

# Слайд 1. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Слайд 2. План

Природа химической связи и её характеристики

- Типы химических связей
- Основные теории хим. связи
- ковалентная связь, метод ВС
- гибридизация АО
  - метод МО
  - ионная связь

Слайд 3.

**Химическая связь—**

\_\_\_\_\_ взаимодействие,  
связывающее атомы в ионы,  
молекулы, кристаллы

**При этом происходит**

\_\_\_\_\_ полной энергии  
многоатомной системы по  
сравнению с энергией  
изолированных атомов

**То есть:**  $A + B = AB,$

---

Слайд 4

**Характеристики связи**

Слайд.5

■ **Длина химической связи ( $l_{\text{св}}$ )** - расстояние между \_\_\_\_\_ атомов в соединении

■ В одноклассных соединениях длина связи закономерно изменяется:



**длина связи \_\_\_\_\_**

Слайд 6

■ **Энергия связи ( $E_{\text{св}}$ )** – это энергия, \_\_\_\_\_ при образовании хим. связи или \_\_\_\_\_ 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
$E_{\text{св}}$ кДж/моль	566	432	366	298

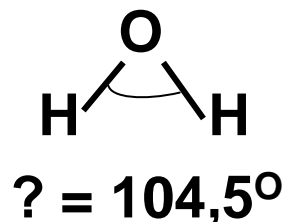
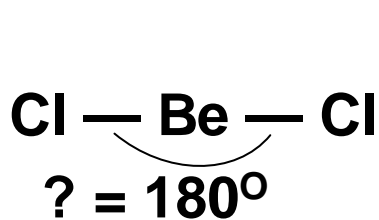
**$E_{\text{св}}$  коррелирует с  $1/l_{\text{св}}$**

Слайд 7

Картинка

Слайд 8.

- **Валентный угол** образован \_\_\_\_\_ линиями,  
соединяющими \_\_\_\_\_ атомов



9.

- **Дипольный момент** – \_\_\_\_\_ характеристика \_\_\_\_\_ связи

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

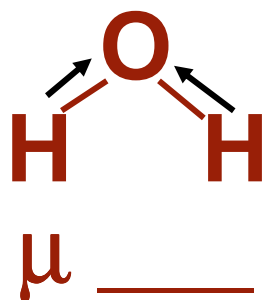
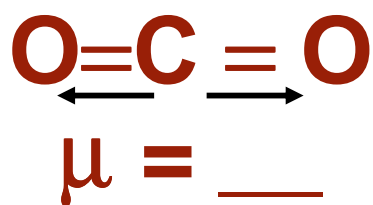
$q_{\text{эфф}}$  – \_\_\_\_\_ заряд,  $l_{\text{дип}}$  – длина \_\_\_\_\_

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

- **Дипольный момент** – \_\_\_\_\_ величина, направленная от \_\_\_\_ к \_\_\_\_\_

- Различают дипольные моменты химической связи и молекулы

$$\text{-----} = \text{-----}$$



11

## *Типы химических связей*

□ Распределение \_\_\_\_\_  
между взаимодействующими  
атомами определяет тип  
химической связи:

- \_\_\_\_\_
- \_\_\_\_\_
- \_\_\_\_\_

12

A : A  $\Delta? = 0$  \_\_\_\_\_

A: B  $\Delta? \neq 0$  \_\_\_\_\_

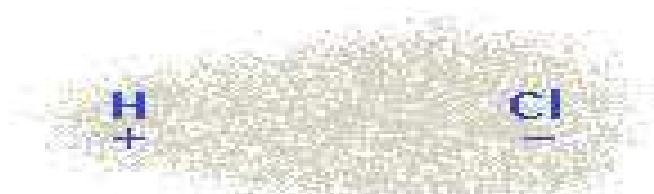
A: C  $\Delta? \geq 1,9$  \_\_\_\_\_

$e_{\text{вал}}$  общие для всех атомов -  
\_\_\_\_\_

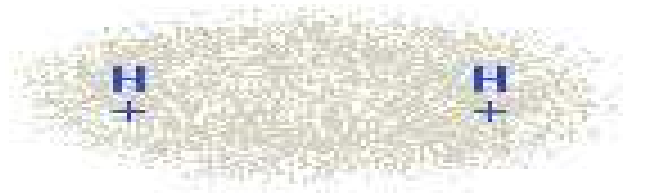
Во многих веществах реализуются  
одновременно несколько типов  
химической связи

13

## *Полярная и неполярная ковалентная связь*



Polar covalent bond-HCl



Non-polar covalent bond-H2

14

## *Основные теории химической связи*

- Гравитационная теория \_\_\_\_\_
- Электрохимическая теория \_\_\_\_\_ (1810)
- Формалистическая теория типов \_\_\_\_\_
- Учение о химическом строении вещества \_\_\_\_\_ (1861)
- Ковалентная теория \_\_\_\_\_ (1914)
- Ионная теория \_\_\_\_\_ (1916)
- Квантовомеханическая теория ( \_\_\_\_\_ 1927)

15

## *Ковалентная связь*

- Для объяснения механизма образования ковалентной хим. связи разработано два основных метода:

■ - \_\_\_\_\_

■ - \_\_\_\_\_

16

## **Метод валентных связей (ВС)**

■ Атомы в молекуле удерживаются вместе при помощи \_\_\_\_\_

■ Химическая связь между двумя атомами локализована \_\_\_\_\_

( \_\_\_\_\_ )

17

■ Гипотеза образования ковалентной связи за счет обобществления электронной пары предложена \_\_\_\_\_

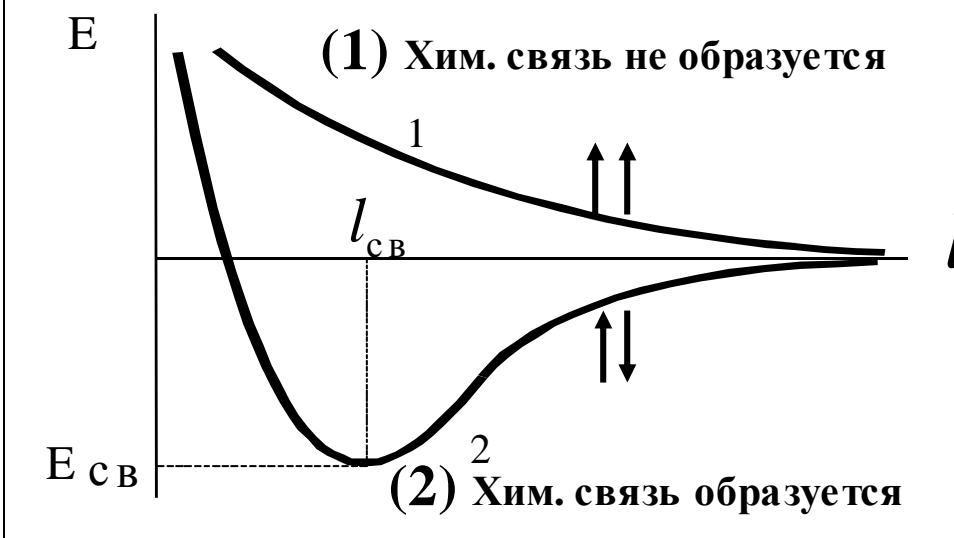
■ Научное объяснение гипотезы дано \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_ путем приближенного решения уравнения \_\_\_\_\_ для молекулы водорода

■ Решение находят в виде \_\_\_\_\_, соответствующей \_\_\_\_\_ E

■ Это решение показывает, что образование молекулы происходит при сближении атомов, имеющих электроны с \_\_\_\_\_ спинами

18

## Зависимость потенциальной энергии двух атомов H от расстояния



19

**При нахождении  $\psi_{\text{мол}}$  используется ЛКАО – линейная комбинация АО**

- При этом находят \_\_\_\_\_ (в методе ВС) или \_\_\_\_\_ (в методе МО) волновые функции  $\psi_{\text{мол}}$  описывающие движение электронов в молекуле в виде \_\_\_\_\_ (комбинации) функций 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;
- Лучшей  $\psi_{\text{мол}}$  - отвечает  $E_{\text{min}}$ .

20



## **Основные положения метода ВС**

- Ковалентную связь образуют два электрона с \_\_\_\_\_ спинами, расположенные между \_\_\_\_\_ атомам
- Образование связи происходит в результате \_\_\_\_\_ соседних атомов и \_\_\_\_\_ электронной плотности между ними, что приводит \_\_\_\_\_ энергии
- В зависимости от направлений наибольшего перекрытия АО образуются связи с \_\_\_\_\_ : ? - (аналог  $s$ ), ? - (аналог  $p$ ) и ? - (аналог  $d$ ) связи

Имеется 3 механизма образования ковалентной связи:

\_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_ и \_\_\_\_\_

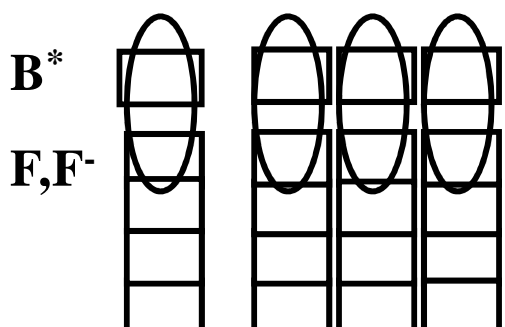
21

## **Обменный механизм** образования ковалентной связи

- Общие пары электронов образуются при \_\_\_\_\_ электронов, принадлежащих \_\_\_\_\_ атомам
- Число неспаренных электронов может \_\_\_\_\_ за счет \_\_\_\_\_ спаренных электронов, если на валентном уровне есть пустые ВАО
- (Это – процесс перехода атома в \_\_\_\_\_ состояние – \_\_\_\_\_)

22

## Донорно-акцепторный механизм образования связи



23

## Дативный механизм образования ковалентной связи

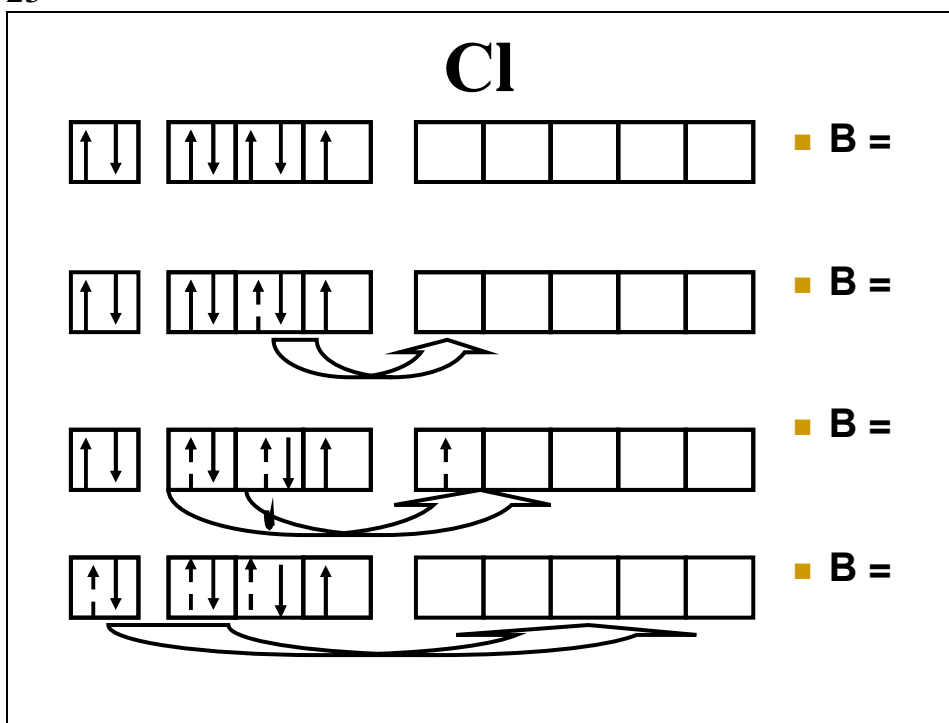
- Этот механизм реализуется как дополнение к донорно-акцепторному: если у донора имеются свободные орбитали, а у акцептора – электронные пары, происходит как бы обратный переход  $e$ -плотности с акцептора на донор
- Это имеет значение при образовании комплексов (см. «Комплексные соединения») и в других случаях – при наличии  $d$ -АО и/или электронных пар на ВАО  $d$ -типа (см.  $Cl_2$ )

24

## *Валентность в методе ВС*

- **Обменная валентность** определяется числом \_\_\_\_\_ электронов
- **Пример:**  
 атом Н (\_\_\_) - валентность равна \_\_\_  
 атом Не (\_\_\_) - валентность равна \_\_\_
- валентность может быть увеличена \_\_\_\_\_ атома (см. сл.25)
- **Донорно-акцепторная валентность** определяется числом \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_ – см. сл.22

25



26. **Свойства ковалентной связи**

27.

- **Направленность хим. связи**  
обусловлена \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
- определяется направленностью в пространстве АО с  $l > 0$
- Атомные орбитали  $p_x$ ,  $p_y$  и  $p_z$  расположены под углами \_\_\_\_\_<sup>0</sup>
- $d$ -орбитали: лепестки образуют угол \_\_\_\_\_<sup>0</sup>, а между различными  $d$ -АО могут быть углы \_\_\_\_\_<sup>0</sup>

28

- **Насыщаемость** – ограниченность числа связей, определяемая \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
- 1-й период - макс. валентность = \_\_\_\_\_
- 2-й период - макс. валентность = \_\_\_\_\_, т.к. валентные \_\_\_\_\_ АО (\_\_\_\_\_  $2s$ - и \_\_\_\_\_  $2p$ )
- 3-й период – валентные \_\_\_\_\_ АО (\_\_\_\_\_  $3s$ , \_\_\_\_\_  $3p$  и \_\_\_\_\_  $3d$ ), но максимальная  $V$  \_\_\_\_\_ - из-за \_\_\_\_\_ затруднений

29

## *Типы перекрывания атомных АО*

- **$\sigma$ -взаимодействие** возникает при перекрывании орбиталей \_\_\_\_\_

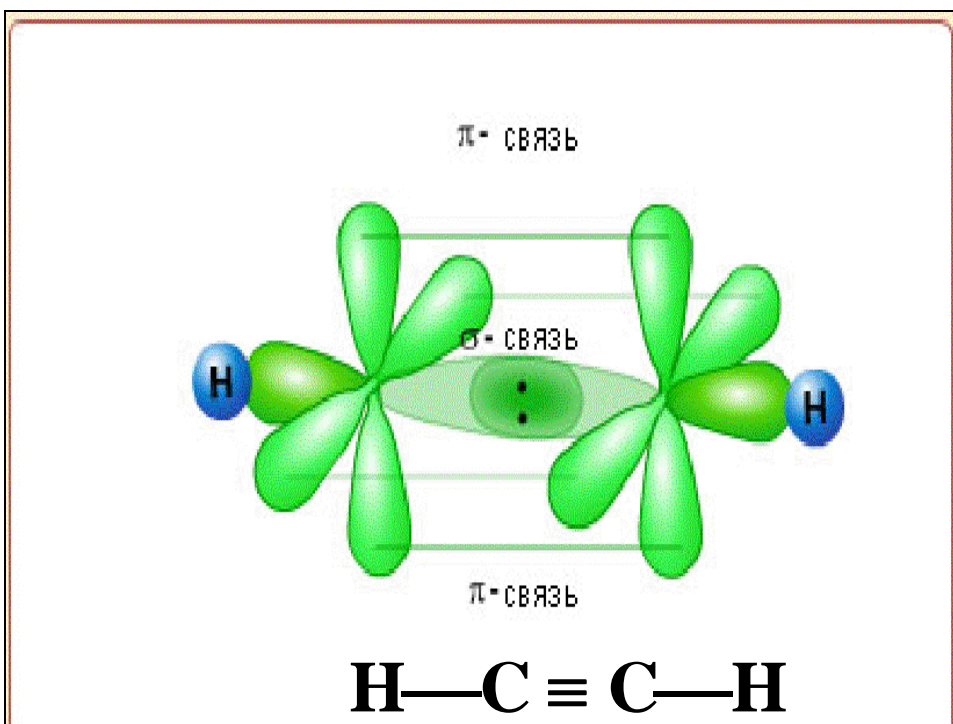
---

- **$\pi$ - взаимодействие** – перекрывание по линии, \_\_\_\_\_ линии связи
- В молекуле  $N_2$  - \_\_\_\_\_ связь (**\_\_ $\sigma$ -** и **\_\_ $\pi$ -**)

30.

- **$\delta$  - (дельта) взаимодействие** - перекрываются \_\_\_\_\_ лепестками
- По прочности химического взаимодействия связи располагаются в следующей ряд:  
$$\text{---} > \text{---} > \text{---}$$
- \_\_\_\_\_ и \_\_\_\_\_ – взаимодействия возникают как дополнительные к \_\_\_\_\_ - взаимодействию

31.



32.

- **Кратность хим. связи - число \_\_\_\_\_, реализующих связь между двумя атомами**
- **Кратность обусловлена характером перекрывания \_\_\_\_\_**
- **Чем выше кратность связи, тем она \_\_\_\_\_ ( для атомов 1...3 периодов кратности > \_\_\_\_ не бывает)**

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

33

## *Гибридизация АО*

- Это математический прием отыскания \_\_\_\_\_ функций (\_\_\_\_\_ исходных АО, \_\_\_\_\_ на коэффициенты)
- При этом гибридные АО \_\_\_\_\_ по геометрии и прочности, а энергия молекулы \_\_\_\_\_

34

## *Основные положения теории гибридизации*

- Гибридизуются только \_\_\_\_\_
- Степень гибридизации тем \_\_\_\_\_, чем \_\_\_\_\_ АО по энергии, и чем \_\_\_\_\_ их геометрическое перекрывание (наибольшее перекрывание – с участием \_\_-АО)
- Число гибридных орбиталей \_\_\_\_\_ суммарному числу \_\_\_\_\_ орбиталей

35

- Гибридные орбитали \_\_\_\_\_ в пространстве и обеспечивают \_\_\_\_\_ с АО соседних атомов
- Гибридные орбитали участвуют в образовании \_\_\_\_\_
- Теория гибридизации объясняет \_\_\_\_\_ ковалентной связи и \_\_\_\_\_ молекул и кристаллов

36.



С участием s, p и d-АО известно \_\_\_\_\_ типов гибридизации

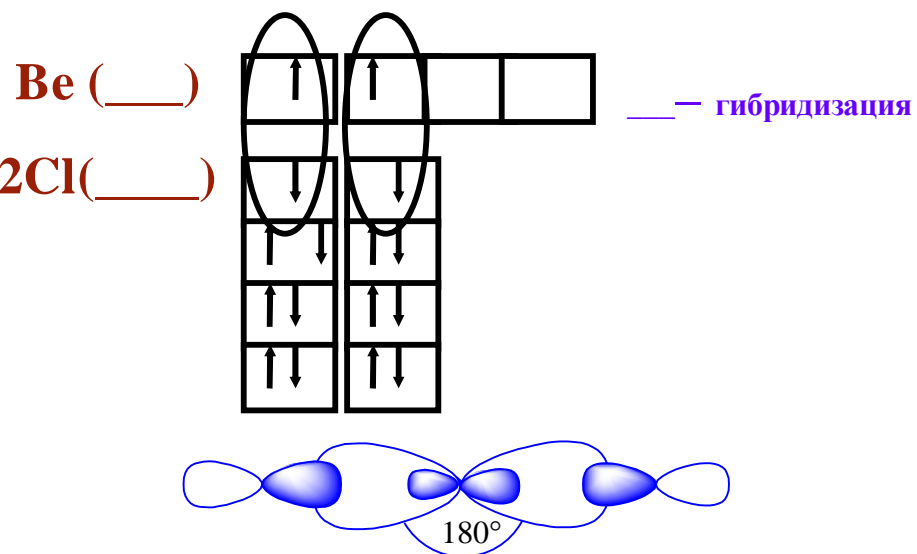
Чаще встречается \_\_\_\_\_ типа:

\_\_\_\_\_

37



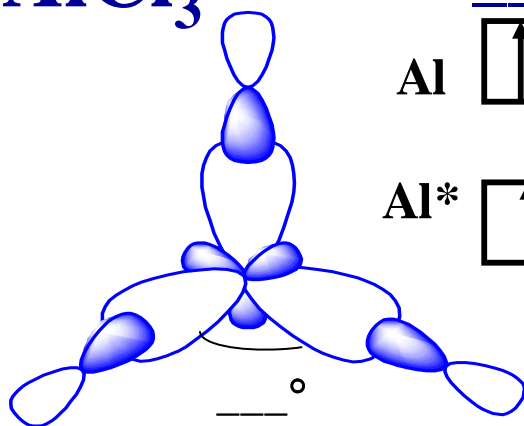
При образовании молекулы  $\text{BeCl}_2$  происходит гибридизация АО \_\_\_\_



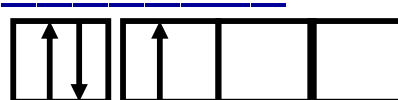
38

$sp^2$  - гибридизация

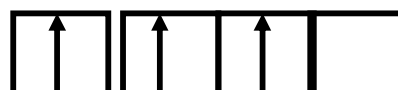
$\text{AlCl}_3$



Al:

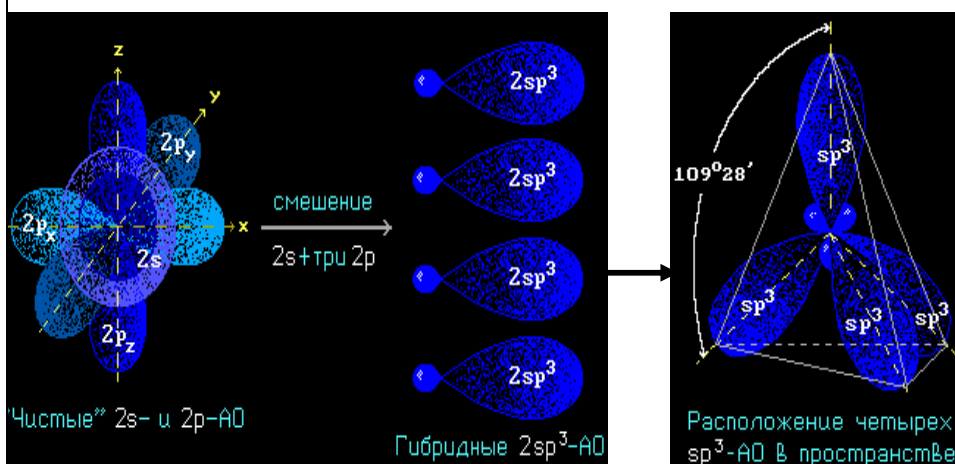


Al\*



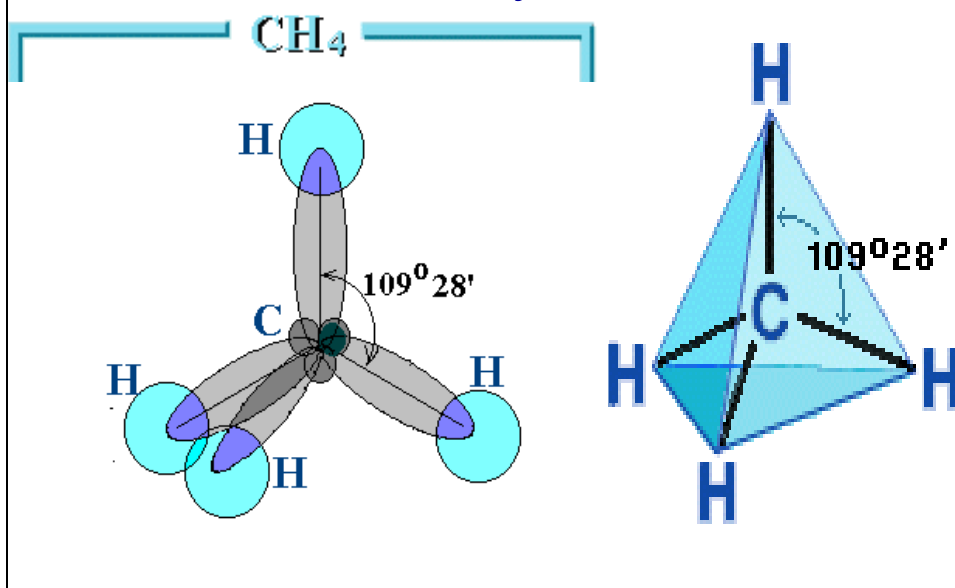
39

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



40

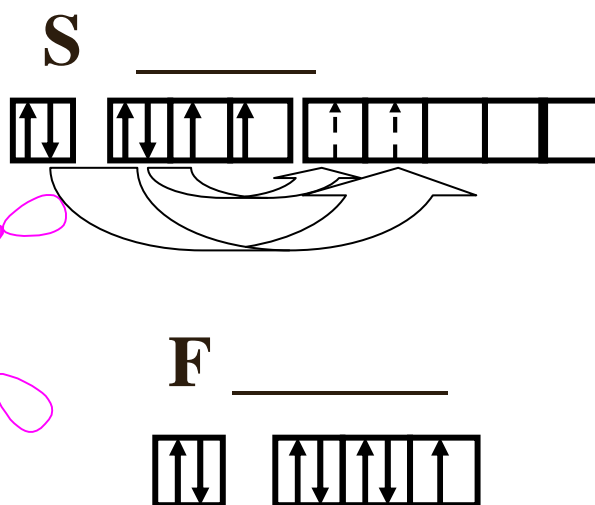
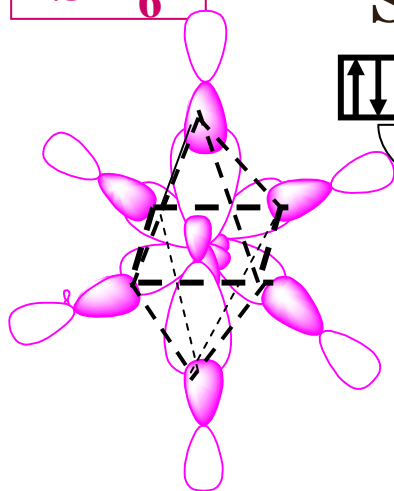
## Скелетная и пространственная модели молекулы метана



41

## $sp^3d^2$ – гибридизация

**SF<sub>6</sub>**



42.

### *В гибридизации могут участвовать:*

- Орбитали, занятые \_\_ электроном
- Орбитали с \_\_\_ спаренными электронами
- Орбитали \_\_\_ электронов

### ■ Геометрия молекул:

наиболее симметрична, валентные углы зависят от числа орбиталей:

- 2 АО – линейная, угол \_\_\_\_
- 3 АО – плоская треугольная, - \_\_\_\_
- 4 АО – тетраэдрическая - \_\_\_\_\_
- 5 АО – треугольно-пирамидальная, - \_\_\_ и - \_\_\_\_
- 6 АО – октаэдрическая, - \_\_\_\_ и т.д.

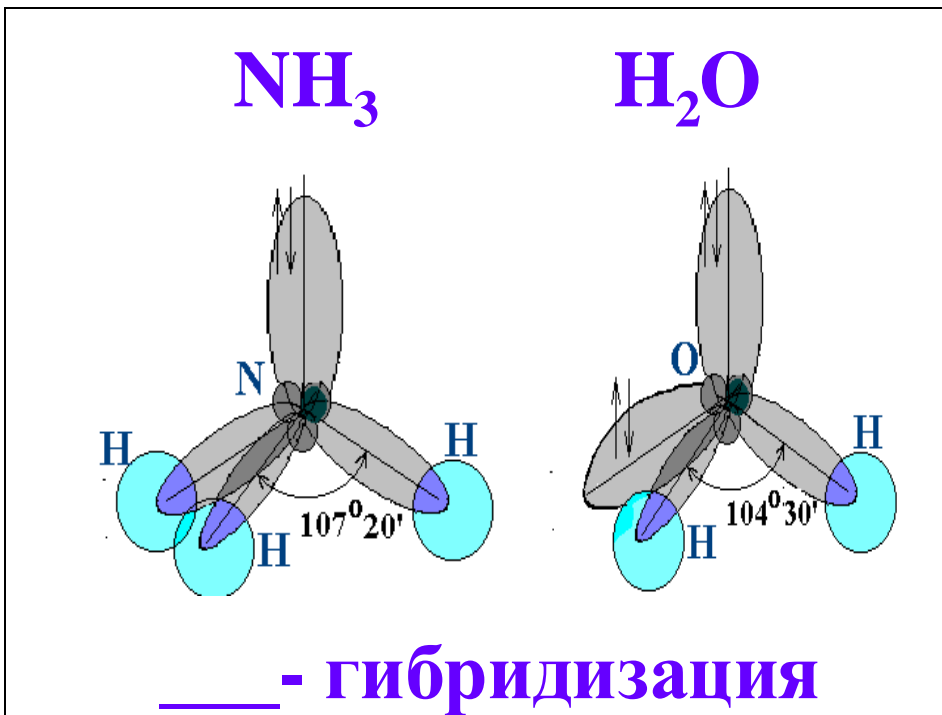
43

■ Орбитали и электроны, участвующие в образовании хим. связи называются \_\_\_\_\_

■ Орбитали и электроны, не участвующие в образовании хим. связи называются \_\_\_\_\_

(электронные пары при этом называют \_\_\_\_\_)

44



45

## Метод ОЭПВО (метод Гиллеспи)

(отталкивание электронных пар валентной оболочки)

- Основан на методе \_\_\_\_\_ и рассмотрении \_\_\_\_\_ взаимодействия валентных электронных пар
- Объясняет \_\_\_\_\_ строение молекул с различными валентными электронами: связывающими и несвязывающими, одиночными и кратными

46

## Основные положения метода ОЭПВО

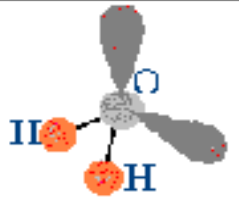
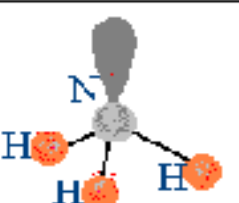
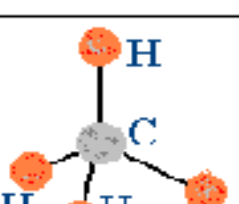
- 1) Связывающие валентные ЭП (или одиночные Э) – \_\_\_\_\_ шары \_\_\_\_\_ размера (тип X)
- 2) Несвязывающие ЭП имеют \_\_\_\_\_ размер и \_\_\_\_\_ отталкиваются, чем связывающие (- E)
- 3) Кратные связи представляются в виде \_\_\_\_\_ шаров, но \_\_\_\_\_ размера
- 4) ВЭП располагаются вокруг ЦА так, чтобы энергия отталкивания была \_\_\_\_\_, поэтому при одинаковых ВЭП образуются молекулы с \_\_\_\_\_ геометрией
- 5) Наличие кратных связей и E-пар приводит к \_\_\_\_\_ или \_\_\_\_\_ правильной геометрии

47

## Процедуры метода ОЭПВО

- Задача состоит в том, чтобы расположить атомы вокруг центра молекулы. Она делится на шаги:
- 1. Найти **методом** \_\_\_ число электронных пар (или неспаренных электронов), которые нужно учесть;
- 2. Классифицировать их на типы: \_\_, \_\_ и \_\_\_\_\_
- 3. Расположить электронные пары на сфере ЦА так, чтобы отталкивание было \_\_\_\_\_, то есть – как можно \_\_\_\_\_ друг от друга; при этом образуется \_\_\_\_\_
- 4. Расположить боковые атомы в молекуле на \_\_\_\_\_; при этом образуется \_\_\_\_\_

48

$H_2O$	$N_{v.e.} =$ $N_{pair} =$ $N_{bonding} =$ $N_{unshared} =$ $N_{dir} =$	
$NH_3$	$N_{v.e.} =$ $N_{pair} =$ $N_{bonding} =$ $N_{unshared} =$ $N_{dir} =$	
$CH_4$	$N_{v.e.} =$ $N_{pair} =$ $N_{bonding} =$ $N_{unshared} =$ $N_{dir} =$	

49

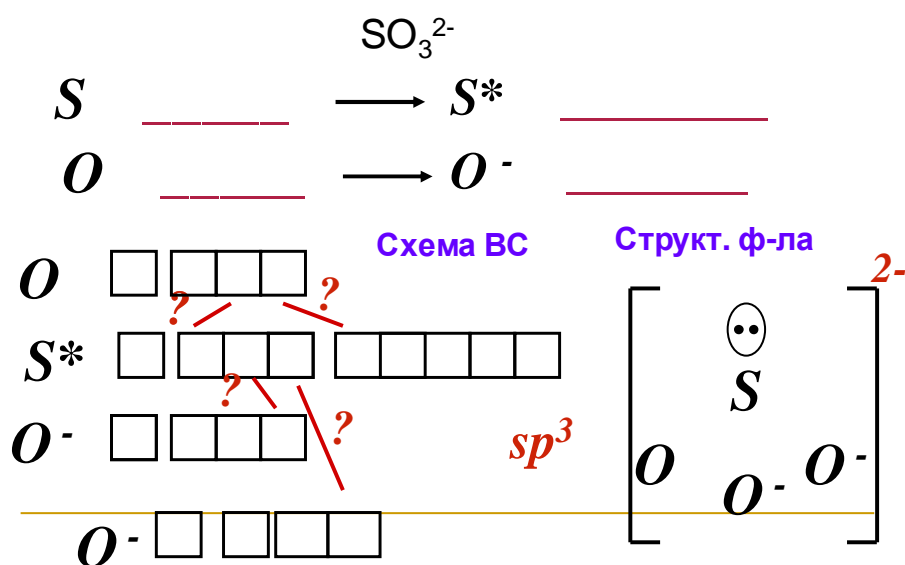
## Электронные схемы валентных связей

### ■ Порядок изображения СВС и СФ

1. Графические формулы атомов с учётом необходимого \_\_\_\_\_
2. Нанесение линий, изображающих \_\_\_\_\_
3. Определение типа \_\_\_\_\_
4. Процедура \_\_\_\_\_
5. Изображение \_\_\_\_\_

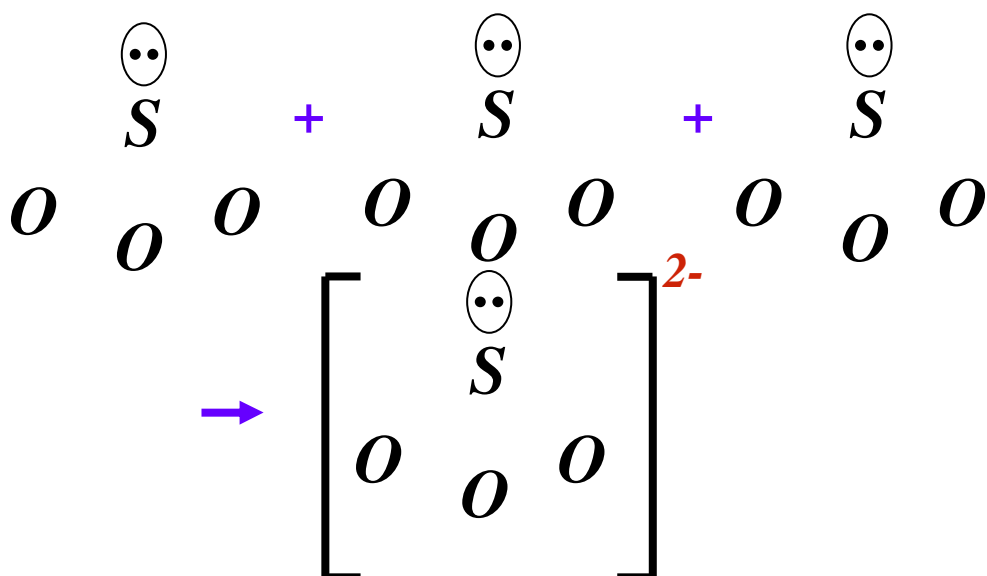
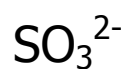
50

## Пример процедуры делокализации



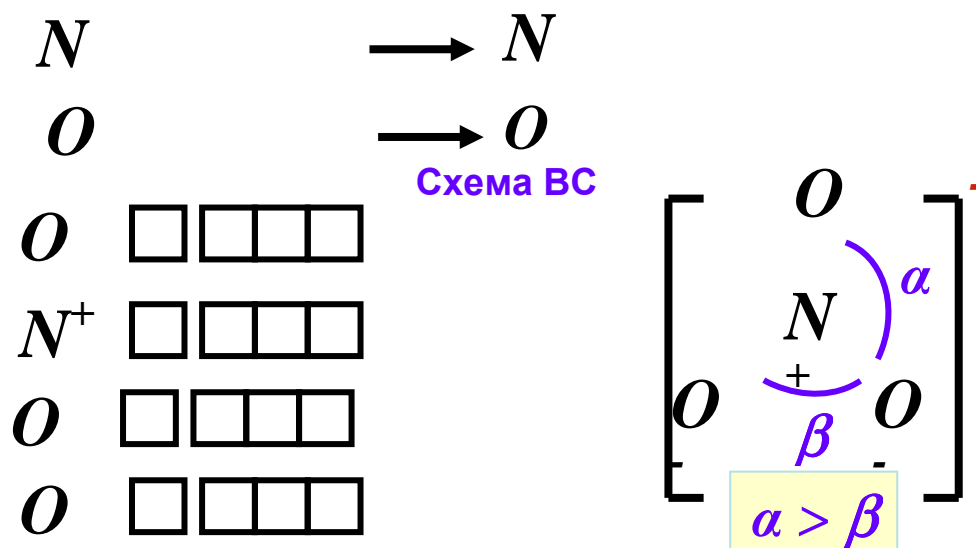
51

## Пример процедуры делокализации



52

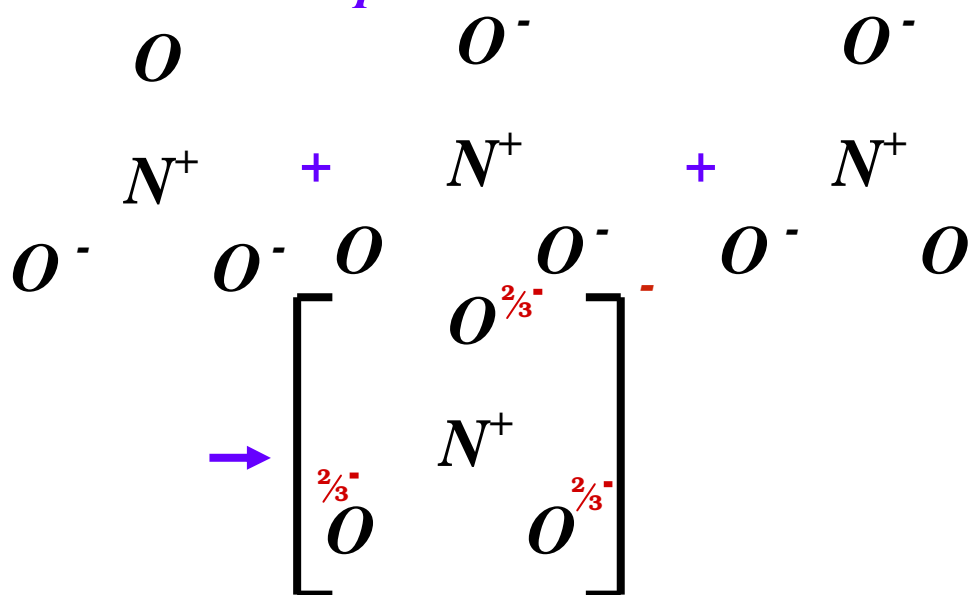
## Использование ионизации при построении СВС • $\text{HNO}_2$



53



## Использование ионизации при построении СВС

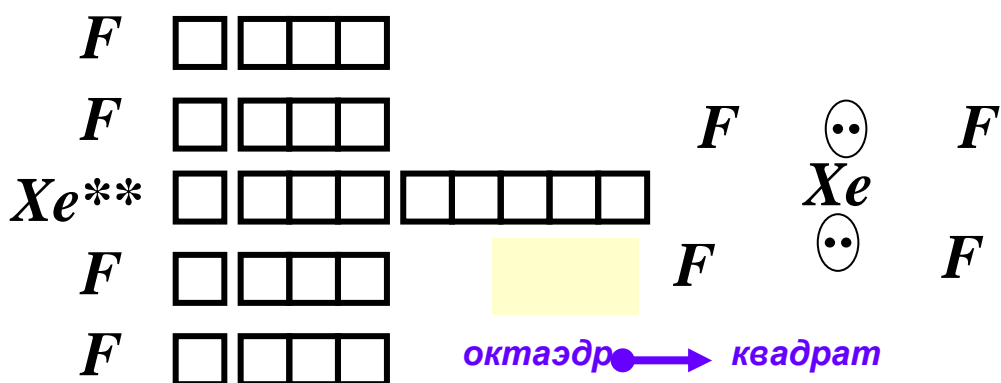


54

## Использование метода ОЭПВО при построении СФ



Схема ВС



55

## *Недостатки метода ВС*

1. Не объясняет существование молекул с \_\_\_\_\_ электронами ( $O_2$ )
2. Переоценка \_\_\_\_\_; необходимы дополнительные процедуры для объяснения \_\_\_\_\_ связей

56

## Метод молекулярных орбиталей (МО)

### *Основные положения метода МО*

Молекула – совокупность \_\_\_\_\_ и \_\_\_\_\_ всех атомов

Хим.связь – совокупность \_\_\_\_\_,

\_\_\_\_\_ МО

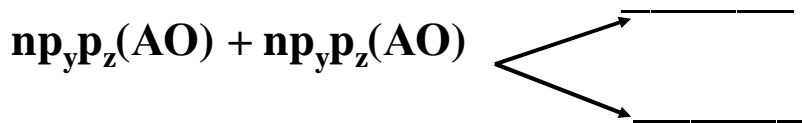
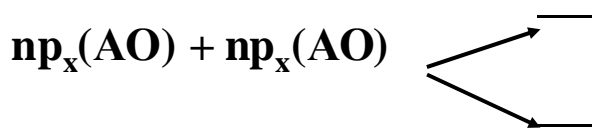
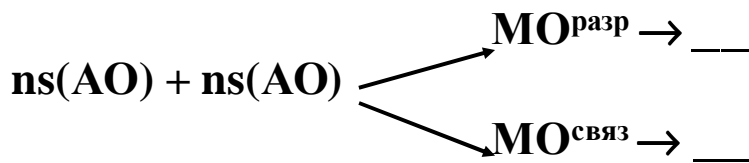
Состояние электронов в молекулах подчиняется принципам \_\_\_\_\_ и \_\_\_\_\_, правилам \_\_\_\_\_ – аналогии АО

Для построения МО используется ЛКАО при этом:

57

1. АО должны быть \_\_\_\_\_ по энергии

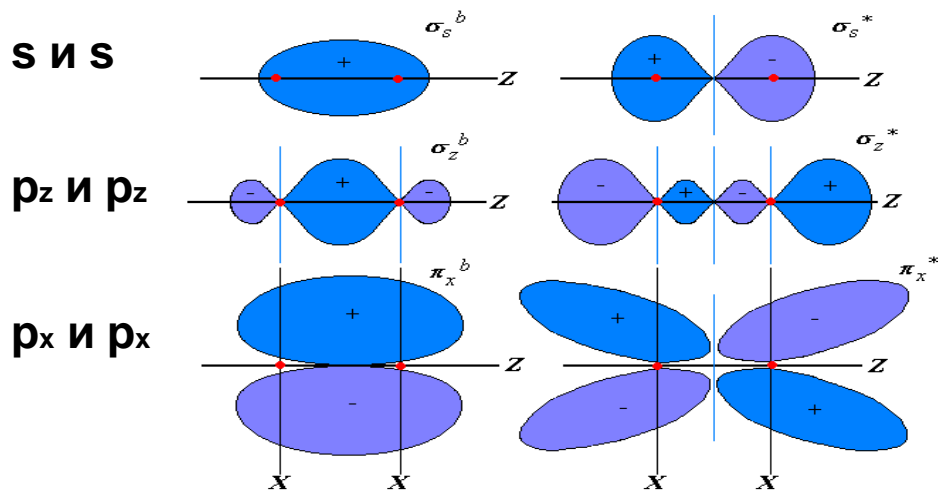
2. Из \_\_\_ АО образуется \_\_\_ МО



58

## Схема образования $\sigma$ и $\pi$

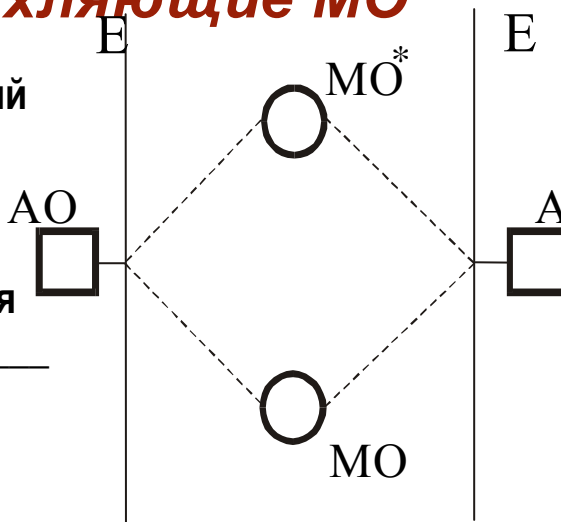
связывающих и разрыхляющих  
МО



59

## Связывающие и разрыхляющие МО

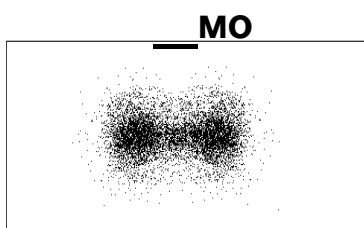
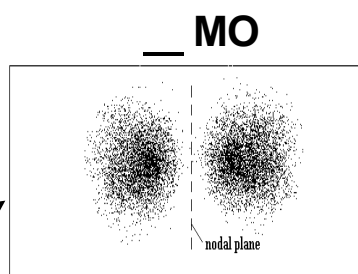
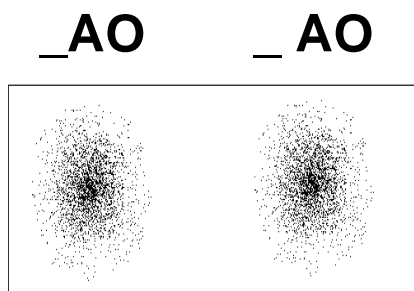
- Для нахождения волновых функций МО используют метод \_\_\_\_\_
- Из двух перекрывающихся \_\_\_\_\_ орб-ся две \_\_\_\_\_  
 $MO^{cb} - \text{_____} E$   
 $MO^p - \text{_____} E$



60

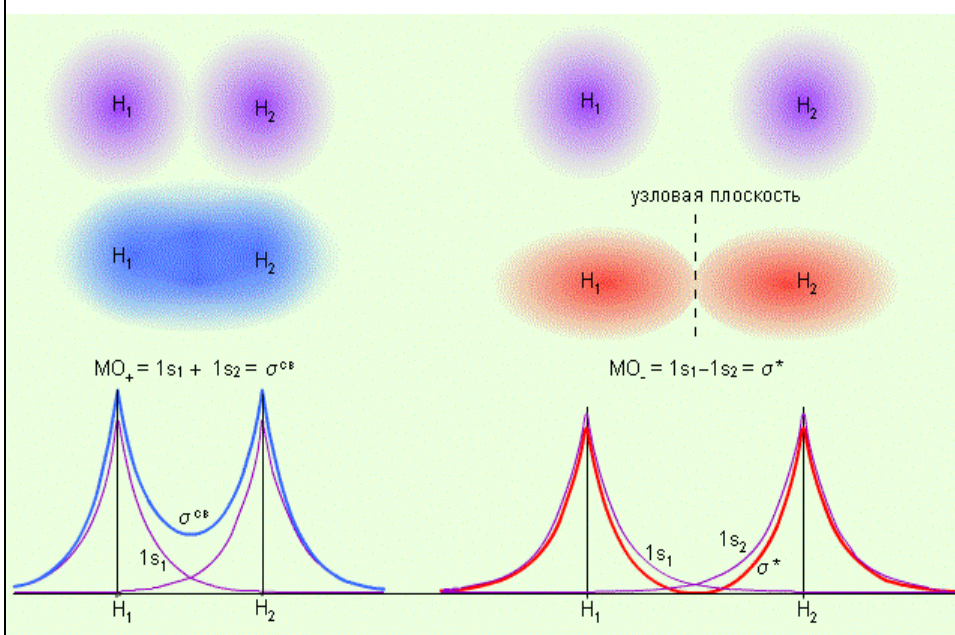
## Модель образования $\sigma^{cb}$ и $\sigma^p$ МО

$$\Psi_{AB} = \text{_____}$$



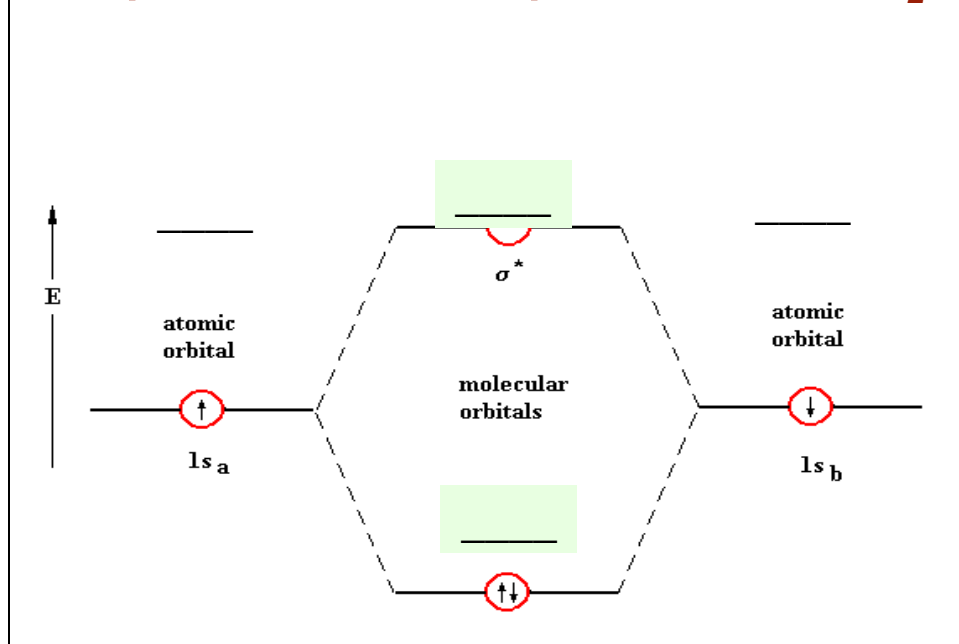
61

## Комбинация волновых функций для $H_2$



62

## Распределение электронов по МО в $H_2$



63

*Энергетическая диаграмма  
позволяет определить:*

- Магнитные свойства молекул
- Порядок ( \_\_\_\_\_ ) связи в молекуле

Порядок связи = \_\_\_\_\_

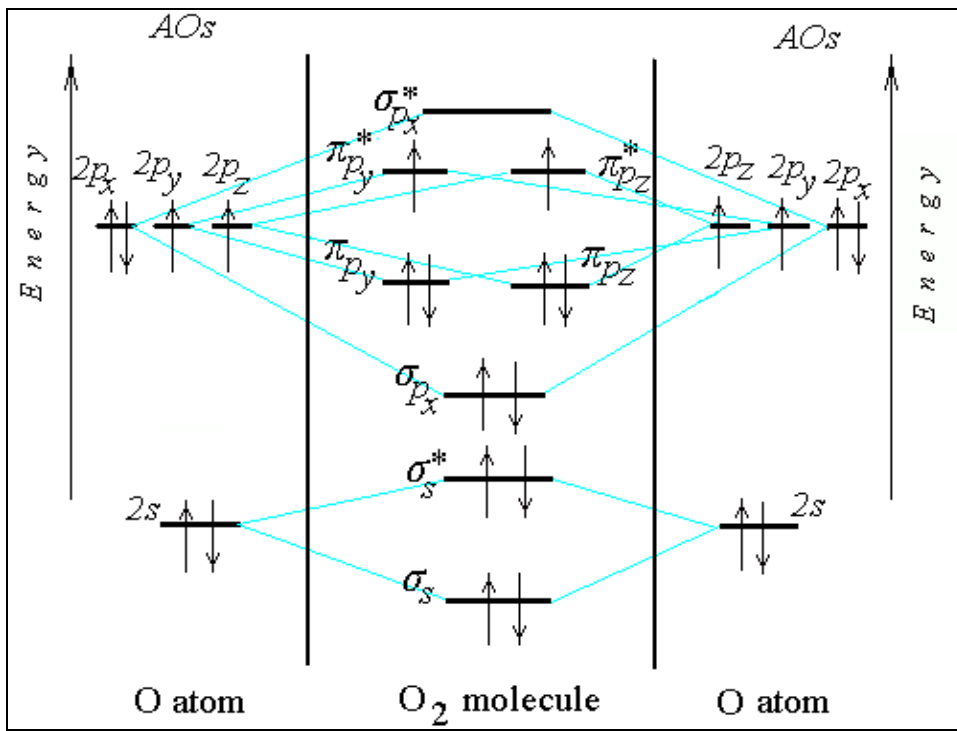
- Типы и полярности ( ?, ? )

59

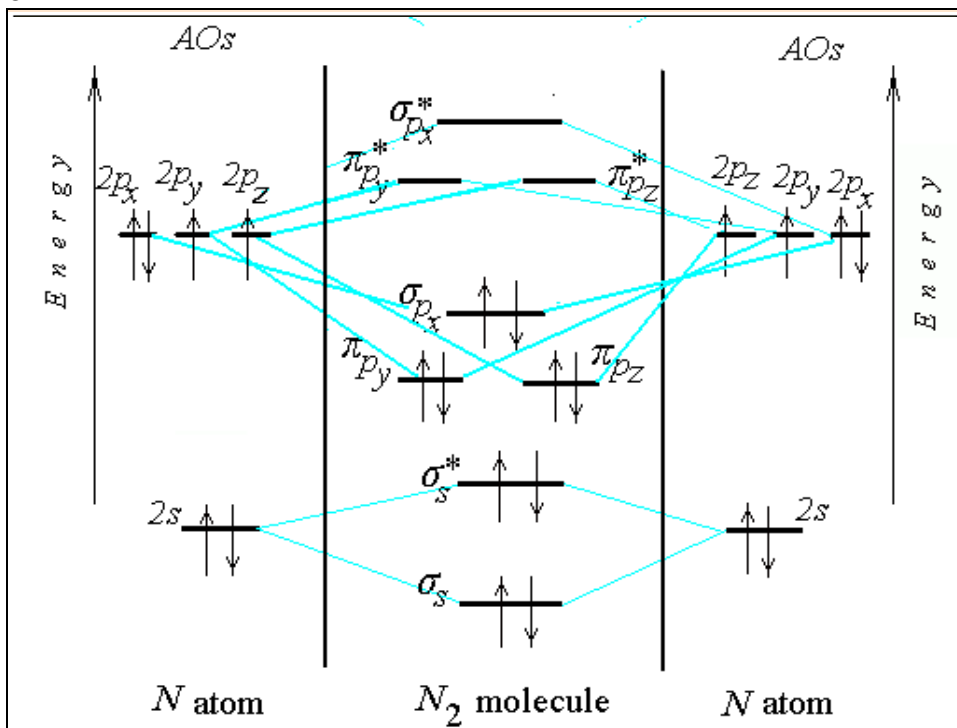
*Изоэлектронные частицы*

- $N_2$ , CO,  $NO^+$   
имеют \_\_\_\_\_ набор МО,  
одинаковые \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_ и заселенность  
электронами,  
одинаковый \_\_\_\_\_ СВЯЗИ

60



61



62

## Электронная формула молекулы



(KK) \_\_\_\_\_

Обозначение (KK) относится к  
внутренним электронам в атомах



(KK) \_\_\_\_\_

63

## Недостатки теории МО

1) Переоценка эффекта

\_\_\_\_\_

2) Слабая связь с  
химической \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

64

65



## *Ионная связь*

- Это предельный случай \_\_\_\_\_ ковалентной связи, когда \_\_\_\_\_ 50% или  $\Delta ЭО$  \_\_ 1,9
- Примеры:
- MgO- связь \_\_\_\_\_  
 $ЭО_{Mg}=1,2$ ;  $ЭО_O=3,5$ ;  $\Delta ЭО = 2,3$ ;  $i=65\%$
- HCl- - \_\_\_\_\_  
 $ЭО_H = 2,1$ ;  $ЭО_{Cl} = 3,0$ ;  $\Delta ЭО = 0,9$ ;  $i=20\%$

66

## *Эффективный заряд иона*

- это \_\_\_\_\_ иона в кристаллической структуре

**Степень ионности связи** определяется как \_\_\_\_\_ величины \_\_\_\_\_ заряда иона к его \_\_\_\_\_ заряду:

$$i = q_{эфф}/?$$

? – степень окисления атома (формальный заряд иона)

67

## Энергия ионной связи

определяется электростатическим (кулоновским) взаимодействием

$q$  – заряды,  $R_0$  – расстояние между  $K$  и  $A$ ,

$\rho$  – коэффициент, учитывающий \_\_\_\_\_ ядер и электронов

$$E_{\text{кул}} = - \frac{q_K \cdot q_A}{R_0} \left(1 - \frac{\rho}{R_0}\right)$$

68

## ■ Ионные кристаллы

В соединениях с \_\_\_\_\_ долей ионности связи возникают не молекулы, а твердые тела с ионным кристаллическим строением – это следствие \_\_\_\_\_ связи.

Взаимодействие иона со всеми другими учитывается постоянной \_\_\_\_\_ –  $\alpha_M$ , зависящей от кристаллической структуры

$$E_{\text{Кул}} = - \frac{\alpha_M \cdot q_K \cdot q_A}{R_0} \left(1 - \frac{\rho}{R_0}\right)$$

69

## Энергия кристаллической решетки ( $U_{\text{реш}}$ )

включает, кроме  $E_{\text{кул}}$ , энергии образования  $K$  и  $A$  из \_\_\_\_\_: (например, энергию испарения  $K$  и энергию диссоциации молекул  $A_2$ ):

$$U_{\text{реш}} = E_{\text{Кул}} + E_{\text{срод}}(A) - E_{\text{ион}}(K) - E_{\text{исп}}(K) - E_{\text{дисс}}(A_2)$$

70

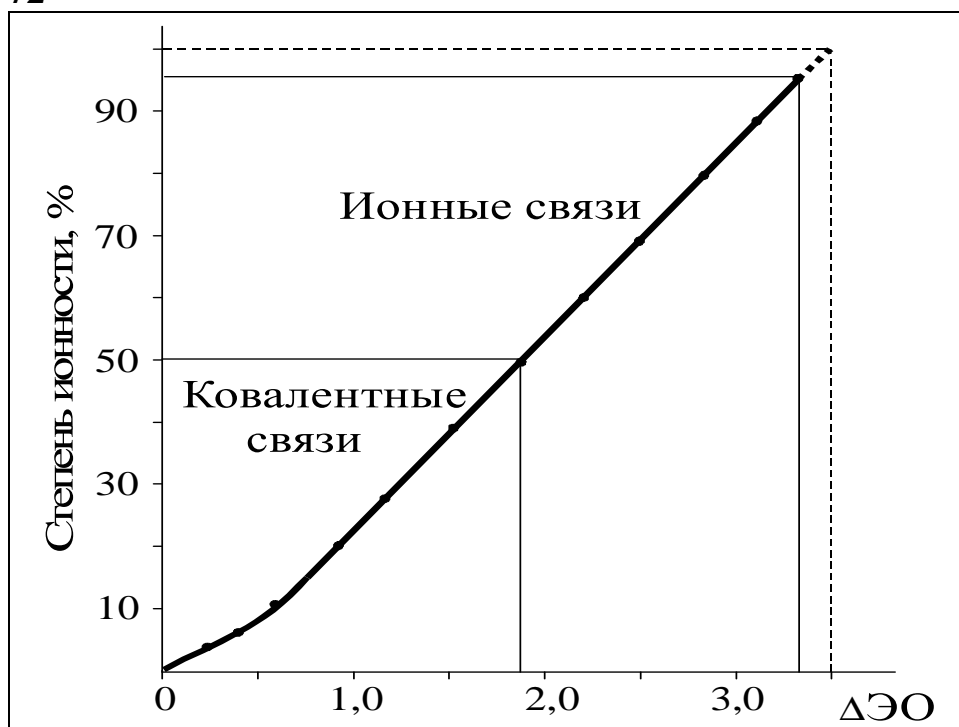
- $U_{\text{реш}}$  \_\_\_\_\_ с увеличением заряда ионов и \_\_\_\_\_ их радиусов,
- $U_{\text{реш}}$  - такого же порядка величина, что и энергия \_\_\_\_\_; это объясняет \_\_\_\_\_ многих ионных кристаллов, их \_\_\_\_\_ температуры плавления и кипения

71

## Уреш, Tпл, Tкип ионных кристаллов

Кристалл	Уреш.	Tпл.	Tкип.
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

72



73

- Структура ионных молекул и кристаллов определяется

\_\_\_\_\_ ионов и их

\_\_\_\_\_

- Ионные молекулы могут быть только 2-х видов АВ и АВ<sub>2</sub>, т.к. степень ионности \_\_\_\_\_ с увеличением  $n$  (АВ <sub>$n$</sub> )

74

### *Координационное число*

- Структура ионных кристаллов зависит от координационных чисел (К.ч.), которые зависят от

\_\_\_\_\_ ионов

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

( $r_k/r_a$  - числа \_\_\_\_\_)

75

**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

76

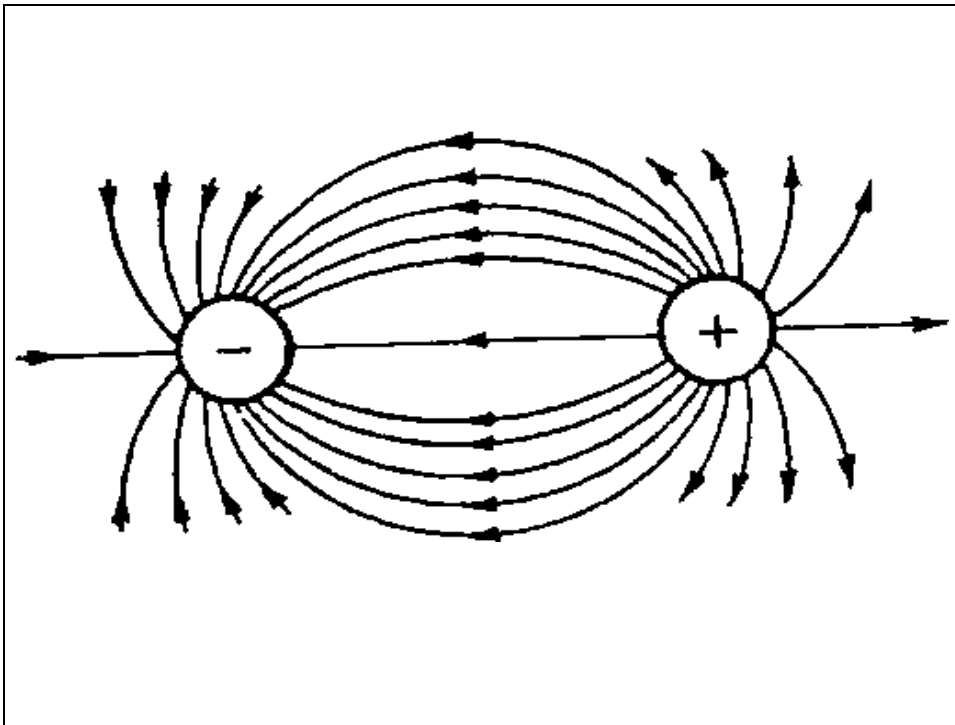
**Свойства ионной связи**

77

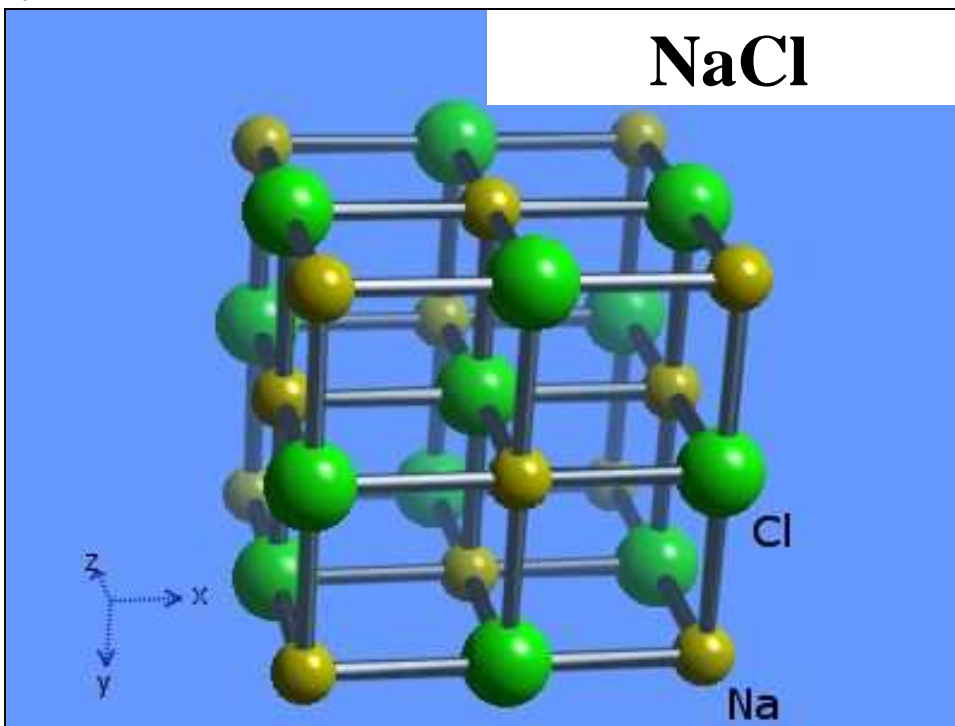
**Ненаправленность и ненасыщаемость**

- **Ненаправленность** (\_\_\_\_\_ действие во всех направлениях) - свойство сил \_\_\_\_\_ взаимодействия
- **Ненасыщаемость** – следствие ненаправленности и слабого экранирования ЭП; энергия взаимодействия зависит только от \_\_\_\_\_ между ионами и их \_\_\_\_\_
- **Координационное число** – количество \_\_\_\_\_ соседей – ограничивается только их размерами и зарядами (см. числа Магнуса)

78



79



80

- Ионные соединения при обычных условиях –

\_\_\_\_\_, но  
\_\_\_\_\_ вещества

- При плавлении и растворении в воде они **распадаются** \_\_\_\_\_ (электролитическая диссоциация) и проводят электрический ток, т.е. являются \_\_\_\_\_

81

## *Поляризация*

- Это влияние друг на друга ионов, которое приводит к \_\_\_\_\_ электронных оболочек
- **Причина** - действие электрического поля, создаваемого соседними \_\_\_\_\_ заряженными ионами
- В результате электронная оболочка \_\_\_\_\_ в сторону соседнего иона и деформируется

82



**Поляризуемость -**

\_\_\_\_\_ электронного  
облака в электрическом  
поле

**Поляризующая способность -**

\_\_\_\_\_ влияние на  
другие ионы

83

*Поляризуемость иона*

\_\_\_\_\_ с увеличением  
размеров иона

$\text{Li}^+ - \text{Na}^+ - \text{K}^+ - \text{Rb}^+ - \text{Cs}^+$

$\text{F}^- - \text{Cl}^- - \text{Br}^- - \text{I}^-$

радиус \_\_\_\_\_

поляризуемость \_\_\_\_\_

$\Gamma_{\text{кат}} \text{ --- } \Gamma_{\text{ат}} \text{ --- } \Gamma_{\text{ан}}$

поэтому поляризуемость анионов  
\_\_\_\_\_ поляризуемости катионов

84

## **Поляризующая способность и поляризация ионов**

- зависит от заряда, размера и типа иона – в соответствии с

### **Правилами Фаянса**

- 1. Чем      заряд иона, тем      его поляризующее действие и      поляризация
- 2. При одном и том же заряде поляризующее действие иона тем     , чем      его размеры; поляризация тем     , чем      размер

85

- 3. **Катионы *d*-эл-тов** обладают (при одном и том же заряде и близком радиусе)                      поляризующей способностью и                      поляризуются, чем катионы *s*- и *p*-элементов
- Поляризуемость коррелирует с                      иона ( $\sim r^3$ ), а поляризующая способность (действие) – с отношением  $q/r$  (                    )

86

## **Влияние поляризации на свойства соединений**

### **Пример 1**

#### **Влияние на окраску**

- Ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Hg}^{2+}$  имеют близкие размеры и \_\_\_\_\_; ион  $\text{I}^-$  \_\_\_\_\_
- Соединение  $\text{CaI}_2$  \_\_\_\_\_, а  $\text{HgI}_2$  – \_\_\_\_\_ (в \_\_\_\_\_ цвет)
- Причина -  $\text{Hg}^{2+}$  обладает \_\_\_\_\_ поляризующей способностью (3-е правило Фаянса) – более ковалентная связь, электроны смещены к катиону

87

### **Пример 2**

- $\text{AgCl}$  \_\_\_\_\_ растворим в воде, чем  $\text{NaCl}$  и  $\text{KCl}$

#### **Причина**

- более **сильное** \_\_\_\_\_ действие  $\text{Ag}^+$  (3-е правило \_\_\_\_\_) на  $\text{Cl}^-$ ; в результате становятся более \_\_\_\_\_ связи, что \_\_\_\_\_ условия для диссоциации и растворимость в воде \_\_\_\_\_

88

### Пример 3

- Оксокислоты \_\_\_\_\_ при нагревании, чем их соли
- **Причина** – более \_\_\_\_\_, чем у других катионов \_\_\_\_\_ действие  $H^+$ . Внедряясь в анион, протон \_\_\_\_\_ его заряд, \_\_\_\_\_ в нем хим. связи, поэтому кислоты легко разлагаются на воду и оксид

89

### *Металлическая связь*

- образуется в металлах и их сплавах  
Осуществляется между ионами атомов металлов и \_\_\_\_\_ электронами в кристаллич. решетке
- **Причина:** невысокие  $E_{иониз}$  металлов, наличие пустых (\_\_\_\_\_) ВАО делает возможным перемещение электронов по \_\_\_\_\_ кристалла
- **Свойства:** \_\_\_\_\_ и \_\_\_\_\_ связей → кристаллы с \_\_\_\_\_ упаковкой и \_\_\_\_\_ тепло- и электропроводность

90

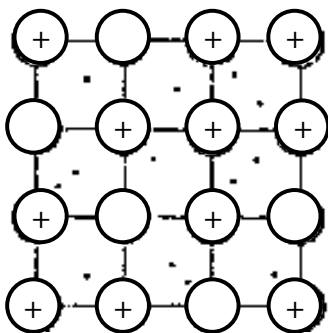
- **Природа металлической связи связана с обобществлением ( \_\_\_\_\_ ) валентных электронов; делокализация заряда приводит к \_\_\_\_\_ Е**
- **валентные электроны могут переходить с одной орбитали на другую вследствие \_\_\_\_\_ ВАО**

91

## *Теория электронного газа*

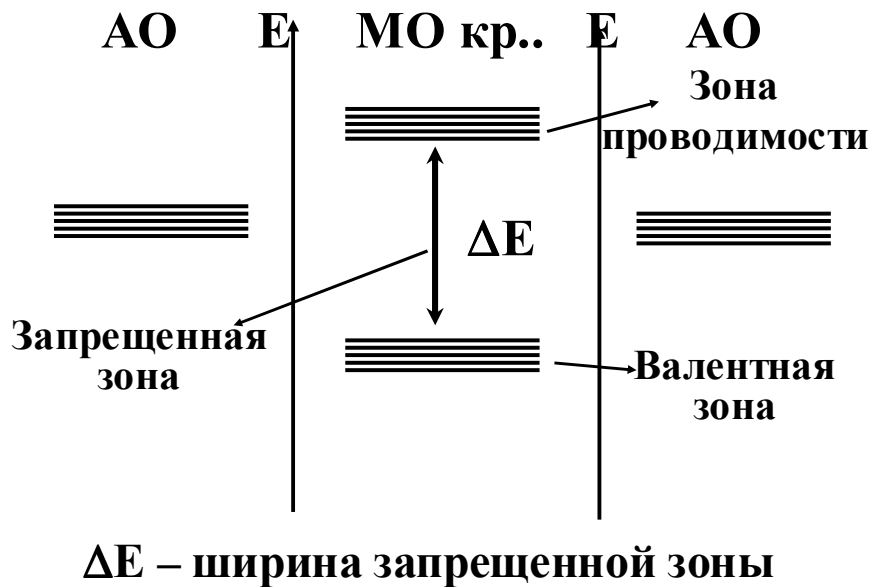
### **Основные положения**

- Все ВЭ \_\_\_\_\_ (электронный газ)
- Ионы  $M(+)$  образуют \_\_\_\_\_
- Между электронным газом и «+»-ионами действуют силы притяжения



92

## Метод МО – Зонная теория



93

- $\Delta E = \underline{\hspace{1cm}}$  – для металлов
- $\Delta E \geq \underline{\hspace{1cm}}$  эВ – для неметаллов
- $\Delta E$  от  $\underline{\hspace{1cm}}$  до  $\underline{\hspace{1cm}}$  эВ – для полупроводников
- В случае d и f -металлов имеет место дополнительное  $\underline{\hspace{2cm}}$  d-d и f-f взаимодействие  $\rightarrow \underline{\hspace{2cm}}$   $E_{св}$ ,  $\underline{\hspace{2cm}}$   $T_{пл}$ ,  $T_{кип}$  и прочности

94

## Межмолекулярные взаимодействия

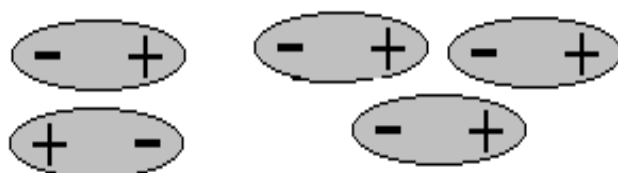
### (силы Ван дер Ваальса)

- Для молекул с \_\_\_\_\_ электронными оболочками они обусловлены \_\_\_\_\_ притяжением и отталкиванием ядер и электронов (3 типа).
- Определяют основные \_\_\_\_\_ твёрдых веществ :  $T_{пл}$ ,  $T_{кип}$ , твердость, плотность.

95

### Ориентационные силы (ОС)

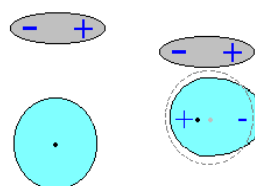
- ОС действуют между близкорасположенными полярными молекулами, противоположно заряженные полюса которых \_\_\_\_\_ друг к другу
- Энергия ОС тем \_\_\_\_, чем \_\_\_\_, дипольные моменты молекул



96

■ **2. Индукционные силы (ИС)** возникают между полярной и неполярной молекулами благодаря \_\_\_\_\_ неполярных молекул

■ Электроны и ядра неполярной молекулы смещаются в \_\_\_\_\_ направлениях под действием электрического поля \_\_\_\_\_ молекулы, образуя \_\_\_\_\_



97

### *3. Дисперсионные силы (ДС)*

■ В любых атомах и молекулах возникают \_\_\_\_\_ электрон - ядро

■ Мгновенные диполи соседних молекул ориентируются относительно друг друга и \_\_\_\_\_

■ Энергия ДС тем \_\_\_\_, чем \_\_\_\_ М (n e)

98



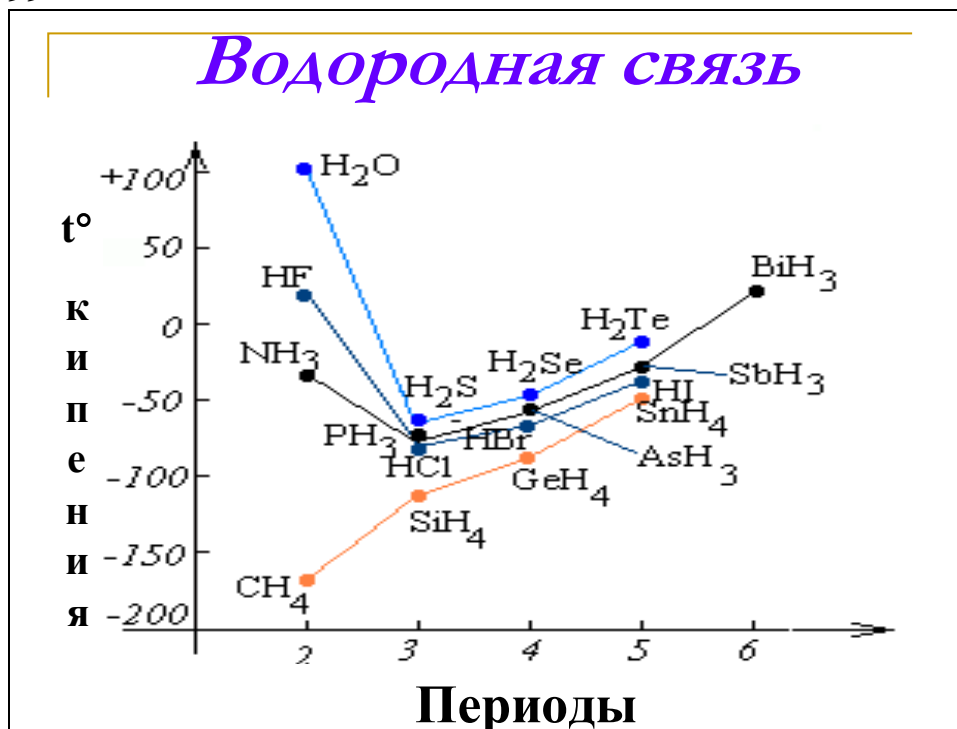
## ■ Водородная связь(ВС)

### ■ Природа ВС:

- 1) обобщённый потенциал  $H^+ = \underline{\hspace{2cm}}$  – **самый**  $\rightarrow$  доп. поляризация аниона;
- 2) небольшой размер  $H^+ \rightarrow$  с эл.ст. точки зрения  $\underline{\hspace{2cm}}$  образование  $\underline{\hspace{2cm}}$  структуры  $\overset{\ominus}{\text{Э}} - H^+ - \overset{\ominus}{\text{Э}}$
- 3) метод МО  $\rightarrow$  **центровая** связь Э-Н-Э;

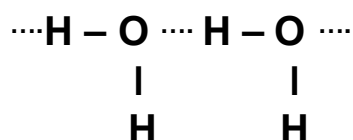
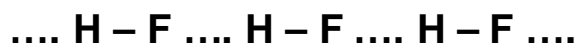
- Водородную связь обнаружили по зависимостям  $\underline{\hspace{2cm}}$  и  $\underline{\hspace{2cm}}$  от  $Z$

99



100

**Схема образования *водородной*  
СВЯЗИ между молекулами  
в HF и H<sub>2</sub>O**



101

- **Свойства водородной связи**
- **направленность и насыщаемость:**  
угол Э-Н-Э = \_\_\_\_\_, к.ч.= \_\_\_\_\_
- **Энергия водородной связи (5...40 кДж/моль) примерно на порядок \_\_\_\_\_ энергии хим.связи и в несколько раз \_\_\_\_\_ энергии межмолекулярного взаимодействия**

102

## Виды водородной связи

- Межмолекулярная ВС – в HF, H<sub>2</sub>O, их смеси, в растворах кислородсодержащих кислот и др. – \_\_\_\_\_ T<sub>ф.п.</sub>
- Внутримолекулярная ВС в некоторых органических соединениях, например, в орто-нитрофеноле – между атомами кислорода нитрогруппы и гидроксила, что \_\_\_\_\_ T<sub>пл</sub> до 46°C (от 115° у паранитрофенола с межмолекулярными ВС )