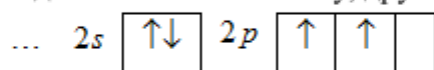


Заняття 2

2.1. Сучасні уявлення про стан атома карбону в органічних сполуках

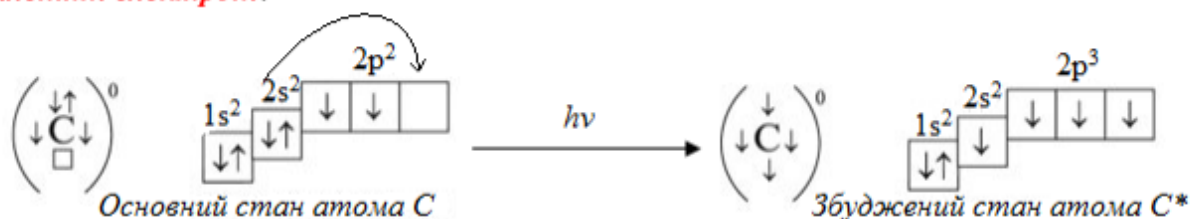
Елемент карбон (порядковий номер 6) розміщується в другому періоді, головній підгрупі IV групи періодичної системи Д.І.Менделєєва. З електронної конфігурації карбону ($1s^2 2s^2 2p^2$) випливає, що на двох енергетичних рівнях атома С перебуває шість електронів, з яких чотири знаходяться на зовнішньому, другому рівні:



Зовнішні електрони атома зумовлюють спінвалентність, або ковалентність карбону.

Ковалентність – це кількість ковалентних зв'язків, що утворює атом; ковалентність визначається кількістю неспарених електронів в основному стані атома або кількістю неспарених електронів, що з'являються в атомі при його збудженні.

Оскільки атом карбону в основному стані має два неспарених електрони, його ковалентність дорівнює двом, тобто він може утворювати два зв'язки. Однак практично в усіх органічних сполуках атом С утворює чотири зв'язки завдяки збудженню внаслідок поглинання певної кількості енергії (405,7 кДж/моль) – при цьому відбувається розпаровування спарених електронів. У збудженому стані, який позначають за допомогою зірочки С*, атом карбону має вже чотири неспарених електрони, які називаються **валентні електроні**:



Збудження атома С при переході із стану $2s^2 2p^2$ в стан $2s^1 2p^3$ потребує витрати енергії ($h\nu$), яка не тільки повністю компенсується, але й дає енергетичний вигравш при утворенні хімічних зв'язків. Наприклад, енергія, що виділяється при утворенні кожного зв'язку С–Н у вуглеводнях, становить 415,5 кДж/моль. А при утворенні двох додаткових зв'язків (порівняно з основним станом) виділяється енергії на $415,5 \cdot 2 - 405,7 = 425,3$ кДж/моль більше, ніж її потрібно для збудження атома.

Кожна орбіталь збудженого атома С* характеризується певною формою та енергією (Рис.1).

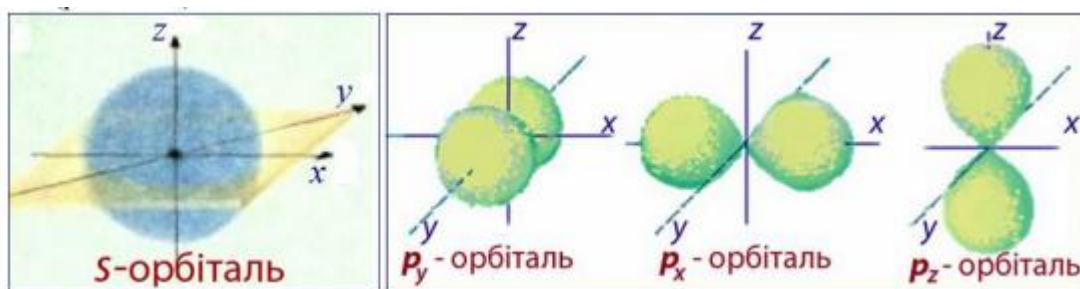


Рис.1. Орбіталі атома карбону в основному стані.

2.2. Гібридизація атомних орбіталей

Різниця у формі та енергії атомних орбіталей повинна спричинити утворення хімічних зв'язків С–Н, відмінних за своєю енергією. Однак дослідження доводять, що насправді зв'язки рівноцінні завдяки явищу гібридизації.

Гібридизація – це процес змішування та вирівнювання орбіталей за формою і енергією, при якому відбувається перерозподіл електронних густин близьких за енергією орбіталей, внаслідок чого вони стають рівноцінними.

Для валентних орбіталей збудженого атома карбону можливі три типи гібридизації.

I. sp -Гібридизація. При комбінації однієї s - і однієї p -орбіталей виникають дві sp -гібридизовані орбіталі у формі неправильної вісімки, що розміщуються симетрично під валентним кутом 180° (Рис.2.)

Валентний кут – це кут між осями зв'язку – уявними лініями, які проходять через ядра хімічно сполучених атомів.

Зв'язки, які утворюються за участю електронів валентних орбіталей, також розміщуються під кутом 180° , що зумовлює лінійну форму молекули. Такий тип гібридизації спостерігається в молекулах вуглеводнів з потрійними зв'язками (наприклад, в ацетилені $\text{HC}\equiv\text{CH}$ та його гомологах).

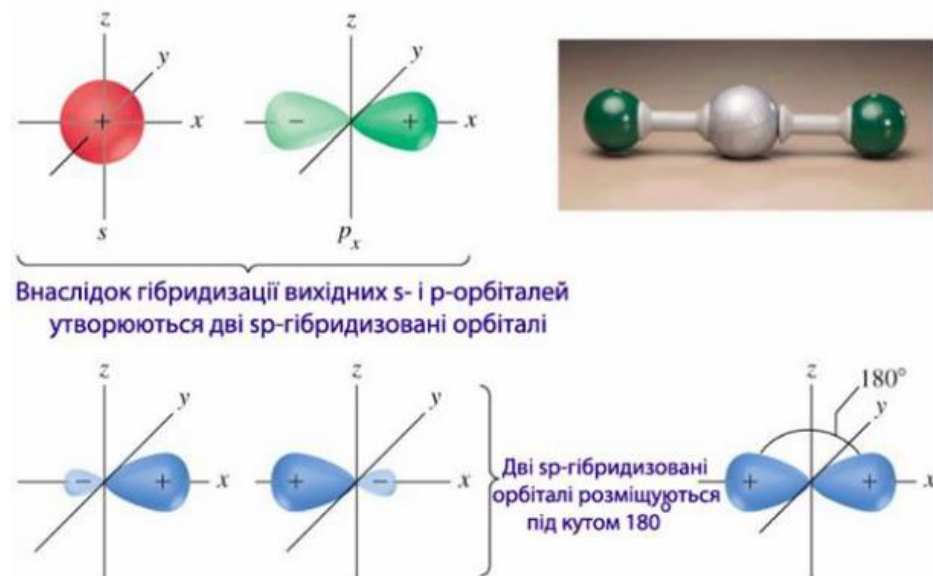


Рис.2. Загальна схема sp -гібридизації

II. sp^2 -Гібридизація. Комбінація однієї s - і двох p -орбіталей приводить до утворення sp^2 -гібридизованих зв'язків, розміщених під кутом 120° (рис. 3). Тому фрагмент молекули, в якому зв'язки утворені за рахунок sp^2 -гібридизованих орбіталей, набуває форми правильного трикутника. Наприклад, збуджений атом карбону $\text{C}^*(2s12p3)$ перебуває в стані sp^2 -гібридизації в молекулі етилену ($\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$). Три гібридизовані орбіталі кожного атома карбону утворюють три зв'язки: два з атомами гідрогену ($\text{C}-\text{H}$) і один з сусіднім атомом карбону ($\text{C}-\text{C}$), а негібридизовані p -орбіталі утворюють ще один додатковий зв'язок між атомами карбону.

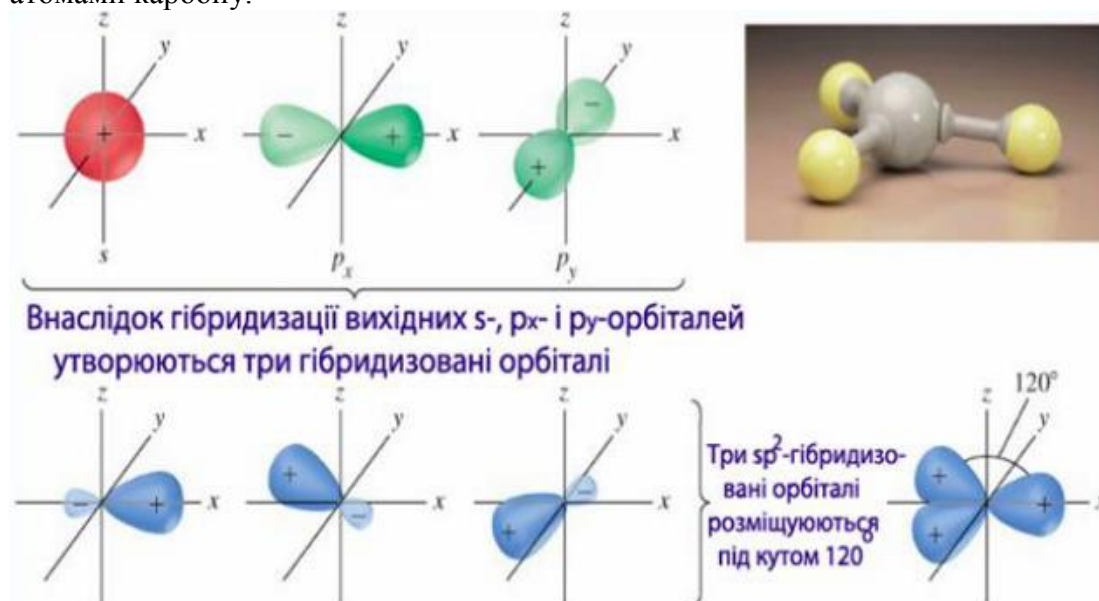


Рис.3. Загальна схема sp^2 -гібридизації

III. sp^3 -Гібридизація. Комбінація чотирьох орбіталей (однієї s- і трьох p-) приводить до sp^3 -гібридизації, при якій чотири гібридизовані орбіталі симетрично орієнтовані у просторі до чотирьох вершин уявного тетраедра, тобто під кутом $109^{\circ}28'$ (рис. 4). Таке розміщення зв'язків зумовлює тетраедричну форму молекул, що характерно для насичених сполук чотиривалентного карбону (CH_4 , CCl_4 , C_2H_6).

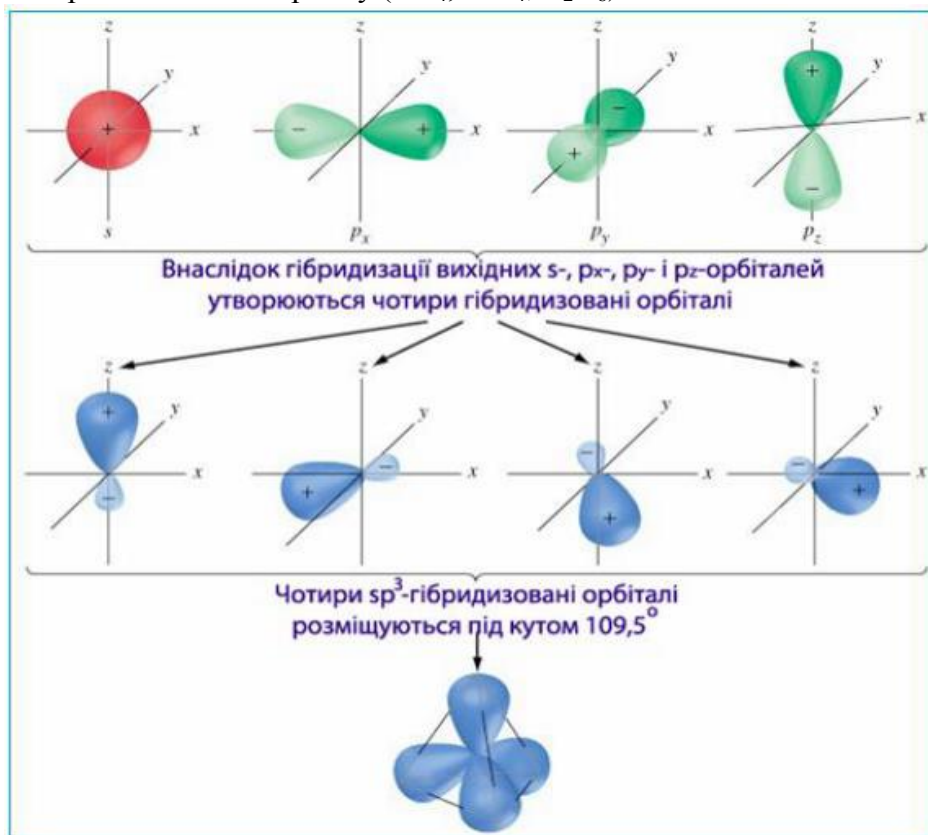


Рис.3. Загальна схема sp^3 -гібридизації.

Так, в молекулі метану CH_4 атом карбону, який в основному стані мав електронну структуру $2s^2 2p^2$, а після збудження – $2s^1 2p^3$, піддається sp^3 -гібридизації, причому кожна з чотирьох гібридизованих орбіталей містить по одному неспареному електрону і утворює чотири рівноцінні зв'язки при перекриванні з сферичними 1s-орбіталами чотирьох атомів Н. Це сприяє симетричному перекриванню електронних орбіталей у вершинах уявного тетраедру з атомом C^* у центрі.

Геометрична конфігурація молекул залежно від типу гібридизації центрального атома

| Тип гібридизації | Валентний кут | Геометрична конфігурація частинки | Приклади сполук |
|------------------|------------------|-----------------------------------|--|
| sp | 180° | Лінійна | $O=C=O$, $HC\equiv N$ |
| sp^2 | 120° | Трикутна | Атоми С в етилені C_2H_4 та інших алкенах, бензені C_6H_6 |
| sp^3 | $109^{\circ}28'$ | Тетраедрична | Атоми С в CH_4 , CCl_4 і в насичених вуглеводнях C_nH_{2n+2} |

2.3. Природа хімічного зв'язку

Енергія зв'язку – це міра міцності зв'язку, що визначається кількістю енергії, яка виділяється внаслідок утворення зв'язку.

Довжина зв'язку – це відстань між ядрами хімічно сполучених атомів.

Довжина зв'язку завжди менше суми радіусів двох сполучених атомів, оскільки утворення молекули супроводжується, крім зміни енергії, й зміною густини електронних хмар.

В органічних сполуках найчастіше зустрічається ковалентний тип хімічного зв'язку. Зв'язок атомів за допомогою спільних електронних пар називається ковалентний зв'язок. Для скорочення спільні пари електронів позначаються рискою між символами атомів відповідних елементів: C–H, C–C, C–Cl.

Після відкриття електрона проводилося багато спроб розробити електронну теорію хімічного зв'язку. Найбільш вдалим стали роботи Льюїса (1916 р.), який запропонував розглядати ковалентний зв'язок як наслідок виникнення спільної для двох атомів електронної пари.

Для цього кожний атом надає однакову кількість електронів і намагається оточити себе октетом або дублетом електронів, характерним для зовнішньої електронної конфігурації інертних газів. Графічно за методом Льюїса утворення ковалентних зв'язків за рахунок неспарених електронів подають за допомогою точок, які позначають зовнішні електрони атома (Рис.4).

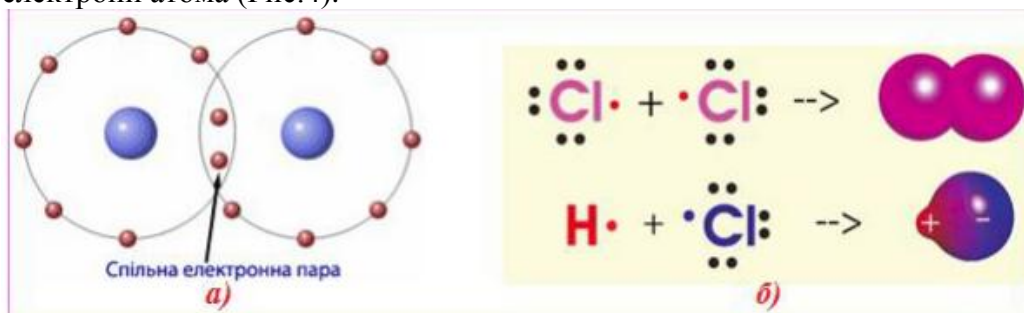


Рис.4. Виникнення спільної електронної пари відповідно до теорії Льюїса: а) узагальнена спрощена модель; б) утворення ковалентного зв'язку в молекулах Cl_2 і HCl .

МЕТОД ВАЛЕНТНИХ ЗВ'ЯЗКІВ

Сутність ковалентного зв'язку пояснюється досить складними теоріями, серед яких найбільш доступною є модель валентних зв'язків (так званий метод ВЗ). Основні положення методу ВЗ стисло можна викласти так:

1. Кожна пара атомів у молекулі утримується разом за допомогою однієї або декількох спільних електронних пар; при цьому електронні орбіталі сполучених атомів перекриваються (рис. 5);

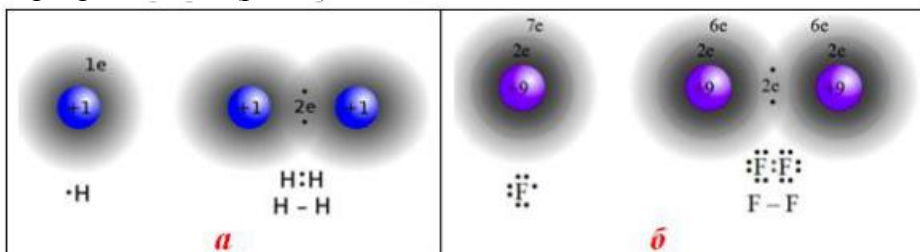


Рис. 5. Перекривання орбіталей при утворенні ковалентного зв'язку за рахунок виникнення спільної електронної пари в молекулах H_2 і F_2 .

2. Міцність зв'язку залежить від ступеня перекривання електронних орбіталей: чим більша область перекривання, тим стійкіший зв'язок;

3. Умовою утворення ковалентного зв'язку є анти-направленість спінів електронів ($\uparrow\downarrow$); завдяки цьому виникає узагальнена електронна орбіталь з найбільшою електронною густиною в між'ядерному просторі (рис. 6), яка забезпечує притягання позитивно заряджених ядер і зменшує загальну енергію системи.

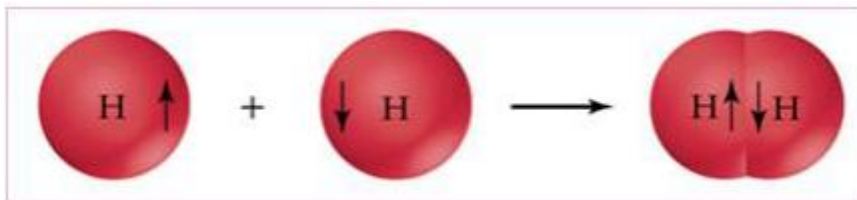
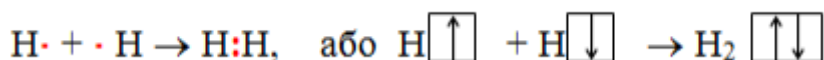


Рис.6. Анти-направленість спінів електронів при перекриванні орбіталей – умова виникнення ковалентного зв'язку.

Виникнення спільної електронної пари зв'язку може проходити за різними механізмами: частіше – за обмінним, а інколи – за донорно-акцепторним.

Обмінний механізм утворення ковалентного зв'язку полягає в тому, що кожний із взаємодіючих атомів постачає на утворення спільних двохелектронних хмар однакову кількість електронів з антипаралельними спінами.

Наприклад, утворення спільної електронної пари (або спільної двохелектронної хмари) при сполученні двох атомів Н:



Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку реалізується при взаємодії різних частинок, одна з них – донор (А:) – має незв'язувальну, неподілену пару електронів (тобто таку, що належить тільки одному атому), а інша акцептор (В□) – має вакантну орбіталь (Рис.7):

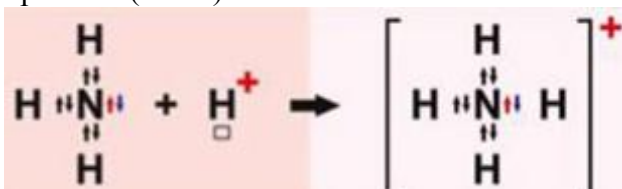


Рис.7. Утворення ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом: а) в іоні NH_4^+ .

Властивості ковалентного зв'язку – це такі характеристики: валентний кут, довжина і енергія зв'язку, напрямленість, насиченість, кратність, поляризація та поляризованість тощо. Енергія і довжина зв'язку вже були розглянуті, тепер зупинимось на інших характеристиках.

1) Напрявленість. Відповідно до методу ВЗ хімічний зв'язок між атомами зумовлюється перекриванням орбіталей, які, за винятком сферичних s-орбіталей, мають певну орієнтацію у просторі.

Напрявленість ковалентного зв'язку – це таке розміщення електронної густини між атомами, яке забезпечує максимальне перекривання електронних орбіталей.

Розрізняють окремі типи зв'язків, які позначають грецькими буквами σ , π .

Сигма-зв'язок (σ -зв'язок) – це таке перекривання електронних орбіталей, при якому максимальна електронна густина концентрується у між'ядерному просторі вздовж вісі зв'язку.

Пі-зв'язок (π -зв'язок) – це перекривання електронних орбіталей, при якому максимальна електронна густина концентрується з обох боків від вісі, що з'єднує ядра атомів.

2) Кратність ковалентного зв'язку – це характеристика, яка визначається числом спільних електронних пар, що сполучають атоми.

Ковалентний зв'язок за кратністю може бути одинарним (простим), подвійним і потрійним. Кратність зв'язку впливає на його енергію: з підвищенням кратності зростає міцність зв'язку. Підвищення кратності приводить до зменшення між'ядерної відстані (довжини зв'язку) і збільшення енергії зв'язку.

3) Полярність – це властивість ковалентного зв'язку, яка характеризує відносну відстань області найщільнішої електронної густини від ядер обох сполучених атомів. Залежно від неї розрізняють полярний і неполярний ковалентні зв'язки.

Неполярний зв'язок (або **гомеополярний зв'язок**) – це зв'язок, при якому область перекривання електронних орбіталей розміщується симетрично відносно ядер сполучених атомів і однаковою мірою належить обома атомам.

Полярний зв'язок (або **гетерополярний зв'язок**) – це зв'язок, при якому область перекривання електронних орбіталей несиметрична і зміщена до одного з атомів.

Щоб визначити, в який бік буде зміщуватися електронна густина полярного ковалентного зв'язку, необхідно порівняти електронегативність обох атомів.

Rb, K, Na, Li, Ca, Mg, Be, In, Al, Sr, Ga, Sb, Si, B,

As, H, Te, P, C, Se, I, S, Br, Cl, N, O, F.

→
Підвищення електронегативності

- 4) **Поляризованість.** Електронна густина зв'язку здатна зміщуватися під дією зовнішнього електричного поля, в тому числі й поля іншої молекули або іона.

Зміна полярності зв'язку молекули внаслідок зміщення електронної густини під дією зовнішнього електричного поля іншої молекули (або атома чи атомної групи) називається **поляризованість**.

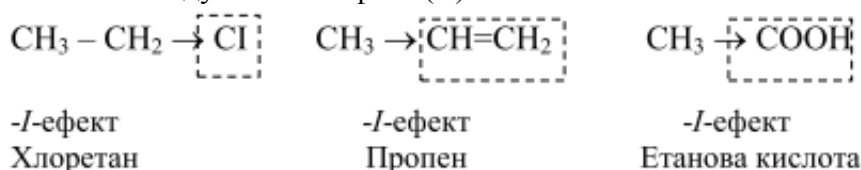
2.4. Взаємний вплив атомів в молекулах органічних сполук

Згідно із сучасними уявленнями реакційна здатність органічних сполук визначається характером розподілу електронної густини у молекулі та поляризованістю ковалентних зв'язків.

Індуктивний ефект. Взаємний вплив атомів, безпосередньо незв'язаних між собою, здійснюється через електронні ефекти. У складних органічних молекулах полярний ковалентний зв'язок приводить до зміни їх електронного стану, викликаючи поляризацію.

Індуктивним ефектом називається передача електронного впливу вздовж ланцюга σ -зв'язків.

Таким чином, індуктивний ефект зумовлюється різною електронегативністю атомів, що утворили молекулу. Позначається буквою "I", а напрямок зміщення електронної густини – стрілкою (\rightarrow). За стандарт для оцінки напрямку індуктивного ефекту замісника взятий індуктивний ефект атома Гідрогену, який вважається таким, що дорівнює нулю. Замісники, що притягують до себе електрони σ -зв'язку більшою мірою, ніж атом Гідрогену, виявляють негативний індуктивний ефект (-I).



До замісників які виявляють -I ефект відносять:

-COOH; -CHO; -C(O)OR; -OR; -OH; -SR; -NH₂; -NR₃; -OR₂;
-NO₂; -C≡N; -F; -Cl; -Br; -I; >C=C<; -C≡C- та інші.

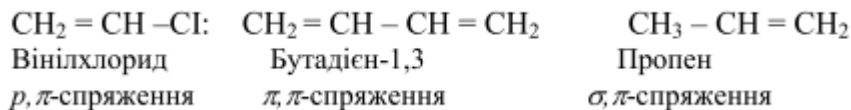
Замісники, що відштовхують від себе електрони зв'язку, сильніше, ніж атоми Гідрогену, виявляють позитивний індуктивний ефект (+I). До них відносять алкільні замісники, а також замісники, які несуть негативний заряд. Вважають, що для алкільних радикалів **+I-ефект зростає при збільшенні кількості алкільних груп біля атома Карбону.** $(\text{CH}_3)_3\text{C}^- > (\text{CH}_3)_2\text{CH}^- > \text{CH}_3\text{CH}_2^-$

Для первинних алкільних радикалів позитивний індуктивний ефект зростає зі збільшенням вуглецевого ланцюга $-\text{C}_4\text{H}_9 > -\text{C}_3\text{H}_7 > -\text{C}_2\text{H}_5 > -\text{CH}_3$.

Індуктивний ефект знижується за системою σ -зв'язків і згасає через 3-4 σ -зв'язки.

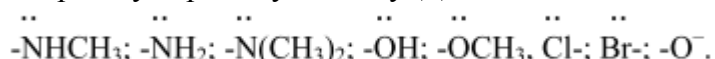
Мезомерний ефект. Передача електронного впливу замісника у органічних сполуках, які мають подвійні і потрійні зв'язки, відбувається через поляризацію π -зв'язків. Особливо це стосується спряжених систем.

Спряженою називають систему, яка складається з простих і кратних зв'язків, що чергуються, чи поряд з кратним зв'язком розташований атом, який має неподілену пару електронів.

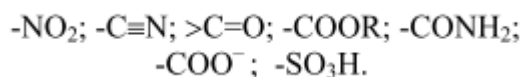


Процес передачі електронного впливу замісника вздовж спряженої системи π -зв'язків називають мезомерним ефектом (М) або ефектом спряження (С).

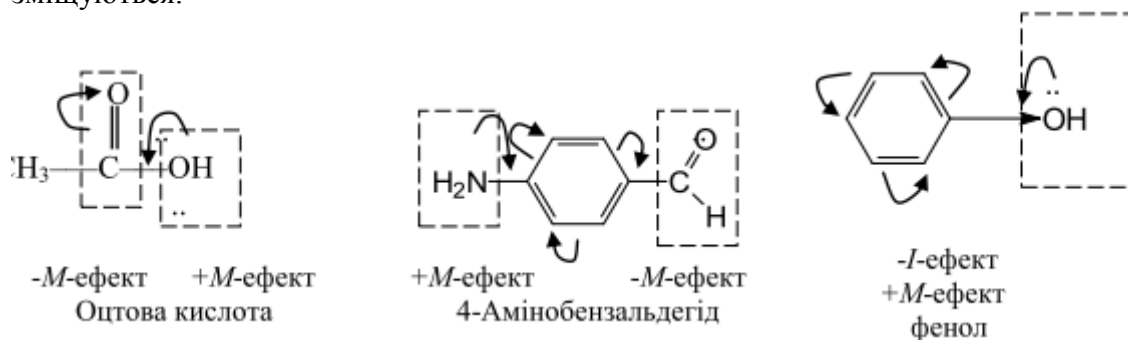
Позитивний мезомерний ефект (+М-ефект) виявляють замісники, які надають електрони у спряжену систему. До них відносять:



Негативний мезомерний ефект (-М-ефект) виявляють замісники, які відтягують на себе електронну густину спряженої системи. До них відносять:



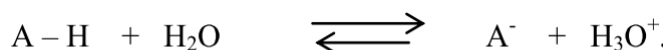
Напрямок зміщення електронної густини зображують за допомогою зігнутої стрілки. Початок показує, які електрони зміщуються, а кінець – зв'язок чи атом, до якого вони зміщуються.



| Заместитель | Электронные эффекты | | Характер совместного действия |
|---|---------------------|------------|-------------------------------|
| | индуктивный | мезомерный | |
| Алкильные группы (R) | +I | - | Электронодонорный |
| -O ⁻ | +I | +M | |
| -NH ₂ , -NHR, -NR ₂ | -I | +M | |
| -OH | -I | +M | |
| Алкоксигруппы (-OR) | -I | +M | |
| -NH ₃ ⁺ , -NR ₃ ⁺ | -I | - | Электроноакцепторный |
| Галогены (F, Cl, Br, I) | -I | +M | |
| -NO ₂ | -I | -M | |
| -SO ₃ H | -I | -M | |
| -COOH, -COOR | -I | -M | |
| >C=O | -I | -M | |

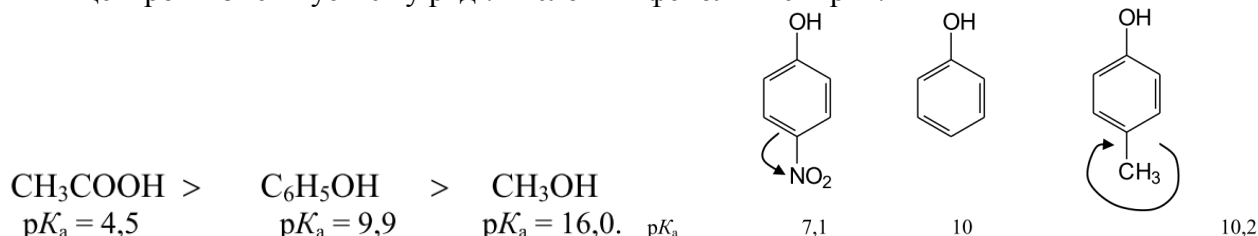
2.5. Кислотно-основні властивості органічних сполук.

Згідно з теорією Бренстеда *кислотою називають будь-яку речовину, здатну віддавати протон, а основою – речовину, здатну приєднувати протон.*

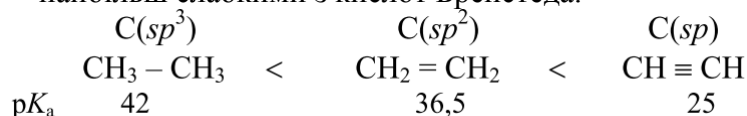


Органічні кислоти залежно від природи кислотного центру ділять на чотири основні типи.

1. **ОН-кислоти:** карбонові кислоти, спирти, феноли, вода та інші, які містять гідроксигрупу. Сила кислот залежить від будови радикалу, сполученого з кислотним центром і зменшується у ряді: кислоти > феноли > спирти.



2. **SH-Кислоти:** тіоли, тіолові кислоти.
3. **NH-Кислоти:** аміни, амідні кислот, імідні, гетероциклічні нітрогеновмісні сполуки.
4. **СН-Кислоти** - сполуки, які містять сильно полярні С-Н зв'язки. С-Н-кислоти є найбільш слабкими з кислот Бренстеда.



Таким чином, залежно від природи кислотного центру органічні кислоти з однаковими радикалами можна розташувати в ряд за зростанням кислотності:



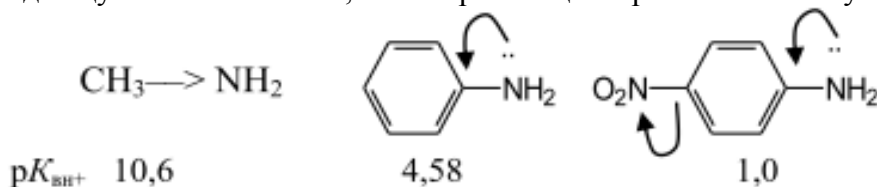
Для утворення ковалентного зв'язку з протоном основа Бренстеда повинна мати π-молекулярну орбіталь чи неподілену пару електронів. Тому органічні основи діляться на π-основи та π-основи.

π-Основи - це нейтральні чи негативно заряджені йони (амід-іон NH_2^- алкоксид-іон RO^- ; гідроксид-іон HO^- ; амоніак NH_3 ; вода H_2O та ін.), які поділяють на три групи:

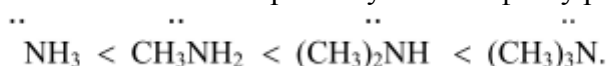
- амонієві (нітрогеновмісні гетероцикли, аміни, азометини, нітрили);
- оксонієві (спирти, етери, естери, альдегіди, кетони, амідні кислот);
- сульфонієві (тіоспирти, тіоетери).

π-Основи – це сполуки, в яких центром основності є електрони π-зв'язку (алкени, алкадієни, ариени). Вони є дуже слабкими основами.

На основність органічних сполук впливає природа замісника, сполученого з основним центром. Електронодонорні замісники збільшують електронну густину в основному центрі і підвищують основність; електроноакцепторні – зменшують основність.



Залежно від природи основного центру органічні основи можна розташувати за зростанням основності: π-основи < сульфонієві основи < оксонієві основи < амонієві основи. Для амонієвих основ основність зростає у газовій фазі у ряду:



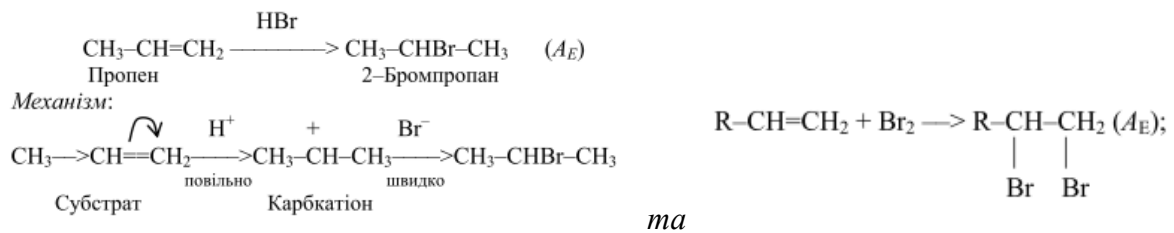
МЕХАНІЗМИ РЕАКЦІЙ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК:

Класифікація органічних реакцій дуже різноманітна. Найчастіше використовують класифікацію за характером зміни зв'язків реагуючих частинок і за напрямком реакції, тобто у відповідності до кінцевого результату.

Реакційна здатність вуглеводнів, спиртів, амінів, фенолів, альдегідів, кетонів, карбонових кислот відбувається за декількома загальними механізмами:

Реакції присєднання (символ А) характерні для:

- ненасичених вуглеводнів їх називають реакціями електрофільного присєднання (символ А_Е)

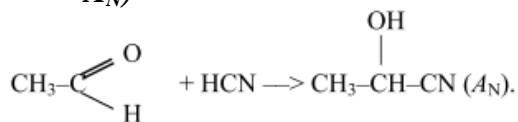


Електрофільні реагенти (електрофіли) – частинки з неповністю забудованим валентним енергетичним рівнем.

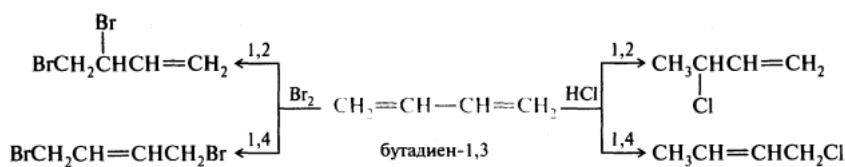
Електрофіли утворюють новий ковалентний зв'язок за рахунок пари електронів реакційного центру субстрату. До них відносять:

- частинки з повним позитивним зарядом, тобто катіони: H^+ , Cl^+ , NO_2^+ , R_3C^+ ;
- молекули з незаповненими електронними орбітальми: AlCl_3 , FeCl_3 , (кислоти Льюїса), SO_3 ;
- сполуки з карбонільними групами ($>\text{C}=\text{O}$).

- альдегідів та кетонів їх називають реакціями нуклеофільного присєднання (символ А_Н)

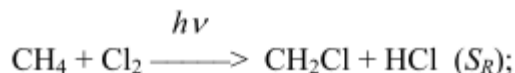


| Алкен | Реагент | Продукт | Тип реакції |
|----------------|----------------------|------------------------------------|--|
| >C=C< | H_2 | >C-C< H H | Гидрирование (восстановление) |
| >C=C< | Cl_2 | >C-C< Cl Cl | Галогенирование (хлорирование) |
| >C=C< | HCl | >C-C< H Cl | Гидрогалогенирование (гидрохлорирование) |
| >C=C< | H_2O | >C-C< H OH | Гидратация |



Реакції заміщення (символ S) характерні для:

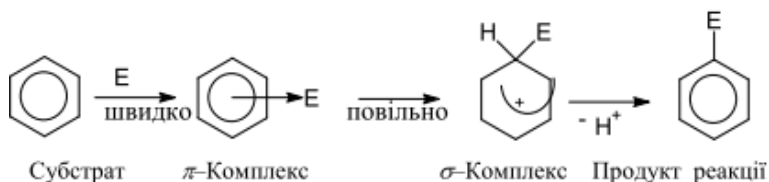
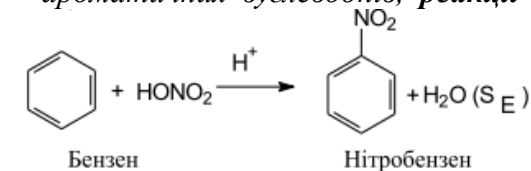
– насичених вуглеводнів, **реакції радикального заміщення (символ S_R)**



Радикальні реагенти (радикали) – це частинки, які мають неспарений електрон і утворюються внаслідок гомолітичного розриву ковалентного зв'язку.



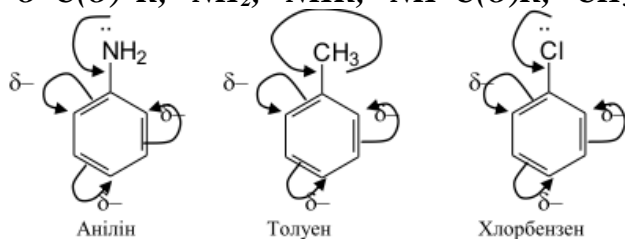
– ароматичних вуглеводнів, **реакції електрофільного заміщення (символ S_E)**



Замісники за орієнтуючою дією у реакціях електрофільного заміщення поділяють на дві групи.

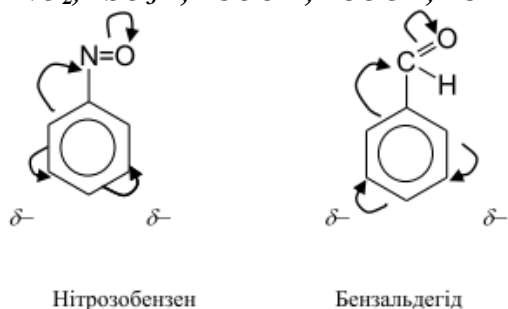
1. Замісники I роду або орто- і пара-орієнтанти. Вони є донорами електронів і підвищують електронну густину в ароматичній системі за рахунок позитивного мезомерного ефекту






(+M) чи позитивного індуктивного ефекту (+I). До них відносять: C₆H₅O⁻; -OH; -O-R; -O-C(O)-R; -NH₂; -NHR; -NH-C(O)R; -CH₃; Alk; -Cl; -Br; -I, окрім, -F.



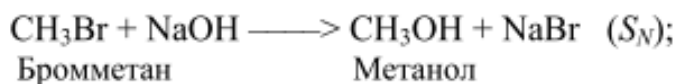
2 Замісники II роду або мета-орієнтанти є акцепторами електронів і знижують загальну електронну густину в ароматичній системі, виявляють негативний мезомерний (-M) і індуктивний (-I) ефекти. До них належать:

-NO₂, -SO₃H, -COOH, -COOR, -CHO, >C=O, -C≡N, NH₃⁺ та інші:

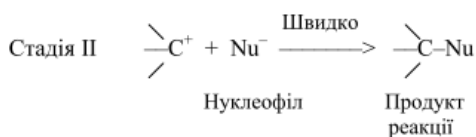


| Субстрат | Реагент | Катализатор | Продукты | Тип реакції |
|---|----------------|-------------------------|------------------------|---------------|
|  | $+ Br_2$ | $\xrightarrow{FeBr_3}$ | $C_6H_5Br + HBr$ | Галогенування |
|  | $+ HNO_3$ | $\xrightarrow{H_2SO_4}$ | $C_6H_5NO_2 + H_2O$ | Нитрування |
|  | $+ H_2SO_4$ | \longrightarrow | $C_6H_5SO_3H + H_2O$ | Сульфонування |
|  | $+ CH_3Cl$ | $\xrightarrow{AlCl_3}$ | $C_6H_5CH_3 + HCl$ | Алкилювання |
|  | $+ CH_3C(O)Cl$ | $\xrightarrow{AlCl_3}$ | $C_6H_5C(O)CH_3 + HCl$ | Ацилювання |

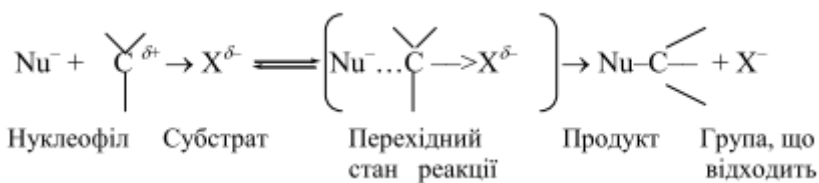
– сполук з атомом Карбону, який перебуває у sp^3 – гібридному стані (спиртів, тіолів, галогенопохідних вуглеводнів) **реакції нуклеофільного заміщення (символ S_N)**



S_N1

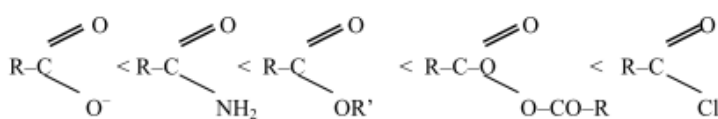


S_N2



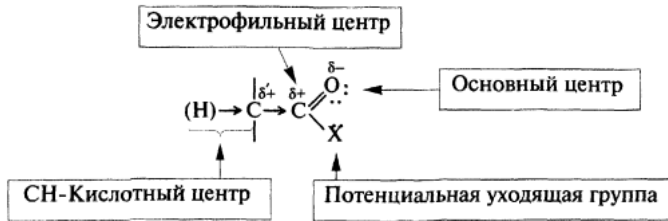
Нуклеофільні реагенти (нуклеофіли) – це частинки, які мають пару електронів на зовнішньому енергетичному рівні і можуть утворювати новий ковалентний зв'язок з атомом Карбону реакційного центру субстрату. До них відносять:

- **аніони:** OH^- , RO^- , CN^- ;
- **молекули з вільними парами електронів:** H_2O , $\overset{\cdot\cdot}{N}H_3$, H_2S ;
- **сполуки з ненасиченими зв'язками за рахунок підвищеної електронної густини:** $>C=C<$, бензен та інші ацени.

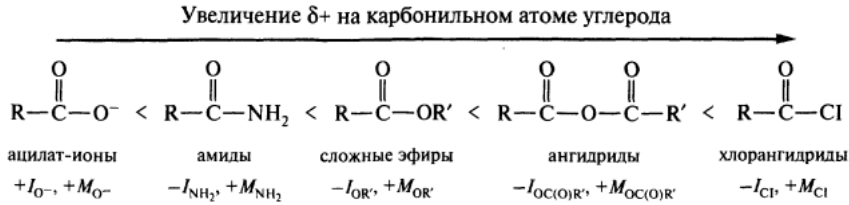


Збільшення реакційної здатності в реакціях

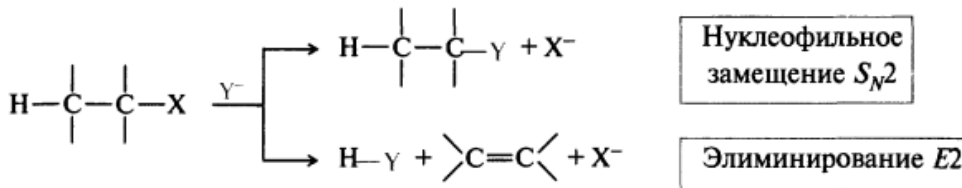
за механізмом S_N



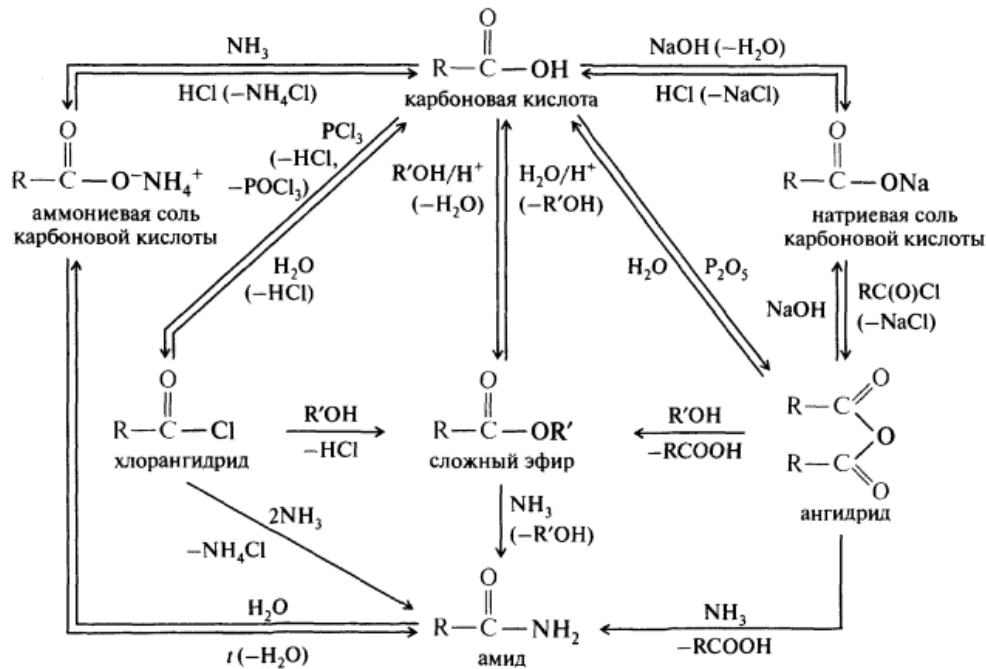
Здатність до нуклеофільного заміщення посилюється в ряду:



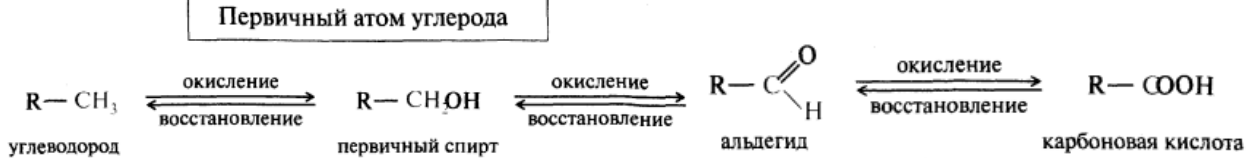
Реакції елімінування (символ E)



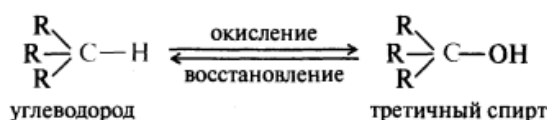
Взаємоперетворення карбонових кислот та їх похідних



Окиснення та відновлення органічних сполук:



Третичный атом углерода



Основні реакції сполук класу спирти:

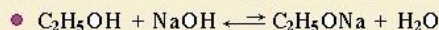
Спирты R-OH

реакции R-

реакции группы -OH

▶ отщепление H:

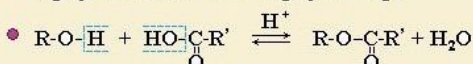
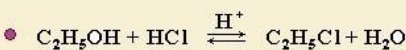
кислотные свойства



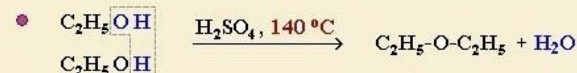
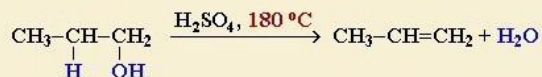
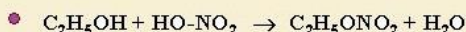
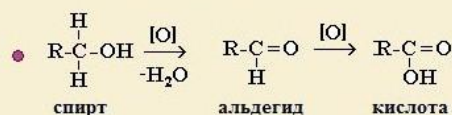
реакция практически не идет, можно сказать, что спирты НЕ РЕАГИРУЮТ с щелочами

▶ отщипление OH:

основные свойства



▶ окисление:



ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПЕРЕВІРКИ

1. Що називається хімічною будовою? Викладіть основні положення теорії будови органічних сполук.
2. Охарактеризуйте поняття «орбіталь», «електронна хмара».
3. Які форми мають s-, p-, d- і f-орбіталі? Як графічно позначаються енергетичні підрівні?
4. Який стан атома називається основним, а який – збудженим?
5. Охарактеризуйте поняття «ковалентність».
6. Поясніть, чому атом карбону, який в основному стані має тільки два неспарених електрони, утворює в органічних сполуках чотири зв'язки і виявляє валентність IV.
7. Яку форму і орієнтацію у просторі мають валентні орбіталі атома карбону в збудженому стані?
8. Що називається валентним кутом?
9. Що називається гібридизацією? Яка кількість гібридизованих орбіталей утворюється, якими є валентні кути і геометричні конфігурації молекул залежно від типу гібридизації?
10. Перелічіть типи гібридизації, яким може піддаватися атом карбону в органічних сполуках.
11. Наведіть приклади сполук, в яких атоми карбону піддаються: а) sp-, б) sp²-, в) sp³-гібридизації.
12. Охарактеризуйте природу хімічного зв'язку. Що є рушійною силою утворення хімічних зв'язків?
13. Що таке енергія зв'язку, довжина зв'язку? В яких одиницях вони вимірюються?
14. Як впливає довжина зв'язку на енергію зв'язку і міцність молекули?
15. Викладіть основні положення методу ВЗ (валентних зв'язків).
16. Який зв'язок називається донорно-акцепторним? Яка частинка відіграє роль донора, а яка – акцептора при утворенні ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом (на прикладі іона NH₃⁺)?

17. Що називається напрямленістю хімічного зв'язку? На які види поділяється зв'язок залежно від напрямленості?
18. Що називається кратністю хімічного зв'язку? На які типи він поділяється залежно від кратності? Наведіть приклади.
19. Що називається полярністю хімічного зв'язку? На які типи він поділяється залежно від полярності? Наведіть приклади гомеополярних і гетерополярних зв'язків.

Список літератури

1. Миронович Л.М. Біоорганічна хімія – К.: Каравела, 2008. – 184 с.
2. Тюкавкина Н.А., Бауков Ю.Н. Биоорганическая химия. – М.: Медицина, 1985. – 528 с.
3. Губський Ю.І. Біоорганічна хімія. – К.: Вінниця, 2007. – 432 с.
4. Мардашко А.А., Миронович Л.М., Степанов Г.Ф. Биологическая и биоорганическая химия. – К.: Каравелла, 2008. – 244 с.
5. Петров А.А., Бальян Х.В., Трощенко А.Т. Органическая химия: Учебник. – М.: Высшая школа, 1981. – 592 с.