



ХИМИЧНА ВРЪЗКА

1. Видове химична връзка:

ЙОННАТА ВРЪЗКА

КОВАЛЕНТНА ВРЪЗКА

ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНА (КООРДИНАТИВНА) ВРЪЗКА

ВОДОРОДНА ВРЪЗКА

МЕТАЛНА ВРЪЗКА

МЕЖДУМОЛЕКУЛНО (ВАНДЕРВААЛСОВО) ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ

2. Свойства на химичните връзки и на веществата участващи в тях:

СВОЙСТВА НА ВЕЩЕСТВАТА С ЙОННА ВРЪЗКА

СВОЙСТВА НА КОВАЛЕНТНАТА ВРЪЗКА

- НАСОЧЕНОСТ НА КОВАЛЕНТНАТА ВРЪЗКА
- ЛОКАЛИЗИРАНА И ДЕЛОКАЛИЗИРАНА КОВАЛЕНТНА ВРЪЗКА
- НЕПОЛЯРНА И ПОЛЯРНА КОВАЛЕНТНА ВРЪЗКА
- ЕНЕРГИЯ НА КОВАЛЕНТНАТА ВРЪЗКА
- ДЪЛЖИНА НА КОВАЛЕНТНАТА ВРЪЗКА

ПРИЧИНА ЗА СВЪРЗВАНЕ НА АТОМИТЕ

В 1916 г. Люис предложил своята теория за валентността, която в принципен вид и до днес лежи в представите за природата на химичната връзка.

Два атома се свързват химически само когато при съединяването им, в най-външните електронни слоеве на електронните им обвивки настъпва такова прегрупиране, което има по-голяма стабилност отколкото електронните конфигурации в изходните атоми.

Вътрешните електрони, които по правило образуват запълнени слоеве, остават незасегнати от химичното свързване

Съществен факт при химичното свързване на атомите е стремежът да се получи електронна конфигурация от 8 електрона в последния електронен слой. Тъй като такава конфигурация е характерна за инертните газове (с изкл. на $\text{He} - 2e^-$), отличаващи се с голяма химична инертност, то очевидно е, че стремежът на атомите към получаване на т.нар. **електронен октет** при химичното свързване, води до по-стабилна в химично отношение система (молекула), в сравнение с изходните атоми.

Следователно молекулите са по-бедни на енергия, отколкото свободните атоми и от там и по-устойчиви, което е свързано с взаимодействие между електроните от последния електронен слой.

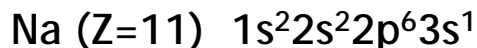
Основната причина за образуването на химичните съединения е намаляването на енергията на атомите при свързването им в молекули.

СЪЩНОСТ НА ЙОННАТА ВРЪЗКА И СВОЙСТВА НА ВЕЩЕСТВАТА С ЙОННА ВРЪЗКА

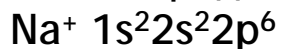
От математическа гледна точка най-простата химична връзка е тази, която може да се счита за чисто електростатична. Това е йонната връзка.

Нека да се разгледа образуването на NaCl.

Натрият има електронна конфигурация

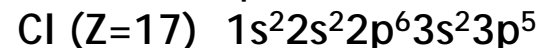


лесно отдава последния си електрон ($3s^1$) и се превръща в натриев йон - електроположително зареден:

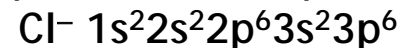


който има електронна конфигурация на предхождащия го инертен газ Неон (Ne).

От друга страна хлорът, поради наличието на 7 електрона в най-външния си електронен слой -

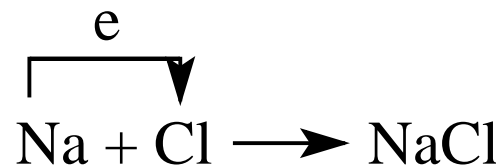


притежава високо електронно сродство и лесно приема електрон, като добива стабилна, октетна конфигурация на стоящия след него инертен газ Аргон (Ar). При това се получава електроотрицателен хлориден йон:

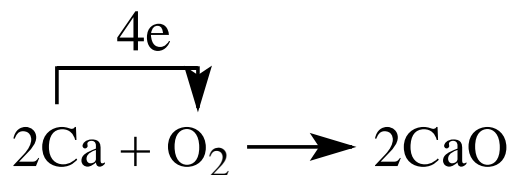
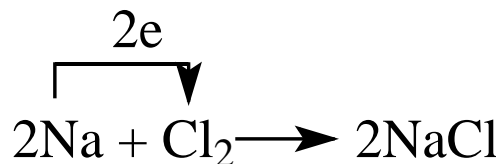


Това допълнително стабилизиране на енергийния баланс на системата се нарича кулонова стабилизация и в крайна сметка подчинява образуването на йонната връзка на основното правило - намаляване на общата енергия на системата.

Схематичното записване на йонната връзка се изразява с уравнения, показващи прехода на електрони:



или по-точно:

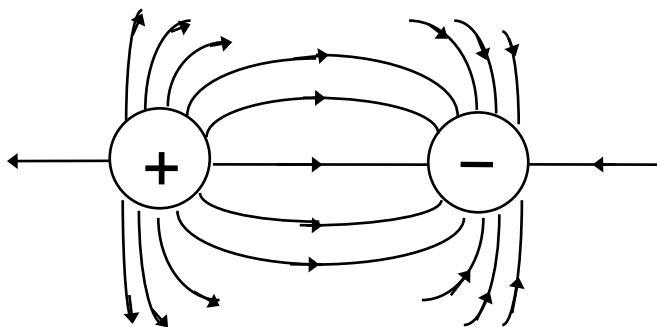


Теорията на йонната връзка е предложена от Косел (1916 г.), като в нейна полза говорят свойствата на голям брой соли в кристално и разтворено състояние.

Според съвременните представи образуването на чисто йонна връзка е практически невъзможно, защото не се извършва пълен преход на електрони от единия към другия атом. По-правилно е да се говори за степен на йонен характер на връзката или по-кратко степен на йонност.

Йонната връзка няма пространствена насоченост, защото всеки йон е електрически заредена частица, чието силово поле е равномерно разпределено във всички направления и респективно може да привлича противоположно заредени йони във всяко направление.

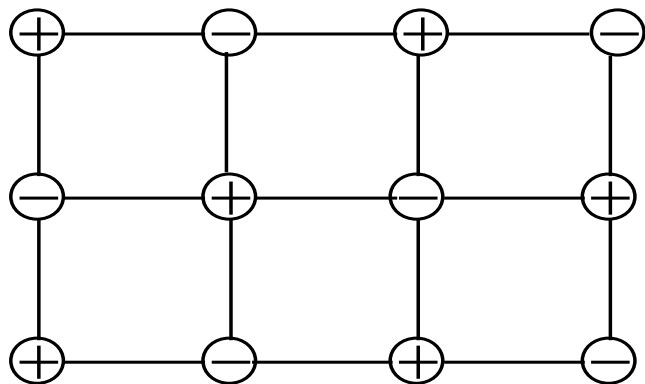
При взаимодействието на два противоположно заредени йона компенсиране на техните силови полета настъпва само по посока на оста, която ги свързва. Всеки йон може да привлича противойони и в други направления. Този факт характеризира друго важно свойство на йонната връзка - нейната ненаситеност.



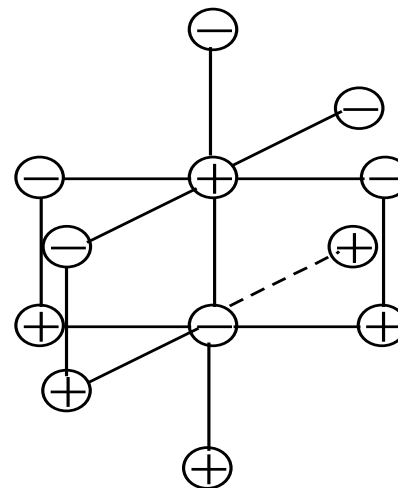
Разпределение на силовите полета на два разноименни йона

Химичните съединения, които са изградени от йони се наричат **йонни съединения** и се срещат най-често при солите, изградени от едно- и двувалентни йони с електронна конфигурация на инертен газ - това са йоните на алкалните, алкалоземните метали и на халогенните елементи. Йонни съединения са и голяма част от оксидите на металите и някои киселини и основи.

Критерий за йонна връзка е изразеният йонен тип кристална решетка.



в равнината

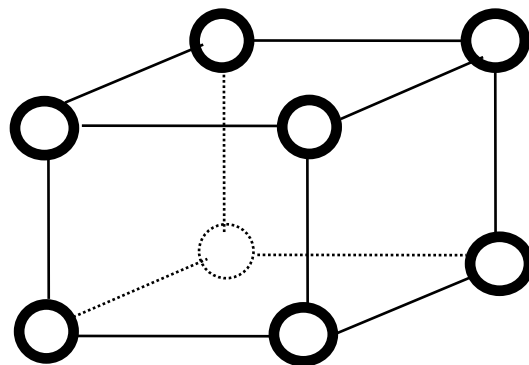


в пространството

Йонната връзка е здрава, затова йонните съединения имат висока температура на топене, значителна твърдост и крехкост, висока електропроводност в стопилка и във воден разтвор.

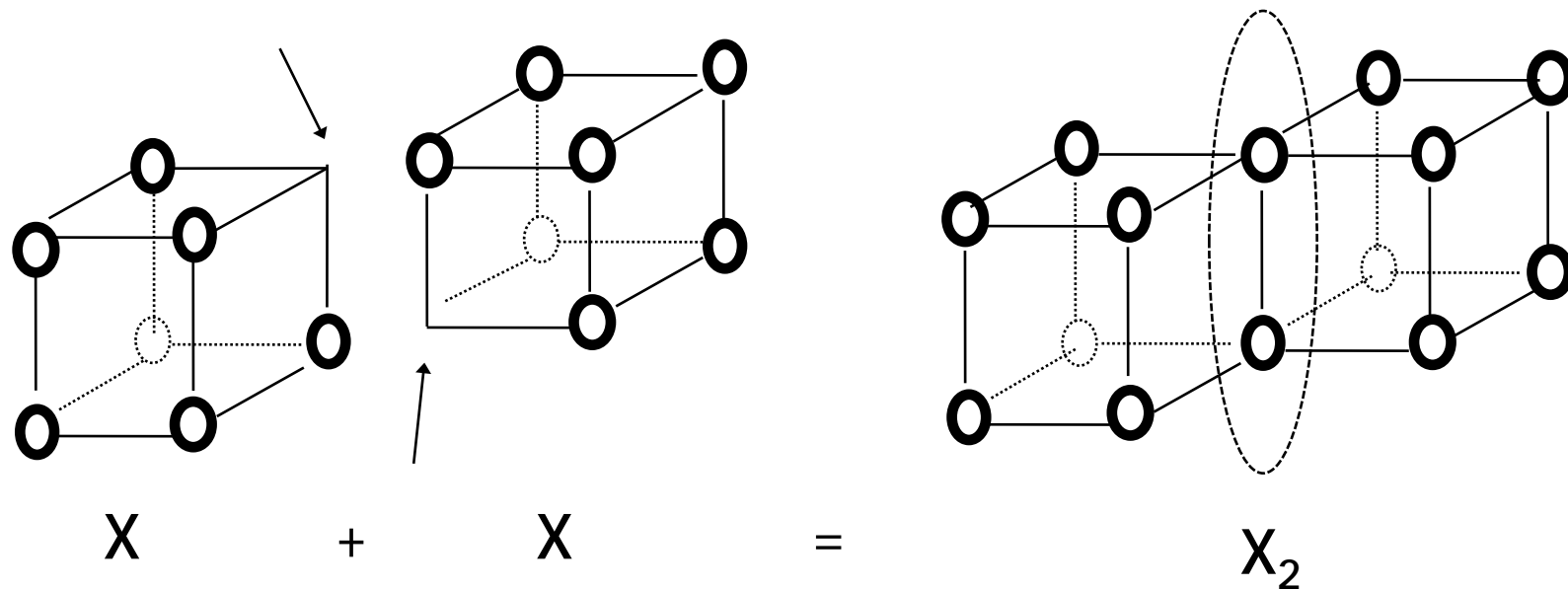
ОБРАЗУВАНЕ НА КОВАЛЕНТНА ВРЪЗКА

Според Люис взаимно допълване на най-външните електронни слоеве на свързващите се атоми до октет (или най-общо до стабилна електронна конфигурация на инертен газ) може да стане така, че атомите в молекулата да притежават някои общи електрони. Люис изобразява схематично атомите на инертните газове (освен He) с кубични модели, във върховете на които поставя електроните от най-външните обвивки:



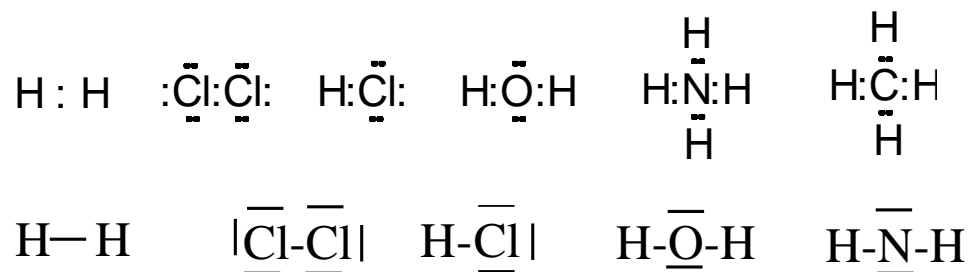
При атомите на елементите, които предхождат инертните газове, не всички върхове са заети.

Така напр. при халогенните елементи не остава един връх, при елементите от кислородната група - 2 , при азотната - 3 .



В тази химическа връзка двата атома имат една обща електронна двойка, в която всеки атом участва с един електрон. Следователно тази двойка е съвместно притежание на двата атома и тя отговаря на една валентна връзка. Казва се още, че електронната двойка е поделена между двата атома. Тази химическа връзка, за разлика от електровалентната се нарича ковалентна.

Общата двойка се означава с две точки, разположени между химичните знаци (т.нар. **люисови структури**)



Ако в едно съединение липсват достатъчно валентни електрони, за да се получи октетна конфигурация от образуването само на една електронна двойка между всеки два атома, атомите могат да образуват 2 до 3 общи електронни двойки. Това представляват **двойната** и **тройната връзка**, които схематично се представят по следния начин:



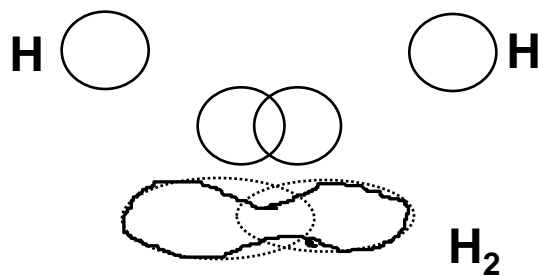
Ковалентна връзка осъществена с една обща електронна двойка се нарича **проста**, а с 2 или 3 електронни двойки - **сложна** или **кратна**. Кратността на връзката се определя от броя на общите електронни двойки.

При изходните (несвързани) атоми всеки от участващите в двойката електрони е в определено състояние, характеризиращо се с 4-те квантови числа, заема определена орбитала, притежава съответна енергия, респективно размери, форма и насоченост на своя електронен облак

Поради това тяхното състояние не се описва с изходните параметри, защото електроните не се намират на атомни орбитали, а на **молекулна орбитала**, която представлява математическа функция при точно определена комбинация от три квантови числа - n , l , m и на нея съответства точно определена енергия и точно определен електронен облак.

Независимо от своето изходно състояние двата електрона на молекулната орбитала притежават еднаква енергия и един електронен облак. Различават се само по своя спин, поради което се наричат **сдвоени електрони**.

Образното получаване на молекулните орбитали от атомните може да се представи като припокриване на електронни облаци на атомните орбитали. Получава се нов електронен облак. Всеки от двата електрона може да се намира със значителна вероятност в границите на този по-голям електронен облак

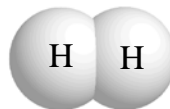


Или: ковалентната връзка се осъществява посредством една или няколко общи електронни двойки. Електронните двойки могат да бъдат от една до три и се намират на обща за двата атома молекулна орбитала.

НЕПОЛЯРНА И ПОЛЯРНА КОВАЛЕНТНА ВРЪЗКА НЕПОЛЯРНИ И ПОЛЯРНИ МОЛЕКУЛИ

Разпределението на електронната плътност в облака, съответстващ на молекулната орбитала, се отразява върху здравината на връзката.

Ако в ковалентната връзка участват два атома на един и същ химичен елемент, плътността на облака около двете ядра ще е еднаква. Такава връзка се нарича **неполярна** или **хомеополярна**.



Ако във връзката участват атоми на различни елементи, разпределението на електронната плътност в облака няма да е равномерно около двете ядра, а връзката се нарича **полярна**.

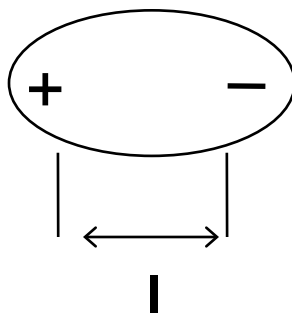
Полярността на връзката може да бъде предвидена, като се знае разликата в електроотрицателността на свързващите се атоми. По правило електроотрицателността расте със заемането на външните електронни обвивки на атомите в редовете на периодичната система от ляво на дясно - например:



Поради тази причина в реда на съединенията CH_4 , NH_3 , H_2O , HF расте полярността на връзката между водорода и другите атоми

Двуполюсните молекули се наричат **диполи**, а диполът се характеризира с величината **диполен момент** (μ).

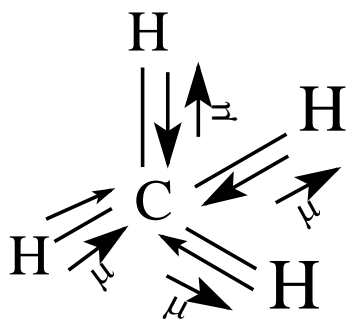
$$\mu = l \cdot q$$



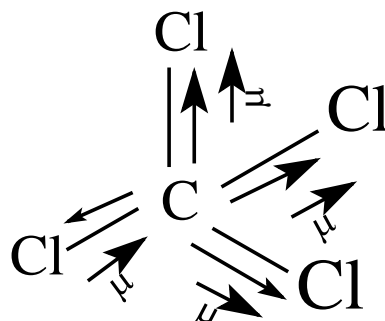
Където l е дължината на дипола, определена от разстоянието между положителните и отрицателните заряди, а q - големината на заряда.

При многоатомните молекули диполният момент на молекулата е векторна сума от диполните моменти на отделните връзки и зависи от техния пространствен строеж.

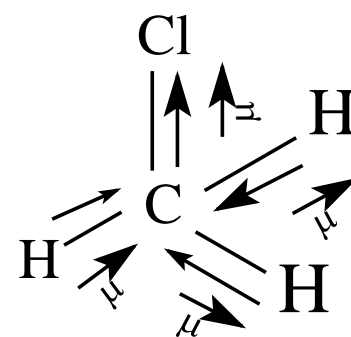
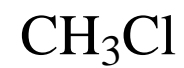
Например молекулите на CO_2 и H_2O са образувани от полярни връзки, но първата е неполярна, докато молекулата на водата е полярна. Причината за това е, че молекулата на CO_2 има линеен строеж $\text{O} = \text{C} = \text{O}$ и векторните суми от диполните моменти на връзките $\text{C} = \text{O}$ е нула. В молекулата на водата връзките $\text{O} - \text{H}$ сключват ъгъл $104^\circ 28'$ и векторната сума от диполните моменти не е нула - молекулата е полярна.



неполярна

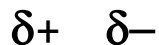


неполярна



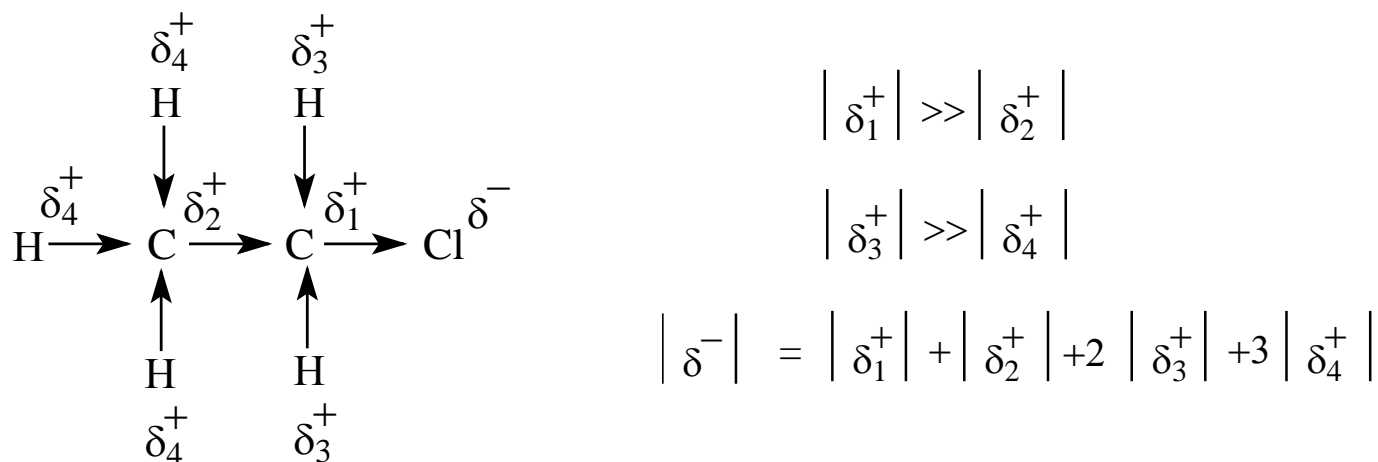
полярна

Една ковалентна връзка може да бъде полярна поради първоначалното несиметрично разпределение на електронната плътност между свързаните



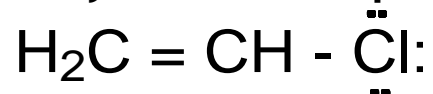
атоми (H - Cl), но може и допълнително да се поляризира под влияние на съседни атоми или молекули. Това свойство на ковалентната връзка се нарича **поляризуемост**.

Като пример може да бъде посочен хлоретана $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{Cl}$, където частичният положителен заряд при въглеродния атом се компенсират отчасти поради поляризиране на съседните връзки:



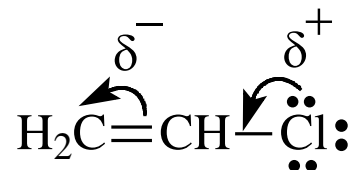
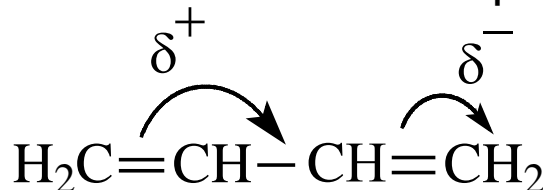
Поляризирането на такива връзки (**σ -връзки** - вж. по-долу) под влияние на даден заместител се нарича **индукционен ефект (I)**. Той намалява бързо с увеличаване на разстоянието от заместителя

Когато в дадена молекула са създадени две или повече връзки от припокриване на електронни облаци в два сектора (т.нар. π -връзки - вж. по-долу), какъвто е случая в молекулата на бутадиена $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$, или когато в съседство на π -връзка има атом с неподелена електронна двойка (p-електрони), както е в молекулата на хлоретена (винилхлорида):



настъпва по-сложно взаимодействие между електроните, наречено **ефект на спрягане** или **мезомерен ефект (M)**.

Мезомерният ефект води до стабилизиране на молекулите поради разсредоточване на зарядите - π -електроните или съответно π - и p-електроните стават **общ** за системата от атоми. Мезомерният ефект се изразява схематично с извити стрелки:



Когато електронната плътност е изтеглена към заместителя и той се зарежда частично отрицателно, неговият индукционен (съответно мезомерен) ефект е отрицателен: - I (- M). Когато електронната плътност около заместителя е понижена и той се зарежда частично положително, то индукционният (съответно мезомерният) ефект е положителен: + I (+ M).

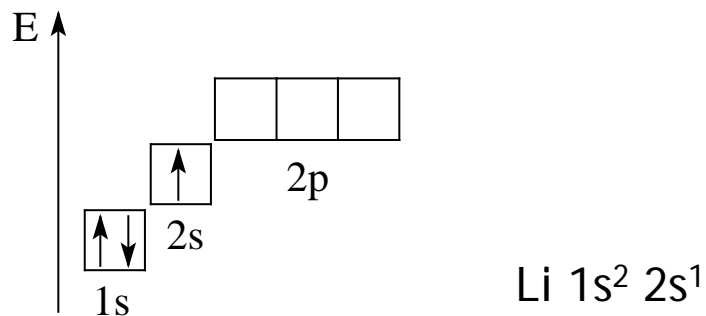
ВАЛЕНТНИ ЕЛЕКТРОНИ

При образуването на ковалентната връзка общата електронна двойка се осъществява от електрони, намиращи се в последните електронни слоеве.

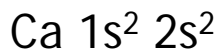
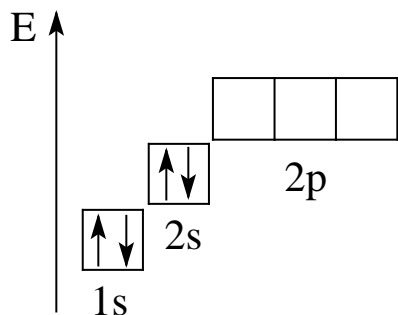
Като се има предвид електронната конфигурация на даден атом, то може да се определят онези електрони, с които атомът потенциално може да участва в ковалентно свързване. Тези електрони се наричат **валентни електрони**. Валентните електрони се намират в най-външния или в двата последни електронни слоя.

Броят на единичните електрони в даден атом може да се увеличи при прехода на атома от основно във възбудено състояние. Този преход е свързан с допълнително разкъсване на готови електронни двойки и с преминаване на освободените единични електрони на други свободни орбитали. Това са по принцип орбитали от същия електронен слой, с еднакво главно квантово число n .

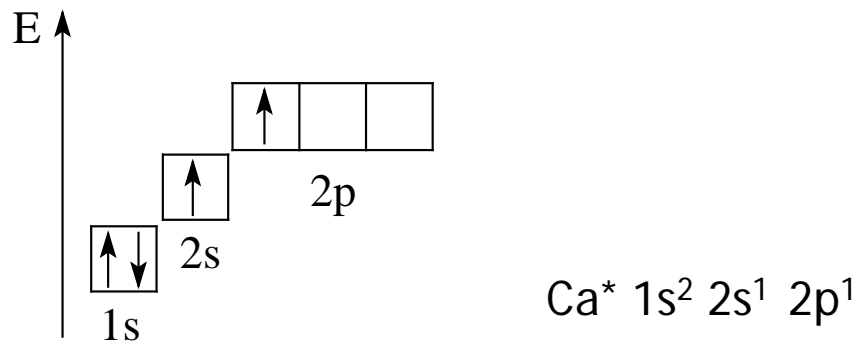
Елемент No.3 е Литият (Li). Наред с двата електрона от първия електронен слой съществува и трети електрон на нивото 2s. Ясно е, че литият ще се проявява в първа валентност:



Атомите на Калция са с електронна конфигурация:

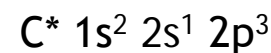
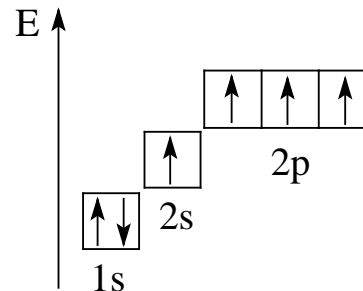
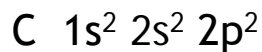
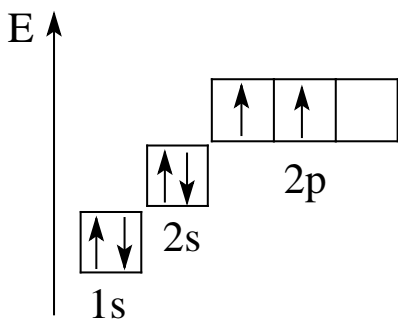


което предполага, че най-очаквано е нулевото валентно състояние, т.е. калцият да е неактивен елемент. В хода на химичното взаимодействие, обаче, калцият получава известно количество енергия и преминава във възбудено състояние:

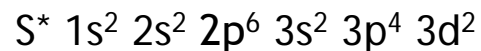
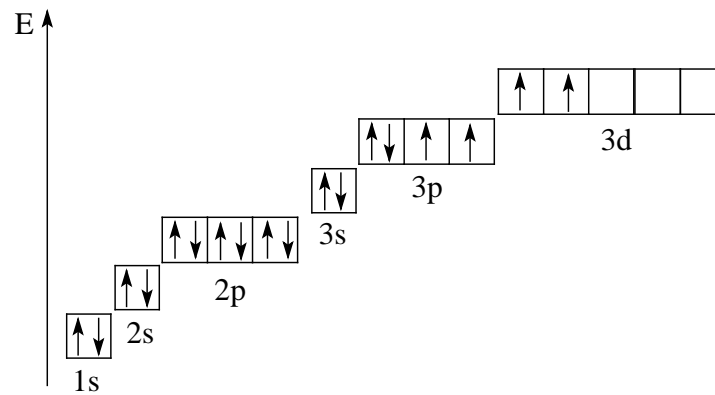
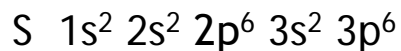
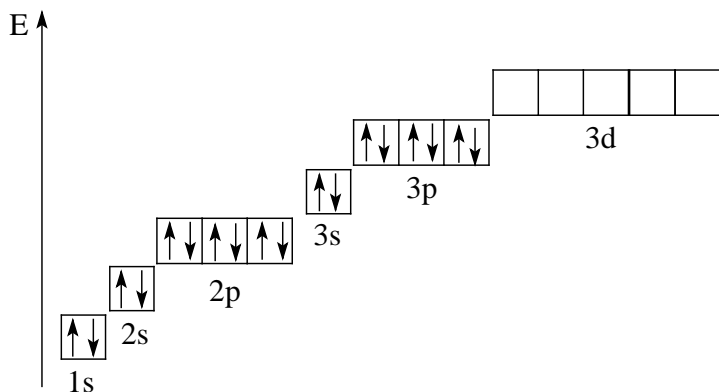


Това обяснява обстоятелството, че калцият в своите съединения се среща изключително във втора валентност.

При елемента **№.6, Въглерода**, трябва да се очаква проява на втора валентност в невъзбудено състояние и на четвърта във възбудено:



Аналогично разглеждане на **Сярата**, за която наред с второто валентно състояние следва да се очаква тя да се прояви от четвърта и от шеста валентност, което се потвърждава от нейните най-известни съединения - H_2SO_4 (шеста), SO_2 (четвърта) и H_2S (втора).

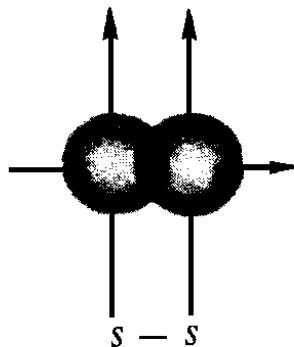


НАСОЧЕНОСТ НА КОВАЛЕНТНАТА ВРЪЗКА

За разлика от йонните връзки ковалентните връзки се характеризират със свойството да се насищат и да бъдат насочени в пространството.

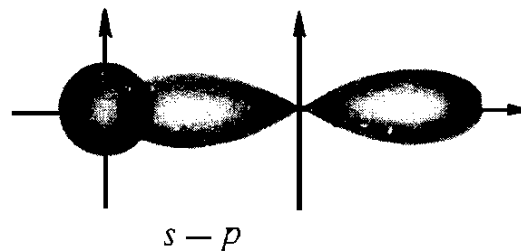
Пространствената насоченост на връзките се определя от пространствените особености на електронните облаци на валентните електрони, които се припокриват при образуването на ковалентната връзка.

Така например ако електронните облаци се припокриват само в един сектор, като се разполагат по съединителната ос между двете ядра, то връзката се означава като σ -връзка. Тя е характерна за s , p и d -електронните облаци:



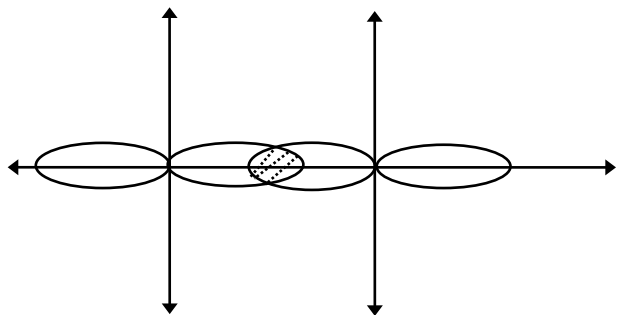
s - s (H_2)

неполярна молекула



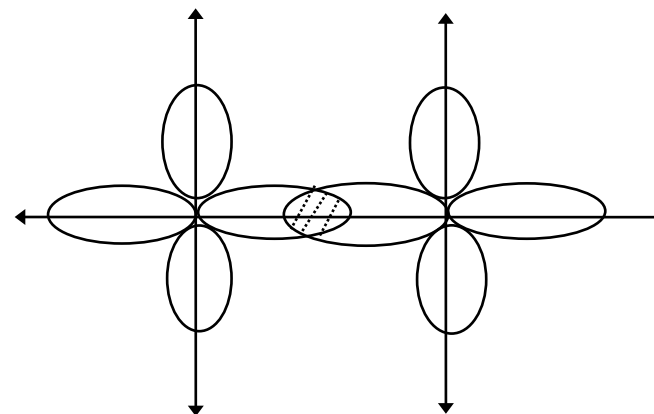
s - p (HCl)

полярна молекула

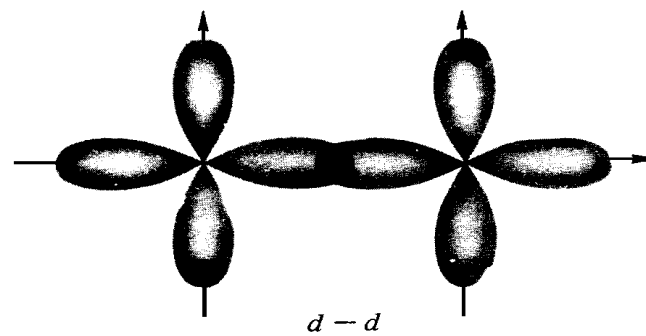
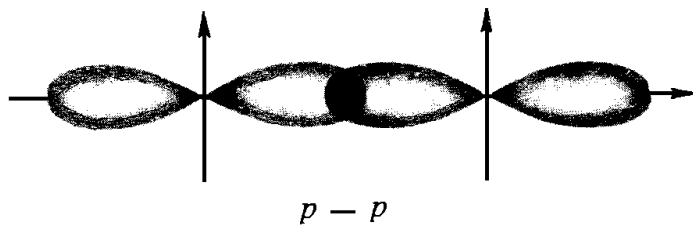


$p - p (F_2)$

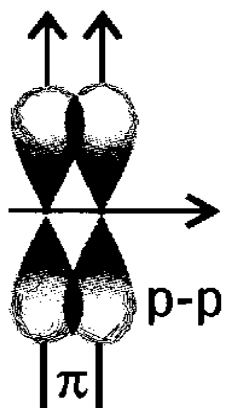
неполярна молекула



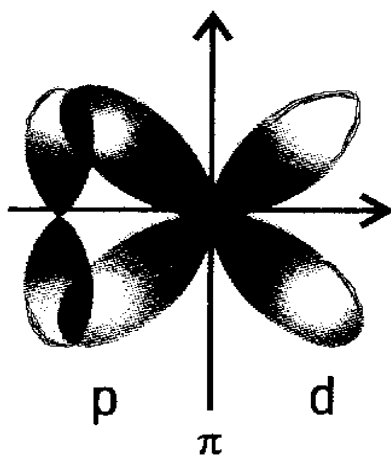
$d - d$



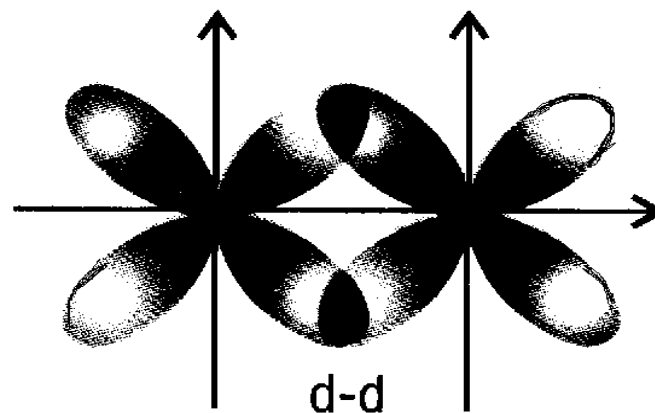
π -връзка се получава при припокриване на електронните облаци от двете страни на линията, съединяваща двете ядра, при което се получават два сектора на припокриване:



$p - p$



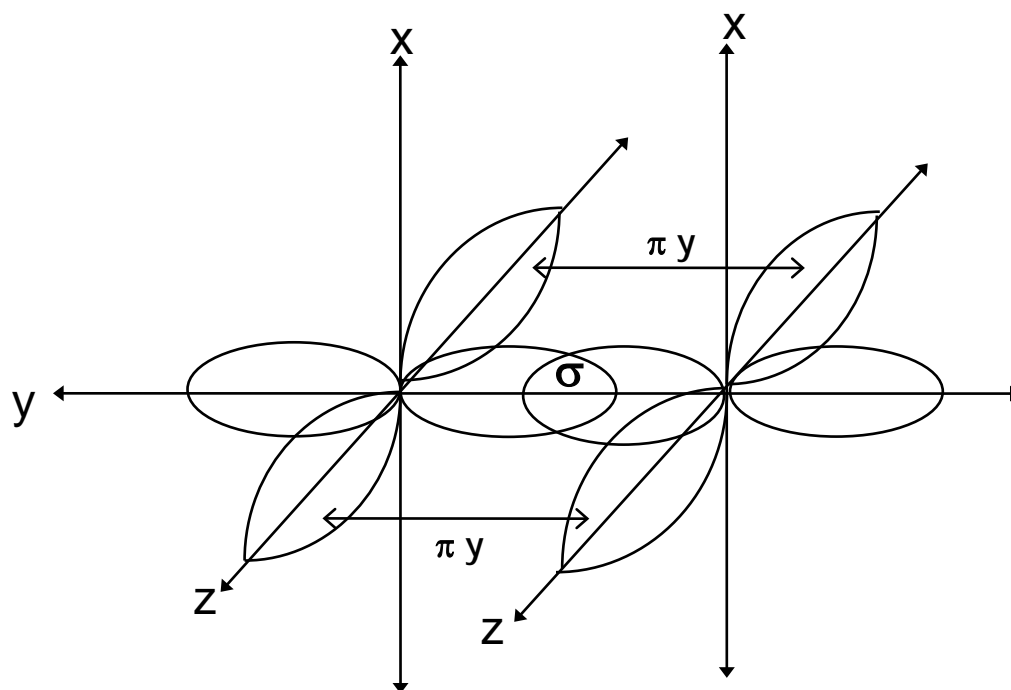
$p - d$



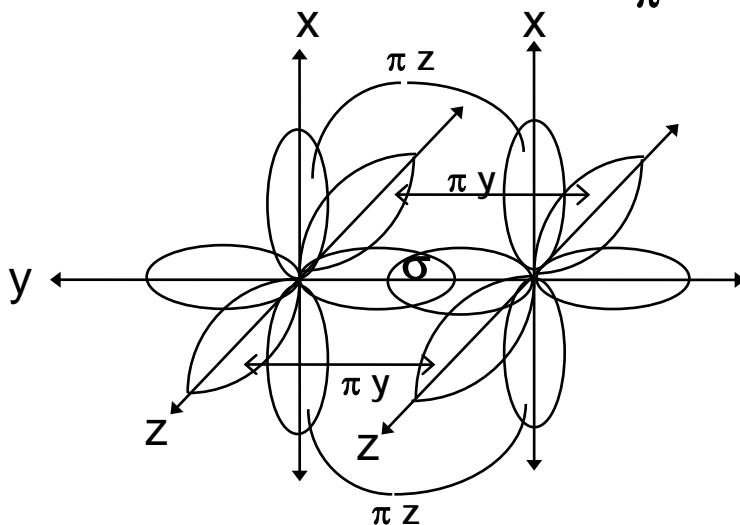
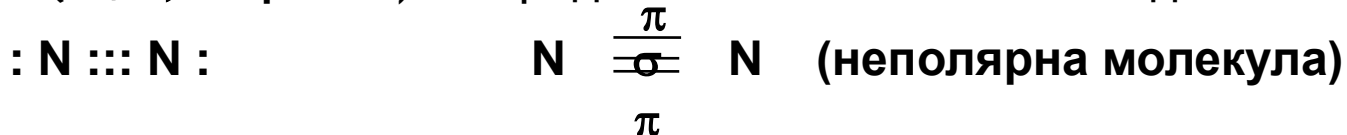
$d - d$

Равнината, в която лежат π -връзките е перпендикулярна на равнината на σ -връзката. Като правило π -връзка се образува след образуване на поне една σ -връзка. Поради това π -връзката е по-слаба от σ -връзката.

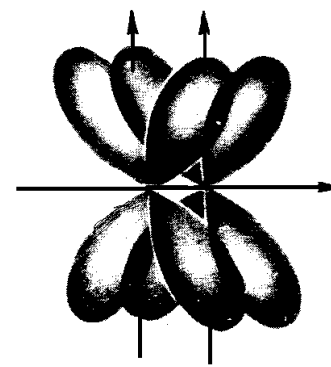
Например при молекулата на кислорода $O_2 - O (1s^2 2s^2 2p^4)$, който има два валентни електрона на $2p_y$ и $2p_z$ -орбиталите, образуването на двойната връзка (σ - и π -връзки) може да се представи схематично по следния начин:



При молекулата на азота N_2 ($1s^2 2s^2 2p^3$), който има три валентни електрона на $2p_x$, $2p_y$ и $2p_z$ -орбиталите, образуването на тройната връзка (σ , π , π -връзка) се представя схематично по следния начин:



Делта-връзките (δ) се осъществяват при едновременно припокриване на четирите сектора на d -електронните облаци, разположени в две паралелни плоскости :



d - d (δ -връзка)

ХИБРИДИЗАЦИЯ

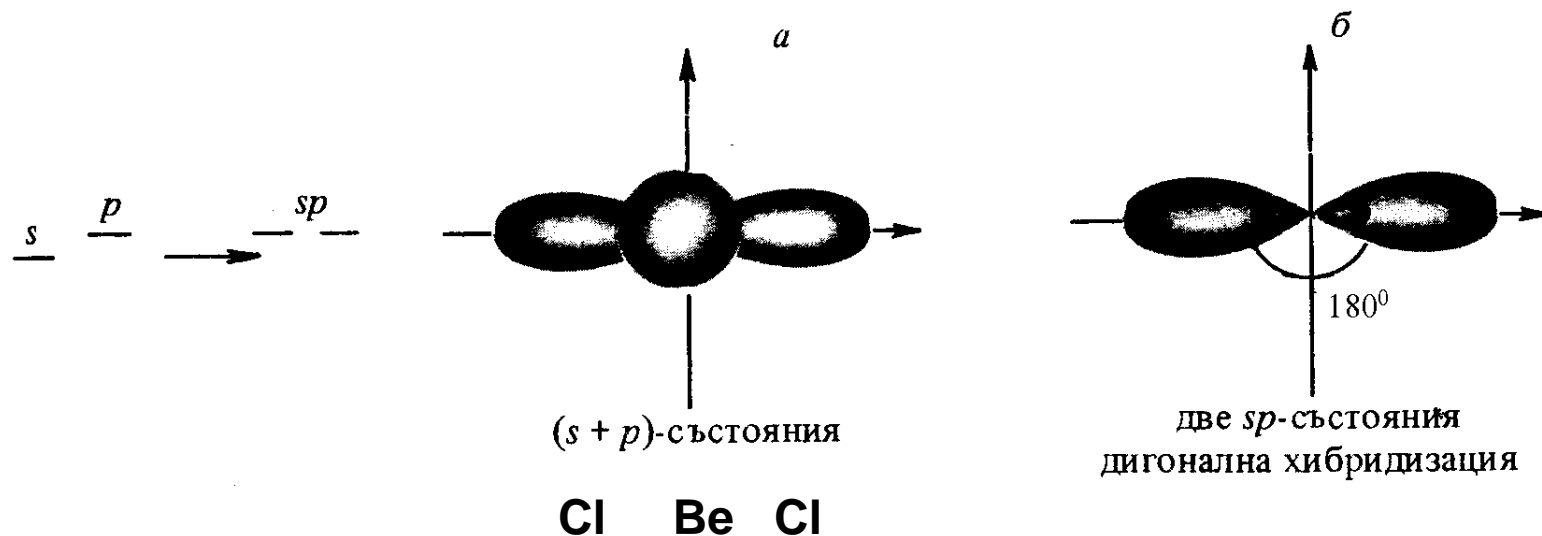
В хода на химичното свързване орбиталите на валентните електрони претърпяват известни промени, които засягат и тяхната пространствена ориентация. Този ефект се свързва с идеята за хибридизацията на орбиталите.

Хибридизацията е моделно взаимодействие между орбиталите на валентните електрони в един и същи атом, което води до получаване на нови хибридни орбитали - еднакви по енергия, равномерно насочени в пространството, равностойни за участие в химична връзка.

В хибридизацията могат да участват орбитали от един и същи електронен слой или такива, при които сумата от главното (n) и орбиталното квантово число (l) е близка. В хибридизацията участват s , p и d -орбитали. Припокриването между хибридни орбитали, както между хибридни и нехибридни атомни орбитали води до образуване на σ -връзки. Нехибридните p -АО, останали след sp и sp^2 -хибридизации, участват в образуването на π -връзки.

sp - хибридизация (дигонална хибридизация)

Така напр. при образуването на BeCl_2 , двата валентни електрона на Be ($2s$ и $2p_x$), хибридизират и се получават две sp -хибридни орбитали:

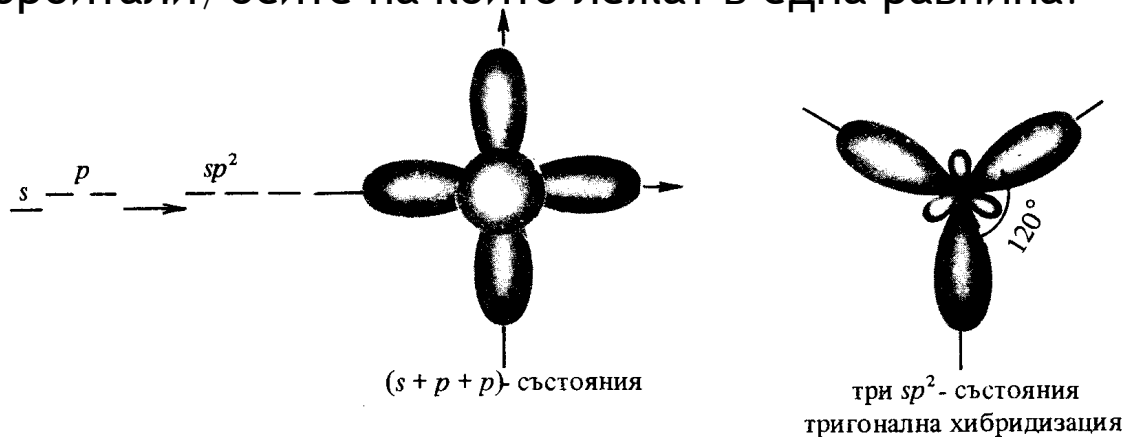


Поради това и молекулата на BeCl_2 е линейна и двете връзки сключват ъгъл 180° помежду си, а sp -хибридизацията се нарича още дигонална.

Този вид хибридизация е характерен и при въглерода, когато образува тройна връзка ($\text{H-C}\equiv\text{C-H}$, $\text{H-C}\equiv\text{N}$) и в молекулата на CO_2 , където молекулата е линейна, както и при други елементи.

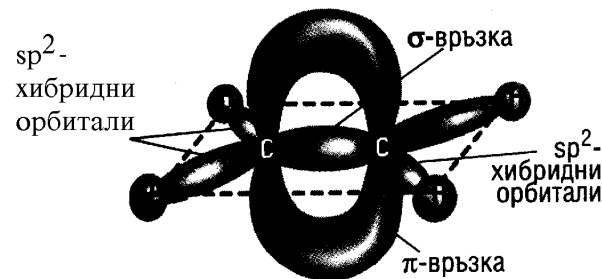
sp^2 - хибридизация (тригонална хибридизация)

При хибридизацията на една s - и две p - орбитали се образуват три sp^2 хибридни орбитали; осите на които лежат в една равнина.



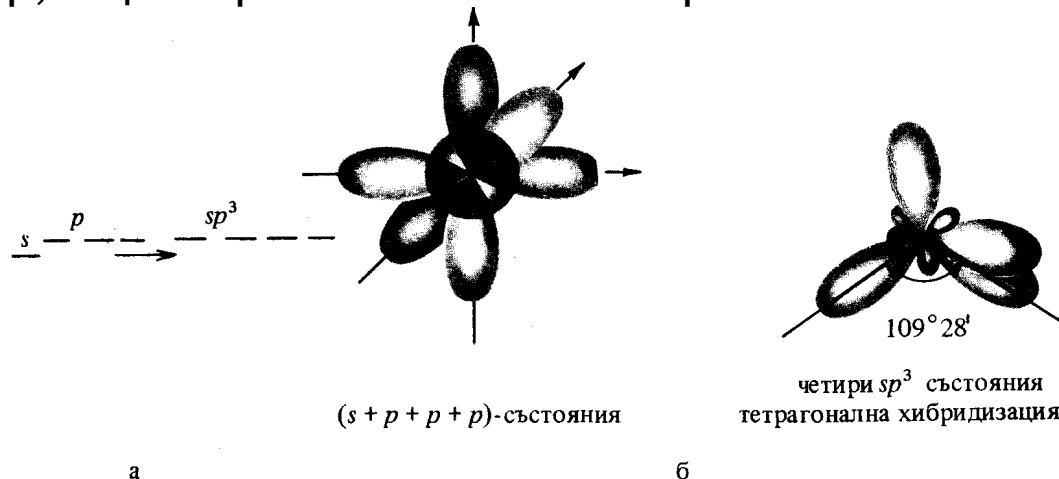
В това състояние атомите на бора образуват три σ -връзки с хибридните sp^3 -орбитали. Сигма връзките лежат в една равнина и ако атомите, с които е свързан борният атом са еднакви, валентният ъгъл е 120° .

В това състояние въглеродните атоми образуват три σ -връзки, които лежат в една равнина и една π -връзка с $2p$ -орбиталата, равнината, на която е перпендикулярна на равнината на σ -връзките. Например при етена (етилена) това се представя схематично така:



sp^3 - хибридизация (тетрагонална хибридизация)

При хибридизация на една s - с три p -орбитали се образуват четири еднакви sp^3 -хибридни орбитали, осите на които са насочени към върховете на тетраедър, в центъра на който се намира атомът на елемента.



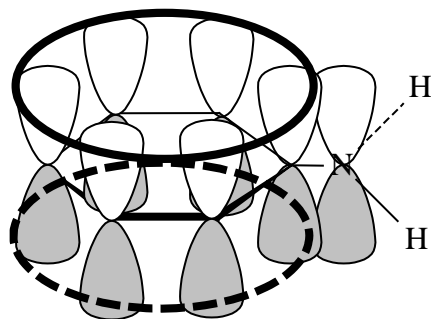
Например хибридизацията на въглерода в молекулата на метана (CH_4) се изразява схематично по следния начин:



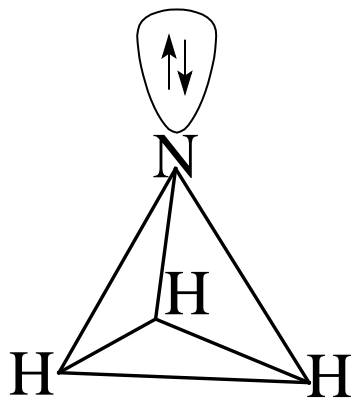
Ако атомите и атомните групи, с които е свързан въглеродният атом са еднакви -тетраедрите са правилни и валентните ъгли са равни на $109^\circ 28'$.

Освен въглерода в хибридизация могат да участват и други елементи, например - азот:

Например при азота в анилина се наблюдава sp^2 хибридизация:



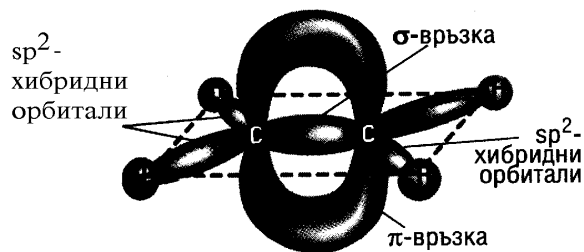
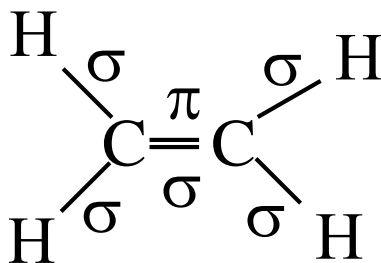
Докато в молекулите на амоняка, мастните амини и амониевият йон азотният атом е в sp^3 -хибридизация.



ЛОКАЛИЗИРАНА И ДЕЛОКАЛИЗИРАНА КОВАЛЕНТНА ВРЪЗКА

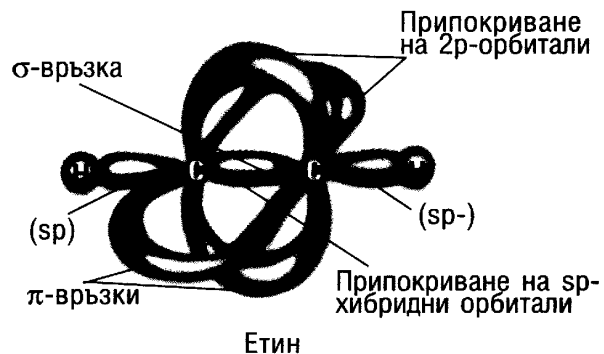
Въглеродният атом не винаги образува sp^3 -хибридни орбитали.

Така например в молекулата на етена С-атом е в състояние на sp^2 -тригонална хибридизация, като двата сектора на припокриване от π -връзката са над и под равнината на sp^2 -хибридните орбитали



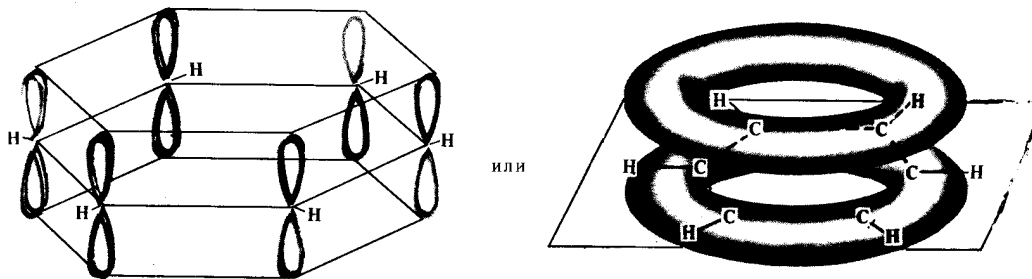
В тази молекула електронните двойки, осъществяващи σ - и π -връзките са локализирани (съсредоточени) между двата въглеродни атома и напълно им принадлежат.

По аналогичен начин се получава молекулата на етина, където С-атоми са в sp -дигонална хибридизация.

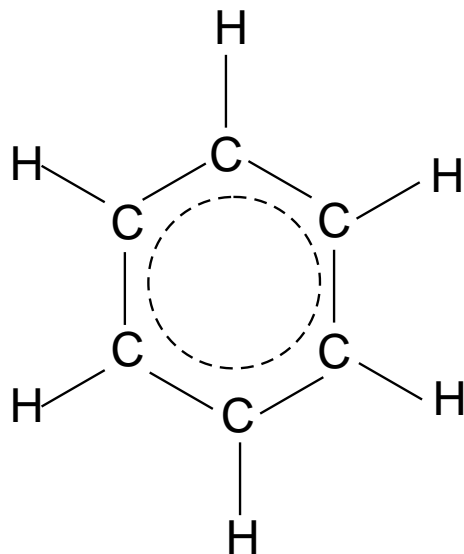


В тази молекула както σ -връзката, така и двете π -връзки са локализирани между двата С-атома - аналогично на етена.

В молекулата на бензена C_6H_6 шесте С-атома се намират в състояние на sp^2 -тригонална хибридизация.

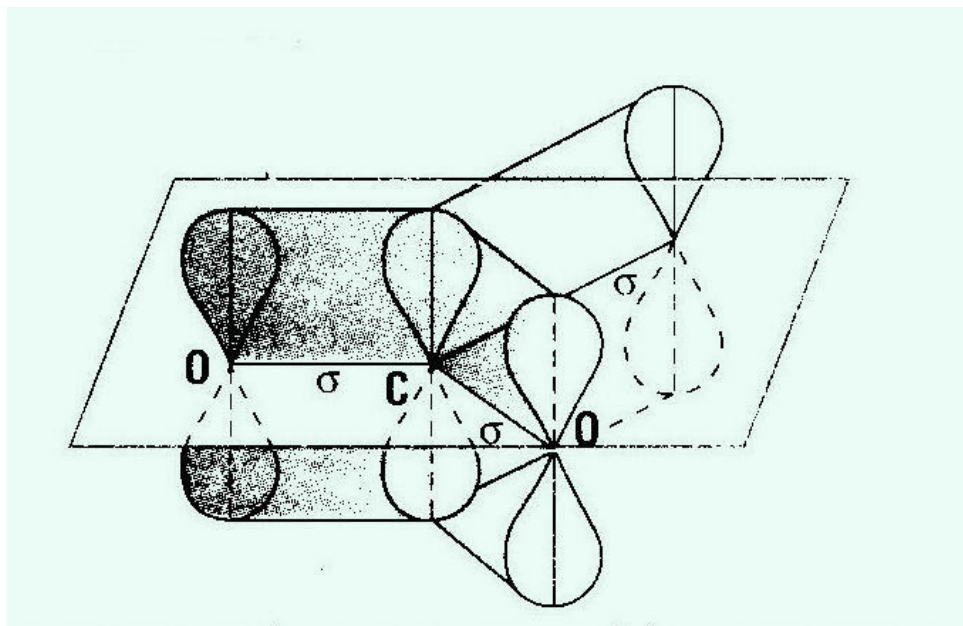


Последният - четвърти валентен електрон на С-атом не е хибридизиран и се намира в pz-електронен облак, разположен перпендикулярно на равнината на пръстена. В това състояние се намират и шесте електрона на С-атоми. Те формират три електронни двойки със сдвоени спинове, като електронните облаци се припокриват над и под равнината на сигма-връзките (на С-пръстен). Образуват се делокализирани π -връзки, като електронната плътност и на трите облака се разпределя равномерно между шесте С-атома над и под пръстена - получават се два участъка с повишена електронна плътност над и под равнината на σ -връзките. По този начин между всеки два С-атома остава една σ -връзка (локализирана) и $1/2$ π -връзка. Делокализираната връзка се означава с прекъснатата линия:



Аналогично състояние на делокализация на π -връзки съществува в анионите на кислородните киселини CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , NO_3^- и др.

Така напр. в карбонатния анион **С-атом** е в състояние на sp^2 -тригонална хибридизация и образува три σ -връзки с един от валентните електрони на кислорода, където връзките са разположени в една равнина. Неучаствалият в хибридизация четвърти електрон на **С-атом** (p -електрон) и останалите p -валентни електрони на кислородните атоми, образуват делокализирани π -връзки с области на припокриване над и под равнината на σ -връзките. По този начин връзките в карбонатния анион са **локализирани** (σ) и **делокализирани** (π), а връзката **С - О** е от порядъка на $1^{1/3}$:



ЕНЕРГИЯ НА КОВАЛЕНТНАТА ВРЪЗКА

Устойчивостта на една молекула зависи от здравината на ковалентните връзки в нея. Мярка за здравината на една ковалентна връзка е енергията, необходима за разкъсването на общата електронна двойка между два атома. Числено тя е равна на енергията, която се е отделила при образуването на тази връзка. Измерва се в килоджаули на мол (kJ/mol). Например:

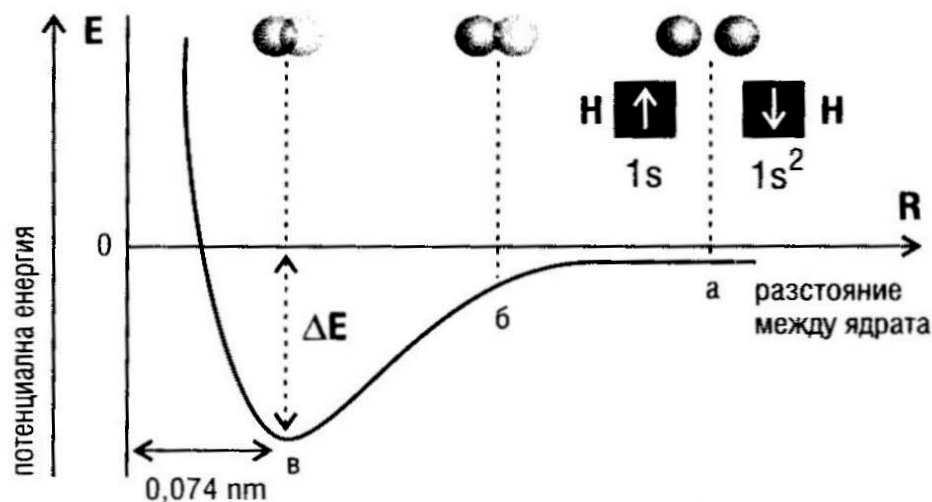


Енергията на връзката зависи от природата на атомите, които я образуват. Една ковалентна връзка е толкова по-здрава, колкото по-голяма е нейната енергия.

ДЪЛЖИНА НА КОВАЛЕНТНАТА ВРЪЗКА

Върху здравината на връзката влияе и нейната дължина. Дължината на една ковалентна връзка е равна на разстоянието между ядрата на двата атома. Измерва се в нанометри (nm) - $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$. Например за водородната молекула тя е 0.074 nm , за флуорната - 0.142 nm , за флуороводородната - 0.092 nm .

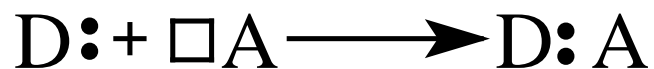
Колкото по-малка е дължината на ковалентната връзка, толкова тя е по-здрава



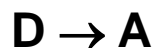
ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНА (КООРДИНАТИВНА) ВРЪЗКА

В някои молекули има атоми, които притежават неподелени (свободни) електронни двойки, неучаствуващи в химични връзки. Такива молекули могат да отдадат свободните си електронни двойки на други атоми (от други молекули), които в най-външния си електронен слой имат свободни орбитали. По този начин се осъществява химична връзка, която веднъж образувана не се различава от обикновената ковалентна полярна връзка. Заради произхода на електронната двойка, тази връзка се нарича **донорно-акцепторна връзка**.

Атомът, който предоставя електронната двойка се нарича **донор** или **донорен атом**, а този който я приема - **акцептор**



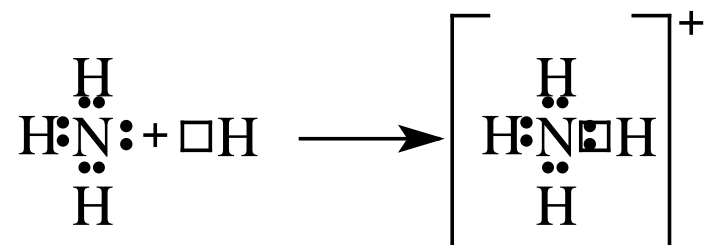
Прието е донорно-акцепторната връзка да се изобразява схематично със стрелка, която показва произхода на общата електронна двойка:



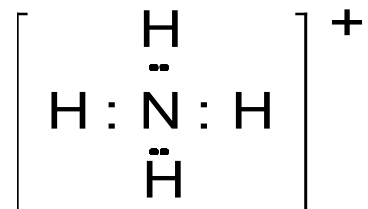
В качеството си на донорни атоми най-често се явяват атомите на р-елементите, които притежават повече електрони в последния си електронен слой - напр. N, O, S, халогенните елементи и др.

Ролята на акцептори на една или повече електронни двойки играят йони на елементи (най-често метални катиони), които имат свободни орбитали в най-външния си електронен слой. Акцептор на електронна двойка може да бъде и водородния йон - H^+ .

Най-простият случай на донорно-акцепторна връзка се наблюдава при образуването на амониевия йон:

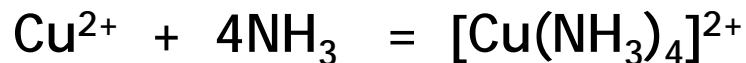


Положителният заряд на акцептора (H^+) е делокализиран върху цялата частица NH_4^+ , което схематично се представя по следния начин:

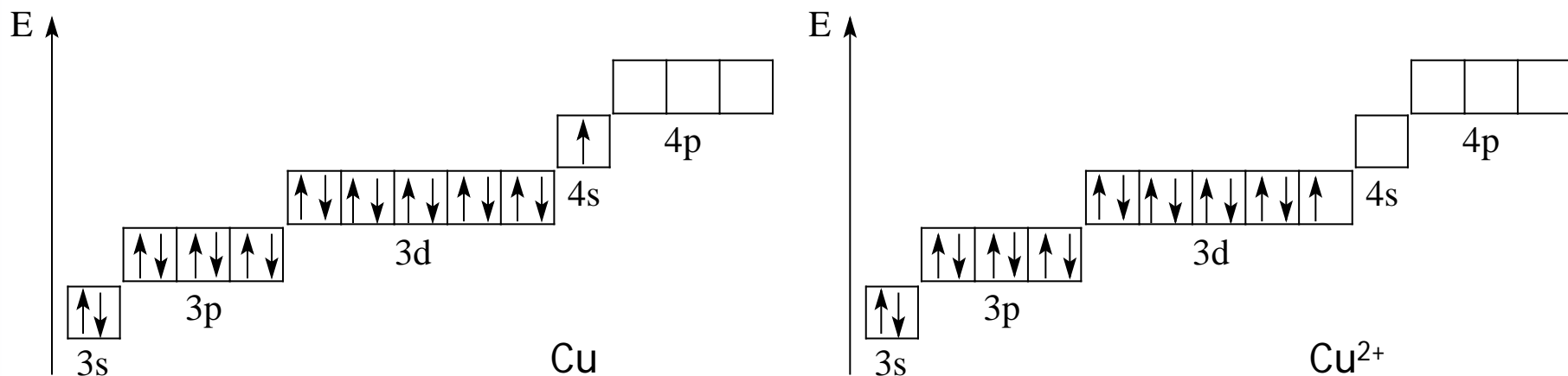


В ролята си на акцептори на електронни двойки металните катиони могат да координират около себе си един или повече донорни атома (респективно молекули), при което се получават съединения с особено голяма стабилност наречени **координационни** или **комплексни съединения**. Поради тази причина донорно-акцепторната връзка се нарича още **координативна връзка**. Акцепторът, металният йон, се нарича **комплексообразувател**, а молекулите или йоните, които се координират около него се наричат **лиганди**.

Нека да разгледаме взаимодействието между Cu(II) -йоните и амоняк, което води до получаването на тетраамонячен комплексен йон на двувалентната мед:

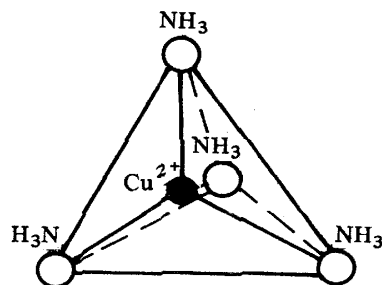


Електронната конфигурация на елементната мед и на медните йони може да се представи с помощта на квантови клетки по следния начин:



Вижда се, че във външния си електронен слой медните катиони имат незаети 4s- и 4p-орбитали. Върху тях попадат готовите и свободни електронни двойки на донорния атом - азота от амонячната молекула, като в случая медните йони приемат едновременно четири електронни двойки.

Всички връзки във вътрешната координационна сфера между акцептора (Cu^{2+}) и донорите (азотните атоми в молекулите на амоняка) са равностойни. Това показва, че четирите атомни орбитали на Cu^{2+} са хибридизирани. Типът на хибридизацията е sp^3 и определя структурата на комплекса, която е тетраедрична. В центъра на тетраедъра се намира комплексообразувателя (Cu^{2+}), а по върховете му - лигандите.



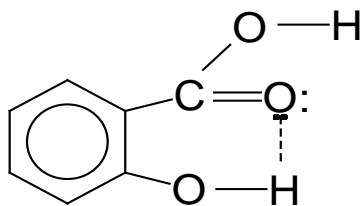
Едни от най-добрите акцептори на електронни двойки, т.е. най-добри комплексообразуватели са йоните на d-елементите (преходните елементи), които притежават свободни орбитали във външните си електронни слоеве - напр. Ni(II) , Co(II) , Co(III) , Fe(II) , Fe(III) , Cr(III) , Mn(II) и др.

ВОДОРОДНА ВРЪЗКА

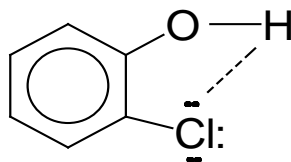
Тя е особен вид връзка и самото ѝ название показва, че в нея взема участие водородният атом, като задължително условие е последният да бъде ковалентно свързан с възможно по-електроотрицателен елемент или казано по просто **Н-атом да бъде в състава на силно полярна молекула**. При това условие е възможно да възникне взаимодействие между водородният атом и някой друг електроотрицателен атом, притежаващ свободна двойка електрони:



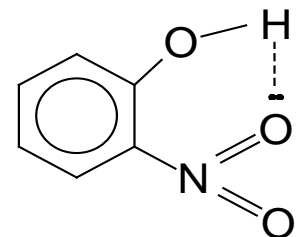
Когато X и Y са от две молекули - еднакви или различни, то се касае за **междумолекулна водородна връзка**, а когато са в състава на една и съща молекула - водородната връзка е **вътрешномолекулна**.



-хидроксibenзоена к-на

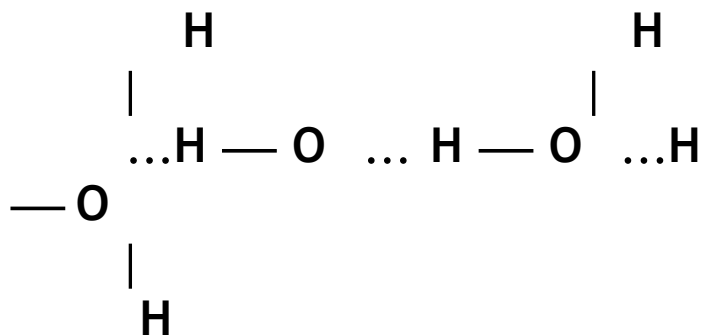


о-хлорфенол

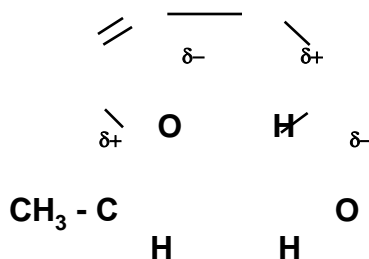


о-нитрофенол

вътрешномолекулни водородни връзки възникващи при заместители на орто-място в молекулата на бензена



междумолекулна водородна връзка в молекулата на водата



Междумолекулни водородни връзки между ацеталдехид и вода

Със съществуването на водородни връзки се обяснява склонността на молекулите на някои вещества да образуват стабилни групировки от по няколко молекули, наречени **асоциати**. Това обуславя някои по-особени свойства на такива вещества. Например по-голямата плътност на водата при 4°C, високата ѝ температура на кипене и голямата ѝ специфична топлина и др.

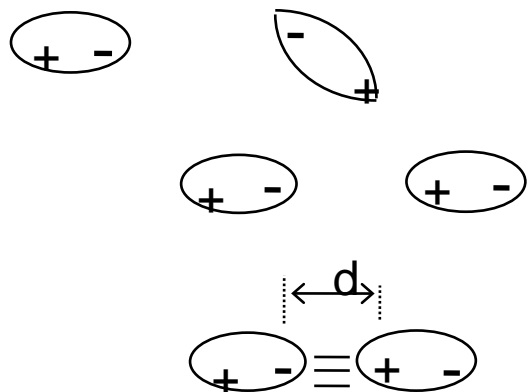
МЕТАЛНА ВРЪЗКА

Металната връзка може да се разглежда като разновидност на ковалентната връзка, при която делокализацията на валентните електрони е достигнала краен предел. Целият метален кристал може да се приеме за една гигантска молекула. Молекулните орбитали и съответстващите им електронни облаци обхващат всички атомни ядра. Достига се до представата, че металната кристална решетка е изградена от множество метални йони, между които обикалят валентните електрони, образуващи т.нар. **електронен газ**.

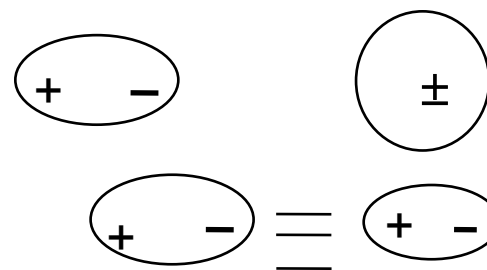
Металната връзка е характерна само за металите в твърдо и стопено състояние. В газообразно състояние металите образуват молекули, в които атомите са свързани чрез ковалентна връзка (Li_2 , Na_2 , Cu_2 и др.). Свободното движение на електроните от електронния газ определя голямата електропроводност и топлопроводност на металите, както и тяхната ковкост.

МЕЖДУМОЛЕКУЛНО (ВАН-ДЕР-ВААЛСОВО) ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ

То се реализира между молекулите в газообразно състояние, но особено се засилва при тяхното преминаване в течно състояние. В основата си това е едно електростатично взаимодействие на електронеутрални частици.



взаимодействие между полярни молекули
дипол - дипол



взаимодействие между полярна и неполярна молекула
дипол - индуциран дипол

Междумолекулно взаимодействие е възможно и между неполярни молекули. Вследствие на движението на електроните в молекулите е възможно да се създадат, макар и за много кратко време, незначителни временни диполи. Такова взаимодействие се наблюдава при неполярните молекули на двуатомните газове - O_2 , H_2 , N_2 и др. Това взаимодействие е извънредно слабо, поради което тези газове се втечняват при много ниски температури.