

# Химическая связь

# План лекции

- **Природа химической связи и её характеристики**
- **ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ:**
  - **ковалентная связь( метод ВС, гибридизация орбиталей и метод МО)**
  - **ионная связь**
  - **металлическая связь**
  - **силы Ван-дер-Ваальса**

# Химическая связь

это электростатическое взаимодействие, связывающее атомы в ионы, молекулы, кристаллы

**Основное условие** - понижение полной энергии многоатомной системы по сравнению с энергией изолированных атомов

Пример:  $A + B = AB,$   
 $E_{AB} < E_A + E_B$

# Характеристики связи

⊕ **Энергия связи ( $E_{\text{св}}$ )** – это энергия, выделяющаяся при образовании хим. связи или расходуемая на её разрыв

⊕ **Взаимосвязь  $E_{\text{св}}$  и  $l_{\text{св}}$ :**

Молекула	HF	HCl	HBr	HI
$l_{\text{св}}$ , нм	0,092	0,128	0,142	0,162
$E_{\text{св}}$	566	432	366	298
кДж/моль				

☉ **Длина химической связи**  
( $l$  св) - расстояние между  
ядрами атомов в соедине-ях

☉ **В однотопных соедине-ях**  
длина связи закономерно  
изменяется:

**HF – HCl – HBr – HI**

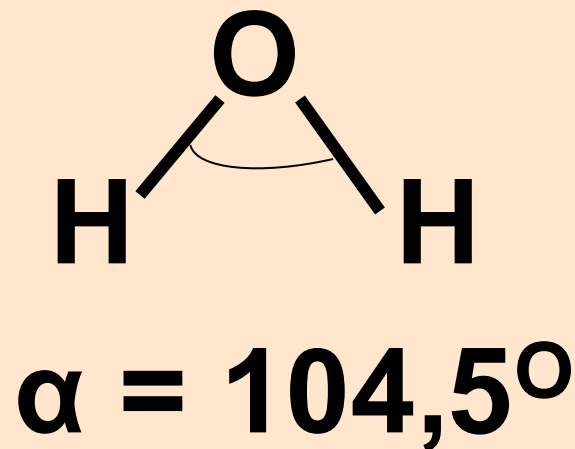
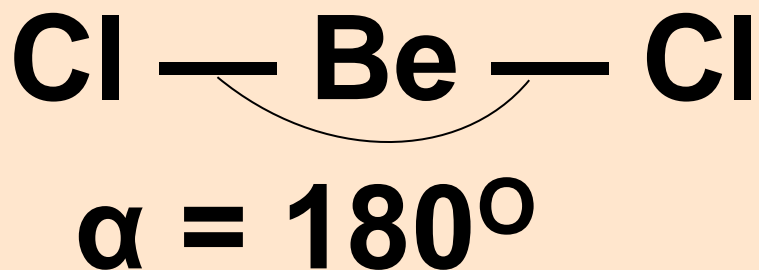


**длина связи возрастает**

# Взаимосвязь $E_{\text{св}}$ и $l_{\text{св}}$

Молекула	HF	HCl	HBr	HI
$l_{\text{св}}$ , нм	0,092	0,128	0,142	0,162
$E_{\text{св}}$	566	432	366	298
кДж/моль				

**☉ Валентный угол** образован  
воображаемыми линиями,  
соединяющими центры  
взаимодействующих атомов





⊕ **Дипольный момент** – колич-ная характеристика полярности связи

$$\mu = \bar{q}_{\text{эфф}} \cdot l_{\text{дип}} [\text{Кл} \cdot \text{м}]$$

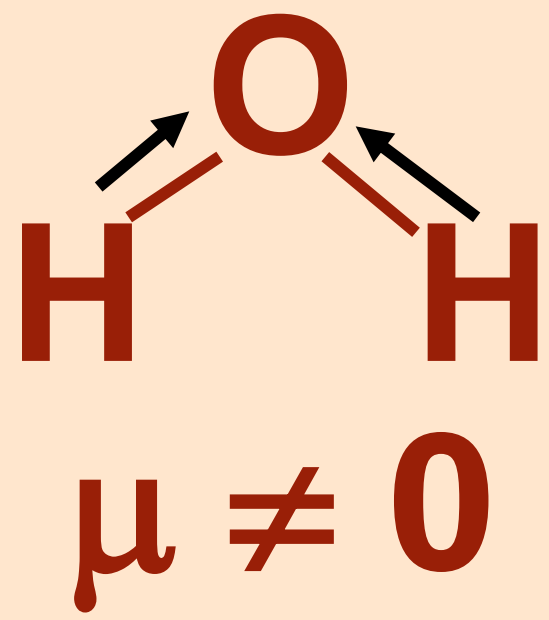
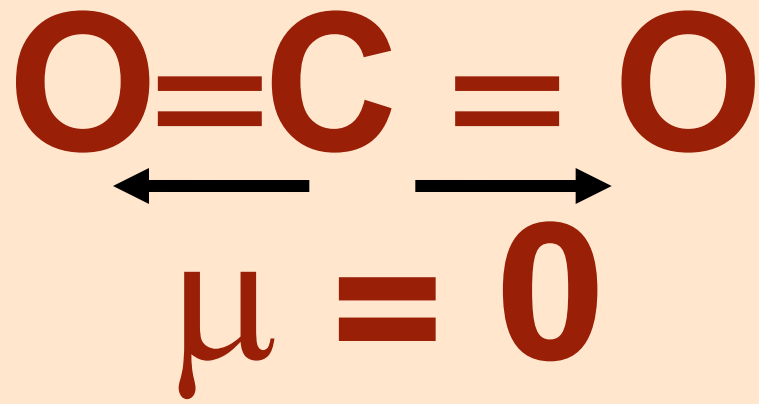
$q_{\text{эфф}}$  – эффект. заряд,  $l_{\text{дип}}$  – длина диполя

⊕ **Дебай (D):**  $1\text{D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$

⊕ **Дипольный момент** – векторная величина, направленная от (+) к (-)

⊕ **Различают дип. моменты хим. связи и молекул**

$$\mu_{\text{мол.}} = \sum \mu_{\text{св}}$$



# Типы химических связей

■ Распределение электронной плотности между взаимодействующими атомами определяет тип химической связи:

■ ковалентная

■ ионная

■ металлическая

■ силы Ван-дер Ваальса

**A : A     $\Delta \text{ЭО} = 0$     Ковалентная  
неполярная связь**

**A : B     $\Delta \text{ЭО} \neq 0$     Ковалентная  
полярная связь**

**A<sup>-</sup> : C<sup>+</sup>     $\Delta \text{ЭО} \geq 2,3$     Ионная связь**

**$\Sigma e_{\text{вал}}$  (общие для всех атомов) -  
Металлическая связь**

**Во многих веществах реализуются  
одновременно несколько типов  
химической связи**

# Полярная и неполярная ковалентная связь



## Полярная ковалентная связь



## Неполярная ковалентная связь

# Основные теории химической связи

- ✚ Гравитационная теория Бергмана – Бертолле
- ✚ Электрохимическая теория Берцелиуса (1810)
- ✚ Формалистическая теория типов Дюма - Жерара
- ✚ Учение о химическом строении вещества А.М. Бутлерова (1861)
- ✚ Ковалентная теория Льюиса (1914)
- ✚ Ионная теория Косселля (1916)

# Ковалентная связь

- ✚ Для объяснения механизма образования ковалентной хим. связи разработано несколько методов
- ✚ Наиболее применимые:
  - метод валентных связей (ВС)
  - метод молекулярных орбиталей (МО)

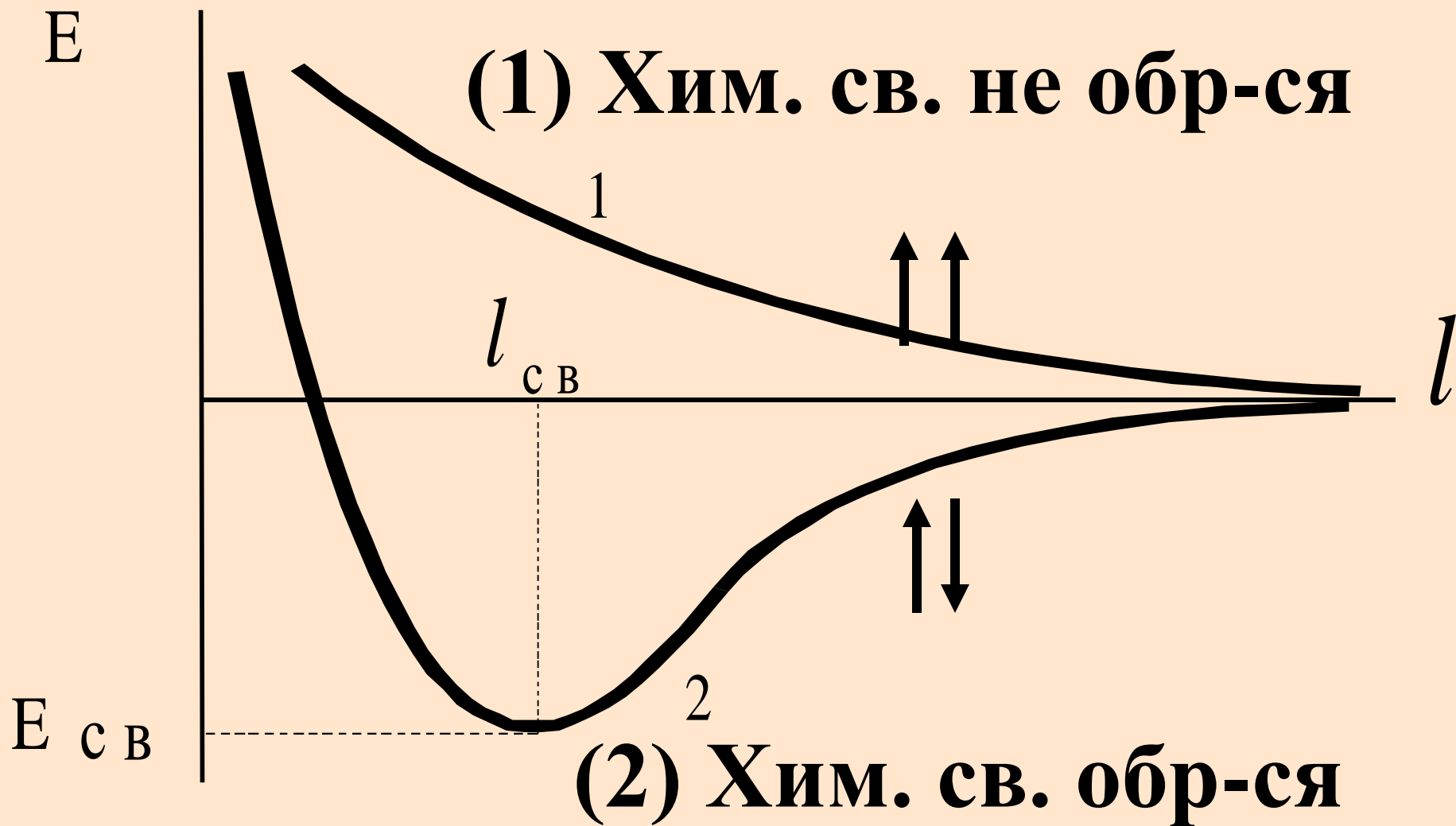
# Метод валентных связей (ВС)

- ✚ Связанные между собой атомы в молекуле удерживаются вместе при помощи одной или нескольких общих электронных пар
- ✚ Химическая связь между двумя атомами локализована в месте перекрывания атомных орбиталей



- ✚ **Гипотеза образования ковалентной связи за счет обобществления эл-нов дана Льюисом**
- ✚ **Научное объяснение гипотезы дано В. Гейтлером и Ф. Лондоном (1927) путем приближенного решения уравнения Шредингера для молекулы водорода**
- ✚ **Решение показывает, что образование молекулы происходит при сближении атомов, имеющих электроны с противоположными спинами**

# Зависимость потенциальной энергии двух атомов водорода от межъядерного расстояния



# Метод ЛКАО

- ✚ Необходимо найти многоцентровые волновые функции  $\psi_{\text{мол}}$  описывающие движение электронов в молекуле
- ✚ Основа метода: молекулярные волновые функции строят комбинируя волновые функции АО:

$$\Psi_{\text{мол}} = C_1 \cdot \varphi_1 + C_2 \cdot \varphi_2 + \dots + C_n \cdot \varphi_n$$

- ✚  $C_1, C_2, \dots, C_n$  - коэффициенты;
- ✚ Лучшая отвечает  $E_{\text{min}}$ .

# Основные положения метода ВС

- ❖ Ков. связь образуют два электрона с противоположными спинами, принадлежащие двум атомам
- ❖ При образовании связи происходит перекрывание АО и увеличение электронной плотности между ними, что приводит к уменьшению энергии
- ❖ Связь реализуется в направлении наибольшего перекрывания АО

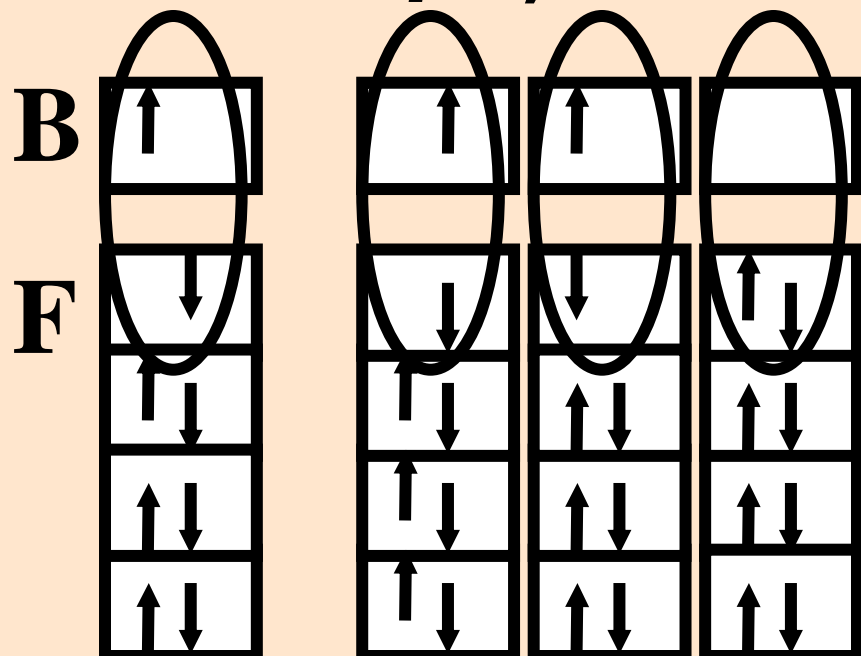
# Обменный механизм образования ковалентной связи

- ❖ Общие пары электронов образуются при спаривании неспаренных электронов, принадлежащих разным атомам
- ❖ Число неспаренных электронов у многих атомов увеличивается благодаря наличию свободных орбиталей
- ❖ Этот процесс называется переходом атома в возбужденное состояние

# Донорно-акцепторный механизм образования связи

☉ связывающие эл-ные пары образ-ся объединением пары вал. электронов одного атома (*донора*) со свободной АО другого атома (*акцептора*)

☉ Пример:



# Валентность

❖ определяется числом неспаренных электронов

❖ Пример:

атом H ( $1s^1$ ) - валентность равна 1

атом He ( $1s^2$ ) - валентность равна 0

❖ валентность может быть увеличена

- промотированием атома

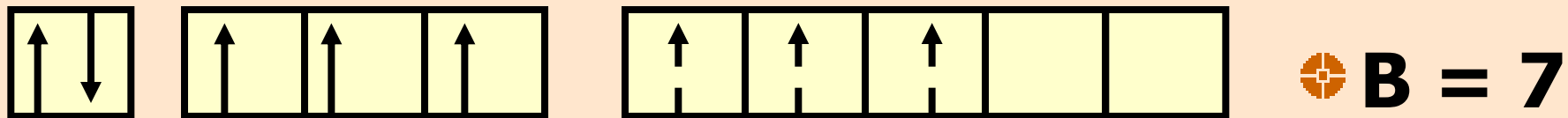
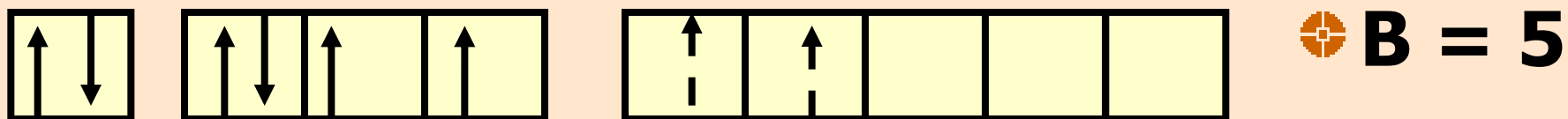
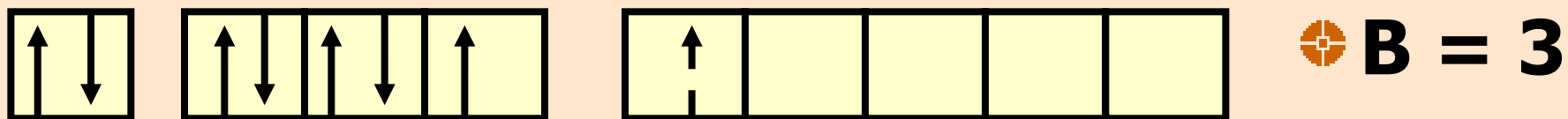
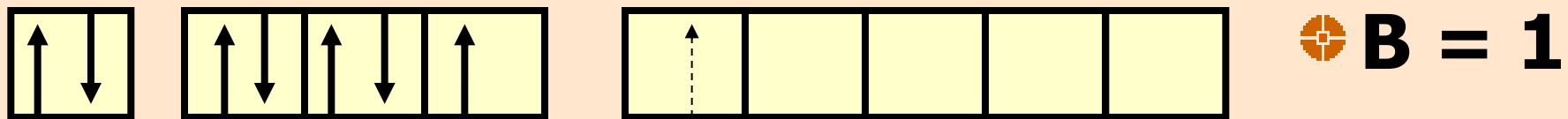
- донорно-акцепторным взаимодействием

# **Свойства ковалентной связи**



- ❖ **Насыщаемость** – макс. возможное число связей, определяемое общим числом задействованных орбиталей
- ❖ 1-й период - макс. валентность = 1
- ❖ 2-й период - макс. валентность = 4, т.к. валентные 4 АО (  $2s$ - и три  $2p$  )
- ❖ 3-й период - валентные 9 АО ( $3s$ , три  $3p$  и пять  $3d$ ), но макс. валентность практически не реализуется

# CI



## ☀ **Направленность ХИМ. СВЯЗИ**


**обусловлена перекрыванием  
электронных облаков**

☀ **определяется направленностью в  
пространстве АО с  $l > 0$**


☀ **Атомные орбитали  $p_x$ -,  $p_y$ - и  $p_z$ -  
расположены под углами  $90^\circ$**

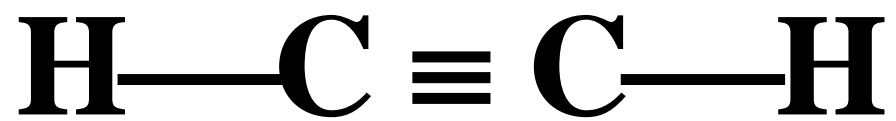
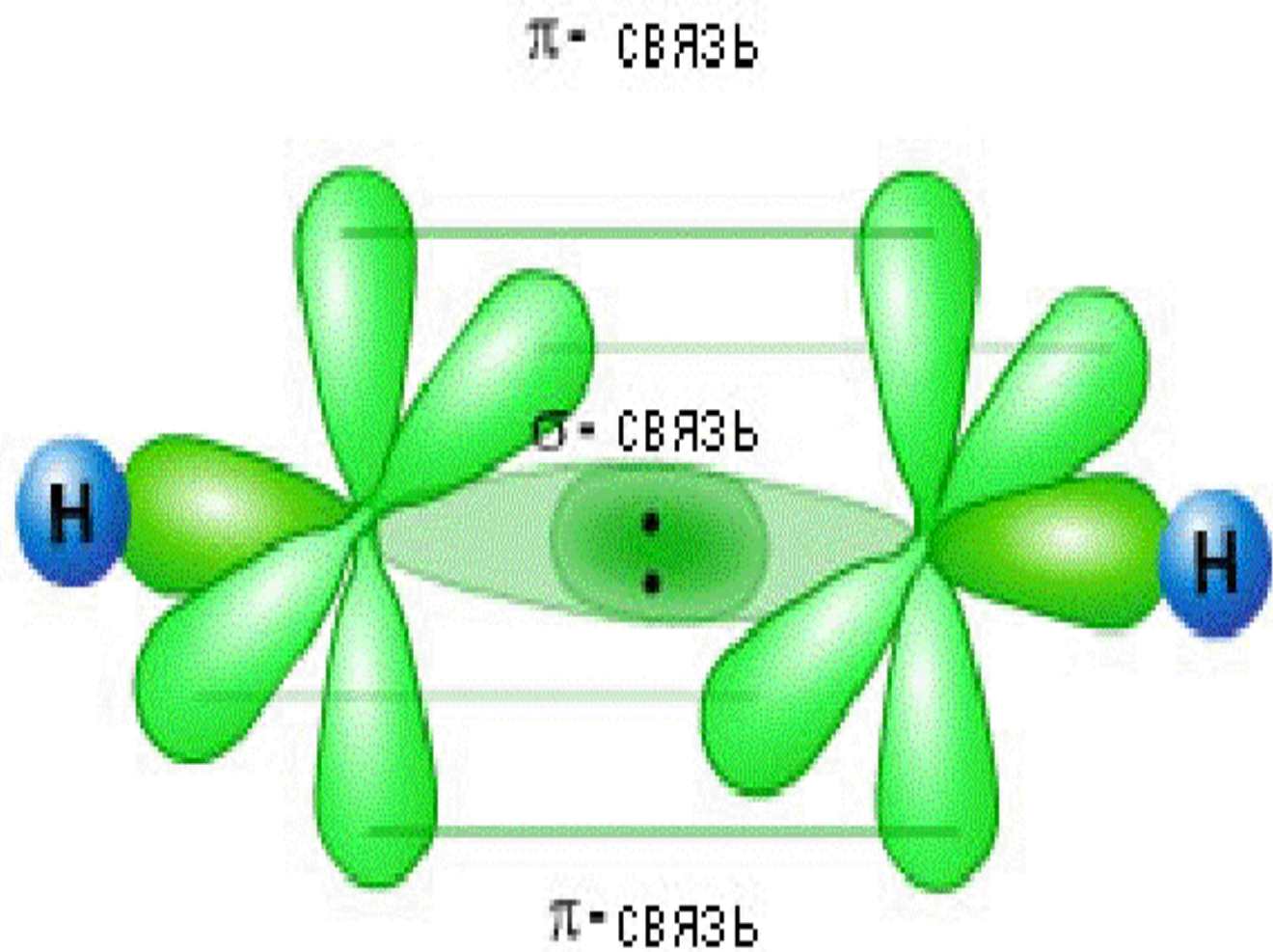
☀  **$d$ - орбитали: лепестки образуют  
угол  $90^\circ$ , а между различными  $d$ -  
АО могут быть углы  $180^\circ$ ,  $90^\circ$  и  $45^\circ$**

# Типы перекрывания атомных АО

  **$\sigma$**  - взаимодействие возникает при перекрывании орбиталей  **$s - s, s - p, p - p, d - d$**  вытянутых вдоль одной оси

  **$\pi$**  - взаимодействие, перекрывание по линии, перпендикулярной линии связи

 В молекуле  $N_2$  - тройная связь (1  $\sigma$ - и 2  $\pi$ -)



☼  $\delta$  - (*дельта*) взаимодействие, при котором перекрываются *d*-орбитали четырьмя лепестками

☼ По прочности химического взаимодействия располагаются в следующей ряд:

$$\sigma > \pi > \delta$$

☼  $\pi$  и  $\delta$  – взаимодействия возникают как дополнительные к  $\sigma$ - взаимодействию

**✿ Кратность хим. связи - число общих электронных пар, реализующих связь между двумя атомами**

**✿ Чем выше кратность связи, тем она прочнее (кратности  $> 3$  не бывает)**

**✿ Кратность обусловлена характером перекрывания АО**

<b>Молекула</b>	<b>F<sub>2</sub></b>	<b>O<sub>2</sub></b>	<b>N<sub>2</sub></b>
<b>Кратность связи</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>
<b>E св, кДж/моль</b>	<b>159</b>	<b>494</b>	<b>945</b>

# Гибридизация АО

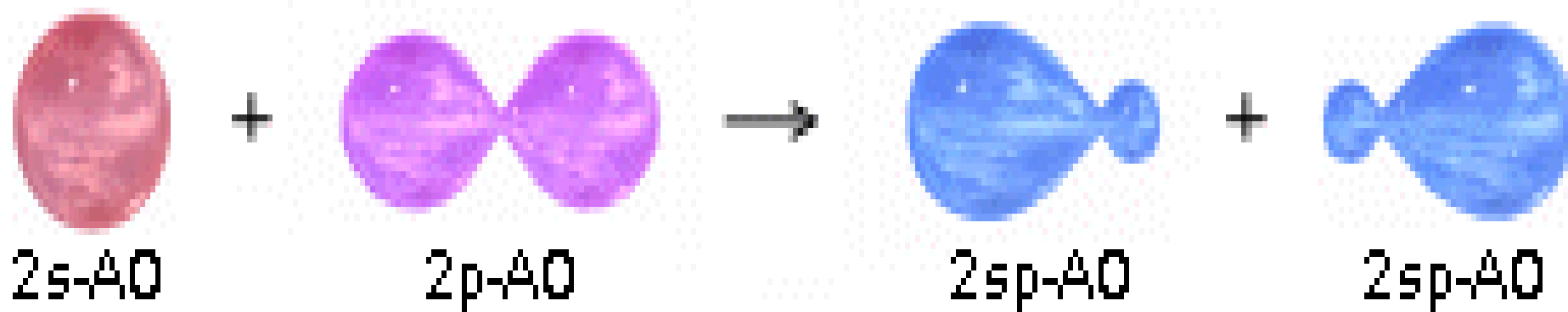
✚ Это математический прием отыскания новых волновых функций, удовлетворяющих условию равнопрочности образуемых связей и уменьшению энергии



# Основные положения гибридизации

- ✚ Гибридируются только орбитали центрального атома
- ✚ Гибридируются АО с близкой энергией
- ✚ Число гибридных орбиталей равно суммарному числу исходных орбиталей

- ❖ Гибридные орбитали более вытянуты в пространстве и обеспечивают более полное перекрывание с соседними атомами
- ❖ Гибридные орбитали участвуют только в образовании  $\sigma$ -связей
- ❖ Теория гибридизации объясняет направленность ковалентной связи и геометрическое строение молекул и кристаллов



**Всего 11 типов гибридизации**

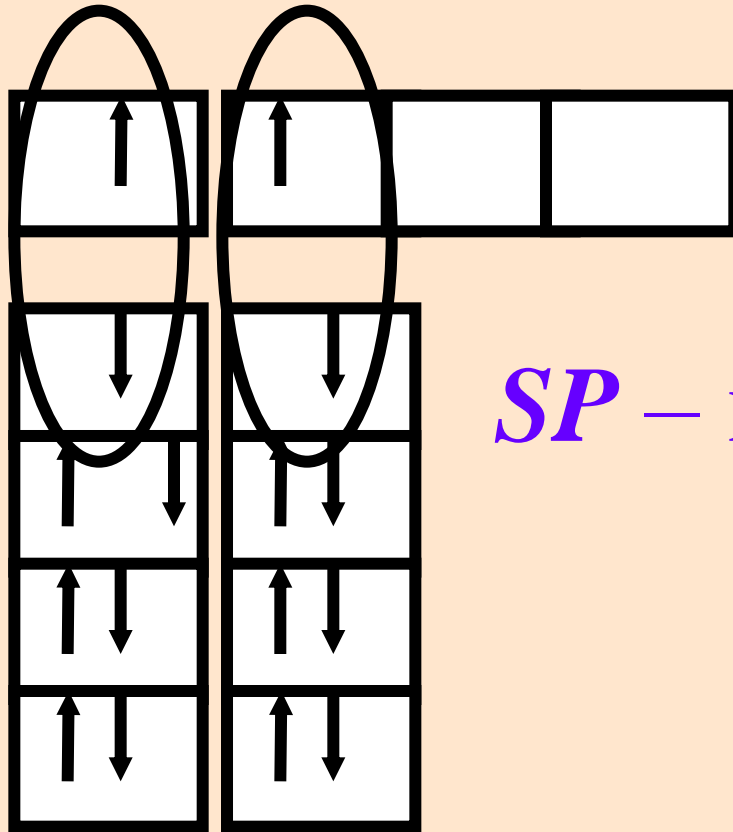
**Чаще встречается 4 типа:**

**$sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ,  $sp^3d^2$**

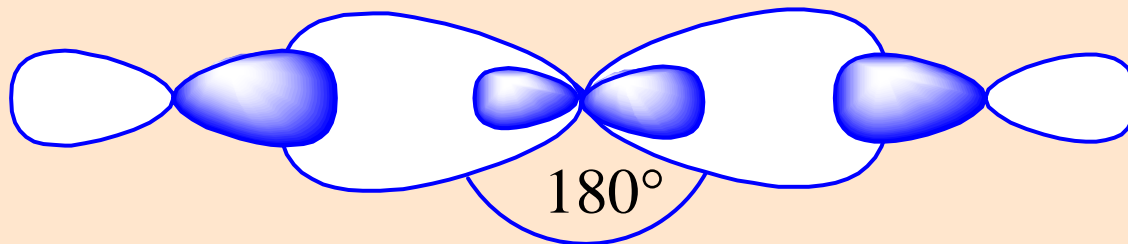
При образовании молекулы  $\text{BeCl}_2$  происходит гибридизация АО Be

Be ( $2s^2$ )

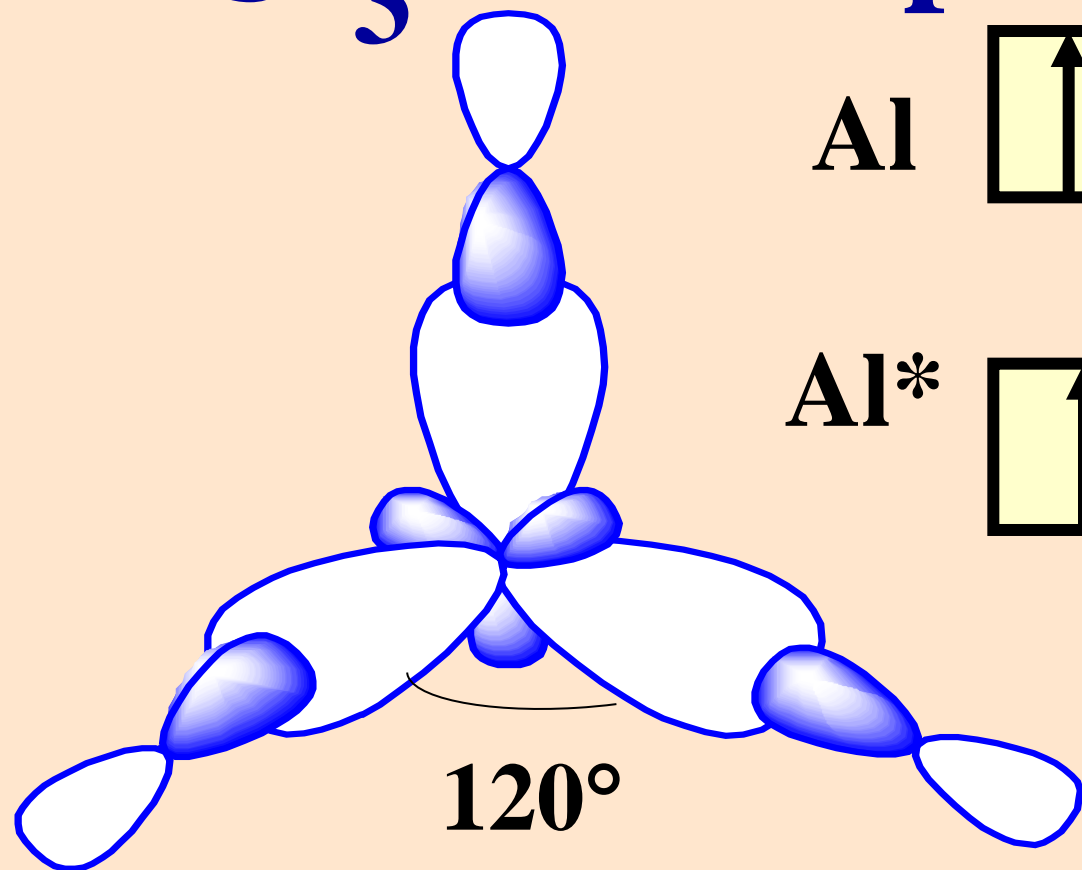
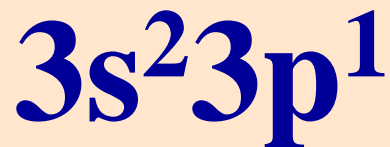
Cl ( $3s^2 3p^5$ )



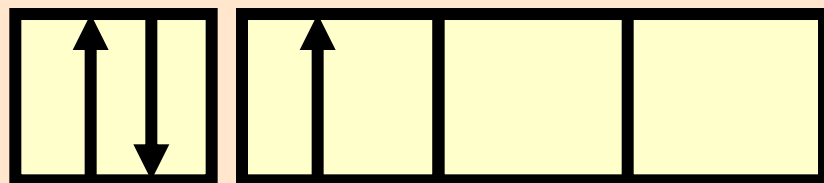
$sp$  – гибридизация



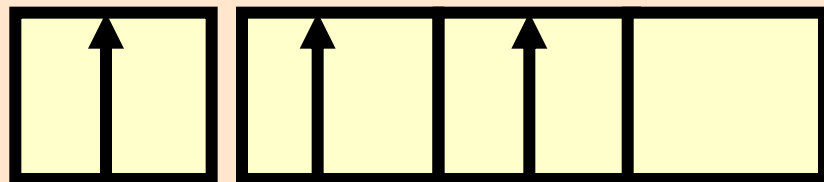
# $sp^2$ - гибридизация



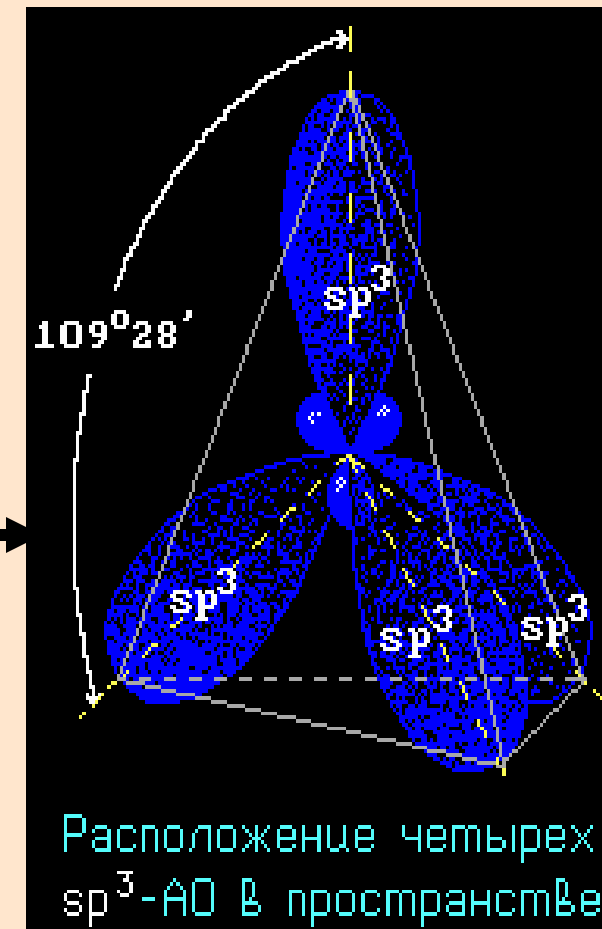
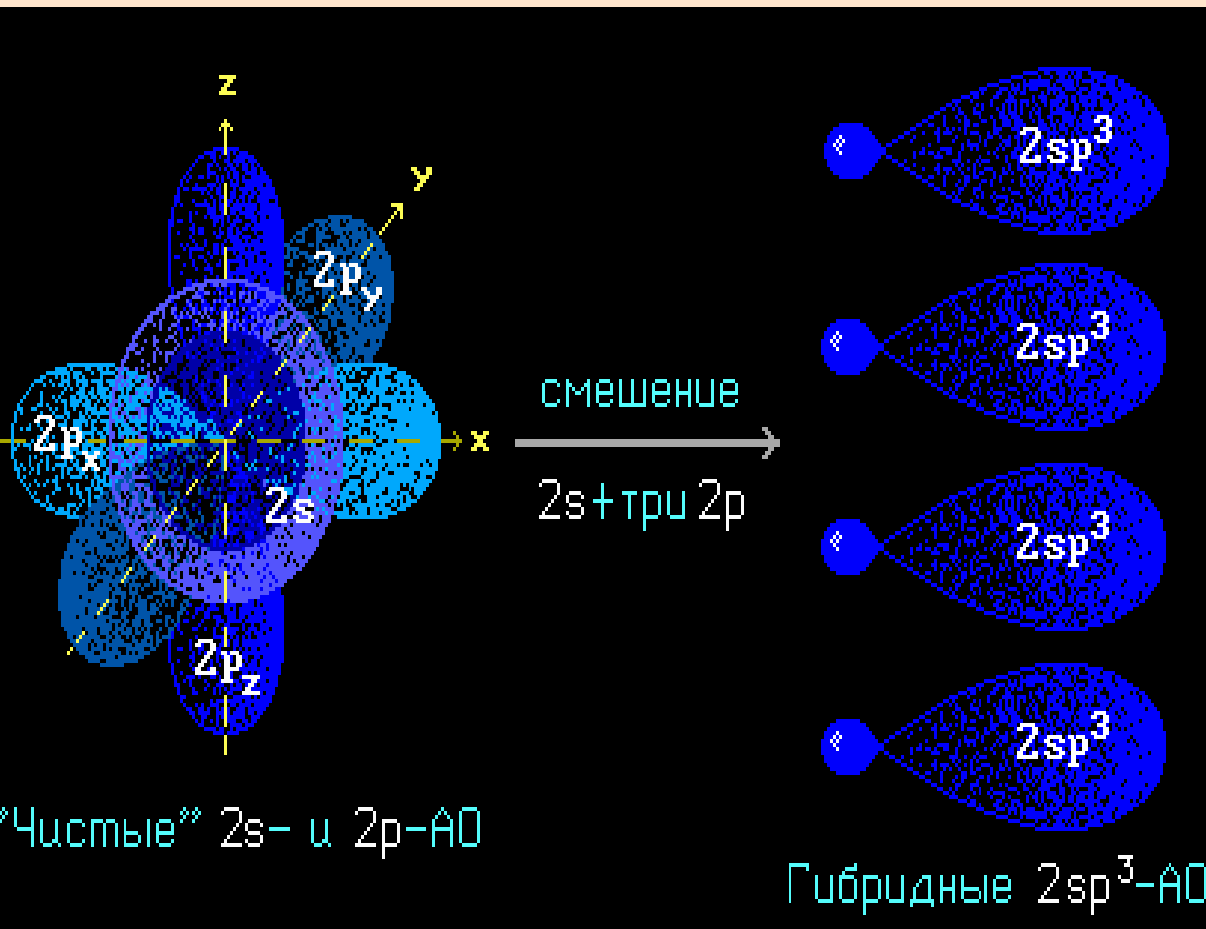
Al



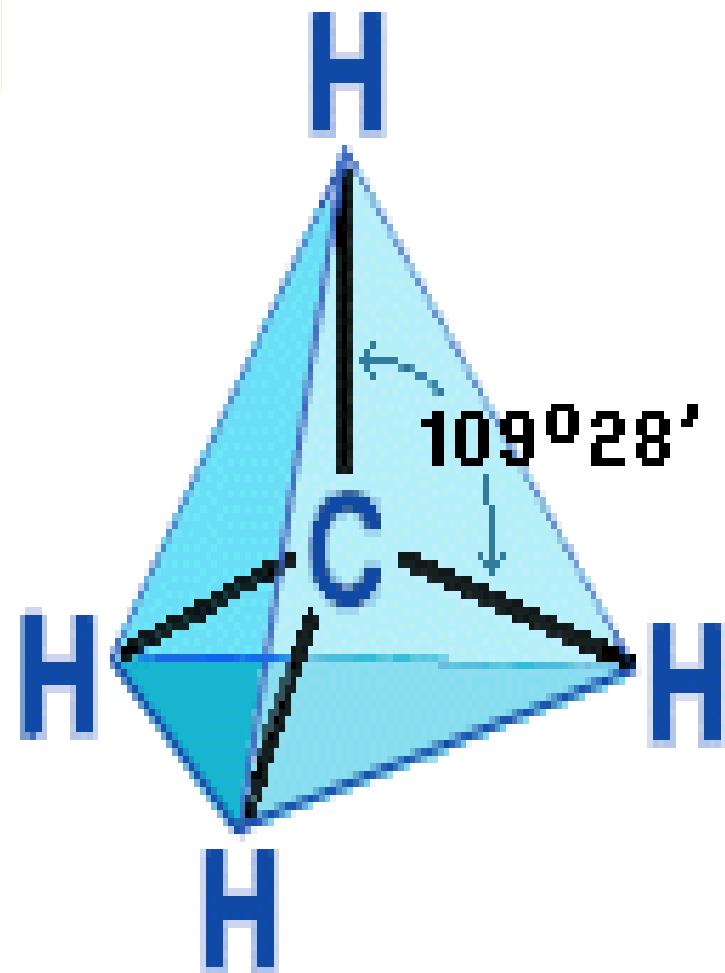
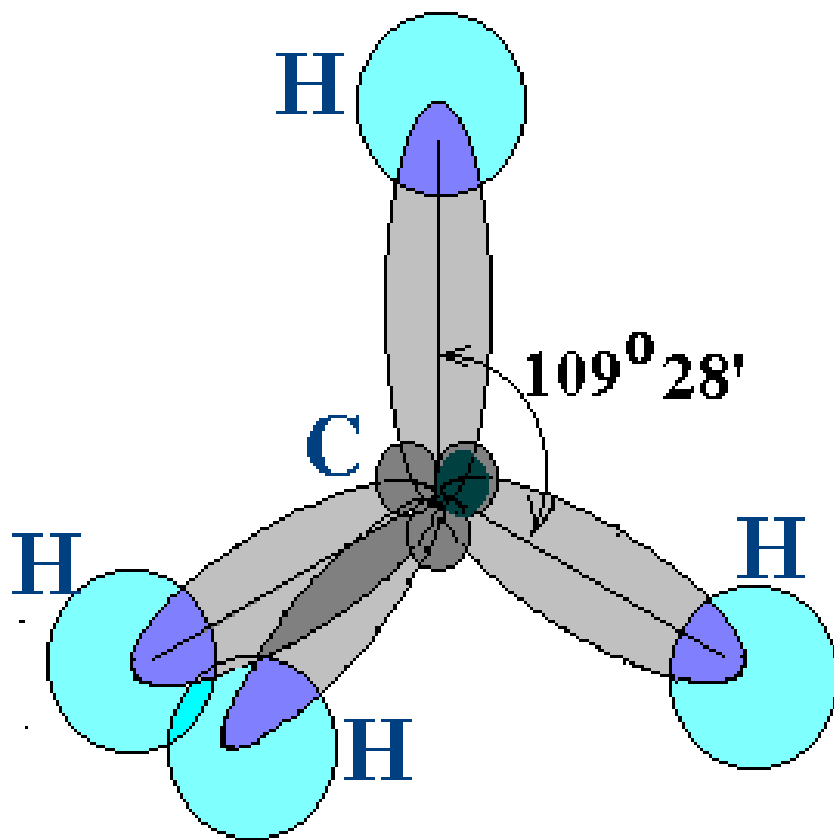
$Al^*$



# $sp^3$ - гибридизация АО атома углерода в $CH_4$

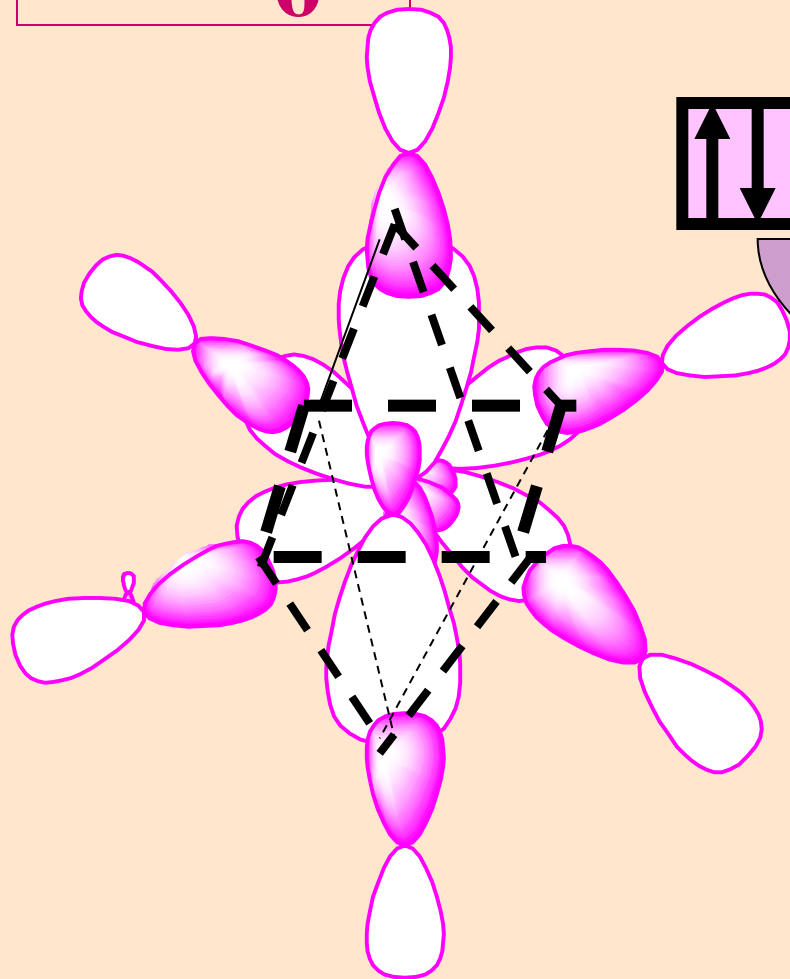


# Скелетная и пространственная модели молекулы метана

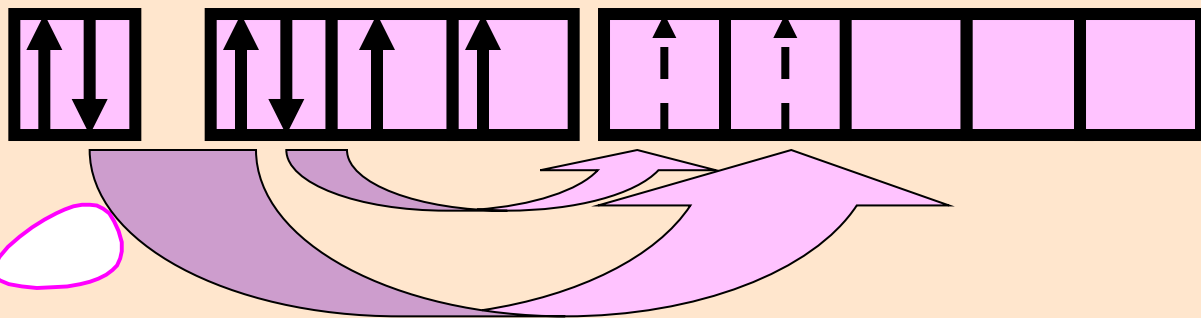


# $sp^3d^2$ – гибридизация

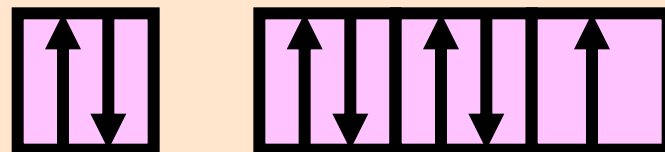
$SF_6$



S  $3s^2 3p^4$




F  $2s^2 2p^5$




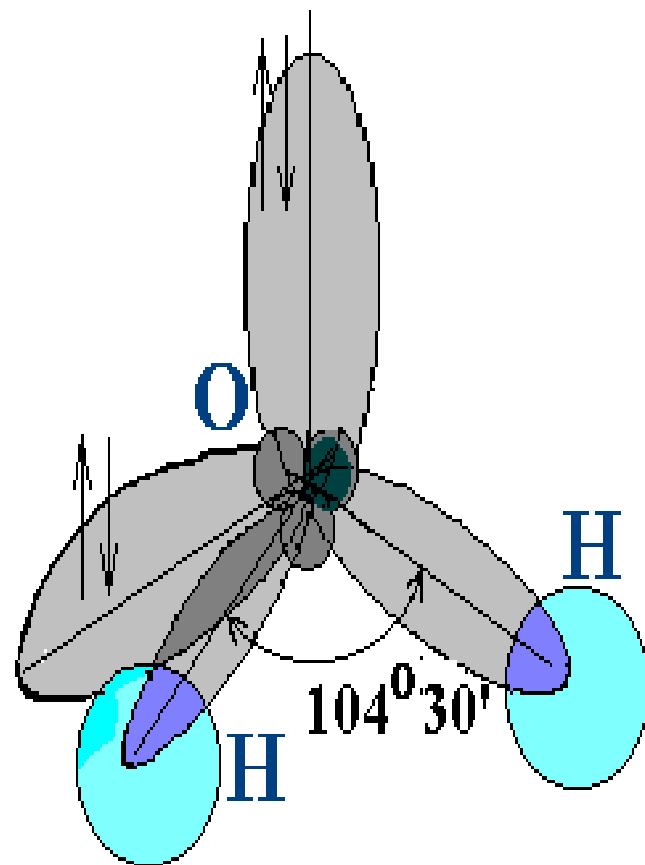
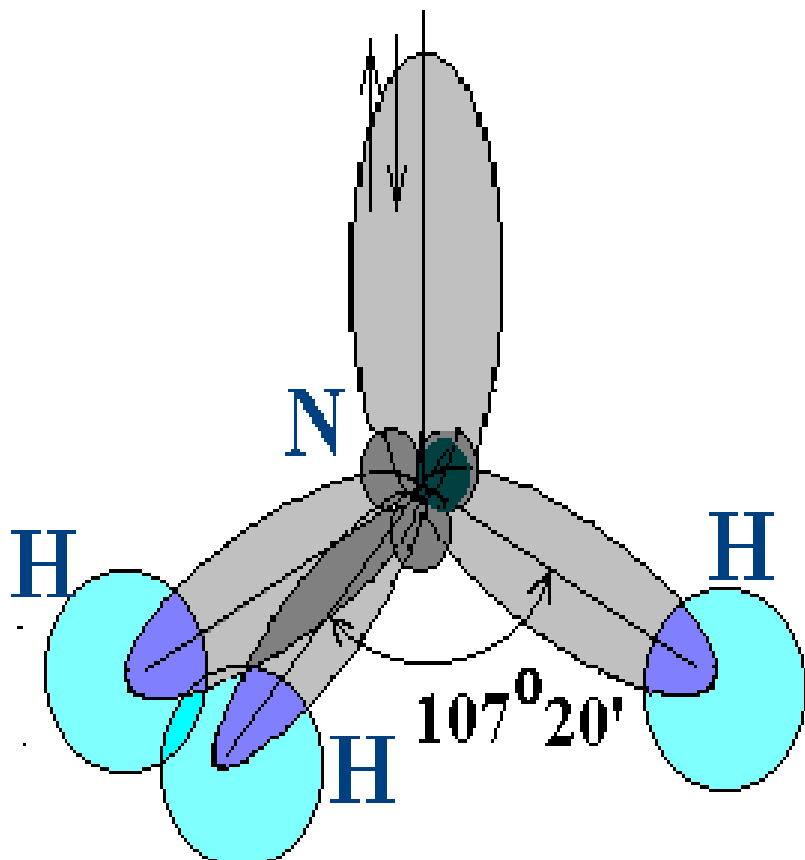


# **В гибридизации могут участвовать:**

- ☼ Одноэлектронные орбитали**
- ☼ Орбитали со спаренными электронами**
- ☼ Орбитали без электронов**
- ☼ Геометрия молекул и валентные углы зависят от типа орбиталей**

 Орбитали, участвующие в образовании хим. связи наз-ся связывающими

 Орбитали, не участвующие в образовании хим. связи наз-ся несвязывающими



$sp^3$  - гибридизация

# Метод ОЭПВО (метод Гиллеспи)

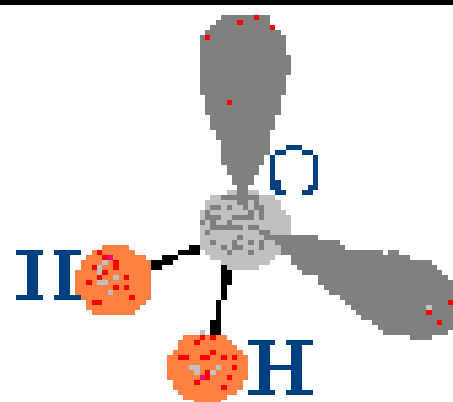
- ✚ (отталкивание электронных пар валентной оболочки)
- ✚ Объясняет геометрическое строение молекул с различными орбиталями: связывающими и несвязывающими

# Метод ОЭПВО (метод Гиллеспи)

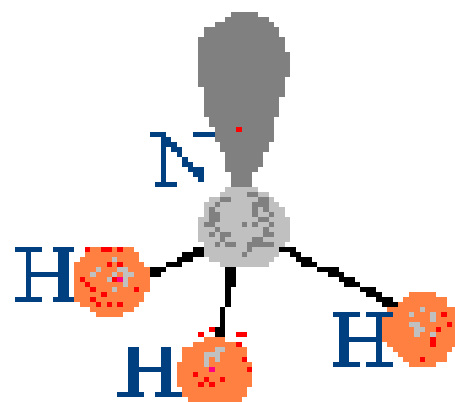
- ❖ Задача состоит в том, чтобы расположить атомы вокруг центра молекулы. Она делится на шаги:
- ❖ 1. Найти число электронных пар (или неспаренных электронов), которые нужно учесть;
- ❖ 2. Расположить электронные пары на сфере как можно дальше друг от друга;
- ❖ 3. Выбрать связывающие электронные пары; оставшиеся пары будут неподеленными;
- ❖ 4. Расположить атомы в молекуле согласно выбранным направлениям от центра сферы к связывающим электронным парам.



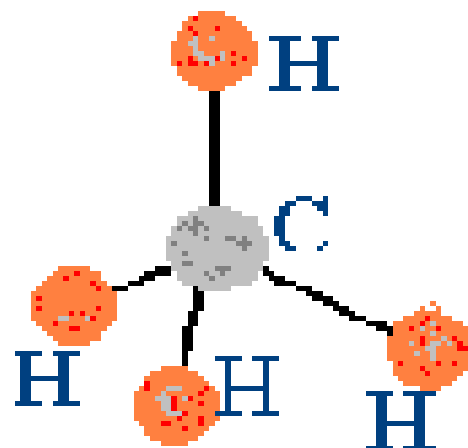
$$\begin{aligned}n_{v.e.} &= 6 + 2 = 8 \\n_{\text{pair}} &= 8/2 = 4 \\n_{\text{bonding}} &= 2 \\n_{\text{unshared}} &= 2 \\n_{\text{dir}} &= 4\end{aligned}$$



$$\begin{aligned}n_{v.e.} &= 5 + 3 = 8 \\n_{\text{pair}} &= 8/2 = 4 \\n_{\text{bonding}} &= 3 \\n_{\text{unshared}} &= 1 \\n_{\text{dir}} &= 4\end{aligned}$$



$$\begin{aligned}n_{v.e.} &= 4 + 4 = 8 \\n_{\text{pair}} &= 8/2 = 4 \\n_{\text{bonding}} &= 4 \\n_{\text{unshared}} &= 0 \\n_{\text{dir}} &= 4\end{aligned}$$



# Слабые стороны метода ВС

- ❖ Не допускает присутствия в мол-х неспаренных электронов
- ❖ Не объясняет существования частиц – молекулярных катионов, в которых хим. связь осуществляется не парой, а одним электроном ( $\text{H}_2^+$ ,  $\text{He}_2^+$ )
- ❖ Неожиданные параметры связи в молекулах и молекулярных ионах, вызванные переходами электронов

**Метод**

**молекулярных орбиталей**

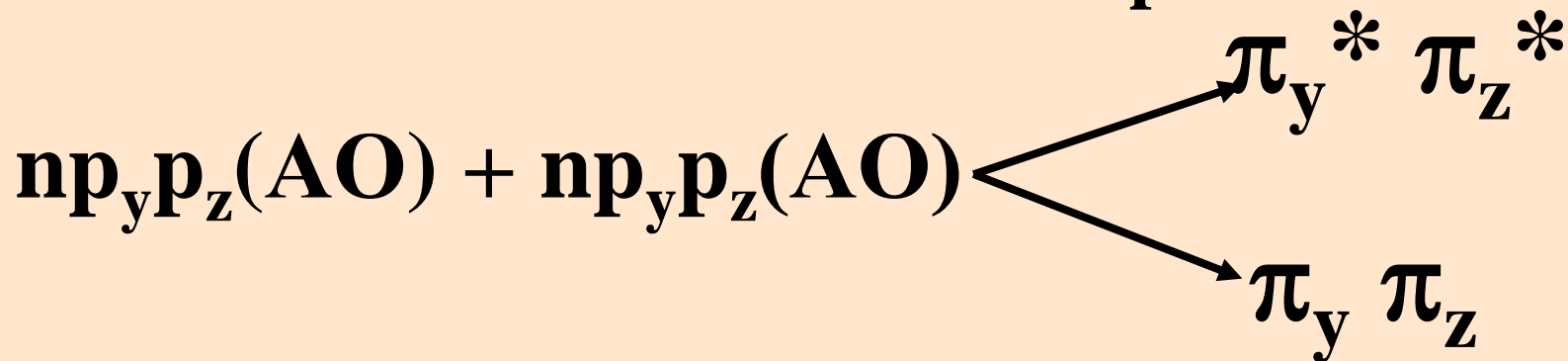
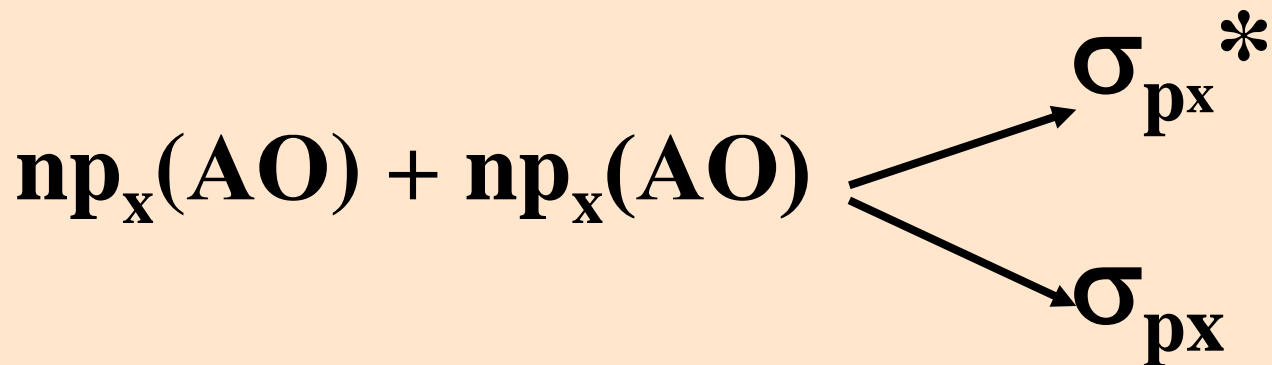
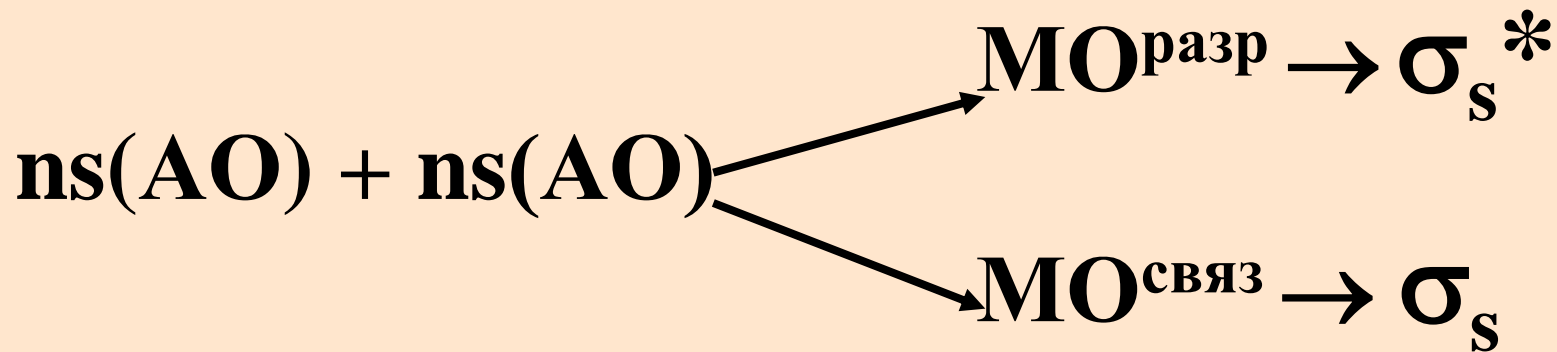


# Основные положения метода МО

- ✚ В образовании хим.св. могут участвовать как пара, так и один электрон
- ✚ МО - делокализованные и многоцентровые
- ✚ Состояние эл-нов в молекулах соот-вует принципам  $\min$  энергии, Паули и Гунда

⊕ АО должны быть близкими по энергии

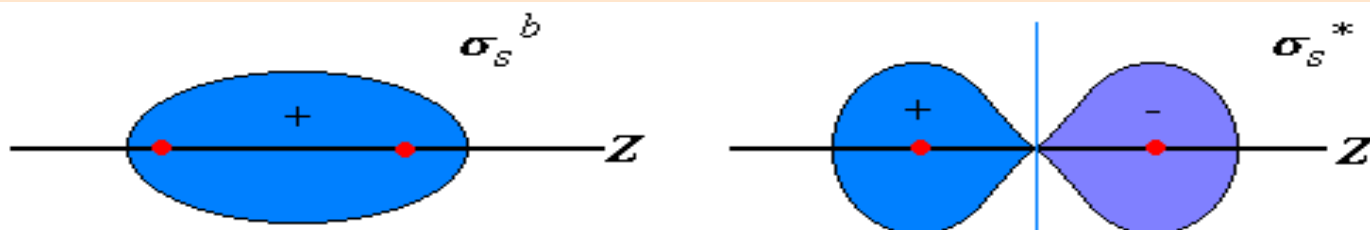
⊕ Из  $n$  АО образуется  $n$  МО



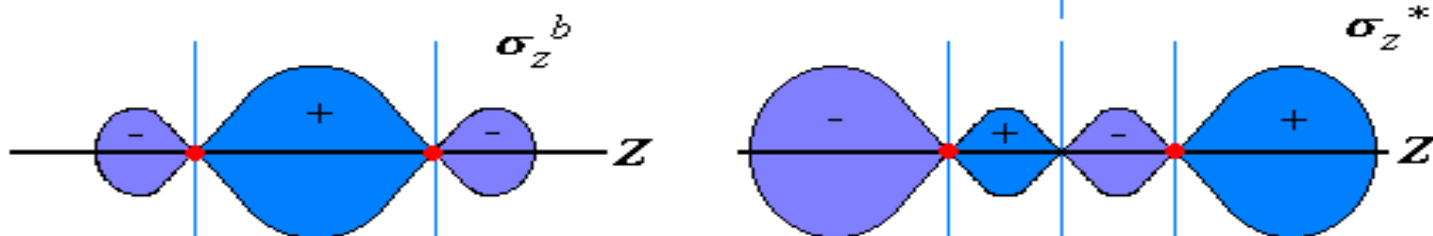
# Схема образования $\sigma$ и $\pi$

связывающих и разрыхляющих  
МО

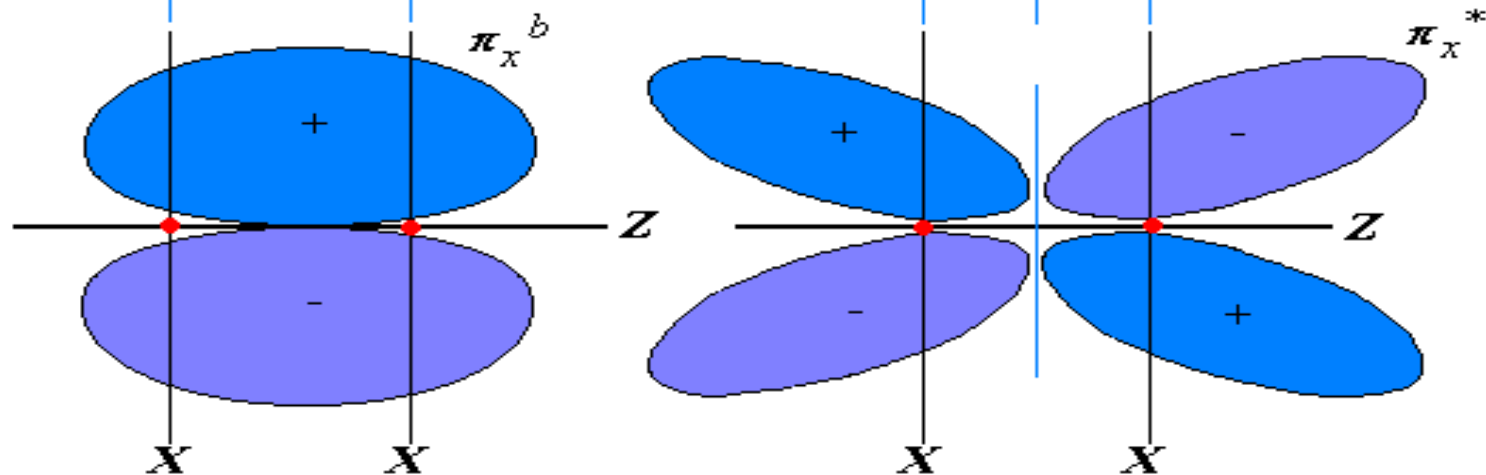
S и S



$p_z$  и  $p_z$



$p_x$  и  $p_x$



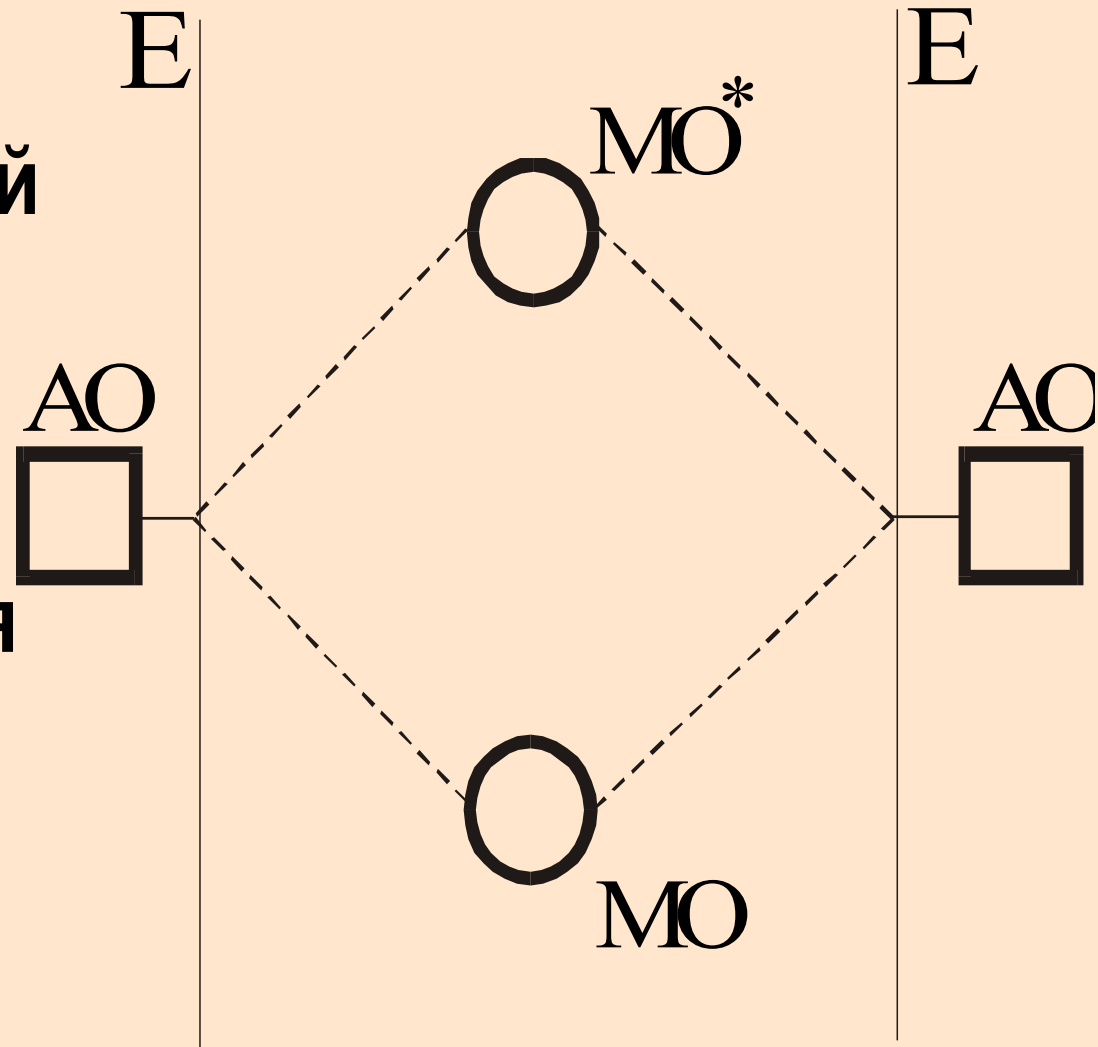
# Связывающие и разрыхляющие МО

✚ Для нахождения волновых функций МО используют метод *ЛКАО*

✚ Из двух перекрывающихся АО образуются две МО

$MO^{CB}$  – min эн-ия

$MO^P$  – max эн-ия

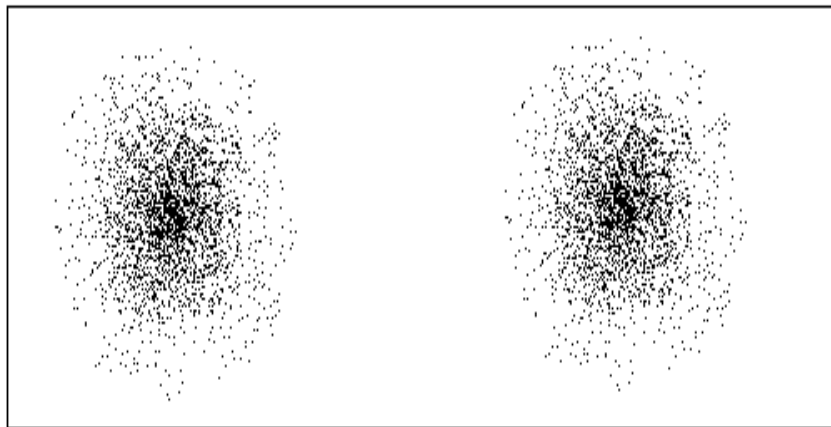


# Модель образования $\sigma^{CB}$ и $\sigma^p$ МО

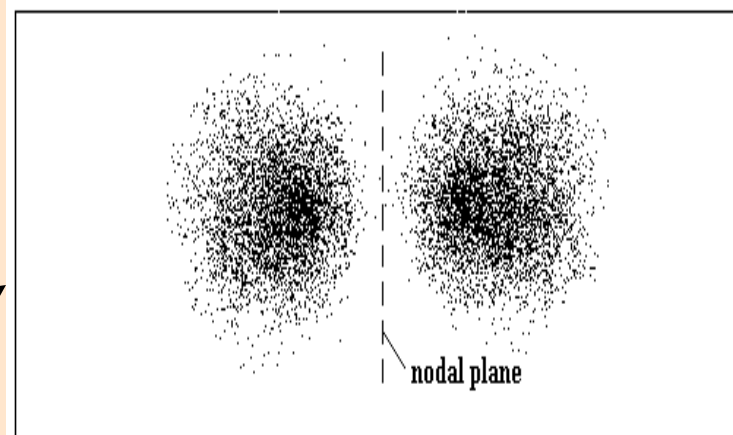
$$\Psi_{AB} = C_1\varphi_A \pm C_2\varphi_B$$

s AO

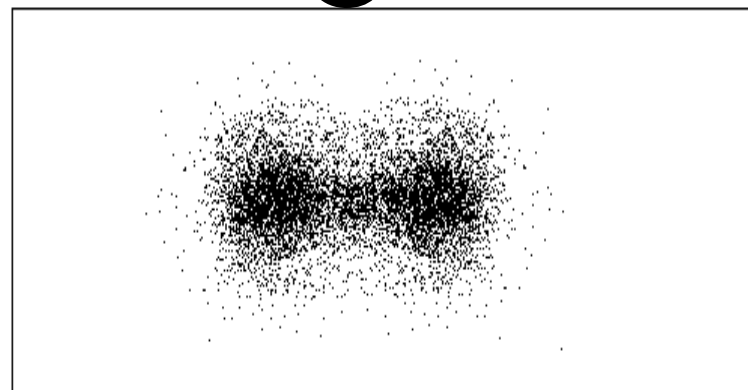
s AO



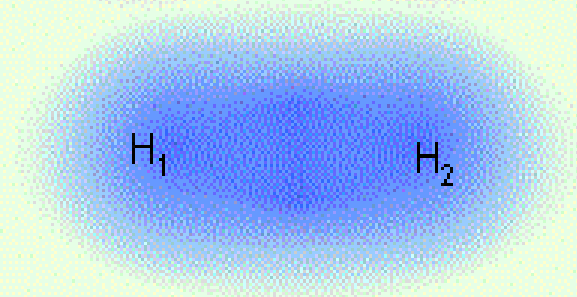
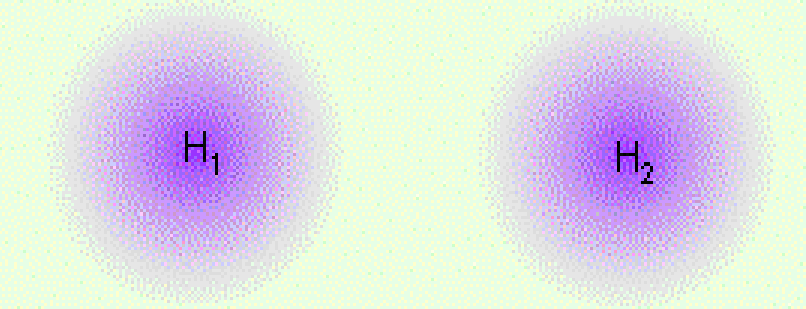
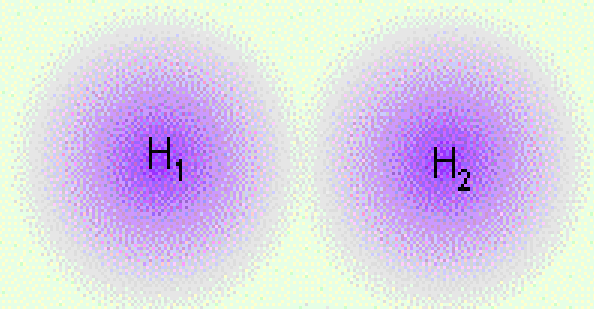
$\sigma^p$  MO



$\sigma^{CB}$

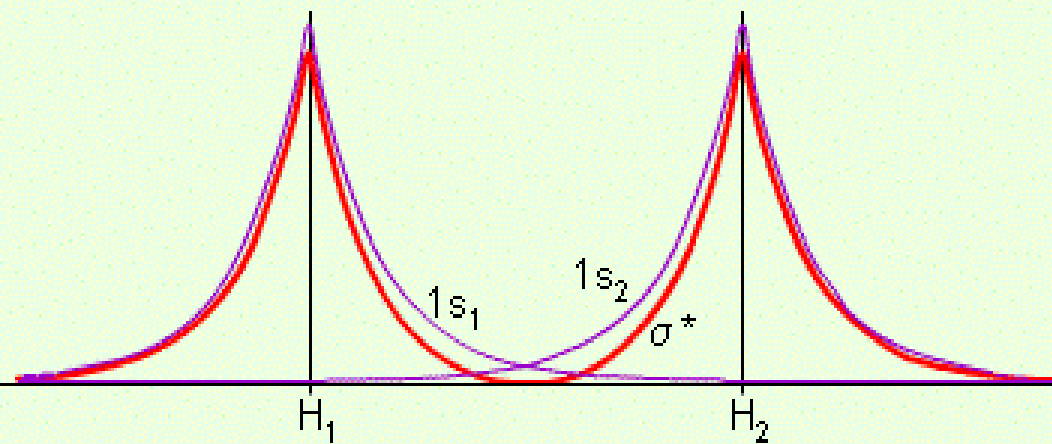
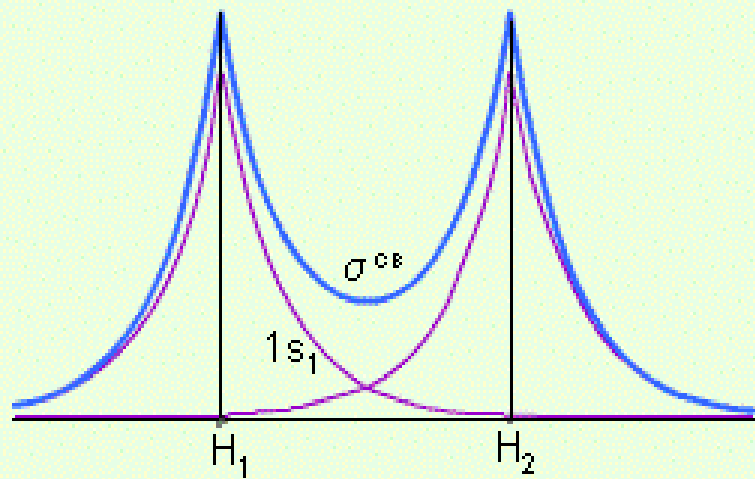


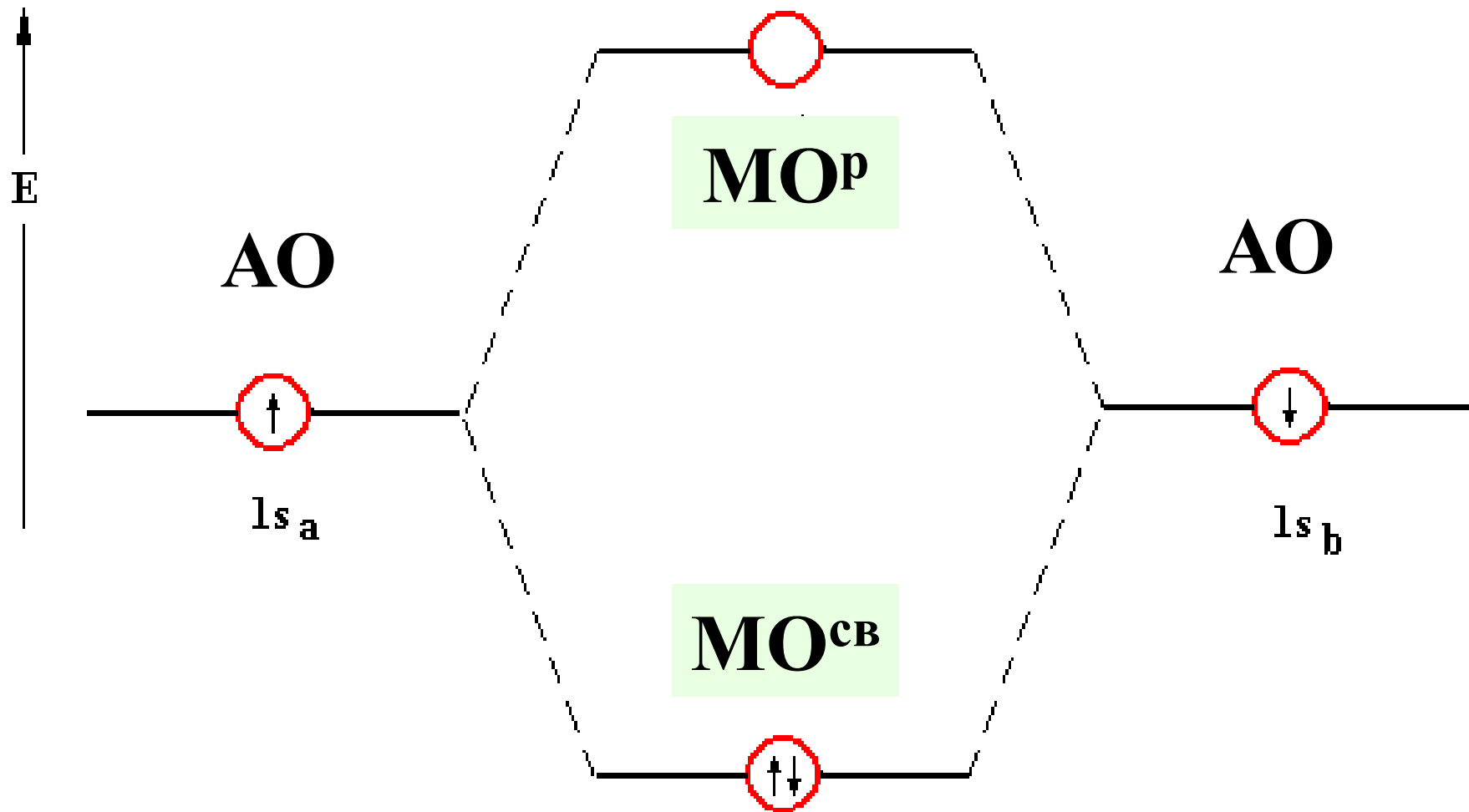
# Комбинация волновых функций для $H_2$



$$MO_+ = 1s_1 + 1s_2 = \sigma^{CB}$$

$$MO_- = 1s_1 - 1s_2 = \sigma^*$$





# Энергетическая диаграмма позволяет определить:

✚ **Магнитные св-ва в-ва**

✚ **Порядок (кратность) связи в  
молекуле**

$$\text{Порядок связи} = \frac{\Sigma e_{\text{связ}} - \Sigma e_{\text{разр}}}{2}$$

**Ув-ся или ум-ся порядок связи при  
отрыве или присоединении  
электрона**



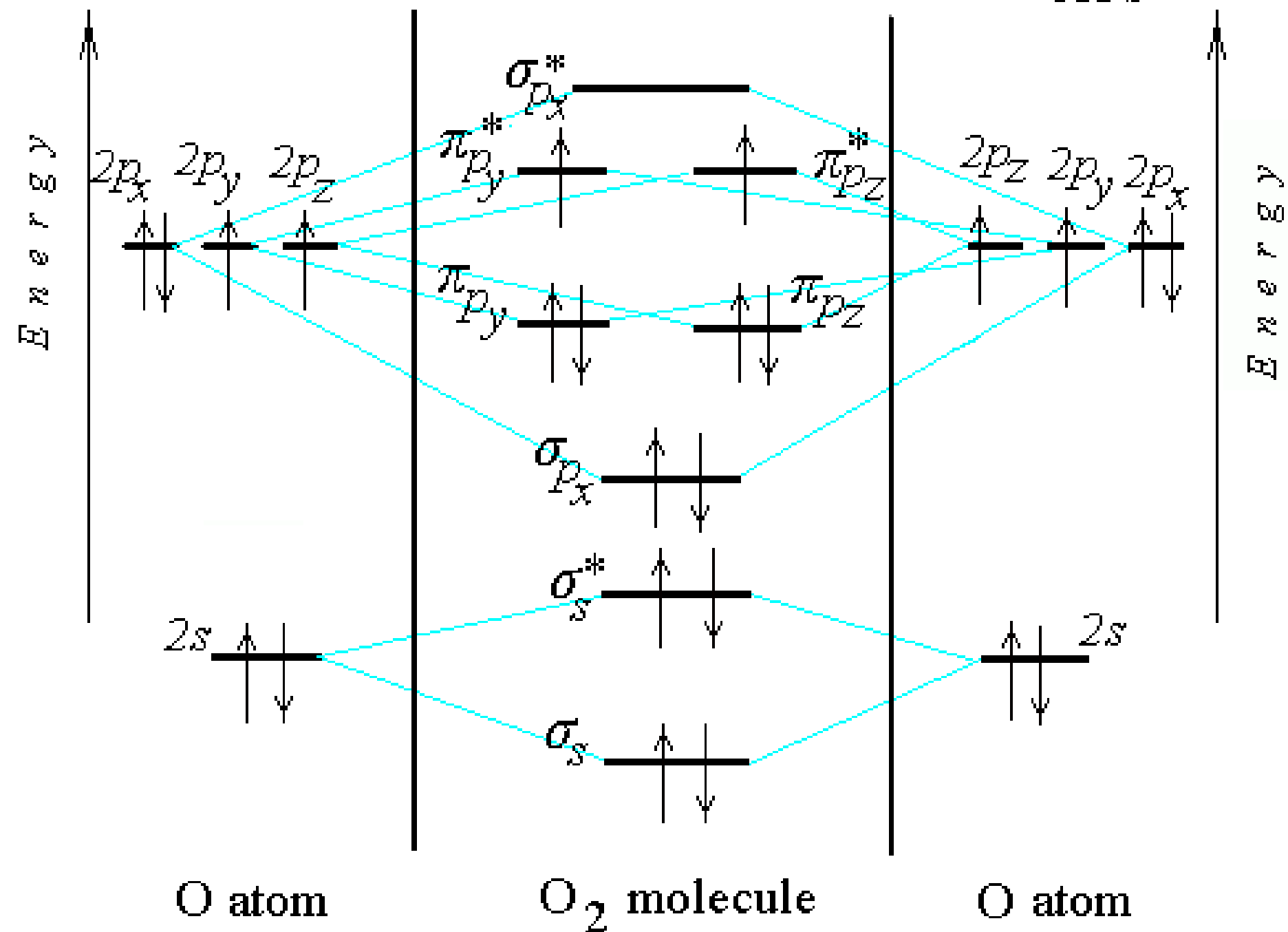
# Изоэлектронные частицы

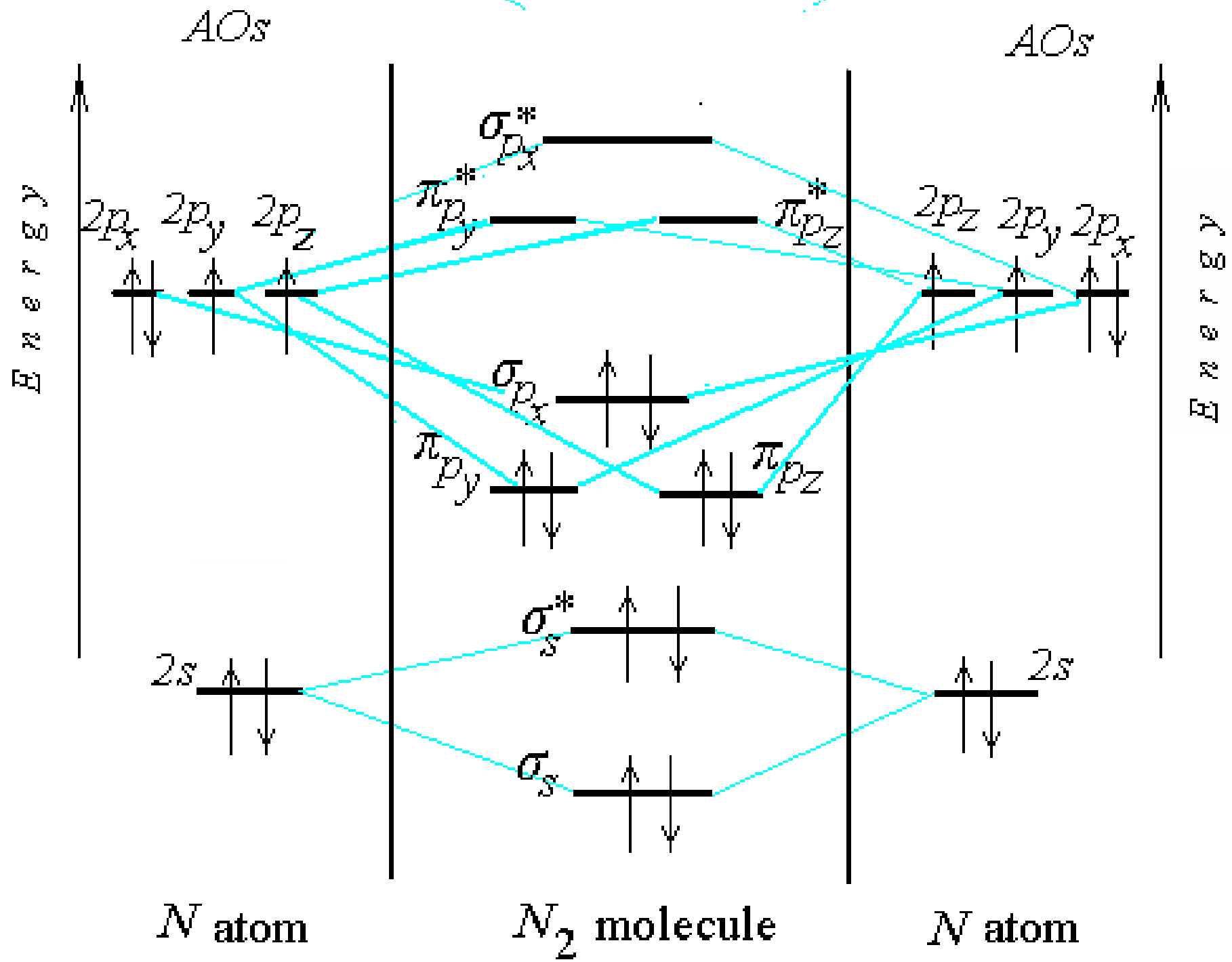


**имеют одинаковый набор МО,  
их одинаковую энергетич.  
последовательность,  
заселенность электронами и  
одинаковый порядок связи**

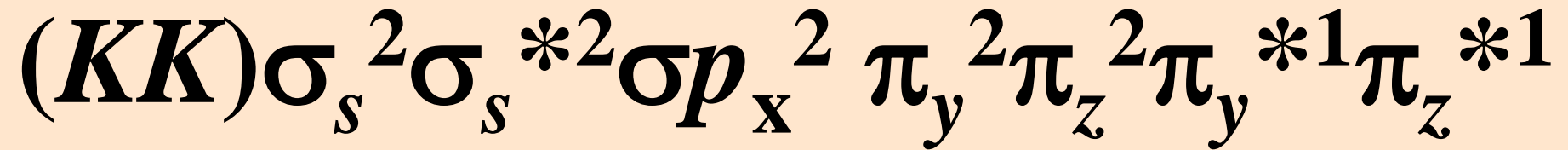
AOs

AOs

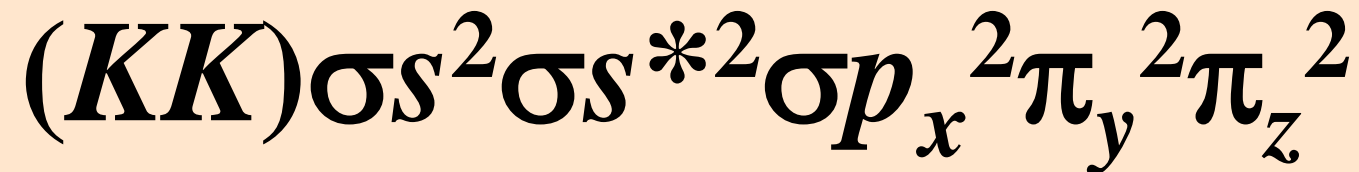




# Электронная формула молекулы

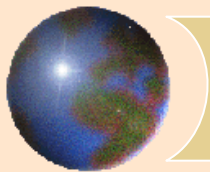


Обозначение  $(KK)$  относится к внутренним электронам в  $\text{O}_2$

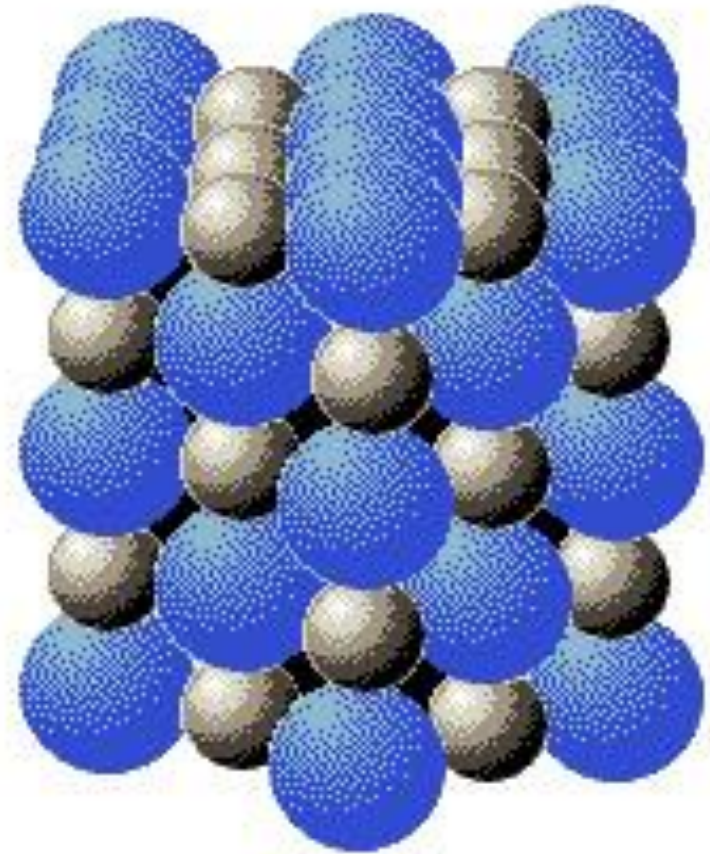
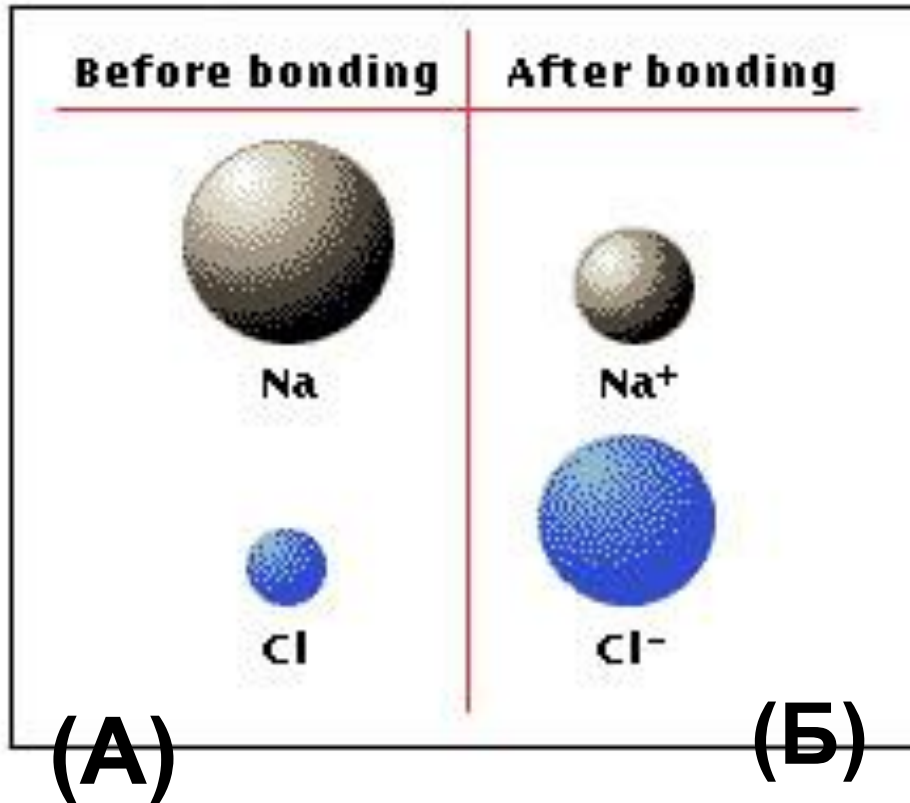


# Ионная связь

- ✦ Это предельный случай полярной ковалентной связи, когда степень ионности  $> 50\%$
- ✦ или  $\Delta \text{ЭО} > 1,9$
- ✦ Пример:  $\text{ЭО}_{\text{Mg}} = 1,2$ ;  $\text{ЭО}_{\text{O}} = 3,5$   
 $\Delta \text{ЭО} = 2,3$



# Структура NaCl




(А) - До связывания

(Б) - После связывания

# Ионная связь

- ❖ Энергия связи определяется силами электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов
- ❖ Ионные соединения состоят из огромного числа ионов, связанных в одно целое силами электростатического притяжения

 В соединениях с большой долей ионности связи возникают не молекулы, а твердые тела с ионным кристаллическим строением



# Характеристики ионной связи

- ✚ энергия кристаллической решетки
- ✚ эффективный заряд
- ✚ радиус иона
- ✚ координационные числа ИОНОВ

**☀  $U_{\text{реш}}$  возрастает с увеличением заряда ионов и уменьшением их радиусов,**

**☀  $U_{\text{реш}}$  - такого же порядка величина, что и энергия ковал. СВЯЗИ**

**☀ Это объясняет прочность многих ионных кристаллов, их высокие температуры плавления и кипения**

# Уреш, $T_{пл}$ , $T_{кип}$ ионных кристаллов

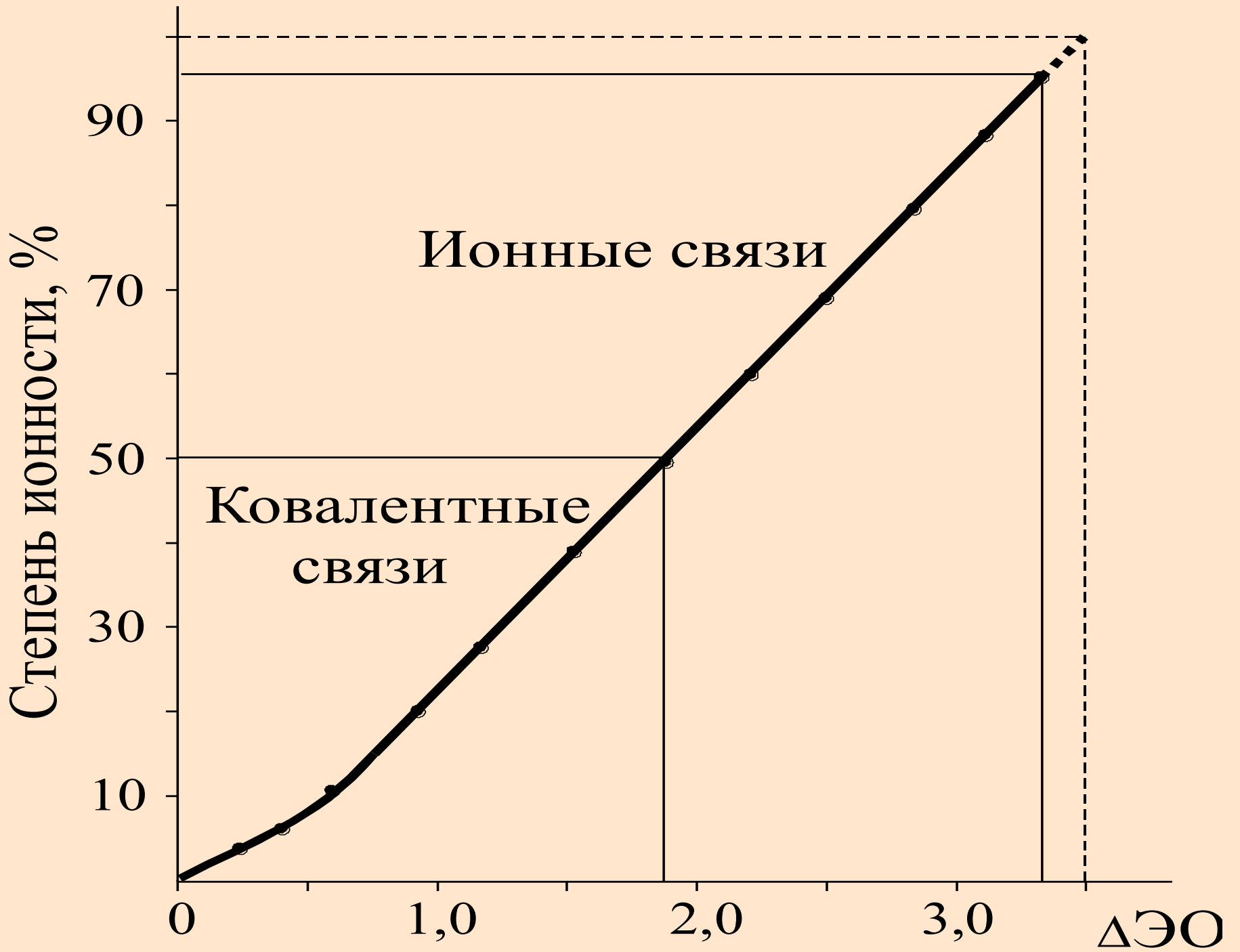
Кристалл	Уреш.	$T_{пл}$ .	$T_{кип}$ .
LiF	1024	1120	1954
NaCl	774	1073	1738
KCl	730	1043	1680
KBr	678	1013	1656
CsCl	646	918	1573
MgF <sub>2</sub>	2920	1536	2500
CaF <sub>2</sub>	2620	1691	2780
CaCl <sub>2</sub>	2240	1055	1900
BaF <sub>2</sub>	2315	1593	1247

# Эффективный заряд иона

- это реальный заряд иона в кристаллической структуре

Степень ионности определяется величиной эффективного заряда иона

Эффективный радиус это радиус действия иона в кристалле



❖ Структура ионных молекул и кристаллов определяется зарядами ионов и их размерами

❖ Ионные молекулы могут быть 2-х видов  $AB$  и  $AB_2$  т.к. степень ионности уменьшается с увеличением  $n$  ( $AB_n$ )

# Координационное число

✿ Структура ионных кристаллов определяется координационным числом (К.ч.), которое зависит от относительных размеров ионов

$$K.ч. = f\left(\frac{r_K}{r_a}\right)$$

( $r_K/r_a$  - числа Магнуса)

# Числа Магнуса и координационные числа в ионных кристаллах

$r_k/r_a$	К.ч. $K^+$
$< 0,155$	2
$0,155 \div 0,225$	3
$0,225 \div 0,415$	4
$0,415 \div 0,732$	6
$0,732 \div 1,00$	9
1,00	12

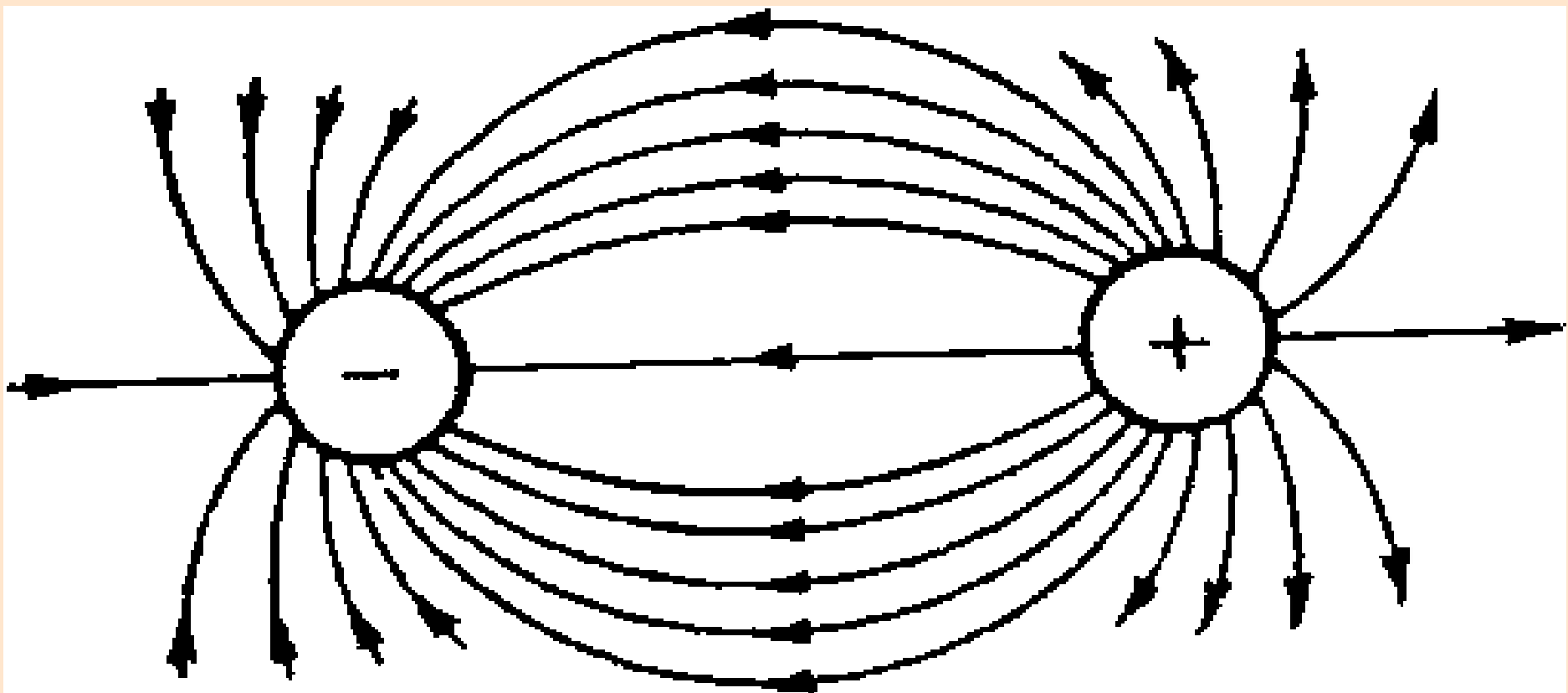


# Свойства ионной связи

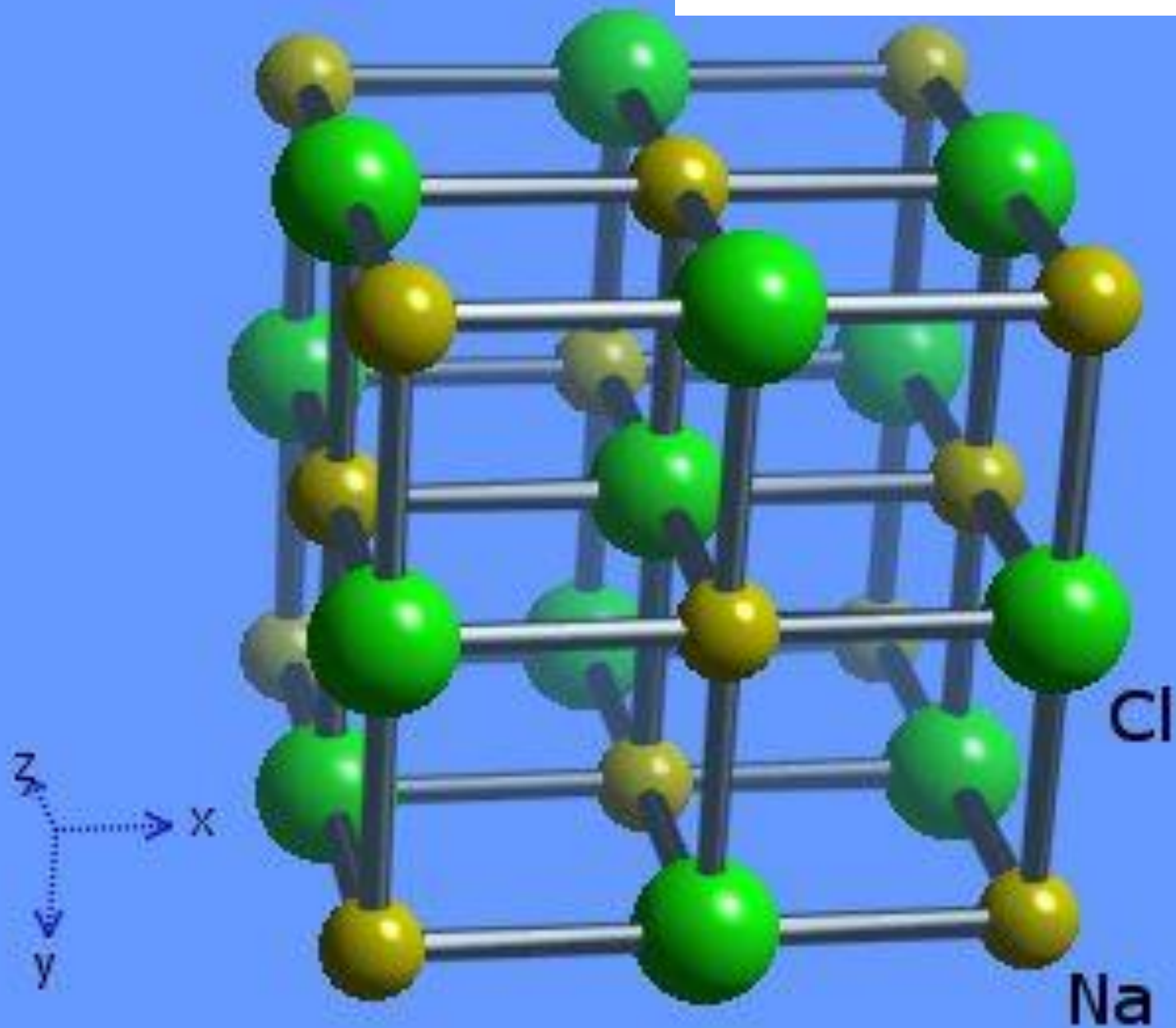
# Ненаправленность и ненасыщаемость


✿ В ионном соединении каждый ион притягивает к себе независимо от направления неограниченное число противоположно заряженных ионов из-за сил электростатического взаимодействия


✿ Взаимное отталкивание противоионов ограничивает их число в окружении каждого иона



# NaCl



 **Ионные соединения при обычных условиях – твердые и прочные, но хрупкие вещества**

 **При плавлении и растворении в воде они распадаются на ионы (электролитическая диссоциация) и проводят электрический ток, т.е. являются электролитами**

# Поляризация

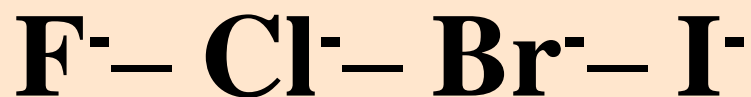
- ✦ Это влияние друг на друга ионов, которое приводит к деформации электронных оболочек
- ✦ **Причина** - действие электр-го поля, создаваемого соседними противоположно заряженными ионами
- ✦ В результате электронная оболочка смещается в сторону соседнего иона и деформируется

**Поляризуемость -**  
деформация электронного  
облака в электрическом  
поле

**Поляризующая способность**  
- деформирующее влияние  
на другие ионы

# Поляризуемость иона

возрастает с ув-м размеров иона



радиус увеличивается  
поляризуемость возрастает



поэтому поляризуемость  
анионов выше  
поляризуемости катионов

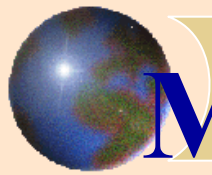


# Поляризуемая способность ионов

- ✚ зависит от заряда, размера и типа иона
- ✚ Чем  $>$  заряд иона, тем  $>$  его поляризующее действие
- ✚ При одном и том же заряде напряженность электрического поля вблизи иона тем  $>$ , чем  $<$  его размеры

☀ **Катионы  $d$ -эл-тов** обладают (при одном и том же заряде и близком радиусе) большей поляризующей способностью, чем катионы  $s$ - и  $p$ -элементов

☀ **Анионы** характеризуются поляризуемостью, а **катионы** поляризующей способностью



# МИНИАТЮРНЫЙ ТЕСТ

- ❖ Какие связи и сколько образуются в молекуле  $\text{POCl}_3$ ?
- ❖ Определить тип гибридизации центрального атома в молекуле  $\text{POCl}_3$  и валентный угол.
- ❖ Сколько связывающих и несвязывающих орбиталей в молекуле  $\text{H}_2\text{S}$ ?

# Влияние поляризации на свойства соединений:

✚ растворимость

✚ термич. устойчивость

✚ окраску

## Пример

✚ **AgCl хуже растворим в воде, чем NaCl и KCl**

## Причина

✚ **более сильное поляризующее действие  $Ag^+$  на  $Cl^-$  и связи становятся более ковалентны в AgCl, что ухудшает его растворимость в воде**

❖ **Пример:** Оксо к-ты менее устойчивы при нагревании, чем их соли

❖ **Причина** - сильное поляризующее действие  $H^+$ . Внедряясь в анион, протон снижает его заряд, ослабляет в нем хим. связи и делает его менее устойчивым, поэтому кислоты легко разлагаются на воду и оксид

# Металлическая связь

✚ образуется в металлах и их сплавах

Осуществляется между ионами, атомами металлов и делокализованными электронами в кристаллич. решетке

✚ **Причина:** невысокие  $E_{\text{иониз.}}$  металлов обуславливают легкость отрыва валентных электронов от атомов и перемещение по всему объему кристалла

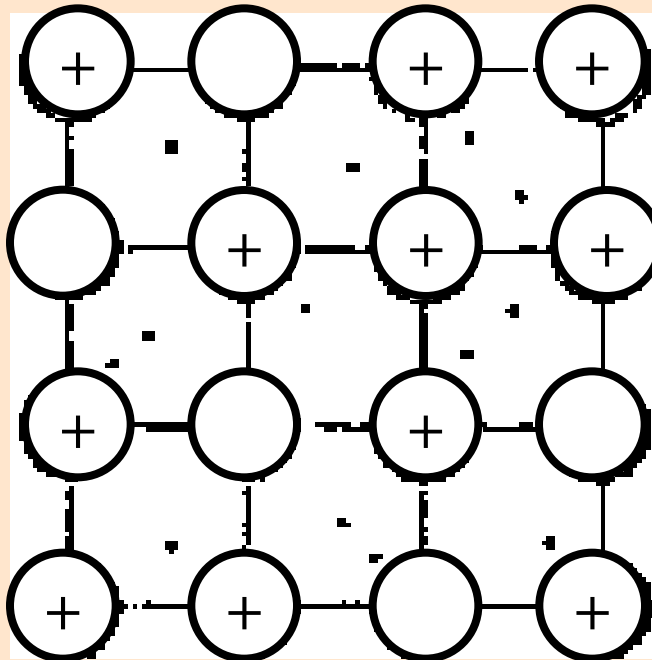
✚ **Результат:** высокая тепло- и электропроводность

**☼ Природа металлической связи  
основана на обобществлении  
валентных электронов, т.к.  
валентных электронов меньше,  
чем вакантных орбиталей,  
валентные электроны могут  
переходить с одной орбитали на  
другую**

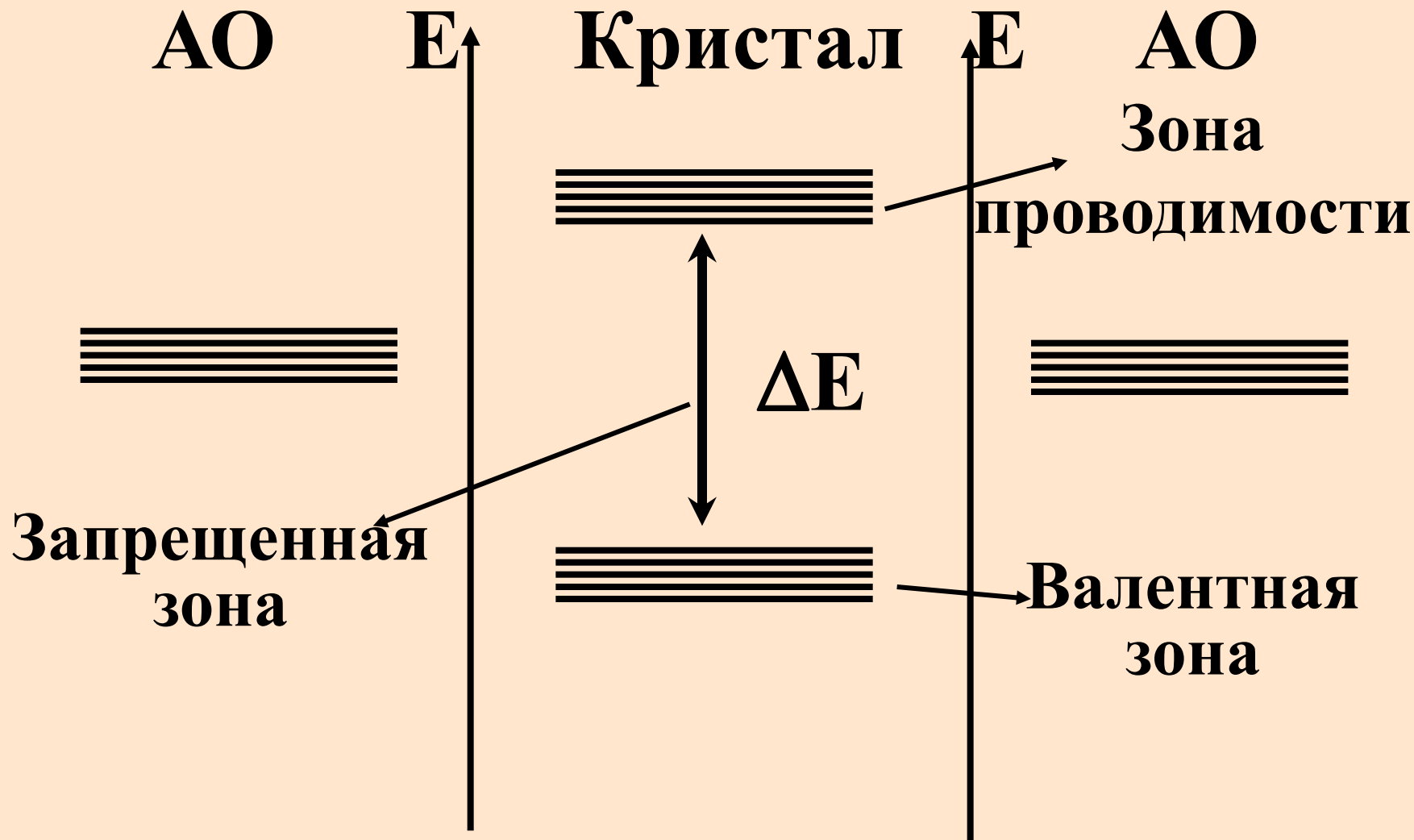


# Теория электронного газа

- ✚ Все валентные электроны свободны и принадлежат всей крист. решетке. Совокупность электронов наз-ся электронным газом



# Метод МО – Зонная теория



$\Delta E$  – ширина запрещенной зоны

☉  $\Delta E = 0$  для металлов

☉  $\Delta E \geq 4,0$  эВ для неметаллов

☉  $\Delta E$  от 0 до 4,0 эВ для  
полупроводников

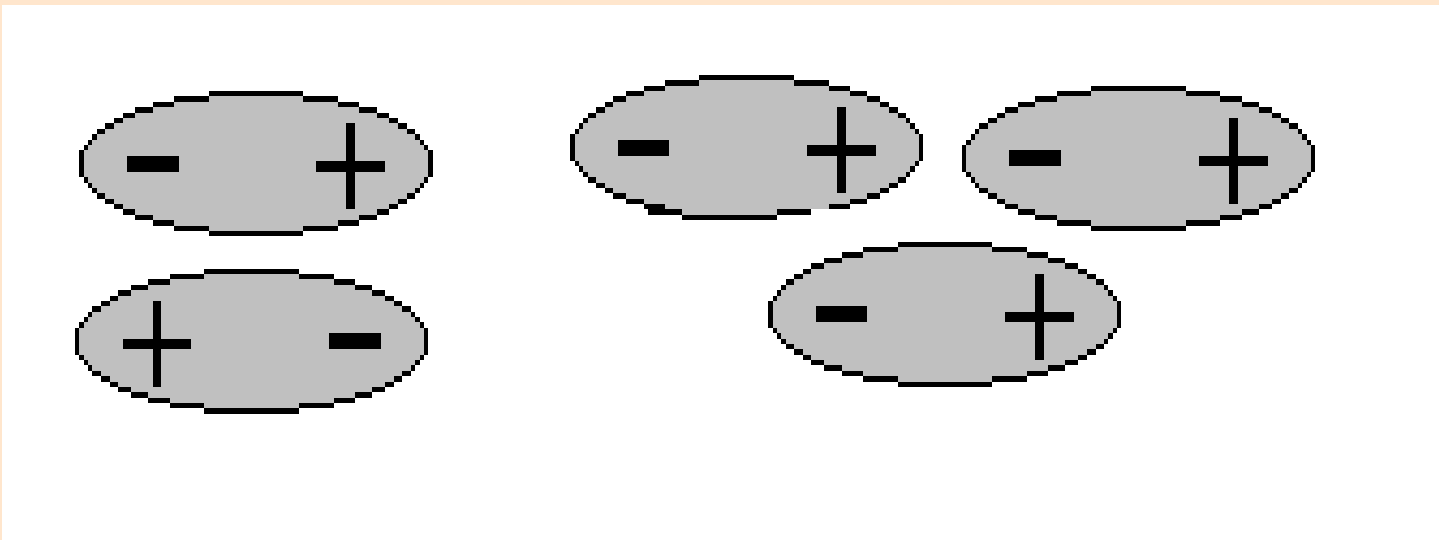
☉ Металлическая связь  
ненасыщенна и ненаправлена

# Межмолекулярные взаимодействия

называют силами Ван дер Ваальса

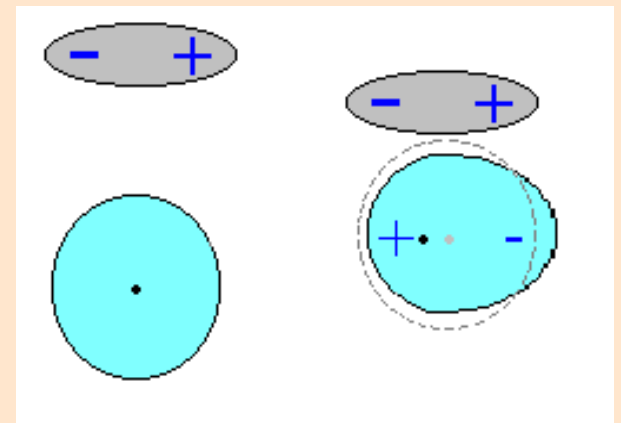
- ❖ Обеспечивает переход из одного агрегатного состояния в другое, определяет многие физ св-ва:  $T_{пл}$ ,  $T_{кип}$ , электро- и теплопроводность, твердость, плотность и др.
- ❖ Три типа межмолекулярных взаимодействий, обусловленных электростатическим притяжением молекул

**1. Ориентационные силы** действуют между близкорасположенными полярными молекулами, противоположно заряженные полюса которых притягиваются друг к другу



☀ **Индукционные силы** возникают между полярной и неполярной молекулами благодаря *поляризуемости* неполярных молекул

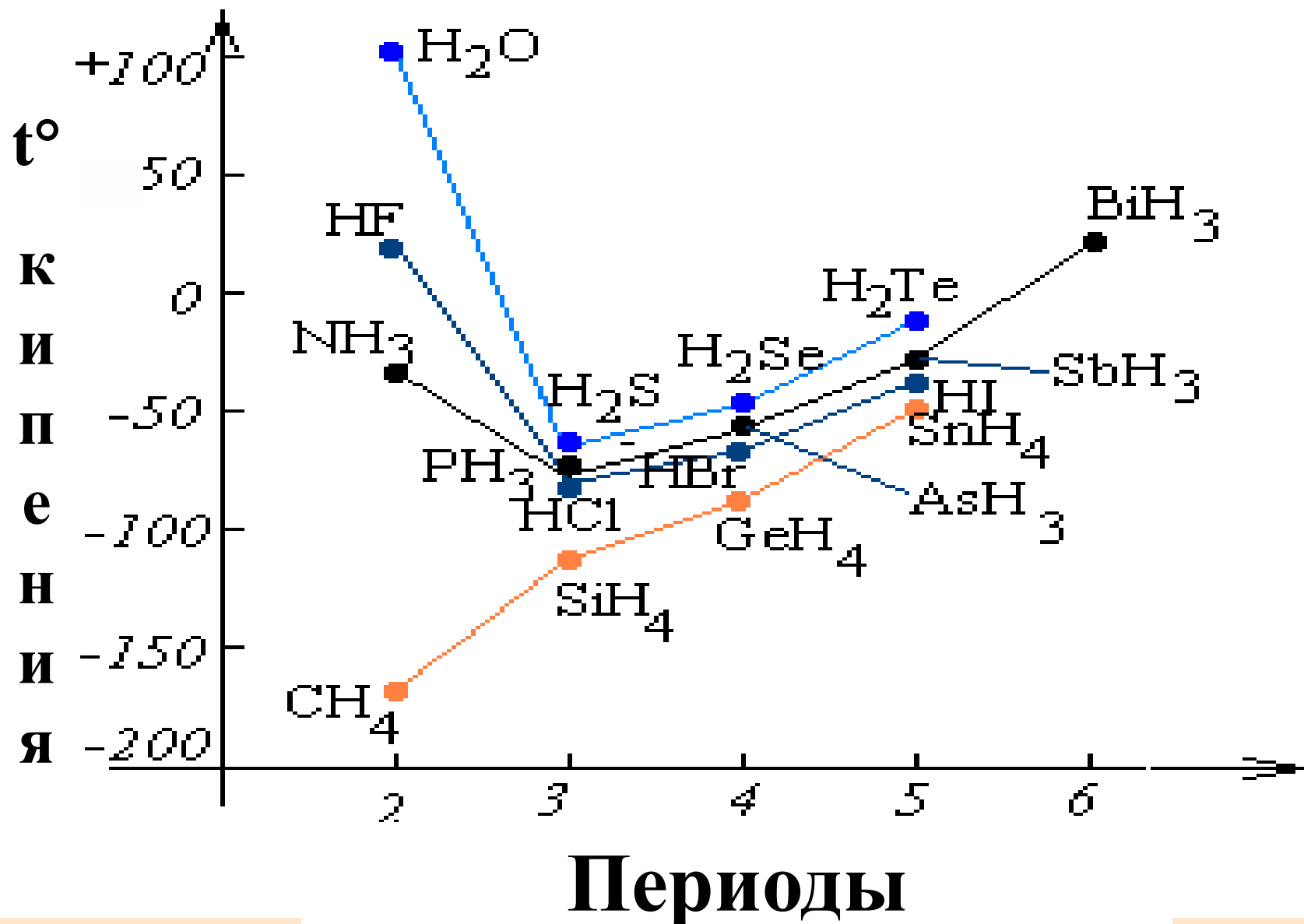
☀ Электроны и ядра неполярной молекулы смещаются в противоположных направлениях под действием электрического поля полярной молекулы



# Дисперсионное взаимодействие (наиболее универсальное)

✚ **Возникает в неполярных молекулах, т.е. возникают мгновенные диполи в результате взаимного притяжения в любой момент времени вследствие несовпадения электрических центров тяжести электронного облака и ядер, вызванного их независимым колебанием**

# Водородная связь

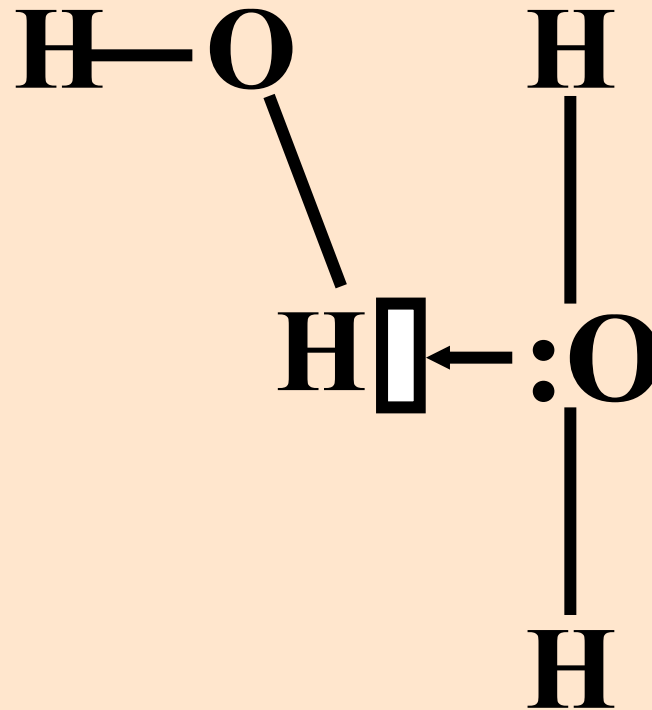
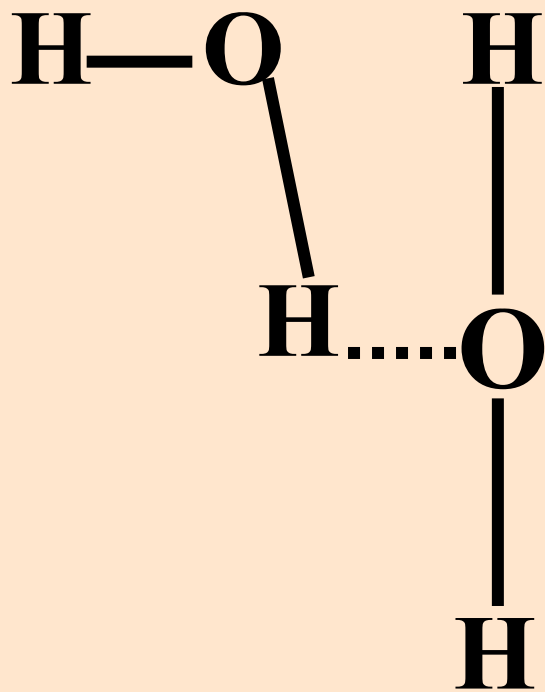




**☉ Водородная связь** бывает  
внутримолекулярная (чаще в орг.  
молекулах) и межмолекулярная (HF,  
NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>)

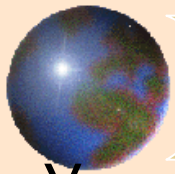
**☉ Возникает мостиковая связь между  
положительно поляризованным  
атомом водорода одной молекулы и  
отрицательно поляризованным  
атомом (N, O, или F) другой  
молекулы**

# Схема образования водородной связи между молекулами $\text{H}_2\text{O}$



**☀ Свойства водородной связи -  
направленность и насыщаемость**

**☀ Энергия водородной связи  
примерно на порядок ниже  
энергии хим.связи и в несколько  
раз выше энергии  
межмолекулярного  
взаимодействия**



# Миниатюрный тест

1. Укажите, какие из приведенных частиц

1) F<sup>-</sup>      2) Ne      3) Na      4) Mg<sup>2+</sup> имеют:

- ☉ одинаковое число электронов;
- ☉ незавершенные энергетические уровни.

☉ 2. Укажите межмолекулярные взаимодействия

1) ориентационное                      2) индукционное  
3) дисперсионное                      4) межмолекулярная водородная  
связь, которые являются причиной

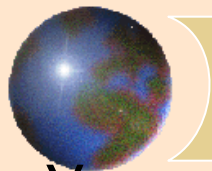
- ☉ растворения кислорода в воде
- ☉ перехода кислорода в жидкое состояние при 90 КЗ

☉ 3. Укажите, в какой (каких) молекулах

☉ 1) O<sub>2</sub>      2) H<sub>2</sub>      3) Cl<sub>2</sub>      4) N<sub>2</sub>      5) CO

☉ кратность химической связи равна двум

☉ трём



## Миниатюрный тест

1. Укажите, какие из приведенных частиц

**1) F<sup>-</sup>    2) Ne    3) Na    4) Mg<sup>2+</sup>** имеют:

- ☉ Одинаковое число электронов;
- ☉ Незавершенные энергетические уровни.

2. Сумма коэффициентов перед формулами окислителя и восстановителя:



3. Электроотрицательность элементов увеличивается в ряду

**1) C, Si, Ge    2) As, P, N    3) F, Cl, Br    4) K, Ca, Ba**

4. Укажите, в какой (каких) молекулах

☉ **1) O<sub>2</sub>    2) H<sub>2</sub>    3) Cl<sub>2</sub>    4) N<sub>2</sub>    5) CO**

☉ Кратность химической связи равна двум

☉ Равна трём

5. Наибольшая энергия хим. связи в молекуле: **F<sub>2</sub> \_ O<sub>2</sub> \_ CO \_ H<sub>2</sub>**