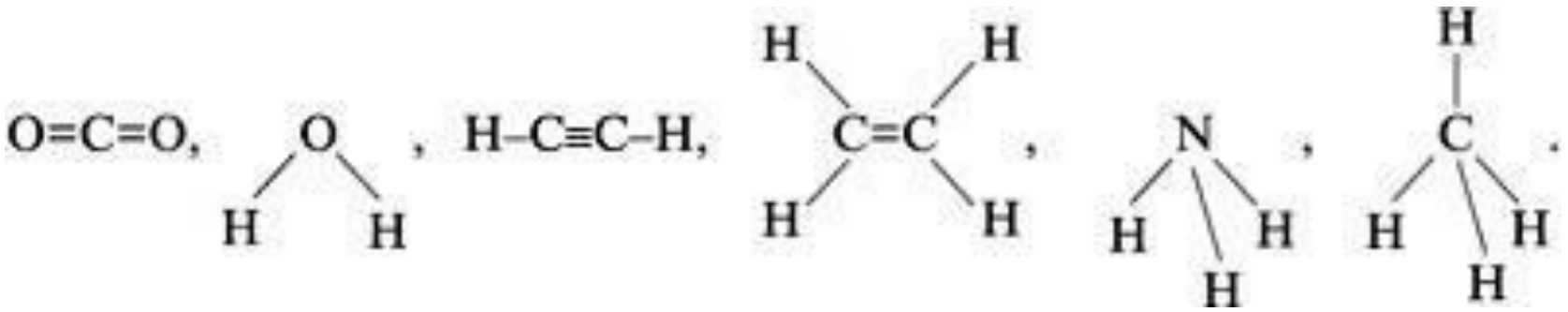
Гибридизация АО. Пространственное строение молекул (геометрия молекул)



ГибридизацияАО – это взаимодействие различных по форме, но близких по энергии АО, их смешивание и выравнивание по энергии и по форме.

В гибридизации могут участвовать:

- АО с неспаренными электронами и неподеленными электронными парами;

- АО, не занятые электронами (вакантные).

Причины гибридизации:

1. Необходимость образования равноценных связей с другими атомами.

2. Максимальное удаление атомов друг от друга в пространстве.

Виды гибридизации

Тип гибридизации	Число электронных пар атома А		Состав молекулы	Геометрическая конфигурация молекулы	Примеры
	Общие электронные пары	Несвязывающие электронные пары			
sp	2	0	AB_2	Линейная	$BeCl_2$, CO_2
sp^2	3	0	AB_3	Треугольная	BCl_3, SO_3
	2	1	AB_2	Угловая	O_3, SO_2
sp^3	4	0	AB_4	Тетраэдрическая	CH_4, CCl_4
	3	1	AB_3	Пирамидальная (тригональная пирамида)	NH_3, NF_3
	2	2	AB_2	Угловая	H_2O

Наиболее склонны к гибридизации атомы элементов II периода периодической системы: Be, C, N, F.

Например:

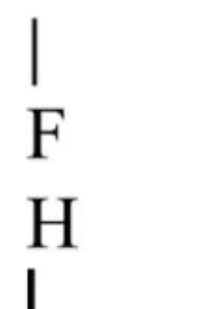
II

$BeCl_2$ → Cl — Be — Cl (sp – гибридизация)

хлорид бериллия

III

BF_3 →

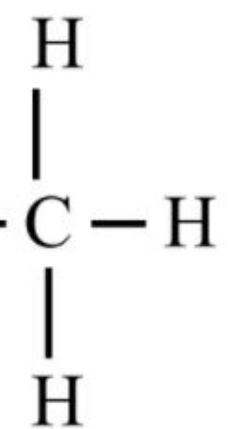


(sp^2 – гибридизация)

фторид бора

IV

CH_4 →

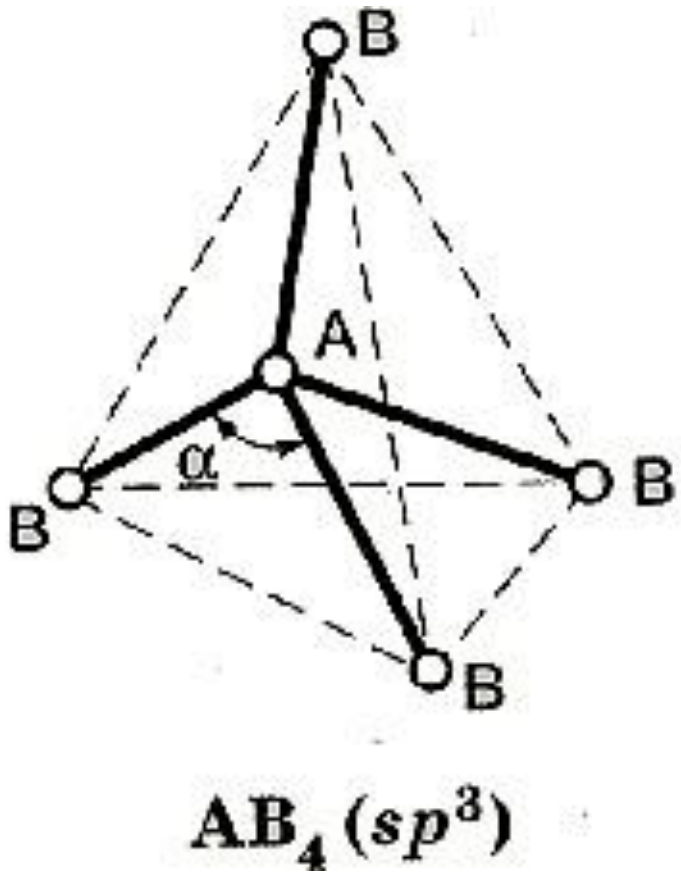


(sp^3 – гибридизация)

метан

Типы гибридизаций:

sp^3- гибридизация



$AB_4\ (sp^3)$

1. **Пространственная форма**
   – тетраэдрическая

Валентный угол – $109^0 28^/$

Число связывающих электронных пар – 4 **Число неподеленных электронных пар** – 0

Примеры: CH_4, CCl_4, SiH_4, NH_4^+

2. Пространственная форма
   – треугольная пирамида **Валентный угол** – $107^0 5^/$

Число связывающих электронных пар – 3 **Число неподеленных электронных пар** – 1

Примеры: NF_3, NH_3

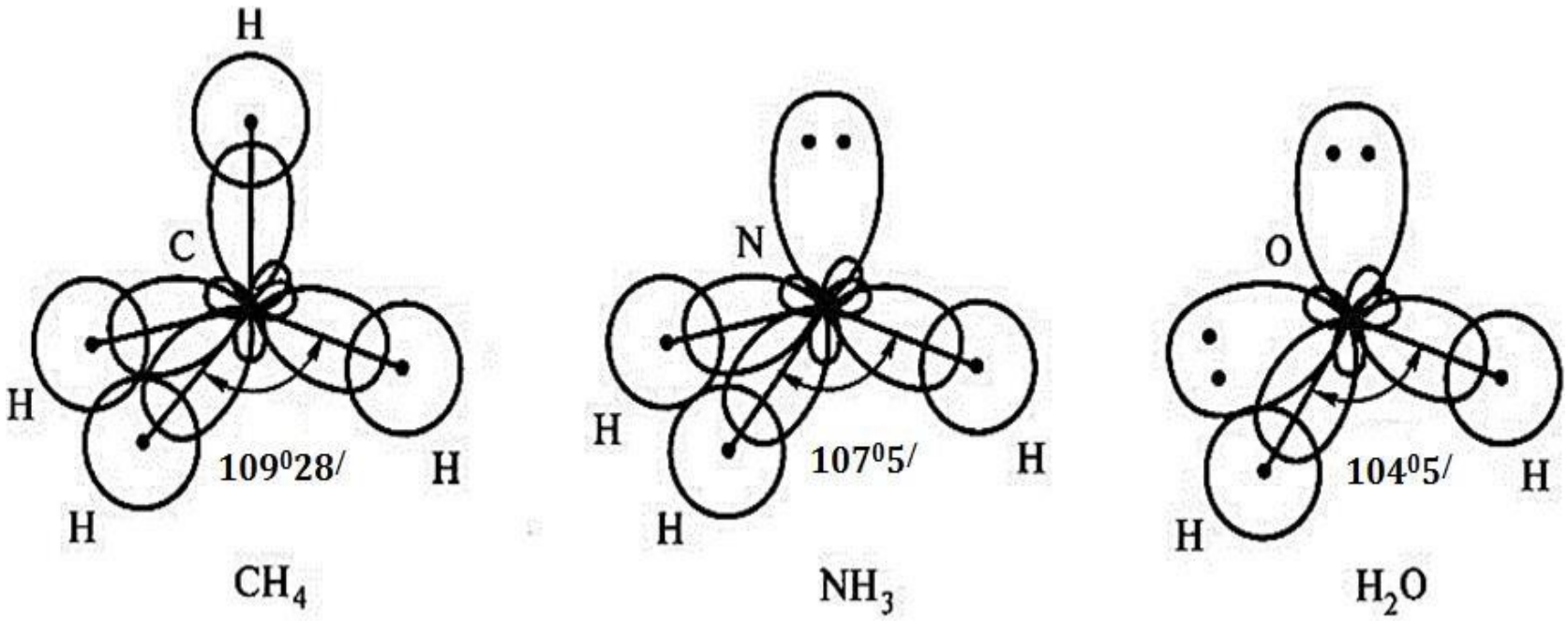
3. Пространственная форма – угловая

Валентный угол – $104^0 5/$

Число связывающих электронных пар – 2

Число неподеленных электронных пар – 2

Примеры: H_2O



sp^2 –гибридизация

1. Пространственная форма – плоскостной треугольник

Валентный угол – 120^0

Число связывающих электронных пар – 3

Число неподеленных электронных пар – 0

Примеры: BF_3, C_2H_4, NO_3^-

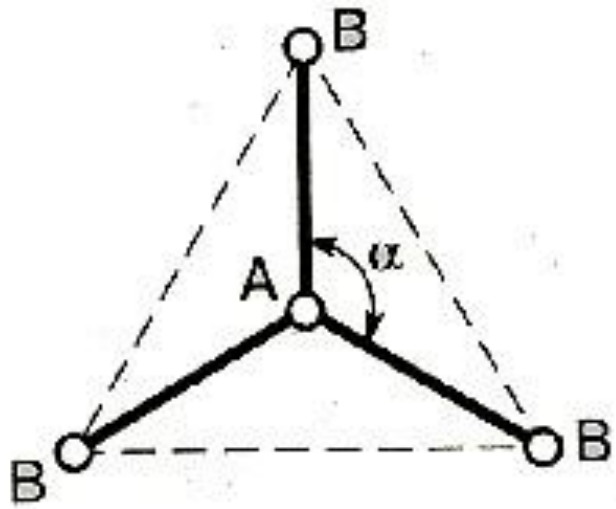
2. Пространственная форма

– угловая

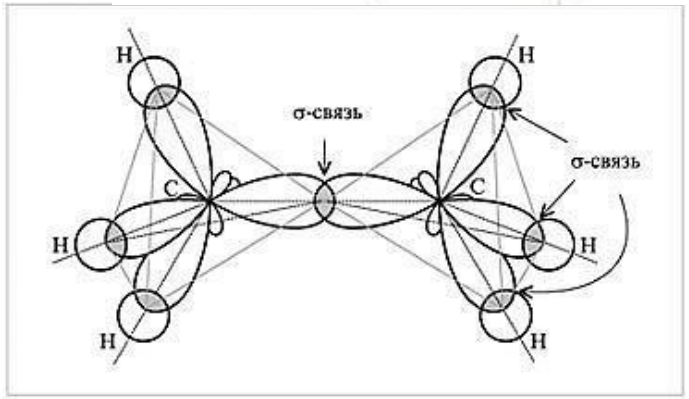
Валентный угол – 120^0 **Число связывающих электронных пар –** 2

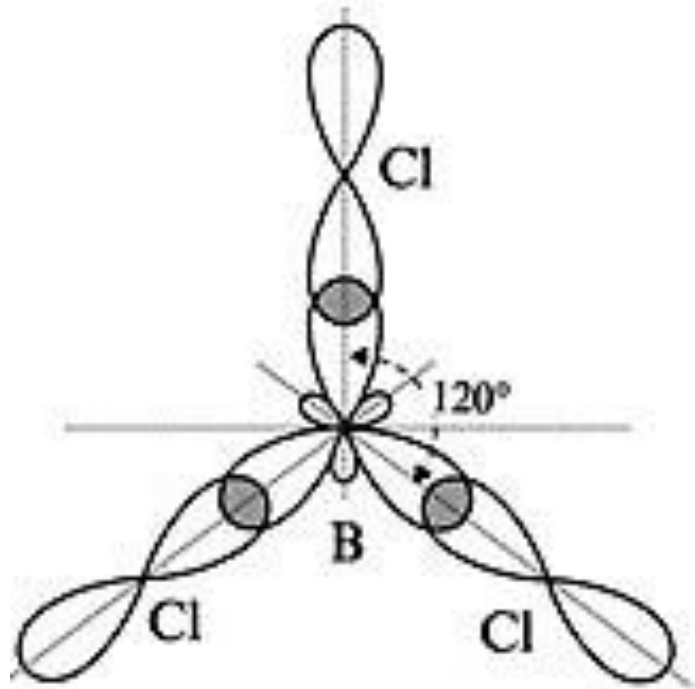
Число неподеленных электронных пар – 1

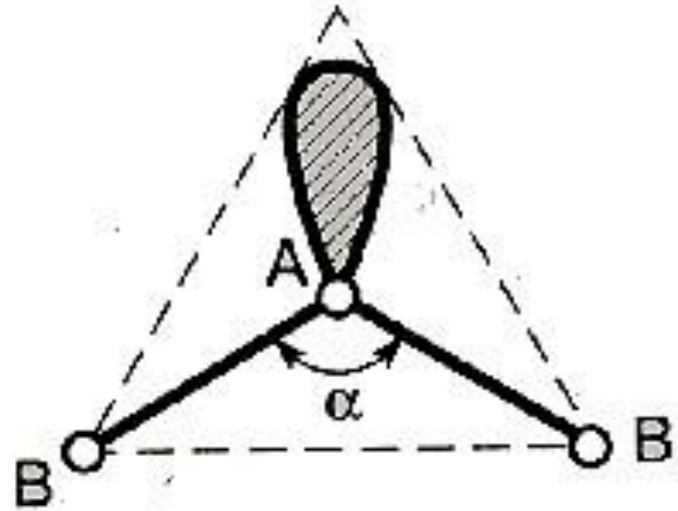
Примеры: $SnCl_2$, SO_2



AB_3 (sp^2)

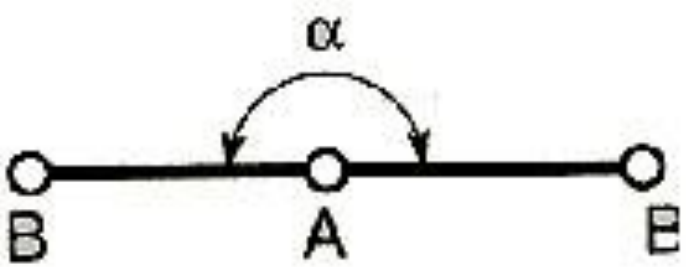






:AB_2, ·AB_2 (sp^2)

sp- гибридизация



AB_2 (*sp*)

Пространственная форма – линейная

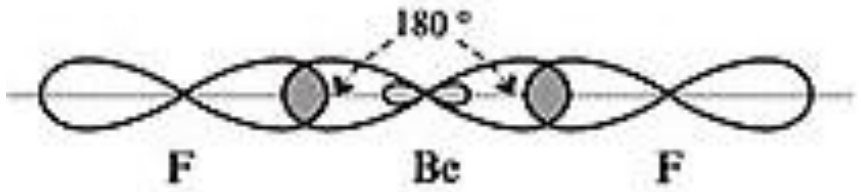
Валентный угол – 180^0 **Число связывающих электронных пар –** 2 **Число неподеленных электронных пар –** 0

Примеры: C_2H_2, $BeCl_2$, BeH_2

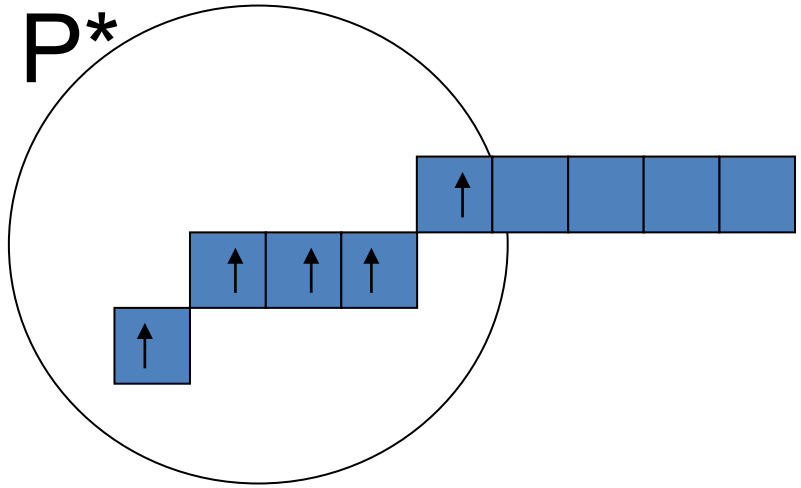
9

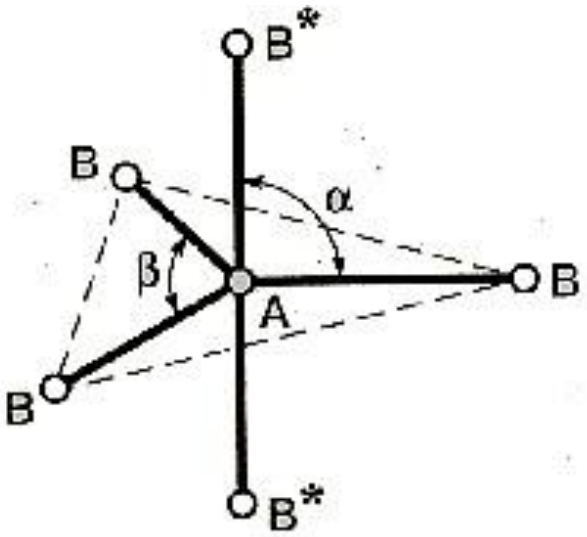
4 **Be** *

$2p^0$ 2 2



sp^3d -гибридизация





AB_5 (sp^3d)

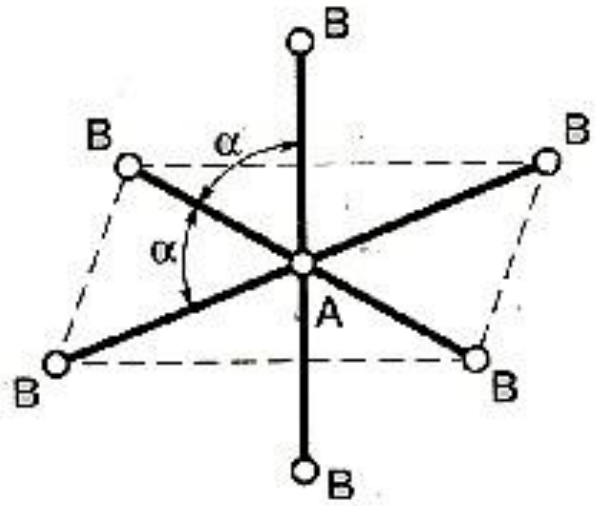
Пространственная форма – тригонально-бипирамидальная

Валентный угол – 90, 120^0 **Число связывающих электронных пар –** 5

Число неподеленных электронных пар – 0

Примеры: PCl_5

sp^3d^2-гибридизация



AB_6 (sp^3d^2)

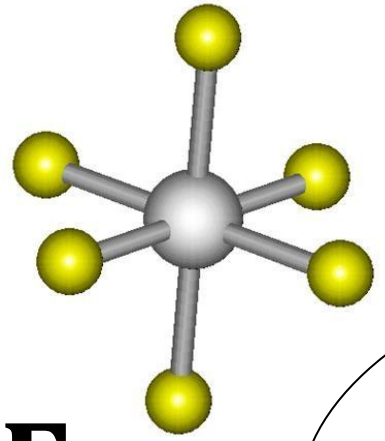
Пространственная форма – октаэдрическая

Валентный угол – 90^0

Число связывающих электронных пар – 6

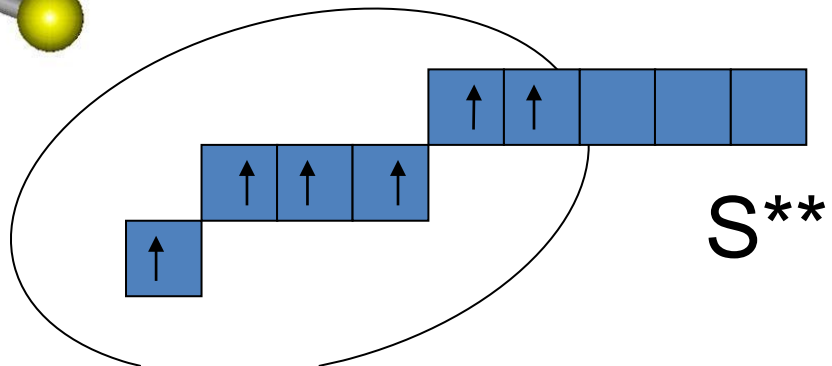
Число неподеленных электронных пар – 0

Примеры: SF



SF_6

6



Алгоритм определения геометрии молекул:

- Определить число *σ- связей* для центрального атома
- Составить электронно-графическую схему валентных электронов (по числу связей)
- Определить тип гибридизации
- Дать характеристику гибридным орбиталям (число, направленность, валентный угол)

Выводы

На форму молекул влияют:

1) тип гибридизации атомных орбиталей; 2) число атомов в молекуле.

Если в молекуле есть π – связь, то на каждую π – связь остается негибридным одно *p* – облако.

Так, например, в молекуле этилена одна π – связь, углерод будет уже не в sp^3, а в sp^2 – гибридизации; в молекуле ацетилена две π – связи, углерод будет находиться в *sp* – гибридизации.

Вид гибридизации легко определить по структурной формуле вещества.

Например: SO_3

Валентность серы VI, значит, электроны располагаются по одному на шести орбиталях

3*s, 3p, 3d;* у серы 3 π – связи, значит, *две d* и *одна p* орбитали в гибридизации не участвуют.

Следовательно, гибридизация серы - sp^2, молекула треугольная.