



# Органічна хімія, частина 1

## доц. Гевусь О.І

---

- 1. Короткий екскурс в історію розвитку органічної хімії.*
- 2. Основні напрямки розвитку сучасної органічної хімії.*
- 3. Теорія будови органічних сполук.*



## Література для вивчення курсу органічна хімія

---

*Ластухін Ю.О., Воронов С.А.* Органічна хімія. Підручник для вищих навчальних закладів. - Львів: Центр Європи, 2000. – 864 с.

*Чирва В.Я., Ярмолюк С.М., Толкачова Н.В., Земляков О.Є.* Органічна хімія: Підручник.-Львів: БаК, 2009. – 996 с.

*Бобрівник Л.Д., Руденко В.М., Лезенко Г.О.* Органічна хімія. К.; Ірпінь: ВТФ “Перун”, 2002. – 544 с.

*Черних В.П., Зименковський Б.С., Гриценко І.С.* Органічна хімія.- (в трьох книгах).- Харків.-“Основа”-1996.

*Домбровський А.В., Найдан В.М.* Органічна хімія.-К.:Вищ.шк. 1992.

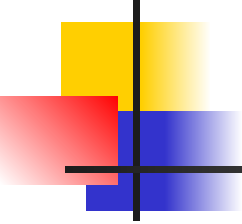
*Петров А.А., Бальян А.В., Трощенко А.Т.* Органическая химия.-М. Высш.шк. 1981.

*Нейланд О.Я.* Органическая химия.-М. Высш. шк. 1990.

*Терней А.* Современная органическая химия I , II том. Пер. с англ.-М.:Мир. 1981.

*Ковтуненко В.О.* Загальна стереохімія – К.: “Кондор”, 2005. – 364 с.

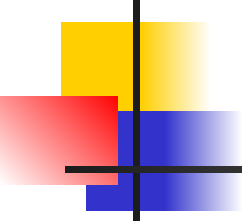
*Сайкс.* Механизмы реакций в органической химии.



## Короткий екскурс в історію розвитку органічної хімії


---

- Об'єктами дослідження хімічної науки є хімічні сполуки і їхні взаємоперетворення.
- Сьогодні існує більше 18 млн різноманітних хімічних сполук, кожен рік одержується ще 300-400 тис. нових сполук.
- Біля 80% з них це сполуки елемента *Карбону (С)* з елементами *органогенами: Н, О, N, S, Р*, галогенами *F, Cl, Br, I*
- Ці сполуки складають основу організмів рослин та тварин і за своїми властивостями суттєво відрізняються від властивостей сполук інших елементів.
- Такі сполуки отримали назву *«органічні сполуки»*.



---

***Органічна хімія*** - це розділ хімії, що вивчає структуру (будову), властивості, методи синтезу та реакції органічних речовин.



## **Короткий екскурс в історію розвитку органічної хімії**

### **Основні етапи розвитку хімії.**

- **Передалхімічний період – від початку цивілізації до IV (III) ст.н.е.**
- **Алхімічний період – від IV (III)ст.н.е. до XVI ст.н.е.**

запропоновано класифікацію речовин на землісті, рослинні та тваринні (Закарія-ар-Раді)

- **Період становлення (об'єднання) (XVII- XVIII ст.)**

Ю.Валеріус - Поділ сполук на “органічні” та “неорганічні” (1747 р.)

Т.Бергман – неорганічні речовини та сполуки рослинного та тваринного світу

Парацельс-віталістична теорія

Я.Берцеліус – ввів визначення “органічна хімія – та частина фізіології, яка описує склад живих тіл хімічними процесами, що там відбуваються”

**З листа Ф. Велера Я.Берцеліусу**

“Органічна хімія може кого завгодно звести з розуму. Вона нагадує темний ліс, непроглядну хащу повну дивовижних речей, з якої неможливо знайти вихід і куди не насмілишся увійти”



## *Основні етапи розвитку хімії.*

---

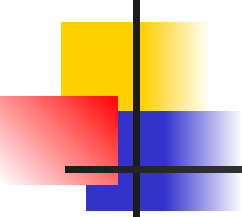
- ***Період кількісних законів*** (атомно-молекулярна теорія)  
**1789 – 1860р.р.**

Франкланд увів поняття про валентність елементів, як властивість приєднувати тільки певну кількість атомів інших елементів.

А. Кекуле, А. Купер і Г. Кольбе висунули принцип чотирьохвалентності вуглецю.

- ***Період класичної хімії: 1860 г. – кінець XIX ст.***

- ***Період сучасної хімії***



## *Теорії будови органічних сполук, теорія радикалів*

---

**Підставою для створення цієї теорії стали дослідження сполук ціану (Гей-Люссак, 1815).**

**При ряді хімічних перетворень група з декількох атомів переходить без змін із молекули однієї речовини в молекулу іншої, так як переходять із молекули в молекулу атоми елементів.**

**Група атомів, що називається радикалом, відіграє роль одного атому**

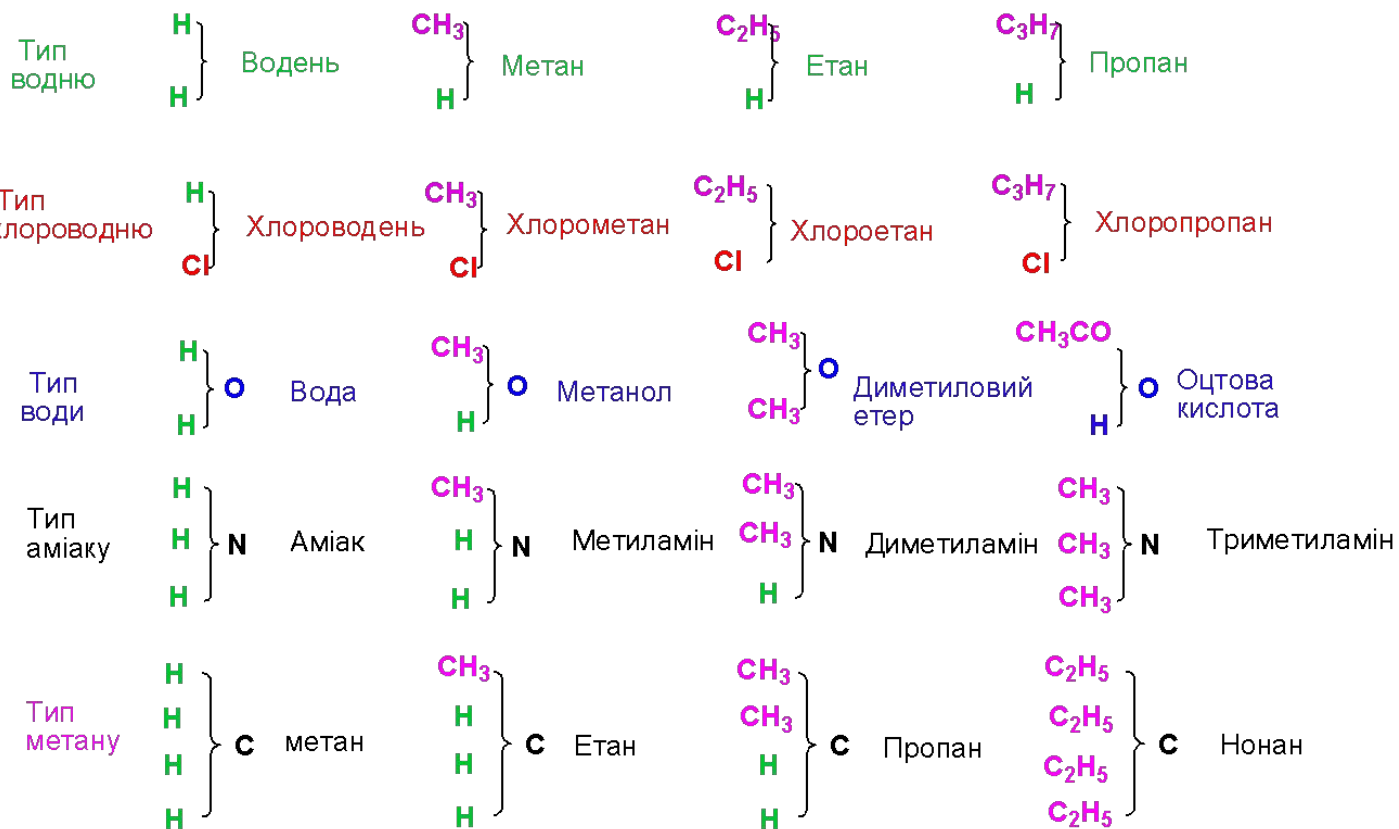
**CN**                      ціан

**C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>CO**                бензоїл

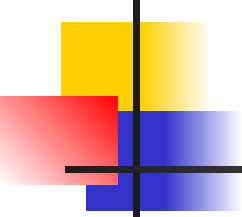
**CH<sub>3</sub>**                      метил

**(CH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>As**                какодил

# Теорії будови органічних сполук, теорія типів А.Вюрц, А.Гофман, У.Вільямсон (1849-1851р)







---

Незалежно один від одного, *Ф.Кекуле і Ж-Б.Кольбе* встановили, що атоми Карбону можуть з'єднуватися в ланцюги, а *А.С.Купер* запропонував сучасне написання структурних формул.

*О.М.Бутлеров* (1861 р.) запропонував “**Структурну теорію будови органічних речовин**”:



## “Структурна теорія будови органічних речовин”:

---

1. Атоми в молекулах органічних речовин розташовані не безладно, а у певній послідовності, відповідно до їх валентності.
2. Природа органічної речовини визначається якісним і кількісним складом її молекул, а також хімічною будовою (структурою).
3. Хімічна будова - це певний порядок у якому атоми сполучені між собою в молекулах органічних речовин.
4. Властивості речовини залежать від її будови, вивчаючи властивості речовини можна визначити її будову.
5. Речовини, що мають однаковий якісний і кількісний склад, але різну будову і, як наслідок, різні властивості - називаються *ізомерами*.

## ПРИРОДА ТА ТИПИ ХІМІЧНИХ ЗВ'ЯЗКІВ

*Атоми у молекулі з'єднуються один з одним за допомогою хімічних зв'язків.*

Чому атоми утворюють один з одним хімічні зв'язки і яка природа цих зв'язків?

*В атомах стабільними є тільки ті енергетичні рівні, які повністю забудовані електронами.*

*Зовнішній енергетичний рівень буде стабільним, якщо у нього забудовані **s**- та **p**-підрівні, оскільки **d**-підрівень забудовується електронами тільки після забудови **s**-підрівня наступного енергетичного рівня і таким чином зовнішній рівень буде знову недобудованим.*

*Отже кожний атом намагається набутися стабільної електронної конфігурації свого зовнішнього енергетичного рівня -  $2s^2, 2p^6$  (крім атома Гідрогену, для якого стабільною буде конфігурація  $1s^2$ ).*



## *ПРИРОДА ТА ТИПИ ХІМІЧНИХ ЗВ'ЯЗКІВ*

---

Цього можна досягти трьома шляхами:

- 1) прийняти певну кількість електронів, що не вистачає до октету, на зовнішній рівень;
- 2) віддати всі електрони з зовнішнього рівня, тоді зовнішнім стає другий із зовні рівень, що вже забудований електронами;
- 3) об'єднати електрони свого зовнішнього рівня з електронами іншого атома.

При реалізації перших двох шляхів, між атомами утворюються **йонні** зв'язки, а при реалізації третього шляху - **ковалентні**



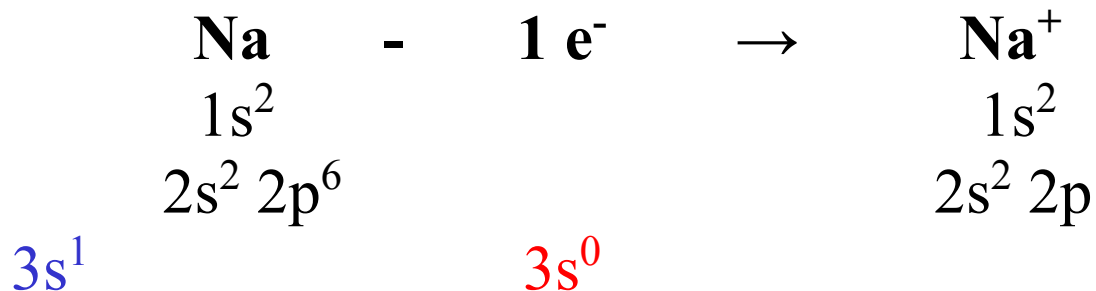
## ПРИРОДА ТА ТИПИ ХІМІЧНИХ ЗВ'ЯЗКІВ

---

**Йонний** зв'язок утворюється за рахунок сил електростатичного притягання між різнойменно зарядженими йонами.

Йони утворюються, як правило, внаслідок переходу електронів від одного атома до іншого. Розглянемо утворення йонного зв'язку на прикладі взаємодії натрію з флуором.

Атом натрію віддає фтору єдиний електрон 3s-підрівня, перетворюючись на катіон  $\text{Na}^+$  з електронною оболонкою попереднього інертного газу (Ne)

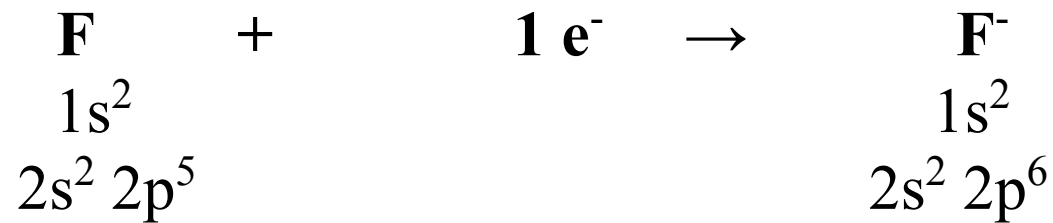




## ПРИРОДА ТА ТИПИ ХІМІЧНИХ ЗВ'ЯЗКІВ

---

Атом флуору, приймаючи цей електрон від атома натрію, перетворюється на аніон  $F^-$  з електронною оболонкою наступного інертного газу (Ne):



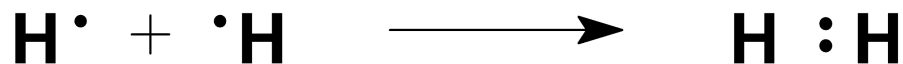
Унаслідок електростатичного притягання катіони натрію притягуються до аніонів флуору, утворюючи йонний зв'язок  $Na^+ F^-$ .

*Йонний зв'язок утворюється, переважно, між активним металом і активним неметалом*

## ПРИРОДА ТА ТИПИ ХІМІЧНИХ ЗВ'ЯЗКІВ

**Ковалентний** (неелектровалентний, гомеополлярний) зв'язок виникає між двома конкретними атомами в результаті утворення спільної електронної пари, яка належить їм обом.

Наприклад, зв'язок у молекулі водню утворюється внаслідок узагальнення двох електронів, кожен з яких до утворення зв'язку належав окремому атому Гідрогену



Якщо зв'язок утворився між атомами одного елементу, то спільна електронна пара буде в рівній мірі належати обом атомам; заряди на атомах не виникають і такий зв'язок буде **неполярним**

## ПРИРОДА ТА ТИПИ ХІМІЧНИХ ЗВ'ЯЗКІВ

Якщо зв'язок утворився між атомами різних елементів, то спільна електронна пара буде належати одному з цих атомів в більшій мірі, ніж іншому. Один з атомів, що буде сильніше притягувати до себе спільну електронну пару, набуде часткового негативного заряду ( $\delta^-$ ), а інший - часткового позитивного ( $\delta^+$ ).

Такий зв'язок називається *полярним ковалентним зв'язком*. Здатність атома притягувати до себе валентні електрони називається *електронегативністю*.

Отже, полярність ковалентного зв'язку визначається різницею електронегативностей атомів, що його утворили.

Полярність ковалентного зв'язку буде тим більшою, **чим більшою буде різниця електронегативностей атомів**, що його утворили.



# ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ ДЕЯКИХ ЕЛЕМЕНТІВ (ШКАЛА Л.ПОЛІНГА)

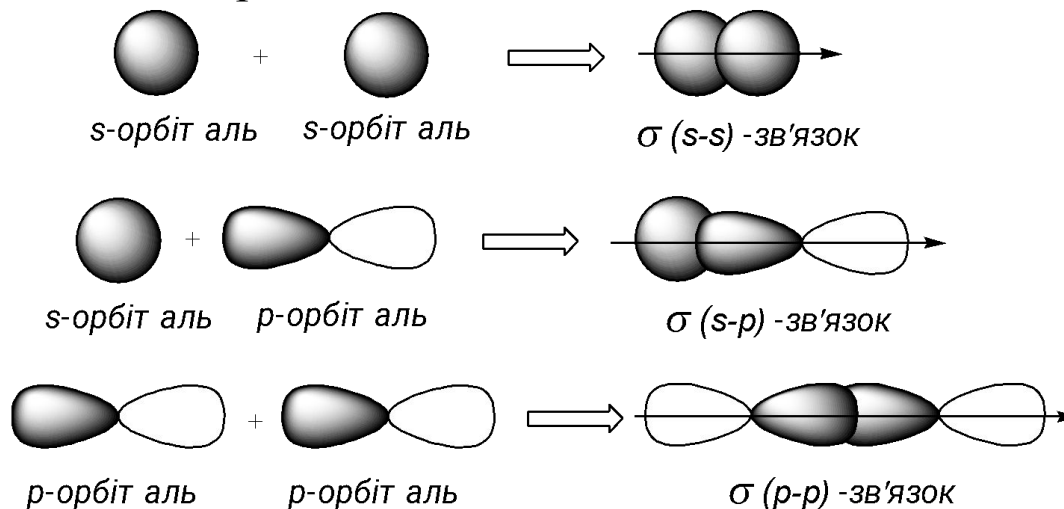
Елемент	Електронегативність
Гідроген (H)	2,1
Літій (Li)	1,0
Бор (B)	2,0
Карбон (C):	
$sp^3$	2,5
$sp^2$	2,75
$sp$	3,2
Нітроген (N)	3,0
Оксиген (O)	3,5
Флуор (F)	4,0
Сіліцій (Si)	1,8
Фосфор (P)	2,1
Сульфур (S)	2,5
Хлор (Cl)	3,0
Бром (Br)	2,8
Йод (I)	2,5

# Природа та типи хімічних зв'язків.

## КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК

У залежності від типу орбіталей, які перекриваються, та способу їх перекривання, розрізняють  **$\sigma$ - та  $\pi$ -ковалентні зв'язки**.

Якщо орбіталі перекриваються так, що максимальна електронна густина (місце перекривання) знаходиться на лінії, що з'єднує ядра атомів, то такий зв'язок називається  **$\sigma$ -зв'язком**, наприклад

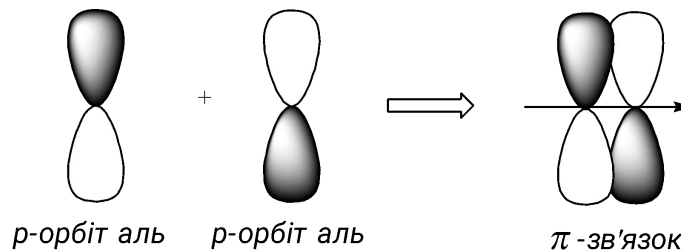


Такий спосіб перекривання орбіталей є найвигіднішим. Тому першим зв'язком, який утворюється між атомами, завжди буває саме  **$\sigma$ -зв'язок**

# Природа та типи хімічних зв'язків.

## КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК

При боковому (латеральному) перекриванні атомних **p**- або **d**-орбіталей поза лінією, що з'єднує ядра, утворюється  **$\pi$ -зв'язок**:



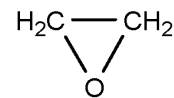
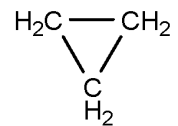
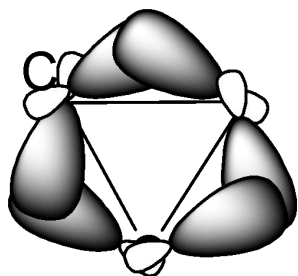
Такий тип зв'язку є менш енергетично вигідний, ніж  $\sigma$ -зв'язок.

Тому  $\pi$ -зв'язок утворюється лише після того, як між атомами вже утворився  $\sigma$ -зв'язок. Отже, другий і третій ковалентні зв'язки між двома атомами бувають зв'язками  $\pi$ -типу.

*Ковалентний тип зв'язку здебільшого характерний для неметалів, оскільки в результаті утворення цього зв'язку обидва атоми добудовують свій зовнішній енергетичний рівень*

*Природа та типи хімічних зв'язків.*

**БАНАНОВИДНИЙ ЗВ'ЯЗОК**

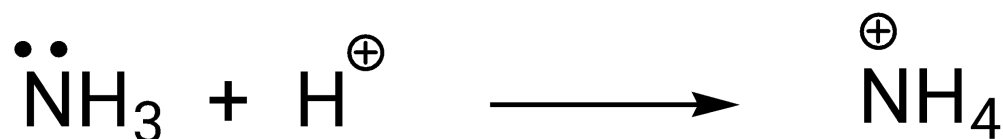


## Природа та типи хімічних зв'язків.

# ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНИЙ (КООРДИНАЦІЙНИЙ) ЗВ'ЯЗОК

**Донорно-акцепторним** (координаційним або дативним) називається ковалентний зв'язок, на утворення якого один атом (донор) надає пару електронів, а другий (акцептор) — вільну атомну орбіталь.

Схема утворення донорно-акцепторного зв'язку, як це показано на прикладі утворення йону амонію із аміаку та протону, виглядає так:



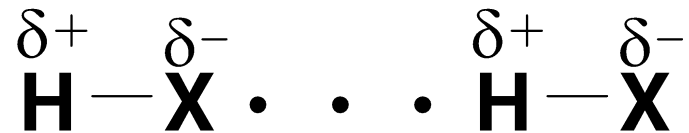
За своїми властивостями донорно-акцепторний зв'язок є звичайним ковалентним зв'язком. Його відмінність від розглянутих вище ковалентних зв'язків полягає лише у способі утворення спільної електронної пари.

Тому останнім часом говорять про донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.

# Природа та типи хімічних зв'язків.

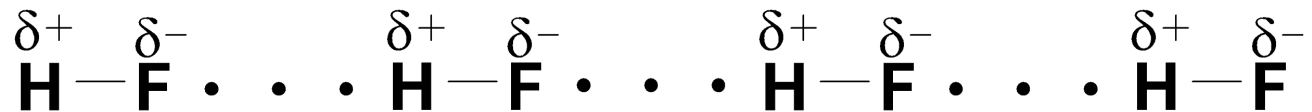
## ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК

При утворенні полярного ковалентного зв'язку між атомом Гідрогену та атомом з високою електронегативністю, електронна хмара атома Гідрогену сильно зміщується до цього атома. В результаті атом електронегативнішого елементу набуває значного ефективного негативного заряду, а ядро атома Гідрогену (протон) майже втрачає свій єдиний електрон. Тобто, має місце **протонізація атома** Гідрогену. Такий протонізований атом Гідрогену буде притягатися до будь-якого іншого атома, що має надлишок електронної густини. В результаті між ними виникає електростатична взаємодія, яка зумовлює утворення водневого зв'язку



*Природа та типи хімічних зв'язків.*  
**ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК**

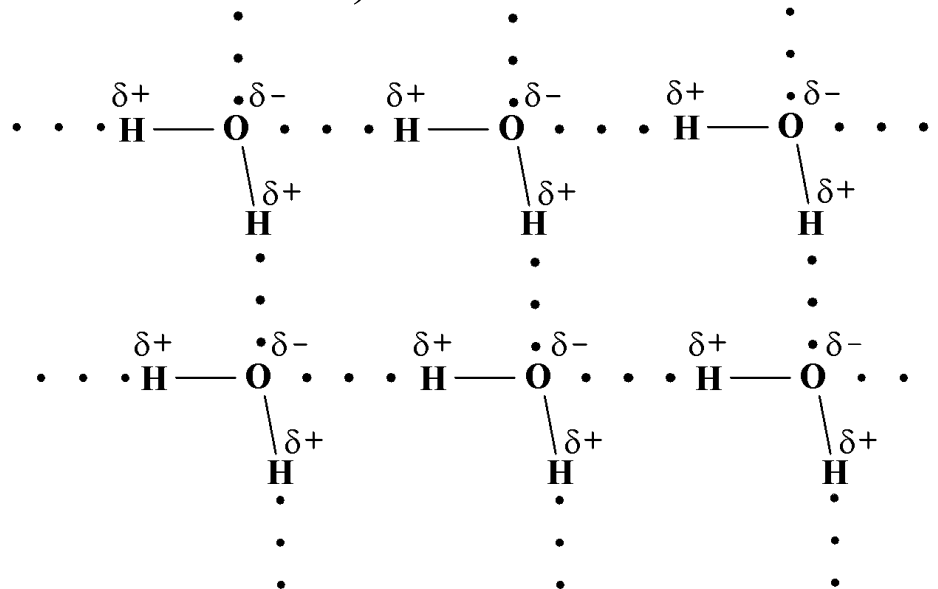
- У твердому, рідкому і навіть газоподібному станах молекули гідроген флуориду асоційовані у ланцюги за рахунок утворення міжмолекулярного водневого зв'язку:



Асоціація молекул спричиняє аномально високі температури плавлення і кипіння фтороводню порівняно з водневими сполуками інших елементів головної підгрупи VII групи

*Природа та типи хімічних зв'язків.*  
**ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК**

Між молекулами води також утворюються водневі зв'язки. Кожна молекула води може брати участь в утворенні чотирьох водневих зв'язків, в результаті кожен атом кисню зв'язується з чотирма атомами водню (з двома - ковалентними зв'язками, а з двома іншими – водневими):

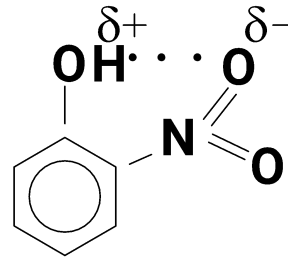




# Природа та типи хімічних зв'язків.

## ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК

*Внутрішньомолекулярний водневий зв'язок* виникає між атомами однієї молекули



Водневий зв'язок відіграє важливу роль при асоціації молекул, кристалізації, розчиненні, утворенні кристалогідратів, електролітичній дисоціації, у хімії полімерів, білків тощо.

Ще раз підкреслю, що в органічних сполуках водневі зв'язки можуть утворювати тільки ті атоми водню, що зв'язані з **Оксигеном** або **Нітрогеном**, тобто з атомами, що характеризуються високою електронегативністю

## Основні характеристики хімічного зв'язку:

**Довжина** — віддаль між ядрами атомів, що утворили зв'язок; як правило, вимірюється в нанометрах ( $1\text{ нм} = 10^{-9}\text{ м}$ ) і дорівнює сумі ковалентних радіусів атомів, що його утворили;

**Енергія** — робота, яку треба виконати, щоб розірвати зв'язок; або енергія, що виділяється при утворенні зв'язку з атомів, вимірюється в кДж/моль;

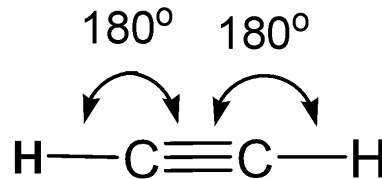
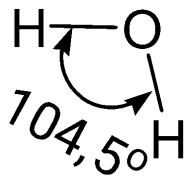
**Полярність** — визначається величиною часткових зарядів на атомах, що утворили зв'язок. Вона буде тим більшою, чим більшою буде різниця електронегативностей атомів, що його утворили. Більш електронегативний атом набуде часткового негативного заряду ( $\delta^-$ ), а інший - часткового позитивного ( $\delta^+$ ). Якщо різниця електронегативностей менша від 1,7, то зв'язок слід розглядати як ковалентний, а якщо більша, то такий зв'язок в більшій мірі нагадує йонний, ніж ковалентний. Отже, йонний зв'язок можна розглядати, як крайній випадок поляризації полярного ковалентного зв'язку;

## Основні характеристики хімічного зв'язку:

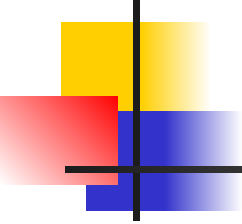
**Поляризованість** – здатність зв'язку поляризуватись під дією зовнішнього електростатичного поля.

Вона залежить від рухливості електронних хмар, що приймають участь в утворенні зв'язку та від способу їх перекриття. Так,  $\pi$ -зв'язки поляризуються значно легше, ніж  $\sigma$ -зв'язки, оскільки електронна хмара  $\pi$ -зв'язку значно рухливіша, ніж  $\sigma$ .

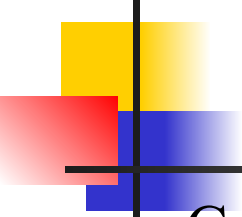
**Напрявленість зв'язків у просторі** - зумовлює просторову структуру молекули



## *Прояв природи хімічного зв'язку у властивостях органічних речовин.*

- 
- 
- Сполуки з йонним зв'язком – як правило кристалічні речовини з високими температурами топлення та кипіння. Вони – сильні електроліти, добре розчиняються в полярних або йонних розчинниках. Для таких речовин характерні реакції, які супроводжуються гетеролітичним розривом хімічного зв'язку з утворенням катіона та аніона. До них відносяться солі, нітросполуки, деякі елементоорганічні речовини.

## *Прояв природи хімічного зв'язку у властивостях органічних речовин.*



---

Сполуки з неполярними або малополярними ковалентними зв'язками, навпаки, характеризуються невисокими температурами топлення та кипіння.

Це пов'язано зі значно слабшою міжмолекулярною взаємодією, ніж у сполук з йонним зв'язком. Такі речовини погано розчиняються в полярних розчинниках, але добре в неполярних. Для них характерні реакції, під час яких відбувається гомолітичний розрив хімічних зв'язків з утворенням вільних радикалів – частинок з неспареним електроном.

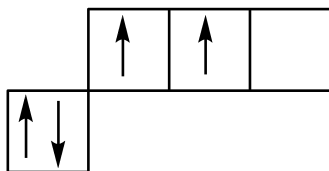
Прикладом сполук з неполярними ковалентними зв'язками можуть слугувати різні вуглеводні.

# УТВОРЕННЯ КОВАЛЕНТНИХ ЗВ'ЯЗКІВ АТОМОМ КАРБОНУ



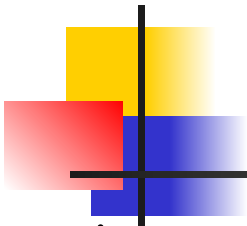
<b>C</b>	6
<b>Карбон</b>	
12.011	
$2s^2 2p^2$	4
	2

На другому (зовнішньому) енергетичному рівні атома Карбону знаходяться чотири валентних електрони  $2s^2$  і  $2p^2$ .

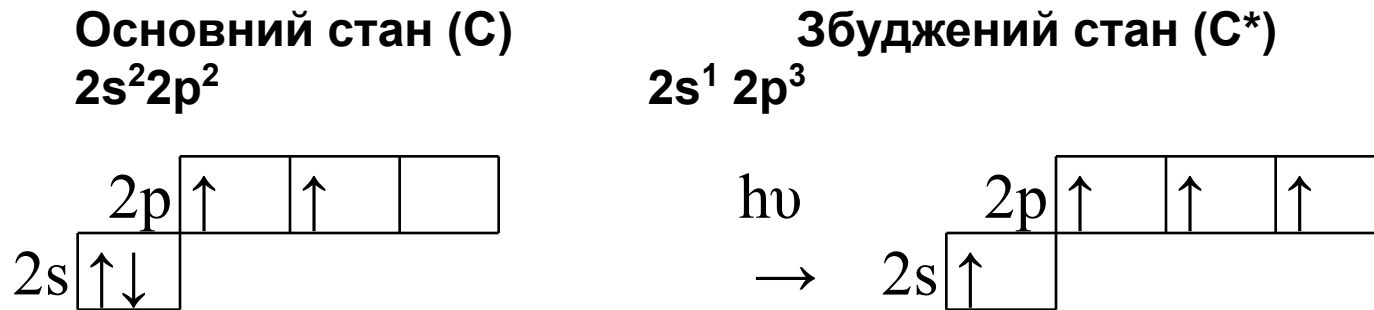


У такому стані атом Карбону має 2 неспарених електрони і повинен проявляти валентність, що дорівнює двом.

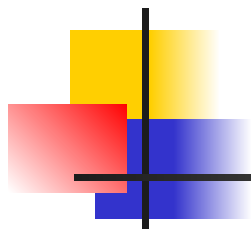
Прикладом сполуки, де атом Карбону є формально двовалентний, може служити Карбон (II) оксид, або чадний газ (CO). Однак, спарювання лише двох валентних електронів не призводить до завершення 2-го енергетичного рівня атома Карбону.



Відомо, що при збудженні атома під дією тепла або світлового випромінювання один електрон з **2s**-підрівня переходить на **2p**-підрівень, в результаті чого на зовнішньому рівні Карбону з'являються 4 неспарених електрони. **2p**-орбіталями



При такій електронній конфігурації Карбон міг би утворити 4 ковалентних зв'язки і один з них, а саме той, що утворений **2s**-орбіталлю буде відрізнитись від трьох інших, утворених



Однак, відомо, що в метані ( $\text{CH}_4$ ), атом С утворює чотири рівноцінні зв'язки з чотирма атомами водню.

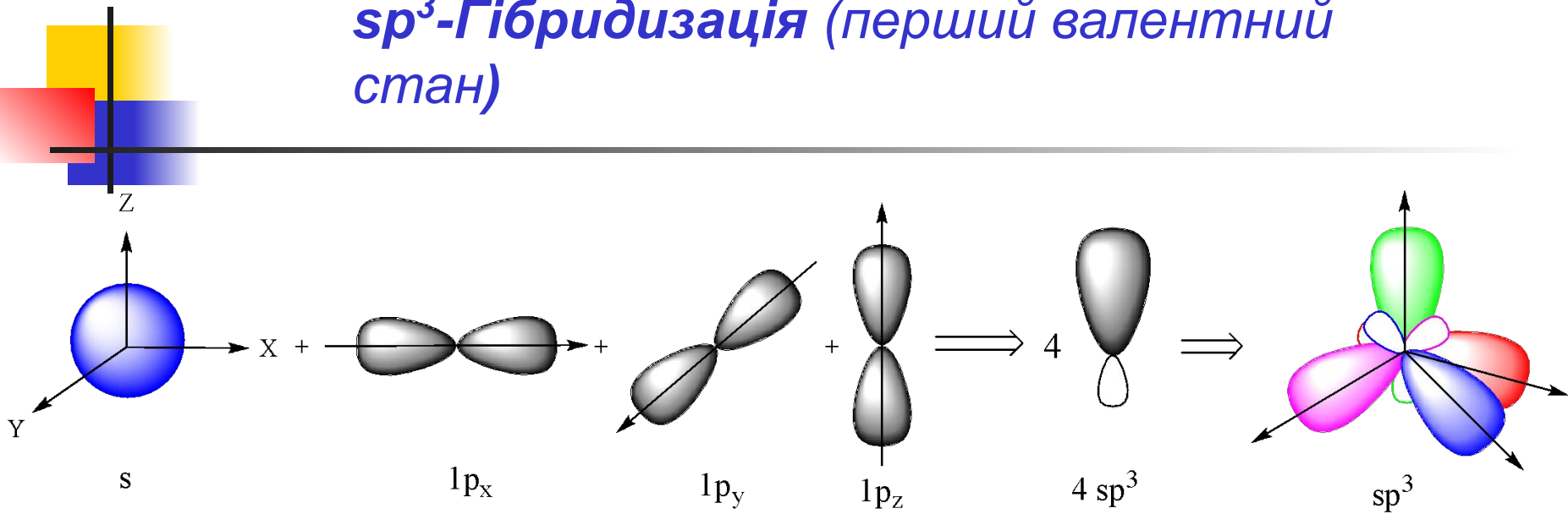
Цей факт був пояснений на основі такого поняття, як *гібридизація атомних орбіталей* (Л.Полінг 1931 р).

Термін гібридизація означає усереднення, змішування або вирівнювання атомних орбіталей

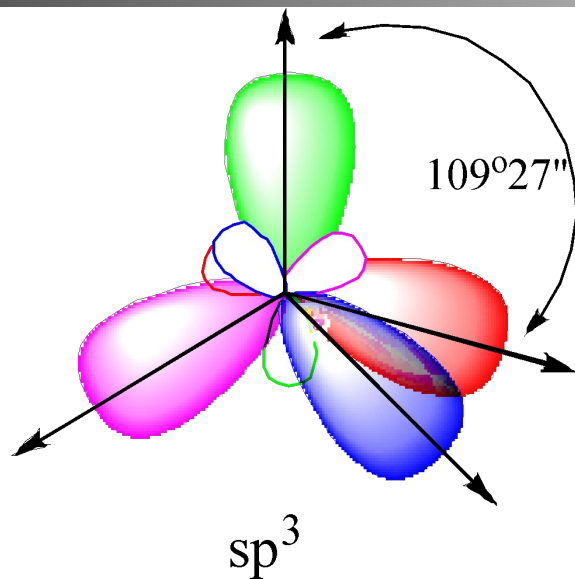
Відомі такі типи гібридизації атомних орбіталей Карбону



## $sp^3$ -Гібридизація (перший валентний стан)



На кожній з чотирьох утворених  $sp^3$ -гібридних орбіталей знаходиться по одному електрону, тому вони взаємно відштовхуються і намагаються так розташуватись в просторі, щоб відстань між ними була максимальною.



Цій умові відповідає їх напрямленість до вершин тетраедра, центр якого співпадає з ядром атома Карбону. Валентні кути (кути між осями будь-яких двох гібридизованих орбіталей) дорівнюють  $109^{\circ}28'$ .

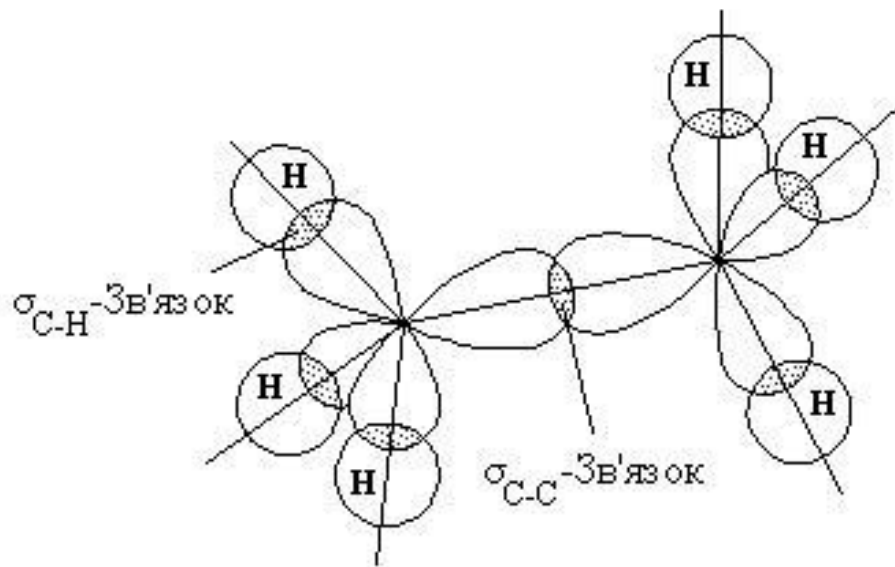
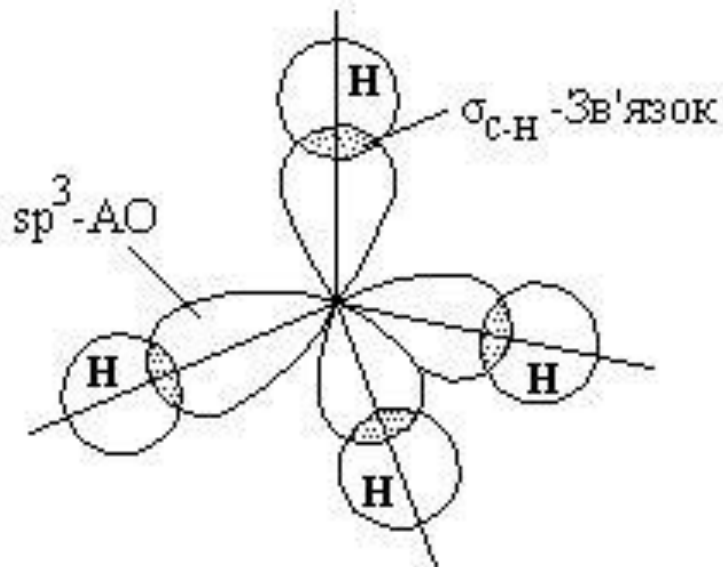


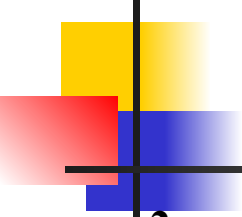
Необхідно пам'ятати, що гібридні орбіталі мають вищу енергію, ніж **s**- і **p**-орбіталі, але за рахунок ефективнішого перекривання з іншими орбіталями, гібридні утворюють міцніші зв'язки.

Отже енергія, що необхідна для переміщення електронів з атомних орбіталей на гібридні, з надлишком компенсується енергією утворення ще двох нових міцніших  **$\sigma$** -зв'язків і при цьому загальна енергія молекули зменшується

## Схема $\sigma$ -зв'язків в метані та етані

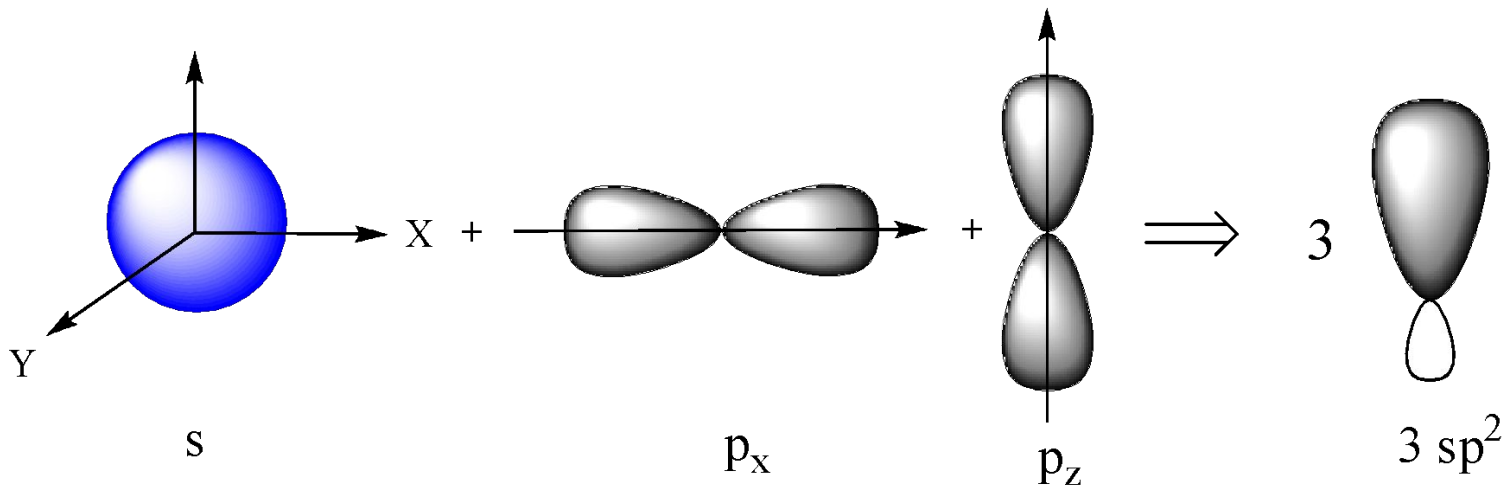
У  $sp^3$ -гібридному стані атом Карбону утворює чотири  $\sigma$ -зв'язки з чотирма іншими атомами.





---

$sp^2$ -Гібридизація відбувається за рахунок усереднення однієї  $s$  та двох  $p$ -орбіталей:

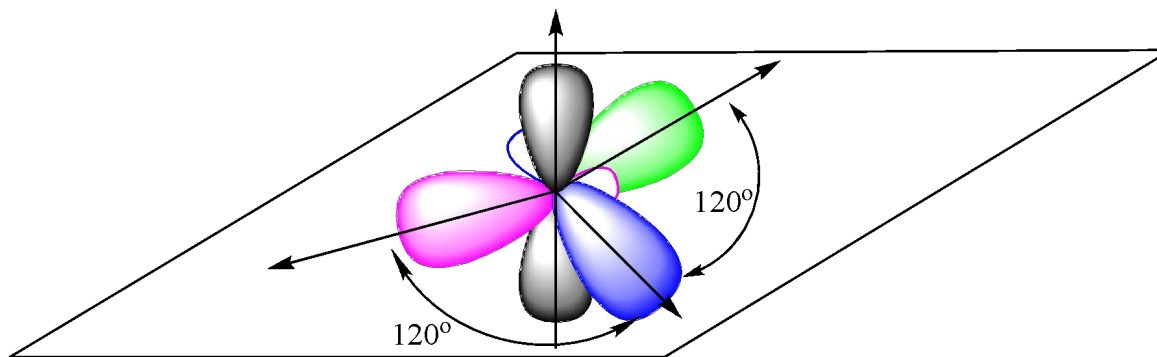


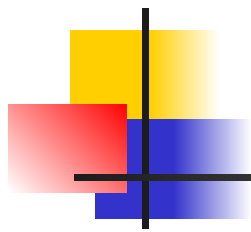


---

Осі трьох утворених  $sp^2$ -орбіталей розміщені в одній площині і утворюють кут  $120^\circ$ .

Негібридизована  $p$ -орбіталь атома вуглецю розміщена перпендикулярно до цієї площини.

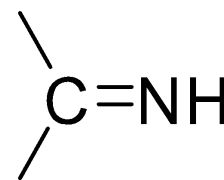
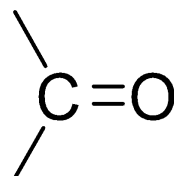
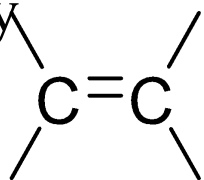




Стан  $sp^2$ -гібридизації називається *другим валентним станом*.

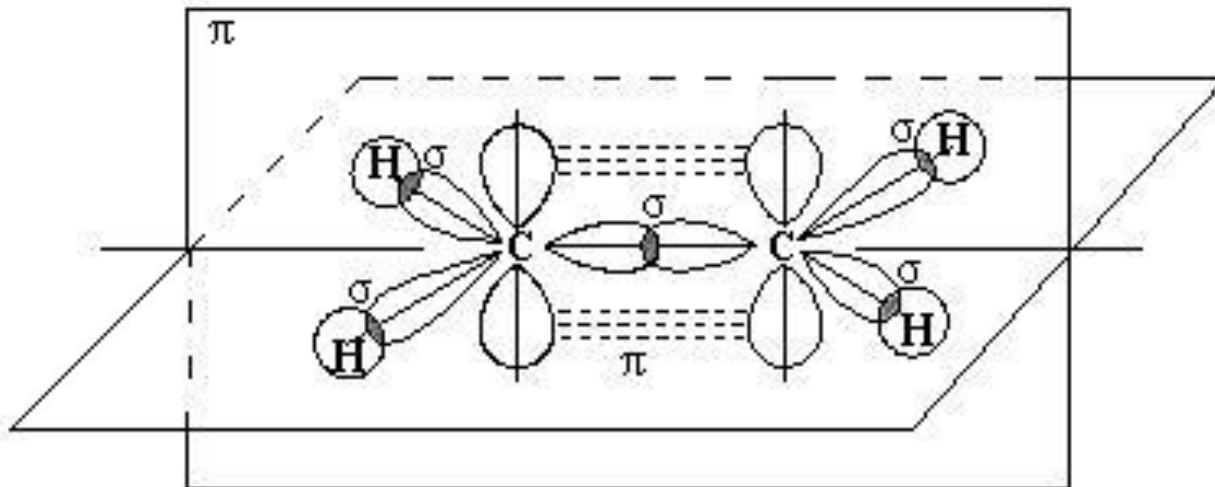
В цьому гібридному стані атом Карбону утворює три  $\sigma$  і один  $\pi$ -зв'язки. Це означає, що Карбон у  $sp^2$  – гібридному стані утворює

структури типу



Розглянемо будову молекули етену ( $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ ).

У цій молекулі кожен атом вуглецю витрачає по дві  $sp^2$ -гібридні орбіталі на зв'язки з двома атомами водню, а третю - на зв'язок із сусіднім атомом Карбону. Всі атоми молекули, а також всі  $\sigma$ -зв'язки лежать в одній площині. Валентні кути складають  $120^\circ$



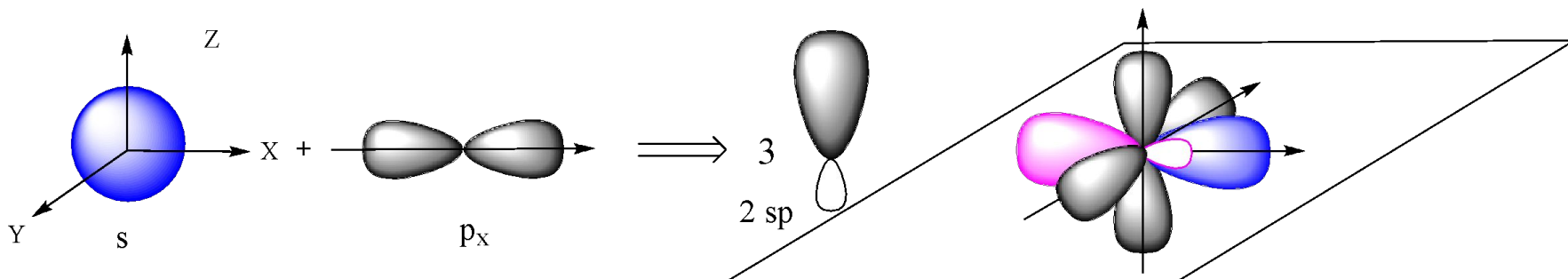
Розглянемо будову молекули етену ( $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$ ).

У цій молекулі кожен атом вуглецю витрачає по дві  $sp^2$ -гібридні орбіталі на зв'язки з двома атомами водню, а третю - на зв'язок із сусіднім атомом вуглецю. Всі атоми молекули, а також всі  $\sigma$ -зв'язки лежать в одній площині. Валентні кути складають  $120^\circ$

Негібридизовані  $2p$ -орбіталі обох атомів вуглецю також перетинаються між собою, утворюючи  $\pi$ -зв'язок. Причому площина  $\pi$ -зв'язку перпендикулярна до площини, в якій розташовані всі атоми молекули. Таким чином, в молекулі етену між атомами вуглецю утворюється подвійний зв'язок, що складається з одного  $\sigma$ - та одного  $\pi$ -зв'язків.



З однієї **2s** і однієї **2p** орбіталей утворюються дві **sp**-гібридні



Утворені **sp**-гібридні орбіталі розташовані вздовж однієї прямої і напрямлені різні боки (під кутом  $180^\circ$ ), а дві негібридизовані **2p**-орбіталі перпендикулярні одна до одної і до цієї прямої.

Такий тип гібридизації називається *третім валентним станом* і характерний для сполук з потрійним зв'язком  $-C \equiv C-$ ,  $-C \equiv N-$  або для сполук з кумульованими подвійними зв'язками типу алону

# Характеристики основних типів ковалентних зв'язків між атомами Карбону

Тип ковалентного зв'язку	Сполука	Характеристика зв'язку		
		Довжина зв'язку, нм	Енергія зв'язку, кДж/моль	Валентні кути
$sp^3 \quad sp^3$	$CH_3 - CH_3$	0,154	330	$109^{\circ}28'$
$>C = C<$ $sp^2 \quad sp^2$	$CH_2 = CH_2$	0,134	590	$120^{\circ}$
$-C \equiv C-$ $sp \quad sp$	$CH \equiv CH$	0,120	810	$180^{\circ}$

# Класифікація органічних сполук

