

Химические процессы и промышленная экология

(кафедра)

Общая химия

(дисциплина)

Химическая связь. Строение молекулы

Лекция -3

1 академический час

Сейткалиева Нургуль Жарылкагановна

(ФИО преподавателя)

Химическая связь.

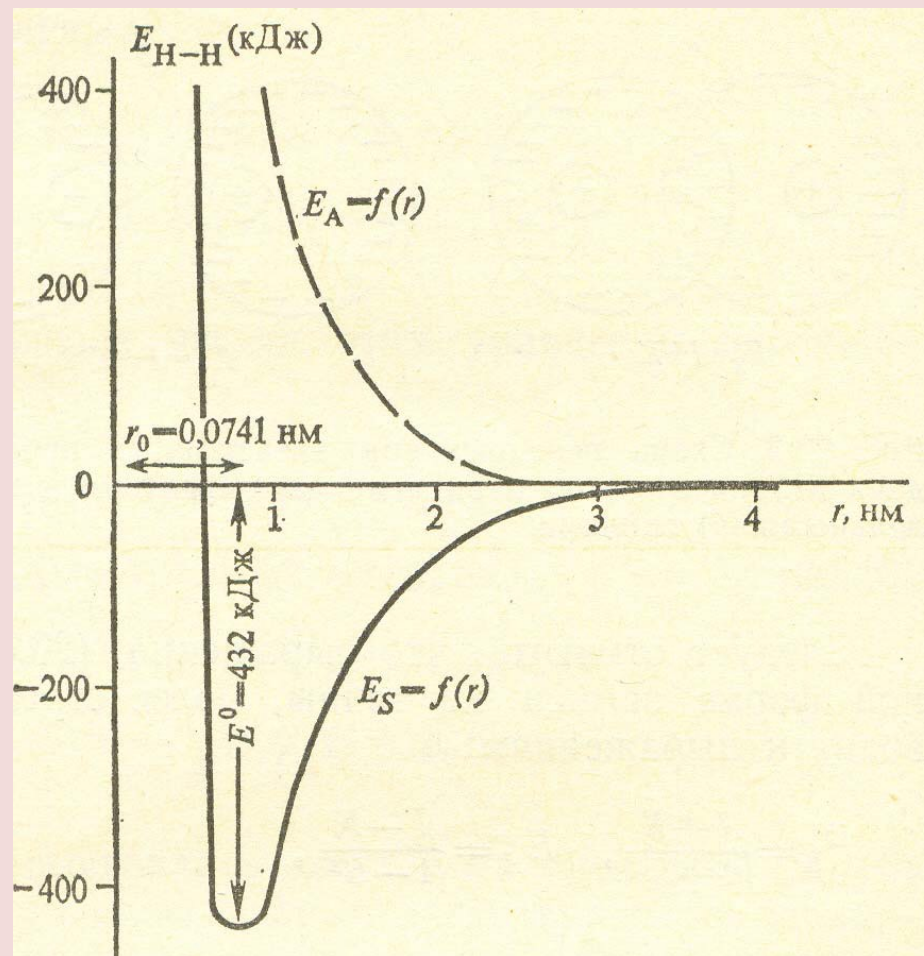
Химическая связь – это взаимодействие, которое связывает отдельные атомы в более сложные системы (молекулы, радикалы, кристаллы и др.).



Причина образования химической связи – достижение устойчивого состояния с минимальным запасом энергии.

Условия образования химической связи:

- понижение энергии системы
- перекрывание АО

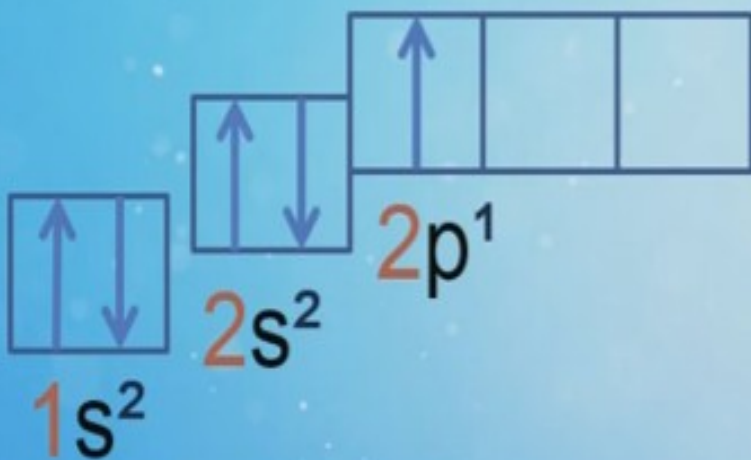


Природа химической связи - **электростатическое**.

Бор

${}^5\text{B}$

+ 5



В образовании химической связи принимают участие **валентные электроны**.

При образовании химической связи каждый атом хочет **завершить** свой **внешний энергетический уровень**.

***Основные типы
химической связи***

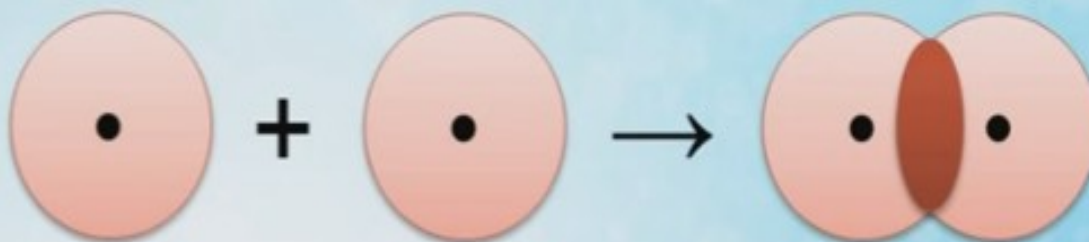
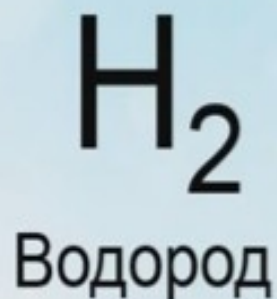
Ковалентная
(равные или близкие по
значениям относительной
электроотрицательности)

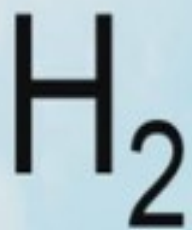
Ионная
(большая разница в значениях
электроотрицательности)

Металлическая
(малое число валентных
электронов и малое значение
энергии ионизации)

Ковалентная связь

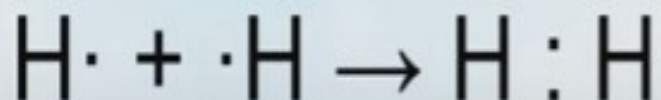
Ковалентная связь возникает между двумя атомами неметаллов с одинаковыми или разными значениями электроотрицательности.





Водород

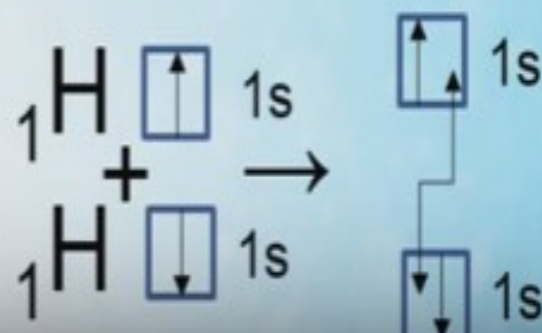
Электронные формулы



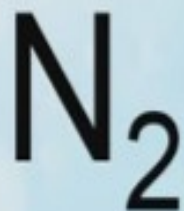
Графические
(структурные) формулы



Электронно-графические
схемы



Ковалентная связь

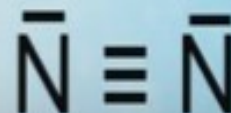
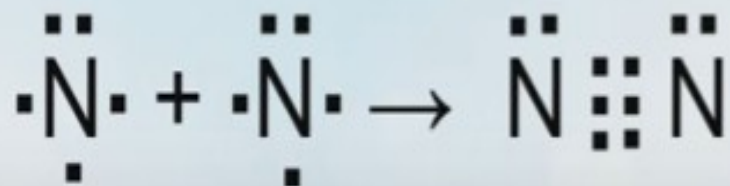


Азот

Электронная формула



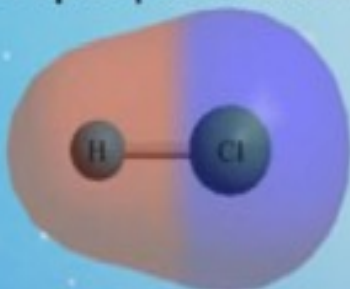
Графическая
(структурная) формула



Ковалентная связь

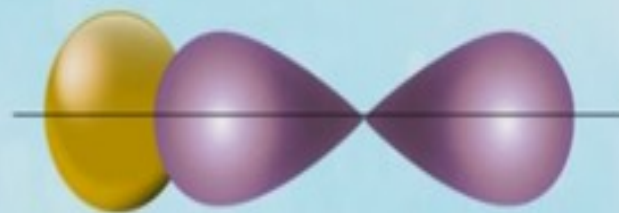
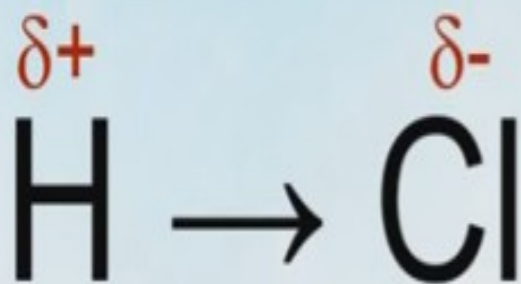
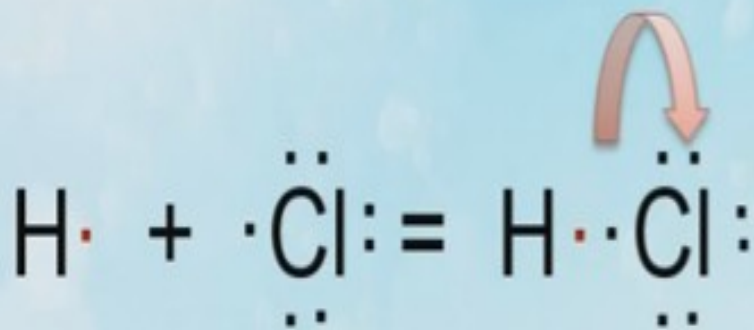
Полярная

- Между атомами с различной электроотрицательностью.
- Общая электронная пара смещается к атому с большей электроотрицательностью.

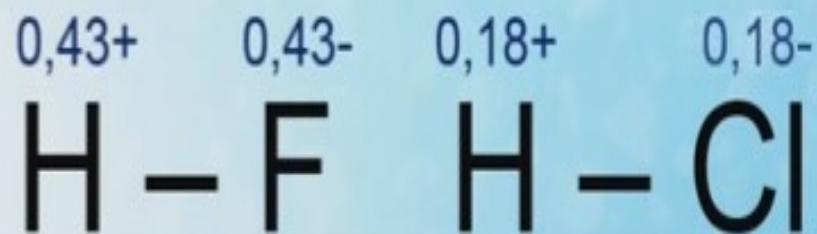


Неполярная





Чем **больше** частичные заряды на атомах, тем **больше** полярность связи.



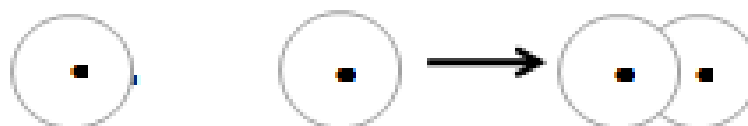
Связь в молекуле HF будет более полярной.

Механизм образования ковалентной связи

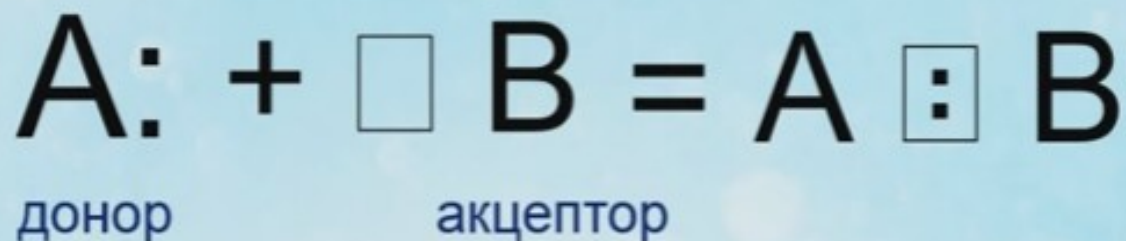
обменный

донорно-акцепторный

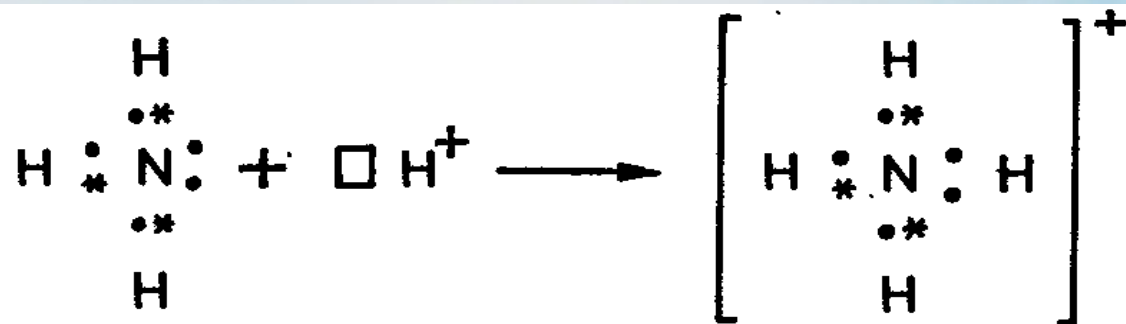
По обменному механизму: это связь, образующаяся за счет неспаренных электронов разных атомов.



Донорно-акцепторный механизм



Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи – это механизм, при котором ковалентная связь возникает за счёт неподелённой пары электронов одного атома и свободной орбитали другого атома.



Основные свойства химической связи:

1. Энергия связи ($E_{\text{св.}}$, кДж/моль, эВ/атом):

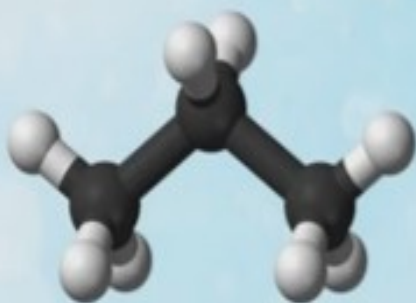
☎ это та энергия, которую нужно затратить, чтобы разорвать все связи в 1 моле вещества;

☎ это та энергия, которая выделяется при образовании молекулы из атомов.

2. Длина связи (l , нм) – расстояние между ядрами в молекуле.

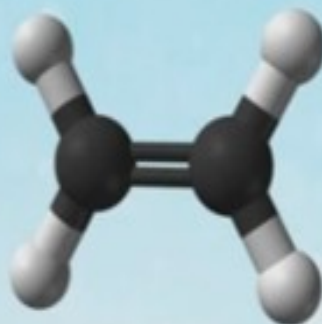
	HF	HCl	HBr	HI
E , кДж/моль	565	431	364	297
l , нм (1 нм = м)	0,092	0,128	0,141	0,160

Свойства ковалентной связи



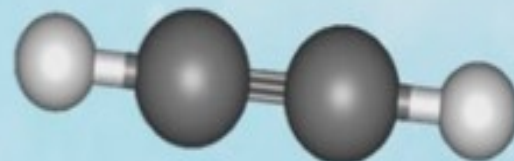
длина связи
0,154 нм

энергия связи
348 кДж/моль



длина связи
0,133 нм

энергия связи
635 кДж/моль

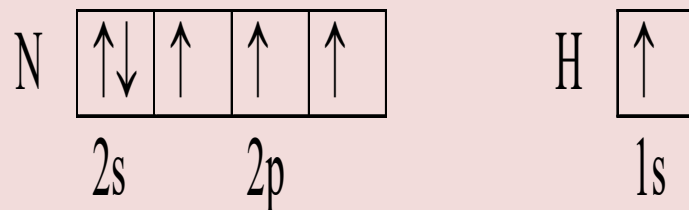


длина связи
0,120 нм

энергия связи
830 кДж/моль

Энергия двойной или тройной связи **меньше** удвоенной или утроенной энергии одинарной связи.

•Особенностью образования соединений по обменному механизму является насыщаемость, которая показывает, что атом образует не любое, а ограниченное количество связей. Их число, в частности, зависит от количества неспаренных валентных электронов.

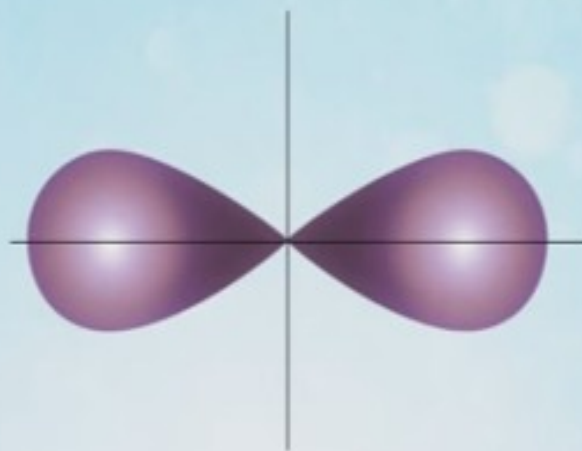


Свойства ковалентной связи

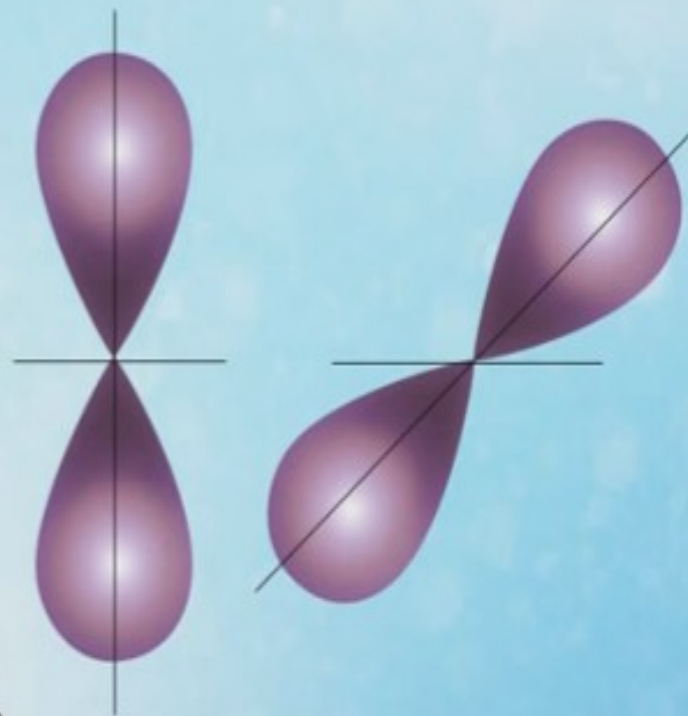
4. Направленность



s-облако

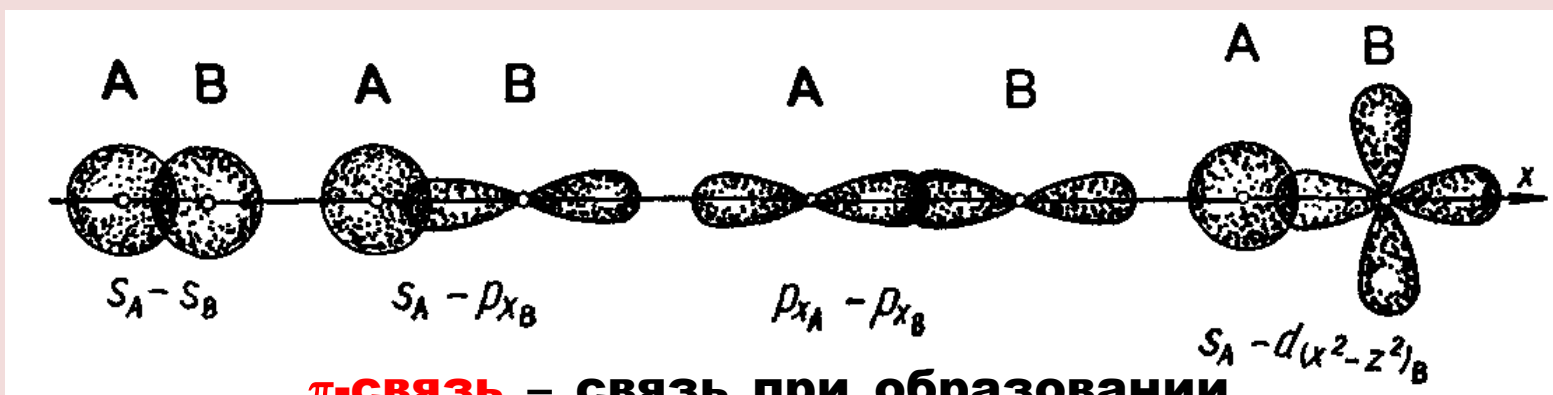


p-облака



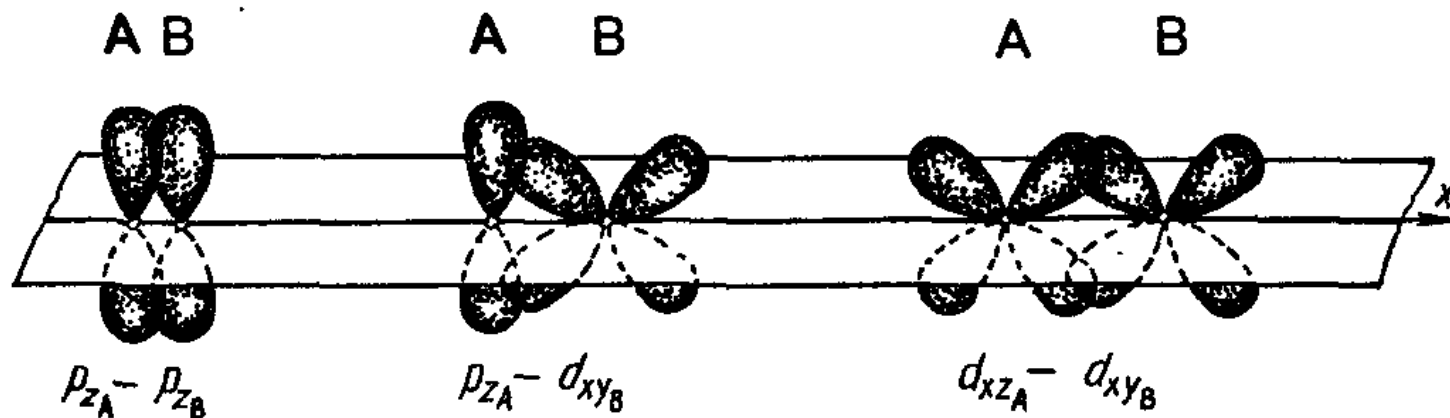
Типы связи

σ-связь – связь, при образовании которой область перекрывания лежит на линии соединяющей центры взаимодействующих атомов.

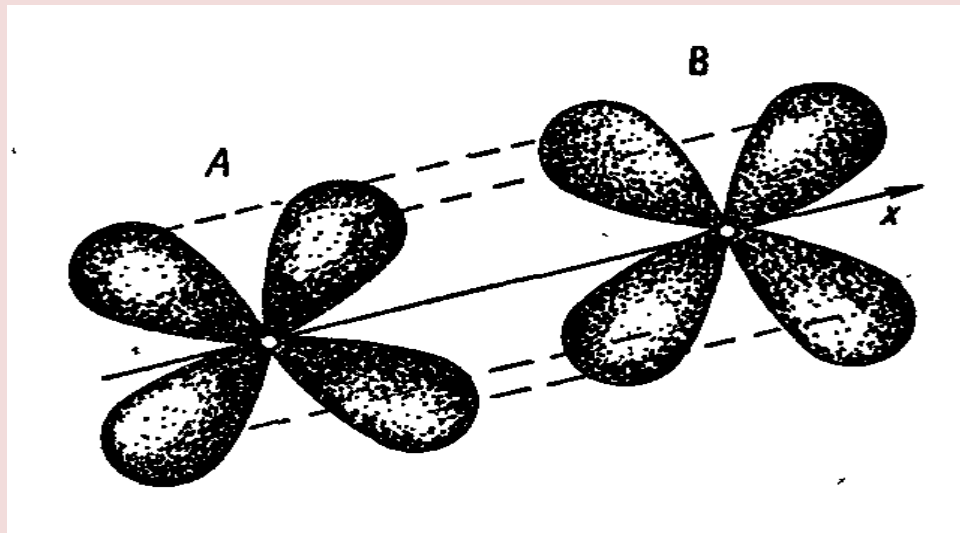


π-связь – связь при образовании которой область перекрывания лежит по обе стороны от линии соединяющей центры взаимодействующих атомов.

- **π -СВЯЗЬ** – связь при образовании которой область перекрывания лежит по обе стороны от линии соединяющей центры взаимодействующих атомов.

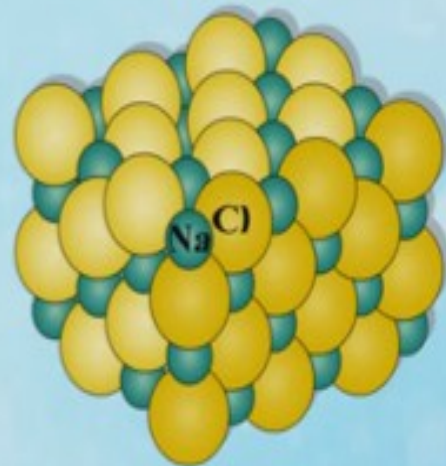
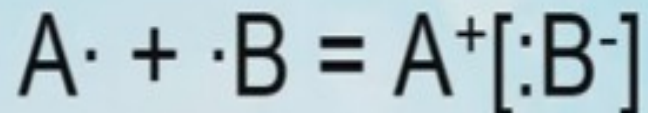


- **δ -связь** – связь, образованная перекрыванием d-орбиталей всеми четырьмя лепестками.



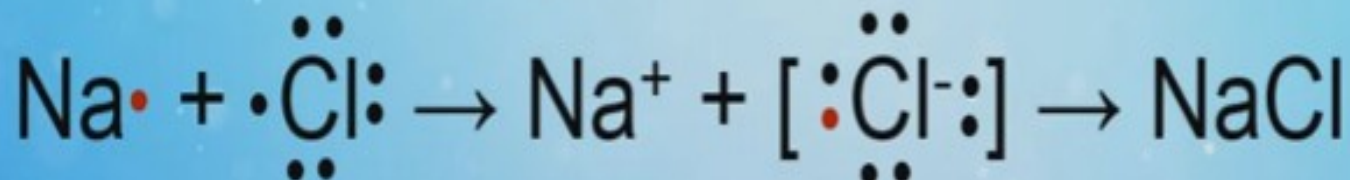
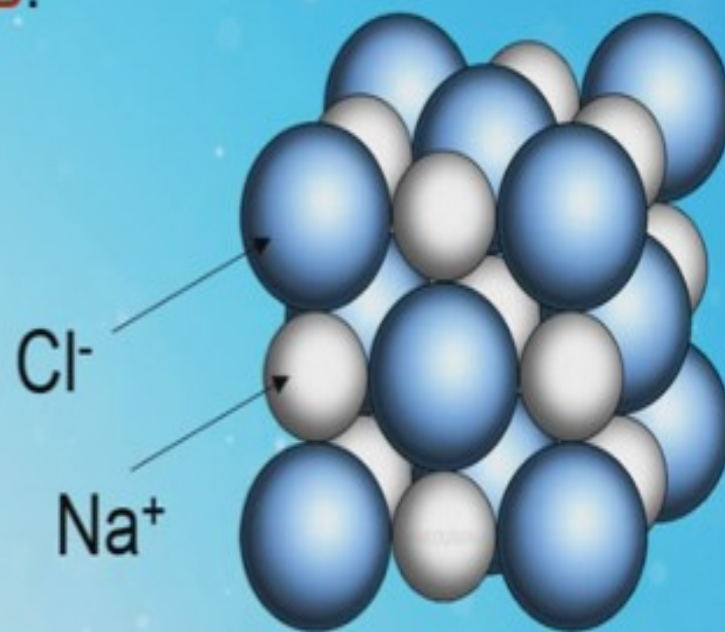
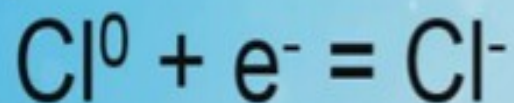
Ионная связь

Ионная связь возникает между атомами с различной электроотрицательностью.



Ионная связь – это химическая связь, которая осуществляется за счёт электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов.

Ионная связь образуется между атомами **ТИПИЧНЫХ МЕТАЛЛОВ** и **ТИПИЧНЫХ НЕМЕТАЛЛОВ**.



- **Основные характеристики ионной связи** в отличие от ковалентной:

1)ненаправленность - каждый ион, представляющий как бы заряженный шар, может притягивать ион противоположного знака по любому направлению.

2)ненасыщаемость — взаимодействие ионов противоположного знака не приводит к компенсации силовых и у них сохраняется способность притягивать ионы противоположного знака.

Однако вокруг каждого иона расположено ограниченное число противоионов. Координационное число (число соседних частиц, примыкающих к данной частице) не зависит от его заряда, а определяется соотношением размеров ионов разного типа.

Металлическая связь

- **Металлическая связь** — это связь в металлах и расплавах между катионами металлов, расположенными в узлах кристаллической решетки, которую осуществляют обобществленные валентные электроны («электронный газ»)



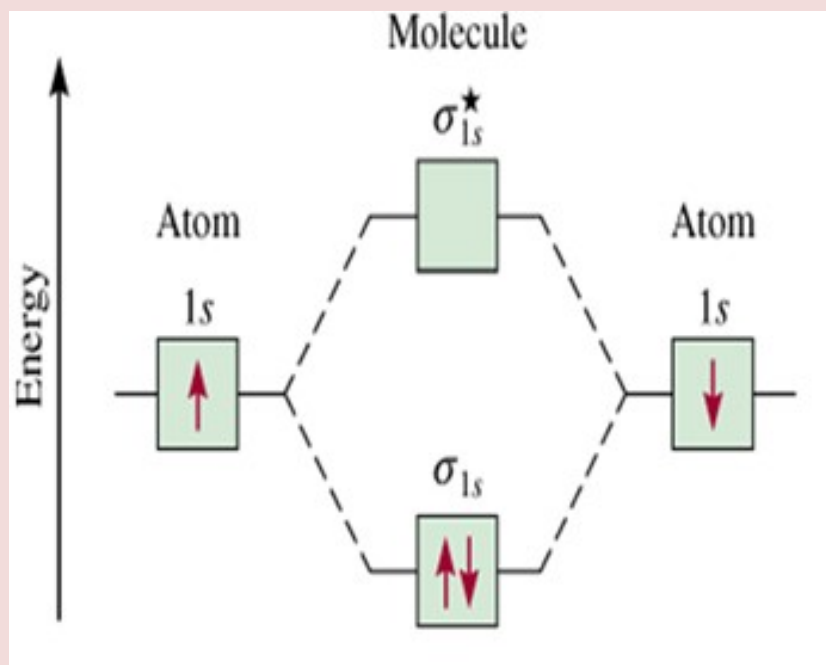
- Наличие металлической связи обусловлены физические свойства металлов и сплавов: твердость (кроме ртути), электро- и теплопроводность, ковкость, пластичность, металлический блеск. Все вещества с металлической связью имеют металлическую **кристаллической решеткой**, в узлах которой находятся ионы и атомы металлов, между которыми движутся делокализованные электроны.
- Металлическая связь существует в простых веществах металлах (в твердом или расплавленном состоянии), сплавах (Al-Cu-Mg-Mn), интерметаллидах (Na_3Pb_7 , KNa_2).

Метод молекулярных орбиталей

- Наилучшим способом квантовомеханической трактовки химической связи в настоящее время считается метод молекулярных орбиталей (МО). Однако он гораздо сложнее метода ВС и не столь нагляден, как последний.
- Метод МО рассматривает все электроны молекулы находящимися на молекулярных орбиталях. В молекуле электрон находится на определенной МО, описываемой соответствующей волновой функцией ψ .

- **Основные положения метода МО**
- 1) Электроны в молекуле располагаются по МО, также как в атоме по АО.
- **Примечание:** МО – многоцентровая, атомы теряют индивидуальность.
- 2) Каждая МО характеризуется набором квантовых чисел от которых зависит ее форма и энергия.
- 3) Заполнение МО электронами в соответствии с принципами наименьшей энергии и Паули, правилом Гунда.
- Совокупность МО дает конфигурацию молекулы

Существует несколько способов определения вида МО по известным АО. Чаще всего МО получают **линейной комбинацией атомных орбиталей (ЛКАО)**.



- Выводы из диаграммы МО
- Порядок связи n : $n = \frac{N_{\text{св}} - N_{\text{р}}}{2}$
- Магнитные свойства:
- Молекулы **парамагнитные**, имеющие **неспаренные электроны** на МО;
- в **диамагнитных** молекулах неспаренные электроны отсутствуют.

- **Контрольные вопросы:**
- 1. Опишите сущность образования молекулы хлора из атомов путем перекрывания электронных облаков.
- 2. Какие признаки характеризуют ионную связь?