

ОСОБЕННОСТИ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ

1.6 ДПМ

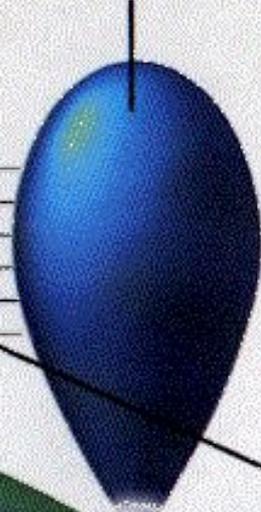
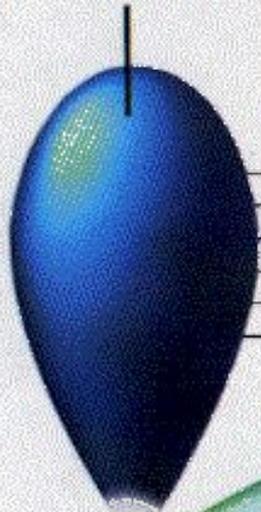


КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

- образуется между атомами элементов, электроотрицательности которых одинаковы или различаются не слишком сильно
- В зависимости от характера распределения электронной плотности в молекуле различают σ - и π - , или δ -молекулярные орбитали

p orbital

p orbital



pi bond

C

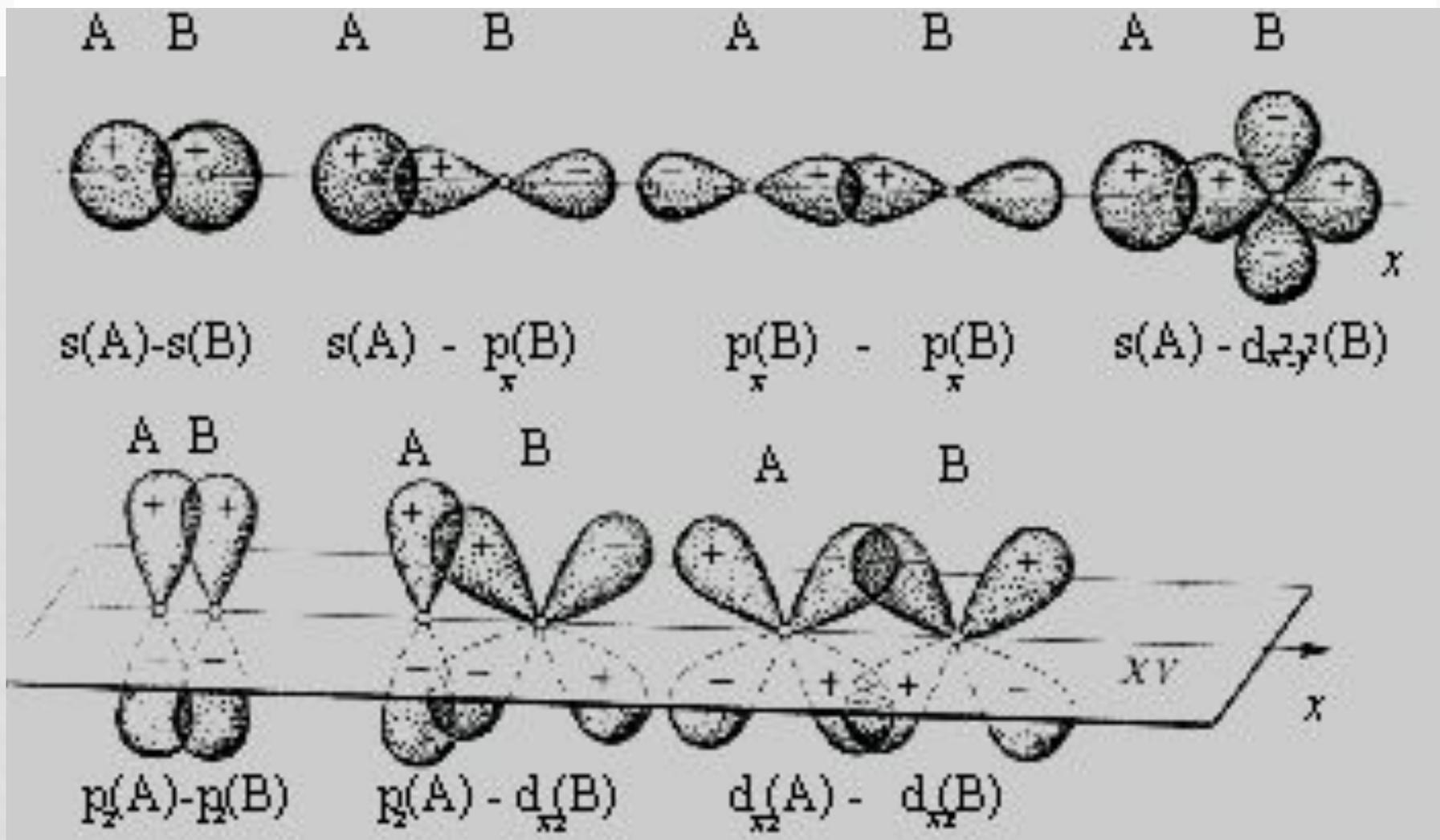
C

sigma
bond

1.6 ДПМ

Общая электронная пара, находящаяся на π -молекулярной орбитали, из-за большого удаления от ядер соединяемых атомов слабее взаимодействует с ними, чем в случае σ -молекулярной орбитали.

□ Поэтому в соединениях реакционная способность π -связи всегда больше, чем σ -связи.



ДОПОЛНИТЕЛЬНЫЕ ОСОБЕННОСТИ:

- ✓ насыщаемость,
- ✓ направленность,
- ✓ сопряжение,
- ✓ полярность,
- ✓ поляризуемость

1. НАСЫЩАЕМОСТЬ

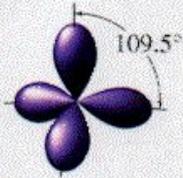
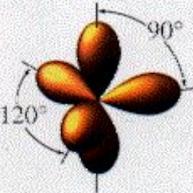
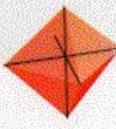
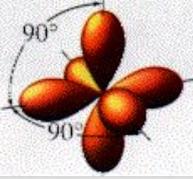
- запрещается использование одной и той же орбитали дважды для образования связи (*по принципу Паули*)

2. НАПРАВЛЕННОСТЬ

АО пространственно ориентированы вокруг ядра атома

⇒ перекрывание АО происходит по определенным направлениям

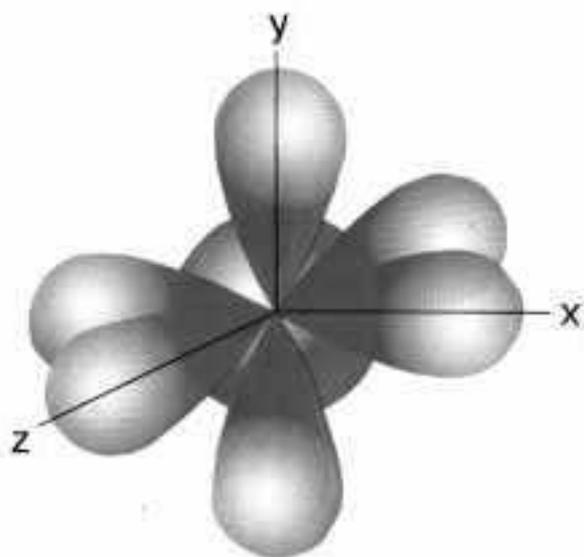
⇒ **пространственная структура** молекул. Количественно направленность - значение *валентных углов*.

Number of Effective Pairs	Arrangement of pairs	Hybridization Required	94	
2		Linear	sp	
3		Trigonal planar	sp^2	
4		Tetrahedral	sp^3	
5		Trigonal bipyramidal	dsp^3	
6		Octahedral	d^2sp^3	

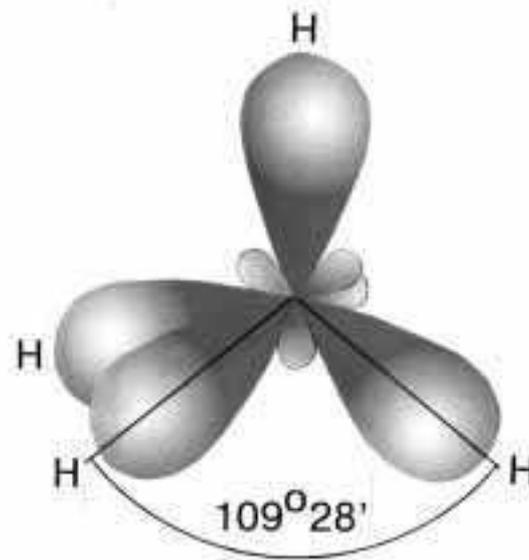
ДЛЯ ОБЪЯСНЕНИЯ ГЕОМЕТРИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ МОЛЕКУЛ

с учетом направленности ковалентной связи Л. Полинг предложил идею о **гибридизации** атомных орбиталей.

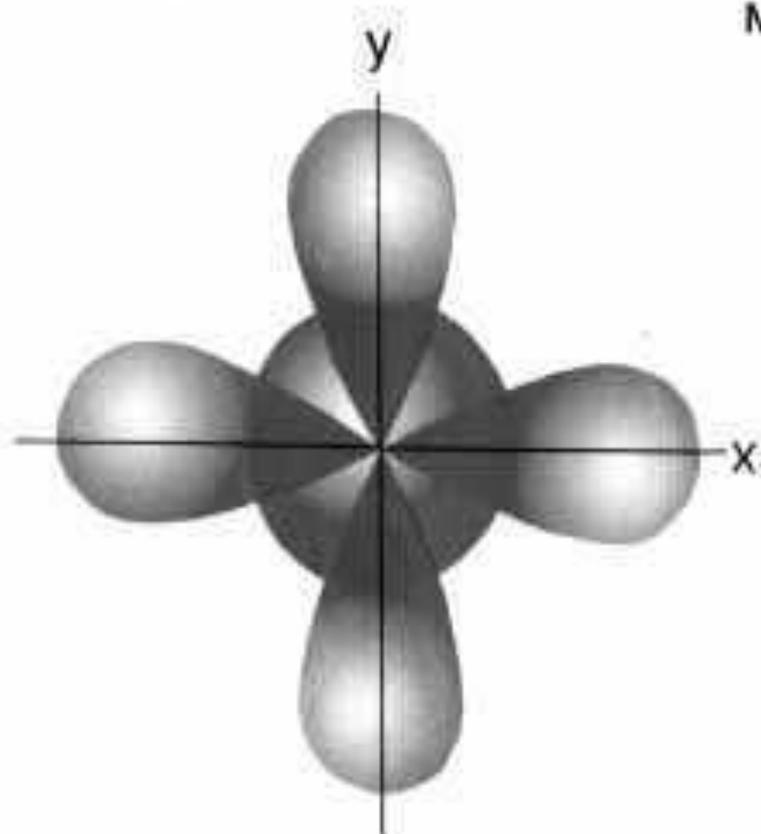
- Гибридизацией называется гипотетический процесс смешения различного типа, но близких по энергии атомных орбиталей данного атома с возникновением того же числа новых (гибридных) орбиталей, одинаковых по энергии и форме.
- Гибридизация атомных орбиталей происходит при возникновении ковалентной связи между атомами.



$(s+p_x+p_y+p_z)$ -орбитали
атома углерода в возбужденном
состоянии

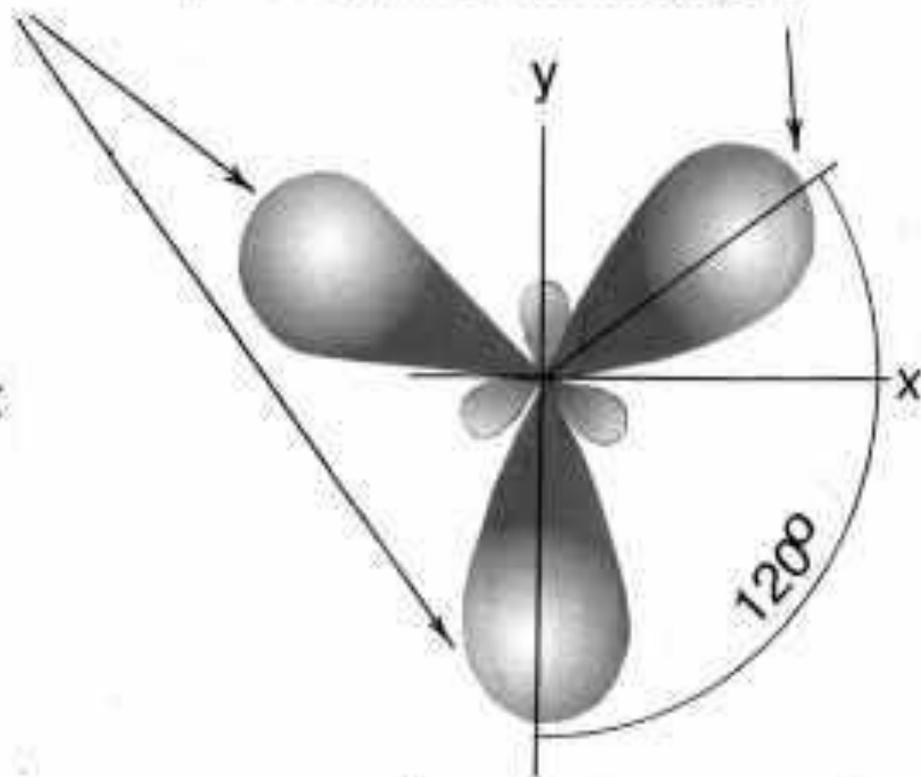


четыре sp^3 -гибридные
орбитали молекулы CH_4



$(s+p_x+p_y)$ -орбитали атома бора в возбужденном состоянии

места присоединения атомов F



три sp^2 -гибридные орбитали молекулы BF_3

3. СОПРЯЖЕНИЕ КОВАЛЕНТНЫХ СВЯЗЕЙ

- Наблюдается в молекулах и ионах, когда по обе стороны от ординарной связи имеются кратные связи
- Это **взаимодействие** π - электронов одной связи с π - электронами соседних связей (π, π - сопряжение) или с неподеленной электронной парой соседнего атома, находящейся на p -орбитали (p, π - сопряжение), с **образованием единой делокализованной π -молекулярной орбитали**, охватывающей все эти атомы в молекуле или ионе.

4. ПОЛЯРНОСТЬ СВЯЗИ

- **неполярная связь:** связывающая электронная пара равномерно распределена между ядрами взаимодействующих атомов;
- Связь образована атомами с **одинаковым** значением ЭО ($\Delta\text{ЭО} = 0$).
- **полярная связь:** связывающая электронная пара смещена к атому с большим значением ЭО.
- Связь образована атомами с **различным** значением ЭО.

ДИПОЛЬНЫЙ МОМЕНТ

$$\mu_{\text{св.}} = q \cdot l$$

[Кл·м], где заряд q полюса диполя, а l - длина диполя.

служит мерой полярности связи

- Дипольный момент - величина векторная, причем за положительное направление обычно принимают направление от q^+ к q^- .
- Единицей измерения полярности связи является Дебай (Д): $1 \text{ Д} = 3,3 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$

ЧЕМ БОЛЬШЕ ΔE_0 , ТЕМ
БОЛЬШЕ M_{CB} И СВЯЗЬ БОЛЕЕ
ПОЛЯРНАЯ

молекула	ΔE_0	$\mu_{CB} \cdot 10^{-30}, \text{ Кл} \cdot \text{ м}$
H - Cl	0,90	1,03
H - Br	0,74	0,78
H - I	0,40	0,38

ПОЛЯРНОСТЬ МОЛЕКУЛЫ

зависит от ее геометрической структуры.

Электрический момент диполя молекулы (μ_m) - векторная сумма электрических моментов диполей всех связей и несвязывающих электронных пар в молекуле

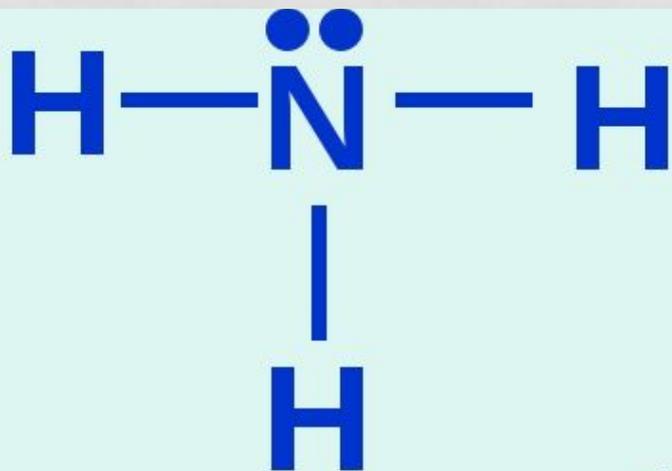
5. ПОЛЯРИЗУЕМОСТЬ

- **способность электронной плотности связи смещаться под действием внешнего электрического поля или других воздействий.**
- Внешним электрическим полем относительно данной частицы может быть электрическое поле соседней полярной молекулы или соседнего иона.
- Поляризуемость связи зависит от подвижности общей электронной пары.

МЕХАНИЗМЫ ОБРАЗОВАНИЯ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ:

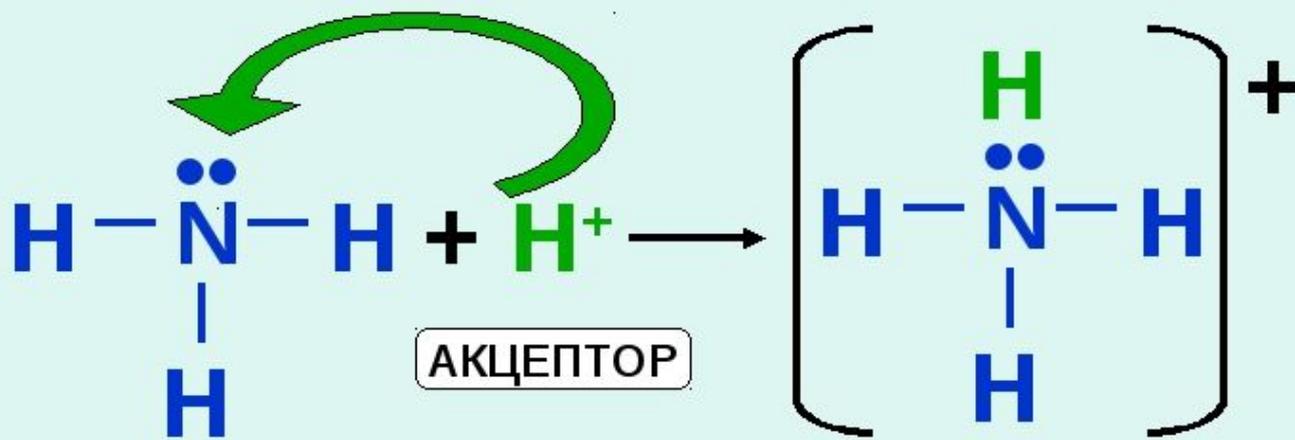
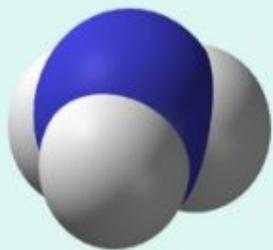
- **Обменный механизм** - КАЖДЫЙ ИЗ ДВУХ СВЯЗЫВАЕМЫХ АТОМОВ ВЫДЕЛЯЕТ ДЛЯ ОБОБЩЕСТВЛЕННОЙ ПАРЫ ПО ОДНОМУ НЕСПАРЕННОМУ ЭЛЕКТРОНУ.
- **Донорно-акцепторный механизм** - образование общей электронной пары за счет неподеленной пары электронов одного атома (донора) и вакантной орбитали другого атома (акцептора). **Образование иона аммония и иона гидроксония!!!**

ОБРАЗОВАНИЕ ИОНА АММОНИЯ



Молекула образована
ковалентной полярной связью

Есть возможность образовать
донорно – акцепторную связь



АКЦЕПТОР

ДОНОР

ОБРАЗОВАНИЕ ИОНА ГИДРОКСОНИЯ

