

# ОСОБЕННОСТИ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ

1.6 ДПМ

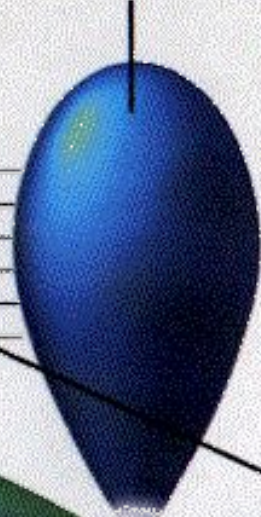
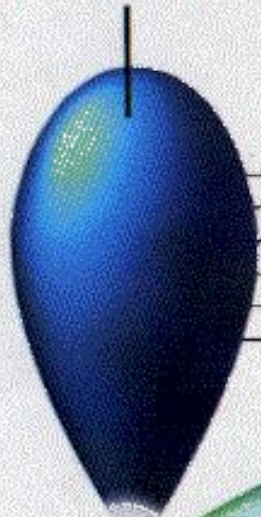


# КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

- образуется между атомами элементов, электроотрицательности которых одинаковы или различаются не слишком сильно
- В зависимости от характера распределения электронной плотности в молекуле различают  $\sigma$ - и  $\pi$ - , или  $\delta$ -молекулярные орбитали

*p* orbital

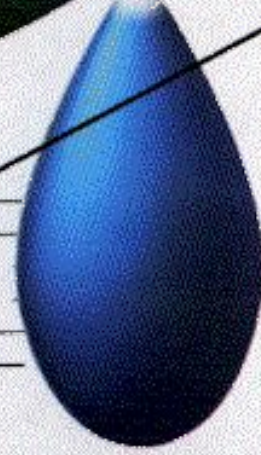
*p* orbital



C

C

pi bond

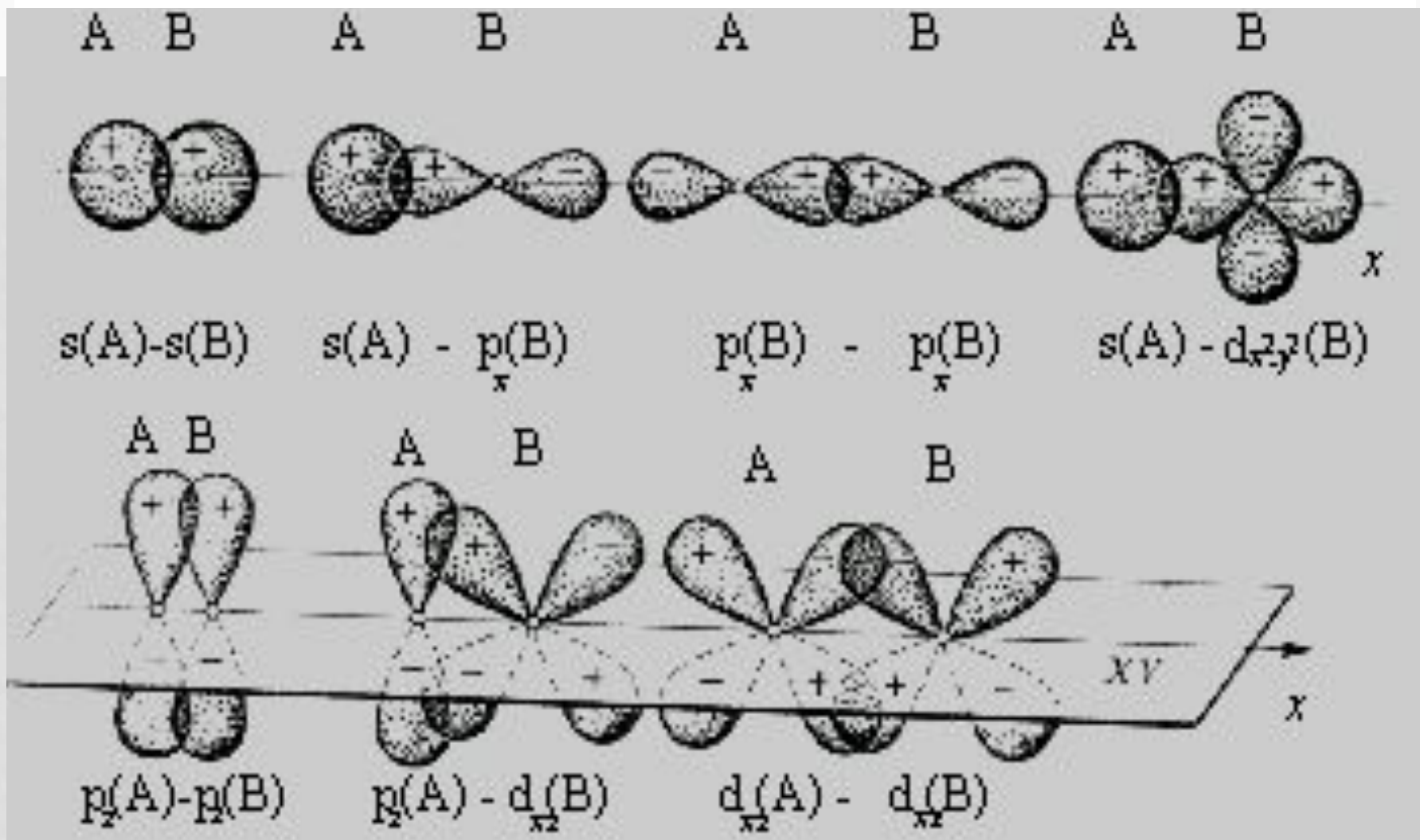


sigma  
bond

1.6 ДПМ

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

□ Поэтому в соединениях реакционная способность  $\pi$ -связи всегда больше, чем  $\sigma$ -связи.



## ДОПОЛНИТЕЛЬНЫЕ ОСОБЕННОСТИ:

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

# 1. НАСЫЩАЕМОСТЬ


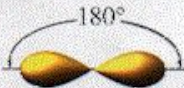



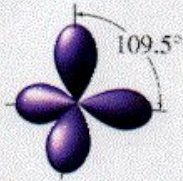

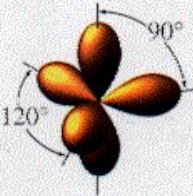

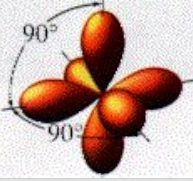
- запрещается использование одной и той же орбитали дважды для образования связи (*по принципу Паули*)

# 2. НАПРАВЛЕННОСТЬ

АО пространственно ориентированы вокруг ядра атома

⇒ перекрывание АО происходит по определенным направлениям

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

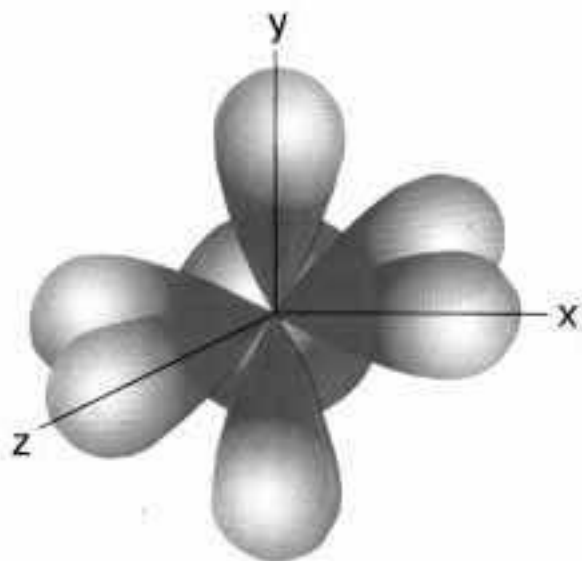
Number of Effective Pairs	Arrangement of pairs	Hybridization Required	94	
2		Linear	$sp$	
3		Trigonal planar	$sp^2$	
4		Tetrahedral	$sp^3$	
5		Trigonal bipyramidal	$dsp^3$	
6		Octahedral	$d^2sp^3$	



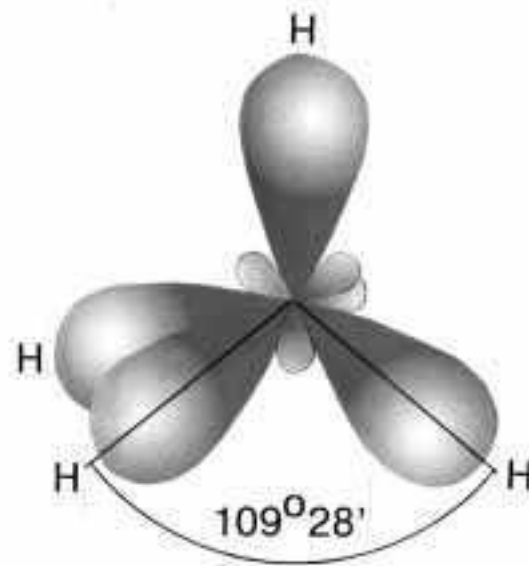
# ДЛЯ ОБЪЯСНЕНИЯ ГЕОМЕТРИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ МОЛЕКУЛ

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

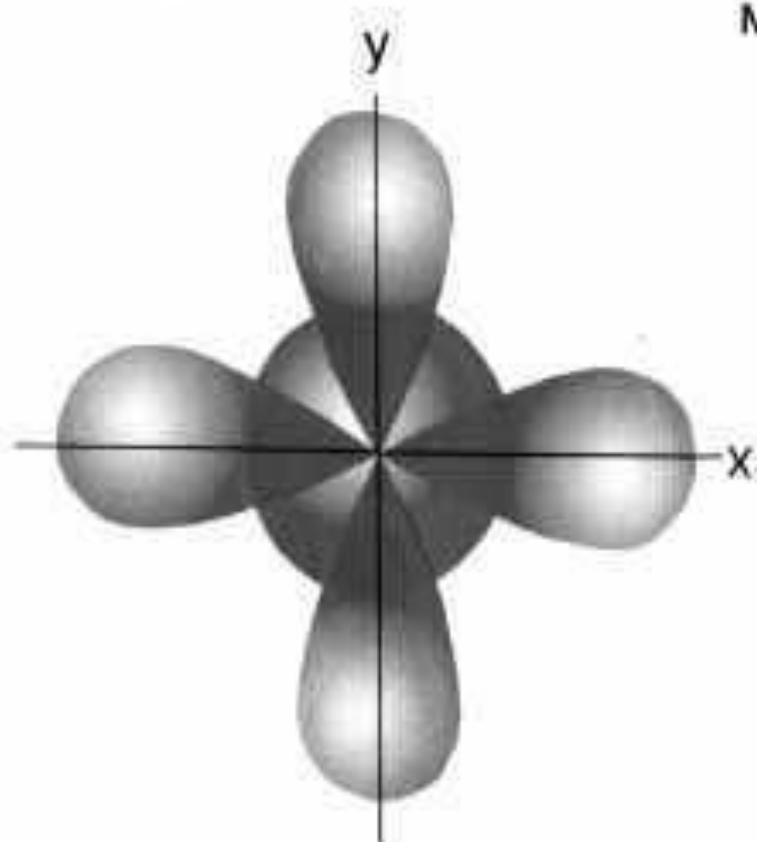
- Гибридизацией называется гипотетический процесс смешения различного типа, но близких по энергии атомных орбиталей данного атома с возникновением того же числа новых (гибридных) орбиталей, одинаковых по энергии и форме.
- Гибридизация атомных орбиталей происходит при возникновении ковалентной связи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



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

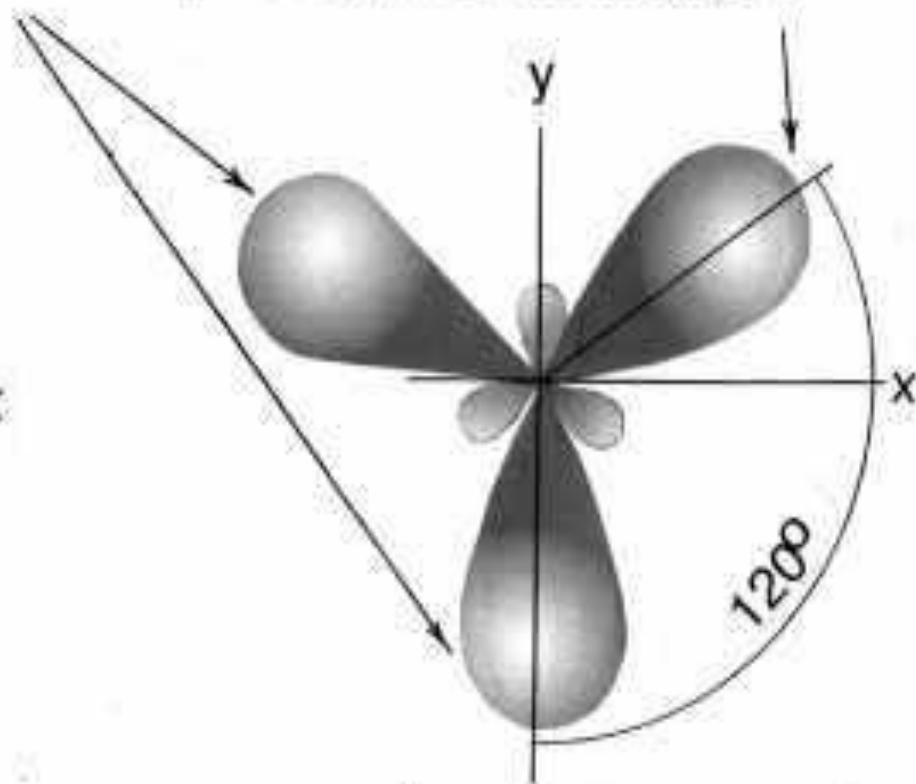


четыре  $sp^3$ -гибридные  
орбитали молекулы  $CH_4$



$(s+p_x+p_y)$ -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**  $\pi$ - электронов одной связи с  $\pi$ - электронами соседних связей ( $\pi, \pi$ - сопряжение) или с неподеленной электронной парой соседнего атома, находящейся на  $p$ -орбитали ( $p, \pi$ - сопряжение), с **образованием единой делокализованной  $\pi$ -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  $\Delta E_0$ , ТЕМ  
БОЛЬШЕ  $M_{CB}$  И СВЯЗЬ БОЛЕЕ  
ПОЛЯРНАЯ

молекула	$\Delta E_0$	$\mu_{CB} \cdot 10^{-30}, \text{ Кл} \cdot \text{ м}$
<b>H - Cl</b>	<b>0,90</b>	<b>1,03</b>
<b>H - Br</b>	<b>0,74</b>	<b>0,78</b>
<b>H - I</b>	<b>0,40</b>	<b>0,38</b>

# ПОЛЯРНОСТЬ МОЛЕКУЛЫ

зависит от ее геометрической структуры.

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



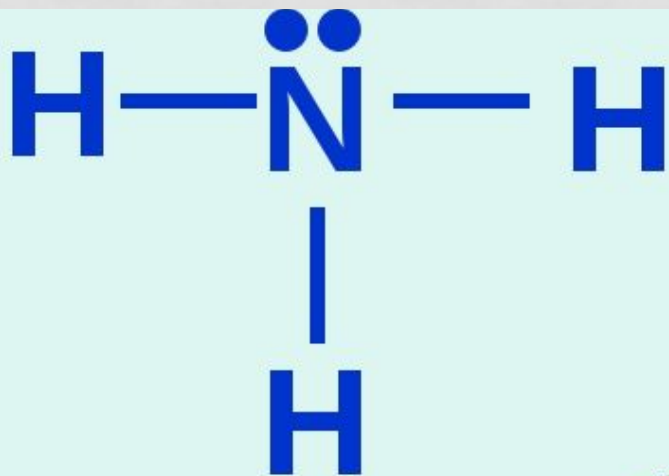
## 5. ПОЛЯРИЗУЕМОСТЬ

- **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:

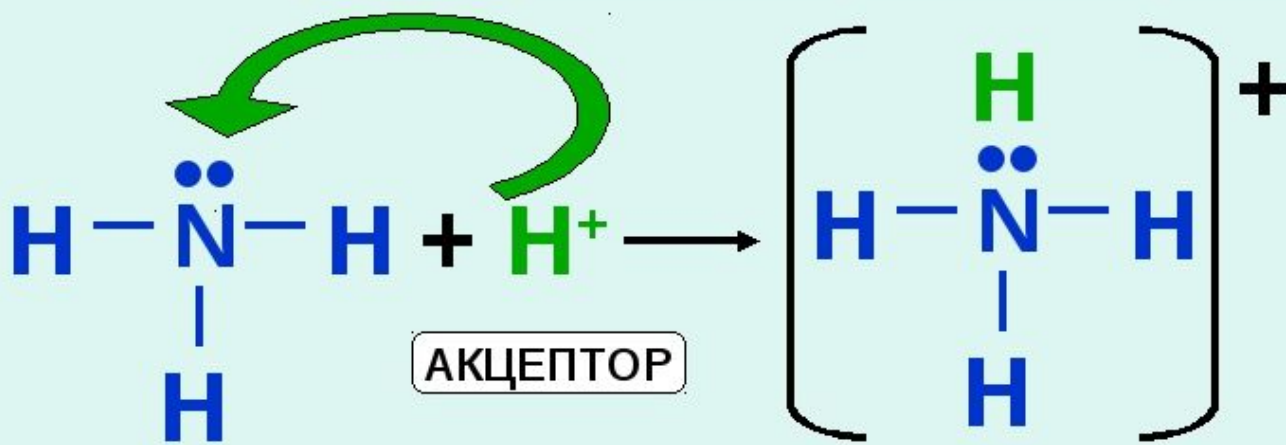
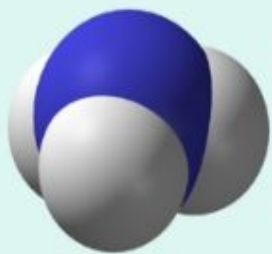
- **Обменный механизм** - КАЖДЫЙ ИЗ ДВУХ СВЯЗЫВАЕМЫХ АТОМОВ ВЫДЕЛЯЕТ ДЛЯ ОБОБЩЕСТВЛЕННОЙ ПАРЫ ПО ОДНОМУ НЕСПАРЕННОМУ ЭЛЕКТРОНУ.
- **Донорно-акцепторный механизм** - образование общей электронной пары за счет неподеленной пары электронов одного атома (донора) и вакантной орбитали другого атома (акцептора).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

