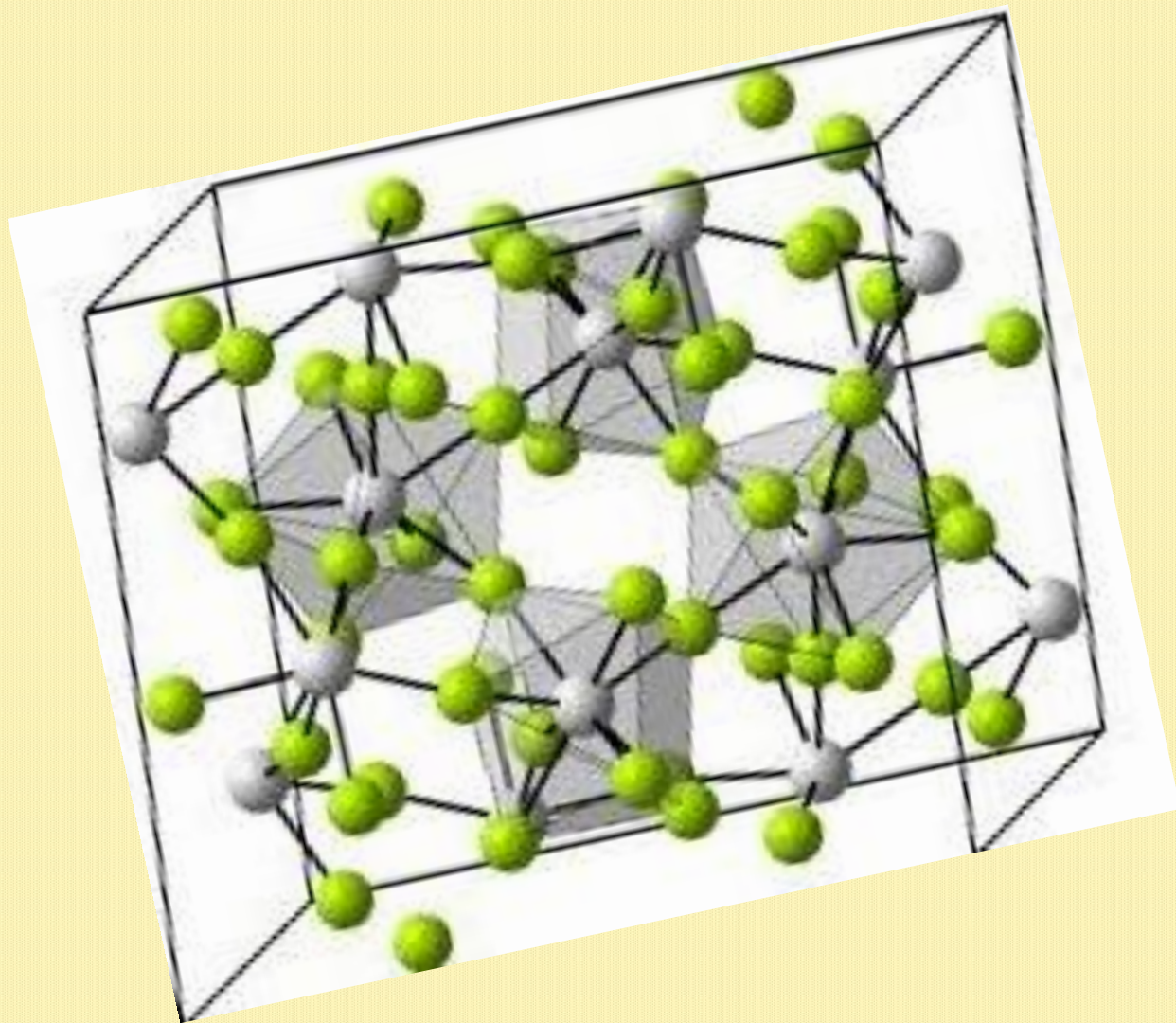
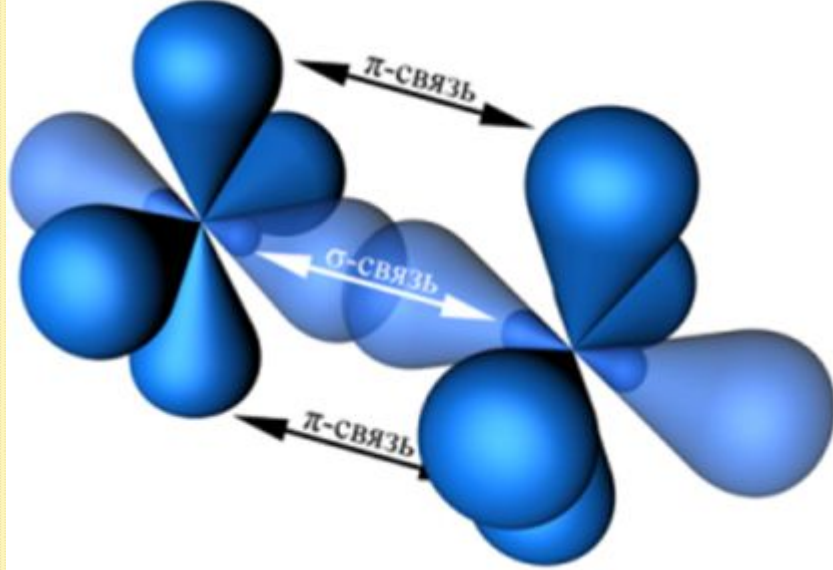


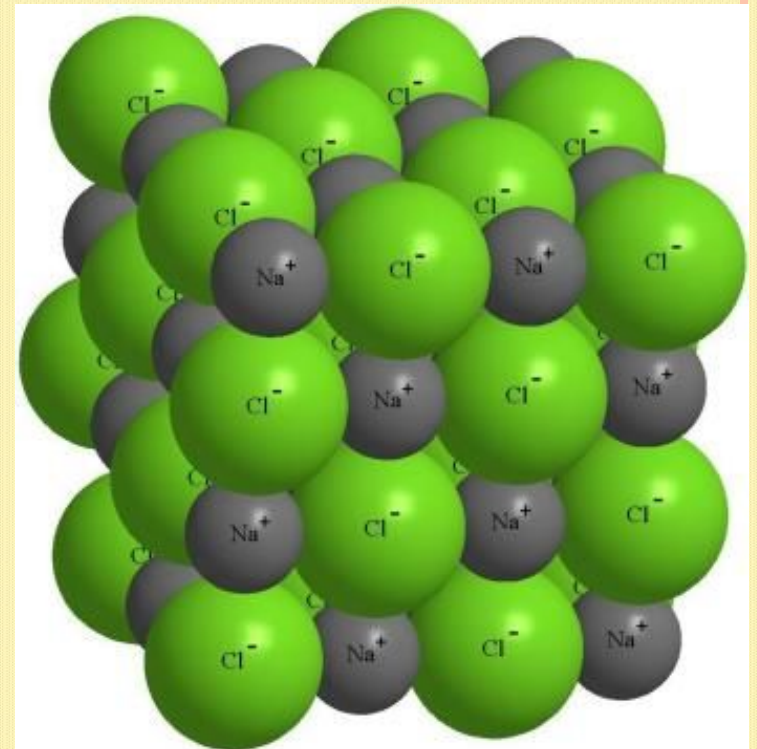
Химическая связь





ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.

Под **химической связью** понимают такое **взаимодействие атомов**, которое **связывает их в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы.**





Типы химической связи.



! Тип связи зависит силы, удерживающей атомы химических элементов в более крупных образованиях.

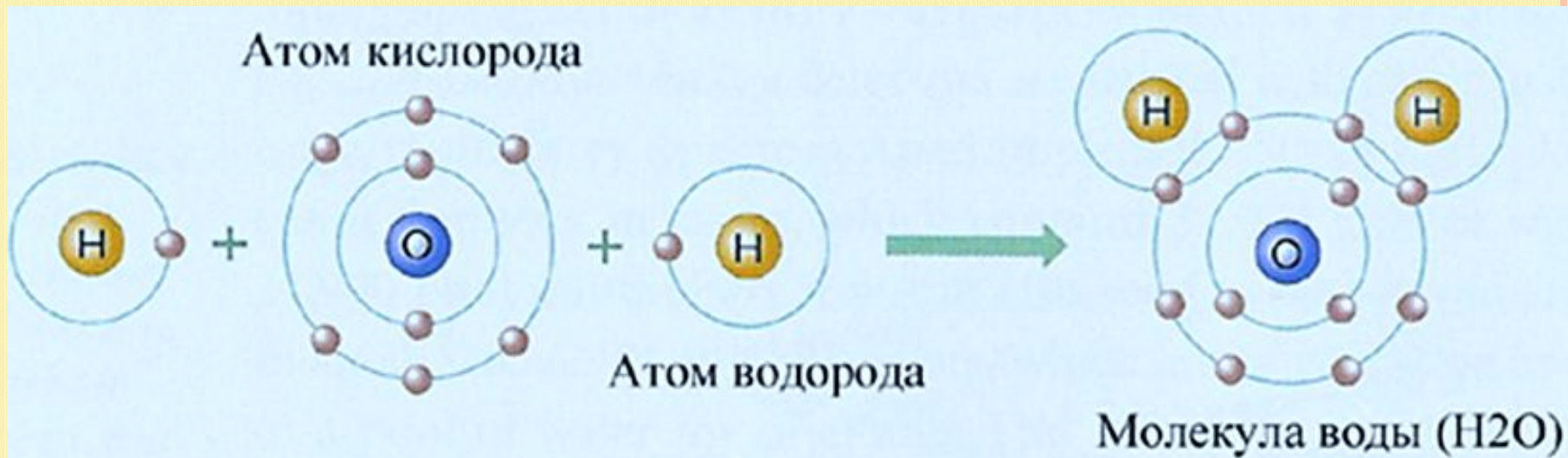




КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ.

Химическая связь – это связь, возникающая между атомами за счет образования общих электронных пар.

Смысл связи – приобретение атомами химических элементов энергетически устойчивой электронной конфигурации из восьми электронов (для атома водорода из двух).





МЕХАНИЗМЫ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ.

Донорно-акцепторный
механизм:

за счет двухэлектронного
облака донора и свободной
орбитали акцептора.

Ковалентная связь

Донорно-
акцепторный

Обменный

Обменный механизм:
за счет перекрывания
электронных облаков.

Полярная связь

Неполярная
связь



ОБМЕННЫЙ МЕХАНИЗМ.



за счет перекрывания
электронных облаков

H:H

H₂; Cl₂; N₂; O₂

неполярная ковалентная связь —
электронное облако, образованное
общей парой электронов,
распределяется в пространстве

H:Cl

HCl; H₂O; H₂S

полярная ковалентная связь —
электронное облако связи
смещено к атому с большей
электроотрицательностью

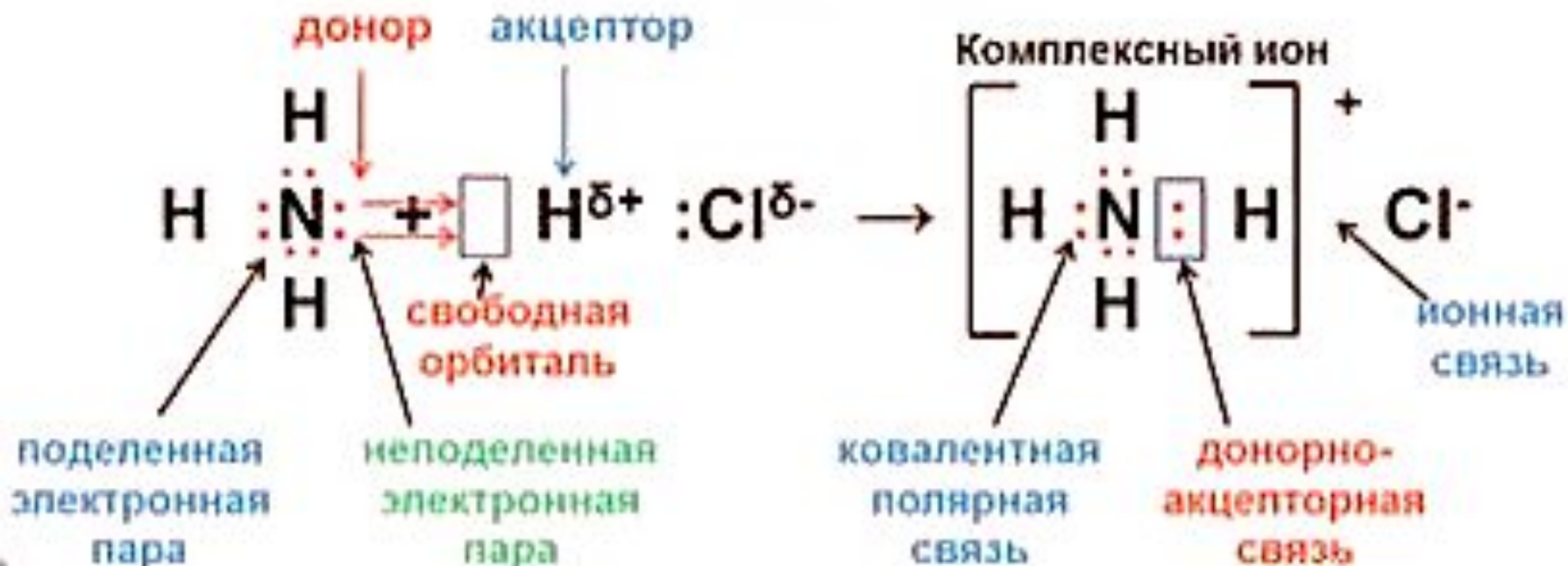
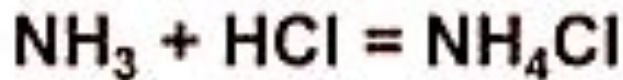


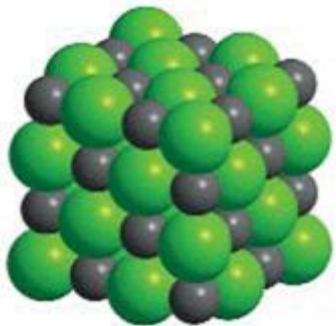
ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНЫЙ МЕХАНИЗМ.



за счет двухэлектронного облака атома (донора) и свободной орбитали другого атома (акцептора)

Связь называется **донорно-акцепторной** или **координационной**.





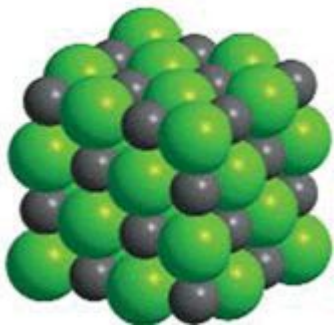
СВОЙСТВА КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ.

Длина связи – это межъядерное расстояние (нм).

Энергия связи – количество энергии, которое необходимо для разрыва связи; (кДж/моль).

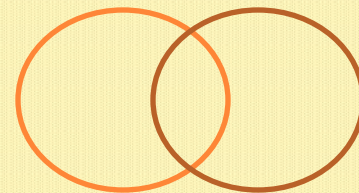
Насыщенность – способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей.

Направленность связи обуславливает пространственную структуру молекул, т.е. их геометрию.



СПОСОБЫ ПЕРЕКРЫВАНИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБЛАКОВ.

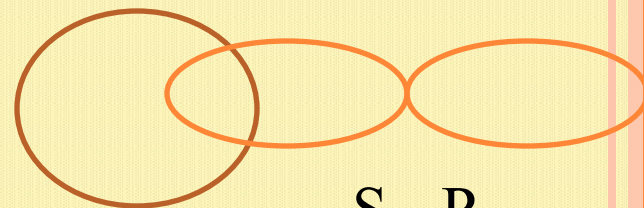
σ - СВЯЗЬ – перекрывание электронных облаков вдоль оси, соединяющей центры атомов.



S-S

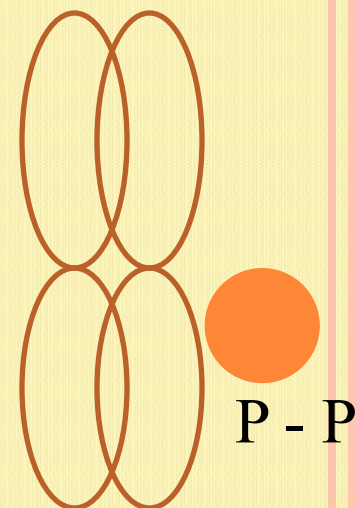


P - P



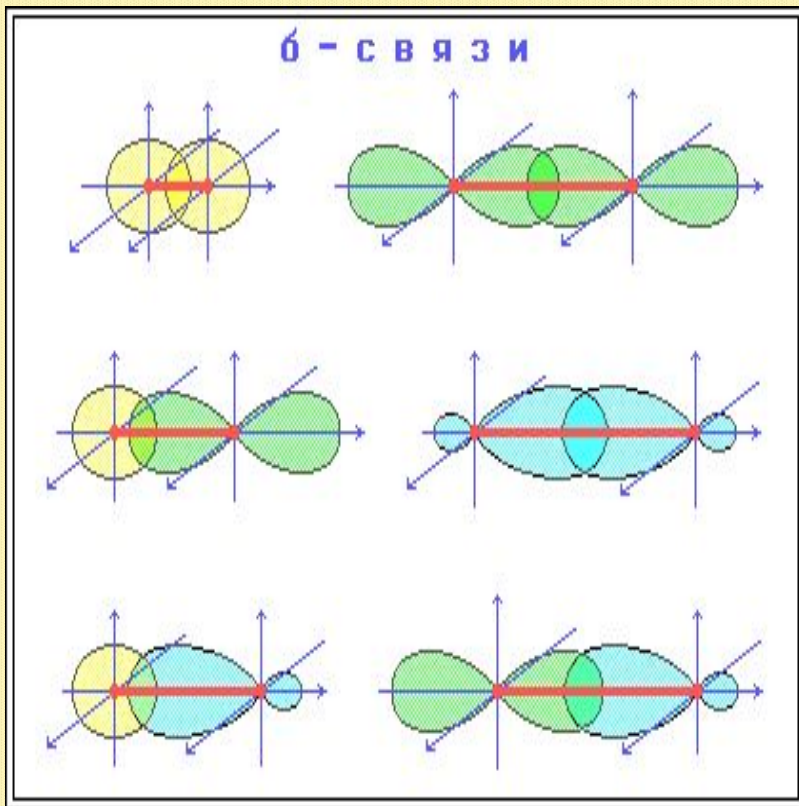
S - P

π – СВЯЗЬ, возникающая между атомами, когда перекрывание электронных облаков происходит по обе стороны от линии, соединяющей ядра обоих атомов.



P - P

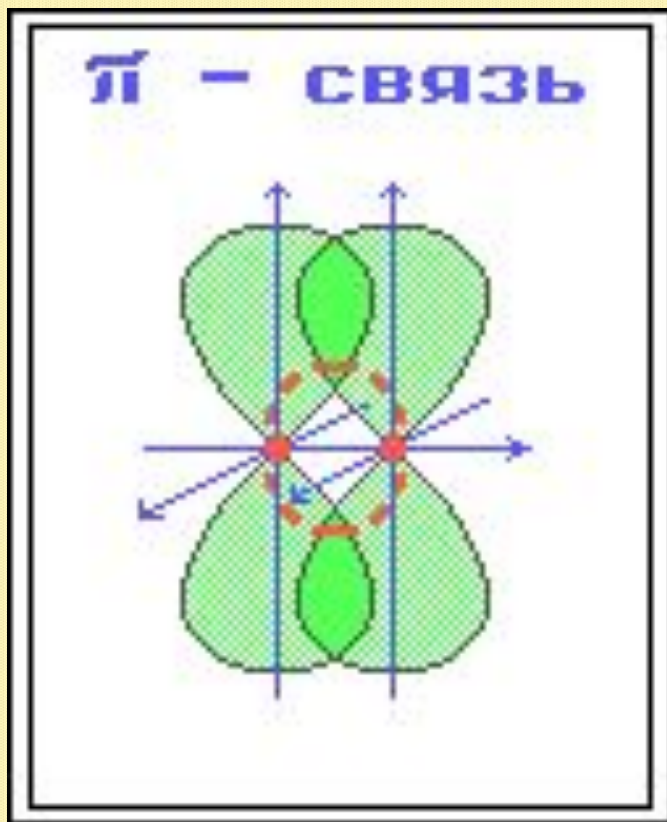
ПЕРЕКРЫВАНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ ОРБИТАЛЕЙ. СИГМА– СВЯЗЬ.



- это ковалентная связь, при которой область перекрывания атомных орбиталей находится на линии соединяющей центры взаимодействующих атомов;
- между парой атомов может быть только одна;
- это всегда простая связь.

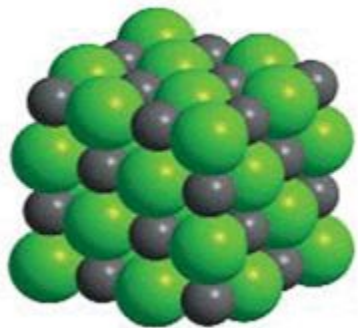


ПЕРЕКРЫВАНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ ОРБИТАЛЕЙ. ПИ – СВЯЗЬ.



- это ковалентная связь, при которой область перекрывания атомных орбиталей располагается в двух местах на линии, перпендикулярной линии, соединяющей центры взаимодействующих атомов;
- между парой атомов может только дополнять σ – связь.





ИЗОБРАЖЕНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ.

С ПОМОЩЬЮ **электронов в виде точек**, поставленных у знака химического элемента



В ВИДЕ **черточки**, которая символизирует пару электронов



С ПОМОЩЬЮ КВАНТОВЫХ **ячеек**



+



=



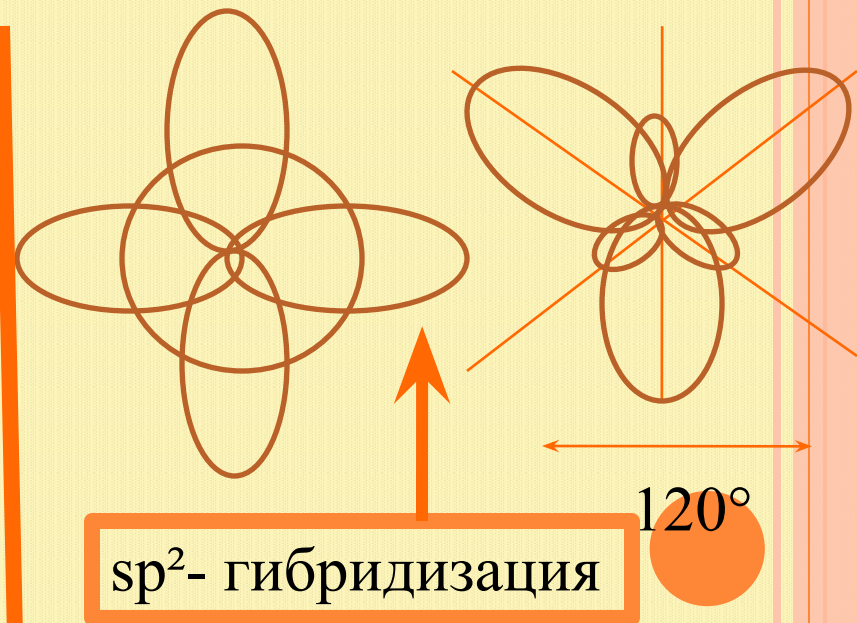
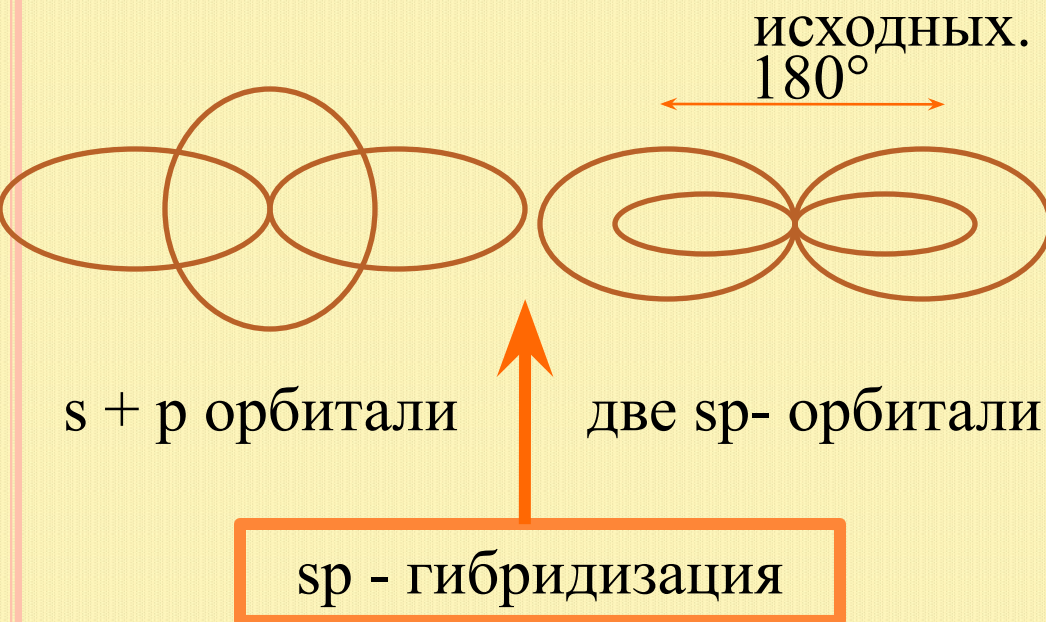
ИЛИ





ГИБРИДИЗАЦИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБЛАКОВ.

Гибридизация – выравнивание взаимодействующих орбиталей разных подуровней по форме и энергии. при этом расчетные формы орбиталей отличаются от

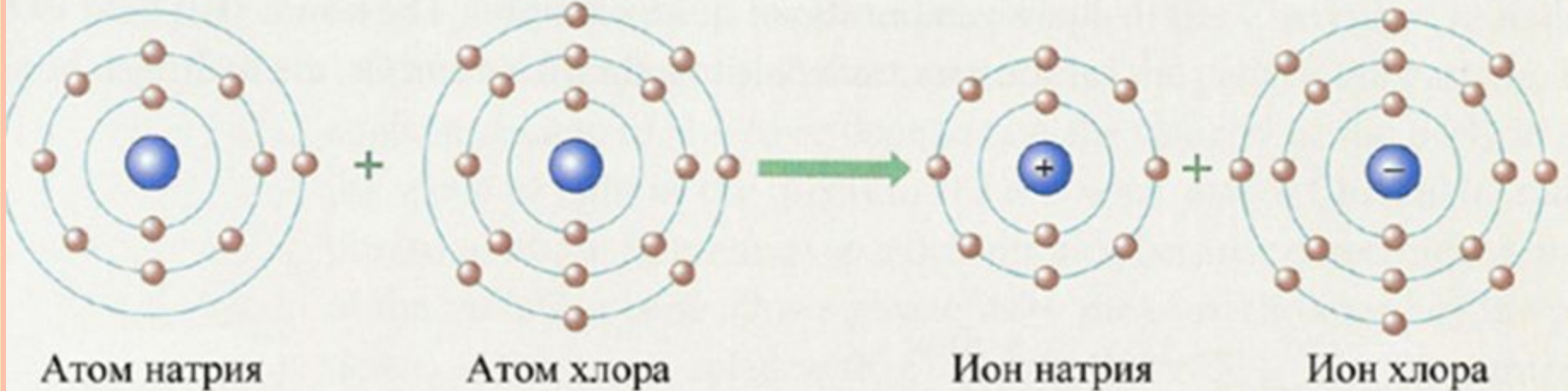




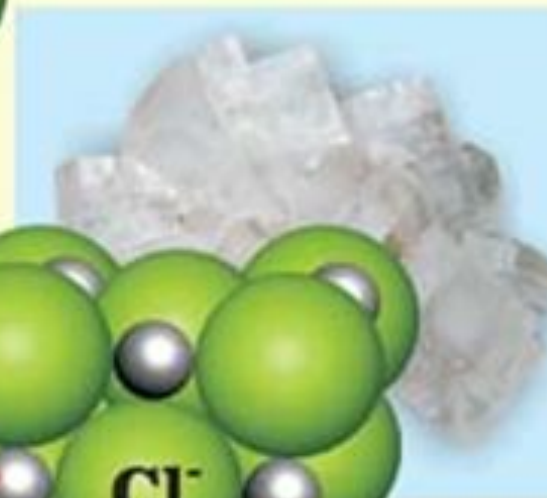
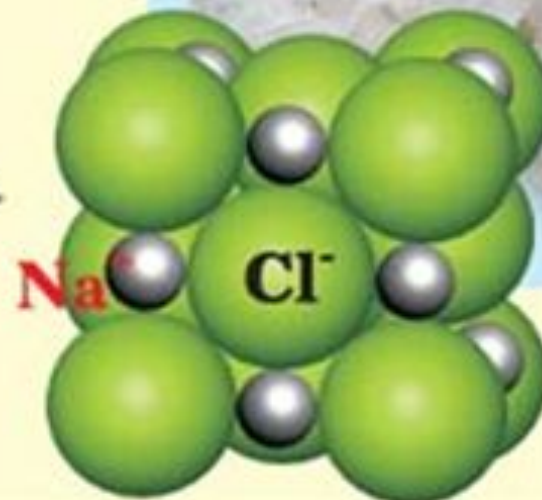
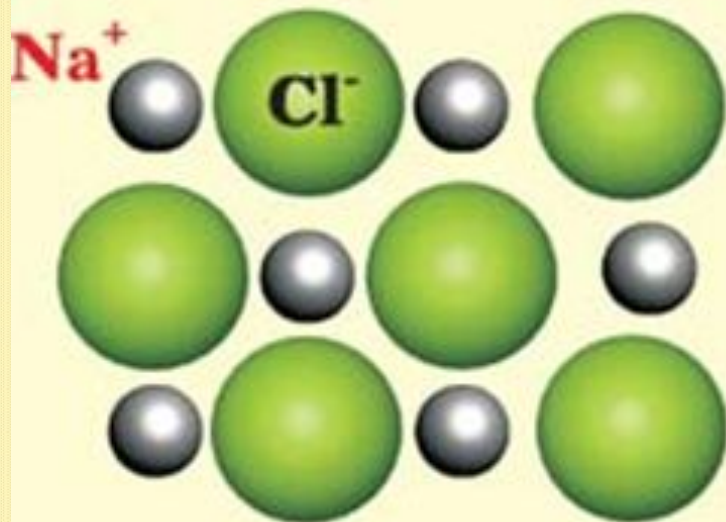
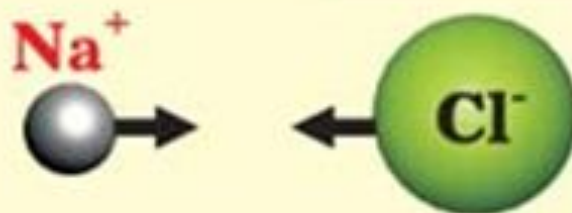
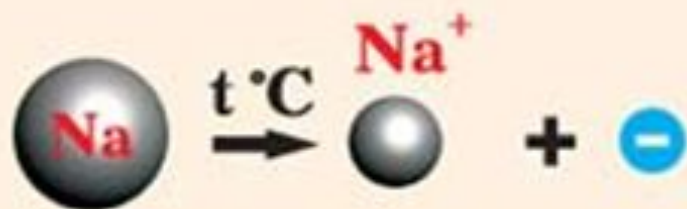
ИОННАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.

Ионная или **электровалентная связь** – химическая связь между ионами, осуществляемая электростатическим притяжением.

Образуется между атомами, которые сильно различаются по электроотрицательности.



ОБРАЗОВАНИЕ ХЛОРИДА НАТРИЯ.

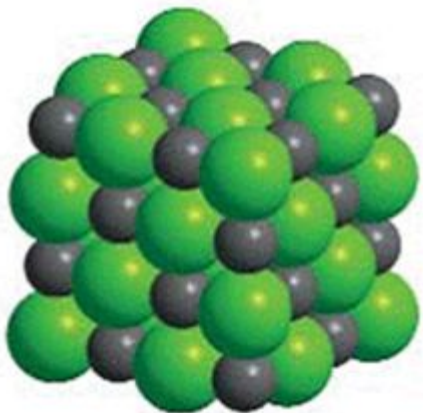




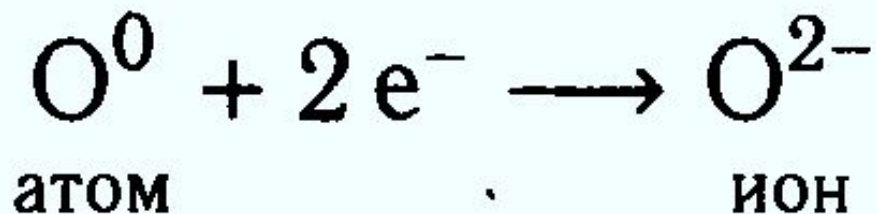
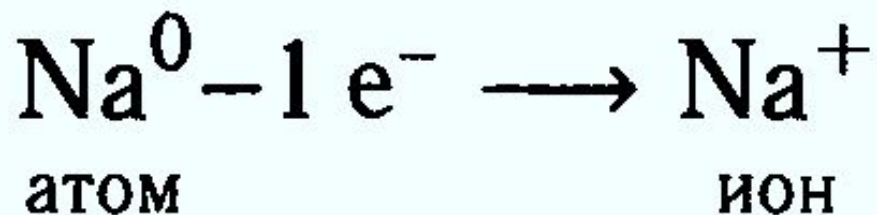
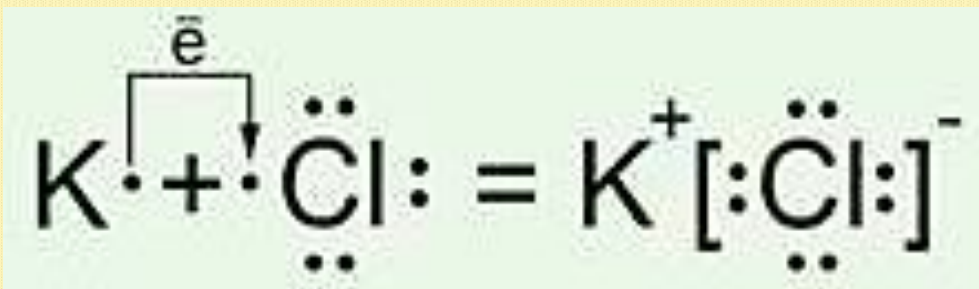
СВОЙСТВА ИОННОЙ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ.

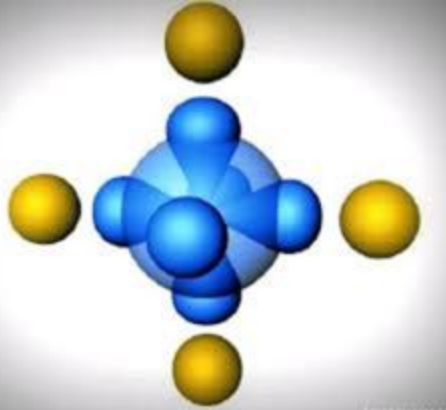
Ненаправленность. Каждый ион, представляющий как бы заряженный шар, может притягивать ион противоположного знака по любому направлению.

Ненасыщаемость. Взаимодействие ионов противоположного знака не приводит к компенсации силовых полей способность притягивать по другим по другим направлениям остается.



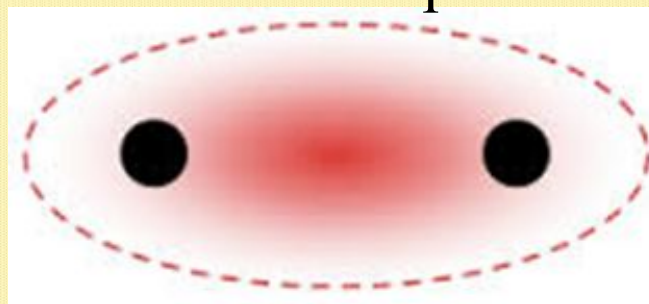
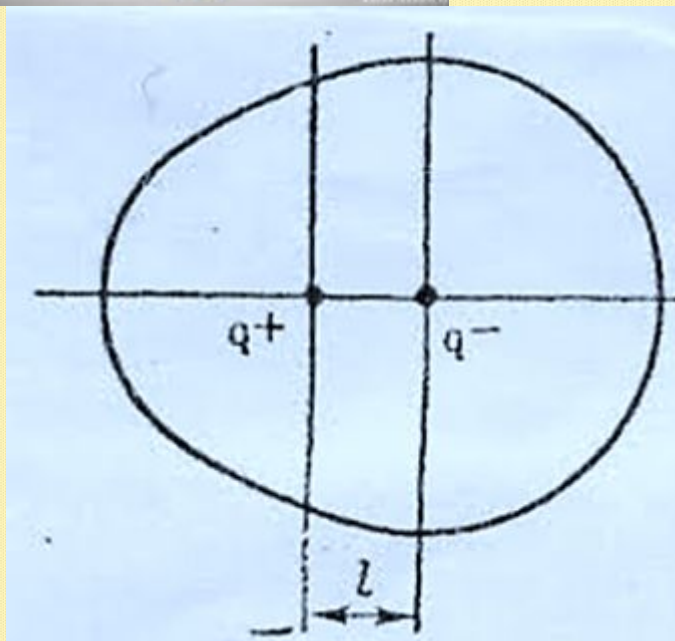
ИЗОБРАЖЕНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ.





ПОЛЯРНЫЕ МОЛЕКУЛЫ ВЕЩЕСТВА.

Молекулы при общей нейтральности представляют собой электрический диполь.



Поляризуемость – способность атомов, ионов и молекул приобретать дипольный момент (μ) в электрическом поле.

$$\mu = q \cdot l \rightarrow$$

электрический момент диполя. Мера полярности связи и молекулы. Выражается в Кл·м (Кулон-метр).

НЕПОЛЯРНЫЕ МОЛЕКУЛЫ.

$\mu = 0$ Молекулы, содержащие неполярную ковалентную связь – электронное облако симметрично по отношению к ядрам обоих атомов.

Например:

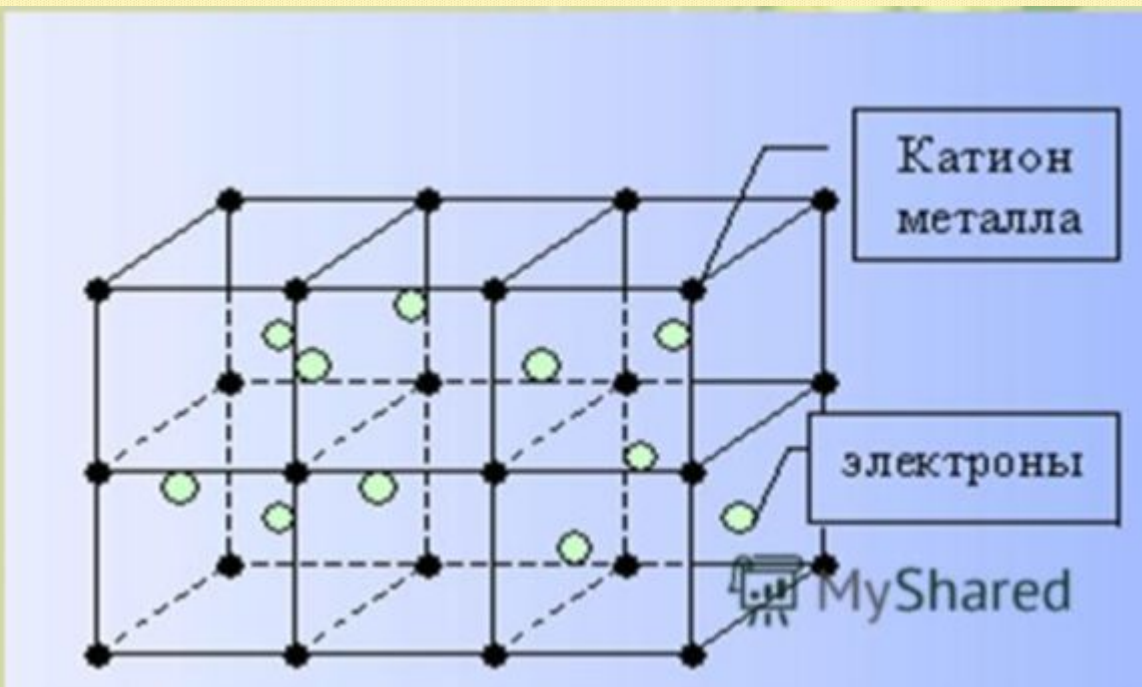
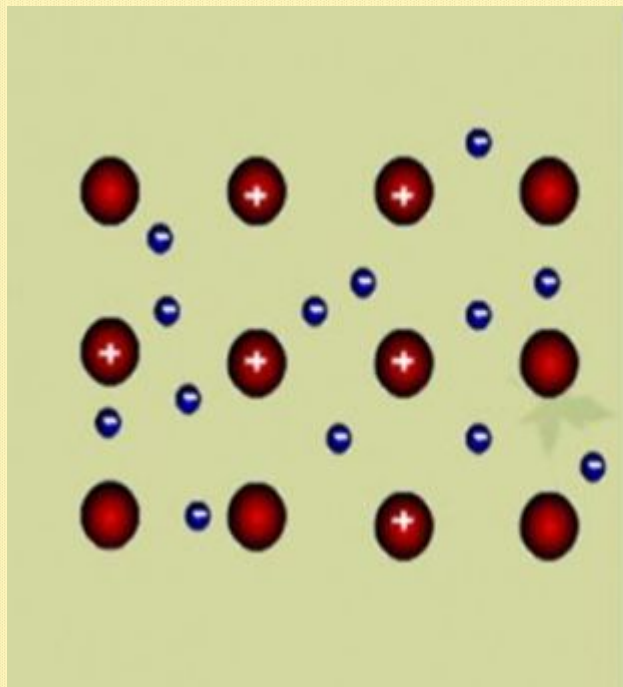
H_2 ; O_2 ; F_2 ; Cl_2 и др.

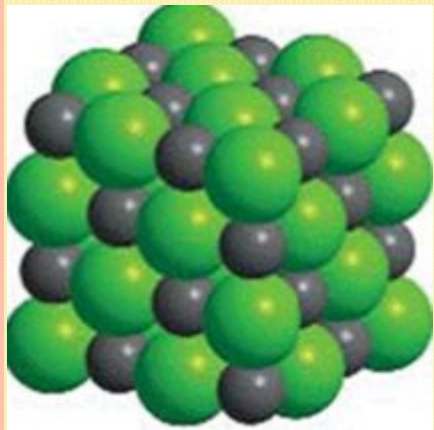




МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.

Связь, которую осуществляют относительно свободные электроны между ионами или атомами металлов в кристаллической решетке – называется **металлической**.





ОСОБЕННОСТИ МЕТАЛЛИЧЕСКОЙ СВЯЗИ.

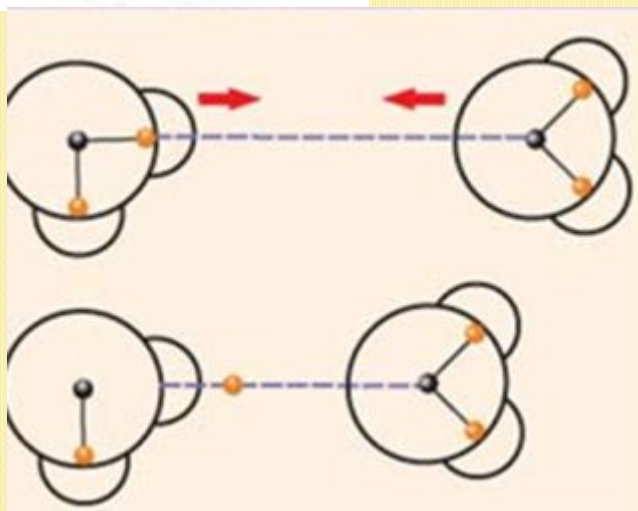
1. Металлическую связь образуют элементы, атомы которых на внешнем уровне имеют мало валентных электронов по сравнению с общим числом внешних энергетически близких орбиталей.

1. Валентные электроны из-за небольшой энергии ионизации слабо удерживаются в атоме.
2. Электроны, осуществляющие связь, обобществлены («электронный газ») и перемещаются по всему куску металла, в целом электронейтрального.
3. Металлическая связь характерна для металлов твердом и жидком состоянии.



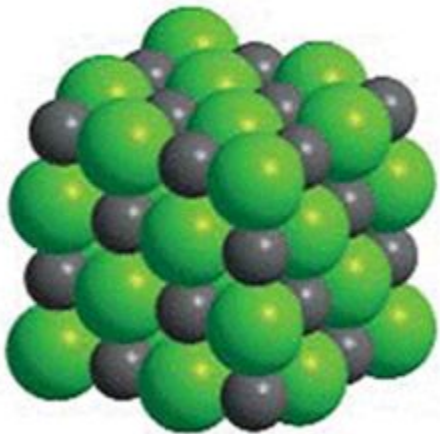


ВОДОРОДНАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.



Связь между атомом водорода, соединенным с атомом сильно электроотрицательного элемента, одной молекулы и сильно электроотрицательными элементами другой молекулы — называется **водородной**.

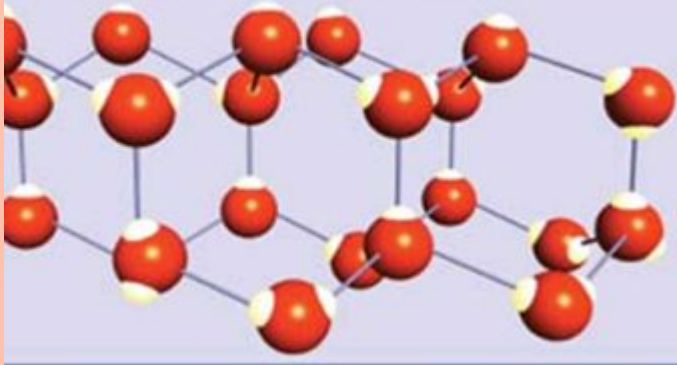




ОСОБЕННОСТИ ВОДОРОДНОЙ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ.

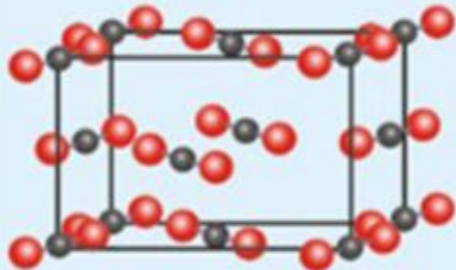
1. Связь относится к межмолекулярной; возможно образование внутримолекулярной водородной связи.
2. Водородная связь вторая по образованию в веществе, поэтому более слабая.
3. Тем не менее она ответственна за ассоциацию молекул.
4. Водородная связь оказывает влияние на свойства вещества, т.к. нужна дополнительная энергия для разрыва водородной связи.

МОДЕЛЬ СТРУКТУРЫ ЛЬДА



ТИПЫ КРИСТАЛЛИЧЕСКИХ РЕШЕТОК.

МОЛЕКУЛЯРНЫЕ CO_2



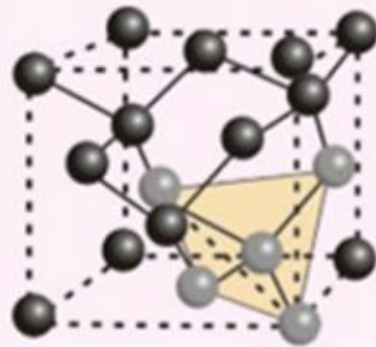
Углекислый газ

$t_{\text{кип}} -78^\circ\text{C}$

Твердая двуокись углерода



АТОМНЫЕ C

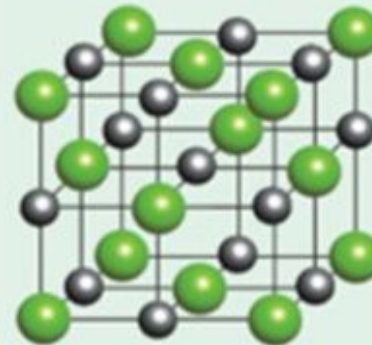


$t_{\text{пл}} 3500^\circ\text{C}$
 $t_{\text{кип}} 4200^\circ\text{C}$

Алмаз



ИОННЫЕ NaCl

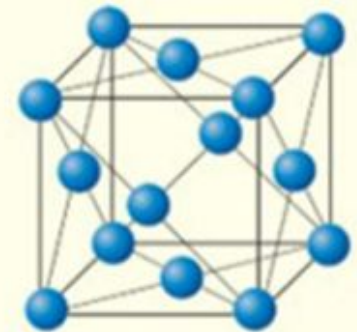


$t_{\text{пл}} 801^\circ\text{C}$
 $t_{\text{кип}} 1465^\circ\text{C}$

Галит



МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ Cu



$t_{\text{пл}} 1083^\circ\text{C}$
 $t_{\text{кип}} 2567^\circ\text{C}$

Медь



ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Внутримолекулярная водородная связь –

эта связь возможна при наличии в одной

молекуле и электроноакцепторной

группы и электронодонорного атома.

Например в молекуле

ДНК: | |

А-Т

Г-Ц

Г-Ц

Т-А

| |

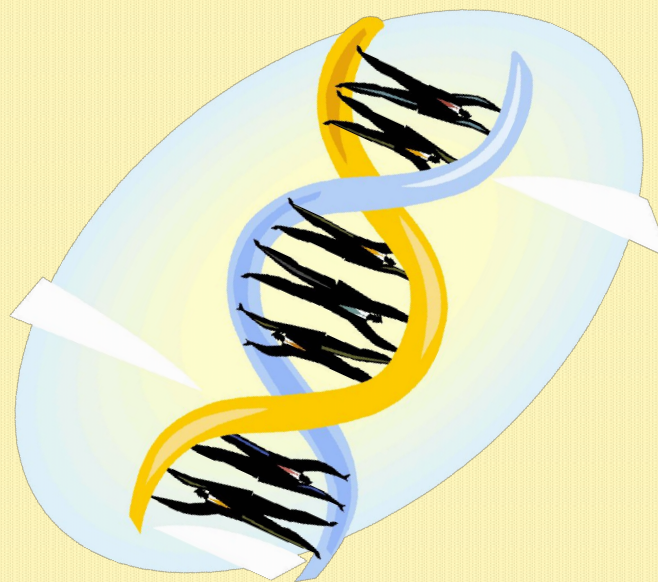


Рис.4

