

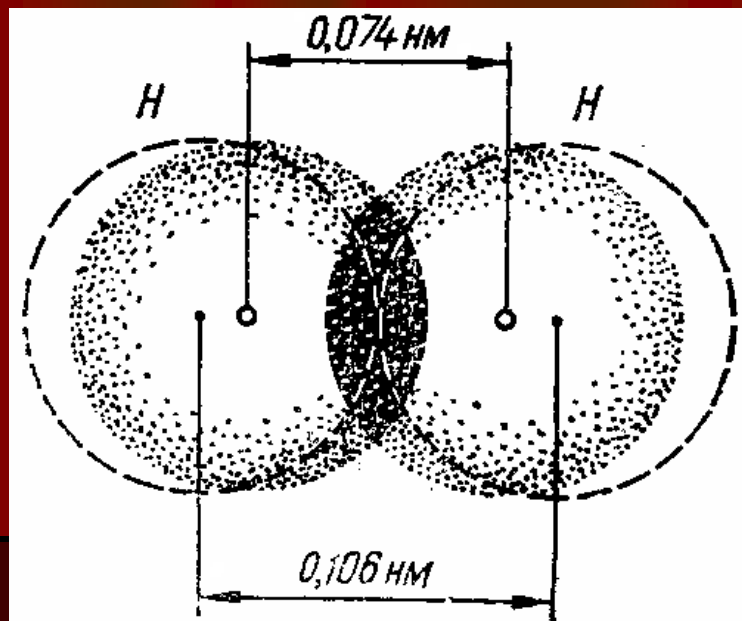
Хімічний зв'язок

ПЛАН

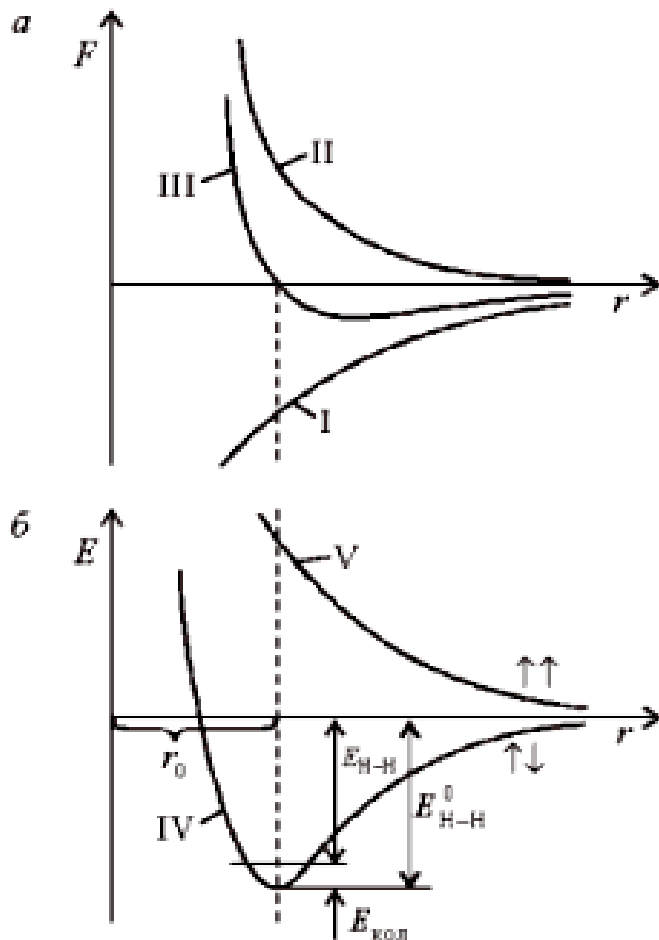
- 1. Загальні характеристики хімічного зв'язку**
- 2. Квантово-механічні уявлення про хімічний зв'язок.**
- 3. Типи хімічного зв'язку.**
- 4. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків**
- 5. Гібридизація атомних орбіталей.**
- 6. Характеристика ковалентного зв'язку**
- 7. Йонний зв'язок .**
- 8. Металевий та водневий зв'язок.**

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

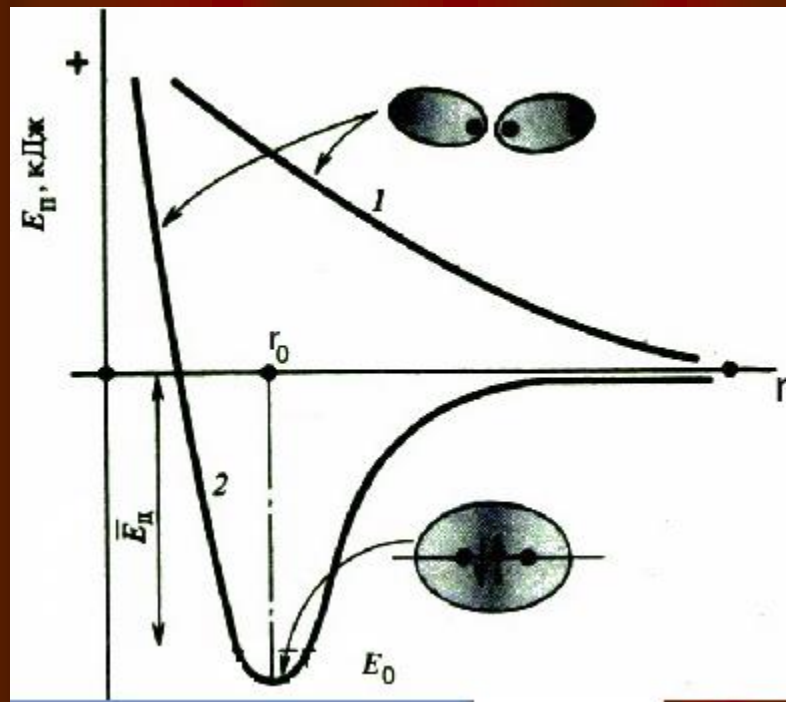
- - це результат взаємодії двох або більше атомів, що приводить до утворення хімічно стійкої багатоатомної системи (молекула, кристал, комплекс)



2. Квантово-механічні уявлення про утворення хімічного зв'язку

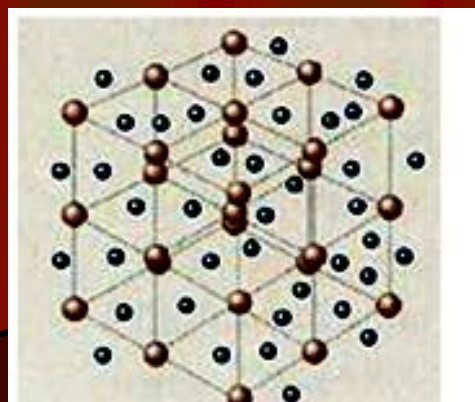
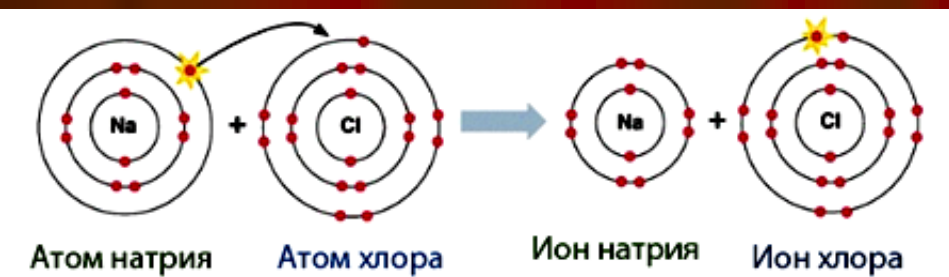
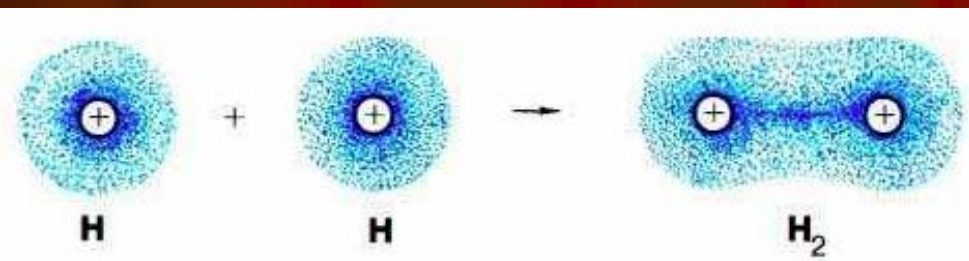


- Залежність сил взаємодії атомів (а) і енергії системи (б) від відстані між ядрами в молекулі H_2
- I – сили притяжіння;
- II- сили відштовхування;
- III – результуюча
- IV – мінімальна енергія;
- V – енергія систем з паралельними спінами



- Рушійною силою утворення зв'язку є прагнення ізольованих атомів до виграшу в енергії.
- При утворенні молекули із ізольованих атомів збільшення сил притяжіння супроводжується виділенням енергії, внаслідок чого загальна енергія системи зменшується

3. Типи хімічного зв'язку



- **Ковалентний зв'язок**, при якому спільна електронна хмара розташовується між ядрами взаємодіючих атомів;
- **Йонний зв'язок**, при якому спільна електронна хмара настільки сильно зміщено в бік одного з атомів, що практично належить тільки йому;
- **Металічний зв'язок**, при якому спільна багато електронна хмара належить одночасно всім атомам, що віддають для його утворення по одному або по декілька електронів

4. Ковалентний зв'язок

- Ковалентний зв'язок – це зв'язок за рахунок утворення спільних електронних пар взаємодіючих атомів.

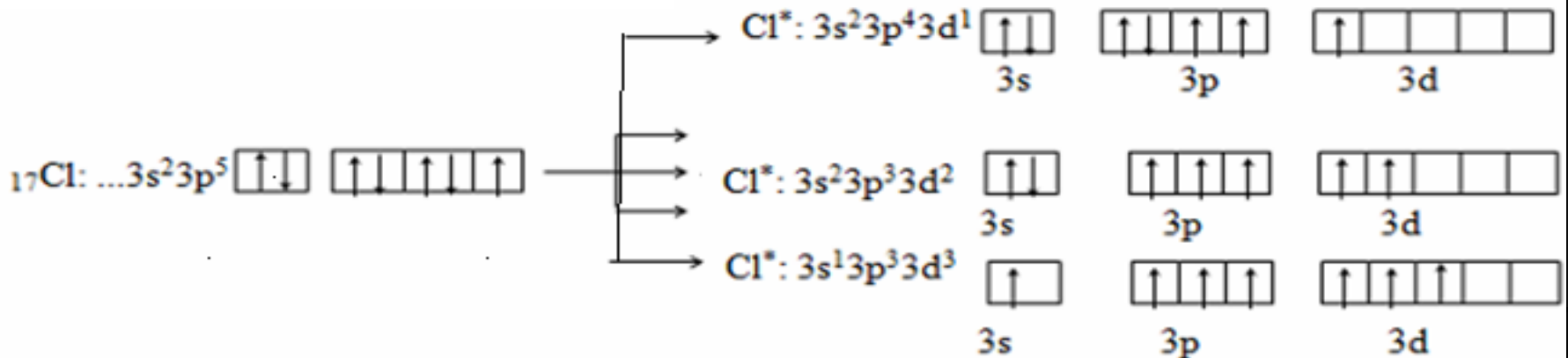
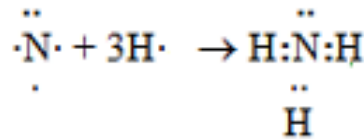
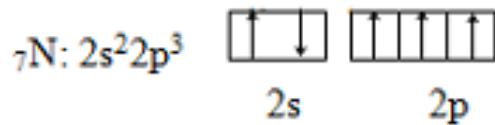
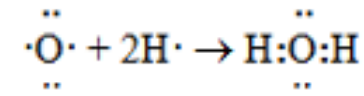
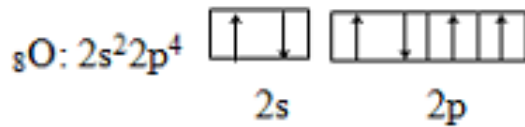


Метод Валентних зв'язків (ВЗ).

- Кожна пара атомів утримується разом за рахунок спільних електронних пар. Електронні орбіталі атомів, що утворюють зв'язок перекриваються
- В утворенні зв'язків беруть участь тільки зовнішні *орбіталі* атомів - *валентні*.
- Зв'язок утворюється за участю двох електронів з антипаралельними спінами **(H:H) або H—H;**
- зв'язок двоцентровий (два ядра), двоелектронний;
- При перекриванні атомних орбіталей між ядрами утворюється зона підвищеної електронної густини, що зближує атоми і приводить до зменшення загальної енергії системи.

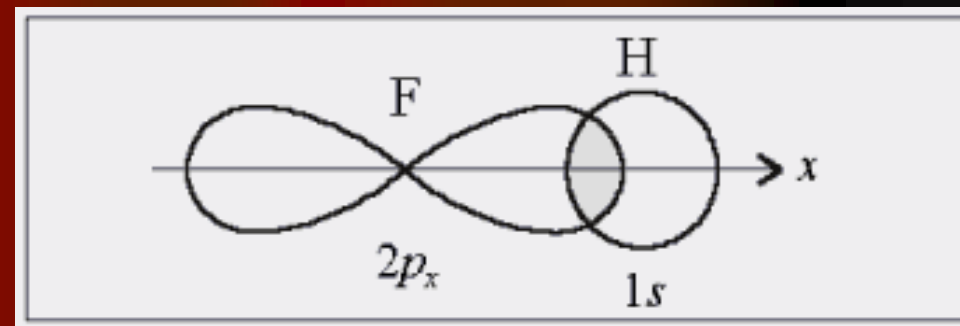
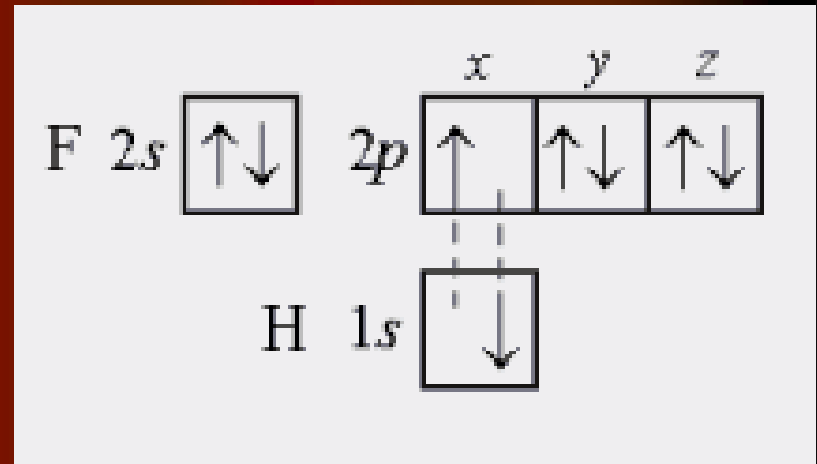
Ковалентність

- Ковалентність (спінвалентність) – це кількість ковалентних зв'язків, яка визначається числом неспарених електронів як в основному так і в

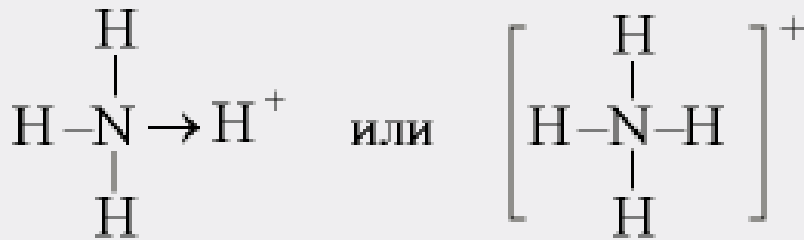
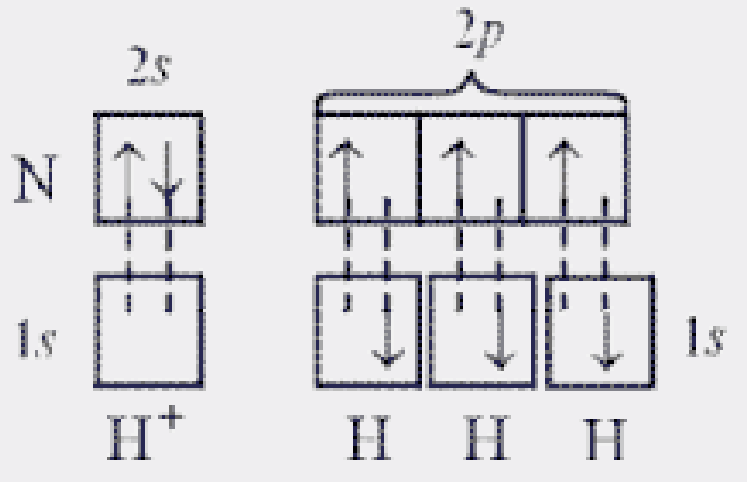


Способи утворення ковалентних зв'язків

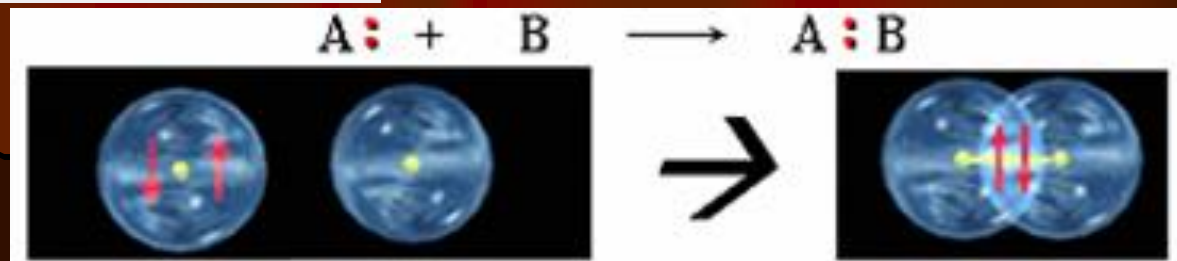
- 1. Обмінний механізм, при якому атоми надають на утворення хімічного зв'язку одноелектронні хмари, що перекриваються



Способи утворення ковалентних зв'язків

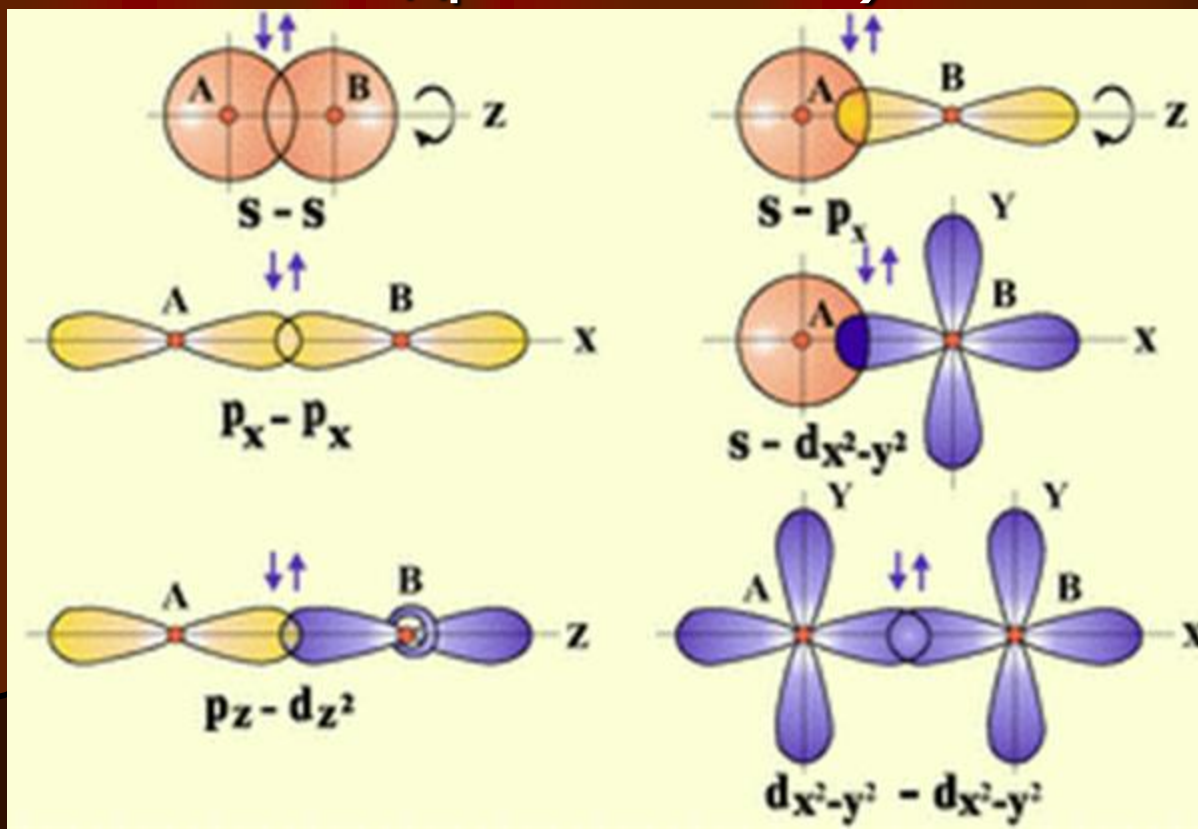


- 2. Донорно-акцепторний механізм, при якому один атом надає неподілену електронну пару, а інший – вільну (вакантну) орбіталь



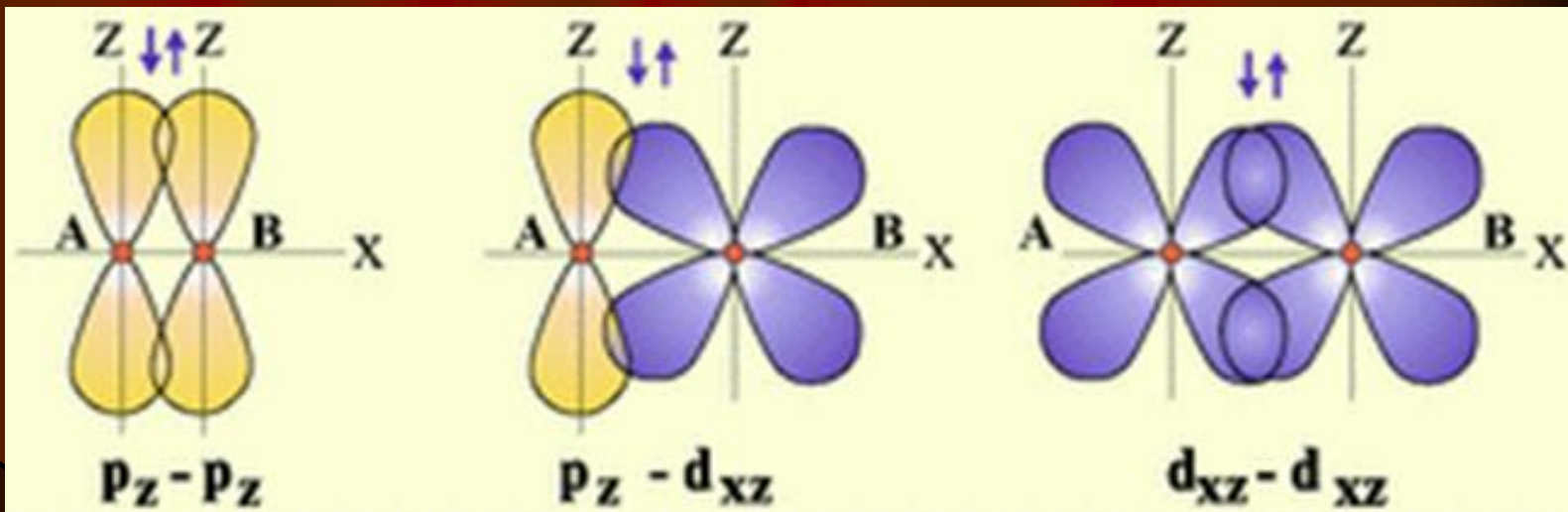
Спосіб перекривання електронних орбіталей

- Сігма-зв'язок (σ) здійснюються при перекриванні хмар уздовж вісі зв'язку (умовної лінії між ядрами атомів)



Спосіб перекривання електронних орбіталей

- **Пі-зв'язок (π)** виникає при перекриванні електронних хмар з обох боків від вісі зв'язку (бічне перекривання). π -зв'язок менш міцний, ніж σ -зв'язок.



5. Гібридизація атомних орбіталей

- Гібридизація – це процес вирівнювання валентних атомних орбіталей за формою й енергією, внаслідок чого виникає така ж кількість рівноцінних орбіталей, що забезпечує утворення більш міцних зв'язків.



Две **sp** - гибридные орбитали

Гібридизація атомних орбіталей

- У гібридизації можуть брати участь будь-які орбіталі зовнішнього рівня – одноелектронні, двоелектронні, порожні.
- Гібридних орбіталей утвориться стільки ж, скільки атомних орбіталей бере участь у процесі гібридизації.
- Гібридні орбіталі мають форму несиметричної гантелі.
- Гібридні орбіталі розташовуються в просторі симетрично, відштовхуючи на максимальні і, як правило, рівні кути.



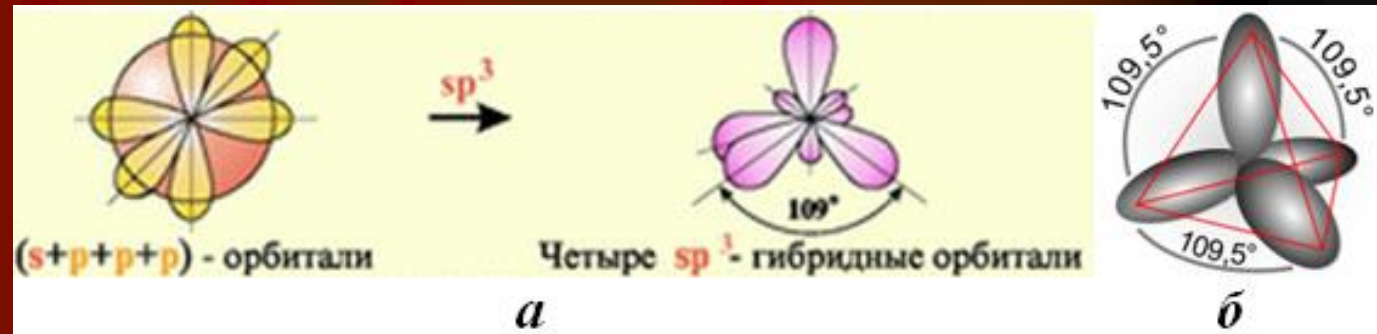
Типи гібридизації

- Тип гібридизації визначається типом і кількістю вихідних орбіталей; він обумовлює розмір валентного кута, а також просторову конфігурацію молекули.
- sp^2 -Гібридизація.

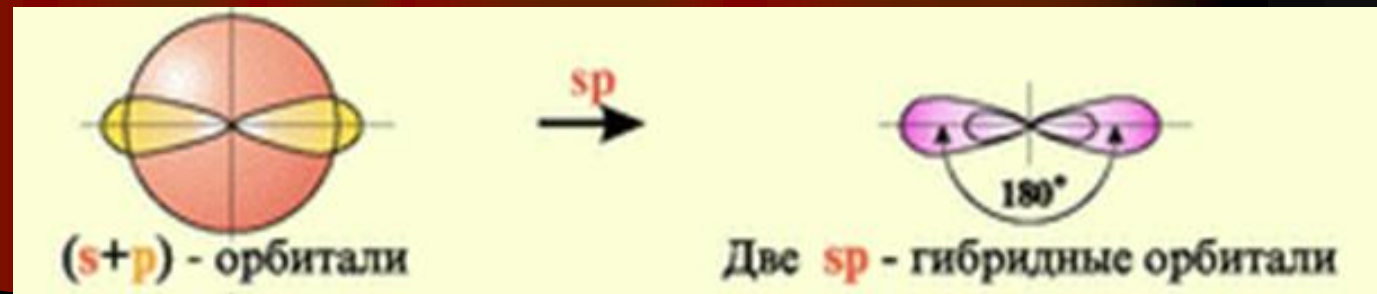


Типи гібридизації

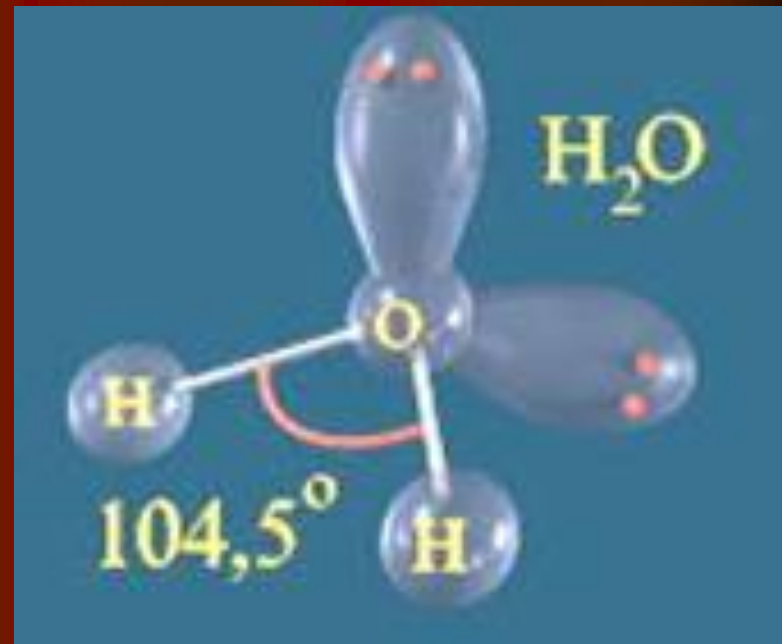
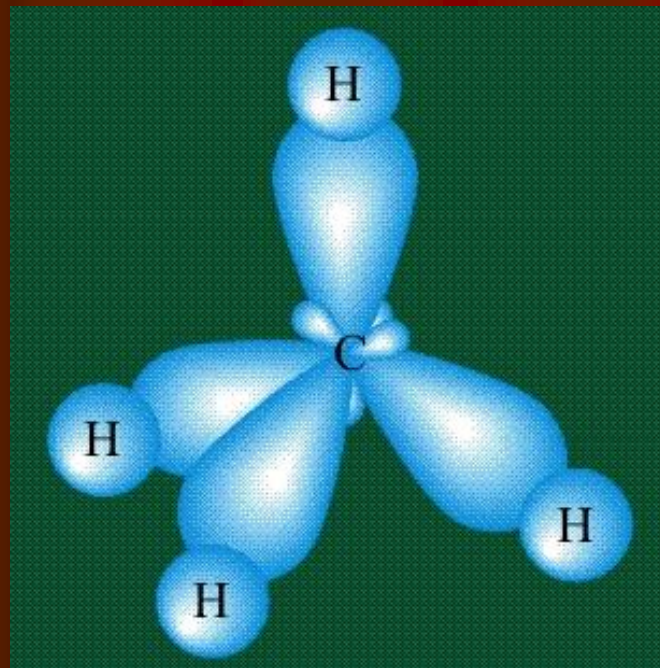
- sp^3 -Гібридизація.



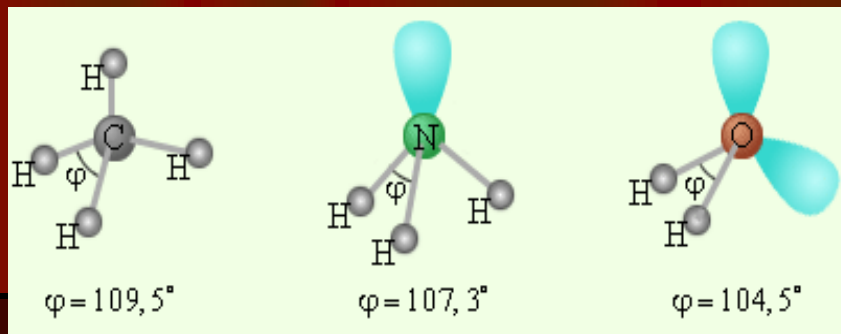
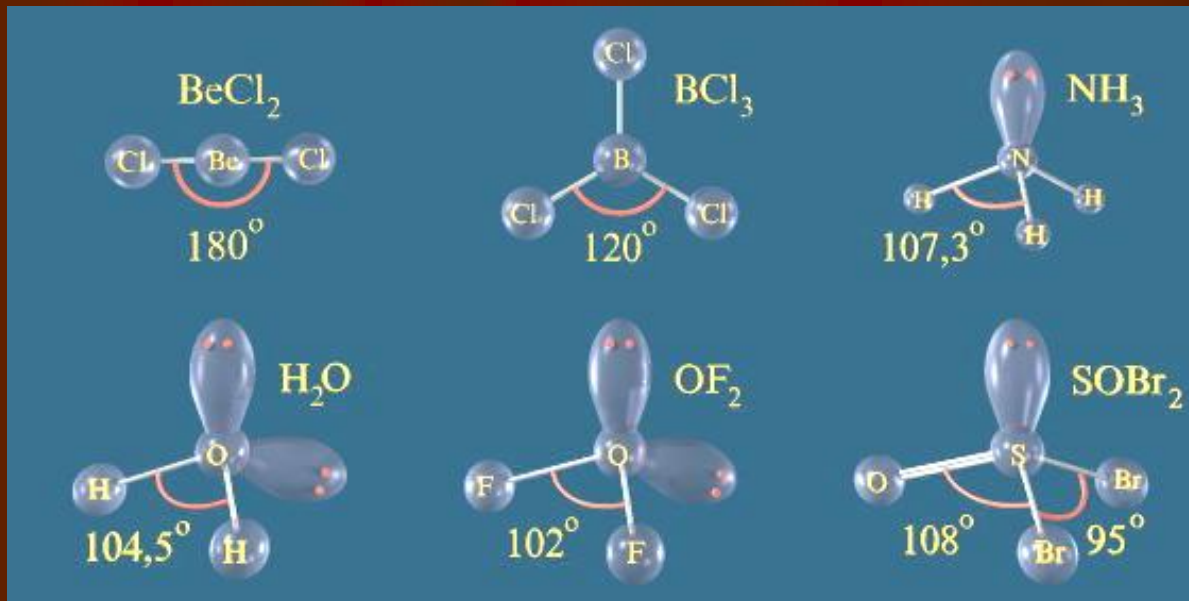
- sp -Гібридизація.



Вплив неподілених електронних пар на конфігурацію молекул



Приклади молекул з гібридними орбітальми

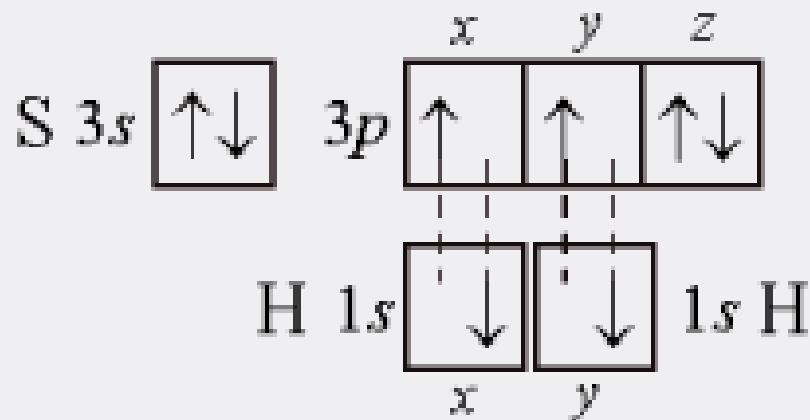
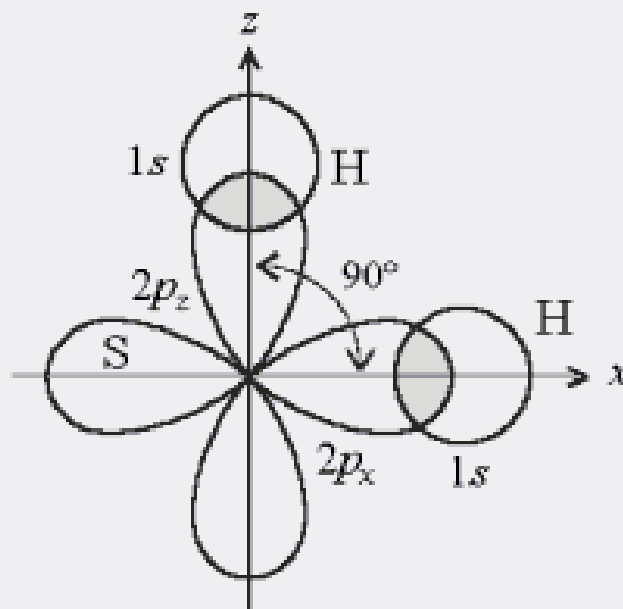


6. Характеристики зв'язку

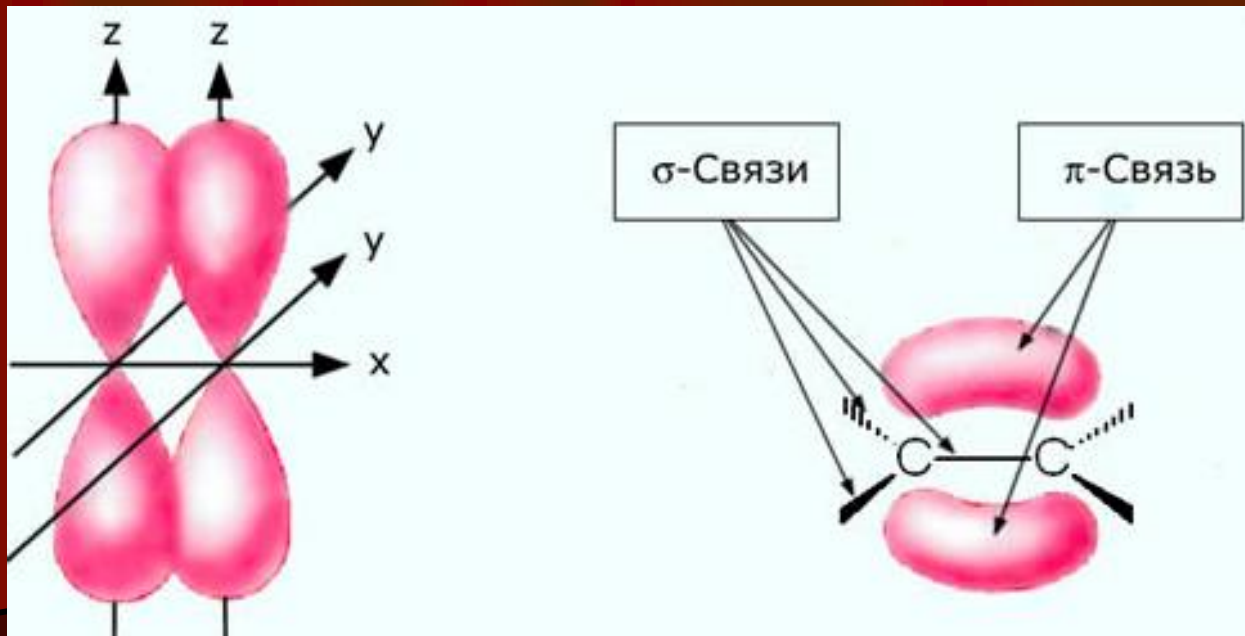
- Міра міцності зв'язку – енергія хімічного зв'язку – кількість енергії, що виділяється при утворенні моля зв'язків з нейтральних не збуджених газоподібних атомів. ($E^0_{\text{H-H}} = 435$ кДж/моль)
- Довжина хімічного зв'язку – це відстань між ядрами атомів у молекулі. Вона завжди менше, ніж сума радіусів взаємодіючих атомів.
- Насиченість – це здатність атома взаємодіяти тільки з визначеним числом атомів інших елементів.

Властивості зв'язку

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



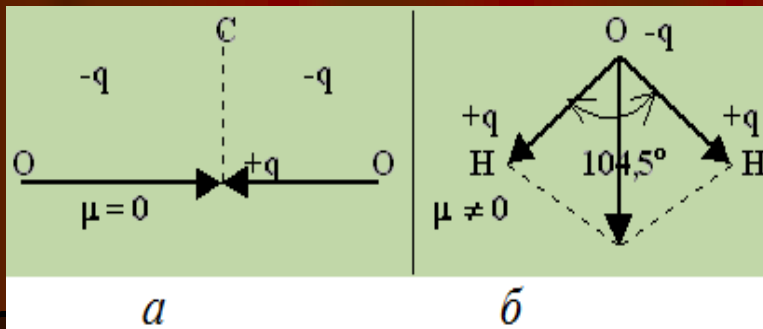
Кратність – це кількість спільних електронних пар, що утворюють зв'язок між атомами. Зв'язок між двома атомами за допомогою однієї спільної електронної пари називається одинарним, двох електронних пар – подвійним, трьох електронних пар – потрійним. У випадку кратних зв'язків – один з них σ , інші π .



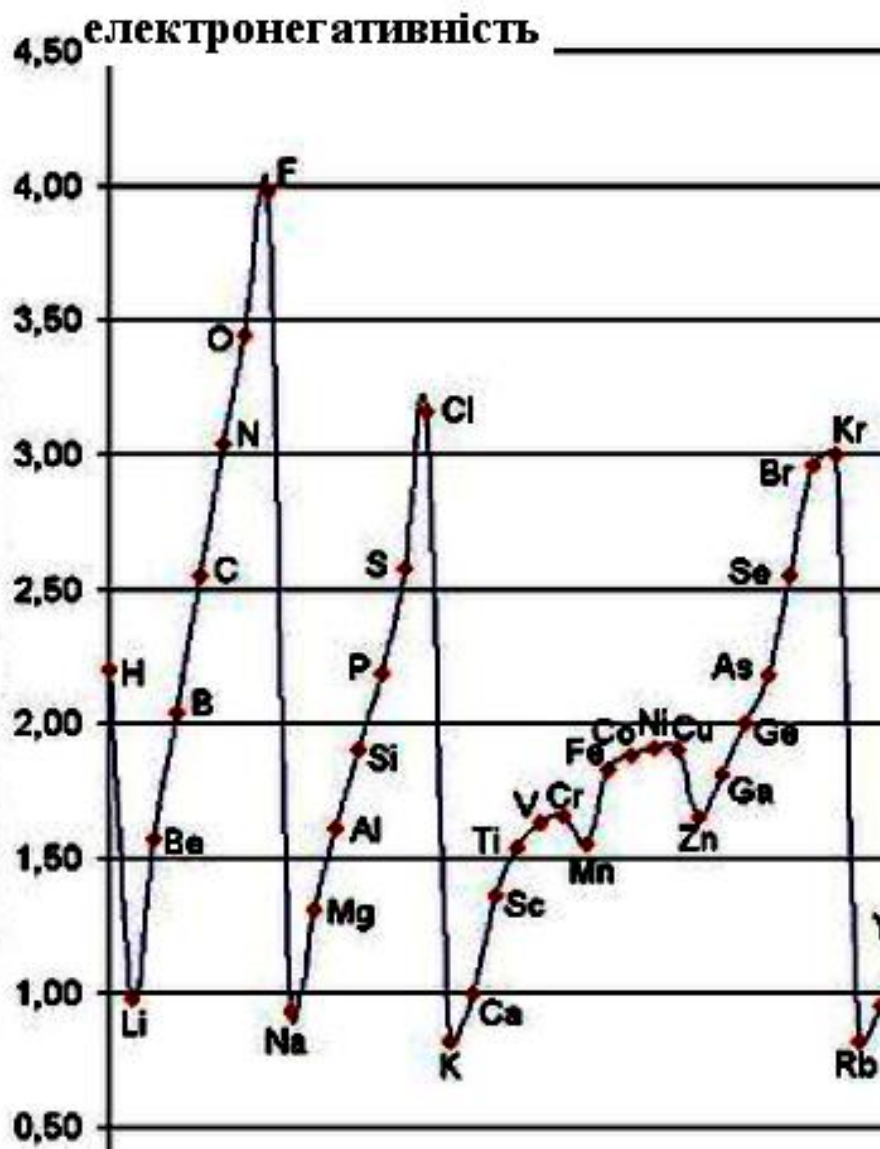
Полярність зв'язку



- зв'язок утворений атомами одного елемента називається неполярним чи гомеополярним: $\text{H} - \text{H}$, $\text{F} - \text{F}$, $\text{N} \equiv \text{N}$
- Полярним, або гетерополярним, називається зв'язок, при якому спільна електронна хмара несиметрична і зміщена до одного з атомів. Характеризується дипольним моментом: $\mu = e \cdot l$

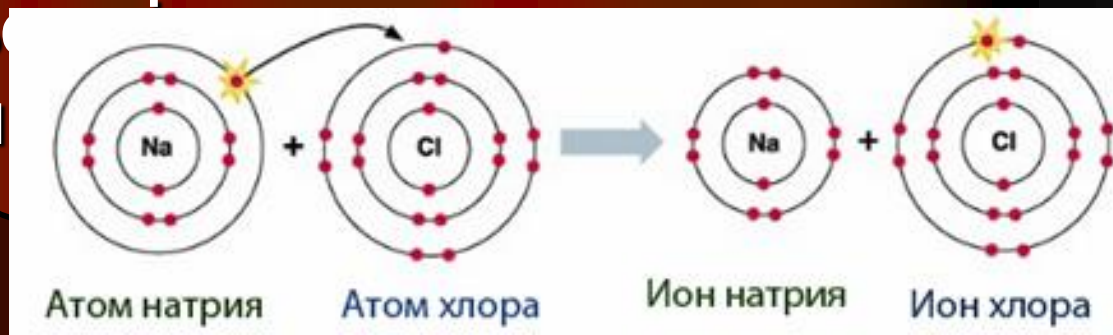


Електронегативність



7. Іонний зв'язок

- **Іонний зв'язок** – зв'язок, утворений силами електростатичного притягіння між позитивно і негативно зарядженими йонами
- До йонних відносяться сполуки що складаються:
 - - з простих йонів: NaI, NaBr
 - - сполуки, в яких йонний зв'язок здійснюється складними йонами: CO_3^{2-} , NO_3^-

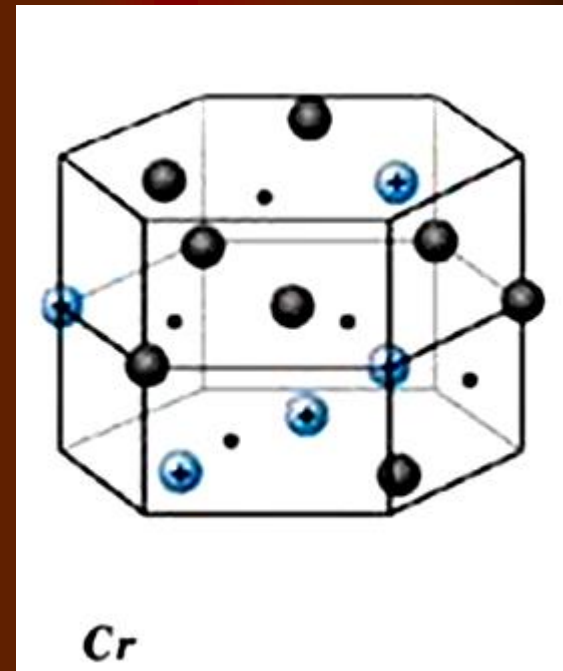


Властивості йонного зв'язку

- **Ненапрямленість** – це властивість іонного зв'язку, зумовлена здатністю кожного йона притягувати до себе йони протилежного знака у будь-якому напрямку.
- **Ненасиченість** – це властивість йонного зв'язку, яка виявляється у здатності йона приєднувати будь-яку кількість йонів протилежного знака.
- **Поляризованість** – це здатність йона до поляризації, тобто здатність деформувати свою електронну оболонку під дією зовнішнього силового поля
- **Поляризувальна здатність йонів** – це їх здатність чинити деформуючу дію на інші йони.

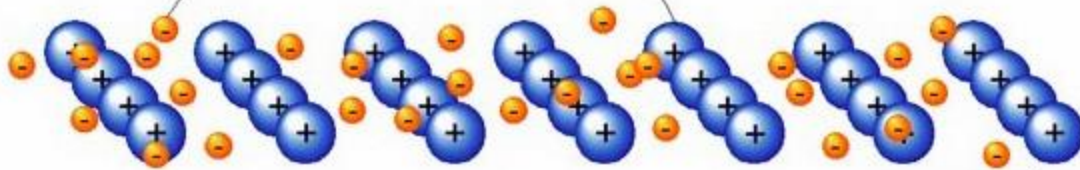
8. Металічний зв'язок

- **Металічним** називається зв'язок, що існує в металах та їх сплавах між позитивно зарядженими йонами та валентними електронами, які є спільними для всіх йонів і вільно пересуваються по кристалу.
- **електронний газ** – сукупність рухливих електронів, не зв'язаних безпосередньо з певним ядром

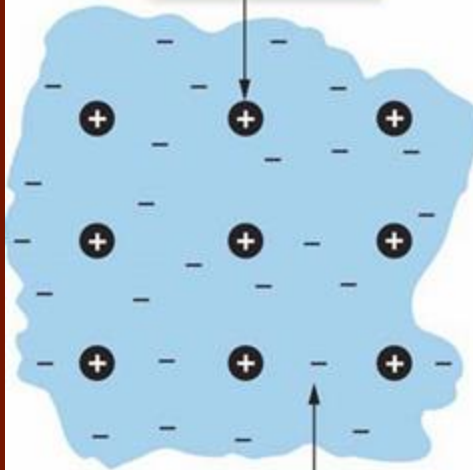


Свободные
электроны

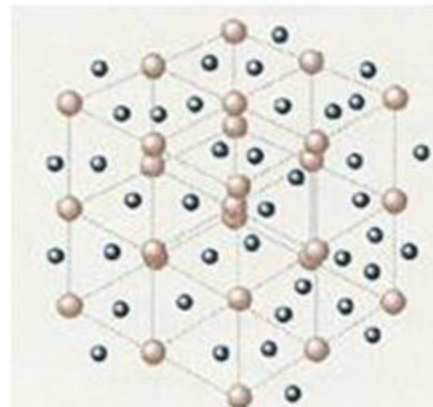
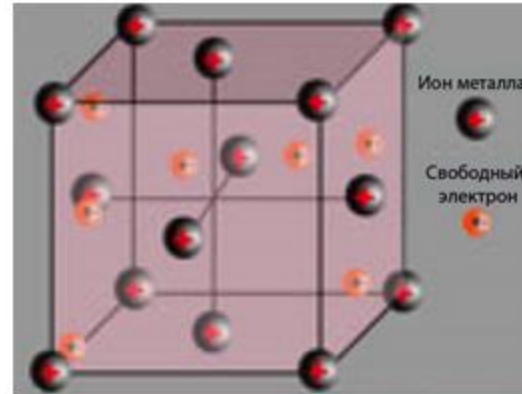
Ионы металла



Положительно
заряженные ионы
металла

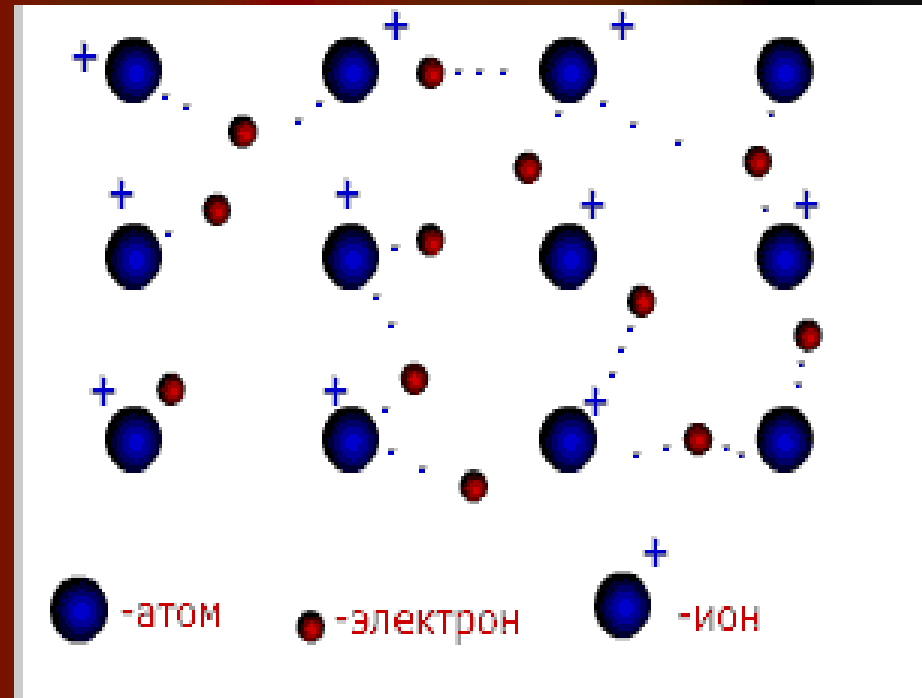


Свободные
электроны -
"электронный
газ"



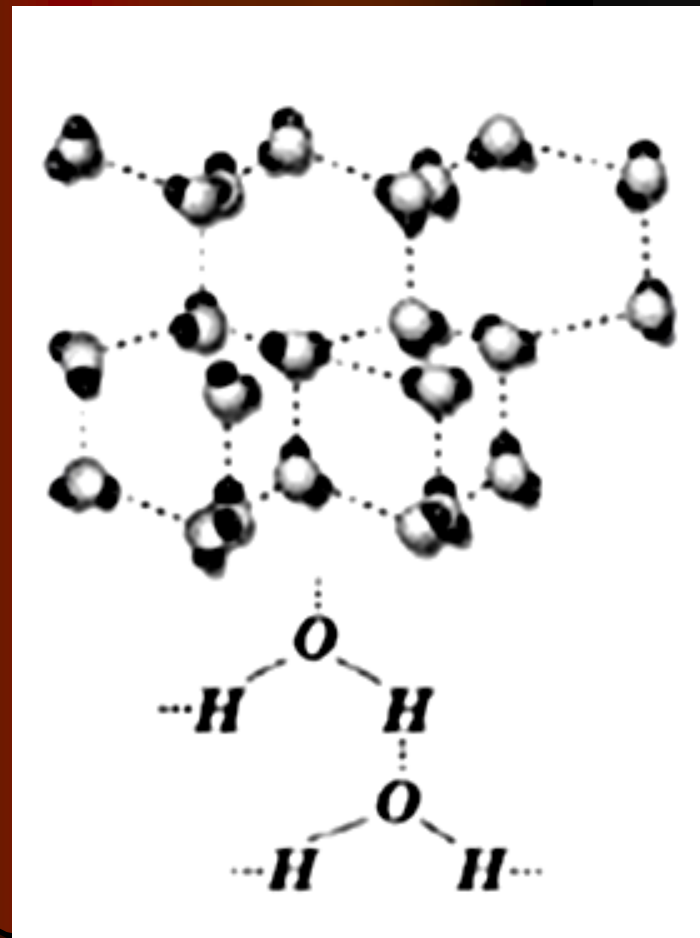
Властивості металічного зв'язку

- **Ненапрямленність**
- **ненасиченність;**
- **багатоцентровість** – в утворенні зв'язку беруть участь всі позитивно заряджені йони, які містяться в кристалі;
- **багатоелектронність**

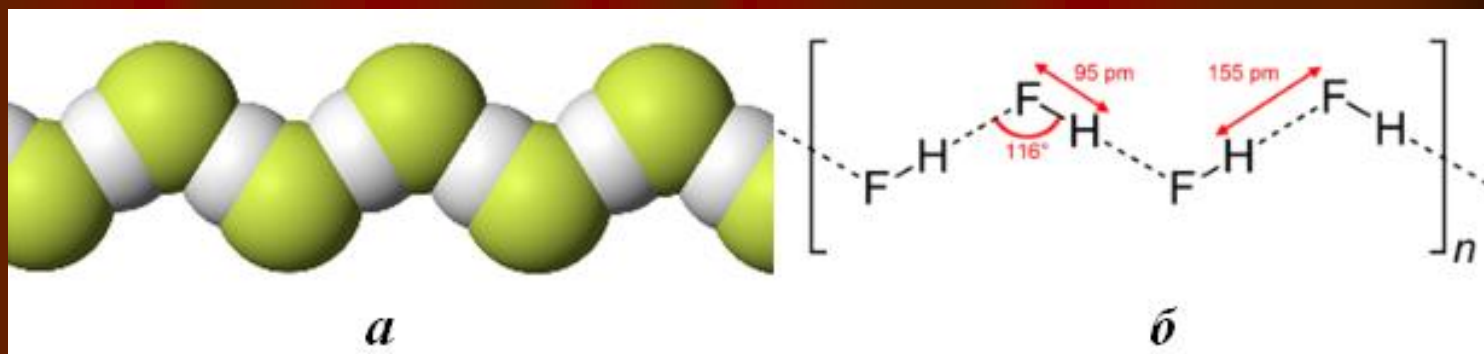
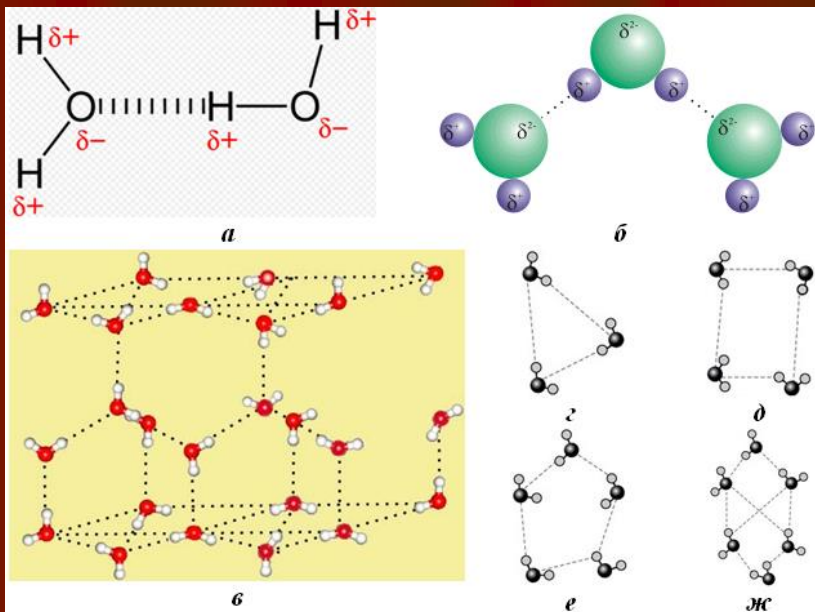


Водневий зв'язок

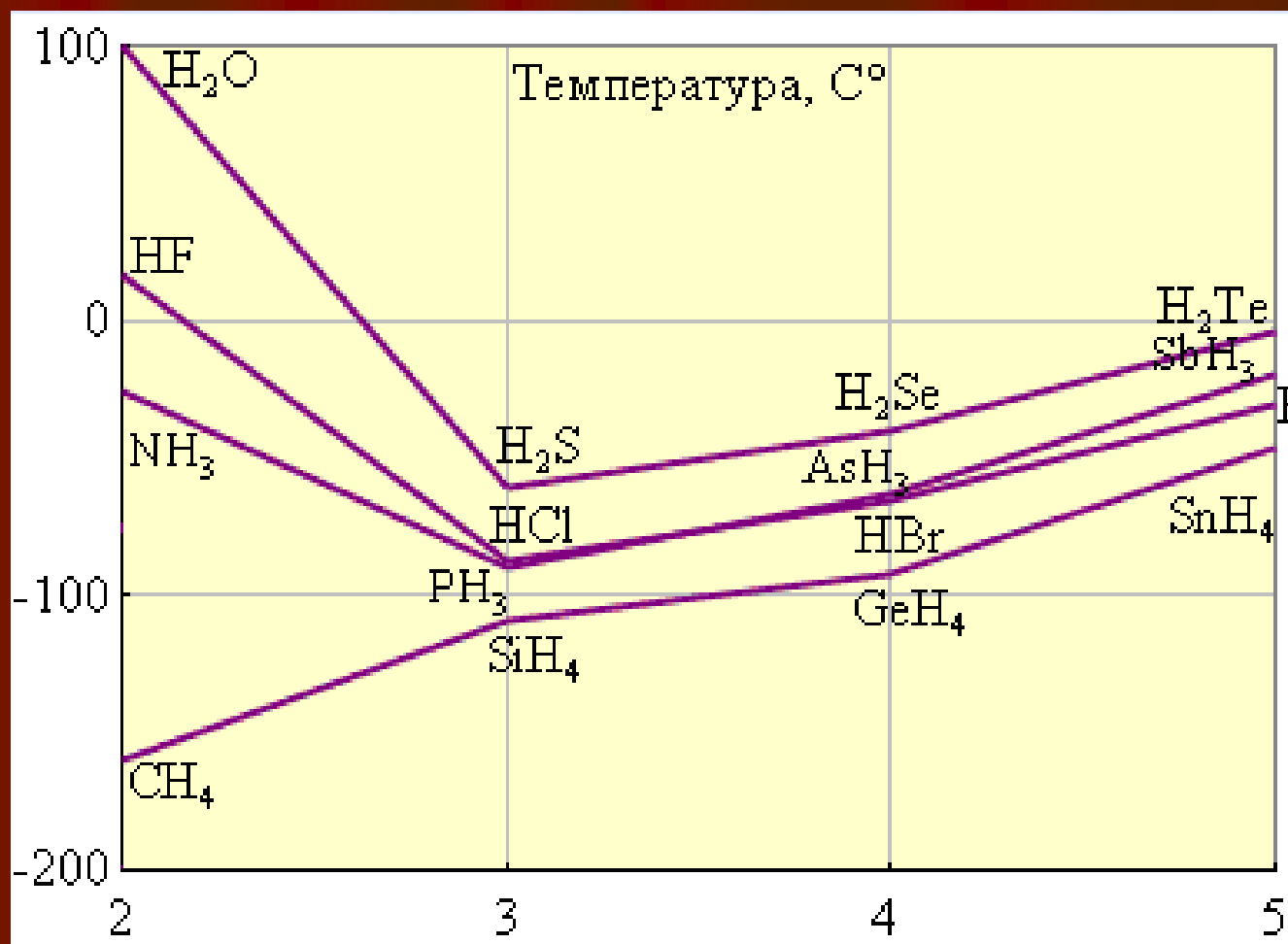
- **Водневий зв'язок** – це електростатична взаємодія між протонізованим атомом Гідрогену однієї молекули і атомом більш електронегативного елемента, що має частковий від'ємний ефективний заряд і входить до складу іншої молекули



Водневий зв'язок

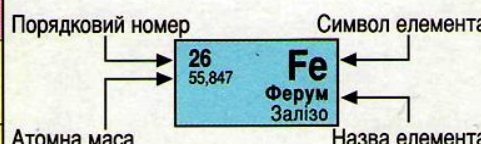


Вплив водневих зв'язків на властивості сполук



Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва

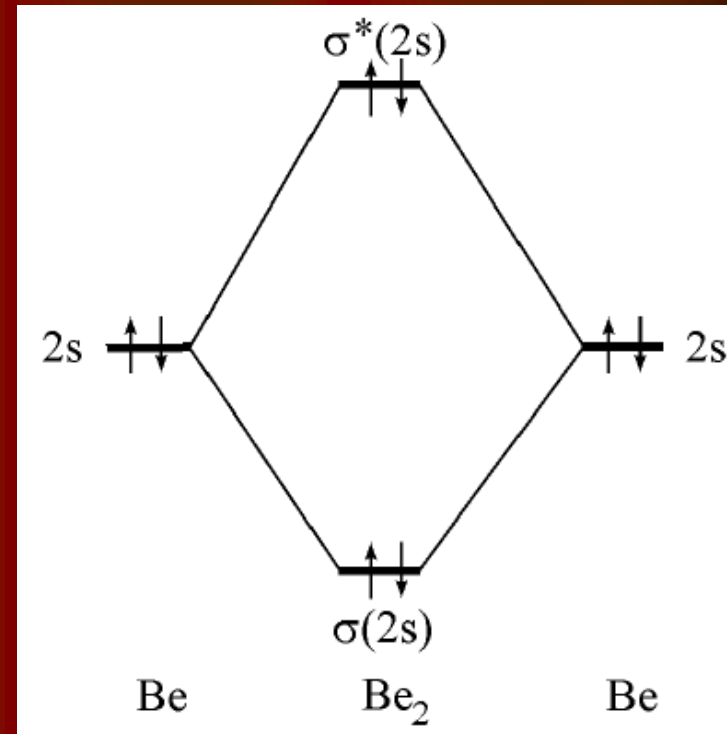
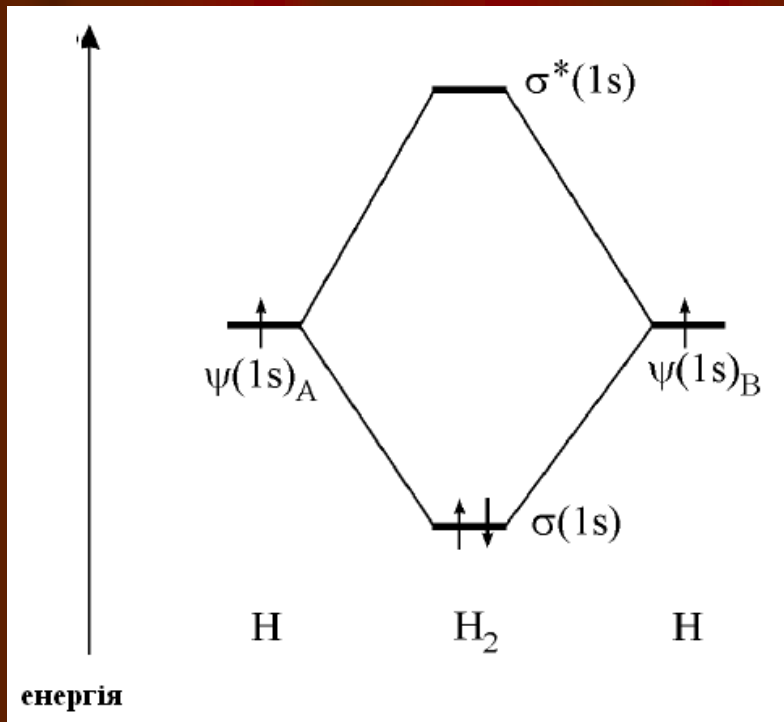
Період	Ряд	Г Р У П П И																	
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII										
1	1	H Гідроген Водень 1,0079													He Гелій 4,0026				
2	2	Li Літій 6,941	Be Берилій 9,012	B Бор 10,81	C Карбон Вуглець 12,011	N Нітроген Азот 14,0067	O Оксиген Кисень 15,999	F Флуор Фтор 18,998	Ne Неон 20,179										
3	3	Na Натрій 22,990	Mg Магній 24,305	Al Алюміній 26,981	Si Силіцій Кремній 28,086	P Фосфор 30,973	S Сульфур Сірка 32,06	Cl Хлор 35,453	Ar Аргон 39,948										
4	4	K Калій 39,098	Ca Кальцій 40,08	Sc Скандій 44,956	Ti Титан 47,90	V Ванадій 50,941	Cr Хром 51,996	Mn Манган Марганець 54,938	Fe Ферум Залізо 55,847	Co Кобальт 58,933	Ni Нікол Нікель 58,70								
	5	Cu Купрум Мідь 63,546	Zn Цинк 65,39	Ga Галій 69,72	Ge Германій 72,59	As Арсен Миш'як 74,921	Se Селен 78,96	Br Бром 79,904	Kr Криптон 83,80										
5	6	Rb Рубідій 85,468	Sr Стронцій 87,62	Y Ітрій 88,906	Zr Цирконій 91,22	Nb Ніобій 92,906	Mo Молибден 95,94	Tc Технецій [98,906]	Ru Рутеній 101,07	Rh Родій 102,905	Pd Паладій 106,4								
	7	Ag Аргентум Срібло 107,868	Cd Кадмій 112,41	In Індій 114,82	Sn Станум Олово, цина 118,71	Sb Стибій 121,75	Te Телур 127,60	I Іод Йод 126,904	Xe Ксенон 131,30										
6	8	Cs Цезій 132,91	Ba Барій 137,33	*La Лантан 138,905	Hf Гафній 178,49	Ta Тантал 180,948	W Вольфрам 183,85	Re Реній 186,207	Os Осмій 190,2	Ir Іридій 192,22	Pt Платина 195,09								
	9	Au Аурум Золото 196,967	Hg Меркурій Ртуть 200,59	Tl Талій 204,37	Pb Плюмбум Свинець, оливо 207,2	Bi Бісмут Вісмут 208,980	Po Полоній [209]	At Астат [210]	Rn Радон [222]										
7	10	Fr Францій [223]	Ra Радій 226,025	89 **Ac Актиній [227]	104 Unq Уннілквадій [261]	105 Unp Уннілпентій [262]	106 Unh Уннілгексій [263]	107 Uns Уннілсептій [264]	108 Uno Уннілоктій [265]	109 Une Унніленій [266]	110 Uun Унннілій [272]								
Вищі оксиди		R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄										
Леткі водневі сполуки					RH₄	RH₃	H₂R	HR											
*Лантаноїди		58 Ce Церій 140,12	59 Pr Празеодим 140,908	60 Nd Неодим 144,24	61 Pm Прометій [145]	62 Sm Самарій 150,36	63 Eu Європій 151,96	64 Gd Гадоліній 157,25	65 Tb Тербій 158,925	66 Dy Диспрозій 162,50	67 Ho Гольмій 164,93	68 Er Ербій 167,26	69 Tm Тулій 168,934	70 Yb Ітербій 173,04	71 Lu Лютецій 174,97				
**Актиноїди		90 Th Торій 232,038	91 Pa Протактиній [231]	92 U Уран 238,029	93 Np Нептуній [237]	94 Pu Плутоній [244]	95 Am Америцій [243]	96 Cm Кюріій [247]	97 Bk Берклій [247]	98 Cf Каліфорній [251]	99 Es Ейнштейній [254]	100 Fm Фермій [257]	101 Md Менделєєвій [258]	102 No Нобелій [259]	103 Lr Лоуренсій [260]				



Метод молекулярних орбіталей

- Молекулярні орбіталі – результат комбінації орбіталей атомів, що утворюють молекулу.
- Число молекулярних орбіталей = числу вихідних атомних орбіталей
- Із двох атомних орбіталей утворюються дві молекулярні (МО) різні за характеристиками: зв'язувальна і розпушуюча.
- Зв'язувальна МО – енергетично більш вигідна і приводить до зміцнення зв'язку.
- Розпушуюча МО – концентрується за ядрами і приводить до послаблення зв'язку.

Молекулярні орбіталі молекули водню H_2 та Be_2



- Молекула H_2 має певний вигравш в енергії і тому існує. В молекулі Be_2 два електрони розміщені на $\sigma_{розпуш}$ орбіталі – що є не вигідним і така молекула існувати не може

Молекулярні орбіталі молекули кисню O_2

