



Типы химических связей

Задачи:

- познакомиться с типами химических связей ;
- научиться определять по молекулярной формуле соединения тип связей в нём;
- научиться составлять механизм образования химической связи.

Что такое химическая связь?

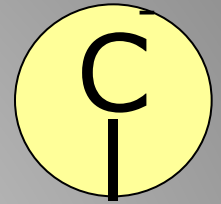
**Химическая связь - это
взаимодействие атомов, которое
связывает их в молекулы, ионы,
радикалы, кристаллы**

Различают четыре типа химических связей:

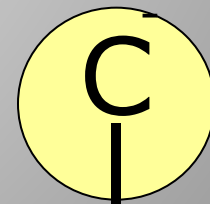
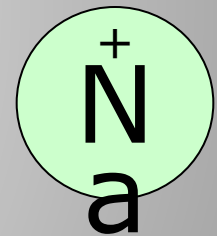
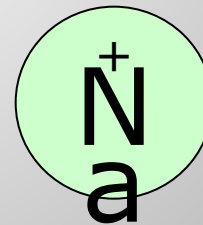
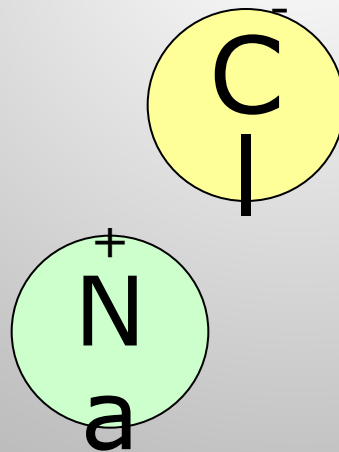
- 1. Ионная связь.**
- 2. Ковалентная связь.**
- 3. Металлическая связь.**
- 4. Водородная связь.**



Ионная связь



- это связь, образовавшаяся за счёт электростатического притяжения катионов к анионам.



Классификация ионов

По составу

простые

сложные

K^+ , Cl^- ,

O^{-2}

OH^- ,

SO^{-2}

По заряду

катионы

анионы

$+2$
 Ca ,

$+3$
 Al

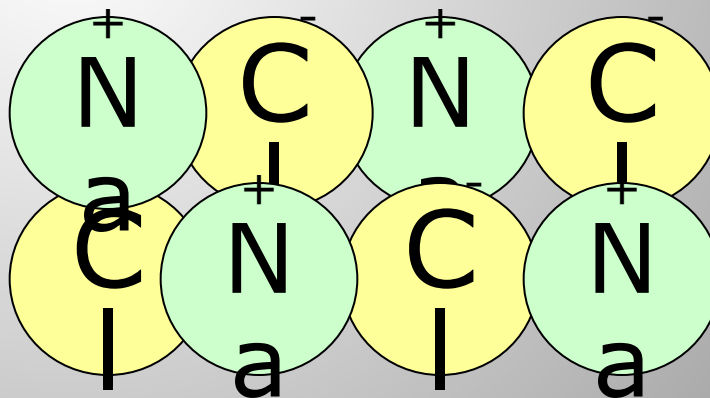
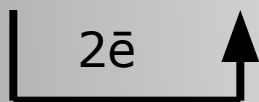
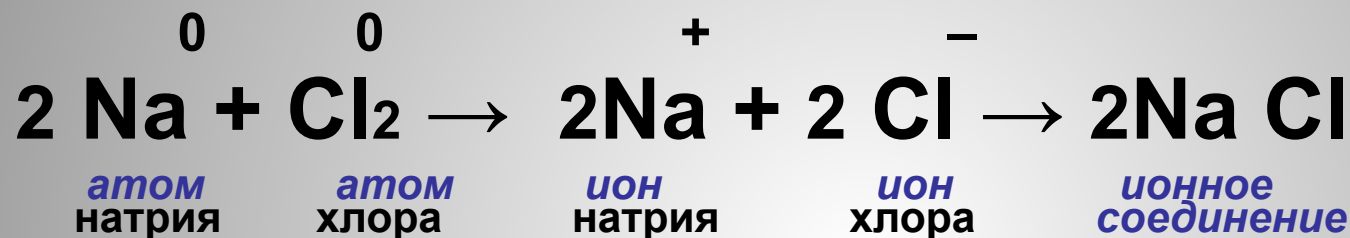
$-$
 OH ,

-2
 SO ,

$-$
 Cl

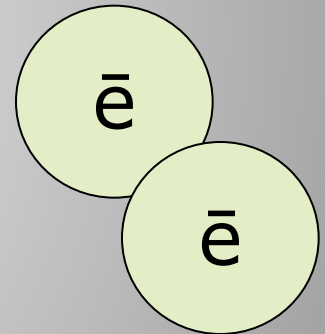
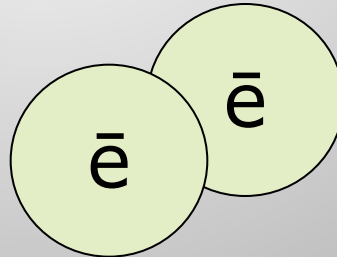
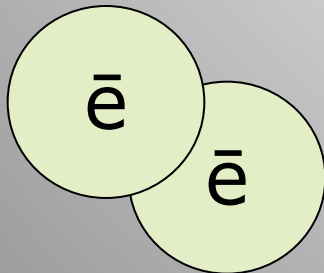


Механизм образования ионной связи



Ковалентная связь

- это связь, возникает между атомами за счёт образования общих электронных пар.



Классификация ковалентной связи

Механизм
образования

обменный

донорно-акцепторный

Степень
смещения
электронных
пар

неполярная

полярная

Способ
перекрывани
я
электронных
орбиталей

σ (сигма) –
связь

π (π (пи))
 π (пи) – СВЯЗЬ

Кратность
связей

простая

двойная

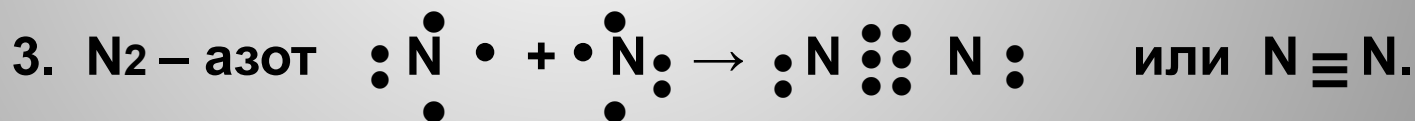
тройная



Обменный механизм образования ковалентной связи

☀ Действует, когда атомы образуют общие электронные пары за счёт объединения неспаренных электронов.

Например:

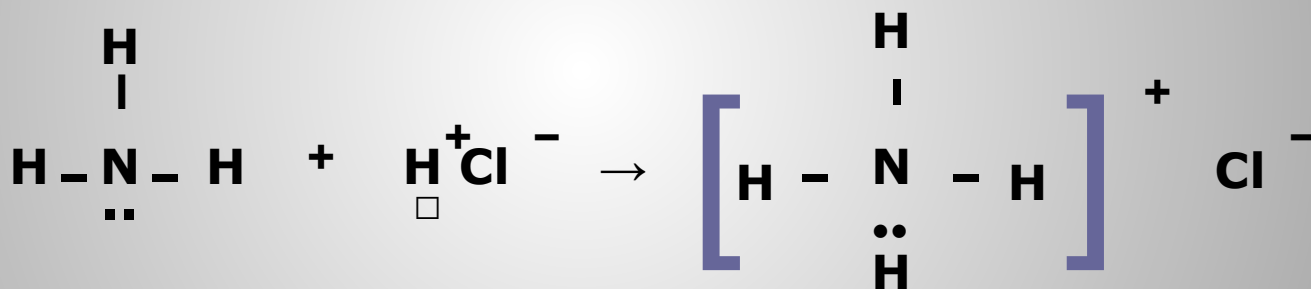


Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи

☀ Действует между веществами донором и акцептором.

Донор – вещество, у которого имеется свободная электронная пара.

Акцептор – вещество, у которого имеется свободная орбиталь.



Аммиак
(донор)

Соляная
кислота
(акцептор)

Ион аммония



Степень смещения

электронных пар

 Зависит от ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ элементов.

Ряд электроотрицательности: F, O, N, Cl, Br, S, C, P, Si



НЕПОЛЯРНАЯ ковалентная связь – это связь, образованная между атомами с одинаковой электроотрицательностью.

Например : H – H; Cl – Cl; N \equiv N.

ПОЛЯРНАЯ ковалентная связь – это связь, образованная между атомами с разной электроотрицательностью.

Например: H – Cl; H – S – H.



Кратность ковалентной связи

☀ Зависит от числа общих электронных пар,
связывающих атомы.

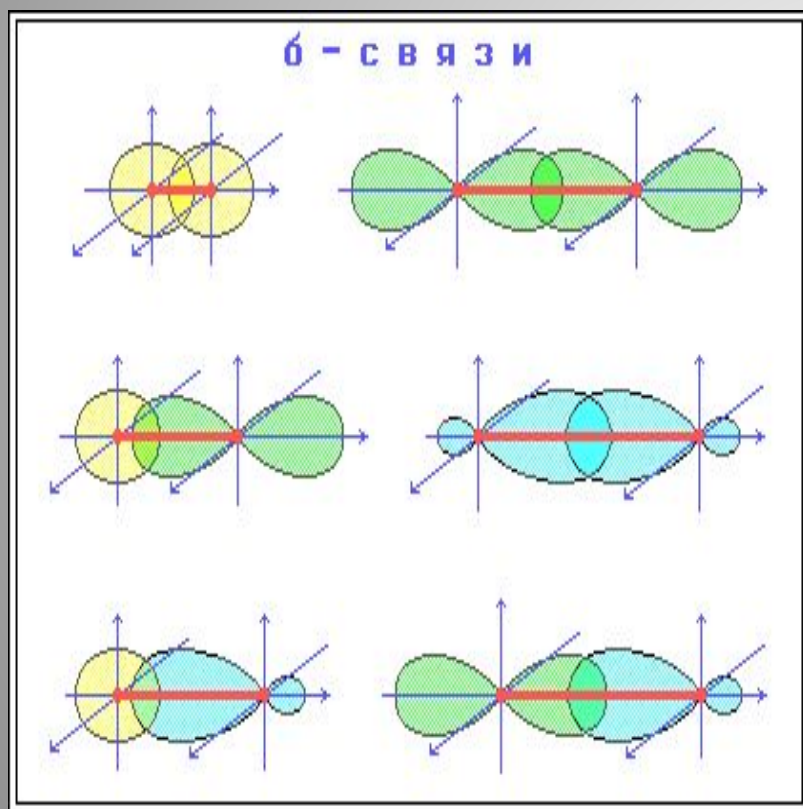
Бывает:

1. ПРОСТАЯ « - » - это одна σ -связь;
2. ДВОЙНАЯ « = » - это одна σ -связь и одна π -связь;
3. ТРОЙНАЯ « \equiv » - это одна σ -связь и две π -связи.



Перекрытие электронных орбиталей.

σ – 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.

Рис.2



Перекрытие электронных орбиталей.

π – СВЯЗЬ.

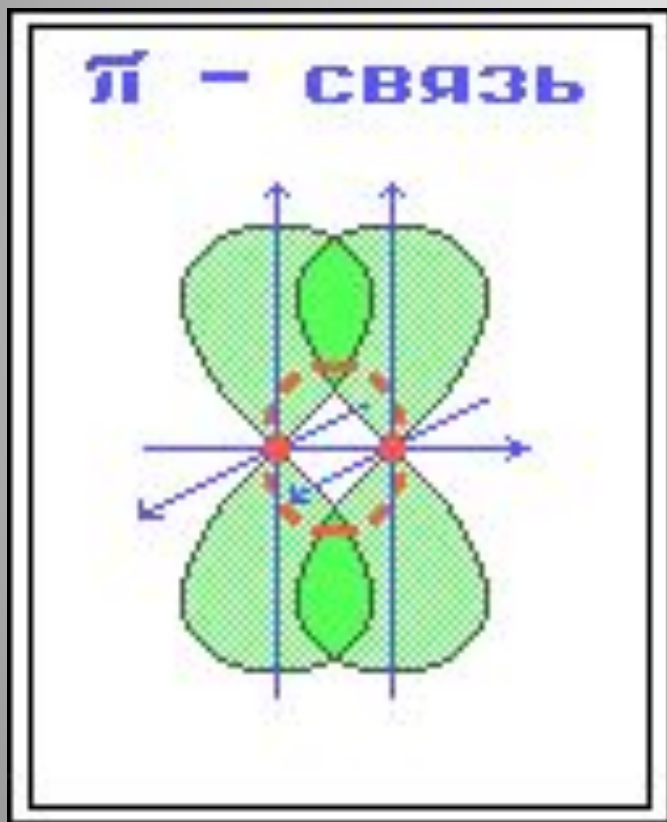


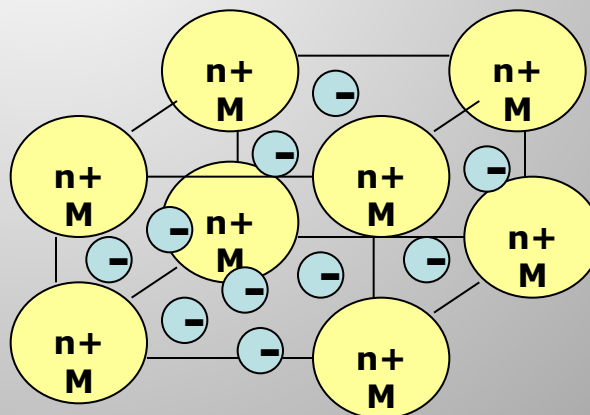
Рис. 3

- 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.



Металлическая связь

- это связь, которую осуществляют относительно свободные электроны между ионами металлов в металлической решётке.



Механизм образования металлической связи:

$$M^0 - n\bar{e} = M^{n+}$$

Например:

- для элементов (металлов) I группы главной подгруппы $M^0 - 1\bar{e} = M^{1+}$;
- для элементов (металлов) II группы главной подгруппы $M^0 - 2\bar{e} = M^{2+}$.



Водородная связь

Межмолекулярная водородная связь – это связь между атомами водорода одной молекулы и сильноотрицательными элементами (O, N, F) другой молекулы.

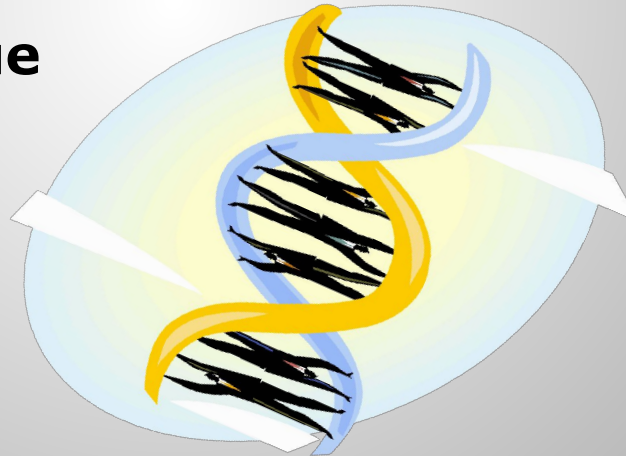


Водородная связь

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
| |**



где аденин (А), гуанин (Г), тимин (Т) и цитозин (Ц) - азотистые основания

