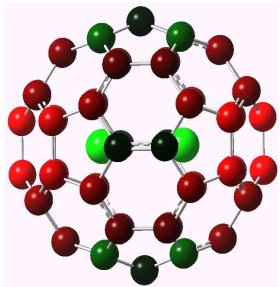


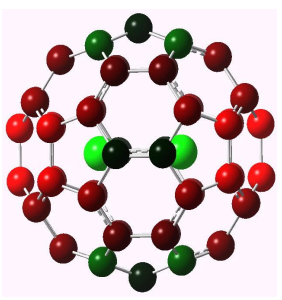
ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ



ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Химическая **связь** — **это**
взаимодействие **атомов,**
обусловленное **перекрыванием** **их**
электронных **облаков** **и**
сопровождается **уменьшением**
полной энергии системы.

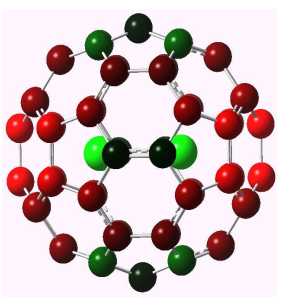
«Под **химической связью** следует понимать силу, удерживающую атомы друг около друга в молекулах, ионах или кристаллах»



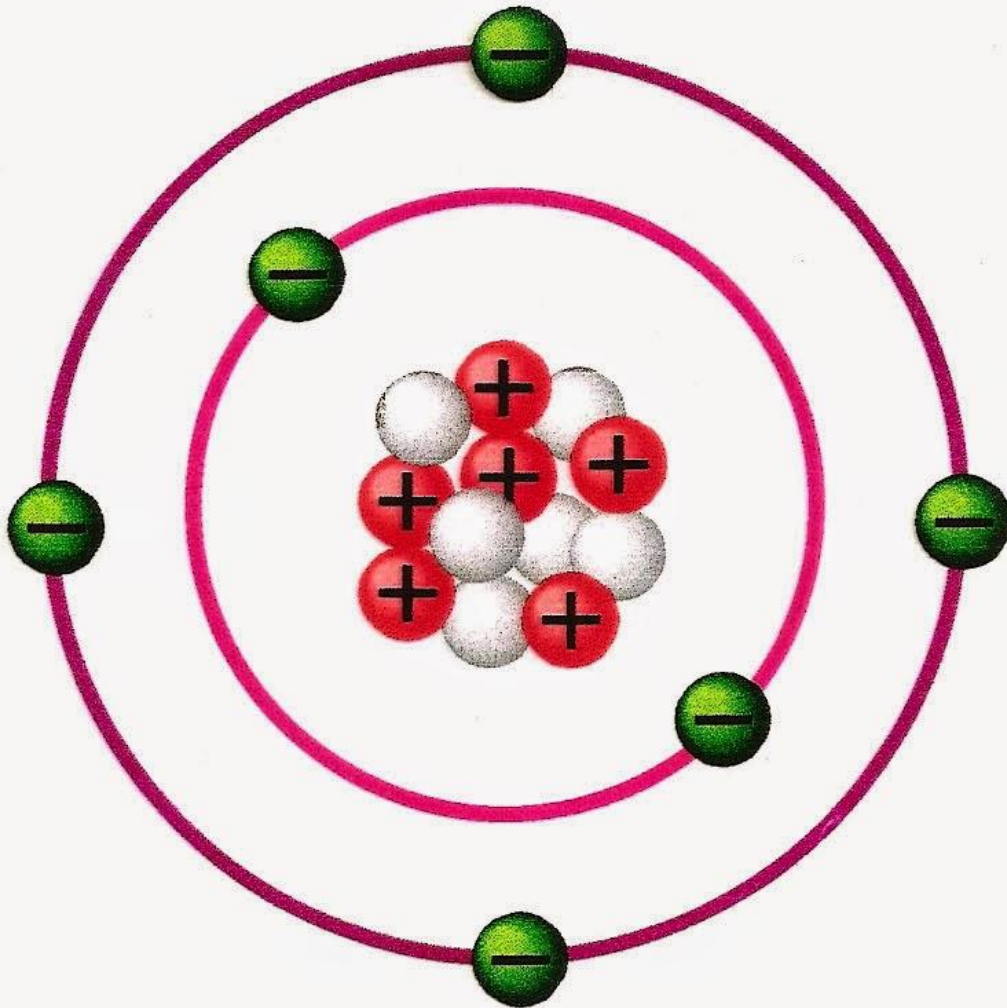
ПОЧЕМУ ОБРАЗУЕТСЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ?

Ответ вытекает из следующего термодинамического принципа:

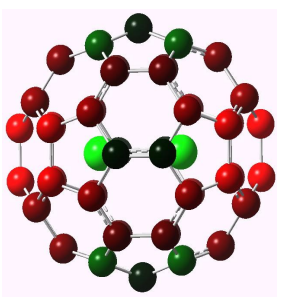
**«МИНИМУМУ ЭНЕРГИИ СИСТЕМЫ
СООТВЕТСТВУЕТ МАКСИМУМ
УСТОЙЧИВОСТИ»**



ПРИРОДА ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

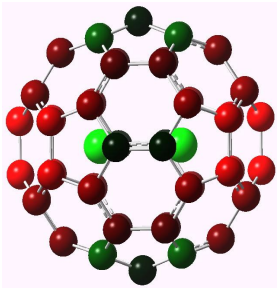


Внешние
электроны



ПРАВИЛО ОКТЕТА (Льюис, 1875-1946)

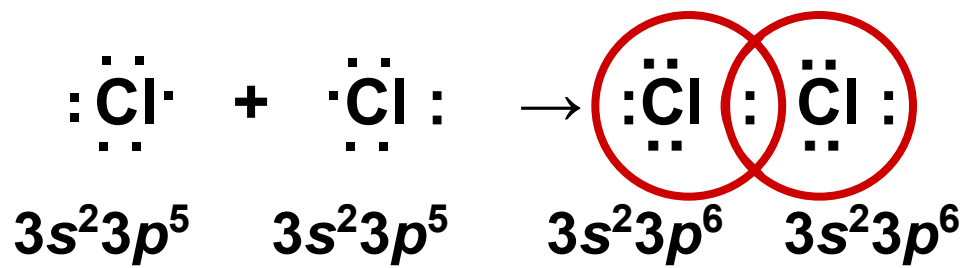
При образовании химической связи атомы стремятся приобрести устойчивую **восемьэлектронную** (или **двухэлектронную**) внешнюю оболочку, соответствующую строению атома ближайшего инертного газа (ns^2np^6).



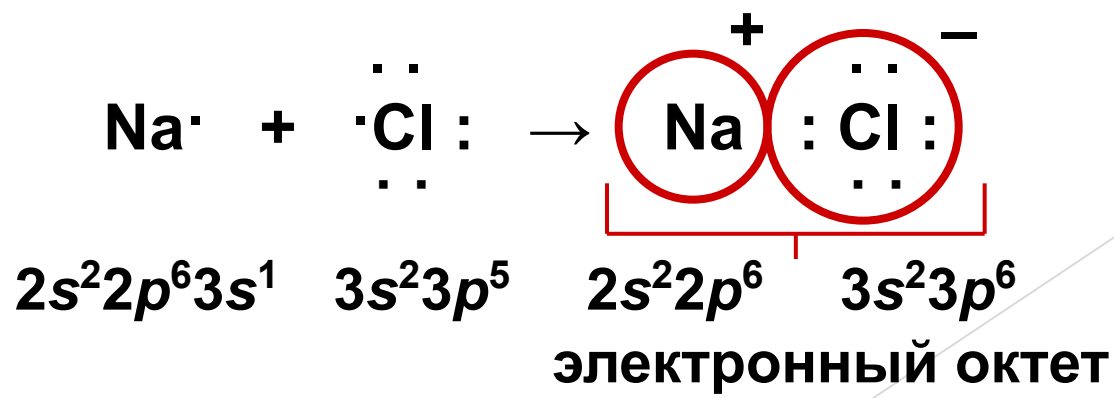
ОБРАЗОВАНИЕ ОКТЕТА

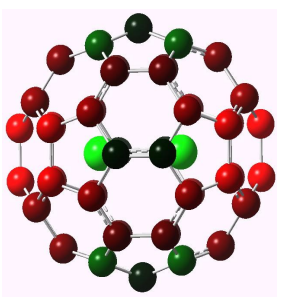
12/10/23/ стом.

1. Обобществление электронов (ковалентная связь)



2. Перенос электрона (ионная связь)

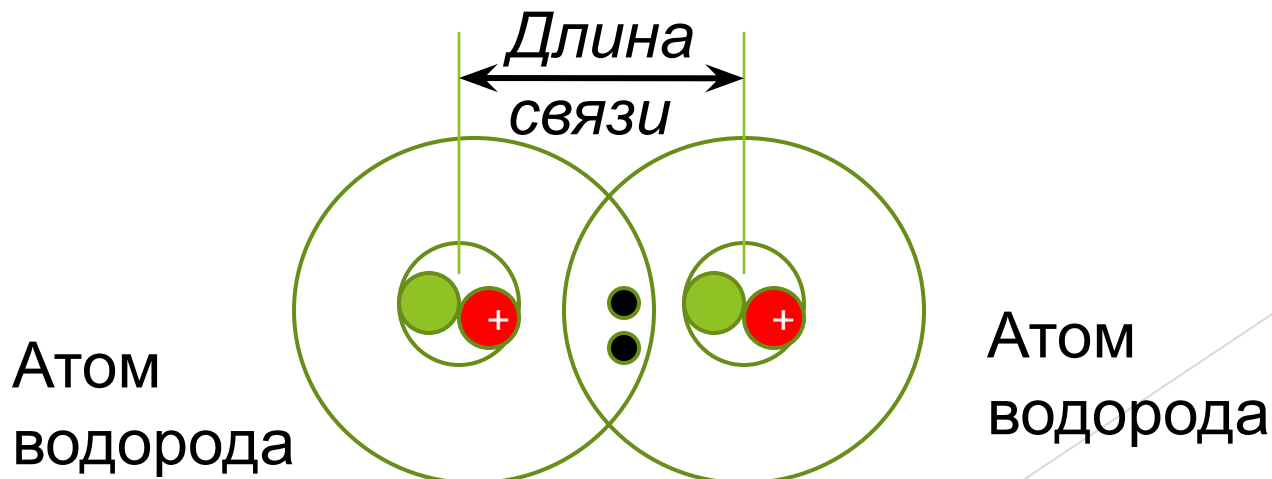


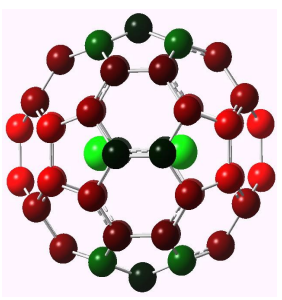


Свойства химической связи

Энергия химической связи $E_{св}$ кДж/моль - количество энергии, выделяющееся при образовании химической связи.

Длина связи - межъядерное расстояние взаимодействующих атомов. Она зависит от размеров электронных оболочек и степени их перекрывания.





ТИПЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

ОСНОВНЫЕ ТИПЫ:

1. Ковалентная (полярная и неполярная)
2. Ионная
3. Металлическая.

КРОМЕ ТОГО, МЕЖДУ МОЛЕКУЛАМИ ВОЗНИКАЮТ:

1. Водородная химическая связь.
2. Ван-дер-Ваальса взаимодействия.

ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ

Типы связи	Соединяющиеся частицы	Механизм возникновения связи	Сила связи	Примеры веществ
ионная	Ионы	Смещение электронов	прочная	Галогениды, щелочи, гидриды
ковалентная неполярная	Атомы	Образование общих электронных пар	непрочная	Простые вещества-неметаллы
ковалентная полярная	Атомы	Образование общих электронных пар	прочная	Оксиды, кислоты, органические вещества
металлическая	Ионы(+), Атомы, Электроны	Делокализация связывающих электронов	прочная	Металлы, сплавы металлов
водородная	H(+) и (-) атомы других элементов	Протон одной молекулы притягивается неподеленной электронной парой атома другой молекулы	непрочная	Вода, спирты, белки.

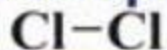
ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

ковалентная

полярная



неполярная

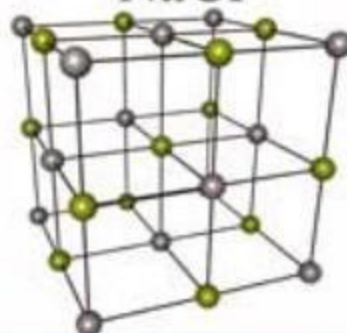


ионная

Na^+



NaCl

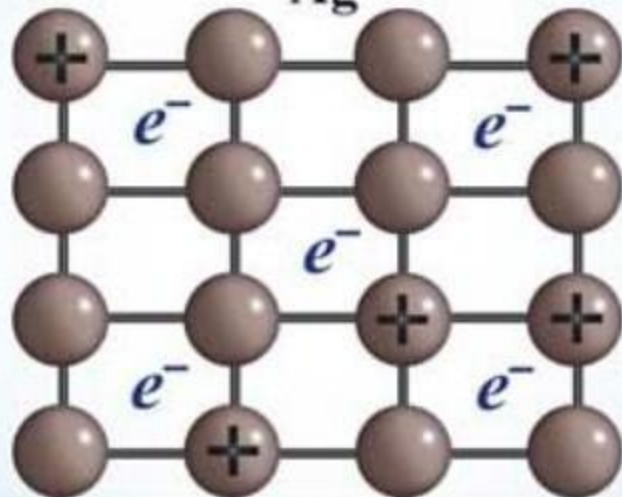


Cl^-

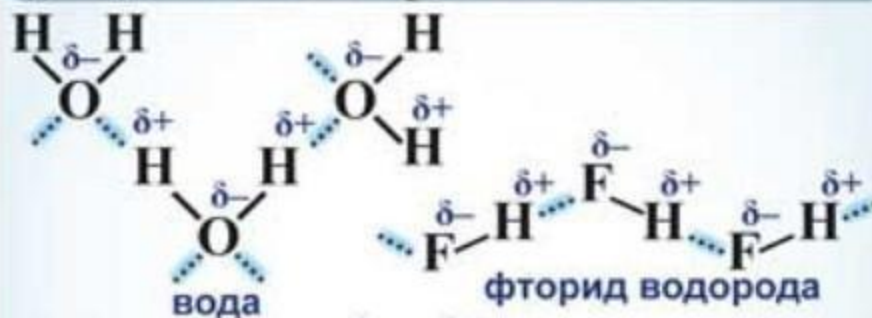


металлическая

Ag



водородная

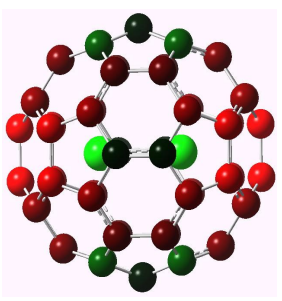


Ионная связь



**Вальтер Коссель (нем. Walther Kossel)
(4 января 1888 — 22 мая 1956)**

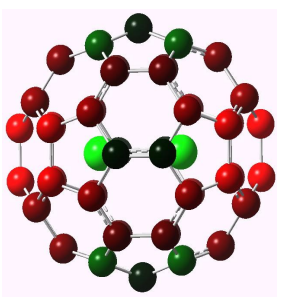
**В 1916 выдвинул гипотезу, которая
легла в основу теории ионной
химической связи и гетеровалентности**



ИОННАЯ СВЯЗЬ

Ионная химическая связь -
электростатическое взаимодействие отрицательно и положительно заряженных ионов в химическом соединении.





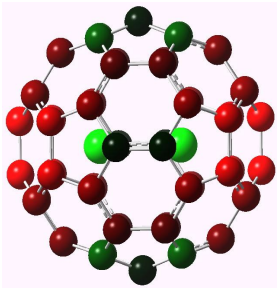
ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ АТОМОВ

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Ионная связь образуется только между атомами таких элементов, которые значительно отличаются по своей **ЭО** (разность **>1,7**).

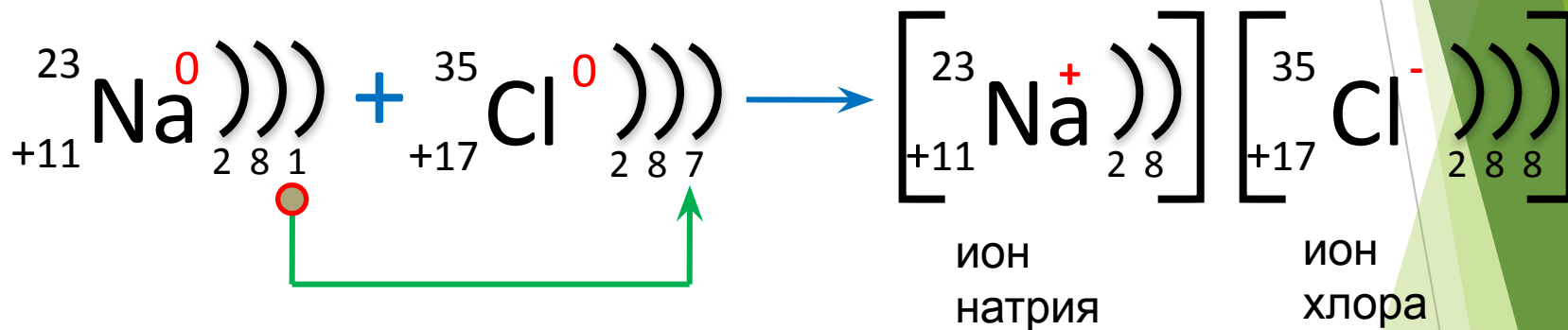
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В													
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
1	1	H 1.0079 Hydrogenium Водород							He 4.0026 Helium Гелий	<p>Символ элемента</p> <p>Относительная атомная масса</p> <p>Порядковый номер</p> <p>Распределение электронов на энергетических уровнях</p>					
2	2	Li 6.941 Lithium Литий	Be 9.0122 Beryllium Бериллий	B 10.811 Borium Бор	C 12.011 Carboneum Углерод	N 14.007 Nitrogenium Азот	O 15.999 Oxygenium Кислород	F 18.998 Fluorum Фтор	Ne 20.179 Neon Неон						
3	3	Na 22.99 Natrium Натрий	Mg 24.305 Magnesium Магний	Al 26.982 Aluminium Алюминий	Si 28.086 Silicium Кремний	P 30.974 Phosphorus Фосфор	S 32.06 Sulfur Сера	Cl 35.453 Chlorium Хлор	Ar 39.948 Argon Аргон						
4	4	K 39.098 Kalium Калий	Ca 40,08 Calcium Кальций	Sc 44.956 Scandium Скандий	Ti 47.90 Titanium Титан	V 50.942 Vanadium Ванадий	Cr 51.996 Chromium Хром	Mn 54.938 Manganum Марганец	Fe 55.847 Ferrum Железо		Co 58.933 Cobaltum Кобальт	Ni 58.69 Niccolum Никель			
4	5	Cu 63.546 Cuprum Медь	Zn 65.38 Zincum Цинк	Ga 69.72 Gallium Галлий	Ge 72.50 Germanium Германий	As 74.9216 Arsenicum Мышьяк	Se 78.96 Selenium Селен	Br 79.904 Bromum Бром	Kr 83.80 Krypton Криптон						
5	6	Rb 85.467 Rubidium Рубидий	Sr 87.62 Strontium Стронций	Y 88.906 Yttrium Иттрий	Zr 91.22 Zirconium Цирконий	Nb 92.906 Niobium Ниобий	Mo 95.94 Molybdenum Молибден	Tc 98.9062 Technetium Технеций	Ru 101.0 Ruthenium Рутений	Rh 102.9055 Rhodium Родий	Pd 106.4 Palladium Палладий				
5	7	Ag 107.87 Argentum Серебро	Cd 112.41 Cadmium Кадмий	In 114.82 Indium Индий	Sn 118.60 Stannum Олово	Sb 121.70 Stibium Сурьма	Te 127.6 Tellurium Теллур	I 126.90 Iodum Иод	Xe 131.29 Xenon Ксенон						
6	8	Cs 132.91 Cesium Цезий	Ba 137.33 Barium Барий	La* 138.905 Lanthanum Лантан	Hf 178.4 Hafnium Гафний	Ta 180.647 Tantalum Тантал	W 183.8 Wolframium Вольфрам	Re 186.207 Rhenium Рений	Os 190.2 Osmium Осмий	Ir 192.22 Iridium Иридий	Pt 195.08 Platinum Платина				
6	9	Au 196.97 Aurum Золото	Hg 200 Hydrargyrum Ртуть	Tl 204.38 Thallium Таллий	Pb 207.2 Plumbum Свинец	Bi 208.98 Bismuthum Висмут	Po [209] Polonium Полоний	At [210] Astatium Астат	Rn [222] Radon Радон						
7	10	Fr [223] Francium Франций	Ra 226,02 Radium Радий	Ac** [227] Actinium Актиний	Rf [261] Rutherfordium Резерфордий	Db [262] Dubnium Дубний	Sg [263] Seaborgium Сиббгрий	Bh [264] Bohrium Борий	Hs [265] Hassium Гасий	Mt [266] Meitnerium Мейтнерий	Ds [271] Darmstadtium Дармштадтий				
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		E ₂ O		E ₂ O ₃		E ₂ O ₅		E ₂ O ₇		E ₂ O ₄					
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ		EO		EH ₄		EH ₃		HE		HE					
ЛАНТАНОИДЫ*		Ce 140.12 Cerium Церий	Pr 140.91 Praseodymium Прометий	Nd 144.2 Neodymium Неодим	Pm [145] Promethium Прометий	Sm 150.4 Samarium Самарий	Eu 151.96 Europium Европий	Gd 157.2 Gadolinium Гадолий	Tb 158.93 Terbium Тербий	Dy 162.5 Dysprosium Диспрозий	Ho 164.93 Holmium Гольмий	Er 167.2 Erbium Эрбий	Tm 168.9342 Thulium Тулий	Yb 173.0 Ytterbium Иттербий	Lu 174.97 Lutetium Лютеций
АКТИНОИДЫ**		Th 232.04 Thorium Торий	Pa 231.0359 Protactinium Протактиний	U 238.02 Uranium Уран	Np 237.0482 Neptunium Нептуний	Pu 244.0642 Plutonium Плутоний	Am 243.0614 Americium Америций	Cm 247.0703 Curium Кюрий	Bk 247.0703 Berkelium Берклий	Cf 251.0796 Californium Калифорний	Es 252.0832 Einsteinium Эйнштейний	Fm 257.0951 Fermium Фермий	Md 258.097 Mendelevium Менделевий	No 259.1009 Nobelium Нобелий	Lr 260.1054 Lawrencium Лоуренсий



Пример:

NaCl - хлорид натрия

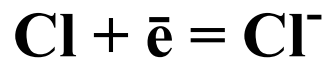
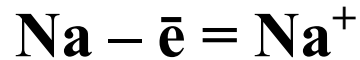


Ионная связь

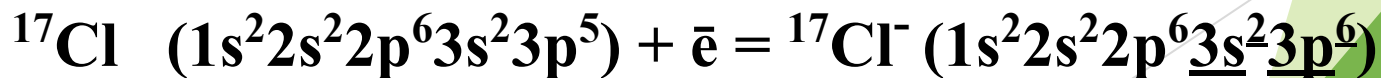
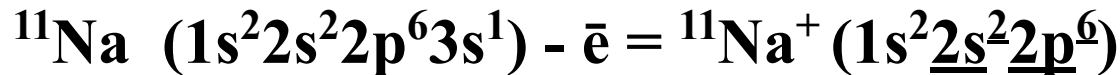
Ионная связь – сильная химическая связь, возникающая в результате электростатического притяжения катионов и анионов. Возникает между атомами с большой разностью электроотрицательностей

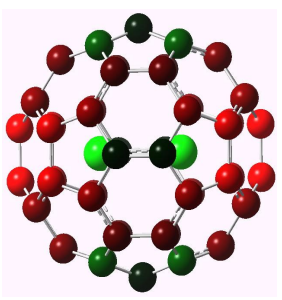


1. Образование ионов



2. Образование молекулы





Примеры соединений с ионным типом связи



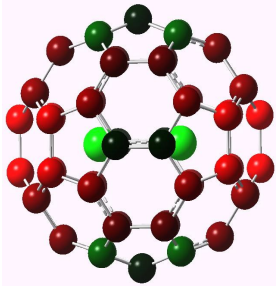
Ковалентная связь

Метод валентных связей (метод ВС)

**Гилберт Ньютон Льюис (англ. Gilbert Newton Lewis)
(23 октября 1875 — 23 марта 1946)**

В 1916 Льюис высказал идею, что ковалентная химическая связь образуется за счёт обобществления пары электронов, то есть электронная плотность распределяется между двумя атомами





КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

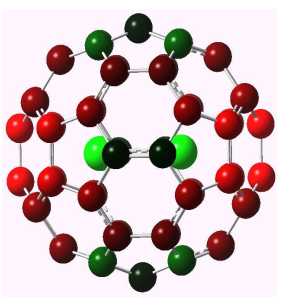
ковалентная связь – связь, образуемая парой электронов, распределенной (обобществленной) между атомами.

↙

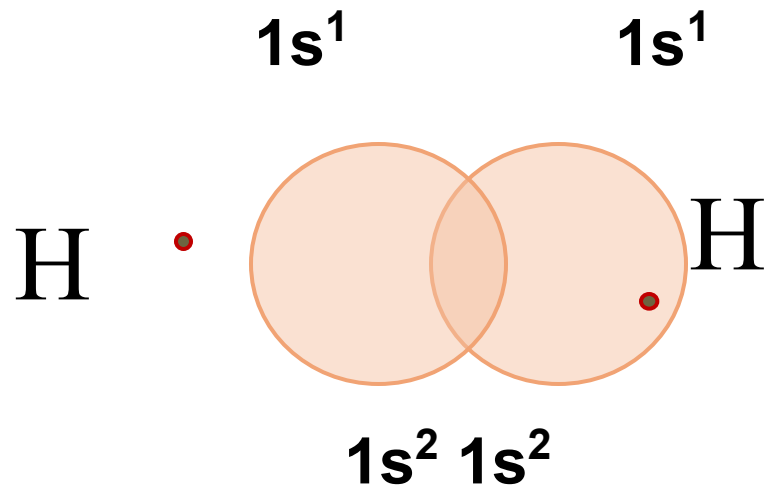
**Обменный
механизм**

↘

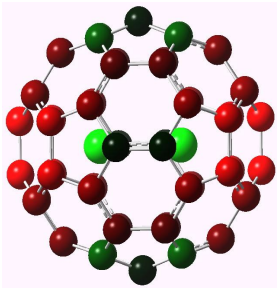
**Донорно-
акцепторный
механизм**



1. Обменный механизм образования ковалентной связи

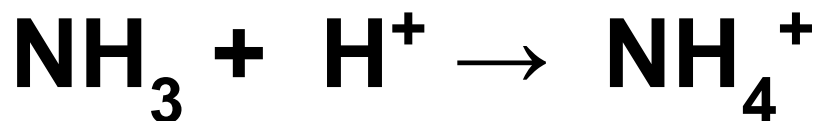


В месте перекрывания образуется повышенная электронная плотность, которая уменьшает отталкивание между ядрами и способствует образованию *ковалентной связи*.

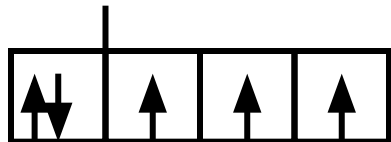
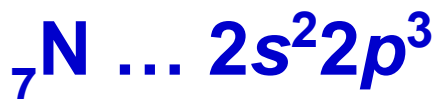


2. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи

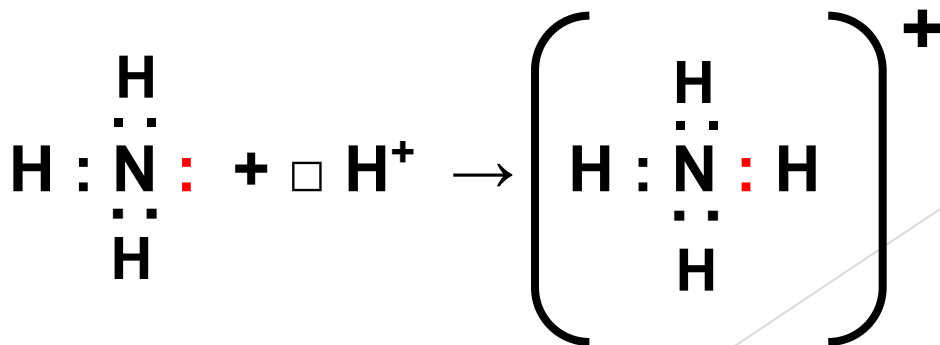
ПРИМЕР: Рассмотрим образование иона аммония:

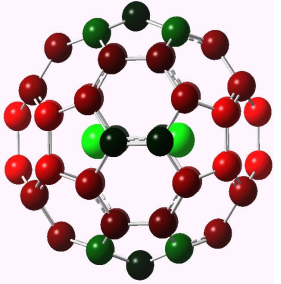


Атом азота



Ион водорода



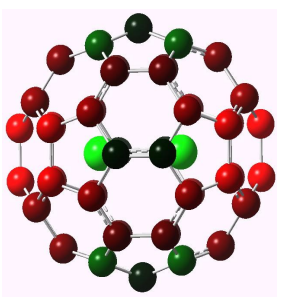


Виды ковалентной связи

Если электронная плотность расположена симметрично между атомами, ковалентная связь называется *неполярной*.

Если электронная плотность смещена в сторону одного из атомов, то ковалентная связь называется *полярной*.

Полярность связи тем больше, чем больше **разность электроотрицательностей** атомов.

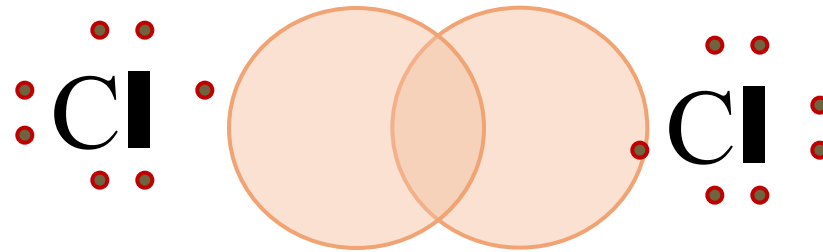


Ковалентная связь

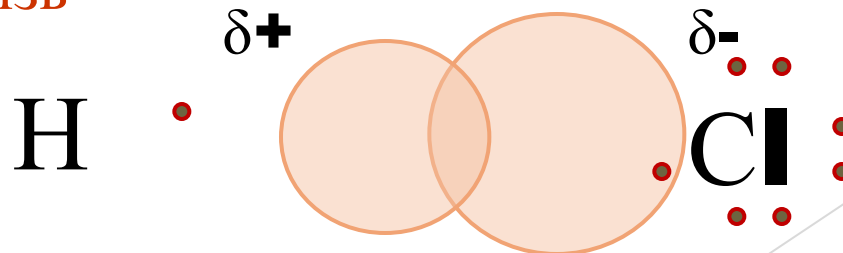
неметалл + неметалл

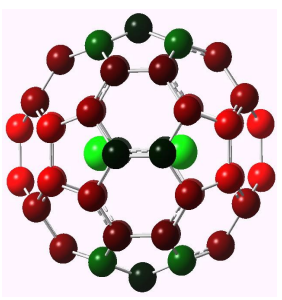


Ковалентная
неполярная связь

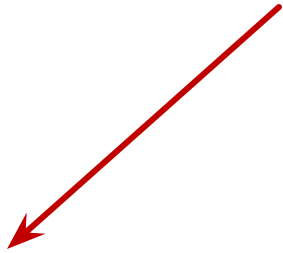


Ковалентная
полярная связь



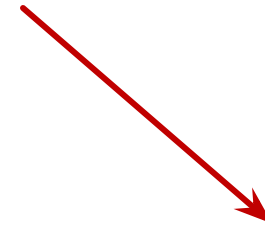


КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ



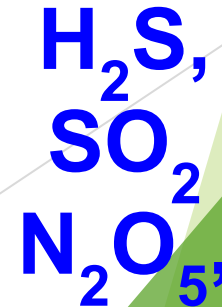
неполярная:

между атомами
неметаллов с
одинаковой ЭО



полярная:

между атомами
неметаллов с
разной ЭО





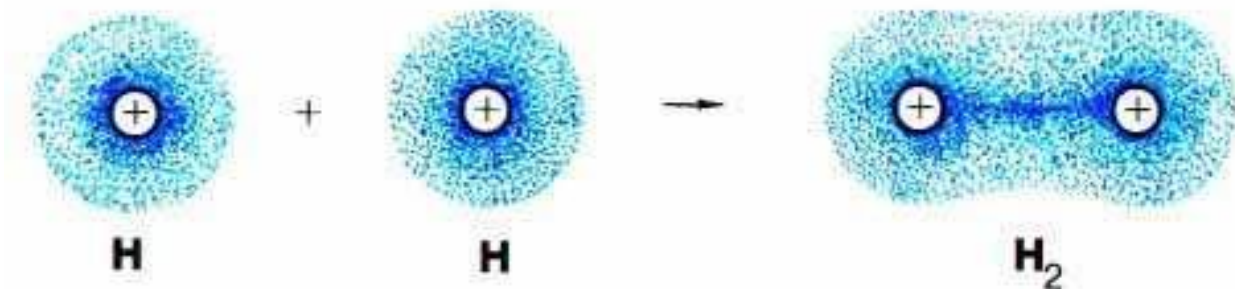
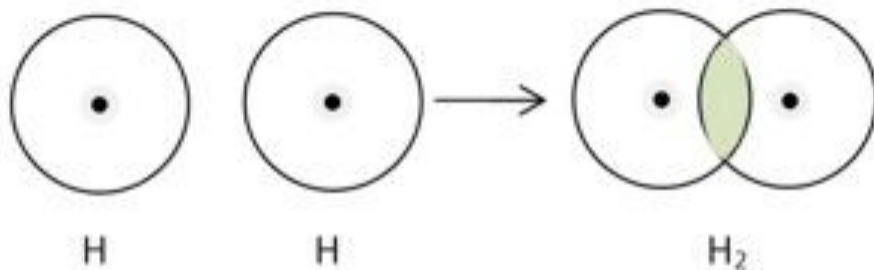
Ковалентная связь

- Для объяснения механизма образования ковалентной хим. связи разработано два основных метода:
 - метод валентных связей (ВС)
 - метод молекулярных орбиталей (МО)

Ковалентная связь

Метод валентных связей (метод ВС)

Ковалентная связь (от лат. со — «совместно» и vales — «имеющий силу») — химическая **связь**, образованная перекрытием (обобществлением) пары валентных (находящихся на внешней оболочке атома) электронных облаков.



Теория валентных связей. 1927г.

Каждая пара атомов в молекуле удерживается вместе при помощи одной или нескольких общих электронных пар.

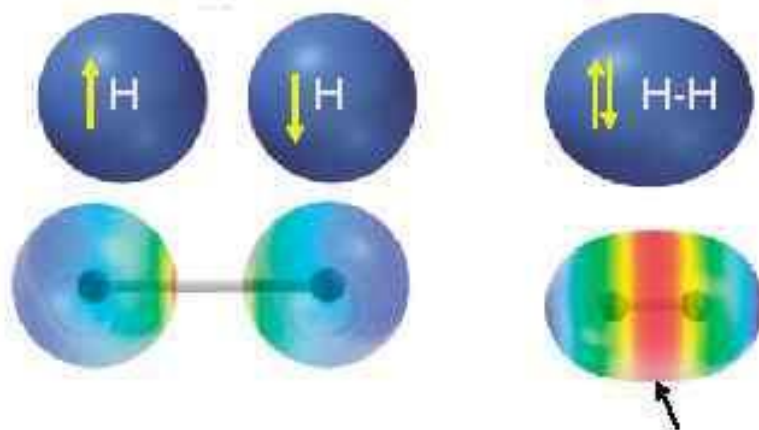
Связывание атомов достигается в результате спаривания спинов двух электронов, находящихся на атомных орбиталях исходных атомов.



Вальтер Генрих Гейтлер



Фриц Лондон



Электронная плотность

Лучшему перекрыванию орбиталей, отвечающих данной валентной связи, способствует гибридизация атомных орбиталей.

Метод валентных связей (ВС)

- Атомы в молекуле удерживаются вместе при помощи **одной или нескольких общих электронных пар**
- Химическая связь между двумя атомами **локализована в месте перекрывания атомных орбиталей (локализованная двухцентровая связь)**

Основные положения метода ВС

- Ковалентную связь образуют два электрона с **противоположными** спинами, расположенные между **двумя** атомам
- Образование связи происходит в результате **перекрывания АО** соседних атомов и **увеличения** электронной плотности между ними, что приводит к **уменьшению** энергии
- В зависимости от направлений наибольшего перекрывания АО образуются связи с **различной симметрией**: σ - (аналог s), π - (аналог p) и δ - (аналог d) связи
- Имеется 3 основных механизма образования ковалентной связи: **обменный**, **донорно-акцепторный** и **дативный**

Недостатки метода ВС

- 1. Не объясняет существование молекул с двумя неспаренными электронами (O_2)**
- 2. Переоценка локализации; необходимы дополнительные процедуры для объяснения делокализованных связей**

Основные положения метода МО

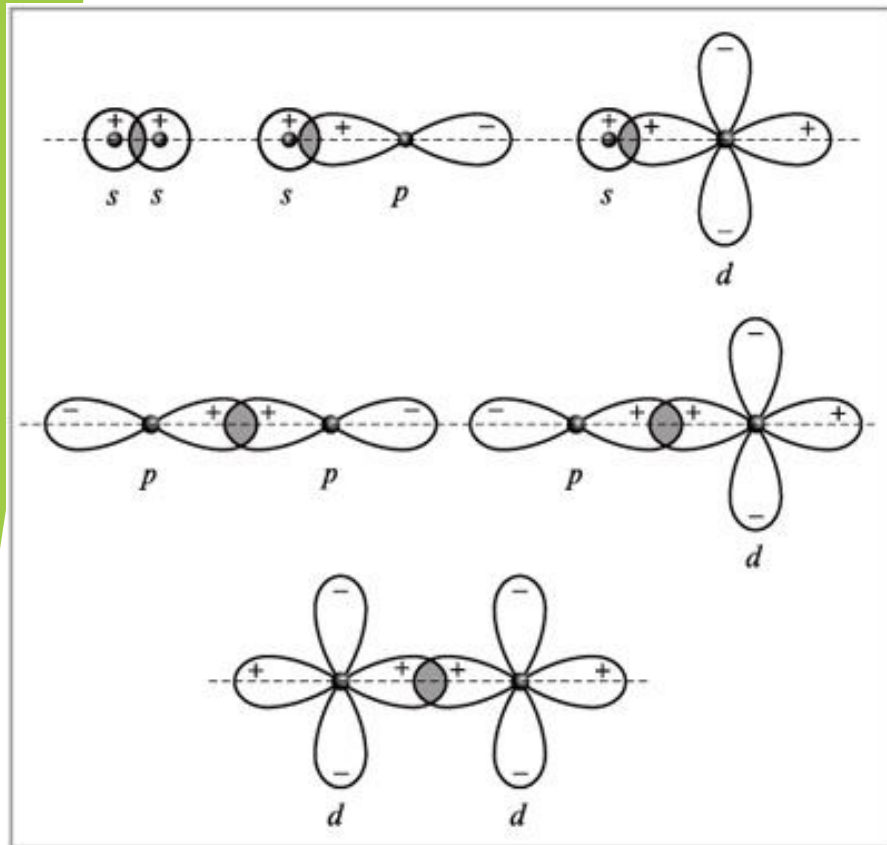
Молекула – совокупность ядер и электронов всех атомов

Хим.связь – совокупность одноэлектронных делокализованных, многоцентровых МО

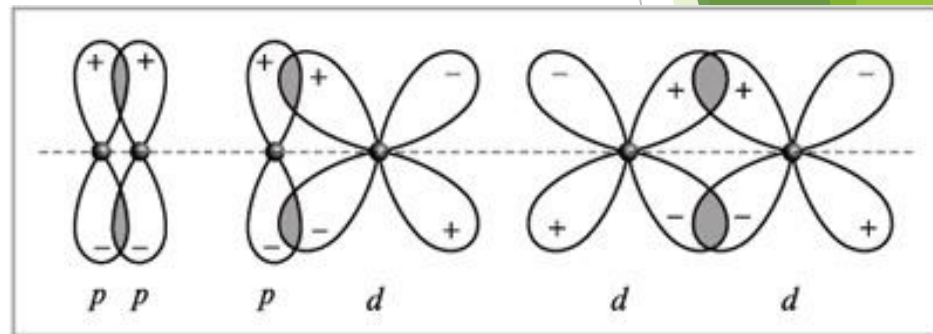
Состояние электронов в молекулах подчиняется принципам наименьшей энергии Паули, правилам Гунда – аналогично АО

Ковалентная связь

Метод молекулярных орбиталей(метод МО)



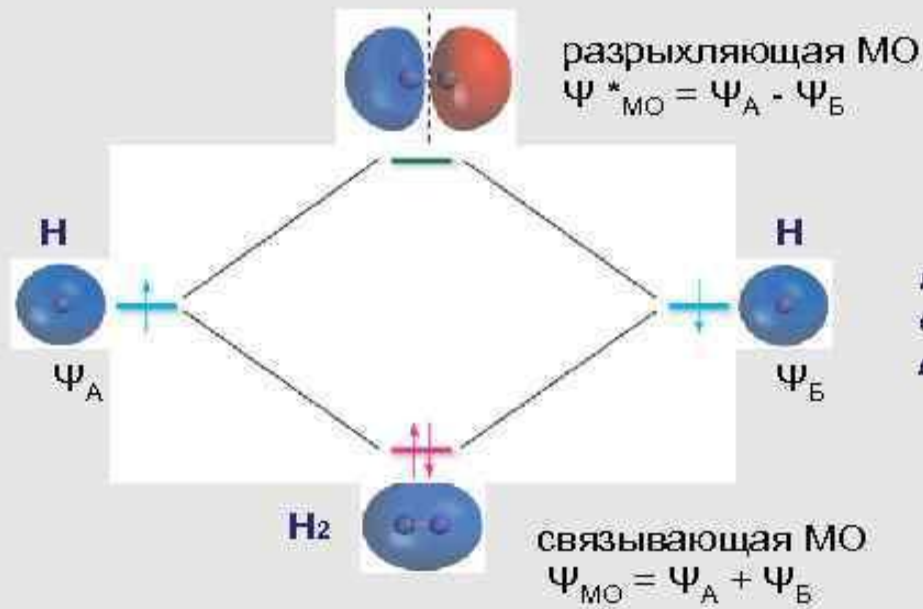
σ - СВЯЗЬ



**π -
СВЯЗЬ**

Теория молекулярных орбиталей

Образование химической связи между атомами - перекрывание (взаимодействие) атомных орбиталей (АО) с образованием молекулярных орбиталей (МО).



пространственный разрыв между ядрами. Электронная плотность равна нулю (энергетически не выгодно)

При перекрывании двух s АО образуется ковалентная связь, называемая σ -связь

повышенная электронная плотностью между ядрами (энергетически выгодно)

Связывающая МО имеет меньшую энергию, чем образующие ее обе АО, т.е. имеет место выигрыш энергии (причина образования связи). Энергия разрыхляющей орбитали больше энергии обеих АО.

Недостатки теории МО

1) Переоценка эффекта
делокализации

2) Слабая связь с
химической традицией

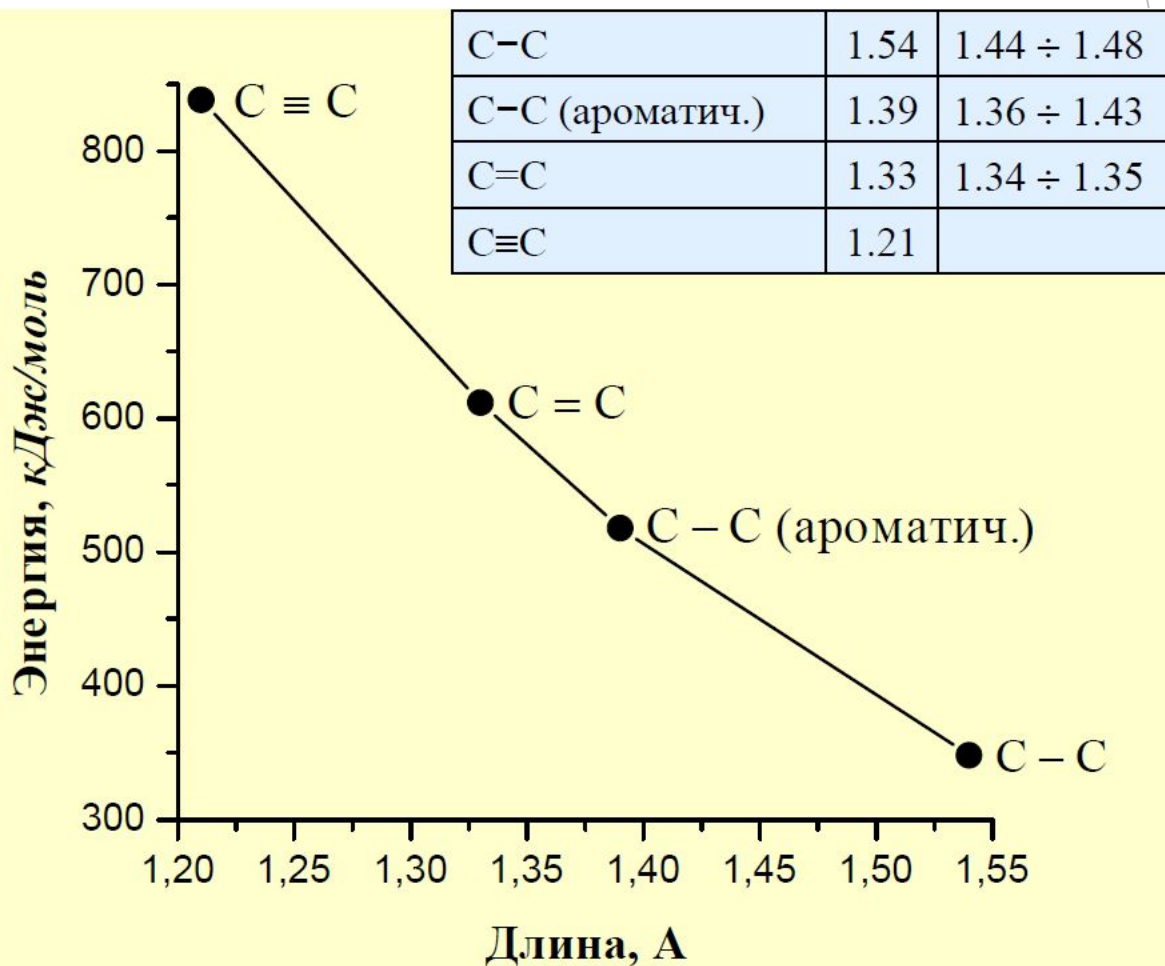
Ковалентная связь

Длина химической связи

Молекула	Формула	Кратность связи	Е _{св} , кДж/моль	l _{св} (C - C), Å
Этан	$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$	1	412,6	1,54
Этилен	$\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$	2	587,3	1,34
Ацетилен	$\text{HC} \equiv \text{CH}$	3	822,2	1,2

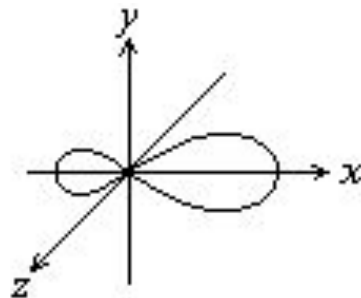
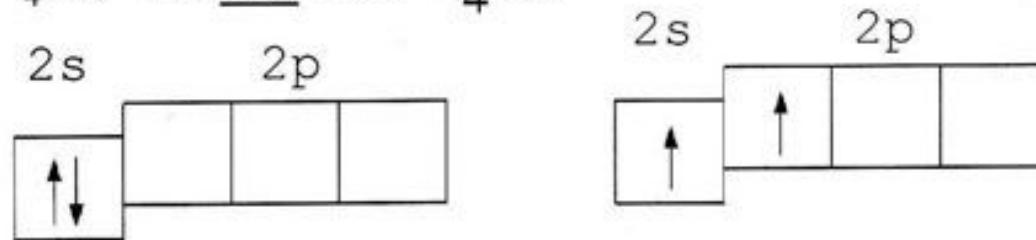
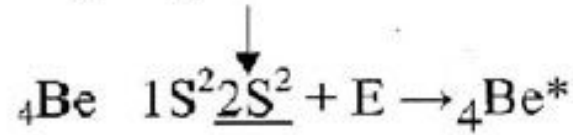
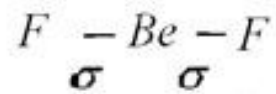
Ковалентная связь

Энергия химической связи



Гибридизация АО

sp – гибридизация



Схематическое изображение гибридной АО, образованной смешением *s*- и *p*-орбиталей.

Полярность химической связи

Если электроотрицательность атомов образующих связь различна, то молекула является полярной и образует диполь, который характеризуется дипольным моментом.

$$|\mu| = q \cdot l \quad [\mu] = \text{Кл} \cdot \text{м} \text{ или в Дебаях: } 1\text{D} = 3.3 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$$

l – расстояние между центрами тяжести зарядов

q – заряд электрона ($1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл).

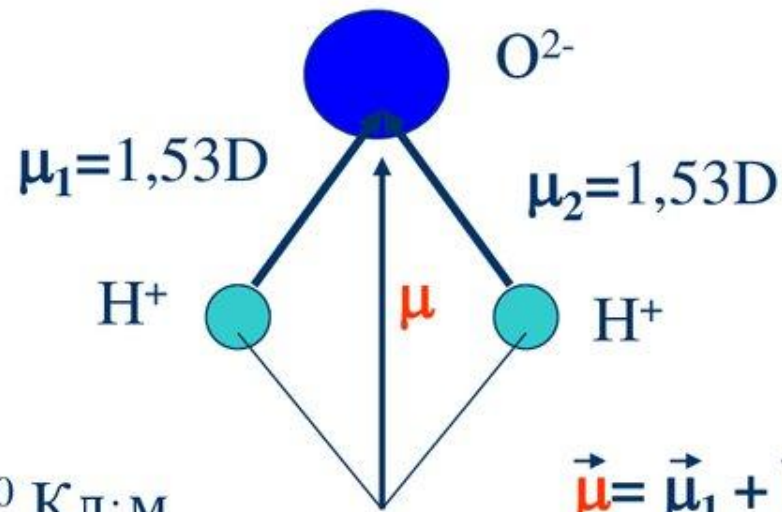
Дипольный момент

Дипольный момент – это векторная величина.

Вектор дипольного момента направлен от положительного заряда к отрицательному.

Сложение дипольных моментов определяется сложением векторов по правилу параллелограмма.

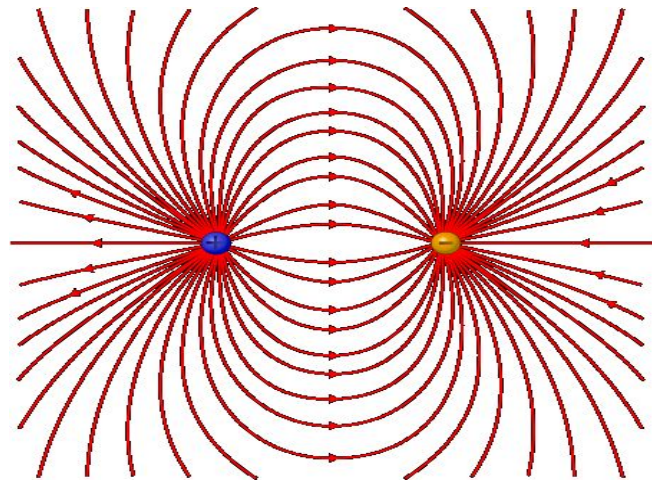
Дипольный момент



$$D = 3.3 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$$

$$\vec{\mu} = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = 1,84D$$

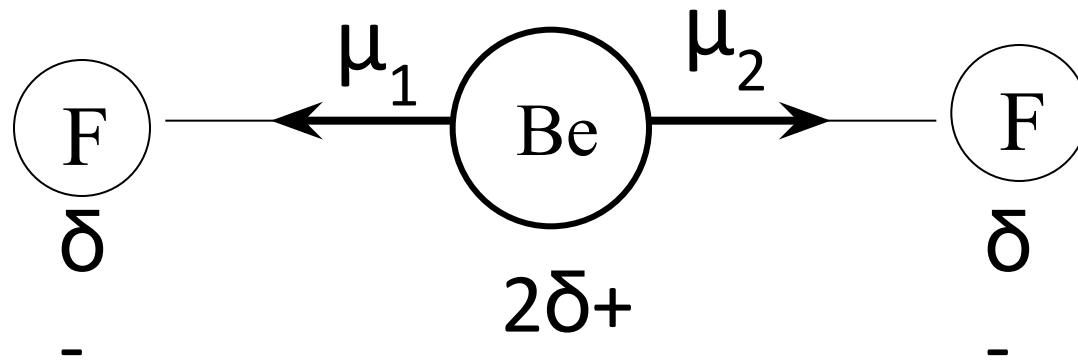
Полярность молекул



$$\mu = q \cdot l$$

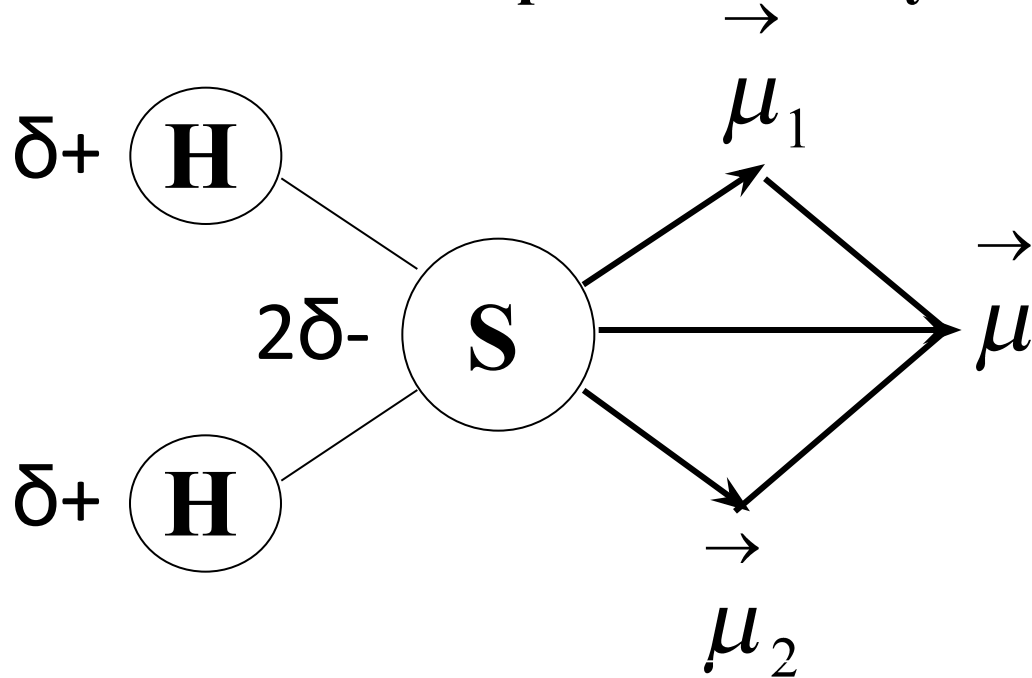
$$1\text{Д} = 0,33 \cdot 10^{-29} \text{ Кл} \cdot \text{м}$$

Полярность молекул



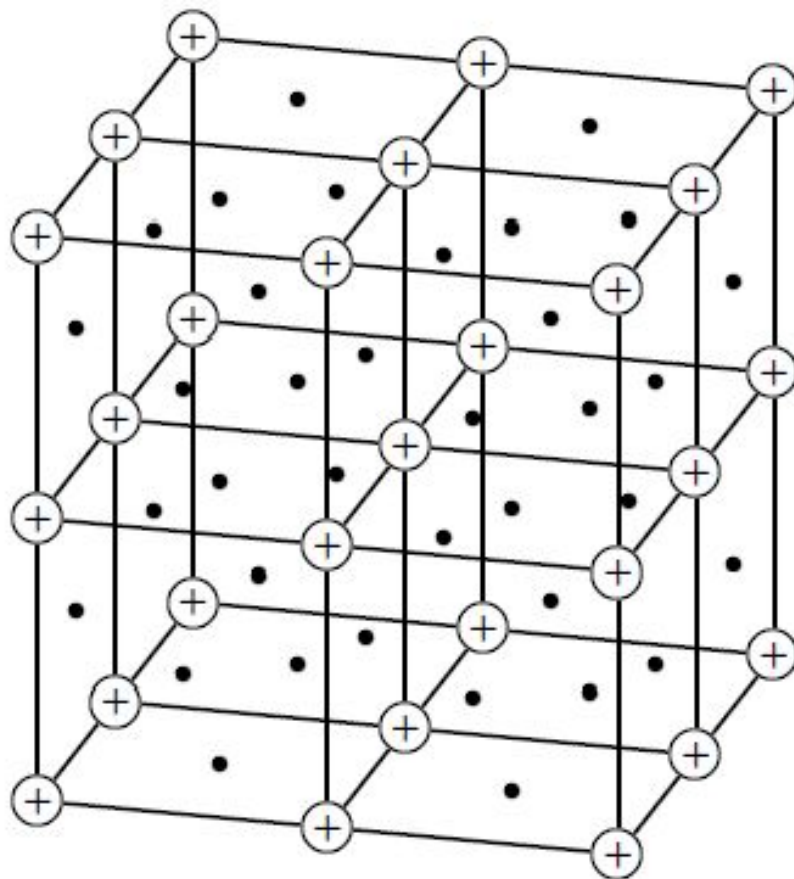
$$\vec{\mu} = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = 0$$

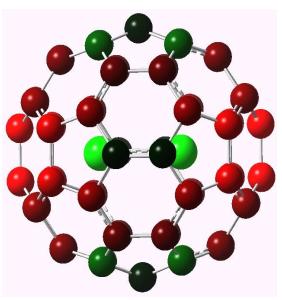
Полярность молекул



$$\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = \vec{\mu} \neq 0$$

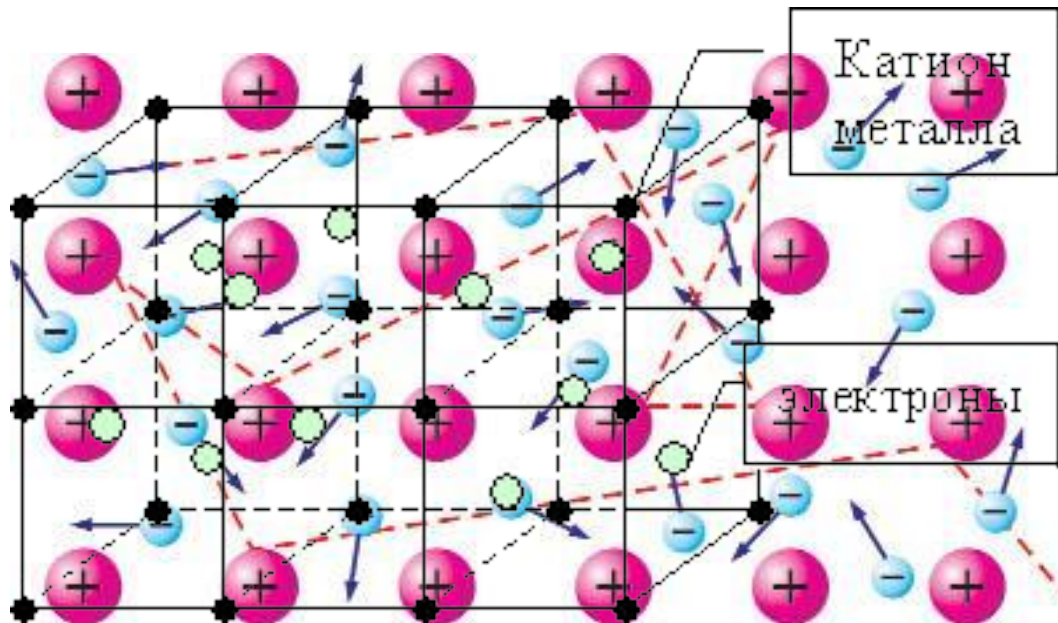
Металлическая связь

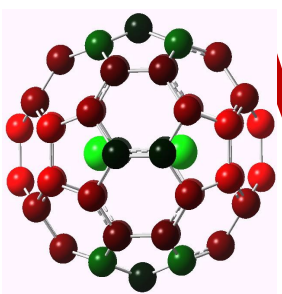




Металлическая связь

Металлическая связь — химическая связь между атомами в металлическом кристалле, возникающая за счёт обобществления их валентных электронов.



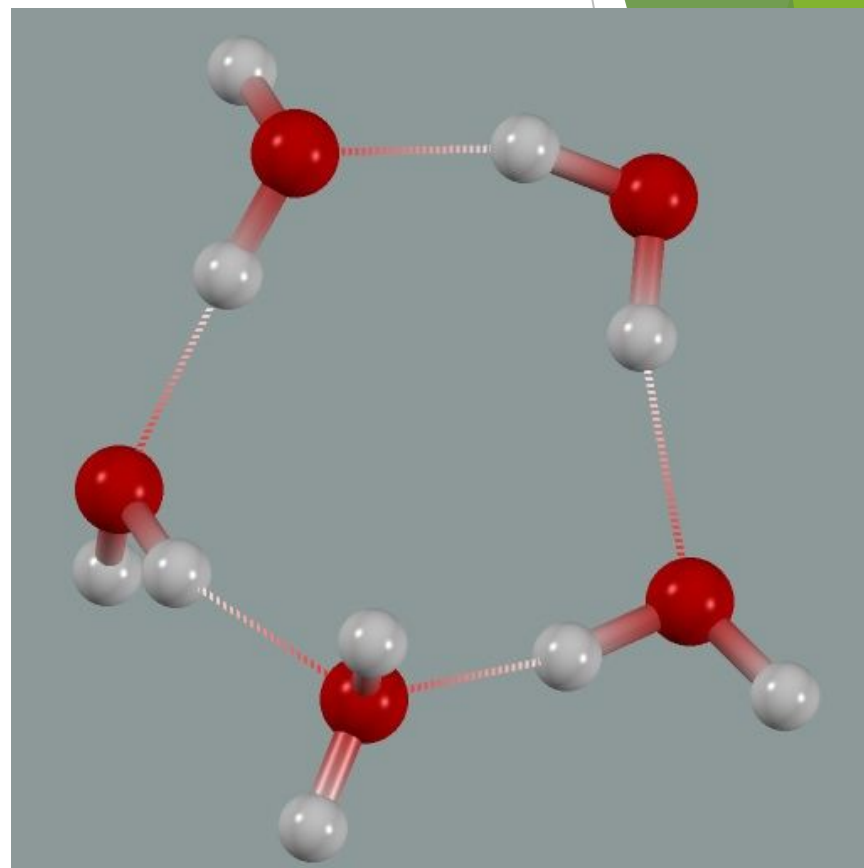
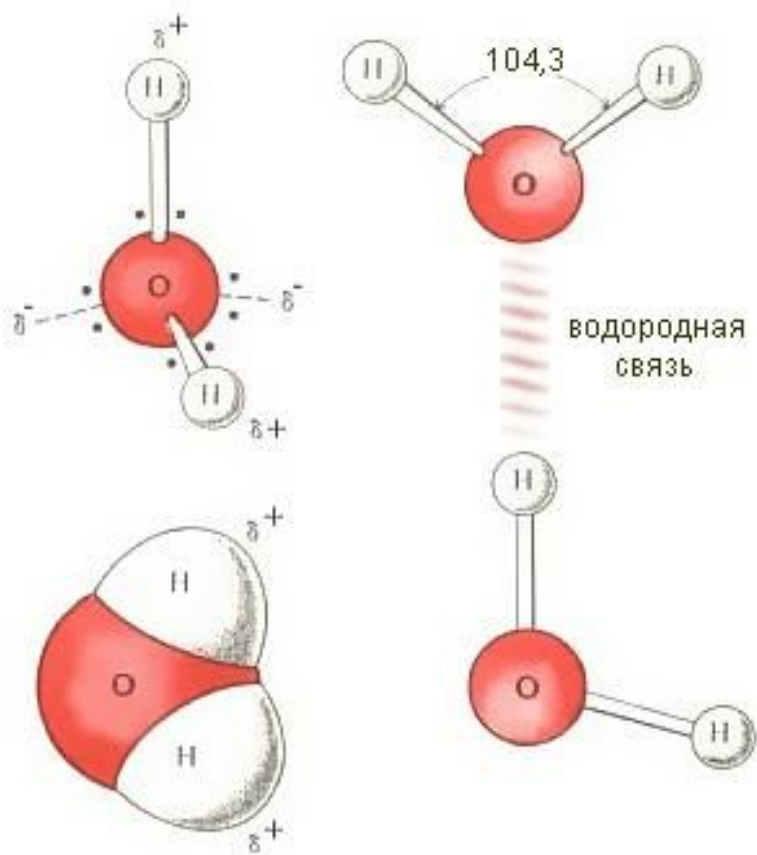


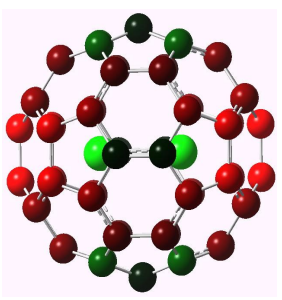
Металлическая связь

Металлическая кристаллическая решетка и металлическая связь определяют такие свойства металлов: *ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность, металлический блеск, способность к образованию сплавов.*



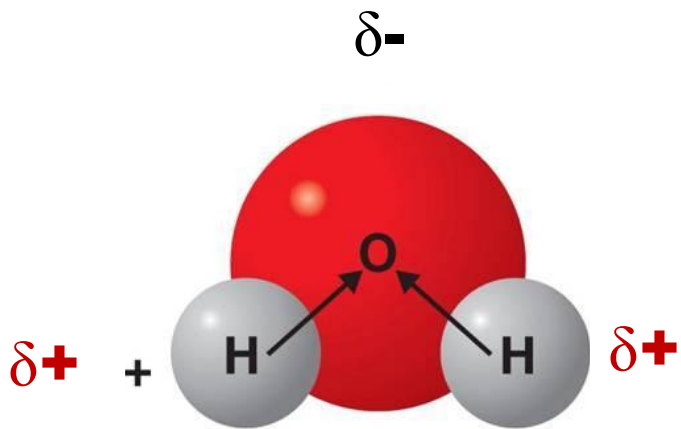
Водородная связь



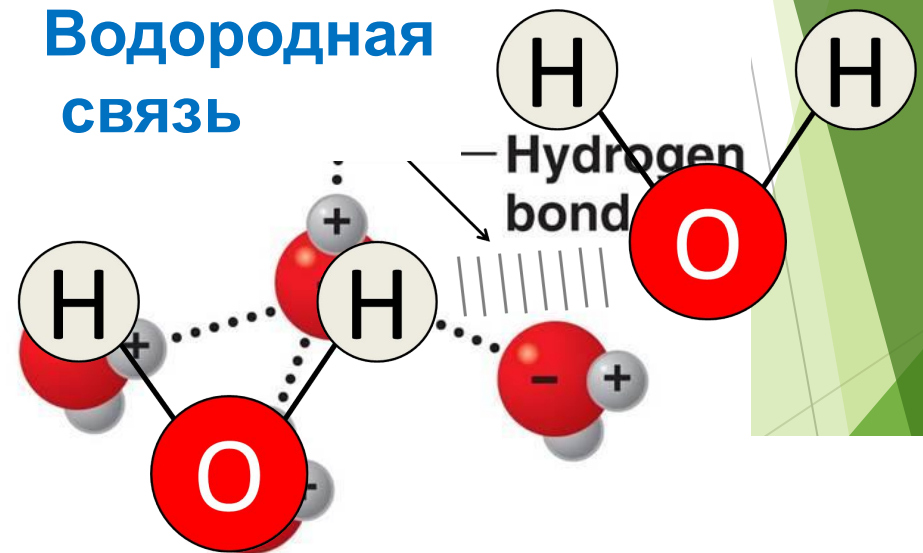


Водородная связь

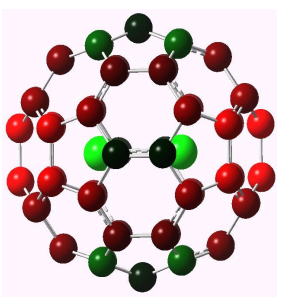
Эта связь между положительно заряженным атомом водорода одной молекулы и отрицательно заряженным атомом другой молекулы.



(a)

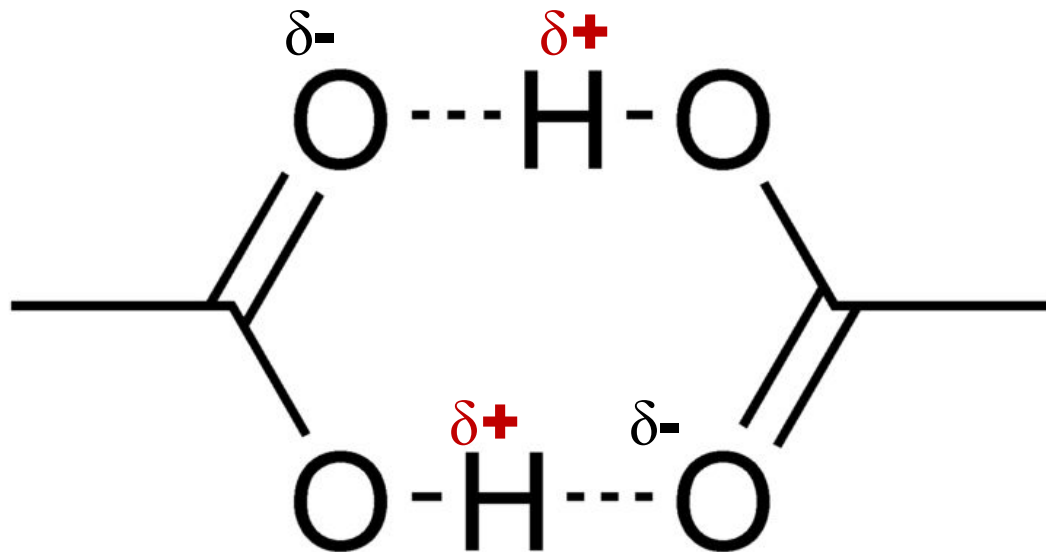


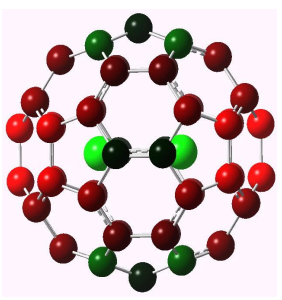
(b)



Водородная связь

- ▶ Наличие водородных связей объясняет высокие температуры кипения воды, спиртов, карбоновых кислот.



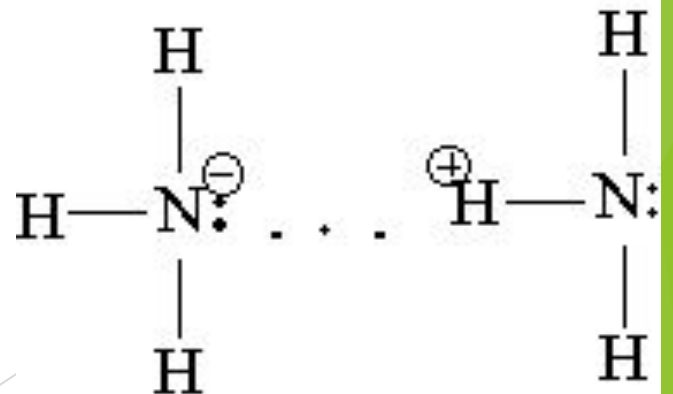


Механизм образования водородной связи

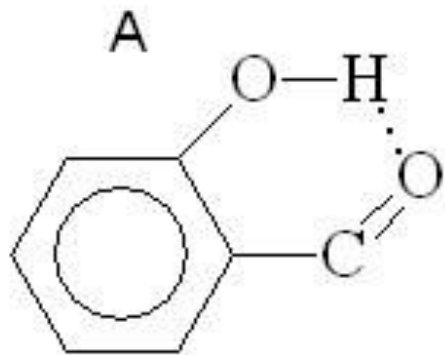
Электростатическое притяжение атома водорода, имеющего частично положительный заряд, и атома кислорода (фтора или азота), имеющего частично отрицательный заряд



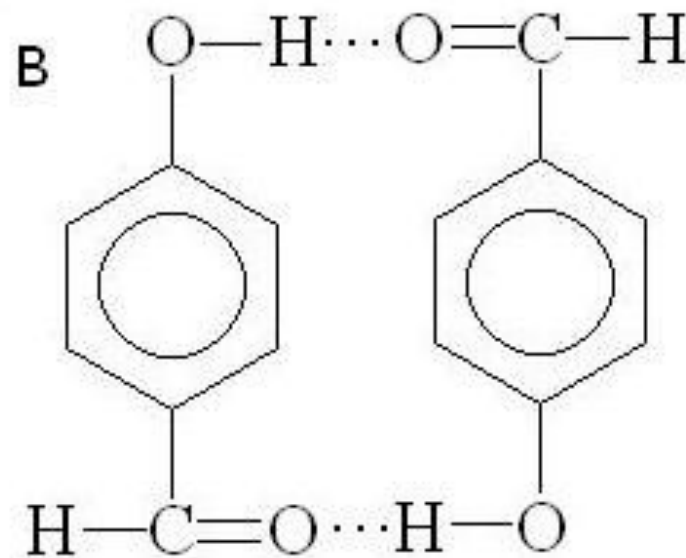
Донорно-акцепторное взаимодействие между почти свободной орбиталью атома водорода и неподеленной электронной парой атома азота



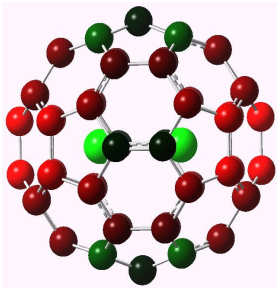
Водородная связь



о-салициловый альдегид



п – гидроксibenзальдегид



Как определить вид связи в веществе?

Определите природу химических элементов

если

ТОЛЬКО МЕТАЛЛ

СВЯЗЬ МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ

ТОЛЬКО НЕМЕТАЛЛЫ

СВЯЗЬ КОВАЛЕНТНАЯ

металл и неметалл

СВЯЗЬ ИОННАЯ

если

ЭО элементов одинакова

СВЯЗЬ КОВАЛЕНТНАЯ
НЕПОЛЯРНАЯ

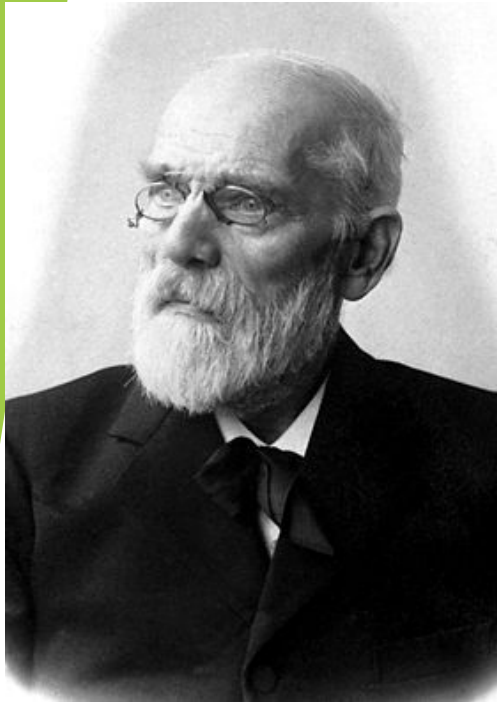
ЭО элементов различна

СВЯЗЬ КОВАЛЕНТНАЯ
ПОЛЯРНАЯ

Силы Ван-дер-Ваальса

Я.Д. Ван-дер-Ваальс предположил, что на малых расстояниях между молекулами действуют силы отталкивания, которые с увеличением расстояния сменяются силами притяжения.

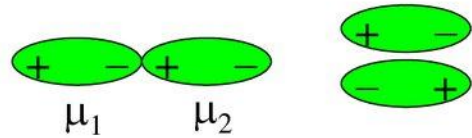
Силы Ван-дер-Ваальса



Ян Дидерик Ван-дер-Ваальс
(23 ноября 1837 — 8 марта 1923)

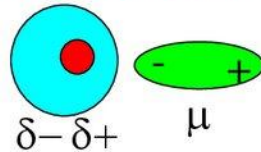
Силы Ван-дер-Ваальса [межмолекулярное взаимодействие - притяжение диполей (без обмена электронами)]

1. Ориентационный эффект (Кьезома) [взаимодействие(электростатическое притяжение) **пост.диполь – пост.диполь**] [полярные молекулы]



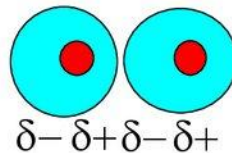
$$E_{\text{ор}} \propto -\frac{\mu_1 \cdot \mu_2}{r^6 T}$$

2. Индукционный эффект (Дебая) [взаимодействие **постоянный диполь – наведенный(индуцированный) диполь**][полярная – неполярная молекулы]



$$E_{\text{инд}} \propto -\frac{\mu^2 \cdot \alpha}{r^6}$$

3. Дисперсионный эффект (Лондона) [взаимодействие **мгновенных диполей**, за счет неравномерности электронн.плотности, колебания ядер] [неполярные молекулы]



$$E_{\text{дис}} \propto -\frac{\alpha_1 \cdot \alpha_2}{r^6}$$

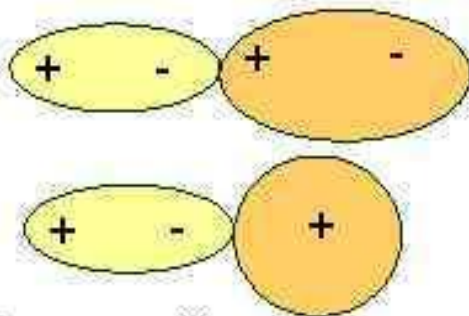
$$E = -\frac{3L^2 h \nu_o}{4r^6}$$

Силы Ван-дер-Ваальса

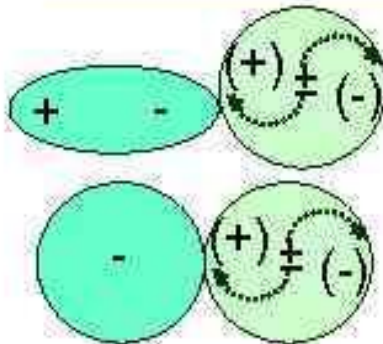
Ориентационное взаимодействие

Индукционное взаимодействие

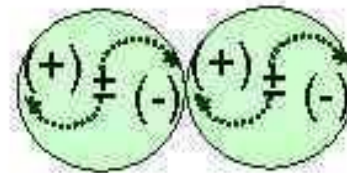
Дисперсионное взаимодействие



Взаимодействие двух постоянных диполей или постоянного диполя и иона



Взаимодействие постоянного диполя и иона с неполярной молекулой



Взаимодействие двух мгновенных диполей (неполярных молекул)

Энергия взаимодействия убывает →

При растворении веществ друг в друге молекулы одного вещества равномерно распределяются между молекулами другого. Поэтому чем ближе энергии межмолекулярного взаимодействия, характерные для растворителя и растворяемого вещества, тем лучше они растворяются друг в друге. **Подобное растворяется в подобном.**