

# *Лекция № 4-5*

Химическая связь. Виды химической связи: ковалентная, ионная, водородная, металлическая. Экспериментальные характеристики и свойства связи.

Метод валентных связей. Гибридизация атомных орбиталей. Пространственное строение химических соединений.

# План:

1. Химическая связь. Классификация химической связи.
2. Характеристики химической связи.
3. Ковалентная связь. Метод валентных связей (Метод ВС).
4. Гибридизации. Теория гиридизации.
5. Ионная связь.
6. Водородная связь. Ван-дер-Ваальсовы взаимодействия.

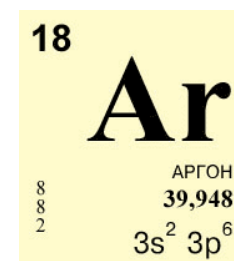
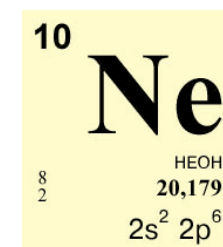
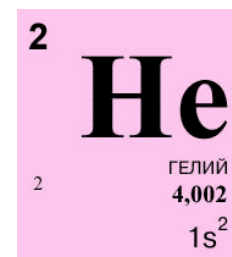
**Химическая связь.  
Классификация химической  
связи.**

**Химическая связь** — это различные виды взаимодействий, обуславливающих существование многоатомных соединений (молекул, ионов, радикалов, кристаллов).

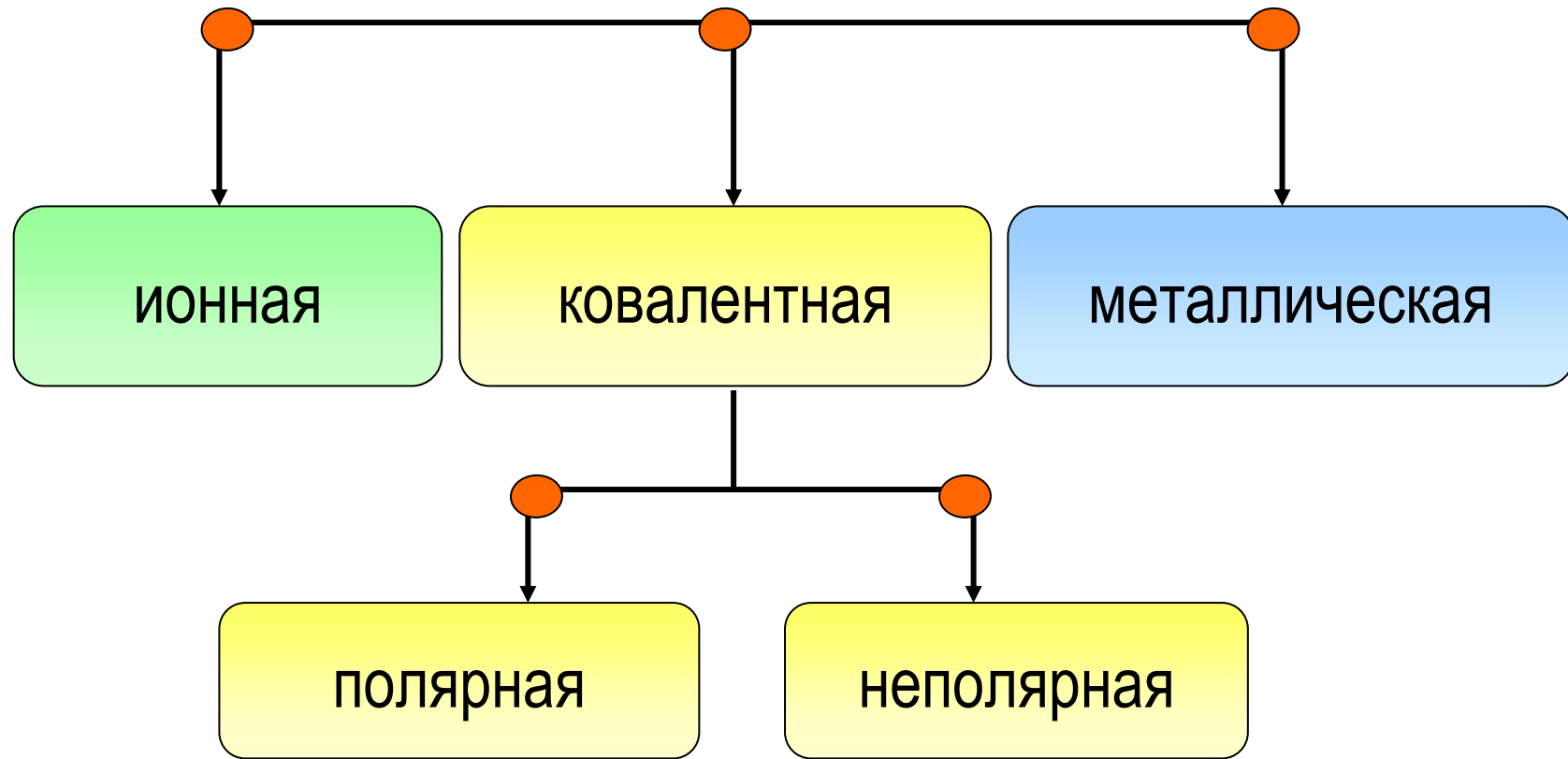


# Причины образования химической связи

- стремление системы к минимуму энергии
- большинство атомов стремятся приобрести устойчивую электронную конфигурацию, как в атомах инертных газов.
- большинство атомов стремятся приобрести устойчивую электронную конфигурацию, при которой на внешнем электронном слое будет находиться 8 электронов.



# Основные типы химической связи



КРОМЕ ТОГО, МЕЖДУ МОЛЕКУЛАМИ ВОЗНИКАЮТ:

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

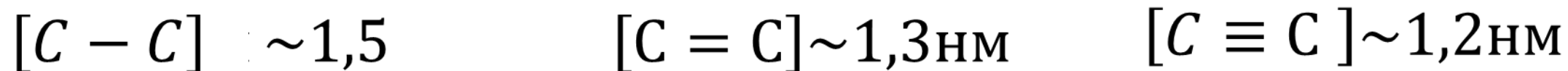
# Характеристики химической связи

**Длина химической связи** ( $\ell_{\text{св}}$ ) – расстояние между ядрами соседних атомов в молекуле или кристалле [нм]

**Эта характеристика имеет ряд особенностей:**

**1.** Химическая связь консервативна - каждый атом вносит всегда определенный вклад в длину химической связи, не зависимо от того, в состав какой молекулы он входит.

2. Длина связи зависит от степени перекрывания электронных облаков и кратности связи:



3. Длина связи зависит от радиусов атомов, образующих связь. Чем больше радиус атома, тем длиннее связь.

	<b>HF</b>	<b>HCl</b>	<b>HBr</b>	<b>HI</b>
<b><math>\ell_{\text{св}}</math>, нм</b>	0,92	1,28	1,42	1,62

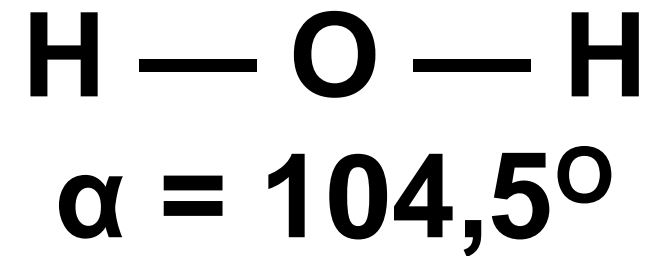
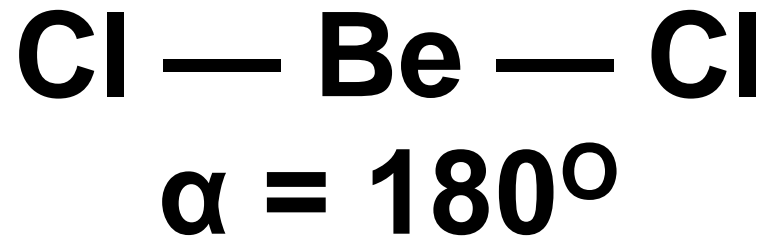


Энергия химической связи ( $E_{\text{св}}$ ) – это энергия, которая выделяется при образовании химической связи или затрачивается на её разрыв. [кДж/моль]

Чем больше длина связи, тем меньше её энергия

		HF	-	HCl	-	HBr	-	HI	
$E_{\text{св}}$ , кДж/моль	536		432		360		299		

**Валентный угол** — это угол между связями, которые образует атом в молекуле.



**Полярность связи** — это смещение электронной плотности к более электроотрицательному атому.

Полярность связи характеризуется дипольным моментом

Дипольный момент – количественная характеристика полярности связи.

$$\mu = q_{\text{эфф.}} \times l_{\text{дип.}} \quad [\text{Кл} \times \text{м}]$$

$q_{\text{эфф.}}$  – эффективный заряд;

$l_{\text{дип.}}$  – длина диполя.

Дипольный момент – векторная величина, направленная от (+) к (-).

Различают дипольные моменты химической связи и молекул.

$$\mu_{\text{мол.}} = \sum \mu_{\text{св}}$$

# Магнитные свойства

По характеру поведения в магнитном поле вещества разделяются на **диамагнитные** и **парамагнитные**.

**Парамагнетики** – это вещества, обладающие положительной магнитной восприимчивостью. Во внешнем магнитном поле они приобретают магнитный момент с направлением внешнего магнитного поля, поэтому усиливают его и, как следствие, втягиваются в него.

Причина–наличие в молекуле одного или нескольких неспаренных электронов.

**Диамагнетики** ослабляют магнитное поле и выталкиваются из пространства между полюсами.

Причина – отсутствие в молекуле неспаренных электронов.

## Ковалентная связь. Метод валентных связей (Метод ВС).

Ковалентная связь - химическая связь, образованная путем обобществления пары электронов двумя атомами.



Гильберт Ньютон Льюис  
(1875-1946)



Вальтер Генрих Гайтлер  
(1904-1981)



Фриц Вольфганг Лондон  
(1900-1954)

## Положения метода ВС

1. Химическая связь образуется между двумя атомами как результат перекрывания атомных орбиталей (обобществление электронов);
2. В соответствии с принципом Паули химическая связь образуется неспаренными электронами с анти параллельными спинами;

3. Характеристики химической связи (энергия, длина, кратность и др.) определяются типом перекрывания атомных орбиталей.
4. Ковалентная связь тем прочнее, чем больше область перекрывания электронных облаков.
5. Перекрывающиеся атомные орбитали должны быть близки по энергии и симметрии.

# Механизмы образования ковалентной связи

Различают два механизма образования ковалентной связи.

- **Обменный**

Каждый атом предоставляет в общую электронную пару один неспаренный электрон.

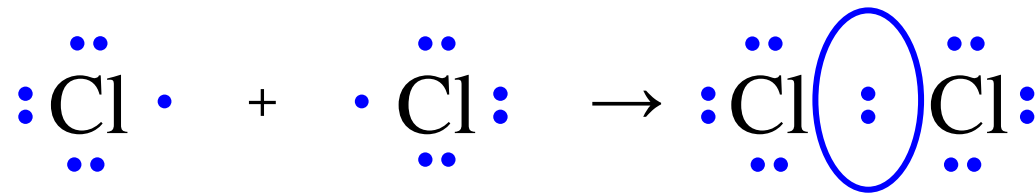
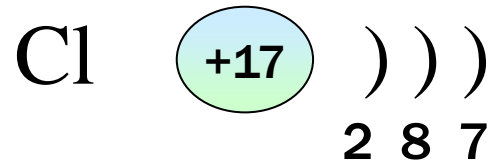
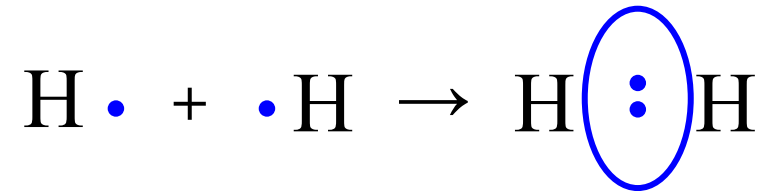
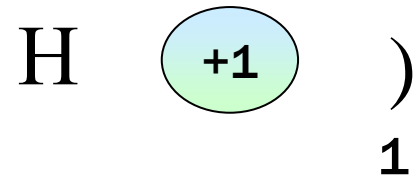
- **Донорно-акцепторный**

Один атом предоставляет электронную пару (донор), а другой - пустую орбиталь (акцептор).



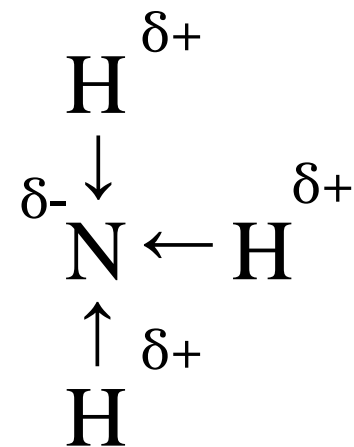
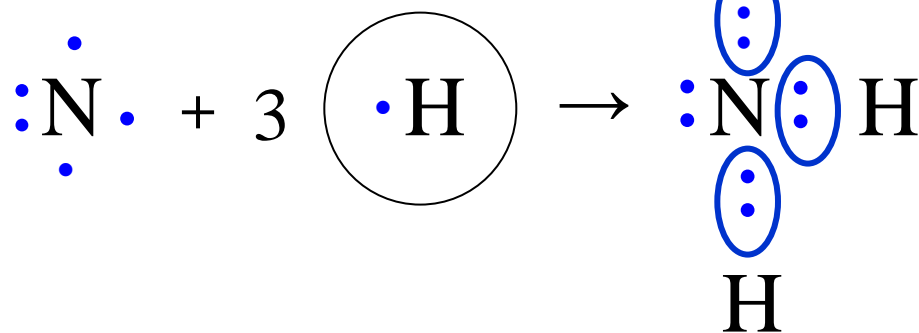
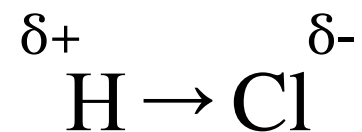
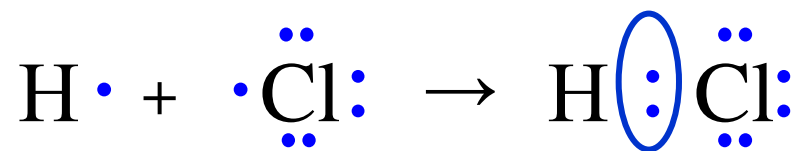
# Схема образования ковалентной связи

● по обменному механизму



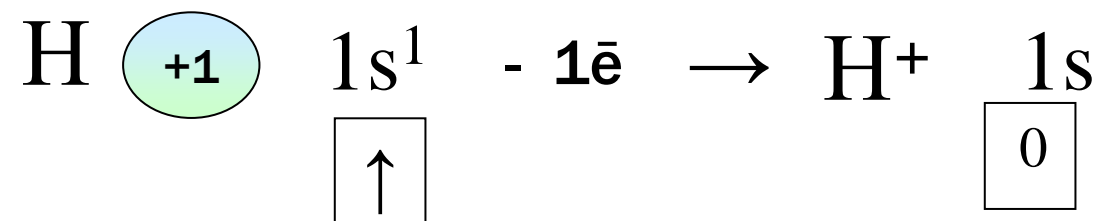
*Ковалентная  
неполярная  
связь*

● по обменному механизму

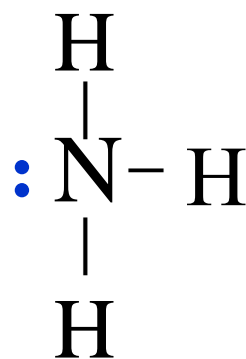


*Ковалентная  
полярная связь*

- по донорно-акцепторному механизму

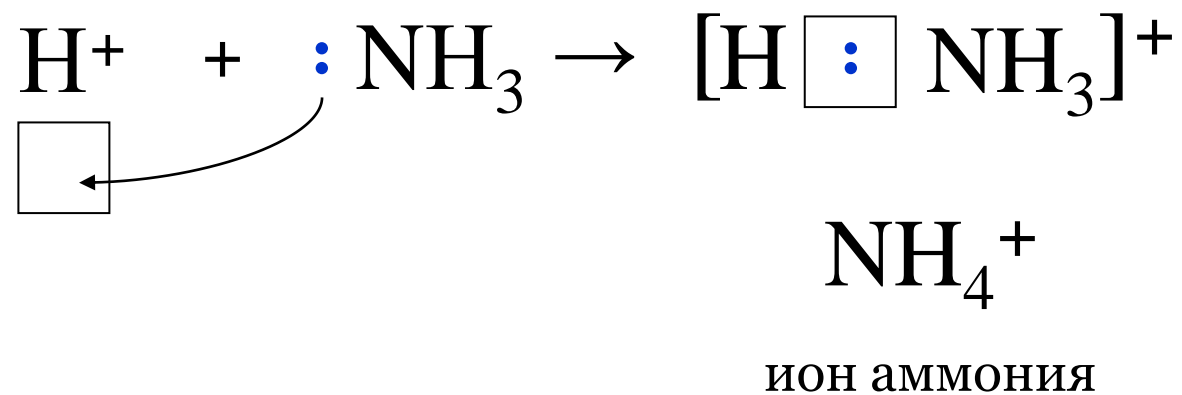


Атом, предоставляющий пустую орбиталь - *акцептор*



Атом, предоставляющий неподеленную электронную пару - *донор*

Донорно-акцепторная связь образуется в результате перекрывания орбитали с неподеленной электронной парой атома – *донора* и свободной орбитали атома - *акцептора*.

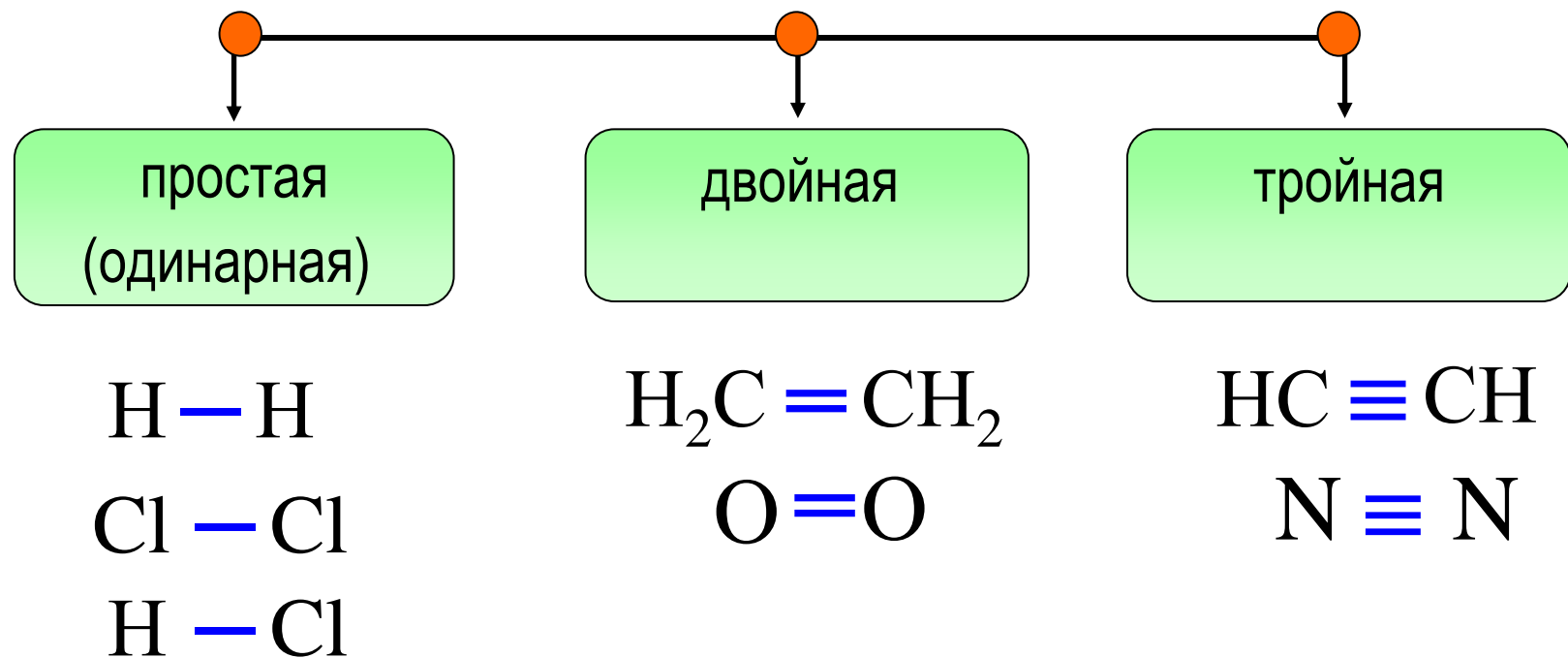


# Свойства ковалентной связи

- Кратность связи
- Полярность связи
- Насыщаемость связи
- Направленность связи

*Кратность* связи — это число общих электронных пар равное числу связей между атомами.

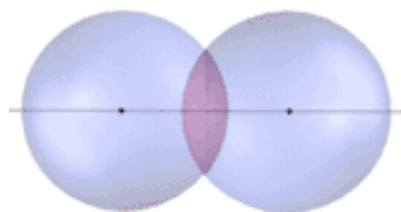
По кратности ковалентная связь бывает



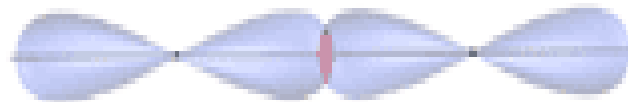
# Типы перекрывания атомных орбиталей

**$\sigma$ -СВЯЗЬ** - ковалентная связь, у которой область перекрывания электронных орбиталей лежит *на линии*, соединяющей ядра атомов.

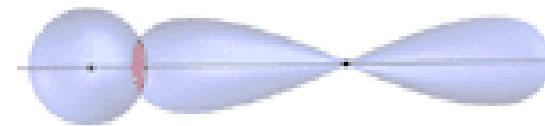
Пример: s-s, s-p, p-p, d-d перекрывание:



$\sigma$  s-s-СВЯЗЬ  
H<sub>2</sub>



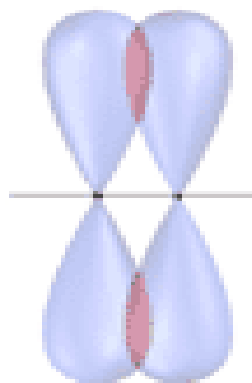
$\sigma$  p-p-СВЯЗЬ  
Cl<sub>2</sub>



$\sigma$  s-p-СВЯЗЬ  
HCl

**$\pi$ -СВЯЗЬ** - ковалентная связь, у которой область перекрывания электронных орбиталей находится *по обе стороны от линии*, соединяющей ядра атомов.

Пример: p-p, d-p, d-d перекрывание



$\pi$  p-p-связь

Двойная связь содержит одну  $\sigma$  и одну  $\pi$  – связи.

Тройная связь содержит одну  $\sigma$  и две  $\pi$  – связи.



Полярность - смещение электронной плотности к более электроотрицательному атому.

Ковалентная неполярная связь - образована атомами с одинаковыми значениями электроотрицательности:

H-H, O=O. ( $\Delta\text{ЭО} = 0$ )

Ковалентная полярная связь - образуется между атомами с разными значениями электроотрицательности: H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>

# Насыщаемость ковалентной связи

Насыщаемость связи заключается в стремлении атомов полностью реализовать свои валентные возможности.

Максимальное число ковалентных связей, образуемых атомом, определяется числом его валентных атомных орбиталей.

Отсюда следует, что максимальная валентность (*ковалентность*) элементов

- первого периода равна 1 (одна 1s-АО);
- второго - 4 (одна 2s-АО + три 2p-АО);
- третьего - 9 (одна 3s-АО + три 3p-АО и + 5d-АО), но максимальная валентность практически не реализуется

## **Направленность ковалентной связи**

Молекулы и ионы с ковалентными связями имеют определённое геометрическое строение, что объясняется направленностью ковалентной связи.

Геометрическое строение молекул и ионов объясняется гибридизацией атомных орбиталей.

# Атомные кристаллические решетки

Физические свойства:

- высокая твердость
- тугоплавкость
- нелетучесть
- хрупкость
- нерастворимость в воде
- расплав не проводит электрический ток



Кристаллическая решетка  
алмаза

# Молекулярные кристаллические решетки

## Физические свойства:

- ▶ небольшая твердость
- ▶ легкоплавкость
- ▶ летучесть
- ▶ хрупкость
- ▶ некоторые могут растворяться в воде
- ▶ раствор и расплав электрического тока не проводят



Сухой лед

## **Гибридизации. Теория гиридизации.**

Гибридизация - это выравнивание атомных орбиталей по форме и энергии.

### **Основные положения теории гибридизации:**

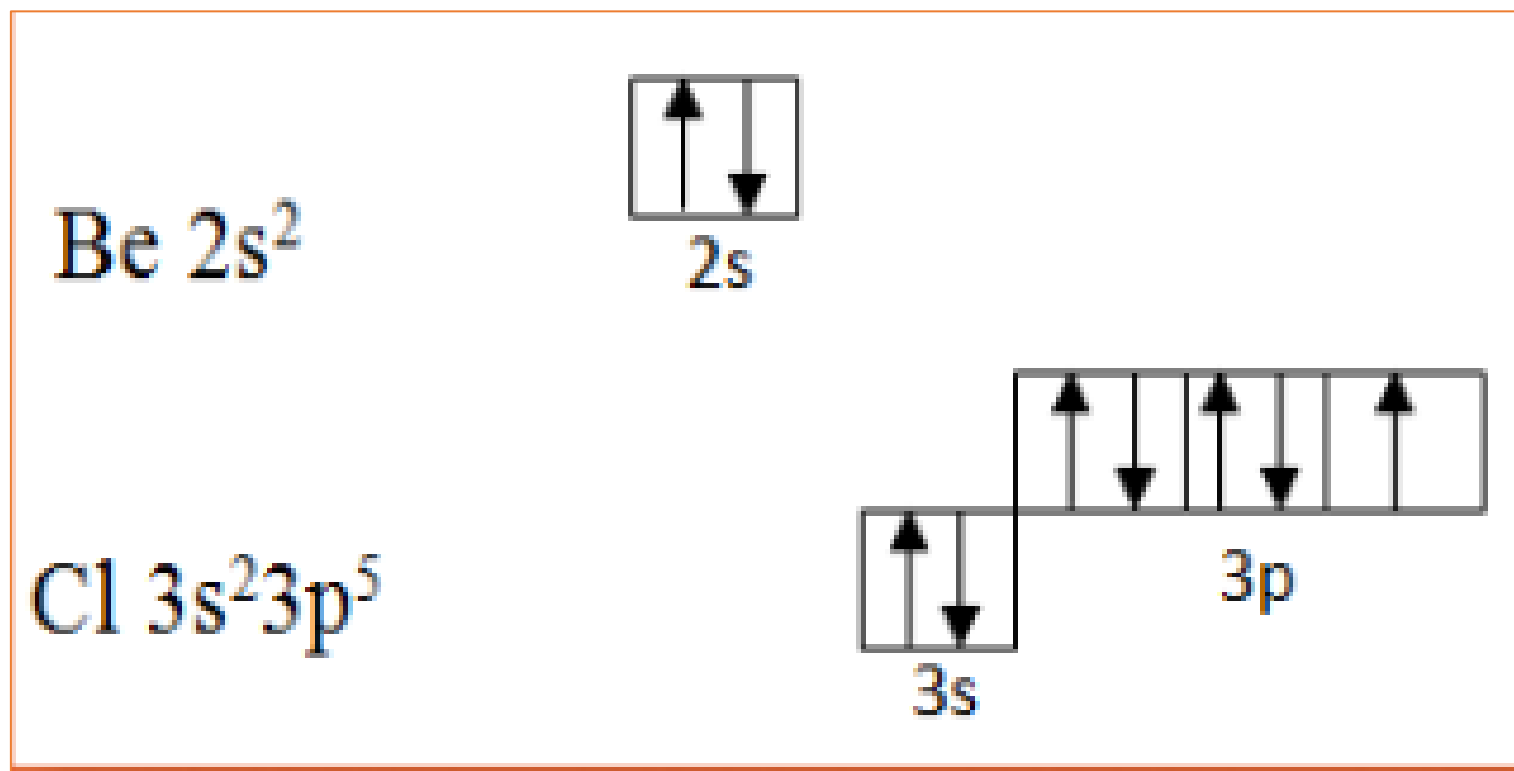
- 1.- гибридизуются АО центрального атома.
- 2.- гибридные АО имеют определённую форму, которая обеспечивает максимальное перекрывание.

3. - гибридизуются АО с неспаренными электронами, а также занятые парой электронов.
- 4.- гибридизуются АО, участвующие в сигма( $\sigma$ )-связывании.
- 5.- гибридные АО располагаются в пространстве таким образом, чтобы испытывать минимальное межэлектронное отталкивание.

## sp гибридизация( $\text{BeCl}_2$ )

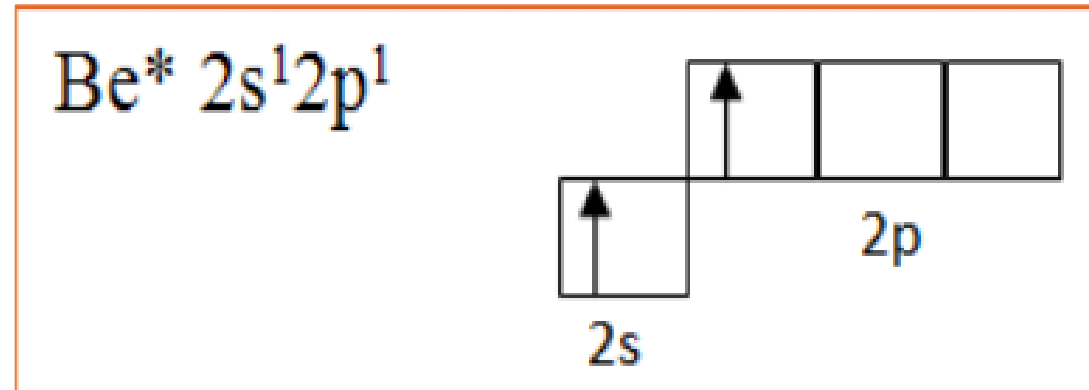
**Алгоритм определения типа гибридизации в молекулах:**

1) Записать электронно-графическую формулу для валентных электронов (участвуют в образовании химической связи)

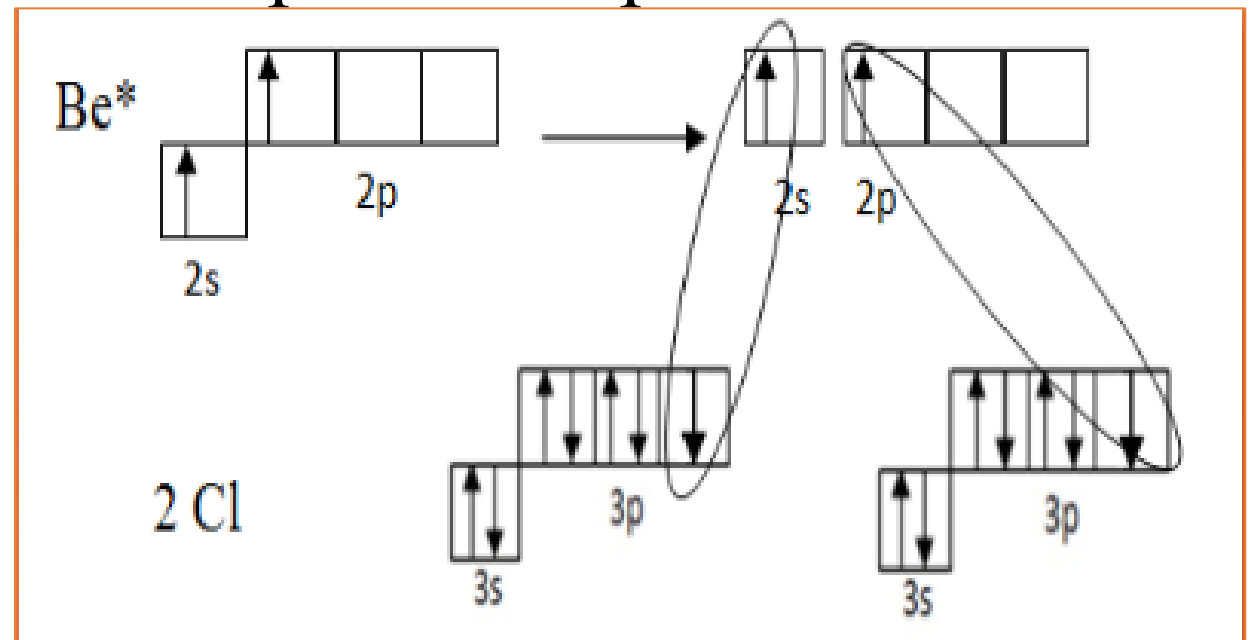




2) Записать электронно-графическую формулу центрального атома в возбужденном состоянии (если необходимо)



3) По числу атомных орбиталей построить гибридные атомные орбитали

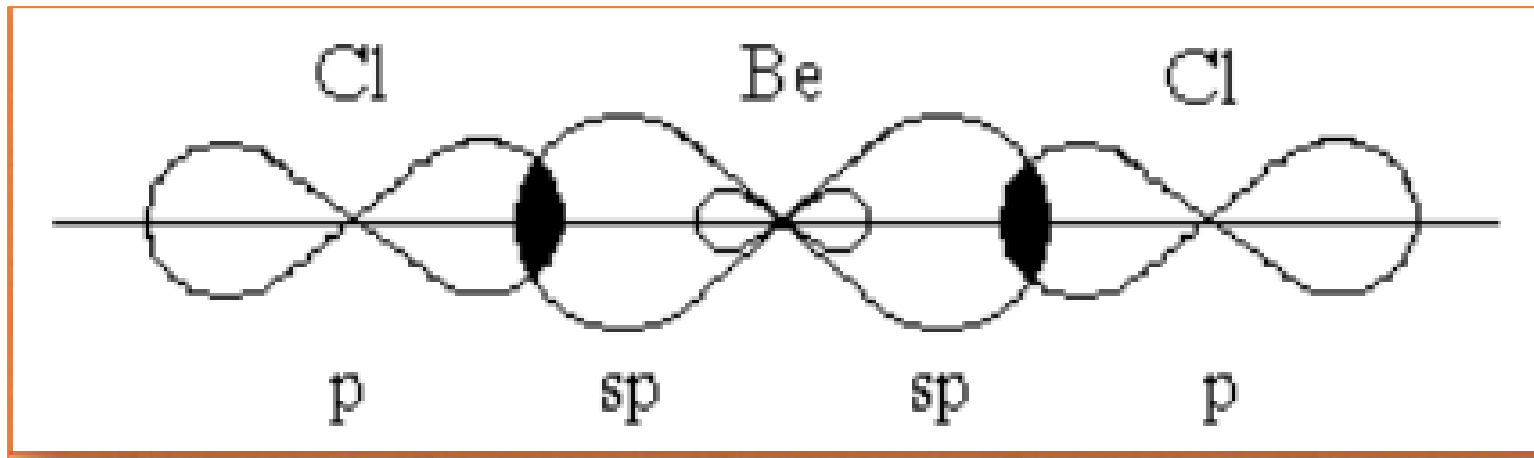


4) Определить тип гибридизации по числу атомных орбиталей, участвующих в гибридизации

Тип гибридизации **sp**;

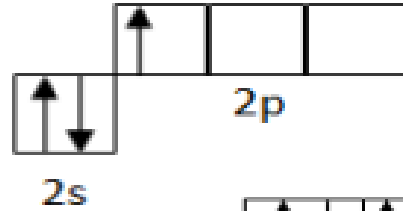
Валентный угол **180°**;

форма - **линейная**

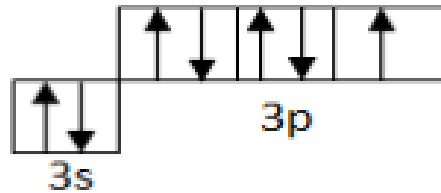


# sp<sup>2</sup> гиоридизация (BCl<sub>3</sub>)

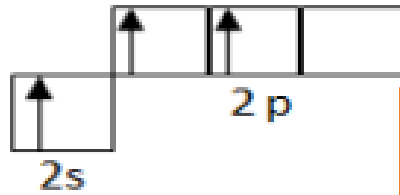
1) B 2s<sup>2</sup>2p<sup>1</sup>



Cl 3s<sup>2</sup>3p<sup>5</sup>

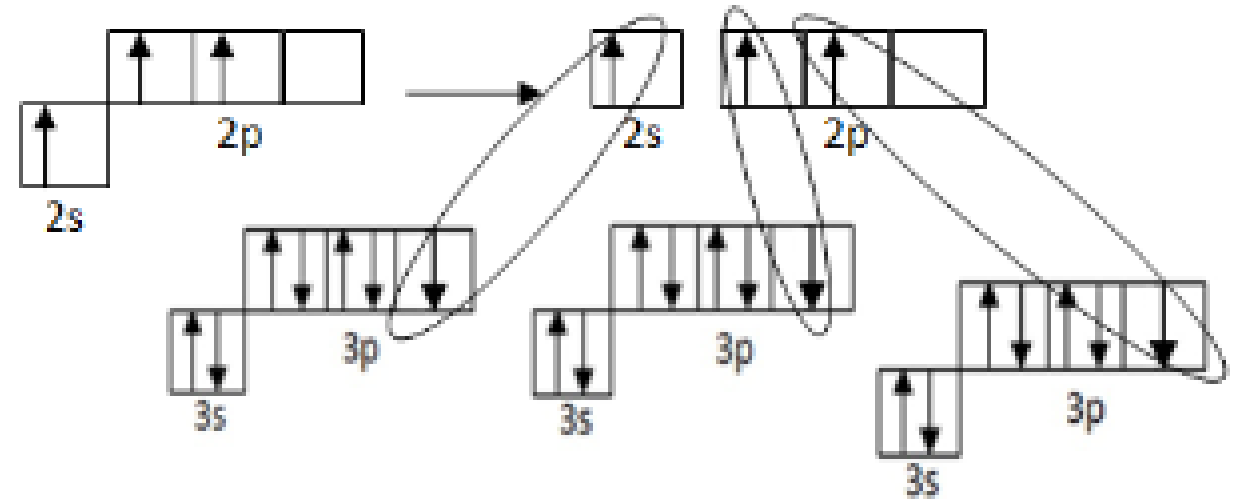


2) B\* 2s<sup>1</sup>2p<sup>2</sup>

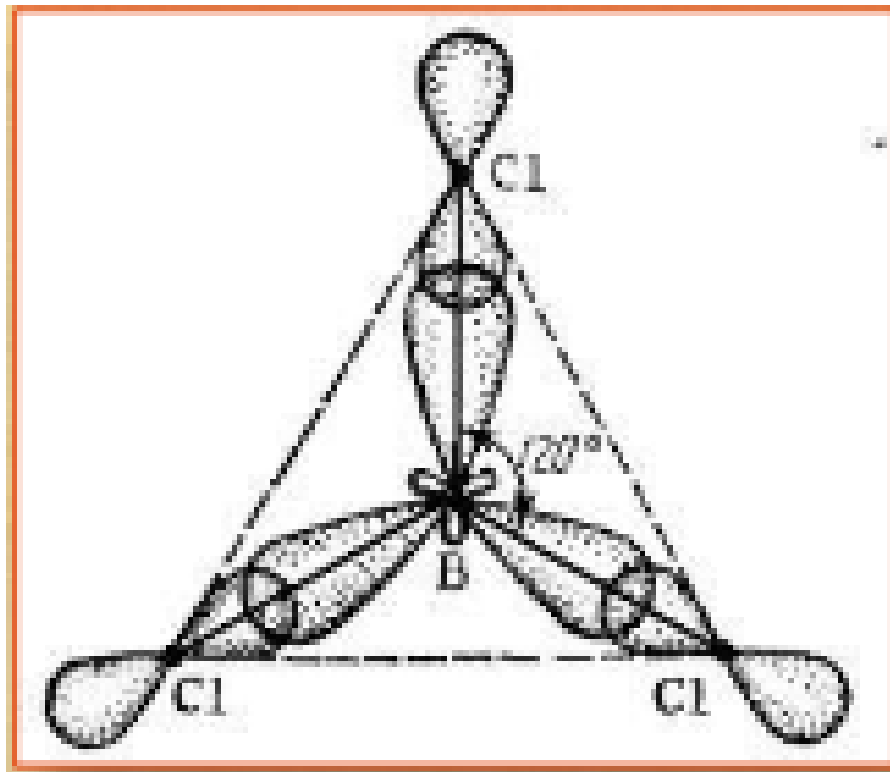


3) B\* 2s<sup>1</sup>2p<sup>2</sup>

3Cl

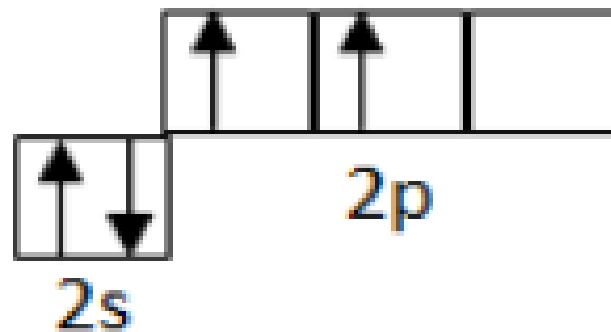


4) Тип гибридизации  $sp^2$ ,  
Валентный угол  $120^\circ$   
форма - плоский треугольник

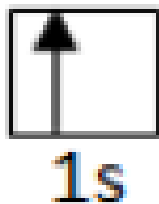


# sp<sup>3</sup> гибридизация (CH<sub>4</sub>)

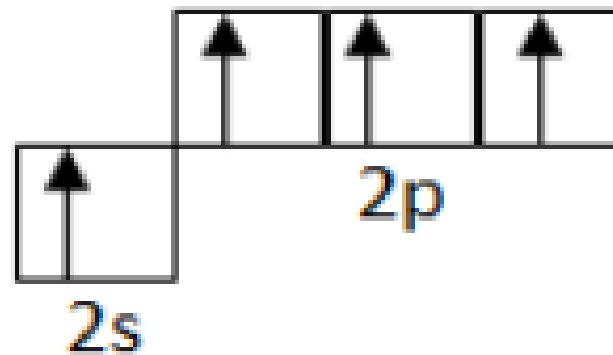
1) C 2s<sup>2</sup>2p<sup>2</sup>



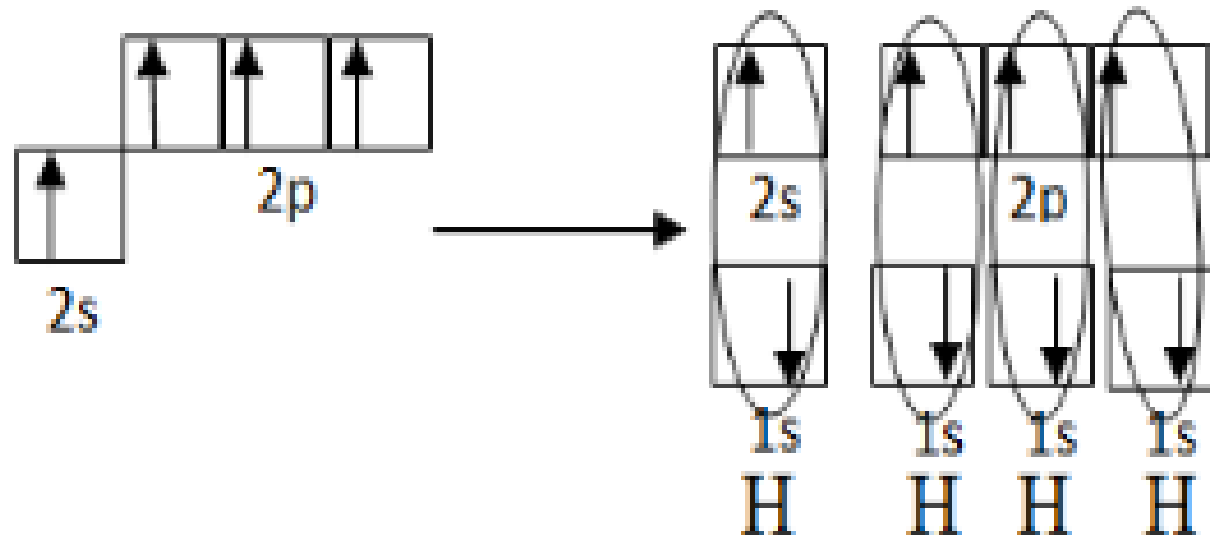
H 1s<sup>1</sup>



2) C\* 2s<sup>1</sup>2p<sup>3</sup>

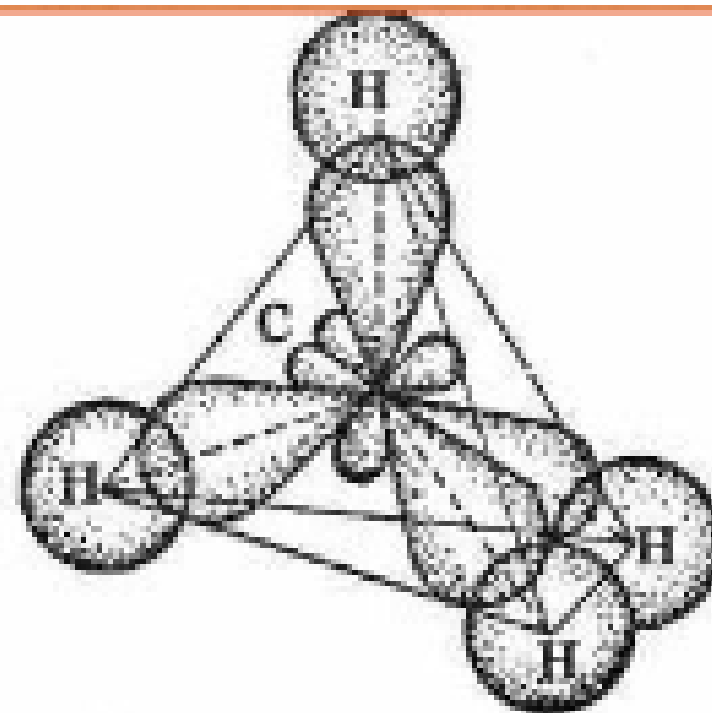


3)  $C^* 2s^1 2p^3$



4) Тип гибридизации  $sp^3$ ,  
Валентный угол  $109,28^\circ$   
форма - тетраэдр

$sp^3d, sp^3d^2$   
изучить  
самостоятельно



## Типы гибридизации и строение молекул

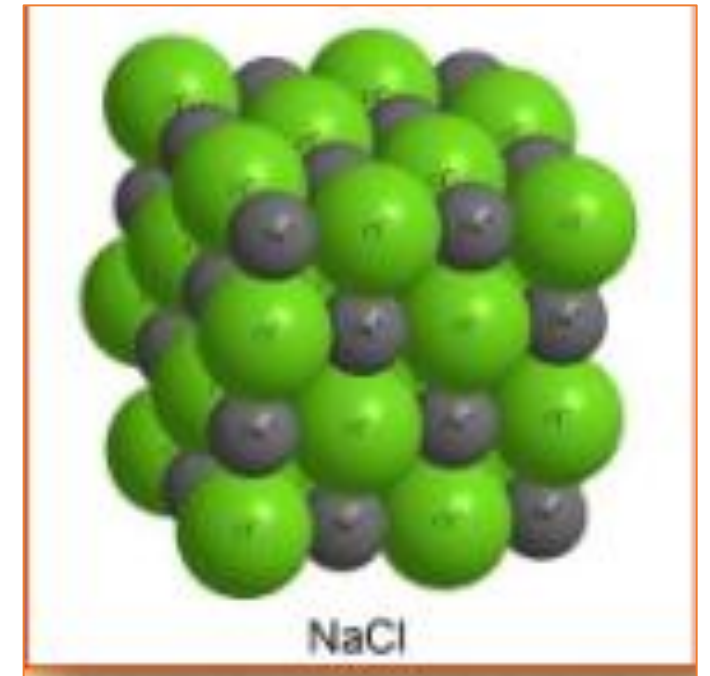
Тип гибридизации	Строение молекулы	Валентный угол
$sp$	линейное	$180^\circ$
$sp^2$	плоский треугольник	$120^\circ$
$sp^3$	тетраэдр	$109,28^\circ$
$sp^3d$	тригональная бипирамида	$120^\circ, 90^\circ$
$sp^3d^2$	октаэдр	$90^\circ$

Ионная связь образуется за счёт электростатического взаимодействия между ионами противоположного знака.

$$\Delta \text{ЭО} > 1,9$$

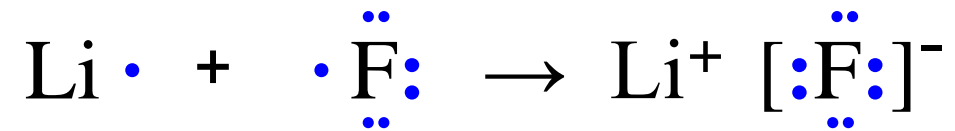
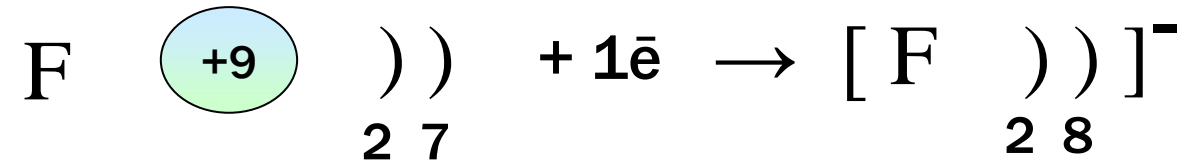
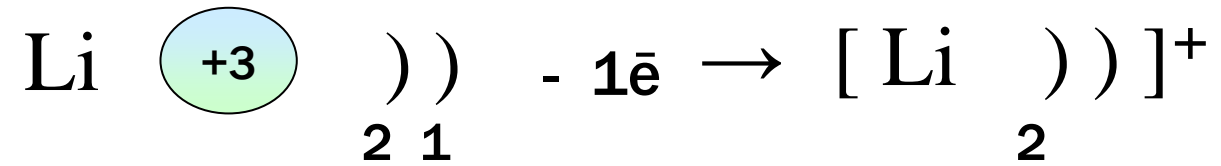
Ионная связь образуется между катионами s-металлов I и II группы П. С. и анионами неметаллов VI и VII группы

Пример: NaCl, LiF, K<sub>2</sub>O, MgO





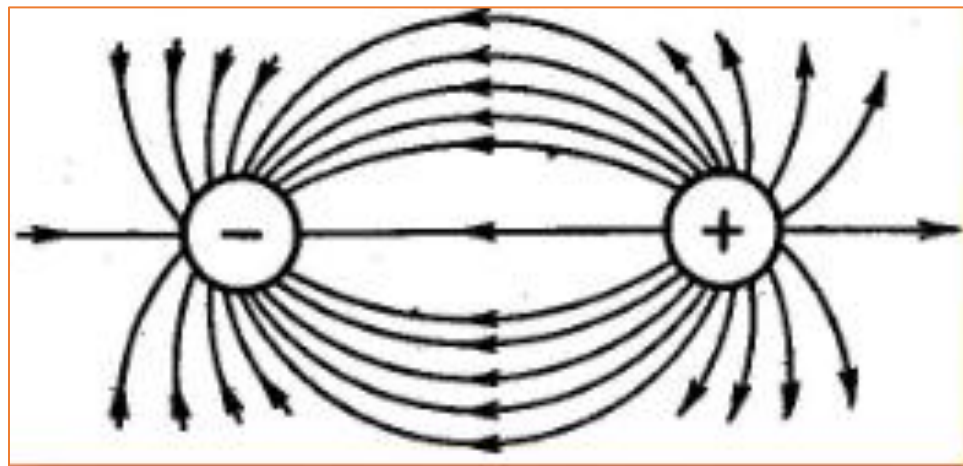
# Схема образования ионной связи



## Свойства ионной связи

В отличие от ковалентной связи ионная связь ненаправлена и ненасыщаема.

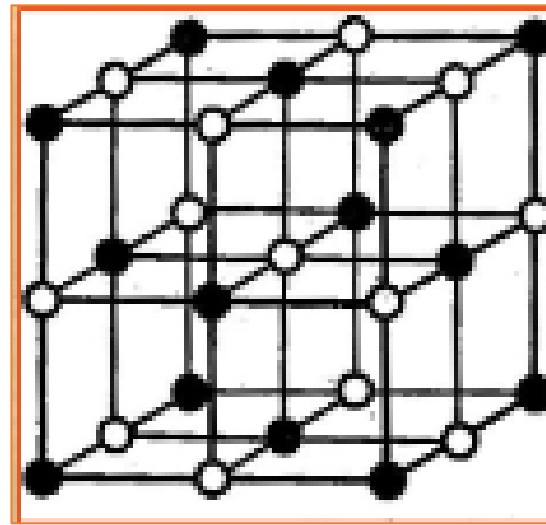
- **Ненаправленность** ионной связи связана с тем, что электростатическое поле иона обладает сферической симметрией и способно притягивать ионы противоположного знака в любом направлении:



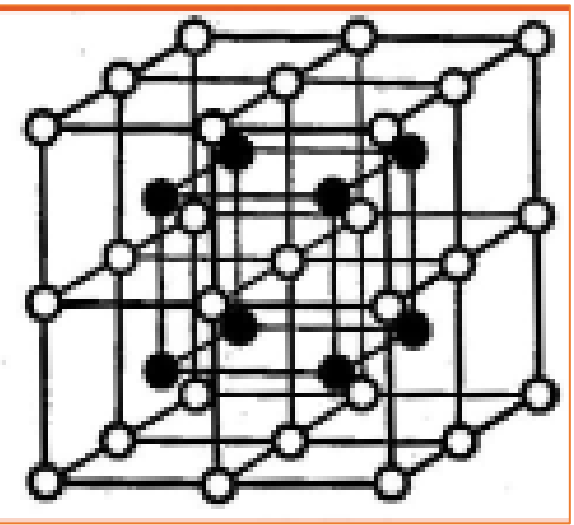
➤ **Ненасыщаемость** ионной связи - это способность иона данного знака притягивать к себе переменное количество ионов противоположного знака.

Эти свойства приводят к тому, что соединения с ионной связью имеют трёхмерные кристаллические решетки, в узлах которых находятся ионы

Весь кристалл можно  
рассматривать как  
гигантскую молекулу,  
состоящую из огромного  
числа ионов:



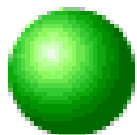
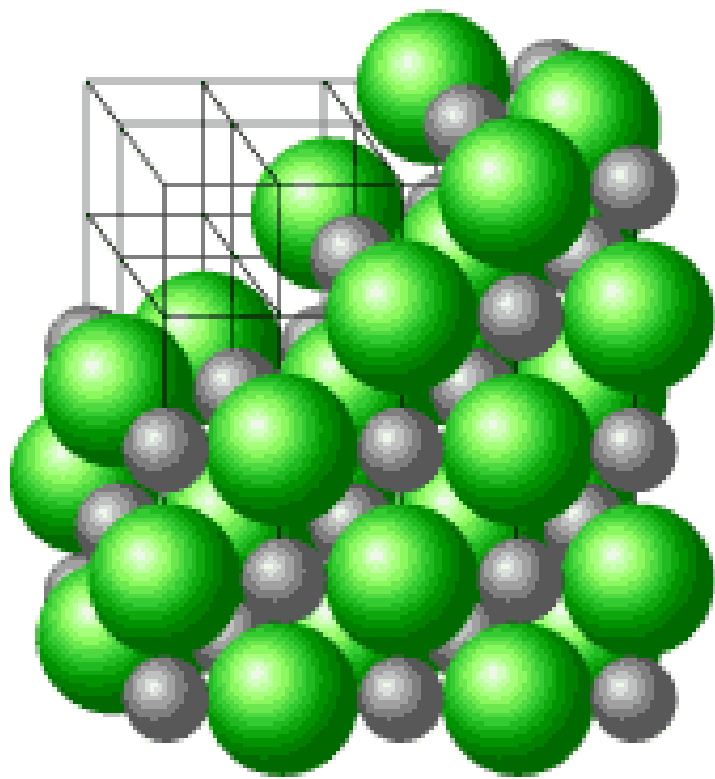
NaCl



CsCl

# Свойства соединений с ионной связью

## Физические свойства:



Cl



Na

Ионная кристаллическая  
решетка

- ▶ твердость
- ▶ тугоплавкость
- ▶ хрупкость
- ▶ нелетучесть
- ▶ могут растворяться в воде
- ▶ раствор и расплав проводят электрический ток

# Явление поляризации

**Поляризация** - смещение электронной плотности в результате электростатического воздействия на частицу.

**Процесс поляризации является двусторонним:**

атомы, ионы и молекулы обладают поляризующей способностью и поляризуемостью.

➤ **Поляризуемость** тем больше, чем больше радиус частицы и меньше её заряд.

Большой поляризуемостью обладают анионы.

➤ **Поляризующая способность** тем больше, чем меньше радиус частицы и больше её заряд. Большой поляризующей способностью обладают катионы (максимальной - катион водорода).

# Влияние поляризации на свойства веществ

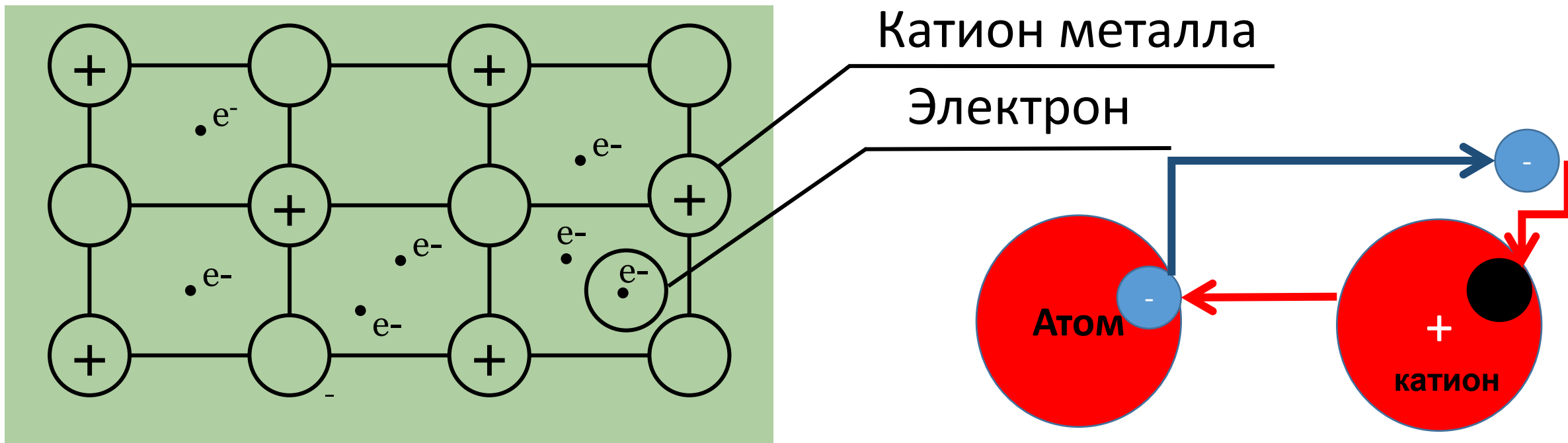
1) Растворимость веществ

2) Окраска соединений.

3) Термическая стабильность.

4) Меньшая устойчивость некоторых кислородсодержащих кислот по сравнению с соответствующими солями ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  ...).

**Металлическая связь** - также, как и ковалентная связь возникает за счет обобществления валентных электронов, только в металле обобществленные электроны обслуживают весь кристалл (электронный газ)



Металлическая связь ненасыщенная и ненаправленная.



# Характерные свойства металлов:

- электро- и теплопроводность
- пластичность
- металлический блеск
- ковкость
- образование кристаллических структур с высокими координационными числами (8-12)

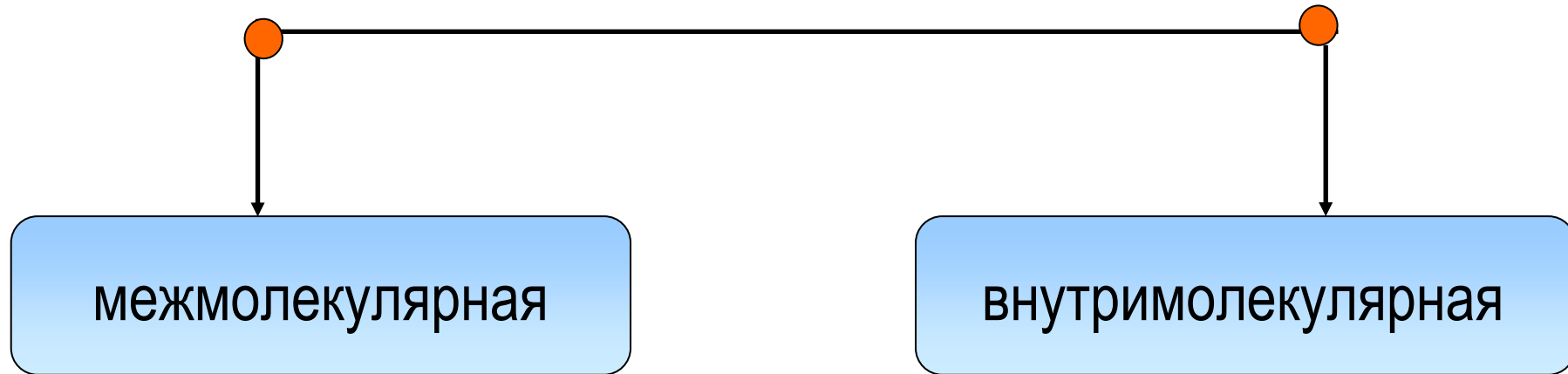


# Водородная связь

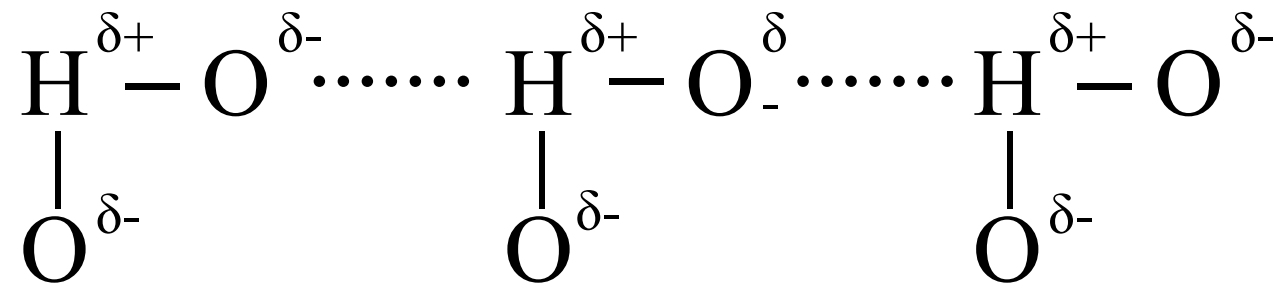
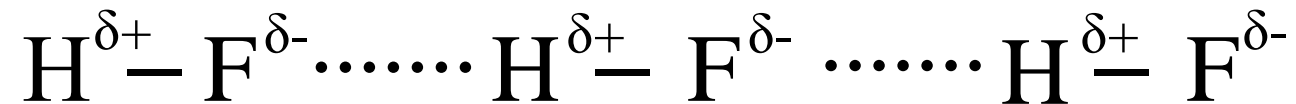
Возникает за счет электростатического притяжения между положительно поляризованными атомами водорода одной молекулы (или её части) и отрицательно поляризованными атомами, имеющими неподеленные электронные пары (F, N, O) другой молекулы или её части.



# Виды водородной связи



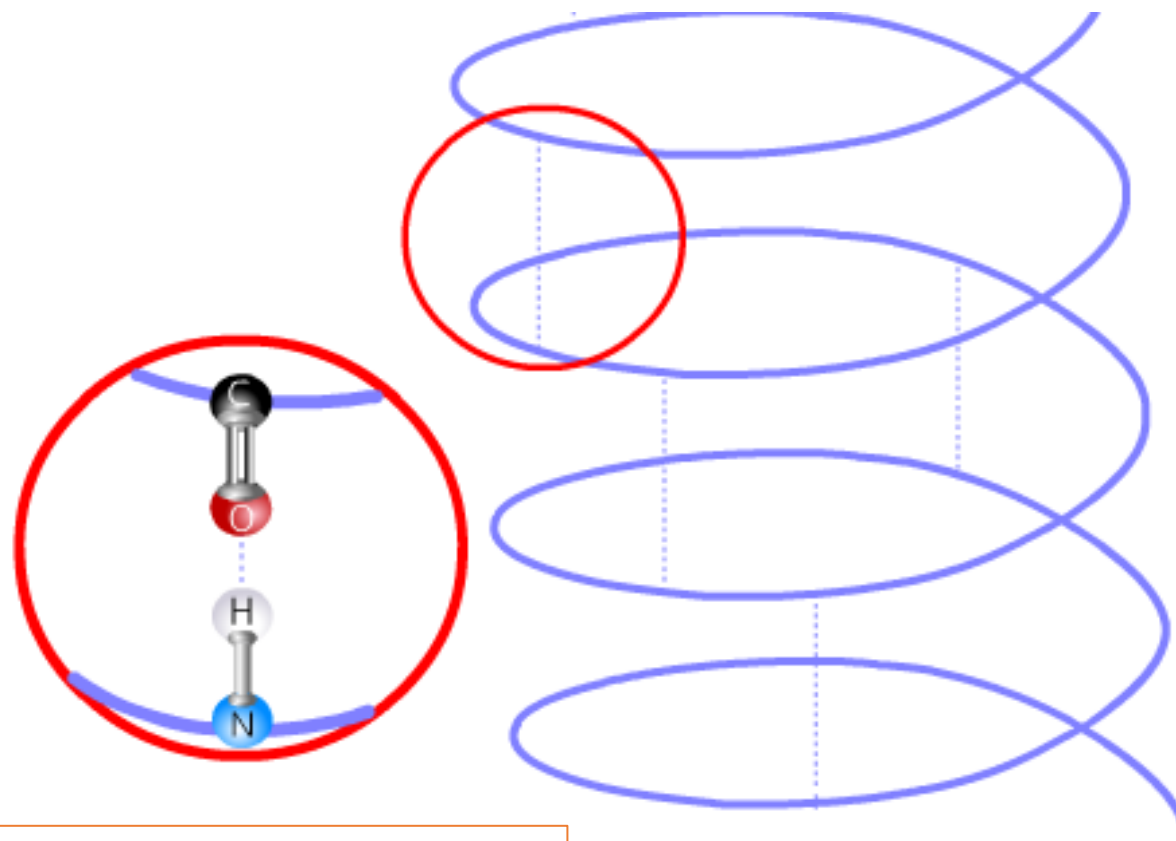
# Схема образования водородной связи



*Межмолекулярная  
водородная связь*

# Схема образования водородной связи

*Вторичная структура  
белка*



Энергия водородной связи в среднем составляет 20 кДж/моль.

*Внутримолекулярная  
водородная связь*

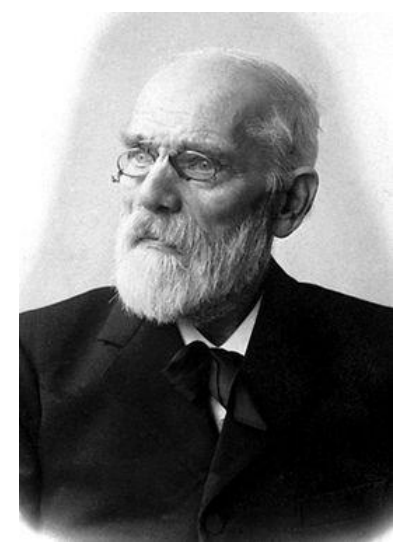
## **Наличие водородных связей влияет на свойства веществ:**

- Вещества состоят из ассоциированных молекул.
- Увеличивается плотность вещества при переходе из твёрдого состояния в жидкое.

Лёд имеет меньшую плотность, чем жидкая вода при  $0^{\circ}\text{C}$ , и, замерзая, вода увеличивает свой объём на 9%. Это связано с упорядоченным расположением молекул воды по всему кристаллу, ассоциированных за счёт водородных связей.

- Вещества обладают более высокими температурами кипения и плавления.

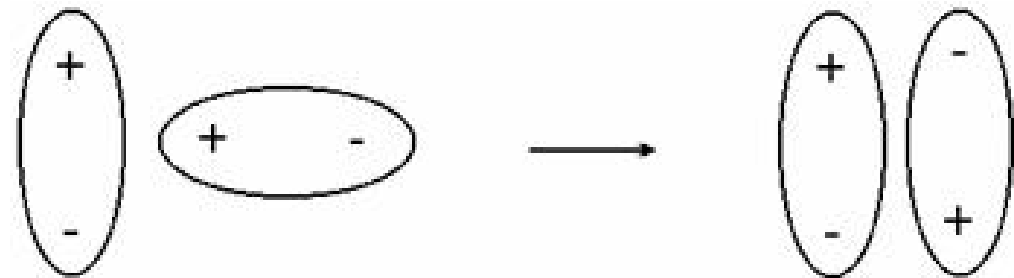
Силы Ван-дер-Ваальса – силы межмолекулярного взаимодействия, проявляющиеся на расстояниях, превосходящих размеры частиц. Слабое притяжение между молекулами, не связанное с передачей электронов.



Йоханнес Дидерик  
Ван дер Ваальс,  
1837-1923

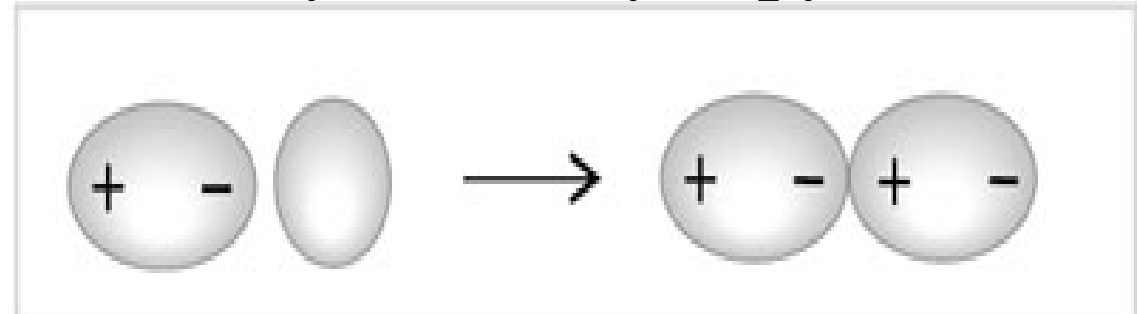
**Ориентационное взаимодействие** – оно проявляется, если вещество состоит из полярных молекул – диполей (диполь-дипольное взаимодействие).

Пример: HCl - HCl



**Индукционное взаимодействие** - осуществляется, в частности, между полярной и неполярной молекулой и обусловлено тем, что дипольные молекулы индуцируют в соседних молекулах диполи.

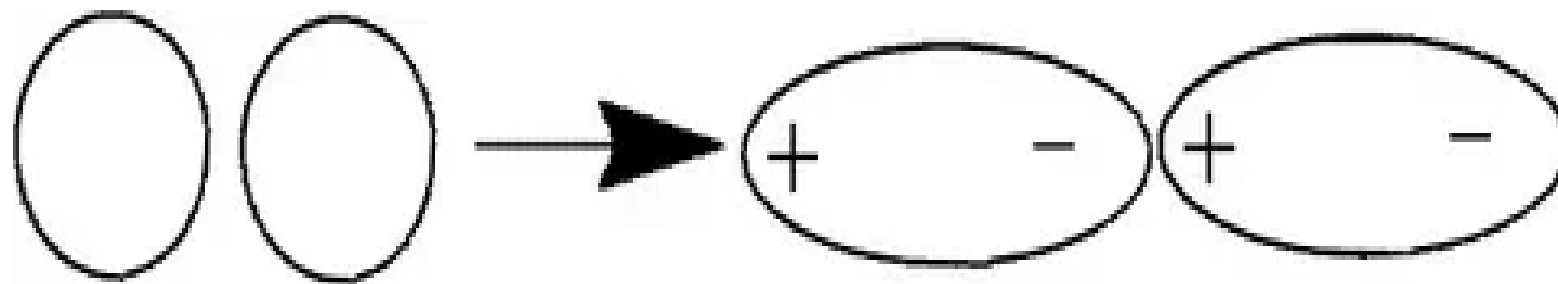
Пример:  $\text{H}_2$  -  $\text{HCl}$





**Дисперсионное взаимодействие** - это взаимодействие обусловлено тем, что каждый атом является диполем в любой момент времени, т.к. электрон и ядро являются противоположно заряженными частицами (мгновенный диполь). Если имеется несколько атомов поблизости, то их диполи ориентируются в пространстве ("+" к "-"). и

Пример:  $\text{H}_2 - \text{H}_2$



## Влияние сил Ван-дер-Ваальса на свойства веществ

- Способность всех газов при соответствующих условиях конденсироваться.
- Закономерное изменение температуры кипения газообразных однотипных веществ:

Элементы	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
$T_{\text{кип}}$	-269	-246	-186	-153	-108	-62

- Усиление агрегации веществ:

$F_2$	$Cl_2$	$Br_2$	$I_2$
газ	газ	жид.	тв.

**Вывод:**

свойства веществ зависят от его состава  
и строения.

Спасибо за внимание!!!