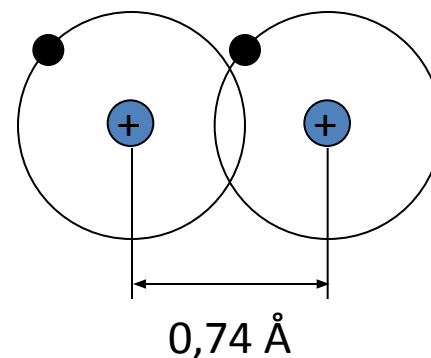
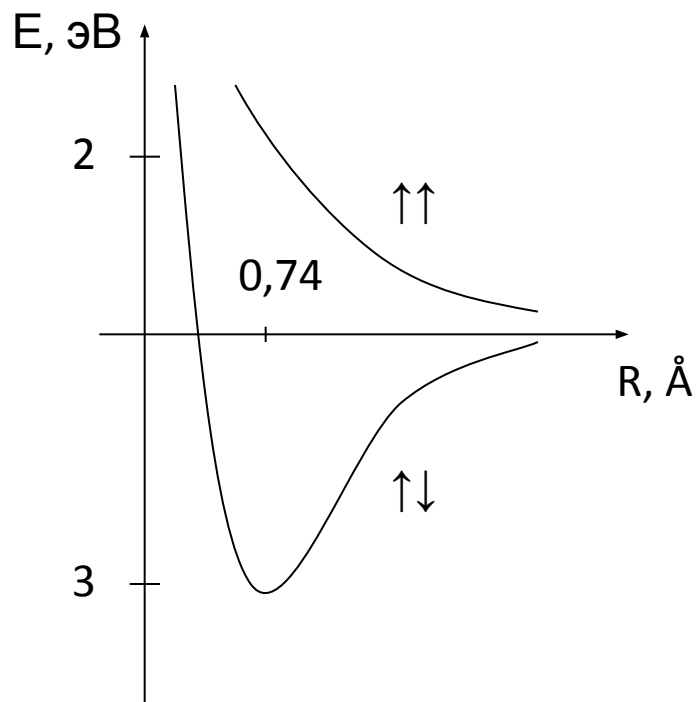
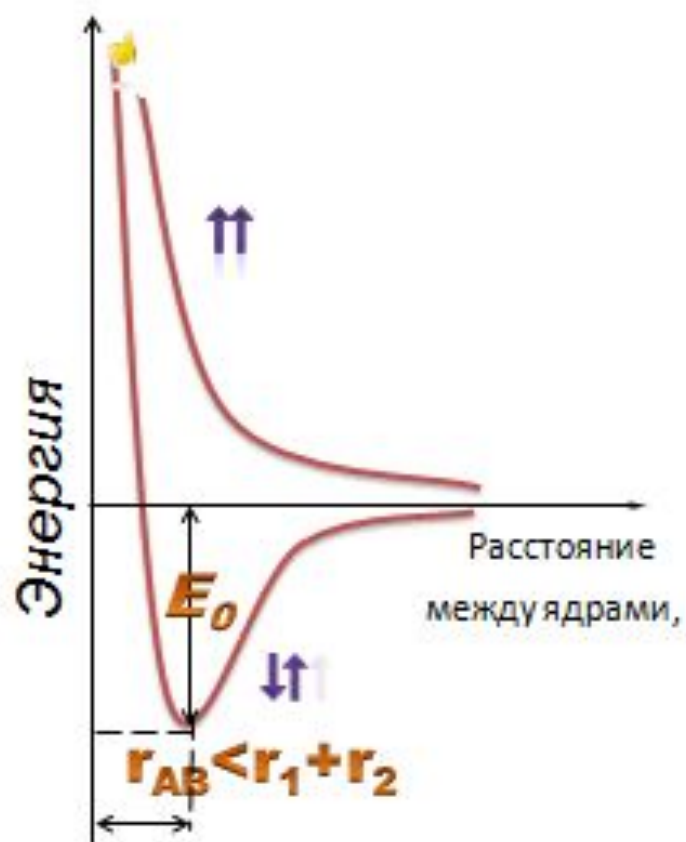
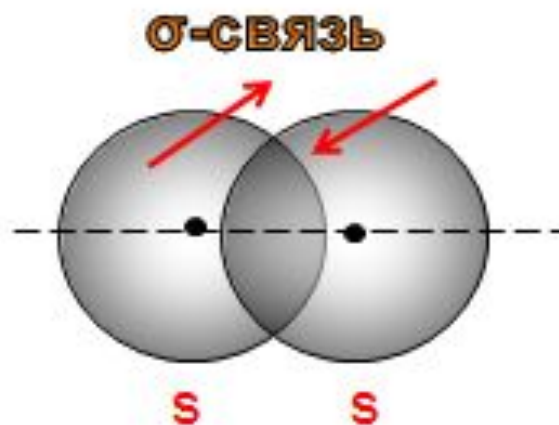


- Лондон и Гайтлер (1927), используя уравнение Шредингера, провели расчет молекулы водорода. Они рассчитали изменение потенциальной энергии двух атомов H по мере их сближения.



$$E_{\text{св}}(H_2) = 432,1 \text{ кДж/моль}$$



Образование химической связи *всегда* сопровождается выделением энергии

ТИПЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

- *КОВАЛЕНТНАЯ*
- *ИОННАЯ*
- *МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ*
- *ВОДОРОДНАЯ*

МЕТОД
ВАЛЕНТНЫХ
СВЯЗЕЙ

***Свойства ковалентной
связи:***

***насыщаемость,
направленность,
поляризуемость.***

Насыщаемость – способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей в соответствии с числом его внешних атомных орбиталей.

Состояние атомов

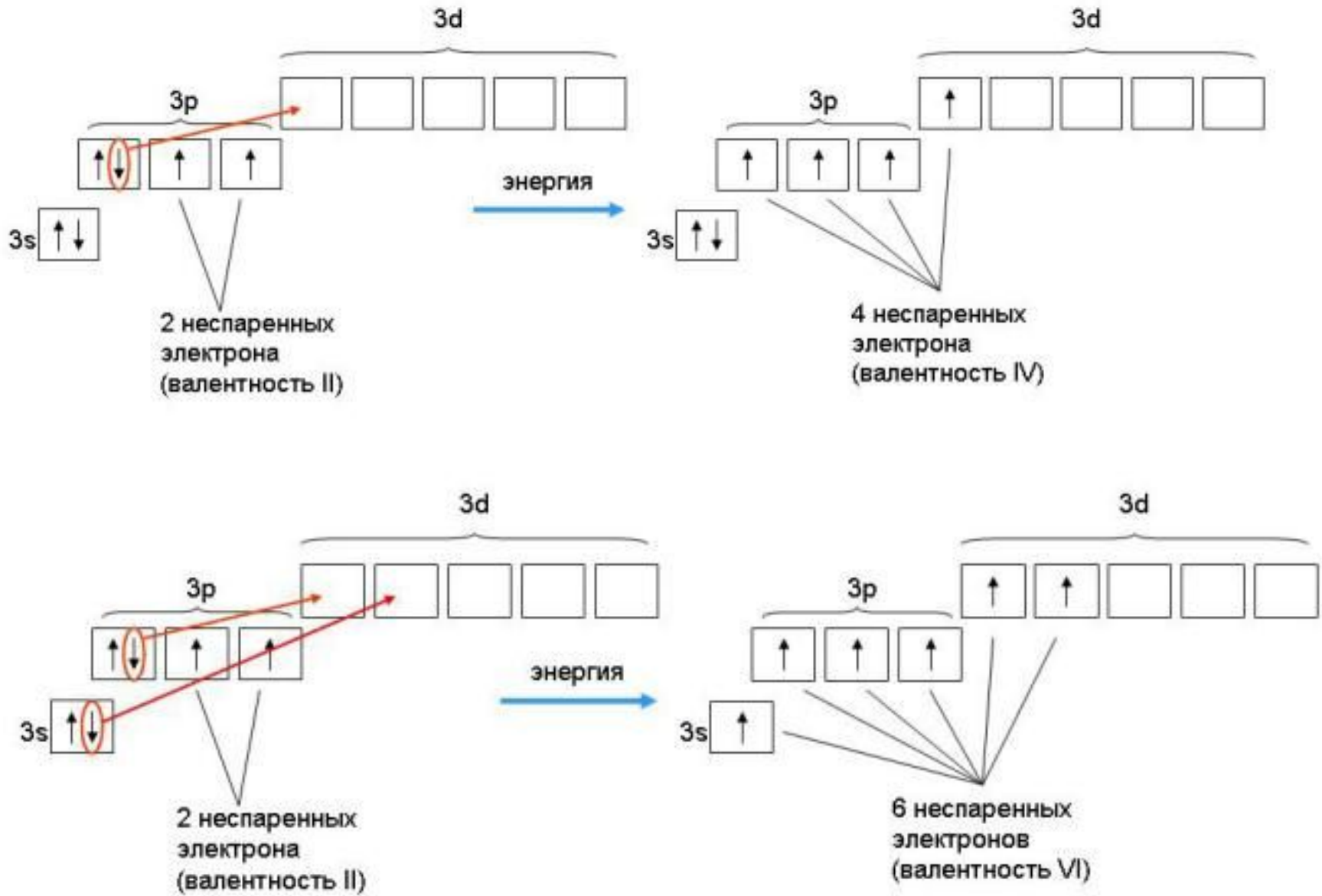
Основное

Возбужденное

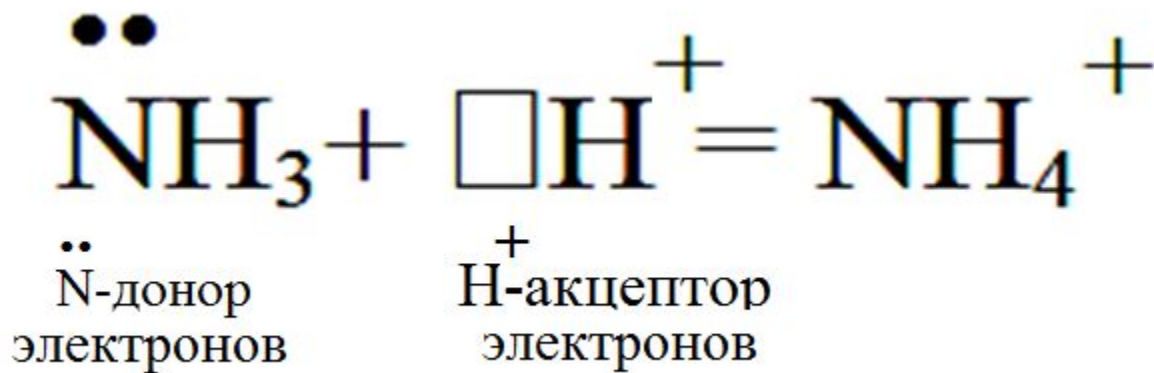
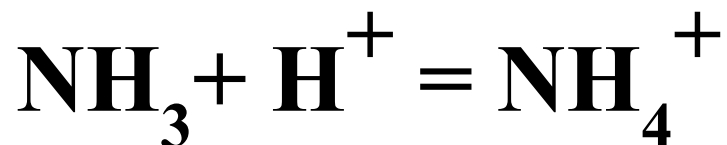
Э	2s	2p		
Li	<input type="checkbox"/>			
Be	<input type="checkbox"/>			
	<input type="checkbox"/>			
B	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>		
	<input type="checkbox"/>			

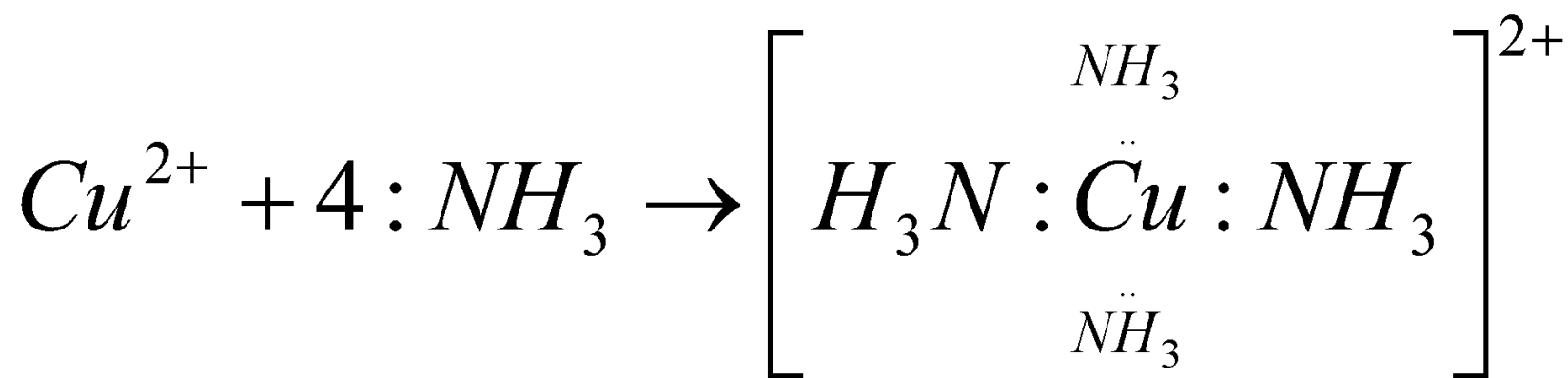
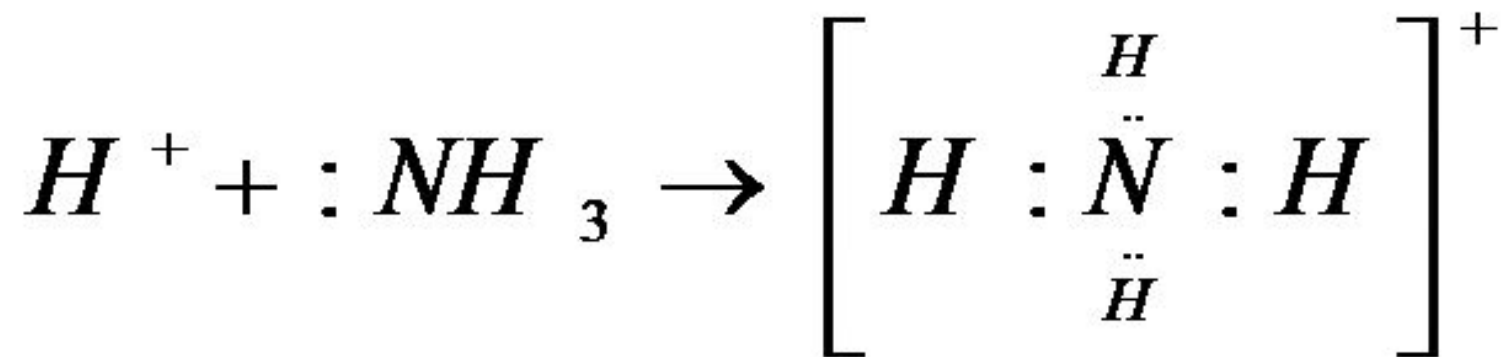
Э	2s	2p		
Li	<input type="checkbox"/>			
Be	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>		
B	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	
C	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Валентность серы



Донорно-акцепторный механизм образования связи





$_{29}\text{Cu}$



$_{29}\text{Cu}^{2+}$ **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$**



Направленность ковалентной связи обусловлена тем, что p -, d - и f -орбитали имеют различную конфигурацию, и перекрывание электронных облаков происходит по определенным направлениям в пространстве. Это обуславливает геометрию молекул.

Если атом вступает в химическую связь электронами разной формы и разной энергией, происходит гибридизация.

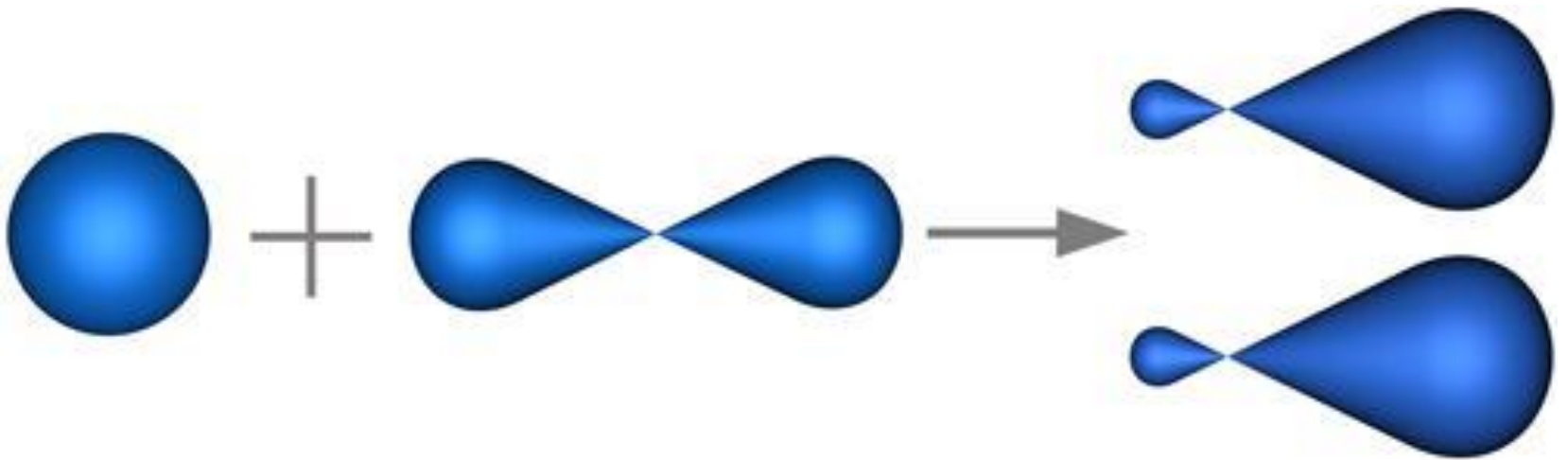
Гибридизация- это смешивание электронных облаков и образование новых облаков равной формы и равной энергии.



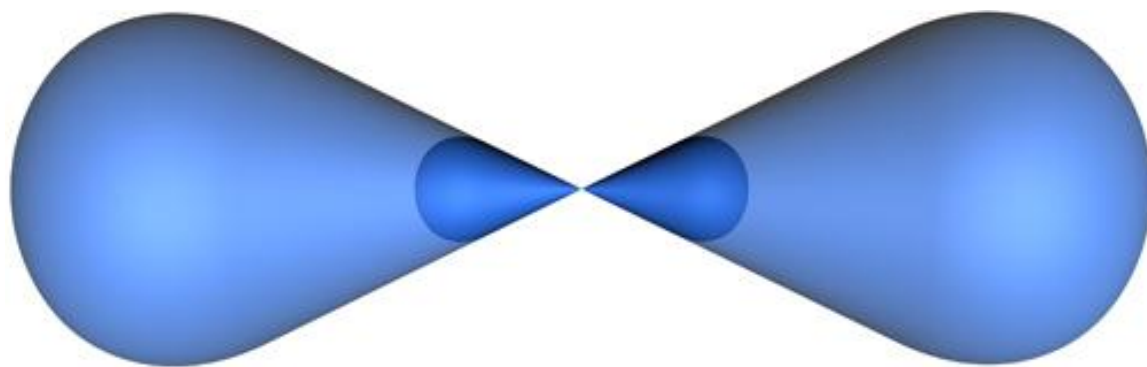
sp- гибридное облако

sp-гибридизация:

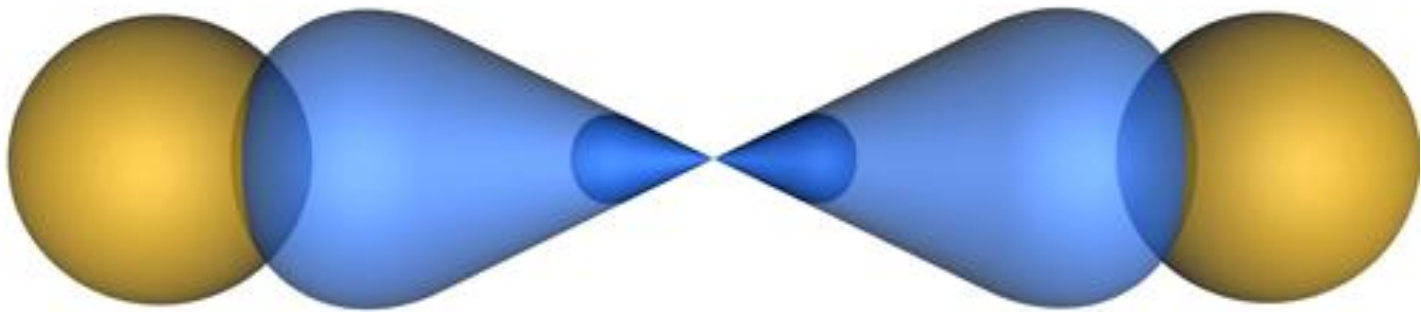
участвуют орбитали одного s - и
одного p -электронов



Образуются 2 гибридные орбитали,
которые ориентируются друг к
другу под углом 180°

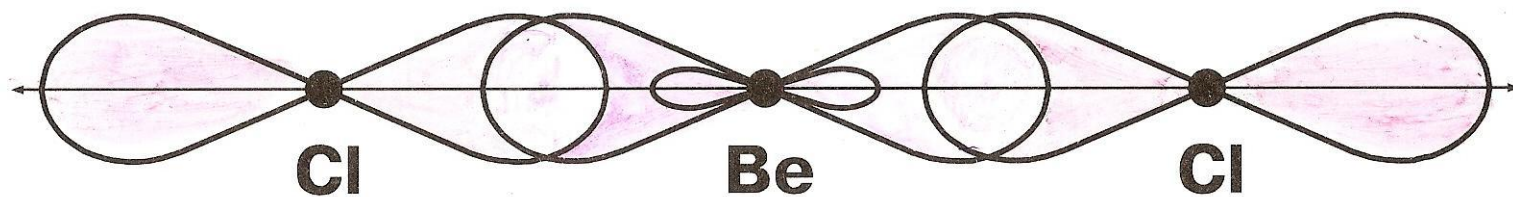
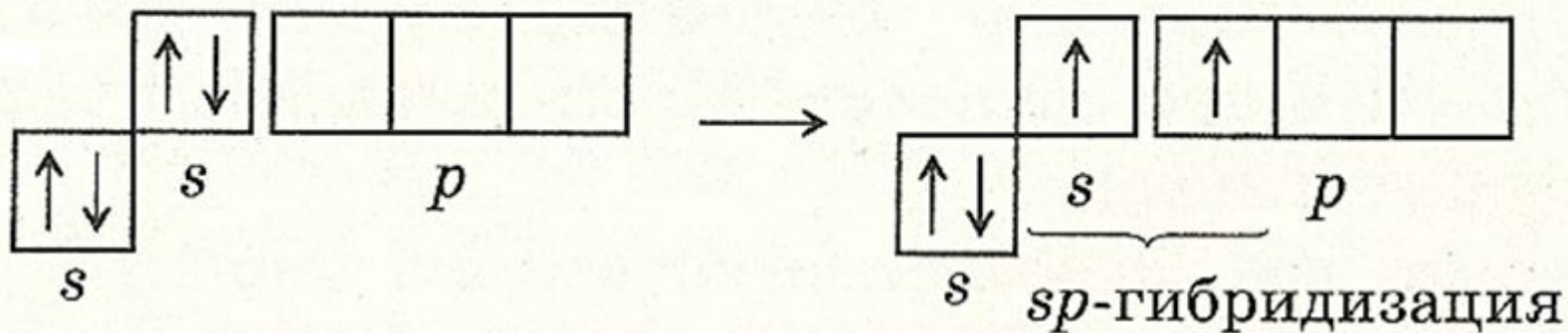
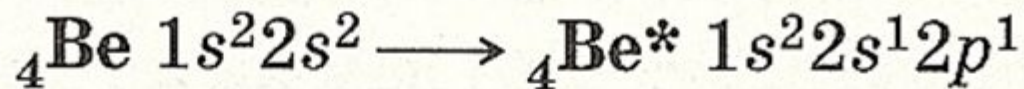


2 *sp*-гибридные орбитали



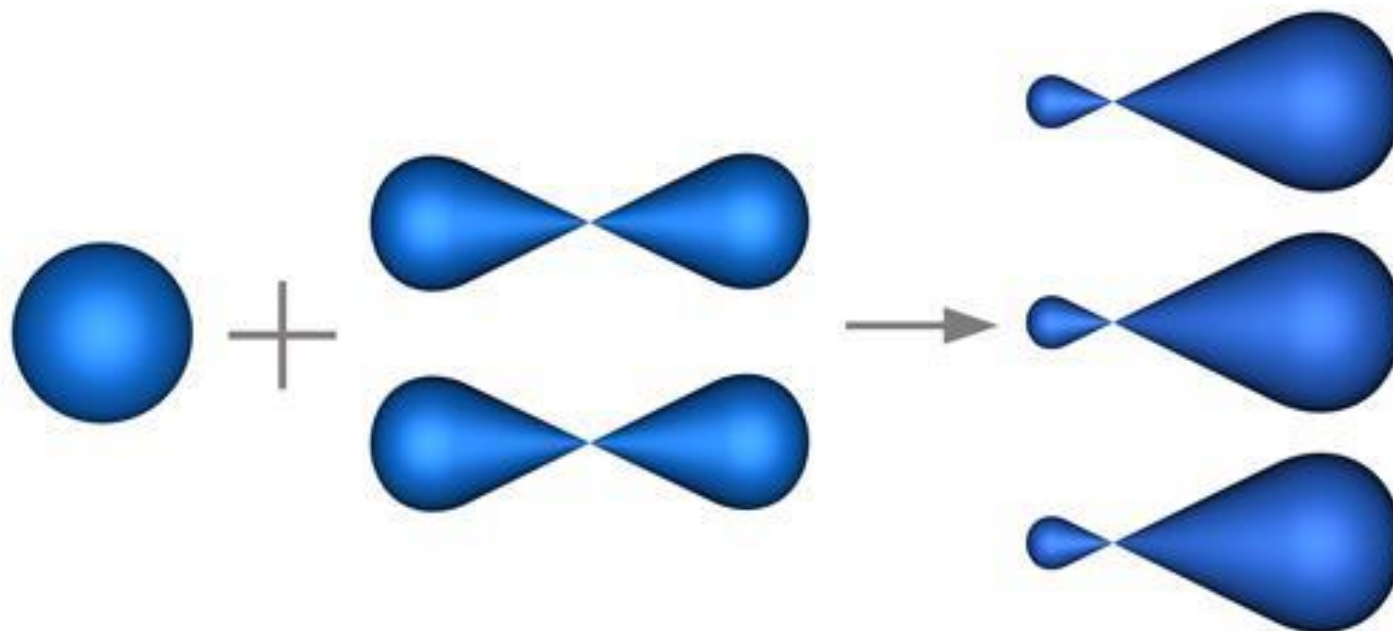
Модель молекулы BeH_2

sp-гибридизация

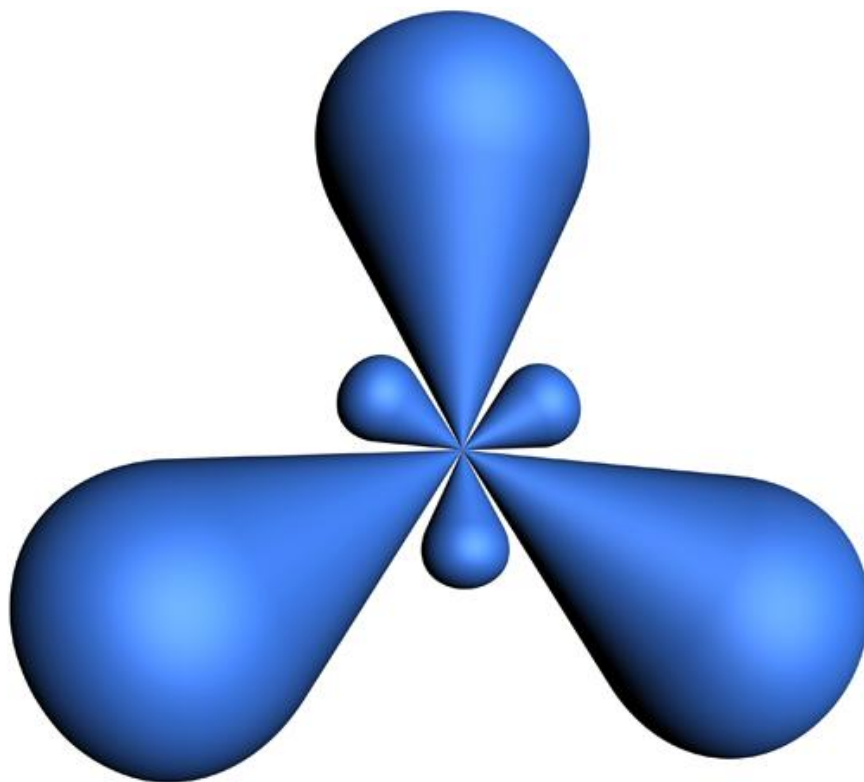


Линейная молекула BeCl_2

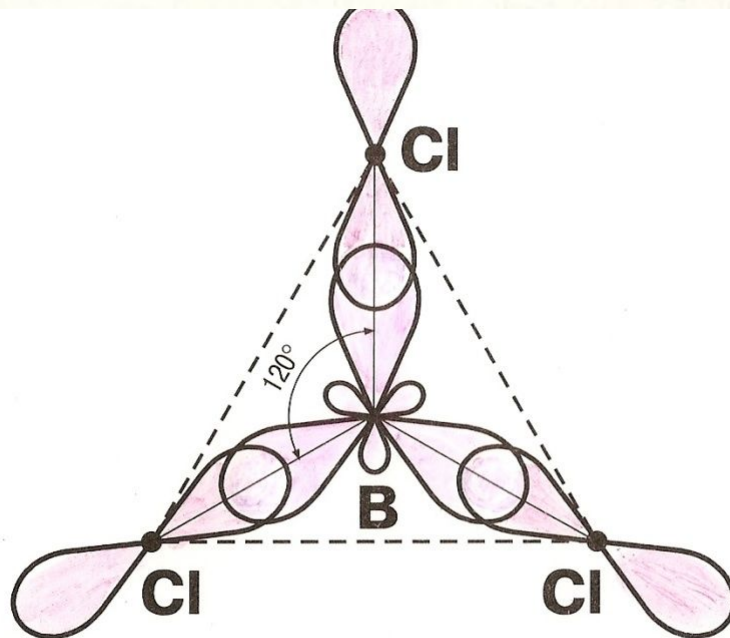
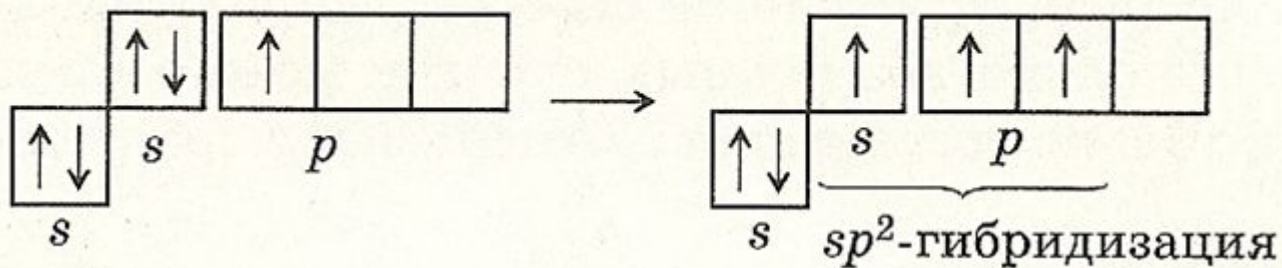
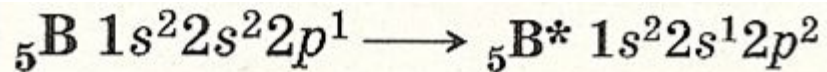
sp²-гибридизация –
участвуют орбитали одного *s*- и двух *p*-
электронов



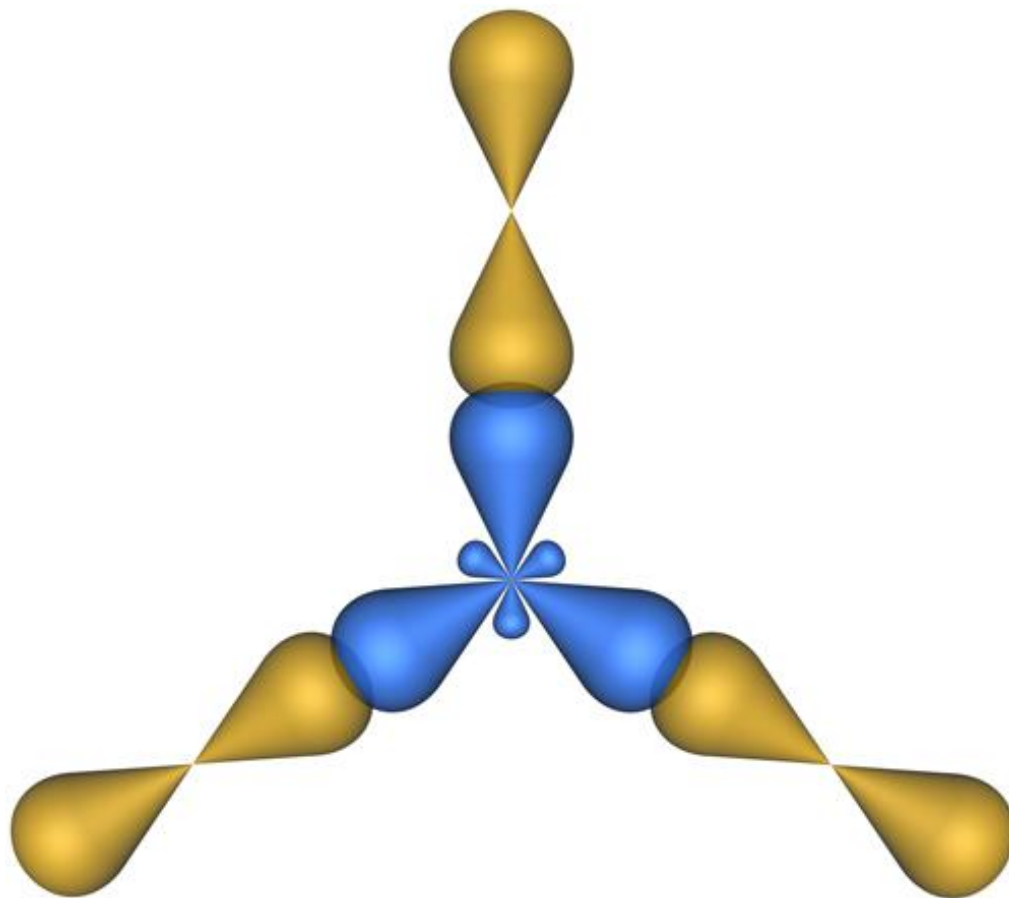
Образуются три гибридные sp^2
орбитали, расположенные в одной
плоскости под углом 120° друг к другу



sp^2 -гибридизация



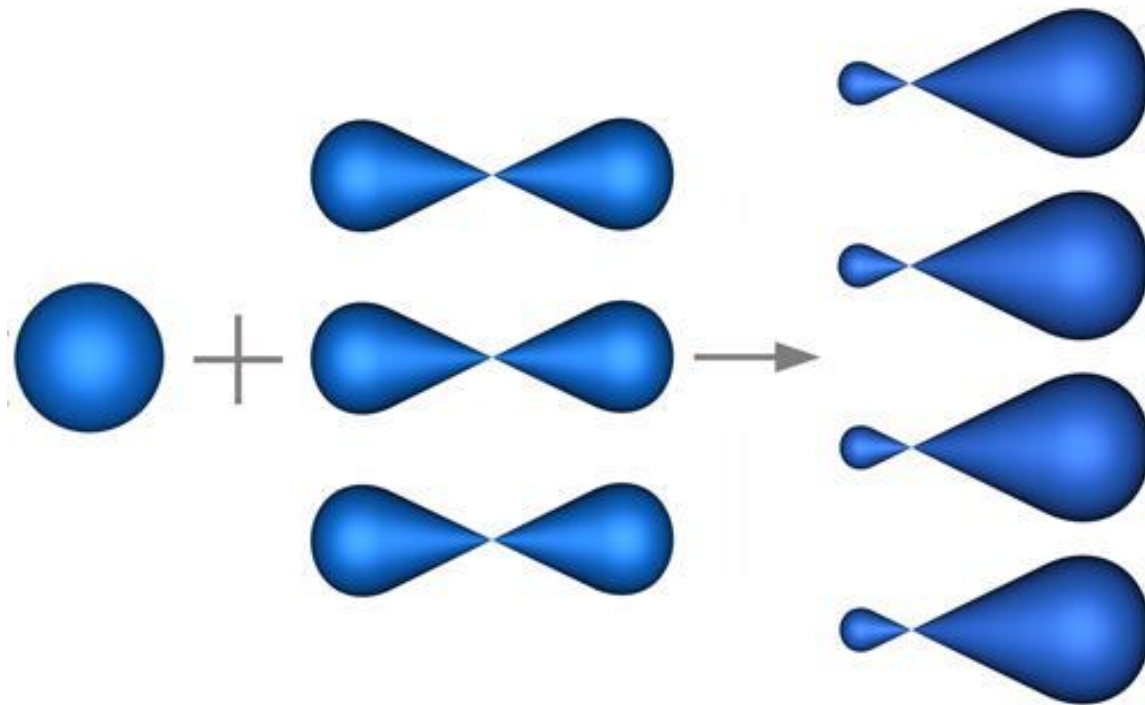
Плоская треугольная молекула BCl_3



Модель молекулы BCl_3

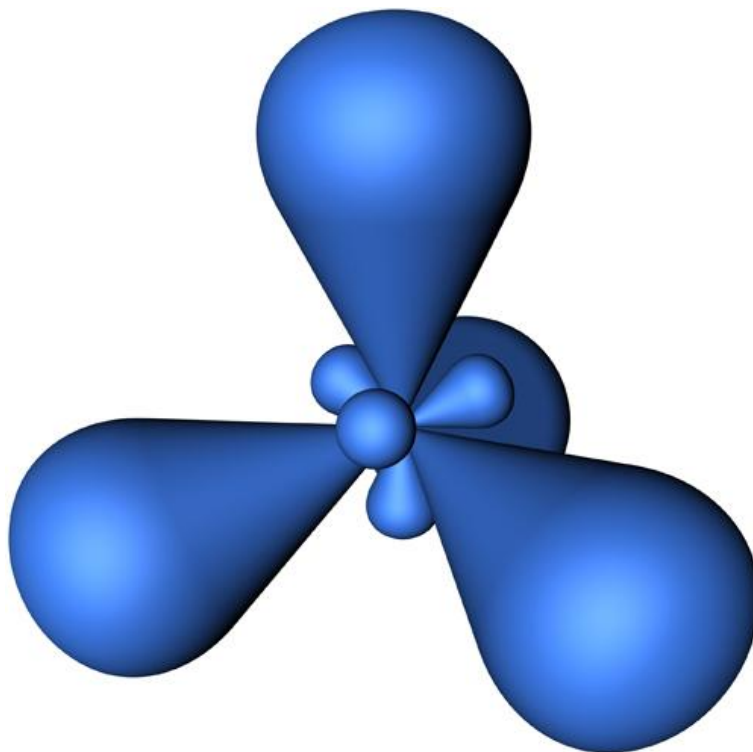
sp³-гибридизация:

участвуют атомные орбитали одного *s*-
и трех *p*-электронов

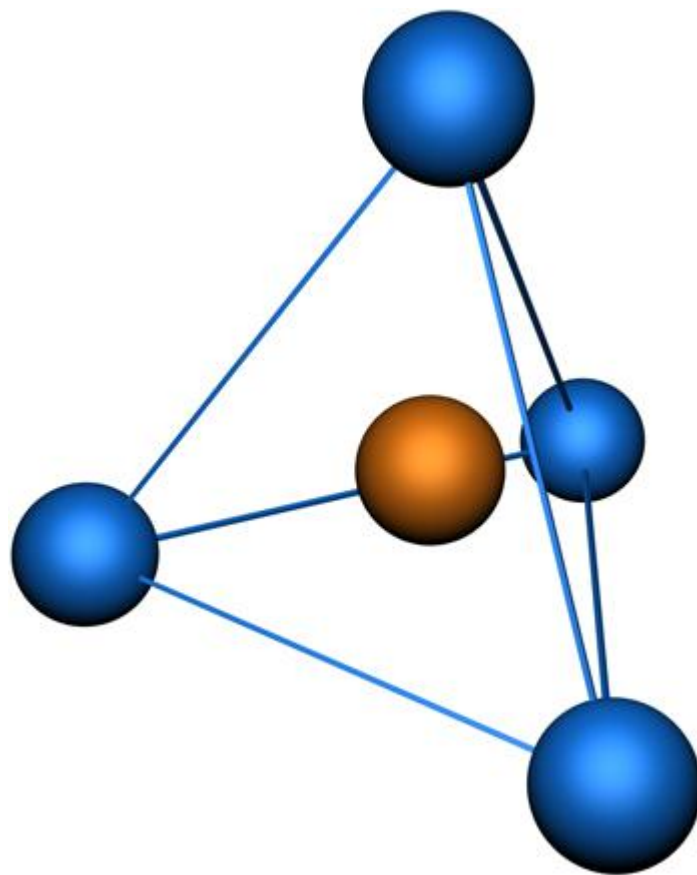


Четыре sp^3 -гибридные орбитали симметрично ориентированы в пространстве под углом 109°

28.

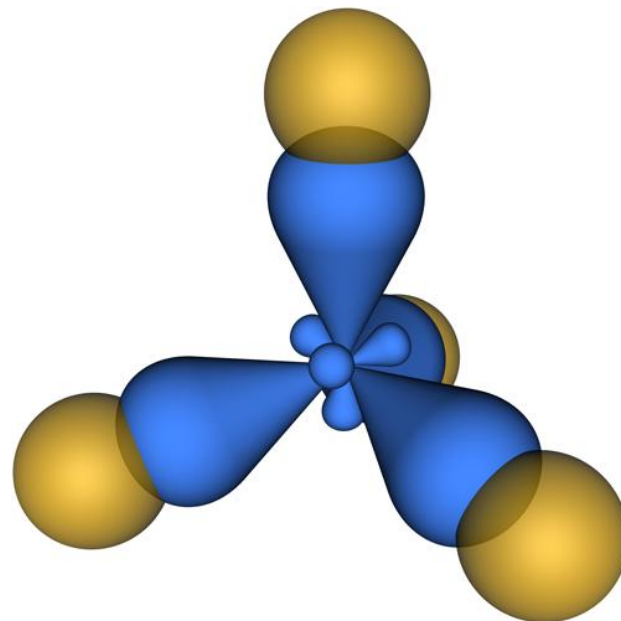
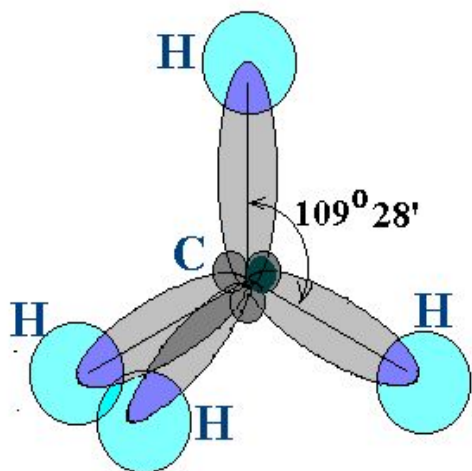
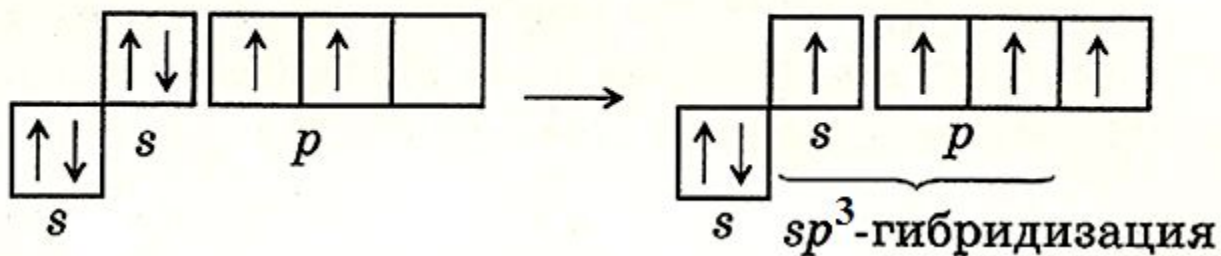
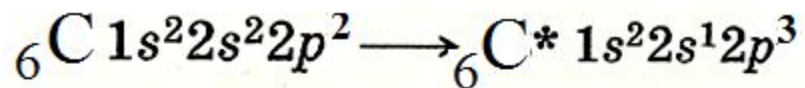


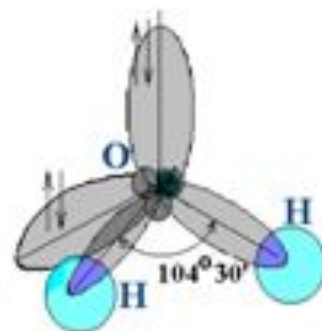
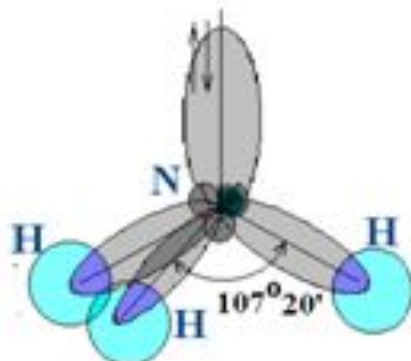
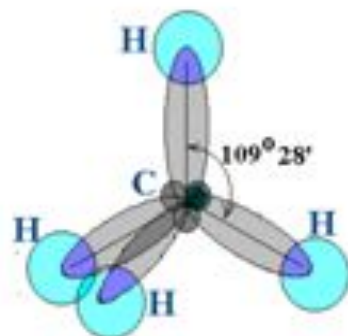
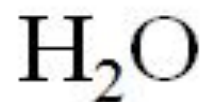
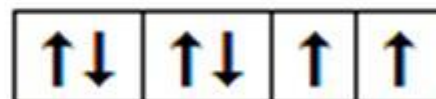
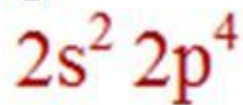
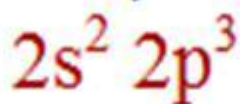
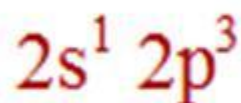
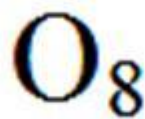
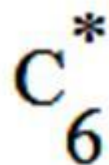
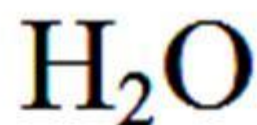
Модель с sp^3 -гибридными орбиталями



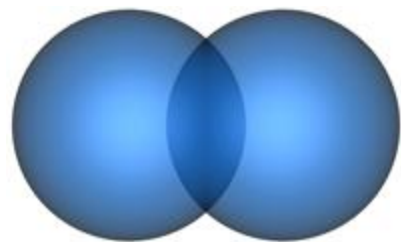
Тетраэдрическая пространственная
конфигурация молекулы с sp^3 -гибридными
орбиталями

sp^3 -гибридизация

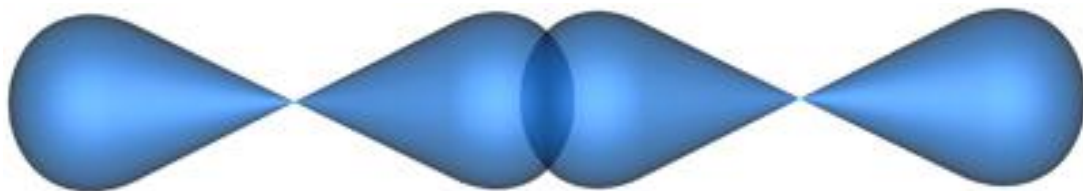




σ -связь образована путем перекрывания электронных облаков вдоль линии, соединяющей ядра атомов

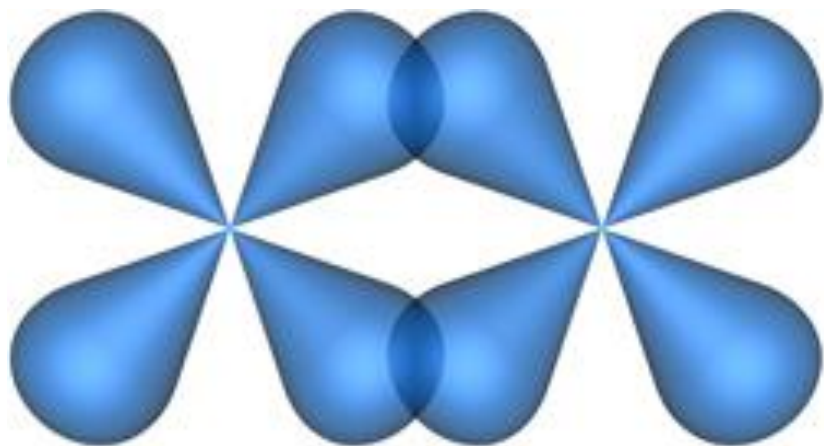


σ -связь между
s-орбиталями



σ -связь между
p-орбиталями

π -связь образована путем перекрывания атомных орбиталей по обе стороны от линии, соединяющей ядра



π -Связь между
 d -орбиталями



π -Связь между
 p -орбиталями

Неполярная ковалентной связь
образуется между атомами одного и того же элемента (H_2 , N_2 и т.д.) или атомами с одинаковой электроотрицательностью (SiC). Электронная плотность между атомами не смещается. Эффективные заряды атомов равны нулю.

Между атомами разных элементов происходит смещение электронного облака в сторону более электроотрицательного атома , что называется полярризацией связи.. Образуется полярная ковалентная связь.

Дипольный момент –
количественная характеристика
полярности связи:

$$\mu = \square q_{\text{эфф}} \cdot l_{\text{дип}}$$

$q_{\text{эфф}}$ – эффект. заряд,

$l_{\text{дип}}$ – длина диполя

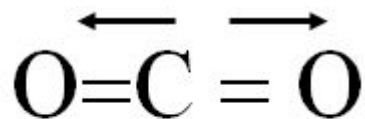
Дебай (D): $1\text{D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$

$1\text{D} = 1 \cdot 10^{-18} \text{ эл.-ст. ед}$

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

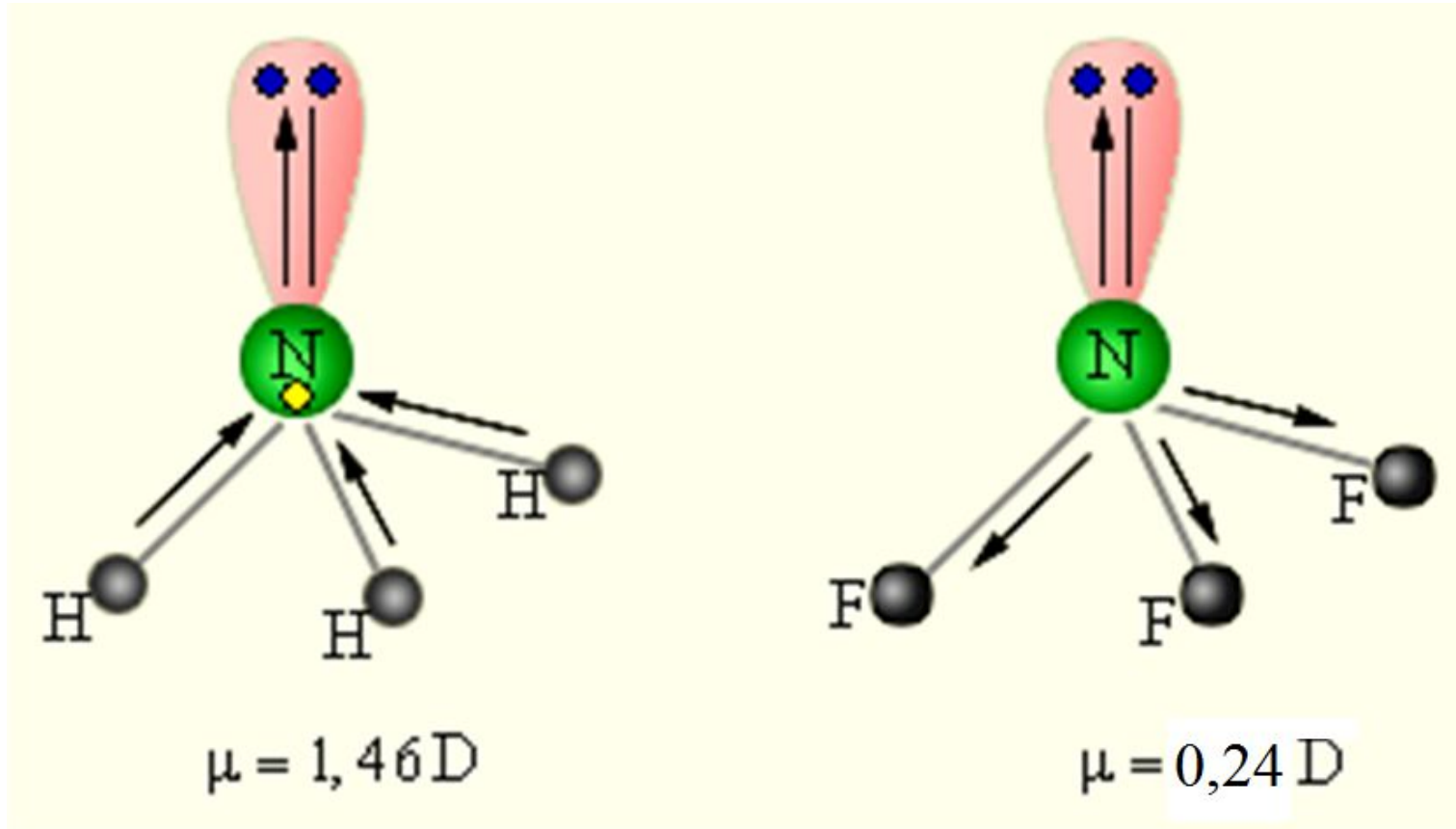
Различают дипольные моменты химической связи и молекул:

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



$$\mu = 0$$

Суммарный дипольный момент зависит от направления векторов дипольных моментов связей



Ионная связь - предельный случай
полярной ковалентной связи,
когда степень ионности $> 50\%$

или $\Delta\text{ЭО} > 1,9$

Пример: **MgO.**

$\text{ЭО}_{\text{Mg}} = 1,2; \text{ЭО}_{\text{O}} = 3,5$

$\Delta\text{ЭО} = 2,3$