



Запорожский государственный медицинский университет

ПРИРОДА И ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ



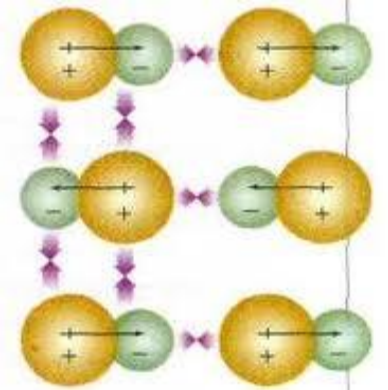
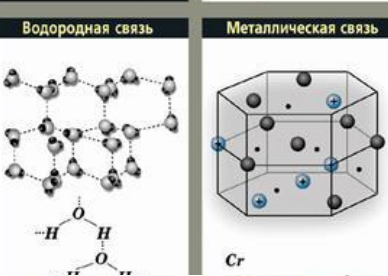
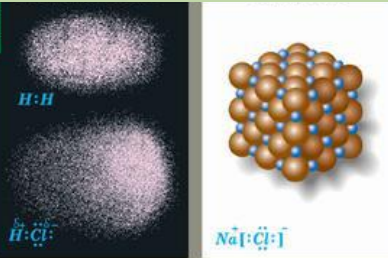
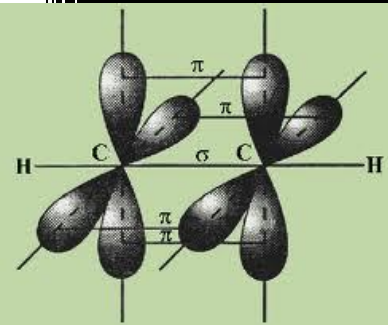
Природа и типы химических связей

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.

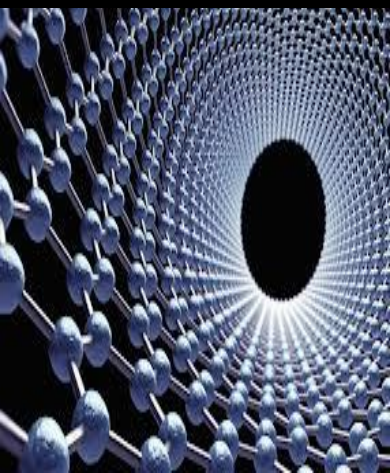
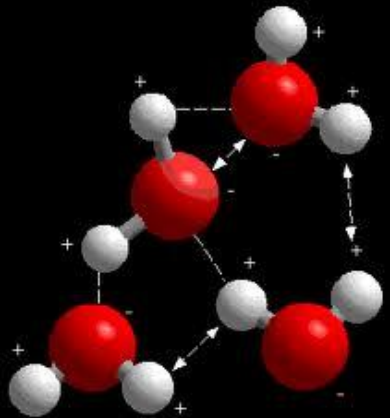


Природа и типы химических связей

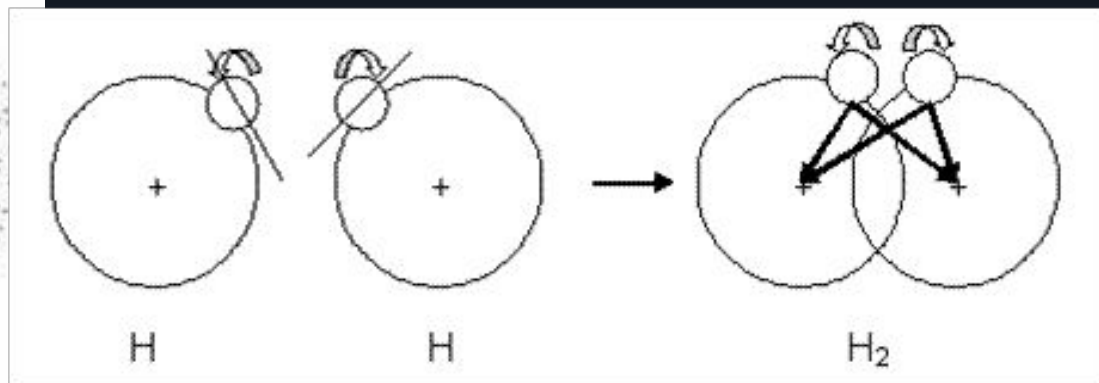
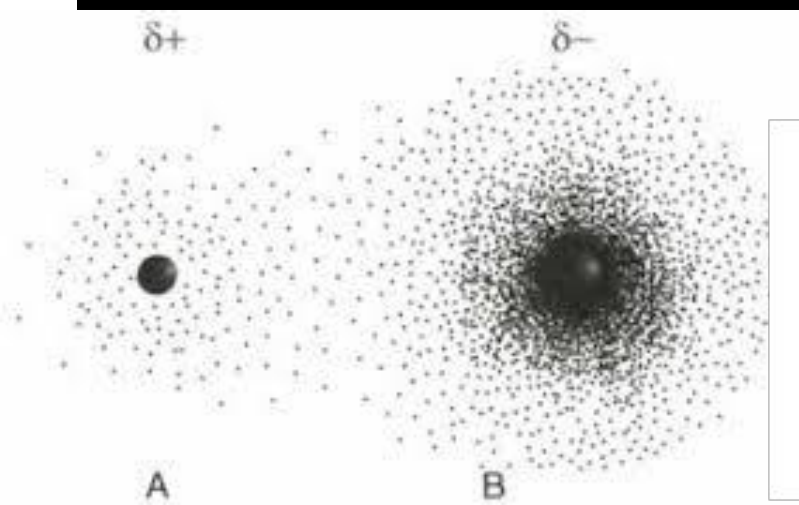
- **Химическая связь** – это сложное электростатическое взаимодействие двух или нескольких атомов, приводящее к образованию устойчивой многоатомной системы (молекулы, радикала, иона, комплекса, кристалла и т.д.).



ода и типы химических связей

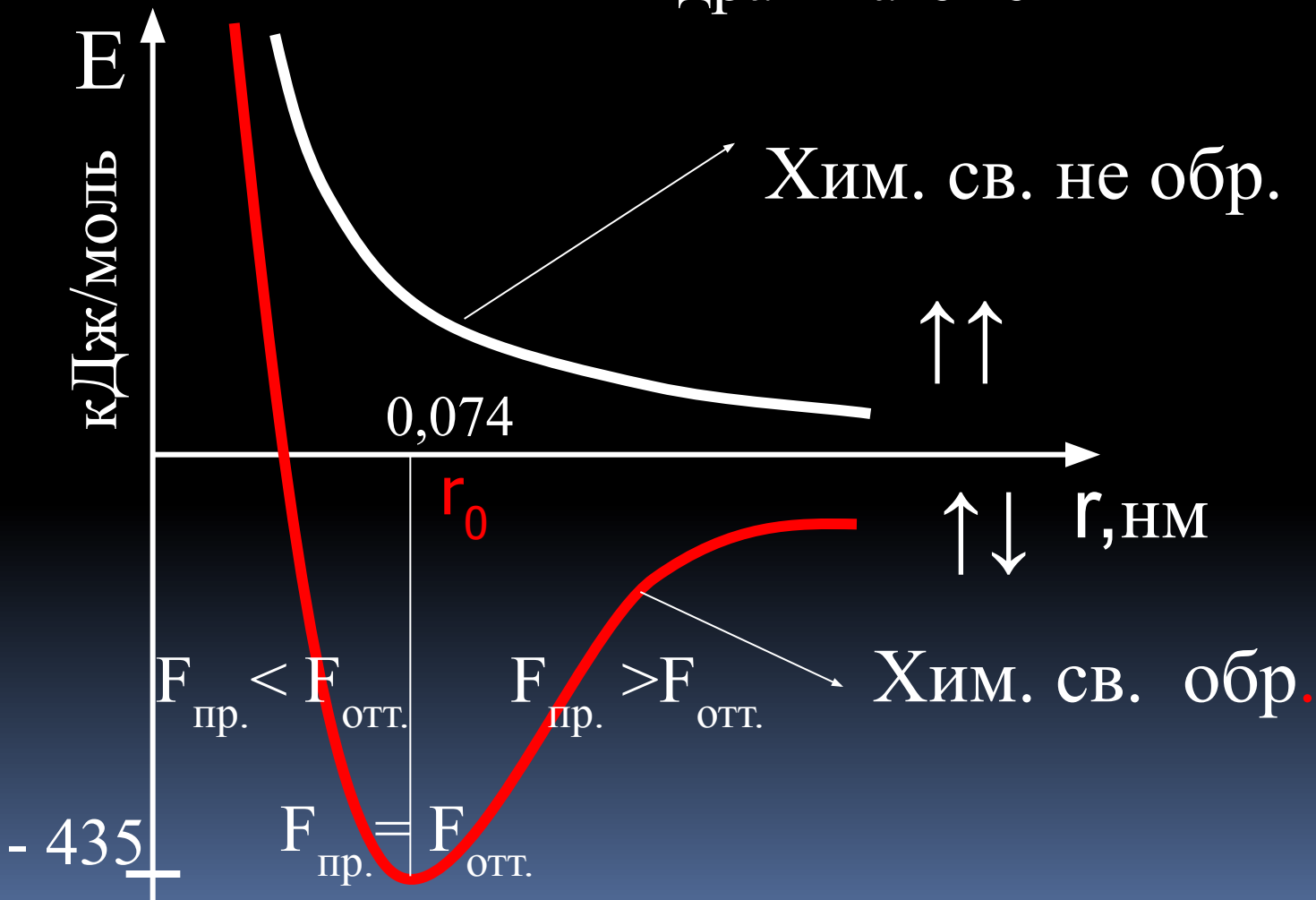


Химическая связь образуется в том случае когда один или несколько электронов попадают в поля притяжения двух или большего числа ядер, что сопровождается понижением **потенциальной энергии** системы.



Природа и типы химических связей

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

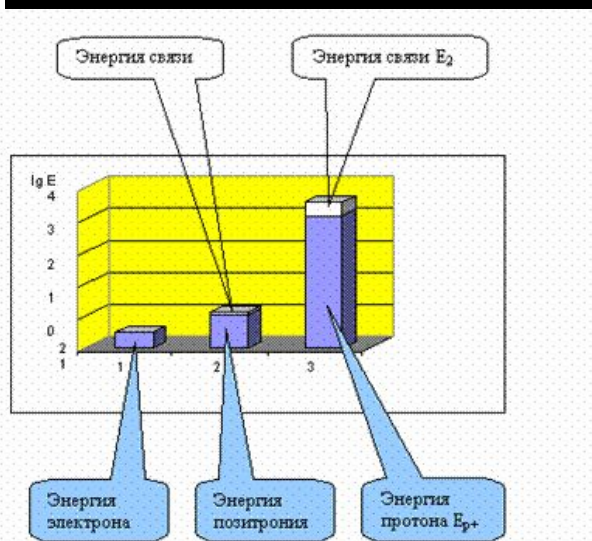


Природа и типы химических связей

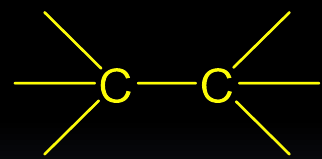
- В зависимости от характера распределения электронной плотности между взаимодействующими атомами различают 3 основных типа химической связи:
 - *ковалентную;*
 - *ионную;*
 - *металлическую.*
- Отдельно выделяют *водородную связь* и *межмолекулярное взаимодействие (вандерваальсовы силы).*

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;

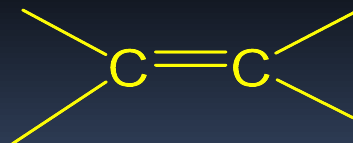


sp^3
валентный
угол $109^{\circ}28'$



$E_{CB}(\text{C-C}) = 352$
кДж/моль

sp^2
валентный
угол 120°



$E_{CB}(\text{C=C}) = 587$
кДж/моль

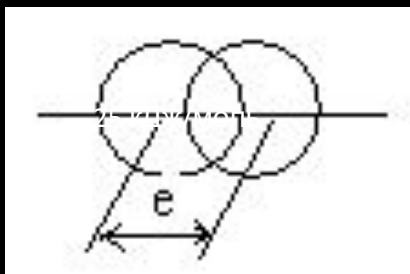
sp
валентны
й
угол 180°



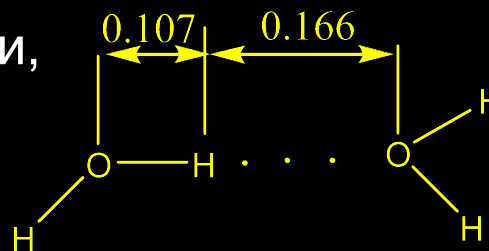
$E_{CB}(sp) = 839$ кДж/моль

Природа и типы химических связей

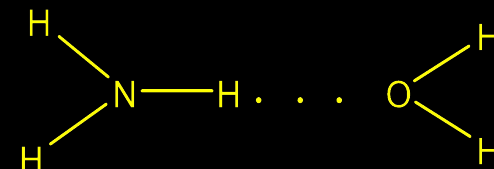
- б) **длина** – расстояние между центрами ядер взаимодействующих атомов $\text{нм} = 10^{-9}\text{м}$, $\text{А}^\circ = 10^{-10}\text{м}$;



Длина связи,
нм:

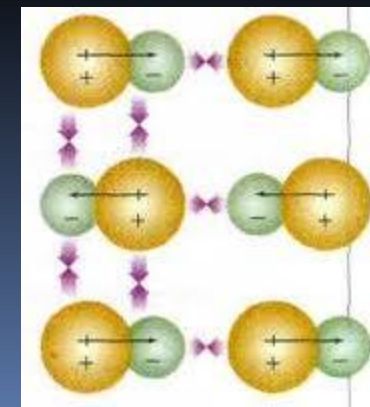
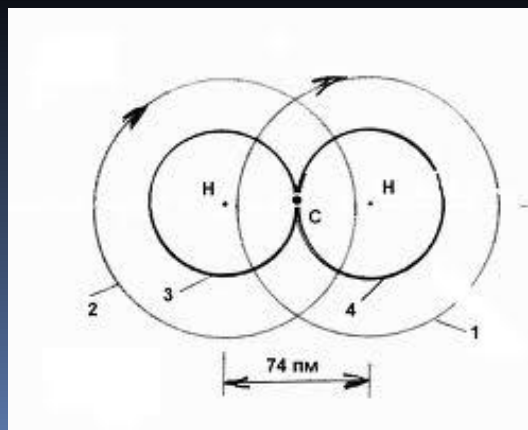
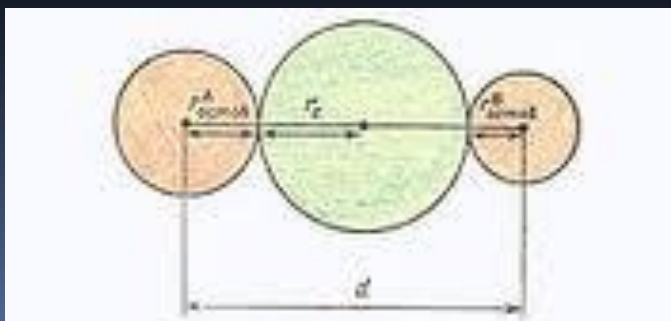


25 кДж/моль



10 кДж/моль

Энергия
связи:



Природа и типы химических связей

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

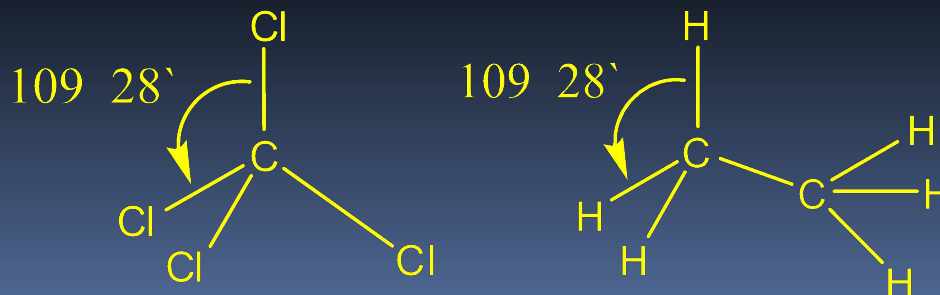
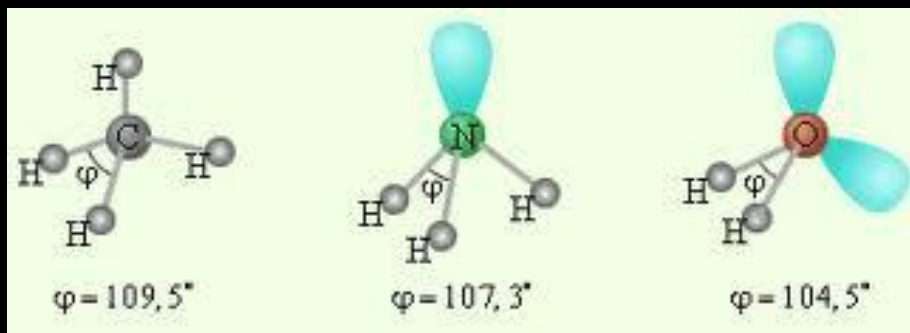
Соединения Валентный угол

NH_3 $106^\circ 47'$

PH_3 $93^\circ 30'$

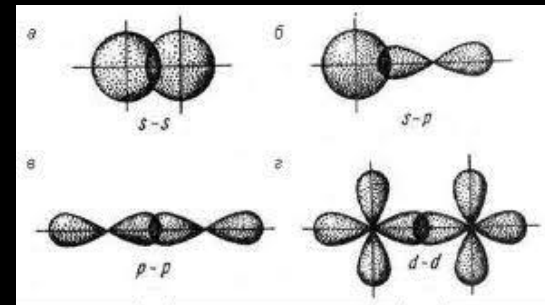
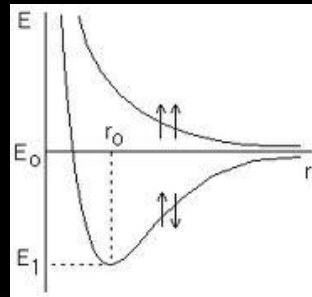
AsH_3 $92^\circ 0'$

SbH_3 $91^\circ 30'$



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)



КС = 2



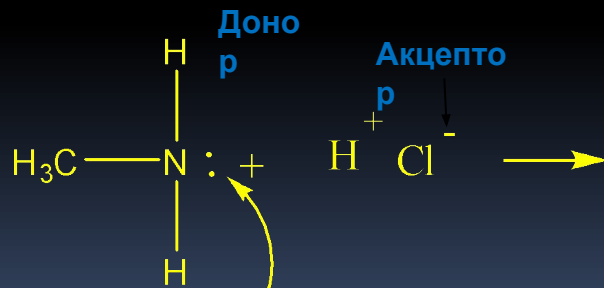
Природа и типы химических связей

- 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



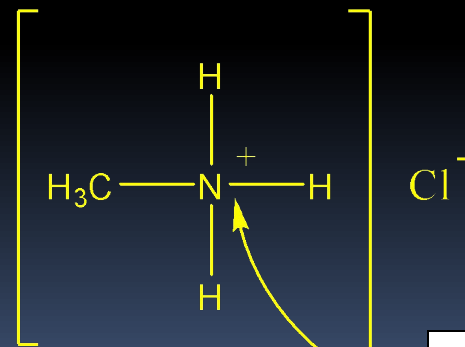
гидрид-ион донор

протон акцептор



Неподеленная пара электронов

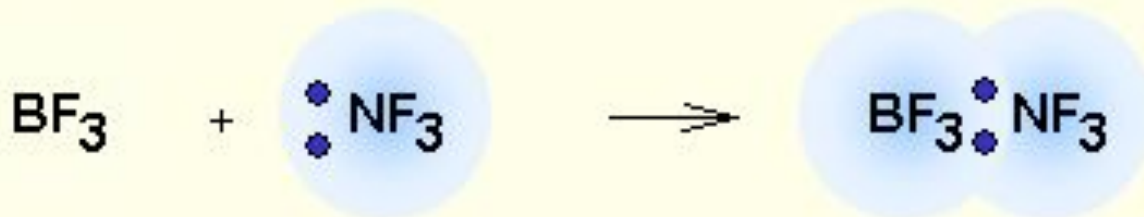
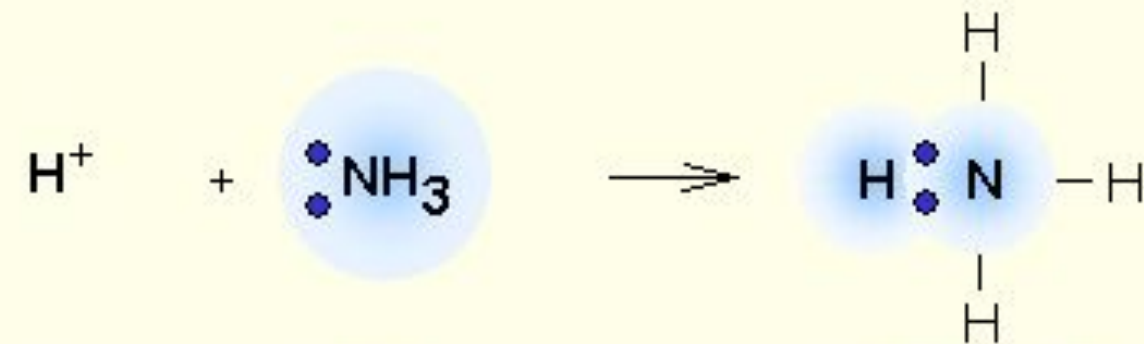
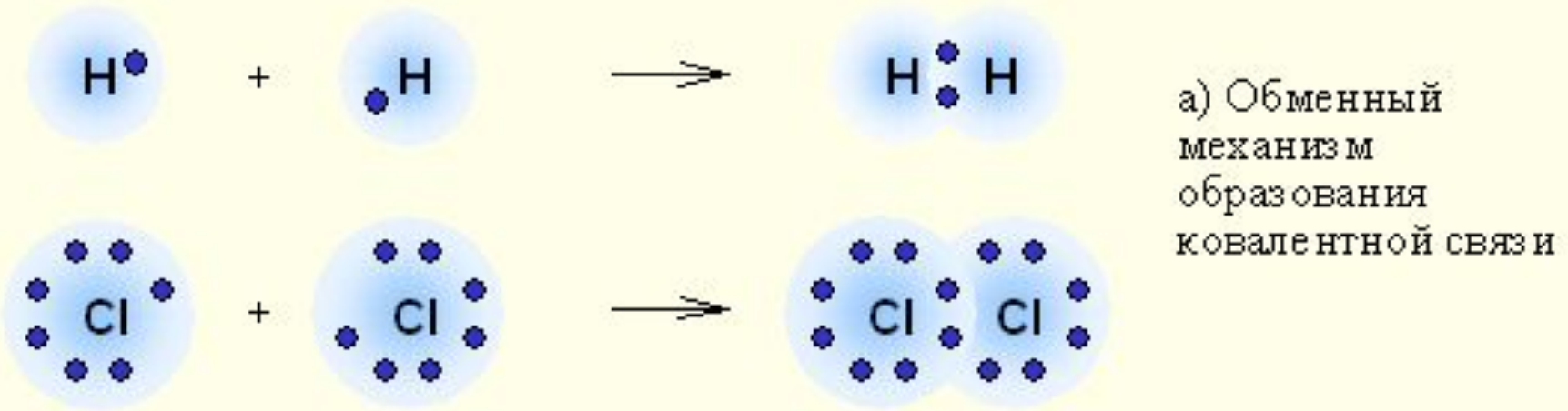
Метиламин



Хлорид метиламмония

Донорно-акцепторная связь

Природа и типы химических связей



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) неспаренных валентных электронов (нормальное или возбужденное состояние) С (карбон)
 - б) валентных орбиталей В (бор)
 - в) свободных электронных пар N (нитроген)

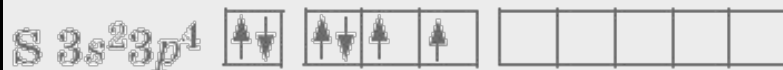
Насыщаемость ковалентной связи:
атомы образуют ограниченное число
связей, равное их валентности.



вал. = II CO



вал. = IV CO₂



вал. = II H₂S



вал. = IV SO₂



вал. = VI SO₃

вал. = VI SO₃

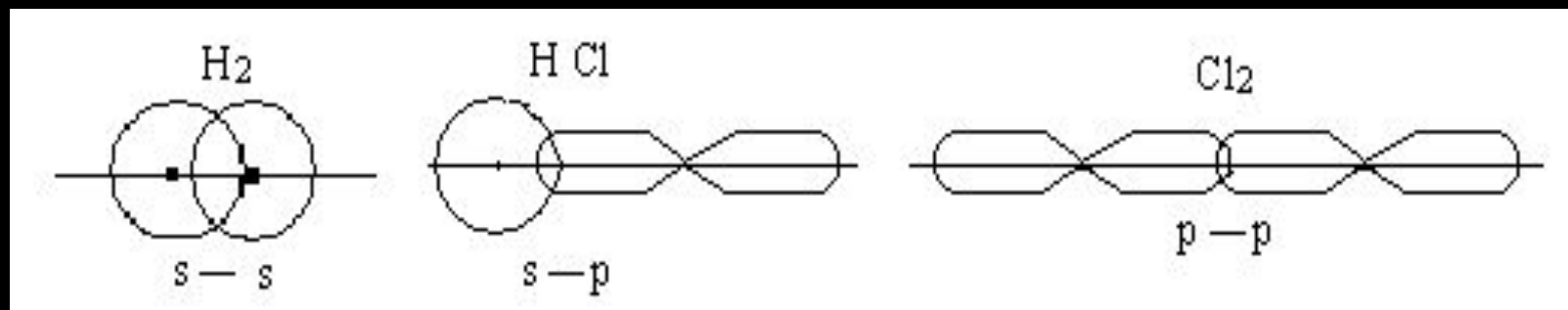
Природа и типы химических связей

- 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



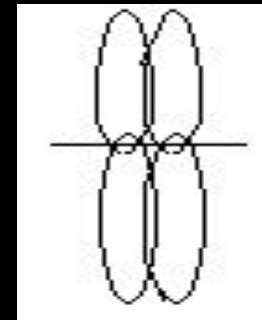
б) возможна гибридизация

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

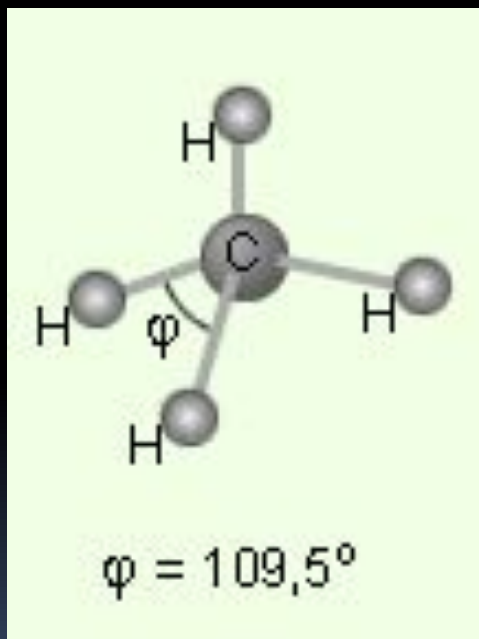
Природа и типы химических связей

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

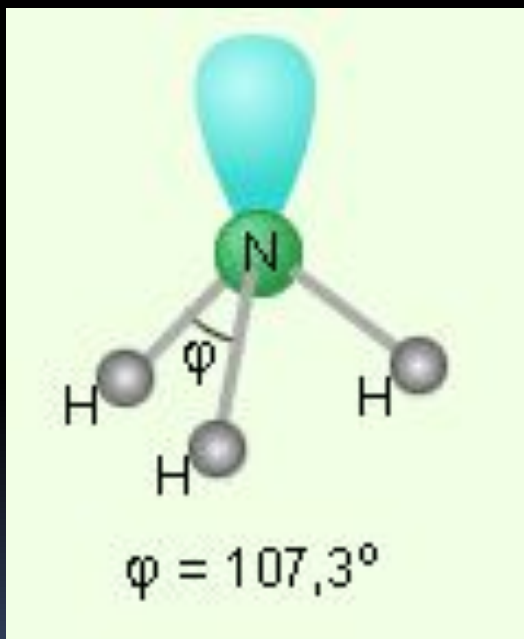


Направленность ковалентной связи-...

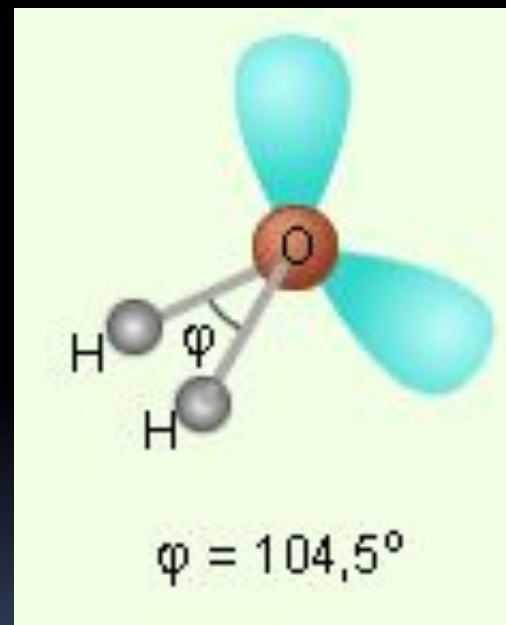
тетраэдрическая



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°	BeCl_2
sp^2	треугольная	120°	BCl_3
sp^3	тетраэдрическая	$109,5^\circ$	CH_4
$sp^3 d$	тригонально-бипирамидальная	$90^\circ ; 120^\circ$	PCl_5
$sp^3 d^2$	октаэдрическая	90°	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

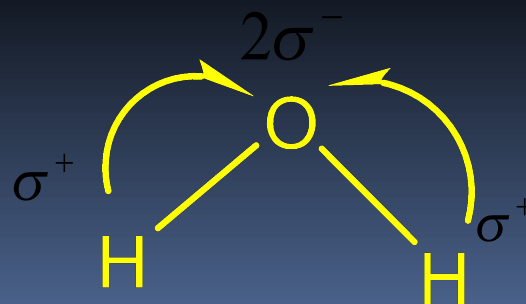
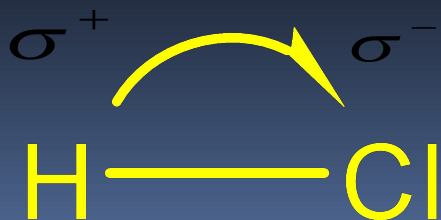
При этом если

$\Delta\text{ЭО}=0$ – связь неполярная

$1,9 > \Delta\text{ЭО} > 0$ – ковалентная полярная

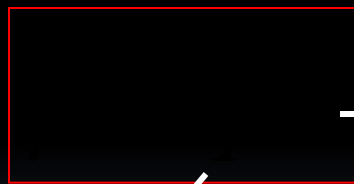
$\Delta\text{ЭО} > 1,9$ – ионная связь

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

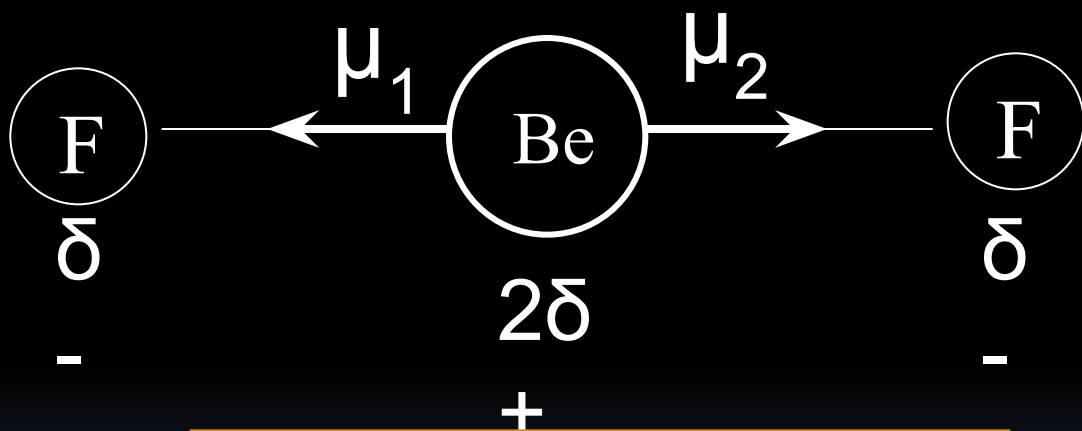
↙ Эффективный заряд

μ [Д] (Дебай) или [Кл·м]

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

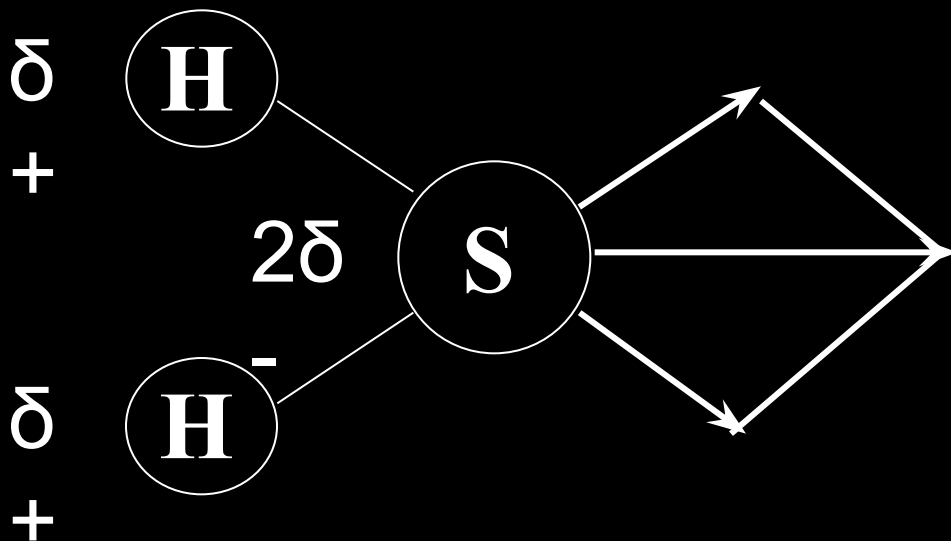
Неполярные молекулы

Молекула неполярна, если суммарный μ всех связей $= 0$.



$$\mu = \mu_1 + \mu_2 = 0$$

Полярные молекулы



$$\rightarrow \quad \rightarrow \quad \rightarrow$$
$$\mu_1 + \mu_2 = \mu \neq 0$$

Дипольный момент молекулы зависит:

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

Поляризуемость

Поляризуемость ковалентной связи – это ...

Полярностью и поляризуемостью обусловлено межмолекулярное взаимодействие, например,



Схема индукционного взаимодействия

Природа и типы химических связей

HCl

HBr

HI

$\Delta\epsilon_0$:

0,9

0,7

0,5



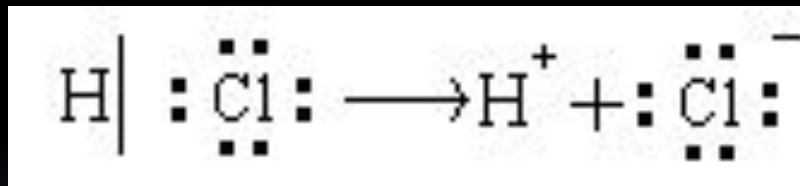
Полярность связи уменьшается

Поляризуемость увеличивается

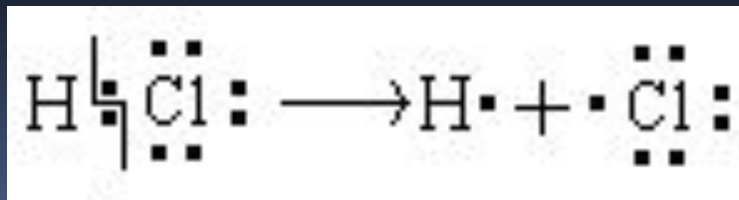
Природа и типы химических связей

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)



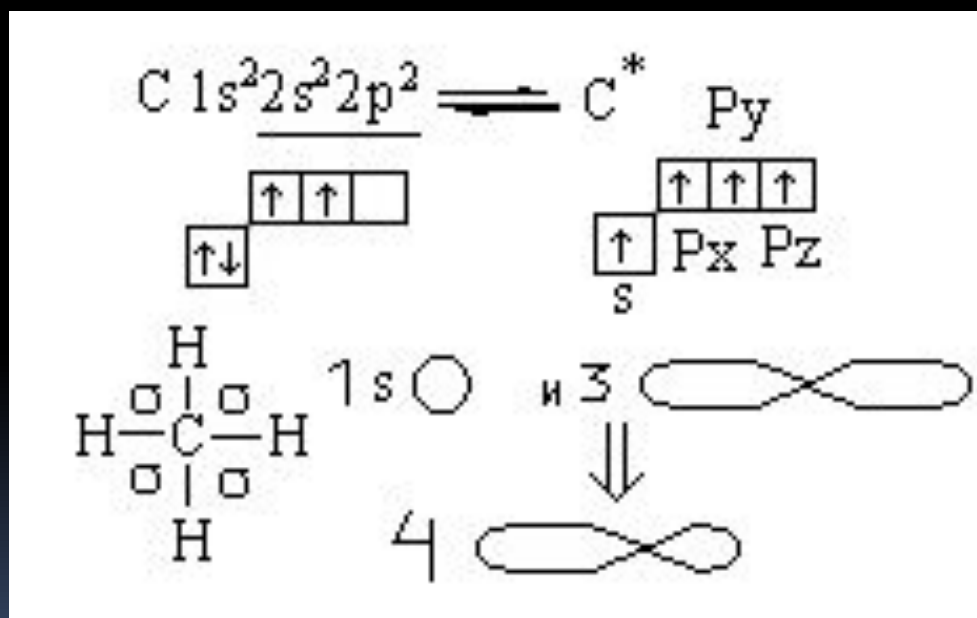
Природа и типы химических связей

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

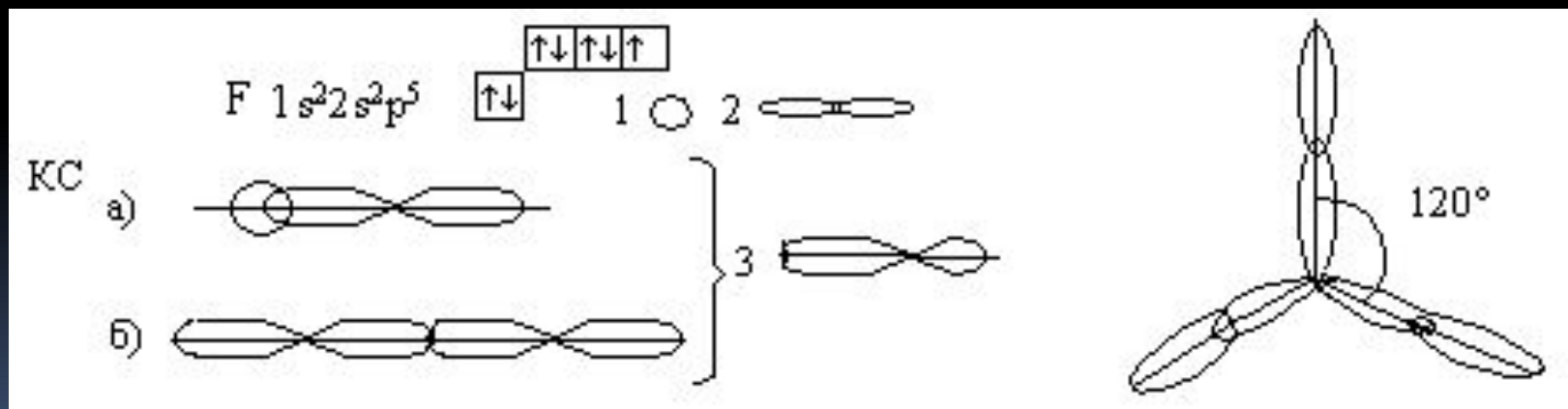
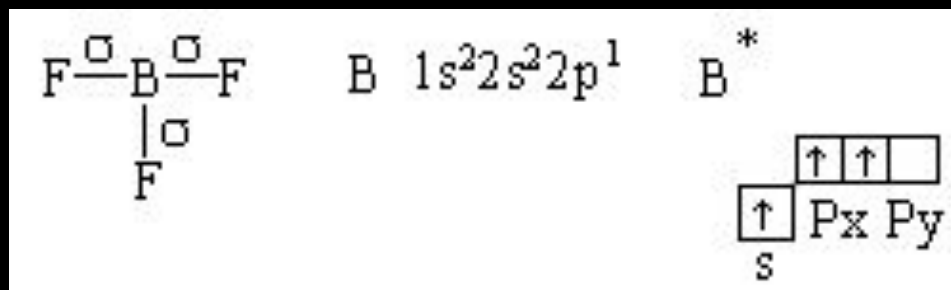
Природа и типы химических связей

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



Природа и типы химических связей

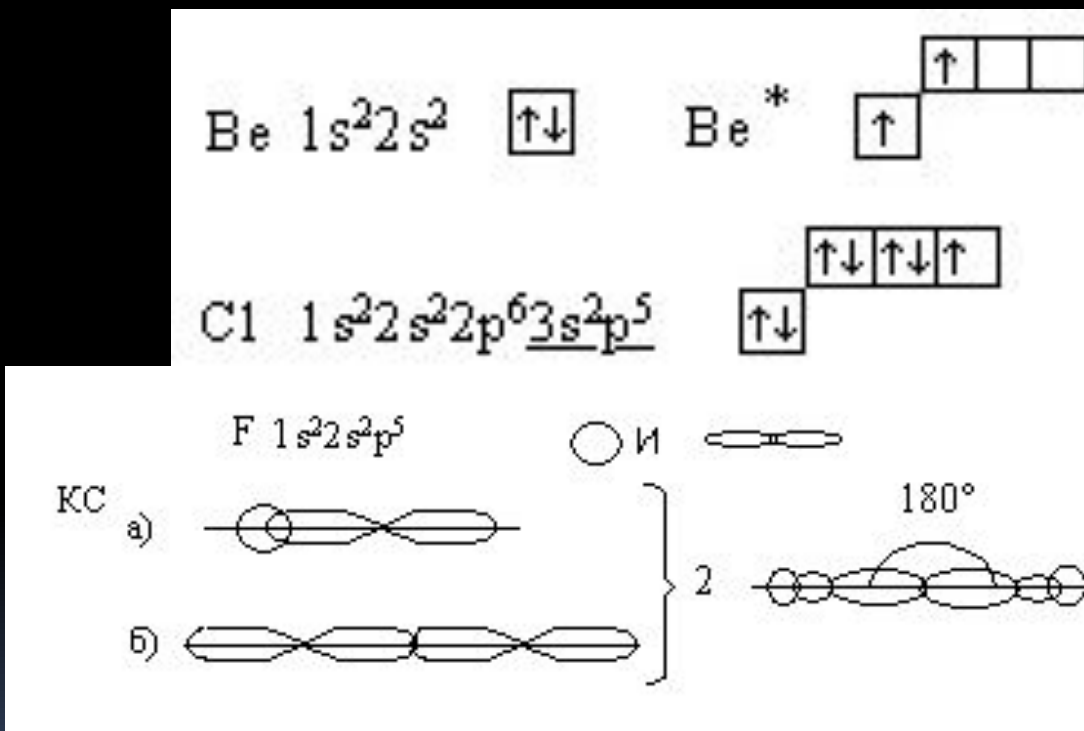
sp^2 гибридизацию можно рассмотреть на примере соединения трехвалентного В, BF_3



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

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

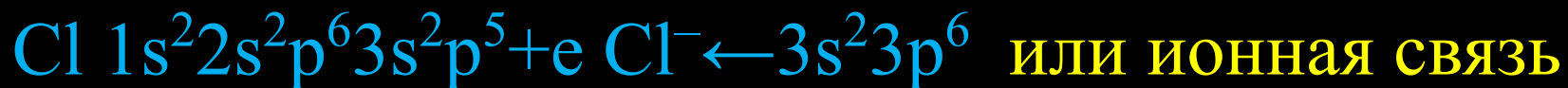
Способность элементов образовывать простые ионы обусловлена электронной структурой их атомов и может быть оценена величиной энергии ионизации и сродства к электрону.

Природа и типы химических связей

- Механизм образования



электростатические силы взаимодействия



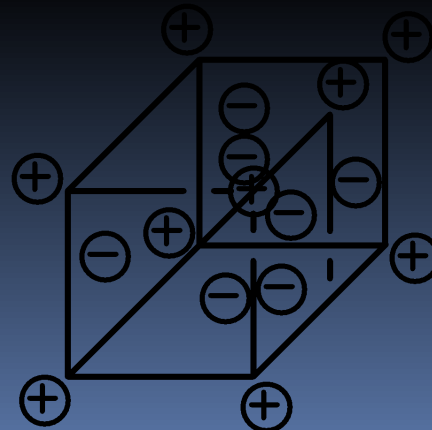
Природа и типы химических связей

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

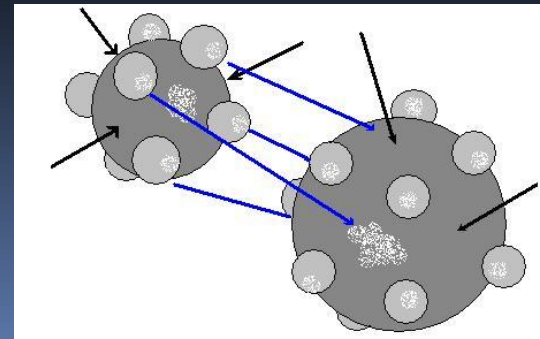
- Все металлы (за исключением Hg) являются кристаллическими веществами. **Металлическая связь** обусловлена образованием всех атомов вещества единого подвижного электронного облака. Металлическая связь характерна только для атомов Me и обусловлена образованием валентными электронами всех атомов вещества 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 $E_{\text{ион}}$);



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 взаимодействиям.



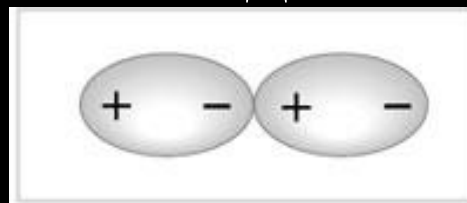
Взаимодействие между молекулами НХ:



сильно ЭО элемент: F, O, N, (Cl, S)

Механизм образования Н-связи:

- Электростатическое взаимодействие
(диполь-дипольное)



- Донорно-акцепторное взаимодействие:



-направленность

-насыщаемость

Энергия H-связи

межмолекулярная

0,1 -5

водородная

4-50

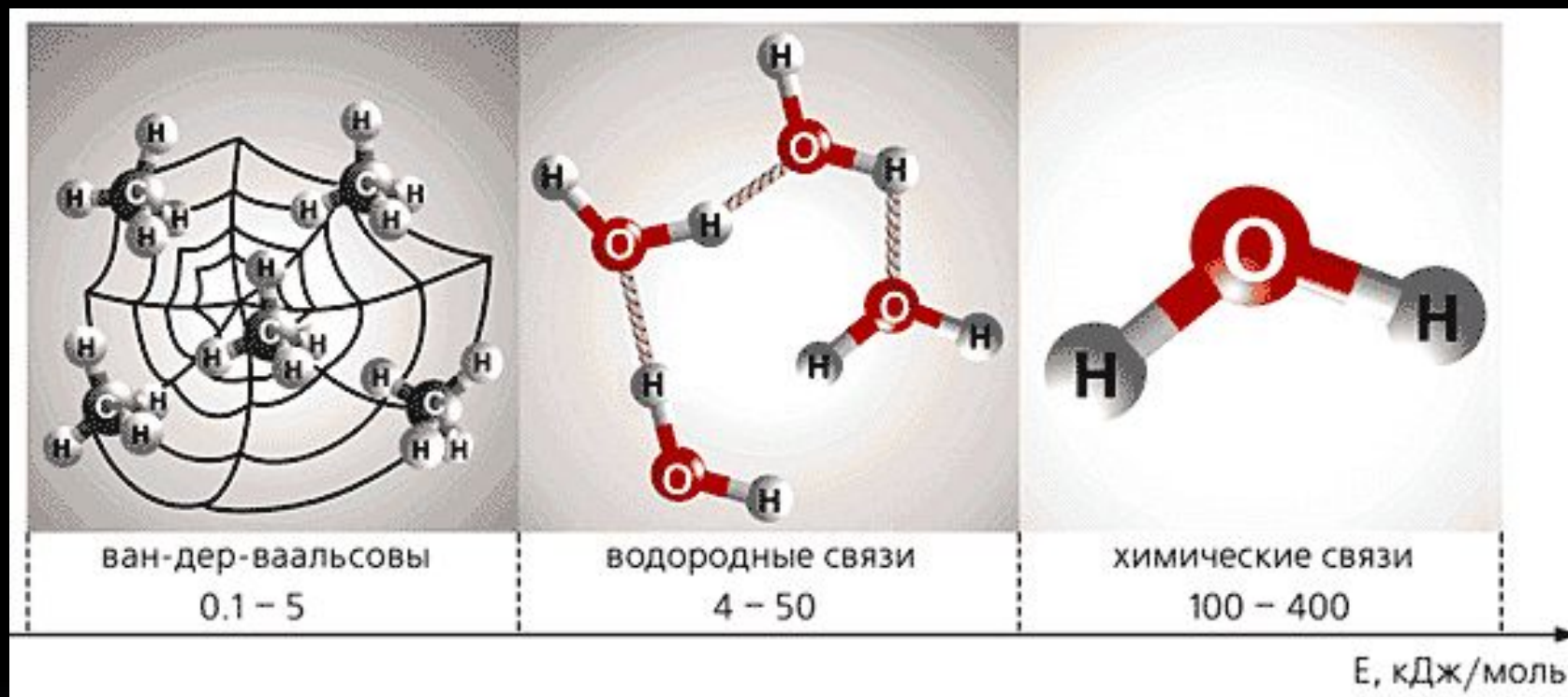
ковалентная

100-400



$E_{\text{связи}}$, кДж/моль

Природа и типы химических связей



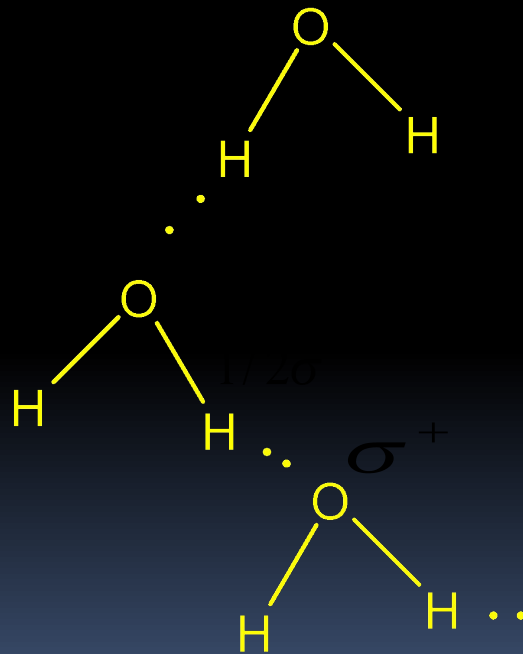
Энергия трех типов связи.

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

Природа и типы химических связей

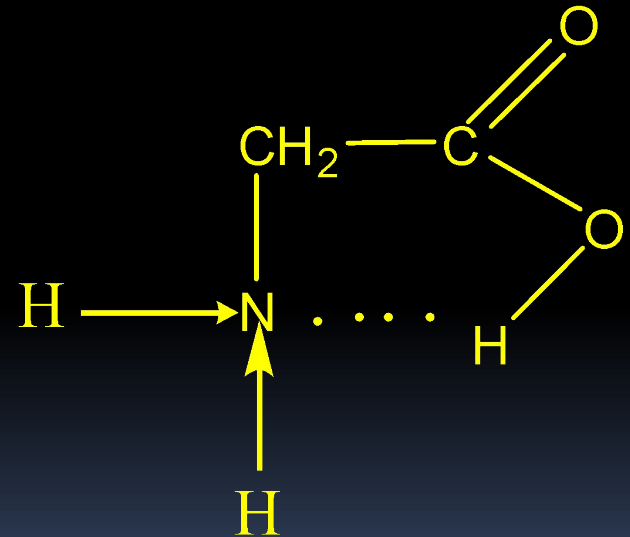
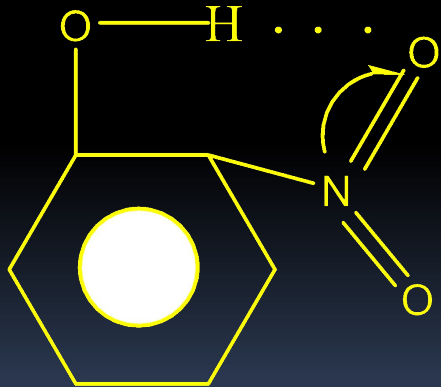
Водородная связь может быть 2 типов:

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



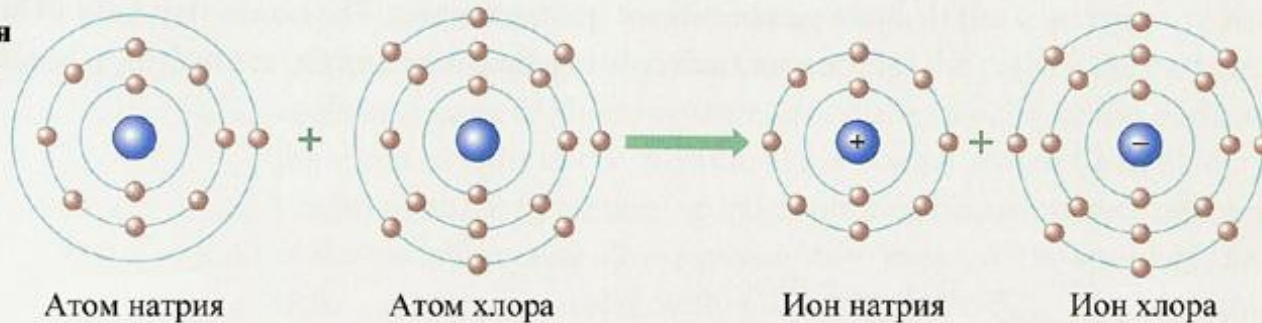
Природа и типы химических связей

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



Природа и типы химических связей

**Ионная
связь**



**Ковалентная
связь**



**Металлическая
связь**



**Водородная
связь**

