

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ №2

Тема. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. ВЗАЄМНИЙ ВПЛИВ АТОМІВ В МОЛЕКУЛІ

1. Актуальність теми.

Електронна будова атомних орбіталей і їх гібридизація, ковалентний зв'язок, сполучення, електронні ефекти як основний спосіб передачі взаємного впливу відносяться до фундаментальних понять і є основою системних знань про реакційну здатність різних класів органічних сполук, дають можливість якісно проводити порівняння термодинамічної стійкості сполук, інтерпретувати механізми реакцій.

Кислотність і основність органічних сполук належать до фундаментальних понять, необхідних для вивчення більшості розділів курсу і спеціальних дисциплін. Знання цих властивостей використовується для правильного прогнозування механізмів реакцій, розуміння суті кислотного й основного каталізу, оцінки сумісності лікарських препаратів і так далі.

2. Конкретні цілі:

1. Сформувати вміння використовувати номенклатуру органічних сполук у назвах біологічно активних речовин і лікарських препаратів, а також уявлення про єдність будови, конфігурацій і конформацій органічних молекул як основи для розуміння зв'язку просторової будови з біологічною активністю.

2. Уміти використовувати основні поняття органічної хімії для пояснення реакційної здатності біологічно активних сполук. Робити висновки і аналізувати взаємозв'язок між будовою, конфігурацією та конформацією органічних сполук.

3. Пояснювати основні правила замісничкової номенклатури ІЮПАК і вміти використовувати їх в побудові назв органічних сполук.

4. Писати будову, конфігурацію, конформацію сполук та енантіомери сполук

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
Хімія та фізика (шкільний курс)	Знати основні положення теорії хімічної будови органічних сполук О.М.Бутлерова. Знати класифікацію органічних сполук. Знати структурну ізомерію, її види. (Матеріал шкільної програми по хімії).
Українська мова за професійним спрямуванням	Мати досконалі знання рідної мови. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті.

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
Електронегативність	властивість атомів приєднувати до себе електрони інших атомів, вона є безрозмірною величиною.
Довжина зв'язку	відстань між ядрами атомів, які його утворили.
Реакції заміщення	це елементарні або багатостадійні реакції, в яких один атом або група атомів у молекулі заміщуються іншим атомом або групою атомів.

Реакції приєднання	такі хімічні реакції, в результаті яких з двох або трьох реагуючих молекул утворюється один продукт реакції.
Реакції відщеплення	зворотні реакціям приєднання.
Гібридизація атомних орбіталей	зміна форми атомних орбіталей при утворенні хімічного зв'язку називають.
sp^3 -гібридизація (перший валентний стан)	відбувається внаслідок взаємодії однієї s- і трьох p-орбіталей, в результаті утворюється чотири якісно нові, рівноцінні sp^3 -гібридні орбіталі спрямовані під кутом $109^\circ 28'$.
sp^2 -гібридизація (другий валентний стан)	відбувається внаслідок взаємодії однієї s- і двох p-орбіталей.
sp -гібридизація (третій валентний стан)	виникає у результаті перекриття однієї s- і однієї p-орбіталі.
Направленість зв'язку -	валентний кут, який характеризує просторову будову молекули.
Поляризованість зв'язку	зміна розподілу електронної густини під дією зовнішніх факторів (реагентів, розчинників, каталізаторів).
Ковалентний (гомеополярний) зв'язок.	зв'язок, під час утворення якого кожен із взаємодіючих атомів узагальнює валентні електрони, утворюючи одну або кілька пар, які зв'язують атоми в молекулу.
Йонний або електровалентний, гетерополярний зв'язок	зв'язок між йонами з протилежними зарядами здійснюється електростатичними силами притягання.
Донорно-акцепторний (координаційний) зв'язок	ковалентний зв'язок, під час утворення якого відбувається усупільнення електронів, що належать лише одному з реагуючих атомів.
Донор	атом, що віддає електрон і заряджається позитивно.
Акцептор	атом або йон, який усупільнює чужу електронну пару, і заряджається негативно.
Водневий зв'язок	це зв'язок між атомами Гідрогену і атомом більш електронегативних елементів тієї самої речовини.
Індукційний ефект	це перерозподіл електронної густини упродовж -зв'язків залежно від електронегативності атомів. Умовно індуктивний ефект позначається як -I (негативний) і +I (позитивний).
Мезомерний ефект M, або ефект спряження	це зміщення електронної густини в спряженій системі, що містить замісники, які мають неподілені електронні пари чи вакантні орбіталі.
Гомолітичні реакції	реакції, які супроводяться гомолітичним розривом хімічних зв'язків.
Гетеролітичні реакції	реакції, які супроводяться гетеролітичним розривом хімічних зв'язків, тобто розрив σ -зв'язку відбувається «несиметрично».

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Природа хімічного зв'язку в органічних сполуках: гібридизація орбіталей, електронна будова сполук Карбону. Типи хімічних зв'язків
2. Індукційний та мезомерний ефекти.
3. Типи хімічних реакцій.
4. Типи хімічних сполук.
5. Кислотність та основність органічних сполук.

Зміст теми:

1. Природа хімічного зв'язку в органічних сполуках.

Типи хімічних зв'язків в органічній молекулі. Хімічний зв'язок здійснюється електронами, які містяться на зовнішньому енергетичному рівні атома. Система ядра і електронів, якою є кожний атом, має певну енергію. Утворення молекули з двох атомів зумовлене зменшенням загальної енергії такої системи при наближенні атомів, тобто в основному зменшенням енергії електронів. Розглядаючи хімічні властивості різних елементів та їхніх сполук, можна зазначити, що найстійкішими системами електронів (найменш реакційноздатними) є атоми елементів восьмої групи таблиці Д.І. Менделєєва – інертних газів. Ці атоми мають на зовнішніх (валентних) енергетичних рівнях по вісім електронів (за винятком гелію, який має два електрони). Атоми усіх інших елементів, які мають більше або менше восьми електронів на зовнішніх енергетичних рівнях, менш стійкі, а тому вони завжди бувають у вигляді сполук один з одним (H_2 , Cl_2 , O_2) або з іншими атомами (CH_4 , $NaCl$). При цьому електронна конфігурація цих атомів змінюється так, що на зовнішньому енергетичному рівні завжди міститься по вісім електронів (за винятком водню та літію, які мають по два електрони, як у найближчого до них інертного газу гелію). Отже, найстійкішою електронною конфігурацією для більшості елементів таблиці Д.І. Менделєєва є «електронний октет» або «дублет».

Зміну форми атомних орбіталей при утворенні хімічного зв'язку називають *гібридизацією*.

Для атома Карбону характерні три види гібридизації за участю s- і p-орбіталей: sp^3 -, sp^2 -, sp -гібридизація. Кожному з цих видів відповідає певний валентний стан атому.

sp^3 -гібридизація (перший валентний стан) - відбувається внаслідок взаємодії однієї s- і трьох p-орбіталей, в результаті утворюється чотири якісно нові, рівноцінні sp^3 -гібридні орбіталі спрямовані під кутом $109^\circ 28'$. Будова молекули в просторі – тетраедрична.

sp^2 -гібридизація (другий валентний стан)- відбувається внаслідок взаємодії однієї s- і двох p-орбіталей. В результаті утворюється три sp^2 - гібридні орбіталі, що лежать в одній площині під кутом 120° . Будова молекули в просторі – трикутна (тригональна).

sp -гібридизація (третій валентний стан) – виникає у результаті перекриття однієї s- і однієї p-орбіталі. При цьому утворюється дві sp -гібридні орбіталі, розташовані одна до другої під кутом 180° . Будова молекули у просторі – лінійна.

Основні характеристики ковалентного зв'язку

Тип гібридизації	Зв'язок	Довжина зв'язку ℓ , нм	Валентний кут, α	Енергія зв'язку, кДж/моль
sp^3	C-C	0,154	$109^\circ 28'$	~ 350
sp^2	C=C	0,134	120°	~ 610
sp	C $\equiv$ C	0,121	180°	~ 820

Довжина зв'язку – це відстань між ядрами атомів, які його утворили.

Енергія зв'язку – енергія, що виділяється при його утворенні.

Полярність зв'язку – нерівномірний розподіл електронної густини між двома сусідніми атомами, які відрізняються своєю *електронегативністю* (здатність атома або групи атомів відтягувати на себе електронну густину). Чим більша електронегативність атома, тим більш полярний зв'язок.

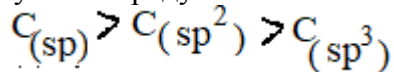
π -Зв'язок поляризується значно легше, ніж σ -зв'язки.

Якщо хімічний зв'язок утворюють атоми з однаковою електронегативністю, то такий зв'язок буде *неполярним*, а якщо цей зв'язок утворюють атоми з різною електронегативністю, то він буде *полярним*.

Направленість зв'язку – валентний кут, який характеризує просторову будову молекули.

Поляризованість зв'язку – зміна розподілу електронної густини під дією зовнішніх факторів (реагентів, розчинників, каталізаторів).

Полярність зв'язку збільшується в ряду:



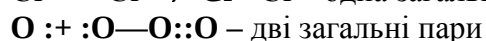
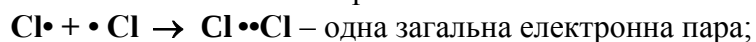
Ковалентний зв'язок. Зв'язок, під час утворення якого кожен із взаємодіючих атомів узагальнює валентні електрони, утворюючи одну або кілька пар, які зв'язують атоми в молекулу, називається *ковалентним (гомеополярним) зв'язком*. Таке узагальнення електронів приводить до того, що навколо кожного із взаємодіючих атомів утворюється оболонка атома інертного газу: два електрони – «дублет», вісім – «октет». Електронна пара ковалентного зв'язку належить однаковою мірою обома атомам.

Ковалентний зв'язок є найбільш поширеним в органічній хімії типом зв'язку. Він має максимальну міцність.

Залежно від того, між атомами яких елементів утворюється ковалентний зв'язок, його поділяють на *неполярний* і *полярний*.

Такі молекули, як H_2 , Cl_2 , N_2 , O_2 , утворені з атомів тих самих елементів, у яких однакові кількість електронів і заряд їх ядер, а також сили взаємодії між спільною електронною густиною і обома ядрами. Тому найбільша електронна густина (пара електронів) знаходиться посередині між ядрами атомів. Такий ковалентний зв'язок називають *неполярним*.

Якщо позначити валентні (неспарені) електрони у вигляді крапок, то утворення ковалентних зв'язків можна зобразити так:



Якщо ж молекула утворена з атомів різних елементів, тобто з атомів з різною кількістю електронів і різними зарядами ядер, то найбільша електронна густина буде зміщена до ядра атома більш електронегативного хімічного елемента (*електронегативність* – властивість атомів приєднувати до себе електрони інших атомів, вона є безрозмірною величиною). Так, наприклад, у молекулах HCl , CH_3Cl електронна густина (пара електронів) зміщена до ядра атома хлору як більш електронегативного елемента. В результаті такого зміщення відбувається поляризація зв'язку і молекула стає полярною: на атомі водню у молекулі HCl виникає деякий позитивний заряд δ^+ , а на атомі хлору – негативний δ^- ($H^{\delta+} : Cl^{\delta-}$). Такий ковалентний зв'язок, при якому найбільша електронна густина (електронна пара) зміщена до одного з атомів, у результаті чого зв'язок поляризується, називається *ковалентним полярним зв'язком*.

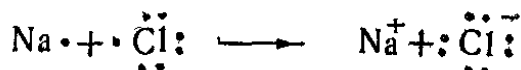
Елемент Карбон може утворювати ковалентні зв'язки з атомами багатьох інших елементів. В органічних сполуках найчастіше трапляються вуглець-вуглецеві і вуглець-водневі ковалентні зв'язки. Причому атоми вуглецю можуть утворювати між собою одинарні, подвійні і потрійні ковалентні зв'язки.

Зміна валентного стану атома Карбону та збільшення кількості електронів на утворення зв'язку між атомами вуглецю приводить до того, що в ряду етан – етен – етин (ацетилен) довжина зв'язків і ковалентний радіус атома Карбону зменшуються. Змінюється також і енергія зв'язків між атомами. З цього випливає, що π -зв'язок слабший від σ -зв'язку. На ще меншу величину зростає енергія зв'язку між вуглецевими атомами при виникненні потрійного зв'язку.

Характер зв'язку між атомами Карбону впливає на властивості сполучених з ними атомів водню. У ряду етан – етилен – ацетилен енергія зв'язку $C-H$ зростає. У цьому ряду зростає також і кислотність атомів Гідрогену. Так, атоми Гідрогену в молекулі ацетилену

(HC≡CH) мають здатність заміщуватись на метали. Зміна хімічної активності зв'язків C—H у молекулах цих сполук пояснюється тим, що в ряду етан – етилен – ацетилен зростає електронегативність Карбону, що в свою чергу приводить до збільшення полярності зв'язку C—H і відповідно до підвищення активності атома Гідрогену біля sp-гібридизованого атома вуглецю.

Йонний зв'язок. Якщо сполучаються атоми елементів, значення електронегативностей яких дуже відрізняються (типових металів і типових неметалів), то при цьому електронна густина (пара електронів), що здійснює зв'язок, може повністю переходити до атома елемента з більшим значенням електронегативності, і атоми перетворюються в йони (один – з позитивним зарядом, другий – з негативним) (рис. 1), наприклад:



Зв'язок між йонами з протилежними зарядами здійснюється електростатичними силами притягання. Такий зв'язок називають *йонним* або *електровалентним*, *гетерополярним зв'язком*.

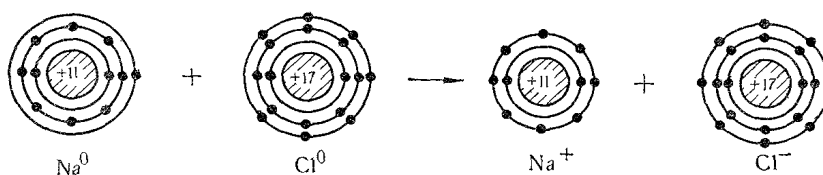
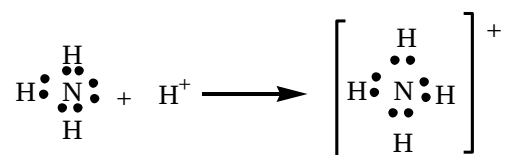


Рис. 1. Схема перетворення атомів натрію і хлору (під час їх взаємодії) в йони

Йонний зв'язок утворюється завдяки переходу електронів. Атоми одного з елементів віддають електрони, які переходять до атомів другого елемента. Атом, який віддав електрони, перетворюється у позитивний йон (*катіон*), а атом, що прийняв електрони, – у негативний йон (*аніон*): обидва йони мають по вісім електронів на зовнішньому енергетичному рівні. В органічних сполуках він буває значно рідше, ніж ковалентний.

Донорно-акцепторний (координаційний) зв'язок. Ковалентний зв'язок між атомами виникає, як уже зазначалося, внаслідок усупільнення електронів обох атомів. У багатьох випадках під час утворення зв'язків усупільнюється електронна пара лише одного з атомів. Наприклад, під час реакції аміаку з хлоридною кислотою утворюється сіль хлориду амонію, молекули якого складаються з йонів амонію та йонів хлору: $\text{NH}_3 + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$. У атома Нітрогену в молекулі аміаку є неподілена електронна пара, за рахунок якої і відбувається приєднання йону Гідрогену (протону):



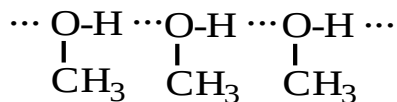
Отже, неподілена електронна пара атому Нітрогену стає спільною для цього атома і протону Гідрогену. Утворений зв'язок відрізняється від тих, що були в молекулі аміаку, лише тим, що в його утворенні брала участь *пара* електронів атома Нітрогену. Хоча усі зв'язки в йоні амонію рівноцінні, проте, в результаті приєднання до неподіленої пари електронів атому Нітрогену позитивно зарядженого протона йон амонію набуває позитивного заряду.

Ковалентний зв'язок, під час утворення якого відбувається усупільнення електронів, що належать лише одному з реагуючих атомів, називається *донорно-акцепторним зв'язком*. Атом, що віддає електрони, називається *донором* і заряджається позитивно; атом або іон, який усупільнює чужу електронну пару, називається *акцептором* і заряджається негативно.

Водневий зв'язок. У речовині можуть виникати зв'язки між атомами різних молекул і між атомами однієї і тієї самої молекули. Так, молекули води, спиртів у речовинах залежно від температури об'єднані у дві, три і більше молекул. Така асоціація молекул виникає в

результаті взаємодії атома Гідрогену (групи OH) однієї молекули, наприклад, спирту, і атома Оксигену (групи OH) іншої молекули.

Зв'язок O—H поляризований. Атом Оксигену як більш електронегативний відтягує на себе спільну електронну пару і внаслідок цього на атомі Гідрогену виникає деякий позитивний заряд, а на атомі Оксигену — негативний. Позитивно заряджений атом Гідрогену однієї молекули притягується до негативно зарядженого атома кисню другої молекули і виникає так званий *водневий зв'язок*, який позначається трьома крапками:



Водневий зв'язок утворюється за рахунок неподіленої електронної пари атома Оксигену.

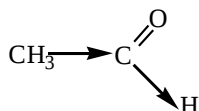
2. Індукційний та мезомерний ефекти

Взаємний вплив атомів, індукційний ефект. Хімічні і фізичні властивості речовин залежать від будови їхніх молекул і взаємного впливу їхніх атомів як безпосередньо зв'язаних, так і віддалених один від одного.

Індукційний ефект — це перерозподіл електронної густини упродовж зв'язків залежно від електронегативності атомів. Умовно індуктивний ефект позначається як $-I$ (негативний) і $+I$ (позитивний).

При графічному зображенні молекул — векторною стрілкою, яка збігається з положенням валентного штриха ($\rightarrow$), а її вістря спрямоване у бік більш електронегативного атома.

Позитивний індукційний ефект ($+I$) виникає, якщо атом чи група атомів відштовхує від себе електрони у бік атома Карбону. Він властивий невеликій кількості атомів або груп атомів. До них належать різні алкільні радикали та атоми і групи атомів, що мають негативний заряд, а тому можуть тільки віддавати електрони. Наприклад, у молекулі оцтової кислоти індукційний ефект групи $-\text{CH}_3$ позитивний:



Негативний індукційний ефект ($-I$) виникає, якщо атом чи група атомів притягує до себе електрони від атома вуглецю. Переважна більшість атомів і груп атомів мають негативний індукційний ефект. Наприклад, у молекулі $\text{CH}_3\rightarrow\text{Cl}$ індукційний ефект хлору негативний ($-I$).

Чим більше поляризований зв'язок, тобто чим більше електронна пара зміщена до одного з атомів ($\text{CH}_3 \rightarrow \text{Cl}$), тим більше такий ковалентний зв'язок наближається до йонного, тим більша реакційна здатність атомів, з'єднаних таким зв'язком.

Якщо атом або група атомів відтягує електрони σ -зв'язку від атомів Карбону у свій бік, то на цьому атомі або групі атомів з'являється частковий негативний заряд, який позначається δ^- , а на атомі Карбону — однаковий за величиною частковий позитивний заряд δ^+ . Зміщення електронної густини показують також стрілкою: $\text{H}_3\text{C} \rightarrow \text{Cl}$.

Здатність атома або певної групи атомів (радикалів) викликати зміщення електронів вздовж σ -зв'язку називається **індукційним ефектом I**.

Заступник, що підвищує електронну густину у системі, називається електронодонором (ЕД), а що знижує — електроноакцептором (ЕА). Стандартом для порівняння є атом Гідрогену.

Вплив заступника, що передається по зв'язаній системі спряжених зв'язків з перерозподілом електронної густини, називається **мезомерним ефектом ($\pm M$ -ефект)**.

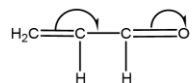
Зв'язана система виникає, коли до sp — гібридизованого атома Карбону в молекулі приєднаний заступник, що містить у своєму складі подвійний зв'язок (π - π -сполучення) або має p -орбіталь, з неподіленою парою електронів (p - π -сполучення).

Замісники з позитивним мезомерним ефектом:

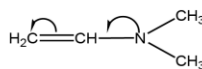
$-\text{NH}_2$, $-\text{OH}$, $-\text{OCH}_3$, $-\text{O}-$, $-\text{OCOCH}_3$, $-\text{C}_6\text{H}_5$, $-\text{CH}=\text{CH}_2$, $-\text{F}$, $-\text{Cl}$, $-\text{Br}$, $-\text{I}$ тощо.

До замісників з негативним мезомерним ефектом належать такі атомні групи:

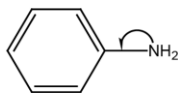
$-\text{CN}$, $-\text{CH}=\text{O}$, $-\text{COR}$, $-\text{COOH}$, $-\text{COONH}_2$, $-\text{COOR}$, $-\text{SO}_3\text{H}$, $-\text{NO}_2$, $-\text{CCl}_3$ тощо



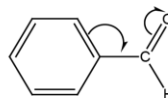
π - π -супряження ($>M$)



p - π -супряження ($+M$)



p - π -супряження ($+M$)



p - π -супряження ($-M$)

Заступник, що віддає свою електронну пару в спільне сполучення, проявляє позитивний мезомерний ефект ($+M$), а що забирає електронну щільність – проявляє негативний мезомерний ефект ($-M$).

При графічному зображенні молекул перерозподіл електронної щільності в системі π - зв'язків позначається зігнутими стрілками, початок яких показує які p - або π - електрони зміщуються.

3. Типи хімічних реакцій

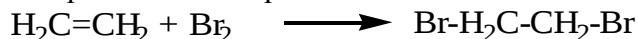
Класифікація органічних реакцій. Динаміка хімічних перетворень органічної речовини (субстрату), яка вступає в реакцію з якою-небудь іншою хімічною речовиною (реагентом) або піддається дії температури, опромінення та інших факторів, характеризується *механізмом реакції*. *Механізм реакції* – це своєрідний шлях, який проходять вихідні реагенти, перетворюючись на продукти реакції, і являє собою послідовність простих (елементарних) реакцій даного хімічного процесу. Елементарна реакція є одностадійною або охоплює декілька стадій. Реакції органічних речовин класифікують за напрямком перебігу та за їх механізмами.

Класифікація реакцій за напрямком.

Реакції заміщення, або *S-реакції* (лат. *substitutione* – заміщення) – це елементарні або багатостадійні реакції, в яких один атом або група атомів у молекулі заміщуються іншим атомом або групою атомів. Наприклад:



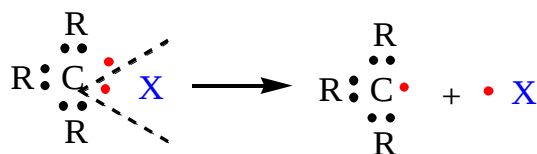
Реакції приєднання, або *A-реакції* (лат. *aditione* – приєднання) – такі хімічні реакції, в результаті яких з двох або трьох реагуючих молекул утворюється один продукт реакції. У результаті реакцій приєднання утворюються два нових хімічних зв'язки і зменшується кратність зв'язку в одного з реагентів. Наприклад:



Реакції відщеплення, або *E-реакції* (лат. *eliminare* – відщеплення) – зворотні реакціям приєднання. Принципово важливими є реакції 1,2-відщеплення, або реакції β -елімінування.

Класифікація за механізмом реакції (за типом розриву хімічних зв'язків). Можливі два головних типи розриву ковалентних зв'язків: *гомолітичний* і *гетеролітичний*. Розглянемо їх на прикладі ковалентно побудованої органічної сполуки $\text{R}_3\text{C}-\text{X}$, де R можуть бути, наприклад, вуглеводневі радикали або інші різноманітні частини органічної молекули, а X – атоми чи їх групи: H , Cl , Br , I , OH , NO_2 або атоми вуглецю інших хімічних груп. Реакції розриву супроводяться в основному поглинанням теплоти і збільшенням об'єму системи, а реакції утворення нових зв'язків – виділенням теплоти і зменшенням об'єму.

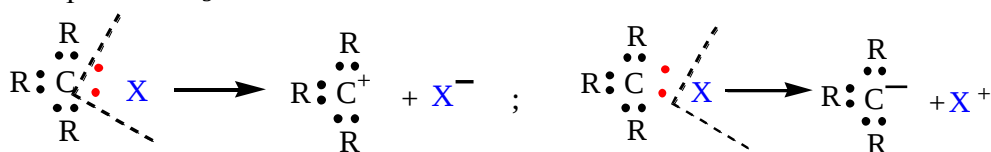
Гомолітичні реакції. Гомолітичними називають реакції, що супроводяться гомолітичним розривом хімічних зв'язків. При такому розриві зв'язку $\text{C}-\text{X}$ у молекулах $\text{R}_3\text{C}-\text{X}$ відбувається «симетричне» роз'єднання пари електронів (позначено червоним кольором) ковалентного зв'язку так, що один електрон залишається біля атома вуглецю, а другий – переходить до частинки X :



Частинки або атоми (X може бути атомом), які утворилися при цьому і мають по одному неспареному електрону, називають *вільними радикалами*. Отже, **радикал** - це частина молекули, яка має неспарений електрон, але не має заряду.

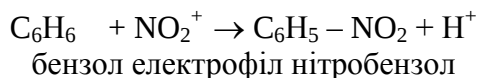
За напрямком перебігу гомолітичними можуть бути реакції заміщення і реакції приєднання.

Гетеролітичні реакції. Гетеролітичними називають реакції, які супроводяться гетеролітичним розривом хімічних зв'язків. Гетеролітичний, або йонний, розрив σ -зв'язку відбувається «несиметрично». При цьому в молекулі R_3C-X розрив σ -зв'язку $C-X$ може відбуватися з переходом пари електронів до атома вуглецю або до частинки X. Якщо пара електронів перейшла до X, то утворюється карбокатион R_3C^+ , а якщо до вуглецевого атома, то утворюється карбаніон R_3C^- :



Карбокатиони є найсильнішими електрофілами. **Електрофіли** (від лат. *electrophilic* – той, що любить електрони), або **електрофільні реагенти** – це частинки, які мають повний або частковий позитивний заряд і тому є акцепторами електронів. До електрофільних реагентів, крім карбокатионів R_3C^+ , відносять катіони H^+ , Cl^+ , Br^+ , NO_2^+ та ін. Електрофіли вступають у реакції заміщення і приєднання.

Наприклад:



Карбаніони – це органічні аніони, які мають парне число електронів або вільну пару електронів на тривалентному атомі вуглецю. Карбаніони є одними з найсильніших нуклеофілів. **Нуклеофіли** (від лат. *nucleophilic* – той, що любить ядро), або **нуклеофільні реагенти**, – аніони або молекули з вільними парами електронів, які мають спорідненість до електрофілів або до позитивно зарядженого центра субстрату і намагаються з ним сполучитися. Нуклеофільними реагентами є аніони $C_2H_5O^-$, $C_6H_5O^-$, HO^- , CN^- та ін., нейтральні молекули з вільними парами електронів – $R-NH_2$, NH_3 , H_3C-OH , C_2H_5OH тощо. Нуклеофіли найчастіше вступають у реакції заміщення.

4. Типи хімічних сполук

Класифікація органічних сполук. Сучасна класифікація органічних сполук базується на теорії хімічної будови. В основу класифікації покладено особливості будови вуглецевого ланцюга вуглеводнів, оскільки вони прості за складом.

Залежно від будови вуглецевого ланцюга органічні сполуки поділяють на дві великі групи: *нециклічні (ациклічні)* і *циклічні*. Ациклічні сполуки називають ще *сполуками жирного ряду*, або *аліфатичними*. До них належать усі вуглеводні та їх похідні, молекули яких не містять кілець або циклів. У молекулах цих сполук є тільки так звані відкриті ланцюги вуглецевих атомів. Ациклічні сполуки поділяють на *насичені* вуглеводні гомологічного ряду метану і *ненасичені* сполуки, в молекулах яких між атомами вуглецю є кратні (подвійні або потрійні) зв'язки.

Циклічні сполуки поділяють на **карбоциклічні**, цикли яких складаються тільки з атомів вуглецю, і **гетероциклічні**, в цикли яких, крім атомів вуглецю, входять також інші атоми, найчастіше азоту, сірки, кисню. Карбоциклічні органічні сполуки в свою чергу поділяють на *аліциклічні* і *ароматичні*. До аліциклічних сполук належать усі карбоциклічні вуглеводні та їх похідні, за винятком ароматичних сполук. До ароматичних сполук відносять бензол, нафталін, антрацен та інші.

Органічні сполуки залежно від складу і будови поділяють на класи. Класи органічних сполук одержують при заміні атомів водню в молекулах вуглеводнів на інші атоми або групи атомів, так звані **функціональні групи**.

Найважливіші класи органічних сполук та їх функціональні групи наведено у *табл. 1*

Таблиця 1 – Функціональні групи і класи органічних сполук

Функціональна група	Клас сполук	Загальна формула
Галогени	Галогенопохідні	R^*, Hal (Hal -Cl, Br, I, F)
Гідроксильна —OH	Спирти	$R-OH$
Карбонільна $>C=O$	Альдегіди	$R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$
Та ж сама	Кетони	$R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-R$
Карбоксильна $\begin{array}{c} \text{—C—OH} \\ \parallel \\ O \end{array}$	Карбонові кислоти	$R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OH$
Нітрогрупа —NO ₂	Нітропохідні	$R-NO_2$
Аміногрупа —NH ₂	Аміни	$R-NH_2$
Сульфогрупа —SO ₃ H	Сульфокислоти	$R-SO_3H$

*R – вуглеводневий радикал (залишок).

Функціональні групи і окремі атоми-замісники, введені в молекулу органічної сполуки замість атомів Гідрогену, визначають типові хімічні властивості сполук цих класів. Поряд з речовинами, які мають одну функціональну групу, існують сполуки, молекули яких містять кілька однакових або різних функціональних груп. Вивчення органічної хімії починають, як правило, зі сполук аліфатичного, або жирного, ряду із найпростішого класу органічних речовин – вуглеводнів.

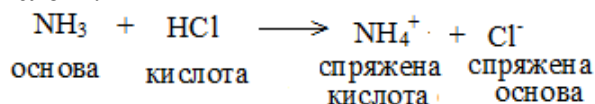
5. Кислотність та основність органічних сполук

Для характеристики кислотно-основних властивостей органічних сполук використовують дві теорії: протонну *теорію Бренстеда* та електронну *теорію Льюїса*.

Кислоти та основи отримали назву *протоліти*.

Теорія Бренстеда

В основі теорії Бренстеда лежить здатність хімічної сполуки приєднувати або віддавати протон. *Кислота* – це речовина, яка здатна віддавати протон, а *основа* – речовина, що приєднує протон. Кислота, віддавши протон, перетворюється на основу, яку називають *спряженою основою* даної кислоти.



Типи органічних кислот:

1. *ОН – кислоти*: карбонові кислоти, спирти, феноли, вода та інші сполуки, які вміщують гідроксигрупу.
2. *SH – кислоти*: тіоли, тіолові кислоти та інші сполуки з SH- групою.
3. *NH – кислоти*: аміни, амідні кислот, іміді.
4. *CN – кислоти*: сполуки, що вміщують сильнополярні C-H - зв'язки.

Типи органічних основ:

1. *Амонієві* : (центр основності атом Нітрогену) аміни, нітрили.
2. *Оксонієві*: (центр основності атом Оксигену) спирти, етери.
3. *Сульфонієві*: (центр основності атом Сульфуру), тіоспирти, тіоетери.

Теорія Льюїса

Основа – будь-яка частинка, що віддає електронну пару на утворення ковалентного зв'язку. Кислота – будь-яка частинка, що приймає пару електронів.

Кислоти:

м'які:	жорсткі:
$\text{Cu}^{2+}, \text{Ag}^+, \text{I}_2, \text{Br}_2$	$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{AlCl}_3, \text{Ca}^{2+}$
низька електронегативність,	висока електронегативність,
великий об'єм,	малий об'єм
низький позитивний заряд	високий позитивний заряд

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Дайте визначення кислот і основ по Льюїсу. Розділіть на кислоти і основи такі сполуки – метанол, діетиловий етер і бензен.

Б. Задачі для самоконтролю:

Задача № 1. У молекулі метану (CH_4) атом Карбону утворює: а) два ковалентні зв'язки з атомами Гідрогену; б) три ковалентні зв'язки з атомами Гідрогену; в) чотири ковалентні зв'язки з атомами Гідрогену; г) п'ять ковалентних зв'язків з атомами Гідрогену.

Задача № 2. У якому стані перебувають атоми Карбону в молекулі пропіну (C_3H_4): а) sp -гібридизації; б) sp - і sp^2 -гібридизації; в) sp^2 -гібридизації; г) sp - і sp^3 -гібридизації; д) sp^3 -гібридизації.

Задача № 3. Взаємний вплив атомів в органічних сполуках. Охарактеризувати: індуктивний і мезомерний ефекти. Навести приклади атомів та атомних груп, що здійснюють негативний та позитивний індукційні ефекти.

Література:

Основна:

1. Черних В.П., Зіменковський Б.С., Грищенко І.С. Органічна хімія: у 3 кн. Харків: Основа, 1997. Кн. 1. 145 с.; Кн. 2. 480 с.; Кн. 3. 256 с.
2. Іващенко О.Д., Копанцева Л.М. Органічна хімія : навч.посіб.[для здобувачів І рівня освіти ОПП «Фармація»] – Полтава : ПДМУ, 2023. -192 с.
3. Музиченко В.П., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія : Підручник для мед. ВНЗ І-ІІІ р.а. –3-тє вид. випр. Затверджено МОЗ / за ред. Б.С. Зіменковського. – К., 2018. – 496 с., тв. пал.
4. Органічна хімія : Навч. посіб. для мед. ВНЗ І-ІІІ р.а. –2-ге вид., випр. Рекомендовано МОЗ / Бойчук І.Д., Зубрицька Л.О. – К., 2013. – 240 с.
5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія : підручник. – К.: ВСВ «Медицина», 2012. –384 с.

Інформаційні ресурси:

1. <https://med-chemistry.pdmu.edu.ua/>
2. <https://www.pdmu.edu.ua/>.
3. <https://www.umsa.edu.ua/fakultets/foreign-students/kafedry/med-him/navchalni-materiali-med-him>

(Веб-сторінка Полтавський державний медичний університет)