



Запорожский государственный медицинский университет

# ПРИРОДА И ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ



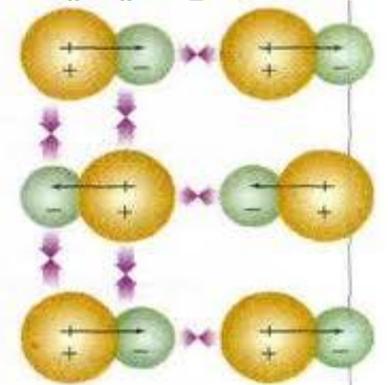
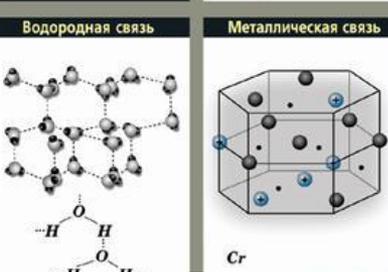
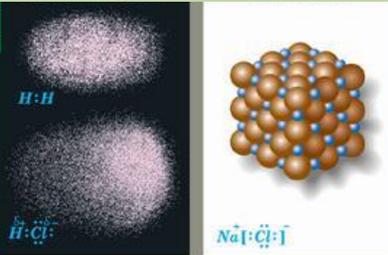
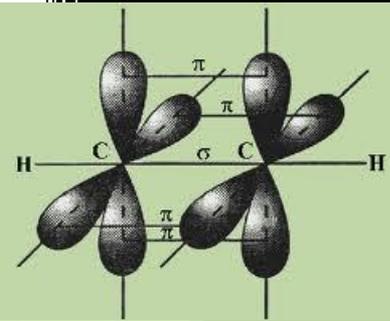
# Природа и типы химических связей

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.

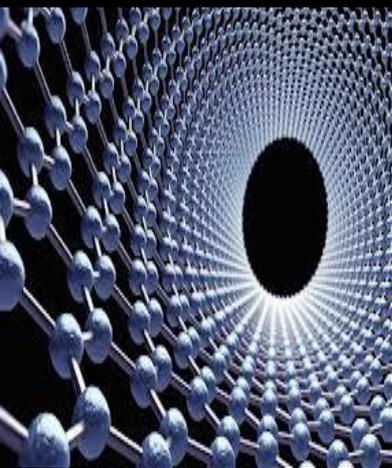
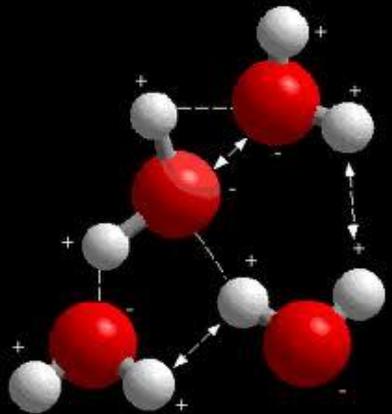


# Природа и типы химических связей

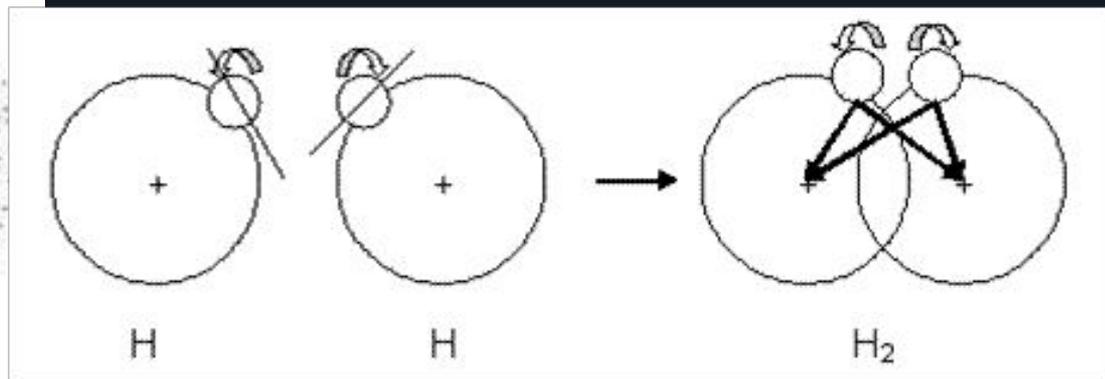
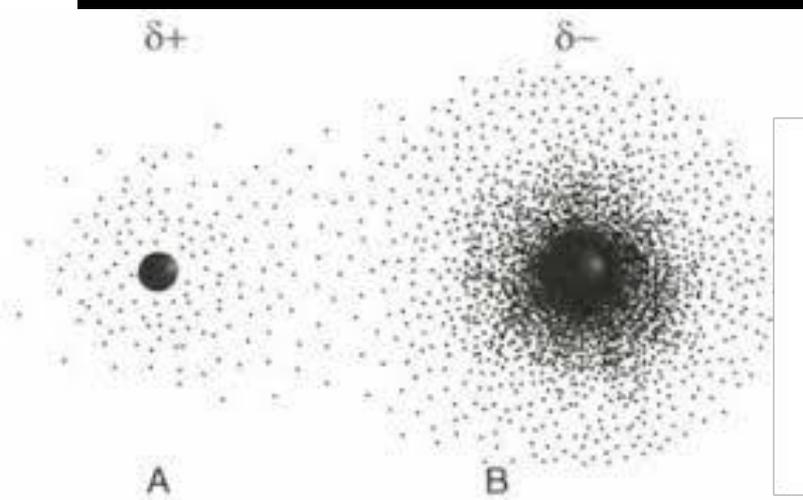
- **Химическая связь** – это сложное электростатическое взаимодействие двух или нескольких атомов, приводящее к образованию устойчивой многоатомной системы (молекулы, радикала, иона, комплекса, кристалла и т.д.).



# ода и типы химических связей

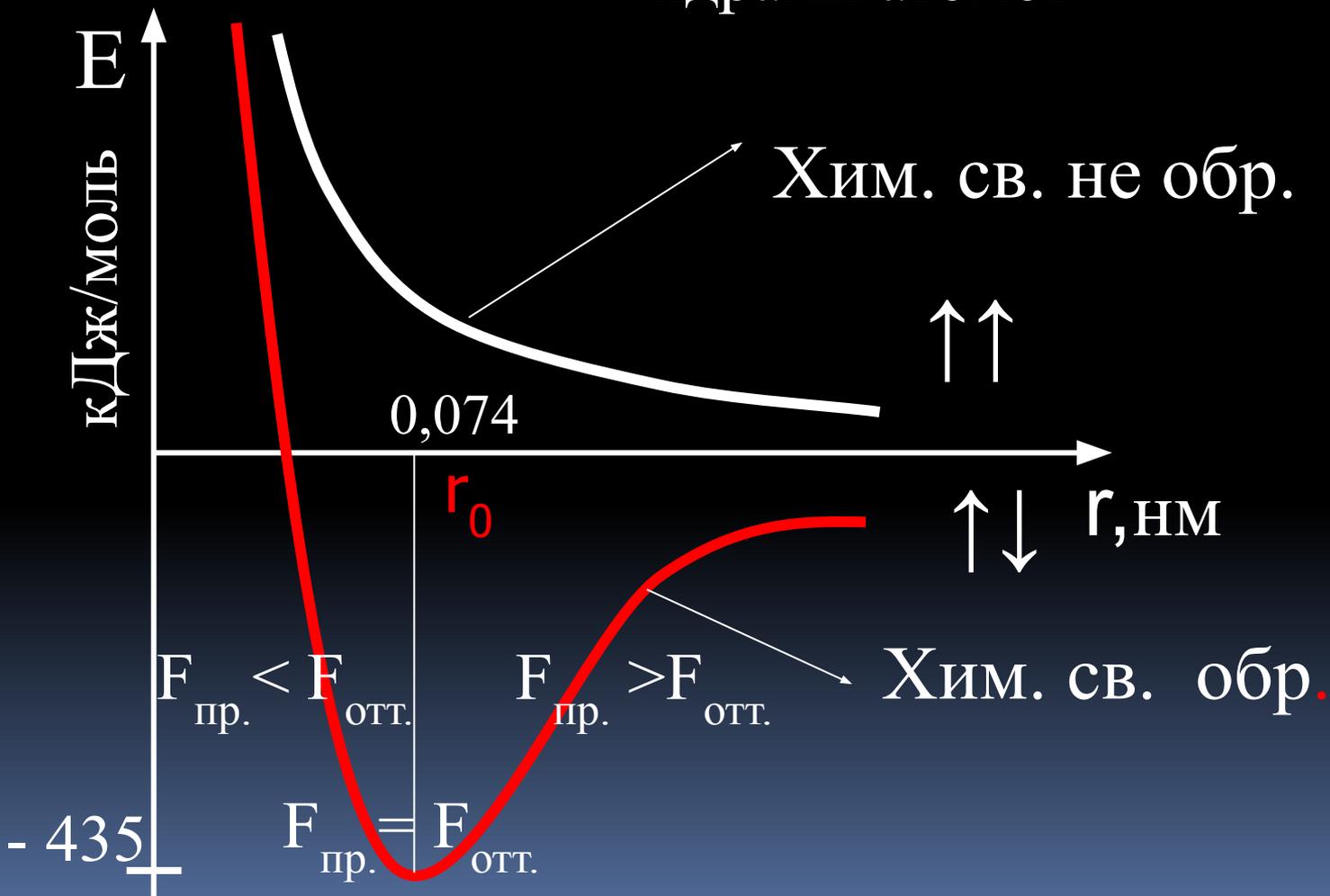


**Химическая связь** образуется в том случае когда один или несколько электронов попадают в поля притяжения двух или большего числа ядер, что сопровождается понижением **потенциальной энергии** системы.



# Природа и типы химических связей

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

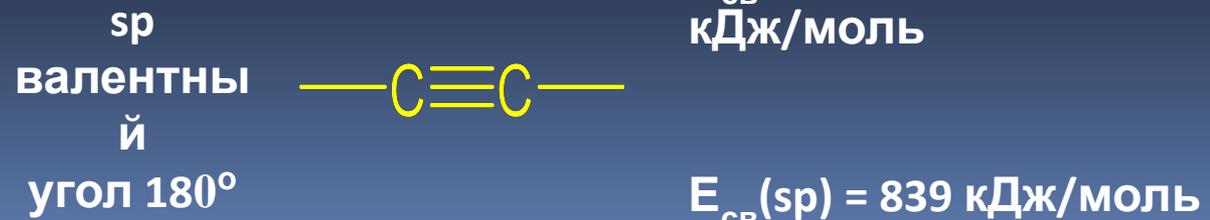
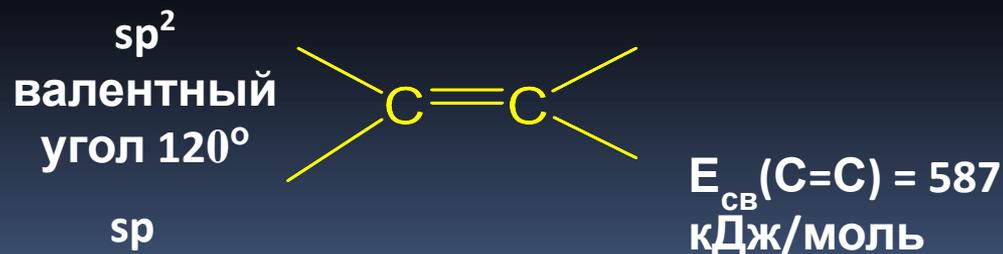
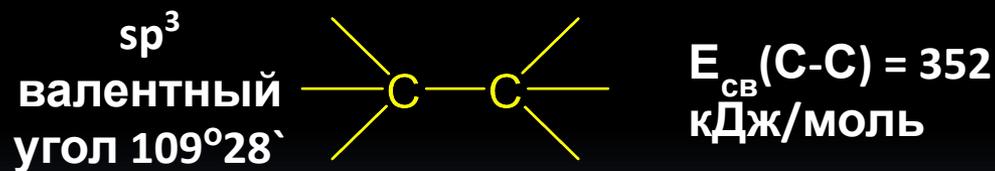
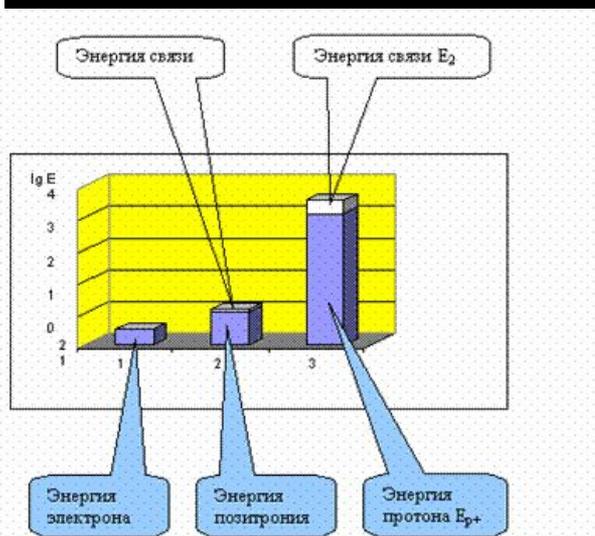


# Природа и типы химических связей

- 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).*

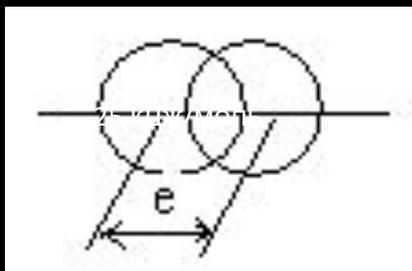
# Природа и типы химических связей

- 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;

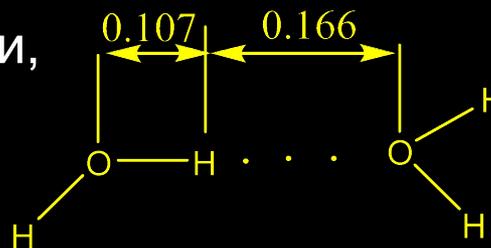


# Природа и типы химических связей

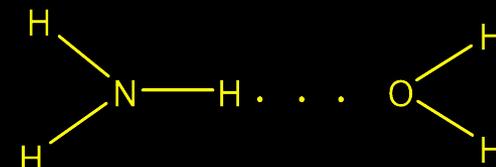
- б) **длина** – расстояние между центрами ядер взаимодействующих атомов  $\text{нм} = 10^{-9}\text{м}$ ,  $\text{А}^\circ = 10^{-10}\text{м}$ ;



Длина связи,  
нм:

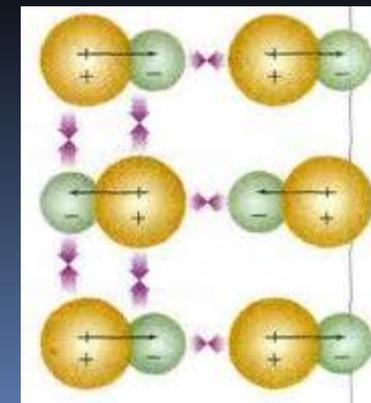
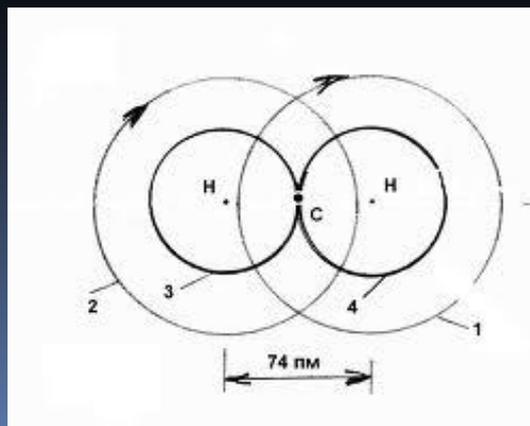
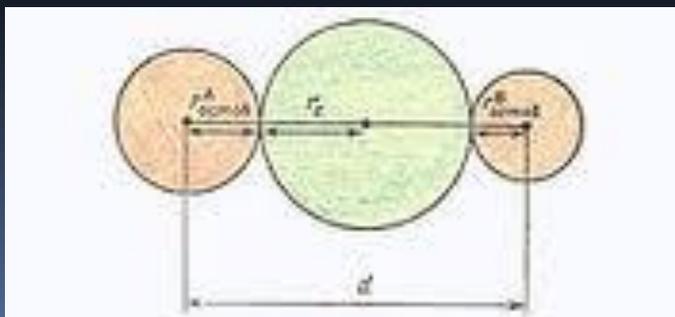


25 кДж/моль



10 кДж/моль

Энергия  
связи:



# Природа и типы химических связей

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

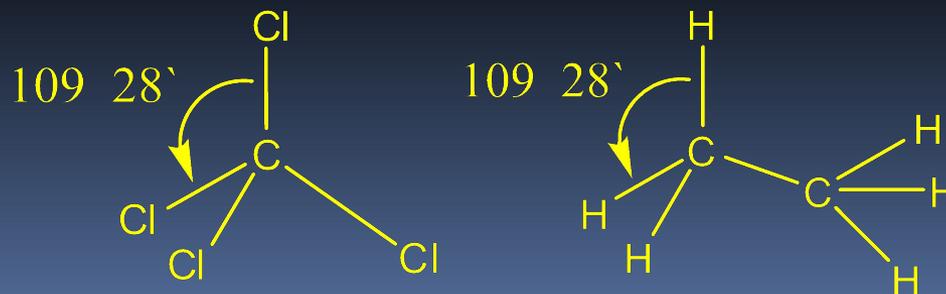
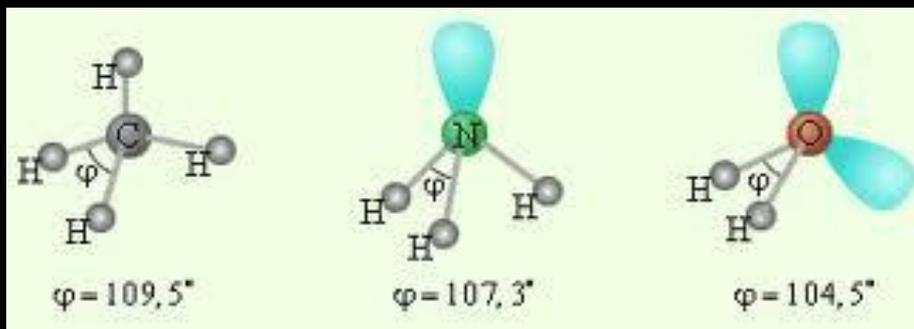
Соединения Валентный угол

$\text{NH}_3$   $106^\circ 47'$

$\text{PH}_3$   $93^\circ 30'$

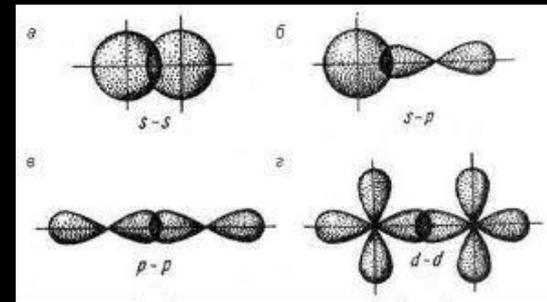
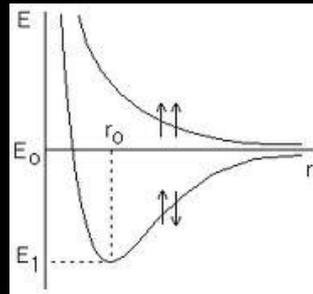
$\text{AsH}_3$   $92^\circ 0'$

$\text{SbH}_3$   $91^\circ 30'$



# Природа и типы химических связей

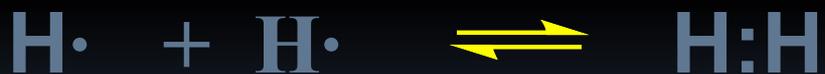
- Химическая связь между атомами, возникающая за счет образования общей (общих) электронной пары (электронных пар) называется **ковалентной**.
- 1. В образовании общей электронной пары могут участвовать только электроны с антипараллельными спинами (подтверждается кривой Гейтлера-Лондона).



- 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



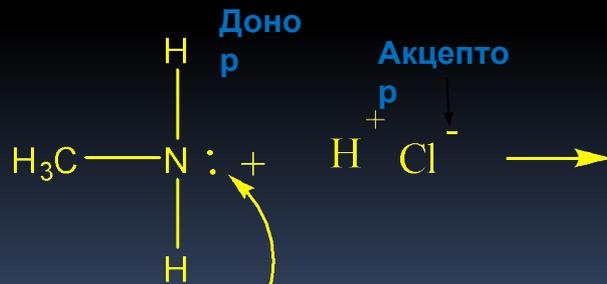
# Природа и типы химических связей

- 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



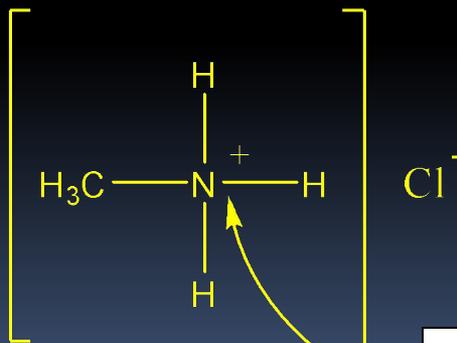
гидрид-ион донор

протон акцептор



Неподеленная пара электронов

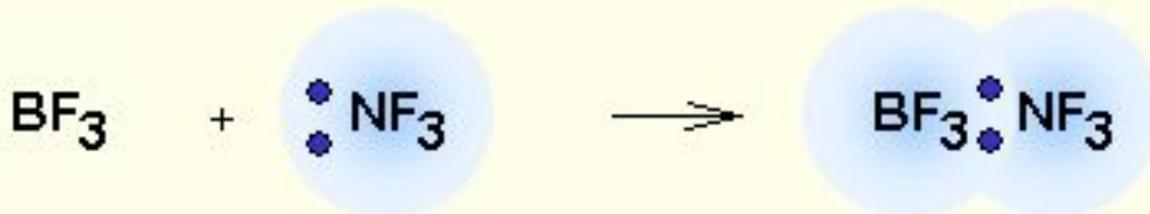
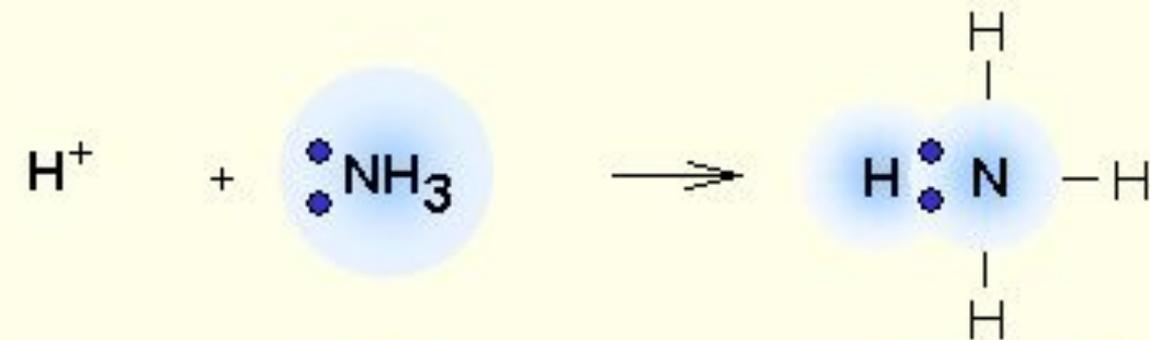
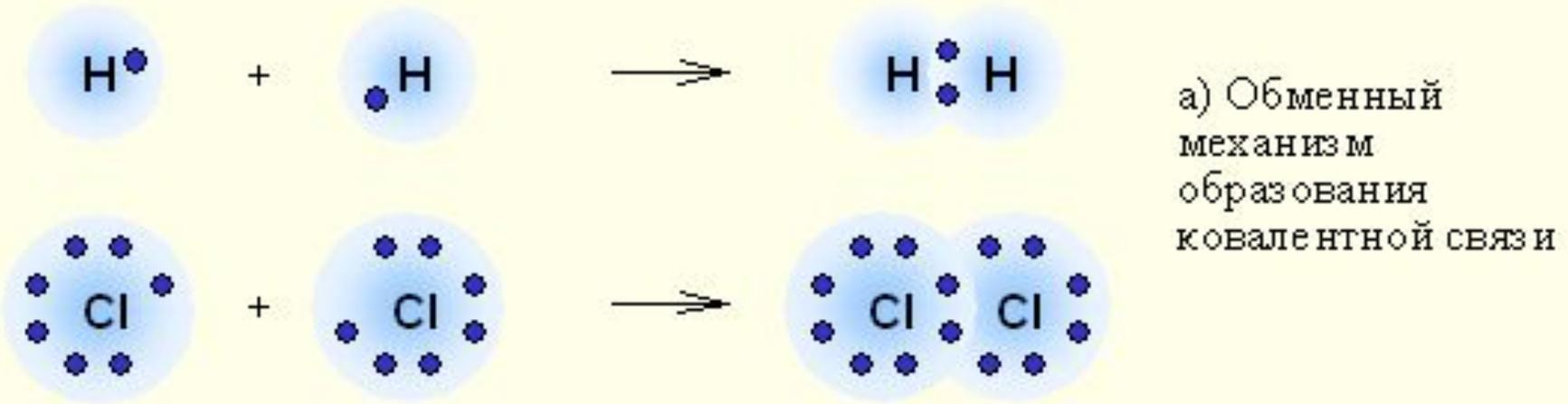
Метиламин



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 CO<sub>2</sub>



вал. = II H<sub>2</sub>S



вал. = IV SO<sub>2</sub>



вал. = VI SO<sub>3</sub>

вал. = VI SO<sub>3</sub>

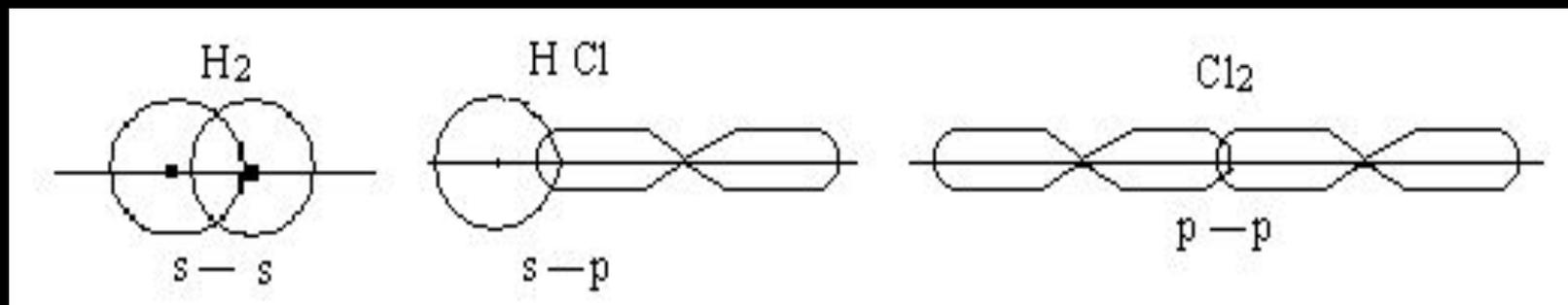
# Природа и типы химических связей

- 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 ( $\sigma$  - СВЯЗЬ)
  - б) по обе стороны от линии, связывающей ядра атомов ( $\pi$  - СВЯЗЬ)

# Природа и типы химических связей

## $\sigma$ -СВЯЗЬ

а) образуется при перекрывании  $s$  и  $p$  электронных облаков



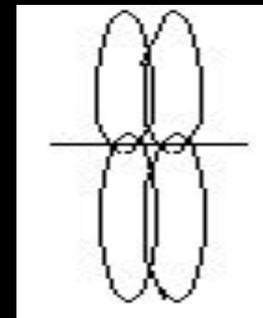
б) возможна гибридизация

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

# Природа и типы химических связей

## $\pi$ - СВЯЗЬ:

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



- б) гибридизация невозможна
- в) образуется после  $\sigma$ -связи в плоскости (-ях) перпендикулярной оси

# Природа и типы химических связей

- г)  $\pi$  - связь менее прочная чем  $\sigma$ , но усиливает ее

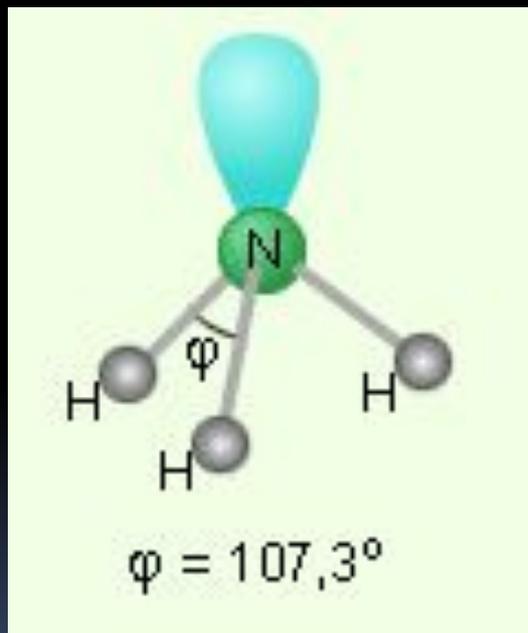


## Направленность ковалентной связи-...

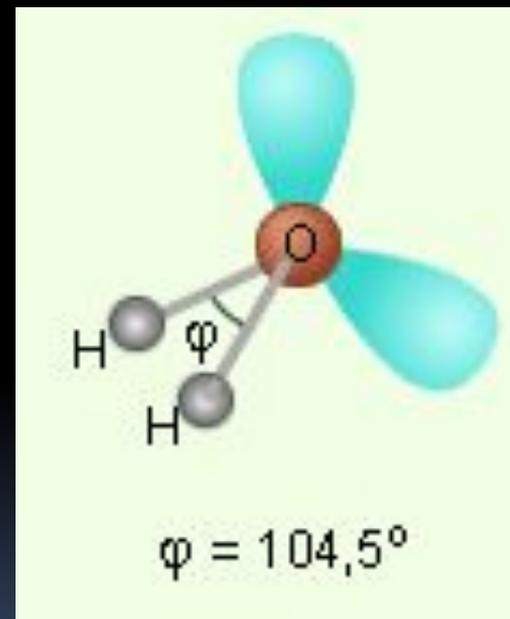
тетраэдрическая



пирамидальная



угловая



↓ $\varphi$  связано с ↑ числа несвязывающих гибр. орбиталей

# Природа и типы химических связей

Тип гибридизации	Геометрическая форма	Угол между связями	Примеры
$sp$	линейная	$180^\circ$	$\text{BeCl}_2$
$sp^2$	треугольная	$120^\circ$	$\text{BCl}_3$
$sp^3$	тетраэдрическая	$109,5^\circ$	$\text{CH}_4$
$sp^3 d$	тригонально-бипирамидальная	$90^\circ; 120^\circ$	$\text{PCl}_5$
$sp^3 d^2$	октаэдрическая	$90^\circ$	$\text{SF}_6$

# Природа и типы химических связей

- КС может быть *неполярной и полярной*

**Неполярная КС** образуется между атомами одного и того же элемента ( $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ , 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

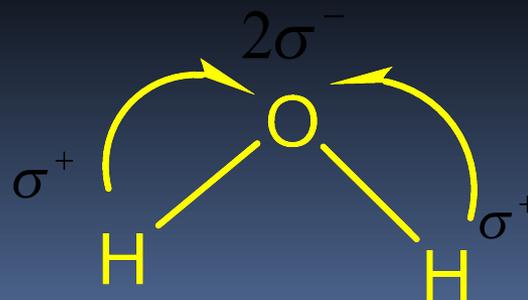
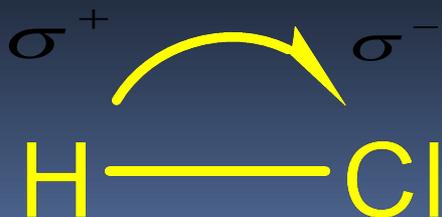
При этом если

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

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

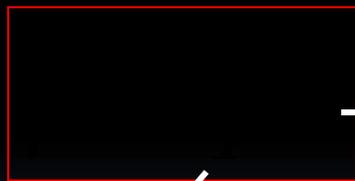
$\Delta\text{ЭО} > 1,9$  – ионная связь

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  $\mu$  – (дипольный момент связи или ЭМД – электрический момент диполя) представляющий



→ Длина связи

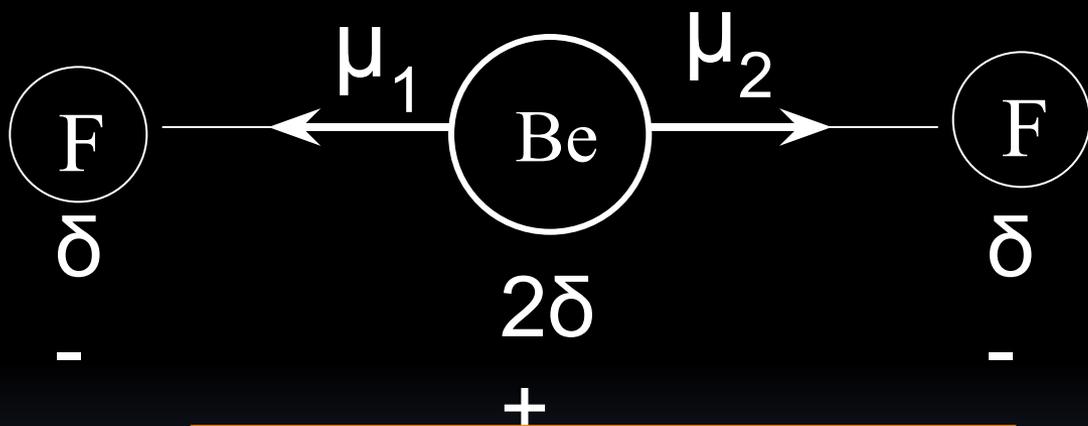
↙ Эффективный заряд

$\mu$  [Д] (Дебай) или [Кл·м]

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

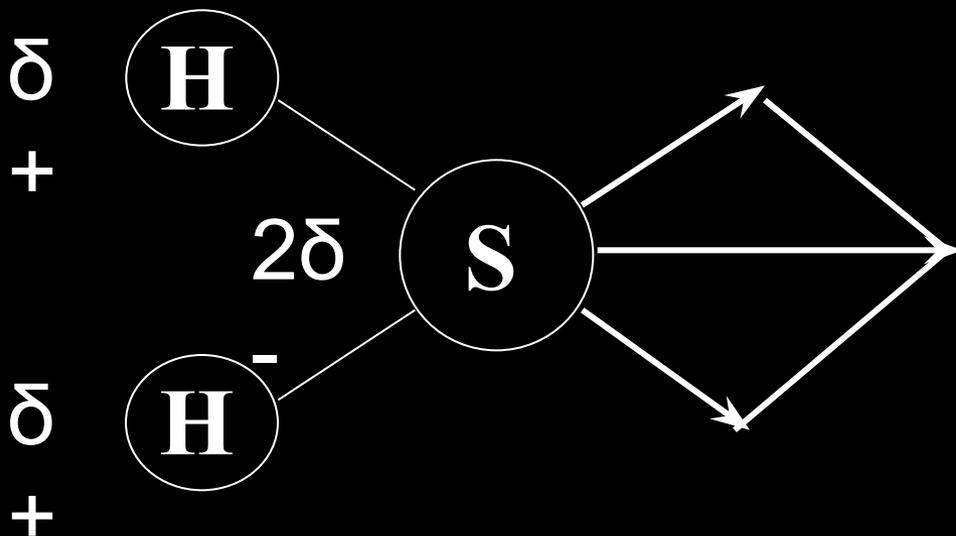
## Неполярные молекулы

Молекула неполярна, если суммарный  $\mu$  всех связей  $= 0$ .



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

# Полярные молекулы



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

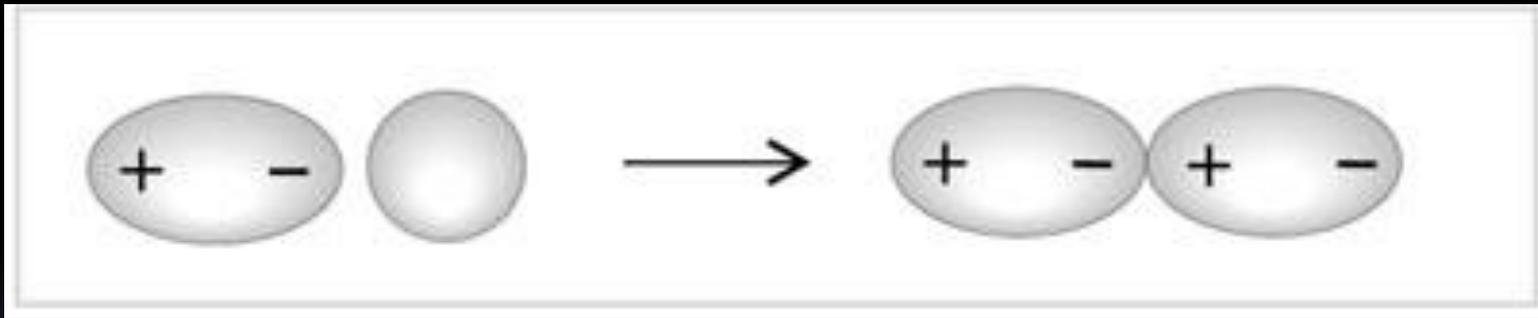
## Дипольный момент молекулы зависит:

- 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



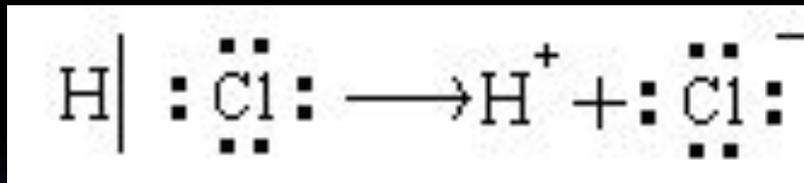
Полярность связи уменьшается

Поляризуемость увеличивается

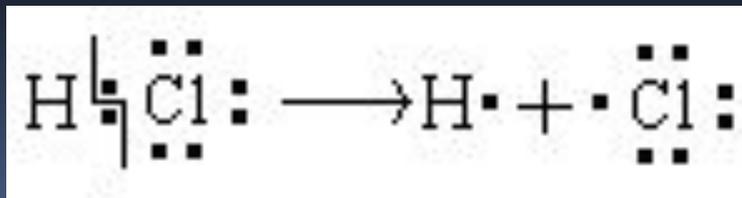
# Природа и типы химических связей

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)



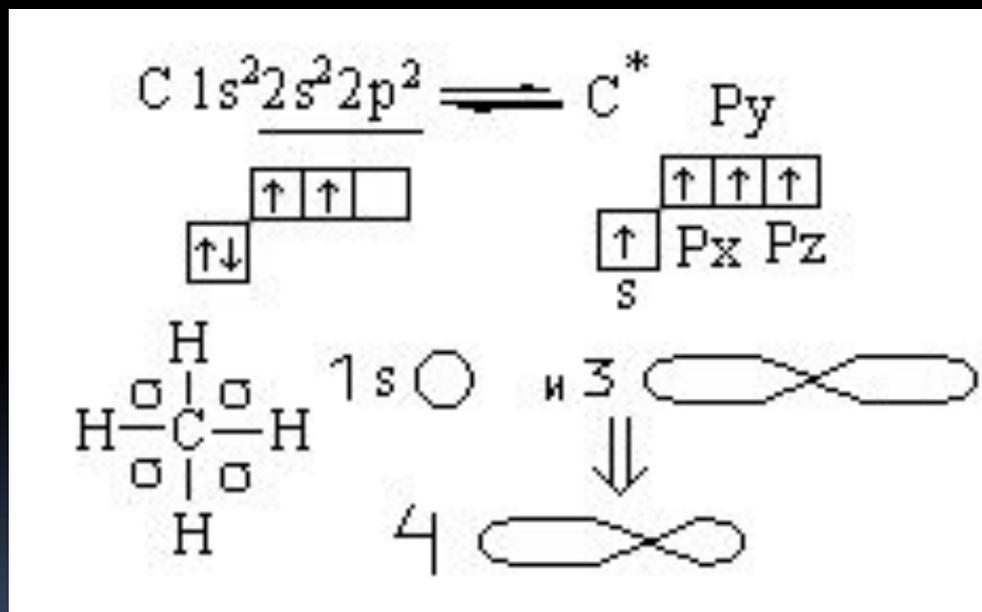
# Природа и типы химических связей

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*

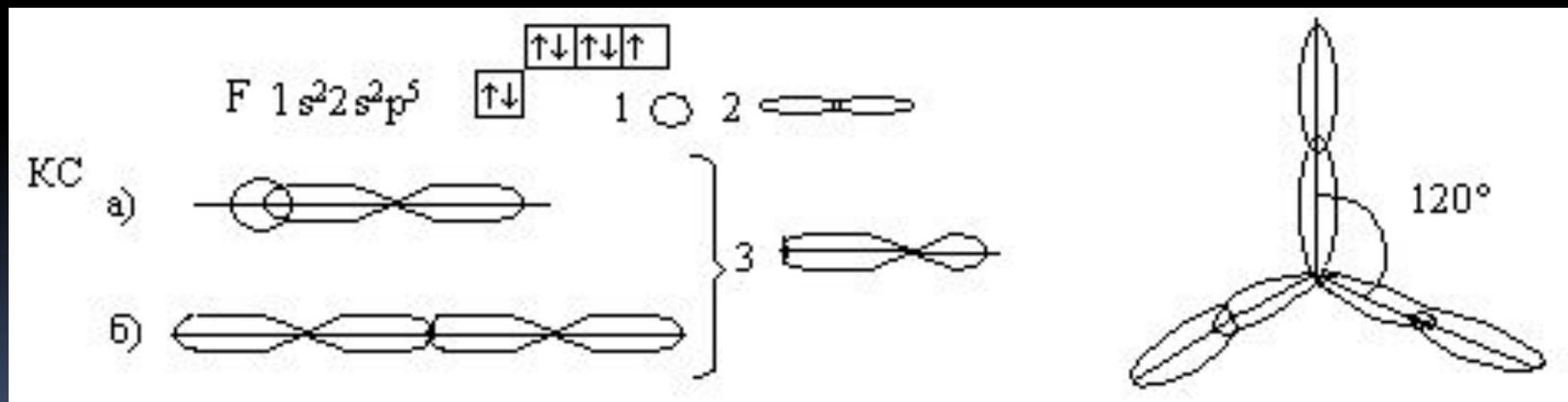
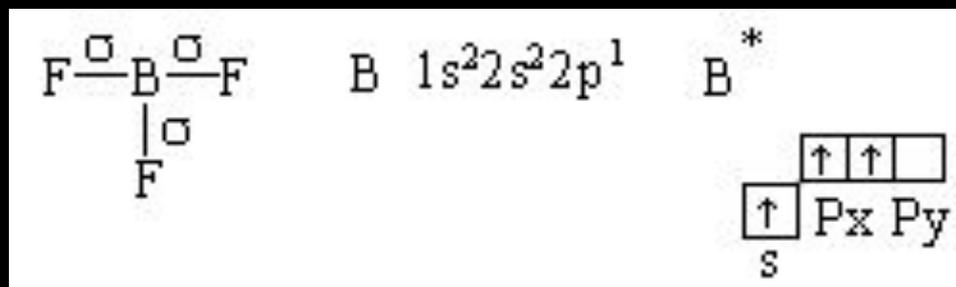
# Природа и типы химических связей

**$sp^3$ -гибридизация** на примере  $\text{CH}_4$  (именно рассмотрение строения молекулы  $\text{CH}_4$ ) привело Полинга к концепции гибридизации



# Природа и типы химических связей

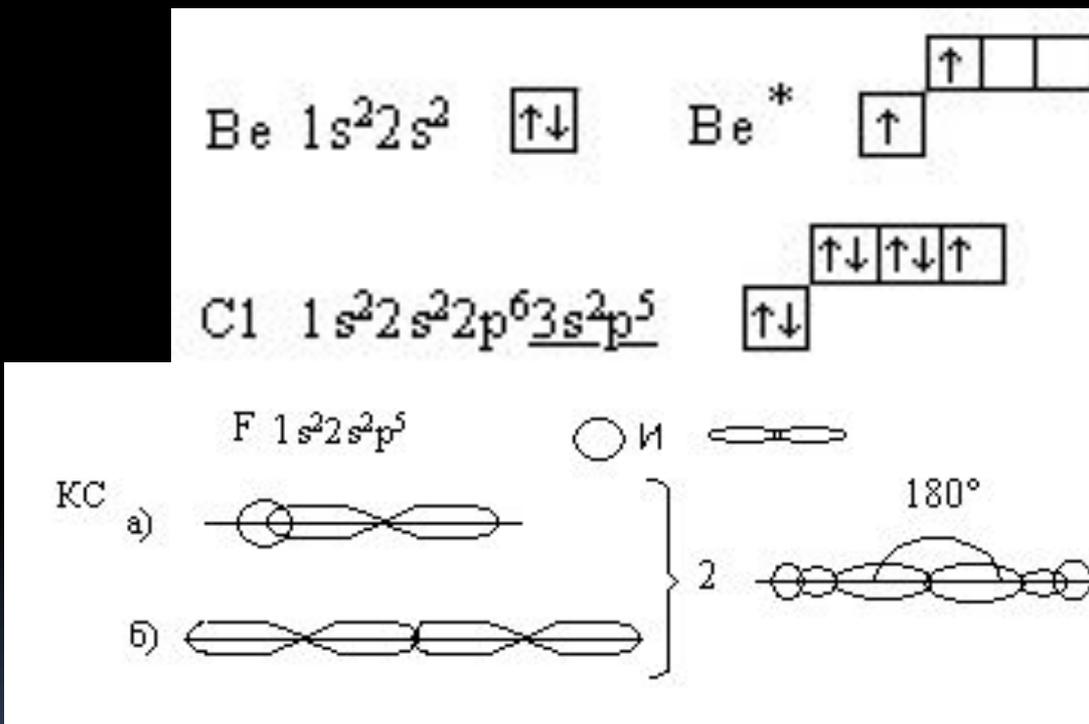
$sp^2$  гибридизацию можно рассмотреть на примере соединения трехвалентного В,  $BF_3$



$sp^2$  гибридизация характерна для алкенов

# Природа и типы химических связей

- **sp** гибридизацию можно рассмотреть на примере молекулы  $\text{BeCl}_2$



**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**



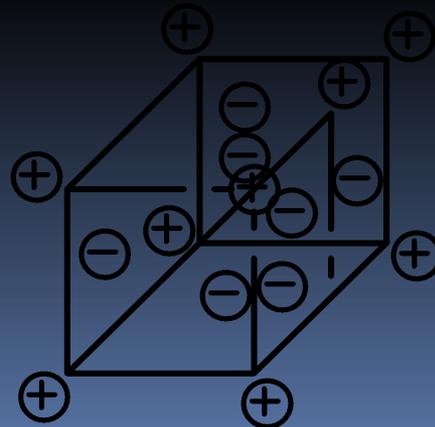
# Природа и типы химических связей

Ионные соединения в целом представляет собой гигантскую ассоциацию ионов противоположных знаков. Поэтому химические формулы ионных соединений типа  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KF}$  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

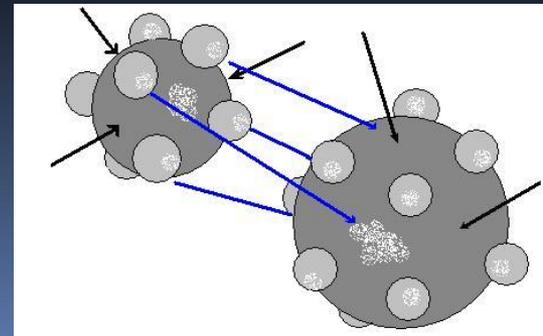
- Все металлы (за исключением Hg) являются кристаллическими веществами. **Металлическая связь** обусловлена образованием всех атомов вещества единого подвижного электронного облака. Металлическая связь характерна только для атомов Me и обусловлена образованием валентными электронами всех атомов вещества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



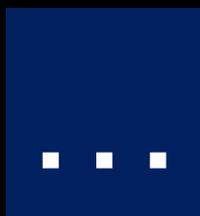
# Природа и типы химических связей

## ■ *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.



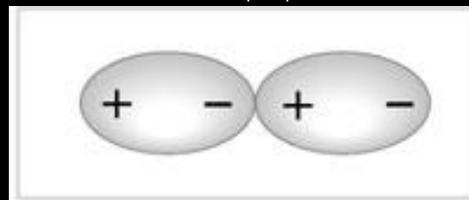
## Взаимодействие между молекулами НХ:



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

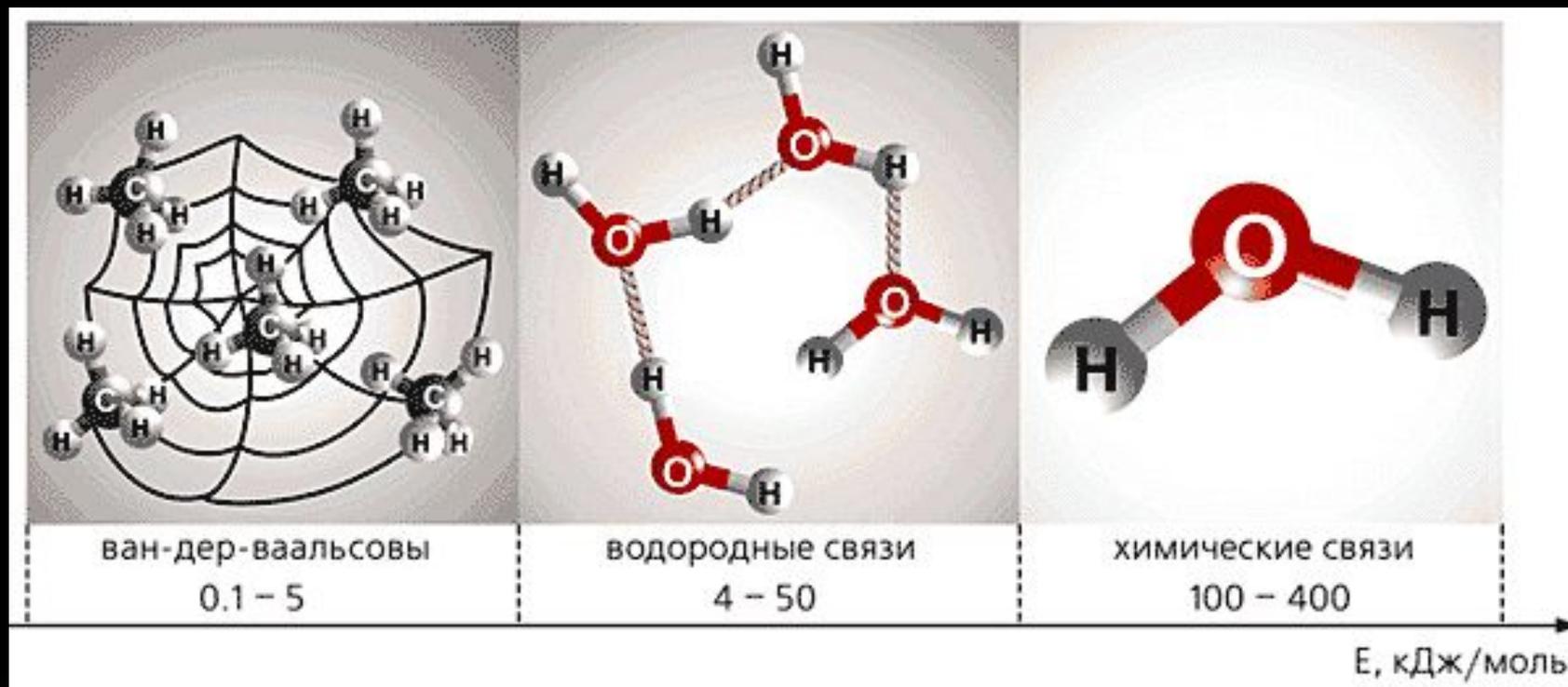
ковалентная

100-400



$E_{\text{связи}}$ , кДж/моль

# Природа и типы химических связей



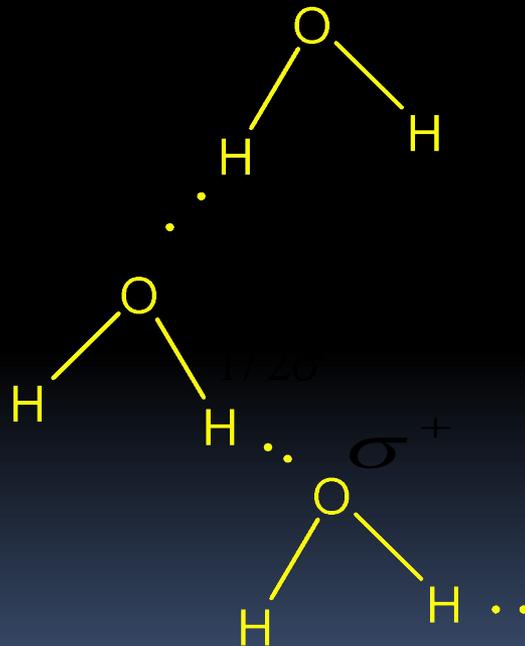
Энергия трех типов связи.

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

# Природа и типы химических связей

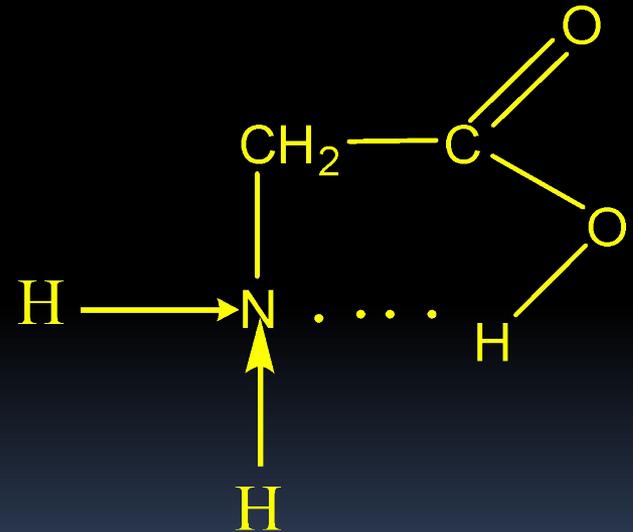
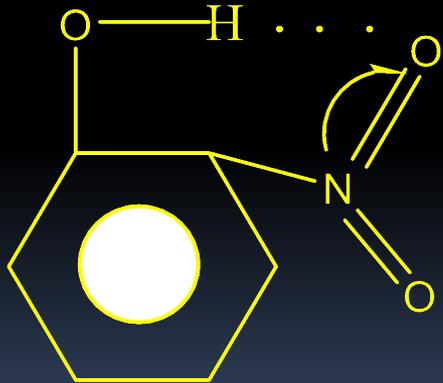
Водородная связь может быть 2 типов:

- межмолекулярная.  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{NH}_3$  спирты, карбоновые кислоты и т. д.



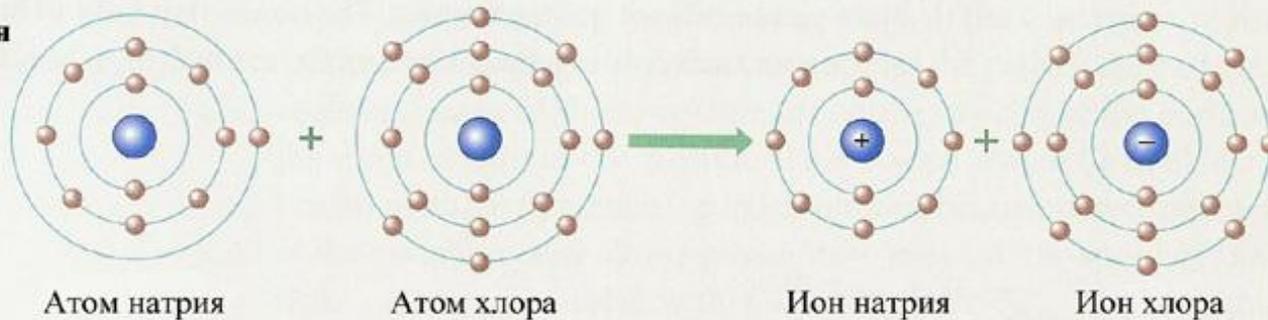
# Природа и типы химических связей

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



# Природа и типы химических связей

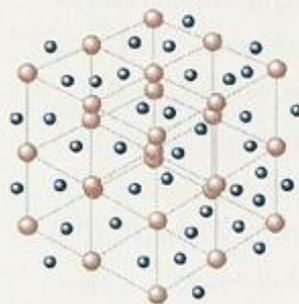
**Ионная  
связь**



**Ковалентная  
связь**



**Металлическая  
связь**



**Водородная  
связь**

