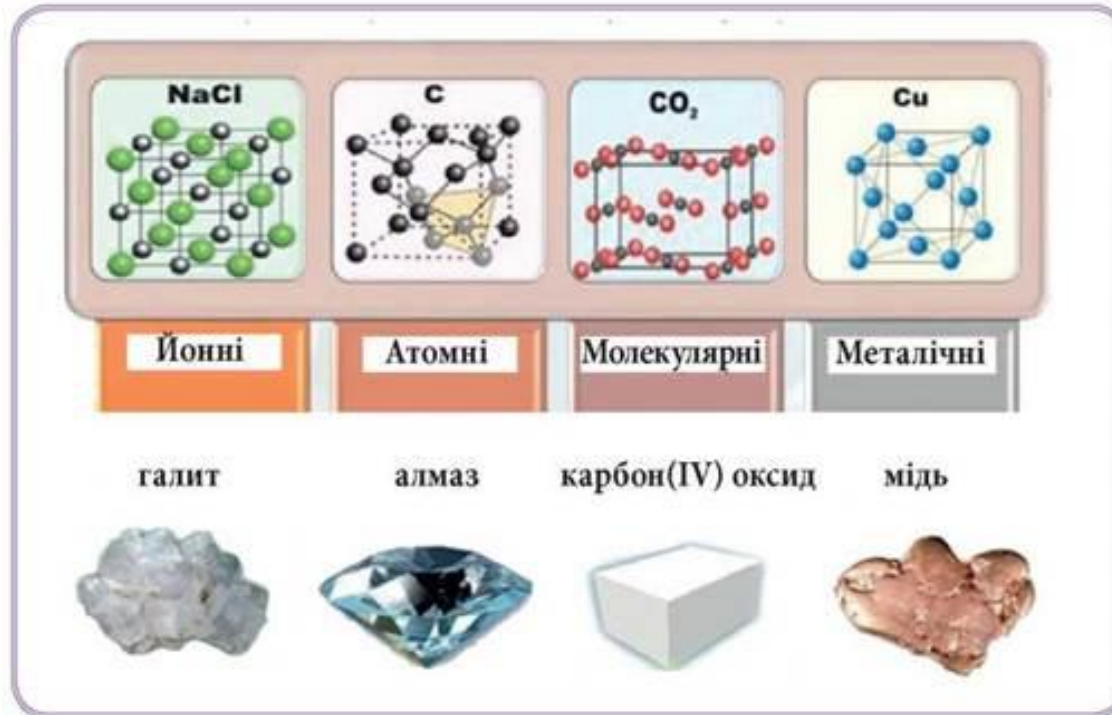


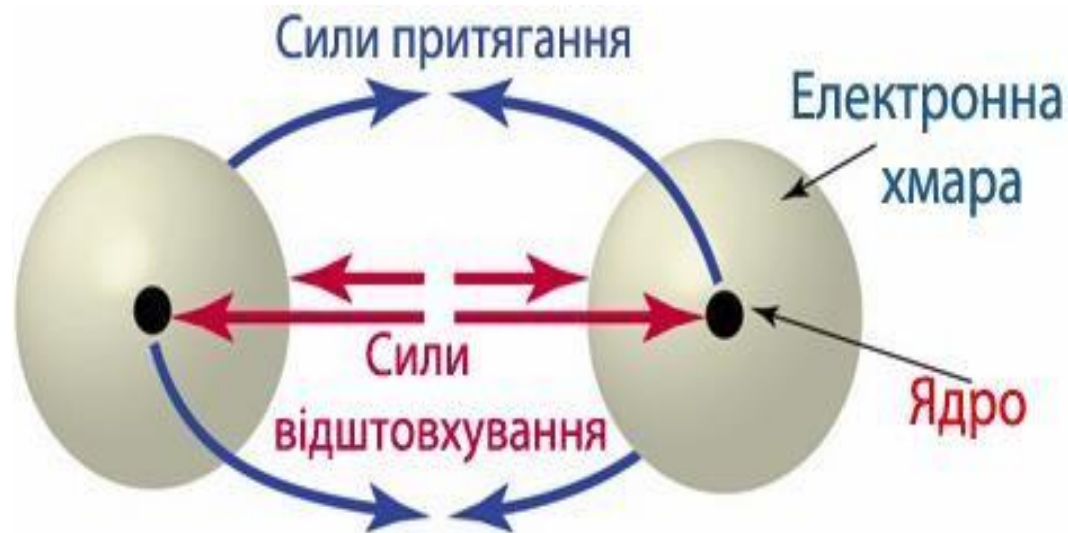
ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Хімічний зв'язок – це взаємодія двох або кількох атомів, у результаті якої утворюється хімічно стійка дво- або багатоатомна система (молекула, йон, радикал, кристал).

Порядок і просторове розміщення атомів і атомних груп у молекулі та характер хімічних зв'язків між ними називається **хімічна будова**.

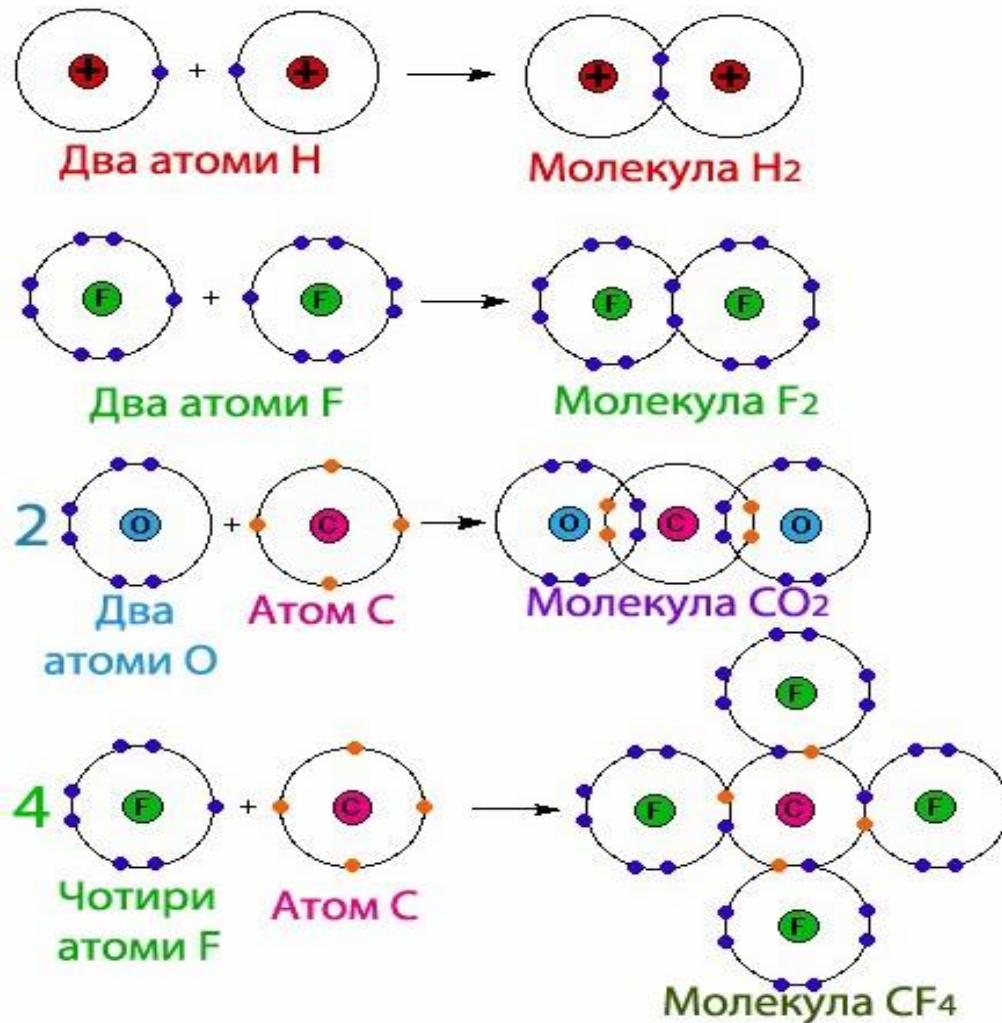


ПРИРОДА ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ



Сили міжатомної взаємодії: відштовхування між електронними оболонками двох атомів та між їх ядрами; притягання між ядром одного атома і електронною оболонкою іншого і навпаки

Правило октету найбільш стабільними й енергетично вигідними є зовнішні оболонки з електронними конфігураціями благородних газів, тобто такі, що містять два (у випадку найближчого до ядра енергетичного рівня) або вісім електронів.



Відстань дії хімічного зв'язку

1. Короткодійчий хімічний зв'язок

- ковалентний,
- іонний,
- металічний.

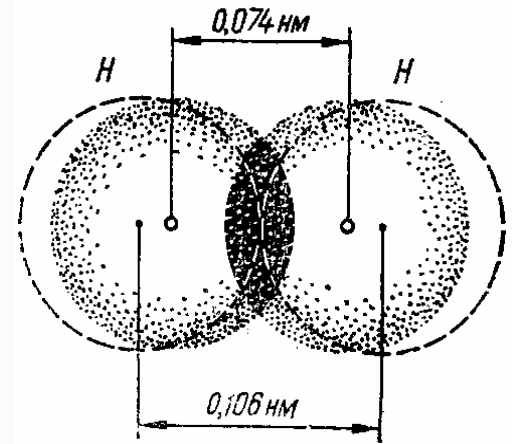
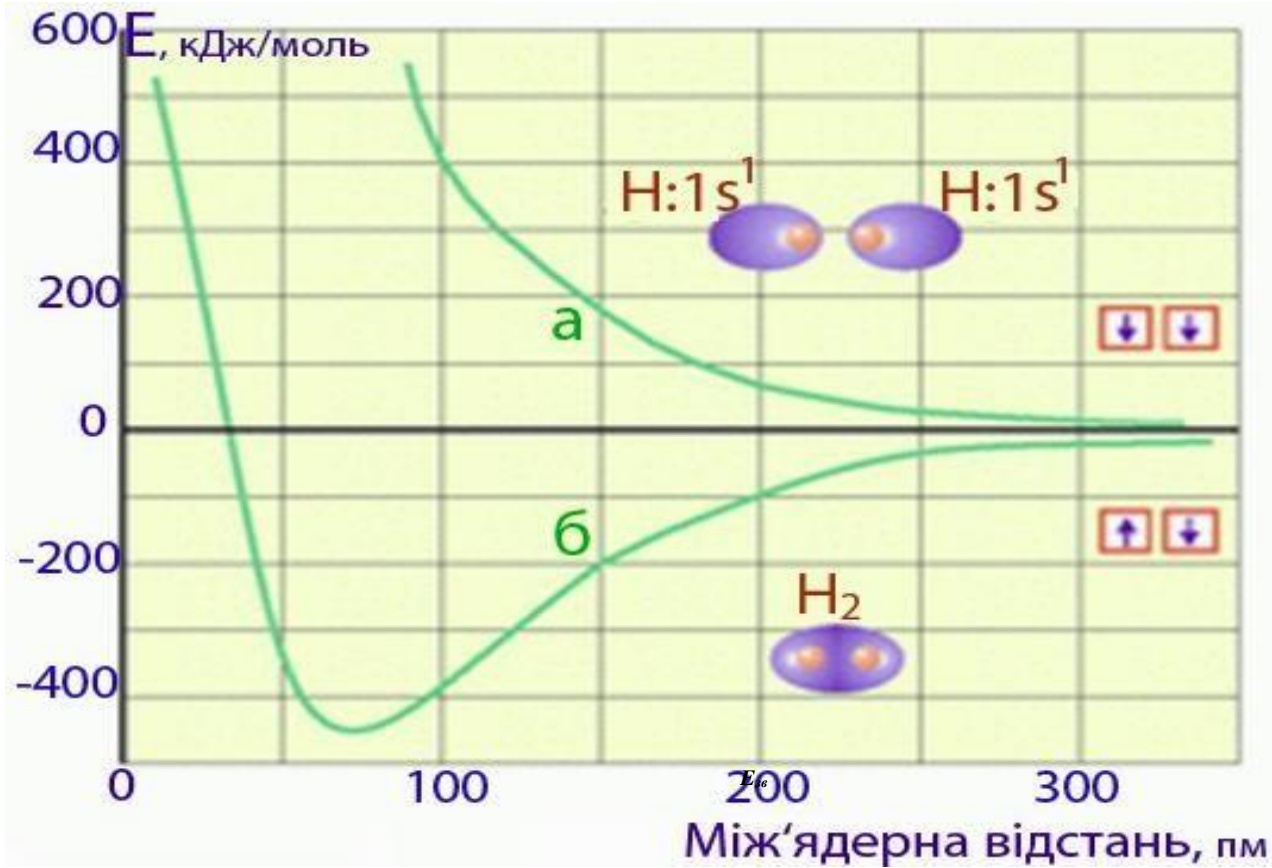
Залежно від ступеня усупільнення електронної густини розглядають такі види хімічного зв'язку як:

- **локалізований хімічний зв'язок,**
- **делокалізований хімічний зв'язок,**

2. Дальнодіючий хімічний зв'язок

- водневий зв'язок,
- міжмолекулярна взаємодія.

Потенціальні криві для системи з двох атомів Н

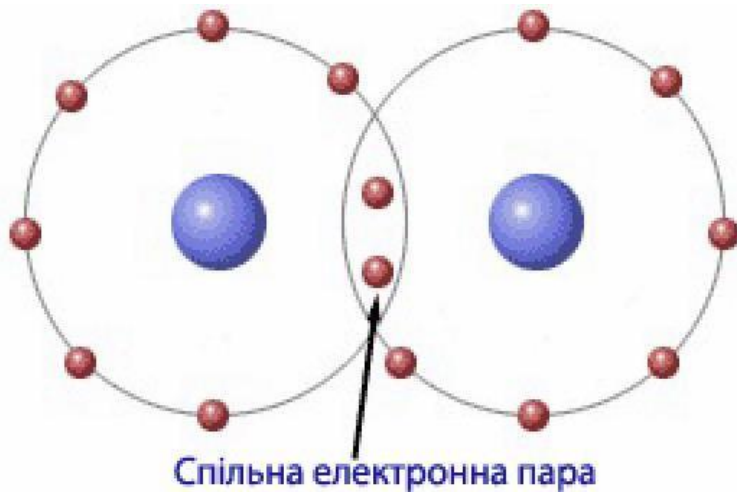


Енергія зв'язку – це міра міцності зв'язку

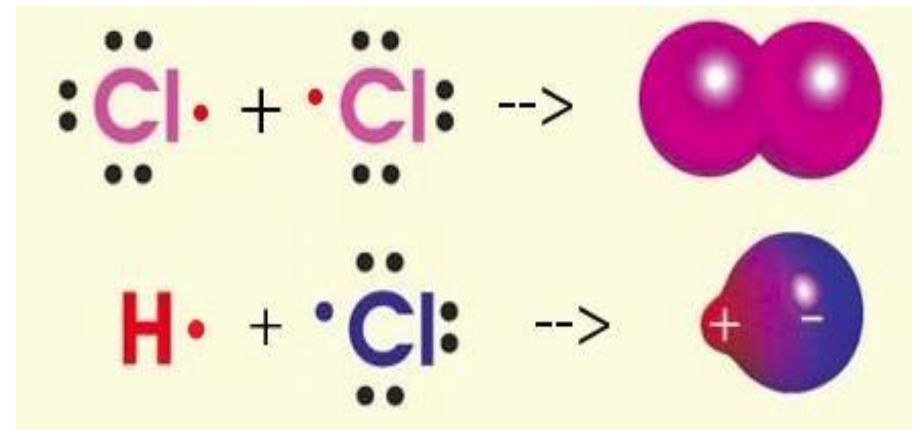
Довжина зв'язку $l_{зв}$ – це відстань між ядрами хімічно сполучених атомів

КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Ковалентний зв'язок – це зв'язок атомів за допомогою спільних електронних пар

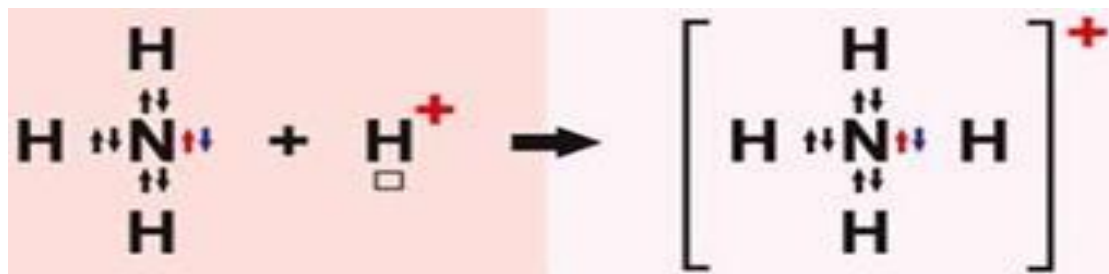
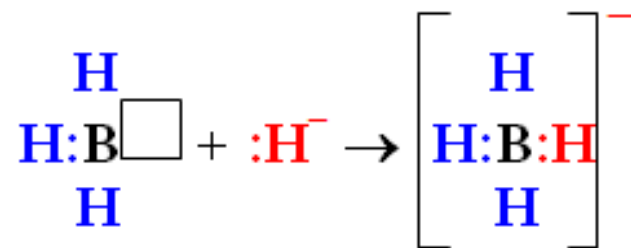
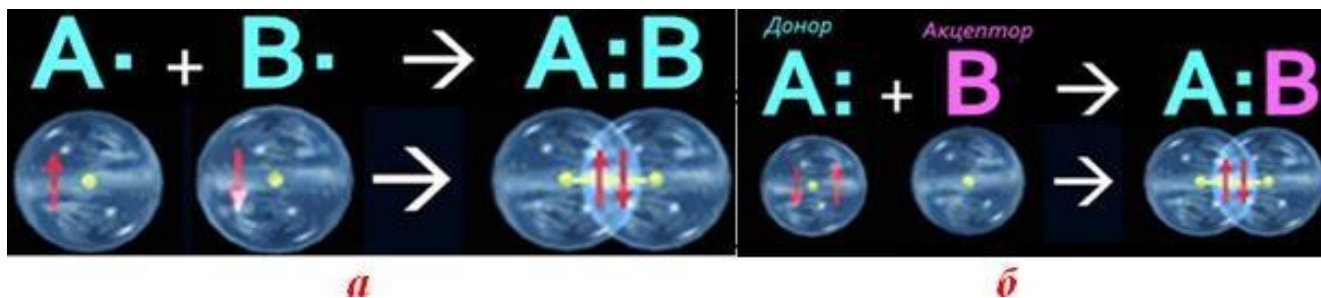
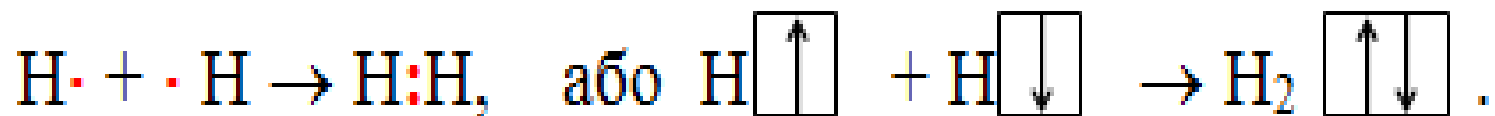


Спрощена модель виникнення спільної електронної пари при утворення ковалентного зв'язку



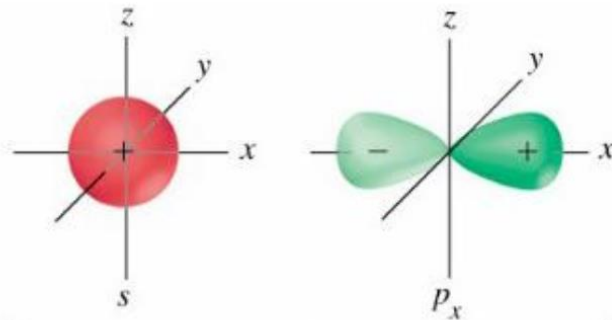
Утворення ковалентного зв'язку відповідно до теорії Льюїса

МЕХАНІЗМ УТВОРЕННЯ КОВАЛЕНТНОГО ЗВ'ЯЗКУ

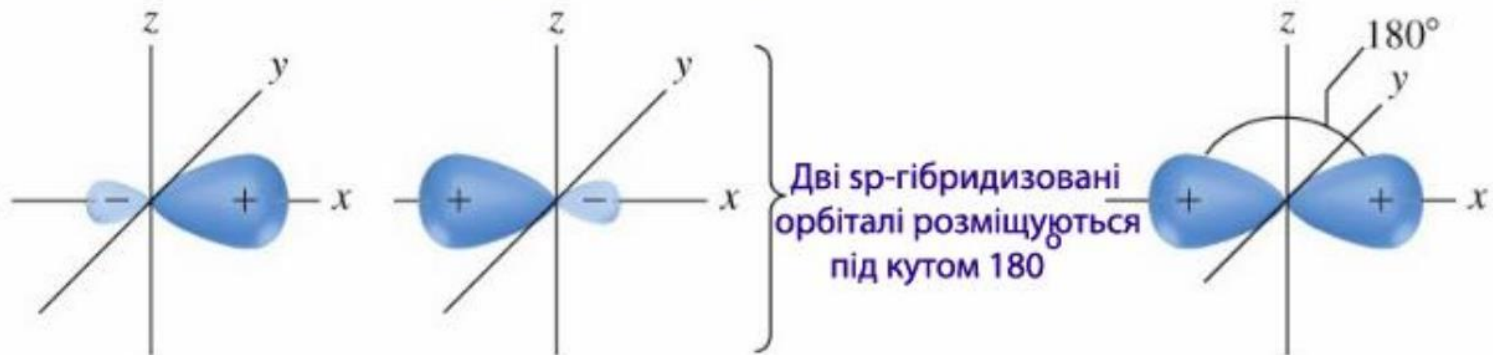


ГІБРИДИЗАЦІЯ АТОМНИХ ЕЛЕКТРОННИХ ОРБІТАЛЕЙ

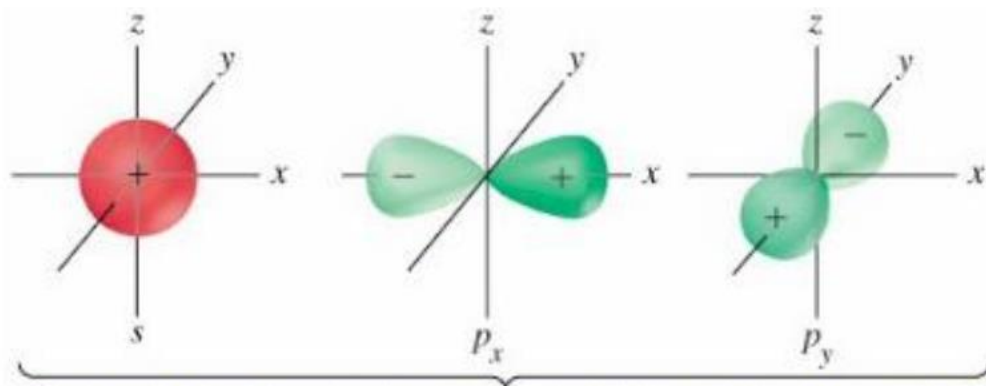
1. *sp*-Гібридизація. При комбінації однієї *s*- і однієї *p*-орбіталей виникають дві *sp*-гібридизовані орбіталі, розміщені симетрично під кутом 180° . Зв'язки, які утворюються за участю електронів *sp*-гібридизованих орбіталей, також розміщуються під кутом 180° , що зумовлює лінійну форму молекули.



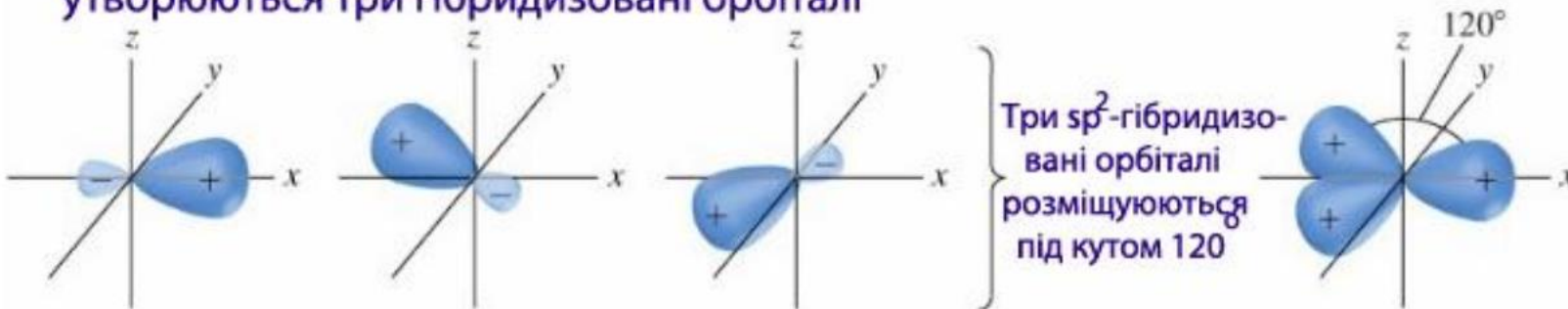
Внаслідок гібридизації вихідних *s*- і *p*-орбіталей



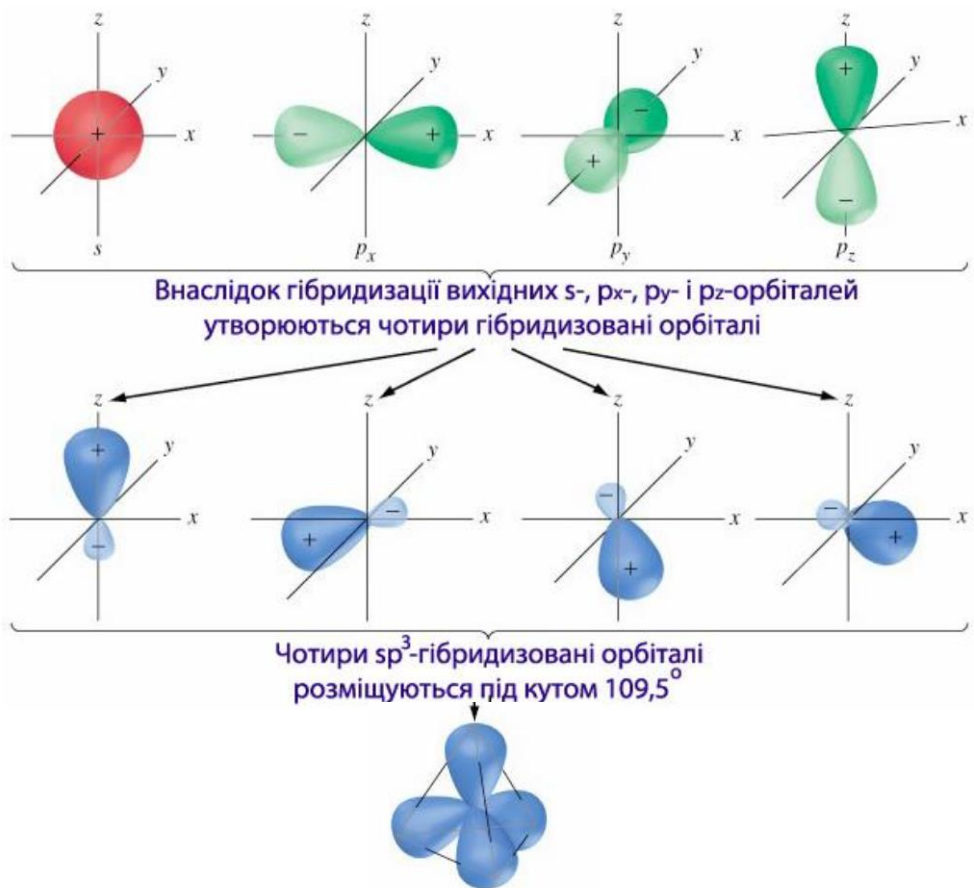
2. sp^2 -Гібридизація. Комбінація однієї s - і двох p -орбіталей приводить до утворення sp^2 -гібридизованих зв'язків, розміщених під кутом 120° , тому молекула набуває форми правильного трикутника



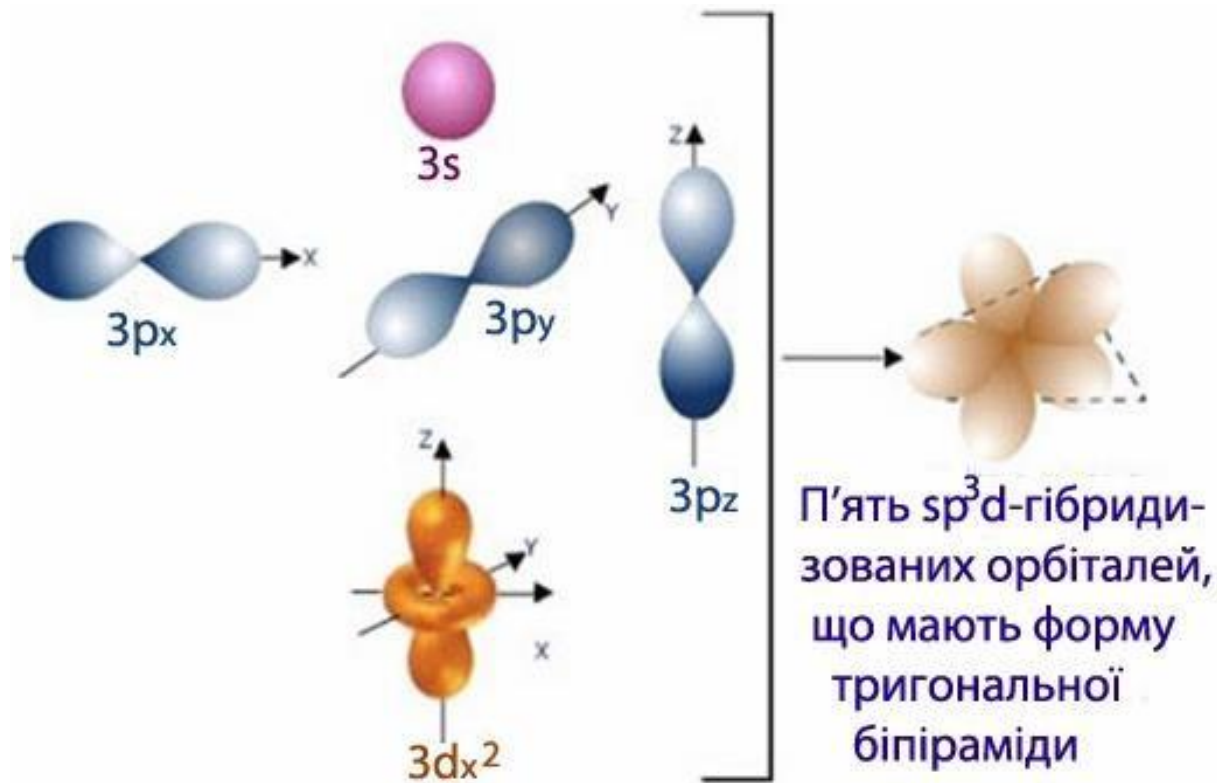
Внаслідок гібридизації вихідних s -, p_x - і p_y -орбіталей утворюються три гібридизовані орбіталі



3. 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 тетраедра, тобто під кутом $109,5^\circ$

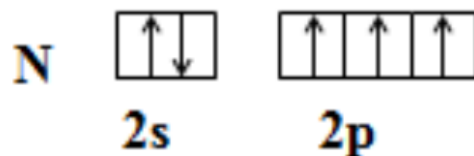


sp³d-Гібридизація. Комбінація однієї s-, трьох p- і однієї d-орбіталей дає *sp³d-гібридизацію*, що визначає просторову орієнтацію п'яти *sp³d-гібридизованих* орбіталей до вершин *тригональної біпіраміди*

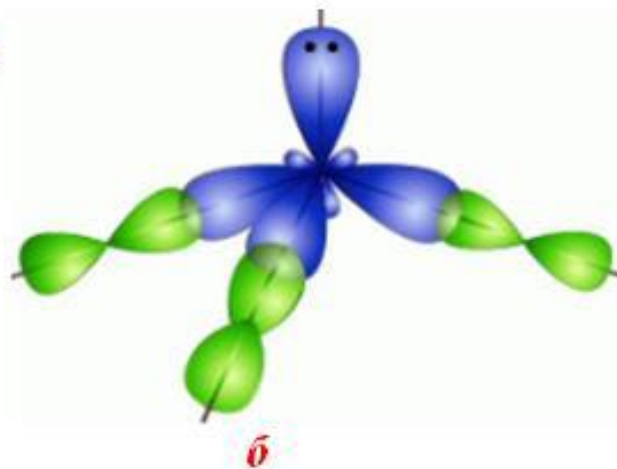
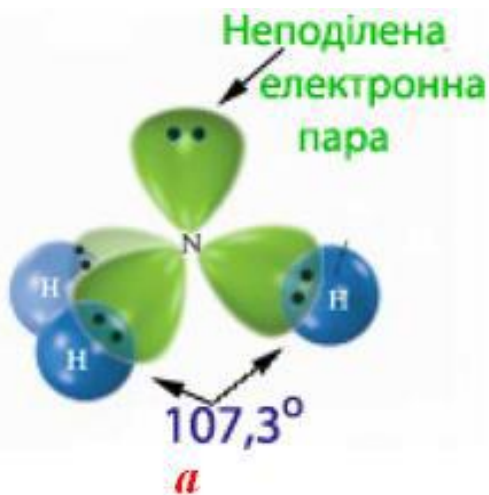


Вплив неподілених (незв'язувальних) електронних пар на будову молекули

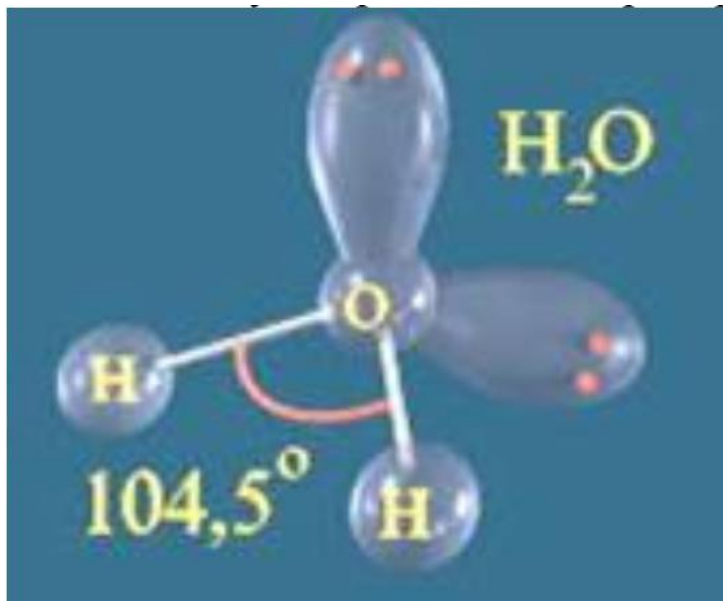
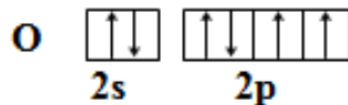
У атома нітрогену в молекулі NH_3 з чотирьох sp^3 -гібридизованих орбіталей три одноелектронні орбіталі утворюють зв'язки з трьома атомами H, а на четвертій міститься неподілена пара електронів:



Електронна пара, яка займає одну з sp^3 -гібридизованих орбіталей, напрямлених до вершин тетраедра, відштовхуючи одноелектронні орбіталі, зумовлює асиметричний розподіл електронної густини, що оточує атом нітрогену, і як наслідок стискує валентний кут до $107,3^\circ$



У атома киснежу в молекулі H_2O на чотири sp^3 -гібридизовані орбіталі припадає по дві одноелектронні і дві двохелектронні орбіталі:

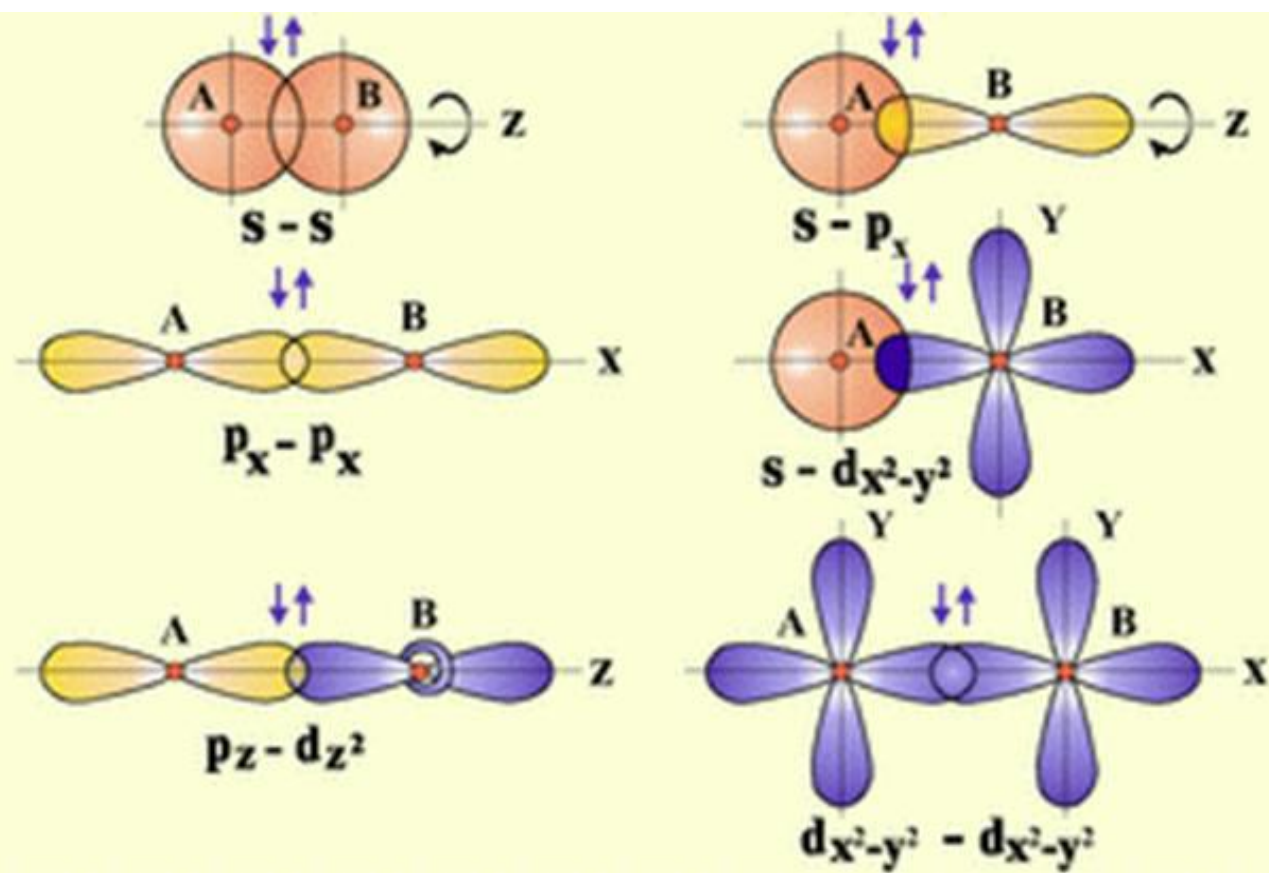


Одноелектронні гібридизовані орбіталі беруть участь в утворенні двох зв'язків з двома атомами Н, а дві двохелектронні пари залишаються неподіленими, тобто такими, що належать тільки атому О. Це збільшує асиметричність розподілу електронної густини навколо атома О і зменшує валентний кут порівняно з тетраедричним до $104,5^\circ$

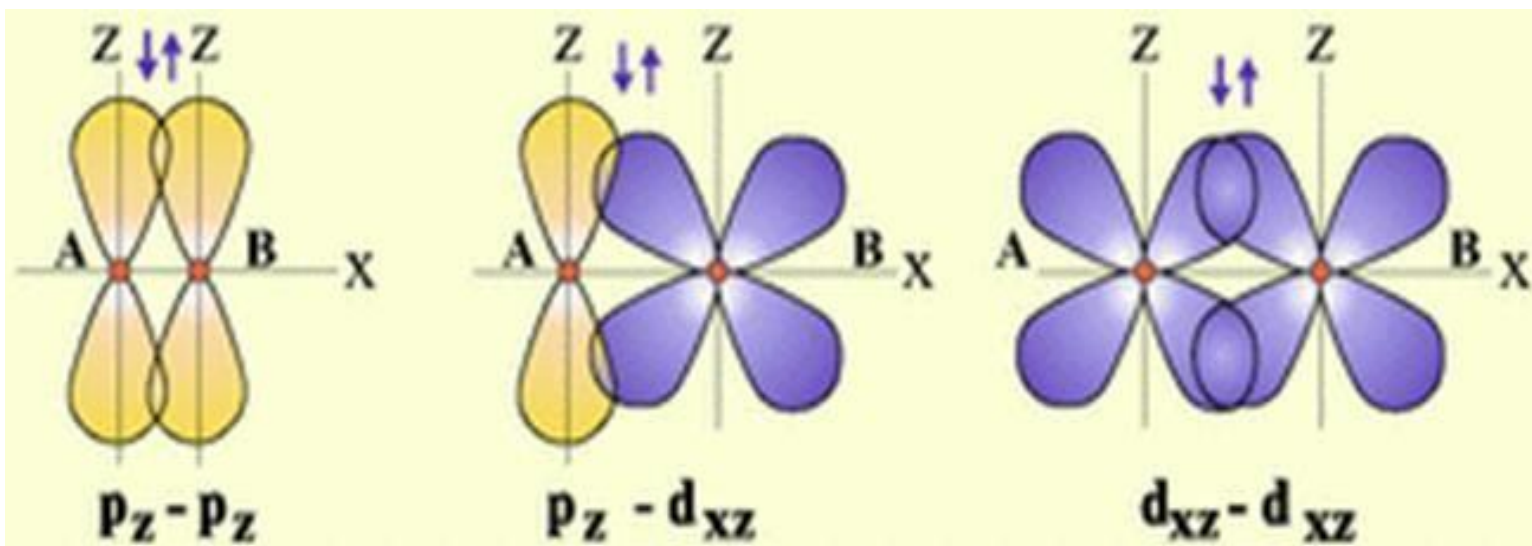
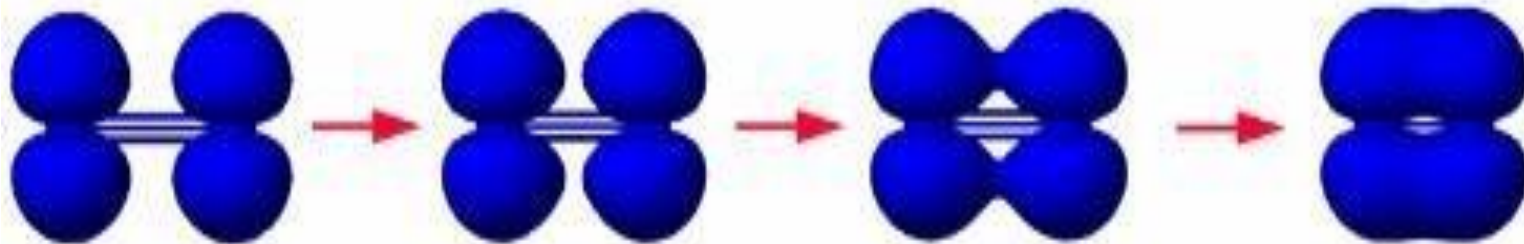
ХАРАКТЕРИСТИКИ КОВАЛЕНТНОГО ЗВ'ЯЗКУ

- 1. Валентний кут*** – це кут між сусідніми *вісями зв'язків* (тобто умовними лініями, проведеними через ядра хімічно сполучених атомів у молекулі).
- 2. Насиченість*** – це здатність атома елемента утворювати з іншими атомами певну, обмежену кількість ковалентних зв'язків.
- 3. Напрявленність ковалентного зв'язку*** – це таке розміщення електронної густини між атомами, яке визначається просторовою орієнтацією валентних орбіталей і забезпечує їх максимальне перекривання.

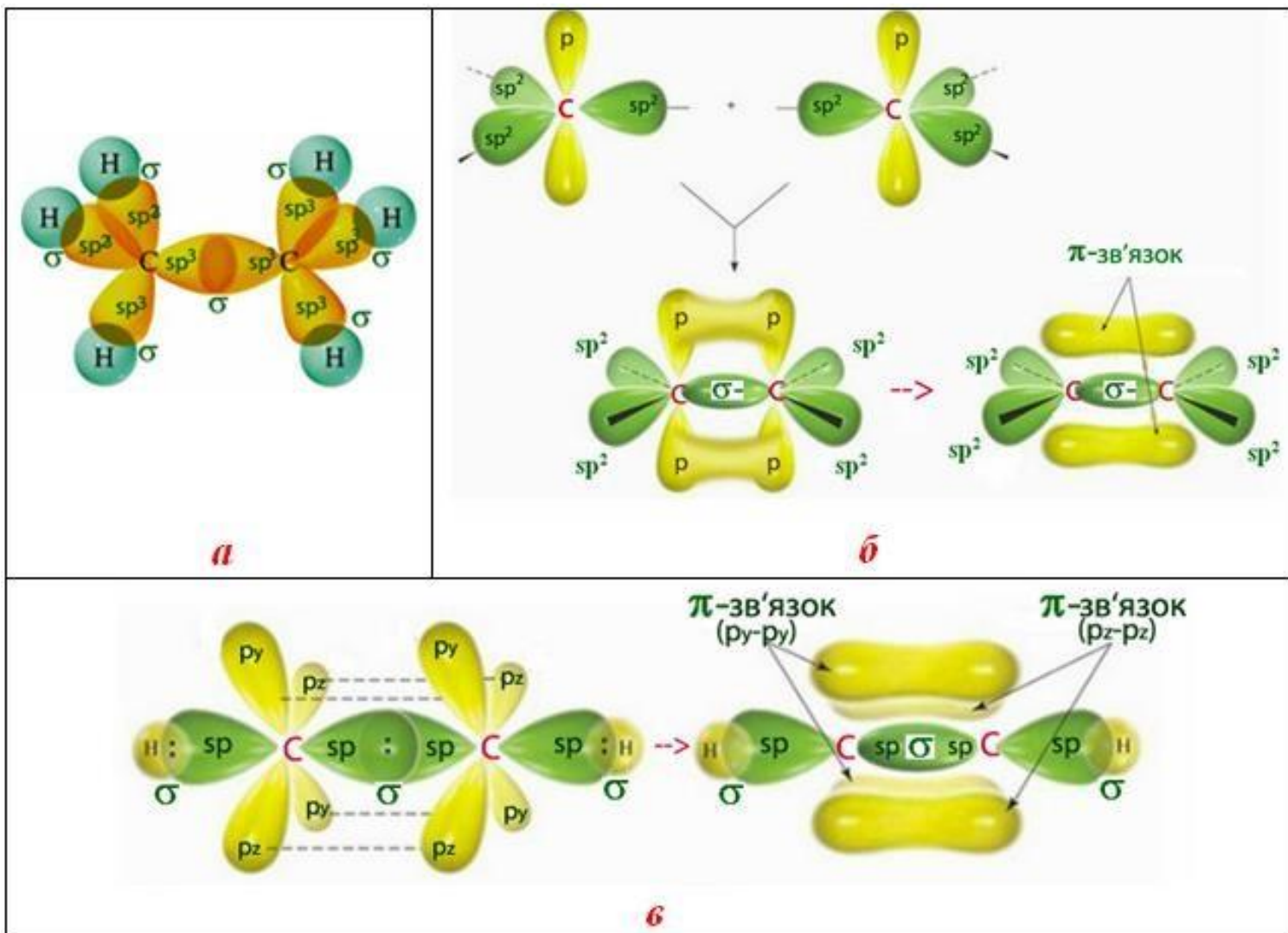
Сигма-зв'язок – це таке перекривання електронних орбіталей, при якому максимальна електронна густина концентрується вздовж уявної лінії, що з'єднує два ядра.



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

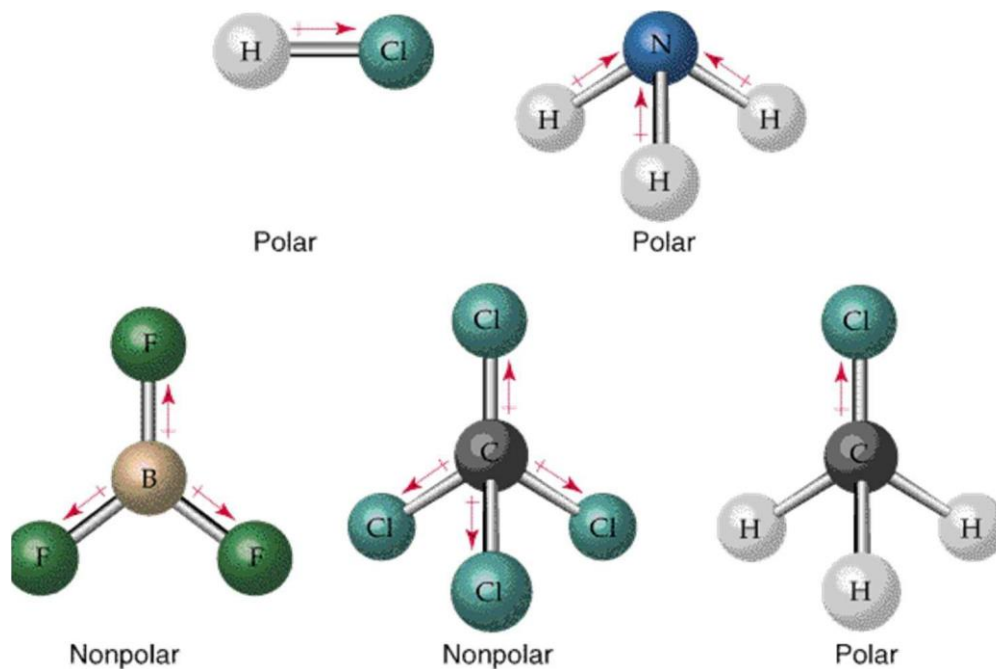


4. Кратність. Ця характеристика визначається *числом спільних електронних пар*, що зв'язують атоми.



6. Полярність і поляризованість.

Полярність – це властивість ковалентного зв'язку, що визначається областю розташування електронної густини у між'ядерному просторі відносно сполучених атомів.



Електронегативність

Група→ Период↓	1	2	3	4	5	6	7
I	H 2.1						
II	Li 1.00	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.07	O 3.5	F 4.0
III	Na 0.93	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.2	S 2.6	Cl 3.0
IV	K 0.91	Ca 1.04	Ga 1.8	Ge 1.8	As 2.1	Se 2.5	Br 2.8
V	Rb 0.89	Sr 0.99	In 1.5	Sn 1.8	Sb 1.8	Te 2.1	I 2.6
VI	Cs 0.7	Ba 0.9	Tl 1.8	Pb 1.6	Bi 1.9	Po 1.8	At 2.3

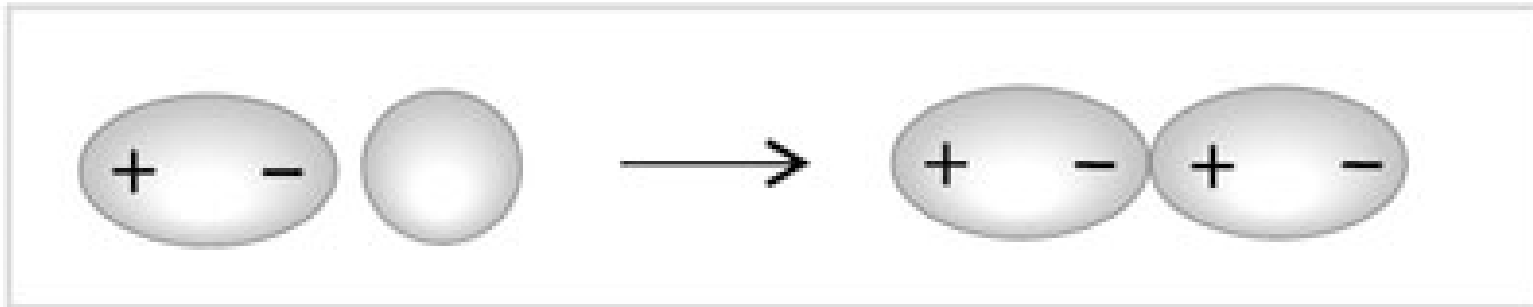
Внаслідок зсуву електронної густини до атома з більшою електронегативністю молекула набуває властивостей електричного диполя

Диполь - система, що складається з двох рівних за величиною і протилежних за знаком зарядів

Молекули називаються полярними, а величина їх електричного моменту диполя дорівнює

$$\mu = q l$$

Поляризованість – це змінення полярності зв'язку внаслідок зміщення електронів, що утворюють зв'язок, під дією зовнішнього електричного поля, у тому числі й силового поля іншої частинки

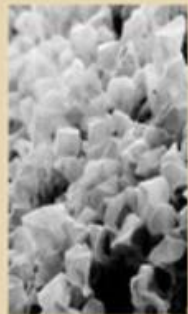


ВЛАСТИВОСТІ СПЛУК З КОВАЛЕНТНИМИ ЗВ'ЯЗКАМИ

Речовини

Молекулярні

Речовини, що складаються з молекул (гази, тверді речовини)



CO_2



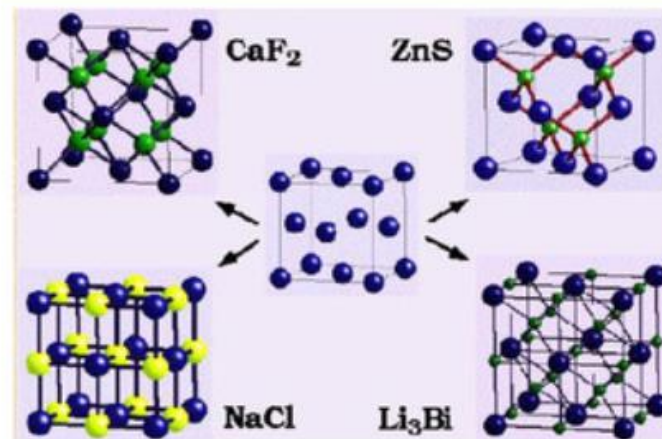
H_2O



H_2O

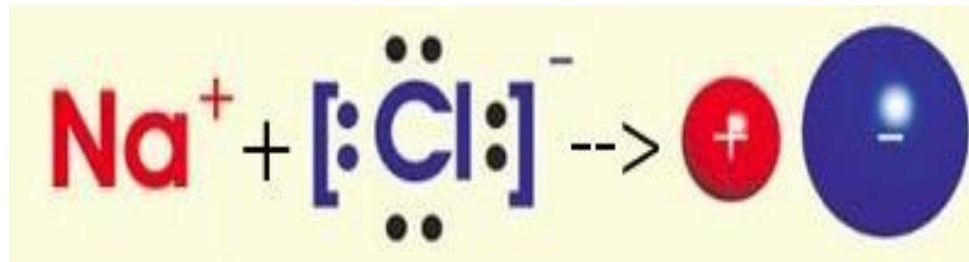
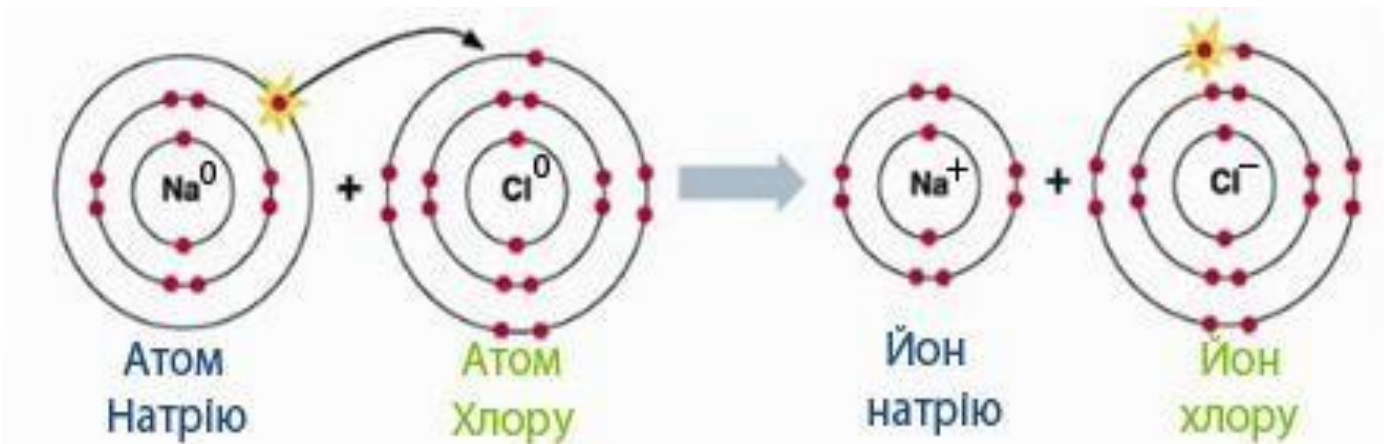
Немолекулярні

Речовини, що складаються не з молекул (солі, оксиди, основи)



ІОННИЙ ЗВ'ЯЗОК

Іонний зв'язок – це електростатичне притягання між різнойменно зарядженими йонами, що утворені внаслідок повного зміщення спільної електронної пари від атома одного елемента до атома іншого елемента.



ХАРАКТЕРИСТИКИ ІОННОГО ЗВ'ЯЗКУ

- 1. Ненапрямленність** – це властивість іонного зв'язку, що зумовлена здатністю кожного йона притягувати до себе йони протилежного знака у будь-якому напрямку.
- 2. Ненасиченість** – це властивість іонного зв'язку, яка виявляється у здатності йона, що має певний заряд, приєднувати будь-яку кількість йонів протилежного знака.
- 3. Поляризація йона** – це деформація його електронної оболонки під впливом електричного силового поля іншого йона.
- 4. Поляризованість** – це відносне зміщення ядра і електронної оболонки в йоні при дії силового електричного поля іншого йона.
- 5. Поляризувальна здатність йонів** – це їх властивість чинити деформуючу дію на інші йони.

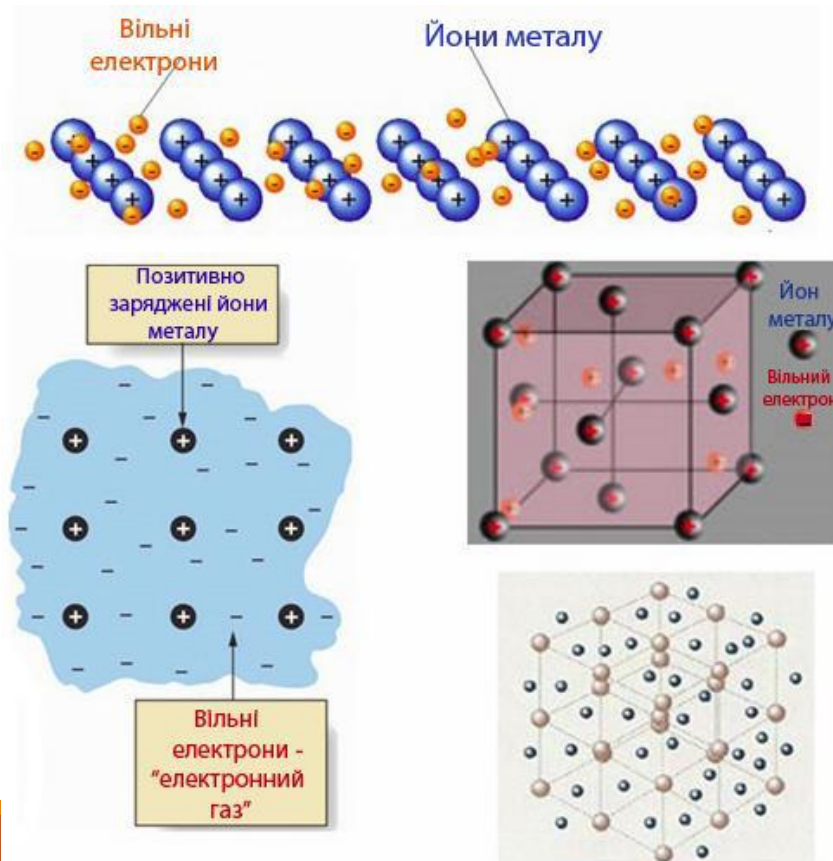
ВЛАСТИВОСТІ ІОННИХ СПОЛУК



МЕТАЛІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

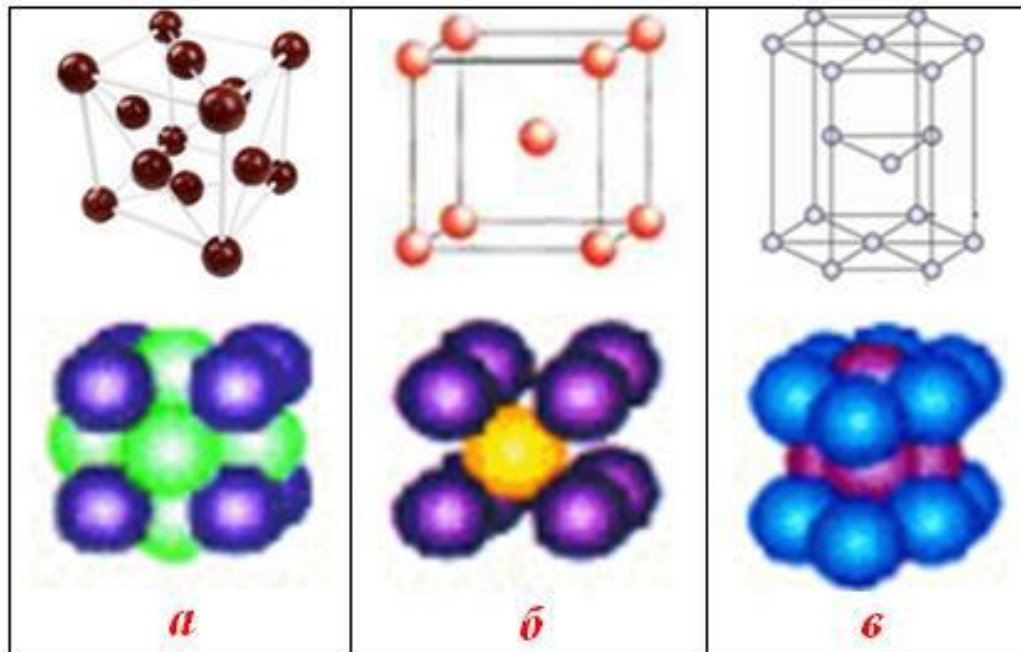
Металічним називається багатоцентровий **зв'язок**, який існує в металах та їх сплавах між позитивно зарядженими йонами та валентними електронами, що є спільними для всіх йонів і вільно пересуваються по кристалу.

Електронний газ – сукупність рухливих електронів, які вільно пересуваються по кристалу металу.



ХАРАКТЕРИСТИКИ

- 1. Багатоелектронність**, оскільки в утворенні металічного зв'язку беруть участь всі валентні електрони;
- 2. Багатоцентровість**, або *делокалізованість* – зв'язок сполучає одночасно велику кількість атомів, що містяться у кристалі металу;
- 3. Ізотропність**, або *ненапрямленість* – завдяки легкому невпорядкованому пересуванню електронного газу одночасно у всі боки металічний зв'язок є сферично симетричним.



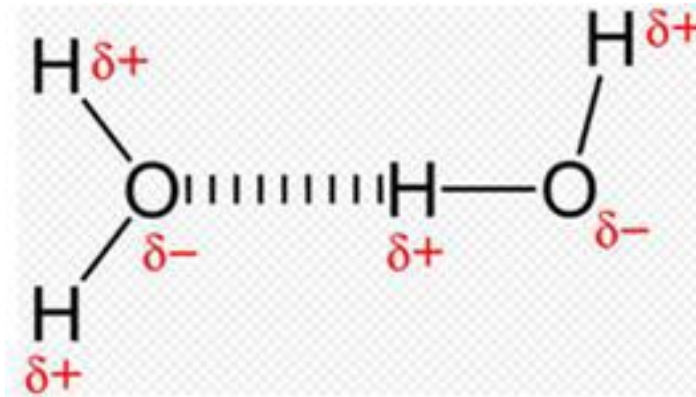
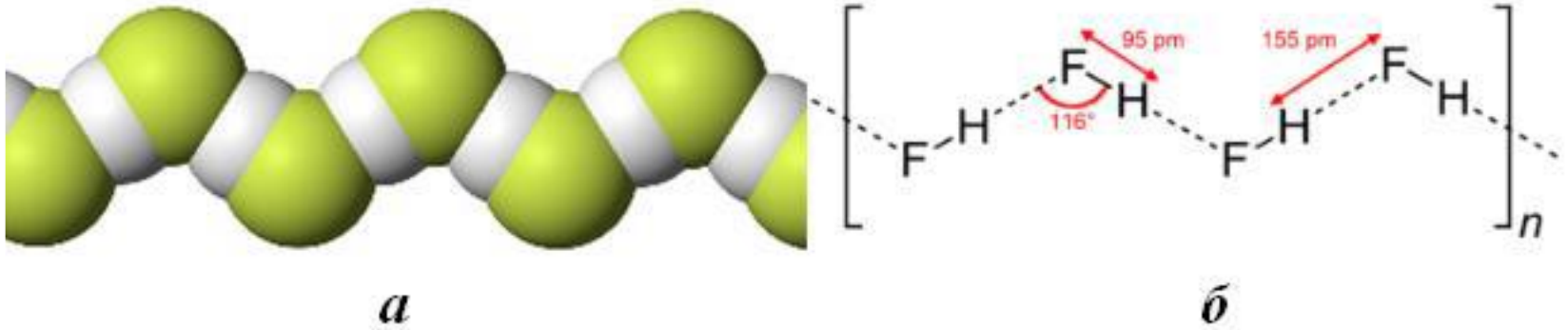
ДАЛЬНОДІЮЧИЙ ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Дальнодіючі хімічні зв'язки умовно поділяються на такі групи:

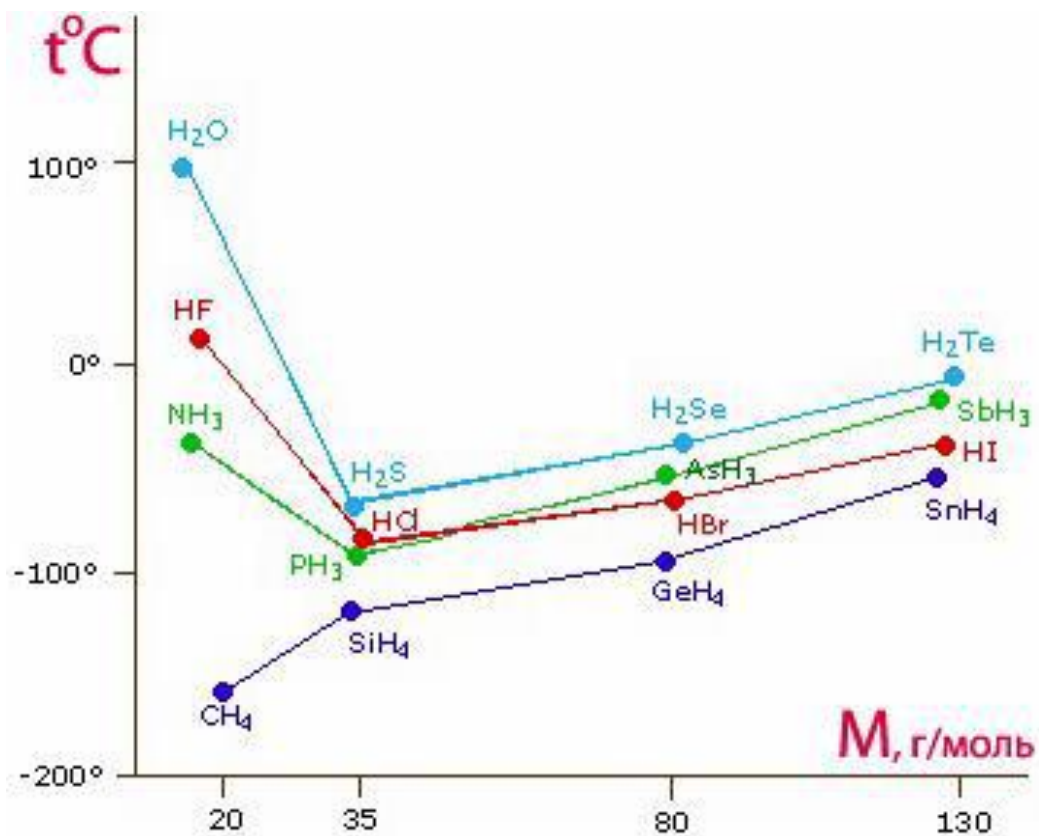
- *специфічна міжмолекулярна взаємодія, до якої належить водневий зв'язок;*
- *універсальна міжмолекулярна взаємодія.*

ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК

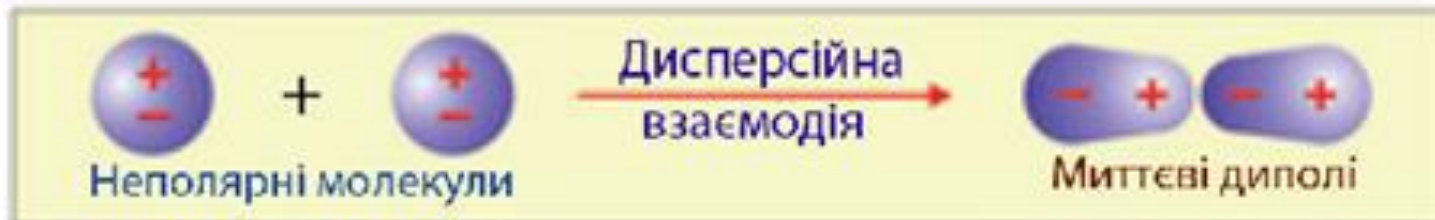
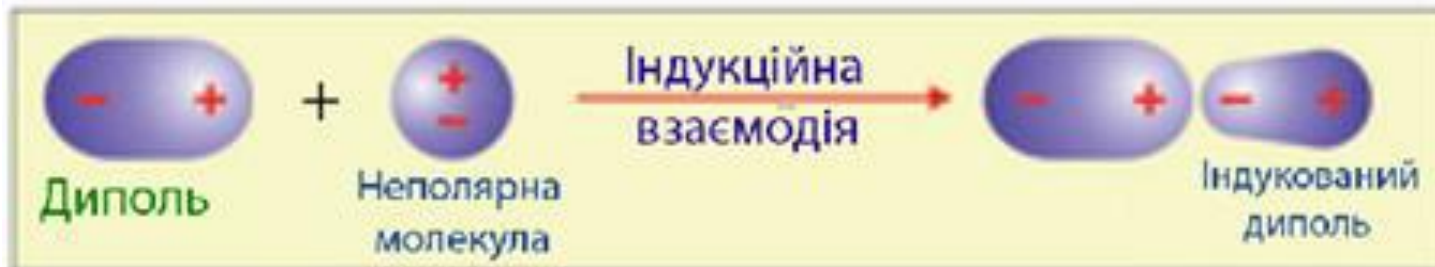
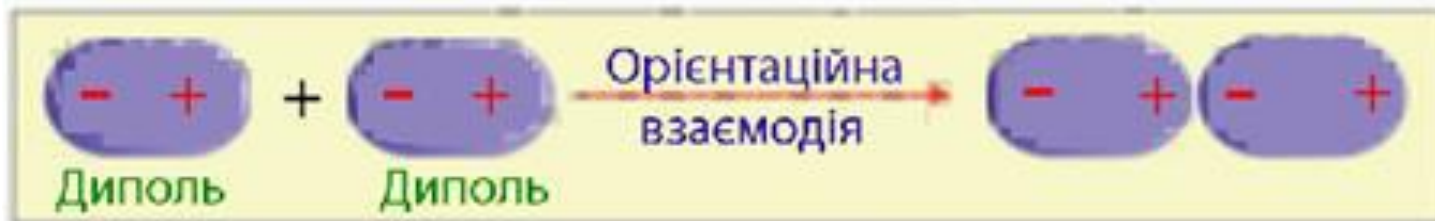
Водневий зв'язок – це електростатична взаємодія між протонізованим атомом Гідрогену однієї молекули і атомом електронегативного елемента, що несе негативний ефективний заряд і входить до складу іншої молекули



Залежність температури плавлення сполук елементів IVA-VIIA-підгруп з воднем від молярної маси



МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ



Орієнтаційна міжмолекулярна взаємодія (диполь-дипольна) – це взаємодія в конденсованому стані речовин, при якій сусідні молекулярні диполі розміщуються один відносно одного протилежно зарядженими полюсами, що забезпечує їх взаємне притягання.

Індукційна міжмолекулярна взаємодія – це взаємодія, що зумовлена дією індукованих диполів молекул.

Дисперсійна міжмолекулярна взаємодія – це взаємодія між неполярними молекулами, яка виявляється за рахунок їхніх миттєвих мікродиполів, що утворюються внаслідок руху електронів в атомах і коливань ядер.

Сили відштовшування електронних оболонок молекул