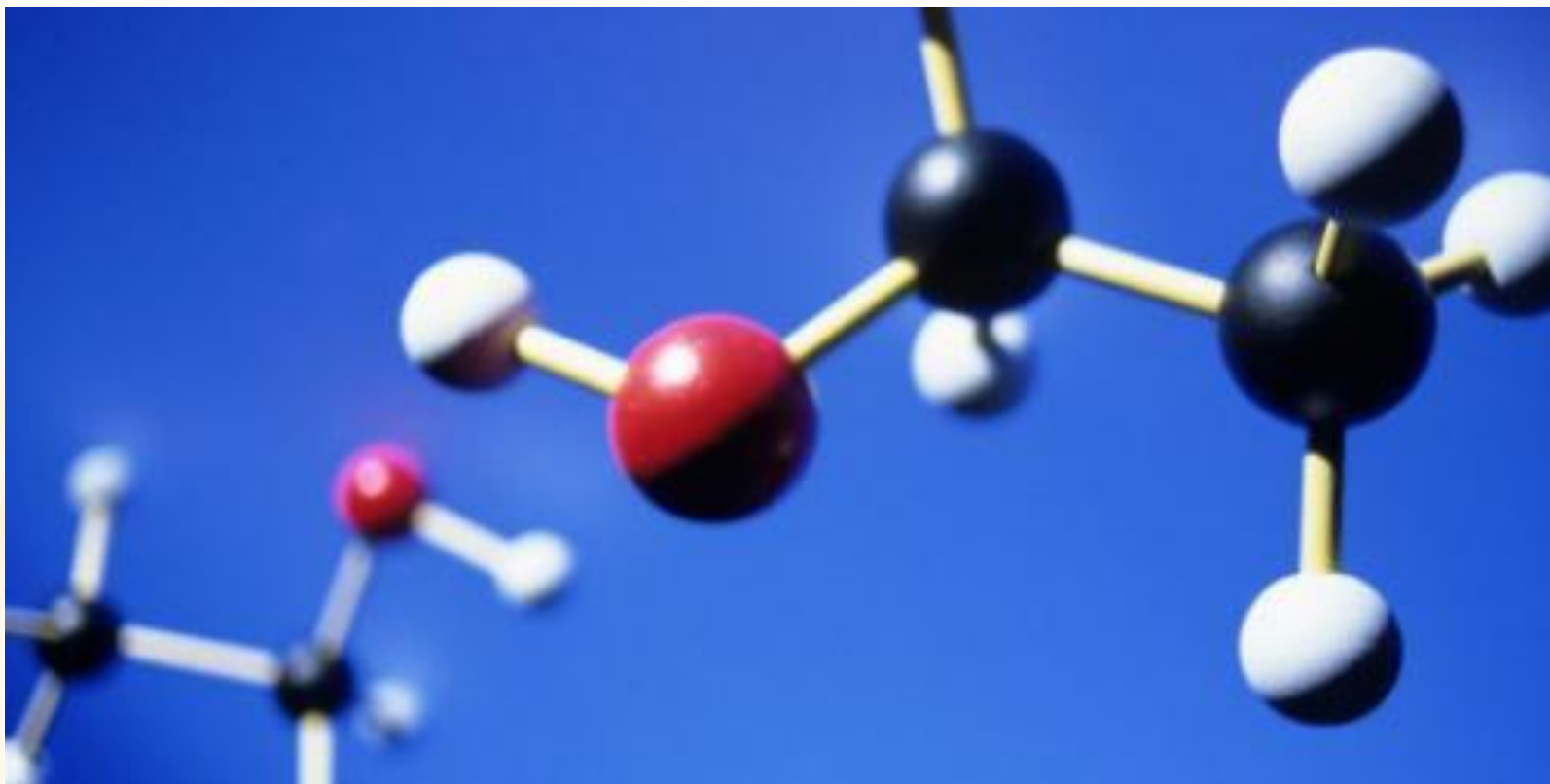


Химическая СВЯЗЬ



Пискунова Марина Сергеевна

Заведующий кафедрой общей химии ФГБОУ ВО «ПИМУ» Минздрава России, к.х.н.



Химическая связь

1. Определение химической связи.
2. Типы химических связей и их характеристики
 - ковалентная
 - ионная
 - металлическая
 - водородная.
3. Сравним энергию связей.

Химическая связь – совокупность сил, связывающих атомы, ионы или молекулы друг с другом в новые устойчивые структуры.

Главную роль при образовании химической связи между атомами играют их **валентные электроны**. В основе всех взаимодействий лежит стремление атомов завершить свои внешние энергетические уровни и перейти в устойчивое состояние.

Все взаимодействия, приводящие к объединению химических частиц (атомов, молекул, ионов и т. п.) в вещества, делятся на **химические связи** и **межмолекулярные связи (межмолекулярные взаимодействия)**.

По своей природе все силы - электростатические.

Например, взаимодействие $\oplus$ ядра и $\ominus$ электронов.

Химические связи - связи непосредственно между атомами.

Различают **ионную**, **ковалентную** и **металлическую** связь.

Межмолекулярные связи - связи между молекулами.

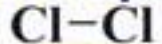
Типы химической связи

ковалентная

полярная



неполярная

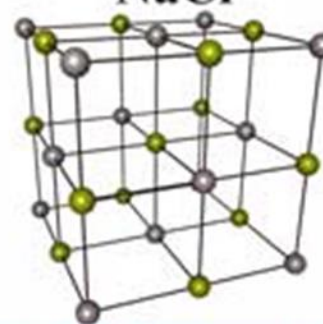


ионная

Na^+



NaCl

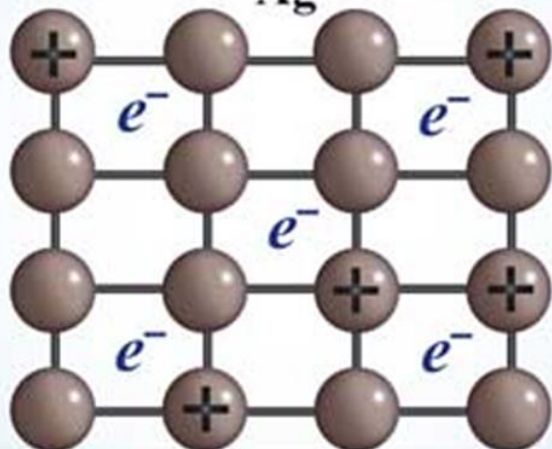


Cl^-



металлическая

Ag



водородная



Ковалентная связь

- химическая связь между атомами, возникающая за счет образования общих электронных пар.

Образуется между атомами неметаллов с одинаковой или близкой ЭО.

Существует два механизма образования ковалентной связи:

обменный и донорно-акцепторный.

Обменный механизм – образование ковалентной связи за счет перекрывания одноэлектронных облаков с противоположными спинами.

Если ковалентная связь образуется между одинаковыми атомами (с одинаковой ЭО), она называется ковалентной неполярной.

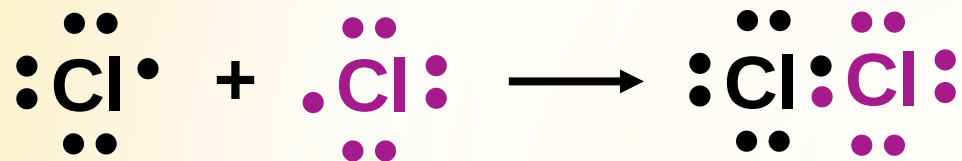
Если ковалентная связь образуется между атомами с различной ЭО ($\Delta ЭО < 1,7 - 2$), она называется ковалентной полярной.

Ковалентная неполярная связь

Возникает между одинаковыми атомами.



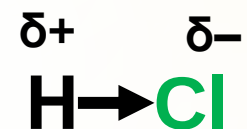
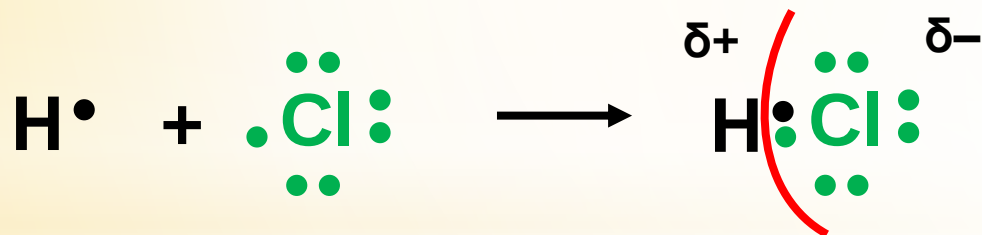
Нет разницы в ЭО атомов.



Электронное облако
симметрично,
эл. пара принадлежит
обоим атомам.

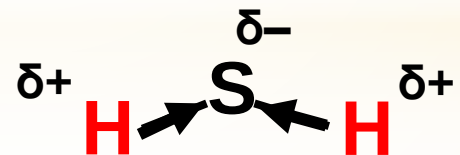
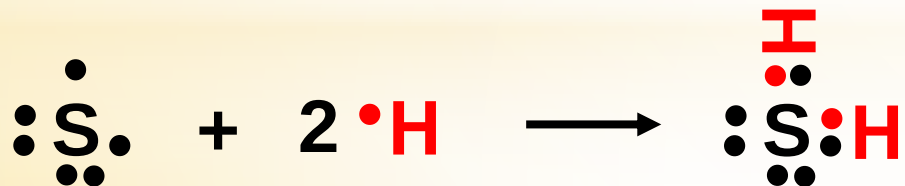
Ковалентная полярная связь

Возникает между разными атомами.



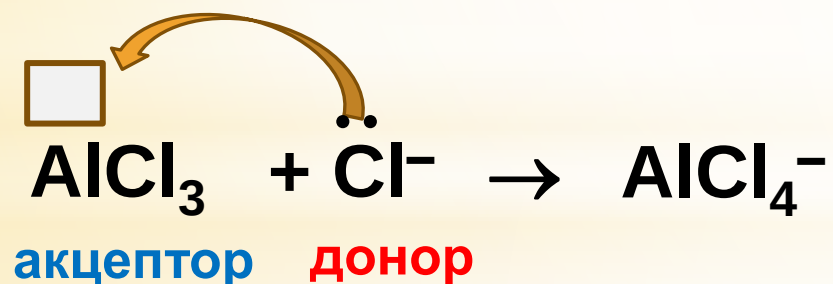
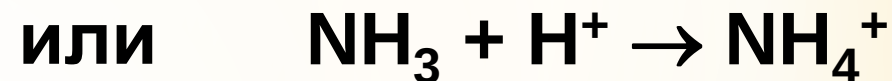
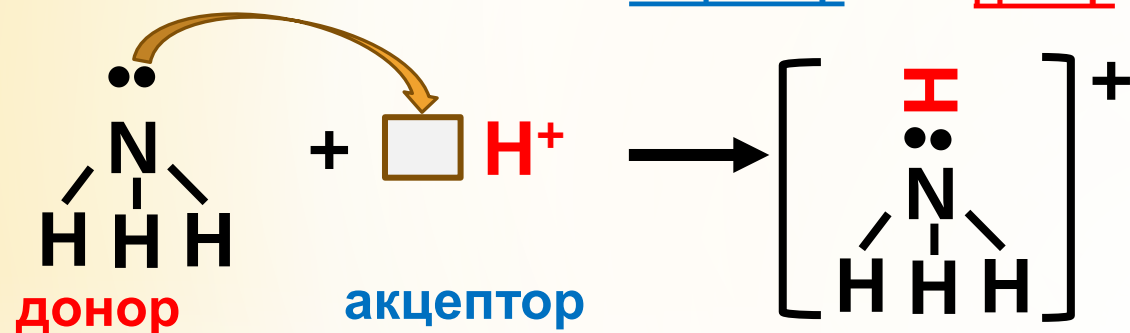
Δ ЭО атомов $< 1,7 - 2,0$.

Электронное облако
смещается в сторону
атома с большей ЭО.



На атомах возникают
частичные (эффективные)
заряды.

При донорно-акцепторном механизме образования ковалентной связи один из атомов предоставляет неподеленную электронную пару (**донор**), а другой – вакантную (свободную) орбиталь (**акцептор**).



Все связи оказываются равноценными.

Такую химическую связь называют донорно-акцепторной или координационной.

Любая связь характеризуется **энергией связи** и **длиной связи**.

Энергия связи - энергия, которая выделяется при образовании связи.

Энергия связи характеризует её прочность.

Энергия ковалентной связи зависит от размеров связываемых атомов (длины связи) и от кратности связи.

Чем **меньше атомы** и **больше кратность** связи, тем **больше** ее энергия.

Чем больше энергия связи, тем прочнее связь.

Энергия ковалентной связи находится в пределах 40 – 450 кДж/моль.

Длина связи – расстояние между ядрами атомов после образования между ними связи (нм).

Чем меньше длина связи, тем больше её прочность.

С увеличением кратности связи всегда уменьшается её длина и увеличивается прочность.

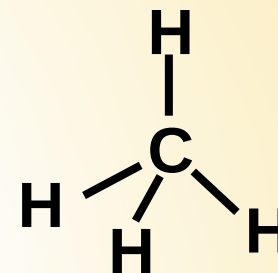
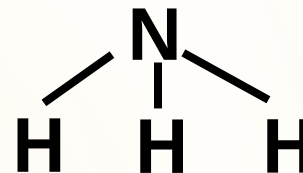
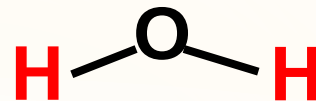
Связь	Гибридизация	Длина (нм)	Энергия (кДж/моль)
C—C	sp^3	0,154	347
C=C	sp^2	0,134	606
C≡C	sp	0,120	828

Свойства ковалентной связи:

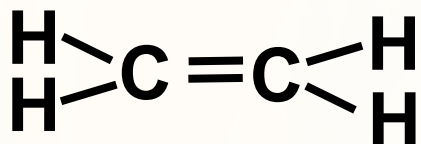
- **Кратность связи**
 - **Насыщаемость связи**
 - **Направленность связи**
 - **Полярность связи**
 - **Поляризуемость связи**

Количество общих электронных пар называется кратностью связи.

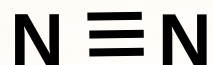
Одинарная



Двойная



Тройная

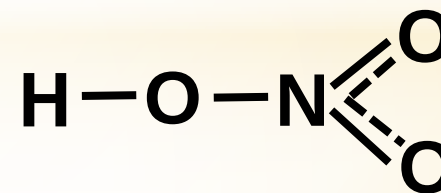


 **Будущий врач**



ПИМУ
Приволжский
исследовательский
медицинский университет

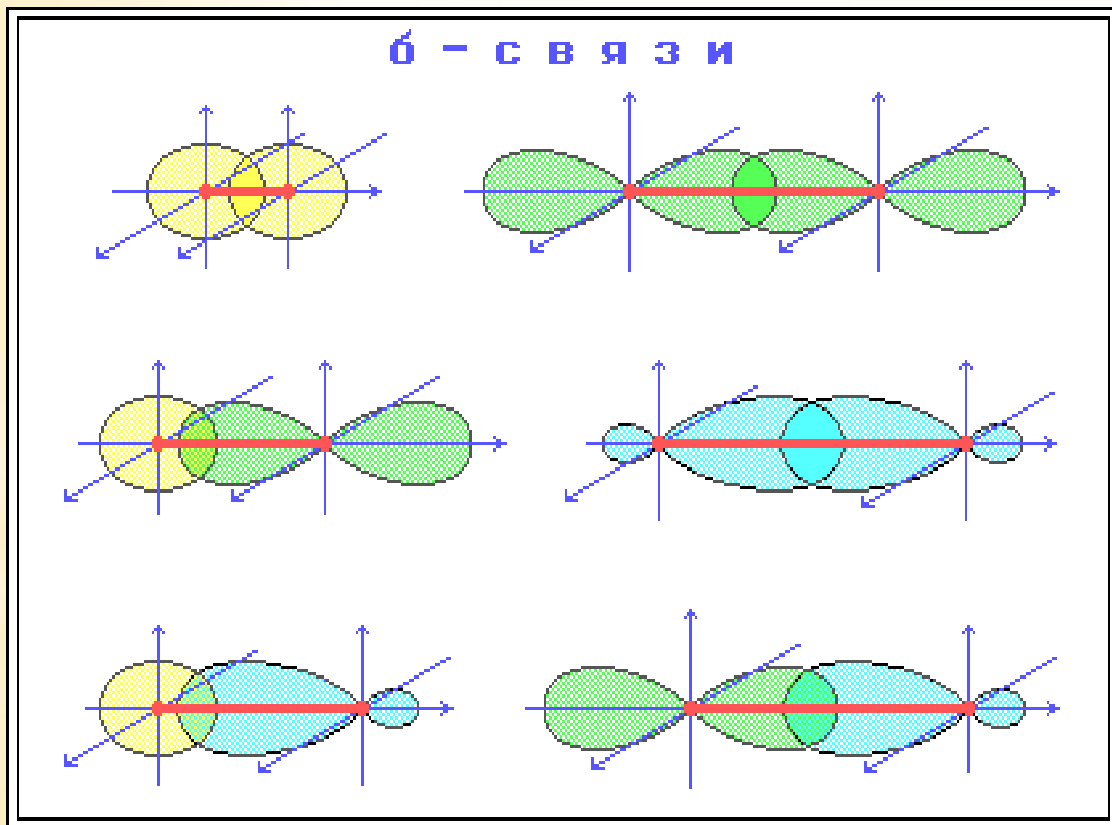
Кратность может быть не целым числом.



По способу перекрывания орбиталей различают

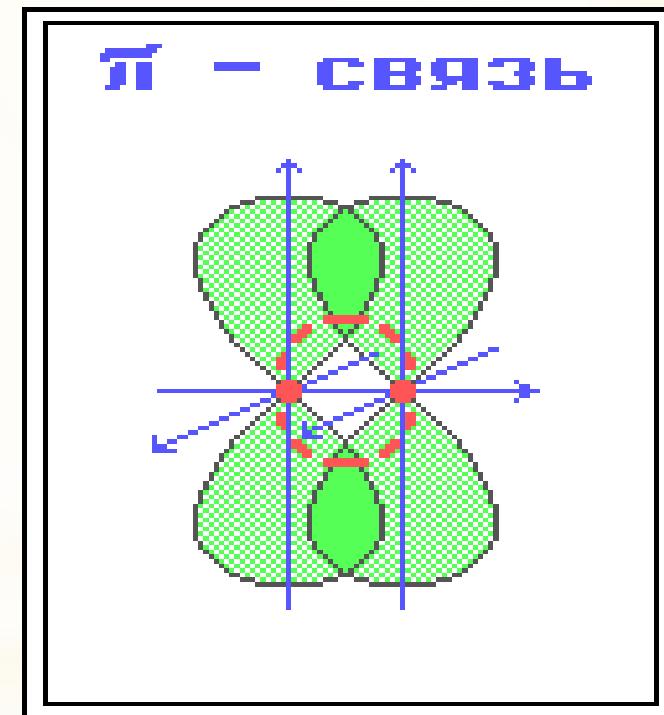
σ - СВЯЗЬ

перекрывание орбиталей происходит вдоль линии, соединяющей центры атомов

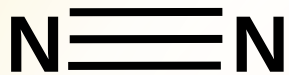


π - СВЯЗЬ

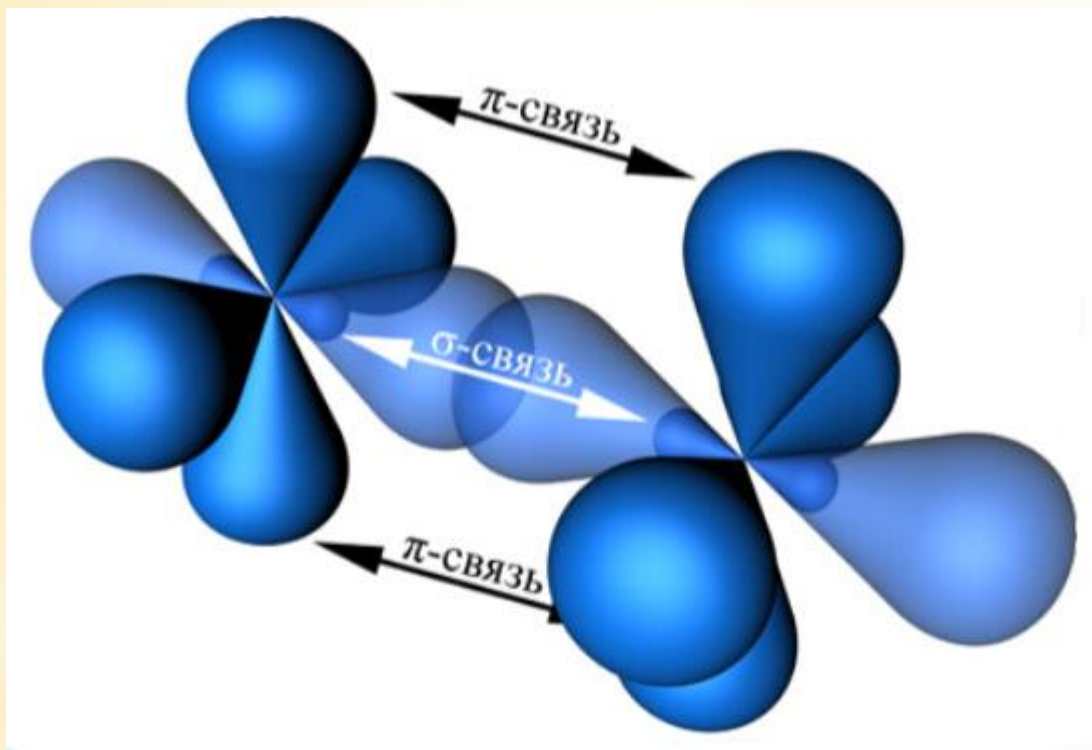
перекрывание орбиталей происходит в плоскости, перпендикулярной линии соединяющей центры атомов



Это боковое перекрывание p-орбиталей у атомов уже связанных σ -связью.



1 σ -связь и 2 π -связи



Между парой атомов может быть только одна σ -связь.

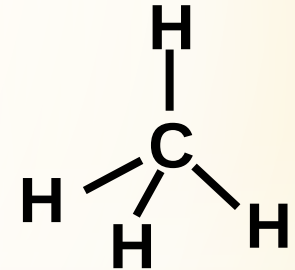
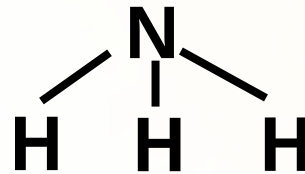
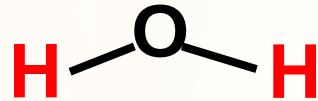
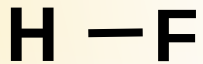
Одинарная связь – всегда σ -связь.

В двойной связи – одна σ -связь и одна π -связь .

Обычно π -связь менее прочная, чем σ -связь .

Насыщаемость – способность связи образовывать ограниченное число ковалентных связей.

Насыщаемость зависит от числа **валентных электронов** и от числа **вакантных орбиталей**.



Вследствие насыщаемости ковалентной связи молекулы имеют определенный состав.

Валентность – свойство атомов химических элементов образовывать определенное число ковалентных связей.

 **БУДУЩИЙ ВРАЧ**



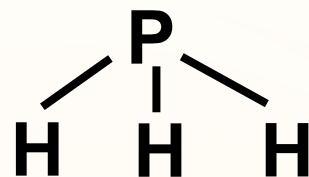
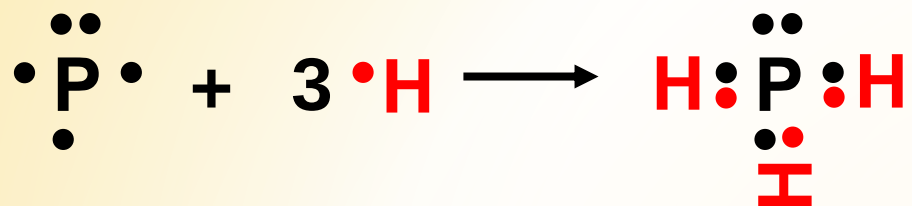
ПМУ
Приволжский
исследовательский
медицинский университет

Мерой валентности является число химических связей, образуемых данным атомом с другими атомами.

Итак, в образовании связи участвуют **валентные электроны**.

Валентные электроны – электроны внешнего (или предвнешнего) электронного слоя.

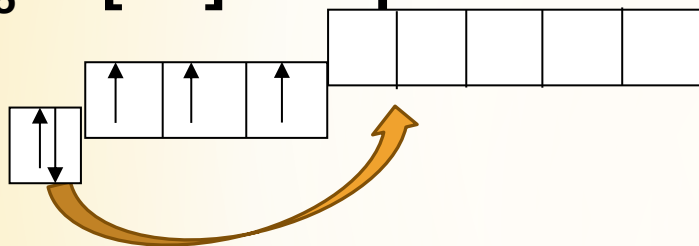
Валентными могут быть как неспаренные e , так и спаренные e .



Аналогично NH_3 , PCl_3

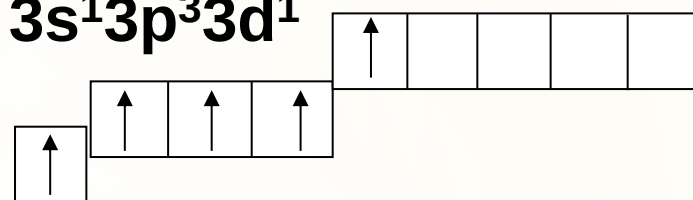
Валентность III

$^{15}\text{P} [\text{Ne}] 3s^2 3p^3$

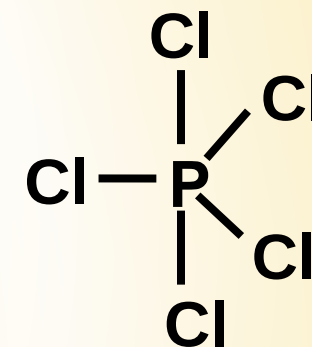


$\xrightarrow{\text{E}}$

$\text{P}^* [\text{Ne}] 3s^1 3p^3 3d^1$



Валентность V

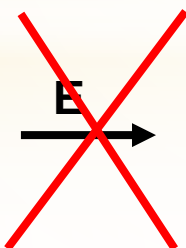
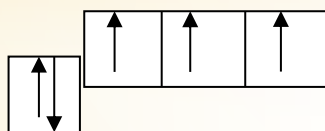


PCl_5

Максимальная валентность равна номеру группы.

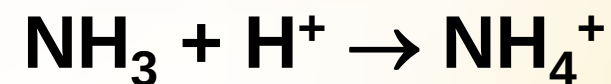
НО!

$^7\text{N} [\text{He}] 2s^2 2p^3$



N^*

Валентность N равна III, максимум IV.



Направленность **связи** **определяет**
пространственную **структуру** **молекул** **(их**
геометрию).

Химические связи, образованные электронами разных энергетических подуровней и разными путями, равноценны и расположены симметрично.

Для объяснения этого применяют понятие **гибридизации**.

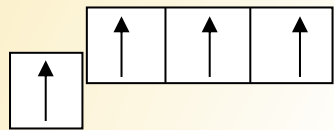
Гибридизация атомных орбиталей – взаимодействие различных по форме, но близких по энергии орбиталей, приводящее к выравниванию их по форме и энергии.

Это условный прием, который позволяет предсказать структуру молекулы.

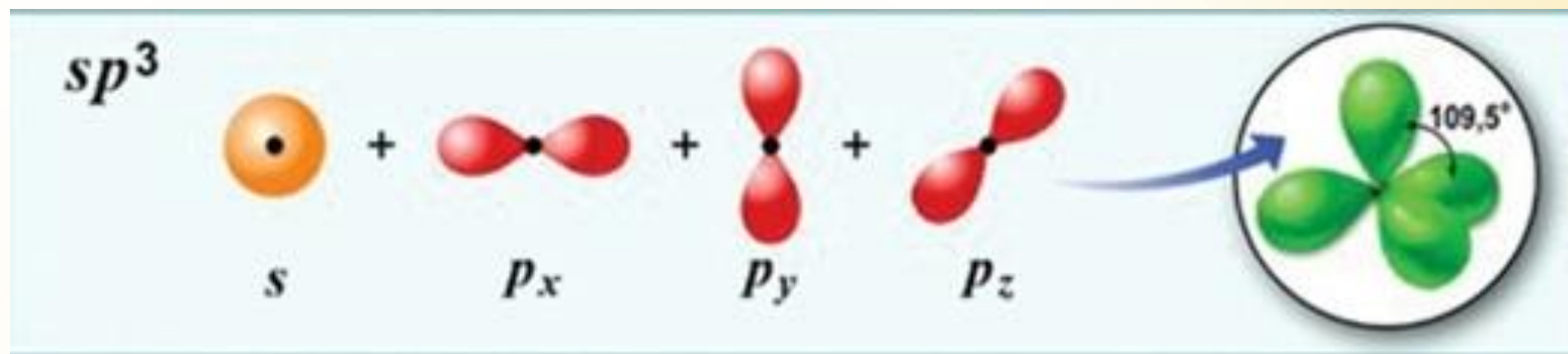
Чаще всего встречается три типа гибридизации:

sp -, sp^2 и sp^3 -гибридизация.

C* [He] 2s¹2p³



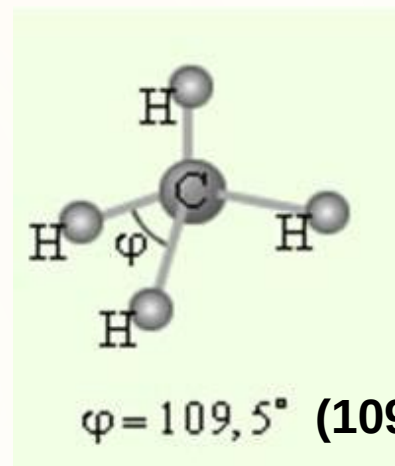
sp^3 -гибридизация



также в молекулах:

CCl₄, SiH₄, CH₄

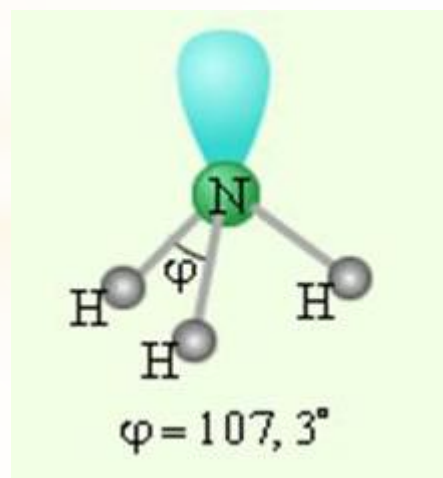
тетраэдрическая форма



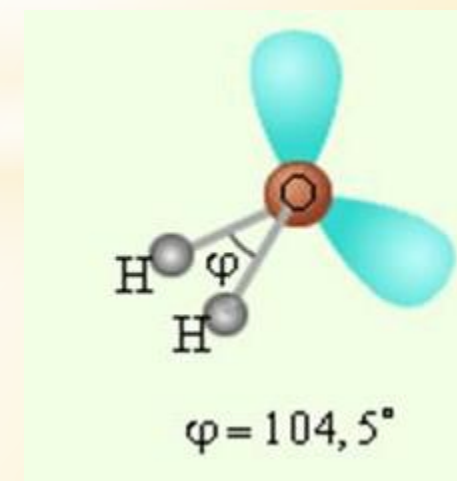
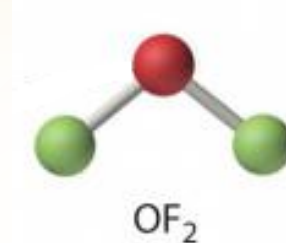
φ - валентный угол

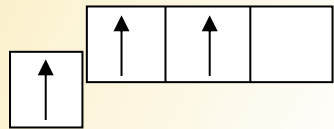
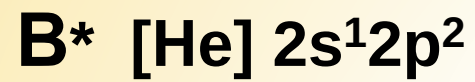
NH₃, NF₃

пирамидальная форма

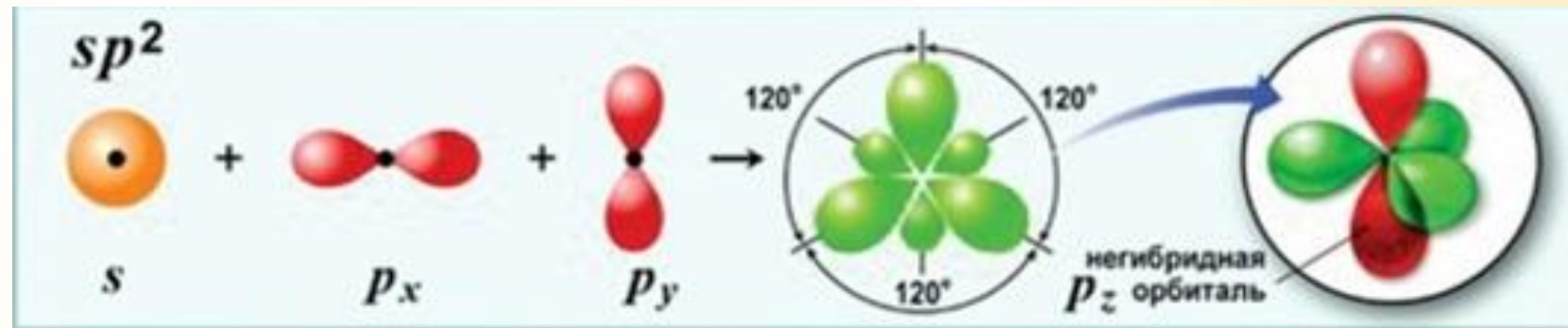


H₂O, OF₂
угловая форма





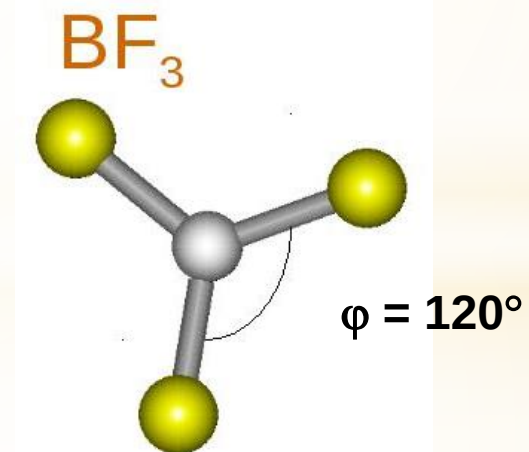
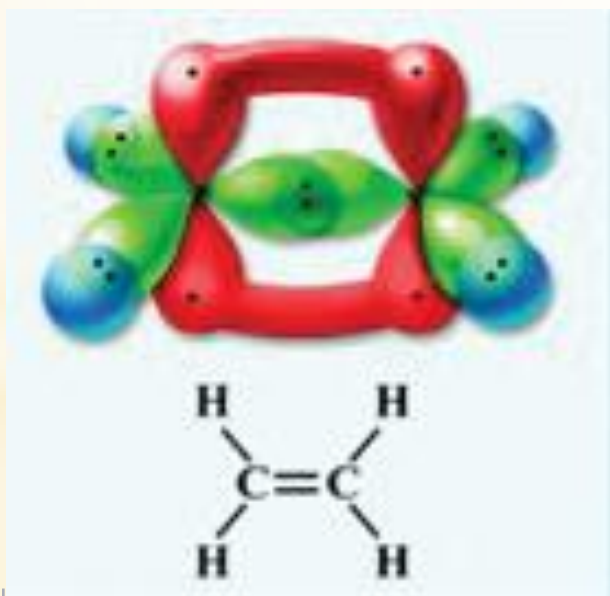
sp²-гибридизация

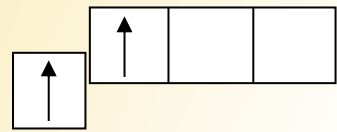
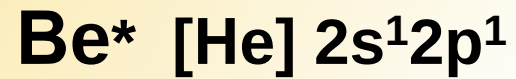


также в молекулах:

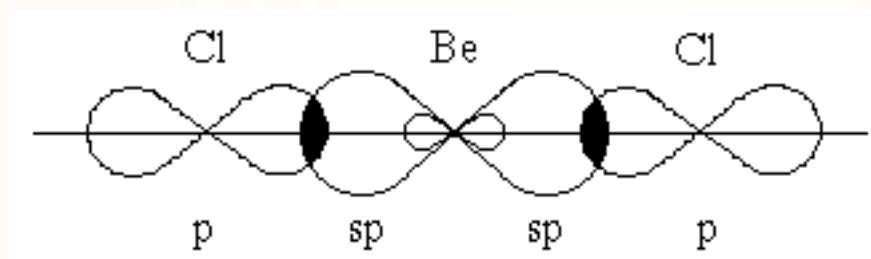
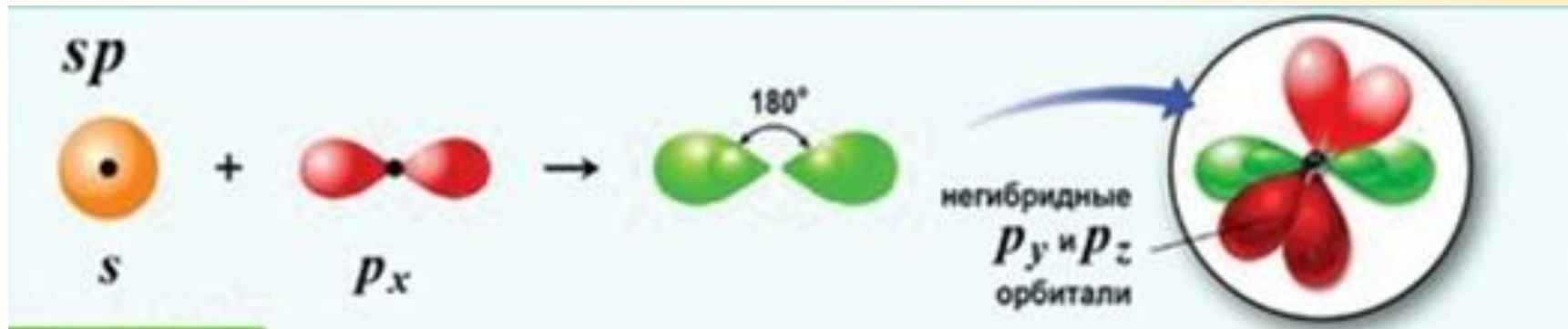


**плоская треугольная
форма**



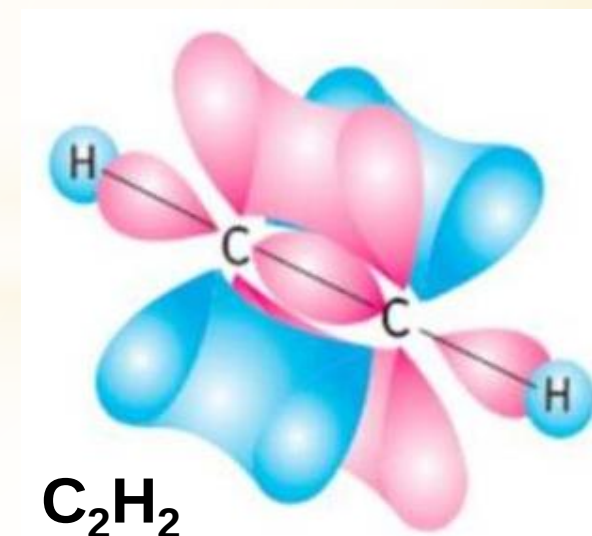
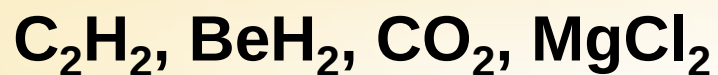


sp -гибридизация



линейное строение

также в молекулах:



Полярность связи – определяется разностью в ЭО атомов, образующих связь.

Чем больше различие в ЭО атомов, тем полярнее связь.

H, Si, P, C, S, Br, Cl, N, O, F

ЭО увеличивается

Si-H, P-H, C-H, S-H, Br-H, Cl-H, N-H, O-H, F-H

Увеличивается полярность связи

Характеризуется также дипольным моментом.

Различают полярность связи и полярность молекулы.

$$\vec{\mu} = l \cdot \vec{e}$$



Химическая связь может быть полярной, а молекула в целом - неполярна.

То же и для других линейных молекул типа BeCl₂.

Поляризуемость связи – способность электронной плотности связи смещаться под действием внешнего электрического поля или других воздействий.

Поляризуемость увеличивается по мере увеличения длины связи.

σ -связи поляризуются меньше, чем π -связи.

Поляризуемость во многом определяет свойства веществ.

Увеличивается полярность связи
(к более ЭО атому)



Увеличивается поляризуемость связи
(увеличивается длина связи)

Поэтому HI – более сильная кислота из галогеноводородных к-т.

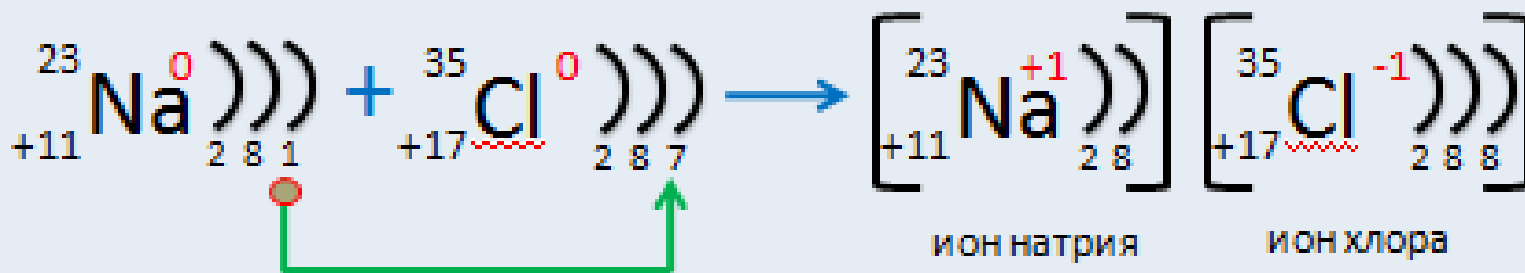
Ионная связь

химическая связь, образованная за счет электростатического притяжения разноименно заряженных ионов.

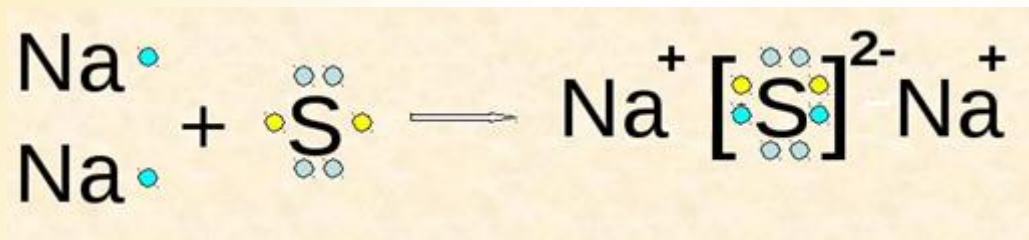
Ионная связь образуется только между атомами типичных металлов и типичных неметаллов.

$\Delta \text{ЭО атомов} > 1,7 - 2,0$.

NaCl – хлорид натрия (поваренная, пищевая соль)



$$\Delta \text{ЭО} = 3,0 - 0,9 = 2,1$$



Ионы могут быть простыми (Na^+ , Al^{3+} , S^{2-} , Cl^-) и сложными (NH_4^+ , SO_4^{2-}).

Мы будем считать, что ионная связь возникает:

- в большинстве солей (между катионом металла и кислотным остатком)
- в щелочах (между катионом металла и OH^-)
- в бинарных соединениях с большой $\Delta \text{ЭО}$ атомов
(оксиды, гидриды, фосфиды, нитриды, карбиды, хлориды, фториды)

Ионная связь – это крайний случай **ковалентной полярной связи**.

Соединений с чисто ионной связью не бывает.

Даже в CsF степень ионности равна 0,89.



Главные отличия:

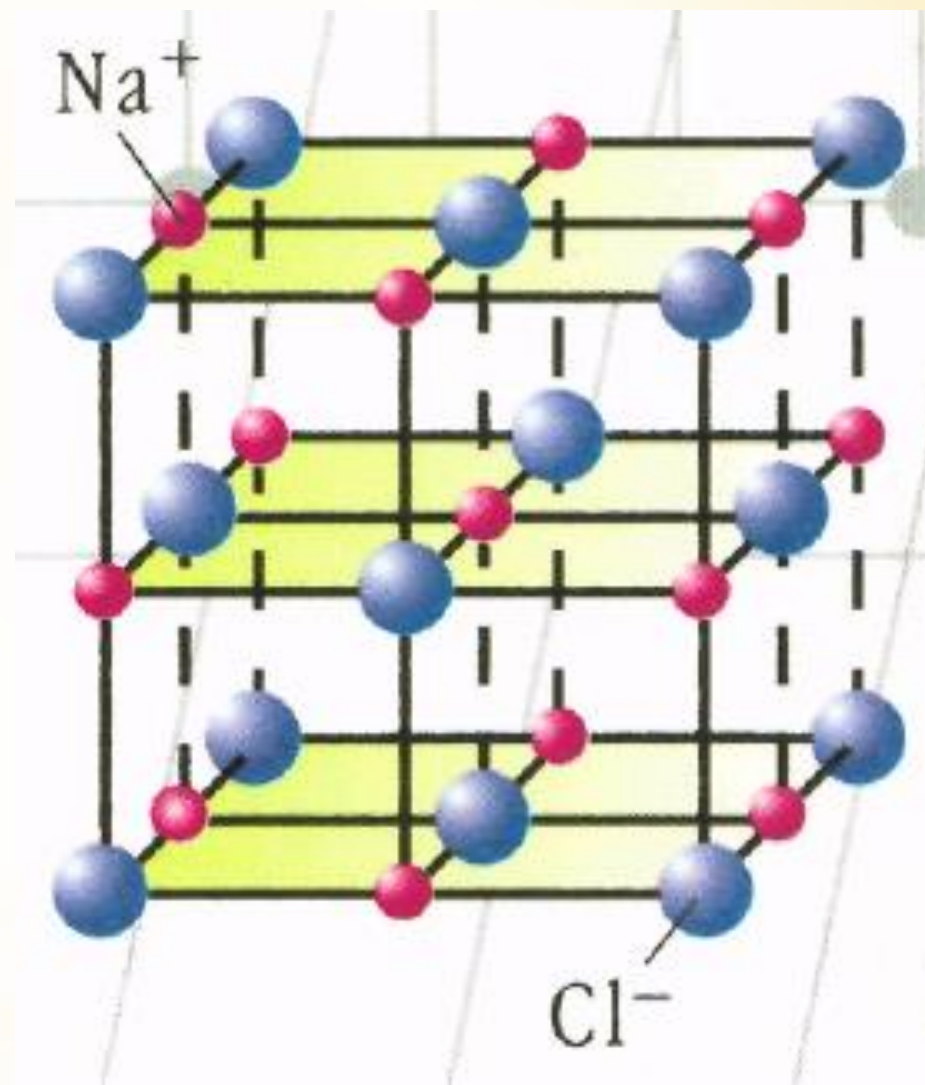
ионная связь образована **ионами** (**ковалентная** – **атомами**).

в **ионной связи** нет общих электронных пар

ионная связь **ненаправленная** и **ненасыщаемая**.

Ионы взаимодействуют друг с другом по всем направлениям.

Взаимодействие ионов противоположного знака не приводит к компенсации электрических полей.



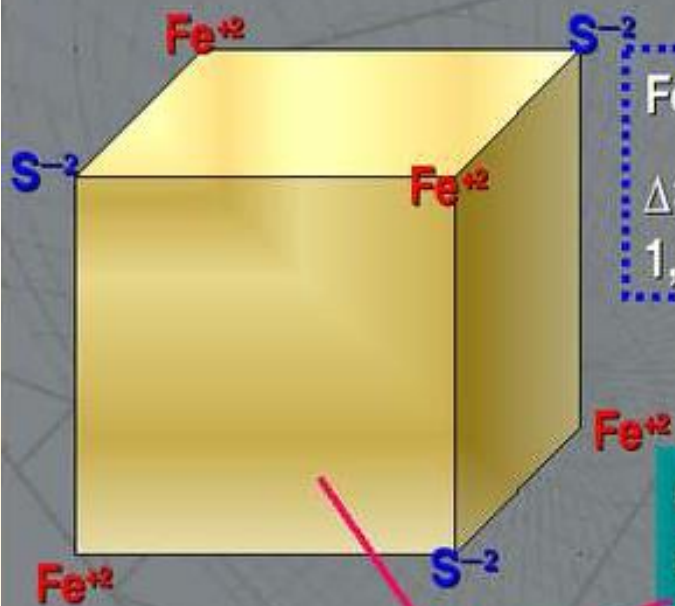
Степень ионности
или
ковалентности
связи

растворимость солей в воде

NaCl хорошо растворяется в воде!

NaCl

$$\Delta \text{ЭО} = \text{ЭО}(\text{Cl}) - \text{ЭО}(\text{Na}) = 3,0 - 0,9 = 2,1$$



FeS

$$\Delta \text{ЭО} = \text{ЭО}(\text{S}) - \text{ЭО}(\text{Fe}) = 2,5 - 1,8 = 0,7$$

связь ионная

связь
ковалентная
полярная

Сильно слабеет в
полярном растворителе

Не растворяется в воде!

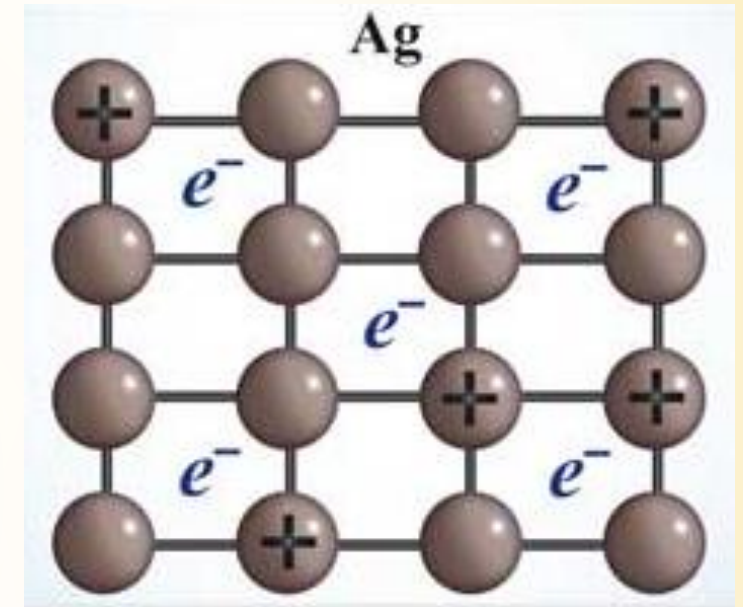
Металлическая связь

– связь между всеми атомами и ионами металлов и свободными электронами в кристаллической решетке металлов.

Эти электроны становятся общими для всех атомов и ионов металла и называются «**электронным газом**».

Наличием металлической связи обусловлены физические свойства металлов и сплавов: твердость, электропроводность, теплопроводность, ковкость, пластичность, металлический блеск.

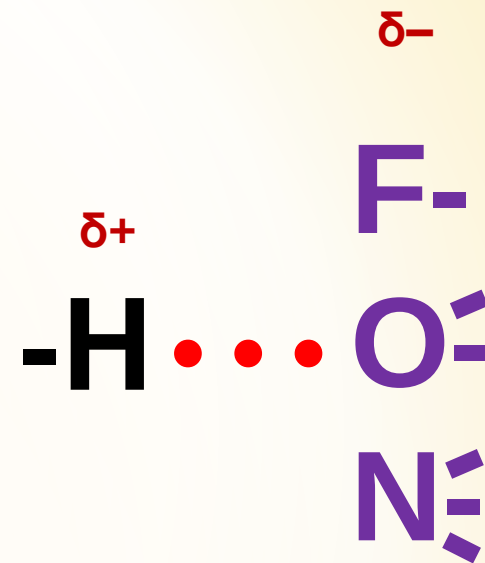
Металлическая связь характерна и для сплавов.



Водородная связь

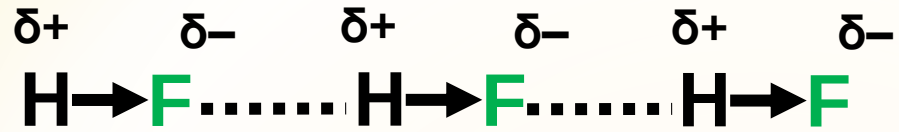
Особый вид химической связи с участием атома водорода.

Образуется между атомом водорода (в одной группе или молекуле) и атомом наиболее электроотрицательного элемента (в другой группе или молекуле).

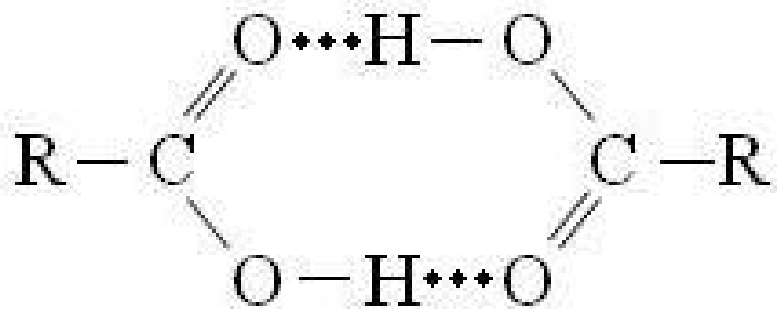
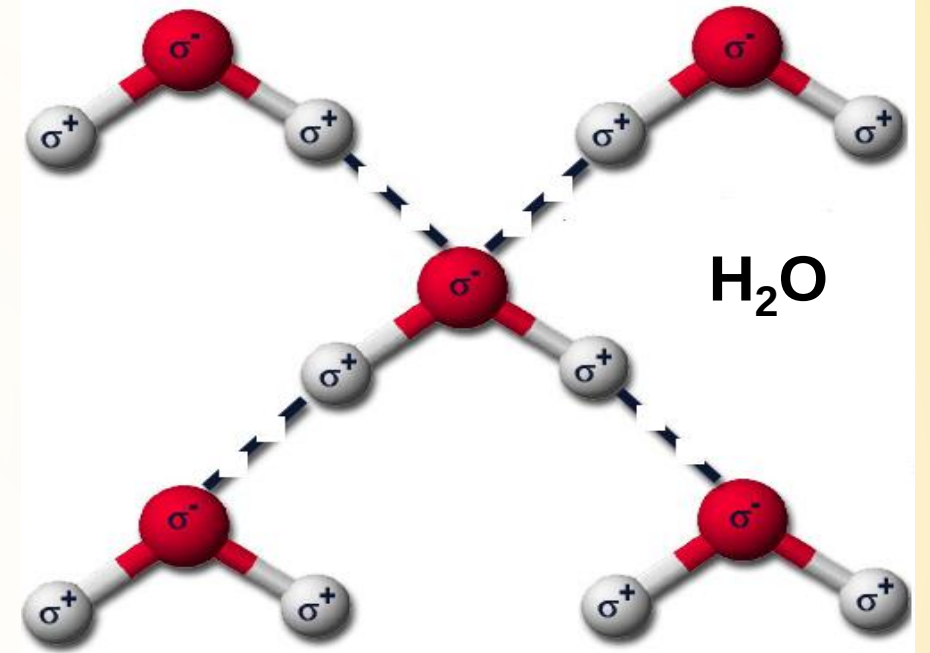
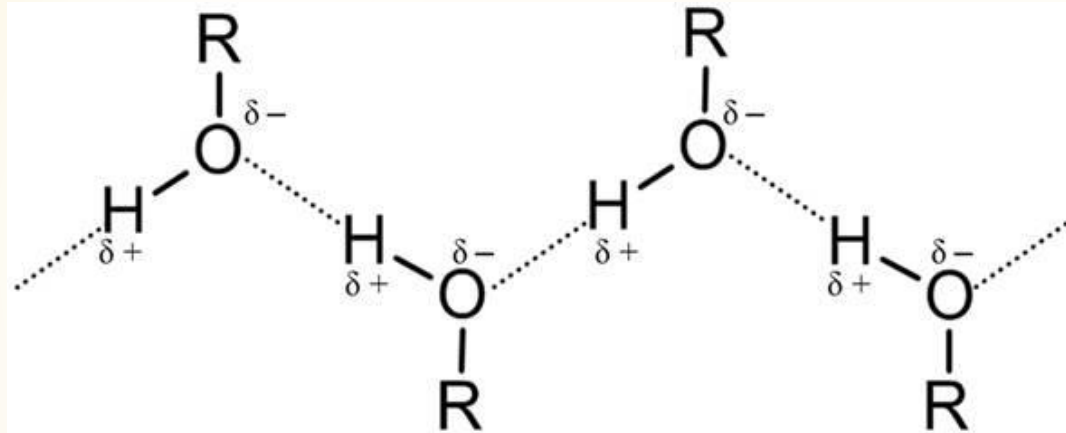


Водородные связи могут быть как межмолекулярными,
так и внутримолекулярными.

Межмолекулярная водородная связь возникает между молекулами, в состав которых входит водород и атомы с высокой ЭО (кислород, фтор, азот).



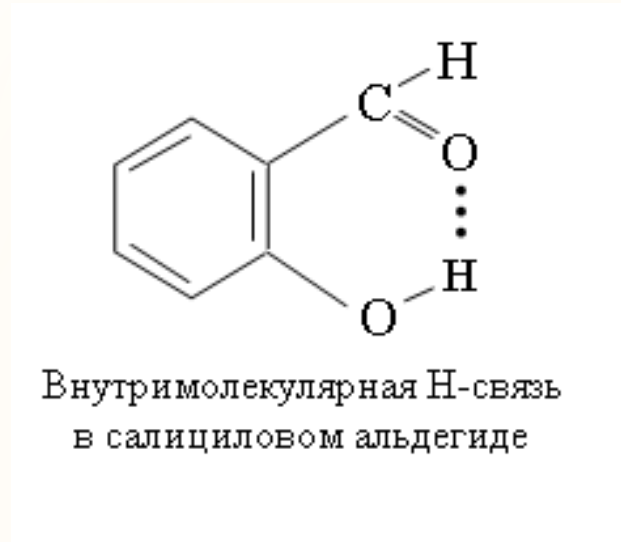
спирты



Водородные связи в димере
 карбоновой кислоты

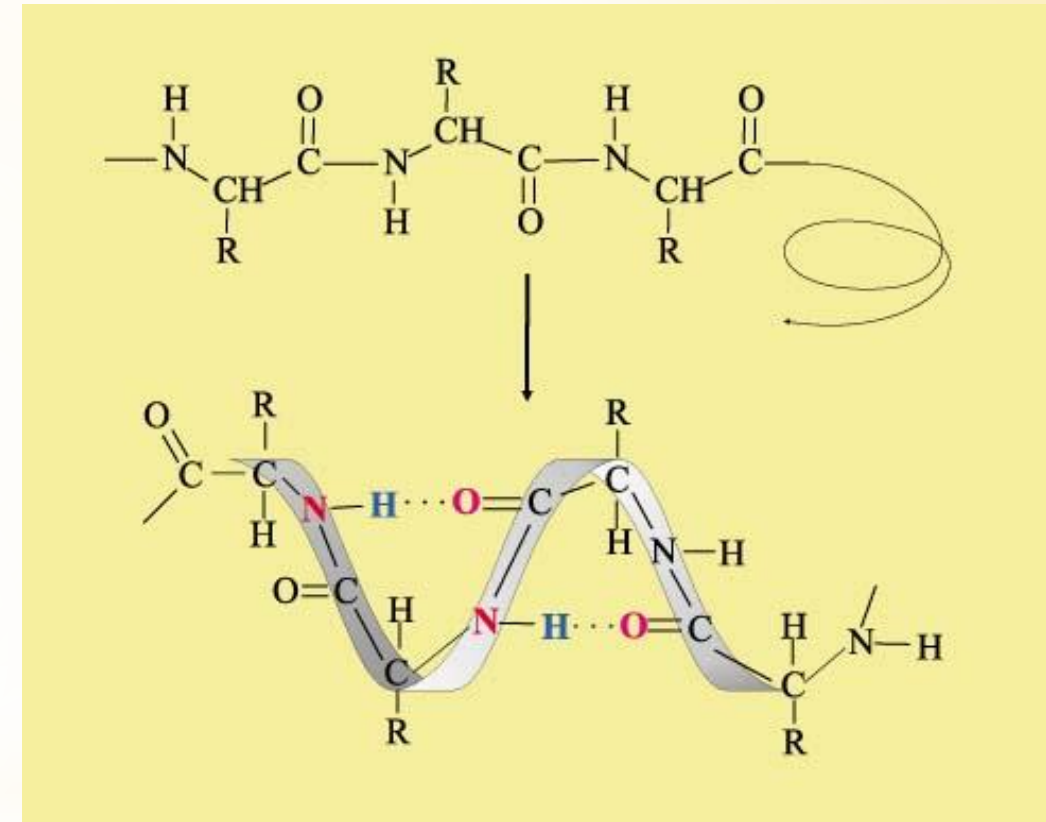
Это межмолекулярные водородные связи.

Внутримолекулярные водородные связи существуют в молекулах салициловой кислоты, полипептидов, нуклеиновых кислот, белков и др.



Водородные связи играют большую роль во многих физико-химических и биологических процессах.

В частности, молекулы ДНК представляют собой двойные спирали, в которых две цепи нуклеотидов связаны между собой водородными связями.



Энергия **водородной связи** примерно в десять раз меньше энергии обычной ковалентной связи.

Энергии **ионной** и **ковалентной связи** - одного порядка.

Энергия **ионной связи** зависит от размеров ионов и от их зарядов.

Чем меньше ионы и больше их заряд, тем больше энергия связи.

Металлическая связь приблизительно в 3-4 раза слабее одинарной ковалентной связи.

Энергия **металлической связи** растет с увеличением числа валентных электронов и заряда ядра.

**Спасибо
за
внимание!**