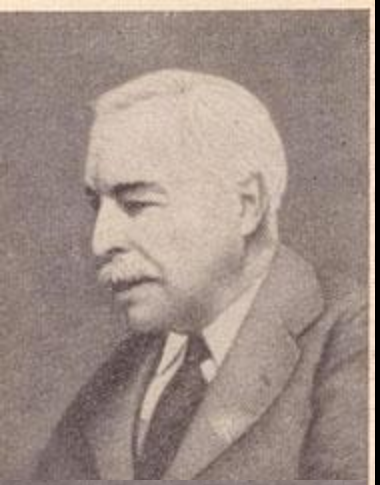
Запорожский государственный медицинский университет

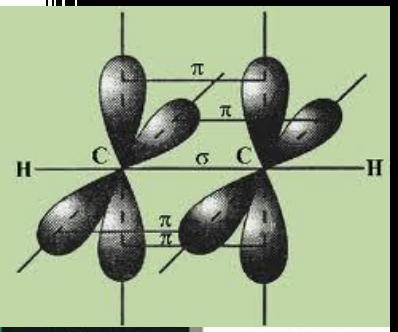
ПРИРОДА И ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ

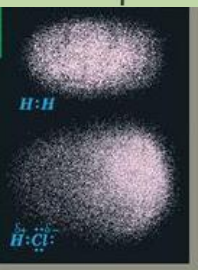


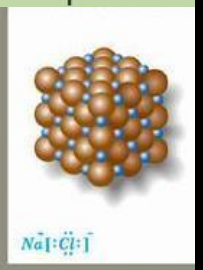
Природа и типы химических связей

Установление строения атома (**модели Резерфорда и Бора**) дало возможность детально разработать представления о химической связи. Так в 1916-1918 гг **Льюис** предложил *теорию дублета* (связь образуется посредством электронной пары и *октета* (элемент стремится приобрести электронную конфигурацию инертного газа). 1916г **Коссель**, 1918-20г **Писаржевский** разработали ионную теорию.

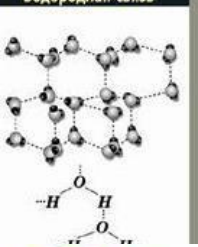
Природа и типы химических связей



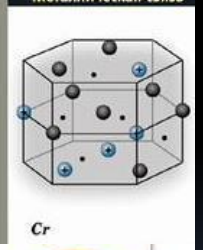


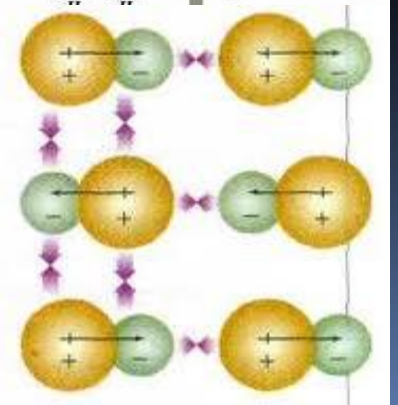


Водородная связь



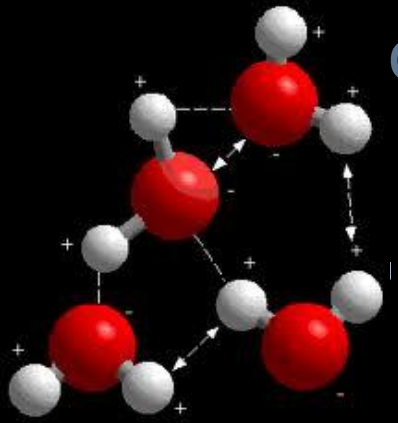
Металлическая связь

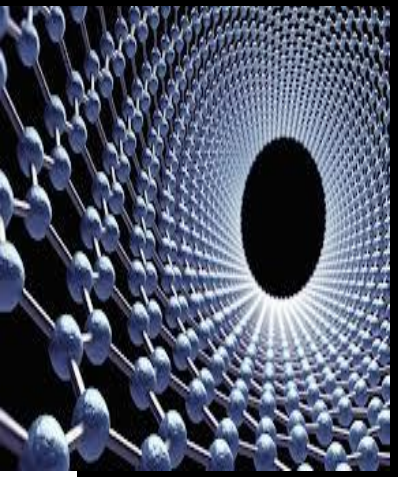




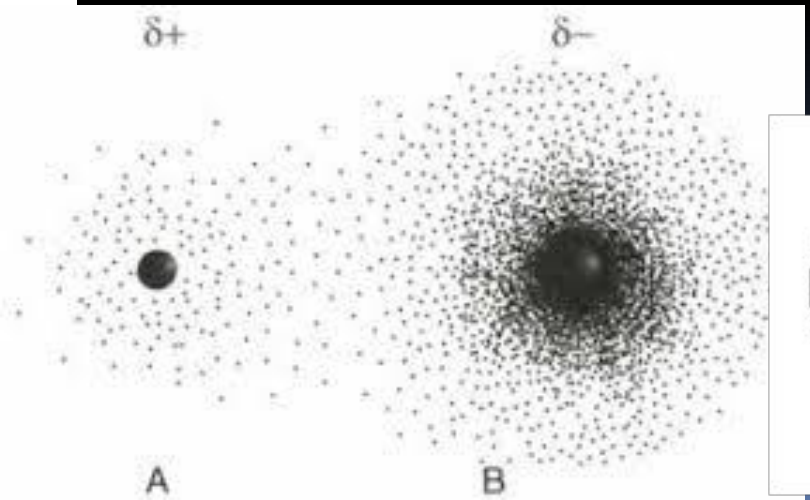
- **Химическая связь** – это сложное электростатическое взаимодействие двух или нескольких атомов, приводящее к образованию устойчивой многоатомной системы (молекулы, радикала, иона, комплекса, кристалла и т.д.).

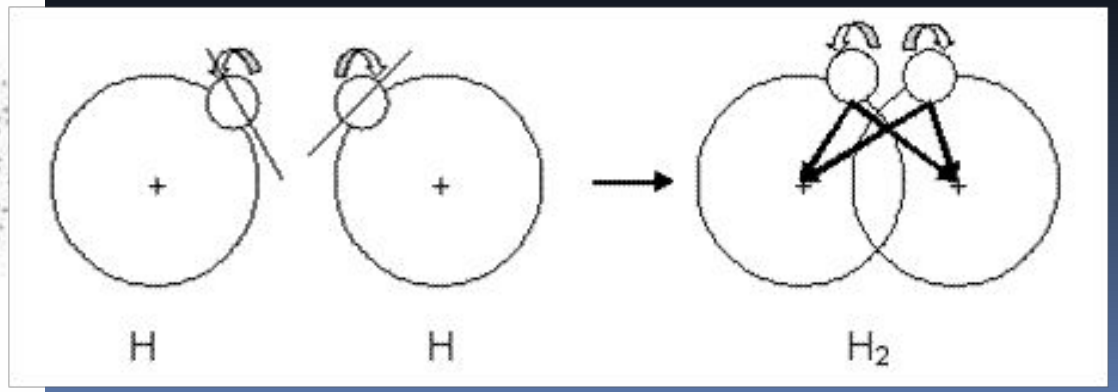
ода и типы химических связей





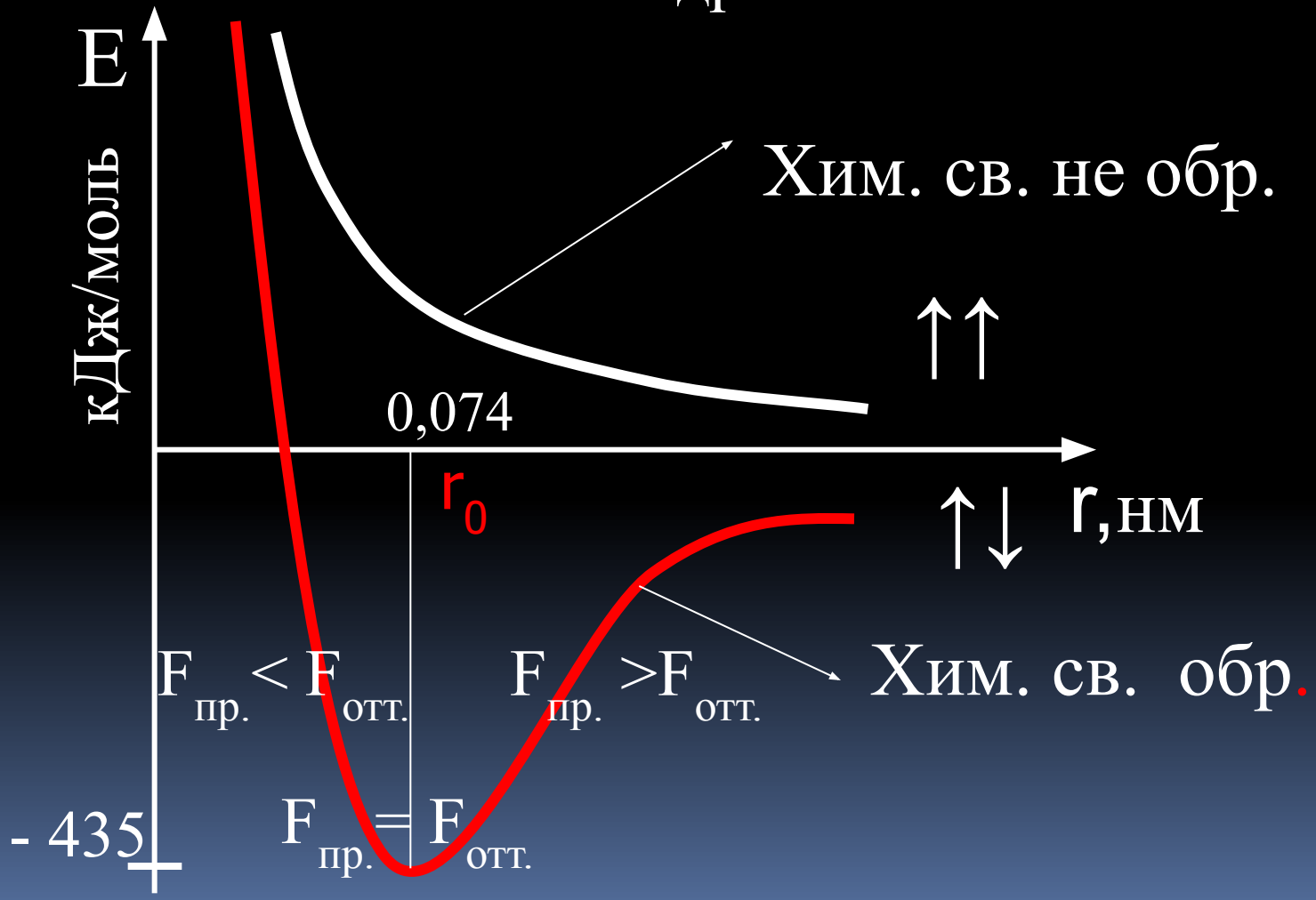
Химическая связь образуется в том случае когда один или несколько электронов попадают в поля притяжения двух или большего числа ядер, что сопровождается понижением **потенциальной энергии** системы.





Природа и типы химических связей

Изменение потенциальной энергии в системе из двух атомов водорода в зависимости от расстояния между ядрами атомов

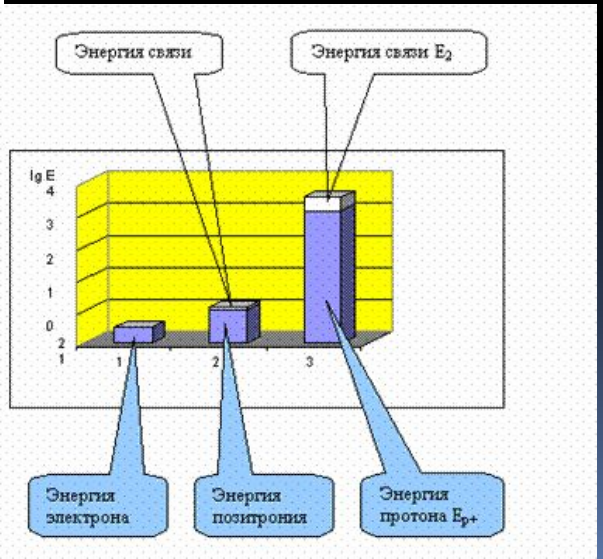


Природа и типы химических связей

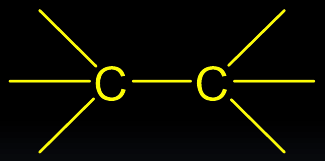
- В зависимости от характера распределения электронной плотности между взаимодействующими атомами различают 3 основных типа химической связи:
- *ковалентную;*
- *ионную;*
- *металлическую.*
- Отдельно выделяют *водородную связь и межмолекулярное взаимодействие (ван-дер-ваальсовые силы).*

Природа и типы химических связей

- Важнейшими характеристиками связи являются ее: энергия, длина, валентный угол.
- а) энергия (прочность) – которая определяется количеством энергии, которая выделяется при образовании ее (или затрачивается на ее разрыв); измеряется в кДж/моль;

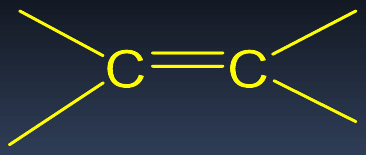


sp^3 валентный угол 109°28`



$E_{св}$(C-C) = 352 кДж/моль

sp^2 валентный угол 120°



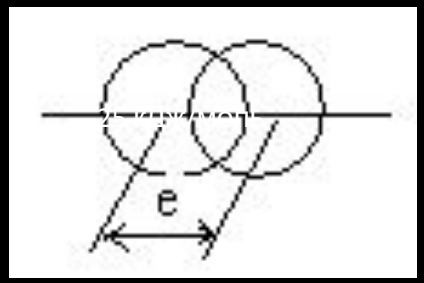
$E_{св}$(C=C) = 587 кДж/моль

sp валентный угол 180°

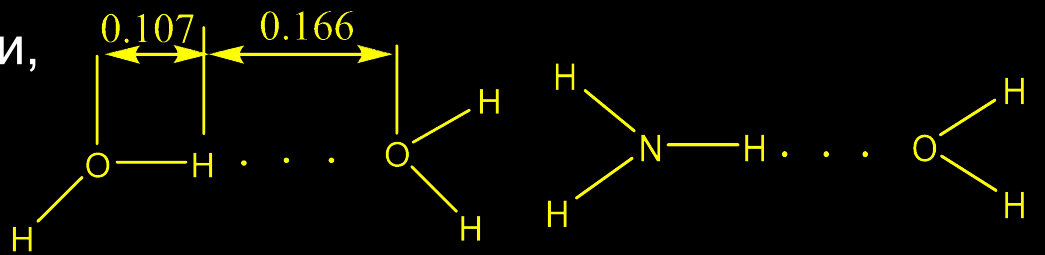
$E_{св}$(sp) = 839 кДж/моль

Природа и типы химических связей

- **б) длина – расстояние между центрами ядер взаимодействующих атомов нм = 10^{-9}м, А°=10^{-10}м;**



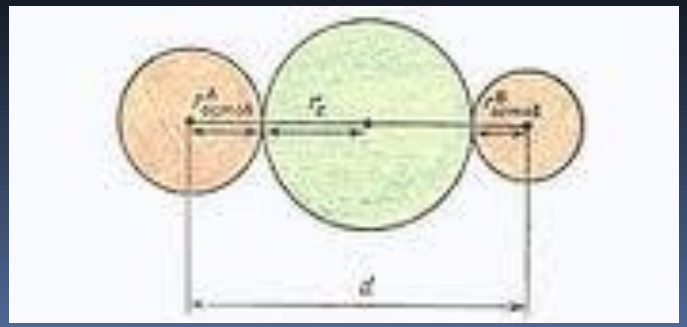
Длина связи, нм:

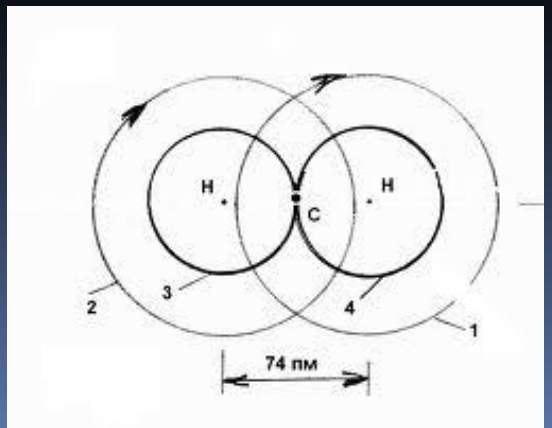


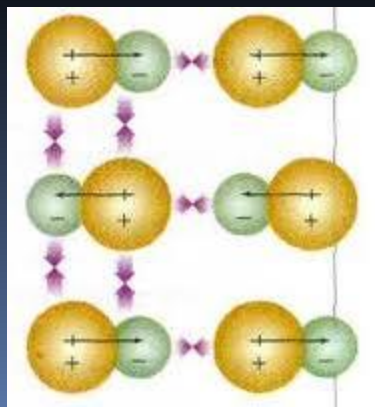
Энергия связи:

25 кДж/моль

10 кДж/моль

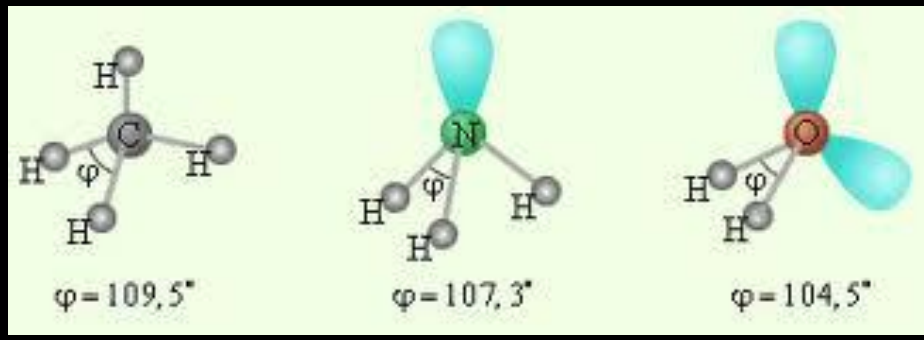




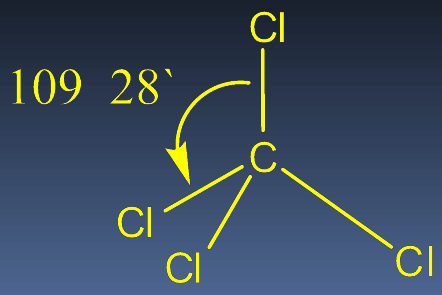


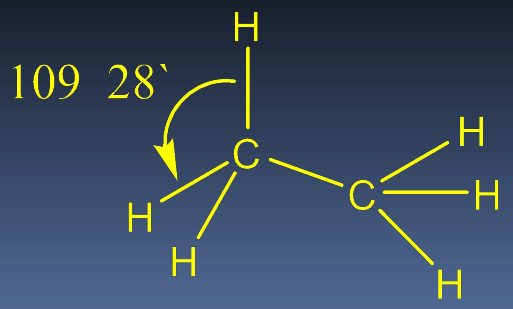
Природа и типы химических связей

- **в) валентный угол** – угол между воображаемыми прямыми, условно проведенными через ядра атомов



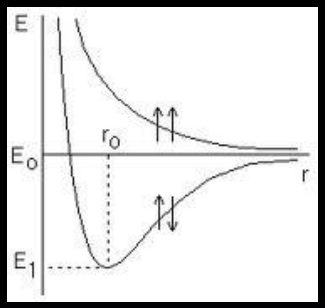
Соединения	Валентный угол
NH_3	106°47′
PH_3	93°30′
AsH_3	92°0′
SbH_3	91°30′

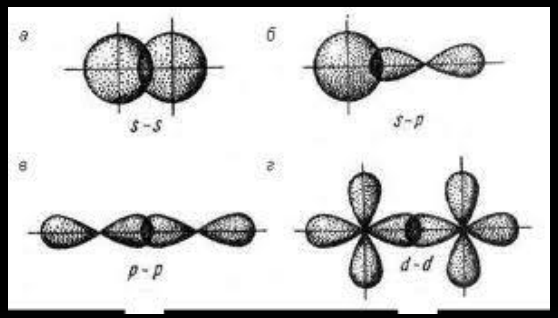




Природа и типы химических связей

- Химическая связь между атомами, возникающая за счет образования общей (общих) электронной пары (электронных пар) называется ковалентной.
- 1. *В образовании общей электронной пары могут участвовать только электроны с антипараллельными спинами (подтверждается кривой Гейтлера-Лондона).*



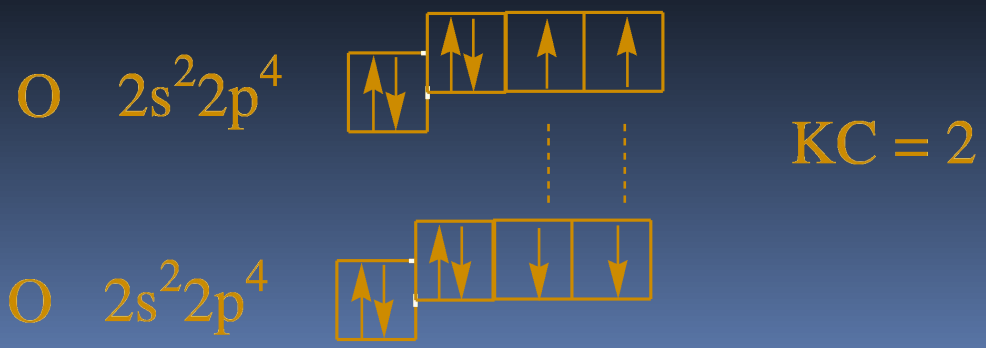


- 2. *Ковалентная связь тем прочнее, чем больше область перерывания электронных облаков (подтверждается гибридизацией атомных орбиталей).*

Природа и типы химических связей

- Существует 2 способа образования ковалентной связи (КС):
- а) *простой (обменный)* – заключается в том, что каждый атом представляет по одному электрону. В результате сближения электронных облаков этих атомов возникает общее 2-х электронное «облако» (общая электронная пара)

$$H\cdot + H\cdot \rightleftharpoons H:H$$

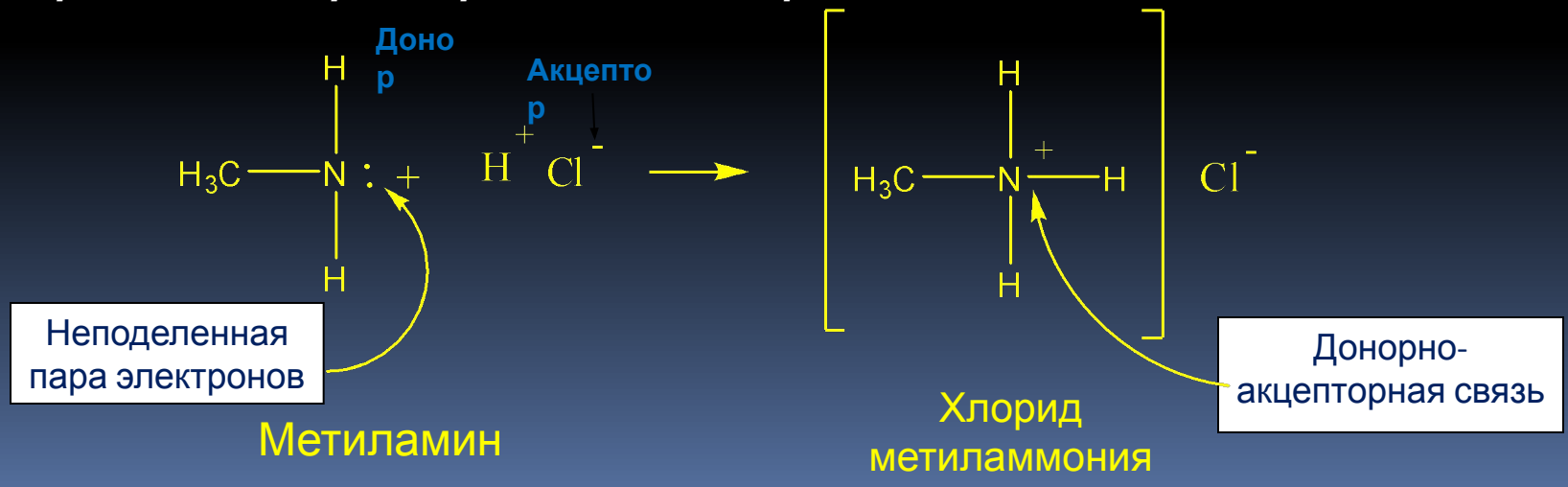


Природа и типы химических связей

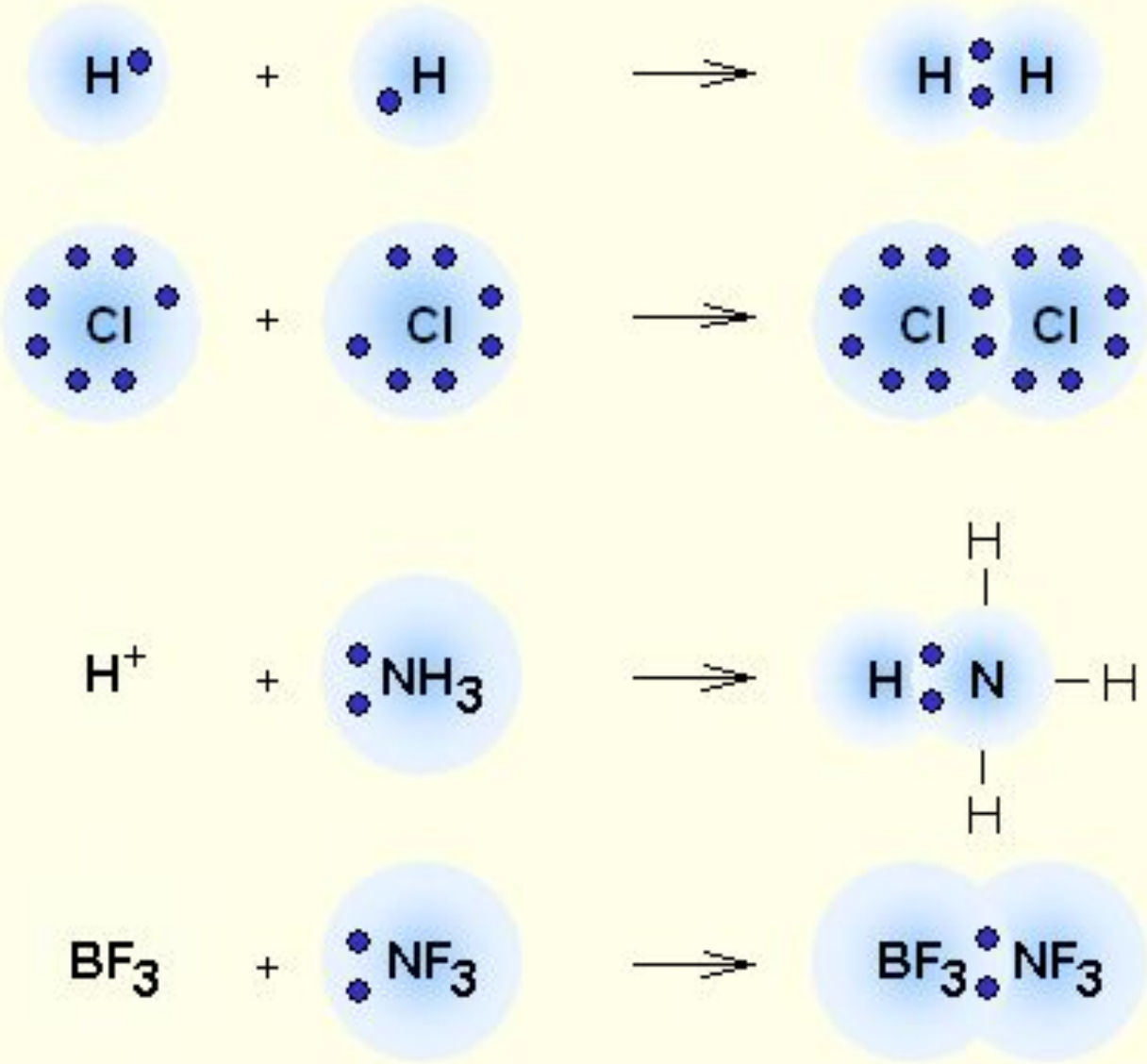
- б) донорно-акцепторный – заключается в том, что в образовании связи принимают участие атом-донор предоставляющий готовую пару электронов и атом акцептор принимающий эту пару электронов на свою свободную орбиталь

$$H:^- + H^+ \rightleftharpoons H:H$$

гидрид-ион донор ***протон акцептор***



Природа и типы химических связей



а) Обменный механизм образования ковалентной связи

б) Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи

Природа и типы химических связей

- **КС характеризуется:**

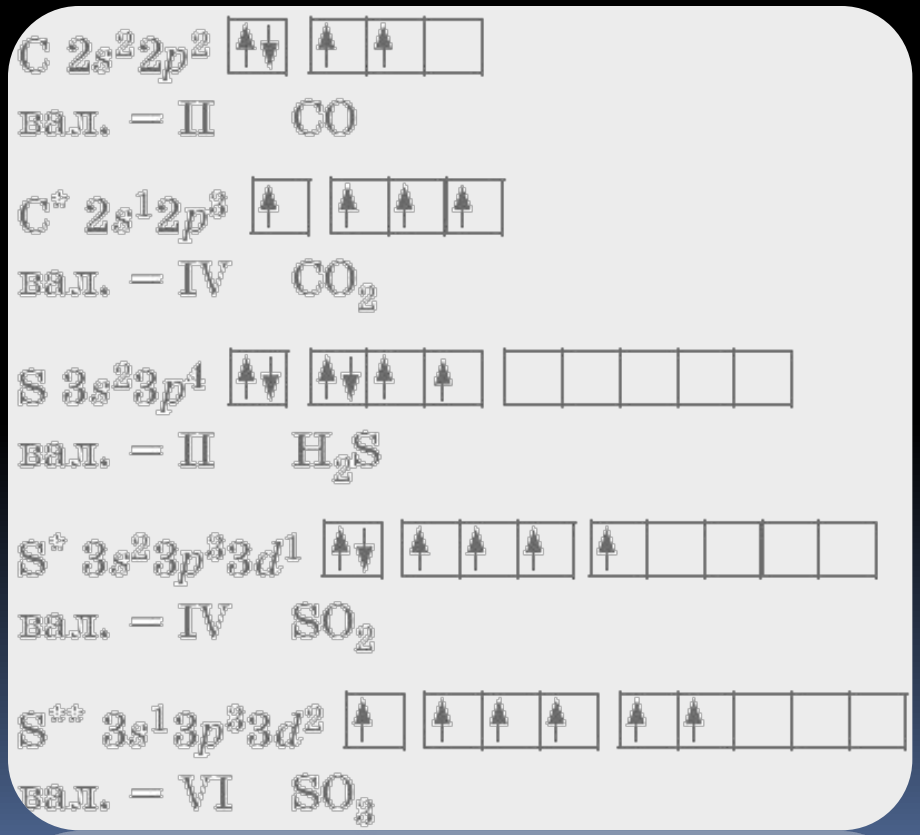
- а) *насыщенностью;*
- б) *направленностью;*
- в) *поляризуемостью.*

Природа и типы химических связей

- Под насыщенностью КС понимают способность атома образовывать только строго ограниченное число таких связей. Максимальная ковалентность атома определяется количеством:
- а) неспареных валентных электронов (нормальное или возбужденное состояние) С (карбон)
- б) валентных орбиталей В (бор)
- в) свободных электронных пар N (нитроген)

Природа и типы химических связей

Насыщаемость ковалентной связи: атомы образуют ограниченное число связей, равное их валентности.



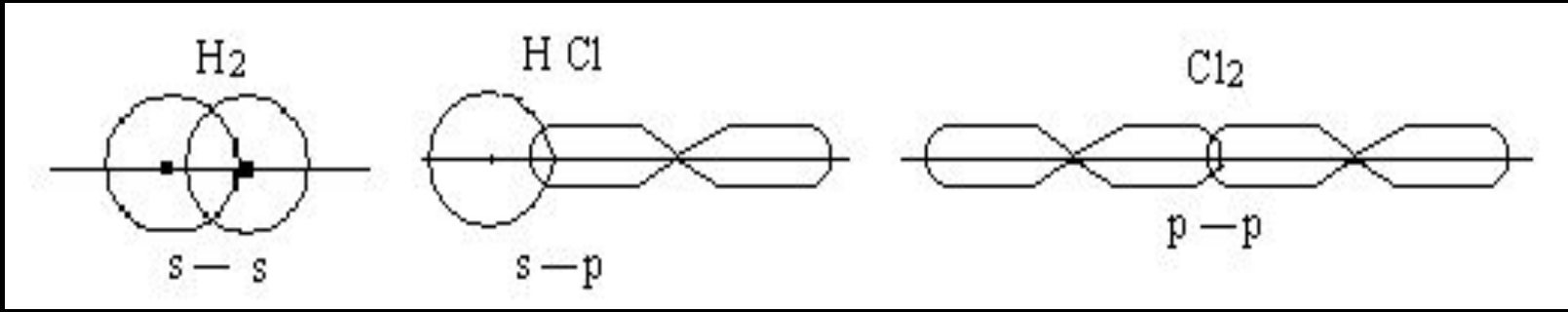
Природа и типы химических связей

- Под *направленностью* КС понимают, то, что максимально глубокое перекрывание валентных орбиталей (электронных облаков) может происходить только по двум определенным направлениям:
- а) на линии связывающей ядра атомов (σ - связь)
- б) по обе стороны от линии, связывающей ядра атомов (π - связь)

Природа и типы химических связей

σ-связь

а) образуется при перекрывании s и p электронных облаков



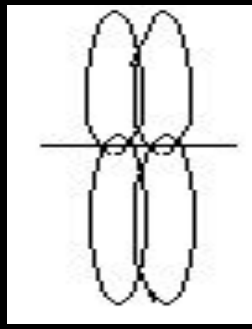
б) возможна гибридизация

в) это первая связь которая возникает между двумя атомами (более прочная, чем π-связь).

Природа и типы химических связей

π - связь:

- а) образуется при перекрывании p–p электронных облаков по обе стороны линии, связывающей ядра атомов



б) гибридизация невозможна

в) образуется после σ-связи в плоскости (-ях) перпендикулярной оси

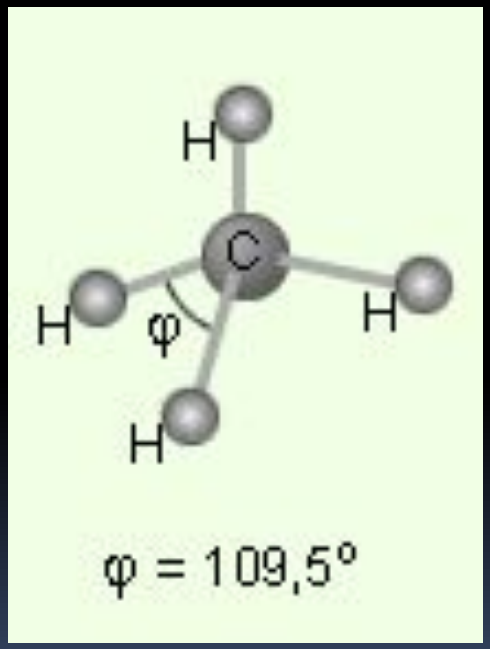
Природа и типы химических связей

- г) π - связь менее прочная чем σ, но усиливает ее

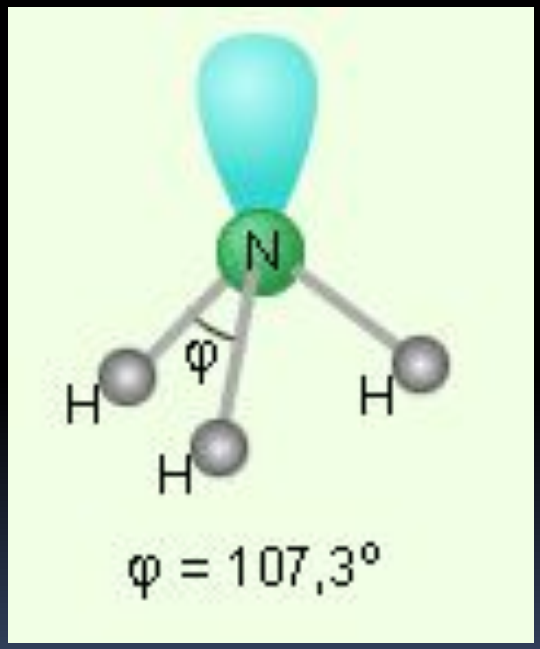
Природа и типы химических связей

Направленность ковалентной связи-…

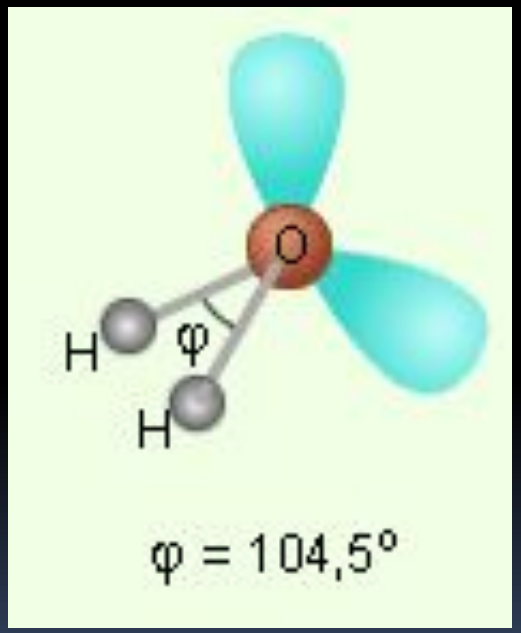
тетраэдрическая



пирамидальная



угловая



↓ϕ связано с ↑ числа несвязывающих гибр. орбиталей

Природа и типы химических связей

Тип гибридизации	Геометрическая форма	Угол между связями	Примеры
sp	линейная	180^o	$BeCl_2$
sp^2	треугольная	120^o	BCl_3
sp^3	тетраэдрическая	$109,5^o$	CH_4
sp^3d	тригонально-бипирамидальная	90^0 ; 120^0	PCl_5
sp^3d^2	октаэдрическая	90^0	SF_6

Природа и типы химических связей

- КС может быть *неполярной и полярной*

Неполярная КС образуется между атомами одного и того же элемента (H_2, N_2, O_2, и т. д.), т.к. считается, что общее электронное облако расположено симметрично в пространстве между ядрами. Однако под действием постоянного движения электронов в очень малый промежуток времени происходит смещение общей электронной плоскости к одному из атомов, который через мгновение меняет свое направление

Природа и типы химических связей

- Полярная КС образуется между атомами разных элементов (вода, аммиак, углекислый газ). Для определения степени полярности связи используют понятие электроотрицательность (ЭО) (ЭО по Полингу определяется как свойство атома притягивать к себе общую электронную пару). Количественную характеристику полярности можно получить при сопоставлении ЭО элементов

Природа и типы химических связей

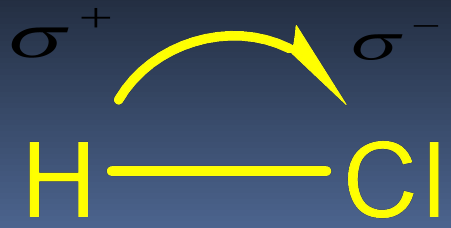
При этом если

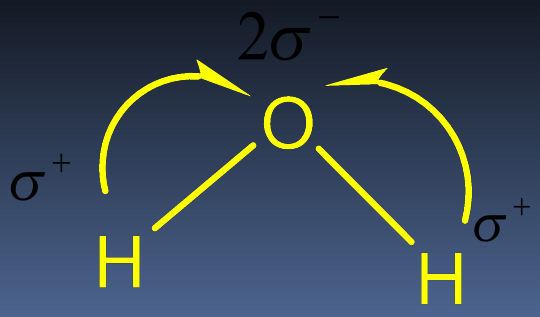
ΔЭО=0 – связь неполярная

1,9>ΔЭО>0 – ковалентная полярная

ΔЭО>1,9 – ионная связь

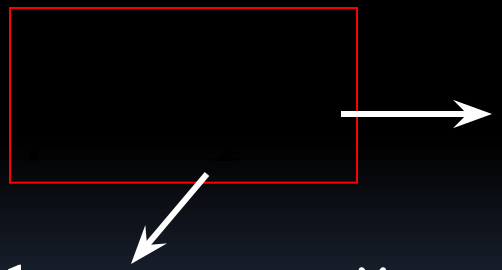
Общее электронное облако (общая электронная пара) в данном случае расположено несимметрично в пространстве, а его смещение ведет к возникновению эффективных зарядов на атомах





Природа и типы химических связей

- Такая молекула представляет собой диполь (т. е. систему состоящую из зарядов равных по абсолютной величине, но противоположных по знаку). Мерой полярности связи служит μ – (дипольный момент связи или ЭМД – электрический момент диполя) представляющий



→ Длина связи

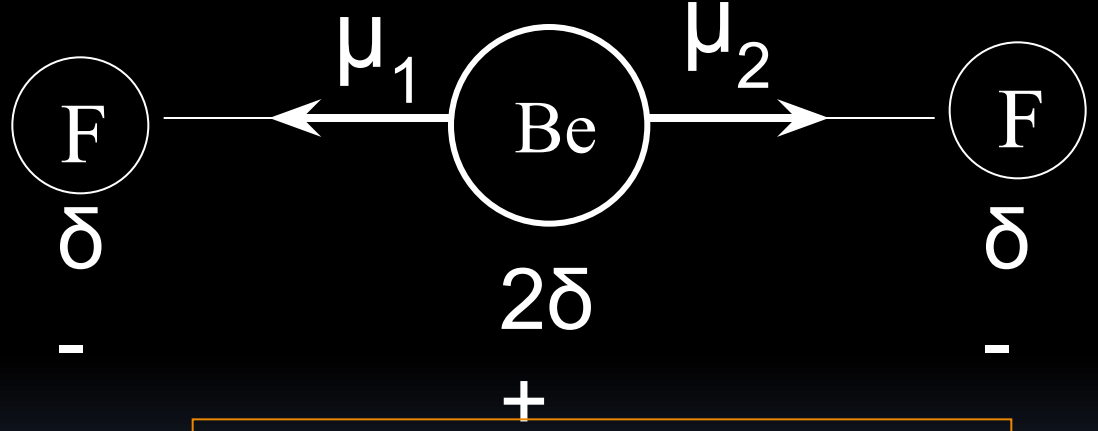
Эффективный заряд

$$\vec{\mu}\,[Д](Дебай) \quad или \quad [Кл \cdot м]$$

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

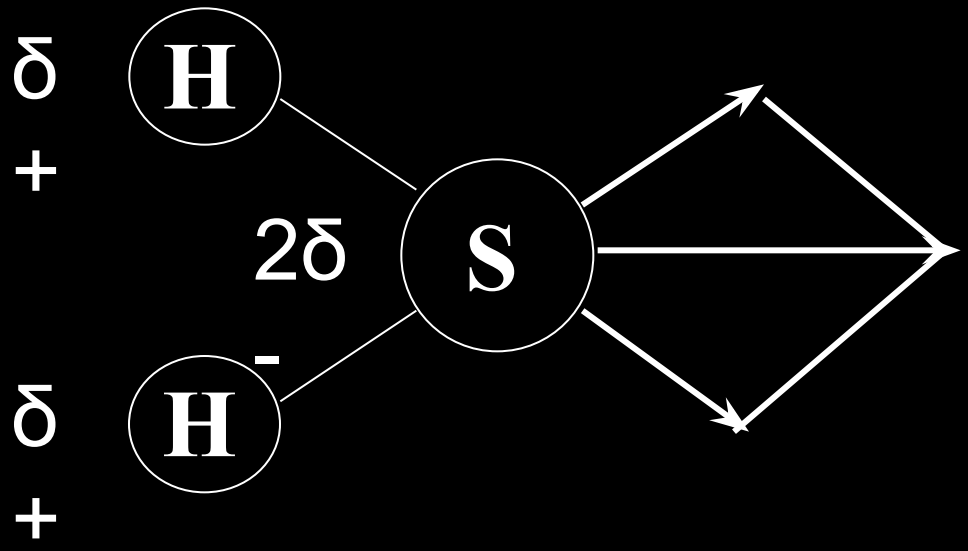
Неполярные молекулы

Молекула неполярна, если суммарный μ всех связей = 0.



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

Полярные молекулы



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

Природа и типы химических связей

Дипольный момент молекулы зависит:

- **от полярности связей;**
- **от геометрии молекулы;**
- **от наличия неподелённых пар электронов.**

Поляризуемость

Поляризуемость ковалентной связи – это …

Полярностью и поляризуемостью обусловленно межмолекулярное взаимодействие, например,

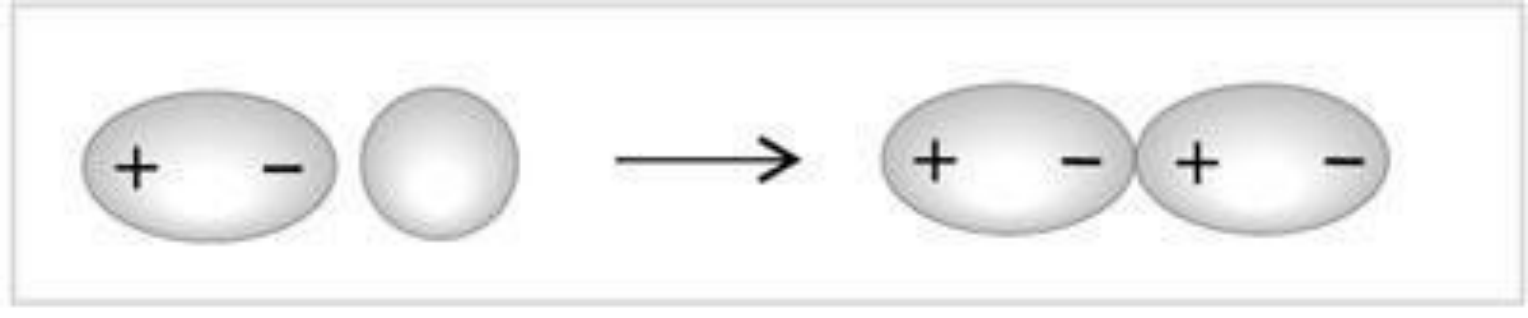


Схема индукционного взаимодействия

Природа и типы химических связей

	HCl	HBr	HI
ΔЭО:	0,9	0,7	0,5

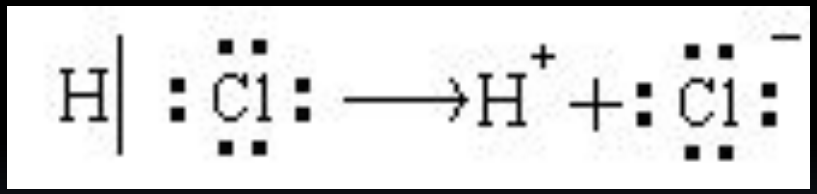
Полярность связи уменьшается

Поляризуемость увеличивается

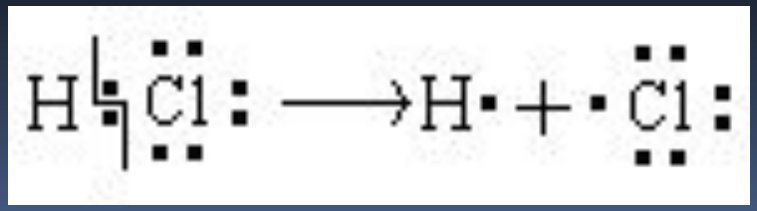
Природа и типы химических связей

При устранении внешнего воздействия диполь исчезает. При длительном воздействии его может произойти полный разрыв молекул с образованием:

а) ионов (гетеролитический разрыв)



б) радикалов (гомолитический разрыв)



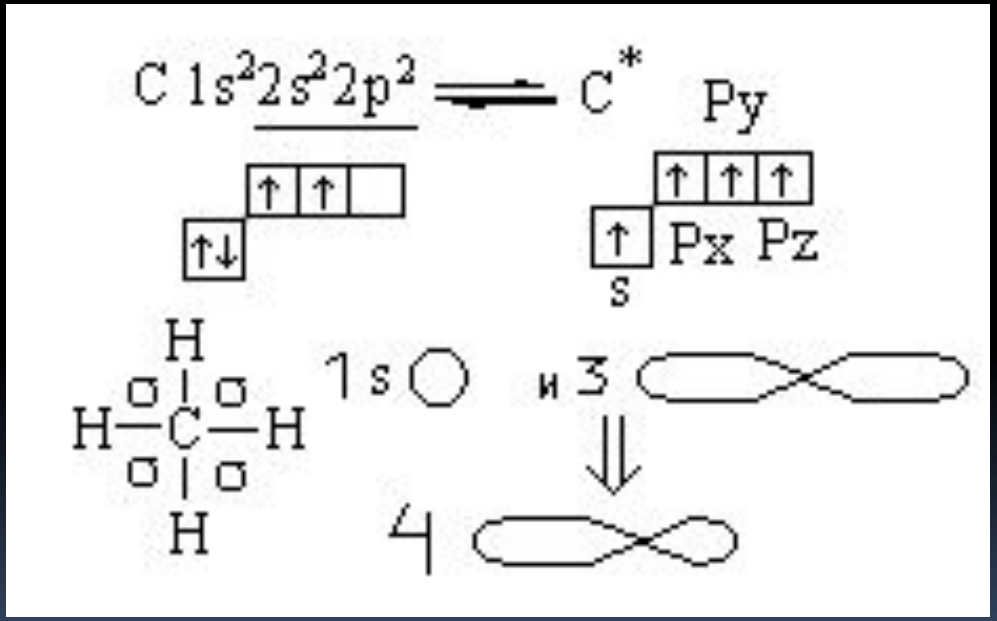
Природа и типы химических связей

Теория гибридизации была предложена в 1930 году Лайнусом Полингом и является усовершенствованным методом валентных связей.

Гибридизацией называется изменение формы и энергии различных орбиталей одного атома приводящее к образованию одинаковых гибридных орбиталей

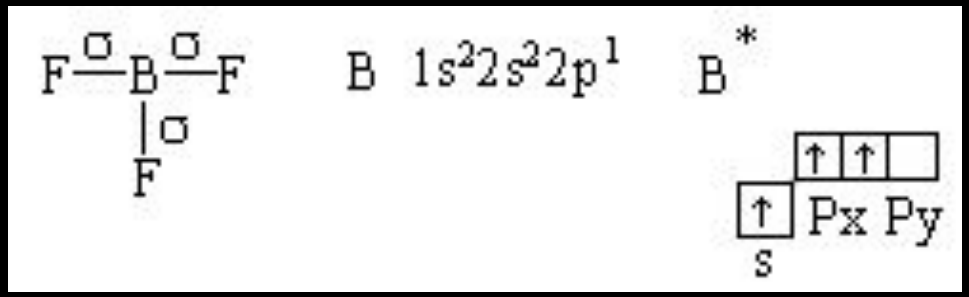
Природа и типы химических связей

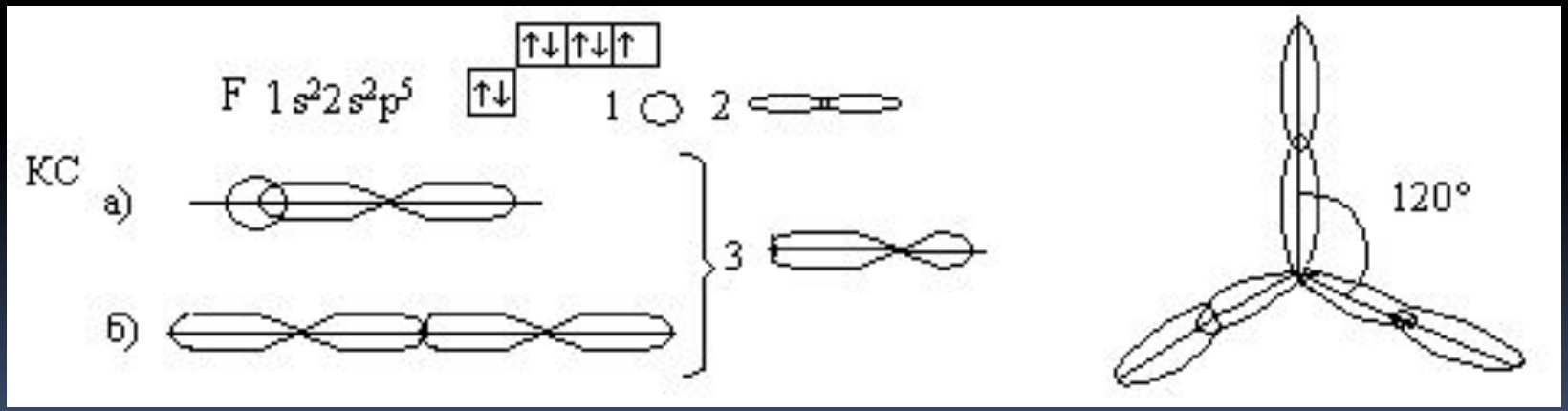
sp^3-гибридизация на примере CH_4 (именно рассмотрение строения молекулы CH_4) привело Полинга к концепции гибридизации



Природа и типы химических связей

sp^2 гибридизацию можно рассмотреть на примере соединения трехвалентного B, BF_3

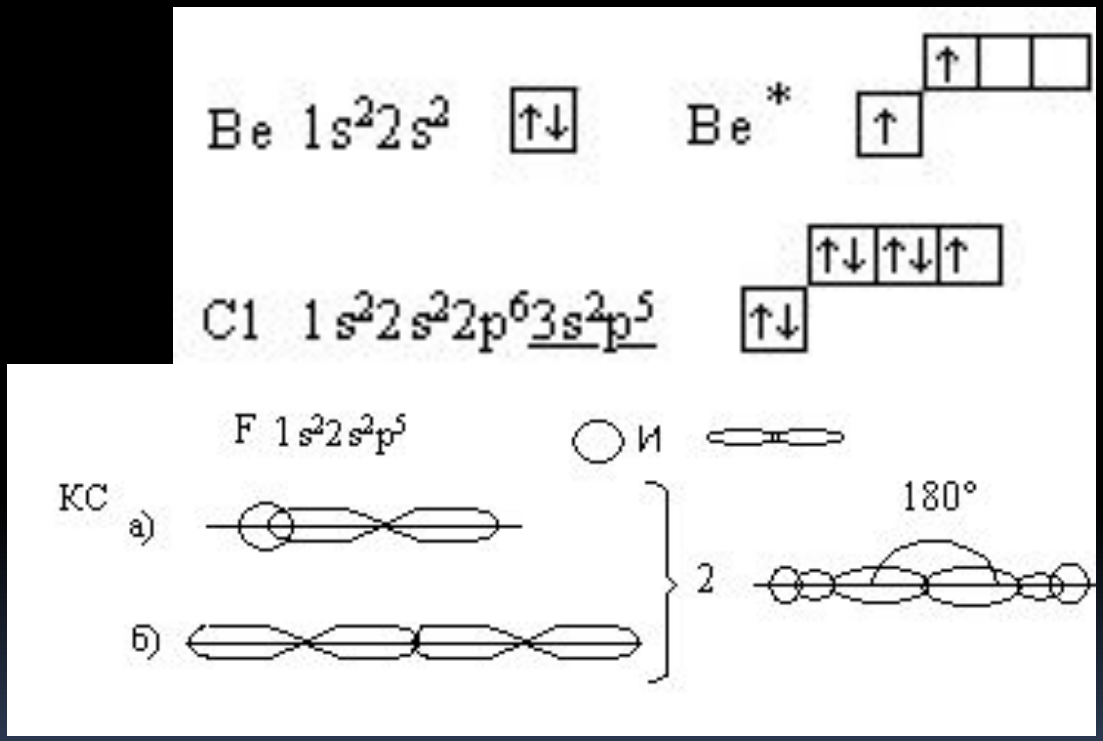




sp^2 гибридизация характерна для алкенов

Природа и типы химических связей

- sp гибридизацию можно рассмотреть на примере молекулы $BeCl_2$



sp гибридизация характерна для алкинов

Природа и типы химических связей

Химическая связь образованная за счет электростатического взаимодействия ионов называется *ионной* связью.

Способность элементов образовывать простые ионы обусловлена электронной структурой их атомов и может быть оценена величиной энергии ионизации и сродства к электрону.

Природа и типы химических связей

- Механизм образования
  - $Na\ 1s^2 2s^2 p^6 3s^1 - e\ Na^+ \leftarrow 2s^2 2p^6$

электростатические силы взаимодействия

$Cl\ 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5 + e\ Cl^- \leftarrow 3s^2 3p^6$ или ионная связь

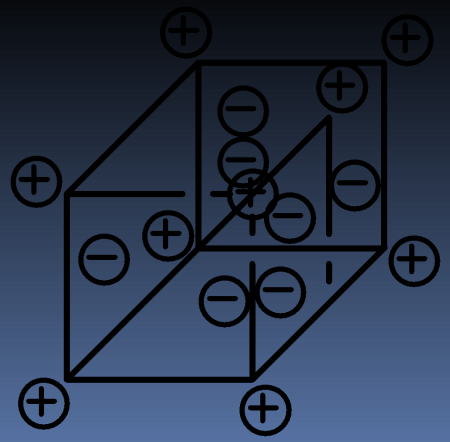
Природа и типы химических связей

Ионные соединения в целом представляет собой гигантскую ассоциацию ионов противоположных знаков. Поэтому химические формулы ионных соединений типа NaCl, KF и т. д. отражают лишь простейшие соотношения между числом атомов, элементов, входящих в состав такой ассоциации.

В обычных условиях ионные соединения являются кристаллическими веществами, но только в идеальном кристалле вокруг каждого иона расположено определенное число противоионов, что сопровождается компенсацией зарядов.

Природа и типы химических связей

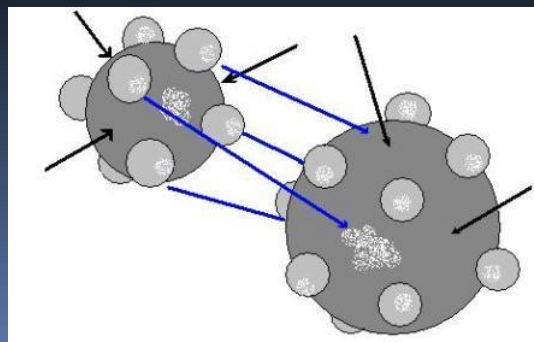
- Все металлы (за исключением Hg) являются кристаллическими веществами. Металлическая связь обусловлена образованием всех атомов вещества единого подвижного электронного облака. Металлическая связь характерна только для атомов Ме и обусловлена образованием валентными электронами всех атомов вещества единого подвижного электронного облака



Природа и типы химических связей

Для металлов характерно наличие:

- **а) небольшого числа валентных ;**
- **б) большого числа свободных валентных орбиталей;**
- **в) слабой связи между валентными и ядром (что подтверждается низкими значениями $E_{ион}$);**



Природа и типы химических связей

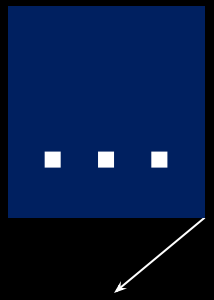
- ***Водородная связь***

- это связь между молекулами или частями молекулы в состав которых входит атом H связанный с сильно ЭО элементом. Т. об. водородная связь вторична, потому и иногда не выделяет в отдельный тип связи, а относят к межмолекулярным взаимо-действиям.

$$H–F^{\sigma-}\cdots H^{\sigma+}–F^{\sigma-}\cdots H^{\sigma+}–F^{\sigma+}$$

Природа и типы химических связей

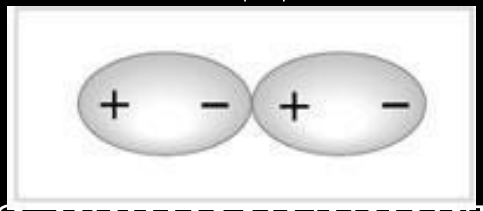
Взаимодействие между молекулами HX:



сильно ЭО элемент: F, O, N, (Cl, S)

Механизм образования Н-связи:

- Электростатическое взаимодействие (диполь-дипольное)



-Донорно-акцепторное взаимодействие:

. . .

акцептор донор

-направленность

-насыщаемость

Природа и типы химических связей

Энергия Н-связи

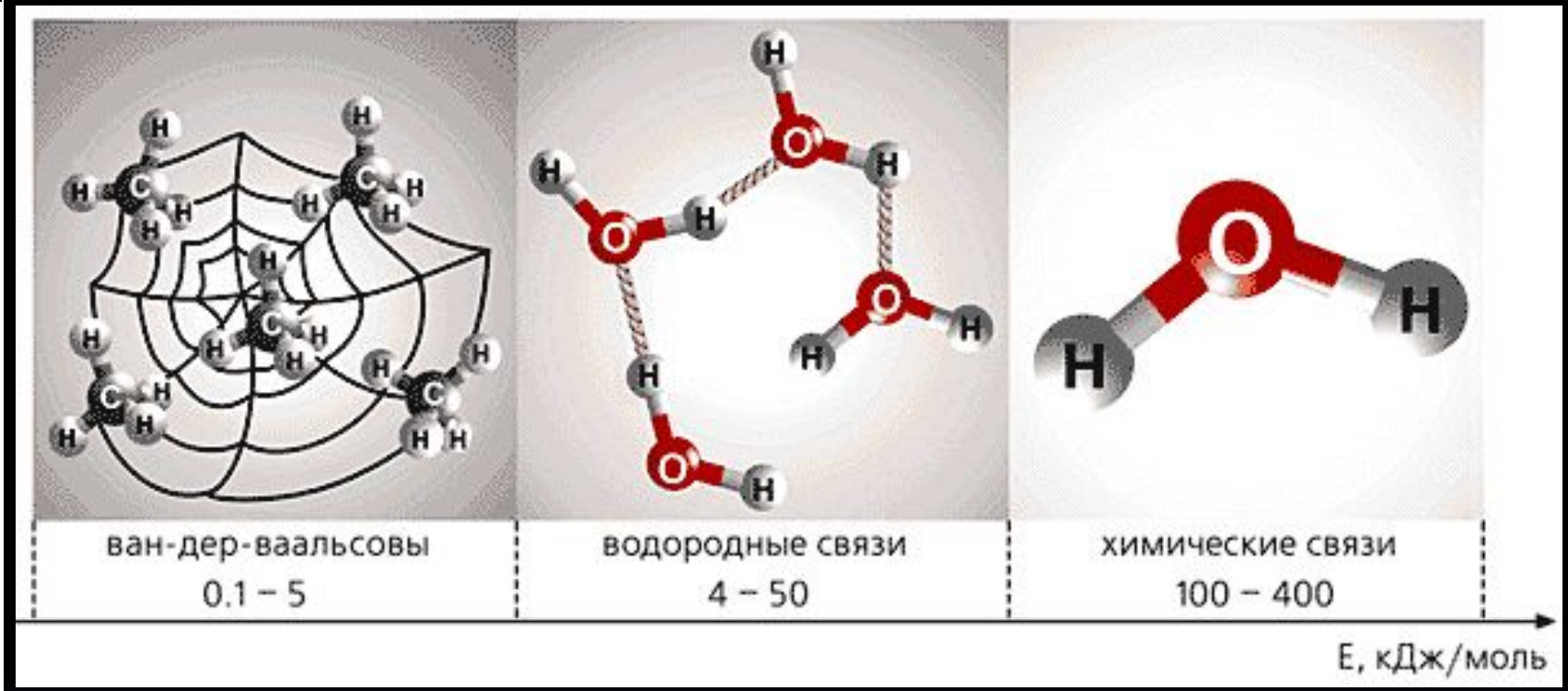
межмолекулярная
0,1 -5

водородная
4-50

ковалентная
100-400

$E_{связи,}$ кДж/моль

Природа и типы химических связей



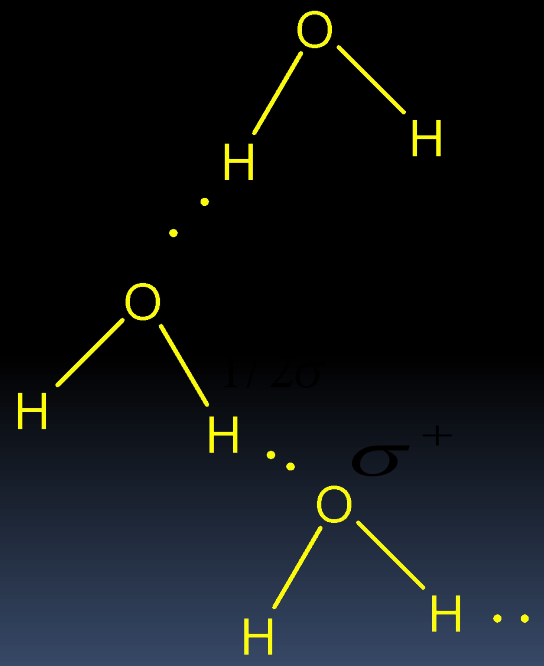
Энергия трех типов связи.

Видно, что энергия водородной связи много меньше, чем химической, но почти на порядок превышает энергию ван-дер-ваальсовых взаимодействий.

Природа и типы химических связей

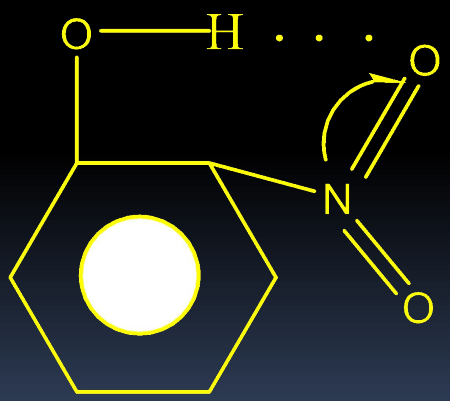
Водородная связь может быть 2 типов:

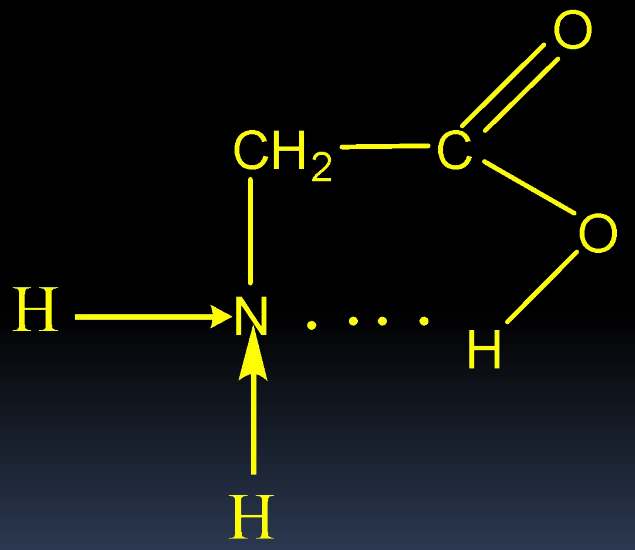
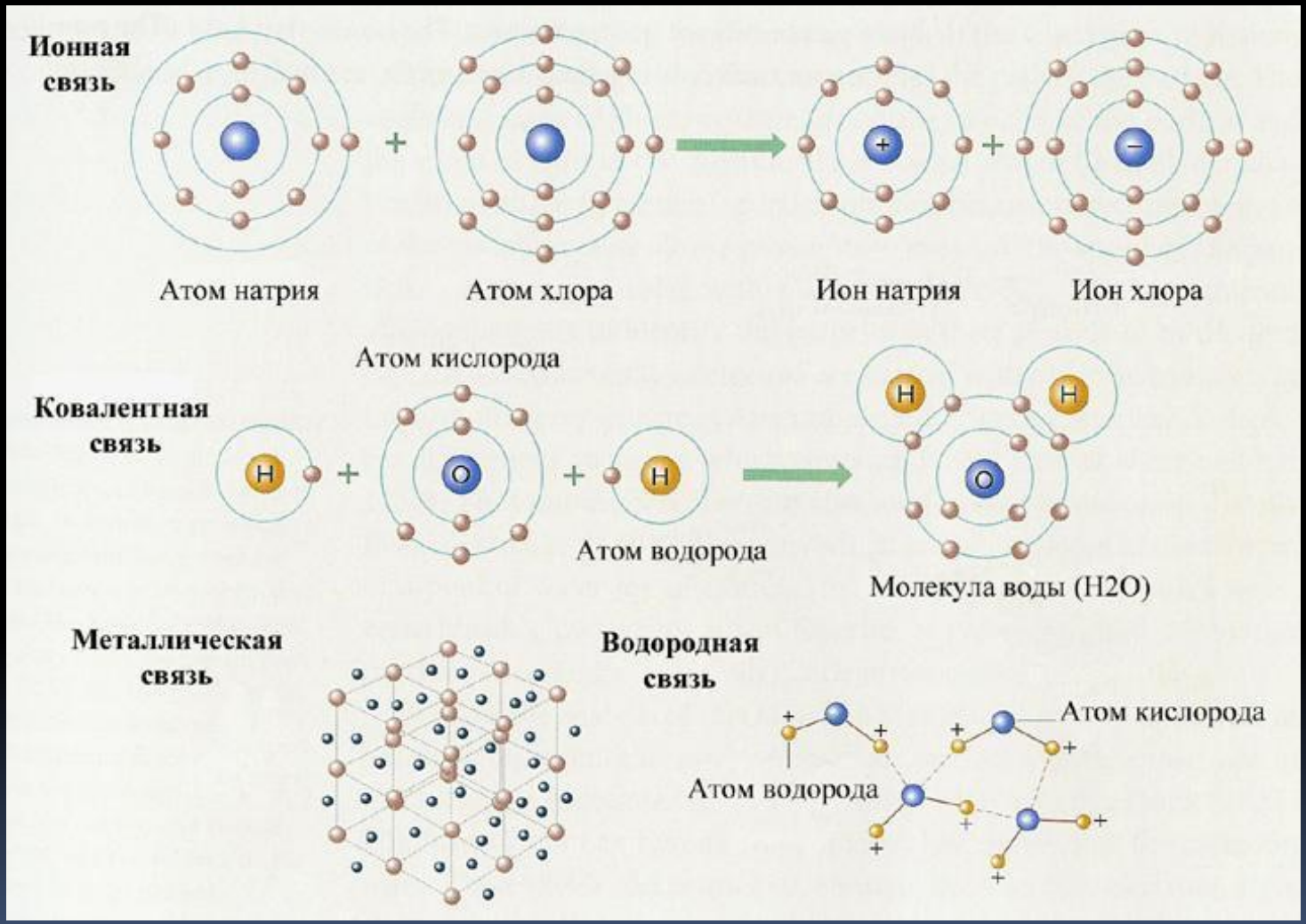
- межмолекулярная. H_2O, HF, NH_3 спирты, карбоновые кислоты и т. д.



Природа и типы химических связей

- внутримолекулярные (аминокислоты, белки, амиды кислот, нитрофенолы и т. д.)





Природа и типы химических связей