

# Лекция 2

## План лекции

1. Изомерия органических соединений.
2. Химические связи в органических соединениях.
3. Электронная структура атома углерода в органических соединениях.  
Гибридизация.

# Изомерия органических соединений

- **Изомерия** – это явление, заключающееся в существовании соединений, одинаковых по количественному и качественному составу, но различающихся порядком связывания атомов в молекуле или расположением в них в пространстве, а вследствие этого имеющих различные физические и химические свойства.
- **Изомеры** – это вещества с одинаковым количественным и качественным составом (химической формулой), но разным строением.

## Изомерия

### 1. Структурная

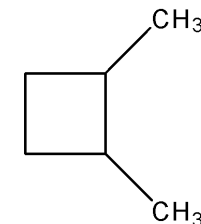
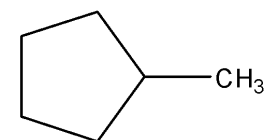
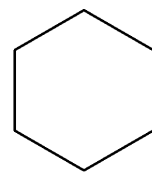
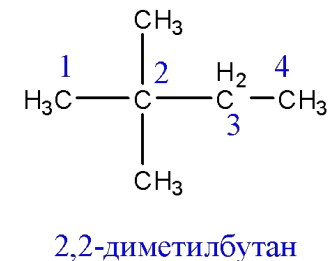
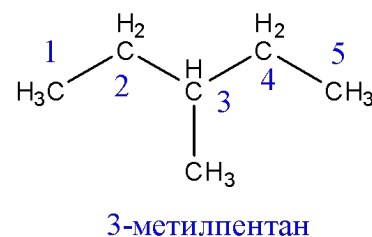
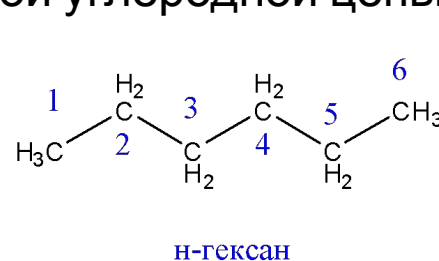
- Изомерия углеродного скелета
- Изомерия положения кратной связи или функциональной группы
- Межклассовая изомерия

### 2. Пространственная

- Геометрическая (цис- / транс-)
- Оптическая
- Конформационная

**Структурные изомеры** отличаются друг от друга последовательностью связывания атомов.

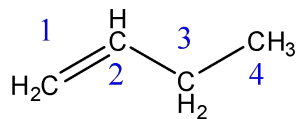
**1.1 Изомерия углеродного скелета.** Характерна для органических соединений различных классов с достаточно длинной углеродной цепью. Пример:  $C_6H_{14}$ .



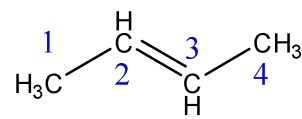
## 1.2. Изомерия положения

**1.2.1 Изомерия положения кратной связи.** Характерна для органических соединений содержащих кратные связи.

Пример:  $C_4H_8$

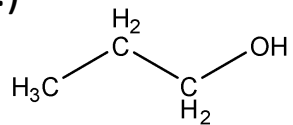


бутен-1

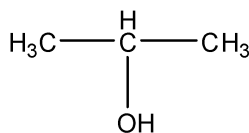


бутен-2

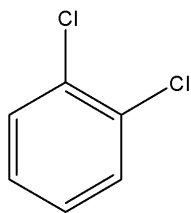
**1.2.2 Изомерия положения функциональных групп.** Характерна для функциональных производных углеводородов (спирты, кетоны, тиолы, амины, галогенопроизводные, нитропроизводные, карбоновые кислоты и т.д.)



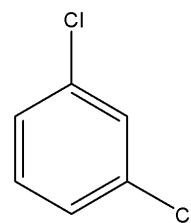
пропанол-1



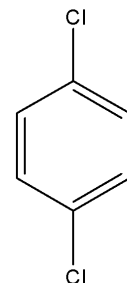
пропанол-2



1,2-дихлорбензол



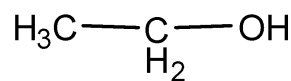
1,3-дихлорбензол



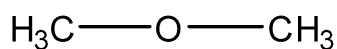
1,4-дихлорбензол

**1.3 Межклассовая изомерия.** Характерна для различных классов органических соединений.

Примеры:



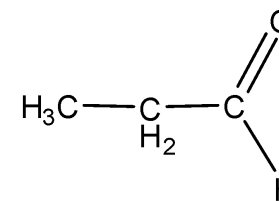
этанол



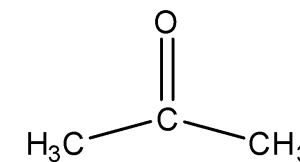
диметиловый эфир

**Альдегиды  
кетоны**

и

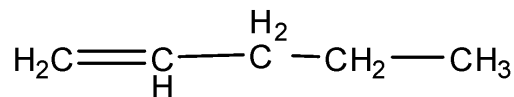


пропаналь

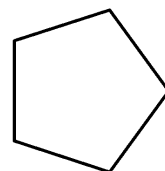


пропанон

**Алкены и циклоалканы**



пентен-1



циклопентан

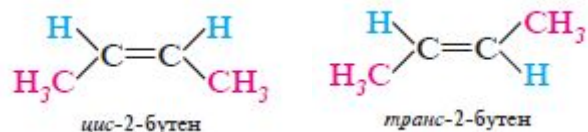
## 2. Пространственная изомерия.

Вещества, имеющие одинаковый состав и порядок связывания атомов в молекуле, но отличающихся друг от друга их расположением в пространстве, называются **пространственными изомерами**.

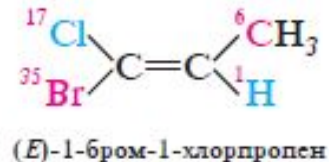
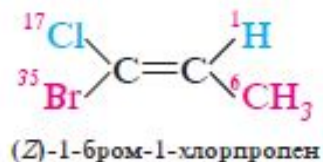
**2.1 Геометрическая изомерия.** *Геометрическими изомерами называют вещества, имеющие одинаковый состав и последовательность связывания атомов в молекулах, но разное расположение заместителей в пространстве относительно плоскости двойной связи или плоскости цикла.*

Для обозначения конфигурации геометрических изомеров используют *цис-транс-* и *E,Z-*систему. **Цис-/транс-система обозначений конфигурации** имеет ограниченное применение. Ее можно использовать только тогда, когда связанные двойной связью углеродные атомы имеют одинаковые заместители.

*Если одинаковые заместители расположены по одну сторону от плоскости двойной связи, конфигурацию обозначают цис-, если по разные стороны — транс-:*



Когда углеродные атомы, образующие двойную связь, имеют все разные заместители, как, например, в 1-бром-1-хлорпропене, применение *цис-транс-* системы становится невозможным. В таких случаях используют ***E,Z-*систему обозначений**. Старшинство заместителей определяется по порядковому номеру элемента из табл. Периодической системы Д.И. Менделеева.



Если при этом старшие заместители из каждой пары расположены по одну сторону от плоскости двойной связи, конфигурацию обозначают буквой *Z* (от нем. *Zusammen* — *вместе*), если по разные стороны — буквой *E* (от нем. *Entgegen* — *напротив*).

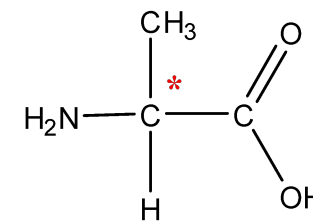
**2.2 Оптическая изомерия.** Характерна для органических соединений, имеющих 4 разных заместителя у одного атома углерода, этот атом углерода – хиральный (асимметрический) \*

При этом появляется возможность наличия 2-х изомеров с разными пространственным расположением заместителей, относящихся к друг другу как предмет и его зеркальное отражение.

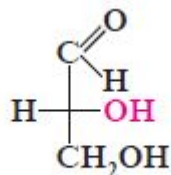
Такие оптические изомеры называются **энантиомерами**.

Энантиомеры отличаются друг от друга только:

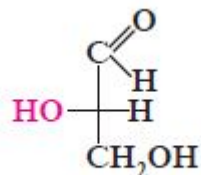
- 1) Взаимодействием с плоскополяризованным лучом света (бывают правовращающие и левовращающие D(+) и L(-))
- 2) Взаимодействием с хиральными реагентами
- 3) Биологической активностью



аланин



D-(+)-глицериновый альдегид

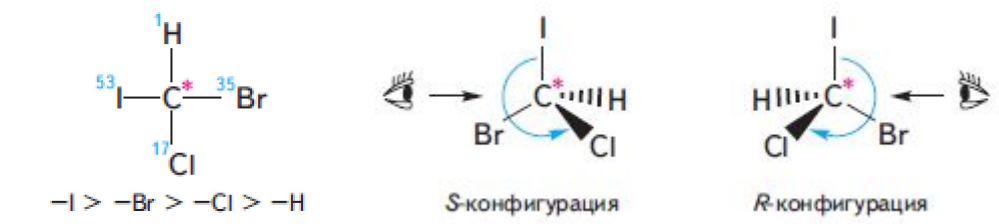
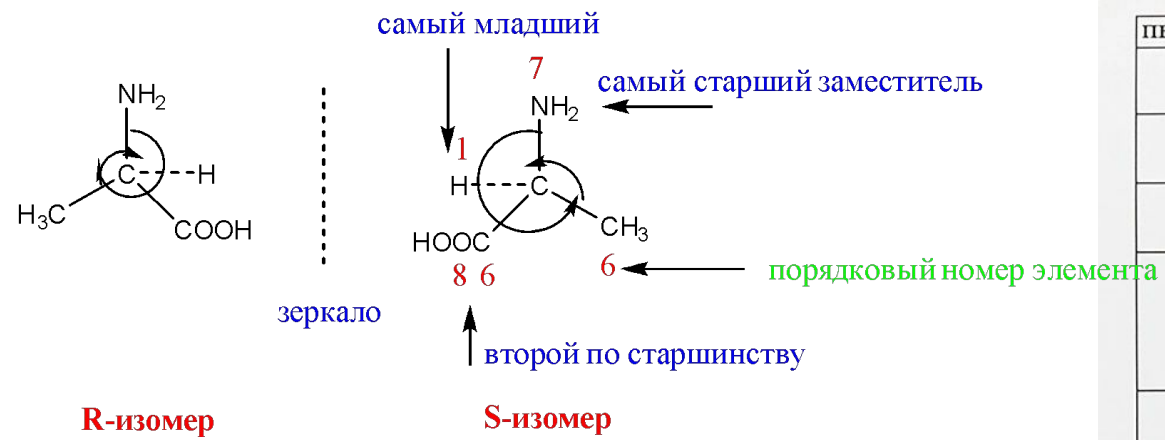


L-(-)-глицериновый альдегид

# Для оптических изомеров используют R,S-номенклатуру:

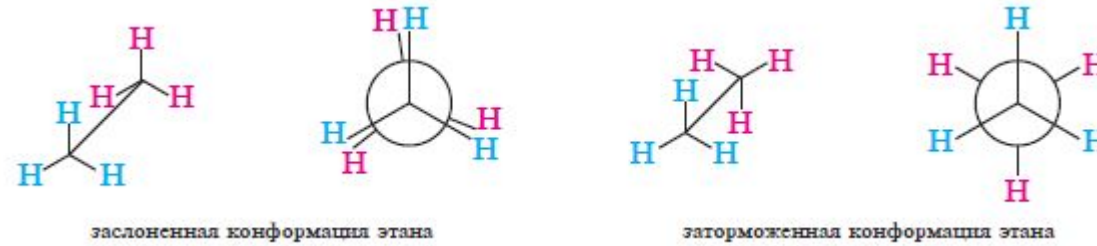
Для названия изомеров нужно:

1. Определить старшинство заместителей (по порядковому номеру элементов);
2. Расположить заместители так, чтобы младший заместитель был максимально удалён;
3. Если переход от старшего заместителя к младшему происходит по часовой стрелке, то это R-изомер; если против часовой стрелки – то это S-изомер.



ПЕРИОД	A I B	A II B	A III B	A IV B	A V B	A VI B	A VII B	A VIII B																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																	
1	H 1 1,01 2,10 ВОДОРОД	ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА 150 ЛЕТ ОТКРЫТИЮ 1869-2019 ЮБИЛЕЙНОЕ ИЗДАНИЕ						{H}	He 2 4,0 ГЕЛИЙ	СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА АТОМНЫЙ НОМЕР НАЗВАНИЕ Li 3 6,9 0,98 ЛИТИЙ																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
2	Li 3 6,9 0,98 ЛИТИЙ	Be 4 9,0 1,57 БЕРИЛЛИЙ	B 5 10,8 2,04 БОР	C 6 12,0 2,55 УГЛЕРОД	N 7 14,0 3,04 АЗОТ	O 8 16,0 3,44 КИСЛОРОД	F 9 19,0 3,98 ФТОР	Ne 10 20,2 НЕОН	ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА (ОКРУГЛЕННАЯ) ЭЛЕКТРО-ОТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ (ШКАЛА Л. ПОЛИНГА)																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																
3	Na 11 23,0 0,98 НАТРИЙ	Mg 12 24,3 1,31 МАГНИЙ	Al 13 27,0 1,61 АЛЮМИНИЙ	Si 14 28,1 1,90 КРЕМНИЙ	P 15 31,0 2,19 ФОСФОР	S 16 32,1 2,58 СЕРА	Cl 17 35,5 3,16 ХЛОР	Ar 18 39,9 АРГОН	27 Fe 55,8 ЖЕЛЕЗО	28 Ni 58,7 НИКЕЛЬ	29 Cu 63,5 МЕДЬ	30 Zn 65,4 ЦИНК	31 Ga 69,7 ГАЛЛИЙ	32 Ge 72,6 ГЕРМАНИЙ	33 As 74,9 АРСЕН	34 Se 78,9 СЕЛЕН	35 Br 79,9 БРОМ	36 Kr 83,8 КРИПТОН	37 Rb 85,5 РУБИДИЙ	38 Sr 87,6 СТРОНЦИЙ	39 Y 88,9 ИТРИЙ	40 Zr 91,2 ЦИРКОНИЙ	41 Nb 92,9 НИОБИЙ	42 Mo 95,9 МОЛИБДЕН	43 Tc [98] ТЕХНЕЦИЙ	44 Ru 101,1 РУТЕНИЙ	45 Rh 102,9 РОДИЙ	46 Pd 106,4 ПАЛЛАДИЙ	47 Ag 107,9 СЕРЕБРО	48 Cd 112,4 КАДМИЙ	49 In 114,8 ИНДИЙ	50 Sn 118,7 ОЛОВО	51 Sb 121,8 СУРЬМА	52 Te 127,6 ТЕЛЛУР	53 I 126,9 ЙОД	54 Xe 131,3 КСЕНОН	55 Cs 132,9 ЦЕЗИЙ	56 Ba 137,3 БАРИЙ	57 La* 138,9 ЛАНТАН	58 Ce 140,1 ЦЕРИЙ	59 Pr 140,9 ПРАЗЕОДИМ	60 Nd 144,2 НЕОДИМ	61 Pm 145,0 ПРОМЕТИЙ	62 Sm 150,4 САМАРИЙ	63 Eu 152,0 ЕВРОПИЙ	64 Gd 157,3 ГАДОЛИНИЙ	65 Tb 158,9 ТЕРБИЙ	66 Dy 162,5 ДИСПРОЗИЙ	67 Ho 164,9 ГОЛЬМИЙ	68 Er 167,3 ЭРБИЙ	69 Tm 168,9 ТУЛИЙ	70 Yb 173,0 ИТТЕРБИЙ	71 Lu 175,0 ЛУТЕЦИЙ	72 Hg 200,6 РУТУТЬ	73 Tl 204,4 ТАЛЛИЙ	74 Pb 207,2 СВИНЕЦ	75 Bi 208,98 ВИСМУТ	76 Po [209] ПОЛОНИЙ	77 At [210] АСТАТ	78 Rn [222] РАДОН	79 Fr [223] ФРАНЦИЙ	80 Ra [226] РАДИЙ	81 Ac** [227] АКТИНИЙ	82 Rf [268] РЕЗЕРФОРДИЙ	83 Db [268] ДУБНИЙ	84 Sg [271] СИВОРГИЙ	85 Bh [271] БОРИЙ	86 Hs [277] ХАССИЙ	87 Mt [278] МЕЙТНЕРИЙ	88 Rg [281] РЕНТГЕНИЙ	89 Cn [285] КОПЕРНИЦИЙ	90 Nh [286] НИХОНИЙ	91 Fl [289] ФЛЕРОВИЙ	92 Mc [288] МОСКОВИЙ	93 Lv [293] ЛИВЕРМОРИЙ	94 Ts [294] ТЕННЕСИН	95 Og [294] ОГАНЕССОН	96 Ts [294] ТЕННЕСИН	97 Bk [247] БЕРКЛИЙ	98 Cf [251] КАЛИФОРНИЙ	99 Es [252] ЭЙЗЕНБЕРГ	100 Fm [257] ФЕРМИЙ	101 Md [258] МЕНДЕЛЕВИЙ	102 No [259] НОБЕЛИЙ	103 Lr [262] ЛОУРЕНСИЙ	104 Rf [261] РЕЗЕРФОРДИЙ	105 Db [268] ДУБНИЙ	106 Sg [271] СИВОРГИЙ	107 Bh [277] БОРИЙ	108 Hs [277] ХАССИЙ	109 Mt [278] МЕЙТНЕРИЙ	110 Ds [281] ДАРМШПАДТИЙ	111 Rg [281] РЕНТГЕНИЙ	112 Cn [285] КОПЕРНИЦИЙ	113 Nh [286] НИХОНИЙ	114 Fl [289] ФЛЕРОВИЙ	115 Mc [288] МОСКОВИЙ	116 Lv [293] ЛИВЕРМОРИЙ	117 Ts [294] ТЕННЕСИН	118 Og [294] ОГАНЕССОН	119 Uu [289] УНУНИЙ	120 Uub [289] УБЮНИЙ	121 Uuq [289] УКУНИЙ	122 Uub [289] УБЮНИЙ	123 Uuq [289] УКУНИЙ	124 Uub [289] УБЮНИЙ	125 Uuq [289] УКУНИЙ	126 Uub [289] УБЮНИЙ	127 Uuq [289] УКУНИЙ	128 Uub [289] УБЮНИЙ	129 Uuq [289] УКУНИЙ	130 Uub [289] УБЮНИЙ	131 Uuq [289] УКУНИЙ	132 Uub [289] УБЮНИЙ	133 Uuq [289] УКУНИЙ	134 Uub [289] УБЮНИЙ	135 Uuq [289] УКУНИЙ	136 Uub [289] УБЮНИЙ	137 Uuq [289] УКУНИЙ	138 Uub [289] УБЮНИЙ	139 Uuq [289] УКУНИЙ	140 Uub [289] УБЮНИЙ	141 Uuq [289] УКУНИЙ	142 Uub [289] УБЮНИЙ	143 Uuq [289] УКУНИЙ	144 Uub [289] УБЮНИЙ	145 Uuq [289] УКУНИЙ	146 Uub [289] УБЮНИЙ	147 Uuq [289] УКУНИЙ	148 Uub [289] УБЮНИЙ	149 Uuq [289] УКУНИЙ	150 Uub [289] УБЮНИЙ	151 Uuq [289] УКУНИЙ	152 Uub [289] УБЮНИЙ	153 Uuq [289] УКУНИЙ	154 Uub [289] УБЮНИЙ	155 Uuq [289] УКУНИЙ	156 Uub [289] УБЮНИЙ	157 Uuq [289] УКУНИЙ	158 Uub [289] УБЮНИЙ	159 Uuq [289] УКУНИЙ	160 Uub [289] УБЮНИЙ	161 Uuq [289] УКУНИЙ	162 Uub [289] УБЮНИЙ	163 Uuq [289] УКУНИЙ	164 Uub [289] УБЮНИЙ	165 Uuq [289] УКУНИЙ	166 Uub [289] УБЮНИЙ	167 Uuq [289] УКУНИЙ	168 Uub [289] УБЮНИЙ	169 Uuq [289] УКУНИЙ	170 Uub [289] УБЮНИЙ	171 Uuq [289] УКУНИЙ	172 Uub [289] УБЮНИЙ	173 Uuq [289] УКУНИЙ	174 Uub [289] УБЮНИЙ	175 Uuq [289] УКУНИЙ	176 Uub [289] УБЮНИЙ	177 Uuq [289] УКУНИЙ	178 Uub [289] УБЮНИЙ	179 Uuq [289] УКУНИЙ	180 Uub [289] УБЮНИЙ	181 Uuq [289] УКУНИЙ	182 Uub [289] УБЮНИЙ	183 Uuq [289] УКУНИЙ	184 Uub [289] УБЮНИЙ	185 Uuq [289] УКУНИЙ	186 Uub [289] УБЮНИЙ	187 Uuq [289] УКУНИЙ	188 Uub [289] УБЮНИЙ	189 Uuq [289] УКУНИЙ	190 Uub [289] УБЮНИЙ	191 Uuq [289] УКУНИЙ	192 Uub [289] УБЮНИЙ	193 Uuq [289] УКУНИЙ	194 Uub [289] УБЮНИЙ	195 Uuq [289] УКУНИЙ	196 Uub [289] УБЮНИЙ	197 Uuq [289] УКУНИЙ	198 Uub [289] УБЮНИЙ	199 Uuq [289] УКУНИЙ	200 Uub [289] УБЮНИЙ	201 Uuq [289] УКУНИЙ	202 Uub [289] УБЮНИЙ	203 Uuq [289] УКУНИЙ	204 Uub [289] УБЮНИЙ	205 Uuq [289] УКУНИЙ	206 Uub [289] УБЮНИЙ	207 Uuq [289] УКУНИЙ	208 Uub [289] УБЮНИЙ	209 Uuq [289] УКУНИЙ	210 Uub [289] УБЮНИЙ	211 Uuq [289] УКУНИЙ	212 Uub [289] УБЮНИЙ	213 Uuq [289] УКУНИЙ	214 Uub [289] УБЮНИЙ	215 Uuq [289] УКУНИЙ	216 Uub [289] УБЮНИЙ	217 Uuq [289] УКУНИЙ	218 Uub [289] УБЮНИЙ	219 Uuq [289] УКУНИЙ	220 Uub [289] УБЮНИЙ	221 Uuq [289] УКУНИЙ	222 Uub [289] УБЮНИЙ	223 Uuq [289] УКУНИЙ	224 Uub [289] УБЮНИЙ	225 Uuq [289] УКУНИЙ	226 Uub [289] УБЮНИЙ	227 Uuq [289] УКУНИЙ	228 Uub [289] УБЮНИЙ	229 Uuq [289] УКУНИЙ	230 Uub [289] УБЮНИЙ	231 Uuq [289] УКУНИЙ	232 Uub [289] УБЮНИЙ	233 Uuq [289] УКУНИЙ	234 Uub [289] УБЮНИЙ	235 Uuq [289] УКУНИЙ	236 Uub [289] УБЮНИЙ	237 Uuq [289] УКУНИЙ	238 Uub [289] УБЮНИЙ	239 Uuq [289] УКУНИЙ	240 Uub [289] УБЮНИЙ	241 Uuq [289] УКУНИЙ	242 Uub [289] УБЮНИЙ	243 Uuq [289] УКУНИЙ	244 Uub [289] УБЮНИЙ	245 Uuq [289] УКУНИЙ	246 Uub [289] УБЮНИЙ	247 Uuq [289] УКУНИЙ	248 Uub [289] УБЮНИЙ	249 Uuq [289] УКУНИЙ	250 Uub [289] УБЮНИЙ	251 Uuq [289] УКУНИЙ	252 Uub [289] УБЮНИЙ	253 Uuq [289] УКУНИЙ	254 Uub [289] УБЮНИЙ	255 Uuq [289] УКУНИЙ	256 Uub [289] УБЮНИЙ	257 Uuq [289] УКУНИЙ	258 Uub [289] УБЮНИЙ	259 Uuq [289] УКУНИЙ	260 Uub [289] УБЮНИЙ	261 Uuq [289] УКУНИЙ	262 Uub [289] УБЮНИЙ	263 Uuq [289] УКУНИЙ	264 Uub [289] УБЮНИЙ	265 Uuq [289] УКУНИЙ	266 Uub [289] УБЮНИЙ	267 Uuq [289] УКУНИЙ	268 Uub [289] УБЮНИЙ	269 Uuq [289] УКУНИЙ	270 Uub [289] УБЮНИЙ	271 Uuq [289] УКУНИЙ	272 Uub [289] УБЮНИЙ	273 Uuq [289] УКУНИЙ	274 Uub [289] УБЮНИЙ	275 Uuq [289] УКУНИЙ	276 Uub [289] УБЮНИЙ	277 Uuq [289] УКУНИЙ	278 Uub [289] УБЮНИЙ	279 Uuq [289] УКУНИЙ	280 Uub [289] УБЮНИЙ	281 Uuq [289] УКУНИЙ	282 Uub [289] УБЮНИЙ	283 Uuq [289] УКУНИЙ	284 Uub [289] УБЮНИЙ	285 Uuq [289] УКУНИЙ	286 Uub [289] УБЮНИЙ	287 Uuq [289] УКУНИЙ	288 Uub [289] УБЮНИЙ	289 Uuq [289] УКУНИЙ	290 Uub [289] УБЮНИЙ	291 Uuq [289] УКУНИЙ	292 Uub [289] УБЮНИЙ	293 Uuq [289] УКУНИЙ	294 Uub [289] УБЮНИЙ	295 Uuq [289] УКУНИЙ	296 Uub [289] УБЮНИЙ	297 Uuq [289] УКУНИЙ	298 Uub [289] УБЮНИЙ	299 Uuq [289] УКУНИЙ	300 Uub [289] УБЮНИЙ	301 Uuq [289] УКУНИЙ	302 Uub [289] УБЮНИЙ	303 Uuq [289] УКУНИЙ	304 Uub [289] УБЮНИЙ	305 Uuq [289] УКУНИЙ	306 Uub [289] УБЮНИЙ	307 Uuq [289] УКУНИЙ	308 Uub [289] УБЮНИЙ	309 Uuq [289] УКУНИЙ	310 Uub [289] УБЮНИЙ	311 Uuq [289] УКУНИЙ	312 Uub [289] УБЮНИЙ	313 Uuq [289] УКУНИЙ	314 Uub [289] УБЮНИЙ	315 Uuq [289] УКУНИЙ	316 Uub [289] УБЮНИЙ	317 Uuq [289] УКУНИЙ	318 Uub [289] УБЮНИЙ	319 Uuq [289] УКУНИЙ	320 Uub [289] УБЮНИЙ	321 Uuq [289] УКУНИЙ	322 Uub [289] УБЮНИЙ	323 Uuq [289] УКУНИЙ	324 Uub [289] УБЮНИЙ	325 Uuq [289] УКУНИЙ	326 Uub [289] УБЮНИЙ	327 Uuq [289] УКУНИЙ	328 Uub [289] УБЮНИЙ	329 Uuq [289] УКУНИЙ	330 Uub [289] УБЮНИЙ	331 Uuq [289] УКУНИЙ	332 Uub [289] УБЮНИЙ	333 Uuq [289] УКУНИЙ	334 Uub [289] УБЮНИЙ	335 Uuq [289] УКУНИЙ	336 Uub [289] УБЮНИЙ	337 Uuq [289] УКУНИЙ	338 Uub [289] УБЮНИЙ	339 Uuq [289] УКУНИЙ	340 Uub [289] УБЮНИЙ	341 Uuq [289] УКУНИЙ	342 Uub [289] УБЮНИЙ	343 Uuq [289] УКУНИЙ	344 Uub [289] УБЮНИЙ	345 Uuq [289] УКУНИЙ	346 Uub [289] УБЮНИЙ	347 Uuq [289] УКУНИЙ	348 Uub [289] УБЮНИЙ	349 Uuq [289] УКУНИЙ	350 Uub [289] УБЮНИЙ	351 Uuq [289] УКУНИЙ	352 Uub [289] УБЮНИЙ	353 Uuq [289] УКУНИЙ	354 Uub [289] УБЮНИЙ	355 Uuq [289] УКУНИЙ	356 Uub [289] УБЮНИЙ	357 Uuq [289] УКУНИЙ	358 Uub [289] УБЮНИЙ	359 Uuq [289] УКУНИЙ	360 Uub [289] УБЮНИЙ	361 Uuq [289] УКУНИЙ	362 Uub [289] УБЮНИЙ	363 Uuq [289] УКУНИЙ	364 Uub [289] УБЮНИЙ	365 Uuq [289] УКУНИЙ	366 Uub [289] УБЮНИЙ	367 Uuq [289] УКУНИЙ	368 Uub [289] УБЮНИЙ	369 Uuq [289] УКУНИЙ	370 Uub [289] УБЮНИЙ	371 Uuq [289] УКУНИЙ	372 Uub [289] УБЮНИЙ	373 Uuq [289] УКУНИЙ	374 Uub [289] УБЮНИЙ	375 Uuq [289] УКУНИЙ	376 Uub [289] УБЮНИЙ	377 Uuq [289] УКУНИЙ	378 Uub [289] УБЮНИЙ	379 Uuq [289] УКУНИЙ	380 Uub [289] УБЮНИЙ	381 Uuq [289] УКУНИЙ	382 Uub [289] УБЮНИЙ	383 Uuq [289] УКУНИЙ	384 Uub [289] УБЮНИЙ	385 Uuq [289] УКУНИЙ	386 Uub [289] УБЮНИЙ	387 Uuq [289] УКУНИЙ	388 Uub [289] УБЮНИЙ	389 Uuq [289] УКУНИЙ	390 Uub [289] УБЮНИЙ	391 Uuq [289] УКУНИЙ	392 Uub [289] УБЮНИЙ	393 Uuq [289] УКУНИЙ	394 Uub [289] УБЮНИЙ	395 Uuq [289] УКУНИЙ	396 Uub [289] УБЮНИЙ	397 Uuq [289] УКУНИЙ	398 Uub [289] УБЮНИЙ	399 Uuq [289] УКУНИЙ	400 Uub [289] УБЮНИЙ	401 Uuq [289] УКУНИЙ	402 Uub [289] УБЮНИЙ	403 Uuq [289] УКУНИЙ	404 Uub [289] УБЮНИЙ	405 Uuq [289] УКУНИЙ	406 Uub [289] УБЮНИЙ	407 Uuq [289] УКУНИЙ	408 Uub [289] УБЮНИЙ	409 Uuq [289] УКУНИЙ	410 Uub [289] УБЮНИЙ	411 Uuq [289] УКУНИЙ	412 Uub [289] УБЮНИЙ	413 Uuq [289] УКУНИЙ	414 Uub [289] УБЮНИЙ	415 Uuq [289] УКУНИЙ	416 Uub [289] УБЮНИЙ	417 Uuq [289] УКУНИЙ	418 Uub [289] УБЮНИЙ	419 Uuq [289] УКУНИЙ	420 Uub [289] УБЮНИЙ	421 Uuq [289] УКУНИЙ	422 Uub [289] УБЮНИЙ	423 Uuq [289] УКУНИЙ	424 Uub [289] УБЮНИЙ	425 Uuq [289] УКУНИЙ	426 Uub [289] УБЮНИЙ	427 Uuq [289] УКУНИЙ	428 Uub [289] УБЮНИЙ	429 Uuq [289] УКУНИЙ	430 Uub [289] УБЮНИЙ	431 Uuq [289] УКУНИЙ	432 Uub [289] УБЮНИЙ	433 Uuq [289] УКУНИЙ	434 Uub [289] УБЮНИЙ	435 Uuq [289] УКУНИЙ	436 Uub [289] УБЮНИЙ	437 Uuq [289] УКУНИЙ	438 Uub [289] УБЮНИЙ	439 Uuq [289] УКУНИЙ	440 Uub [289] УБЮНИЙ	441 Uuq [289] УКУНИЙ	442 Uub [289] УБЮНИЙ	443 Uuq [289] УКУНИЙ	444 Uub [289] УБЮНИЙ	445 Uuq [289] УКУНИЙ	446 Uub [289] УБЮНИЙ	447 Uuq [289] УКУНИЙ	448 Uub [289] УБЮНИЙ	449 Uuq [289] УКУНИЙ	450 Uub [289] УБЮНИЙ	451 Uuq [289] УКУНИЙ	452 Uub [289] УБЮНИЙ	453 Uuq [289] УКУНИЙ	454 Uub [289] УБЮНИЙ	455 Uuq [289] УКУНИЙ	456 Uub [289] УБЮНИЙ	457 Uuq [289] УКУНИЙ	458 Uub [289] УБЮНИЙ	459 Uuq [289] УКУНИЙ	460 Uub [289] УБЮНИЙ	461 Uuq [289] УКУНИЙ	462 Uub [289] УБЮНИЙ	463 Uuq [289] УКУНИЙ	464 Uub [289] УБЮНИЙ	465 Uuq [289] УКУНИЙ	466 Uub [289] УБЮНИЙ	467 Uuq [289] УКУНИЙ	468 Uub [289] УБЮНИЙ	469 Uuq [289] УКУНИЙ	470 Uub [289] УБЮНИЙ	471 Uuq [289] УКУНИЙ	472 Uub [289] УБЮНИЙ	473 Uuq [289] УКУНИЙ	474 Uub [289] УБЮНИЙ	475 Uuq

## 2.3 Конформационная изомерия – обусловлена вращением заместителей вокруг простых С – С связей (см. алканы).



Конформационная изомерия обусловлена вращением отдельных фрагментов молекулы вокруг одинарных связей. В результате вращения молекула может принимать различные пространственные формы, называемые **конформациями**.

Молекула этана вследствие вращения вокруг углерод-углеродной связи может принимать бесконечное множество конформаций, каждая из которых характеризуется определенным значением потенциальной энергии. Две крайние *конформации* называют *заслоненной* и *заторможенной*.

Для изображения конформаций на плоскости используют перспективные формулы и проекционные формулы Ньюмена.

# Химическое строение органических соединений

**Химическое строение** –это порядок (последовательность) связей атомов в молекуле, а также характер этих связей.

Химическое строение органических молекул, т.е. структура молекул графически отражается формулами строения (структурными формулами). **Структурная формула** –это изображение последовательности связи атомов в молекуле.

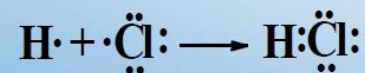
В отличие от неорганических соединений, для которых характерны ионные связи, органическим соединениям присущи **ковалентные связи**. Природа ковалентной связи в настоящее время интерпретируется в рамках двух подходов. В основе первого подхода лежат **правило октетов Г. Льюиса (см следующий слайд!)** и представления об электронных эффектах. Второй подход основан на квантово-химическом представлении природы ковалентной связи.

Учитывая химическую инертность благородных газов, их внешние электронные оболочки (для гелия — двух-электронная, для неона, аргона и т.д. — восьми-электронная) считаются наиболее устойчивыми. Взаимодействуя с другими атомами, элемент внешней оболочки атома обобществляет валентные электроны таким образом, чтобы его внешняя электронная оболочка соответствовала конфигурации инертных газов. Такой принцип заполнения валентных оболочек получил название «*октетное правило*», или «*правило октета*».

**Образование валентной электронной пары может протекать по двум механизмам- обменно и донорно-акцепторному.**

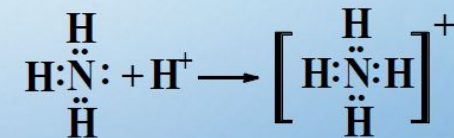
## ОБМЕННЫЙ МЕХАНИЗМ

В образовании связи участвуют одноэлектронные атомные орбитали. Каждый атом дает по одному неспаренному электрону в общую электронную пару



## ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНЫЙ МЕХАНИЗМ

Образование связи происходит за счет пары электронов донора и вакантной (свободной) орбитали акцептора

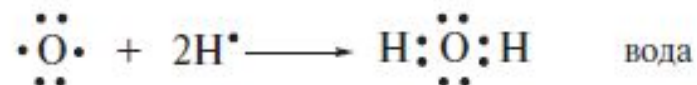
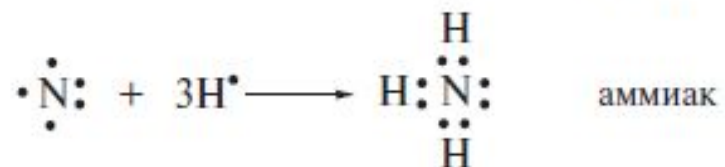
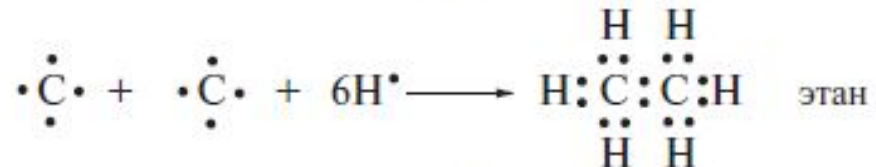
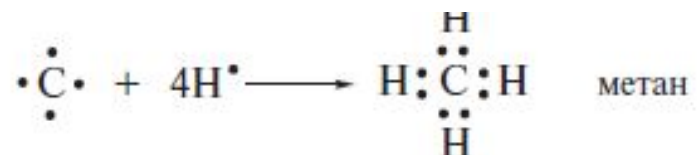




## Правило дублетов – октетов

### Льюиса

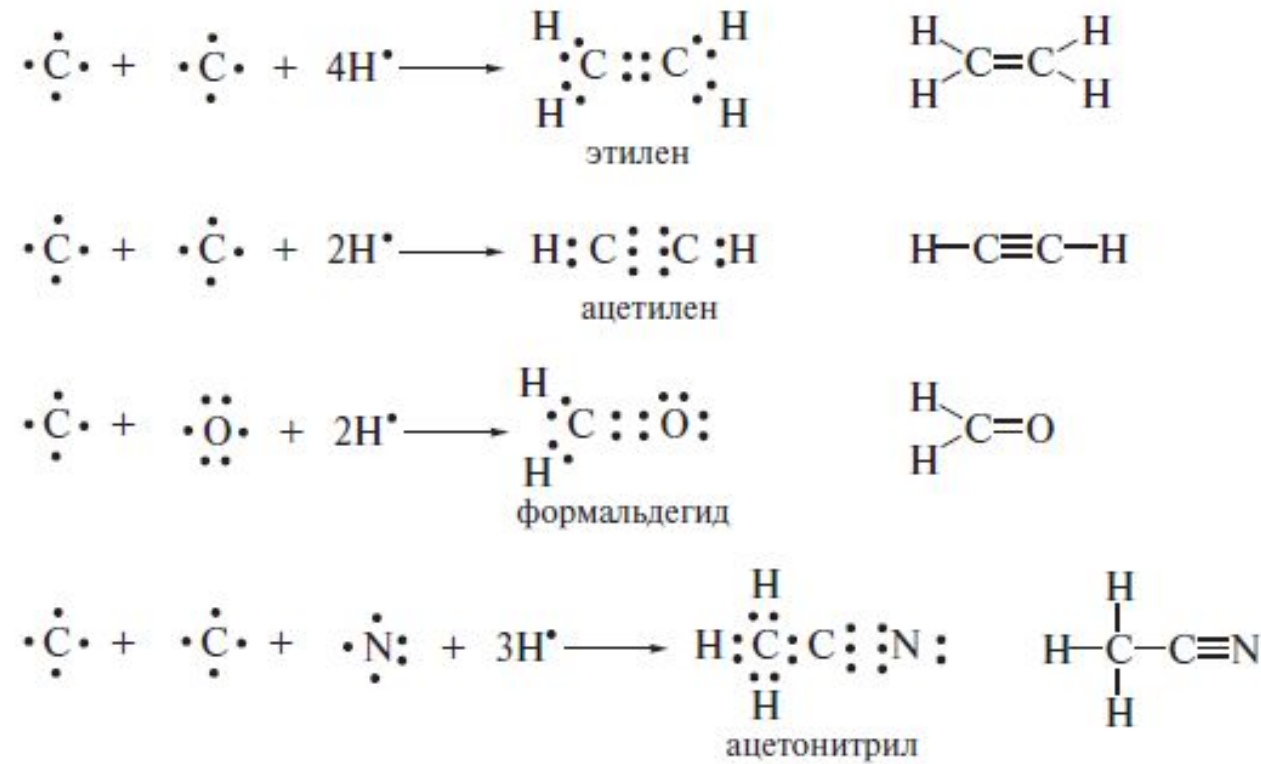
- В 1915–1916 гг. В. Коссель и Г. Льюис предположили, что связи между атомами в органических молекулах имеют ковалентный характер и осуществляются за счет обобщенных пар электронов. Они полагали, что каждый из атомов, связанных ковалентной связью, вносит в нее по одному электрону.
- Льюис впервые сформулировал **правило октетов**: каждый атом стремится к заполнению вокруг себя устойчивой оболочки инертного газа.
- Для атома водорода такой оболочкой является двухэлектронная оболочка гелия; для атомов 2-го периода — восьмиэлектронная оболочка неона. Каждый электрон в формуле Льюиса изображают точкой.



**В образовании химической связи принимают участие только валентные электроны – электроны внешних слоев атомов!**

Формулы, показывающие число электронов в связях и неподеленные электронные пары (НЭП) на гетероатомах, получили название «*формулы Льюиса*». Такие формулы могут быть составлены и для соединений с кратными связями. При этом должно соблюдаться основное правило: **каждой черточке в структурной формуле соответствует пара электронов в формуле Льюиса**.

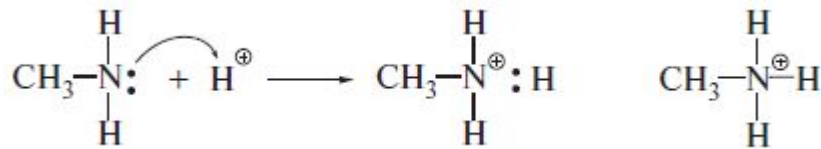
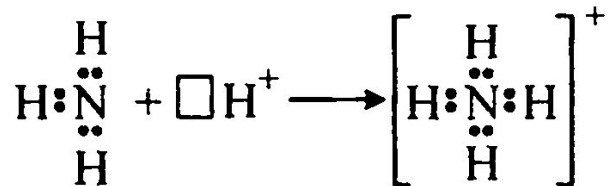
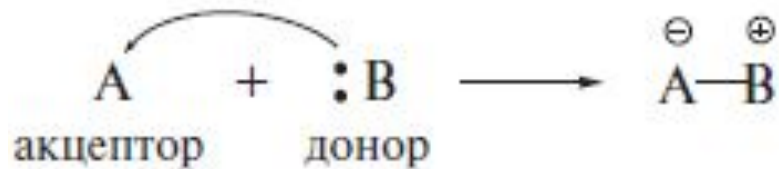
Формулы Льюиса показывают, что кратные связи содержат четыре (двойная связь) или шесть (тройная связь) электронов.



## Два способа образования валентной пары электронов и типы связей.

- В случае когда один атом предоставляет на образование валентной пары свою неподеленную пару электронов, а второй атом – только вакантную орбиталь, то ковалентная связь образуется по **донорно-акцепторному механизму (донорно-акцепторная связь)**.

Образуется за счет двух электронов, предоставляемых одним из атомов.

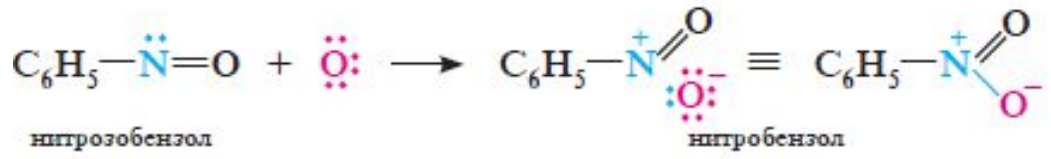
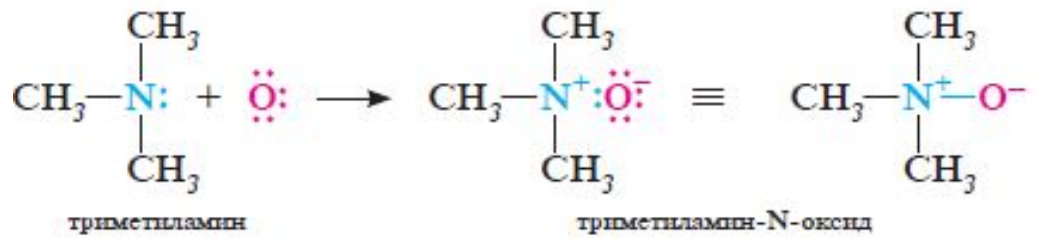


При этом атом, поставляющий пару электронов в общее пользование, называют **донором**, а атом, принимающий электроны, – **акцептором**. Донор должен иметь пару неподеленных электронов. Акцептором может быть протон или другой атом, у которого не хватает до образования октета двух электронов. По донорно-акцепторному механизму, например, протекает образование иона аммония, гидроксония и др.:

- Частным случаем донорно-акцепторной связи является **семиполярная связь**.

Она образуется при взаимодействии атомов, имеющих неподеленные электронные пары (доноры), с электронейтральными частицами, которые содержат секстет электронов (акцепторы). В результате образования координационной связи атом - донор приобретает положительный заряд, а атом-акцептор — отрицательный.

- В итоге эти два атома оказываются связанными двойко: ковалентной связью и ионной. Ниже приведены примеры образования семиполярной связи в молекулах триметиламин-N-оксида и нитробензола:

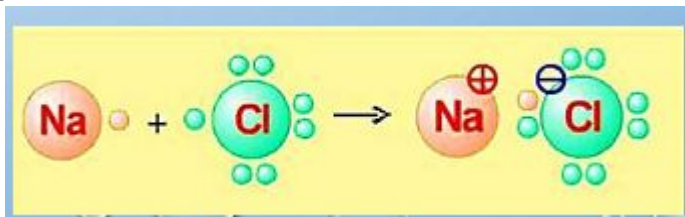
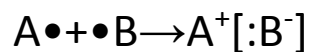


Во втором случае каждый атом отдает на образование валентной пары по одному неспаренному электрону (*обменный механизм* образования связи). В зависимости от относительной электроотрицательности образующих связь элементов при этом получают разные типы связей: **неполярная ковалентная**, **ковалентная с разной степенью полярности** и **ионная**. Четкой границы между этими типами связей не существует.

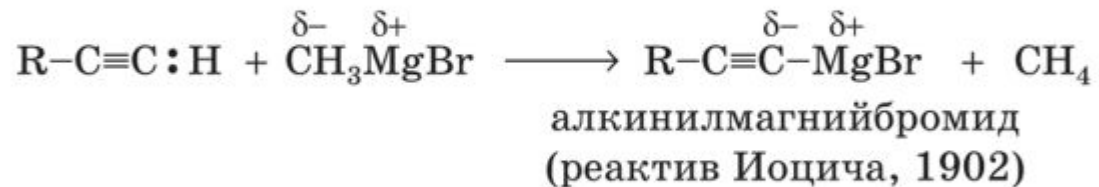
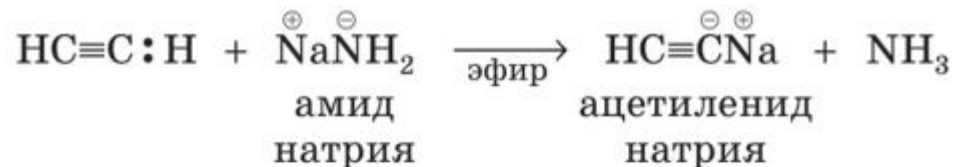
# ИОННАЯ СВЯЗЬ

**Ионная связь** — химическая связь, обусловленная переносом валентных электронов с одного атома на другой с образованием положительных и отрицательных ионов.

Если химическая связь образуется между атомами, которые имеют очень большую разность электроотрицательностей ( $\Delta\chi > 1,7$  по Полингу), то общая электронная пара полностью переходит к атому с большей ЭО. Результатом этого является образование соединения противоположно заряженных ионов



В металлоорганических соединениях наблюдается связь близкая к ионной.

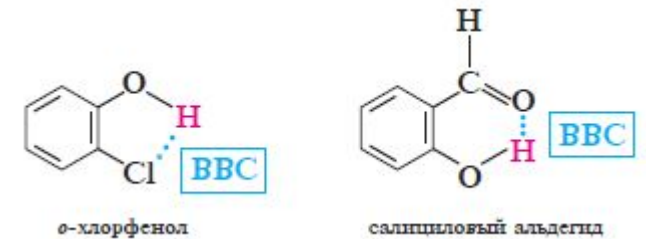
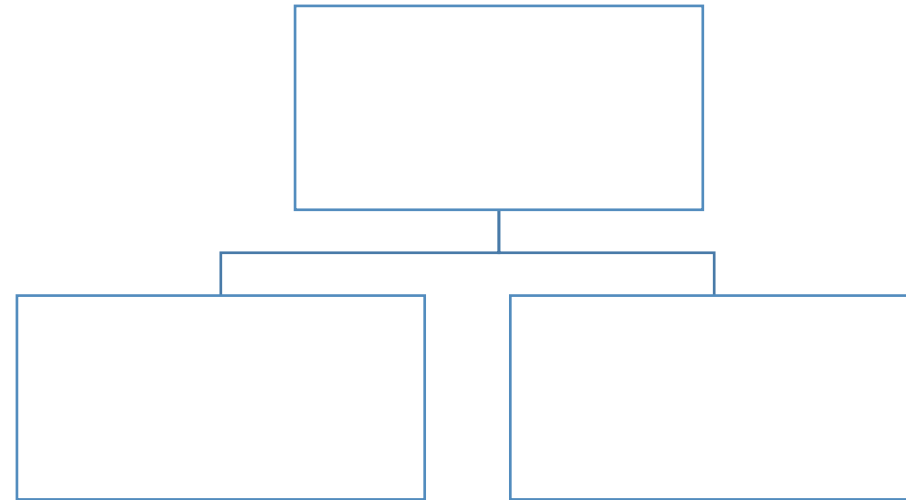
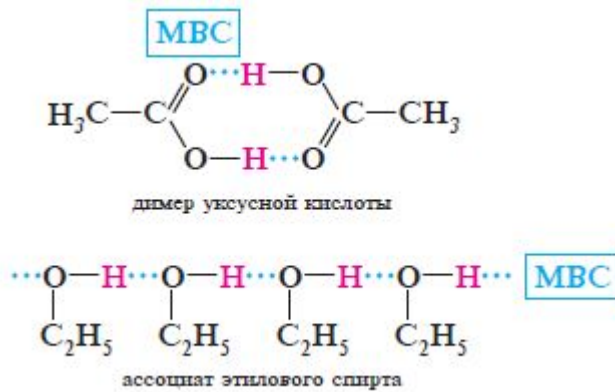


# ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Для многих азот- и кислородсодержащих производных органических соединений характерно образование водородных связей, что существенно отражается на физико-химических свойствах.

**Водородная связь** – химическая связь между положительно поляризованными атомами водорода одной молекулы и атомами сильно электроотрицательных элементов другой или той же молекулы.

**Водородная связь** – особый вид химической связи типа  $X-H \cdots Y$ , в которой центральный атом водорода, соединенный ковалентной связью с электроотрицательным атомом  $X$  (O, N, S), образует дополнительную связь с атомом  $Y$  (O, N, S), имеющим неподеленную пару электронов. Природа связи достаточно сложная и включает: электростатическое взаимодействие за счёт частичных зарядов атомов  $H$  и  $Y$ , донорно-акцепторное взаимодействие  $H$  с неподелённой парой атома  $Y$ , другие взаимодействия. (встречается в спиртах, аминах, карбоновых кислотах).

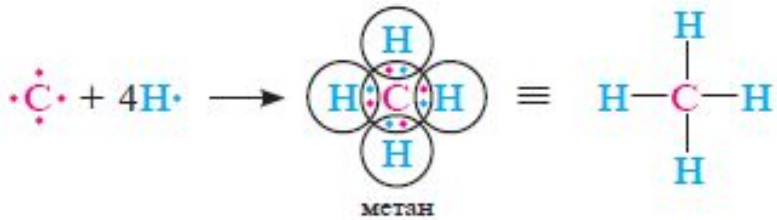


Если водородная связь образуется между разными молекулами, она называется межмолекулярной (например, между молекулами воды, низших спиртов).

Если водородная связь образуется между группами одной и той же молекулы, она называется внутримолекулярной (например, в белках, в молекуле ДНК).

# КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

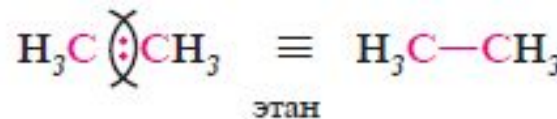
**Ковалентная связь** является основным типом химической связи в органических соединениях. Она образуется между атомами, равными или близкими по электроотрицательности. Электронная конфигурация инертного газа в данном случае достигается за счет обобществления валентных электронов и формирования одной или нескольких общих электронных пар:



## Ковалентная СВЯЗЬ

### Ковалентная неполярная

образуется между атомами с одинаковой или приблизительно равной ЭО, общая электронная пара располагается симметрично по отношению к центрам обоих атомов.



ковалентная неполярная связь

### Ковалентная полярная

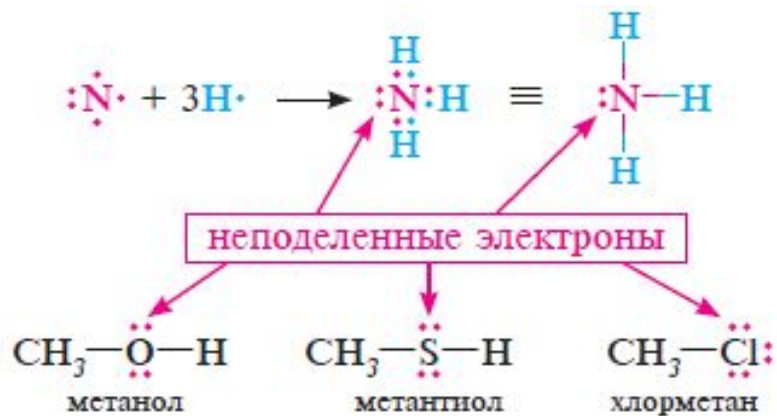
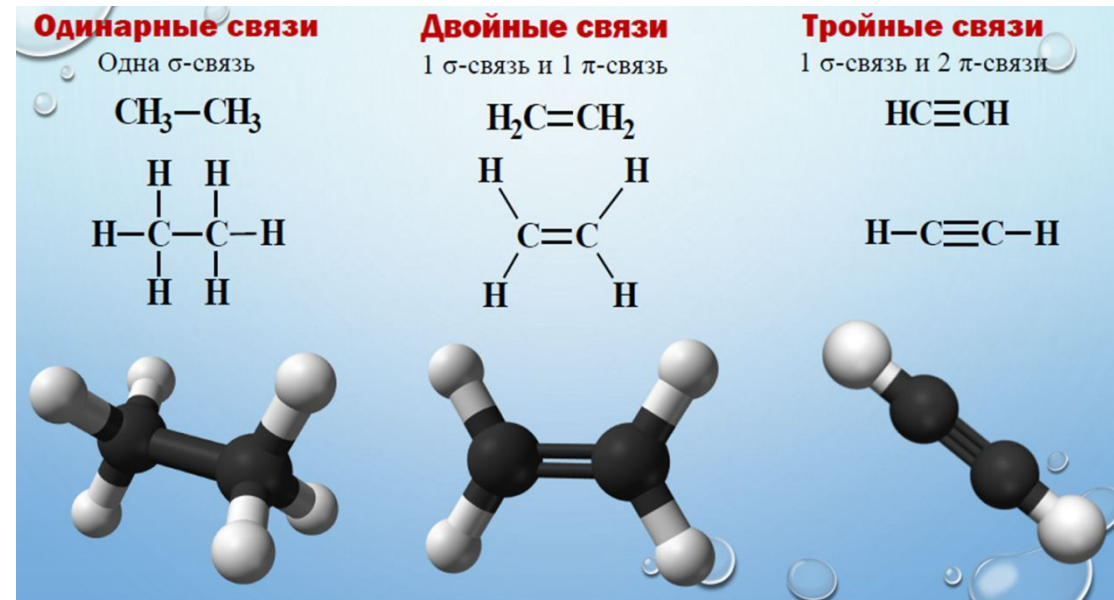
образуется между атомами с различной ЭО. Общая пара электронов смещается к атому с большей ЭО.



ковалентная полярная связь

Полярную ковалентную связь изображают в виде **прямой стрелки**, направленной к более электроотрицательному атому. Буквой  $\delta$  (греч. «дельта») условно обозначают **дробные (частичные) заряды на атомах**. Символ  $\delta^+$  отражает пониженную, а  $\delta^-$  — повышенную электронную плотность.

В зависимости от числа общих электронных пар, возникающих между атомами при образовании связи, различают *простые* и *кратные ковалентные связи*. Простые представлены одной, кратные — двумя или тремя парами электронов.



Атомы азота, кислорода, серы, галогенов и некоторых других элементов при образовании ковалентных связей формируют октетную оболочку обобществлением не всех внешних электронов. Часть электронов не участвует в образовании химических связей.

Эти электроны называют *необобществленными, неподеленными* или *n-электронами*.



# Гибридизация атомных орбиталей и форма органических молекул

**Атомной орбиталью (АО)** называют область пространства, внутри которой вероятность нахождения электрона максимальна.

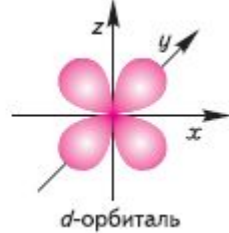
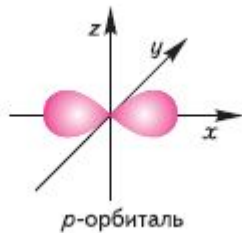
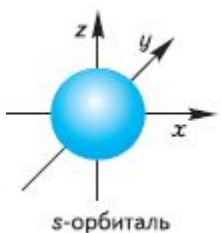
Согласно квантово-механическим представлениям, электроны в атомах находятся на **атомных орбиталях**. В физическом понимании каждая АО представляет собой волновую функцию. Она описывается собственным набором квантовых чисел и для атома водорода может быть выражена математической функцией. Атом каждого элемента обладает орбиталями лишь определенного типа и числа. Ниже даны условные графические представления орбиталей атомов элементов 2-го периода и наборы квантовых чисел, описывающих эти орбитали.

**Главное квантовое число  $n$**  определяет размер и энергию АО; оно может принимать целочисленные значения, а его максимальное значение для данного элемента определяется номером периода.

**Побочное (азимутальное) квантовое число  $l$**  определяет форму АО:

$$l = 0, 1, \dots, (n - 1).$$

**Магнитное квантовое число  $m$**  определяет пространственную ориентацию АО:  $m = 0, \pm 1, \dots, \pm l$ .



Геометрические формы  
s-, p-, d- атомных  
орбиталей.

Тип АО	Значения квантовых чисел			Тип АО	Значения квантовых чисел		
	$n$	$l$	$m$		$n$	$l$	$m$
1s-орбиталь	1	0	0	2p <sub>y</sub> -орбиталь	2	1	-1
2s-орбиталь	2	0	0	2p <sub>z</sub> -орбиталь	2	1	0
2p <sub>x</sub> -орбиталь	2	1	1				

s-Орбиталь всегда обладает сферической симметрией (форма шара) относительно ядра атома: волновая функция s-орбитали положительна во всей области пространства

p-Орбиталь имеет форму гантели (объемная «восьмерка»). В атоме все три p-орбитали ориентированы взаимно перпендикулярно. У каждой p-орбитали есть узловая плоскость (соответственно yz, xz и xy), в которой ее волновая функция меняет свой знак.

Каждая p-орбиталь имеет узловую область, в которой вероятность нахождения электрона равна нулю.

**Согласно принципу Паули на одной орбитали может находиться не более двух электронов, и эти электроны должны иметь противоположные спины  $\uparrow\downarrow$**  (условно обозначается  $\uparrow\downarrow$ ).

Заполнение атомных орбиталей электронами осуществляется в порядке возрастания энергий:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d \text{ и т. д.}$$

Атомную орбиталь, не занятую  $\square$  электронами, называют вакантной (условно обозначается  $\square$ ).

**В соответствии с правилом Гунда заполнение орбиталей с одинаковой энергией (так называемых вырожденных орбиталей) происходит в таком порядке, что в начале каждая орбиталь заселяется одним электроном, и эти электроны должны иметь параллельные спины, затем происходит окончательное заполнение орбитали электронами с**

Строение электронных оболочек атомов водорода, углерода, азота и кислорода

Элемент	Тип орбиталей					Электронная конфигурация
	1s	2s	2p <sub>x</sub>	2p <sub>y</sub>	2p <sub>z</sub>	
<b>H</b>	$\uparrow$					1s
<b>C</b>	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$		1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>
<b>N</b>	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
<b>O</b>	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>

**Ковалентная связь.** Для описания ковалентной связи с позиций квантовой механики используют **метод молекулярных орбиталей (МО) и валентных связей (ВС)**. Оба метода представляют собой математические приемы приближенного

**решения уравнения Шрёдингера применительно к молекуле**

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ МЕТОДА ВАЛЕНТНЫХ СВЯЗЕЙ (ВС) ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ МЕТОДА МОЛЕКУЛЯРНЫХ ОРБИТАЛЕЙ (ММО)

- 1. Химическая связь (ХС) между атомами образуется в результате обобществления валентных электронов, т. е. образования общих электронных пар.
  - 2. Общие электронные пары образуют лишь неспаренные электроны с антипараллельными спинами.
  - 3. При образовании ХС происходит частичное перекрывание атомных орбиталей (АО), что приводит к увеличению электронной плотности в межъядерном пространстве.
  - 4. Химическая связь тем прочнее, чем в большей степени перекрываются взаимодействующие АО.
  - 5. В пространстве ХС располагается в том направлении, в котором возможность перекрывания АО наибольшая.
  - 6. Связь, образованная перекрыванием АО по линии, соединяющей центры атомов, называется  $\sigma$ -связью, а по обе стороны от линии –  $\pi$ -связью.
  - 7. Если молекула образуется путем перекрывания двух АО, связь называется одинарной, если более двух АО – кратной. Одинарная связь представлена всегда  $\sigma$ -связью, а кратные связи включают  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи.
  - 8. Общая электронная пара соответствует единице химической связи.
- 1. При образовании молекулы по ММО изменяют свое состояние не только валентные электроны, а все электроны соединяемых атомов. Они переходят с АО (одно ядро, одноцентровые) на более сложные многоцентровые – МО.
  - 2. МО – это объем пространства в поле нескольких ядер, где вероятность нахождения электронов составляет 90-95%.
  - 3. Для получения МО используют метод линейной комбинации атомных орбиталей МЛКАО. Из двух АО разных атомов образуется две МО:
  - 4. Связывающая, которая характеризуется меньшим запасом энергии по сравнению с запасом энергии АО;
  - 5. Разрыхляющая – с большим запасом энергии.
  - 6. Число МО равно сумме АО соединяемых атомов.
  - 7. Распределение электронов на МО молекулы подчиняется тем же правилам, что и по АО в атоме.
  - 8. Химическая связь в ММО характеризуется энергией связи и кратностью.

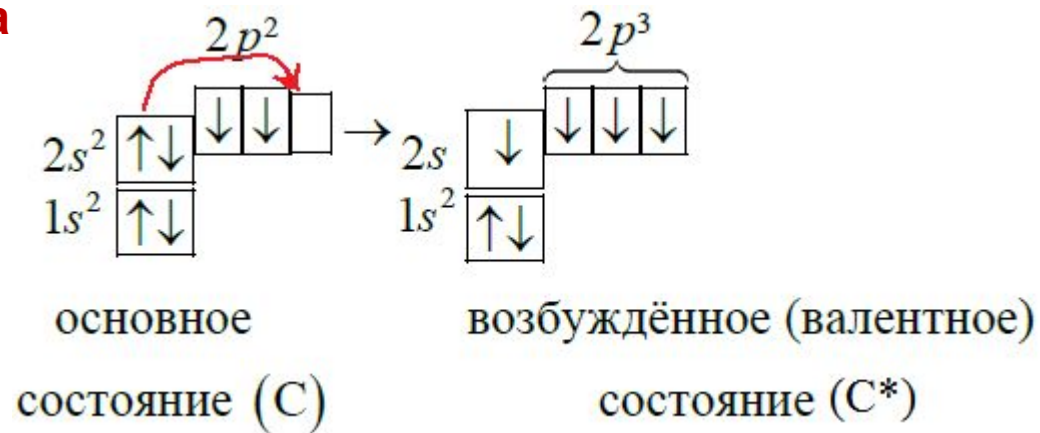
# Гибридизация АО. Типы гибридизации.

**Теория отталкивания валентных электронных пар (ОВЭП).** Эта теория устанавливает зависимость между геометрией молекулы и отталкиванием пар электронов, как неподделенных, так и участвующих в образовании связей: **молекула стремится принять форму, в которой отталкивание электронных пар связей и НЭП является минимальным.**

**Гибридизация — смешение валентных (внешних) орбиталей и выравнивание их по форме и энергии.**

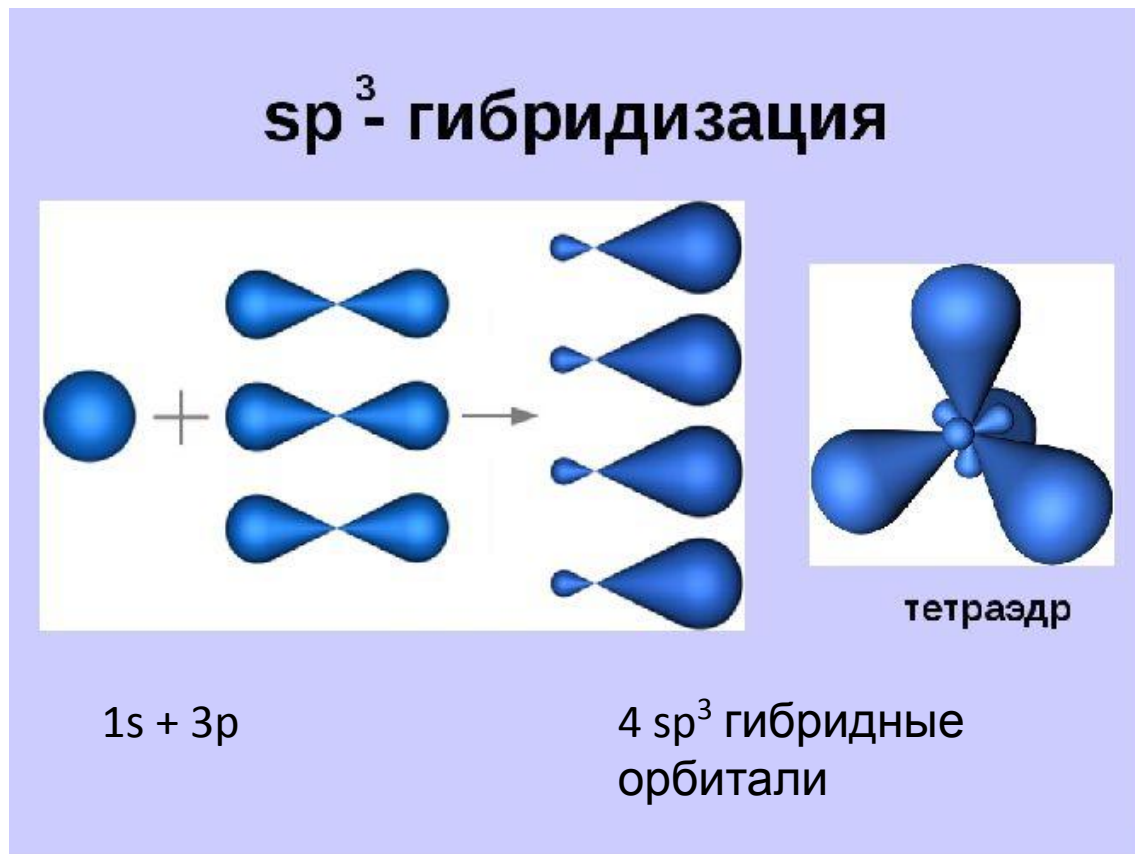
**Основные положения теории:**

- 1. Гибридные орбитали обеспечивают максимальное перекрывание при образовании  $\sigma$ -связи (сигма-).**
- 2. Число гибридных орбиталей равно числу АО.**
- 3. Гибридируются близкие по энергии АО.**
- 4. В гибридизации участвует АО, имеющие общие признаки**



# Типы гибридизации.

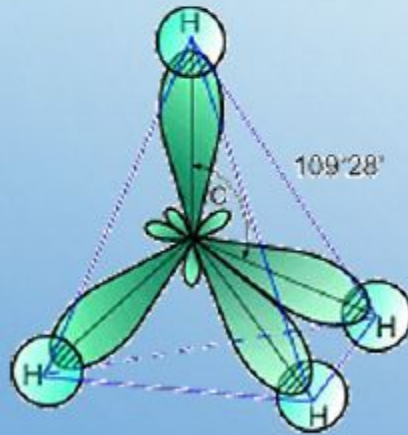
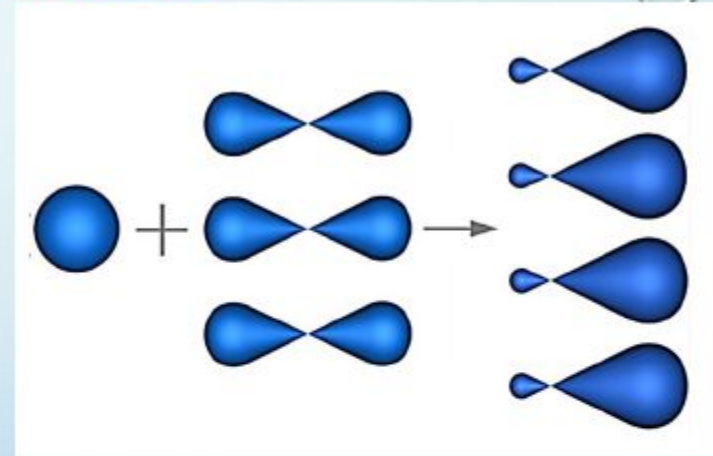
Для атома углерода характерны три типа гибридизации с участием  $s$ - и  $p$ -орбиталей:  $sp^3$ -,  $sp^2$ - и  $sp$ -гибридизация. Каждому из этих видов соответствует определенное валентное состояние атома.



Этот вид гибридизации происходит, когда смешиваются одна  $s$ -орбиталь и три  $p$ -орбитали. В результате происходит образование четырех полноценных  $sp^3$ -орбиталей. Эти орбитали направлены к вершине тетраэдра и располагаются друг к другу под углом  $109,28$  градусов.

# $sp^3$ -ГИБРИДИЗАЦИЯ

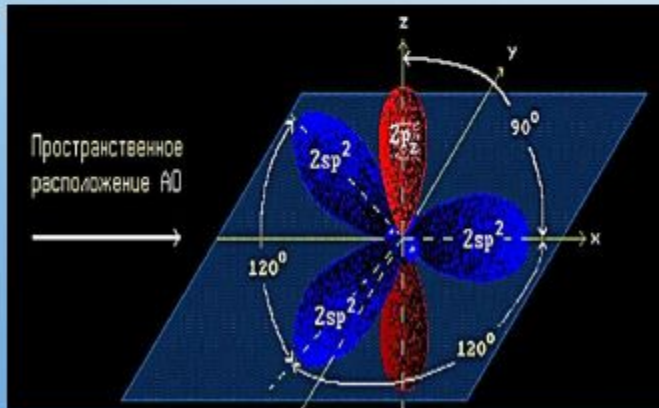
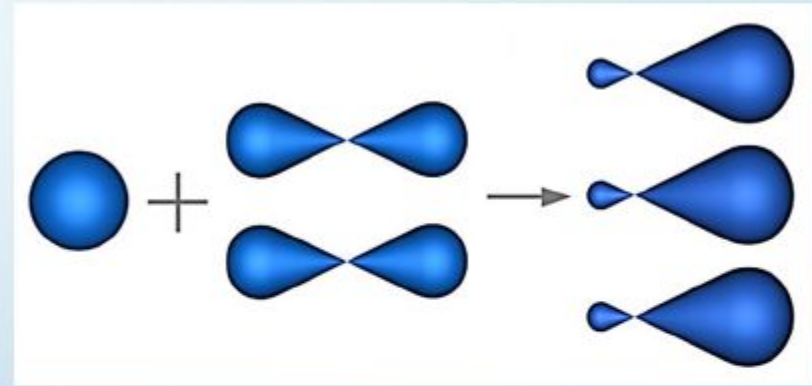
Одна s- и три p-орбитали смешиваются, и образуют четыре одинаковые «гибридные» орбитали



Оси  $sp^3$ -гибридных орбиталей направлены к вершинам правильного тетраэдра, угол между ними равен  $109^{\circ}28'$ , что соответствует наименьшей энергии отталкивания электронов. Это состояние характерно для атомов соединенных с другими атомами одинарными связями.

## $sp^2$ -ГИБРИДИЗАЦИЯ

Одна s- и две p-орбитали смешиваются, и образуют три одинаковые «гибридные» орбитали

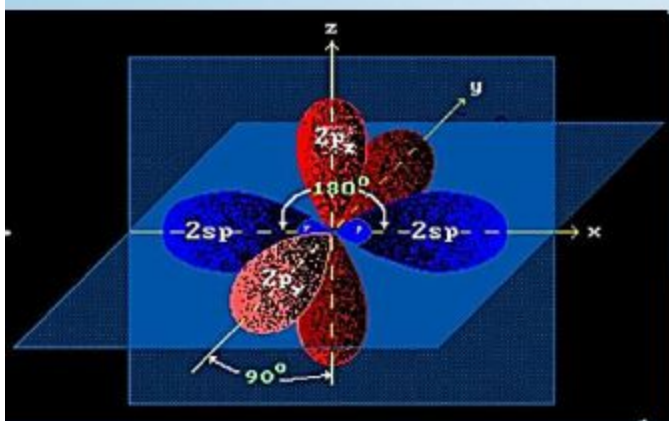
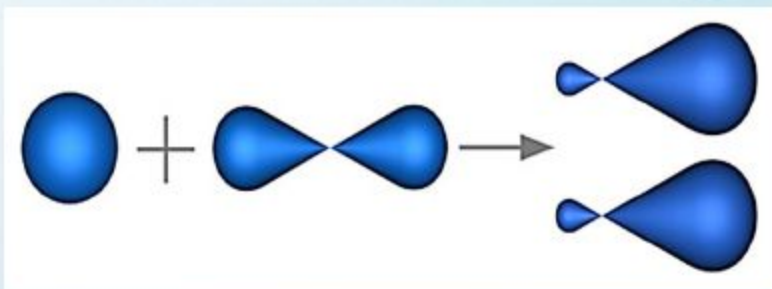


Оси  $sp^2$ -гибридных орбиталей расположены в одной плоскости, угол между ними равен  $120^\circ$ . Они могут образовывать три  $\sigma$ -связи. Третья p-орбиталь остается негибридизованной и ориентируется перпендикулярно плоскости гибридных орбиталей. Эта p-орбиталь участвует в образовании  $\pi$ -связи.

Это состояние характерно для атомов с двойной связью.

## sp-ГИБРИДИЗАЦИЯ

Одна s- и одна p-орбиталь превращаются в две одинаковые «гибридные» орбитали



Угол между осями равен  $180^\circ$ . Две sp-орбитали могут образовывать две  $\sigma$ -связи. Еще две  $\pi$ -связи могут образоваться, если на двух p-орбиталях, не участвующих в гибридизации, находятся электроны.

Это состояние характерно для атомов с тройной связью.