2 нітро	Нітросполуки	R—NO_2
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—H} \end{array}$ альдегідна	Альдегіди	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R—C—H} \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—} \end{array}$ кето група	Кетони	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R—C—R} \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$ карбоксильна	Карбонові кислоти	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R—C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—S—OH} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$ сульфо	Сульфокислоти	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R—S—OH} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$

3. Номенклатура органічних сполук

Номенклатура – це сукупність термінів і система правил, відповідно до яких утворюються назви органічних сполук. В органічній хімії найчастіше використовують дві номенклатури – тривіальну й систематичну.

Тривіальна номенклатура (від лат. *trivialis* – звичайний) – це історично сформована система назв сполук органічної природи, що вказують на джерела їх добування або на відмітні риси їх властивостей. Наприклад, сечовину вперше було виділено із сечі; у назвах глюкози, гліцину, гліцерину (від грецького кореня *glycys* – солодкий) відображається спільна властивість цих сполук – солодкий смак. Тривіальна номенклатура особливо поширена серед природних речовин (амінокислот, вуглеводнів, алкалоїдів, стеридів, гормонів), однак користуватися нею доцільно тільки при вивченні окремих сполук або їх невеликих рядів.

При вивченні величезної кількості різних класів органічних речовин необхідна **систематична (міжнародна) номенклатура IUPAC**.

Систематична номенклатура об'єднує назви органічних сполук, утворені згідно із загальними правилами.

При складанні назв органічних сполук згідно з номенклатурою IUPAC застосовують такий алгоритм:

1) встановлюють характеристичну групу; вона обумовлює подальший вибір базової структури й нумерацію атомів С головного ланцюгу;

2) визначають базову структуру – головний аліфатичний ланцюг або циклічну систему. При виборі базової структури керуються такими критеріями (у порядку зменшення їх питомої ваги):

- ✓ наявність характеристичної групи;
- ✓ кількість функціональних груп;
- ✓ кількість кратних зв'язків;
- ✓ найбільша довжина карбонового ланцюга;
- ✓ найбільша кількість алкільних радикалів.

3) нумерують атоми Карбону в складі базової структури, починаючи від старшої характеристичної групи. Якщо це правило не дозволяє однозначно обрати напрям нумерації, то ланцюг нумерують таким чином, щоб замісники чи кратні зв'язки одержали найменші локанти;

4) в алфавітному порядку називають ті замісники, які позначаються префіксами, з попереднім зазначенням їх локантів. При наявності декількох однакових замісників користуються множинними частками (множинні частки не входять до алфавітної послідовності), а цифри-локанти повторюються стільки разів, скільки є замісників. Цифри записують перед префіксами. При цьому цифри одна від одної відокремлюється комою, а цифра від букви – дефісом. Наприклад: 2,2,3-триметил..., 3,4-дібром-1,1,1-трихлор....;

5) до суфіксів через дефіс записують цифри-локанти, кількість яких має відповідати множинним часткам, далі називають базову структуру з урахуванням відповідних суфіксів (позначення кратності зв'язків, природи характеристичної групи) та множувальних часток;: ...три-1,3,5-ен-8-ін, ...три-1,2,3-ол.

4. Ізомерія органічних сполук

Для органічних сполук характерне явище ізомерії.

Ізомерія – це явище, при якому декілька сполук (ізомери) мають однаковий склад і однакову молекулярну масу, але різну будову молекул, що обумовлює їх різні фізичні та хімічні властивості.

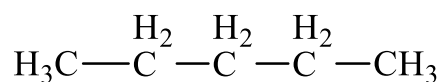
Є різні типи ізомерії:

1) структурна ізомерія – ізомерія, зумовлена різним порядком розміщення окремих атомів або атомних груп у молекулі.

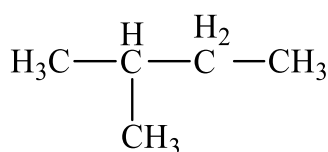
Виокремлюють такі її види:

– *ізомерія карбонового ланцюга*

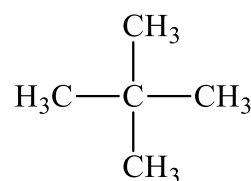
Наприклад, для алканів складу C_5H_{12} є 3 ізомери різної будови:



пентан



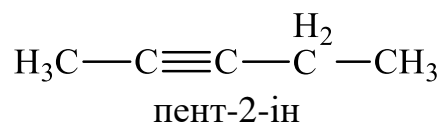
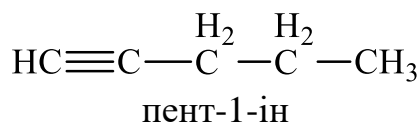
2-метилбутан



2,2-диметилпропан

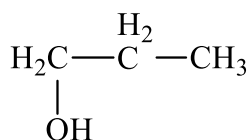
– *ізомерія положення кратного зв'язку*

Наприклад, для ацетиленових вуглеводнів складу C_5H_8 , які мають лінійну будову, але різне розміщення потрійного зв'язку в карбоновому ланцюгу:

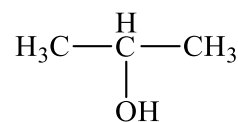


– *ізомерія положення замісника*

Наприклад, для спиртів складу C_3H_7OH можлива наявність двох ізомерів:



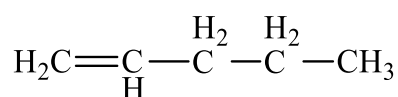
пропан-1-ол



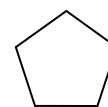
пропан-2-ол

– *міжкласова ізомерія (метамерія)*. Метамери – ізомери, що належать до різних класів органічних сполук або до різних типів вуглеводнів (за своїми властивостями зовсім не схожі один на одного).

Наприклад, для вуглеводнів складу C_5H_{10} , окрім структурної ізомерії, характерне ще й явище метамерії:



пент-1-ен

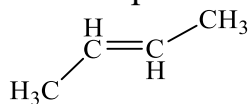


циклопентан

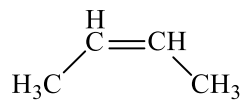
2) просторова ізомерія. Склад і послідовність сполучення атомів у молекулах ізомерів залишаються однаковими, але змінюється просторове розміщення однакових атомів чи атомних груп відносно карбонового ланцюга.

Виокремлюють такі її види:

– *геометрична ізомерія* зумовлена різним положенням замісників відносно подвійного зв'язку чи малого циклу. Геометричні ізомери, в яких обидва замісники розміщені по різні боки від подвійного зв'язку чи циклу, називаються *транс-ізомерами*, а ті, в яких замісники знаходяться з одного боку, – *цис-ізомерами*. Наприклад, для бут-2-ену $\text{CH}_3\text{--CH=CH--CH}_3$, в якому подвійний зв'язок розміщується після другого атома Карбону, є два геометричних ізомери.



транс-бут-2-ен



цис-бут-2-ен

– *оптична ізомерія* (або *стереоізомерія*) своєю чергою поділяється на конформаційну й конфігураційну:

1) *конформаційна стереоізомерія* виникає завдяки можливості вільного обертання атомних груп навколо σ -зв'язків C–C у карбоновому ланцюгу, що зумовлює різне просторове розміщення атомів у молекулах ізомерів;

2) *конфігураційна стереоізомерія* зумовлюється наявністю в молекулі асиметричних атомів Карбону (у структурних формулах він позначається зірочкою C*). Конфігураційні стереоізомери, на відміну від конформаційних, не здатні перетворюватися без розриву хімічних зв'язків (такий перехід може відбуватися тільки внаслідок хімічної реакції). *Асиметричний атом C** – це sp^3 -гібридизований атом Карбону, сполучений з чотирма різними за складом і будовою замісниками.

Стереоізомерія відіграє важливу роль у реакціях біологічно активних речовин. Так, молочна кислота, виділена з м'яса, дегідрується до піровиноградної кислоти під дією ферменту молочнокислої дегідрогенази в той час, як для іншого енантіомеру – молочної кислоти, отриманої при бродінні, цей самий фермент не здатний забезпечити дегідрування.

Питання для самоконтролю

1. Назвіть та охарактеризуйте основні особливості органічних сполук.
2. Перелічіть класи органічних сполук.
3. Назвіть види номенклатури органічних сполук .
4. За допомогою раціональних структурних формул подайте будову таких сполук: C_4H_{10} , C_4H_8 , $\text{C}_4\text{H}_9\text{--OH}$, $\text{CH}_3\text{--COOH}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{--Br}$, $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$.
5. Напишіть формули двох перших представників гомологічного ряду алкінів (ацетиленових вуглеводнів). Визначте склад наступного члена та складіть загальну формулу гомологічного ряду алкінів.

Література: 7, 11, 12.

ТЕМА 8. НАСИЧЕНІ ТА НЕНАСИЧЕНІ ВУГЛЕВОДНІ (АЛКАНИ, АЛКЕНИ, АЛКІНИ)

Мета: розглянути будову алканів, алкенів, алкінів; ознайомитися зі способами їх добування, фізичними та хімічними властивостями.

План

1. Алкани. Алкени. Алкіни. Способи їх добування.
2. Фізичні та хімічні властивості алканів, алкенів, алкінів.

Ключові терміни та поняття: алкани, алкени, алкіни.

1. Алкани. Алкени. Алкіни. Способи їх добування

Алкани – насичені вуглеводні, склад яких виражається загальною формулою C_nH_{2n+2} . У молекулах насичених вуглеводнів атоми карбону сполучаються між собою одинарним δ -зв'язком. Для них характерна sp^3 -гібридизація.

Назви алканів утворюються шляхом додавання до грецьких числівників (починаючи з п'ятого) суфікса *-ан*.

Алкени (олефіни) – ненасичені вуглеводні, що містять один подвійний кратний зв'язок. Склад алкенів виражається загальною формулою C_nH_{2n} . Для них характерна sp^2 -гібридизація.

Назви алкенів утворюються від назв відповідних алканів із заміною суфікса *-ан* на *-ен* і зазначенням місця подвійного зв'язку.

Положення подвійного зв'язку в молекулах алкенів, окрім етену та пропену, вказують у назві сполуки цифрою після кореня перед суфіксом *-ен* (бут-1-ен).

Для алкенів із розгалуженим карбоновим ланцюгом назви замісників та їх положення вказують так само, як і для алканів (3-етил-метилпент-1-ен).

Алкіни – ненасичені вуглеводні, що містять один потрійний кратний зв'язок. Склад алкінів виражається загальною формулою C_nH_{2n-2} . Для них характерна sp -гібридизація.

Назви алкінів утворюються від назв відповідних алканів із заміною суфікса *-ан* на *-ин* (*-ін*) і зазначенням місця потрійного зв'язку.

Правила утворення назв алканів:

1. У молекулі знаходять найдовший (головний) карбоновий ланцюг і нумерують у ньому атоми Карбону. Нумерацію починають із того кінця ланцюга, до якого замісник знаходиться ближче.

2. Визначають назву кожного замісника.

3. Назви замісників ставлять на початку назви сполуки (за алфавітом). Перед назвою кожного замісника через дефіс вказують номер атома Карбону, з яким сполучений замісник. Останньою записують назву алкану нерозгалуженої будови, молекула якого містить стільки атомів Карбону, скільки їх є в головному ланцюзі.

4. При наявності кількох однакових замісників їх кількість вказують, додаючи до назви замісника числовий префікс (*ди-*, *три-*, *тетра-* тощо), а перед ним вказують номери відповідних атомів Карбону, розділені комами.

Гомологічні ряди алканів, алкенів та алкінів подано в таблиці № 2.

Таблиця 2

Гомологічні ряди алканів, алкенів, алкінів

Гомологічний ряд алканів	Назви радикалів	Гомологічний ряд алкенів	Гомологічний ряд алкінів
1	2	3	4
CH_4 – метан	CH_3 – метил	–	–
C_2H_6 – етан	C_2H_5 – етил	C_2H_4 – етен	C_2H_2 – етин
C_3H_8 – пропан	C_3H_7 – пропіл	C_3H_6 – пропен	C_3H_4 – пропін
C_4H_{10} – бутан	C_4H_9 – бутил	C_4H_8 – бутен	C_4H_6 – бутин
C_5H_{12} – пентан	C_5H_{11} – пентил	C_5H_{10} – пентен	C_5H_8 – пентин
C_6H_{14} – гексан	C_6H_{13} – гексил	C_6H_{12} – гексен –	C_6H_{10} – гексин
C_7H_{16} – гептан	C_7H_{15} – гептил	C_7H_{14} – гептен	C_7H_{12} – гептин
C_8H_{18} – октан	C_8H_{17} – октил	C_8H_{16} – октен	C_8H_{14} – октин
C_9H_{20} – нонан	C_9H_{19} – ноніл	C_9H_{18} – нонен	C_9H_{16} – нонін
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ – декан	$\text{C}_{10}\text{H}_{21}$ – децил	$\text{C}_{10}\text{H}_{20}$ – децен	$\text{C}_{10}\text{H}_{18}$ – децин

Утворення структур алканів, алкенів, алкінів та види гібридизації схематично зображено на рис. 1-3.

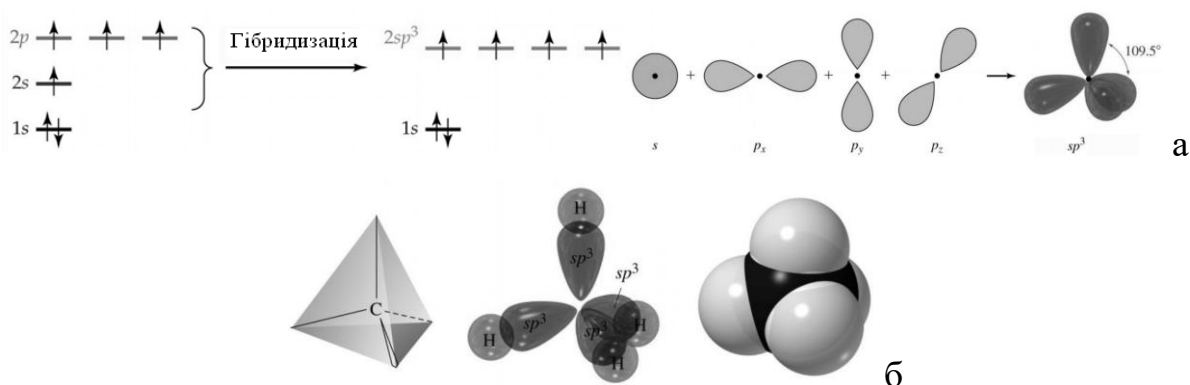


Рисунок 1 – sp^3 -Гібридизація атома Карбону в алканах (а) та молекула метану (б)

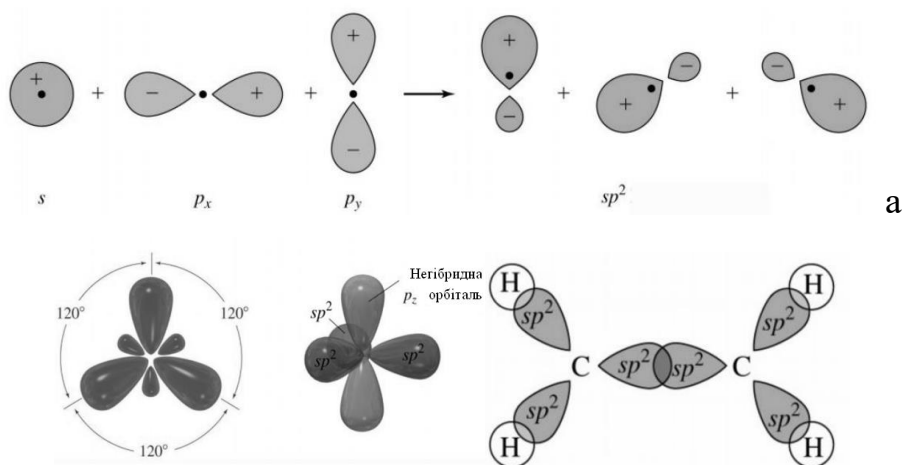


Рисунок 2 – sp^2 -Гібридизація атома Карбону в алкенах (а) та молекула етену (б)

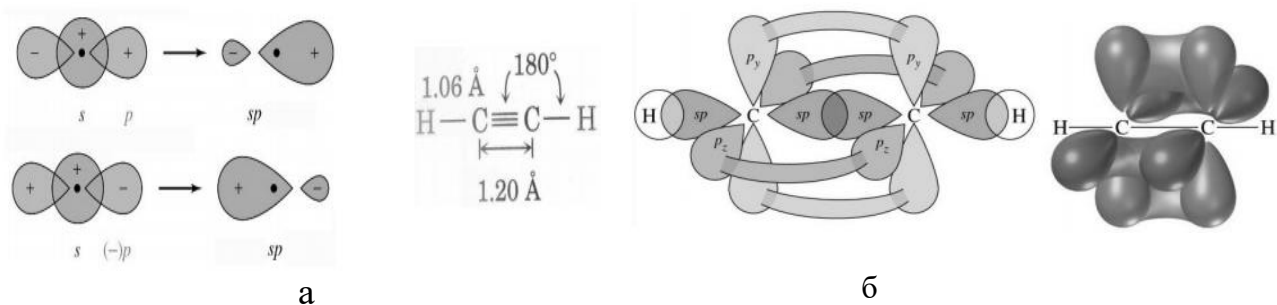
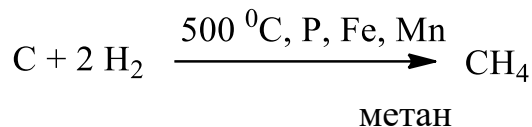


Рисунок 3 – sp-Гібридизація атома Карбону в алкінах (а) та молекула етину (б)

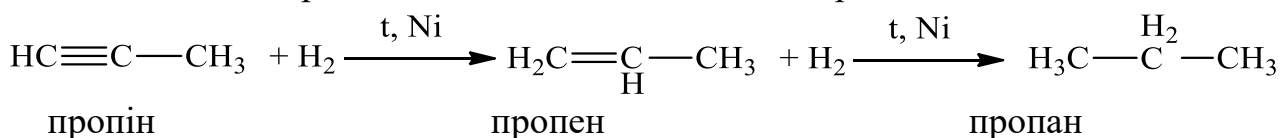
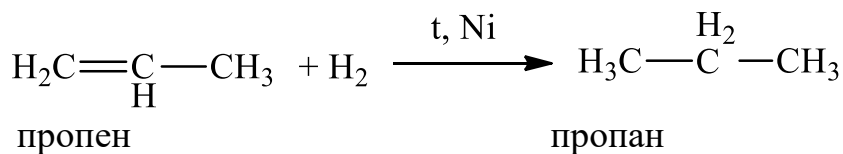
Способи добування алканів

1) Природні джерела: нафта, природні та попутні гази нафтових родовищ, вугілля, деревина, торф.

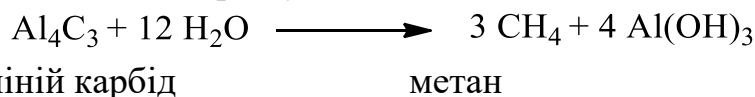
2) Гідрогенізація вугілля чи графіту:



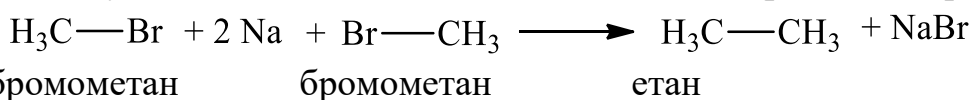
3) Гідрування алкенів, алкінів:



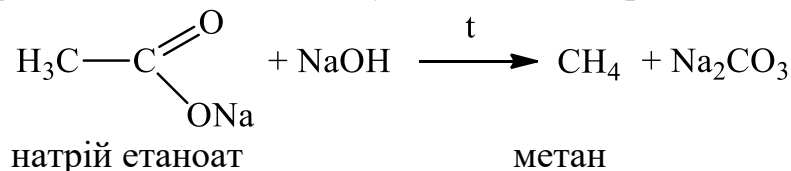
4) Гідроліз алюміній карбиду:



5) Дегалогенування від насичених галогенопохідних (реакція Вюрца):



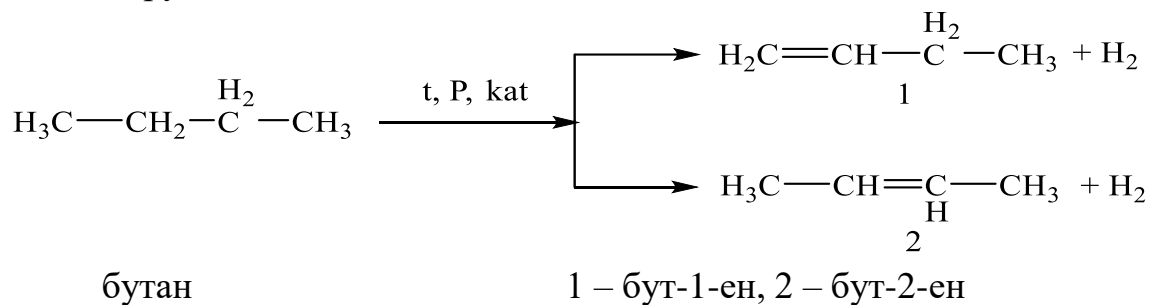
6) Декарбоксілювання солей лужних металів (реакція Дюма):



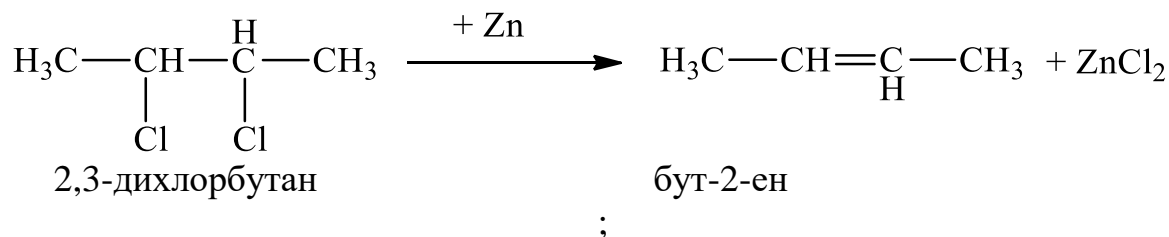
Способи добування алкенів

1) Перегонка нафти.

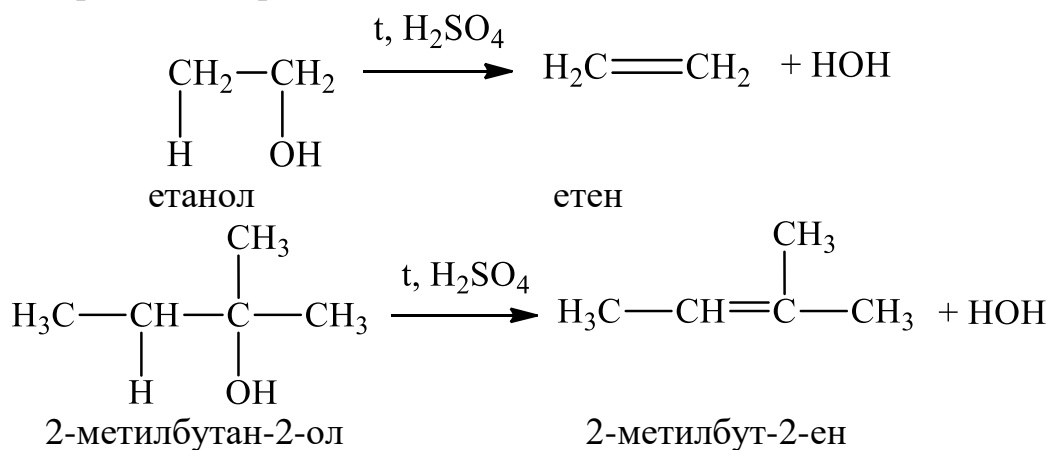
2) Дегідрування алканів:



3) Дегалогенування віцинальних дигалогенопохідних:

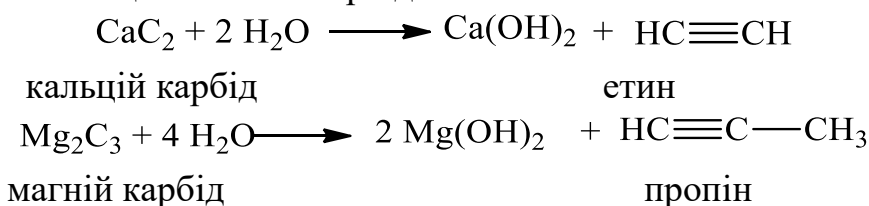


4) Дегідратація спиртів:

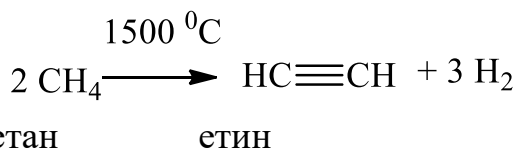


Способи добування алкінів

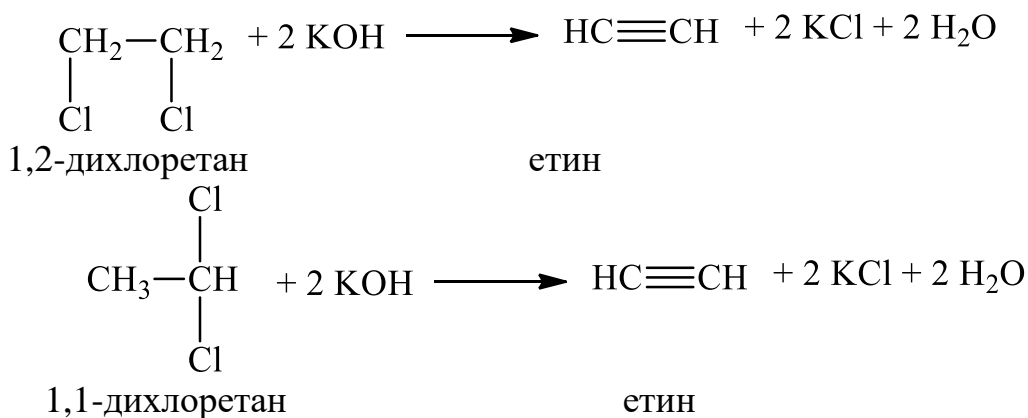
1) Гідроліз кальцій і магній карбідів:



2) Піроліз вуглеводнів:



3) Елімінування віцинальних дигалогенопохідних або гемінальних дигалогенопохідних у присутності спиртового розчину КОН:



2. Фізичні та хімічні властивості алканів, алкенів, алкінів

Фізичні властивості алканів

Перші чотири представники гомологічного ряду алканів – гази, починаючи з C_5H_{12} – рідини, а з $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$ – тверді речовини.

Зі збільшенням числа атомів Карбону в молекулі збільшується питома вага, а також підвищується температура плавлення та кипіння. Алкани з розгалуженим ланцюгом киплять при більш низьких температурах, ніж вуглеводні з прямим ланцюгом. Температура плавлення тим вища, чим розгалуженіший ланцюг.

Фізичні властивості алкенів

Перші три представники гомологічного ряду етиленових вуглеводнів – гази, починаючи з C_5H_{10} – рідини, а з $\text{C}_{18}\text{H}_{36}$ – тверді речовини.

Зі збільшенням молекулярної маси алкену підвищуються їх температури плавлення та кипіння. Алкени з карбоновим ланцюгом нормальної будови киплять при вищій температурі, ніж їх ізомери, які мають розгалужену структуру. Переміщення подвійного зв'язку в центр молекули зумовлює підвищення температури кипіння та температури плавлення алкену.

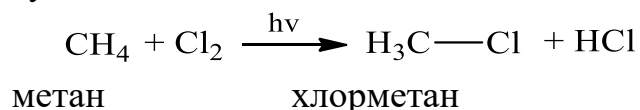
Алкени не розчинні у воді, але розчинні в неполярних розчинниках (ефірі, бензині). Легші за воду.

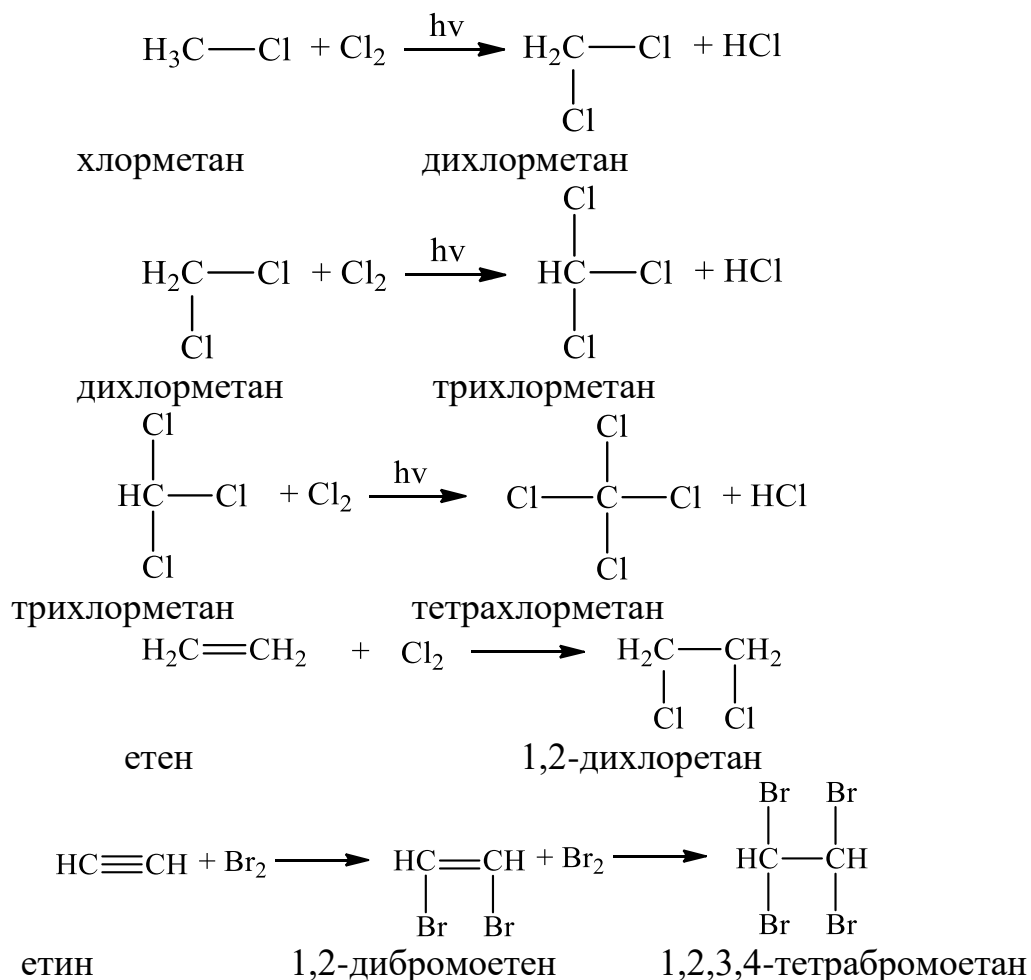
Фізичні властивості алкінів

Перші три представники гомологічного ряду алкінів – гази, починаючи з C_5H_{10} – рідини, а з $\text{C}_{17}\text{H}_{32}$ – тверді речовини. Температури кипіння та плавлення алкінів зростають зі збільшенням їх молекулярної маси, при цьому вони вищі, ніж у алкенів. Алкіни погано розчиняються у воді, краще в органічних розчинниках. Густина алкінів значно вища, ніж в алкенів та алканів.

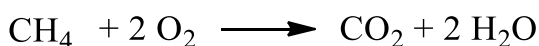
Хімічні властивості алканів, алкенів, алкінів

1) Реакція галогенування:

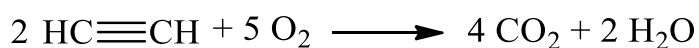




2) Реакція окиснення:

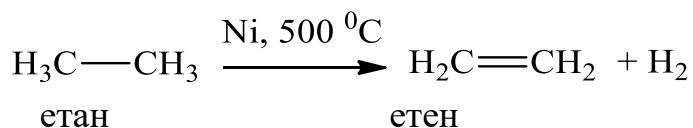


метан



етин

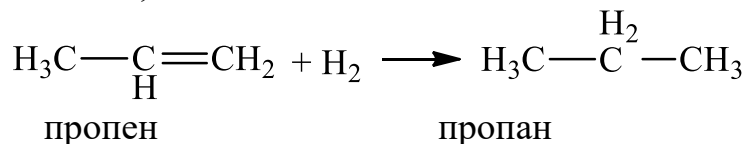
3) Дегідрування алканів:



етан

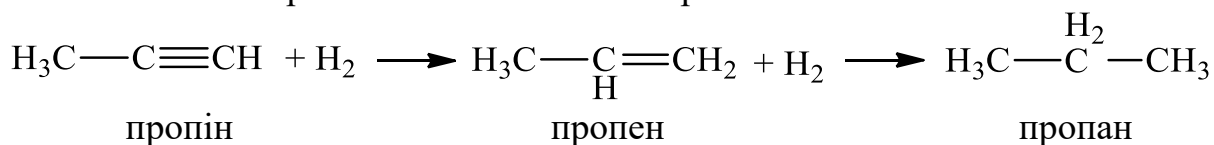
етен

4) Гідрування алкенів, алкінів:



пропен

пропан

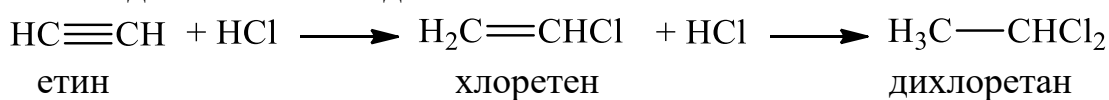


пропін

пропен

пропан

5) Взаємодія з галогеноводнем:

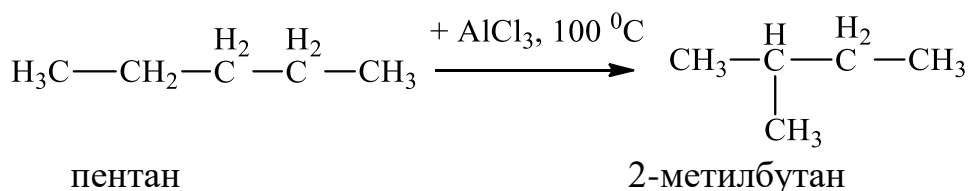


етин

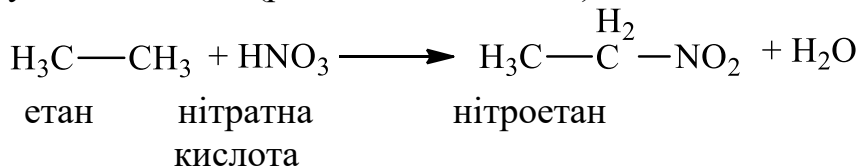
хлоретен

дихлоретан

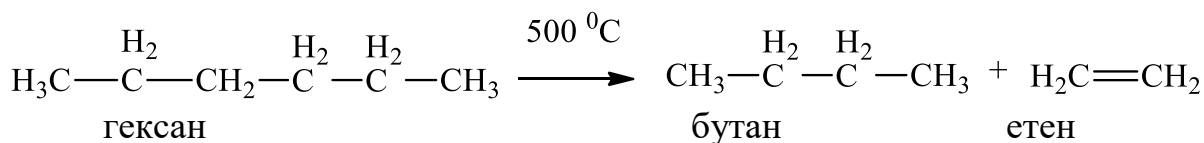
6) Ізомеризація алканів:



7) Нітрування алканів (реакція Коновалова):



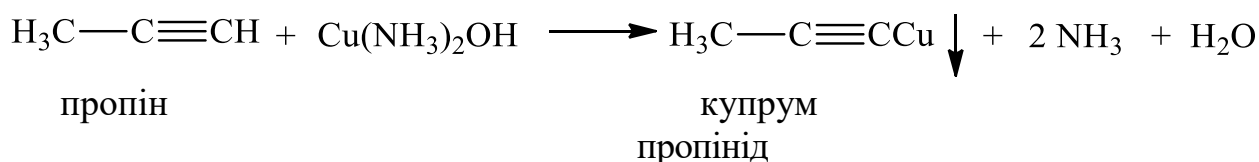
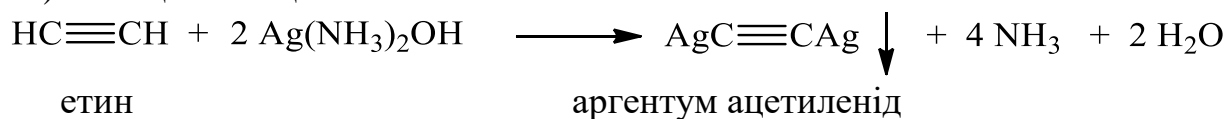
8) Крекінг алканів:



9) Гідратація алкінів:



10) Реакція заміщення:



Питання та завдання для самоконтролю

1. Які сполуки називаються алканами, алкенами, алкінами? Опишіть їх фізичні та хімічні властивості й наведіть загальні формули.
2. Сформулюйте правила утворення назв алканів.
3. Який тип гібридизації характерний для алканів, алкенів, алкінів?
4. Складіть молекулярні формули вуглеводнів ряду алканів, молекули яких містять: а) 10 атомів Карбону; б) 14 атомів Гідрогену.
5. Напишіть структурні формули ізомерів гептану C_6H_{14} та назвіть їх за систематичною номенклатурою.

Література: 7, 11, 12.

ТЕМА 9. АРОМАТИЧНІ ВУГЛЕВОДНІ (АРЕНИ). ФЕНОЛИ

Мета: з'ясувати сутність поняття «ароматичність»; розглянути будову аренів і фенолів; ознайомитися з їх фізичними та хімічними властивостями, представниками та способами добування.

План

1. Ароматичні вуглеводні (арени). Способи добування аренів.
2. Фізичні та хімічні властивості аренів.
3. Феноли. Способи добування фенолів.
4. Фізичні та хімічні властивості фенолів.

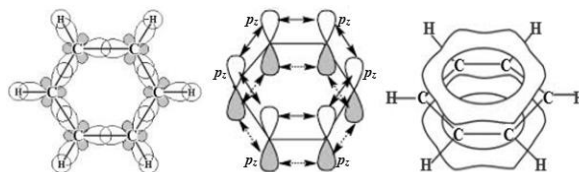
Ключові терміни та поняття: бензен, фенол, ароматичність, орієтанти I та II роду.

1. Ароматичні вуглеводні (арени). Способи добування аренів

Ароматичні вуглеводні – органічні речовини, молекули яких містять одне чи декілька бензенових ядер. Міжнародна назва – **арени**.

Найпростішим і найбільш важливим представником одноядерних ароматичних вуглеводнів є бензен C_6H_6 та його гомологи. Загальна формула ароматичних вуглеводнів C_nH_{2n-6} (при $n \geq 6$).

Молекула бензену являє собою правильний плоский шестикутник. Усі карбонові атоми знаходяться у стані sp^2 -гібридизації. При цьому кожен атом Карбону утворює три σ -зв'язки (один C–H та два C–C), які лежать в одній площині під кутом 120° один до одного, в молекулі бензолу атоми вуглецю розміщуються в кутах правильного шестикутника; p -орбіталі шести атомів Карбону в бензені, які не беруть участі в гібридизації, розміщуються перпендикулярно до площини бензенового кільця й перекриваються одна з одною зверху та знизу цієї площини. Електрони на цих орбіталях утворюють єдину стійку π -електронну систему. Так виникає хімічний зв'язок, що сполучає всі шість атомів Карбону. Тобто в молекулі бензену немає простих і подвійних зв'язків, а є **ароматичний зв'язок**.



Ароматичність – це сукупність властивостей, які повинні мати органічні речовини, що належать до ароматичних.

Властивості ароматичних сполук:

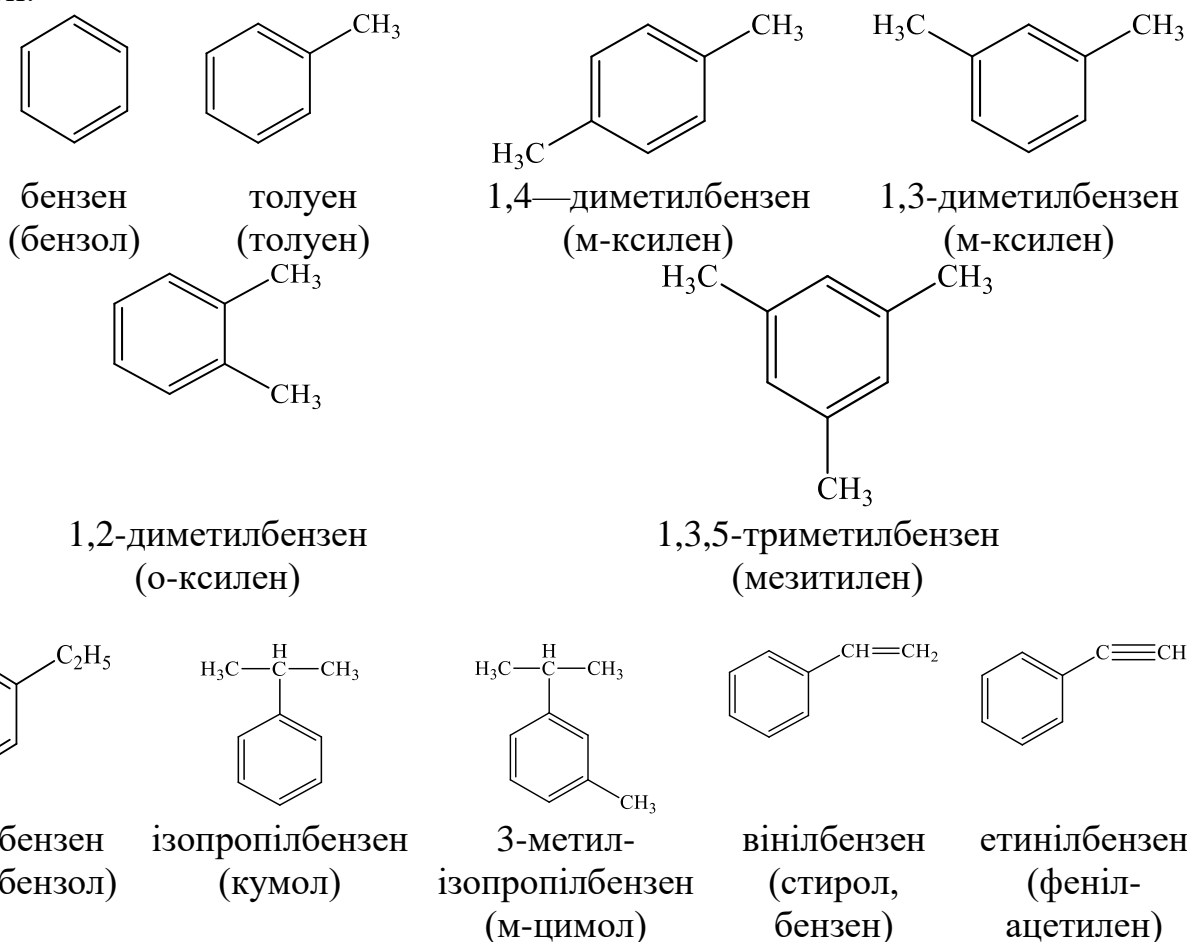
1. Схильність до реакцій заміщення, а не приєднання.
2. Висока стійкість ароматичних сполук.
3. Делокалізація π -електронів у системі. Наявність єдиної замкнутої системи шести π -електронів у молекулі ароматичної сполуки – головна ознака

ароматичності. Це визначає всі найважливіші фізичні та хімічні властивості сполук бензену і його гомологів.

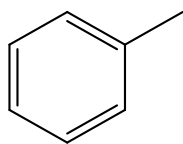
4. Згідно з правилом Е. Хюккеля сполука повинна виявляти ароматичні властивості, якщо в молекулі є плоске кільце з $(4n+2)$ π -електронів, де $n = 0,1,2,3...$ і т.д. Відповідно системи, що містять 6, 10, 14 і т.д. узагальнених електронів, є ароматичними.

За кількістю бензенових кілець арили поділяються на дві групи.

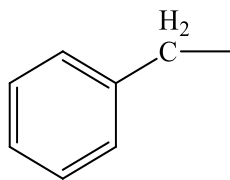
а) Моноядерні арили. До них належать бензен C_6H_6 та його гомологи, в яких один або декілька атомів гідрогену заміщені на бічні ланцюги (насичені чи ненасичені). Назви гомологів бензену утворюються від базової структури – бензену (застаріла назва – бензол), перед якою ставлять назви радикалів у бічних ланцюгах та цифрове позначення їх положень. Для багатьох моноядерних арили використовують тривіальні назви, які набули настільки великого поширення, що їх включили до правил номенклатури IUPAC. У дизаміщених бензенах поряд із цифровим позначенням положень замісників використовують також префікси: *орто-* (*o-*)положення – 1,2; *мета-* (*m-*)положення – 1,3 та *пара-* (*p-*)положення – 1,4. Нумерують атоми Карбону таким чином, щоб замісники мали найменші номери.



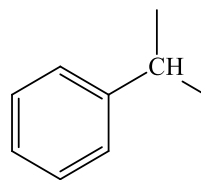
Часто для утворення назв арили необхідно знати назви ароматичних радикалів – **арилів** (умовно позначаються загальним символом *Ar*):



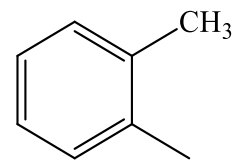
феніл



бензил



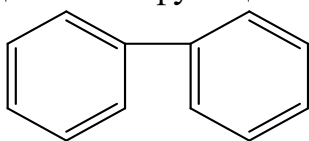
бензиліден



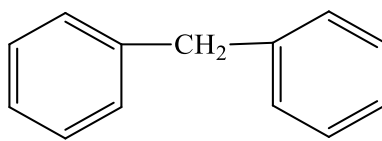
о-толіл (о-толуїл)

б) Поліядерні ариени (складаються з декількох бензенових ядер). Вони поділяються на *конденсовані*, в яких бензенові кільця мають спільні атоми Карбону) і *неконденсовані*, або *ізолювані*, в молекулах яких бензенові цикли розділені σ -зв'язком або метиленою групою $-\text{CH}_2-$ (однією чи двома).

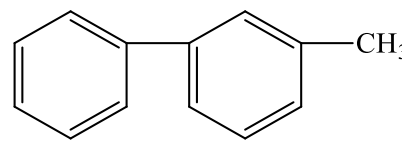
Назви *неконденсованих* (ізолюваних) *поліаренів* утворюються переважно радикально-функціональним способом IUPAC:



дифеніл

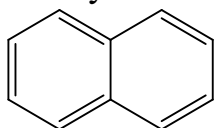


дифенілметан

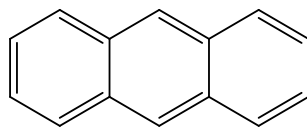


м-фенілтолуол

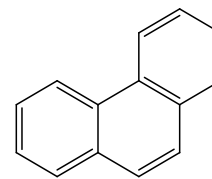
Для найпоширеніших *конденсованих* *поліядерних* *аренів* використовуються такі назви:



нафталін



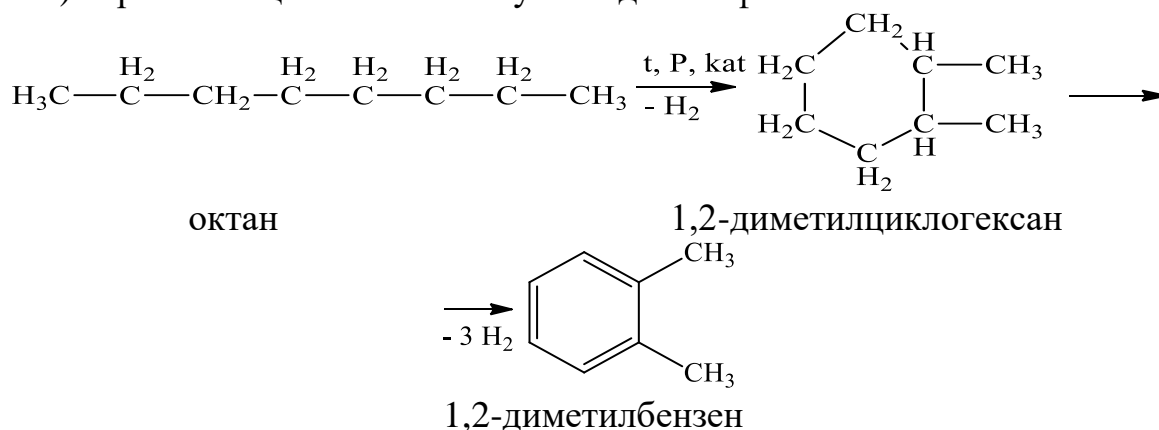
антрацен



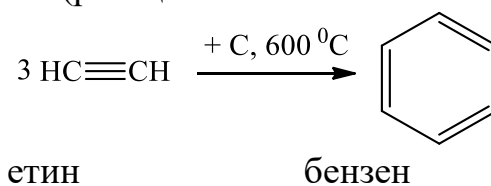
фенатрен

Способи добування аренів

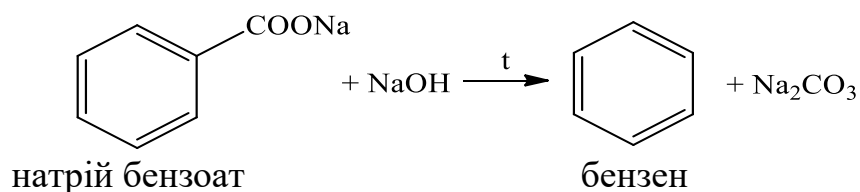
- 1) Фракційне розділення кам'яновугільної смоли.
- 2) Ароматизація насичених вуглеводнів нафти:



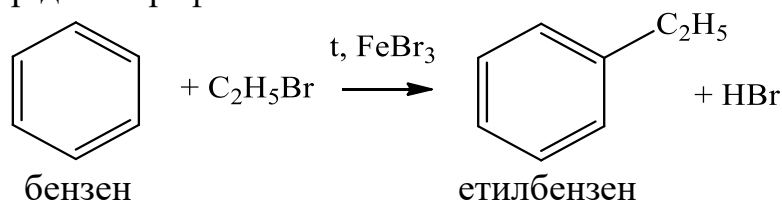
- 3) Тримеризація алкінів (реакція Зелінського-Казанського):



4) Лужне плавлення солей (реакція Дюма):



5) Реакція Фріделя-Крафтса:



2. Фізичні та хімічні властивості аренів

Фізичні властивості аренів

Нижчі члени гомологічного ряду бензену найчастіше є рідинами з характерним запахом. З підвищенням молекулярної маси зростає температура кипіння, орто-ізомери звичайно киплять при більш високій температурі, ніж пара-ізомери. Вуглеводні, до складу яких входить не більше одного бензенового кільця, як правило, легші за воду. Ароматичні вуглеводні нерозчинні у воді, але добре розчиняються в багатьох органічних розчинниках. Через високий вміст атомів Карбону вони горять кіптявим полум'ям. Арени дуже отруйні. Вдихання їх парів спричиняє лейкемію.

Правила орієнтації в бензеновому ядрі.

На реакційну здатність атомів Гідрогену бензенового кільця при наявності одного радикала впливають такі чинники: положення та природа радикала, природа діючого другого реагенту та умови проведення реакції.

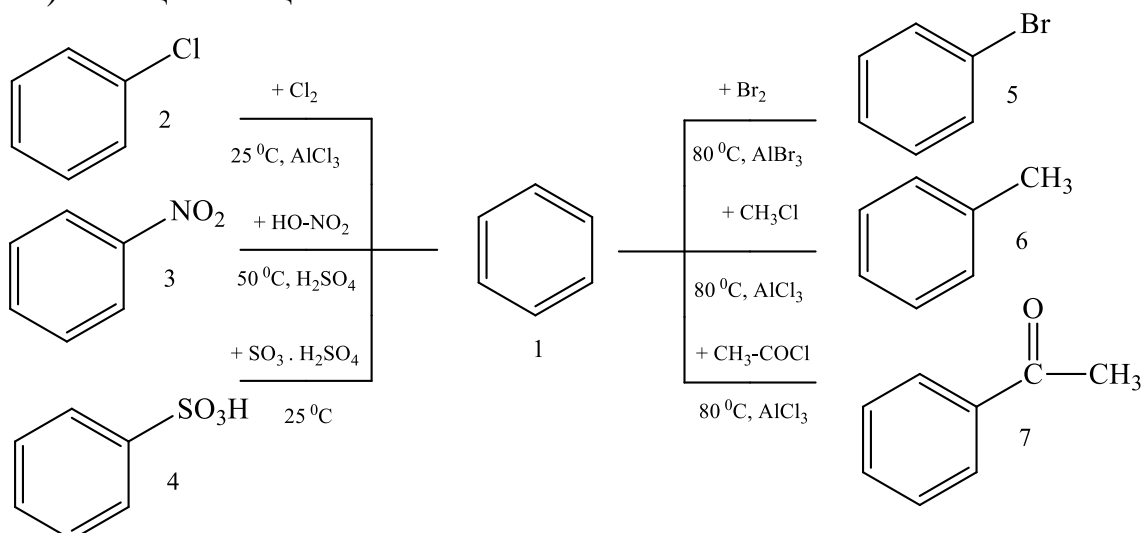
Розрізняють два роди замісників (орієтантів).

1. Замісники (орієтанти) першого роду: NH₂ > OH > OR > NHCOCH₃ > OSCOCH₃ > CH₃ > Cl > Br > J. Ці замісники зміщують електронну щільність у бік бензенового кільця – володіють електронодонорними властивостями. Вони активують бензенове кільце (за винятком галогенів). Полегшуючи входження електрофільних реагентів у бензенове кільце, вони орієнтують новий замісник в орто- і пара-положення. Такі замісники називаються **орто- і пара-орієтантами**.

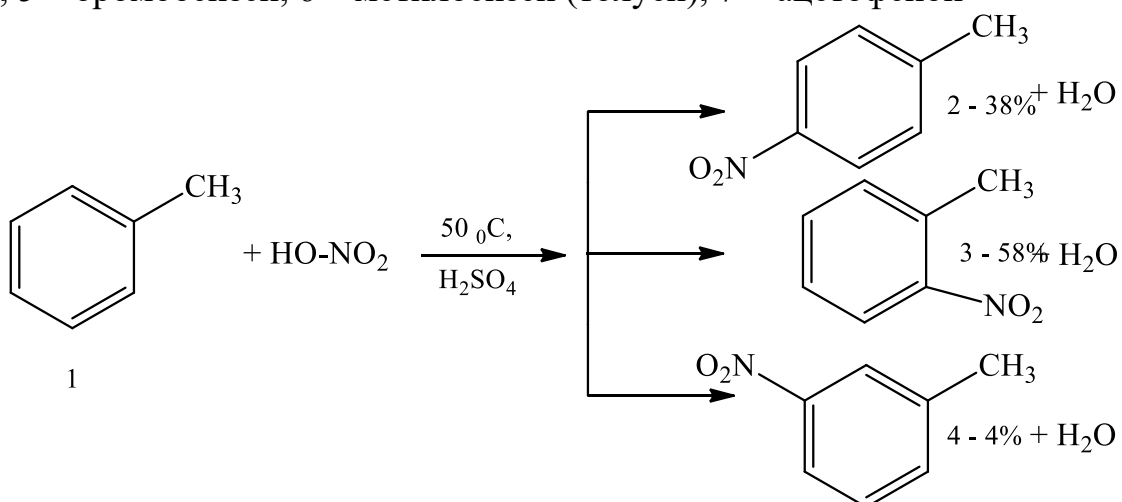
2. Замісники (орієтанти) другого роду: -CN, -COOH, -SO₃H, -CHO, -OR, -COOR, -NO₂. Ці замісники зміщують електронну щільність від бензенового кільця – володіють електроноакцепторними властивостями. Ці замісники дезактивують бензенове кільце, ускладнюючи входження електрофільних реагентів. Замісники другого роду орієнтують новий замісник у мета-положення. Такі замісники називаються **мета-орієтантами**.

Хімічні властивості аренів

1) Реакції заміщення:

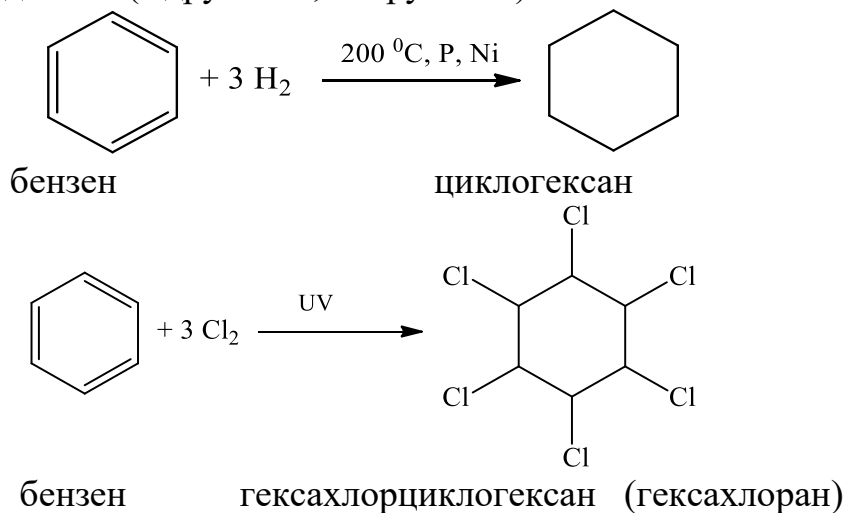


1 – бензен, 2 – хлорбензен, 3 – нітробензен, 4 – бензенсульфонова кислота, 5 – бромобензен, 6 – метилбензен (толуен), 7 – ацетофенон



1 – толуен, 2 – p-нітротолуен, 3 – o-нітротолуен, 4 – m-нітротолуен

2) Реакції приєднання (гідрування, хлорування):



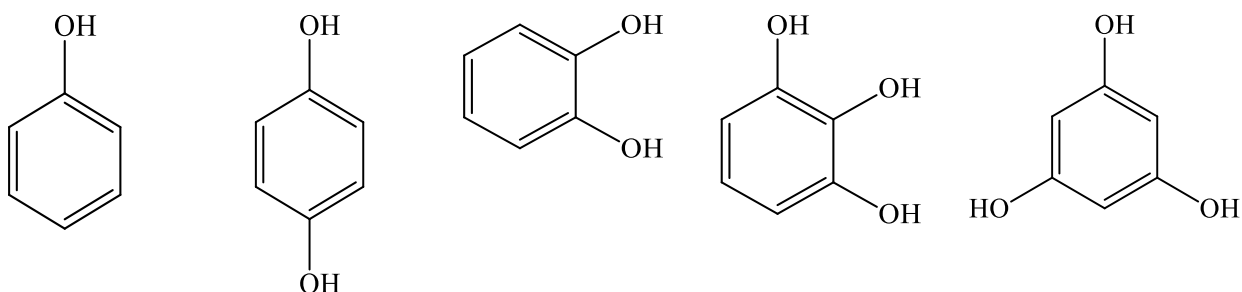
Бензен є важливою сировиною для органічного синтезу; його застосовують при добуванні багатьох інших ароматичних сполук; у виробництві барвників, пластмас, пестицидів, вибухових речовин, ліків; як розчинник лаків, фарб. Бензен входить до складу палива, яке використовується у двигунах внутрішнього згоряння.

3. Феноли. Способи добування фенолів

Феноли – похідні ароматичних вуглеводнів, що містять одну або кілька гідроксильних груп, безпосередньо пов'язаних з атомами Карбону ароматичного циклу. Назва класу походить від найпростішого представника – фенолу (оксибензену): C_6H_5OH .

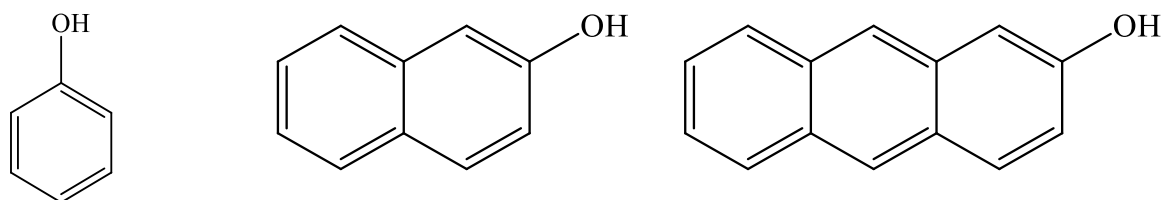
Класифікація фенолів:

1) залежно від кількості гідроксильних груп: *одноатомні* (ареноли), *двохатомні* (арендіоли), *трьох-* і *поліатомні* феноли (арентріоли, аренполіоли);



фенол p-гідрохінон пірокатехін пірогалол флороглуцин

2) за кількістю ароматичних ядер: власне феноли, нафтоли, антроли.

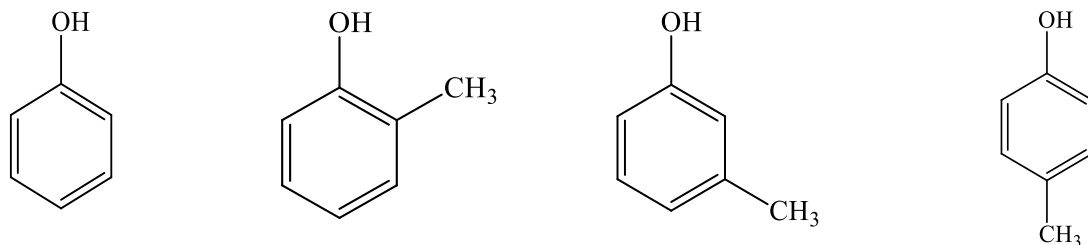


фенол

β-нафтол

2-антрол

За замісною номенклатурою *IUPAC* назви фенолів утворюють від назв відповідних аренив з додаванням префікса *гідрокси-*. Для багатьох фенолів використовують тривіальні назви. Як основу назв гомологів фенолу найчастіше використовують слово «фенол»:



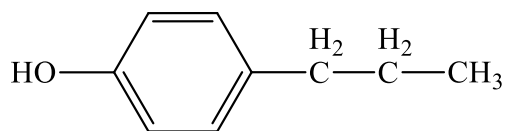
фенол
(гідроксибензен,
карболова
кислота)

2-метилфенол
(*o*-метилфенол,
o-крезол)

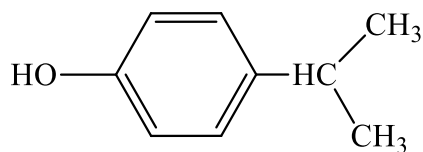
3-метилфенол
(*m*-метилфенол,
m-крезол)

4-метилфенол
(*p*-метилфенол,
p-крезол)

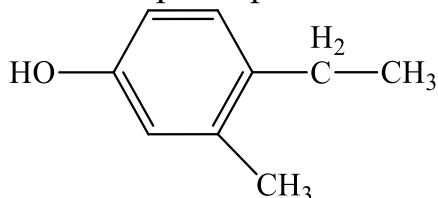
Структурна ізомерія може бути зумовлена структурними змінами замісників:



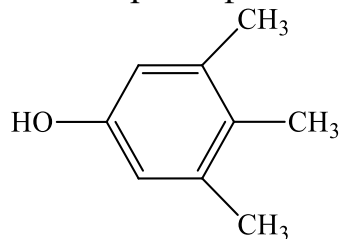
4-пропілфенол



4-ізопропілфенол



3-метил-4-етилфенол

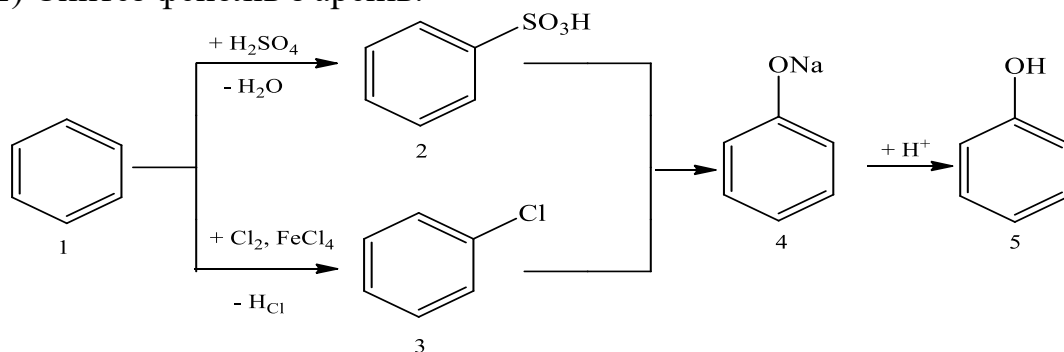


3,4,5-триметилфенол

Способи добування фенолів

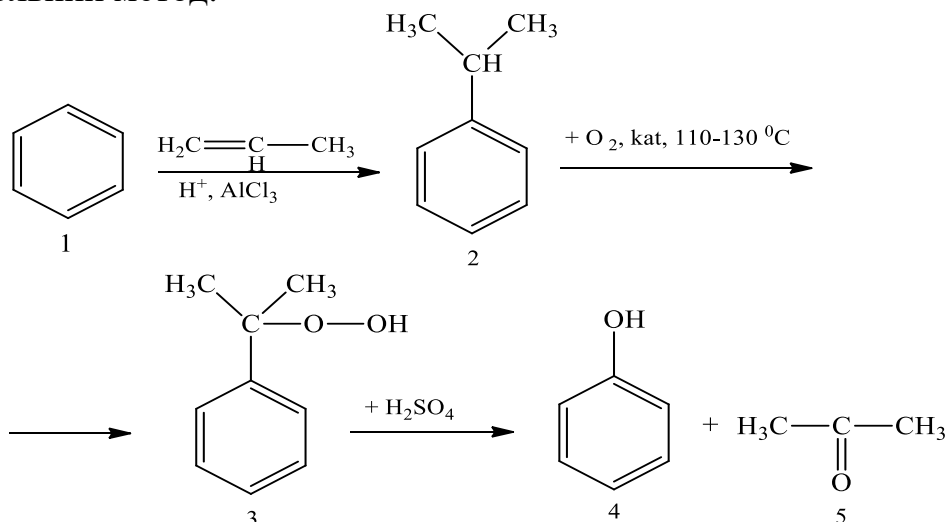
1) Природні джерела. Природним джерелом фенолів є кам'яновугільна смола, з якої виділяють крезолі.

2) Синтез фенолів з аренів:



1 – бензен, 2 – бензенсульфо кислота, 3 – хлорбензен, 4 – натрій фенолят, 5 – фенол

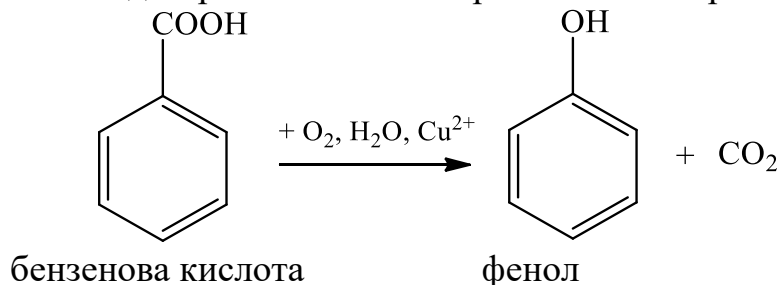
3) Кумольний метод:



1 – бензен, 2 – ізопропілбензен (кумол), 3 – гідропероксид кумолу, 4 – фенол, 5 – ацетон (пропан-2-он)

Окиснення кумолу є економічно вигідним методом, що дозволяє отримати поряд з фенолом інший важливий продукт – ацетон (на 1 кг фенолу припадає 0,6 кг ацетону). На сьогодні цей метод найбільш широко застосовується в промисловості та дозволяє виробляти понад 80% синтетичного фенолу.

4) Окиснювальне декарбоксілювання ароматичних карбонових кислот:



4. Фізичні та хімічні властивості фенолів

Фізичні властивості фенолів

Найпростіші феноли – це в'язкі рідини чи низькоплавкі тверді речовини з дуже специфічним стійким запахом («карболовий запах»). Фенол розчиняється у воді (9 частин на 100 частин води), інші феноли у воді малорозчинні. З водою утворює кристалогідрати, а з парою води легко переганяється. Фенол – отруйна речовина. При потраплянні на шкіру спричиняє опіки. Володіє дезінфікуючими й антисептичними властивостями.

Більшість фенолів – безбарвні речовини. При зберіганні під дією кисню повітря можуть окислюватися, набуваючи темного забарвлення. Феноли мають високі температури кипіння.

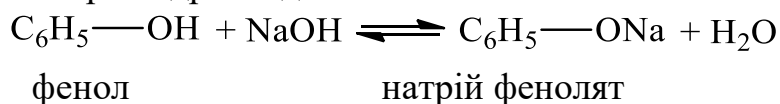
Хімічні властивості фенолів

1. Реакції за участю зв'язку С-О

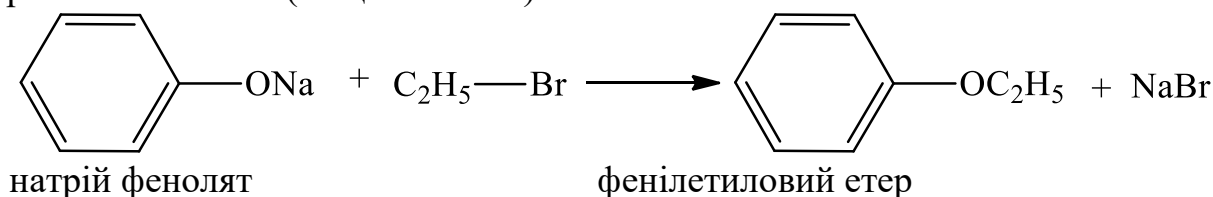
Кислотні властивості.

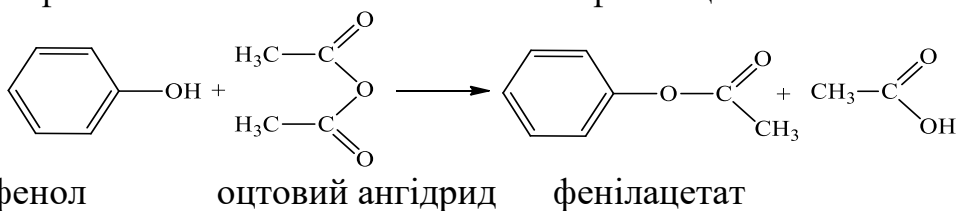
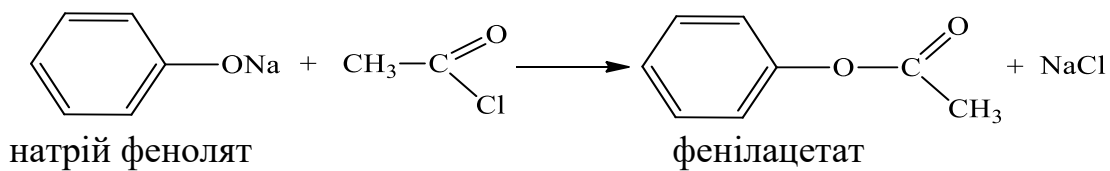
Феноли – більш сильні ОН-кислоти, ніж спирти. Це зумовлено тим, що неподілена пара електронів атома Оксигену в молекулі фенолу зміщена до ядра (+ М-ефект ОН-групи), що призводить до утворення частково позитивного заряду δ^+ на атомі Оксигену та збільшення поляризації зв'язку О-Н, порівняно зі спиртами.

1) Взаємодія з натрій гідроксидом:



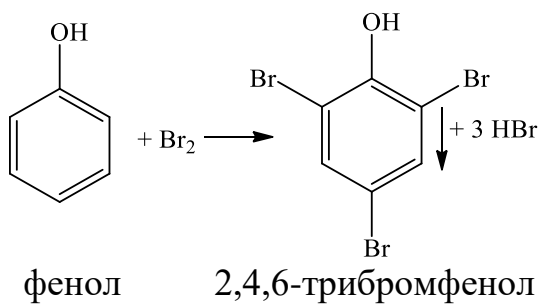
2) Взаємодія з галогеноалканами, галогенангідрідами й ангідридами карбонових кислот (о-ацилювання):



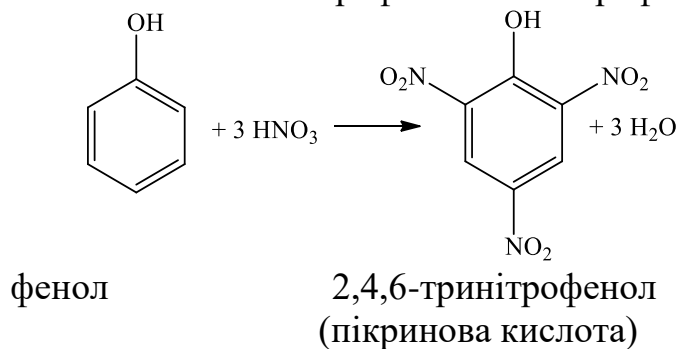
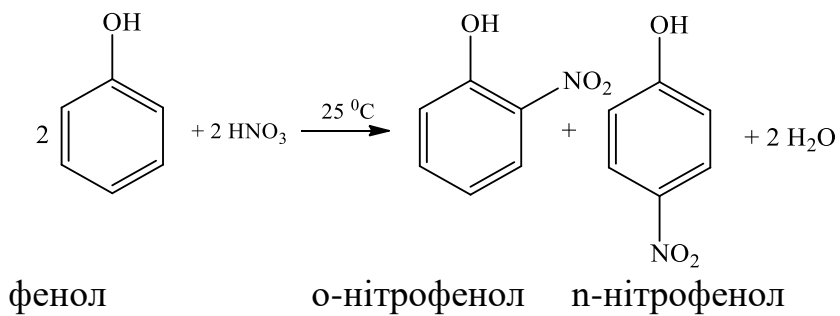


2) Реакція електрофільного заміщення біля ароматичного кільця

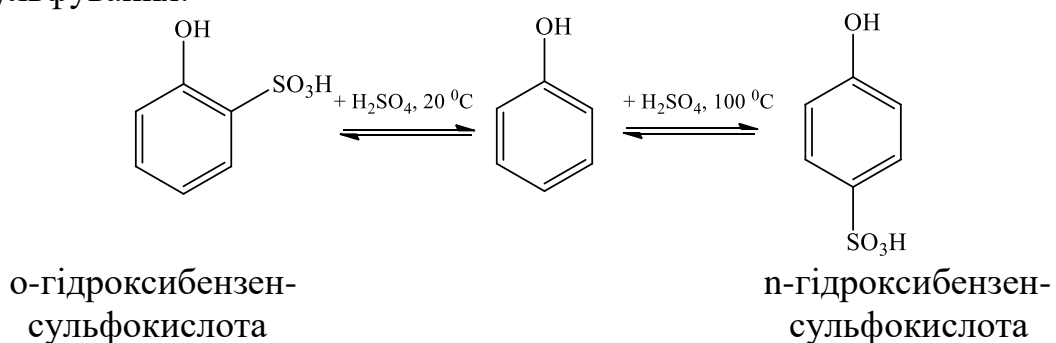
1) Галогенування:



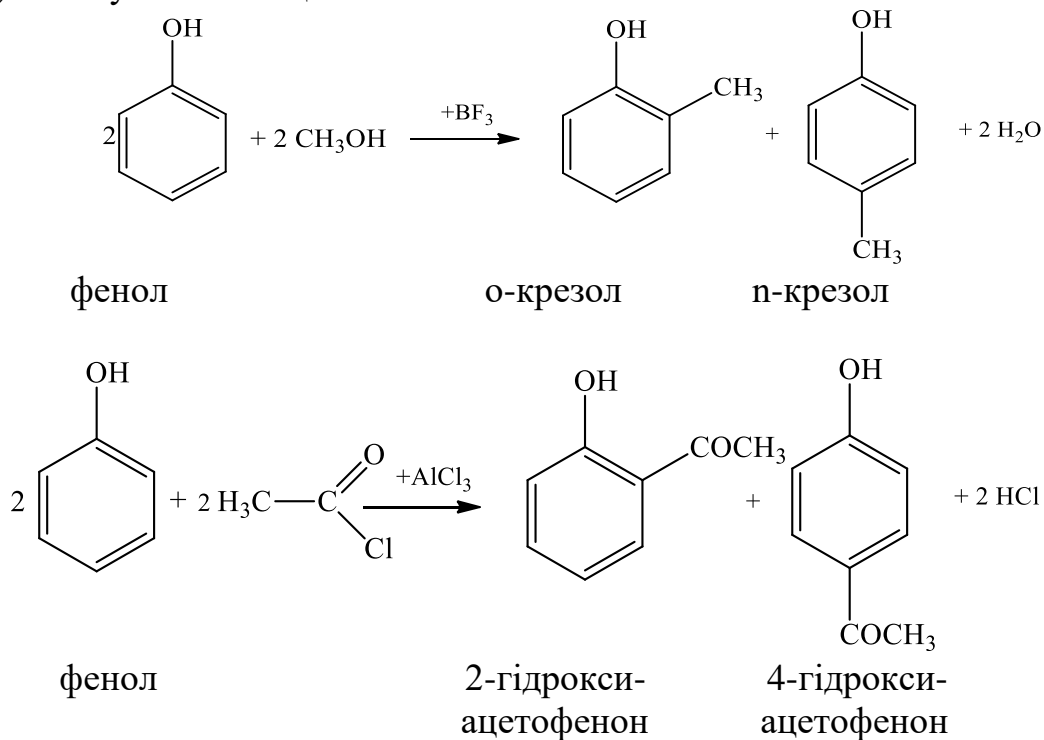
2) Нітрування в присутності розбавленої та концентрованої нітратної кислот відповідно:



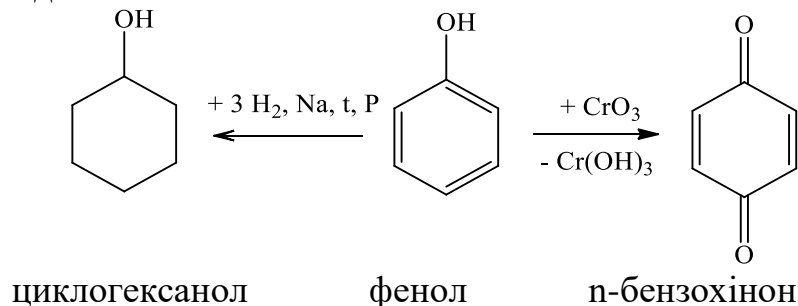
3) Сульфування:



4) Алкілювання та ацилювання:



3) Реакція відновлення та окиснення:



Питання та завдання для самоконтролю

1. Перелічіть характерні властивості ароматичних сполук.
2. Назвіть відомих вам представників моноядерних і поліядерних аренів. Наведіть їх формули.
3. Які правила орієнтації в бензеновому ядрі?
4. Напишіть реакції на прикладі бензену, використовуючи замісники (орієнтанти) першого та другого роду.
5. Який спосіб добування фенолу є найбільш економічно вигідним? Напишіть рівняння.

Література: 7, 11, 12.

ТЕМА 10. СПИРТИ. АЛЬДЕГІДИ, КЕТОНИ

Мета: ознайомитися з оксигеновмісними органічними сполуками; ознайомитися з будовою спиртів, альдегідів, кетонів, їх представниками, способами їх добування; розглянути фізичні та хімічні властивості спиртів, альдегідів і кетонів.

План

1. Спирти. Способи добування спиртів.
2. Фізичні та хімічні властивості спиртів.
3. Альдегіди, кетони. Способи добування альдегідів і кетонів.
4. Фізичні та хімічні властивості альдегідів і кетонів.

Ключові терміни та поняття: спирти, альдегіди, кетони, функціональна група.

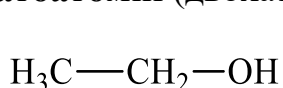
1. Спирти. Способи добування спиртів

Спирти – органічні сполуки, у молекулах яких містяться одну чи декілька гідроксильних груп (–ОН), сполучені з вуглеводневим радикалом.

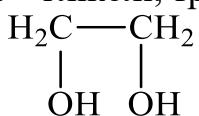
Загальна формула спиртів **R-ОН**, де R – вуглеводневий радикал.

За міжнародною номенклатурою назви спиртів утворюються від назв відповідних алканів з додаванням закінчення *-ол*. Далі вказують номер атома Карбону, біля якого знаходиться –ОН група. Нумерацію атомів Карбону починають з того кінця ланцюга, до якого –ОН група розташована ближче. У назвах двохатомних і багатоатомних спиртів перед закінченням *-ол* ставляться префікси **ди-** (ді-), **три-** і т. д. залежно від кількості груп, а потім зазначаються положення всіх груп.

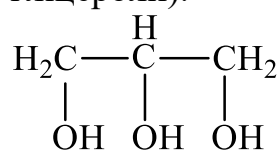
Залежно від кількості гідроксильних груп спирти поділяються на **одно-** і **багатоатомні** (двохатомні спирти – гліколі, трьохатомні – гліцероли).



етанол
(одноатомний спирт)

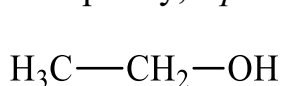


етан-1,2-діол
(двохатомний спирт)

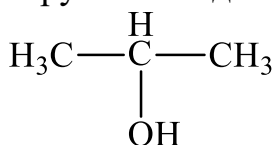


пропан-1,2,3-тріол
(трьохатомний спирт)

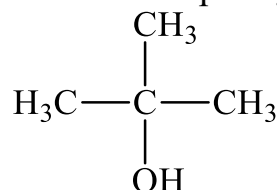
Спирти поділяються також на *первинні*, в яких –ОН група сполучена з первинним атомом Карбону, *вторинні* – –ОН група приєднана до вторинного атома Карбону, *третинні* – –ОН група знаходиться біля третинного Карбону.



етанол
(первинний спирт)

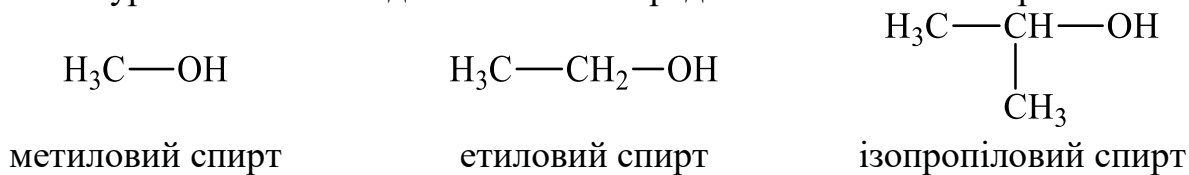


пропан-2-ол
(вторинний спирт)

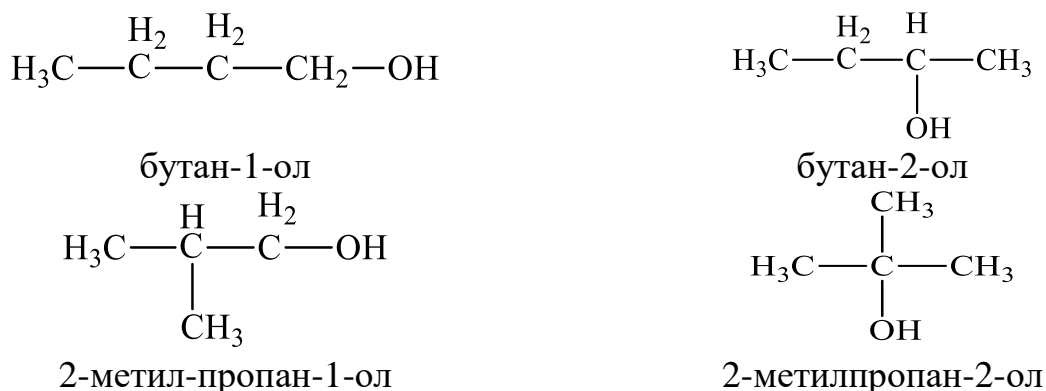


2-метилпропан-2-ол
(третинний спирт)

Для деяких спиртів використовуються назви за раціональною номенклатурою. Назви складаються з назви радикала та слова «спирт».

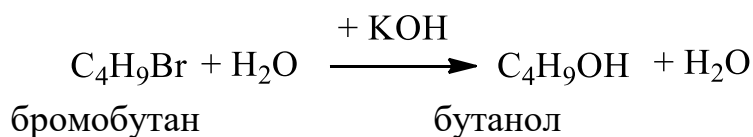


Ізомерія спиртів пов'язана як з розгалуженням карбонового ланцюга, так і з різним положенням $-\text{OH}$ групи.

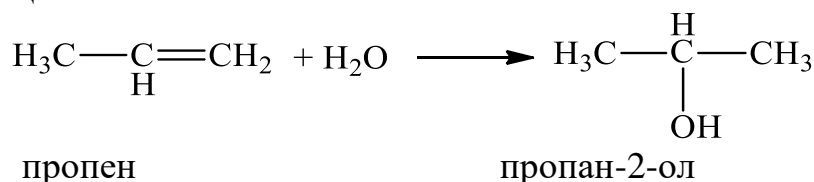


Способи добування спиртів

1) Гідроліз галогенопохідних відповідних алканів:



2) Гідратація алкенів:



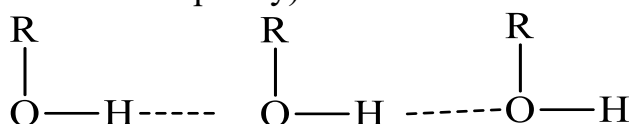
2. Фізичні та хімічні властивості спиртів

Фізичні властивості спиртів

За звичайних умов насичені одноатомні спирти з нормальною будовою ланцюга, що містять від 1 до 11 атомів Карбону, є безбарвними рідинами. Зі збільшенням молекулярної маси спиртів їх розчинність у воді знижується: метанол, етанол і пропанол змішуються з водою в будь-яких співвідношеннях, бутанол та інші рідкі за звичайних умов спирти розчиняються у воді мало, а вищі спирти практично не розчиняються у воді.

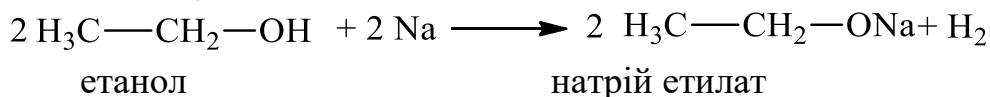
Спирти мають досить високі температури кипіння. Це пов'язано з асоціацією їх молекул, яка відбувається так само, як і асоціація молекул води,

за рахунок утворення водневих зв'язків між молекулами ROH (R – радикал, що містить атом Карбону):

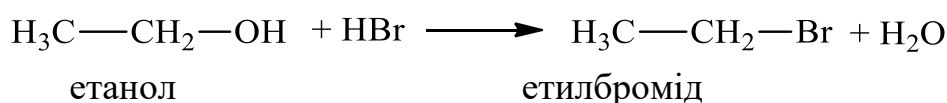


Хімічні властивості спиртів

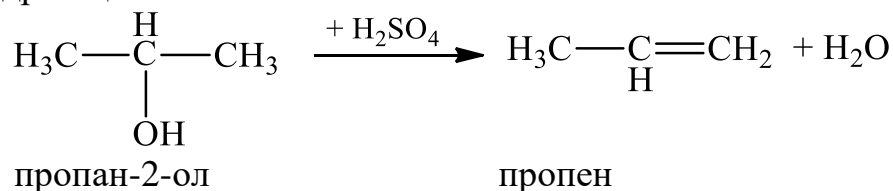
1) Взаємодія з лужними металами:



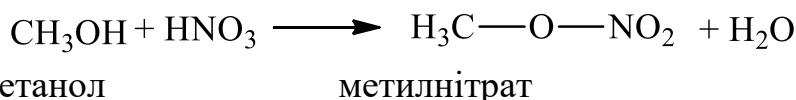
2) Взаємодія з галогеноводнями та іншими галогеновмісними речовинами:



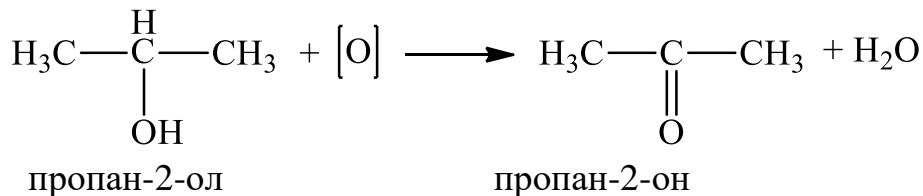
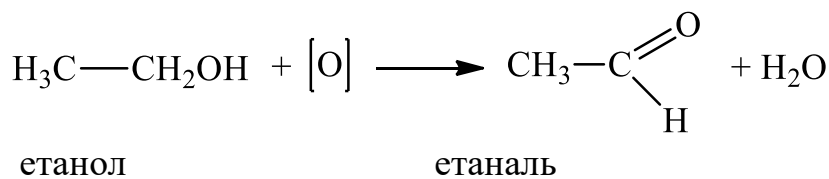
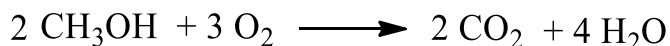
3) Дегідратація:



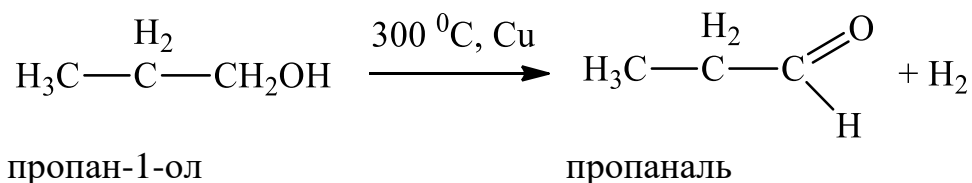
4) Взаємодія з оксигеновмісними кислотами:

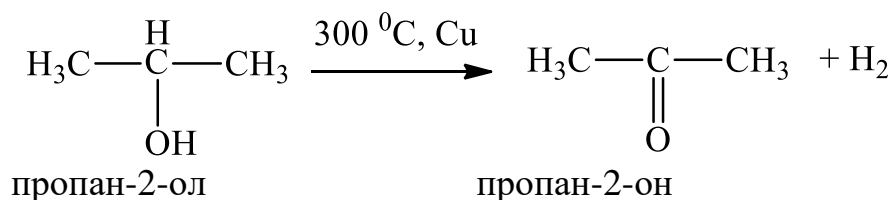


5) Окиснення:



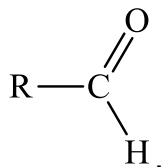
6) Дегідрування:





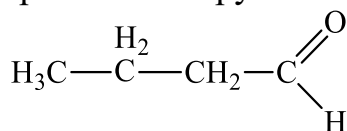
3. Альдегіди, кетони. Способи добування альдегідів і кетонів

Альдегіди, кетони – органічні сполуки, молекули яких містять карбонільну групу (C = O). Тому альдегіди й кетони є карбонільними сполуками.

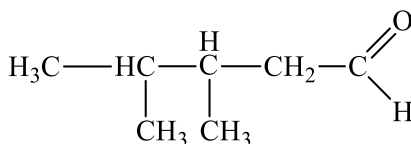


Загальна формула

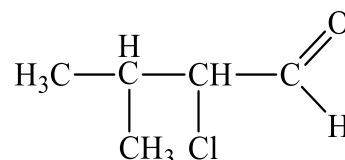
Назви альдегідів за заміниковою номенклатурою згідно з правилами *IUPAC* складаються з назви відповідного вуглеводню з додаванням закінчення *-аль*. Перед коренем назви записуються замісники із зазначенням їх положення та кількості. Нумерацію атомів Карбону починають з карбонового атома карбонільної групи.



бутаналь



3,4-диметилпентаналь



3-метил-2-хлорбутаналь

Для альдегідів широко використовуються назви за систематичною номенклатурою і тривіальні назви, аналогічні назвам відповідних органічних кислот (табл. 3).

Таблиця 3

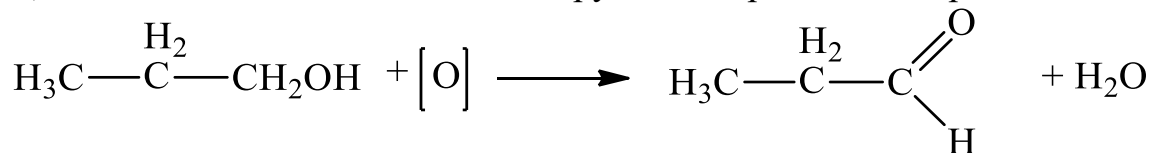
Представники альдегідів

Формула	Назва за систематичною номенклатурою	Тривіальна назва
HCHO	метаналь	формальдегід, мурашиний альдегід
CH ₃ -CHO	етаналь	ацетальдегід, оцтовий альдегід
CH ₃ -CH ₂ -CHO	пропаналь	пропіоновий альдегід
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CHO	бутаналь	масляний альдегід
CH ₃ -CH(CH ₃)-CHO	2-метилпропаналь	ізомасляний альдегід
CH ₃ -(CH ₂) ₃ -CHO	пентаналь	валеріановий альдегід

Систематична назва кетонів походить від назв радикалів (у порядку зростання) з додаванням слова кетон або ж використовується назва відповідного вуглеводню з додаванням суфікса *-он* (ацетон або пропан-2-он).

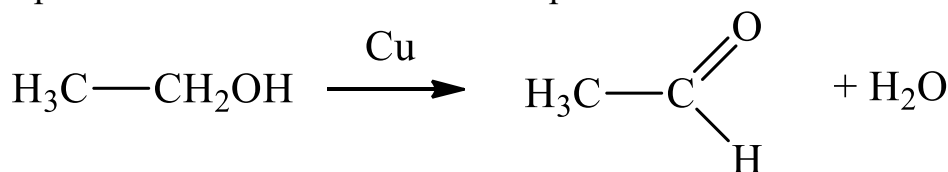
Способи добування альдегідів

1) Окиснення чи каталітичне дегідрування первинних спиртів:



пропанол

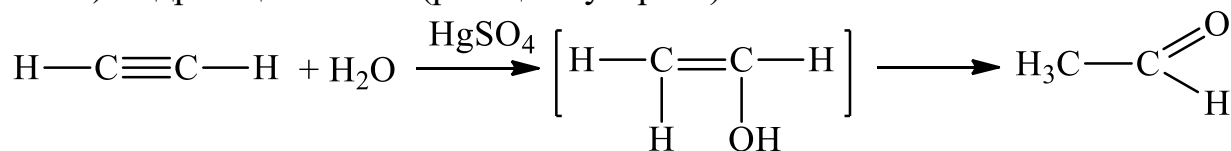
пропаналь



етанол

етаналь

2) Гідратація алкінів (реакція Кучерова):

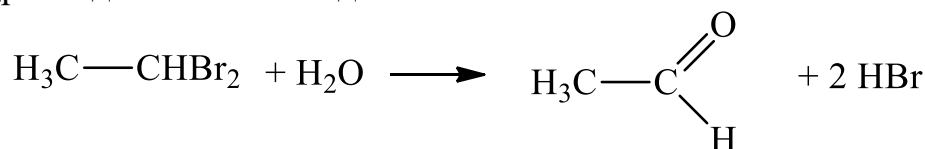


етин

вініловий спирт

етаналь

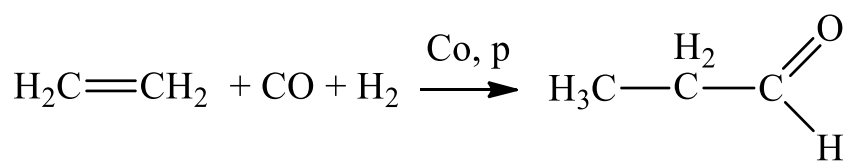
3) Гідроліз дигалогенопохідних алканів:



1,2-дигалогеноетан

етаналь

4) Оксосинтез алкенів:

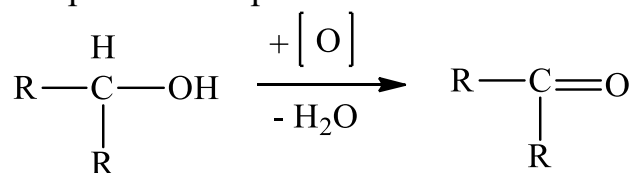


етен

пропаналь

Способи добування кетонів

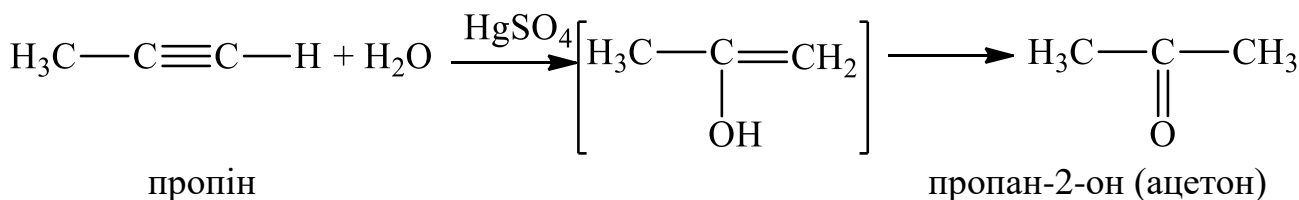
1) Окиснення вторинних спиртів:



вторинний спирт

кетон

2) Гідратація алкінів

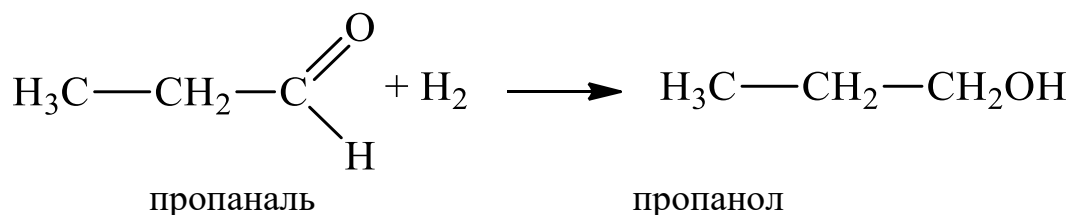


4. Фізичні та хімічні властивості альдегідів і кетонів

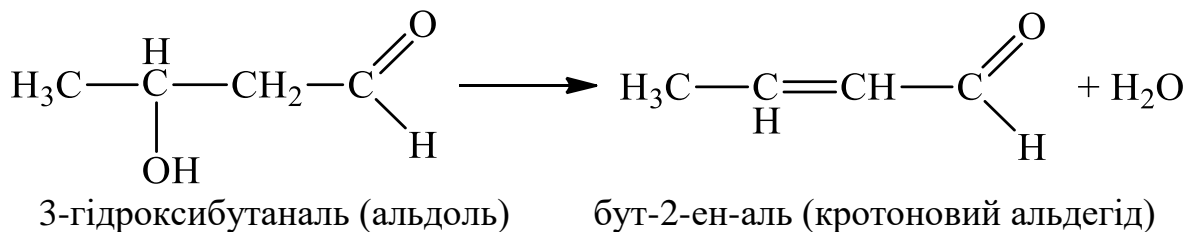
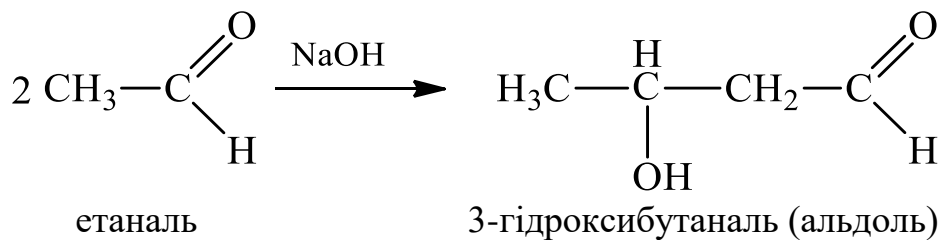
Перший представник гомологічного ряду насичених альдегідів – безбарвний газ, декілька наступних альдегідів – рідини. Вищі альдегіди – тверді речовини. Нижчі гомологи розчинні у воді завдяки утворенню водневих зв'язків між атомами Гідрогену молекул води й карбонільними атомами Оксигену. Зі збільшенням алкільного радикала розчинність у воді знижується. Температури кипіння кетонів зазвичай дещо вищі, ніж ізомерних альдегідів.

Хімічні властивості альдегідів

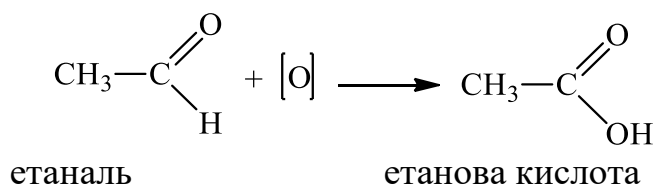
1) Реакція відновлення:



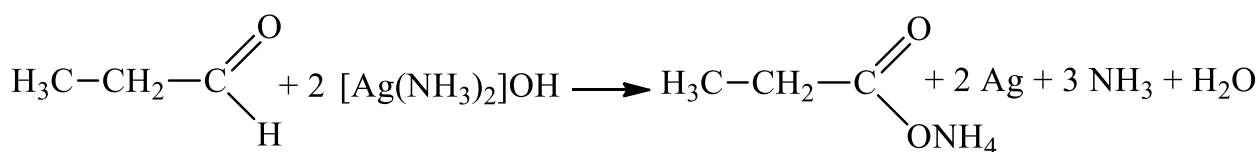
2) Реакції полімеризації та конденсації:



3) Окиснення:



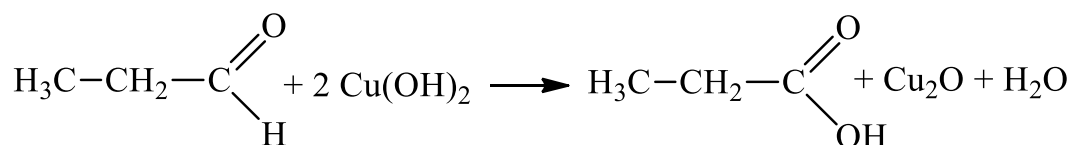
Якісною реакцією на альдегіди є **реакція срібного дзеркала** – окиснення їх амонійним розчином оксиду Аргентуму при нагріванні:



пропаналь

амонійна сіль пропанової кислоти

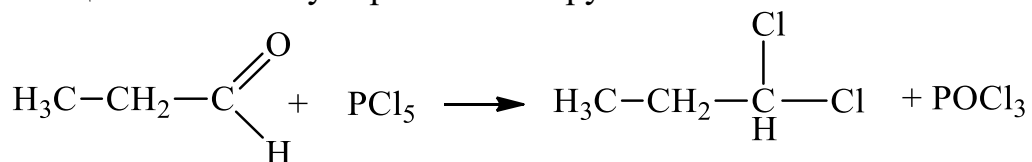
Альдегіди окиснюються також Купрум (II) гідроксидом, який відновлюється до червоно-коричневого Купрум (I) оксиду:



пропаналь

пропанова кислота

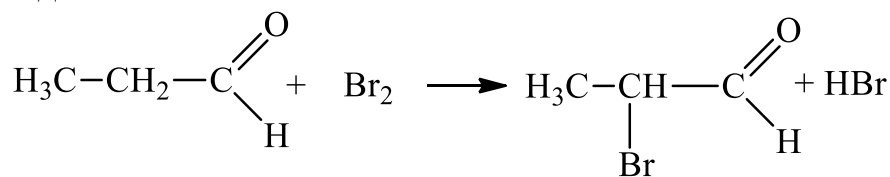
4) Заміщення Оксигену карбонільної групи:



пропаналь

1,1-дихлорпропан

5) Взаємодія з галогенами:



пропаналь

2-бромпропаналь

Питання та завдання для самоконтролю

1. За якими ознаками класифікуються спирти? Наведіть приклади структур.
2. У чому полягає відмінність між фізичними властивостями спиртів, альдегідів і кетонів?
3. Укажіть тривіальні назви й відповідні назви за систематичною номенклатурою для альдегідів, що містять від 1 до 5 атомів Карбону.
4. Напишіть реакцію гідратації бут-2-ену.
5. Поясніть, як відбувається заміщення Оксигену карбонільної групи у структурі етаналу. Напишіть відповідні реакції.

Література: 7, 11, 12.

ТЕМА 10. КАРБОНОВІ КИСЛОТИ. ЕТЕРИ ТА ЕСТЕРИ

Мета: ознайомитися з будовою карбонових кислот, етерів та естерів, способами їх добування; розглянути фізичні та хімічні властивості карбонових кислот, етерів, естерів.

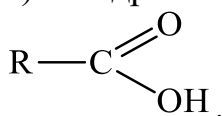
План

1. Карбонові кислоти. Способи добування карбонових кислот.
2. Фізичні та хімічні властивості карбонових кислот.
3. Етери, естери. Способи добування етерів, естерів.
4. Фізичні та хімічні властивості етерів, естерів.

Ключові терміни та поняття: основність, карбонова кислота, карбоксильна група, етер, естер.

1. Карбонові кислоти. Способи добування карбонових кислот

Карбонові кислоти – органічні сполуки, що містять одну або декілька карбоксильних груп (–COOH). Карбоксильна група включає дві функціональні групи – карбонільну (C=O) та гідроксильну (–OH).



Загальна формула:

Систематичні назви карбонових кислот утворюються від назви відповідного вуглеводню з додаванням суфікса *-ова* та слова *кислота*. Також використовуються тривіальні назви (табл. 4).

Таблиця 4

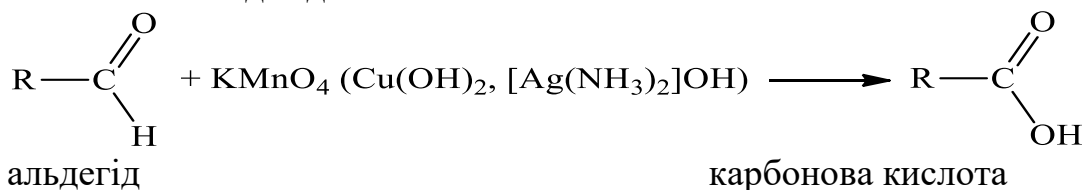
Представники карбонових кислот

Формула кислоти	Систематична назва	Тривіальна назва
Монокарбонові (одноосновні) кислоти		
HCOOH	Метанова	Мурашина
CH ₃ – COOH	Етанова	Оцтова
CH ₃ – CH ₂ – COOH	Пропанова	Пропіонова
CH ₃ – CH ₂ – CH ₂ – COOH	Бутанова	Масляна
CH ₃ – CH ₂ – CH ₂ – CH ₂ – COOH	Пентанова	Валеріанова
CH ₃ – (CH ₂) ₁₄ – COOH	Гексадеканова	Пальмітинова
CH ₃ – (CH ₂) ₁₆ – COOH	Октадеканова	Стеаринова
CH ₂ = CH – COOH	Пропенова	Акрилова
CH ₃ (CH ₂) ₇ CH = CH(CH ₂) ₇ – COOH	Октадецен-9-ова	Олеїнова
C ₆ H ₅ – COOH	Бензойна	–
Дикарбонові (двохосновні) кислоти		
HOOC – COOH	Етандіова	Щавлева
HOOC – CH ₂ – COOH	Пропандіова	Малонова
HOOC – (CH ₂) ₄ – COOH	Гександіова	Адипінова
HOOC – C ₆ H ₄ – COOH	Бензен-1,4-дикарбонова	Терефталева

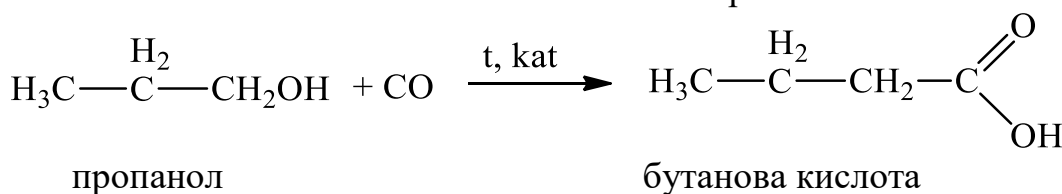
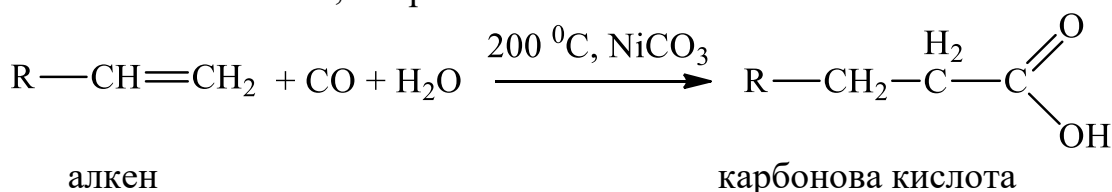
За кількістю $-\text{COOH}$ груп карбонові кислоти поділяють на монокарбонові, або одноосновні (одна група $-\text{COOH}$), дикарбонові, або двоосновні (дві групи $-\text{COOH}$) і т.д. Залежно від будови вуглеводневого радикала, з яким сполучена карбоксильна група, карбонові кислоти поділяються на аліфатичні (наприклад оцтова, акрилова та ін.), аlicyclic (циклогексан-карбонова) й ароматичні (бензойна, фталева).

Способи добування карбонових кислот

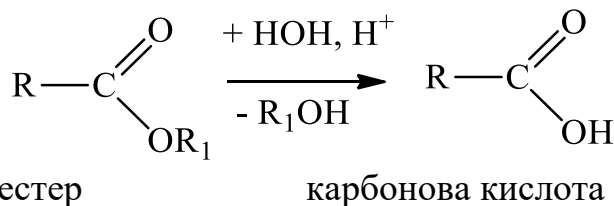
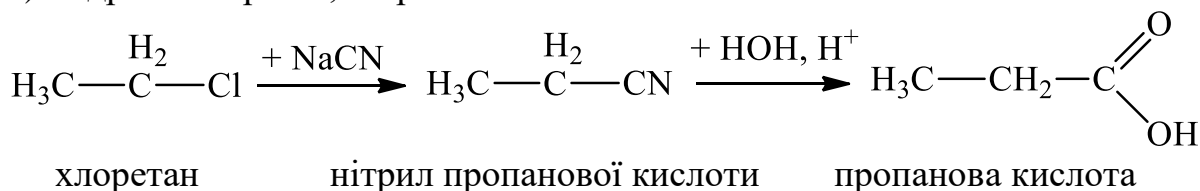
2) Окиснення альдегідів:



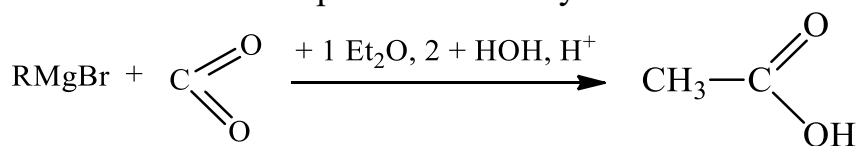
3) Оксосинтез алкенів, спиртів:



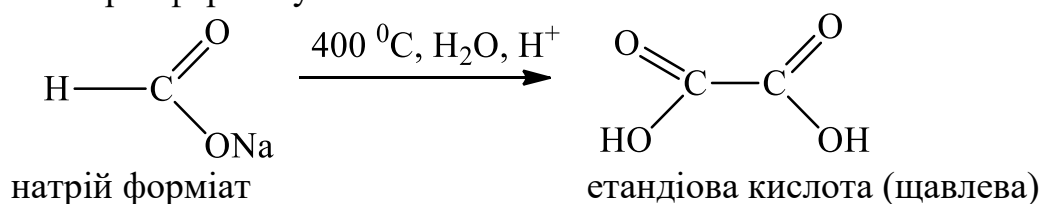
3) Гідроліз нітрilів, етерів:



4) Карбоксилування металоорганічних сполук:



5) Гідроліз натрій формиату:



2. Фізичні та хімічні властивості карбонових кислот

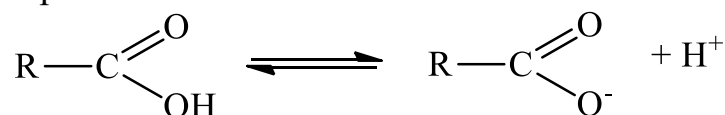
Фізичні властивості карбонових кислот

Нижчі карбонові кислоти являють собою рідини, середні представники гомологічного ряду карбонових кислот – маслянисті речовини, вищі – тверді кристалічні речовини. Розчинність у воді та високі температури кипіння карбонових кислот обумовлені утворенням міжмолекулярних водневих зв'язків. Зі збільшенням молекулярної маси розчинність кислот у воді знижується.

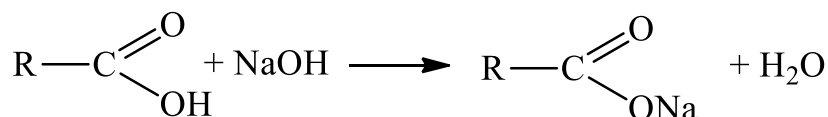
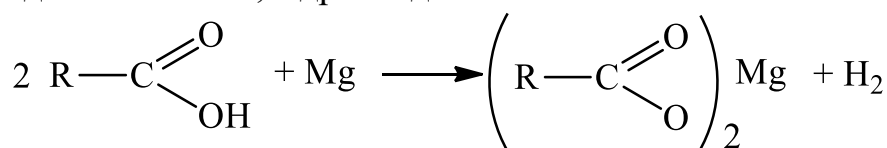
Хімічні властивості кислот

Кислотні властивості карбонових кислот обумовлені зміщенням електронної густини до карбонільного Оксигену та внаслідок цього поляризацією зв'язку O–H. Водень карбоксильної групи зумовлює кислотні властивості карбонових кислот. Кількість карбонових груп визначає **основність кислоти**.

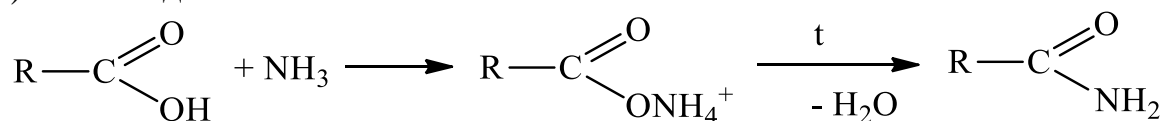
1) Дисоціація карбонових кислот:



2) Взаємодія з металами, гідроксидами:



3) Взаємодія з амоніаком:

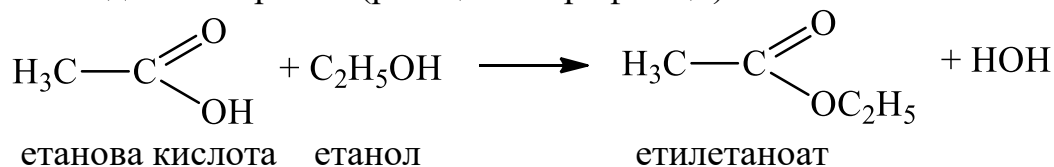


карбонова кислота

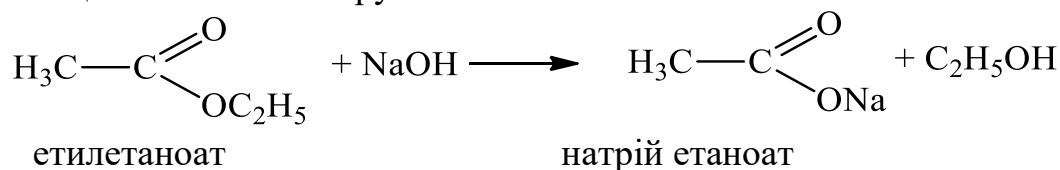
сіль амонію

амід карбонової кислоти

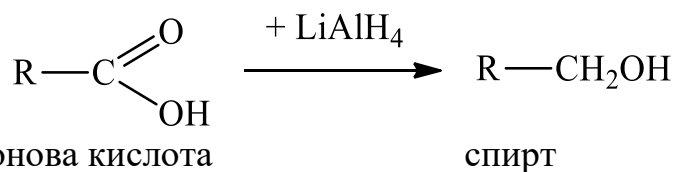
4) Взаємодія зі спиртами (реакція естерифікації):



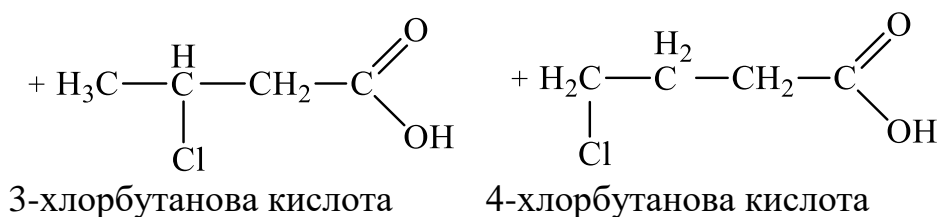
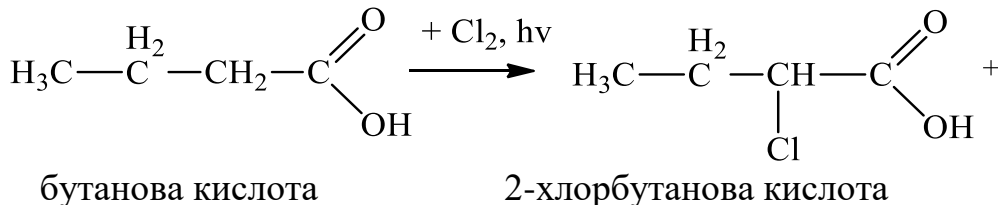
5) Реакція омилення естеру:



6) Реакція відновлення:

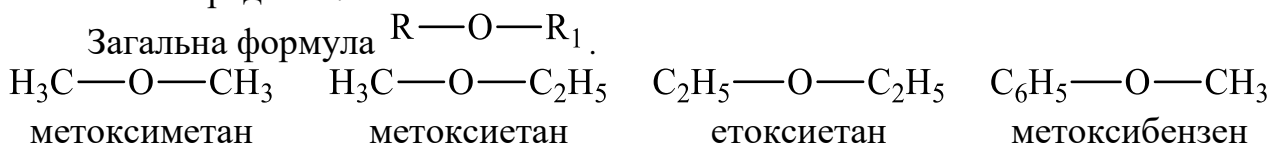


7) Взаємодія з галогенами:



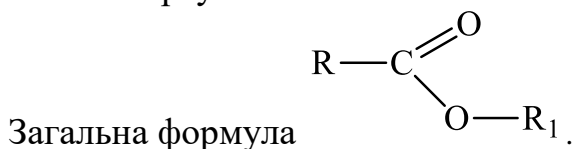
3. Етери, естери. Способи добування етерів, естерів

Етери – це органічні речовини, молекули яких складаються з вуглеводневих радикалів, сполучених між собою атомом Оксигену. Етери можна розглядати як продукти заміщення атома Гідрогену в –ОН групі спирту на алкільний радикал.

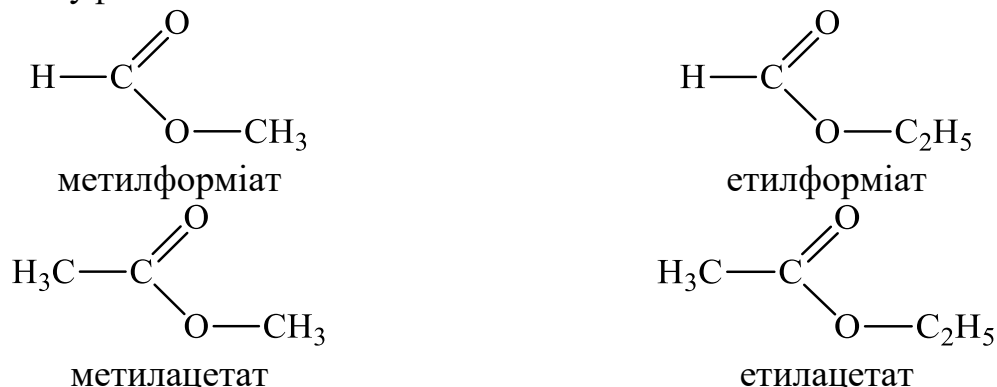


Також до етерів належать етилцелозольв, діоксан.

Естери – похідні карбонових кислот, у яких гідроксильна група заміщена на залишок спирту.



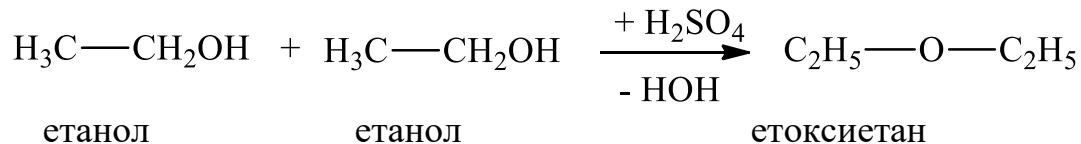
Назви естерів утворюються від назв алкільних радикалів і назв кислот з додаванням суфікса *-ат*.



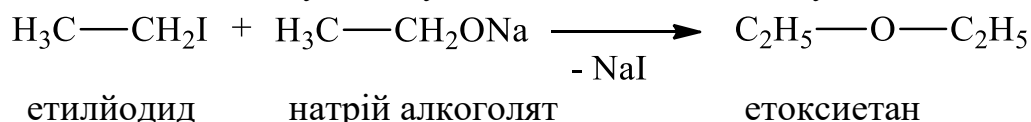
Естери широко розповсюджені в природі. Входять до складу ефірних олій багатьох рослин і вищих жирних кислот – хімічна основа всіх жирів, олій.

Способи добування етерів, естерів

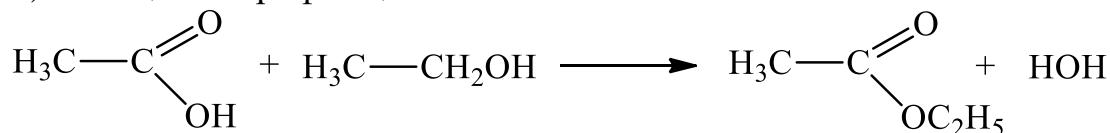
1) Дегідратація спиртів у присутності сульфатної кислоти:



2) Взаємодія алкоголю металу з галогенопохідними вуглеводнів:

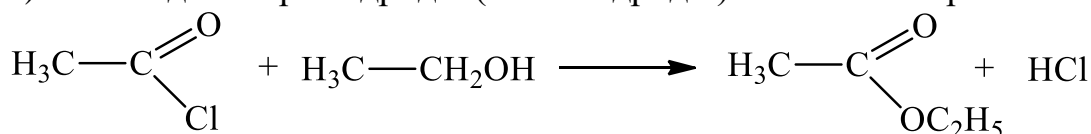


3) Реакція естерифікації:

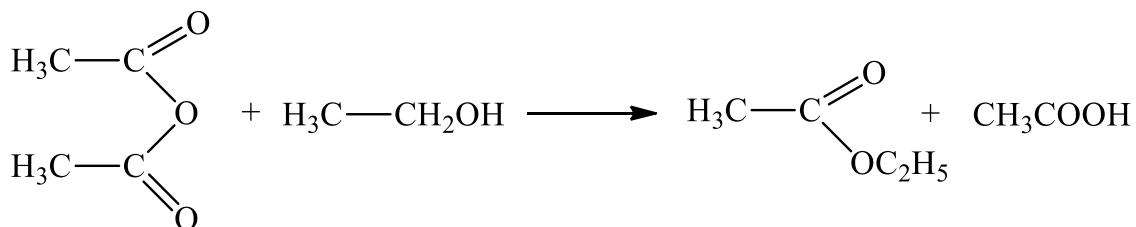


етанова кислота етанол етилетаноат

4) Взаємодія хлорангідридів (або ангідридів) кислот зі спиртами:

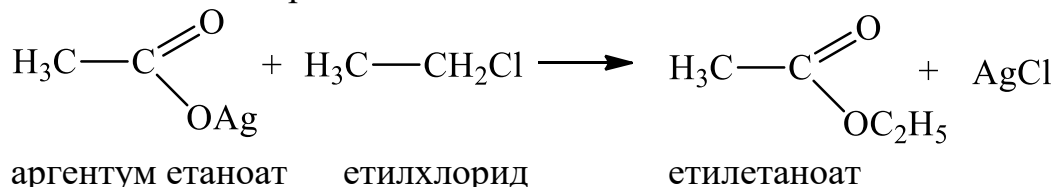


хлорангідрид етанол етилетаноат
етанової кислоти



ангідрид етанол етилетаноат
етанової кислоти

5) Взаємодія солей карбонових кислот з галогеноалканами:



4. Фізичні та хімічні властивості етерів, естерів

Фізичні властивості етерів, естерів

Етери (диметильовий, метилетильовий) – гази, діетильовий – рідина. Між молекулами етерів водневі зв'язки не утворюються. Естери – рідини з приємним фруктовим запахом. Їх використовують як розчинники та фруктові есенції.

ТЕМА 12. ГАЛОГЕНОПОХІДНІ ВУГЛЕВОДНІВ. АМІНИ

Мета: ознайомитися з будовою галогенопохідних вуглеводнів, амінів, способами їх добування; розглянути фізичні та хімічні властивості галогенопохідних вуглеводнів, амінів.

План

1. Галогенопохідні вуглеводнів. Способи добування галогенопохідних вуглеводнів.
2. Фізичні та хімічні властивості галогенопохідних вуглеводнів.
3. Аміни. Способи добування амінів.
4. Фізичні та хімічні властивості амінів.

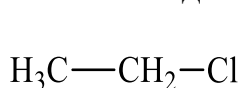
Ключові терміни та поняття: галогенопохідні вуглеводнів, аміни.

1. Галогенопохідні вуглеводнів. Способи добування галогенопохідних вуглеводнів

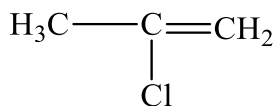
Галогенопохідні вуглеводнів – сполуки, до складу яких входить один або декілька атомів галогену, сполучених із вуглеводневим радикалом.

Загальна формула $R-Hal$.

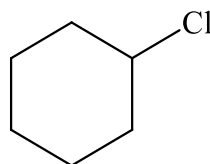
Залежно від кількості атомів Гідрогену, що заміщені на галогени, розрізняють **моно-** і **полігалогенопохідні** (ди-, три- та більше). Характер радикала, що сполучений з галогеном, визначає насиченість і ненасиченість галогенопохідних.



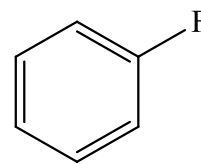
хлоретан



2-хлоропропен



хлорциклогексан

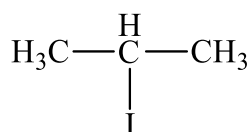


фторбензен

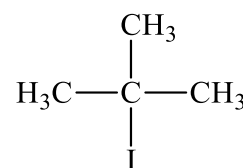
При утворенні назв аліфатичних галогеновмісних сполук за систематичною номенклатурою спочатку цифрою вказують положення галогену й називають його, а потім називають карбоновий ланцюг. Нумерацію карбонового ланцюга починають з того боку, до якого атом галогену знаходиться ближче. Якщо в молекулі є вуглеводневі радикали, то для їх позначення використовують префікси. Замісники, включаючи галоген, записують в алфавітному порядку:



1-йодопропан



2-йодопропан

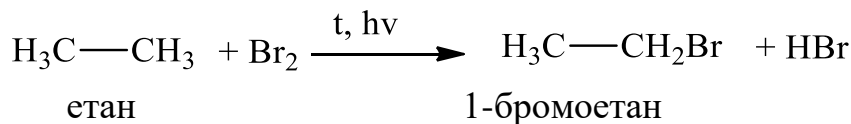
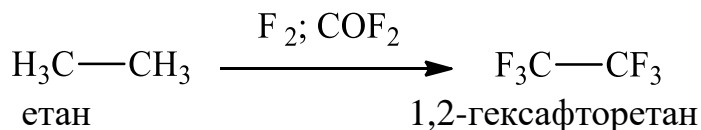


2-йод-2-метилпропан

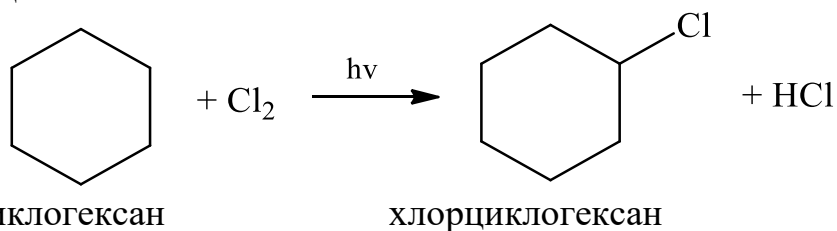
Способи добування галогенопохідних вуглеводнів

1) Реакції галогенування

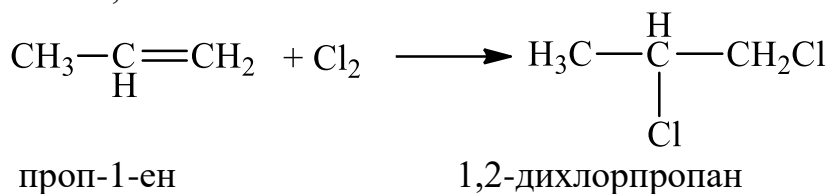
Пряме галогенування:



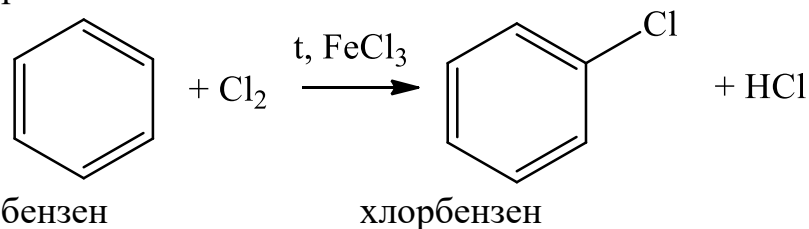
Взаємодія циклоалканів з галогенами:



Взаємодія алкенів, алкінів з галогенами:

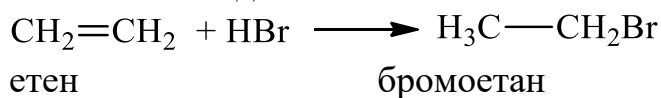


Взаємодія аренів з галогенами:

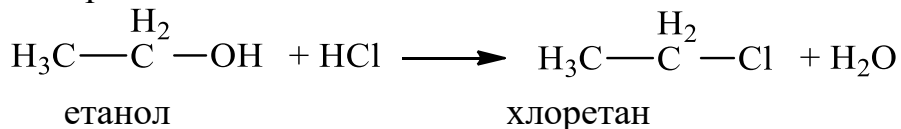


2) Реакції приєднання галогеноводнів.

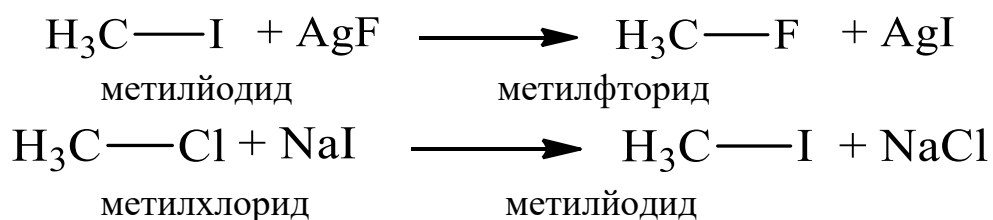
Взаємодія алкенів з галогеноводнями:



Взаємодія спиртів з галогеноводнями:



Взаємодія галогеноалканів з галогеноводнями:



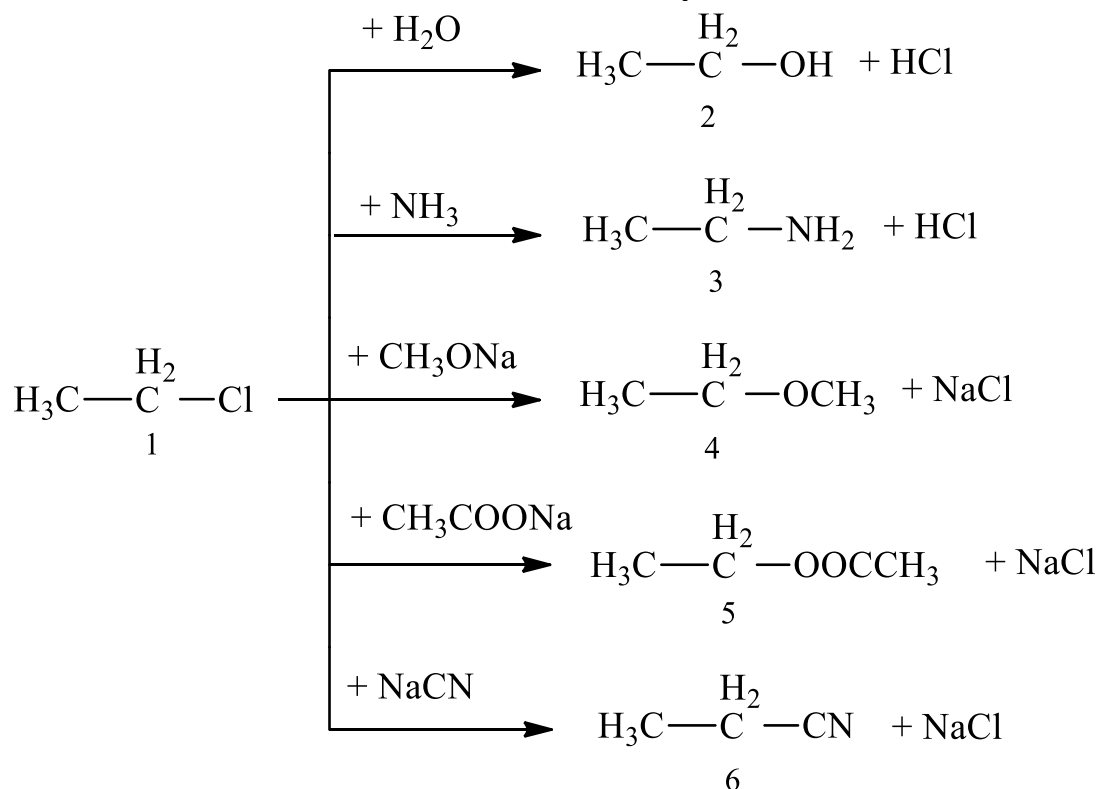
2. Фізичні та хімічні властивості галогенопохідних вуглеводнів

Фізичні властивості галогенопохідних вуглеводнів

Галогенопохідні вуглеводнів мають полярні зв'язки C–Hal, що обумовлює високі значення їх дипольних моментів. Вони є типовими діелектриками, мають характерний, трохи солодкуватий запах, низькі температури плавлення та кипіння, малорозчинні у воді, але розчиняються в більшості органічних розчинників, розчиняють жири.

Галогеналкани – полярні сполуки, які характеризуються високими значеннями дипольних моментів. Чим вища електронегативність галогену, тим вищі значення дипольних моментів і ступінь полярності зв'язків C–Hal. Винятком становить зв'язок C–F та C–Cl, що пояснюється збільшенням довжини зв'язку при переході від елемента другого періоду до елемента третього періоду.

Хімічні властивості галогенопохідних вуглеводнів

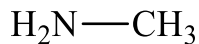


1 – хлоретан, 2 – етанол, 3 – етиламін, 4 – метоксиетан, 5 – метилетаноат, 6 – нітрил етанової кислоти

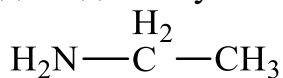
3. Аміни. Способи добування амінів

Аміни – похідні амоніаку, в якому один, два або всі три атоми Гідрогену заміщені на вуглеводневі радикали (насичені, ненасичені, ароматичні).

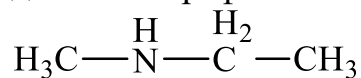
Назви амінів утворюються від назви вуглеводневого радикала з додаванням суфікса *-амін* або від назви відповідного вуглеводню з додаванням префікса *аміно-*.



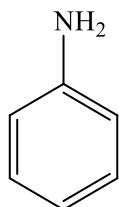
метиламін



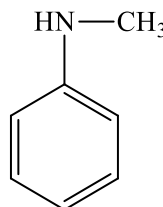
етиламін



етилметиламін

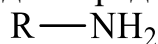


феніламін (анілін)

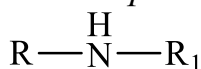


метилфеніламін

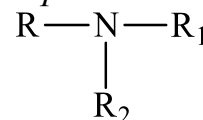
Залежно від кількості атомів Гідрогену, заміщених в амоніаку на вуглеводневі радикали, виокремлюють *первинні, вторинні та третинні аміни*:



первинний амін



вторинний амін

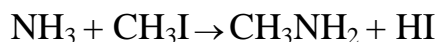


третинний амін

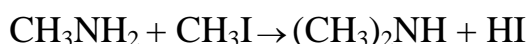
R, R₁, R₂ – вуглеводневі радикали

Способи добування амінів.

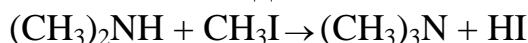
1) Алкілування амоніаку (введення алкільного радикала) з утворенням суміші амінів:



метиламін

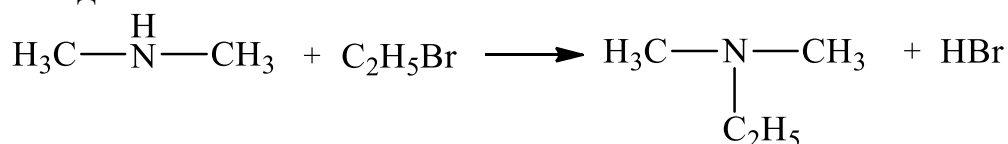


диметиламін



триметиламін

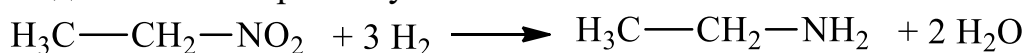
2) Взаємодія амінів з галогеналкілами:



диметиламін

етилдиметиламін

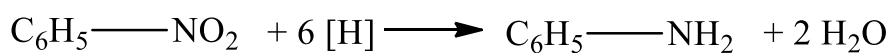
3) Відновлення нітросполук:



нітроетилен

етиламін

Реакція Зініна



нітробензен

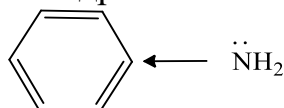
анілін

4. Фізичні та хімічні властивості амінів

Фізичні властивості амінів

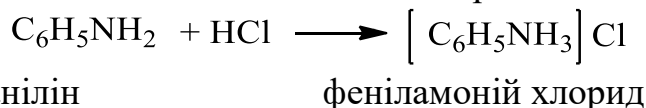
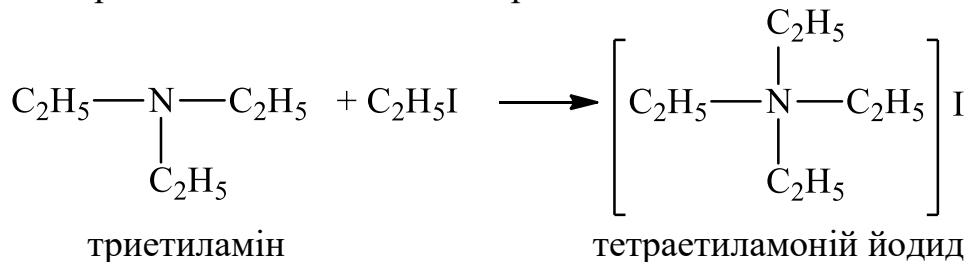
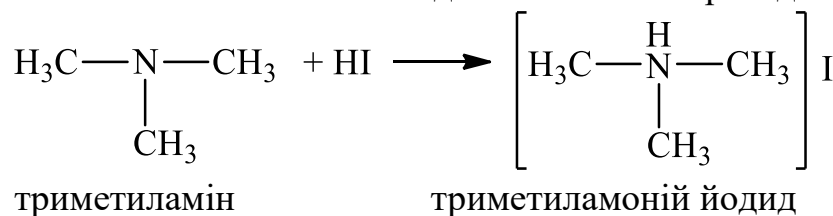
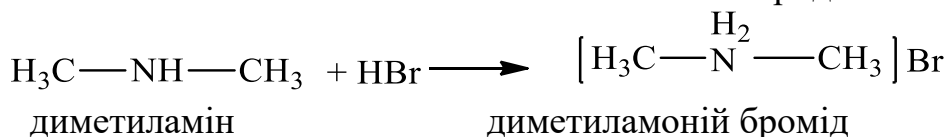
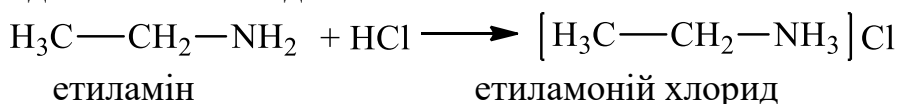
За звичайних умов метиламін CH_3NH_2 , диметиламін $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$, триметиламін $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ та етиламін $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ – гази із запахом амоніаку. Ці аміни добре розчиняються у воді. Більш складні аміни – рідини, вищі аміни – тверді речовини.

Анілін $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ – ароматичний амін, безбарвна олійна рідина, температура кипіння становить $184,4^\circ\text{C}$. Отруйний. Є слабкою основою, що обумовлено впливом бензенового ядра. Вільна електронна пара атома Нітрогену, з наявністю якої пов'язані основні властивості, частково втягується в π -електронну систему бензенового ядра:



Хімічні властивості амінів

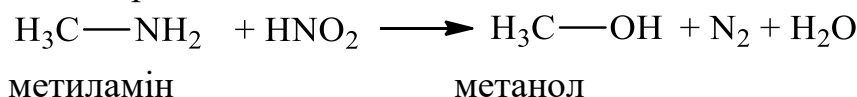
1) Взаємодія з галогеноводнями:

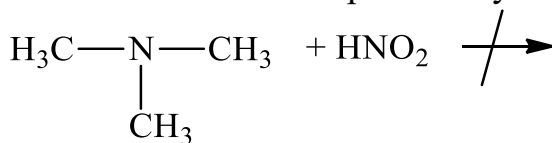
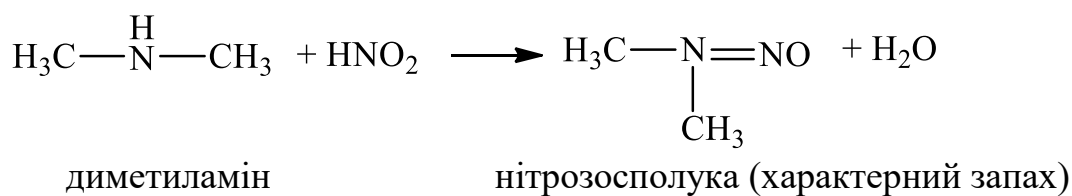


2) Взаємодія з водою (властивості основ):

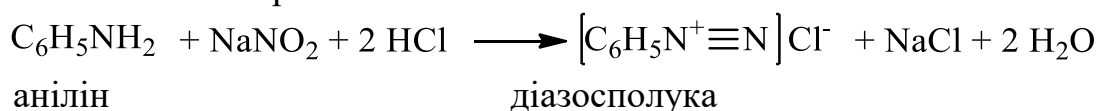


3) Взаємодія з нітритною кислотою:

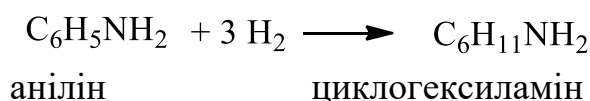
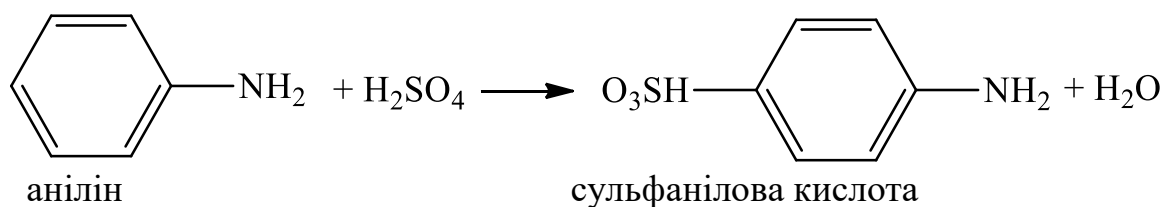




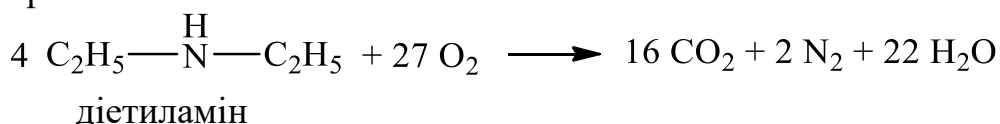
триметиламін



4) Взаємодія аніліну з сульфатною кислотою, молекулою водню:



5) Горіння:



Питання та завдання для самоконтролю

1. Назвіть відомих вам представників галогенопохідних вуглеводнів.
2. Напишіть основні способи добування галогенопохідних вуглеводнів.
3. Напишіть формули первинного, вторинного і третинного амінів, що мають відповідно радикал етил; метил та етил; триметильні радикали.
4. Напишіть реакції, які дозволяють розрізнити первинні, вторинні та третинні аміни.
5. Опишіть фізичні та хімічні властивості аніліну.

Література: 7, 11, 12.

ТЕМА 13. АМІНОКИСЛОТИ ТА БІЛКИ

Мета: поглибити знання про нітрогеновмісні органічні сполуки; ознайомитися з фізичними та хімічними властивостями амінокислот, їх класифікацію; з'ясувати особливості будови структур білків, розглянути їх класифікацію, властивості та функції.

План

1. Класифікація амінокислот.
2. Фізичні та хімічні властивості амінокислот.
3. Білки. Рівні організації білка (структури білка).
4. Класифікація та функції білків рослин.
5. Властивості білків.

Ключові терміни та поняття: амінокислоти, цвітер-іон, білки, ізоелектрична точка.

1. Класифікація амінокислот

Амінокислоти – речовини, які є мономерами білків. Їх можна розглядати як похідні карбонових кислот, молекула яких містить карбоксильну групу (-COOH) та аміногрупу (-NH₂) біля α-атома Карбону (рис. 1).

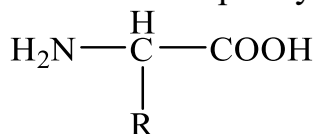


Рисунок 1 – Загальна формула структури α-амінокислот (R – ациклічний або ароматичний радикал)

У природі налічується близько 150 амінокислот, серед яких 20 (22) *протеїногенних* α-амінокислот входять до складу білків (гліцин, аланін, валін, лейцин, ізoleyцин, серин, треонін, цистеїн, цистин, метіонін, аспарагінова кислота, глутамінова кислота, аспарагін, глутамін, лізин, аргінін, фенілаланін, тирозин, триптофан, гістидин, пролін, оксипролін). Амінокислоти відіграють важливу роль в обміні нітрогеновмісних сполук у живих організмах. З них утворюються необхідні для життєдіяльності речовини – білки, пептиди, ферменти, гормони тощо.

Амінокислоти, які зустрічаються в рослинах у вільному стані, називаються *непротеїногенними*, тобто такими, які не входять до складу білків.

Класифікація амінокислот.

1. За кількістю аміногруп і карбоксильних груп у структурі амінокислот:

1.1 моноаміномонокарбонові амінокислоти (гліцин, аланін, валін, лейцин, ізoleyцин);

1.2 моноамінодикарбонові амінокислоти (аспарагінова кислота, глутамінова кислота);

1.3 діаміномонокарбоніві амінокислоти (лізин, аргінін);

1.4 діамінодікарбоніві амінокислоти.

2. За особливостями будови радикала (R) у структурі амінокислот (хімічна класифікація):

2.1 ациклічні (гліцин, аланін, валін, лейцин, ізолейцин, серин, треонін, цистеїн, цистин, метіонін, аспарагінова кислота, глутамінова кислота, аспарагін, глутамін, лізин, аргінін);

2.2 циклічні

2.2.1 ароматичні (карбоциклічні) (фенілаланін, тирозин);

2.2.2 гетероциклічні

2.2.2.1 амінокислоти з первинною $-NH_2$ групою в бічному ланцюзі (триптофан, гістидин);

2.2.2.2 імінокислоти (пролін, оксипролін).

3. За властивостями радикала (R) у структурі амінокислот:

3.1 на основі полярності радикала (R)

3.1.1 полярні (гідрофільні) амінокислоти: іоногенні (тирозин, цистеїн, аспарагінова кислота, глутамінова кислота, лізин, аргінін, гістидин); неіоногенні (серин, треонін, аспарагін, глутамін);

3.1.2 неполярні (гідрофобні) амінокислоти (гліцин, аланін, валін, лейцин, ізолейцин, метіонін, фенілаланін, триптофан, пролін);

3.2 на основі кислотності радикала (R)

3.2.1 кислі (негативно заряджені амінокислоти): аспарагінова кислота, глутамінова кислота;

3.2.2 основні (позитивно заряджені амінокислоти): аргінін, лізин, гістидин.

4. За можливістю синтезу та відсутністю синтезу в організмі людини (біологічна класифікація):

4.1 *замінні* – амінокислоти, які можуть синтезуватися в організмі тварин та людини з інших амінокислот або небілкових компонентів (гліцин, аланін, серин, цистеїн, аспарагін, глутамін, аспарагінова кислота, глутамінова кислота, тирозин, пролін);

4.2 *незамінні («есенціальні»)* – амінокислоти, які не синтезуються в організмі людини та повинні обов'язково надходити з їжею (валін, лейцин, ізолейцин, метіонін, треонін, лізин, фенілаланін, триптофан).

Аргінін, гістидин належать до *частково незамінних*.

2. Фізичні та хімічні властивості амінокислот

Амінокислоти – це безбарвні нелеткі кристалічні речовини з високими температурами плавлення (220-315 $^{\circ}C$), розчинні у воді й нерозчинні в ефірі, оптично активні (крім гліцину, який не має асиметричного атома Карбону), належать до L-ряду. L-амінокислоти мають солодкий смак, D-амінокислоти зовсім не мають смаку або ж гіркі на смак. Амінокислоти D-ряду входять до складу деяких антибіотиків і білків оболонок мікроорганізмів (рис. 2).

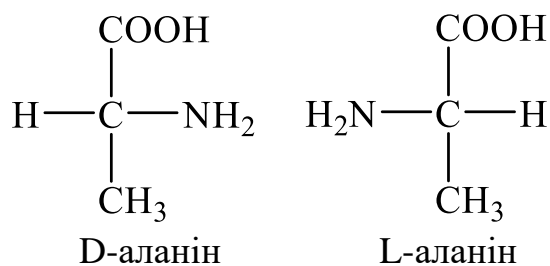


Рисунок 2 – Структура D-аланіну та L-аланіну

Властивості амінокислот обумовлені особливостями будови їх молекул – утворенням біполярного іона – цвітер-іона (рис. 3).

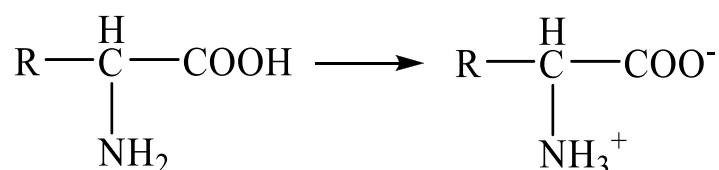


Рисунок 3 – Утворення біполярного іона (цвітер-іона) амінокислоти

За хімічними властивостями амінокислоти – амфотерні електроліти, що виявляють властивості і основ, і кислот. Амфотерні властивості пояснюються взаємним впливом аміногрупи й карбоксильної групи в молекулах амінокислот. Залежно від рН середовища вони можуть мати кислі чи основні властивості.

Амінокислоти можуть утворювати різні солі, реагуючи як з основами, так і з кислотами (рис. 4).

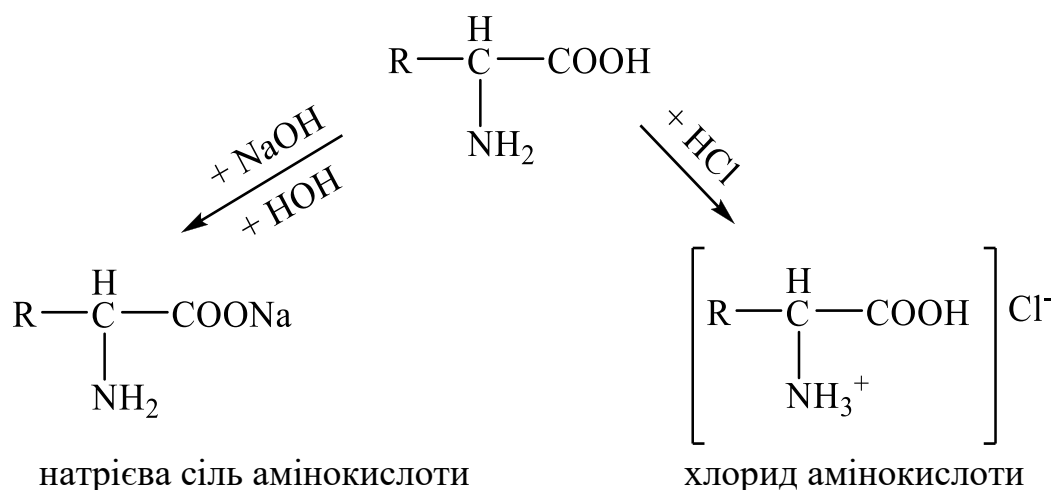


Рисунок 4 – Схема утворення натрієвої солі амінокислоти, хлориду амінокислоти

Значення рН, при якому сумарний заряд амінокислоти дорівнює нулю й амінокислоти не здатні рухатися в електричному полі ні до анода, ні до катода, називається **ізоелектричною точкою (ІЕТ)**; позначається рІ.

Ізоелектричну точку амінокислоти (рІ) можна знайти зі співвідношення: якщо відоме значення рК₂ зарядженої амінокислоти (звичайно в межах від 1 до 3) та значення рК₁ біполярного іона (в межах 9-10):

$$pI = \frac{pK_1 + pK_2}{2}$$

Наприклад, у глутамінової кислоти рІ = 3,2; в аланіну рІ = 6,02; у валіну рІ = 5,95; у лізину рІ = 9,8.

В інтервалі рН від 4 до 9 майже всі амінокислоти існують переважно у формі цвітер-іонів з протонованою аміногрупою та дисоційованою карбоксильною групою.

Ізоелектрична точка білка залежить від кількості та природи заряджених груп у молекулі. Білкова молекула заряджена позитивно, якщо значення рН середовища нижче від рІ, та негативно, якщо значення рН середовища вище від рІ.

3. Білки. Рівні організації білка (структури білка)

Білки – високомолекулярні полімерні природні сполуки, мономерами яких є α-амінокислоти. Білки синтезуються на рибосомах з α-амінокислот і транспортних РНК (тРНК).

У рослинах білків менше, ніж у тваринному організмі. Значна кількість білка (3-5%) міститься в насінні деяких бобових культур (наприклад, у горосі, квасолі).

Розрізняють 4 рівні організації білка (структури білка).

Первинна структура білка – лінійна послідовність залишків α-амінокислот у ланцюзі, сполучених між собою пептидним (амідним ковалентним) зв'язком (рис. 5), утвореним при взаємодії карбоксильної групи однієї α-амінокислоти й аміногрупи іншої α-амінокислоти (лінійний поліпептидний ланцюг) (рис. 6).

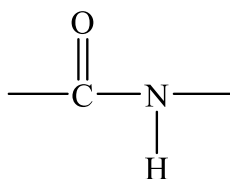


Рисунок 5 – Пептидний зв'язок (амідний ковалентний зв'язок)

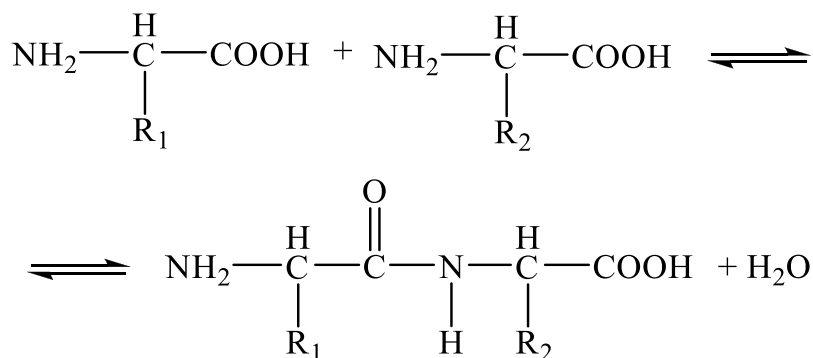


Рисунок 6 – Схема утворення дипептиду

На одному кінці поліпептидного ланцюга є вільна аміногрупа (N-кінець), а на іншому – вільна карбоксильна група (C-кінець) (рис. 6).

До білків з первинною структурою належать глутатіон, інсулін, окситоцин, вазопресин, рибонуклеаза тощо.

Вторинна структура білка – впорядкована просторова конформація поліпептидного ланцюга. Вона утворюється за рахунок водневих зв'язків між пептидними групами в одному поліпептидному ланцюзі або між сусідніми поліпептидними ланцюгами. При цьому конформація може набувати вигляду α -спіральних, β -складчастих і нерегулярних (змішаних) структур (рис. 7 а, б).

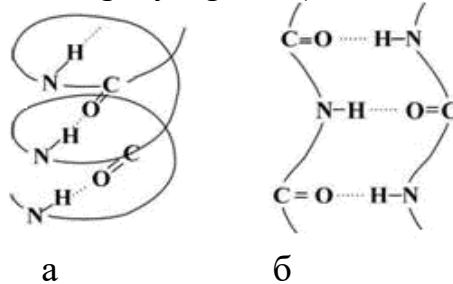


Рисунок 7 – Схематичне зображення вторинної структури білка: а – α -спіраль (правозакручена), б – β -складчаста структура

У природних білках виявлено тільки правозакручені α -спіралі.

До білків із вторинною структурою належать фіброїн (білок шовку), β -кератин (білок сполучної тканини), хімотрипсин тощо.

Третинна структура білка – просторове розташування вторинних структур білка, або форма упаковки білкової молекули у просторі (рис. 8).

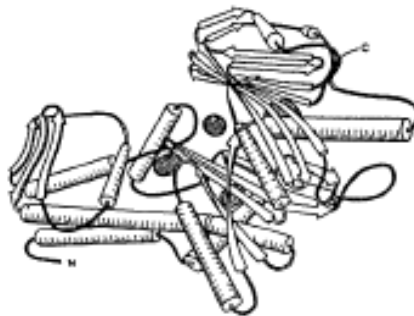


Рисунок 8 – Схематичне зображення третинної структури білка (ферменту гексакінази)

У формуванні просторової структури білків, окрім ковалентних зв'язків (пептидних і дисульфідних), основну роль відіграють нековалентні зв'язки: водневі, іонні, вандерваальсові сили, гідрофобна взаємодія тощо.

За формою третинної структури білки поділяються на *глобулярні* (альбуміни, глобуліни, гістони) та *фібрилярні* (колаген, еластин, α -кератин). Глобулярні білки мають еліпсоїдну форму, а фібрилярні – видовжену (палички, нитки). Більшість білків у нативному стані має компактну структуру.

До білків із третинною структурою належать гексокіназа, α -кератин опорних тканин тощо.

Четвертинна структура білка – взаємне розташування в просторі кількох (найчастіше чотирьох) молекул білка чи поліпептидних ланцюгів (рис. 9). Четвертинна структура є вищим рівнем організації білків.

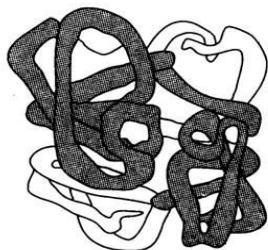


Рисунок 9 – Схематичне зображення четвертинної структури білка

Четвертинна структура стабілізується й підтримується в нативному стані в основному за рахунок слабких нековалентних зв'язків (іонних і водневих) та гідрофобних взаємодій, які виникають між різними функціональними групами, розташованими на поверхні субодиниць.

Білки, які мають четвертинну структуру, називаються **олігомерними**.

Кожний окремий поліпептидний ланцюг у складі олігомерного білка називається *протомером* (або *субодиницею*). Він може бути представлений як одним протомером, так і декількома. Наприклад, у білка із чотирьох однакових субодиниць (A₄) протомером є мономер А, а білок із двох типів субодиниць (A₂B₂) має 2 протомери складу АВ.

Олігомерні білки найчастіше складаються з парної кількості протомерів – від 2 до 4 (димери, тетрамери), рідше від 6 до 8, 10, 12 і більше з молекулярною масою в межах від декількох тисяч до 100000 дальтон.

Дальтон – одиниця вимірювання маси атомів, молекул, а також вірусів, клітин та їхніх структур (хромосом, рибосом, мітохондрій тощо), що дорівнює 1/12 маси атома Карбону (¹²C), або 1,661 10⁻²⁴ м.

Приклад білка з четвертинною структурою є гемоглобін.

Гемоглобін – білок, що складається із чотирьох субодиниць. Кожна із субодиниць – глобулярний білок.

Чотири структури білка більш наглядно зображено на рис. 10 (а, б, в, г):

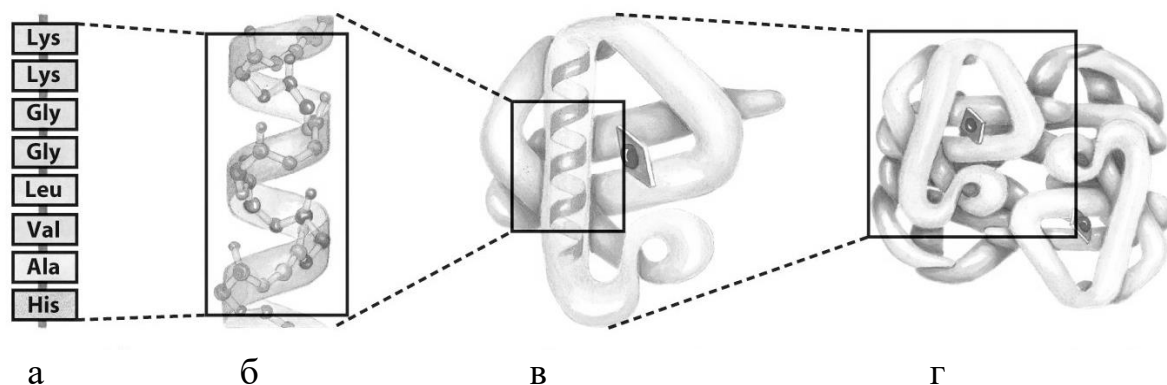


Рисунок 10 – Структури білка: а – первинна (залишки α-амінокислот); б – вторинна (α-спіраль); в – третинна (глобула); г – четвертинна (протомери, або субодиниці)

4. Класифікація та функції білків рослин

Класифікація білків рослин

Залежно від особливостей будови розрізняють *прості білки (протеїни)*, що містять тільки залишки α -амінокислот, і *складні білки (протеїди)*, що містять залишки α -амінокислот і простетичну групу.

До простих білків (протеїнів) можна віднести:

- альбуміни: лейкозин (зародок пшеничного зерна), легумелін (насіння гороху); трапляються рідко;
- глобуліни: фазеолін (насіння квасолі), едестин (конопля), туберин (клубні картоплі), гліцинін (соя);
- глютеліни: глютенін (насіння пшениці), орizenін (насіння рису);
- проламіни: гліадин (насіння пшениці, жита), гордеїн (насіння ячменю), зеїн (насіння кукурудзи).

До складних білків (протеїдів) можна віднести: глікопротеїди; ліпопротеїди, нуклеопротеїди, хромопротеїди.

Функції білків рослин

Білки рослин виконують такі функції:

- 1) *енергетичну* (при розкладанні білка виділяється енергія; 1 г білка утворює 17 кДж);
- 2) *каталітичну* (майже всі ферменти мають білкову природу, за винятком рибозимів).
- 3) *запасну* (резервні білки забезпечують живлення);
- 4) *захисну* (стресові білки синтезуються в рослинах під дією несприятливих чинників);
- 5) *механохімічну* (рух цитоплазми й органел);
- 6) *структурну* (білки становлять основну масу протоплазми);
- 7) *регуляторну* (гістони);
- 8) *сигнальну* (білки-рецептори);
- 9) *транспортну* (білки-переносники, канали, помпи).

5. Властивості білків

Розрізняють зворотний та незворотний процеси осадження білків.

Висолювання білків – це зворотний процес коагуляції та осадження білків іонами солей лужних і лужноземельних металів. Використовують NaCl, Na₂SO₄, (NH₄)₂SO₄, CaCl₂, MgSO₄. Різні білки випадають в осад при різній концентрації солі в розчині. Поступово підвищуючи концентрацію солі, можна отримати низку окремих фракцій із вмістом білка. Білки з найменшою розчинністю випадають в осад при невеликій концентрації солей.

У водному розчині білкові молекули заряджені й гідратовані, що забезпечує стійкість білкових розчинів. Осади білків, отримані за допомогою висолювання, можуть бути знову розчинені після зменшення концентрації солей. Отже, *висолювання білків є оборотним процесом*.

Денатурація білків – це необоротний процес коагуляції та осадження білків. Найчастіше використовують ацетон, етанол, хлороформ. Денатурація супроводжується руйнуванням четвертинної, третинної, а іноді і вторинної структури білкової молекули, що виникає при руйнуванні дисульфідних і слабких типів зв'язків, які беруть участь в утворенні цих структур. Первинна структура при цьому зберігається, оскільки вона сформована міцними ковалентними зв'язками. Руйнування первинної структури може відбутися тільки в результаті гідролізу білкової молекули після тривалого кип'ятіння в розчині кислоти чи лугу.

Денатурацію білків обумовлюють фізичні та хімічні чинники.

Фізичні чинники:

- високі температури. Для різних білків характерна різна чутливість до теплового впливу. Частина білків піддається денатурації вже при 40-50 °С. Такі білки називаються **термолабільними**. Інші білки денатурують при значно вищих температурах, вони є **термостабільними**;

- механічний вплив (наприклад, вібрація);
- рентгенівське, радіоактивне опромінення;
- ультразвук;
- ультрафіолетове опромінення.

Хімічні чинники:

- концентровані кислоти (трихлороцтова кислота, нітратна кислота, хлоридна кислота);
- луги;
- органічні розчинники (ацетон, етанол, хлороформ);
- рослинні алкалоїди;
- сечовина у високих концентраціях;
- солі важких металів (купрум сульфат, плюмбум ацетат).

Питання та завдання для самоконтролю

1. Наведіть класифікацію амінокислоти.
2. Розкрийте сутність поняття «амфотерність амінокислот». Напишіть реакцію, що підтверджує амфотерність амінокислоти на прикладі аланіну.
3. Схематично покажіть первинну, вторинну, третинну та четвертинну структури білка.
4. Наведіть приклади білків рослинного походження.
5. Які функції виконують білки рослин?

Література: 1-3, 6, 8, 10, 14, 17.

Тема 14. ВУГЛЕВОДИ. ЛІПІДИ

Мета: поглибити знання про вуглеводи й ліпіди як органічні сполуки; з'ясувати особливості їх будови; ознайомитися з класифікацією вуглеводів і ліпідів; розглянути їх функції та усвідомити їх роль у життєдіяльності організмів.

План

1. Вуглеводи. Класифікація вуглеводів.
 2. Характеристика моносахаридів і дисахаридів. Їх функції.
 3. Характеристика полісахаридів. Їх функції.
 4. Ліпіди. Класифікація ліпідів.
 - 4.1. Прості ліпіди (триацилгліцероли, воски). Вищі жирні кислоти.
 - 4.2. Складні ліпіди (фосфоліпіди, гліколіпіди).
 - 4.3. Ліпоїди: стероли (або стерини) та стериди, каротиноїди, терпеноїди.
- Функції ліпідів.

Ключові терміни та поняття: моносахариди, дисахариди, полісахариди, прості ліпіди, триацилгліцероли, воски, складні ліпіди, фосфоліпіди, гліколіпіди.

1. Вуглеводи. Класифікація вуглеводів

Вуглеводи – група природних органічних сполук, які складаються з Карбону, Гідрогену й Оксигену. Вуглеводи є дуже поширеними природними сполуками, входять до складу рослинних і тваринних організмів. Вони є головним продуктом фотосинтезу. В багатьох рослинах вони накопичуються в коренях, бульбах, насінні.

Загальна формула вуглеводів $C_n(H_2O)_m$.

Функції вуглеводів у рослинах: енергетична, пластична, структурна чи опорна, запасна, осмотична, регуляторна, сигнальна, захисна.

Вуглеводи звичайно поділяються на моносахариди, олігосахариди (серед яких найбільше значення мають дисахариди) та полісахариди.

2. Характеристика моносахаридів і дисахаридів. Їх функції

Моносахариди містять гідроксильні групи, альдегідну чи кетонну групу, тобто належать до альдегідоспиртів і кетоспиртів.

Розрізняють моносахариди:

1) за кількістю атомів Карбону в молекулі: триози (C_3); тетрози (C_4); пентози (C_5): рибоза, дезоксирибоза, арабіноза, ксилоза; гексози (C_6): маноза, галактоза, глюкоза, фруктоза; гептози (C_7): седогептулоза;

2) за хімічною природою: альдози й кетози.

Наприклад, найпростіша альдолаза (гліцероальдегід) містить один хіральний центр і має два різних оптичних ізомери (D-, L-ізомер) (рис. 11).



Рисунок 11 – D-гліцероальдегід (а); L-гліцероальдегід (б)

Найчастіше в рослинах зустрічаються такі моносахариди: пентози (рис. 12 а, б), гексози (рис. 12 в, г), які можуть мати вигляд лінійних структур (структури Фішера) та циклічних структур (структури Хеурса) (рис. 13 а, б, в, г).

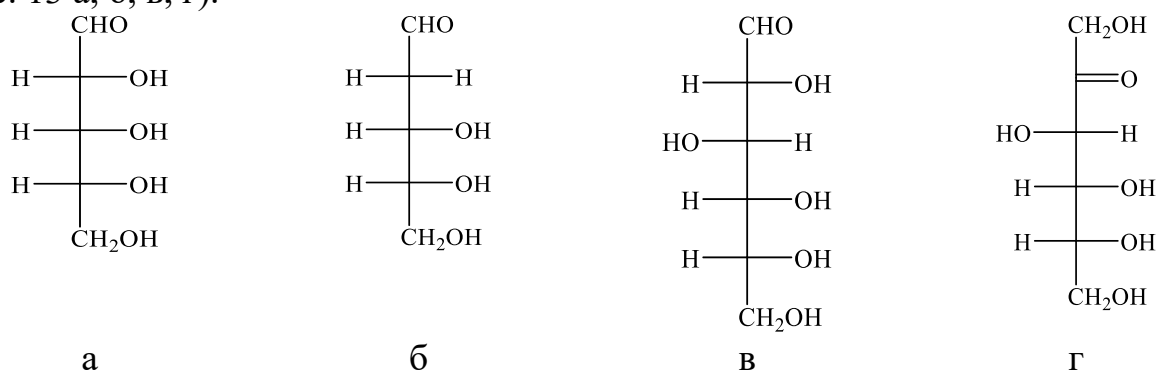


Рисунок 12 – Лінійні структури моносахаридів (структури Фішера): а – D-рибоза; б – D-дезоксирибоза; в – D-глюкоза; г – D-фруктоза

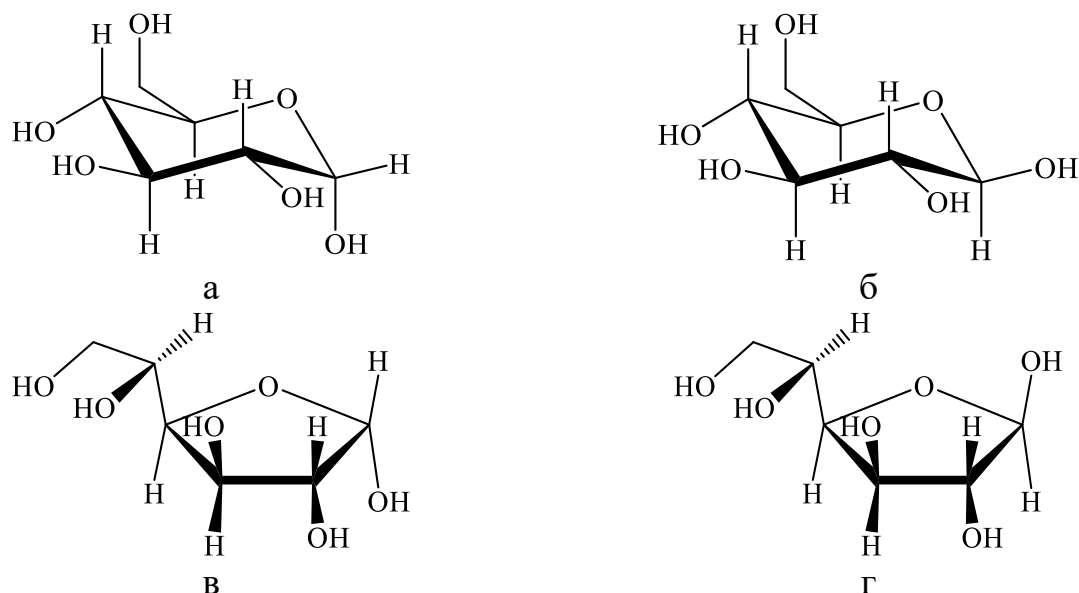


Рисунок 13 – Циклічні структури моносахаридів: глюкози (структури Хеурса): α , D-глюкозопіраноза (а); β , D-глюкопіраноза (б), α , D-глюкозофураноза (в); β , D-глюкофураноза (г)

Рибоза й дезоксирибоза є компонентами нуклеотидів і нуклеїнових кислот. Глюкоза – кінцевий продукт гідролізу більшості дисахаридів і полісахаридів. Фруктоза входить до складу дисахариду сахарози (тростинного цукру).

Склад дисахаридів виражається загальною формулою $C_{12}H_{22}O_{11}$. Вони утворюються з двох молекул моносахаридів при взаємодії або глікозидного гідроксилу однієї гексози та спиртового гідроксилу іншої (мальтоза, лактоза, целобіоза), або двох глікозидних гідроксилів (сахароза) з виділенням молекули води (рис. 14). Сполучення молекул гексоз у дисахаридах відбувається за рахунок глікозидних зв'язків. Сполуки першого типу (мальтоза і т.д.) мають одну вільну карбонільну групу, а тому дають всі реакції, характерні для моносахаридів. Сполуки другого типу (сахароза) не мають вільних карбонільних груп, унаслідок чого не дають реакцій, властивих моносахаридам (наприклад, реакція відновлення металів).

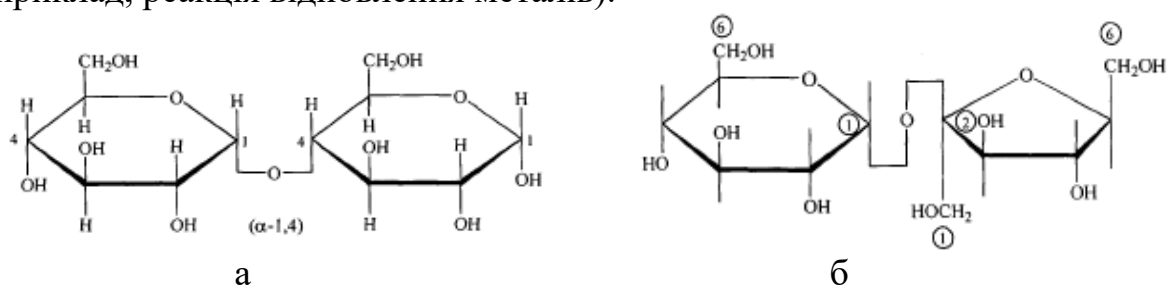
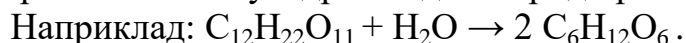


Рисунок 14 – Структури дисахаридів: мальтози (а); сахарози (б)

Мальтоза володіє відновними властивостями, оскільки має вільну гідроксильну групу; сахароза не має вільної гідроксильної групи, а отже, не володіє відновними властивостями.

Найпоширенішим природним дисахаридом є сахароза. При кислотному або ферментативному гідролізі дисахариди розкладаються на моносахариди.



Для моносахаридів характерна оптична ізомерія; вони існують у двох енантіомерних формах – D- та L-ряди. У живих організмах моносахариди наявні переважно в D-конфігурації, яку називають *природною*. Виключенням є L-арабіноза бактерій, L-рамноза та L-сорбоза рослин.

Моносахариди й дисахариди – кристалічні речовини, мають солодкий смак (глюкоза, фруктоза, мальтоза, сахароза), без кольору та запаху. Вони легко розчиняються у воді, погано – у спирті та не розчиняються в діетиловому етері. Всі природні моносахариди завдяки наявності в їх молекулі асиметричних атомів Карбону оптично активні, а тому у водних розчинах обертають площину поляризації поляризованого променя.

Будь-який моносахарид з конкретними фізичними властивостями (температура плавлення, розчинність) характеризується специфічною величиною питомого обертання $[\alpha]_D^{20}$. Величина питомого обертання при розчиненні будь-якого моносахариду поступово змінюється і лише при тривалому стоянні розчину досягає певного значення. Так, наприклад, для свіжоприготовленого розчину глюкози $[\alpha]_D^{20} = +112,2^0$ ця величина досягає

рівноважного значення $[\alpha]_D^{20} = + 52,5^0$. Зміна величини питомого обертання при стоянні (у часі) розчинів моносахаридів називається **мутаротацією**.

За наявності вільних альдегідних і кетонних груп вуглеводи виявляють сильні відновні властивості. Вони можуть також піддаватися різним видам бродіння (спиртове, молочнокисле, маслянокисле, лимоннокисле), тобто зазнавати різноманітних хімічних перетворень під впливом ферментів мікроорганізмів.

Наприклад, вміст цукрів у різних плодах і овочах (% на сиру вагу) подано в табл. 5.

Таблиця 5

Вміст цукрів у різних плодах і овочах (% на сиру вагу)

Культура	Глюкоза	Фруктоза	Сахароза
Капуста білокачанна	2,6	1,6	0,1
Морква	2,9	Сліди	3,7
Лук ріпчастий	1,3	1,2	6,3
Томати	1,5	1,0	0,2
Яблука	3,8	8,1	3,0
Вишня	4,5	3,8	0,4
Абрикоси	2,2	1,7	6,0
Апельсини	1,3	1,5	3,6
Лимони	0,6	0,6	0,9
Хурма	9,1	7,8	1,2

3. Характеристика полісахаридів. Їх функції

Загальна формула полісахаридів $(C_6H_{10}O_5)_n$. Вони складаються із сотні або тисячі залишків моносахаридів.

Найпоширенішими полісахаридами є крохмаль, глікоген (розгалужені ланцюги), целюлоза (лінійні ланцюги) (рис. 15).

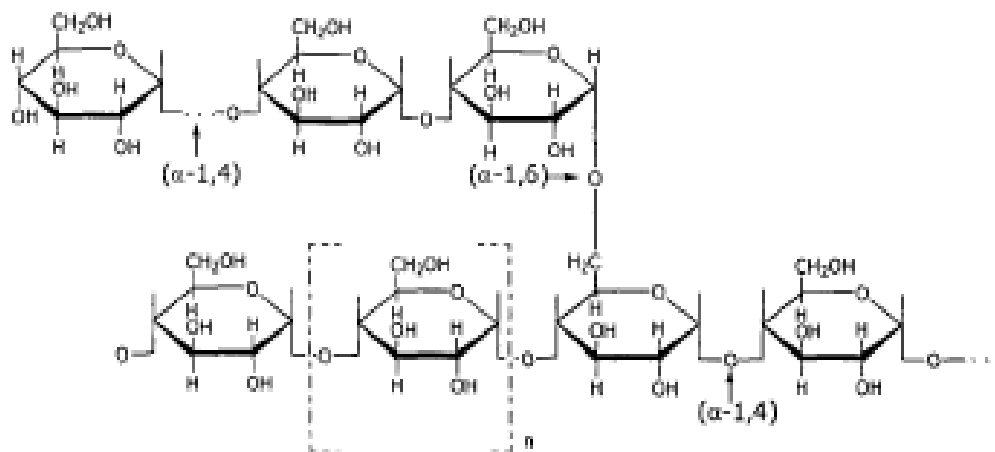


Рисунок 15 – Фрагмент структури полісахариду крохмалю

Наприклад, вміст крохмалю в зерні, плодах та овочах подано в табл. 6.

Таблиця 6

Вміст крохмалю в зерні, плодах та овочах

Культура	Вміст крохмалю, %	Культура	Вміст крохмалю, %
1	2	3	4
Картопля	15-23	Горошок зелений	5-8
Кукурудза	58-82	Зрілий горіх	20-48
Пшениця	48-70	Яблука	0,2
Ячмінь	43-68	Томати	> 0,1

Полісахариди, молекули яких складаються із залишків моносахаридів одного типу, називаються *гомopolісахаридами (гомоліканами)*. До них належать крохмаль, глікоген, целюлоза, хітин, інουλін, пектин.

Полісахариди, молекули яких складаються із залишків моносахаридів різних типів, називаються *гетерополісахаридами (гетероліканами)*. До них належать гепарин, гіалуронова кислота, хондроїтинсульфат.

Полісахариди погано розчиняються у воді (крохмаль, глікоген) або й зовсім не розчиняються у воді (целюлоза). Полісахариди не володіють відновними властивостями.

Наприклад, вміст пектинових речовин у плодах та овочах (% на сиру вагу) подано в табл. 7.

Таблиця 7

Вміст пектинових речовин у плодах та овочах (% на сиру вагу)

Культура	Вміст пектинів, %	Культура	Вміст пектинів, %
1	2	3	4
Яблука	7,6	Капуста	5,2-7,5
Груші	4,2	Картопля	0,58
Сливи	2,4-9,0	Томати	2,0-2,5
Персики	0,12-1,8	Морква	8,0
Апельсини	12	Огірки	7,8
Суниця	6,7-7,7	Кавун	0,85-4,16
Чорна смородина	5,9-10,6	Диня	1,7-5,0
Червона смородина	5,5-12,6	Гарбуз	7,0-17,0

4. Ліпіди. Класифікація ліпідів

Ліпіди – органічні речовини, що характерні для живих організмів, нерозчинні у воді, але розчинні в органічних розчинниках: спиртах, етерах, естерах, ацетоні, хлороформі.

4.1. Прості ліпіди (триацилгліцероли, воски). Вищі жирні кислоти

Ліпіди залежно від особливостей будови поділяються на три класи – прості ліпіди, складні ліпіди, ліпоїди.

Прості ліпіди – складні ефіри вищих жирних кислот із трьохатомним або вищим одноатомним спиртом: нейтральні жири, або ацилгліцероли (триацилгліцероли, діацилгліцероли, моноацилгліцероли); воски (рис. 16 а, б).

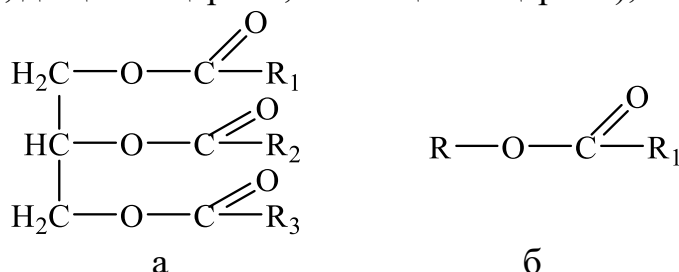


Рисунок 16 – Особливості будови триацилгліцеролу (а) та воску (б); де R_1 , R_2 , R_3 – залишки вищих жирних кислот, R – залишок вищого одноатомного спирту

Воски – складні ефіри вищих жирних кислот та вищих одноатомних спиртів (наприклад, бджолиний віск, віск на поверхні овочів і фруктів, спермацет, ланолін).

Вища жирна кислота – кислота, яка має більше 4-х атомів Карбону в молекулі ($R\text{-COOH}$). У триацилгліцеролів, восків переважають вищі жирні кислоти, що містять 16 атомів Карбону та більше.

До вищих жирних кислот належать:

- пальмітинова кислота – $C_{15}H_{31}COOH$ ($C_{16:0}$);
- стеаринова кислота – $C_{17}H_{35}COOH$ ($C_{18:0}$);
- олеїнова кислота – $C_{17}H_{33}COOH$ ($C_{18:1}$, C_{9-10});
- лінолева кислота – $C_{17}H_{31}COOH$ ($C_{18:2}$, C_{9-10} , C_{12-13});
- ліноленова кислота – $C_{17}H_{29}COOH$ ($C_{18:3}$, C_{9-10} , C_{12-13} , C_{15-16});
- арахідонова кислота – $C_{19}H_{31}COOH$ ($C_{20:4}$, C_{5-6} , C_{8-9} , C_{12-13} , C_{15-16}).

Для вищих жирних кислот характерний числовий код. Наприклад, для пальмітинової кислоти – $C_{16:0}$, де 16 означає загальну кількість атомів Карбону, 0 – відсутність подвійних зв'язків у структурі вищої жирної кислоти; для олеїнової кислоти – $C_{18:1}$, C_{9-10} . У цьому випадку 18 – загальна кількість атомів Карбону, 1 – кількість подвійних зв'язків, C_{9-10} – місце розташування подвійного зв'язку.

Залежно від особливостей будови вищі жирні кислоти поділяються на:

- **насичені** (немає подвійних зв'язків – пальмітинова, стеаринова);
- **ненасичені** (є подвійні зв'язки – олеїнова, лінолева, ліноленова, арахідонова).

Подвійні зв'язки в ненасичених вищих жирних кислотах мають цис-конфігурацію.

Якщо до складу триацилгліцеролу входять залишки насичених вищих жирних кислот, триацилгліцероли будуть твердими (тваринного походження). Тваринні жири – тверді речовини. Виняток становить риб'ячий жир, який є рідким.

Якщо до складу триацилгліцеролу входять залишки ненасичених вищих жирних кислот, триацилгліцероли будуть рідкими (рослинного походження). Рослинні жири – це рідини (соняшникова, оливкова, обліпихова олія). Виняток становить кокосове масло, яке є твердим.

Наприклад, вміст головних жирних кислот у рослинних маслах (% від загальної кількості) наведено у табл. 8.

Таблиця 8

Вміст головних жирних кислот в рослинних маслах (% до загальної кількості)

Кислота	Соева олія	Рослинна олія	Оливкова олія	Кукурудзяна олія	Ляна олія
1	2	3	4	5	6
Пальмітинова	6	–	9	15	12
Стеаринова	4	9	2	–	–
Олеїнова	22	39	82	24	19
Лінолева	49	46	4	61	16
Ліноленова	10	–	–	–	52

Наприклад, середній вміст жиру в насінні та плодах важливих культурних рослин подано в табл. 9.

Таблиця 9

Середній вміст жиру в насінні та плодах важливих культурних рослин

Культура	Вміст жиру, %	Культура	Вміст жиру, %
1	2	3	4
Арахіс	50	Мак	45
Боби какао	45-55	Маслина	50
Соняшник	24-38	Пшениця, ячмінь	3-5
Льон	30	Горох, квасоля	2
Рицина	60	Кокосовий горіх	60-65

Нейтральні жири під впливом кислот, лугів, ферментів (ліпаз) підлягають гідролізу з утворенням трьохатомного спирту – гліцеролу та вищих жирних кислот.

Продуктами лужного гідролізу жирів є солі вищих жирних кислот – мила (процес омилення). Солі лужних металів розчинні у воді. Солі лужноземельних і важких металів – нерозчинні у воді.

4.2. Складні ліпіди (фосфоліпіди, гліколіпіди)

Складні ліпіди – складні ефіри вищих жирних кислот з трьохатомним спиртом, які додатково містять й інші групи.

а) **фосфоліпіди** – містять у своєму складі трьохатомний спирт, вищі жирні кислоти, залишок фосфатної кислоти, азотисті основи. До них належать

холінфосфатиди (лецитини), етаноламінфосфатиди (кефаліни) та серинфосфатиди. Фосфатиди містяться переважно в біологічних мембранах; їх багато в серці, печінці, нервовій тканині людини та тварин, у насінні рослин, яйцях птахів.

б) **гліколіпіди** – містять спирт сфінгозин, вищі жирні кислоти, вуглеводний компонент (цереброзиди, гангліозиди). До складу цереброзидів входить галактоза, а до складу гангліозидів – складний олігосахарид.

Багато гліколіпідів в мозку та в інших нервових тканинах. Гліколіпіди є важливими компонентами плазматичних мембран, головним чином мієлінових оболонок нервових клітин і клітин крові.

4.3. Ліпоїди: стероли (або стерини) та стериди, каротиноїди, терпеноїди. Функції ліпідів.

Ліпоїди.

а) стероли (або стерини) та стериди.

Стероли – сполуки, у структурі яких є ядро – циклопентанпергідрофенантрен (рис. 36 а), бічний ланцюг із 8-10 атомів Карбону й одна гідроксильна група в положенні 3.

Головним представником стеролів в організмі тварин і людини є холестерол (рис. 36 б). Холестерол має ОН-групу в положенні 3, один подвійний зв'язок (C₅₋₆), тобто він є циклічним одноатомним ненасиченим спиртом. В організмі людини міститься близько 140 г холестеролу, у вільному вигляді та у вигляді ефірів холестеролу із жирними кислотами (холестеридів).

Холестерол входить до складу плазматичних мембран, а також мембран мітохондрій, до складу ендоплазматичної сітки, але в значно меншій кількості. Холестерол міститься в крові, жовчі. У рослинах виявлені інші стероли – фітостероли, стеридні глікозиди (сапоніни).

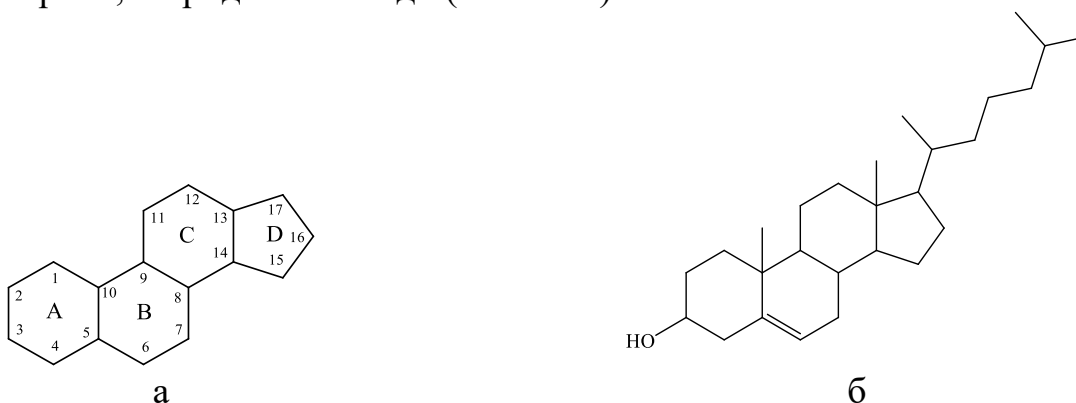


Рисунок 17 – Структура циклопентанпергідрофенантрону (а), структура холестеролу (б)

Стериди – сполуки, у структурі яких є ядро – циклопентанпергідрофенантрен, бічний ланцюг із 8-10 атомів Карбону та залишок вищої жирної кислоти в положенні 3 (рис. 37). Це складні естери зоо- та фітостеролів з вищими жирними кислотами.

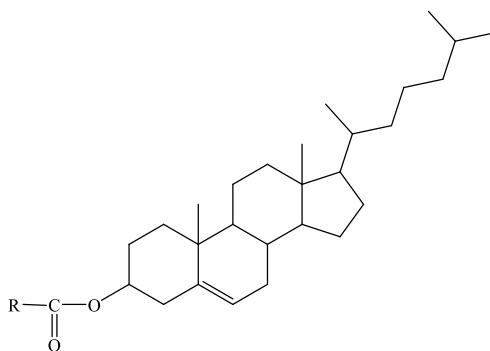


Рисунок 18 – Структура стериду, де R – залишок вищої жирної кислоти

До стеридів належать такі біологічно активні речовини, як гормони наднирників (наприклад, кортизол, кортикостерон, альдостерон), статеві гормони (андрогени, естрогени), жовчні кислоти, вітамін D.

б) **каротиноїди; терпеноїди.** Містять у своєму складі карбоновий скелет ізопрену. До них належать: вітамін А, каротиноїди, сквален, ланостерин (обидві сполуки є попередниками при біосинтезі холестеролу), жиророзчинні вітаміни Е та К (ізопреноїди), гормони тваринних тканин – простагландини. Терпени входять до складу хлоропластів рослин.

Ліпіди є головними формами акумуляції енергії. Фосфоліпіди, стероли входять до складу біологічних мембран; інші ліпіди виконують роль кофакторів ферментів, переносників електронів, гормонів, емульгуювальних агентів. Триацилгліцероли забезпечують запас енергії в організмах, вони також є ізолюючим матеріалом, що захищає організм від переохолодження. Більшість продуктів харчування містить триацилгліцероли. Воски є джерелом енергії, яка запасється, та водонепроникним покриттям.

Питання та завдання для самоконтролю

1. Складіть схему «Класифікація вуглеводів».
2. Перелічіть функції вуглеводів. Наведіть приклади вуглеводів, що входять до складу рослин.
3. Поясніть, яку роль відіграє крохмаль у рослинах. Охарактеризуйте особливості його будови.
4. Складіть схему «Класифікація ліпідів».
5. Які особливості складу насичених і ненасичених вищих жирних кислот?
6. Які рослини характеризуються найменшим і найбільшим вмістом жиру?

Література: 1-3, 6, 8, 10, 14, 17.

Тема 15. НУКЛЕЇНОВІ КИСЛОТИ. ФЕРМЕНТИ

Мета: поглибити знання про нуклеїнові кислоти та ферменти; ознайомитися зі складовими компонентами нуклеїнових кислот; розглянути класифікацію ферментів, особливості їх будови та механізм дії; з'ясувати роль нуклеїнових кислот і ферментів.

План

1. Нуклеїнові кислоти. Пуринові й піримідинові основи.
2. Мононуклеозид. Мононуклеотид.
3. Структури ДНК.
4. Правила Чаргаффа. Фізико-хімічні властивості ДНК. АТФ, цАМФ.
5. Види РНК.
6. Ферменти. Прості та складні ферменти.
7. Особливості будови ферментів (центри ферментів).
8. Механізм дії ферментів та основні етапи ферментативної реакції. Ферментативний каталіз.
9. Кінетика ферментативної реакції.
10. Вплив чинників (температури, рН середовища) на кінетику ферментативної реакції.
11. Субстратна специфічність, специфічність дії. Активатори, інгібітори ферментів. Одиниці активності ферменту.
12. Номенклатура та класифікація ферментів.
13. Особливості дії та промислове використання рослинних ферментів.

Ключові терміни та поняття: нуклеїнові кислоти, пуринові основи, піримідинові основи, мононуклеозид, мононуклеотид, первинна структура ДНК, вторинна структура ДНК; фермент, апофермент, кофермент, субстратна специфічність, специфічність дії, активатори, інгібітори ферментів, юніт, катал, питома активність ферменту.

1. Нуклеїнові кислоти. Пуринові й піримідинові основи

Нуклеїнові кислоти – біополімери (полінуклеотиди), мономерами яких є мононуклеотиди.

Нуклеїнові кислоти забезпечують зберігання та передачу генетичної інформації в живій клітині. Нуклеїнові кислоти наявні в організмі у складі полінуклеопротеїдів.

Існують два різних типи нуклеїнових кислот – дезоксирибонуклеїнова кислота (далі ДНК) і рибонуклеїнова кислота (далі РНК).

ДНК – генетичний матеріал більшості організмів. У прокаріотичних клітинах, окрім основної хромосомної ДНК, часто зустрічаються позахромосомні ДНК – плазміди. В еукаріотичних клітинах основна маса ДНК міститься в

клітинному ядрі, де вона зв'язана з білками у хромосомах. Еукаріотичні клітини містять ДНК також у різних органелах (мітохондріях, хлоропластах).

ДНК у клітині представлена у вигляді комплексу з гістонами – білками, багатими на залишки лізину й аргініну. Цей комплекс ДНК із гістонами називається хроматином, який, окрім гістонів, містить також кислі білки, фосфопротейди, ферменти й невеликі за розміром ядерні РНК.

При гідролізі нуклеїнових кислот утворюються азотисті основи – пуринові (рис. 19 а, б, в) та піримідинові основи (рис. 19 г, д, е, є), пентози – дезоксирибоза, рибоза та фосфорна кислота.

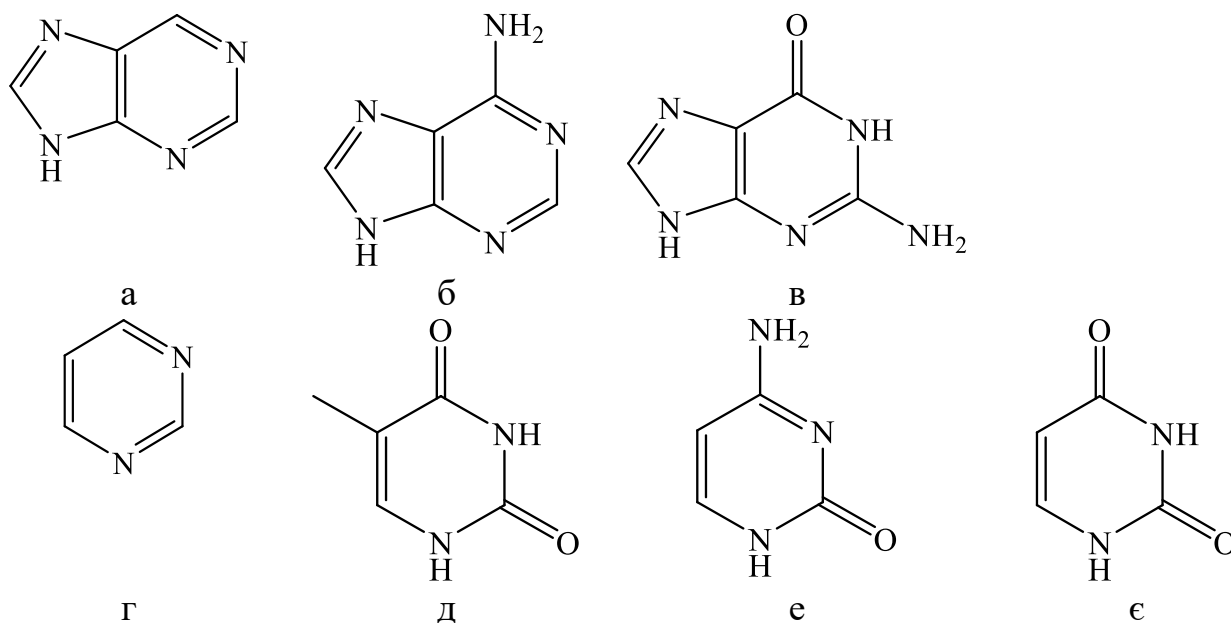


Рисунок 19 – Пуринові й піримідинові основи: пурин (а), аденін – А (б), гуанін – G (в), піримідин (г), тимін – Т (д), цитозин – С (е), урацил – U (є)

2. Мононуклеозид. Мононуклеотид

Мононуклеозид – це хімічна структура, що складається з вуглеводу й пуринових або піримідинових основ (гетероциклічних основ) (рис. 20 а, б).

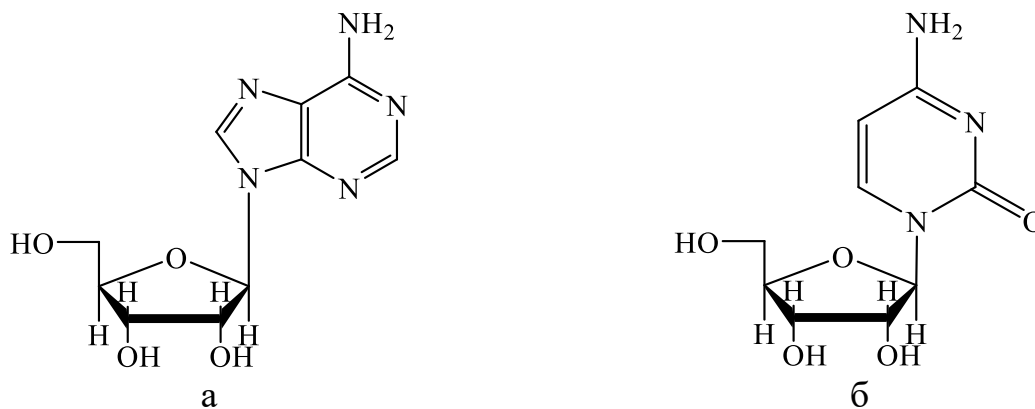


Рисунок 20 – Будова мононуклеозидів: аденозину (а), цитидину (б)

Більш часто використовуються назви, які походять від тривіальних назв відповідних основ із закінченням *-идин (-ідин)* у піримідинових і *-озин* у пуринових нуклеозидів.

Для позначення особливостей будови мононуклеозидів у назвах дезоксирибонуклеозидів додатково вводиться префікс *дезокси-* (дезоксиаденозин). Виняток становить назва нуклеозиду, що складається з дезоксирибози й тиміну, – тимідин (замість дезокситимідину).

Мононуклеотид – це структурна одиниця нуклеїнових кислот, що складається із залишків мононуклеозиду та фосфатної кислоти (рис. 21 а, б).

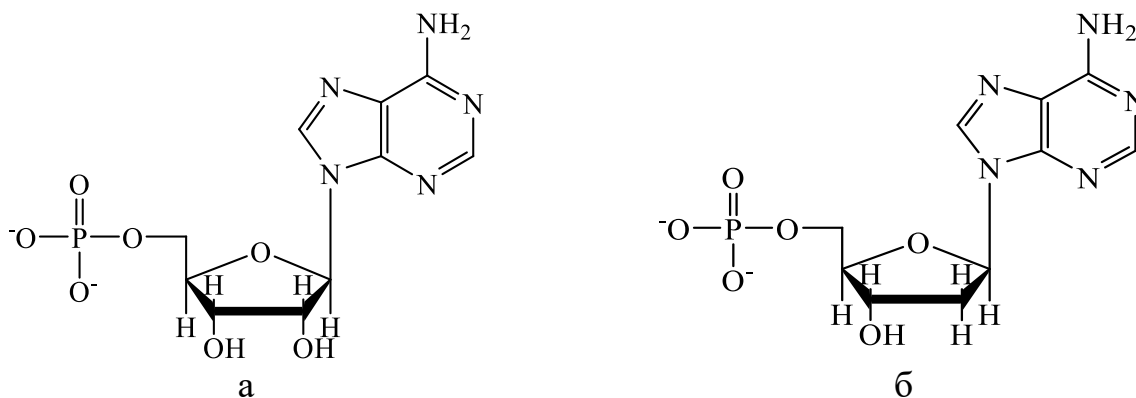


Рисунок 21 – Будова мононуклеотидів: рибонуклеотиду (а), дезоксирибонуклеотиду (б)

Мононуклеотиди входять до складу коферментів НАД^+ , НАДФ^+ , ФАД^+ , ФМН.

3. Структури ДНК

Первинна структура нуклеїнових кислот – це певна послідовність розташування мононуклеотидних ланок у полінуклеотидному ланцюзі (рис. 22).

Єдиним типом зв'язків між мононуклеотидами є 3,5-фосфодієфірний зв'язок, який сполучає 3-гідроксильну групу пентози одного мононуклеотиду з 5-гідроксильною групою пентози іншого мононуклеотиду. Завдяки іонізації фосфатних груп нуклеїнові кислоти несуть великий негативний заряд і можуть утворювати комплекси з основними (позитивно зарядженими) білками.

Вторинна структура ДНК – структура, що складається із двох антипаралельних полінуклеотидних ланцюгів, які утворюють подвійну спіраль (модель Уотсона та Кріка, 1953) (рис. 23). Конфігурація подвійної спіралі утримується водневими зв'язками, що виникають між пуриновими й піримідиновими основами двох полінуклеотидних ланцюгів ДНК.

Водневі зв'язки виникають між пуриною та піримідиною основами. Ці основи утворюють комплементарні пари. Між аденіном і тиміном утворюються два водневих зв'язки (рис. 24 а); між гуаніном і цитозином – три водневих зв'язки (рис. 24 б).

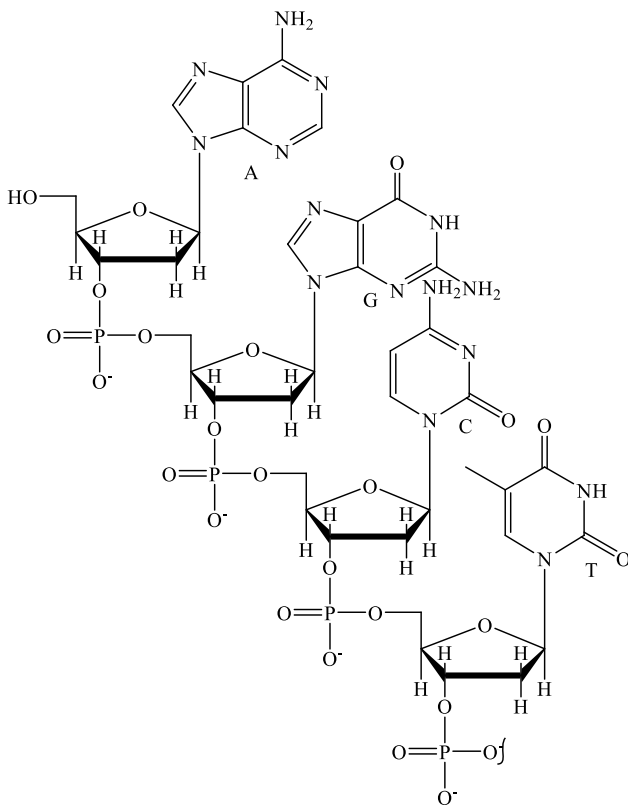


Рисунок 22 – Фрагмент первинної структури ДНК

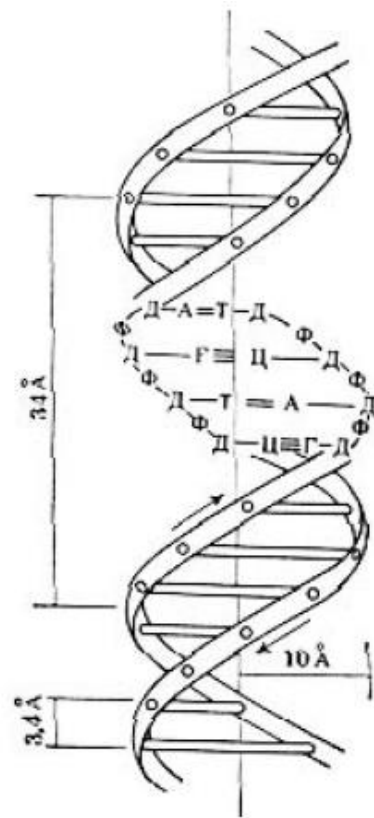
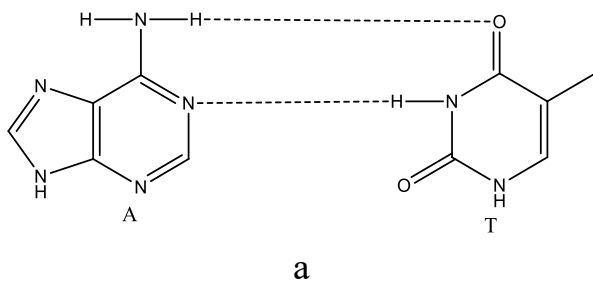
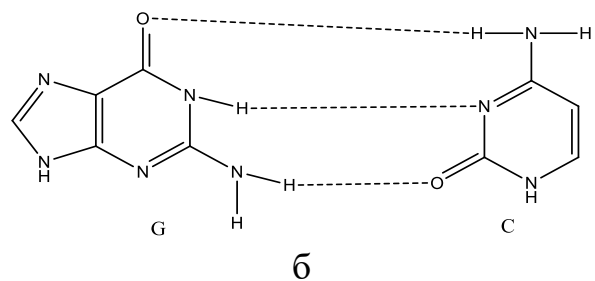


Рисунок 23 – Фрагмент вторинної структури ДНК



а



б

Рисунок 24 – Комплементарні пари: між аденіном і тиміном (а), між гуаніном і цитозином (б)

4. Правила Чаргаффа. Фізико-хімічні властивості ДНК. АТФ, цАМФ

Правила Чаргаффа

1. Вміст аденіну дорівнює вмісту тиміну, а вміст гуаніну – кількості цитозину: $A = T$, $G = C$

2. Кількість пуринових основ дорівнює кількості піримідинових основ: $A + G = T + C$

3. Кількість основ з 6 аміногруп дорівнює кількості основ з 6 кетогруп: $A + C = G + T$

Для кожного типу ДНК сумарний вміст гуаніну та цитозину не дорівнює сумарному вмісту аденіну й тиміну, тобто $(G + C) / (A + T)$, як правило,

відрізняється від одиниці (може бути як > 1 , так < 1). За цією ознакою розрізняють два основних типи ДНК: АТ-тип з переважним вмістом аденіну й тиміну і GC-тип з переважним вмістом гуаніну та цитозину.

Коефіцієнт специфічності – величина відношення суми вмісту гуаніну та цитозину до суми вмісту аденіну й тиміну, що характеризує нуклеотидний склад даного виду ДНК. Кожна ДНК має характерний коефіцієнт специфічності, який може змінюватися в межах від 0,3 до 2,8.

Третинна структура ДНК – це суперспіраль або кільце (бактерії, віруси).

Фізико-хімічні властивості ДНК.

1) розчини ДНК виділяють з великою обережністю при $\text{pH} = 7$ та $t = 20\text{-}25^\circ\text{C}$; вони мають високу в'язкість;

2) висока температура, екстремальні значення pH зумовлюють денатурацію чи розплітання вторинної структури ДНК. При цьому порушуються водневі зв'язки. При денатурації ковалентні зв'язки в основі молекули не розриваються;

3) для кожного виду ДНК характерна певна температура денатурації (точка плавлення). Чим більше в ДНК пар ($G \equiv C$) з потрійними зв'язками, тим вищою є точка плавлення цієї ДНК;

4) препарати ДНК, які містять пари $G \equiv C$, мають більшу густину, ніж препарати ДНК з $A = T$;

5) велика молекулярна маса ДНК і крихкість молекули;

6) нуклеїнові кислоти повертають площину поляризованого світла.

Аденозинтрифосфат (АТФ) – універсальний акумулятор енергії в живих організмах і субстрат для біосинтезу нуклеїнових кислот (рис. 25).

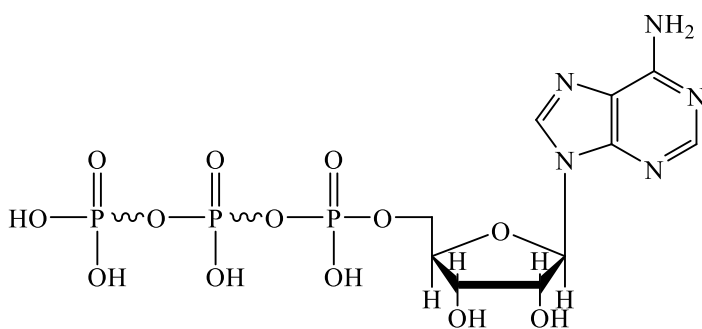


Рисунок 25 – Структура аденозинтрифосфату (АТФ)

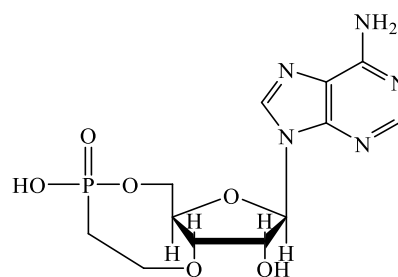


Рисунок 26 – Структура циклічного аденозинмонофосфату (цАМФ)

У клітинах енергія, накопичена у вигляді АТФ, використовується в багатьох процесах: різні форми руху, внутрішньоклітинне транспортування іонів та інших речовин, біосинтез білків, нуклеїнових кислот, жирних кислот, ліпідів, вуглеводів тощо.

Циклічний аденозинмонофосфат (цАМФ) – посередник у здійсненні функцій різних гормонів та інших біологічно активних сполук (рис. 26). цАМФ утворюється із внутрішньоклітинного АТФ.

5. Види РНК

У клітинах є матричні (інформаційні) РНК (мРНК або іРНК), рибосомні РНК (рРНК), транспортні РНК (тРНК). Молекули РНК складаються з одного полінуклеотидного ланцюга, що може мати дволанцюгові ділянки, стабілізовані водневими зв'язками.

мРНК міститься в ядрі, цитоплазмі. Для мРНК характерна первинна та вторинна структури, основу яких становлять внутрішньомолекулярні взаємодії (водневі зв'язки виникають між різними ділянками однієї й тієї ж молекули, при цьому утворюється лінійна молекула).

мРНК використовується у ході трансляції як матриця для синтезу білків; відіграє важливу роль у «прояві» (експресії) генів.

тРНК міститься в цитоплазмі. Складається з одного ланцюга, має конформацію «листка конюшини». Забезпечує транспортування амінокислот до місця синтезу білків.

рРНК міститься в рибосомах. Являє собою велику субодиницю рибосоми, має форму глобулоподібно закрученого одинарного ланцюга однієї молекули РНК. Забезпечує зчитування інформації з мРНК за допомогою адапторних молекул тРНК, каталіз утворення пептидних зв'язків між приєднаними до тРНК амінокислотами.

Кількість видів мРНК – від кількох сотень до декількох тисяч, тРНК – понад шістдесят, рРНК – чотири.

6. Ферменти. Прості та складні ферменти

У рослинному та тваринному організмі є каталізатори білкової природи – **ферменти**, які прискорюють протікання окремих хімічних реакцій, а отже, і обміну речовин в цілому.

Кожен фермент каталізує певну хімічну реакцію. Ферменти синтезуються клітинами організму, що можуть містити до 1000 різних ферментів; виявляють високу ефективність і специфічність; діють у певних умовах, однак є певні винятки.

Ферменти містяться в ядрі, внутрішній мембрані мітохондрій, лізосомах, цитоплазмі, матриксі мітохондрій та плазматичній мембрані.

За своєю хімічною природою ферменти бувають простими та складними.

Прості ферменти складаються тільки з білкової частини – *апоферменту*.

Складні ферменти складаються з білкової частини – *апоферменту* та небілкової частини – *коферменту* (вітаміни, нуклеотиди, залізопорфіринові структури та ін.); складні ферменти називаються *холоферментами*.

Коферменти можуть бути переносниками Гідрогену й електронів; переносниками угруповань; речовинами, які беруть участь у синтезі та розриві карбон-карбонових зв'язків (C–C).

7. Особливості будови ферментів (центри ферментів)

У структурі ферменту виділяють такі центри:

1) **активний центр ферменту** – центр, утворений із залишків амінокислот, що знаходяться у складі різних ділянок поліпептидного ланцюга (рис. 28).

Активний центр має у своїй структурі *субстратний центр (адсорбційний)* та *каталітичний центри*. Визначають відповідно специфічність ферменту й каталітичну активність.

Субстратний (адсорбційний) центр ферменту – область активного центру ферменту, що безпосередньо бере участь у процесах зв'язування субстрату з ферментом та передачі цього комплексу в зручному положенні на каталітичний центр (рис. 27).

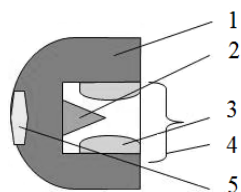


Рисунок 27 – Будова ферменту: 1 – апофермент; 2 – каталітичний центр; 3 – субстратний центр; 4 – активний центр; 5 – алостеричний центр

Субстрат – речовина, на яку діє фермент. Субстрат прикріплюється до ферменту за рахунок слабких типів зв'язків між певними бічними радикалами амінокислотних залишків та відповідними групами молекули субстрату, тому реакція є **зворотною**.

Структура субстратного (адсорбційного) центра визначає субстратну специфічність ферменту.

Каталітичний центр ферменту – область активного центру ферменту, що безпосередньо бере участь у хімічних перетвореннях субстрату (рис. 27). Формується каталітичний центр за рахунок радикалів 2-х або 3-х амінокислот.

2) **алостеричний центр ферменту** – область ферменту, яка знаходиться поза активним центром ферменту і де відбувається зв'язування слабкими типами зв'язків (зворотно) з тією чи іншою речовиною. Це зв'язування зумовлює конформаційну перебудову молекули ферменту, що поширюється й на активний центр, полегшуючи чи ускладнюючи (сповільнюючи) його роботу.

8. Механізм дії ферментів та основні етапи ферментативної реакції. Ферментативний каталіз

Схематичне зображення механізму дії ферментів та основних етапів ферментативної реакції подано на рис. 28.

1) На 1-му етапі відбувається сорбція субстрату на субстратному (адсорбційному) центрі ферменту, що супроводжується утворенням зворотного фермент-субстратного комплексу ($F \cdot S$) (рис. 28).

Субстрат піддається конформаційній перебудові, що відбувається за рахунок виникнення слабких типів зв'язків між субстратом і субстратним (адсорбційним) центром ферменту.

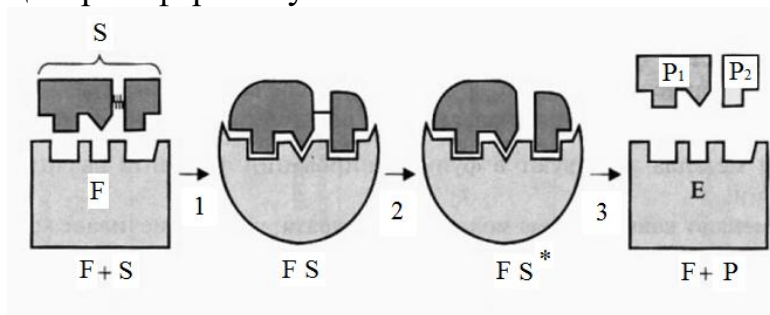


Рисунок 28 – Механізм дії ферментів та основних етапів (1, 2, 3 етапи) ферментативної реакції

У результаті цього молекула субстрату подається на каталітичний центр у найбільш зручному для нього положенні. Кінетична характеристика 1-го етапу ферментативного каталізу – константа Міхаеліса (K_m).

2) На 2-му етапі відбуваються хімічні перетворення молекули субстрату у складі фермент-субстратного комплексу ($Fe \cdot S$) з утворенням комплексу ферменту з хімічно перетвореним субстратом ($Fe \cdot S^*$) (рис. 28).

На 2-му етапі розриваються одні ковалентні зв'язки й утворюються нові. Цей етап протікає значно повільніше, ніж 1-й і 3-й. Швидкість 2-го етапу визначає швидкість усієї ферментативної реакції. Швидкість ферментативного процесу в цілому характеризується величиною k_{+2} , що майже завжди є найменшою з усіх констант швидкостей. Цей етап незворотний. Кінетична характеристика 2-го етапу ферментативного каталізу – максимальна швидкість (V_{max}).

3) На 3-му етапі відбувається десорбція продукту реакції та вивільнення ферменту в незмінному вигляді (див. рис. 28). Цей етап протікає легше, ніж 2-й і так само є незворотним.

Швидкість хімічної реакції залежить від низки чинників. У їх числі частота зіткнень молекул, концентрація реагуючих речовин і температура. Чим вищою є концентрація, тим більш вірогідним є зіткнення молекул реагуючих речовин. Чим вища температура, тим швидше рухаються молекули, тим частіше вони стикаються між собою, що зумовлює зростання швидкості реакції. Для протікання хімічної реакції необхідно надати молекулі надлишкової енергії, аби перевести її в активний стан. Ця енергія називається **енергією активації**.

Енергетичну схему хімічної реакції можна зобразити графічно (рис. 29). Якщо відбувається екзергонічна реакція $A + B = C$, то молекули, що реагують, мають подолати певний енергетичний бар'єр. Вони можуть це зробити, отримавши деяку кількість енергії активації (а). При цьому молекули перейдуть в активний стан, що відповідає піку кривої. Вступивши в реакцію, вони втратять певну кількість енергії (б), тому рівень енергії в системі C значно нижче, ніж в системах A та B. Каталізатор знижує енергію активації, необхідну

для протікання хімічної реакції, через проміжні реакції, що потребують значно меншої енергії активації.

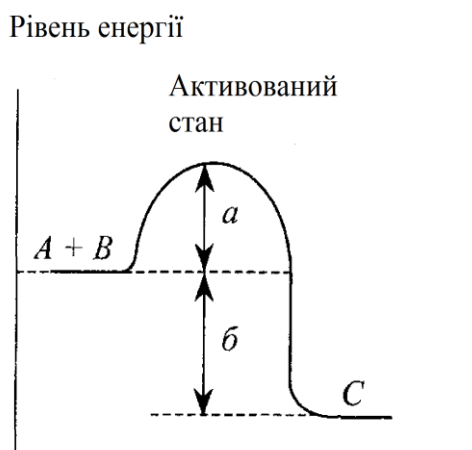


Рисунок 29 – Енергетична схема хімічної реакції

Зниження каталізатором енергії активації можна показати на прикладі гідролізу сахарози з утворенням глюкози та фруктози. Без участі каталізатора для її протікання необхідна енергія, що дорівнює 32000 калорій на г-молекулу. Якщо реакція каталізується іонами Гідрогену – 25600 калорій, при каталізі ферментом сахарозою – 9400 калорій. Реакція розкладу Гідроген пероксиду потребує енергії, що дорівнює 18000 калорій на моль. Якщо реакція каталізується колоїдною платиною (збільшується поверхня взаємодії молекул) – 11700 калорій, у присутності ферменту каталази – 1300 калорій.

Фермент значно сильніше знижує енергію активації, ніж неорганічний каталізатор. Зниження енергії активації субстрату, наприклад сахарози, відбувається внаслідок деякої деформації молекул субстрату, що відбувається при утворенні проміжного комплексу субстрат-фермент. Деформація послаблює внутрішньомолекулярні зв'язки та підвищує здатність молекули до реакції.

9. Кінетика ферментативної реакції

Етапи й кінетику ферментативної реакції подано на рис. 30.

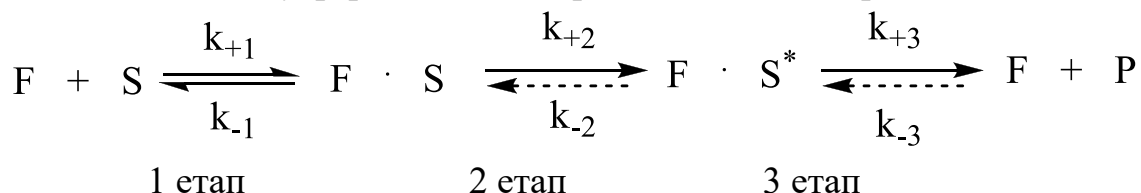


Рисунок 30 – Етапи й кінетика ферментативної реакції: F – фермент; S – субстрат; F · S – фермент-субстратний комплекс; F · S* – активний фермент-субстратний комплекс; P – продукт; k_{+1} , k_{+2} , k_{+3} – константи швидкості 1, 2, 3 етапів прямої реакції; k_{-1} , k_{-2} , k_{-3} – константи швидкості 1, 2, 3 етапів зворотної реакції

Кожен етап взаємодії субстрату з ферментом характеризується своїми константами швидкості як прямої, так і зворотної реакцій (див. рис. 30).

Будь-яка біохімічна реакція характеризується швидкістю процесу.

Швидкість хімічної реакції пропорційна концентрації реагуючих речовин (закон діючих мас). Зі збільшенням концентрації субстрату [S] зростає швидкість (V) ферментативної реакції (рис. 31).

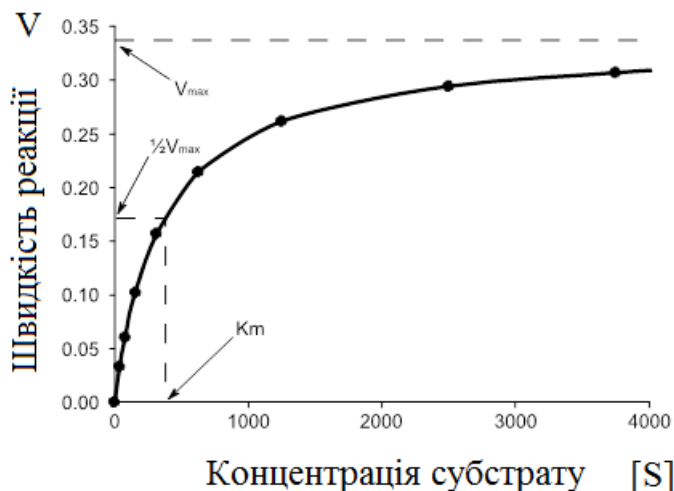


Рисунок 31 – Залежність швидкості ферментативної реакції від концентрації субстрату (крива Міхаеліса)

При постійних кількостях ферменту швидкість реакції дійсно пропорційна концентрації субстрату, але тільки в зонах низьких концентрацій. При високих концентраціях субстрату відбувається насичення ферменту субстратом, тобто настає момент, коли всі молекули ферменту задіяні в каталітичному процесі та приросту швидкості реакції не відбувається.

Швидкість реакції виходить на максимальний рівень (V_{max}) і надалі вже не залежить від концентрації субстрату. Залежність швидкості реакції від концентрації субстрату необхідно визначати в частині кривої, нижчій від V_{max} . Технічно легше визначити не максимальну швидкість, а $\frac{1}{2} V_{max}$. Цей параметр є головною характеристикою ферментативної реакції, він дає можливість визначити константу Міхаеліса (K_m) (рис. 31).

Рівняння залежності швидкості ферментативної реакції від концентрації субстрату має вигляд:

$$V = \frac{V_{max} \cdot [S]}{K_m + [S]} \quad (1)$$

$$V = k_{+1} \cdot [F] \cdot [S] \quad (2)$$

де V – швидкість реакції; V_{max} – максимальна швидкість; K_m – константа Міхаеліса; [S] – концентрація субстрату; [F] – концентрація ферменту

Відношення суми констант швидкості розкладу фермент-субстратного комплексу до константи швидкості утворення фермент-субстратного комплексу називається **константою Міхаеліса (K_m)**. Ця константа визначає спорідненість ферменту до субстрату. Чим нижча константа Міхаеліса, тим більша

спорідненість ферменту до субстрату й тим вища швидкість ферментативної реакції. За величиною K_m каталітичні реакції можна розподілити на швидкі ($K_m 10^{-6}$ моль/л та менше) та повільні ($K_m 10^{-2}$ до 10^{-6} моль/л).

$$K_m = \frac{k_{-1} + k_{+2}}{k_{+1}} \quad (3)$$

$$K_m \approx \frac{k_{-1}}{k_{+1}} = K_s \quad (4)$$

Константа Міхаеліса привірюється до константи дисоціації (K_s).

10. Вплив чинників (температури, рН середовища) на кінетику ферментативної реакції

Зі збільшенням температури каталітична активність ферменту зростає. Максимальна каталітична активність відзначається при $t = 37-38^\circ\text{C}$ (оптимум температури для більшості ферментів). Досягнувши $t = 40^\circ\text{C}$, каталітична активність знижується.

Залежність активності ферментів від температури називається **термолабільністю**. Ферменти краще зберігаються при низьких температурах: їх активність знижується, але денатурація не відбувається. Ця властивість використовується в медицині для виробництва препаратів ферментів.

Для різних ферментів характерне певне рН середовище, в якому відбувається ферментативна реакція.

11. Субстратна специфічність, специфічність дії. Активатори, інгібітори ферментів. Одиниці активності ферменту.

Розрізняють субстратну специфічність і специфічність дії.

Субстратна специфічність – здатність ферменту взаємодіяти лише з одним або декількома певними субстратами.

1) *абсолютна субстратна специфічність* – здатність ферменту каталізувати перетворення тільки одного, строго визначеного субстрату (лактаза, сахараза, мальтоза, уреаза);

2) *відносна субстратна специфічність* – здатність ферменту каталізувати перетворення декількох субстратів, подібних за будовою (пептидаза, естераза, глікозидаза);

3) *стереоспецифічність* – здатність ферменту каталізувати перетворення визначених стереоізомерів субстрату (лактатдегідрогеназа).

Специфічність дії – це здатність ферменту каталізувати тільки визначений тип хімічної реакції.

Активатори – речовини, що посилюють активність ферментів та пришвидшують хімічні реакції.

Інгібітори – речовини, що знижують активність ферментів і сповільнюють хімічні реакції.

Розрізняють **оборотне** (інгібітор сполучається з молекулою ферменту слабкими зв'язками, активність відновлюється) та **необоротне інгібування** (інгібітор сполучається з молекулою ферменту міцними ковалентними зв'язками, настає необоротне пригнічення активності).

Оборотне інгібування буває конкурентне та неконкурентне.

Конкурентне інгібування відбувається в присутності речовини, яка структурно подібна до субстрату та взаємодіє з активним центром ферменту.

Неконкурентні інгібітори не мають структурної подібності із субстратом і приєднуються не до активного центру, а до алостеричного.

Активність ферменту – умовна величина, що прямо пропорційна швидкості біохімічної реакції, яку каталізує певний фермент.

Швидкість ферментативної реакції можна визначити або за кількістю субстрату, що перетворився за певний проміжок часу, або за кількістю накопиченого за цей час продукту реакції (P).

Для кількісної характеристики реакцій, що каталізуються ферментами, використовують умовні величини – одиниці активності ферменту.

Загальноживаними є такі одиниці активності ферменту:

1) **юніт** (англ. – *unit*, U) – кількість ферменту, яка каталізує перетворення 1 мкмоль субстрату за 1 хв. 1 юніт (1 U) = 16,67 нкат. 1 U = 1 мкмоль S / хв.

2) **катал** (кат) – це кількість ферменту, що необхідна для каталітичного перетворення 1 моля субстрату за 1 с. 1 кат = 1 моль S / с

3) **питома активність ферменту** – одиниця активності ферменту, що визначається кількістю одиниць ферментної активності, які припадають на 1 мг субстрату в біологічному об'єкті.

12. Номенклатура та класифікація ферментів

Розрізняють систематичну, робочу та тривіальну номенклатуру ферментів:

1) *систематична номенклатура*. Назва ферменту включає хімічну назву субстрату; тип хімічної реакції (відповідно до Міжнародної класифікації ферментів); суфікс *-аза*.

Наприклад, L-Лактат: НАД⁺-оксидоредуктаза;

2) *робоча номенклатура*. Назва ферменту утворюється від хімічної назви субстрату з додаванням суфікса *-аза*.

Наприклад, фермент, що каталізує перетворення жиру, – ліпаза.

3) *тривіальна номенклатура*. Не дає уявлення про субстрат або тип хімічного перетворення.

Наприклад, пепсин, ренін, трипсин, тромбін.

Ферменти поділяються на 6 класів відповідно до типу реакції, яку вони каталізують (Комісія Міжнародного біохімічного союзу, 1961).

Кожен фермент характеризується чотирма числами: 1-е – клас, 2-е – підклас, 3-є – підпідклас, 4-е – порядковий номер ферменту в даному підпідкласі.

Оксидоредуктази – ферменти, що каталізують окисно-відновні реакції. Найбільш розповсюдженими в рослинах ферменти, що належать до оксидоредуктаз, є каталаза, пероксидаза, дегідрогеназа, оксидаза та цитохроми.

Трансферази – ферменти, що каталізують реакції міжмолекулярного перенесення хімічних груп, частин молекул, окремих радикалів. Важливе значення для рослин мають глікозилтрансферази – ферменти, що каталізують перенесення залишків моносахаридів.

Гідролази – ферменти, що каталізують реакції гідролізу, тобто розкладу субстратів за участю молекули води. Основні представники – ліпаза, пектиназа, амілаза, целюлоза, фосфатаза.

Ліази – ферменти, що каталізують реакції розриву ковалентних зв'язків між атомами С, О, N, S без участі молекули води. Рібулозобіфосфат-карбоксилаза – фермент фотосинтезу та фотодихання; декарбоксилаза, альдолаза, енолаза.

Ізомерази – ферменти, що каталізують реакції ізомеризації субстратів (рацемізації, епімеризації, внутрішньомолекулярної оксидоредукції тощо). Ці ферменти відіграють важливу роль в обміні речовин рослинних організмів. Наприклад, вони забезпечують перетворення фосфогліцеринового альдегіду у фосфодіоксиацетон.

Лігази (синтетази) – ферменти, що каталізують реакції синтезу біомолекул, тобто утворення нових хімічних зв'язків за рахунок енергії АТФ. Наприклад, реакція відновлення пірувату до лактату.

13. Особливості дії та промислове використання рослинних ферментів

Різноманітні молекулярні форми ферменту, що каталізують одну й ту саму реакцію, але розрізняються за своїми фізичними та хімічними властивостями, називають **ізоферментами**. Відомо близько 50 рослинних ферментів, які мають декілька лізоформ. Відомі ізоферменти алкогольдегідрогенази, пероксидази, каталази, інвертази, амілази. Наявність у клітині декількох ізоферментів сприяє пристосуванню рослинного організму до умов існування.

У клітинах рослин є конститутивні та адаптивні ферменти. **Конститутивні ферменти** – обов'язкові компоненти рослинної клітини. **Адаптивні ферменти** – ферменти, які синтезуються клітиною при необхідності (наприклад, при адаптації рослинного організму до умов навколишнього середовища) або при додаванні до субстрату речовини, яка стимулює синтез даного ферменту. Прикладом адаптивних ферментів є нітратредуктаза та гідроксиламінредуктаза. Їх синтез значно посилюється при введенні в тканини рослин відповідно нітрату чи гідроксиламіну.

Живий організм здатний до саморегуляції, що відбувається внаслідок регулювання синтезу ферментів і регулювання їх активності.

На направленість та активність дії рослинних ферментів впливають такі чинники, як зневоднення, охолодження, збільшення осмотичної концентрації,

зміна рН середовища. Наприклад, біохімічна активність пластид залежить від їх морфологічної структури, що змінюється під дією тих чи інших чинників. Ферменти, що утворюються в процесі розвитку рослинного організму, забезпечують його адаптацію до навколишніх умов та обумовлюють зв'язок між внутрішнім і зовнішнім середовищем. Наприклад, при зневодненні рослинних тканин змінюється направленість дії ферментів у бік гідролізу й відбувається затримка всіх синтетичних процесів. Після відновлення нормального обводнення тканин ростові процеси ще деякий час пригнічуються, оскільки зміна направленості ферментів на синтетичну діяльність відбувається не відразу.

Ферменти здатні здійснити свою каталітичну функцію і за межами клітини та організму. Це дозволяє використовувати на практиці низку ферментів рослинного походження.

У хлібопекарській промисловості використовують амілазу, протеїназу, що виділяють з *Aspergillus*. У пивоварінні та спиртовій промисловості активно використовують амілази – ферменти, які прискорюють реакцію цукрування крохмалю. Пектинолітичні ферменти забезпечують підвищення виходу соків з плодів і ягід на 15-20%, завдяки чому вони є незамінними при виробництві соків.

У шкіряному та хутряному виробництві для пришвидшення зняття волосся зі шкур і пом'якшення шкіряної сировини використовують протеїнази – ферменти, які розщеплюють білок. При виробництві товарів побутової хімії використовують протеїнази рослинного походження. Завдяки здатності витримувати нагрівання до 90 °С їх додають до пральних порошків. Для видалення винних і жирових плям у пральних порошках використовують амілазу, глюкооксидазу й ліпоксигеназу.

Широко використовують рослинні ферменти при виробництві ліків (ферментних препаратів) і харчових добавок. Наприклад, до складу фесталу входить геміцелюлаза, що забезпечує розщеплення клітковини. Багато харчових добавок містить папаїн, бромелайн – рослинні ферменти, що здатні розщеплювати білкові, жирові й вуглеводневі компоненти їжі.

Останнім часом процеси ферментації набули поширення у хімічній промисловості. Найчастіше використовують іммобілізовані ферменти, які, порівняно з вільними, мають суттєві переваги, як-от: 1) збереження високої каталітичної активності; 2) багатократне використання ферменту; 3) економічна вигода.

Питання та завдання для самоконтролю

1. Які пуринові й піримідинові основи входять до складу ДНК?
2. Розкрийте особливості будови мононуклеозиду й мононуклеотиду.
3. Поясніть значення АТФ і цАМФ.
4. Розкрийте особливості будови ферментів (центри ферментів).
5. У яких галузях промисловості використовують рослинні ферменти?

Складіть схему.

Література: 1-3, 6, 8, 10, 14, 17.

ТЕМА 16. ВІТАМІНИ

Мета: поглибити знання про вітаміни; розглянути класифікацію вітамінів; ознайомитися з характерними особливостями водорозчинних і жиророзчинних вітамінів; усвідомити причини авітамінозу, гіповітамінозу, гіпервітамінозу.

План

1. Вітаміни. Класифікація вітамінів. Авітаміноз, гіповітаміноз, гіпервітаміноз.
2. Характеристика водорозчинних вітамінів.
3. Характеристика жиророзчинних вітамінів.

Ключові терміни та поняття: вітаміни, авітаміноз, гіповітаміноз, гіпервітаміноз, водорозчинні вітаміни, жиророзчинні вітаміни.

1. Вітаміни. Класифікація вітамінів. Авітаміноз, гіповітаміноз, гіпервітаміноз

Вітаміни (від лат. *vita* – життя) – низькомолекулярні органічні сполуки різної хімічної природи, необхідні для нормального обміну речовин і життєдіяльності організму.

Вітаміни були відкриті в 1880 р. російським вченим Н.І. Луніним після низки проведених ним дослідів. Термін «вітаміни» запропонував у 1911–1912 рр. польський учений К. Функ.

Вітаміни використовуються клітинами організму в малих (невеликих) кількостях. Людина і тварини одержують більшість вітамінів у готовому вигляді з їжею. Іноді з продуктами харчування до організму надходять не готові вітаміни, а речовини, близькі до них за будовою (провітаміни); в організмі вони перетворюються на вітаміни. Деякі вітаміни утворюються у мікрофлорі кишківника. Рослини мають здатність синтезувати всі необхідні їм вітаміни.

Найпростіша класифікація вітамінів ґрунтується на їх фізико-хімічних властивостях. Розрізняють *водорозчинні* (розчинні у воді) та *жиророзчинні* вітаміни (розчинні в жирах).

До *водорозчинних вітамінів* належать:

- вітамін В₁ (антиневритний, тіамін);
- вітамін В₂ (рибофлавін);
- вітамін В₃ (антидерматитний, пантотенова кислота);
- вітамін РР або В₅ (антипеларгічний, нікотинова кислота, нікотинамід);
- вітамін В₆ (антидерматитний, піридоксин, піридоксаль, піридоксамін);
- вітамін В₉ (фолієва кислота, аміноптерин);
- вітамін В₁₂ (антианемічний, ціанокобаламін, фактор кровотворення);
- вітамін В₁₅ (пангамова кислота).
- вітамін С (антицинготний, антискорбутний, аскорбінова кислота);

- вітамін Р (рутин);
- вітамін Н (біотин).

Більшість водорозчинних вітамінів повинні регулярно надходити до організму з їжею, оскільки вони швидко виводяться з нього чи руйнуються.

До жиророзчинних вітамінів належать:

- вітамін А (антиксерофтальмічний, ретинол);
- вітамін D (антирахітний, кальциферол);
- вітамін Е (антистерильний, вітамін розмноження, токоферол);
- вітамін К (антигеморагічний, філохінон).

Жиророзчинні вітаміни можуть депонуватися в організмі. Крім того, вони погано виводяться, тому іноді при їх надлишку відзначаються гіпервітамінози – захворювання, пов'язані з інтоксикацією організму високими дозами жиророзчинних вітамінів.

І надлишок, і нестача (відсутність) вітамінів призводять до глибоких порушення в організмі й розвитку патологічних станів. Так, порушення роботи організму через надходження до нього надлишкової кількості вітамінів називається **гіпервітамінозом**. Повна відсутність того чи іншого вітаміну в організмі призводить до **авітамінозу**, а відносна недостатність – до **гіповітамінозу**.

2. Характеристика водорозчинних вітамінів

Вітамін В₁ (тіамін)

Відкритий у 1912 р. Відіграє важливу роль у вуглеводному, білковому та жировому обміні, а також у процесах проведення нервового збудження в синапсах.

Фосфорильована форма тіаміну (тіамініпірофосфат) входить до складу ферментів, які беруть участь у процесах декарбоксилування піровиноградної кислоти, кетокислот. Тіамін захищає мембрани клітин від токсичного впливу продуктів перекисного окиснення. Оптимізує пізнавальну активність і функції мозку.

Тіамін чинить стимулюючу дію на ріст корінців багатьох рослин, бере участь у процесах дихання рослин і фотосинтезу, а також в інших фізіологічних процесах.

Вміст вітаміну В₁ у деяких продуктах (мкг/г): пшеничні зародки – 15,6-62; пшениця – 4,5-6; печінка, нирки – 5,0-6,3; дріжджі хлібопекарські сухі – 30; дріжджі пивні – 50.

Добова потреба у вітаміні В₁ для дорослої людини становить 1,3 мг, для жінок у період вагітності та годування груддю – 1,7 мг, для дитини першого року життя – 0,5 мг.

Вітамін В₂ (рибофлавін)

Виділений у 1932 р. Вітамін В₂ синтезується тільки в рослинах і деяких мікроорганізмах.

Рибофлавін як кофермент (ФАД, ФМН) входить до складу флавінових окисно-відновних ферментів, які беруть участь в окисненні жирних кислот, у

диханні рослин, в окисному декарбокسيلюванні пірвіноградної кислоти (всього близько 30 ферментів).

Авітаміноз вітаміну B_2 призводить до катаракти. Гіповітаміноз спричиняє порушення апетиту, слабкість, больові відчуття в порожнині рота, ріжучі болі в очах.

Вміст вітаміну B_2 у деяких продуктах (мкг/г): сухі пивні дріжджі – 30; печінка бика – 10-25; молоко – 1; яєчний жовток – 2,5-4.

Добова потреба у вітаміні B_2 для дорослої людини становить 1,5-2,5 мг.

Вітамін B_3 (пантотенова кислота)

Відкритий у 1935 р. Виділений у 1939 р.

Пантотенова кислота входить до складу коферменту А, який відіграє важливу роль у процесах окиснення та ацетилювання. Кофермент А бере участь у метаболізмі вуглеводів, білків і жирів.

Пантотенова кислота необхідна для синтезу важливих жирних кислот, холестеролу, гістаміну, ацетилхоліну, гемоглобіну.

Добова потреба у вітаміні B_3 для дорослої людини становить 5-7 мг, для дитини першого року життя – 2 мг.

Вітамін РР або B_5 (нікотинова кислота)

У 1937 р. було доведено, що РР є вітаміном. Бере участь у багатьох окисних біохімічних реакціях у тканинах організму й тим самим забезпечує нормальну інтенсивність енергетичного обміну. Вітамін РР бере участь у бродінні, диханні рослин, є стимулятором росту рослинного організму.

При нестачі вітаміну РР (гіповітамінозі) розвивається пелагра – тяжке захворювання, пов'язане з ураженням центральної нервової системи, шлунково-кишкового тракту та шкіри.

Вміст вітаміну РР у деяких продуктах (мкг/г): м'ясо – 50-60; дріжджі – 300-400; пшениця – 1; кукурудза – 15; картопля – 5-20.

Вітамін B_6 (піридоксин)

Відкритий у 1934 р. Вітамін B_6 зустрічається у трьох формах (майже однакові за своєю біологічною активністю): піридоксин, піридоксаль, піридоксамін.

Бере участь у фотосинтезі та інших біологічних і фізіологічних процесах. Вітамін B_6 виконує роль стимулятора в обміні речовин. Є коферментом понад 20-и ферментів, що беруть участь у реакціях декарбокسيلювання та переамінування амінокислот. Піридоксин бере участь в утворенні кров'яних тілець та їх пігменту (гемоглобіну) та в рівномірному постачанні глюкози в клітини.

Відсутність піридоксину в раціоні харчування призводить до різкого порушення обміну білків (в синтезі, обміні триптофану). Добова норма вітаміну B_6 для дорослої людини становить 0,02 мг на 1 г білка, який споживають (тобто 2 мг на 100 г білка).

Вітамін В₉ (фолієва кислота)

Виділений у 1941 р. Вітамін В₉ необхідний для росту й нормального функціонування кровоносної та імунної систем. Бере участь у реплікації ДНК, перенесенні С-С груп (наприклад, метильних і формільних) від одних органічних сполук до інших, фіксації СО₂ синьо-зеленими водоростями, окисно-відновних реакціях, синтезі пуринових основ.

Добова потреба у вітаміні В₉ для дорослої людини становить 200 мкг, для жінок у період вагітності та годування груддю – 600 мкг.

Вітамін С (аскорбінова кислота)

Відкритий у 1920 р. Вітамін С бере участь у фотосинтезі, фотовідновленні хлорофілу, у процесах дихання рослин, їх мінеральному живленні, водообміні.

Вітамін С необхідний для нормального функціонування сполучної та кісткової тканин. При гіповітамінозі вітаміну С порушується синтез колагену. Виконує біологічні функції відновника й коферменту деяких метаболічних процесів (гідроліз тіоглікозидів). Є антиоксидантом, попереджає окиснення сульфгідрильних груп білків, нейтралізує супероксид-аніон радикал до гідроген пероксиду. Стимулює синтез інтерферону. Переводить тривалентне залізо в двовалентне, тим самим сприяючи його всмоктуванню.

Вміст вітаміну С у деяких продуктах (мг/100 г): капуста – 50; молода картопля – 20-40; червоний перець – 250; плоди шипшини – 1200; лимон – 55; яблука північні/південні – 20-40 / 5-17; чорна смородина – 100-400; червона смородина – 8-16; хвоя ялини й сосни – 150-200; петрушка – 150; полуниця – 60.

Добова потреба у вітаміні С для дорослої людини становить 90 мг, для жінок у період вагітності та годування груддю – 100-200 мг, для дітей – від 30 до 90 мг залежно від віку.

Вітамін Р (рутин, біофлавоноїд)

Виділений у 1936 р. Біофлавоноїди розподіляються на декілька груп залежно від хімічної структури.

До біофлавоноїдів належать антоціани. Кожен антоціан має своє забарвлення і залежно від рН клітинного соку – свій відтінок.

Вітамін Р регулює процес росту рослин, бере участь у процесах біологічного окиснення. У тваринному організмі чинить зміцнювальну дію на стінки капілярів і знижує крихкість судин.

Вітамін Н (біотин)

Вітамін Н бере участь у перетвореннях деяких амінокислот (аспарагінової кислоти, серину, треоніну). Біотин входить до складу активної групи ферментів, які каталізують процеси карбоксилювання жирних кислот, тобто приєднання СО₂, що супроводжується подовженням карбонгідрогенового ланцюга.

Стимулює переважно ріст стебла й майже не впливає на ріст кореня.

Вітамін Н стійкий до нагрівання, окиснення, дії кислот і основ.

Вміст вітаміну Н у деяких продуктах (мг/100 г): у фруктах міститься в невеликих кількостях: 0,1-2,0 мг/100 г; більше у чорній смородині, винограді, апельсинах.

Добова потреба у вітаміні Н для дорослої людини становить 0,2-0,3 мг.

3. Характеристика жиророзчинних вітамінів

Вітамін групи А (ретинол)

Відкритий у 1909 р. Синтезований у 1933 р. У рослинних продуктах вітамін А у вигляді ретинолу не накопичується. Рослини синтезують лише каротиноїди – провітаміни А. Каротиноїди – це пігменти, що надають овочам і фруктам жовтого або червоного забарвлення. Із усіх каротинів найбільшою активністю володіє β-каротин, що перевищує активність α- і γ-каротинів у двічі-тричі.

Каротини є пігментами рослин, вони беруть участь у фотохімічних реакціях при фотосинтезі; в регуляції окиснювальних процесів у рослинній клітині.

Вітамін А впливає на ріст людини, поліпшує стан шкіри, підвищує опірність організму до інфекцій, забезпечує ріст і розвиток епітеліальних клітин, входить до складу зорового пігменту паличок сітківки ока – родопсину й зорового пігменту колбочок – йодопсину. Вітамін А володіє тератогенним ефектом при підвищених дозах (тобто може викликати вроджені дефекти розвитку плода).

Вміст вітаміну А в деяких продуктах (мг/100 г): абрикоси, томати – 20; салат, шпинат – 25-50; морква – 90.

Добова потреба у вітаміні А (в перерахунку на ретинол) для дорослої людини становить 1 мг, для жінок у період вагітності та годування груддю – 1,25-1,5 мг, для дитини першого року життя – 0,4 мг.

Вітамін групи D (кальциферол)

Відкритий у 1916 р. Синтезований у 1931 р. Вітамін D забезпечує нормальний ріст і розвиток кісток, попереджає рахіт та остеопороз, регулює мінеральний обмін і сприяє відкладанню кальцію в кістковій тканині й дентині.

Вміст вітаміну D у деяких продуктах (мкг/100 г): жир печінки тріски – 125; печінка тварин – 0,2-1,2; яєчний жовток влітку/взимку – 12,5/3,5.

Добова потреба у вітаміні D для дорослої людини становить 2,5 мг, для жінок у період вагітності та годування груддю – 10 мг, для дитини першого року життя – 10 мг.

Вітамін Е (α-токоферол)

Відкритий у 1922 р. Синтезований у 1938 р. Токофероли є антиоксидантами, вони запобігають окисненню, прогірканню рослинних олій.

Вітамін Е необхідний для повноцінної репродуктивної функції організму, для нормального розвитку плода. Він сприяє засвоєнню білків і жирів, бере участь у процесах тканинного дихання, впливає на роботу мозку, нервової та м'язової систем, сприяє нормальному росту й розвитку плода.

Вміст вітаміну Е в деяких продуктах (мкг/100 г): зерно пшениці – 9,0; мука вищого сорту – 0,3; мука першого сорту – 2,2; висівки – 32; рослинна олія – 350-420.

Добова потреба у вітаміні Е для дорослої людини становить 15 мг, для дитини першого року життя – 3-5 мг.

Вітамін К (філохінон)

Відкритий у 1929 р. Виділений у 1935 р. Вітамін К – загальна назва для групи речовин, близьких за своїм хімічним складом і дією на організм. Найбільш важливими в цій групі є вітамін К₁ (філохінон) і вітамін К₂ (менахінон).

У рослинах вітаміни групи К беруть участь в окисно-відновних процесах, у тому числі у фотосинтетичному фосфорилуванні, де вони є проміжними переносниками електронів. Біосинтез вітаміну К пов'язаний з біосинтезом хлорофілу.

Вітамін К бере участь у процесах згортання крові. Він необхідний для синтезу в печінці функціонально активних форм протромбіну, фібриногену, для утворення тромбопластину, тромбіну, що беруть участь у згортанні крові, Вітамін К позитивно впливає на тонус судин.

Цей вітамін міститься переважно в рослинних продуктах, при чому в більш активній формі, ніж у продуктах тваринного походження.

Джерелами вітаміну К є зелені частини рослин, овочі (білокачанна та цвітна капуста, шпинат, гарбуз, помідори, буряк, картопля, морква), злакові (овес, пшениця), бобові (горох), суніця, яблука, виноград.. Вітамін К продукується в достатній кількості мікрофлорою кишківника.

Рекомендована доза вітаміну К на добу для дорослої людини становить 1 мкг на 1 кг ваги, тобто 50-70 мкг.

Питання та завдання для самоконтролю

1. Наведіть класифікацію вітамінів.
2. Наведіть приклади розвитку авітамінозу, гіповітамінозу, гіпервітамінозу.
3. Де переважно зосередженні водорозчинні вітаміни?
4. Де переважно зосередженні жиророзчинні вітаміни?
5. Обґрунтуйте необхідність використання вітамінів у харчуванні.

Література: 1-3, 6, 8, 10, 14, 17.

ЛІТЕРАТУРА

1. Авдеева Л.В. Биохимия: учебник / Л.В. Авдеева, Т.Л. Алейникова, Л.Е. Андрианова; под ред. Е.С. Северин. – М. : ГЭОТАР-МЕД, 2013. – 768 с.
2. Березов Т.Т. Биологическая химия / Т.Т. Березов, Б.Ф. Коровкин. – М. : Высшая школа, 2007. – 710 с.
3. Гидранович В.И. Биохимия: учебное пособие / В.И. Гидранович, А.В. Гидранович. – Минск : ТетраСистемс, 2012. – 528 с.
4. Губський Ю.І. Біологічна хімія: підручник / Ю.І. Губський. – К. : Нова книга, 2007. – 656 с.
5. Дьякова Т.В. Неорганична хімія: конспект лекцій для студентів II курсу технологічного відділення / Т.В. Дьякова. – Одеса : Видавництво Одеської національної академії харчових технологій, 2008. – 75 с.
6. Ершов Ю.А. Биохимия человека: учебник / Ю.А. Ершов. – 2-е изд., пер. и доп. – Люберцы : Юрайт, 2016. – 374 с.
7. Загальна та органічна хімія: конспект лекцій: у 2 ч. / уклад.: Л.І. Марченко, С.Б. Большанина. – Суми : Сумський державний університет, 2014 – . – Ч. 2. – 2014. – 105 с.
8. Комов В.П. Биохимия: учебник / В.П. Комов, В.Н. Шведова. – 4-е изд., испр. и доп. – Люберцы : Юрайт, 2015. – 640 с.
9. Кукуєва В.В. Хімія: навчальний посібник для слухачів заочної форми навчання / В.В. Кукуєва. – Черкаси : Видавництво Академії пожежної безпеки ім. Героїв Чорнобиля, 2006. – 50 с.
10. Нельсон Д. Основы биохимии Ленинздера: в 3 т. / Д. Нельсон, М. Кокс; пер. с англ. – М. : Бинوم. Лаборатория знаний, 2011 – . – Т.1. – 2011. – 694 с.
11. Органічна хімія: конспект лекцій для студентів спеціальності «Харчові технології» денної та заочної форм навчання / уклад. О.І. Гулай. – Луцьк : Луцький НТУ, 2015. – 68 с.
12. Органічна хімія і екологія: навчальний посібник: у 2 ч. / А.П. Ранський. – Вінниця : ВНТУ, 2012 – . – Ч.1 : Теоретичні основи органічної хімії. Аліфатичні вуглеводні. – 2012. – 120 с.
13. Періодизація розвитку хімічної науки та її термінології / В.В. Куйбіда, В.В. Лопатинська // Історія науки і біографістика. – 2013. – № 3. – Режим доступу: http://nbuv.gov.ua/UJRN/INB_Title_2013_3_13
14. Практикум по биохимии: учебное пособие / В.В. Рогожин. – М. : Лань, 2013. – 544 с.
15. Стась Н.Ф. Введение в химию: учебное пособие / Н.Ф. Стась. – Томск : Издательство Томского политехнического университета, 2008. – 139 с.
16. Хімія: лабораторний практикум для студентів спеціальності «Екологія та охорона навколишнього середовища»: у 2 ч. / Б.М. Федішин, В.І. Дорохов, Г.В. Павлюк, Г.В. Скиба; за редакцією Б.М. Федішина. – Житомир : Видавництво Державного агроекологічного університету, 2002.–. – Ч.1 : Загальна, неорганічна та аналітична хімія. – 2002. – 275 с.

17. Чиркин А.А. Биохимия / А.А. Чиркин, Е.О. Данченко. – М. : Высшая школа, 2010. – 624 с.

ІНФОРМАЦІЙНІ РЕСУРСИ

1. Основні поняття, закони й теорії хімії. – Режим доступу: <http://shkolnik.in.ua/2009-09-03-16-48-01.html>
2. Новая электронная библиотека. – Режим доступу: http://www.newlibrary.ru/genre/nauka/himija/biologicheskaja_himija.
3. Биохимия он-лайн. – Режим доступу: <http://employees.csbsju.edu/hjakubowski/classes/ch331/bcintro/default.html>.
4. Биохимия. – Режим доступу: http://ph4s.ru/book_him_bio.html.
5. Электронная библиотека. – Режим доступу: <http://mol-biol.ru/biohimiya.html>.
6. Книги по биохимии. – Режим доступу: <http://www.ex.ua/2605780>.

Навчальне видання
(українською мовою)

Корнет Марина Миколаївна
Генчева Вікторія Іванівна

ХІМІЯ

Конспект лекцій
для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра
спеціальності «Лісове господарство»
освітньо-професійної програми
«Лісове та садово-паркове господарство»

Рецензент *Т.В. Панасенко*
Відповідальний за випуск *О.А. Бражко*
Коректор *Н.В. Мацюх*