

*ЛЕКЦИЯ*  
*“ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ*  
*И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ “*

# План:

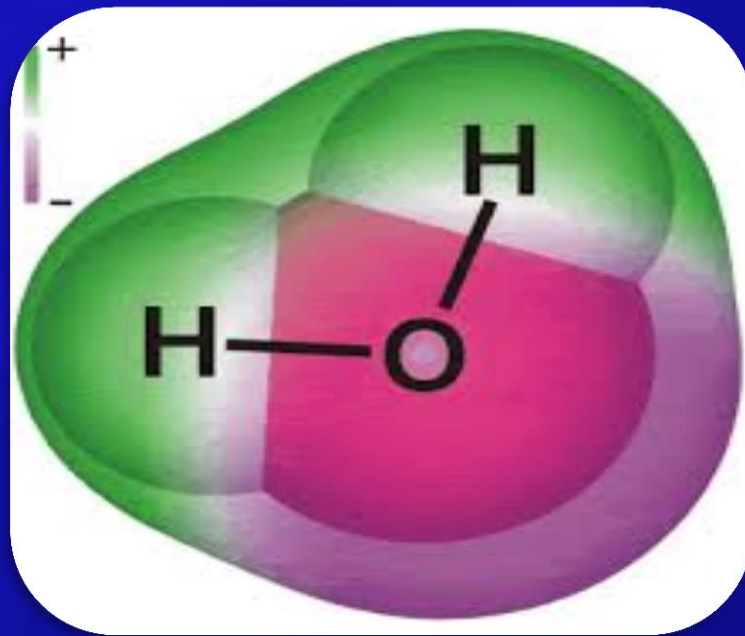
1. Сущность химической связи.
2. Перекрывание атомных орбиталей
3. Механизмы образования ковалентных связей
4. Гибридизация атомных орбиталей

# *1. Сущность химической связи.*

- ▣ Современная теория строения химических связей основана на притяжении между атомами, которое можно представить как электростатическое взаимодействие электронных облаков и положительно заряженных ядер.

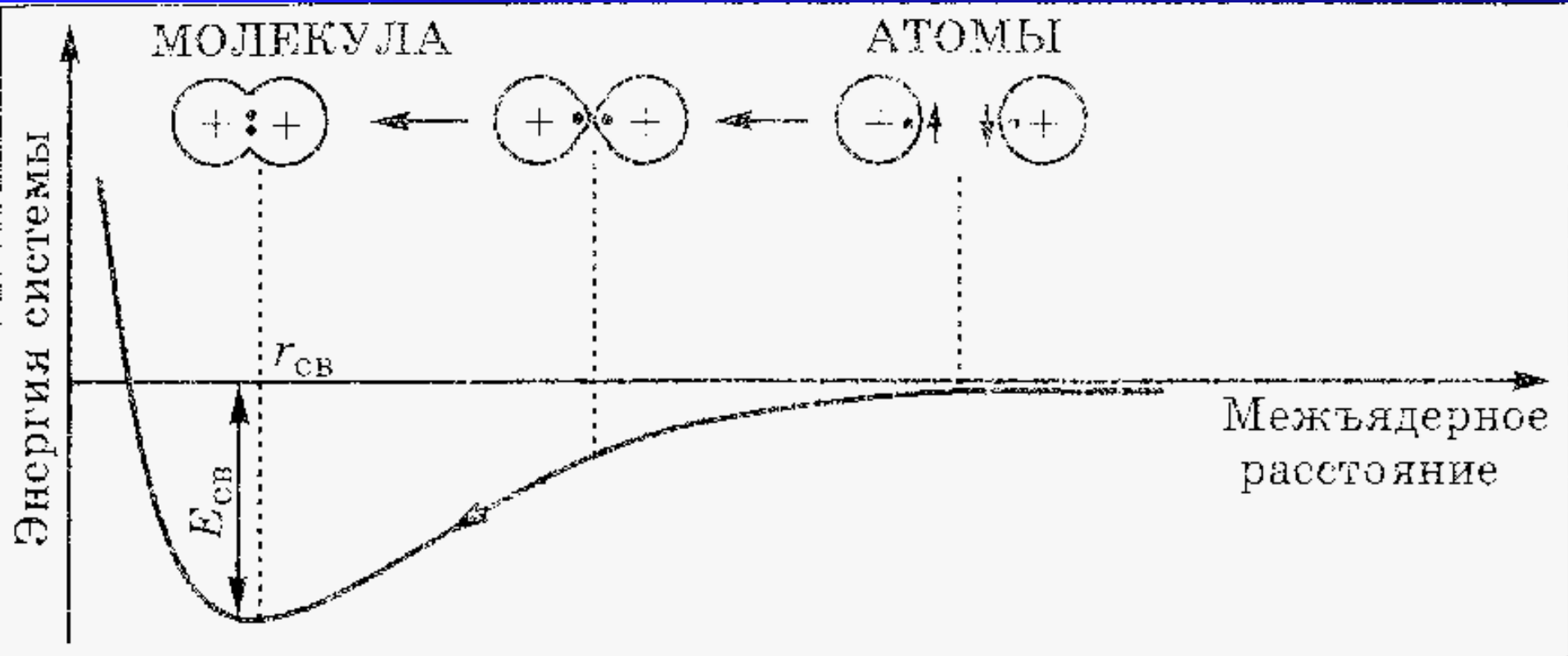
# *Химическая связь*

- это объединение атомов в молекулы, ионы, кристаллы за счет взаимодействия их электронных облаков, в результате чего образуются системы с меньшим запасом энергии.



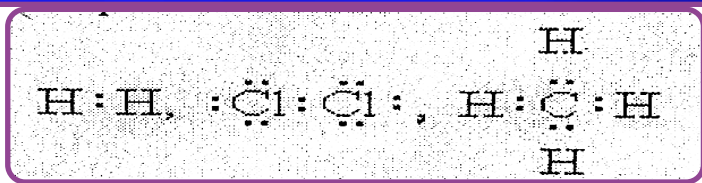
**Химическая связь** – результат взаимодействия двух или более атомов, приводящий к образованию **устойчивой многоатомной системы.**

# Образование молекулы

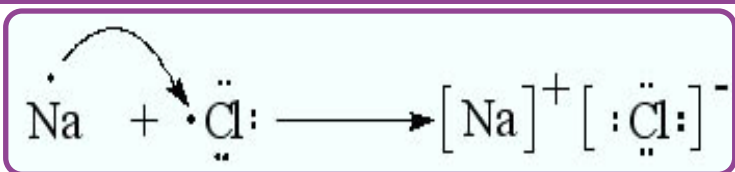


**Химическая связь – это понижение энергии атомов при образовании молекулы или СЕ.**

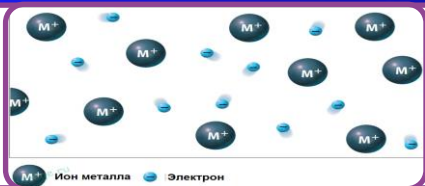
В зависимости от характера взаимодействия электронных облаков атомов различают следующие типы химических связей:



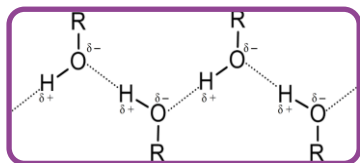
Ковалентная



Ионная



Металлическая



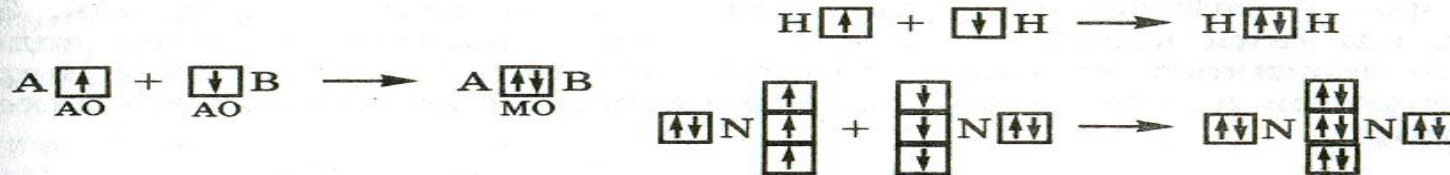
Водородная

Межмолекулярные взаимодействия

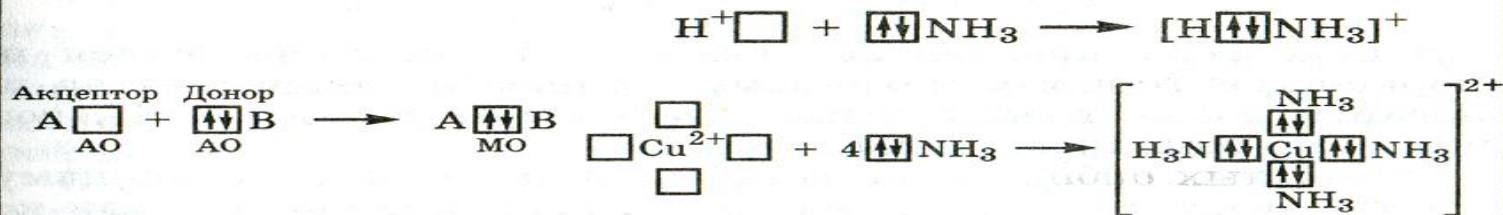
# КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

Механизм образования

## ОБМЕННЫЙ



## ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНЫЙ





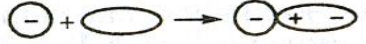
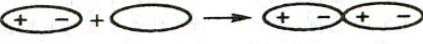



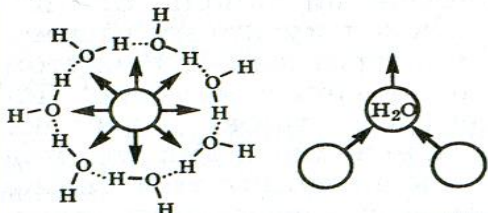
Состояние общих электронных пар в молекуле описывается  
 для ординарных связей  $\sigma$ -молекулярными орбиталями  
 для кратных связей  $\sigma$ - и  $\pi$ -молекулярными орбиталями

### Ковалентная связь характеризуется

- Сильным взаимодействием общих электронных пар с ядрами обоих соединяемых атомов
- Энергией связи  $E_{\text{св}} = 100\text{--}1000$  кДж/моль
- Насыщенностью
- Сопряжением связей
- Кратностью
- Степенью полярности
- Направленностью
- Поляризуемостью

# МЕЖМОЛЕКУЛЯРНЫЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

Тип взаимодействия	Зависимость энергии взаимодействия от расстояния	Энергия взаимодействия, кДж/моль	Примеры
Ион-ионное 	$1/r$	160-460	$R-\overset{+}{N}H_3 \rightarrow \leftarrow \bar{O}OC-R$ $(RO)_2POO^- \rightarrow \leftarrow Mg^{2+}$
Ион-дипольное 	$1/r^2$	40-140	$R-\overset{+}{N}H_3 \rightarrow \leftarrow nH_2O$ $R-COO^- \rightarrow \leftarrow nH_2O$ $Ca^{2+} + 6H_2O \rightarrow [Ca(H_2O)_6]^{2+}$
Ориентационное  	$1/r^6$	2-4	$\overset{\delta+}{H_2O} \rightarrow \leftarrow \overset{\delta-}{H_2O}$ $\overset{\delta+}{HCl} \rightarrow \leftarrow \overset{\delta-}{HCl}$
Индукционное  	$1/r^4$ $1/r^6$	1-3	$I^- + I_2 \rightarrow [I \cdot I_2]^- \rightarrow I_3^-$ $H_2O \cdot I_2$ крахмал $\cdot I_2$
Дисперсионное 	$1/r^6$	< 2	$H_2 \rightarrow \leftarrow H_2$ $He \rightarrow \leftarrow He$ $C_6H_6 \rightarrow \leftarrow C_6H_6$
Водородная связь $X-H^{\delta+} \cdots Y^{\delta-}$		10-100	$\overset{\delta-}{O}H \cdots \overset{\delta+}{O}H$ $\underset{H}{O}H \cdots \underset{H}{O}H$ $-OH \cdots \overset{\delta-}{O} = C < ; > NH \cdots \overset{\delta-}{O} = C <$ $-OH \cdots N \leq ; > NH \cdots N \leq$
Гидрофобное (отталкивание воды)		4-8	Формирование в воде - мицелл ПАВ, - биологических мембран, - белковых глобул и структуры их гидратных оболочек



## Энергия связи (E, кДж/моль)

– это энергия, которая выделяется в результате образования одной связи в 1 моль вещества, находящемся в газообразном состоянии.

Чем больше энергия связи, тем прочнее химическая связь.

<b>Тип связи</b>	<b>Примеры</b>	<b>Энергия связи, кДж/моль</b>
<b>Ковалентная</b>	<b>H - H</b> <b>H - Cl</b>	<b>200 - 800</b>
<b>Ионная</b>	<b>Na<sup>+</sup> Cl<sup>-</sup></b>	<b>40 - 400</b>
<b>Металлическая</b>	<b>Fe Fe</b> <b>Al Al</b>	<b>400 - 1200</b>

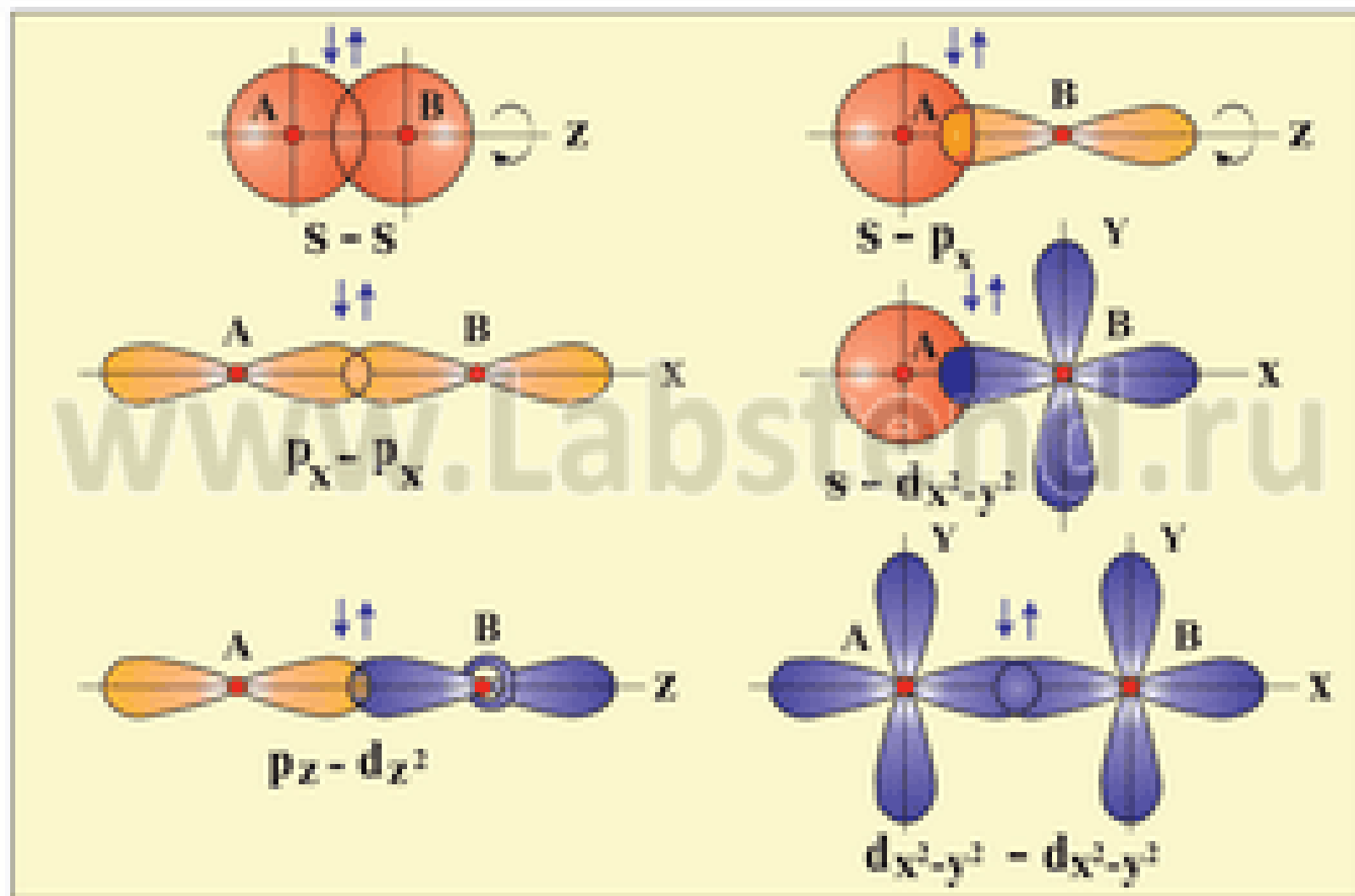
## *2. Перекрывание атомных орбиталей*

**Образованию общей электронной пары соответствует перекрывание АО взаимодействующих атомов.**

**При этом, в межъядерном пространстве возникает *область повышенной электронной плотности.***

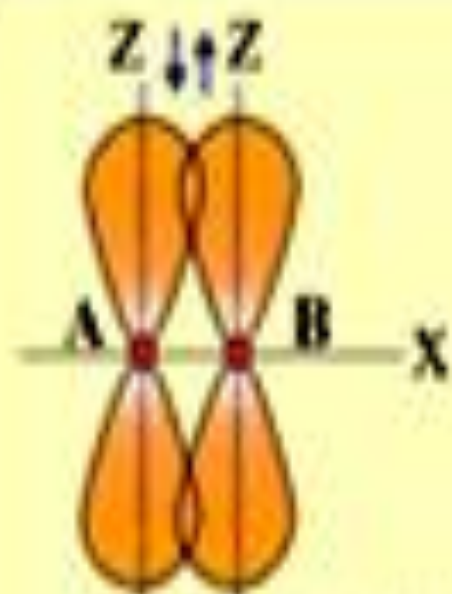
# Образование $\sigma$ -связей

РАЗЛИЧНЫЕ ВИДЫ  $\sigma$ -СВЯЗИ МЕЖДУ АТОМАМИ А И В

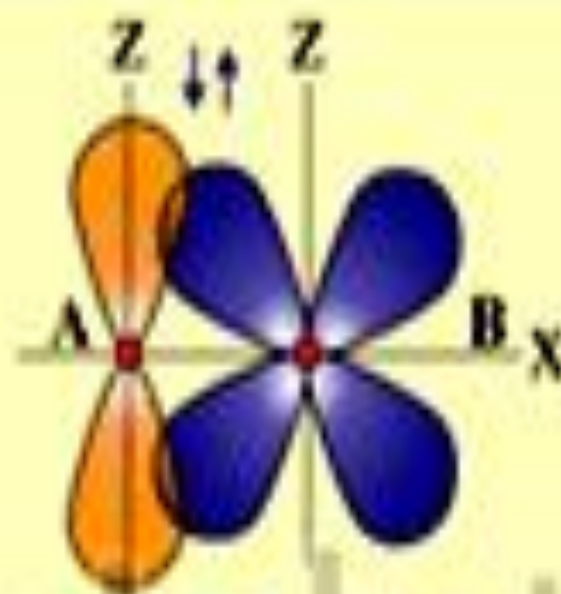


# Образование $\pi$ - связей

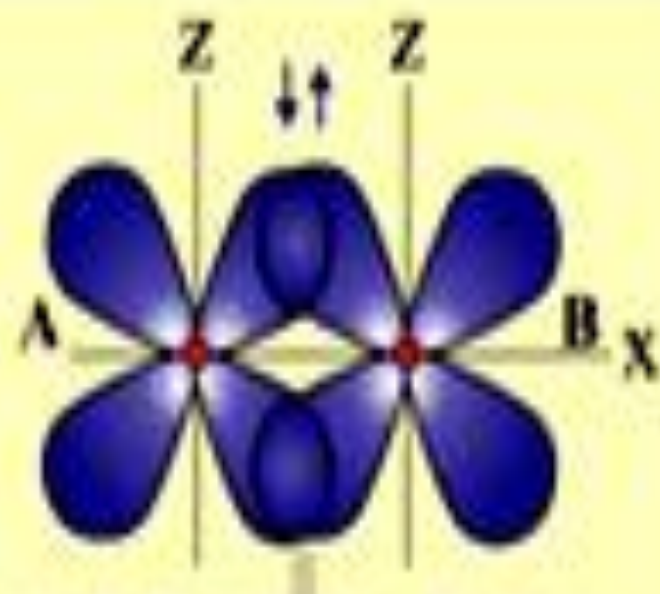
РАЗЛИЧНЫЕ ВИДЫ  $\pi$  - СВЯЗИ МЕЖДУ АТОМАМИ А И В



$p_z - p_z$



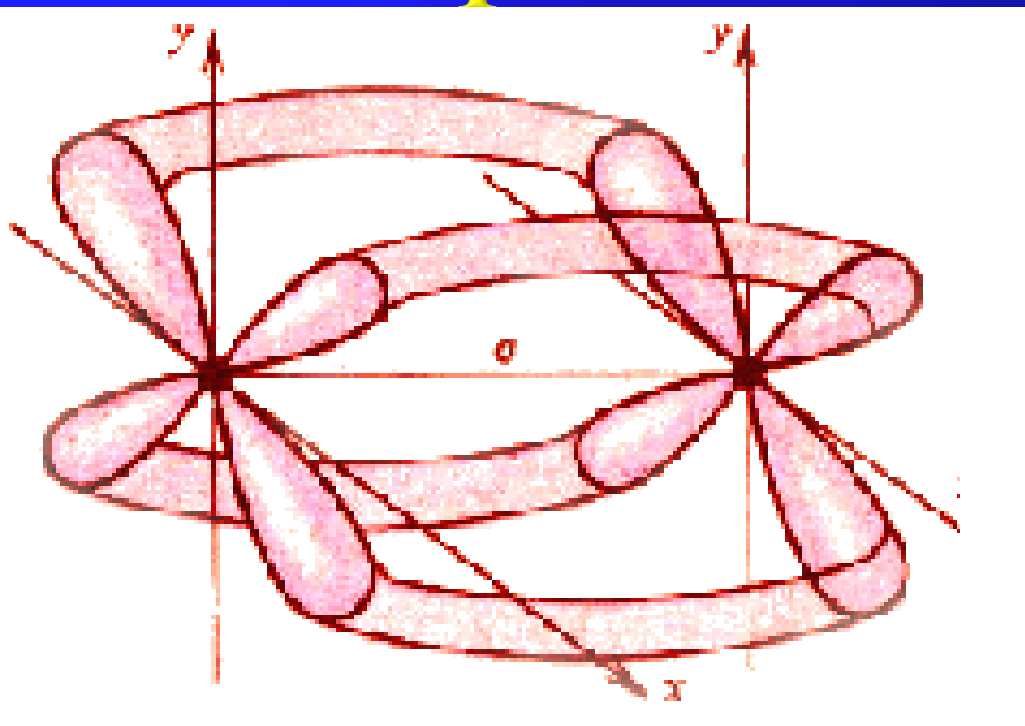
$p_z - d_{xz}$



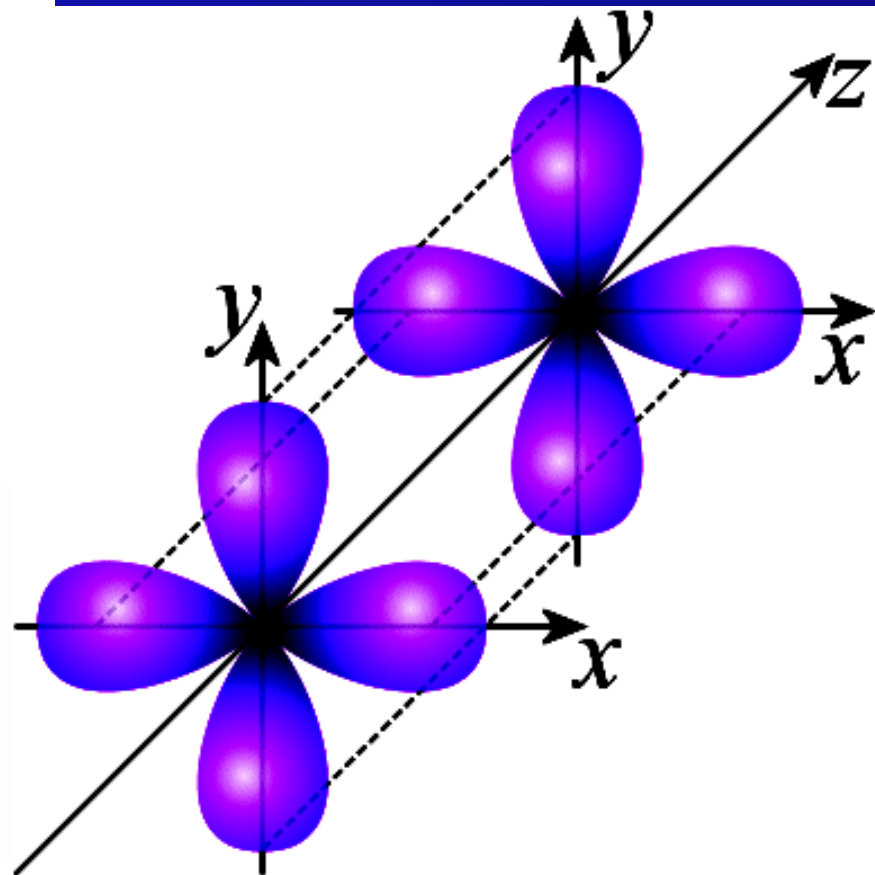
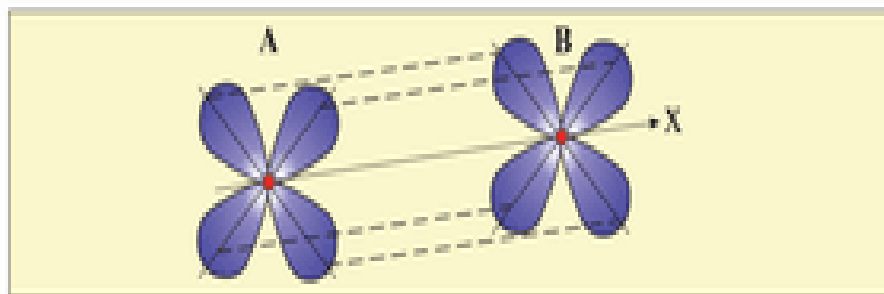
$d_{xz} - d_{xz}$

www.abstend.ru

# Образование $\delta$ - связи



ОБРАЗОВАНИЕ  $\delta$  - СВЯЗИ МЕЖДУ АТОМАМИ А И В



### *3. Механизмы образования ковалентных связей (КС)*

Существует два подхода к описанию  
КС:

**метод валентных связей (ВС)**

**метод молекулярных орбиталей (МО)**

# *Ковалентная связь*

Ковалентная связь – это химическая связь, образованная при помощи общих электронных пар, принадлежащих двум или более атомам.

Обменный

Механизмы  
образования  
ковалентных  
связей

Донорно-  
акцепторный

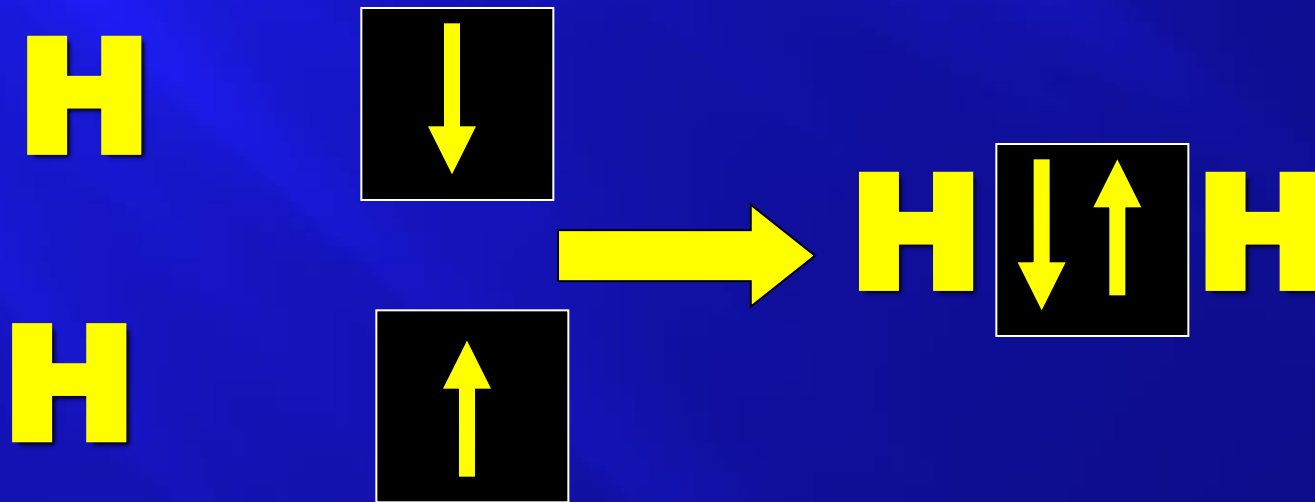
Дативный

**Обменный механизм —**

**обобществление**

**неспаренных электронов**

**взаимодействующих атомов**



**Кратность связи (n)  
равна числу общих  
электронных пар:**



$$n = 1$$



$$n = 2$$



$$n = 3$$

Увеличение  
прочности  
связи

# Ковалентная связь



Неполярная Полярная

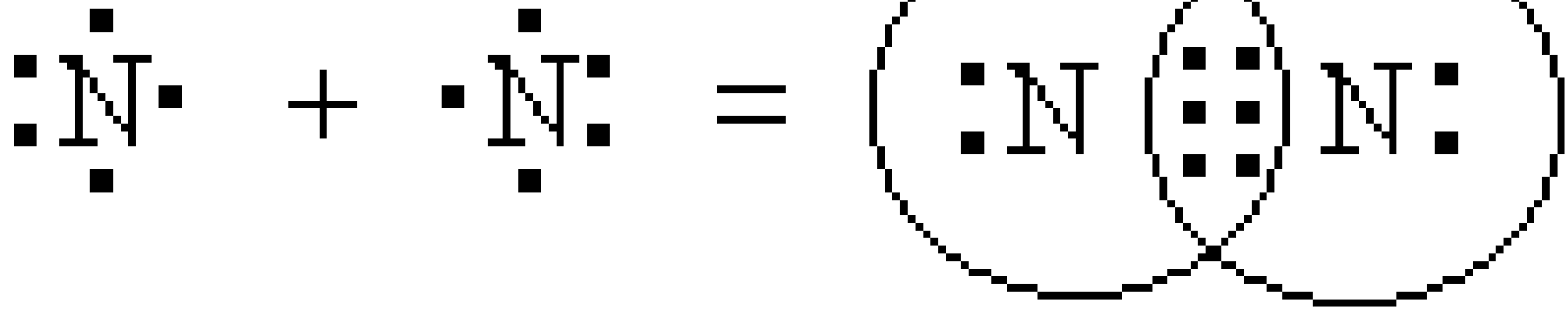
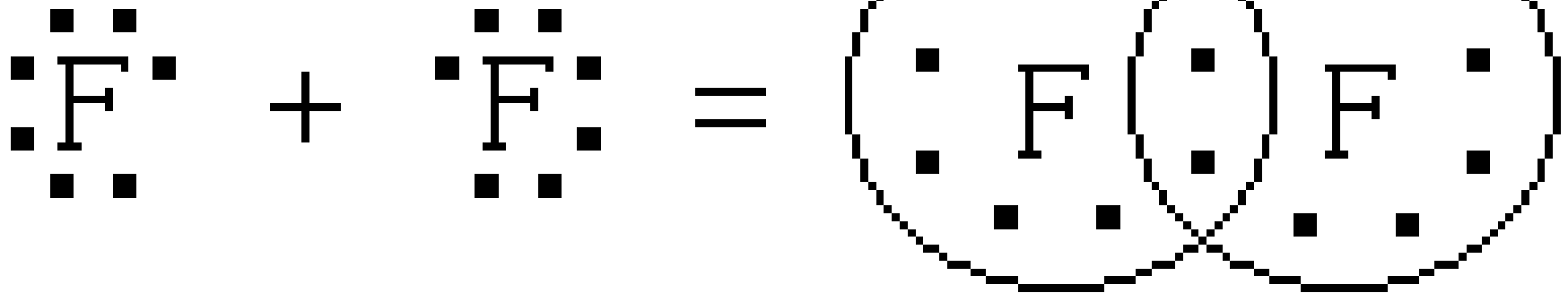
**Неполярные КС**

**связывают атомы**

**одного химического**

**элемента:**

**$\text{H}-\text{H}$ ,  $\text{O}=\text{O}$ ,  $\text{N}\equiv\text{N}$ .**



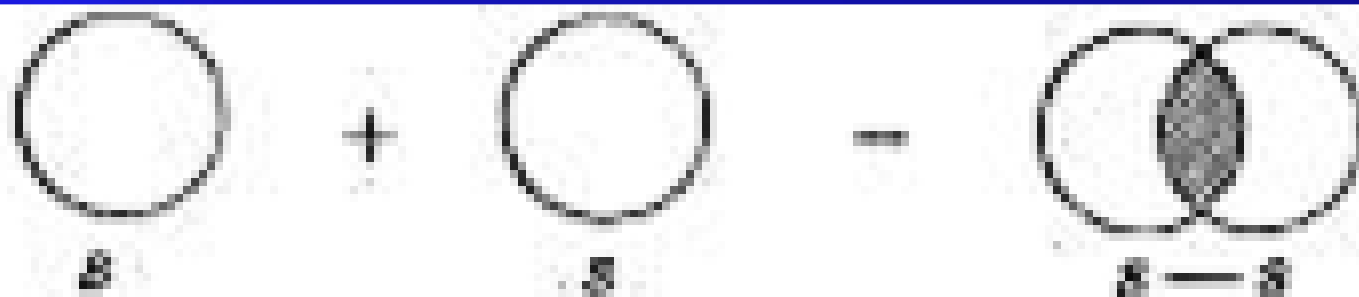
# Полярные КС

связывают атомы

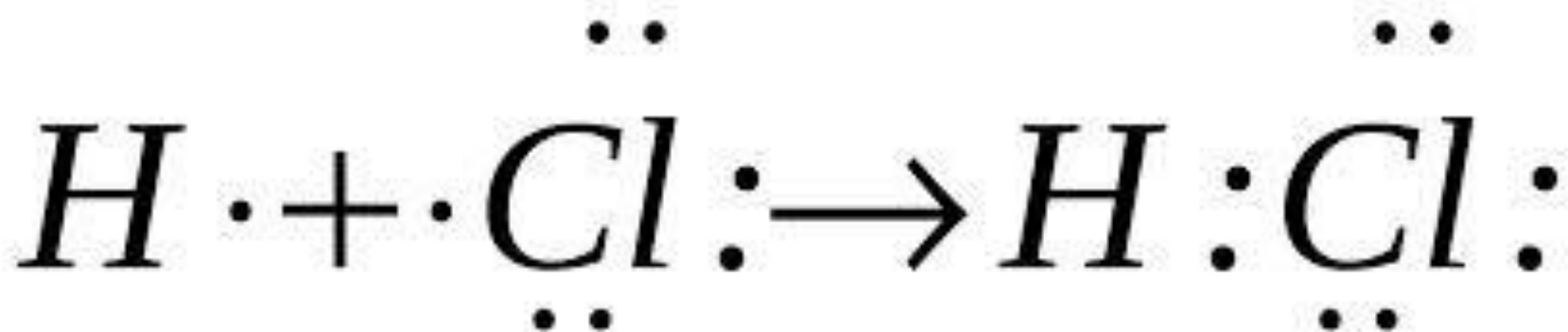
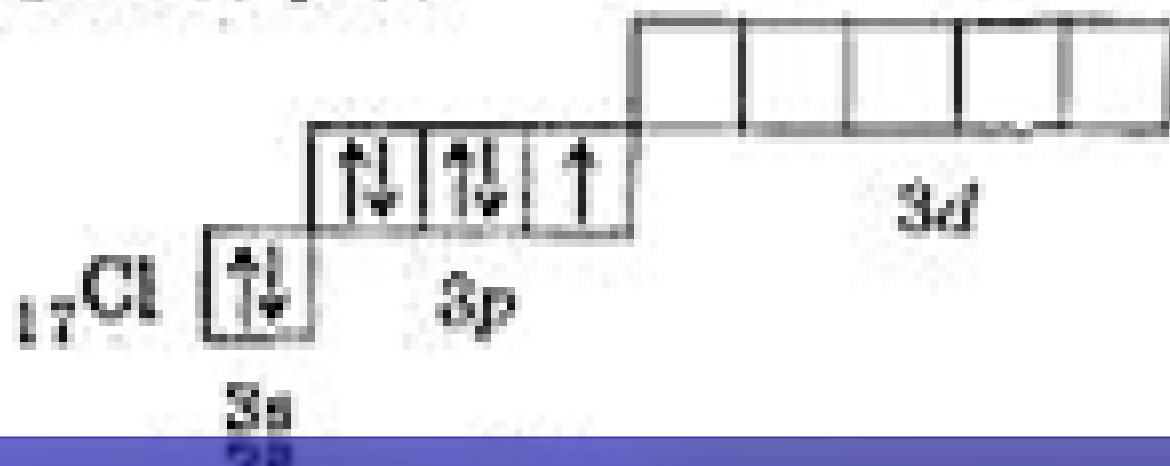
химических элементов

с различной ЭО:

$\text{H-Cl}$ ,  $\text{H-O-H}$ ,  $\text{C}\equiv\text{O}$ .



2) HCl — хлороводород:



**Полярность связи обусловлена  
смещением общей электронной  
пары в сторону более  
электроотрицательного атома.**

**Полярная молекула – это  
диполь, характеризующийся  
величиной**

**дипольного момента( $\mu$ ).**

$$\mu = \ell q,$$

$\ell$  — расстояние между центрами тяжести положительного и отрицательного зарядов в молекуле,  
 $q$  — эффективный заряд.

$\delta_+$

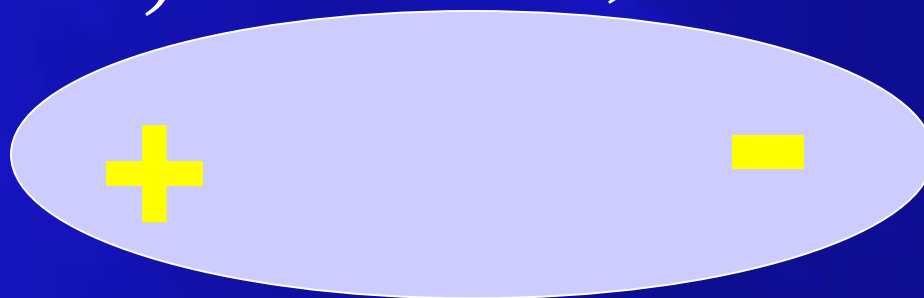
$\delta_-$

**H - F**

**030**

**2,10**

**4,10**



$\ell$

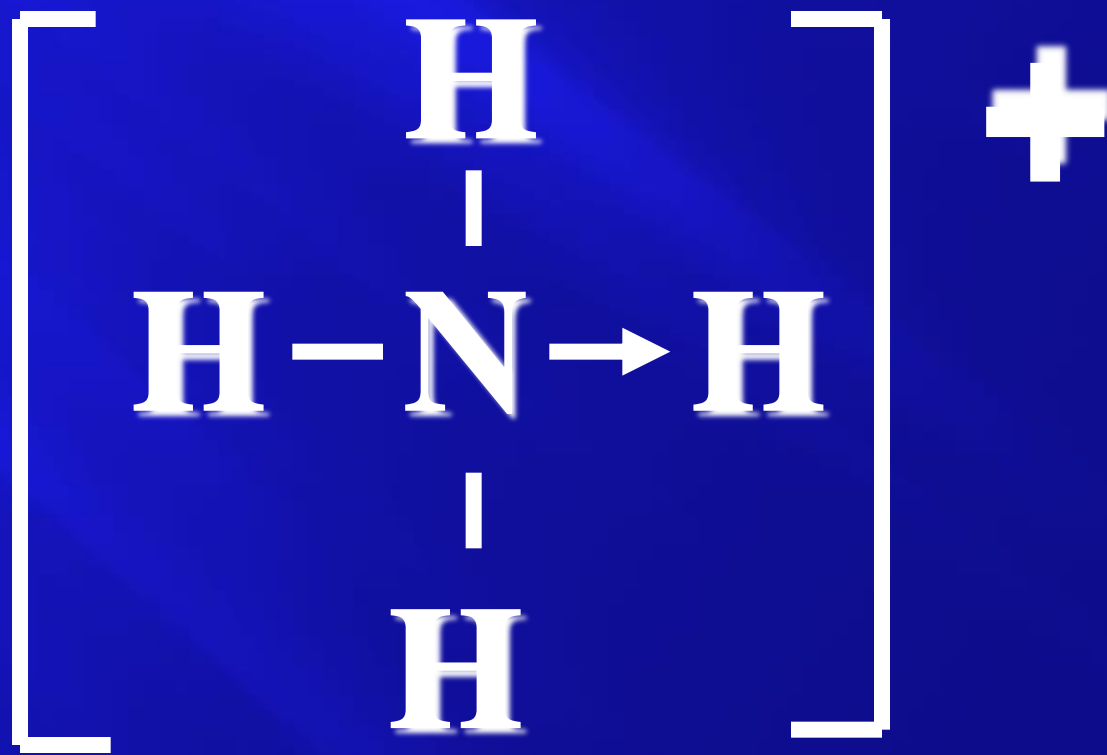
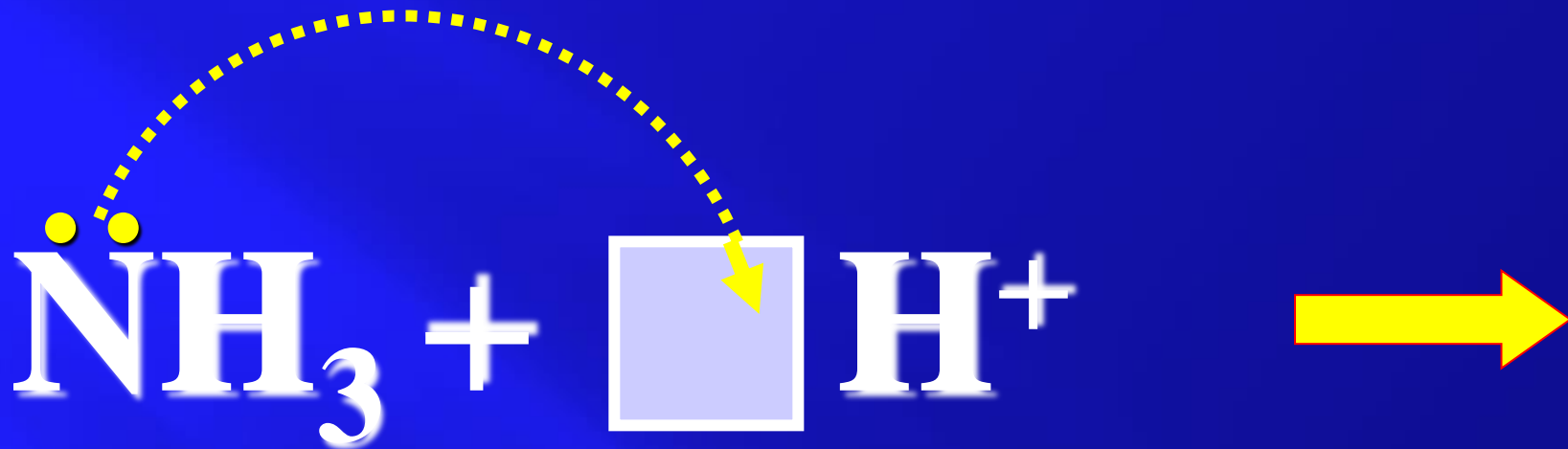
<b>Молекула</b>	<b><math>\mu</math>, Д</b>	<b>Эффективный заряд</b>
<b>HF</b>	<b>5,82</b>	<b>0,77</b>
<b>CO</b>	<b>0,11</b>	<b>0,02</b>
<b>HCl</b>	<b>1,08</b>	<b>0,18</b>

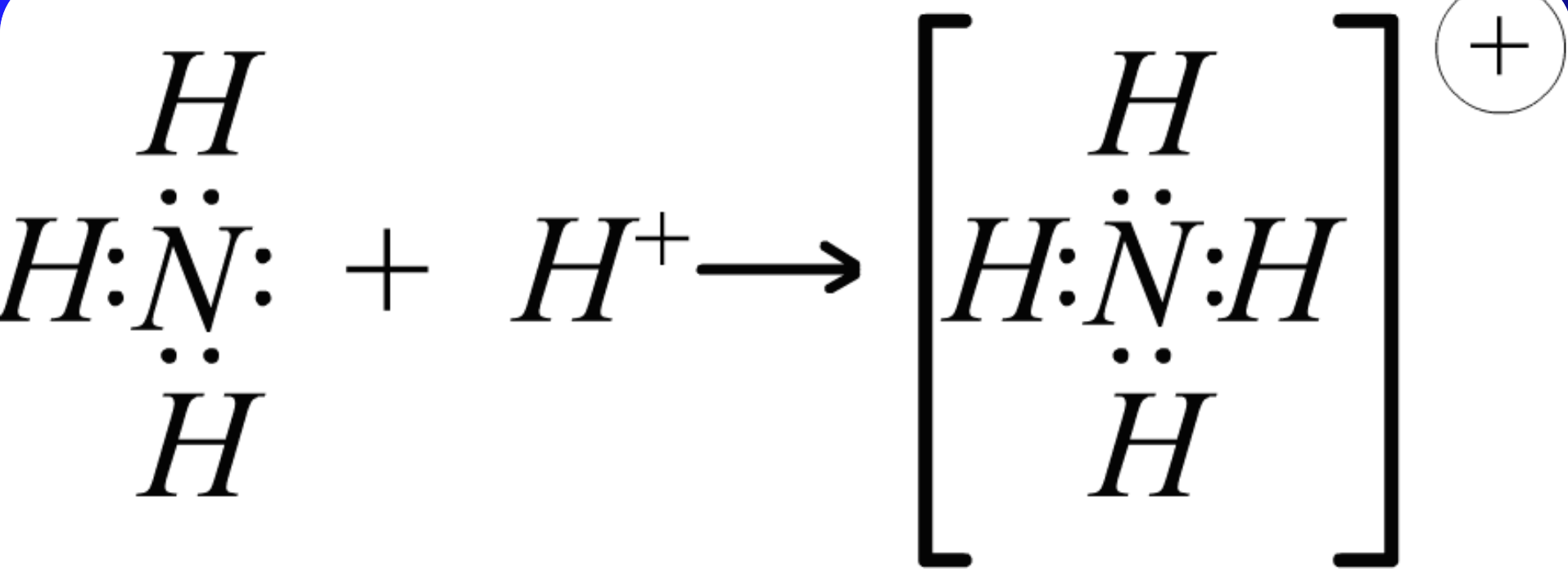
## ДИПОЛЬНЫЕ МОМЕНТЫ НЕКОТОРЫХ МОЛЕКУЛ

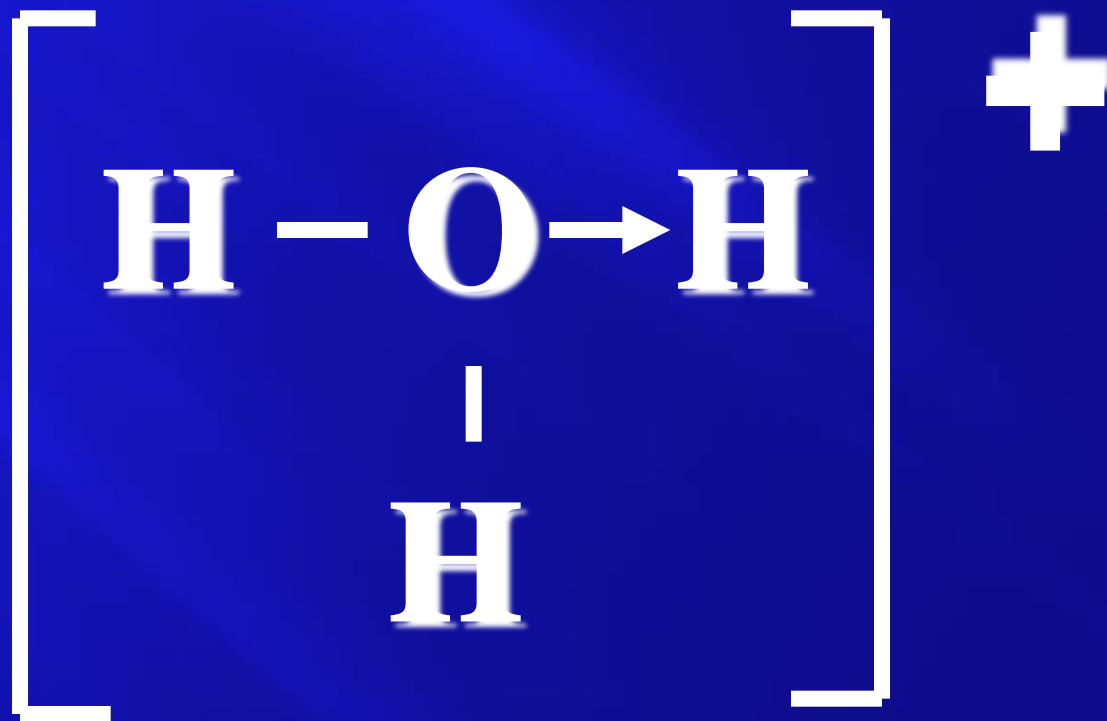
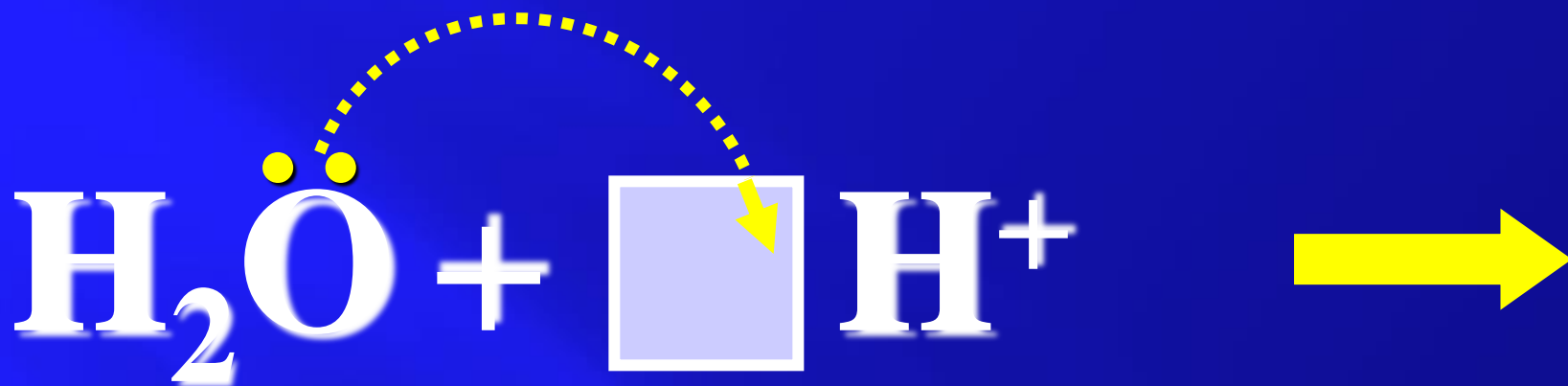
Молекула	$\mu \cdot 10^{30}$ , Кл·м	Молекула	$\mu \cdot 10^{30}$ , Кл·м	Молекула	$\mu \cdot 10^{30}$ , Кл·м
<b>H<sub>2</sub></b>	0	<b>HF</b>	6,40	<b>NH<sub>3</sub></b>	4,94
<b>N<sub>2</sub></b>	0	<b>HCl</b>	3,47	<b>PH<sub>3</sub></b>	1,83
<b>CO</b>	0,33	<b>HBr</b>	2,63	<b>CH<sub>4</sub></b>	0
<b>NO</b>	0,23	<b>HI</b>	1,27	<b>SO<sub>2</sub></b>	5,30
<b>CO<sub>2</sub></b>	0	<b>H<sub>2</sub>O</b>	6,10	<b>SO<sub>3</sub></b>	0
<b>NO<sub>2</sub></b>	0,97	<b>H<sub>2</sub>S</b>	3,40	<b>BF<sub>3</sub></b>	0

# *Донорно-акцепторный механизм —*

- ▣ **атом-донор отдает неподеленную электронную пару на вакантную орбиталь атома-акцептора**







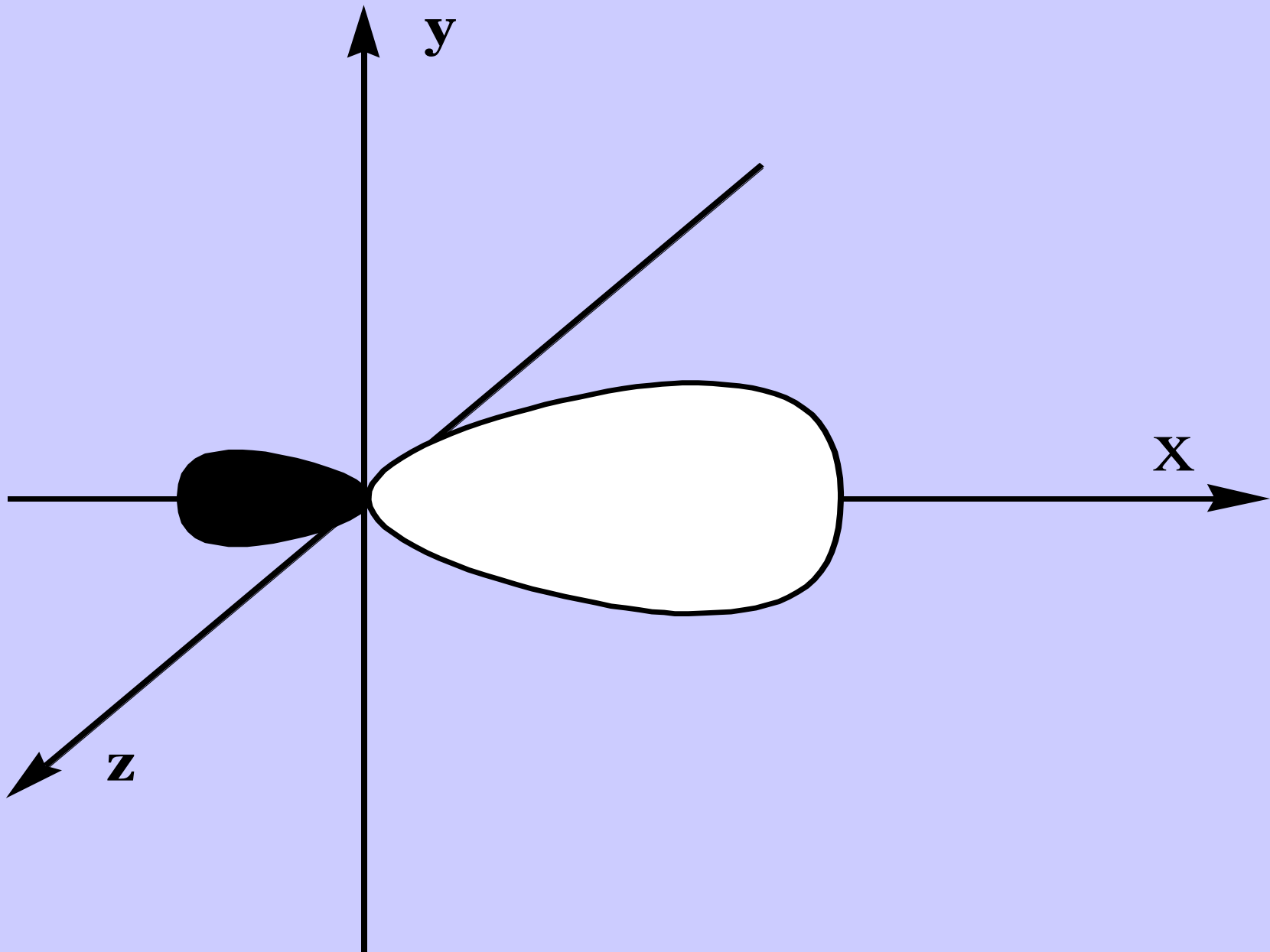
# *Дативный механизм*

# *4. Гибридизация атомных орбиталей*

***Гибридизация*** – это смешивание и выравнивание атомных орбиталей по их форме и энергии.

Сущность гибридизации атомных орбиталей состоит в том, что электрон вблизи ядра связанного атома характеризуется *не отдельной атомной орбиталью, а комбинацией атомных орбиталей с одинаковым главным квантовым числом.* Такая комбинация называется гибридной орбиталью.

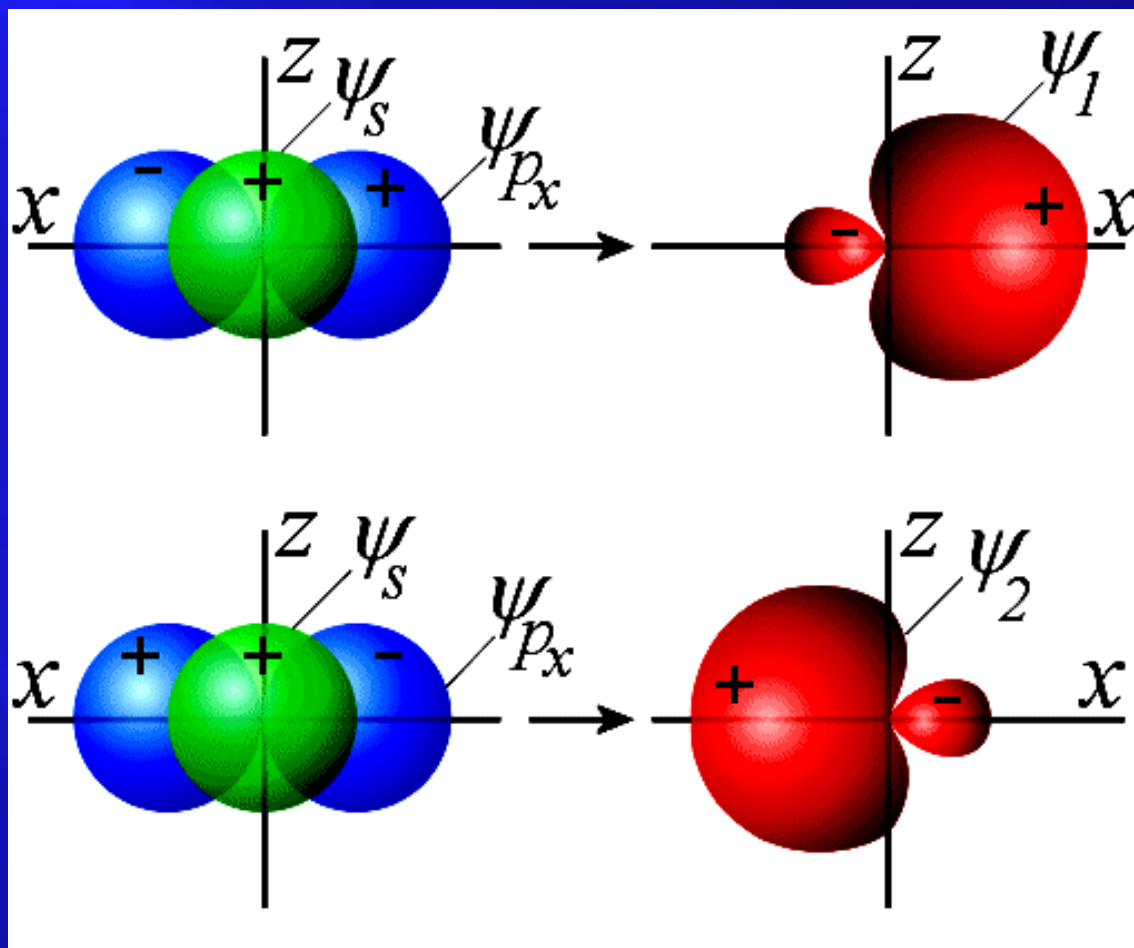
# Гибридная АО



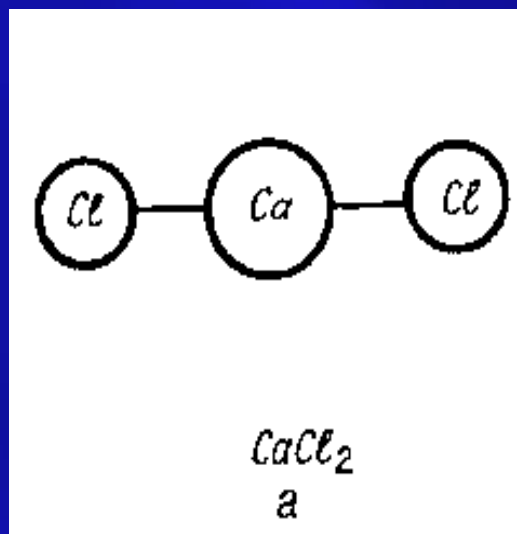
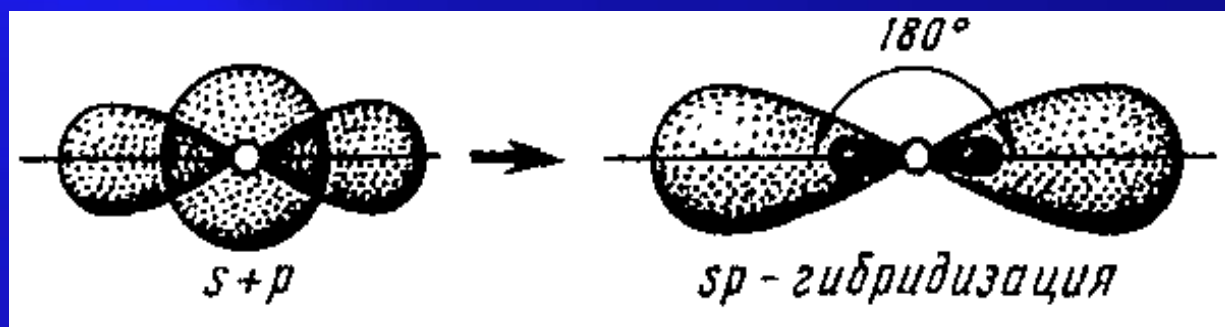
## *Основные положения:*

1. В гибридизации могут участвовать атомные орбитали с одним электроном, атомные орбитали со спаренными электронами и очень редко свободные атомные орбитали.
2. В процессе гибридизации энергия гибридных облаков уменьшается, гибридные облака перекрываются **ТОЛЬКО по типу  $\sigma$ -связи**.
3. **Тип гибридизации** определяет конфигурацию молекулы.

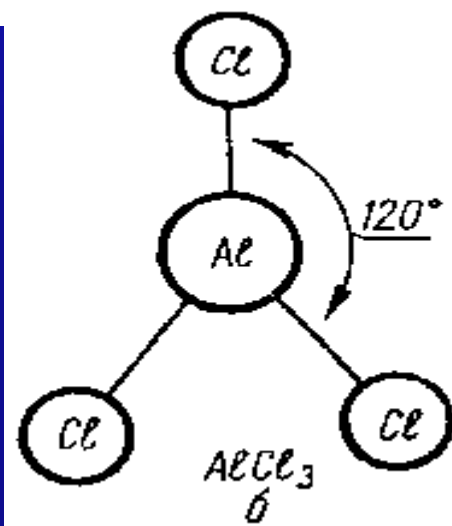
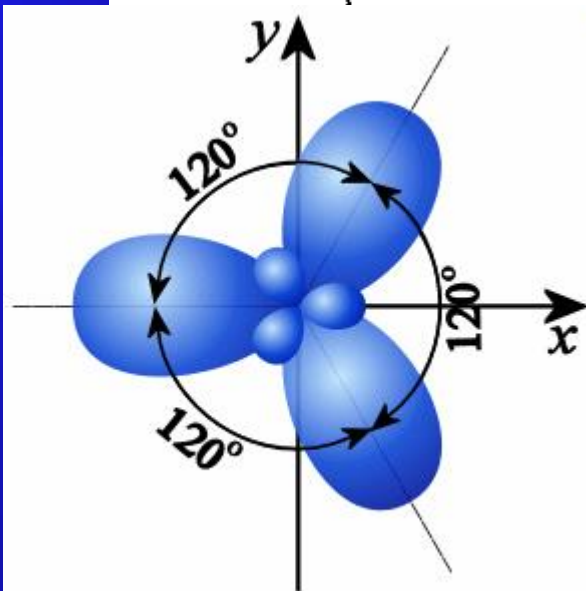
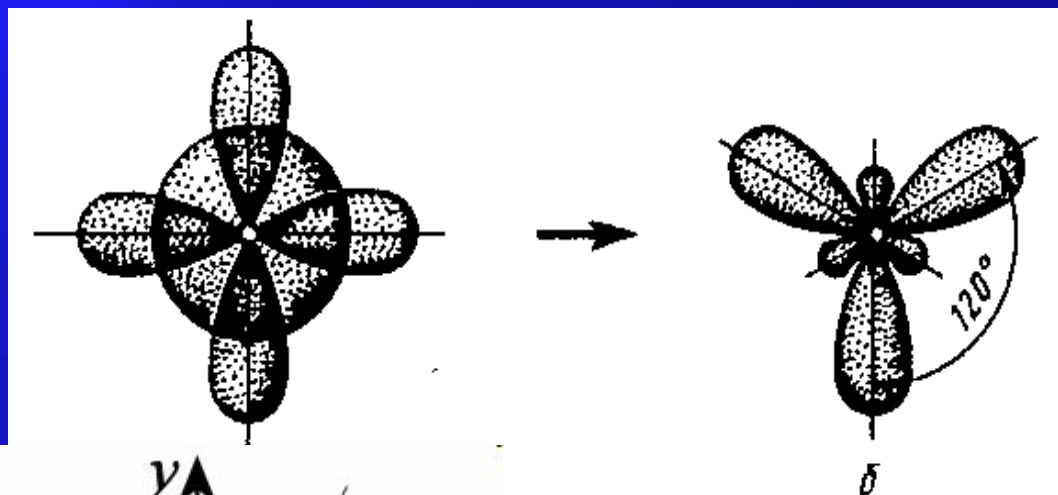
# ПОСТРОЕНИЕ SP-ГИБРИДНЫХ ОРБИТАЛЕЙ ИЗ S-и P-ОРБИТАЛЕЙ



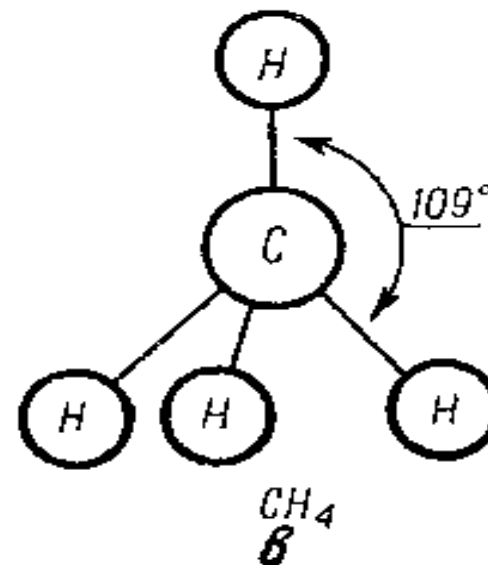
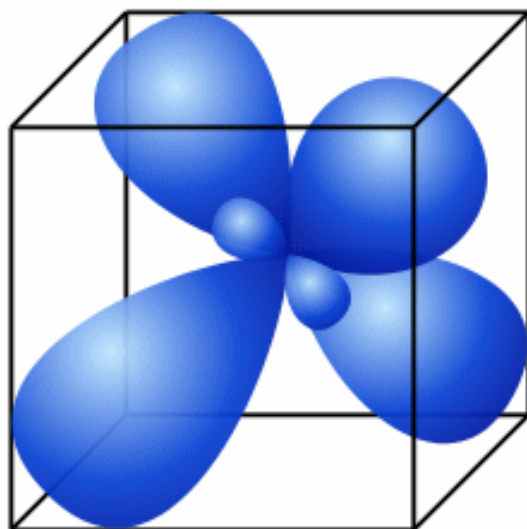
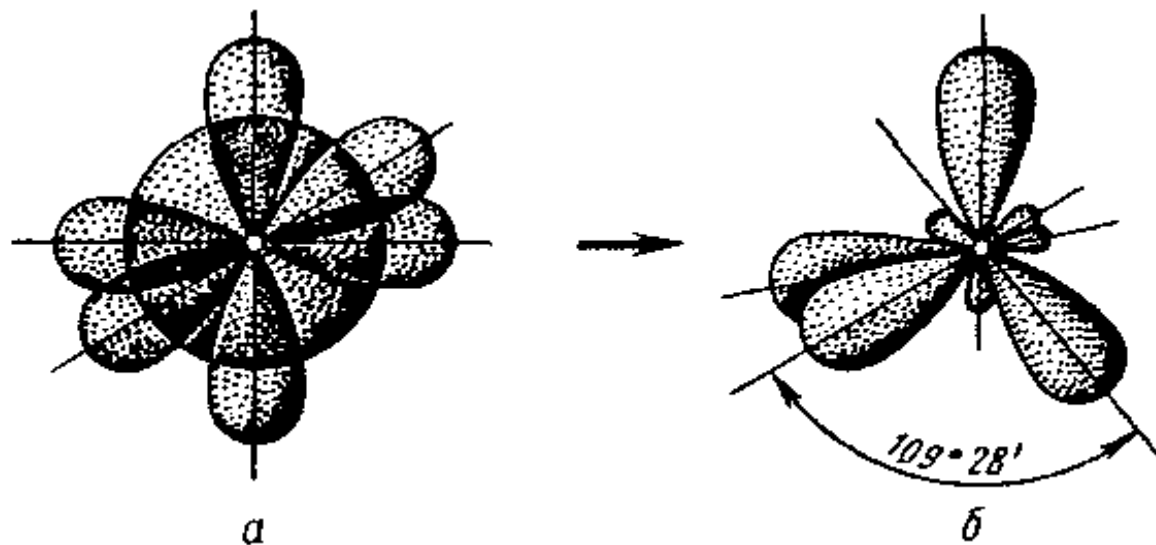
# *SP-гибридизация*



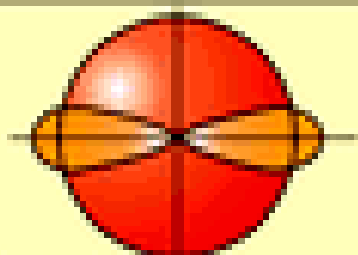
# $SP^2$ -гибридизация



# $SP^3$ -гибридизация



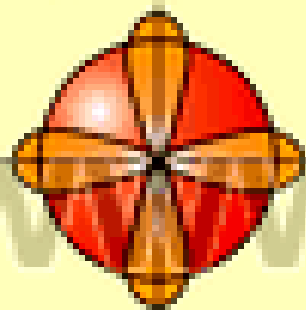
## ГИБРИДИЗАЦИЯ ВАЛЕНТНЫХ ОРБИТАЛЕЙ



$(s+p)$  - орбитали



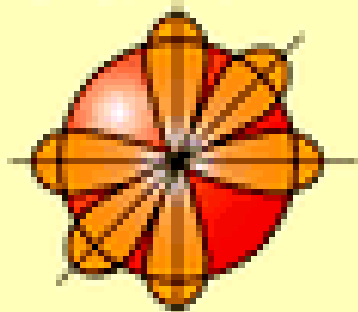
Две  $sp$  - гибридные орбитали



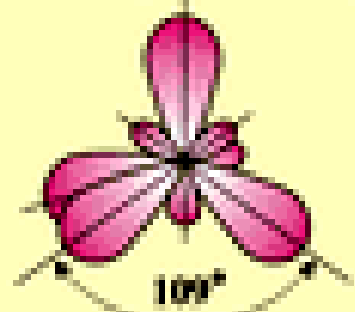
$(s+p+p)$  - орбитали



Три  $sp^2$  - гибридные орбитали

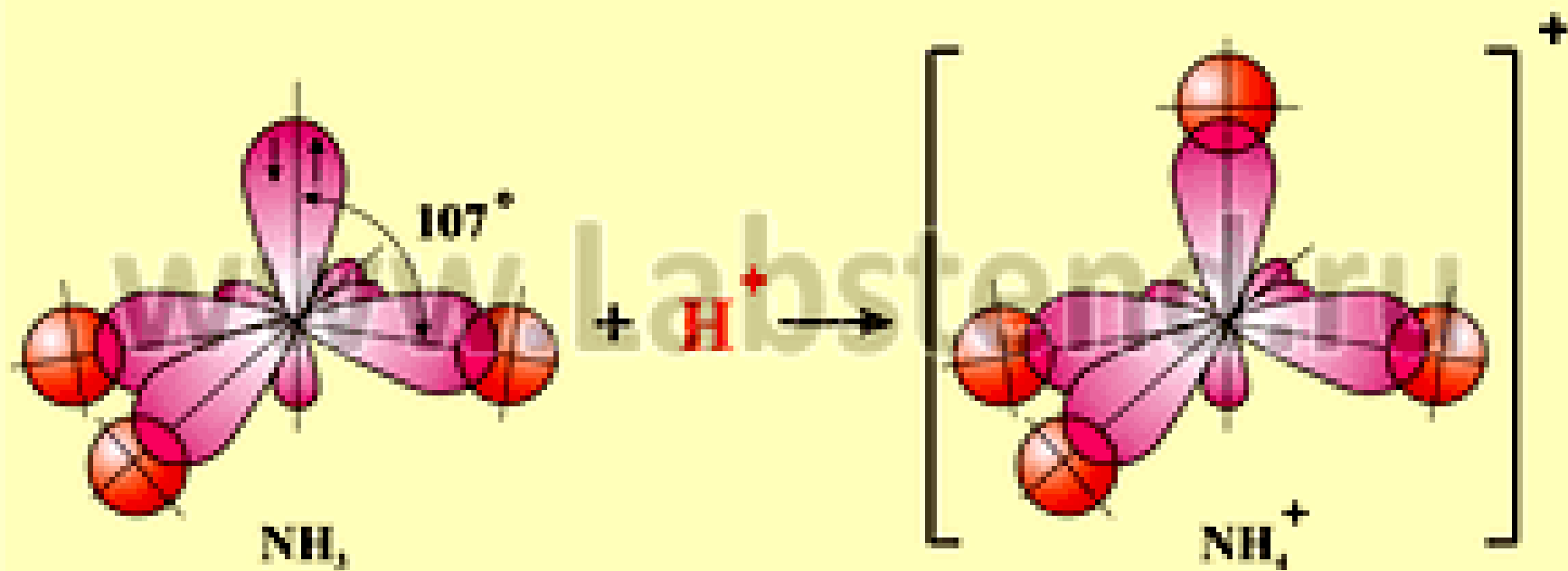


$(s+p+p+p)$  - орбитали



Четыре  $sp^3$  - гибридные орбитали

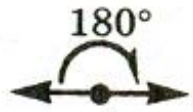



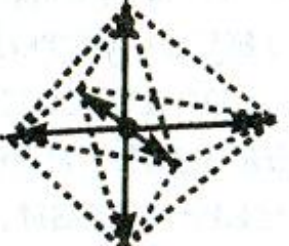
## ОБРАЗОВАНИЕ ИОНА АММОНИЯ



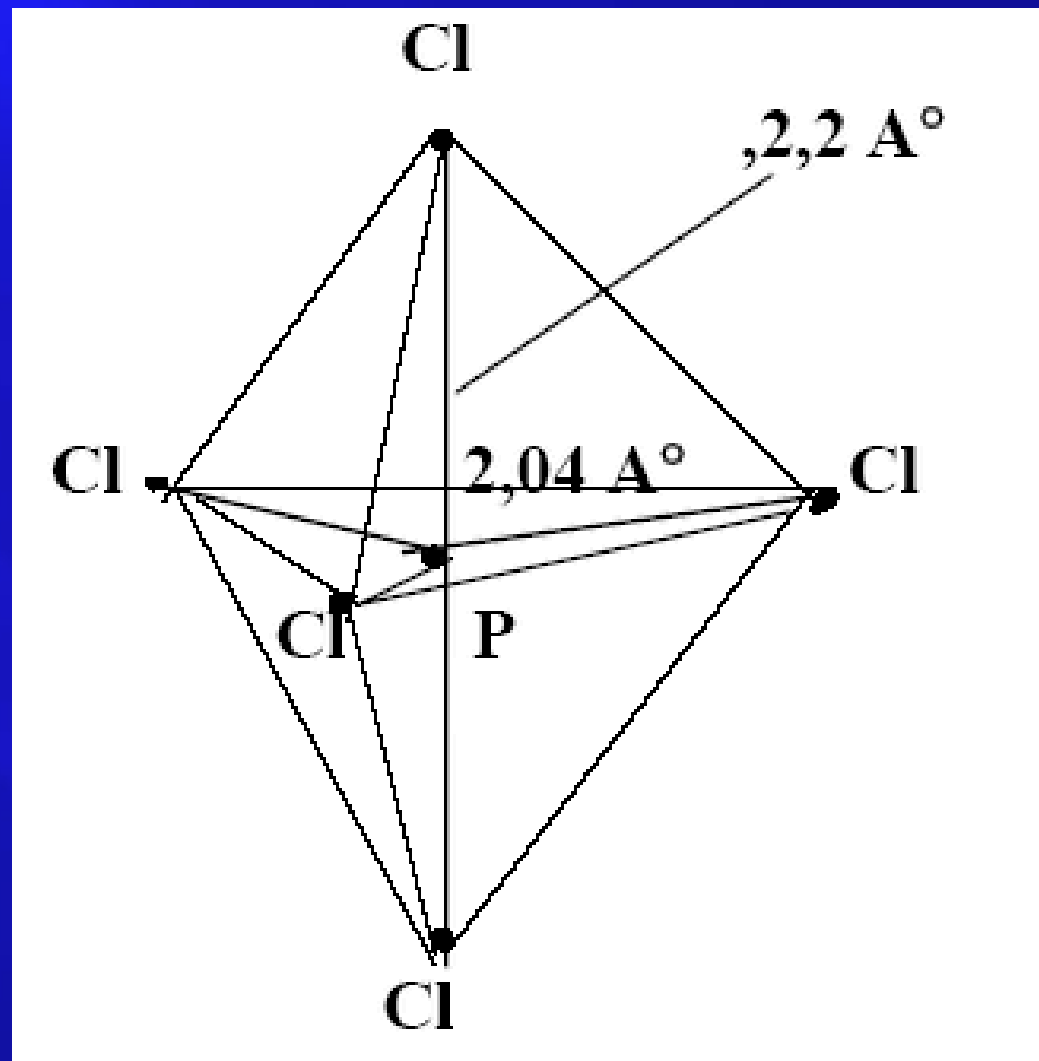
# ТИПЫ ГИБРИДИЗАЦИИ

Тип гибридизации	Форма	Угол между связями	Примеры
$sp$	линейная	$180^\circ$	$BeCl_2$
$sp^2$	треугольная	$120^\circ$	$BCl_3$
$sp^3$	тетраэдрическая	$109,5^\circ$	$CH_4$
$sp^3d$	тригонально-бипирамидальная	$90^\circ; 120^\circ$	$PCl_5$
$sp^3d^2$	октаэдрическая	$90^\circ$	$SF_6$

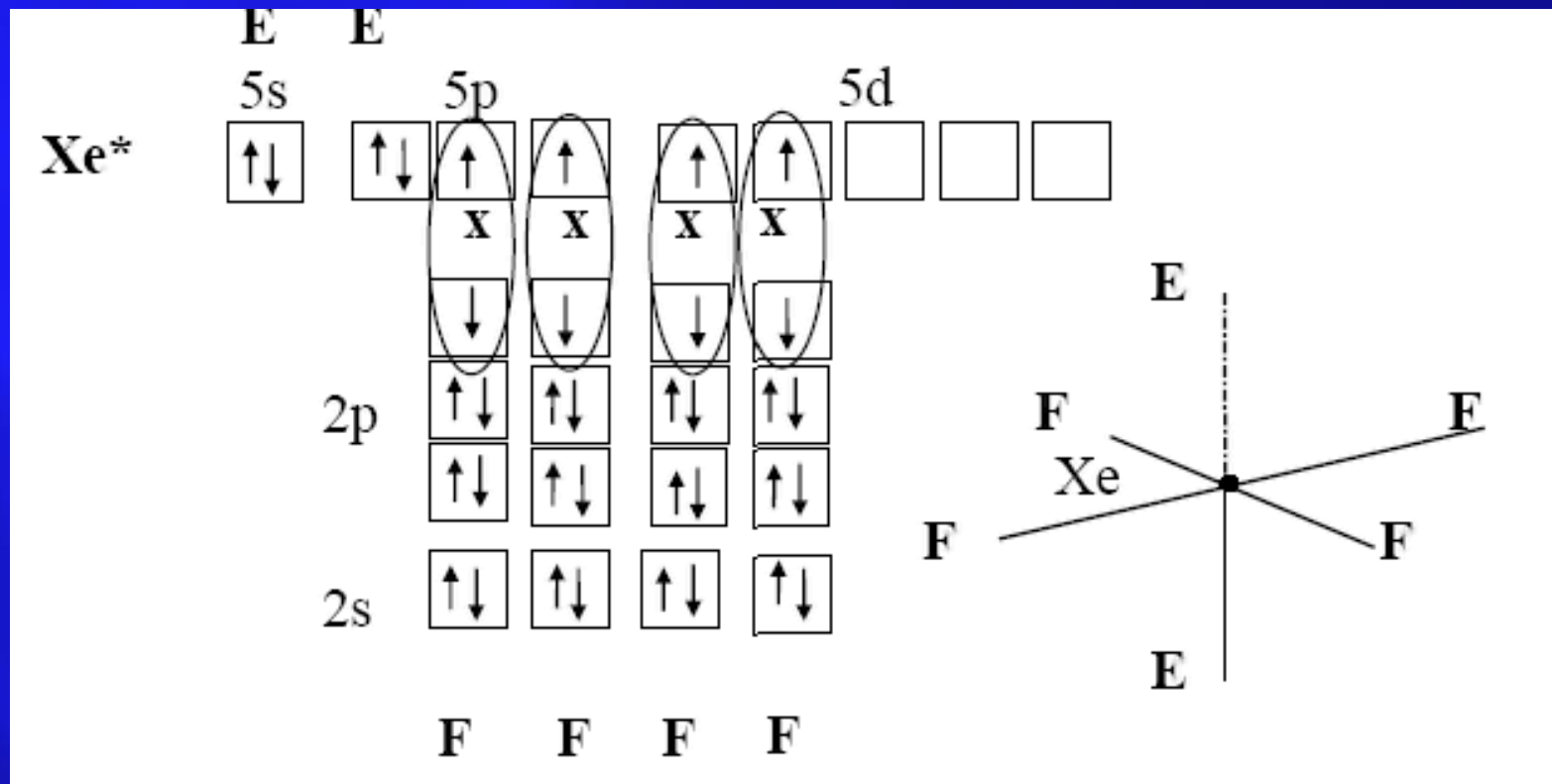
# Гибридизация атомных орбиталей и расположение их осей в пространстве

Орбитали, участвующие в гибридизации	Тип гибридизации	Пространственная форма	Примеры
$s, p$	$sp$	 <p style="text-align: center;">линейная</p>	$\text{BeCl}_2$ $\text{C}_2\text{H}_2$ $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$
$s, p, p$	$sp^2$	 <p style="text-align: center;">треугольная</p>	$\text{BF}_3$ $\text{C}_2\text{H}_4$ $\text{NO}_3^-$
$s, p, p, p$	$sp^3$	 <p style="text-align: center;">тетраэдрическая</p>	$\text{CH}_4$ $[\text{BF}_4]^-$ $\text{PO}_4^{3-}$ $[\text{NH}_4]^+$
$s, p, p, d$	$sp^2d$	 <p style="text-align: center;">квадратноплоскостная</p>	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]^0$
$s, p, p, p, d, d$	$sp^3d^2$	 <p style="text-align: center;">октаэдрическая</p>	$\text{SF}_6$ $[\text{SiF}_6]^{2-}$ $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$

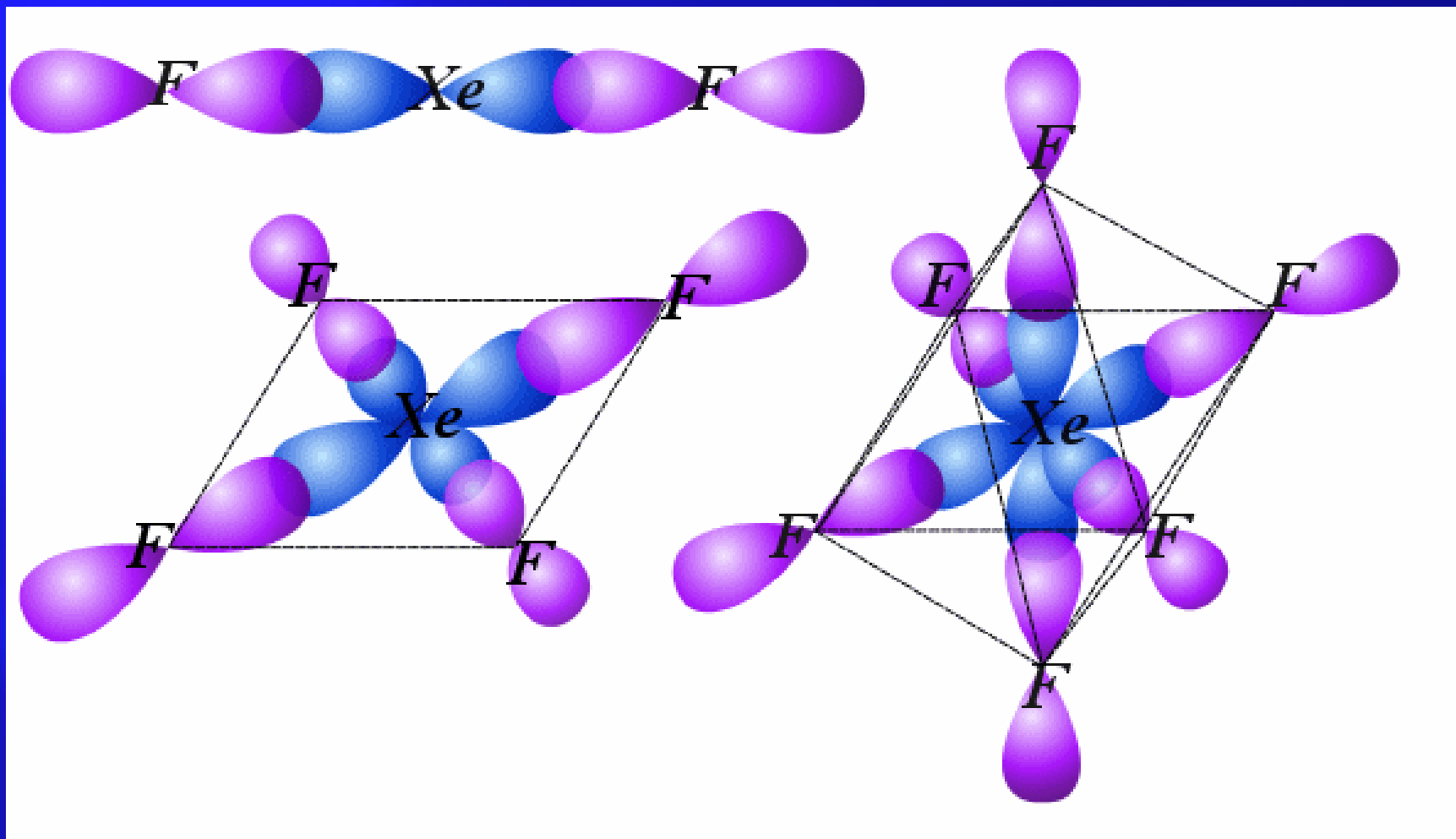
# *SP<sup>3</sup>d-гибридизация*



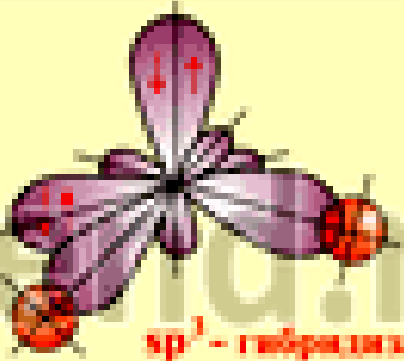
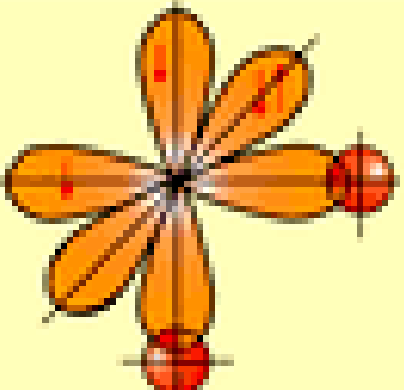
# $SP^3d^2$ -гибридизация



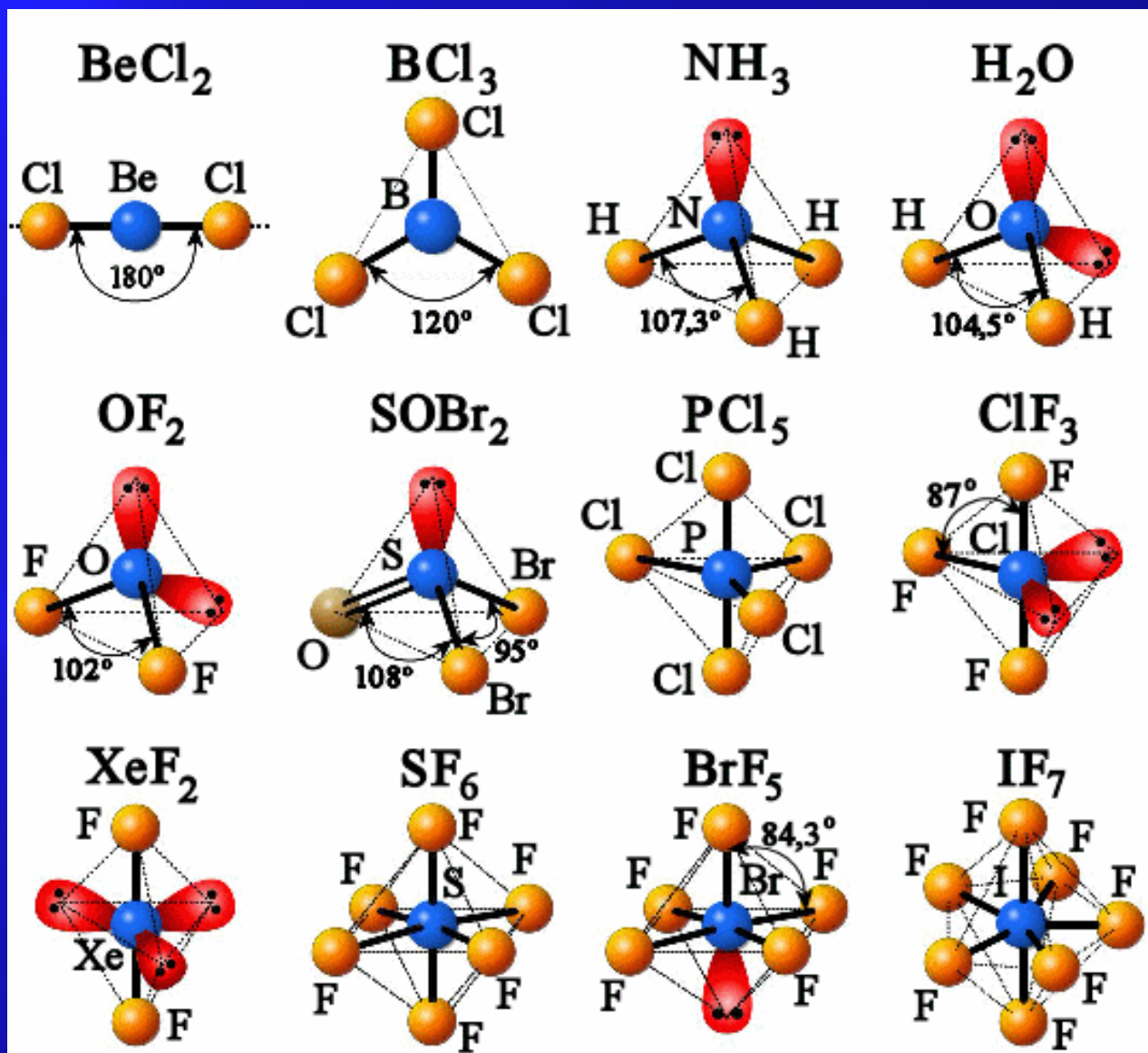
# Геометрия молекул фторидов ксенона



## ВАЛЕНТНЫЕ УГЛЫ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ ВОДОРОДНЫХ СОЕДИНЕНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ VI A ГРУППЫ

Соединение	Валентный угол	Строение молекулы
$\text{H}_2\text{O}$	$104^\circ 27'$	 <p style="text-align: center;"><math>sp^3</math>-гибридизация</p>
$\text{H}_2\text{S}$	$92^\circ 16'$	
$\text{H}_2\text{Se}$	$91^\circ 0'$	
$\text{H}_2\text{Te}$	$89^\circ 30'$	

# Конфигурации различных молекул



*Спасибо за внимание!*