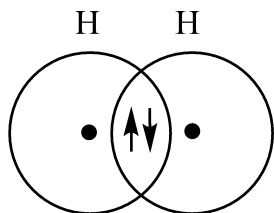
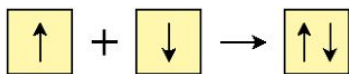
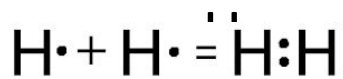


Химическая связь

Почему атомы соединяются в молекулы?

Атомы стремятся **завершить** свои **электронные оболочки!**

Образование молекулы водорода



Электронные оболочки благородных (инертных) газов завершены.

Поэтому их молекулы одноатомны и не вступают во взаимодействие с другими атомами.

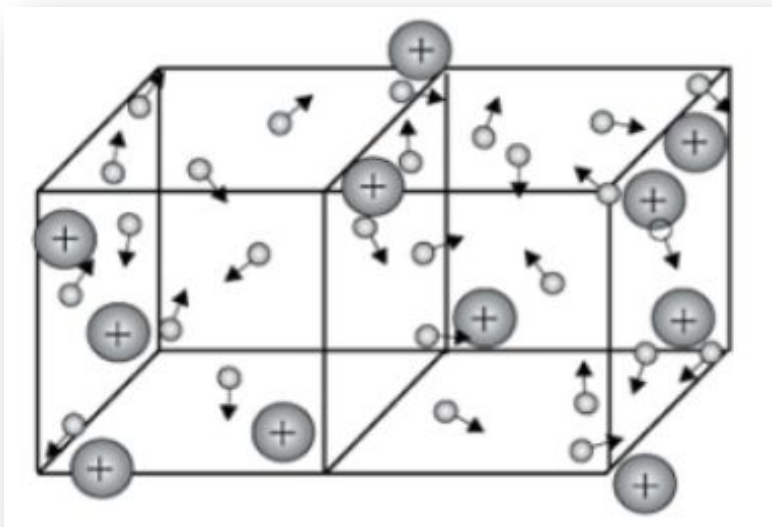
Например, гели $\boxed{\uparrow\downarrow} \text{:}$
 $1s^2$

В образовании химической связи участвуют только валентные электроны. У элементов главных подгрупп это электроны внешнего энергетического уровня. Они расположены дальше от ядра и менее прочно связаны с ним.

В зависимости от способа образования завершённых электронных структур атомов различают несколько видов химической связи.



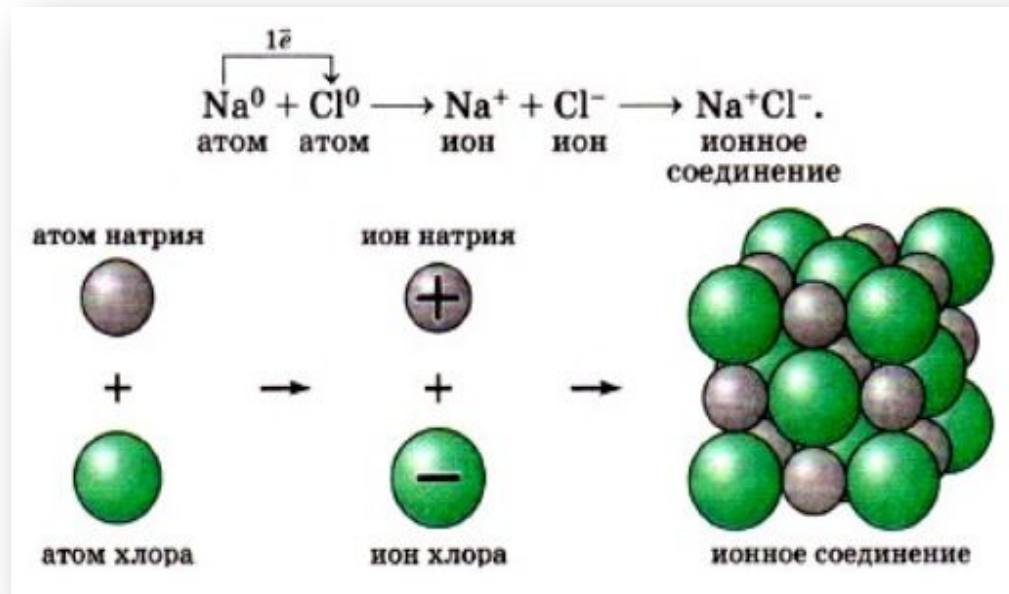
Металлическая связь (Me - Me)



- Металлическую связь образуют металлы, атомы которых на внешних оболочках имеют мало валентных электронов.
- Во всех узлах кристаллической решетки расположены положительные ионы металла.
- Между ними беспорядочно, движутся валентные электроны, отцепившиеся от атомов при образовании ионов.
- Эти электроны удерживают вместе положительные ионы.

Ионная связь

Электростатическое взаимодействие между **положительными** и **отрицательными** ионами называется ионной связью.



- Взаимодействие между **катионами** и **анионами** не зависит от направления, поэтому об ионной связи говорят как о *ненаправленной*. Т.е. ионные соединения не имеют строения.
- Каждый катион может притягивать любое число анионов, и наоборот. Вот почему ионная связь является *ненасыщенной*. Т.е. ионные соединения не имеют состава.
«Молекулой» ионного соединения можно считать весь кристалл.

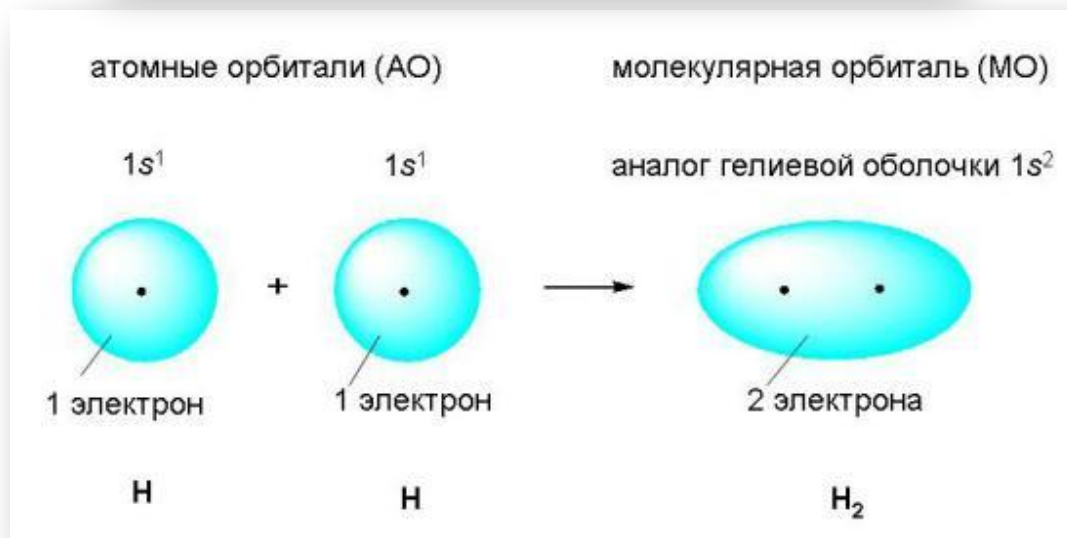
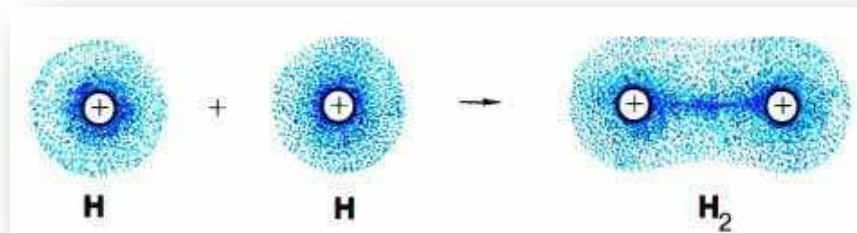
ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ АТОМОВ

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Ионная связь образуется только между атомами таких элементов, которые значительно отличаются по своей **ЭО (разность >1,7)**. Однако полного перехода электронов от одних атомов к другим не происходит.

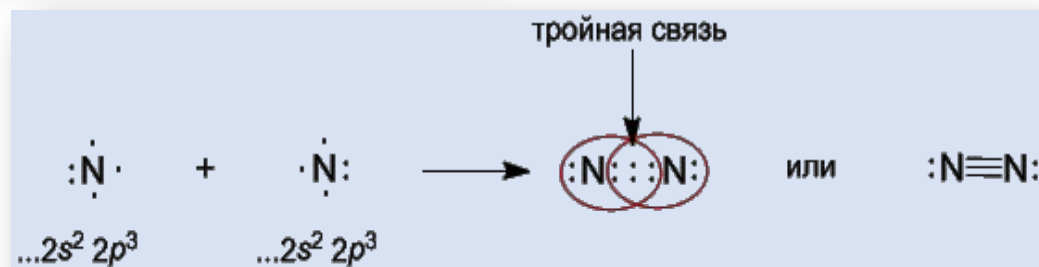
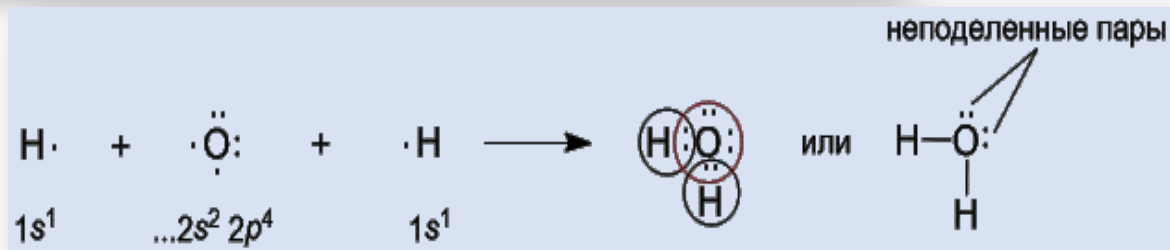
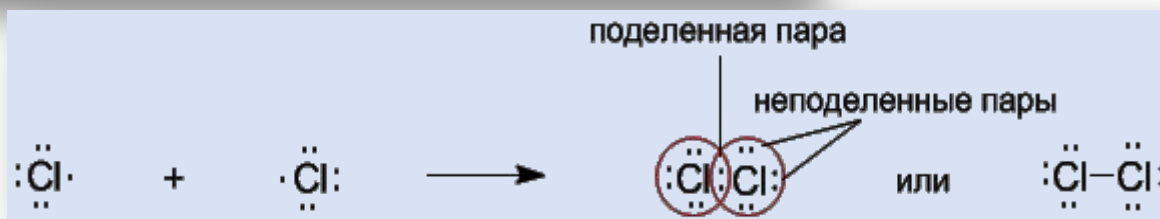
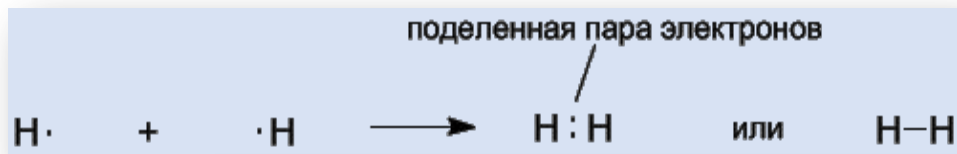
Ковалентная связь

Возникает за счет увеличения электронной плотности в области между химически связанными атомами



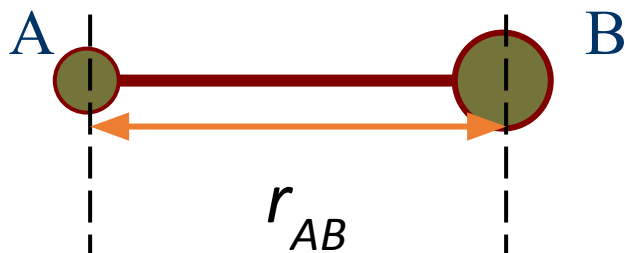
Гипотеза Льюиса (1916):

связи между двумя атомами осуществляется парой электронов;
при этом вокруг каждого атома обычно формируется восьмиэлектронная оболочка («правило октета»).

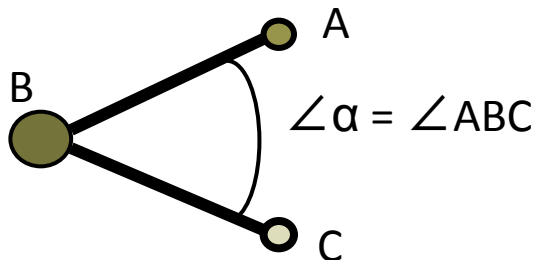


Характеристики ковалентной связи

- **Длина связи** – это расстояние между ядрами химически связанных атомов.



- **Валентный угол** – угол между линиями связи, данных атомов.



- **Энергия ковалентной связи**

$E_{(AB)}$ – это энергия, необходимая для того, чтобы разорвать связь между атомами A и B и удалить их друг от друга на расстояние, на котором они не взаимодействуют.

Свойства ковалентной СВЯЗИ

Валентность – это свойство одиночного атома к образованию того или иного числа ковалентных связей.

Валентные возможности атома определяются числом неспаренных электронов и числом вакантных орбиталей данного атома, способных участвовать в образовании связей по донорно-акцепторному механизму.

Насыщаемость.

В соответствии с принципом Паули на перекрываемых орбиталях могут присутствовать не более двух электронов с противоположными спинами).

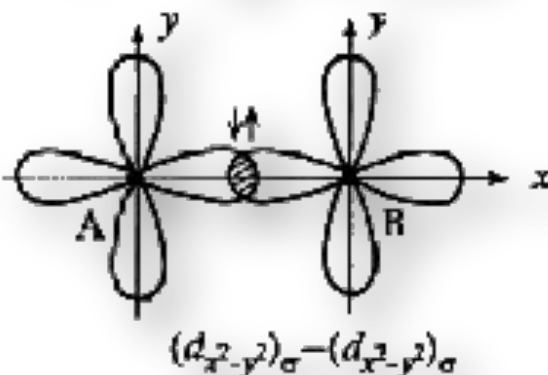
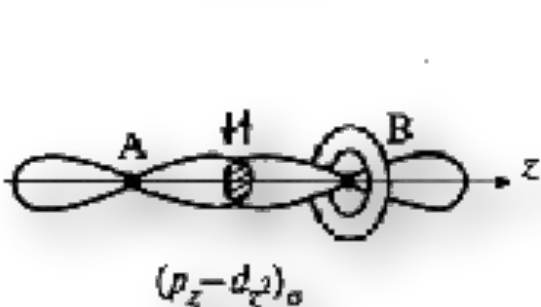
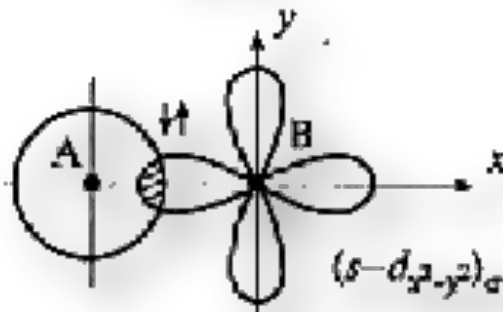
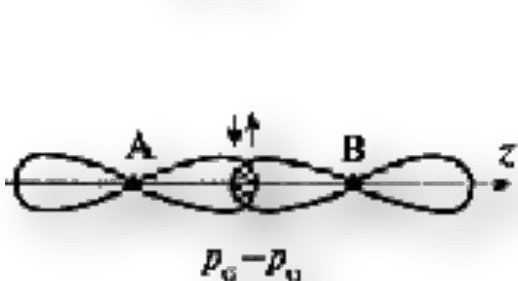
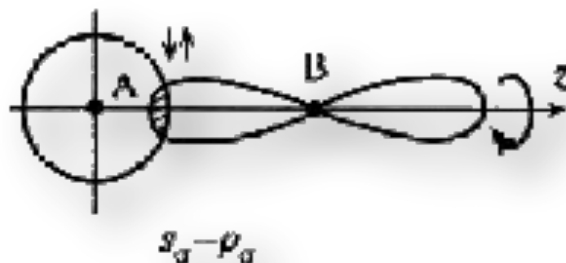
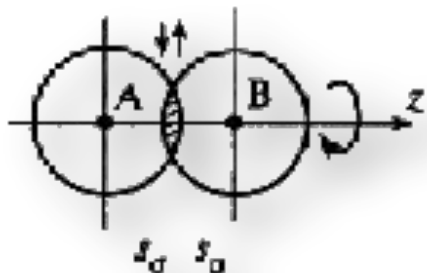
Направленность.

Перекрываемые орбитали должны иметь одинаковую симметрию относительно межъядерной оси (вдоль σ -связей). Совокупность направленных, строго ориентированных в пространстве σ -связей создает структуру химической частицы.

Образование кратных связей при дополнительном перекрывании атомных орбиталей (π - и δ -связи).

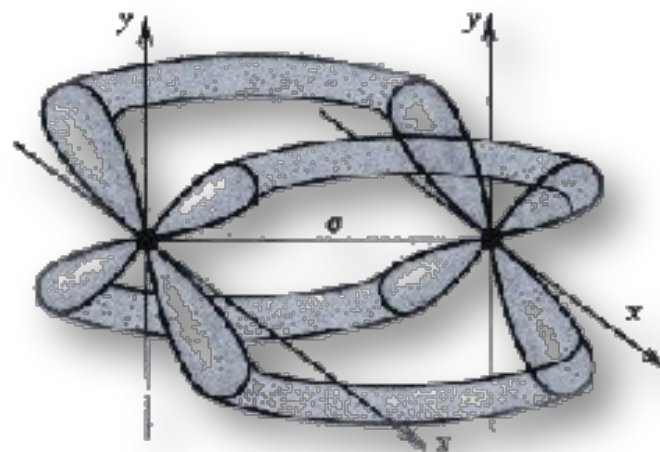
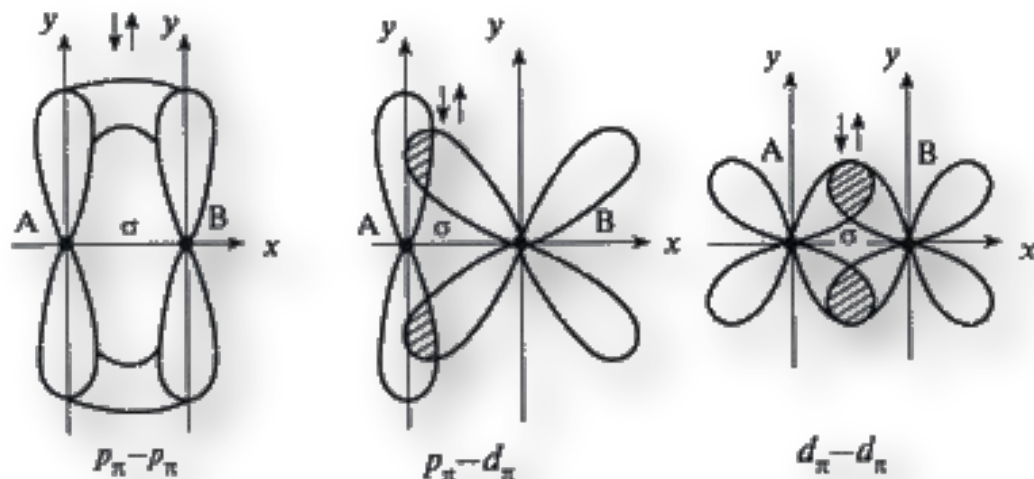
Перекрывание орбиталей при образовании σ -связей

При образовании
сигма-связей
максимум
электронной
плотности
находится на
линии связи



Перекрытие орбиталей при образовании π - и δ -связей

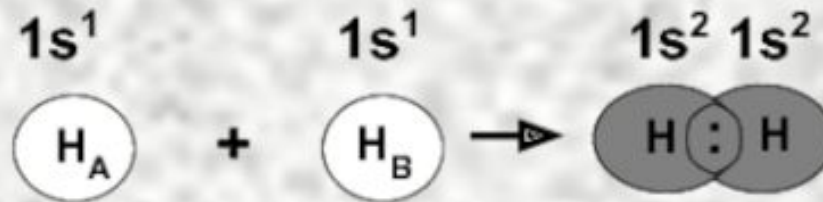
- В случае π -связи два максимума электронной плотности находятся по обе стороны от линии связи.
- В случае δ -связи в пространстве между атомами находятся четыре максимума электронной плотности (перекрытие четырех лепестков электронных облаков).



КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ.

Существуют два принципиальных механизма образования ковалентной связи:

1. Обменный:

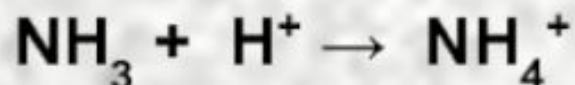


2. Донорно-акцепторный:

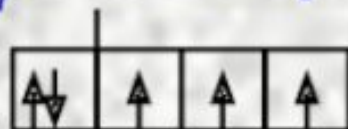


2. ДОНОРНО – АКЦЕПТОРНЫЙ МЕХАНИЗМ ОБРАЗОВАНИЯ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ

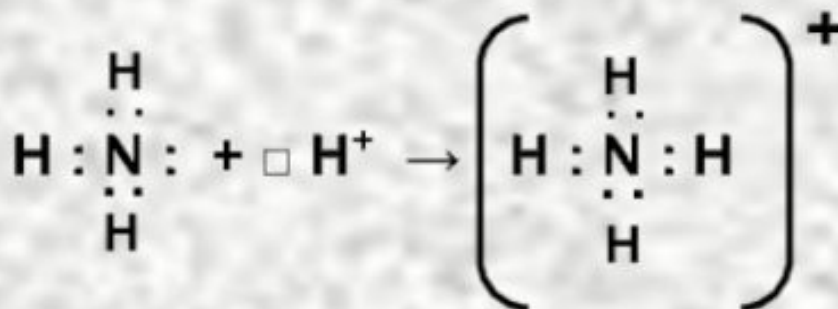
ПРИМЕР: Рассмотрим образование иона аммония:



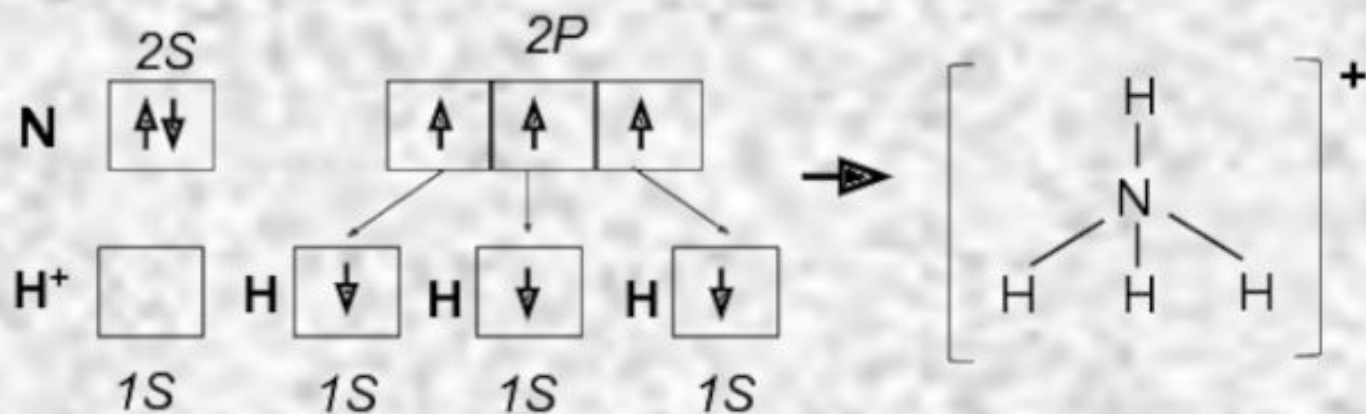
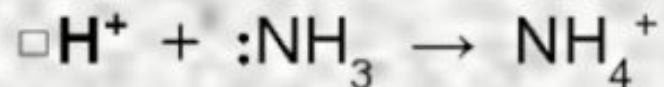
${}^7\text{N} \dots 2s^2 2p^3$



$\text{H } 1s^1$



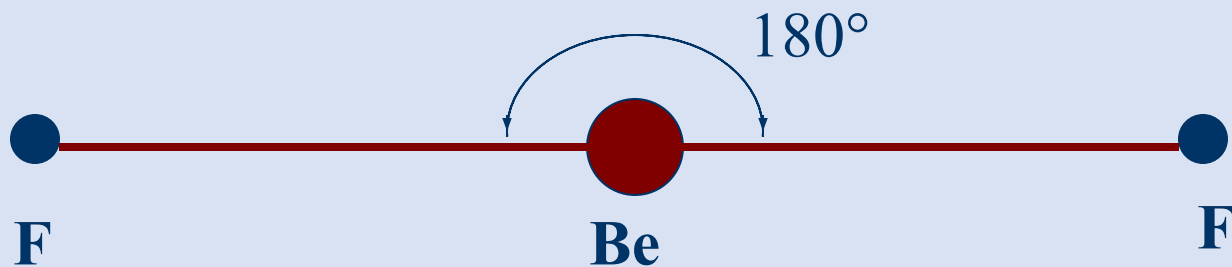
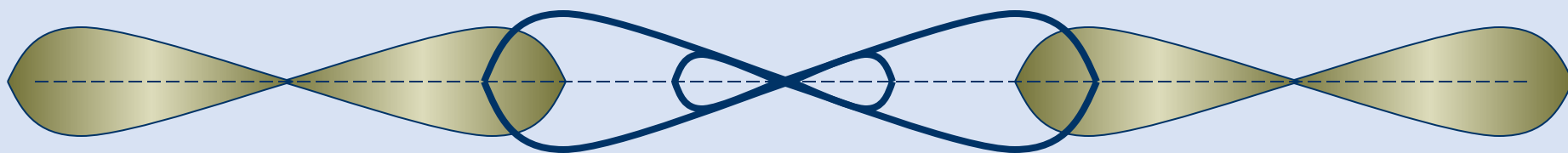
ОБРАЗОВАНИЕ ИОНА АММОНИЯ: АЛЬТЕРНАТИВНАЯ СХЕМА



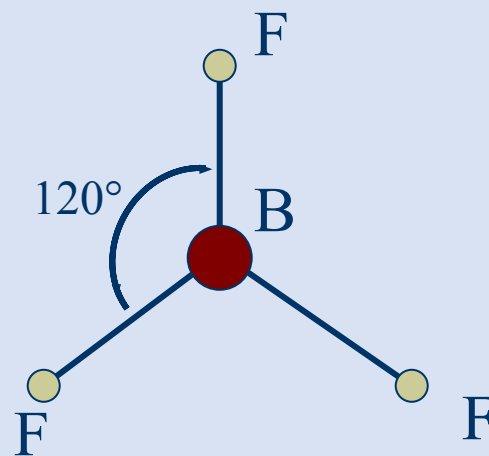
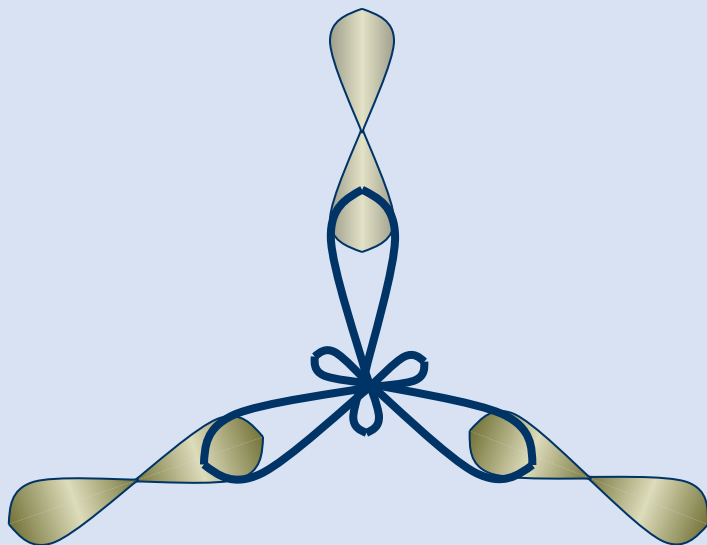
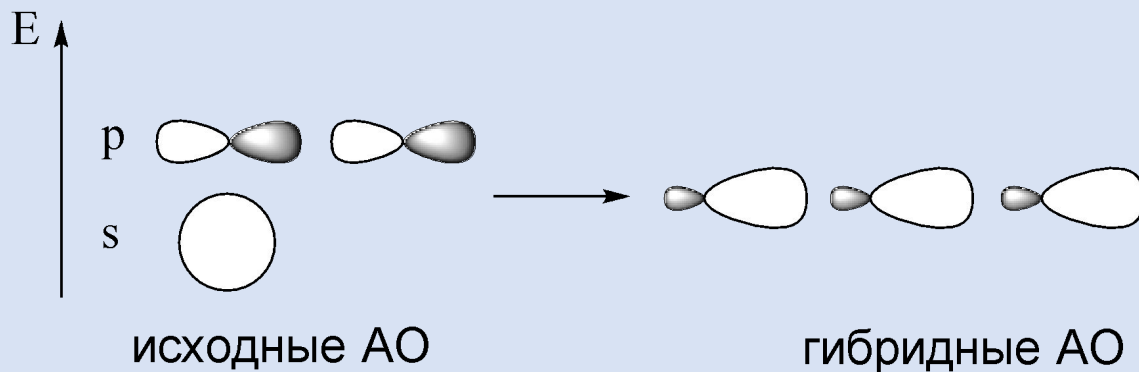
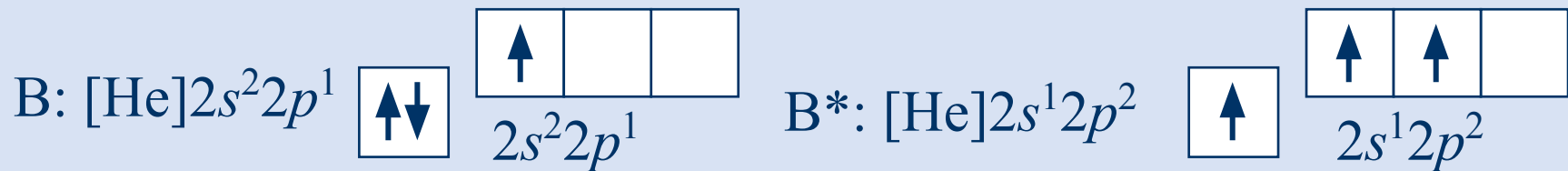
Гибридизация атомных орбиталей

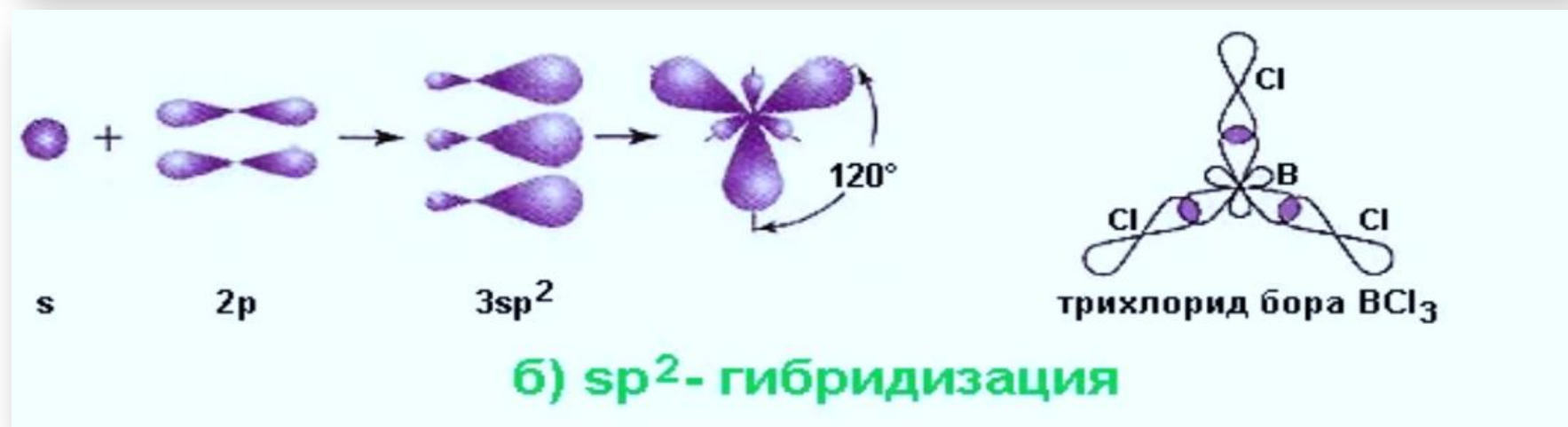
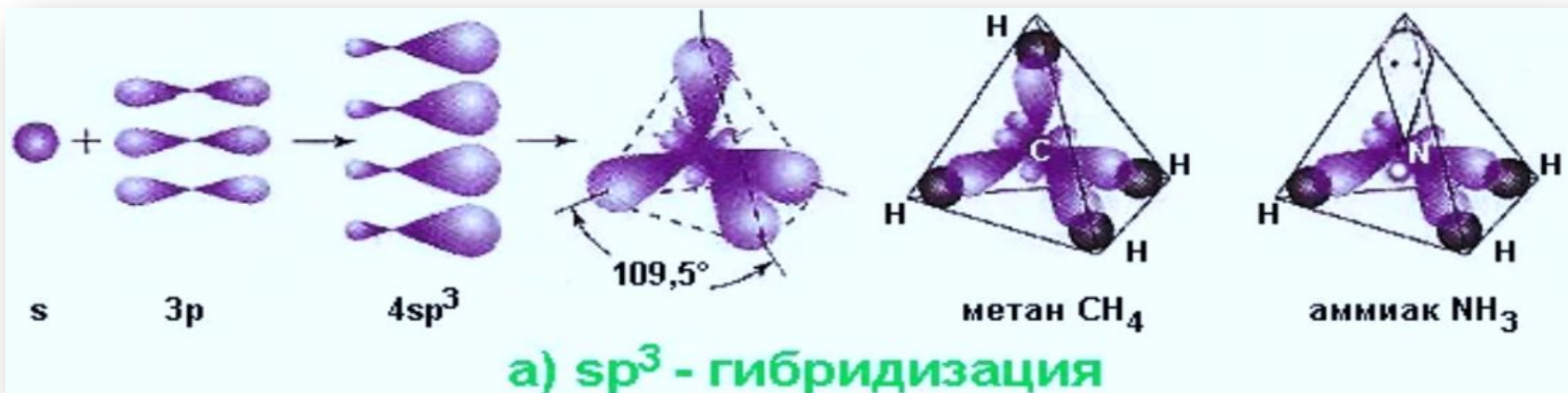
- **Гибридизация** – это выравнивание (усреднение) энергетических и геометрических характеристик атомных орбиталей разных подуровней при образовании химических связей.
- В результате появляются **гибридные орбитали**, которые ориентируются в пространстве таким образом, чтобы расположенные на них электронные пары (или неспаренные электроны) были максимально удалены друг от друга.

Примеры гибридизации

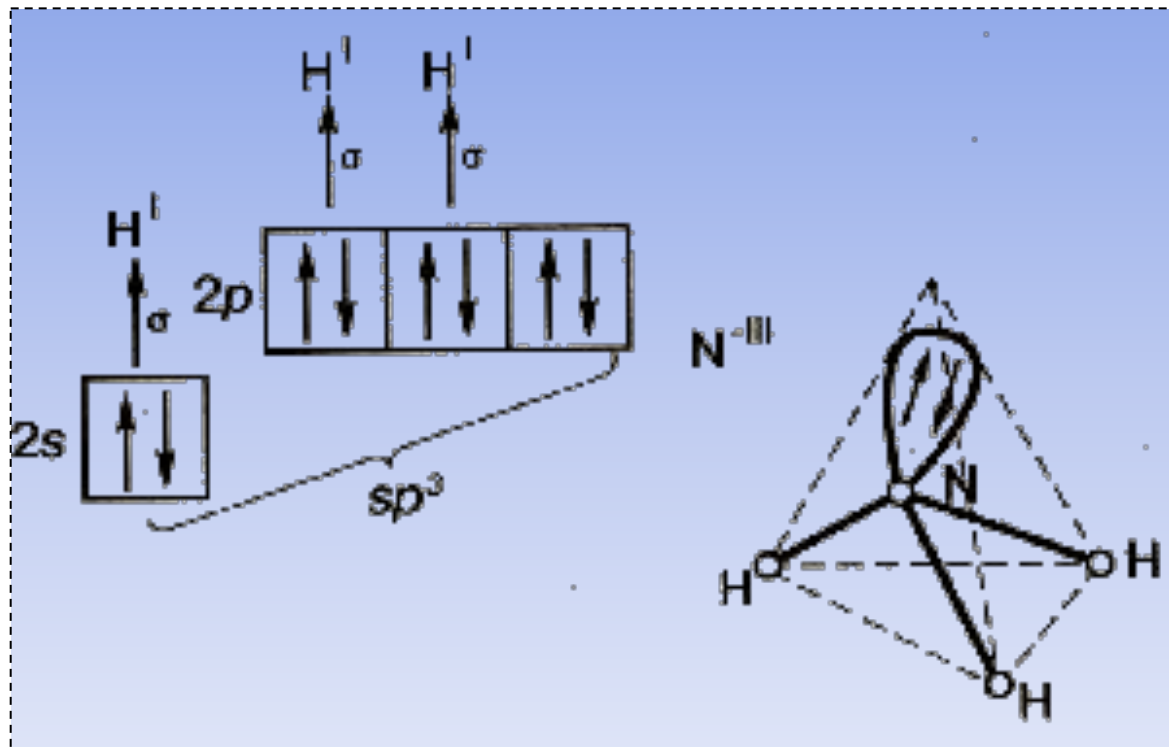


Примеры гибридизации





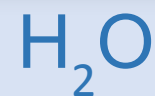
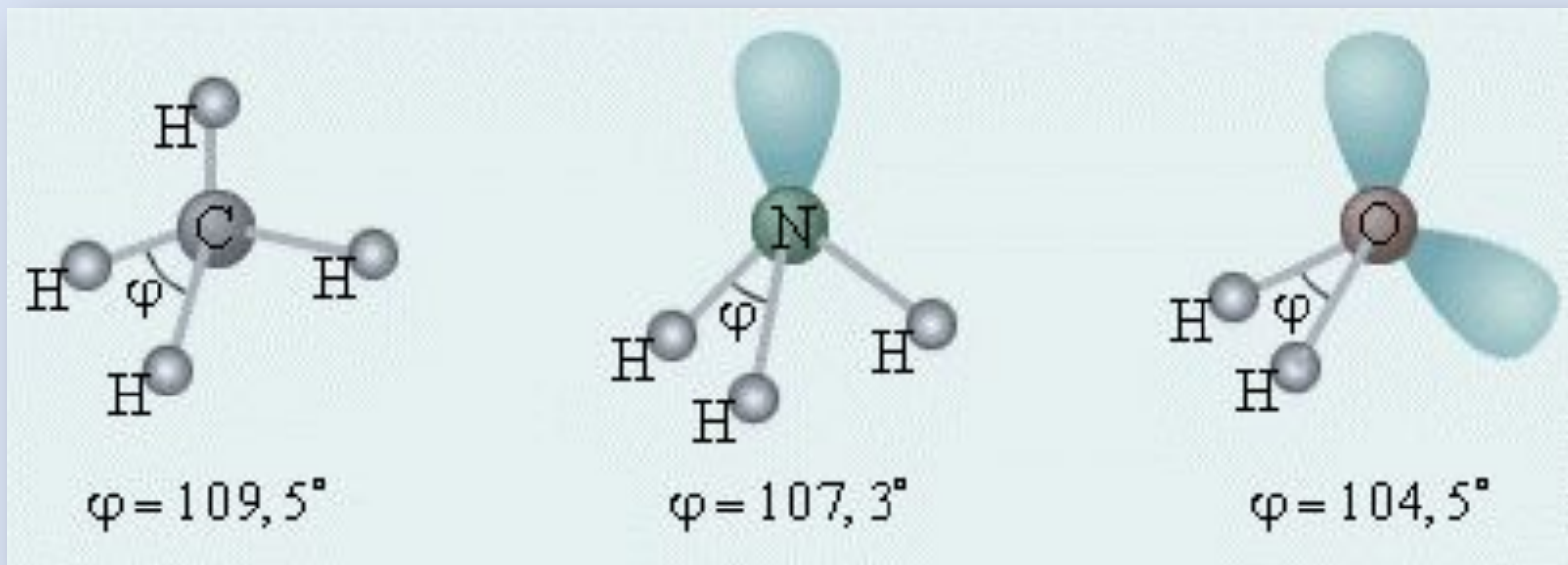
Определение типа гибридизации



Строение молекулы

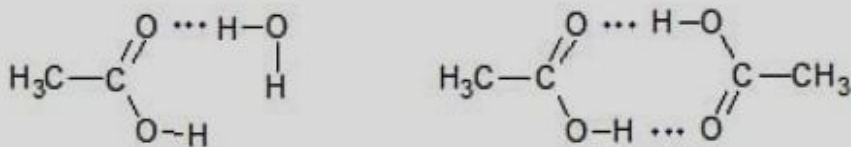
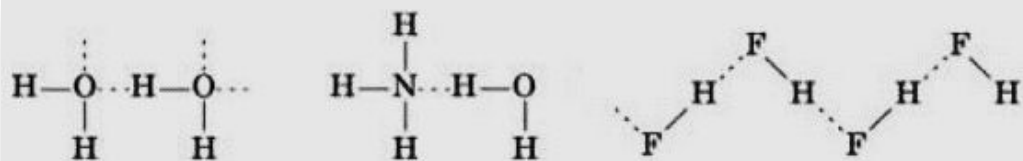
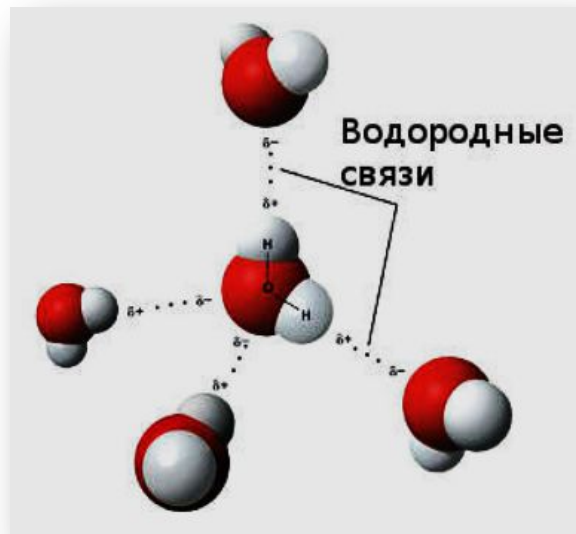
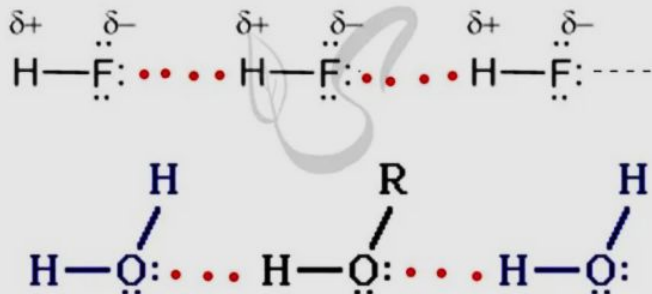


ИСКАЖЕНИЕ ГЕОМЕТРИИ ПОД ВЛИЯНИЕМ НЕПОДЕЛЕННОЙ ЭЛЕКТРОННОЙ ПАРЫ



Водородная связь

Водородные связи образуются между молекулами



уксусная кислота



этиловый спирт