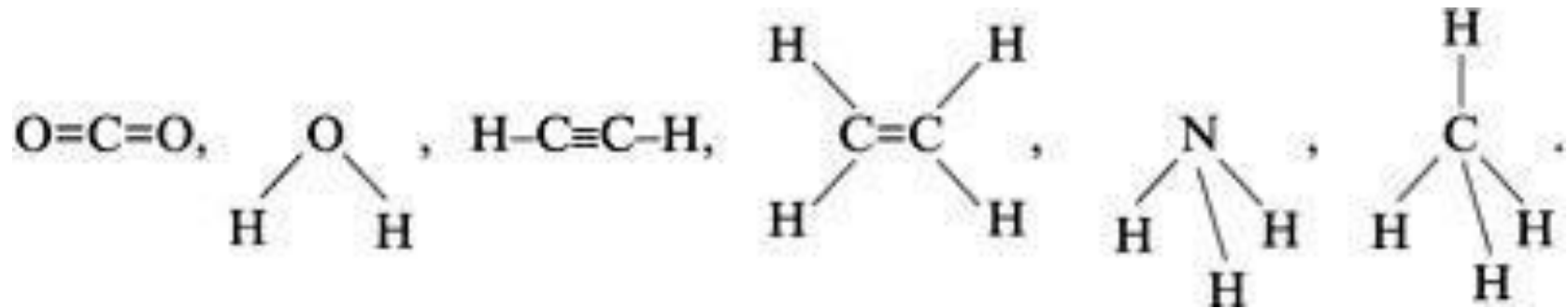


Гибридизация АО. Пространственное строение молекул (геометрия молекул)



Гибридизация АО – 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



хлорид бериллия

III



фторид бора

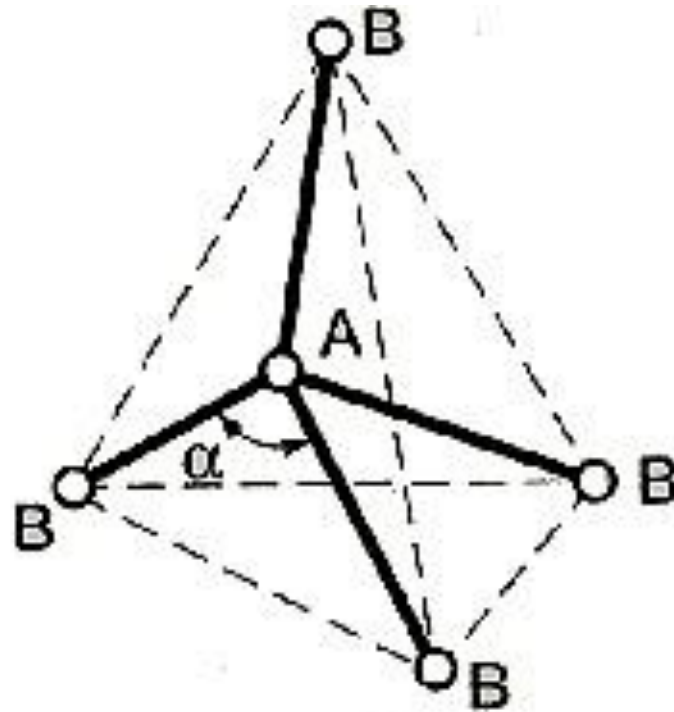
IV



метан

Типы гибридизаций:

sp^3 -гибридизация



$AB_4 (sp^3)$

1. Пространственная форма

– тетраэдрическая

Валентный угол – $109^{\circ}28'$

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** – $107^{\circ}5'$

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

Примеры: NF_3 , NH_3

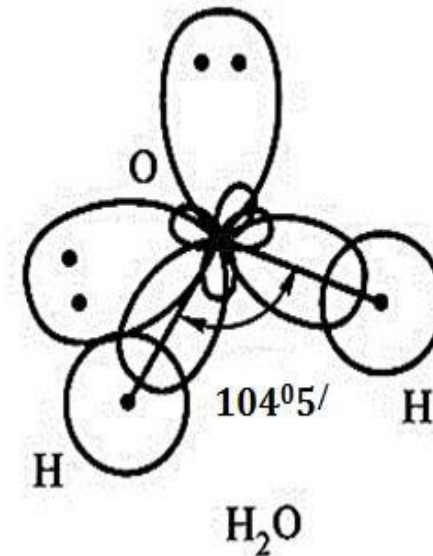
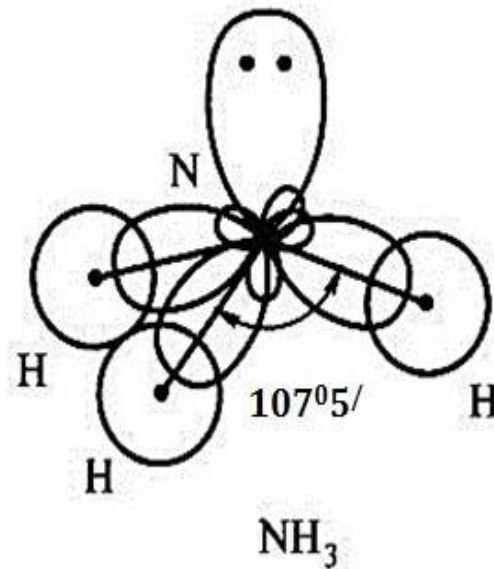
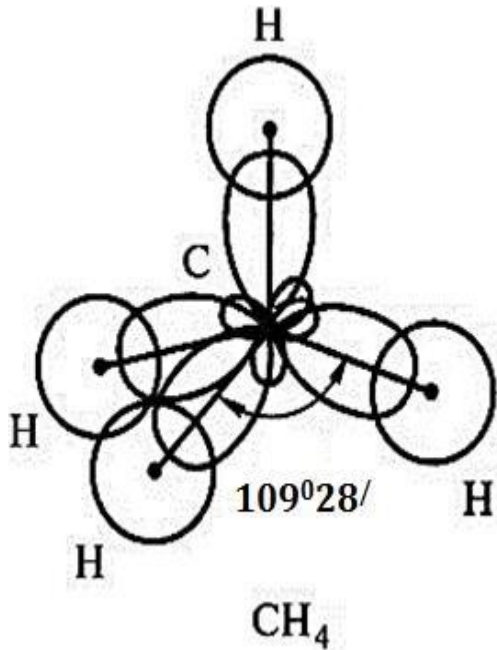
3. Пространственная форма – угловая

Валентный угол – $104^{\circ}5'$

Число связывающих электронных пар – 2

Число неподеленных электронных пар – 2

Примеры: H_2O



sp^2 –гибридизация

1. Пространственная форма – плоскостной треугольник

Валентный угол – 120°

Число связывающих электронных пар – 3

Число неподеленных электронных пар – 0

Примеры: BF_3 , C_2H_4 , NO_3^-

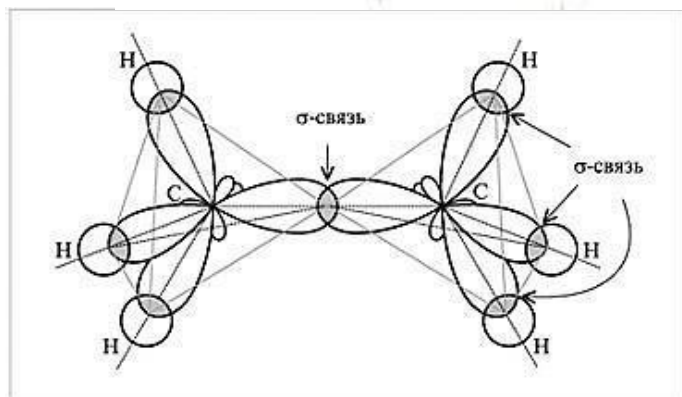
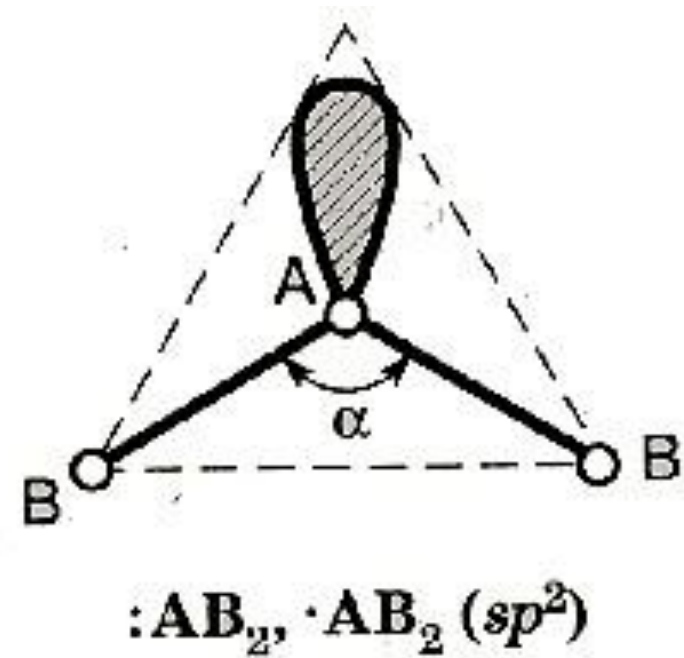
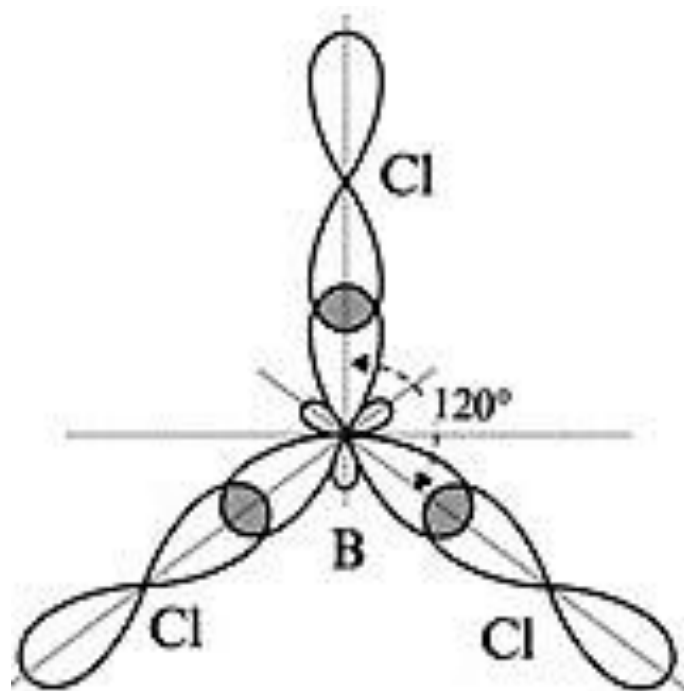
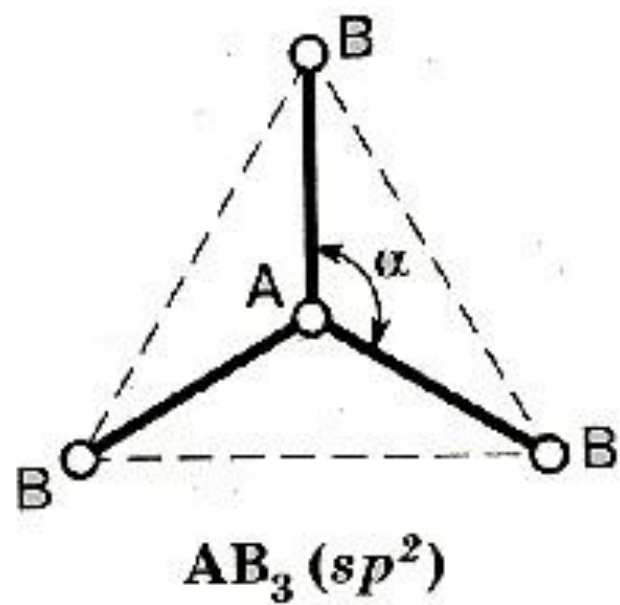
2. Пространственная форма

– угловая

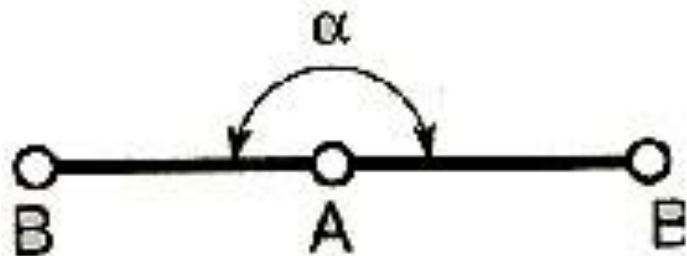
Валентный угол – 120° Число связывающих электронных пар – 2

Число неподеленных электронных пар – 1

Примеры: $SnCl_2$, SO_2



sp-гибридизация



Пространственная форма – линейная

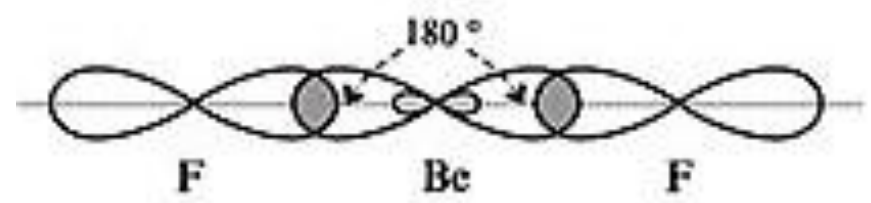
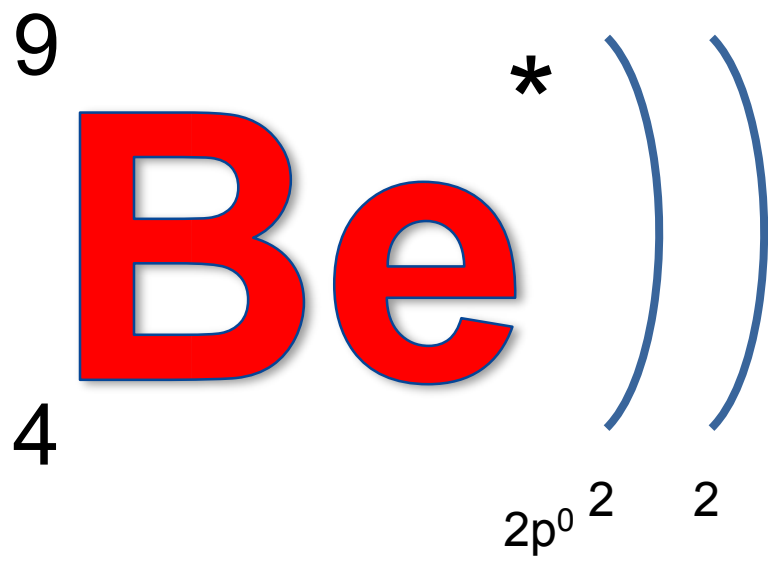
Валентный угол – 180° **Число связывающих**

электронных пар – 2 **Число неподеленных**

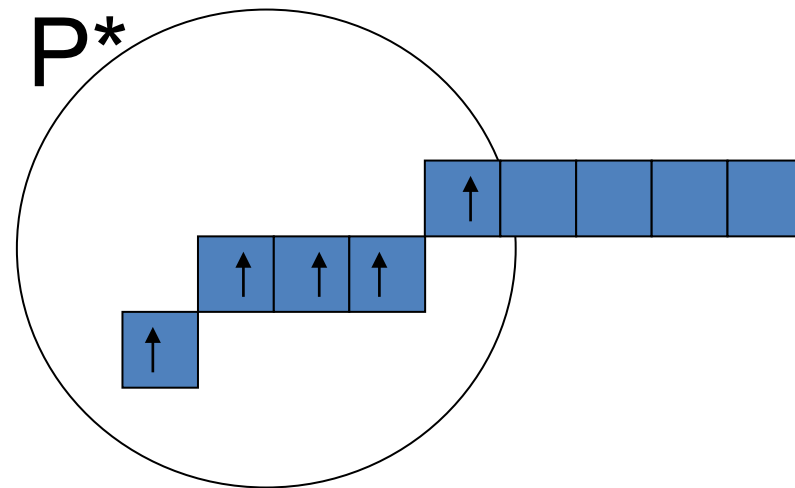
электронных пар – 0

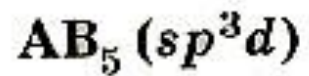
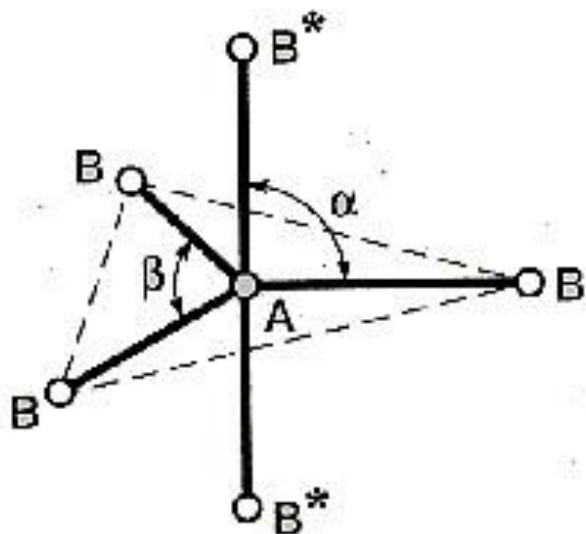
Примеры: C_2H_2 , $BeCl_2$, BeH_2

$AB_2 (sp)$



sp^3d -гибридизация





Пространственная форма –

тригонально-бипирамидальная

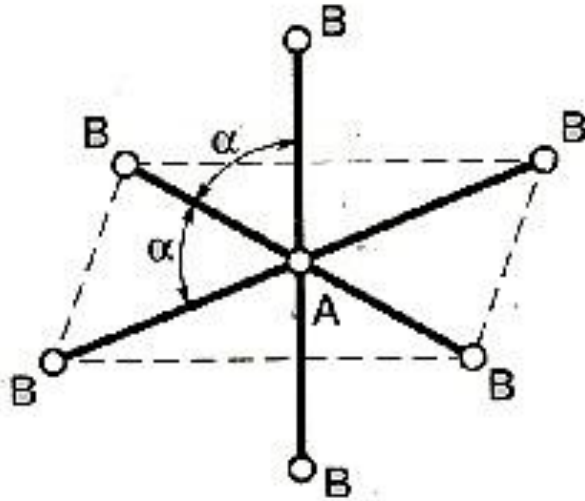
Валентный угол – $90, 120^{\circ}$

Число связывающих электронных пар – 5

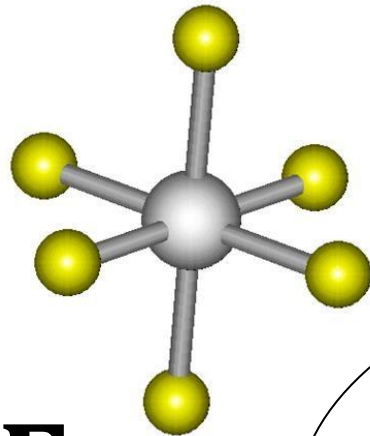
Число неподеленных электронных пар – 0

Примеры: PCl_5

sp^3d^2 -гибридизация



$AB_6 (sp^3d^2)$



SF_6

Пространственная форма –
октаэдрическая

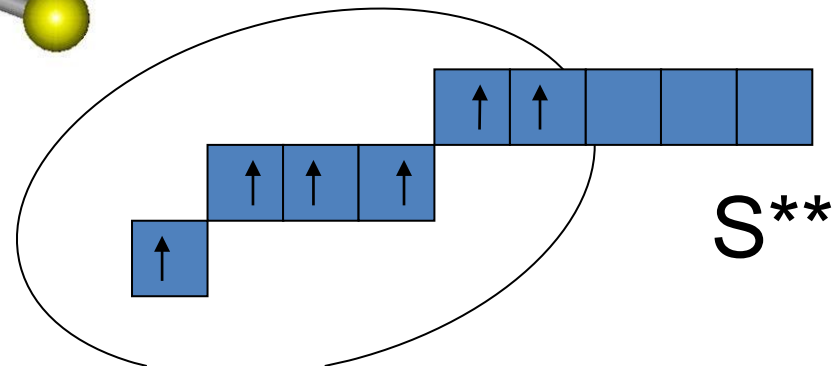
Валентный угол – 90^0

Число связывающих
электронных пар – 6

Число неподеленных
электронных пар – 0

Примеры: SF

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:

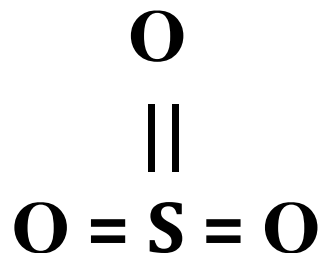
- 1) тип гибридизации атомных орбиталей;
- 2) число атомов в молекуле.

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

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

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