

ОРГАНИКАЛЫҚ ҚОСЫЛЫСТАРДАҒЫ ХИМИЯЛЫҚ БАЙЛАНЫС

1. Атом құрылысы

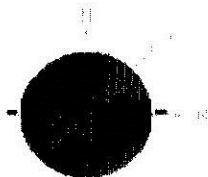
Атомдар бір-бірімен әрекеттесуі нәтижесінде **химиялық байланыс** түзіледі. Нәтижесінде химиялық тұрақты қосылыстар – молекулалар, иондар, кристалдар пайда болады. Химиялық байланыстың табиғатын түсіну үшін оларды түзетін атомдардың табиғатын, құрылысын қарастыру керек.

Жалпы химия курсынан белгілі, атомдар оң зарядты ядродан және оны айналып жүретін теріс зарядты электрондардан тұрады. Атом біртұтас алғанда электр бейтарап, яғни ядроның оң заряды электрондардың теріс зарядына тең. Атом ядросы протондар мен нейтрондардан тұрады. Протондар мен нейтрондардың массасы 1 атомдық масса бірлігі, яғни сутектің атомдық массасына тең. Айырмашылығы нейтрондар электрбейтарап та, протондардың шартты +1 заряды бар. Ал электрондар шартты -1 зарядқа ие, массасы жоқ деп есептеледі.

Элементтердің периодтық таблицасы мен атом құрылысы тығыз байланысты. Айталық, элементтің реттік нөмірі оның атомының ядро зарядын (протондар санына тең) және электрондары санын көрсетеді. Элементтің атомдық массасы протондар мен нейтрондар санының қосындысына тең. Мысалы, көміртек атомының реттік нөмірі – 6, атомдық массасы – 12. Демек, көміртектің 6 протоны, нейтроны $12-6=6$ және 6 электроны бар. Периодтың нөмірі электрондық қабаттың (энергетикалық деңгей) санын, топтың нөмірі сыртқы электрондық қабаттағы электрондар, яғни валенттік электрондар санын көрсетеді.

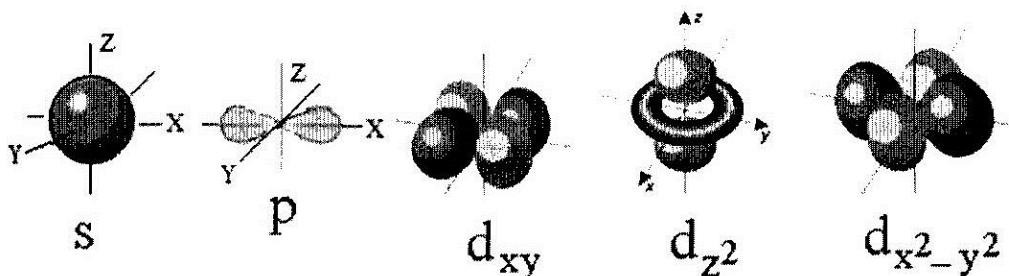
Еске түсіру үшін келтірілген бұл атом құрылысы туралы қысқаша жалпы мағлұматтардан кейін, енді электрондардың жай-күйін қарастырайық. Кванттық-механикалық теория бойынша электрон әрі корпускулалық (бөлшектік), әрі толқындық қасиеттерге ие. Электронның толқындық қозғалысы **Шредингердің толқындық теңдеуімен** сипатталады. Шредингердің толқындық теңдеуін шешу арқылы табылатын **толқындық функция Ψ** электронның ядро айналасындағы қозғалыс орбитасын – **атомдық (электрондық) орбитальді** сипаттайды.

Атомдық орбитальдің физикалық мағынасын нақты түсіну үшін мынадай жағдайды көз алдымызға елестетейік. Егер электронның ядро айналасындағы қозғалыс сәтін суретке түсірсек, ол бір нүкте тәрізді болар еді. Ал енді осы әрекетті көптеген (миллиондаған) рет қайталасақ және оның бәрін бір суретке біріктірсек, электрон бұлтын алар едік. Енді осы бұлттың шетін ала бір сызықпен қосатын болсақ, ядро айналасындағы электрон бұлтының пішіні, яғни атомдық орбиталь пайда болады (1-сурет).



1-сурет. Атомдық орбитальдің бейнесі

Сонымен, **орбиталь** дегеніміз ядро айналасындағы электрон өзінің бүкіл уақытының 90%-ын өткізетін кеңістік (көлем). Орбитальдер s -, p -, d - және f -орбиталь болып бөлінеді (2-сурет).



2-сурет. s -, p -, d -орбитальдердің бейнесі

Әрбір орбиталь **квант сандары** жинағымен сипатталады. Мұндай квант сандары төртеу.

Бас квант саны n – электрон бұлтының өлшемін сипаттайды және 1, 2, 3, т.с.с. бүтін сан мәндерін қабылдайды. Сонымен бірге, бас квант саны электронның энергиясын, оның энергетикалық деңгейін анықтайды.

Қосымша (орбиталь, азимутальдік) квант саны l – орбитальдің пішінін анықтайды және 0-ден $(n-1)$ -ге дейін мәндерді қабылдайды. Айталық, $n = 1$ болса, $l = 0$; $n = 2$ болғанда $l = 0, 1$. $l = 0$ сфералық s -орбитальге, $l = 1$ гантель тәрізді p -орбитальге сәйкес келеді. Бұл орбитальдер бір энергетикалық деңгейде болғанмен, энергиялары бойынша айырмашылығы бар, әр түрлі энергетикалық деңгейшелерге сәйкес келеді. Бас квант саны 3, 4 болғанда, сәйкесінше, пішіндері күрделі d -, f -орбитальдер пайда болады. Бірақ органикалық қосылыстар құрамына кіретін элементтер үшін олардың аса маңызы болмағандықтан оларды қарастырмаймыз.

Магнит квант саны m орбитальдердің саны мен кеңістіктегі бағытын көрсетеді. p -орбитальдер үшін бұл квант саны олардың x , y , z координата өстерінде орналасқанын көрсетеді. Магнит квант саны $-l$ -ден $+l$ -ге дейінгі мәндерді қабылдайды. Мысалы, $l = 1$ болса, $m = 0$, бір ғана сфералық s -орбиталь; ал $l = 1$ болғанда, $m = -1, 0, +1$, демек кеңістікте әр түрлі бағытталған үш p -орбиталь (p_x , p_y , p_z) болуы мүмкін.

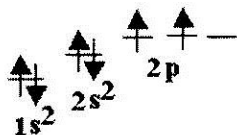
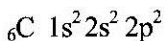
Спин квант саны s – электронның өз өсінен айналу бағытын көрсетеді. Электрон өз өсінен ұршық тәрізді екі бағытта – сағат тілі бағытымен және қарама-қарсы айнала алады. Бұл $-\frac{1}{2}$ және $+\frac{1}{2}$ деп жазылады немесе $\uparrow\downarrow$ арқылы белгіленеді. **Паули принципі** бойынша атомда барлық төрт квант саны бірдей екі электрон болуы мүмкін емес, яғни бір орбитальде спиндері қарама-қарсы екі электрон (**электрон жұбы**) ғана орналаса алады.

Электрондар атомдық орбитальдерге энергиясы өсу бағытында орналасады. Орбитальдердің энергиясы келесі ретпен өзгереді: $1s < 2s < 3s < 3p < 4s < 4d < \dots$. Гунд ережесі бойынша бір орбиталь (деңгейше) көлемінде электрондар алдымен бір-бірден, тек сосын барып қана жұптасып орналасады.

**Периодтық таблицаның алғашқы екі периоды элементтерінің
электрондық конфигурациялары**

Элемент	Атомдық нөмір	Электрондардың таралуы				Электрондардың таралуының шартты жазылуы
		К-қабат $n=1, m=0$ $L=0$	L-қабат ($n=2$)			
			$L=0$ $m=0$	$L=1$ $m=1$	$L=1$ $m=0$	
Сутек	1					$1s$
Гелий	2					$1s^2$
Литий	3					$1s^2 2s$
Бериллий	4					$1s^2 2s^2$
Бор	5					$1s^2 2s^2 p$
Көміртек	6					$1s^2 2s^2 p_2$
Азот	7					$1s^2 2s^2 p^3$
Оттек	8					$1s^2 2s^2 p^4$
Фтор	9					$1s^2 2s^2 p^5$
Неон	10					$1s^2 2s^2 p^5$

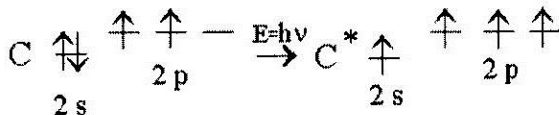
Көміртек атомының электрондық құрылысы. Енді органикалық қосылыстардың негізін құрап тұрған көміртек атомының электрондық құрылысын қарастырайық. Көміртектің периодтық жүйедегі реттік нөмірі – 6. Демек, оның 6 электроны бар, электрондық конфигурациясы төмендегідей:



Химиялық байланыс үшін маңызды рөл атқаратын **валенттілік** ұғымын еске түсірейік. **Валенттілік** – атомның басқа элемент атомдарының белгілі бір санын қосып алу немесе қосылыстардан ығыстырып шығару қабілеті.

Электрондық құрылыс тұрғысынан валенттілік атомның сыртқы электрондық қабатындағы электрондар санымен (периодтық жүйедегі топ нөмірі), оның ішінде жалқы электрондар санымен анықталады. Қалыпты күйде көміртектің екі жалқы электроны бар. Демек, ол екі валентті болуы тиіс.

Химиялық байланыс түзген кезде, белгілі бір энергия жұмсалып, С атомы қозған күйге көшеді. Нәтижесінде 2s-электронның бірі бос 2p-деңгейшеге ауысады:



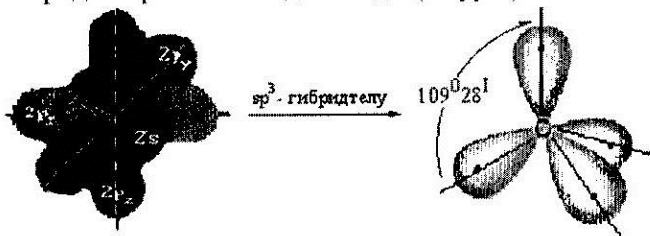
Сонымен, қозған күйде көміртек атомында 4 жалқы, яғни бір 2s- және үш 2p-электрон пайда болды. Бұл процесті көміртек атомының химиялық байланыс түзуге дайындалуы деп түсінсек те болады. Көміртектің органикалық қосылыстарда 4 валенттілік көрсетуін осылайша түсіндіруге болады. Энергетикалық тұрғыдан 2s-электронның 2p деңгейшеге көшу энергиясы $E_{2s \rightarrow 2p} = 161,5$ ккал/моль. Бұл энергия түзілетін химиялық байланыс есебінен алынады. С-Н ковалентті байланысы түзілу энергиясы $E_{\text{C-H}} = 98,5$ ккал/моль, екі жалқы электроннан екі С-Н байланысы түзілетінін ескерсек, $2 \cdot E_{\text{C-H}} = 197$ ккал/моль. Демек, қозу энергиясына жеткілікті.

Орбитальдер. Орбитальдердің гибридтелуі. Жоғарыда айтылғандай, электрон орбитальдерінің пішіні (формасы), сондай-ақ энергиясы әр түрлі болады. Бірақ зерттеулердің нәтижесіне карағанда, химиялық байланыстың түзілуіне осындай әр түрлі электрондар қатысуына қарамастан, мысалы, CH_4 молекуласында, барлық байланыстар бір-бірімен бағыты және энергиясы жағынан тең. Бұның себебін Л. Полинг ашқан **гибридтелу теориясы** арқылы түсіндіруге болады.

Химиялық байланыс таза электрон орбитальдерінен емес, гибридтелген, яғни будандасқан орбитальдердің қатысуымен түзіледі екен.

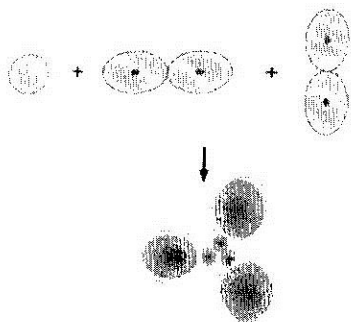
Гибридтелу дегеніміз формасы және энергиясы әр түрлі электрон орбитальдерінің өзара әрекеттесіп, бірдей орбитальдер түзілуі. Пайда болған жана орбитальдер гибридтелген орбитальдер деп аталады. Енді гибридтелудің түрлерін қарастырайық. Көміртек атомы үшін үш түрлі гибридтелу болуы мүмкін.

sp^3 -гибридтелу: 1 s- және 3 p-орбитальдің әрекеттесуінен пайда болады. Нәтижесінде төрт жана, тетраэдрдің төбелеріне бір-бірімен $109^\circ 28'$ бұрыш жасап бағытталған sp^3 -гибридтік орбиталь пайда болады (3-сурет).

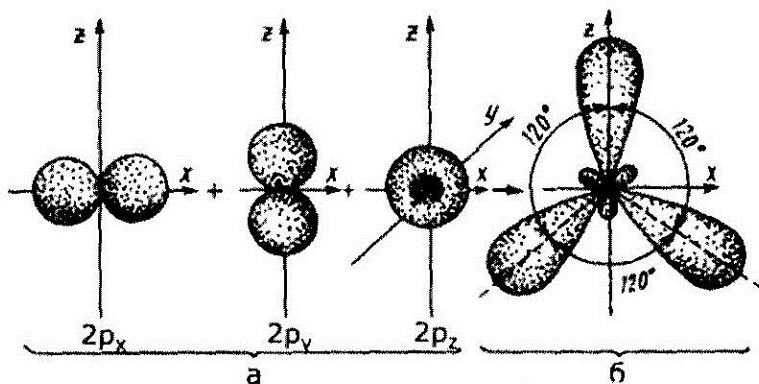
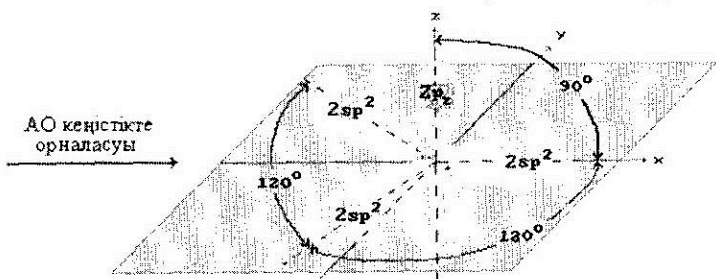
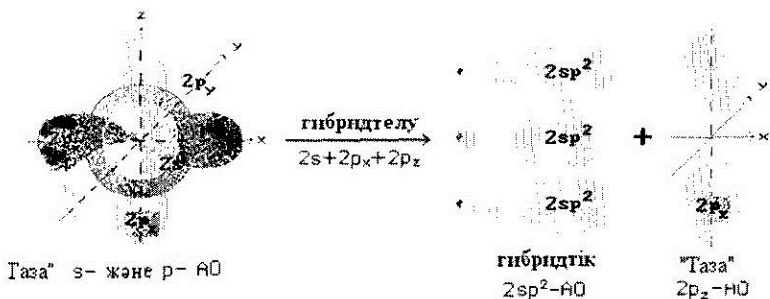


3-сурет. sp^3 -гибридтелу

sp^2 -гибридтелу: 1 s және 2 p -орбитальдің әрекеттесуінен пайда болады. Нәтижесінде үш жаңа, тең қабырғалы үшбұрыштың төбелеріне бір-бірімен 120° бұрыш жасап бағытталған sp^2 -гибридтік орбиталь пайда болады. Гибридтелмеген бір p -орбиталь гибридтелген p -орбитальдер жазықтығына перпендикуляр орналасады (4-сурет).

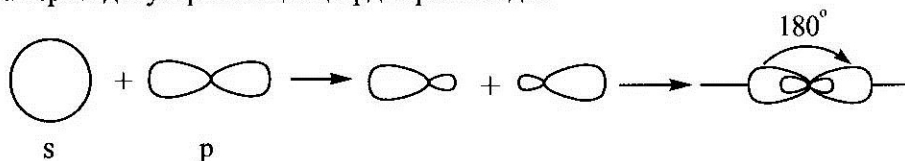


sp^2 - гибридтелу



4-сурет. sp^2 -гибридтелу

sp-гибридтелу: 1s және 1p-орбитальдің әрекеттесуі нәтижесінде жүзге асады. Нәтижесінде екі жаңа сызықтың бойында бір-бірімен 180° бұрыш жасап бағытталған sp-гибридтік орбиталь пайда болады. Гибридтелмеген екі p-орбиталь өзара перпендикуляр жазықтықтарда орналасады:

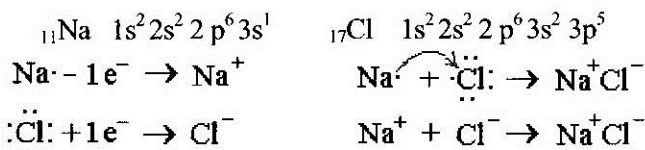


2. Химиялық байланыс

Атомдар бір-бірімен әрекеттесуі нәтижесінде химиялық байланыс түзіледі. Нәтижесінде химиялық тұрақты қосылыстар – молекулалар, иондар, кристалдар пайда болады.

Химиялық байланыстың түзілуі нәтижесінде атомдар өзінің сыртқы электрондық қабатын аяқталған электрондық қабатқа, яғни 2 немесе 8 электрондық қабатқа (инертті газдарға тән) жеткізуге тырысады. Аяқталған электрондық қабат энергиялық жағынан тиімді, сондықтан тұрақты келеді (Коссель және Льюистің октет теориясы). Осы аяқталған электрондық қабат түзілу әдісіне қарай химиялық байланыс иондық және ковалентті байланыс болып бөлінеді.

Иондық байланыс. Мысал ретінде NaCl молекуласының түзілуін қарастырайық:



Бұл жағдайда аяқталған электрондық қабат бір атомнан екінші атомға электрон тасымалдану арқылы түзіледі. Электрон берген атом оң зарядты ион – катионға, ал электрон қабылдаған атом теріс зарядты ион анионға айналады. Иондар арасындағы электростатикалық тартылыс күшіне негізделген химиялық байланыстың түрін иондық, сондай-ақ гетерополярлы немесе электрвалентті байланыс деп атайды (В. Коссель 1916 ж.).

Айта кету керек, иондық байланыс активті металдар (периодтық таблицандағы периодтардың бас жағындағы элементтер) мен активті бейметалдар (периодтардың аяқ жағындағы элементтер) арасында түзіледі. Басқаша айтсақ, электртерістіктері бойынша айырмашылығы үлкен атомдар арасында түзіледі. **Электртерістік** - атомның электрондарды өзіне тарту қабілеті (3-кесте). Электрондар әрқашан электртерістігі жоғары атомға қарай ығысады немесе толық ауысады.

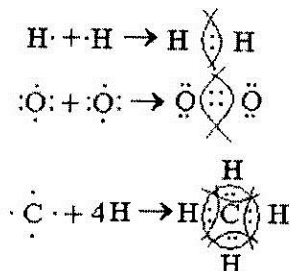
3-кесте

Полинг бойынша атомдардың электртерістік мәндері

Атом	Электртерістік	Атом	Электртерістік	Атом	Электртерістік
K	0,8	P	2,1	Br	2,8
Na	0,9	C (sp ³)	2,5	Cl	3,0
Li	1,0	C (sp ²)	2,8	N	3,0
Mg	1,2	C (sp)	3,1	O	3,5
Si	1,8	I	2,6	F	4,0
H	2,1	S	2,6		

Ковалентті байланыс. Иондық байланыс химиялық қасиеттері бір-бірінен өте алшақ электрондар арасында пайда болады. Ал қасиеттері ұқсас немесе бірдей элемент атомдарының арасында ковалентті байланыс түзіледі.

1916 ж. Дж. Льюис химиялық байланыс түзілгенде атомдар арасында ортақ электрон жұптары (яғни әр атомнан бір-бір электроннан) пайда болады деген болжам айтты. Яғни ортақ электрон жұптарының есесінен аяқталған электрондық қабақ түзіледі:



Бұл электрон жұптары екі атомға бірдей ортақ, яғни екі атомды бірдей айналып жүреді.

Ортақ электрон жұптары түзілуі нәтижесінде пайда болатын химиялық байланыс **ковалентті байланыс** деп аталады.

Органикалық қосылыстарда жиі кездесетін байланыстың түрі – ковалентті байланыс. Бұл байланыс әрі өте берік байланыс.

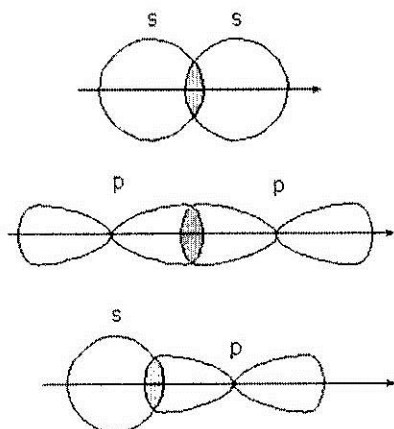
Ковалентті байланыстың физикалық мәні – электрон орбитальдерінің бүркесуі. Бүркесу нәтижесінде электрон тығыздығы жоғары аймақ түзіледі де, сол аймақ екі атомның да оң зарядты ядросына электростатикалық тартылады.

Ковалентті байланыстың түрлері. Ковалентті байланыс **полярлы** және **полярсыз** болады. Егер ковалентті байланыс және молекула екі бірдей атомдар (электртерістігі бірдей) арасында түзілсе, ол полярсыз байланысқа жатады. Мұндай жағдай, әдетте, жай заттарда – H_2 , O_2 , N_2 , т.б. болады. Байланыс әртүрлі элементтер арасында түзілсе, ол полярлы ковалентті байланыс болады. Бұл жағдайда ортақ электрон жұбы немесе бұлты электртерістігі жоғары атомға қарай ығысады. Мысалы, электртерістігі 2,5-тен (көміртектің электртерістігі) кем атомдар (5-кесте) көміртек атомының электрон тығыздығын арттырады. Және керісінше, электртерістігі 2,5-тен артық атомдар көміртек атомының электрон тығыздығын төмендетеді. Нәтижесінде полярлы молекула атомдарында ішінара оң заряд δ^+ және ішінара теріс заряд δ^- пайда болады. Мысалы:



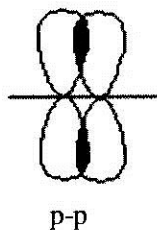
Ковалентті байланыс электрон бұлттарының (орбитальдерінің) бүркесуі нәтижесінде пайда болатынын жоғарыда айтқанбыз. Электрон орбитальдерінің бүркесу тәсіліне қарай ковалентті байланыс **σ -** және **π -байланыстарға** бөлінеді.

Электрон орбитальдерінің атом центрлерін қосатын сызықтың бойында бүркесуінен пайда болатын химиялық байланыс **σ -байланыс** деп аталады. σ -байланыс күші жағынан ең берік байланыс. $E_{\sigma\text{-байл}} = 83$ ккал/моль. σ -байланыс $s-s$, $s-p$, $p-p$ орбитальдер арасында және $s-sp$, $s-sp^2$, $s-sp^3$ гибридтік орбитальдер арасында пайда болуы мүмкін (5-сурет).



5-сурет. σ -Байланыстың түзілу схемасы

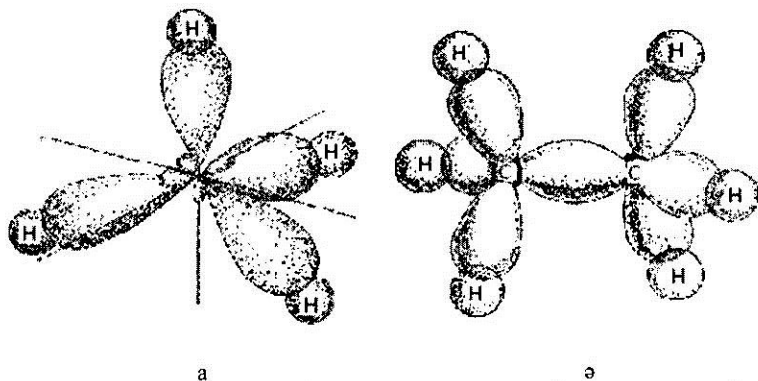
Электрон орбитальдерінің атом центрлерін қосатын сызықтың екі жағында бүркесуінен пайда болатын байланыс **π -байланыс** деп аталады. π -Байланыс тек $p-p$ орбитальдер арасында пайда болады. π -байланыс ковалентті байланыстан әлсіздеу, $E_{\pi\text{-байл.}}=63$ ккал/моль. Мысалы (6-сурет):



6-сурет. π -Байланыстың түзілу схемасы

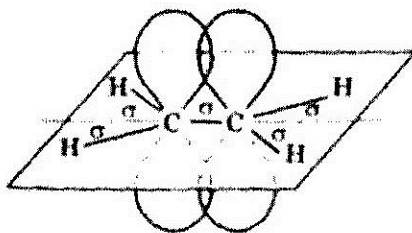
Нақты мысалдар қарастырайық.

Метан CH_4 және этан $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$ молекулаларында көміртек атомдары sp^3 -гибридтелген күйде (7-сурет).



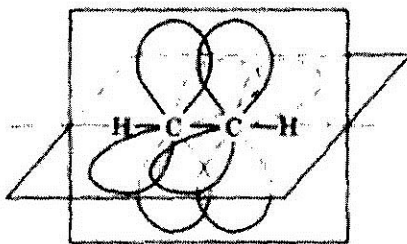
7-сурет. Метан (а) және этан (б) молекулаларында σ -байланыстардың түзілуі

Этилен $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ молекуласында көміртек атомдары sp^2 -гибридтелген күйде. sp^2 -гибридтік орбитальдер C-C, C-H σ -байланыстарын түзеді, ал гибридтелмеген екі p -орбиталь σ -байланыстар жазықтығына перпендикуляр жазықтықта π -байланыс түзеді (8-сурет).



8-сурет. Этилен молекуласында орбитальдердің кеңістіктік орналасуы

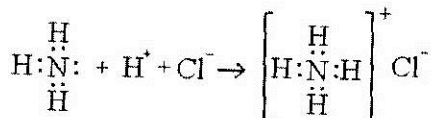
Ацетилен $\text{CH}\equiv\text{CH}$ молекуласында көміртек атомдары sp -гибридтелген күйде. sp -гибридтік орбитальдер бір сызықтың бойында жататын C-C, C-H σ -байланыстарын түзеді, ал гибридтелмеген төрт p -орбиталь өзара перпендикуляр жазықтықтарда екі π -байланыс түзеді. Мұндай әрекеттесулер нәтижесінде ацетиленде үш байланыс (1 σ - және 2 π -байланыс) түзіледі (9-сурет).



9-сурет. Ацетилен молекуласында орбитальдердің кеңістіктік орналасуы

Екінші π -байланыстың энергиясы $E_{\pi\text{-байл.}} = 53$ ккал/моль.

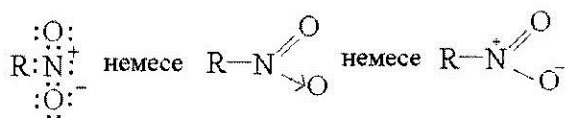
Донорлық-акцепторлық байланыс немесе координациялық байланыс ковалентті байланыстың бір түрі болып табылады. Айырмашылығы, байланыс түзу үшін электрон жұбын бір атом (донор), ал бос электрон орбиталін екінші атом (акцептор) береді. Әдетте, донордың қызметін **бөлінбеген электрон жұбы** немесе жұптары бар (**n -электрондар**) оттек, азот, галогендер, т.с.с. элементтердің атомдары атқарады. Мысалы, оттек атомының екі жалқы электроны ковалентті байланыс түзуге қатысады, ал қалған екі жұп электроны пайдаланылмаған, яғни **бөлінбеген**. Акцептордың қызметін бос электрон орбиталі бар атомдар, мысалы, сутек протоны H^+ атқарады. Мысалы, аммоний хлоридінің түзілу схемасы:



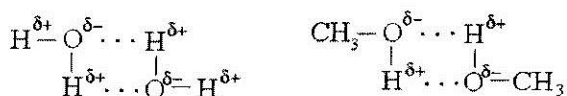
Түзілген жаңа ковалентті (донорлық-акцепторлық) байланыс тек түзілу тәсілі бойынша ғана өзгеше, ал физикалық және химиялық қасиеттері бойынша молекула-

дағы басқа ковалентті байланыстардан еш айырмашылығы жоқ. Айталық, аммоний ионында төрт ковалентті байланыстың қайсысы донорлық-акцепторлық екенін айыру мүмкін емес.

Донорлық-акцепторлық байланыстың бір түрі – **семиполярлы байланыс**. Бұл байланыстың ерекшелігі донор-атом оң зарядқа, ал акцептор-атом теріс зарядқа ие болады. Семиполярлы байланыстың жарқын мысалы – нитроқосылыстардағы азот пен оттегі арасындағы байланыс. Нитротоптың азот атомы бір оттегі атомымен кәдімгі қос байланыс арқылы байланысқан. Ал азоттың бөлінбеген электрон жұбы оттектің екінші атомымен донорлық-акцепторлық байланыс түзеді. Нәтижесінде донорлық азот атомында оң заряд, ал акцептор оттегі атомында теріс заряд пайда болады. Яғни, азот пен екінші оттегі атомы арасындағы байланыс ковалентті және иондық байланыстың жиынтығы болып табылады. Семиполярлы байланыстың схемасы:



Сутектік байланыс. Органикалық қосылыстарда кездесетін байланыстың бір түрі – **сутектік байланыс**. Құрамында электртерістігі өте жоғары элементтермен (F, O, N) байланысқан сутек атомдары бар қосылыстарда жүзеге асатын байланыс **сутектік байланыс** деп аталады. Сутектік байланыстың табиғаты электростатикалық деуге болады. Судың мысалында қарастырайық. Су молекуласындағы сутек пен оттегі атомдары арасындағы ковалентті байланыстың электрон бұтты электртерістігі жоғары оттегі атомына ығысады. Нәтижесінде сутек атомы ішінара оң, ал оттегі атомы ішінара теріс зарядқа ие болады. Осы ішінара зарядтары арқылы сутек және оттегі атомдары басқа су молекулаларының сәйкес атомдарымен электростатикалық әрекеттесіп, сутектік байланыс түзеді. Осыған ұқсас механизм бойынша спирттерде де сутектік байланыс түзіледі:



Сутектік байланыс үш нүкте арқылы белгіленеді, күші иондық және коваленттік байланыстарға қарағанда әлсіз (шамамен 4-33 кДж/моль). Дегенмен, қосылыстардың физикалық қасиеттерін: балқу, қайнау температураларына, агрегаттық күйіне едәуір әсерін тигізеді. Мысалы, судың, фторлы сутектің сұйық күйде болуы сутектік байланыстардың әсерінен екенін айтсақ жеткілікті. Органикалық қосылыстарда – спирттер, фенолдар, карбон қышқылдары, ақуыздарда, т.б. кездеседі. Атап айтатын жәйт, сутектік байланыс биологиялық жүйелер үшін аса маңызды шешуші рөл атқаратындығы. Ақуыздардың екінші, үшінші реттік құрылымдары, ДНҚ-ның қосарлы спиралі түзілуі осы сутектік байланыстардың арқасында жүзеге асады.

Ковалентті байланыстың сипаттамалары. Ковалентті химиялық байланыс байланыс ұзындығы, валенттік бұрыш, байланыс энергиясы, байланыстың полярлығы, байланыстың полярланғыштығы тәрізді қасиеттермен сипатталады.

Байланыс ұзындығы – байланысқан атомдар арасындағы қашықтық. Ол атомдардың табиғаты мен байланыстың түріне (жай, қос, үш байланыс) тәуелді. Байланыс ұзындығы, әдетте, 0,1-0,2 нм аралығында жатады (4-кесте).

Валенттік бұрыш – көп валентті атом түзетін байланыстар бағыты арасындағы бұрыш. Алкандардағы валенттік бұрыш $109^{\circ}28'$ болуы тиіс. Алайда, іс жүзінде ол бірнеше градусқа ауытқуы мүмкін.

Байланыс энергиясы – атомдар арасындағы химиялық байланысты үзуге қажетті энергия. Бір жағынан бұл ковалентті байланыс түзілгенде бөлініп шығатын энергия және байланыстың беріктігін сипаттайды, кДж/моль-мен өлшенеді (4-кесте).

Байланыстың полярлылығы – молекуладағы байланысқан атомдар арасындағы электрондардың таралуымен сипатталады. Жоғарыда айтқанымыздай, ковалентті байланыстың электрон бұлты электртерістігі жоғары атомға қарай ығысуы нәтижесінде молекула атомдарында ішінара зарядтар пайда болады. Дәлірек айтсақ, электртерістігі жоғары атом ішінара теріс (δ^-), ал электртерістігі төмен атом ішінара оң зарядқа (δ^+) ие болады. Байланыстың полярлылығы диполь моментімен (μ) сипатталады, оның өлшем бірлігі – дебай (D, 4-кесте).

$$\mu = e \cdot r,$$

мұнда e – заряд шамасы, электростатикалық бірлік,

r – зарядтардың арақашықтығы, см.

1 D = 10^{-18} электростатикалық бірлік.

Байланыстың полярланғыштығы – электр, магнит өрісінің немесе химиялық реагенттің әсерінен байланыстың өз полярлылығын өзгерту (үлкейту) қабілеті. Полярланғыштық молекуланың химиялық қасиеттеріне едәуір әсер етеді. Әртүрлі атомдар арасындағы ковалентті байланыстың сипаттамалары 4-кестеде келтірілген. Кестеде оң дипольді атом бірінші тұр.

4-кесте

Ковалентті байланыстың сипаттамалары

Байланыс түрлері	Ұзындық, нм	Энергия, кДж/моль	Полярлылық, дебай	Полярланғыштық, см ³
C-C	0,154	348	0	1,3
C=C	0,133	620	0	4,2
C≡C	0,120	810	0	6,2
C-N	0,147	290	0,5	1,6
C=N	0,127	615	1,4	3,8
C≡N	0,115	880	3,1	4,8
C-O	0,143	340	0,7	1,5
C=O	0,121	710	2,4	3,3
C-F	0,140	485	1,4	1,4
C-Cl	0,176	330	1,5	6,5
C-Br	0,191	280	1,4	9,4
C-I	0,212	240	1,3	14,6
H-C	0,109	415	0,4	1,7
H-O	0,096	465	1,5	1,7
H-S	0,134	340		4,8
H-N	0,101	390	1,3	1,8
N-N	0,148	160	0	2,0
N=N	0,124	420	0	4,1
N≡N	0,109	950	0	
N-O	0,137	200	1,0	2,4
N=O	0,122	400	3,0	4,0