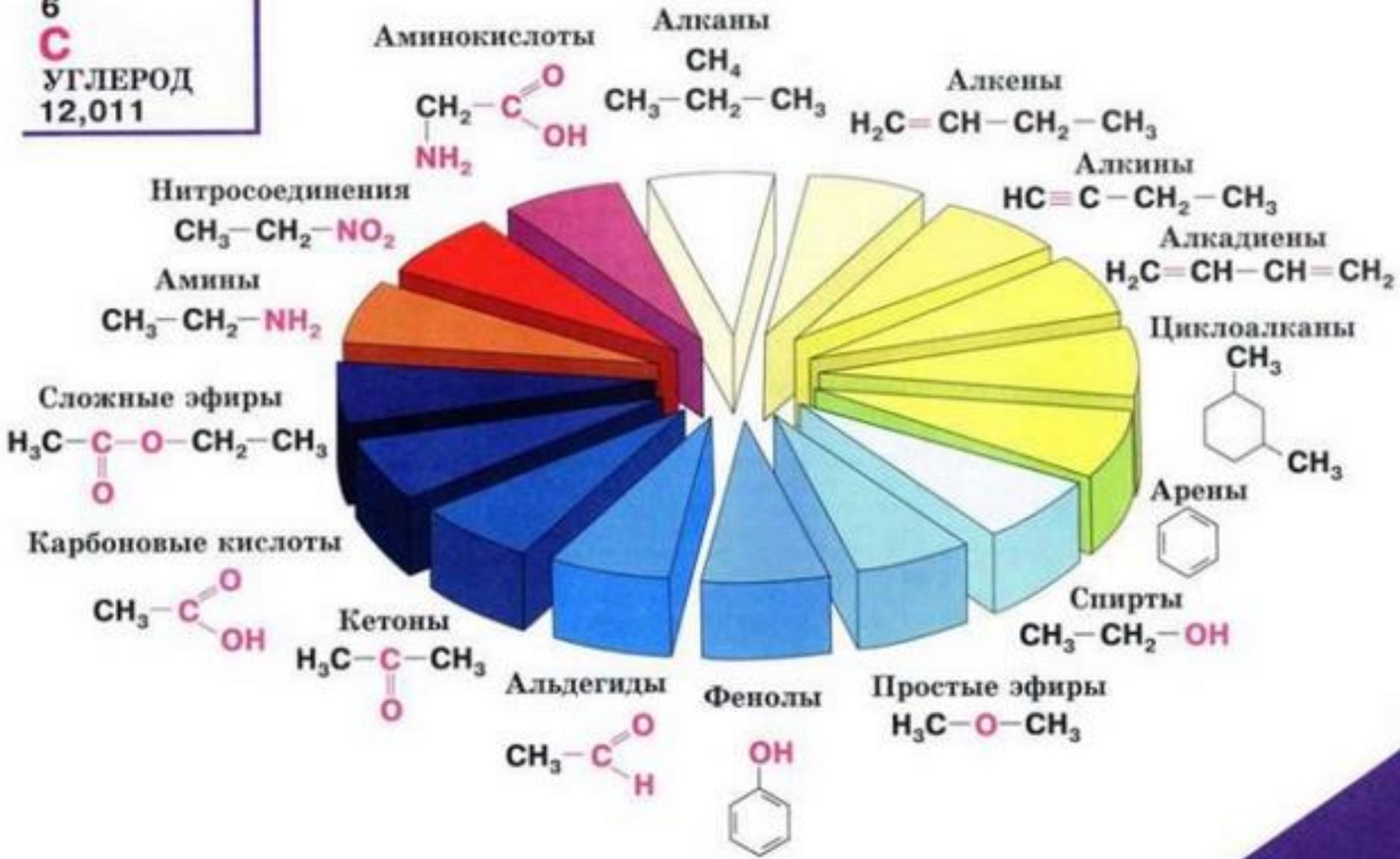


# ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

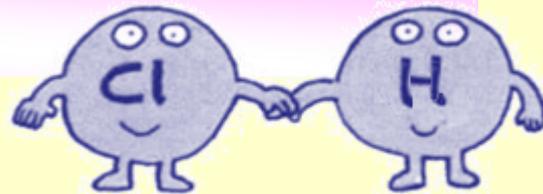
## Виды химической связи

# Функциональная группа и классы органических соединений

6  
**C**  
УГЛЕРОД  
12,011



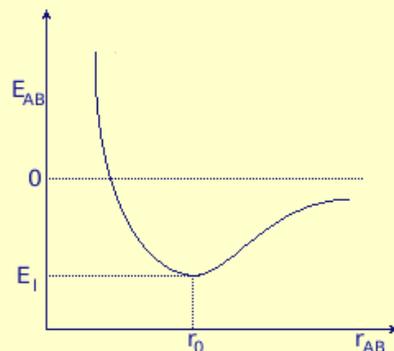
# Понятие химической связи



**Химическая связь** — совокупность сил, которые удерживают атомы в молекуле или кристалле.

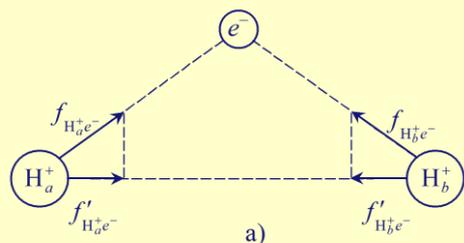
**Химическая связь** имеет электронную природу, т. е. осуществляется за счёт взаимодействия валентных электронов

**Химическая связь** — явление взаимодействия атомов, обусловленное **перекрыванием электронных облаков** связывающихся частиц, которое сопровождается уменьшением полной энергии системы

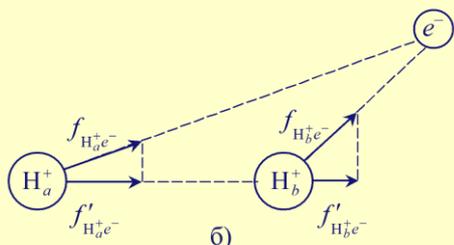


# Почему образуется химическая связь

Природа химической связи – электростатическое взаимодействие (+ и –)



$e$  в связывающей области

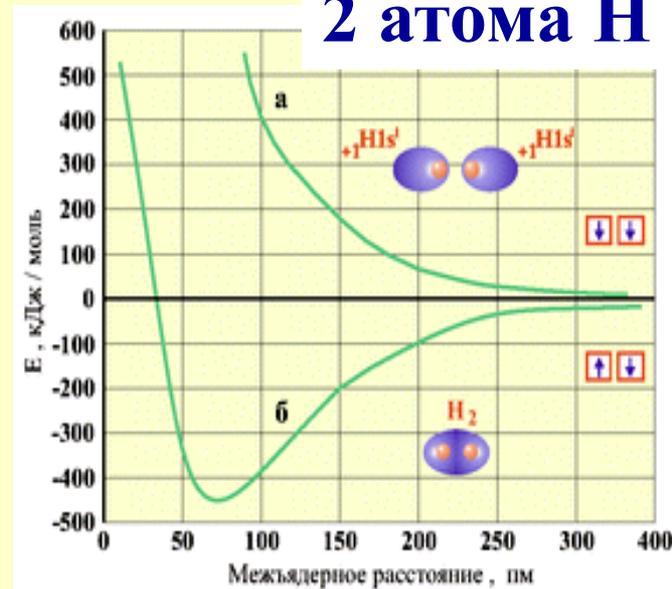


$e$  в разрыхляющей области

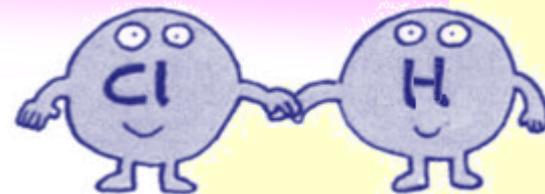
В результате образования химической связи:

- снижается общая энергия системы
- происходит перераспределение электронной плотности в области химической связи

2 атома Н

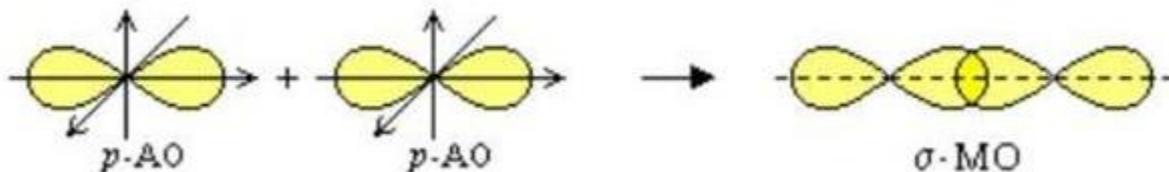
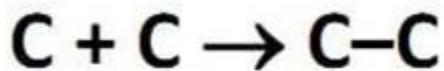
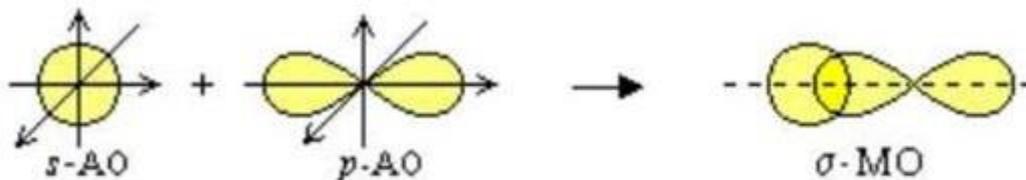
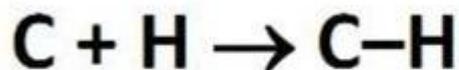
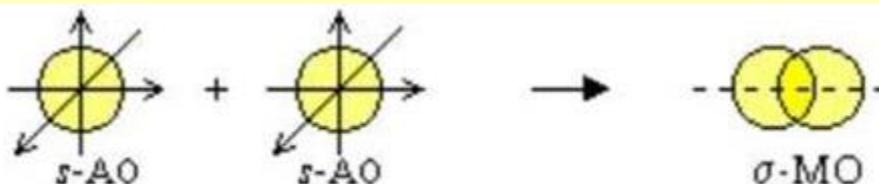
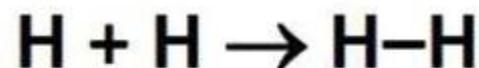


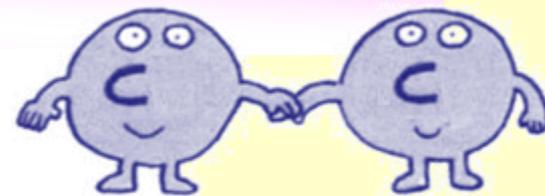
# Классификация химической связи



## ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

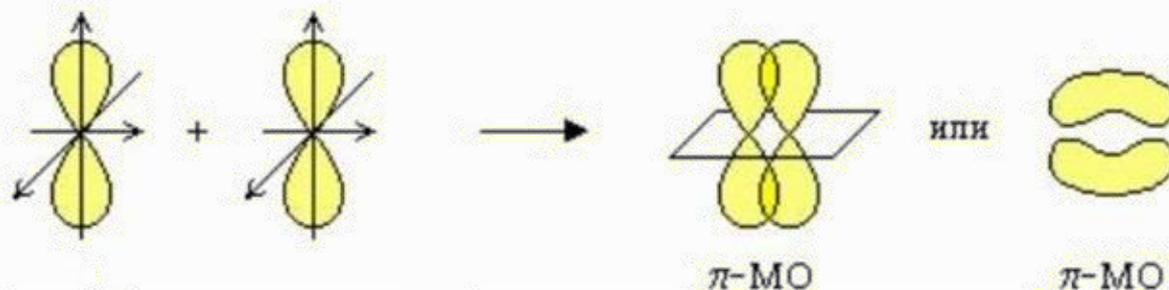
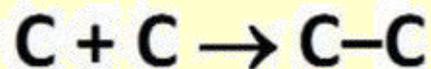
**σ-СВЯЗЬ** – ковалентная химическая связь, образующаяся при перекрывании АО вдоль линии, соединяющей центры ядер атомов



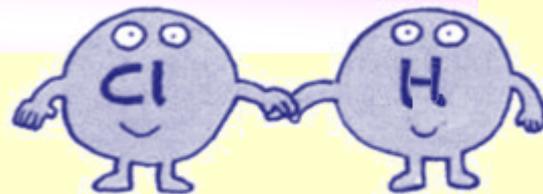


## ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

$\pi$ -связь – ковалентная химическая связь, образующаяся при перекрывании АО не вдоль линии, соединяющей центры ядер атомов



# Классификация химических связей



*В результате образования химической связи атомы приобретают такую же электронную конфигурацию, как у благородных газов, которые (за исключением гелия) имеют на внешнем энергетическом уровне 8 электронов (октет)*

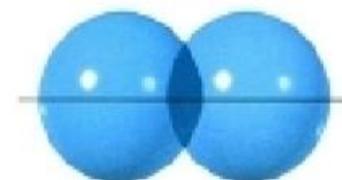
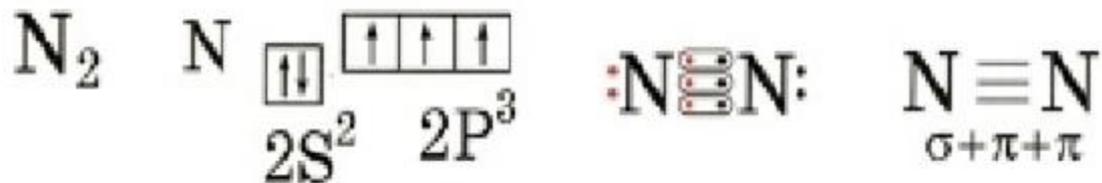
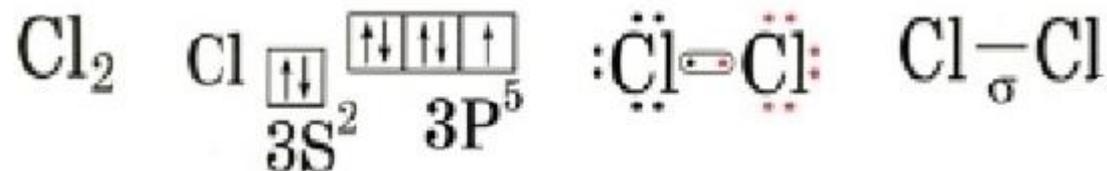
1. Отдачи и присоединения электронов (ионная)
2. Образования общих электронных пар (ковалентная)
3. Обобществления валентных электронов (металлическая)

## Ковалентная неполярная связь

Связь, образованная двумя атомами за счет общей электронной пары



Ковалентная неполярная -  $H_2$   $Cl_2$   $N_2$   $Br_2$



S—S  
 $\sigma$ -связь



P—P  
 $\sigma$ -связь

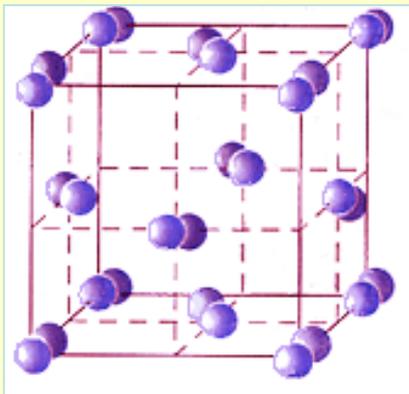
## Свойства веществ с ковалентной неполярной связью

- ❑ При обычных условиях вещества газообразные (водород, кислород), жидкие (бром), твердые (иод, фосфор).
- ❑ Большинство веществ сильно летучие, т.е. имеют очень низкие температуры плавления и кипения.
- ❑ Растворы и расплавы веществ электрического тока не проводят.

# Свойства веществ с ковалентной неполярной связью

Вещества с молекулярной кристаллической решеткой:  
водород, фтор, кислород, азот.

## Иод

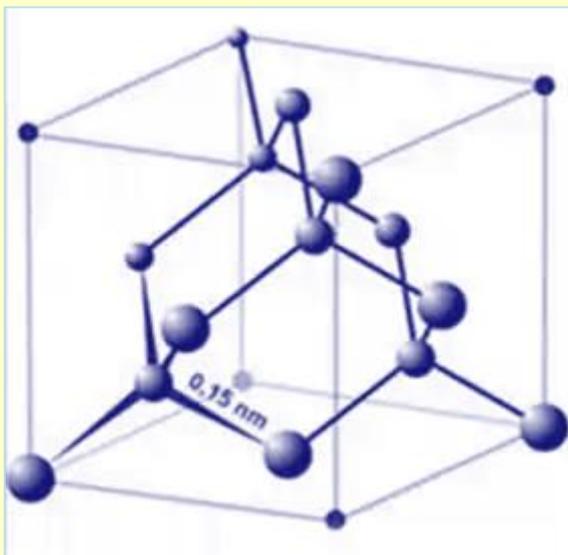


В отличие от ионных кристаллов молекулярные кристаллы обычно имеют небольшую прочность, малую твердость, невысокие температуры плавления и кипения.

Межмолекулярное взаимодействие в большинстве таких кристаллов слабое, и молекулы при комнатной температуре могут отрываться от кристалла и переходить в газообразное состояние. По этой причине многие вещества с молекулярным строением при обычных условиях имеют запах.

## Свойства веществ с ковалентной неполярной связью

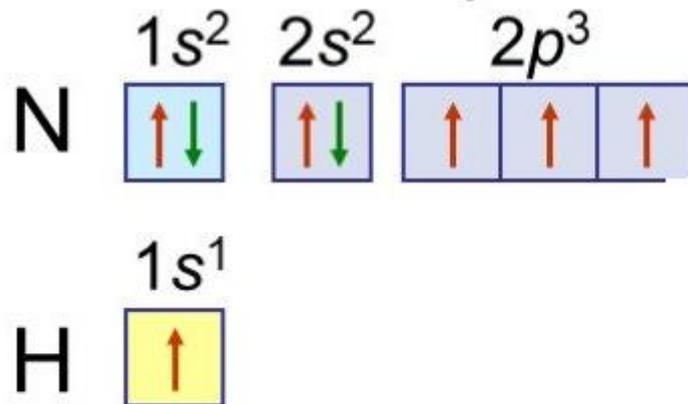
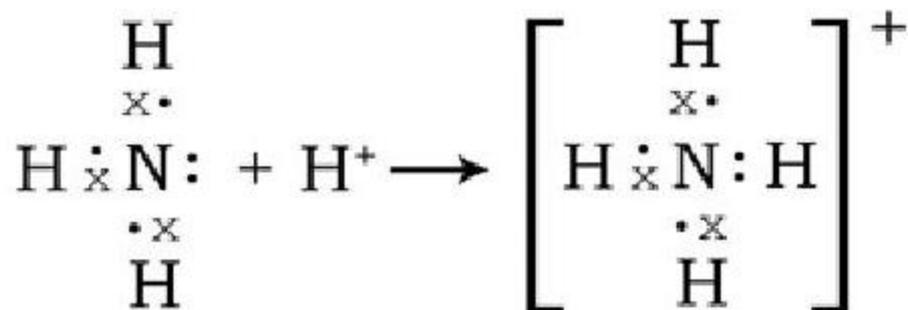
Кристаллы с атомной кристаллической решеткой образуют углерод (алмаз), кремний, германий, бор.



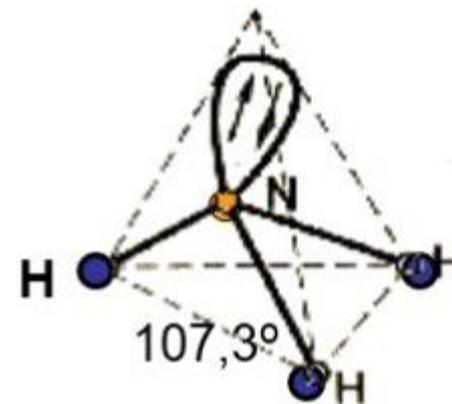
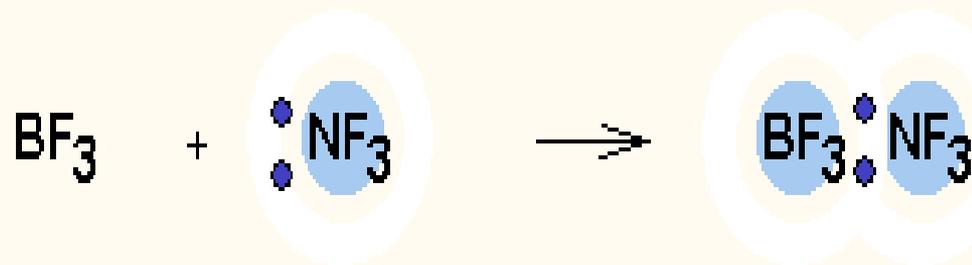
Вещества с атомной кристаллической решеткой имеют достаточно высокие температуры плавления, обладают высокой твердостью (кроме графита). Твердость – это способность к нанесению царапин. Вещества с атомной кристаллической решеткой химически инертны.

# Ковалентная полярная связь

координация (донорно-акцепторный механизм)



**донор** - атом азота;  
**акцептор** - атом водорода.



## Свойства веществ с ковалентной полярной связью

Молекулярная и атомная кристаллические решетки

При обычных условиях вещества газообразные, жидкие, твердые.

Большинство веществ имеют относительно низкие температуры плавления и кипения.

Растворы многих веществ проводят электрический ток

## Ионная связь

Химическая связь, возникающая между ионами, называется ионной, она образуется между ионами в результате их электростатического взаимодействия

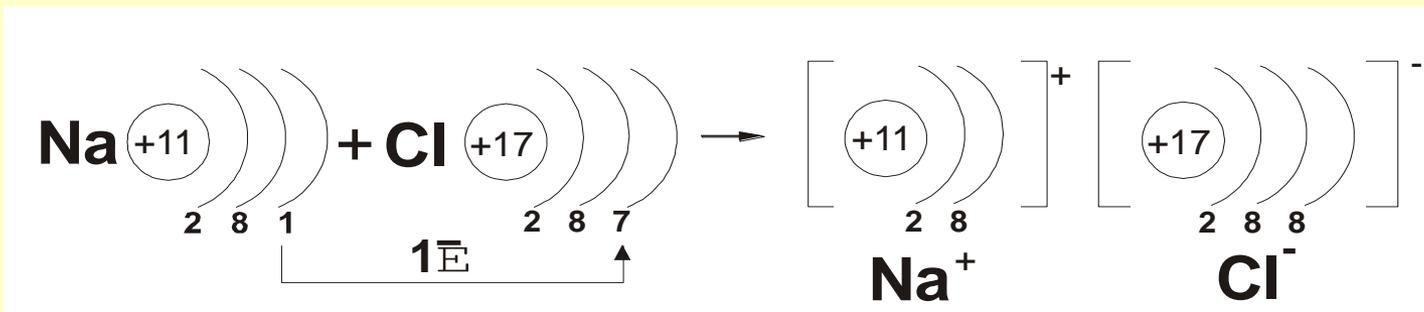
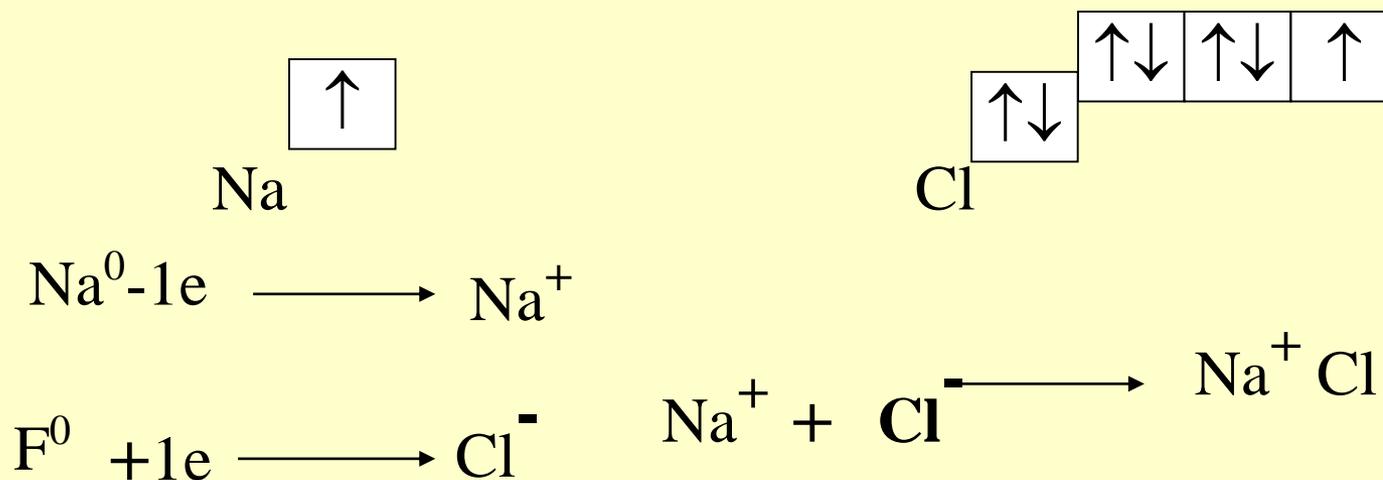
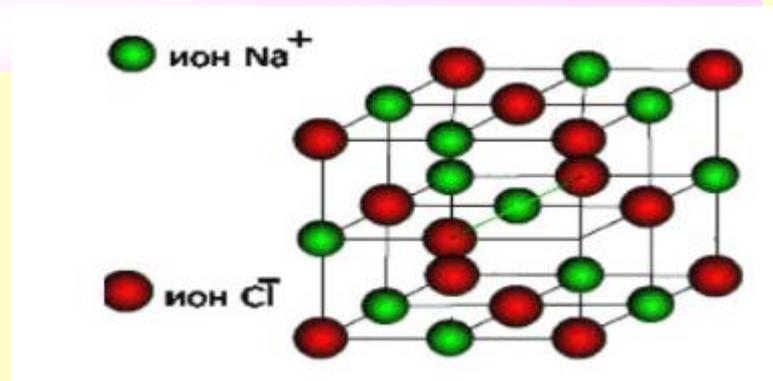


**Коссель (1916 г.)**

- Атом всякого элемента, вступая в соединение, теряя или присоединяя соответствующее число электронов, стремится приобрести электронную оболочку атома ближайшего в Периодической системе) благородного газа
- В результате присоединения или потери электронов образуются анион или катион соответственно

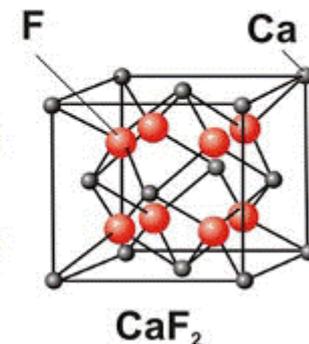
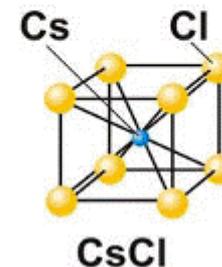
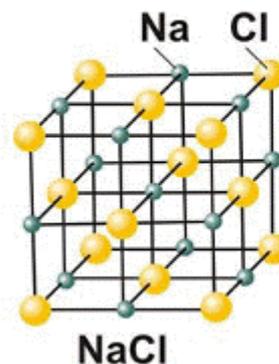
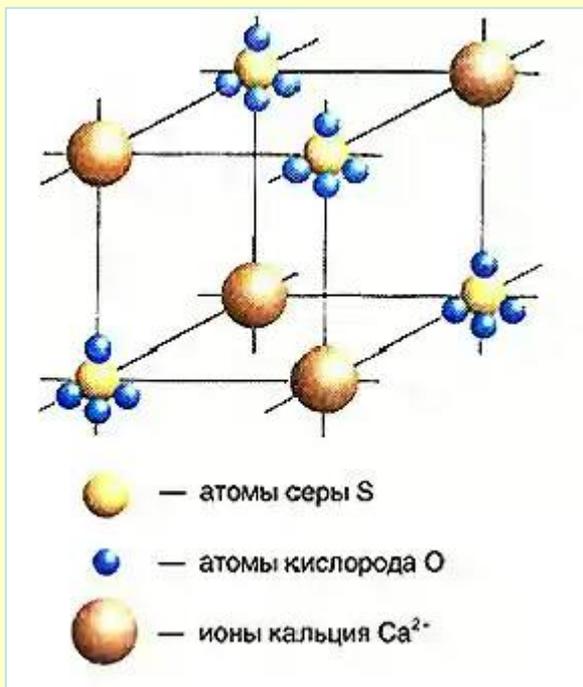
# Ионная связь

## ионный кристалл NaCl



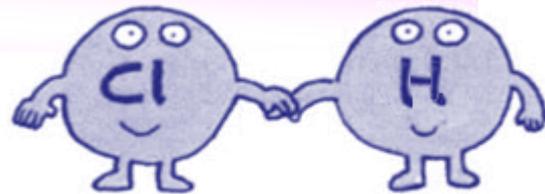
# Свойства веществ с ионной связью

## Ионные кристаллические решетки.



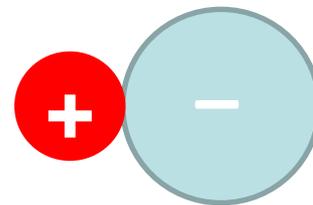
- При обычных условиях вещества твердые.
- Большинство веществ имеют высокие температуры плавления и кипения.
- Растворы многих веществ проводят электрический ток.

# Определение типа химической связи



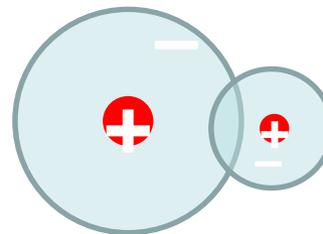
- Ионная

**металл + неметалл**

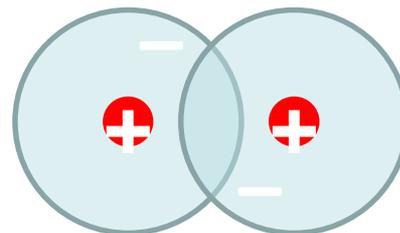


- Ковалентная полярная

**неметалл + неметалл**



- Ковалентная неполярная



# Электроотрицательность

Электроотрицательность (ЭО) – это способность атомов в соединениях притягивать к себе электроны. Наибольшие значения ЭО имеют р-элементы VIIA и VIA групп, наименьшие - S-элементы IA группы.

← increasing electronegativity →

group

1												13 14 15 16 17					18
H												B C N O F					He
2.2												2.0 2.6 3.0 3.4 4.0					-
2																	
Li Be																	Ne
1.0 1.6																	-
Na Mg																	Ar
0.9 1.3																	-
		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						
K Ca		Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0.8 1.0		1.4	1.5	1.6	1.7	1.6	1.8	1.9	1.9	1.9	1.7	1.8	2.0	2.2	2.6	3.0	-
Rb Sr		Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
0.8 1.0		1.2	1.3	1.6	2.2	2.1	2.2	2.3	2.2	1.9	1.7	1.8	2.0	2.1	2.1	2.7	2.6
Cs Ba		La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0.8 0.9		1.1-1.3	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2	-
Fr Ra		Ac-Lr	104	105	106	107	108	109	110	111	112						
0.7 0.9		1.1-1.7	-	-	-	-	-	-	-	-	-						

decreasing electronegativity ↓

©1997 Encyclopaedia Britannica, Inc.

РЯД ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ ПО ПОЛИНГУ

Cs	K	Ba	Na	Sr	Li	Ca	Mg	Mn	Be	Al	Zn	Cr	Fe	Co	Si	Cu	Ni	Ag	Sn	Hg	B	As	P	H	C	Se	S	I	Br	N	Cl	O	F
0,79	0,82	0,89	0,93	0,95	0,98	1,00	1,31	1,55	1,57	1,61	1,65	1,66	1,83	1,88	1,90	1,90	1,91	1,93	1,96	2,00	2,04	2,18	2,19	2,20	2,55	2,55	2,58	2,66	2,96	3,04	3,16	3,44	3,98

## Определение типа химической связи на основе электроотрицательности элементов

Соединение	ЭО	$\Delta$ ЭО	Тип связи
$\text{HCl}$	(H) = 2,2 (Cl) = 3,1	0,9	Ковалентная полярная $0,4 < \Delta\text{ЭО} < 2$
$\text{PH}_3$	(P) = 2,1 (H) = 2,2	0,1	Ковалентная неполярная $0 < \Delta\text{ЭО} < 0,4$
$\text{CsCl}$	(Cs) = 0,8 (Cl) = 3,1	2,3	Ионная $\Delta\text{ЭО} > 2$

# Определение типа химической связи на основе электроотрицательности элементов

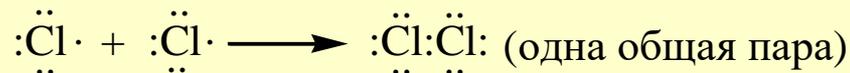
	Связь	Электроотрицательность		$\Delta x$	Тип связи
<b>LiF</b>	<b>Li - F</b>	<b>Li = 1.0</b>	<b>F = 4.0</b>	<b>3.0</b>	<b>ионная</b>
<b>HBr</b>	<b>H- Br</b>	<b>H = 2.1</b>	<b>Br = 2.8</b>	<b>0.7</b>	<b>ковалентная полярная</b>
<b>PCl<sub>3</sub></b>	<b>P - Cl</b>	<b>P = 2.1</b>	<b>Cl = 2.2</b>	<b>0.1</b>	<b>ковалентная неполярная</b>
<b>Cl<sub>2</sub></b>	<b>Cl - Cl</b>	<b>Cl = 2.1</b>			<b>ковалентная неполярная</b>
<b>Li<sub>2</sub>O</b>	<b>Li - O</b>	<b>Li = 1.0</b>	<b>O = 3.5</b>	<b>2.5</b>	<b>ионная</b>

# Классификация химических связей

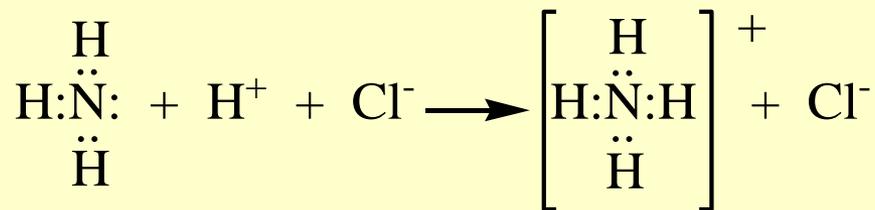
**Ионная связь**



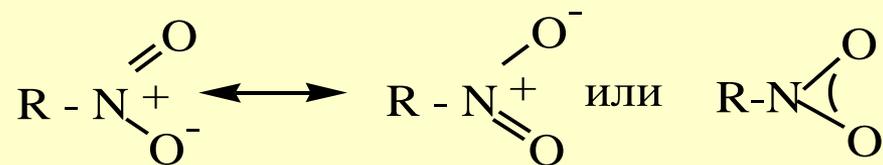
**Ковалентная связь**



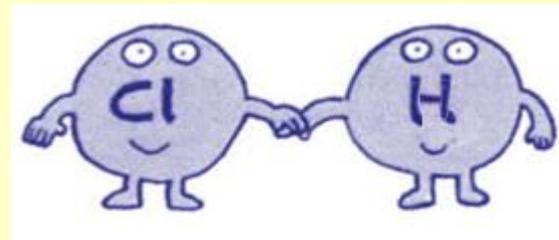
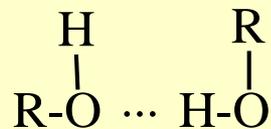
**Донорно-акцепторная связь**



**Семиполярная связь**



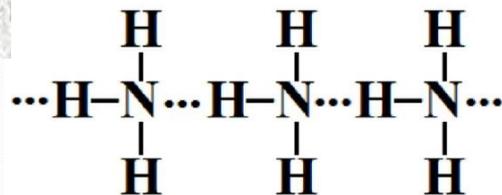
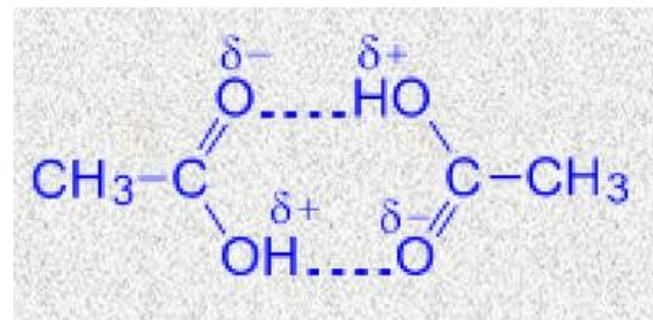
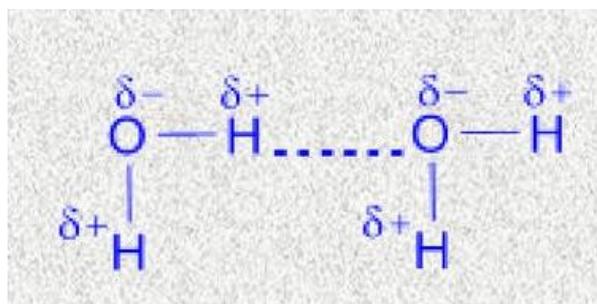
**Водородная связь**



**Металлическая связь**

## Водородная связь

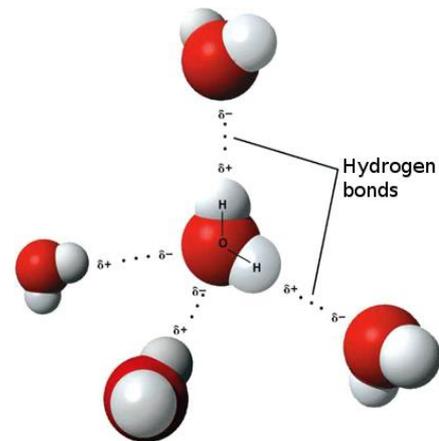
Химическая связь между **положительно** поляризованными атомами водорода одной молекулы и **отрицательно** поляризованными атомами сильно электроотрицательных элементов, имеющих неподеленные электронные пары (F, O, N и реже Cl, S) другой молекулы называют водородной



При наличии водородной связи даже низкомолекулярные вещества могут быть жидкостями (спирт, вода) или легко сжижающимися газами (аммиак, фтороводород) при обычных условиях.

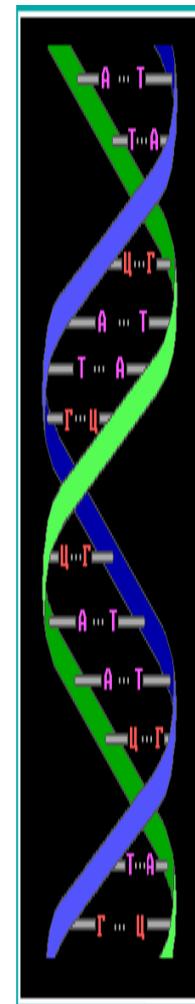
# Водородная связь

- Это электростатическая связь между **положительно поляризованным атомом водорода** одной молекулы и **электроотрицательным атомом** другой или той же молекулы.
- Если водородная связь образуется между разными молекулами, она называется **межмолекулярной** (например, между молекулами воды, низших спиртов).
- Если водородная связь образуется между группами одной и той же молекулы, она называется **внутримолекулярной** (например, в белках).



**Водородная связь влияет на свойства веществ:**

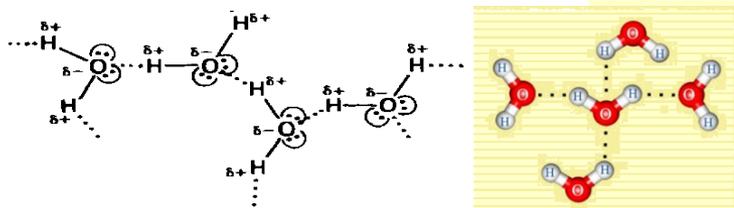
- **на растворимость (подобное растворяется в подобном)**
- **на температуру кипения (повышает температуру кипения)**



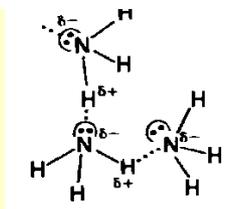
# Водородная связь

## Межмолекулярные водородные связи

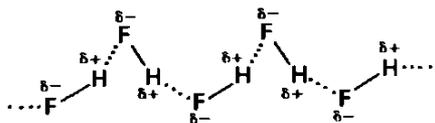
### Водородная связь в воде



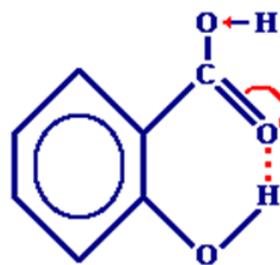
### Водородная связь в аммиаке



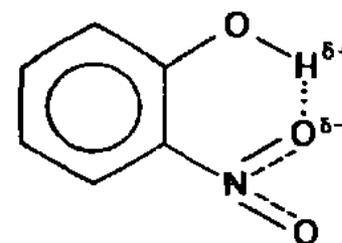
### Водородная связь в HF



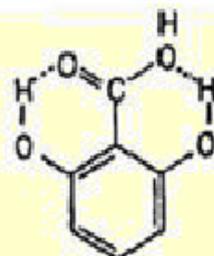
## Внутримолекулярная водородная связь



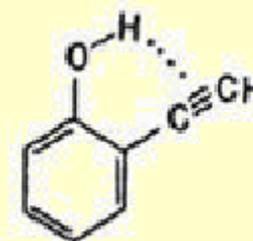
Салициловая кислота  
(легкость отрыва H<sup>+</sup>)



2-нитрофенол



2,6-дигидроксибензойная  
кислота



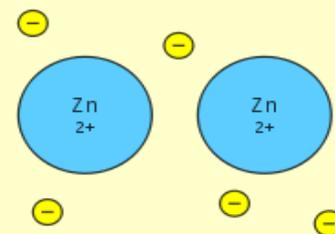
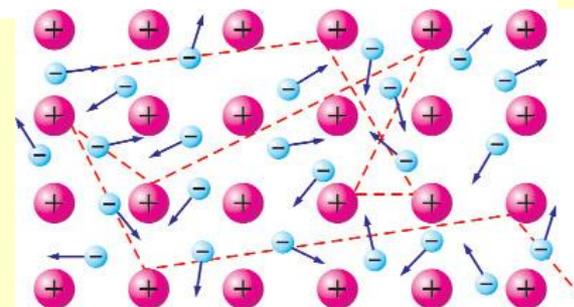
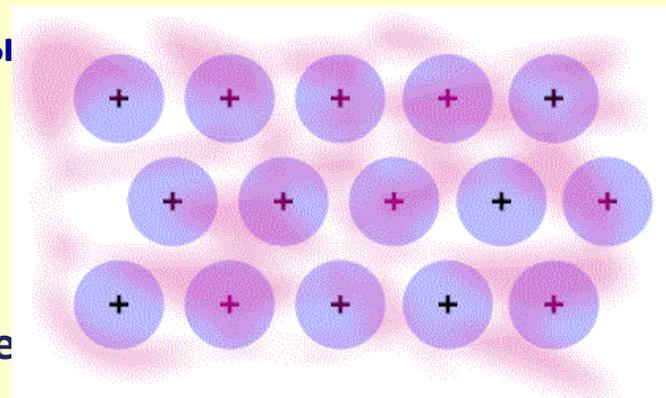
орто--этинилфенол

# Водородная связь

- Чем полярнее связь в водородном соединении, тем прочнее возникающая водородная связь
  - $\text{H}\cdots\text{F}$  энергия связи 40 кДж/моль
  - $\text{H}\cdots\text{O}$  энергия связи 20 кДж/моль
  - $\text{H}\cdots\text{N}$  энергия связи 10 кДж/моль
- Водородная связь примерно в 10 раз слабее обычной ковалентной связи, но она оказывает очень большое влияние на физические и химические свойства соединений (например, аномально высокие температуры кипения и плавления)
- Водородная связь вызывает ассоциацию молекул – образование димеров, тримеров и полимеров (димеры муравьиной и уксусной кислот, полимеры  $\text{HF}$ , воды)
- Водородная связь имеет большое значение при растворении, т.к. растворимость зависит от возникновения водородных связей между молекулами или ионами растворённого вещества и растворителя. При этом образуются соответствующие соединения – сольваты (гидраты).

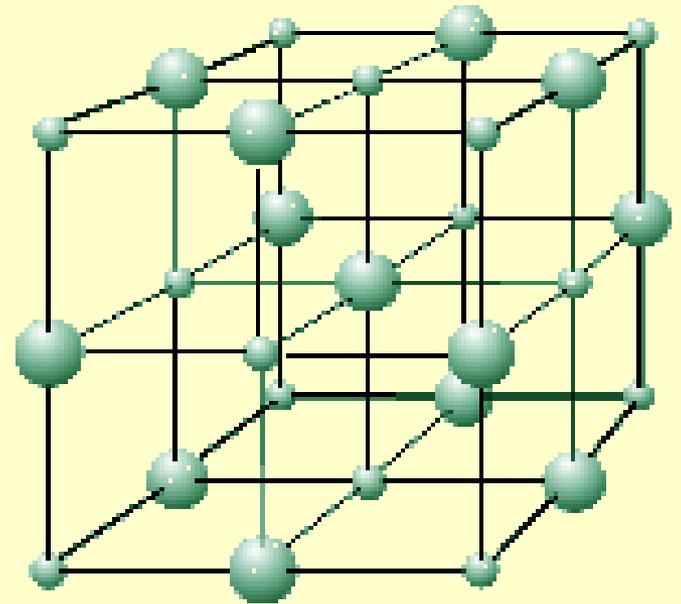
# Металлическая связь

- ❑ Металлическую связь образуют *металлы*, атомы которых на внешних оболочках имеют мало валентных электронов.
- ❑ Во всех узлах кристаллической решетки расположены положительные ионы металла. Между ними беспорядочно, движутся валентные электроны, отщепившиеся от атомов при образовании ионов.
- ❑ Эти электроны играют роль цемента, удерживая вместе положительные ионы; в противном случае решетка распалась бы под действием сил отталкивания между ионами. Вместе с тем и электроны удерживаются ионами в пределах кристаллической решётки и не могут её покинуть.
- ❑ Эти валентные электроны, осуществляющие металлическую связь, обобществлены настолько, что могут перемещаться по всему металлическому кристаллу и обеспечивают высокую электропроводность металла.



## Свойства веществ с металлической связью

- ❑ высокая, электрическая проводимость, уменьшается с повышением температуры металла.
- ❑ высокая теплопроводность; пластичность, ковкость;
- ❑ Характерный «металлический» блеск;
- ❑ широкие пределы изменения плотности, прочности, твердости, температуры плавления.



## Характеристики связи

- **Длина связи**

Это расстояние между ядрами атомов в соединении

- **Энергия связи**

$$\lambda_{H-F} = 0.92 \text{ \AA} = 0.092 \text{ нм}$$

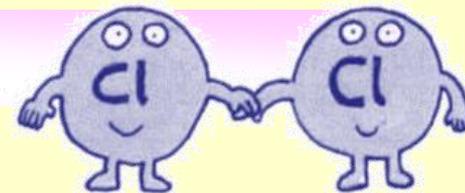
- **Направленность связи**

$$\lambda_{O-H} = 1.07 \text{ \AA} = 0.107 \text{ нм}$$

- **Полярность связи**

$$\lambda_{O...H} = 1.63 \text{ \AA} = 0.163 \text{ нм}$$

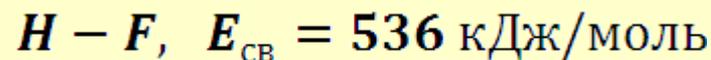
# Характеристики связи



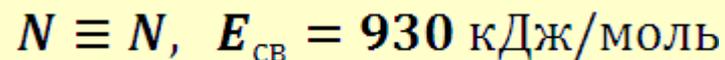
- Длина связи

Количество энергии, которое выделяется при образовании химической связи или нужно затратить, чтобы разрушить химическую связь кДж/моль.

- Энергия связи



- Направленность связи



- Полярность связи

## Характеристики связи

- Длина связи
- Энергия связи
- **Направленность связи**
- Полярность связи

# Направленность связи

- Зависит от числа атомов в молекуле, от типа и пространственной ориентации атомных орбиталей
- Ковалентная связь возникает в направлении максимального перекрывания электронных облаков, образующих молекулу
- Двухатомные молекулы – связь линейная
- Трёхатомные молекулы – линейная или угловая структура
- Четырёхатомные молекулы плоская или пирамидальная структура
- Пятиатомные молекулы – пространственный тетраэдр
- Гибридизация орбиталей

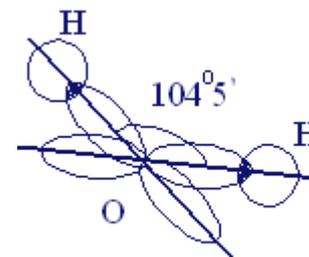
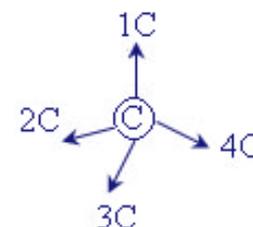
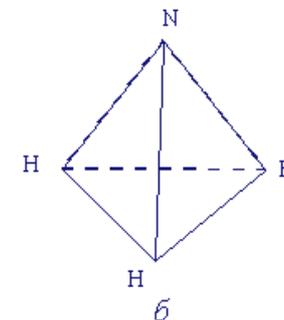
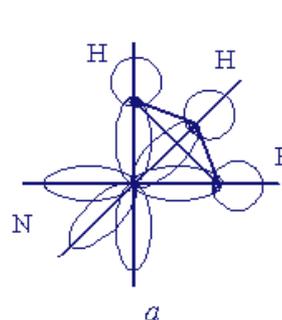
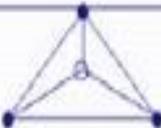
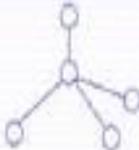


Рис. 3.5



# Направленность связи

$sp$	$AB_2$	Линейная		$BeCl_2, CO_2$
$sp^2$	$AB_3$	Треугольная		$BCl_3$
	$AB_2$	Угловая		$SnCl_2$
$sp^3$	$AB_4$	Тетраэдрическая		$CH_4, CCl_4$
	$AB_3$	Пирамидальная		$NH_3, NF_3$
	$AB_2$	Угловая		$H_2O$

## Характеристики связи

- Длина связи
- Энергия связи
- Направленность связи
- Полярность связи

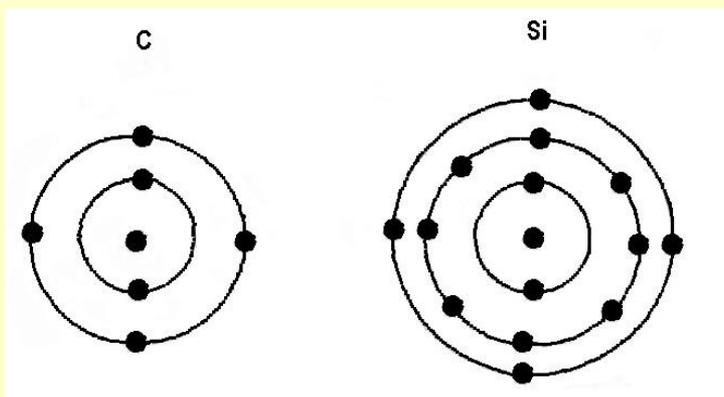
## Полярность связи

- Полярность связи определяется тем, какова электроотрицательность атомов, образующих связь
- Полярность связи характеризуется величиной дипольного момента  $\mu$
- C-H  $\mu = 0.4$
- C-Cl  $\mu = 2.05$
- H-F  $\mu = 1.91$
- Na-I  $\mu = 4.9$
- K-I  $\mu = 6.8$

# Типы химической связи и их отличительные признаки

Химическая связь	Связываемые атомы	Процесс в электронной оболочке	Образующиеся частицы	Кристаллическая решетка	Характер вещества	Примеры
Ионная	Атом металла и атом неметалла	Переход валентных электронов	Положительные и отрицательные ионы	Ионная	Солеподобный	Соли (NaCl) Оксиды (CaO) Основания (KOH)
Ковалентная	Атомы неметаллов	Образование общих электронных пар	Молекулы	Молекулярная	Летучий или нелетучий	H <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O, CO <sub>2</sub> , C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>
			-	Атомная	Алмазоподобный	Алмаз C, Si, SiC
Металлическая	Атомы металлов	Отдача валентных электронов	Положительные ионы и электронный газ	Металлическая	Металлический	Металлы и сплавы

## Планетарная модель атомов углерода и кремния

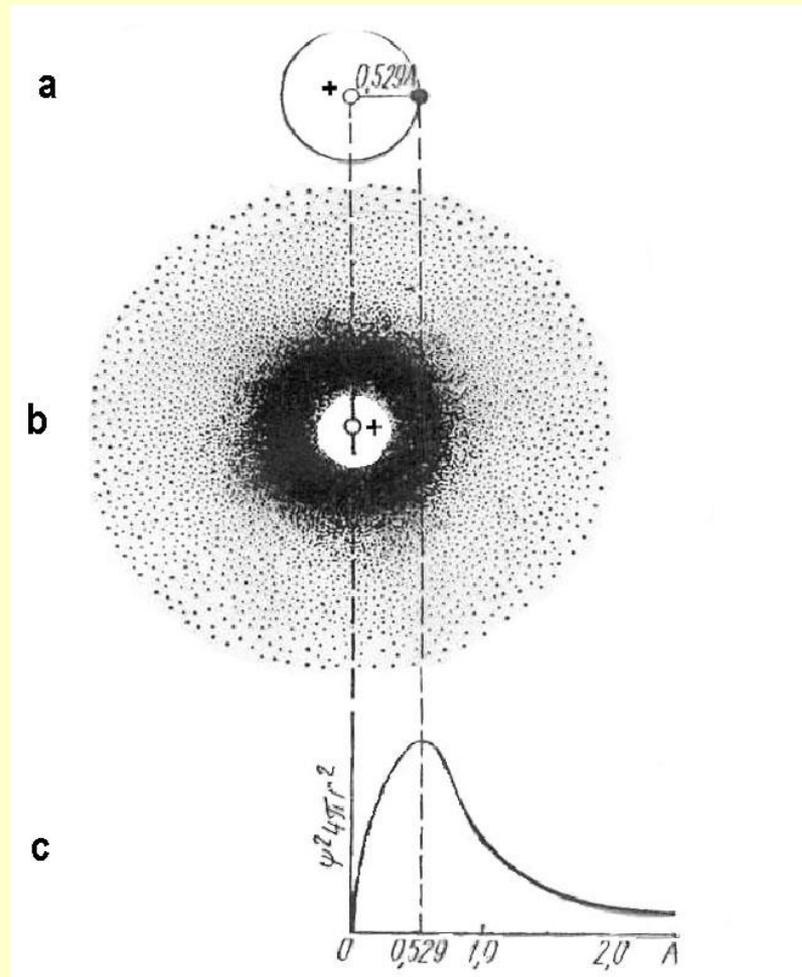


Согласно квантово-механической теории электрон в атоме обладает двойственной природой – ему приписываются свойства, как частиц, так и волны. Волновое движение электрона в атоме может быть описано волновым уравнением, предложенным Э. Шредингером в 1926 г

$$-\frac{h^2}{8\pi^2m} \left[ \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} \right] + U_{\psi} = E_{\psi}$$

**Электронным облаком или орбиталью** называется пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона

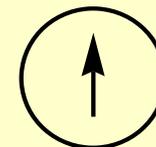
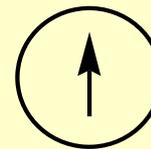
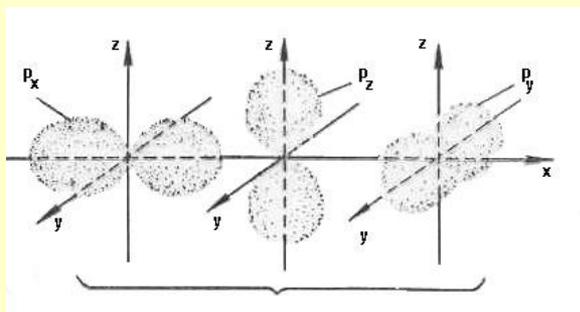
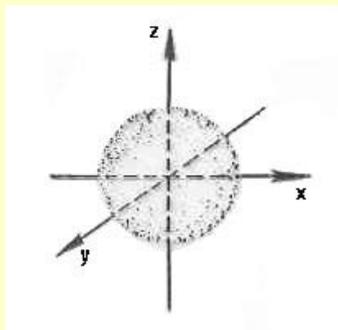
Схема строения атома водорода по Бору (а), современная схема его строения (б) и зависимость электронной плотности от расстояния от ядра атома (в).



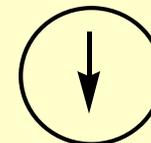
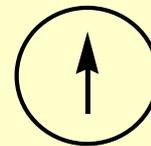
# Электронное строение органических молекул

**s-орбиталь**

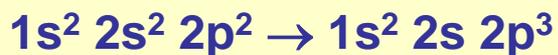
**p-орбиталь**



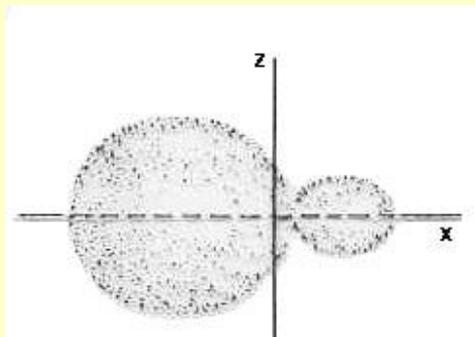
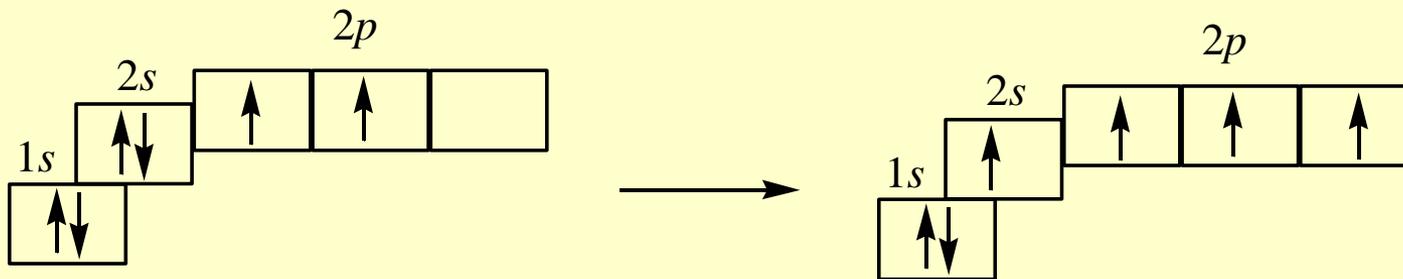
Наиболее стабильная конфигурация 2p-электронов атома углерода



Наименее стабильная конфигурация 2p-электронов атома углерода



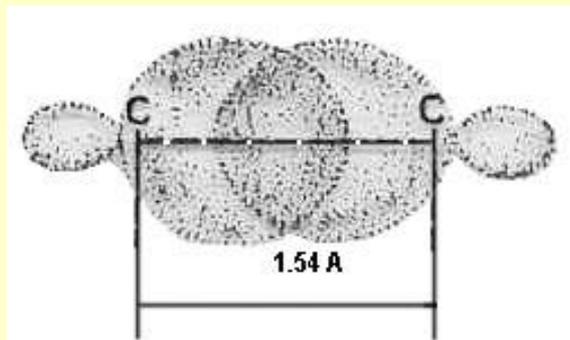
**Изменение электронной конфигурации атома углерода**



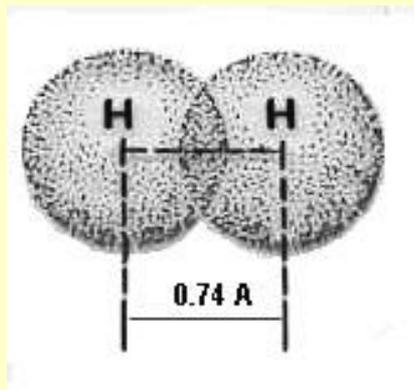
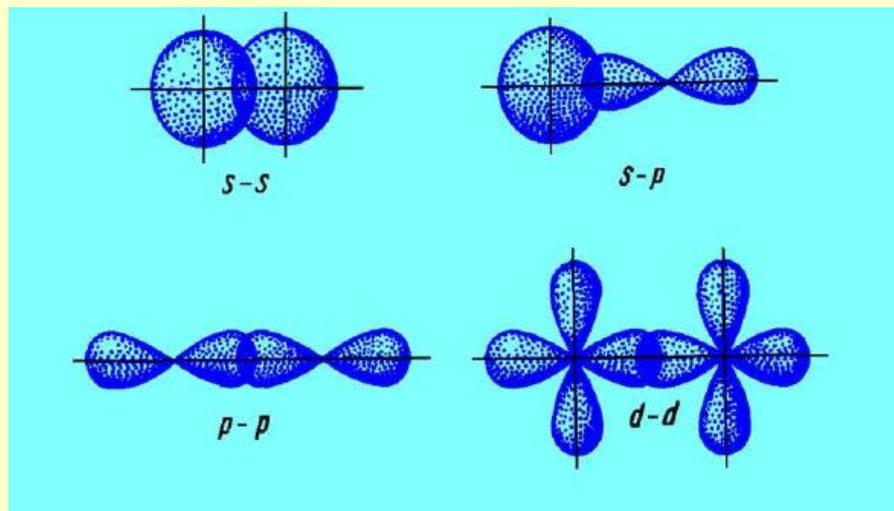
**sp<sup>3</sup>-гибридная орбиталь**

# Электронное строение органических молекул

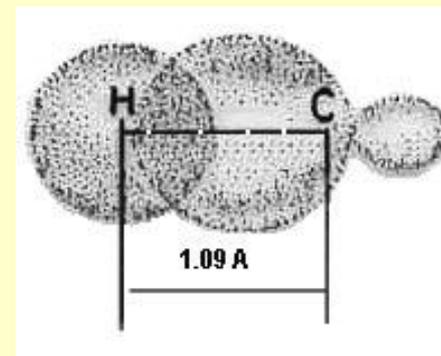
$\sigma$  - это связь, при образовании которой максимальное перекрывание облаков происходит вдоль прямой, соединяющей центры взаимодействующих атомов.



связь C-C



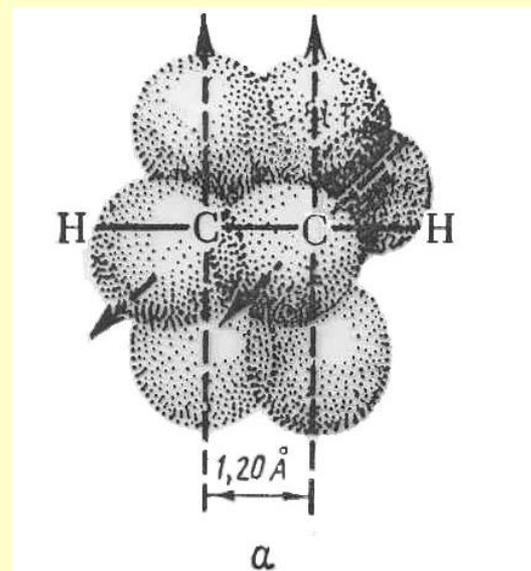
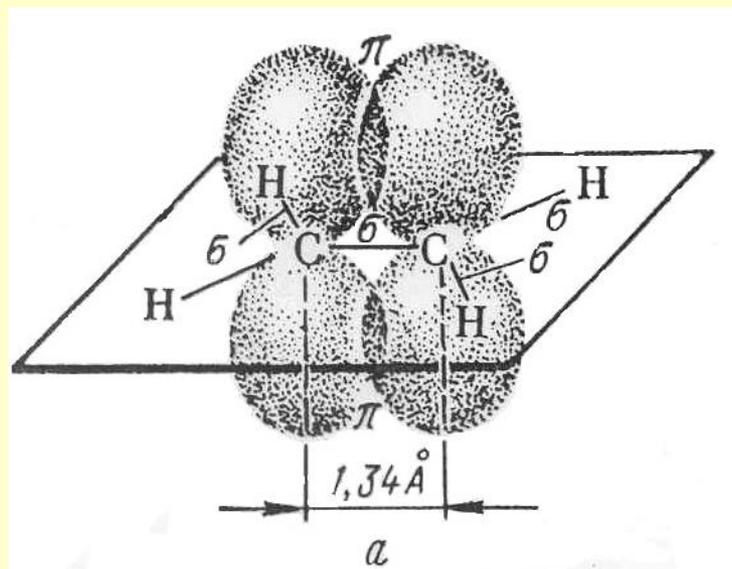
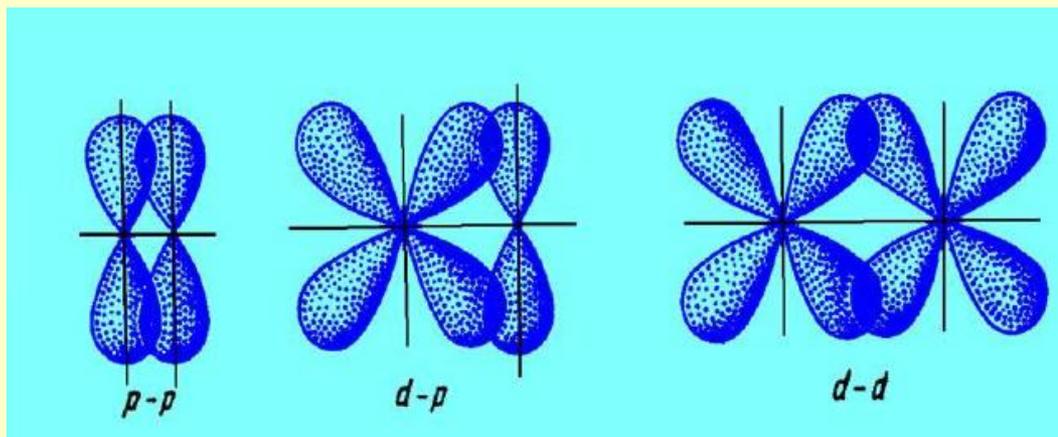
связь H-H в молекуле водорода



связь H-C в молекуле метана

# Электронное строение органических молекул

**$\pi$**  - это связь, при образовании которой перекрывание электронных облаков происходит по обе стороны линии, соединяющей центры атомов.



# Гибридизация

