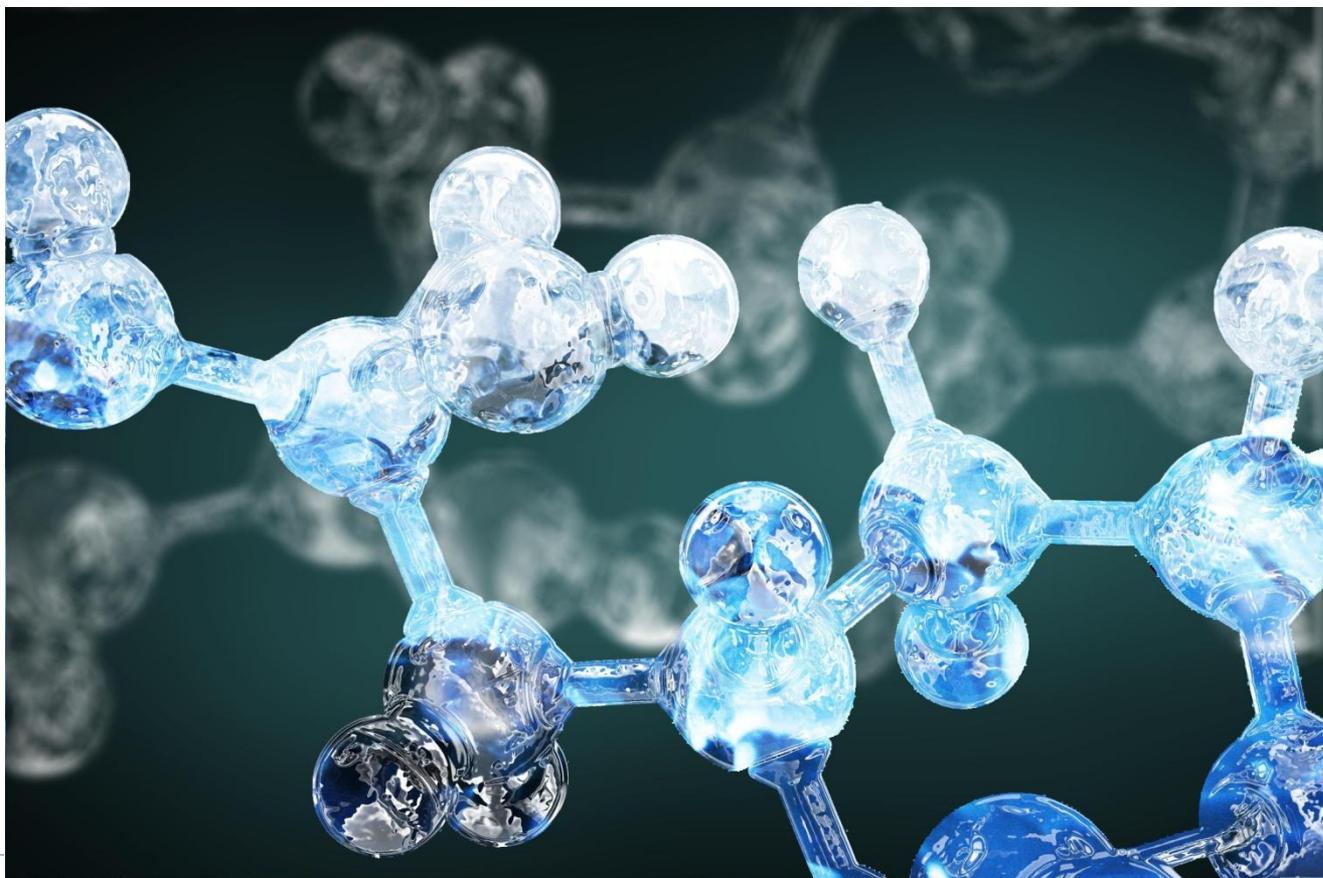


Лекция №3 по химии

Химическая СВЯЗЬ



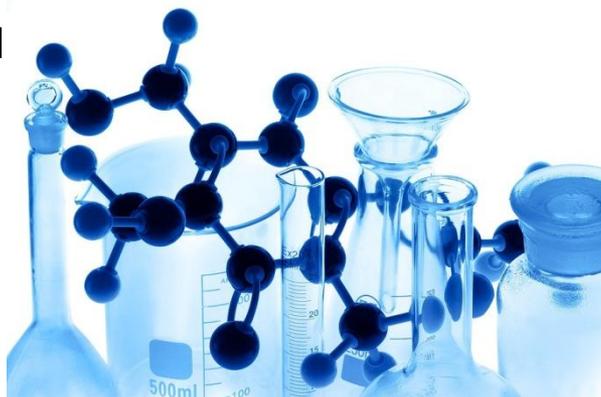
План лекции

1. Природа химической связи. Метод валентных связей. Типы химических связей.
 2. Ковалентная связь. Ее разновидности и свойства. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образование ковалентной связи.
 3. Валентность атомов в стационарном и возбужденном состояниях. Кратность связи. Сигма- связь и пи- связь.
 4. Гибридизация атомных орбиталей. Примеры. Пространственная конфигурация молекул с sp , sp^2 , sp^3 – гибридизацией.
 5. Ионная связь. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Свойства веществ с ионным типом связи.
 6. Виды межмолекулярного взаимодействия.
 7. Водородная связь, ее биологическая роль.
-

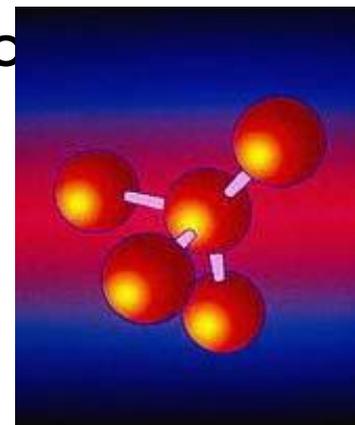


1. Природа химической связи.

- По современным представлениям **химическая связь** между атомами имеет **электростатическую природу**.
- Под химической связью понимают электрические силы притяжения, удерживающие частицы друг около друга.
- Частицы, которые принимают участие в образовании химических связей или ионами.



1, мс



Метод валентных связей.

Метод валентных связей (локализованных электронных пар) предполагает, что каждая пара атомов в молекуле удерживается вместе при помощи одной или нескольких общих электронных пар. Поэтому химическая связь представляется двухэлектронной и двухцентровой, т.е. локализована между двумя атомами. В структурных формулах соединений обозначается черточкой:



Типы химических связей

- а) **Ковалентная (полярная и неполярная):** образуется между двумя атомами неметаллов за счет общих электронных пар).
Механизмы образования КС - обменный и донорно-акцепторный.
 - б) **Ионная:** образуется за счет электростатического притяжения катиона металла и аниона неметалла.
 - в) **Металлическая:** образуется в металлах за счет свободных электронов.
 - г) **Водородная:** образуется между атомом водорода и атомом с высокой электроотрицательностью – F, O, N.
-



2. Ковалентная связь. Ее разновидности и свойства.

Ковалентная химическая связь — это связь, возникающая между атомами за счет образования общих электронных пар.

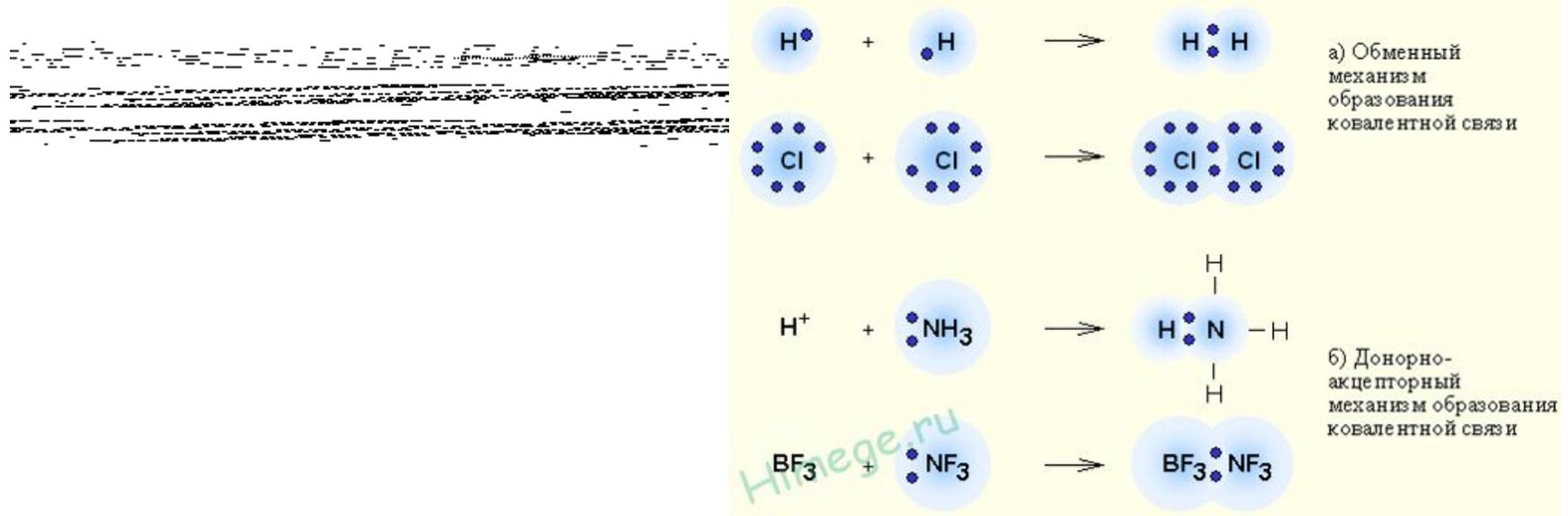
Различают две разновидности ковалентной связи: неполярную и полярную.

- В случае неполярной ковалентной связи электронное облако, образованное общей парой электронов, или электронное облако связи, распределяется в пространстве симметрично относительно ядер обоих атомов. Примером являются двухатомные молекулы, состоящие из атомов одного элемента: H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , F_2 и др., в которых электронная пара в одинаковой мере принадлежит обоим атомам.
 - В случае полярной ковалентной связи электронное облако связи смещено к атому с большей относительной электроотрицательностью. Примером могут служить молекулы летучих неорганических соединений: HCl , H_2O , H_2S , NH_3 и др.
 - Возможен и другой механизм ее образования — донорно-акцепторный. В этом случае химическая связь возникает за счет двухэлектронного облака одного атома и свободной орбитали другого атома.
-

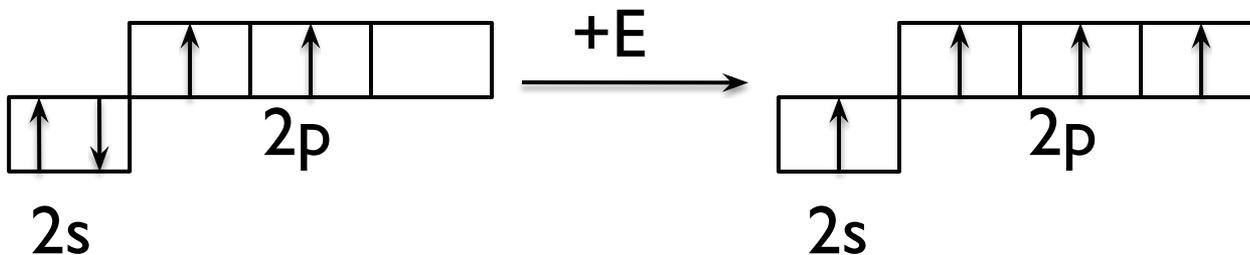


Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи.

- **Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи** заключается в том, что одна частица – донор – представляет на образование связи электронную пару, а вторая – акцептор – свободную орбиталь:



3. Валентность атомов в стационарном и возбужденном состоянии. Кратность связи.



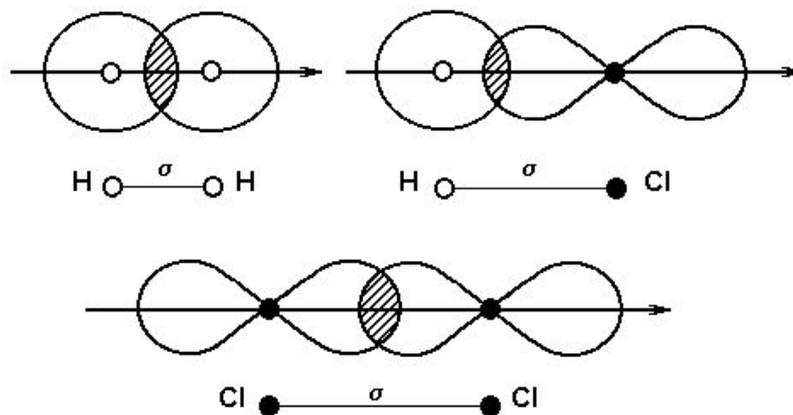
Кратность связи определяется количеством общих электронных пар между двумя атомами:

H-H

O=O

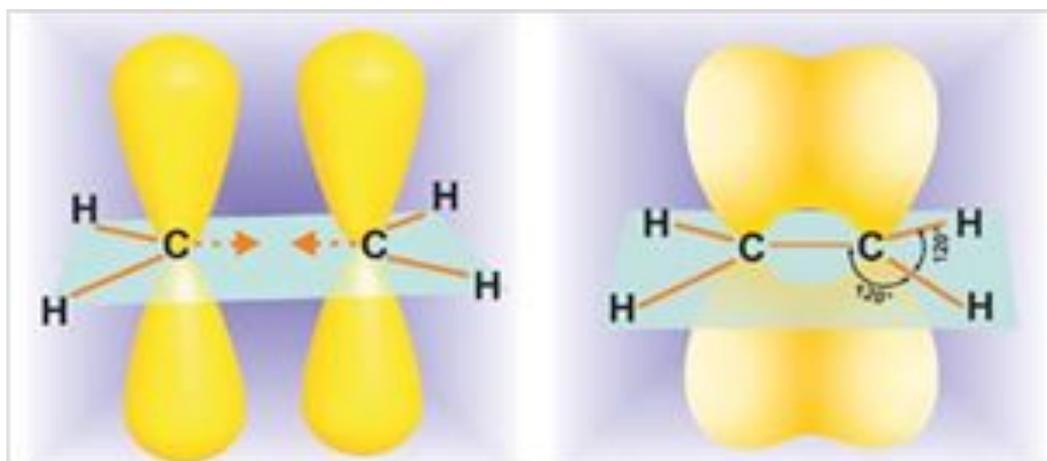
σ-СВЯЗЬ (СИГМА)

σ-связи – это ковалентные связи, при образовании которых область перекрывания электронных орбиталей находится на линии, соединяющей ядра атомов. Все σ-связи располагаются в одной плоскости. σ-связи могут образовываться s- и s-, s- и p-, p- и p- орбиталями:



π -связь (*пи-связь*)

Связь, образованная перекрыванием атомных орбиталей по обе стороны линии, соединяющей ядра атомов, называется **π -связью**. π -связь может образовываться при перекрывании p и p-орбиталей, p и d-орбиталей, d и d-орбиталей, а также f и p-, f и f-орбиталей.



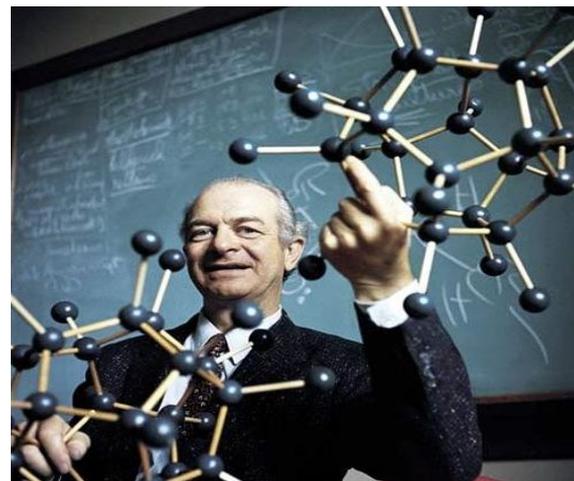
4. Гибридизация атомных орбиталей. Примеры. Пространственная конфигурация молекул с sp , sp^2 , sp^3 – гибридизацией.

Гибридизация атомных орбиталей — это выравнивания орбиталей по форме и энергии.

Гибридизация атомных орбиталей происходит при образовании σ -связей. Теория гибридизации была предложена американским химиком Лайнусом Полингом для объяснения структуры таких молекул как метан.

Гибридизация определяет пространственную конфигурацию молекул.

Различают sp , sp^2 , sp^3 гибридизацию.

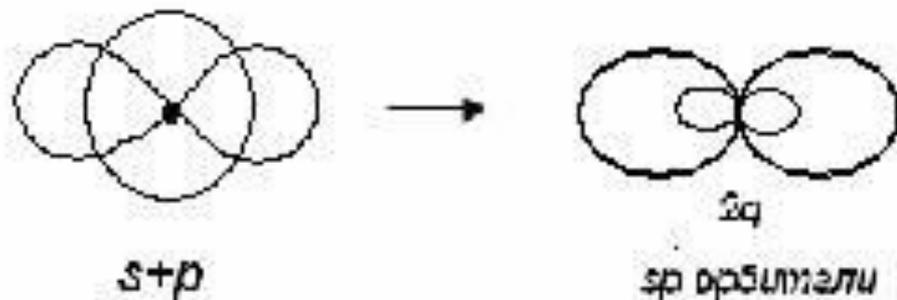


а) sp-гибридизация. Примером является гибридизация атома беррилия:



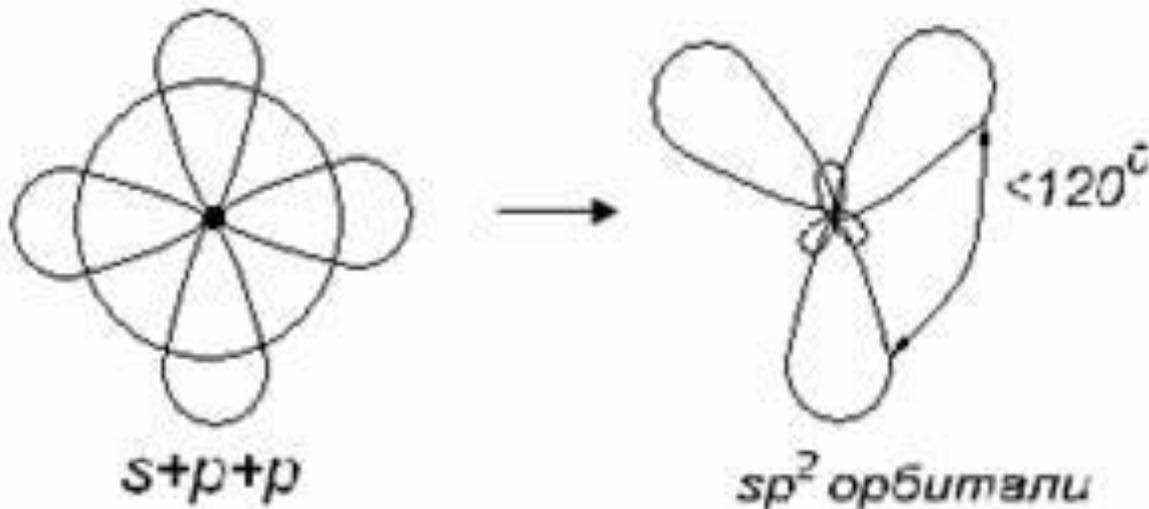
Два неспаренные электрона у возбужденного атома Be находятся на 2s и 2p орбиталях. В результате гибридизации образуются два гибридных облака, которые могут образовать две ковалентные связи.

Рассмотренный случай гибридизации одной s- и одной p-орбитали, приводящей к образованию двух sp орбиталей, называется sp-гибридизацией.

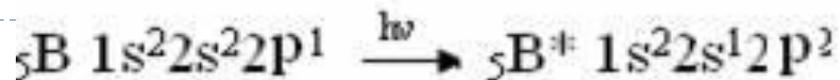


б) sp^2 гибридизация.

Гибридизация одной s и двух p -орбиталей приводит к образованию трех гибридных sp^2 орбиталей.

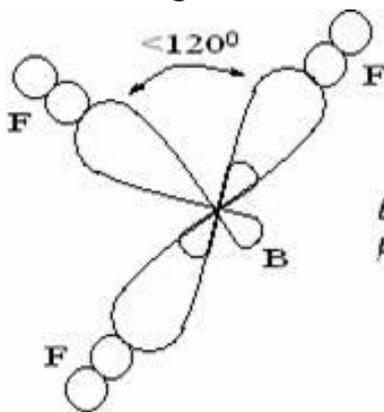


Например, рассмотрим гибридизацию атома бора.



Неспаренные электроны у возбужденного атома бора находятся на $2s$ и двух $2p$ орбиталях, в результате образуется три гибридные орбитали, расположенные под углом 120°

Молекула BF_3 построена в форме пирамиды.

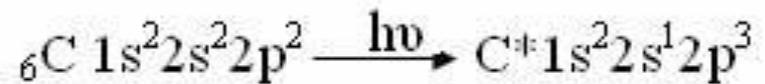


Все три связи B-F в молекуле BF_3 равноценны.

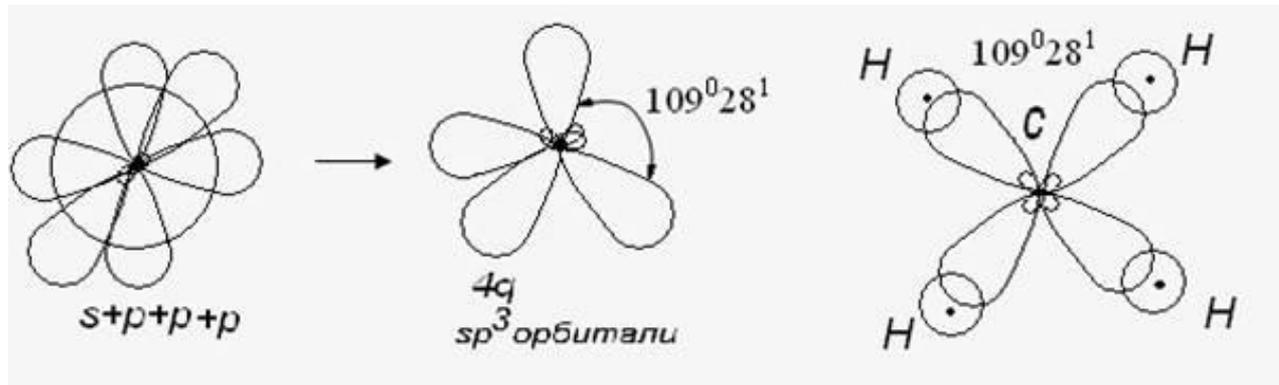


в) sp^3 гибридизация.

Если в гибридизации участвуют одна s и три p - орбитали, то имеем sp^3 гибридизацию. При этом образуются четыре гибридные орбитали, вытянутых в направлениях к вершине тетраэдра, то есть ориентированных под углом $109^{\circ}28'$ друг к другу. Такая гибридизация имеет место в возбужденном атоме углерода при образовании молекулы CH_4 .

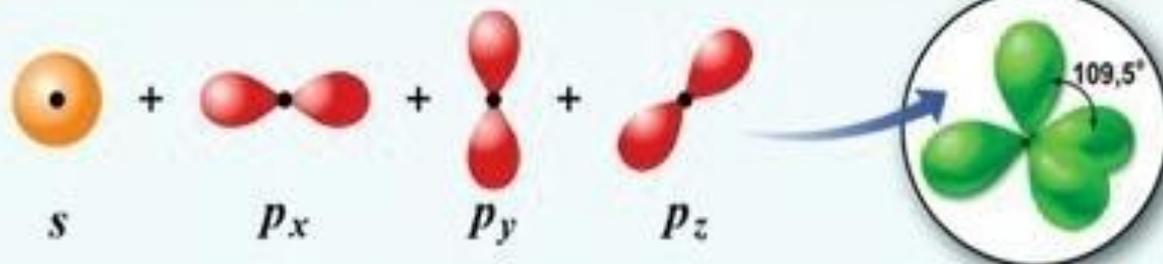


Неспаренные электроны у возбуждённого атома углерода находятся на $2s$ и трёх $2p$ – орбиталях – это sp^3 гибридизация. CH_4 молекула имеет форму тетраэдра, все четыре связи $C - H$ равноценны.

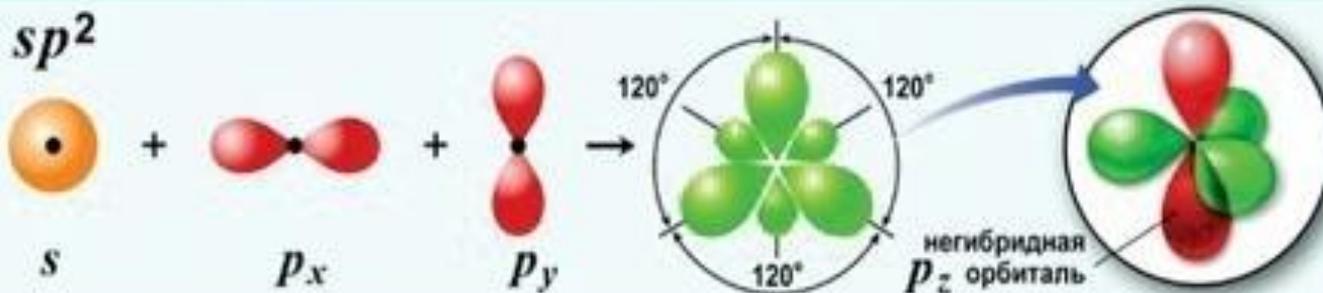


11. ГИБРИДИЗАЦИЯ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

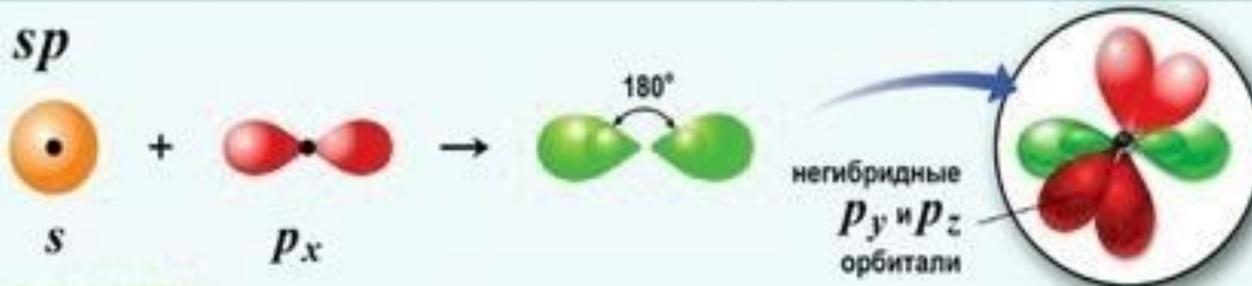
sp^3



sp^2



sp



5. Ионная связь. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Свойства веществ с ионным типом связи.

Связь между ионами называется ионной связью.

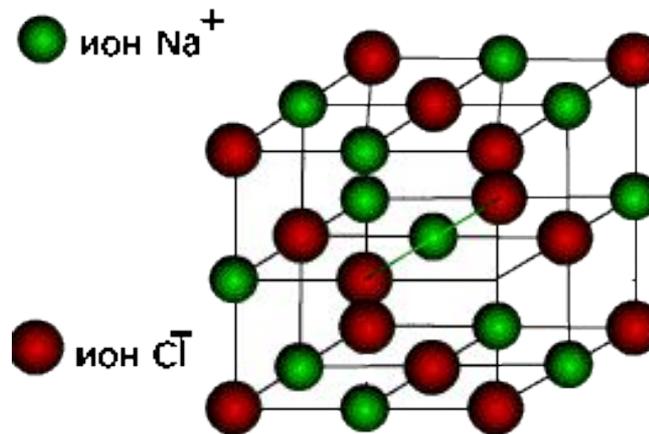
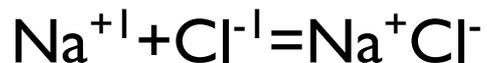
Соединения, которые состоят из ионов, называются ионными соединениями.

Алгебраическая сумма зарядов всех ионов в молекуле ионного соединения должна быть равна нулю, потому что любая молекула является электронейтральной частицей.

Образование ионов:



Соединения ионов:

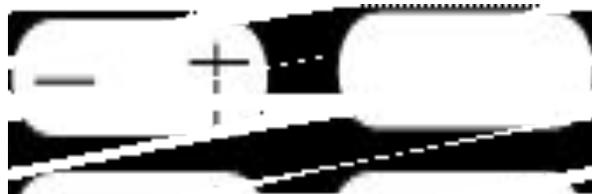


6. Виды межмолекулярного взаимодействия:

а) ориентационное – между двумя полярными молекулами



б) индукционное – между полярной и неполярной молекулами

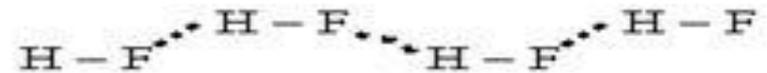


в) дисперсионное – между двумя неполярными молекулами.



7. Водородная связь и ее биологические свойства

Водородная связь возникает между водородом и атомом с высокой электроотрицательностью (фтором, кислородом, азотом), которые принадлежат к различным молекулам и ковалентно между собой не связаны. Водородную связь обозначают точками.



Водородная связь близка к межмолекулярным связям. Все межмолекулярные связи имеют низкую энергию. Энергия водородной связи низкая: $8 \div 40$ кДж/моль. Наиболее высокая энергия водородной связи у водорода с фтором ($25 \div 40$ кДж/моль). Водородная связь характерна для спиртов, карбоновых кислот, в том числе высших и нуклеиновых, белков, поэтому, несмотря на низкую энергию связи, водородная связь крайне важна для жизни на Земле. За счет водородных связей образуется вторичная структура белка (α -спираль).