



Підготовка до НМТ/ЗНО з хімії

Хімічний зв'язок



Розрізняють наступні типи хімічного зв'язку:

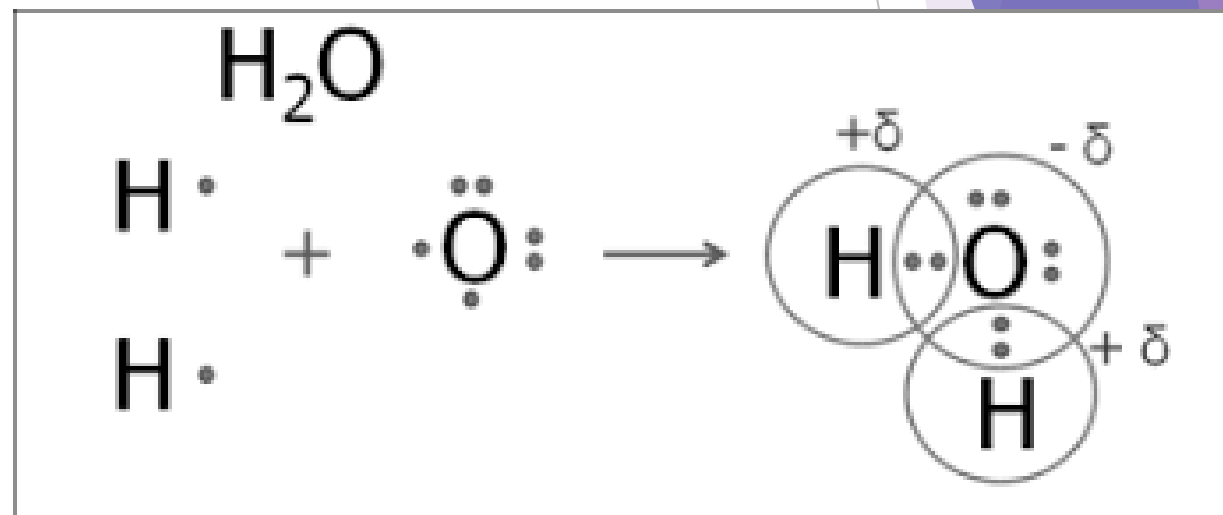
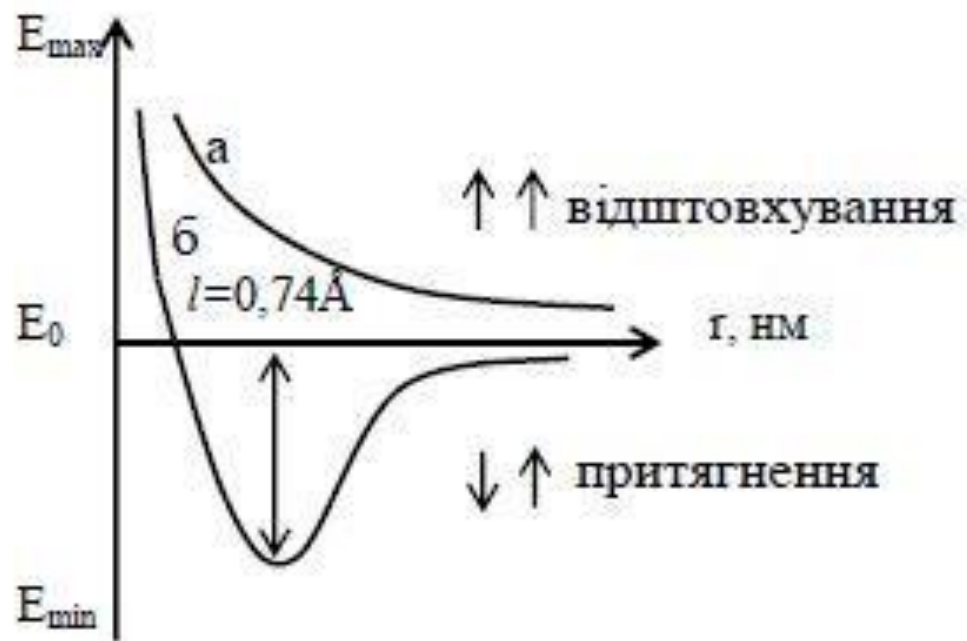
1. Ковалентний
2. Іонний
3. Металевий
4. Водневий

Найбільш поширеним типом хімічного зв'язку являється ковалентний зв'язок.

Ковалентний зв'язок - хімічний зв'язок між атомами, що виникає в результаті утворення загальних електронних пар (усуспільненої електронної хмари).



Залежність енергії взаємодії (E) двох атомів Гідрогену від відстані між ними (r)

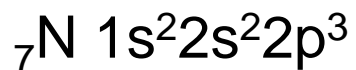
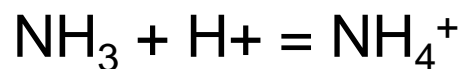


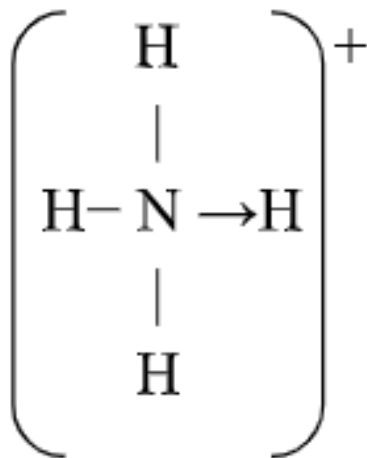
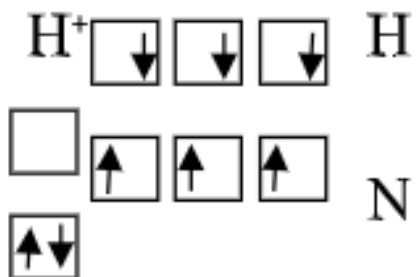


Ковалентний зв'язок утворюється по двох механізмах:

- 1) обмінному
- 2) донорно-акцепторному

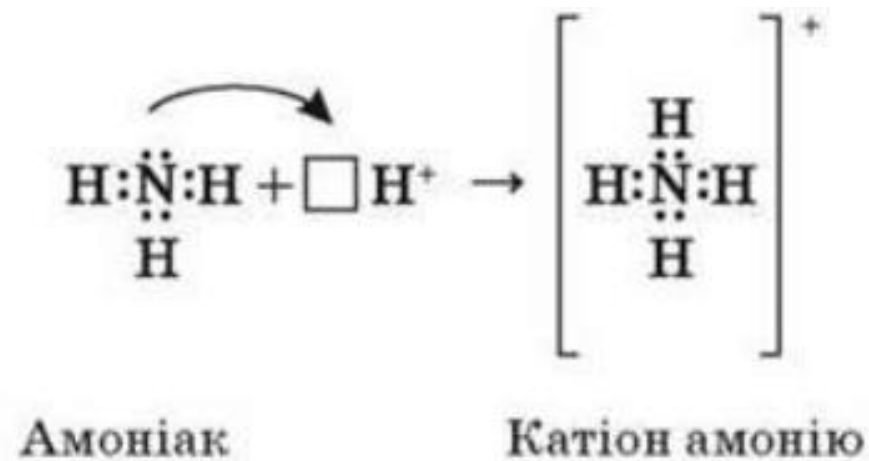
В утворенні ковалентного зв'язку по обмінному механізму можуть брати участь тільки неспарені електрони атомів. При утворенні ковалентного зв'язку по донорно-акцепторному механізму один зі взаємодіючих атомів представляє в загальне користування свою неподілену електронну пару електронів (донор електронів), а другий - свою вільну орбіталь (акцептор електронів).





– позначають зв'язок по обмінному механізму
→ позначають зв'язок по донорно-акцепторному механізму

Енергія усіх чотирьох ковалентних зв'язків однакова.



Ковалентний зв'язок утворений по донорно-акцепторному механізму називається донорно-акцепторним або координативним зв'язком.



Параметри ковалентного зв'язку:

- 1) кратність
- 2) довжина
- 3) полярність
- 4) валентний кут

Кратність ковалентного зв'язку визначається числом загальних електронних пар, що зв'язують два атоми:

$\text{H}_3\text{C} : \text{CH}_3$ – проста, одинарна

$\text{H}_2\text{C} :: \text{CH}_2$ – кратна, подвійна

$\text{HC} ::: \text{CH}$ – кратна, потрійна



Довжина зв'язку - відстань між центрами пов'язаних атомів. Чим коротше довжина зв'язку, тим зв'язок міцніший.

Енергія зв'язку - енергія яка виділяється при утворенні зв'язку з поодиноких атомів. Чим більше енергії виділяється при утворенні зв'язку, тим вона міцніша.

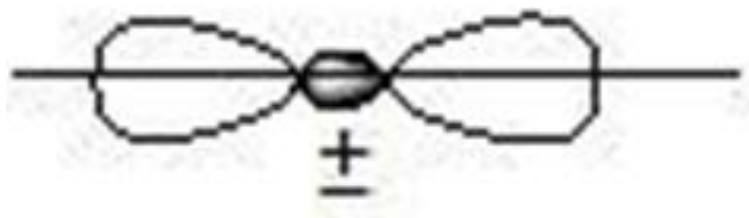


Полярність ковалентного зв'язку. Якщо двохатомна молекула утворена атомами одного і того ж елемента, то єдина електронна пара розташовується симетрично відносно ядр, пов'язаних в молекулу атомів. Такий ковалентний зв'язок називають неполярним, а молекулу, освічену таким зв'язком також називають неполярною (напр. N_2).

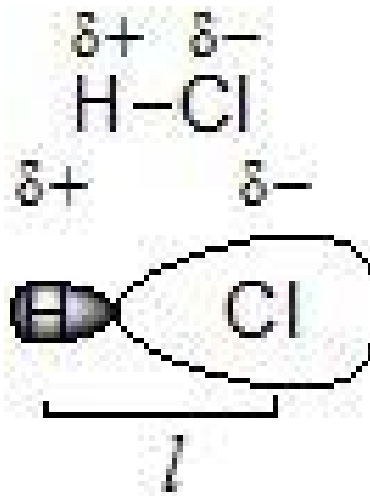
Якщо ж двохатомна молекула утворена атомами різних елементів, то єдина електронна пара обов'язково буде зміщена до атома з більшою електронегативністю $N^{+0,17} : Cl^{-0,17}$. Такий ковалентний зв'язок називають полярним, а двохатомну молекулу з таким типом зв'язку також називають полярною і умовно означають $+ -$. Причому на атомі, від якого змістилася електронна пара з'являється надмірний (ефективний) заряд $+q$ або $+\delta$, а на атомі до якого змістилася електронна пара з'явиться надмірний негативний заряд $-q$ або, $-\delta$.



Види ковалентного зв'язку



неполярний
ковалентний зв'язок



полярний
ковалентний зв'язок

δ – ефективні заряди, l – довжина диполя

Полярні молекули називають диполями.

Диполь - система, що складається з двох однакових за величиною, але протилежних по знаку зарядів.



Властивості ковалентного зв'язку:

- 1) спрямованість
- 2) насичуваність
- 3) поляризованість

Спрямованість - властивість ковалентного зв'язку утворюватися тільки по тих напрямках в просторі, які забезпечують найбільшу міцність зв'язку (максимальне перекривання електронних хмар). Спрямованість ковалентного зв'язку визначає геометричну форму (просторову конфігурацію) молекули.

Усі двохатомні молекули мають лінійну форму.



Для визначення геометричної форми багатоатомних молекул необхідно:

- 1) Визначити центральний атом молекули - це атом з найбільшою валентністю або найбільшим модульним значенням міри окиснення, наприклад $\text{H}_2^+ \text{S}^{-2}$, центральний атом - S;
- 2) Записати електронно-графічну формулу валентних підрівнів центрального атома;
- 3) Виявити відповідність між валентністю центрального атома і числом його неспарених електронів у нормальному стані;
- 4) Якщо така відповідність має місце, то усі трьохатомні молекули мають кутову форму, а чотирьох атомні - пірамідальну.
- 5) Якщо ж число неспарених електронів центрального атома у нормальному стані не співпадає з його валентністю в молекулі, то має місце гібридизація його валентних орбіталей.



Гібридизація - це змішення атомних орбіталей різної форми (енергії) і спрямованості в просторі, в результаті якого утворюються орбіталі нової, але вже однакової форми (енергії) і симетрично орієнтовані в просторі. Найбільше поширення при утворенні з'єднань має:

sp - гібридизація, що призводить до утворення молекул лінійної форми;

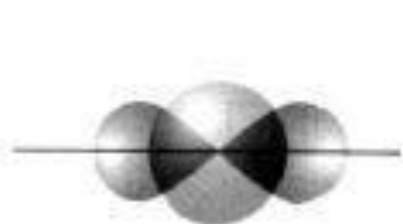
sp^2 - гібридизація, що призводить до утворення молекул плоско-трикутної форми;

sp^3 - гібридизація, що призводить до утворення молекул форми тетраедра.

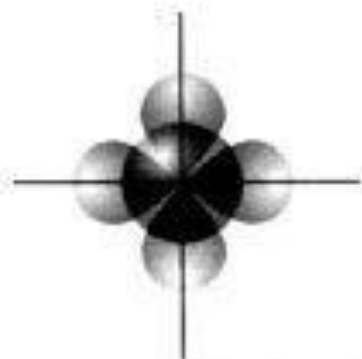
Гібридні хмари завжди більше витягнуті по одну сторону від ядра ніж по іншу (витягнуті у бік утворення зв'язку), тому ковалентний зв'язок, утворений гібридними хмарами внаслідок сильнішого перекривання міцніша, ніж утворена негібридними орбіталями.



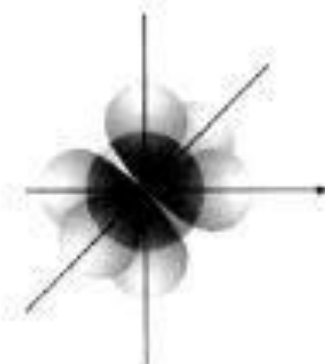
Гібридизація атомних орбіталей



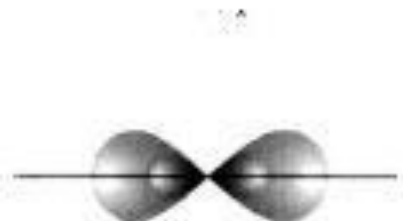
2 атомні орбіталі
 s, p_x



три атомні орбіталі
 s, p_x, p_y



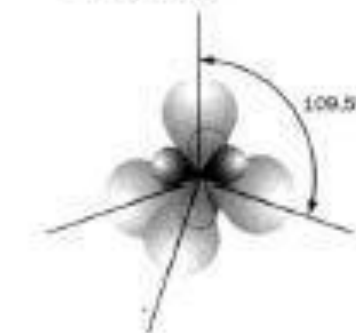
4 атомні орбіталі
 s, p_x, p_y, p_z



2 гібридизовані
орбіталі
 sp



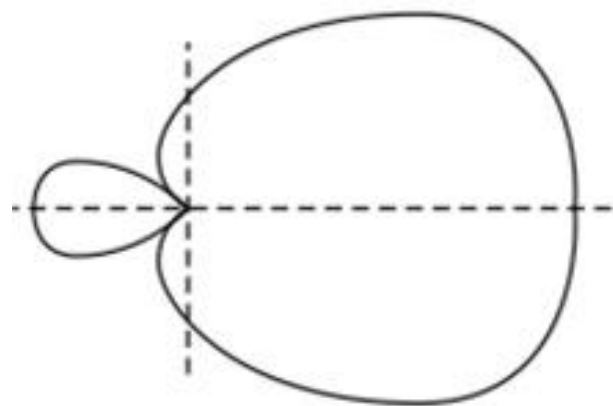
три гібридизовані орбіталі
 sp^2



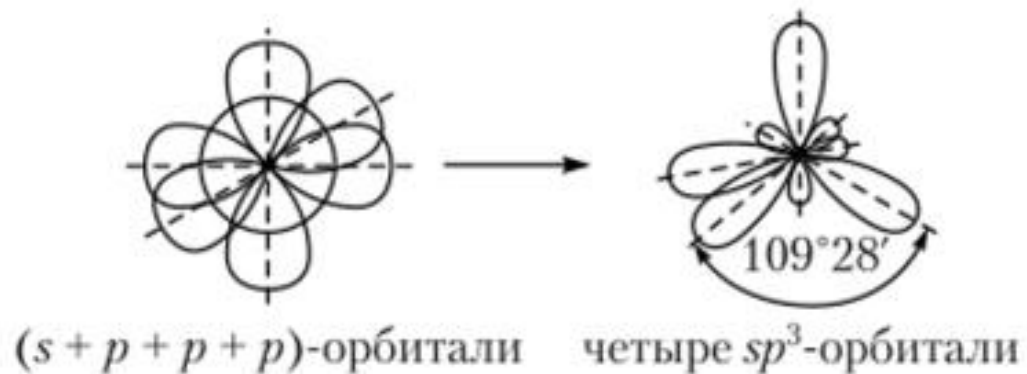
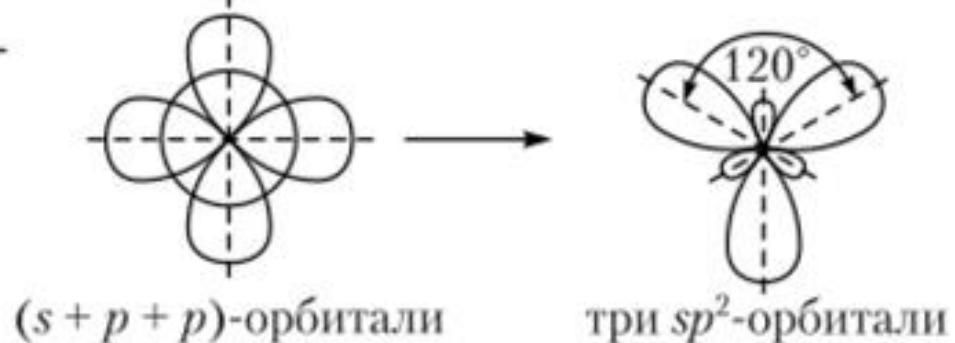
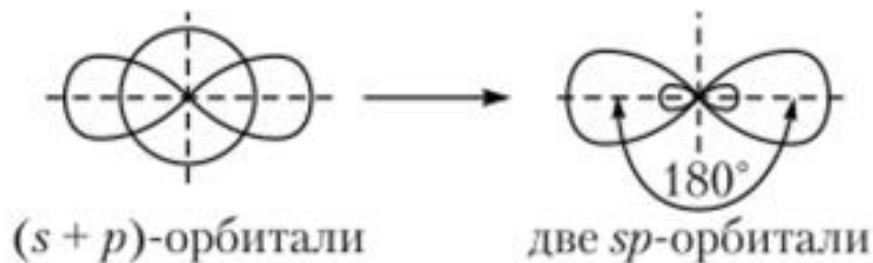
4 гібридизовані орбіталі
 sp^3



Гібридизація атомних орбіталей



Форма
 sp -гібридної
орбітали





Насиченість ковалентного зв'язку - властивість атомів утворювати обмежену кількість ковалентних зв'язків. Так, наприклад, при утворенні іона амонію атом азоту проявляє насиченість, яка дорівнює чотирьом.

NH_4^+ ${}_7\text{N } 2s^2 2p^3$. Три ковалентні зв'язки утворилися по обмінному механізму і одна по донорно-акцепторному механізму. Насиченість ще називають ковалентністю або валентністю. У загальному випадку валентність атома визначається числом орбіталей, які беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку. Це можуть бути:

- орбіталі, що містять не спарені електрони (по обмінному);
- орбіталі, що містять спарені електрони (по донорно-акцепторному);
- вільні орбіталі (по донорно-акцепторному механізму).

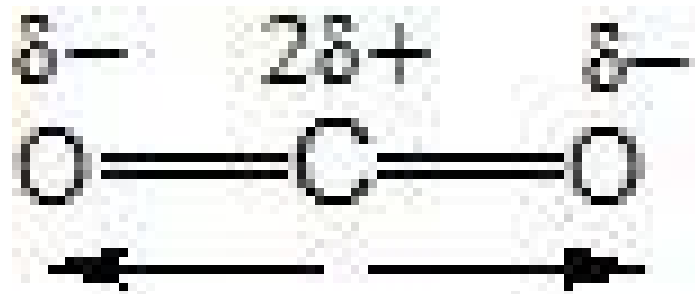


Поляризованість – це здатність ковалентного зв'язку перетворюватись на полярний або більш полярний під дією зовнішнього електричного поля або електричного поля інших атомів, молекул.

Кількісною мірою полярності молекули є величина дипольного моменту μ , який являє собою добуток:
$$\mu = \delta \cdot l \text{ [Кл}\cdot\text{м]}.$$



Дипольний момент – це векторна величина (вектор, напрямлений від позитивно зарядженої частини (кінця) диполя до негативно зарядженого). Сумарний дипольний момент молекули дорівнює векторній сумі дипольних моментів окремих зв'язків та неподілених електронних пар. Тому можуть існувати неполярні молекули з полярним типом зв'язку, коли $\mu = 0$, наприклад, молекула CO_2 :



До неполярних відносяться і такі симетричні молекули (C_6H_6 , CF_4 , SF_6 , CH_4 та ін.).



Іонний зв'язок

Іонний зв'язок - хімічний зв'язок між протилежно зарядженими іонами, що виникає внаслідок їх електростатичного тяжіння. Іонний зв'язок утворюється між атомами елементів, що різко відрізняються між собою за значенням ВЕН (між металами і неметалами). Іонний зв'язок слід розглядати, як крайній (граничний) випадок ковалентного полярного зв'язку, коли єдина електронна пара настільки сильно зміщується до атома з більшою ЕН, що вона стає власністю цього атома.

F : F - ковалентний неполярний зв'язок (два атоми неметалу, але однакові);

H : F – ковалентний полярний зв'язок (два атоми неметалу, але різні);

K : F - іонний зв'язок (атом металу і неметал).



Іонний зв'язок

З'єднань з іонним зв'язком небагато. За звичайних умов це тверді, крихкі речовини, непровідні електричного струму, з високими температурами плавлення. З'єднань з 100 %-им іонним зв'язком не буває. Навіть у самому іонному з'єднанні - CsF - на долю іонного зв'язку доводиться 89 %, решта - ковалентний зв'язок.

Щоб кількісно оцінити, яка доля хімічного зв'язку доводиться на іонний зв'язок, введено поняття міри іонності (полярності) зв'язку, який прямо пропорційний різниці ВЕН атомів, що утворюють зв'язок.



Приклад

Визначити з'єднання з найбільшою мірою полярності (іонності) хімічних зв'язків:

$$\text{CCl}_4 - \Delta\text{ВЕН (C - Cl)} = 2,83 - 2,5 = 0,33$$

$\text{SiF}_4 - \Delta\text{ВЕН (Si - F)} = 4,1 - 1,74 = 2,36$ - найбільша міра полярності

$$\text{SF}_2 - \Delta\text{ВЕН (S - F)} = 4,1 - 2,44 = 1,66$$



Зразкова шкала визначення полярності (іонності) зв'язку:

$\Delta \text{ВЕН} = 0 - 0,5$ - ковалентний слабо полярний зв'язок;

$\Delta \text{ВЕН} = 0,5 - 1,7$ - ковалентний полярний зв'язок;

$\Delta \text{ВЕН} = 1,7 - 2,1$ - ковалентний сильно полярний зв'язок;

$\Delta \text{ВЕН} > 2,1$ - переважно іонний зв'язок.

Іонний зв'язок на відміну від ковалентної не має спрямованості і насичуваності.



Металевий зв'язок

Металевий зв'язок – хімічний зв'язок між позитивно зарядженими іонами металу і усупільненими (колективізованими) електронами за допомогою їх електростатичного тяжіння.

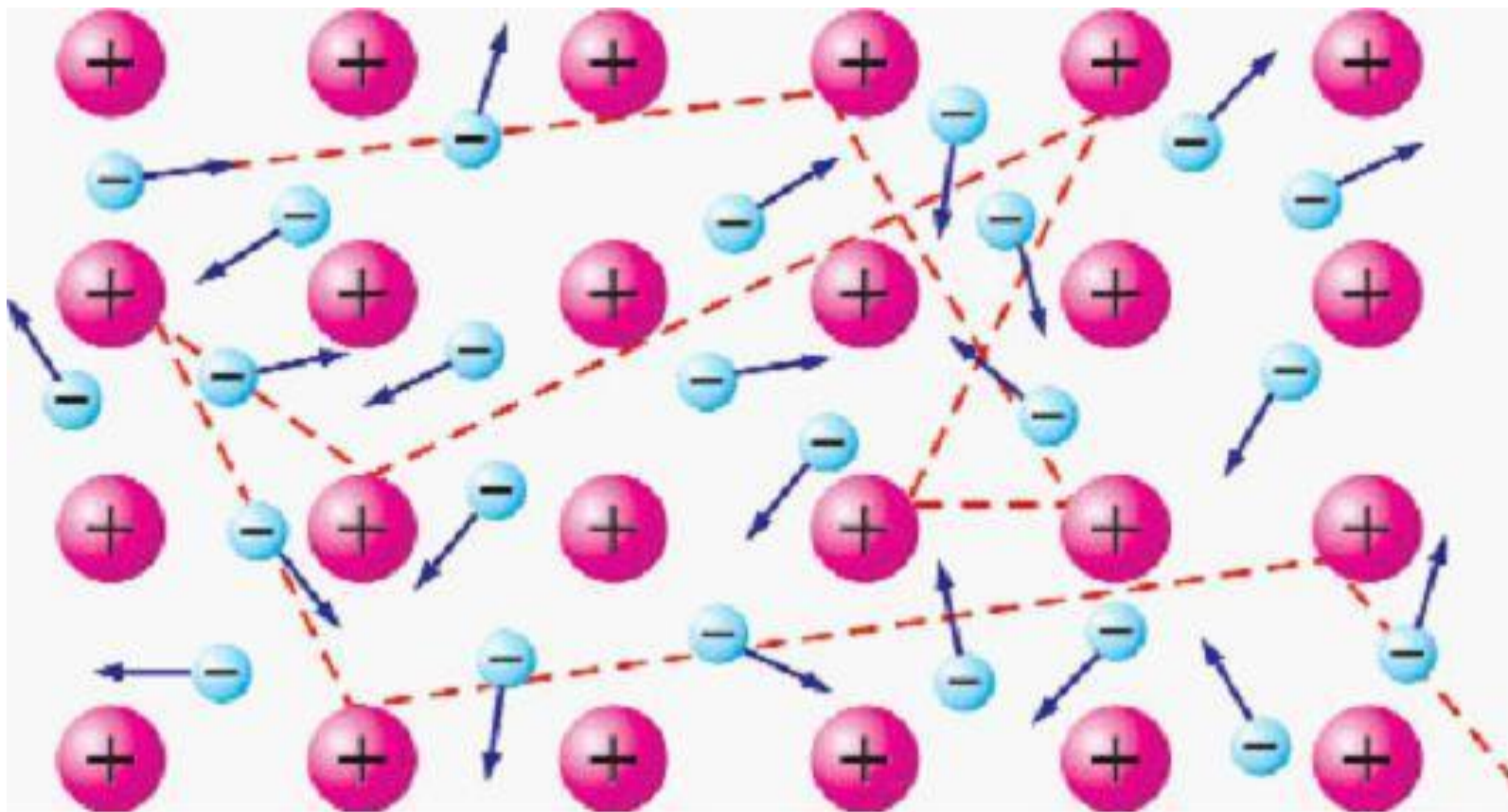
Металевий зв'язок реалізується в металах і їх сплавах, що знаходяться в конденсованому стані (твердому і рідкому).

Металевий зв'язок займає проміжне положення між ковалентним і іонним зв'язком.

Металевий зв'язок не має спрямованості.



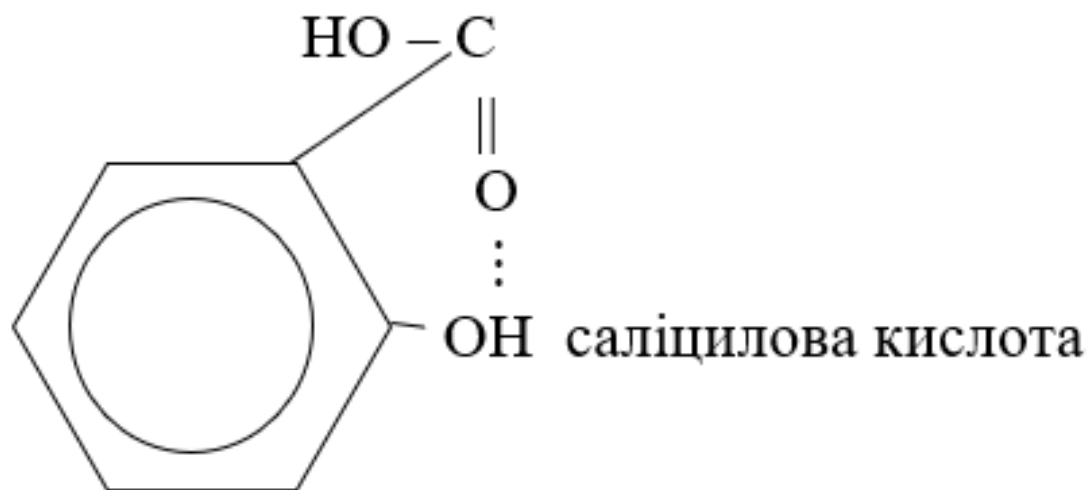
«Електронний газ» у кристалі металу





Водневий зв'язок

Розрізняють внутрішньо молекулярний і міжмолекулярний водневий зв'язок. Внутрішньо молекулярний водневий зв'язок утворюється в основному в молекулах органічних сполук, що містять різні функціональні групи, до складу яких входить водень, сполучений з одним з найбільш електронегативних атомів (F, O, N):



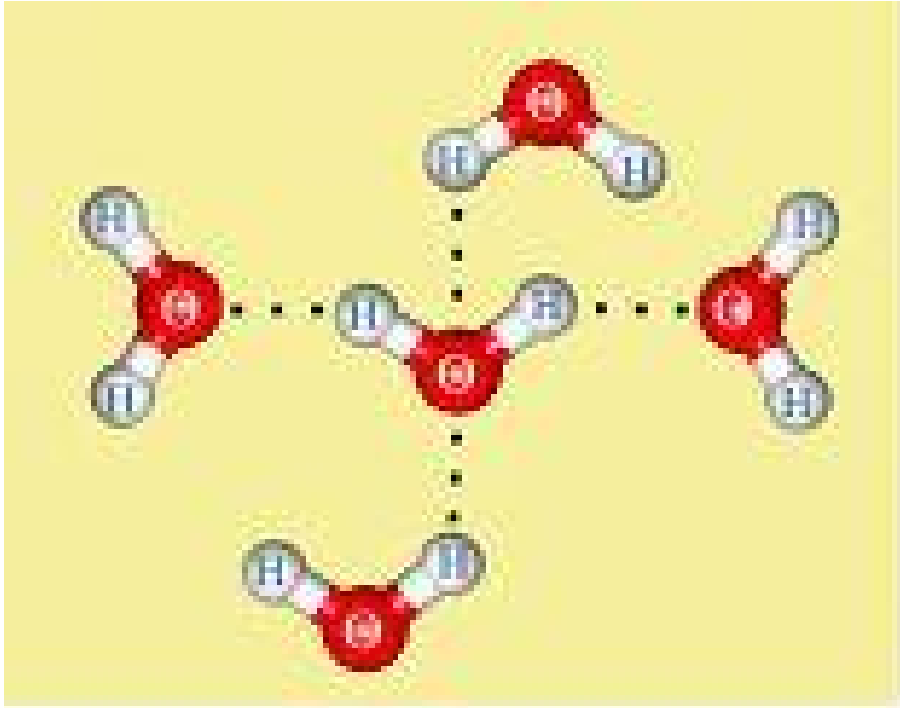


Міжмолекулярний водневий зв'язок утворюється між молекулами, як органічних так і неорганічних з'єднань, до складу яких входить угруповання $-EH$, де $E = F, O, N$.

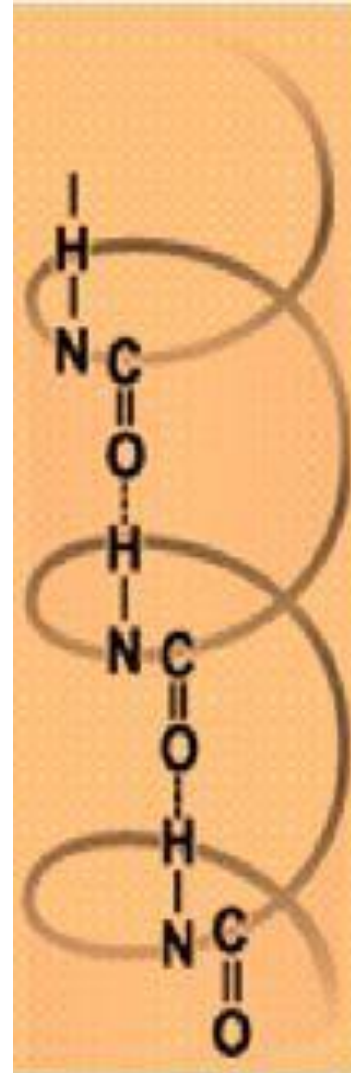
Вважають, що водневий зв'язок утворюється по донорно-акцепторному механізму і має спрямованість. Тому її розглядають не як окремий вид зв'язку, а як різновид ковалентного зв'язку. Означають її трьома точками. Водневий зв'язок на порядок (у 10 разів) слабкіше іонного зв'язку і ковалентного зв'язку. Речовини, між молекулами яких виникає водневий зв'язок мають аномальні фізичні властивості, підвищеною $T_{пл}$, $T_{кіп}$, густину, теплоємність.



Види водневого зв'язку



міжмолекулярний
водневий зв'язок між
молекулами H_2O



внутрішньомолекулярний
водневий зв'язок у
молекулі білку

ХПІ підготовка

Онлайн сервіс НТУ "ХПІ" для вибору спеціальності, тренування до тестів та успішного вступу в університети.

<http://training.kpi.kharkov.ua/>



Національний технічний університет
«Харківський політехнічний інститут»