

# **Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення**

Невозмутимый строй во  
всем,  
Созвучье полное в  
природе...

Ф.Тютчев

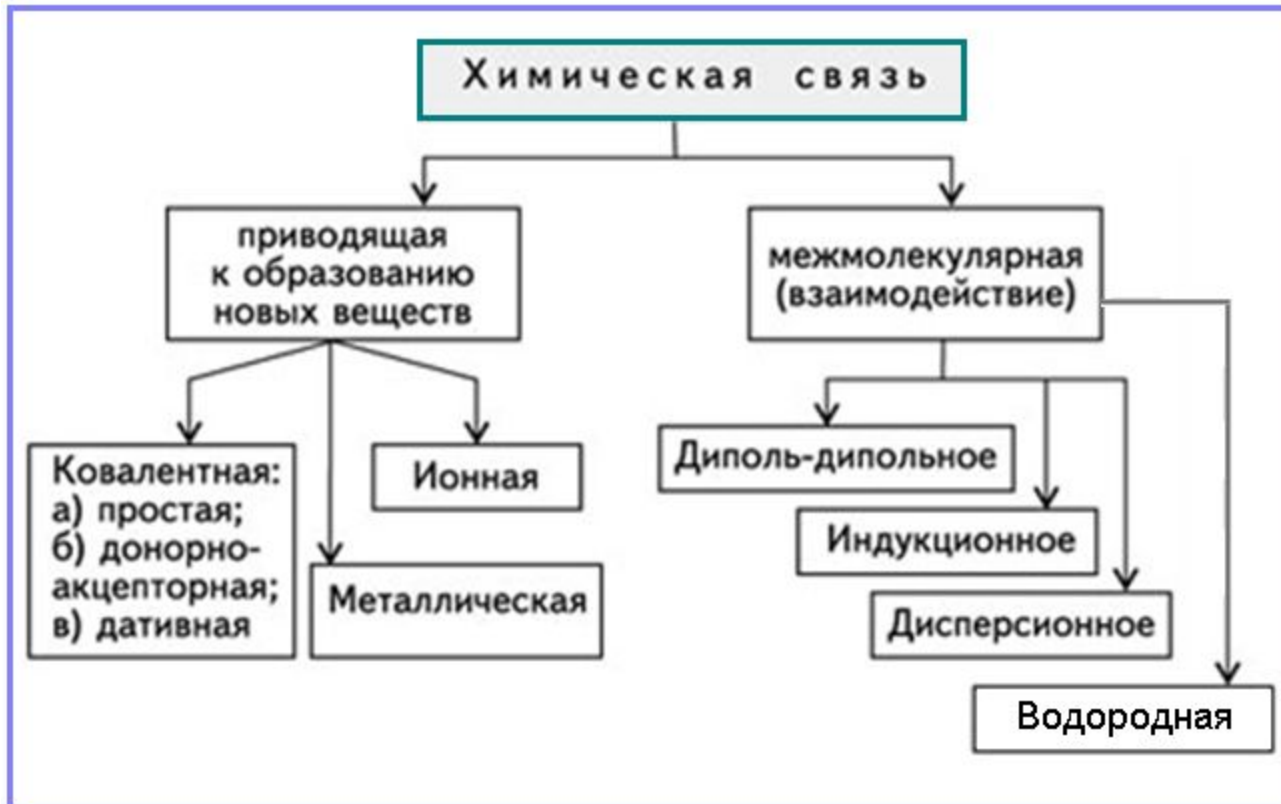
**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **Химическая связь и ее типы**
- **Химическая связь – вид межатомарного и межмолекулярного взаимодействия, которое сопровождается уменьшением полной энергии системы (молекула, комплекс, кристалл и т.п.).**

Силы, объединяющие атомы в молекулы

1. Электростатические взаимодействия:  
взаимодействия зарядов → **Ионная связь**
2. Ковалентные взаимодействия:  
перераспределение электронной плотности → **Ковалентная связь**
3. Дипольное взаимодействие:  
ван-дер-ваальсовы силы → **Ван-дер-ваальсова связь**

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення



Классификация химических связей

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Химическая связь характеризуется **энергетическими** и **геометрическими** параметрами.
- **Энергия химической связи** определяет ее прочность. Величина энергии химической связи определяется работой, необходимой для разрушения связи, или выигрышем в энергии при образовании вещества из отдельных атомов.
- **Длина химической связи** – расстояние между центрами атомов в молекуле (и кристалле), когда силы притяжения уравновешены силами отталкивания и энергия системы минимальна. Длины связей определяются экспериментально по рентгеноструктурным и спектральным данным.

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **Полярность химических связей** - характеристика химической связи, показывающая перераспределение электронной плотности в пространстве вблизи ядер по сравнению с исходным распределением этой плотности в нейтральных атомах, образующих данную связь. Количественной мерой полярности химической связи служат т. н. эффективные заряды на атомах: разность между зарядом электронов, сосредоточенным в некоторой области пространства (порядка атомных размеров) вблизи ядра, и зарядом ядра. Эта мера приближённая, поскольку выделить в молекулах области, относящиеся к отдельным атомам и отдельным связям (если их несколько), однозначно нельзя. Связи строго неполярны лишь в двухатомных гомоядерных молекулах, в остальных случаях они в той или иной степени полярны. Обычно ковалентные связи слабо полярны, ионные связи сильно полярны. Полярность химической связи иногда указывают символами зарядов у атомов (например,  $\text{H}^{+\delta}-\text{Cl}^{-\delta}$ , где  $\delta$  - некоторая доля элементарного заряда).

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **Поляризуемость** химической связи - способность ионов, молекул приобретать дипольный момент  $\mu$  в электрическом поле.
- Появление  $\mu$  обусловлено смещением электронов (электронная поляризуемость) и атомных ядер (атомная поляризуемость) под действием поля; такой наведенный (индуцированный) дипольный момент исчезает при выключении поля.
- У полярных молекул, обладающих постоянным дипольным моментом в отсутствие поля, наведенный дипольный момент векторно складывается с постоянным.

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

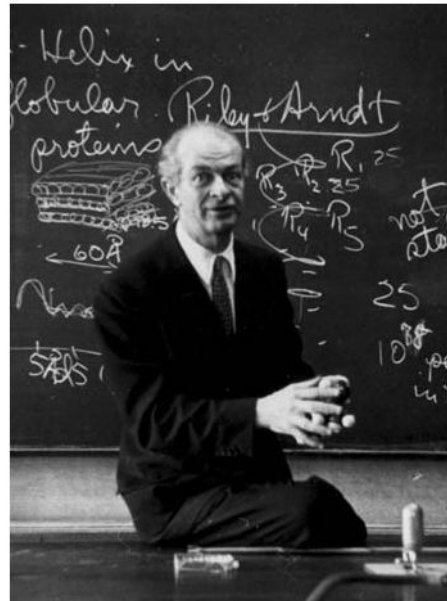
- **Направленность связи** определяется величиной угла между направлениями связей в пространстве (направленностью в пространстве перекрывающихся атомных орбиталей). Направленность связи – одно из основных свойств ковалентной связи.
- **Насыщаемость связи** - это способность атома соединяться с другим атомом определенным числом связей, которое определяется числом валентных электронов (именно это число тесно связано с традиционным понятием валентности атома в молекуле). Насыщаемость проявляется в том, что одна орбиталь атома с неспаренным электроном может принимать участие в образовании только одной ковалентной химической связи.
- **Кратность связи** – возможность образования химической связи между двумя атомами не только одной, но и несколькими электронными парами. Одна из основных характеристик ковалентной связи.

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **История создания учения о химической связи**
- Появление атомной модели Бора, впервые объяснившей строение электронной оболочки атома, способствовало созданию представления о химической связи и ее электронной природе.
- В 1915 г. немецкий физик Коссель дал объяснение химической связи в солях, в 1916 г. американский физико-химик Льюис предложил трактовку химической связи в молекулах.



**КОССЕЛЬ Вальтер**  
04.01.1888-22.05.1956  
Немецкий физик



**ПОЛИНГ Лайнус Карл**  
американский химик  
28 февраля 1901 г.–19 августа 1994 г.  
Нобелевская премия по химии, 1954 г.  
Нобелевская премия мира, 1962 г.



**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Квантово-механический подход к строению атома привёл к созданию принципиально новых представлений о природе химической связи. Уже в 1927 г. Вальтер Гейтлер и Фриц Лондон начали разрабатывать квантовомеханическую теорию химической связи и выполнили приближённый расчёт молекулы водорода.



**ГАЙТЛЕР (Гейтлер) (Heitler)  
Вальтер Генрих (1904-81)**

физик и химик-теоретик. Родился в Германии, с 1933 в Великобритании, с 1949 в Швейцарии. Совместно с Ф. Лондоном разработал (1927) приближенный метод расчета молекулы  $H_2$ , чем положил начало квантовой химии.



**ЛОНДОН Фриц (London Fritz)  
(7.III.1900 - 30.III.1954) —**  
физик-теоретик. Родился в Бреслау (ныне Вроцлав, Польша).

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Распространение метода Гейтлера-Лондона на многоатомные молекулы привело к созданию *метода валентных связей* (МВС), который разработали в 1928-1931 гг. Лайнус Карл Полинг и Джон Кларк Слэтер.
- Основная идея этого метода заключается в предположении, что атомные орбитали сохраняют при образовании молекулы известную индивидуальность.



**Джон Кларк Слэтер** (22.12.1900 – 25.07.1976) — известный американский физик и химик-теоретик.

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- В 1928 г. Полинг предложил *теорию резонанса* и идею *гибридизации атомных орбиталей*, в 1932 г. – новое количественное понятие электроотрицательности и шкалу электроотрицательностей, выразил зависимость между электроотрицательностью и энергией химической связи.
- Фридрих Хунд, Роберт Сандерсон Малликен и Джон Эдвард Леннард-Джонс в 1929 г. начали разработку *метода молекулярных орбиталей* (ММО). В основу ММО заложено представление о полной потере индивидуальности атомов, соединившихся в молекулу. Молекула, таким образом, состоит не из атомов, а представляет собой новую систему, образованную несколькими атомными ядрами и движущимися в их поле электронами.
- Фридрих Хунд предложил также современную классификацию химических связей; в 1931 г. он пришёл к выводу о существовании двух основных типов химических связей – простой, или  $\sigma$ -связи, и  $p$ -связи.
- В том же году немецкий физик Эрих Хюккель распространил метод МО на органические соединения, сформулировав в правило ароматической стабильности ( $4n+2$ ), устанавливающее принадлежность вещества к ароматическому ряду.

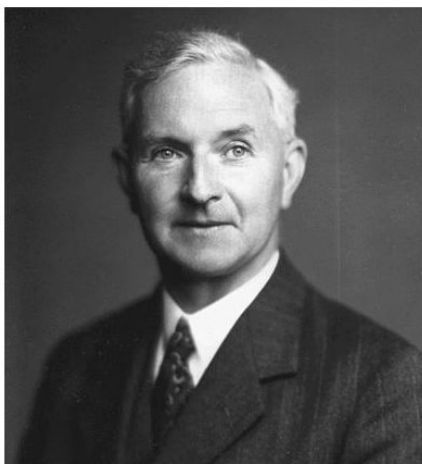
## Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення



**Фридрих Хунд** (нем. *Friedrich Hund*; 4.02.1896—31.03.1997) — немецкий физик. Участник разработки метода молекулярных орбиталей.



**Роберт Сандерсон Малликен** (*Robert Sanderson Mulliken*; 7.06.1896—31.10.1986) — американский физик и химик, профессор, лауреат Нобелевской премии по химии (1966 г).



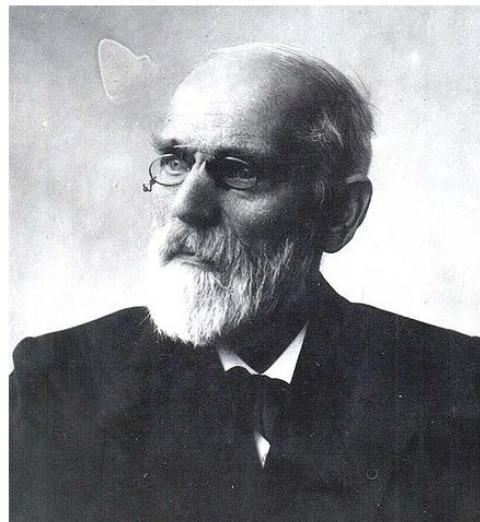
**Джон Эдвард Леннард-Джонс** (*Sir John Edward Lennard-Jones*; 27.10.1894-01.11.1954) — английский физик- и химик-теоретик.



**Эрих Арманд Артур Йозеф Хюккель** (*Erich Armand Arthur Joseph Hückel*) (09.08.1896-16.02.1980) — немецкий физик и химик, один из основоположников квантовой химии, создатель теории сильных электролитов (совместно с П. Дебаем).

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Большой вклад в развитие теоретических положений теории химической связи внесли нидерландский физик Ян Дидерик Ван-дер-Ваальс (в 1869 г. он открыл силы взаимодействия между молекулами, которые впоследствии были названы его именем — силы Ван-дер-Ваальса), Гилберт Ньютон Льюис (электронная теория химической связи) и многие другие ученые.



**Ян Дидерик Ван-дер-Ваальс**  
(нидерл. *Johannes Diderik van der Waals*, 23.11.1837-8.03.1923) — голландский физик, лауреат Нобелевской премии по физике в 1910 г.



**Гилберт Ньютон Льюис** (вариант написания имени — Джилберт) (*Gilbert Newton Lewis*) 23.10.1875-23.03.1946) — выдающийся американский физикохимик.

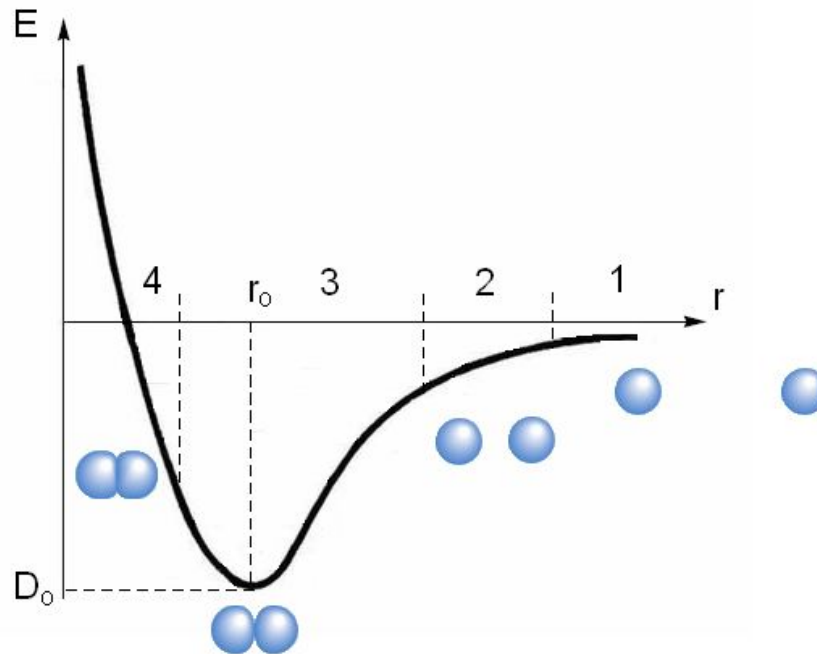
**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **Сущность процесса образования химической связи**
- Доказано, что в образовании химической связи между атомами главную роль играют **электроны**, расположенные на внешней оболочке и, следовательно, связанные с ядром наименее прочно, т.н. валентные электроны. Именно поэтому строение валентной электронной конфигурации атомов является определяющим фактором при рассмотрении условий образования химической связи.
- При образовании химической связи атомы стремятся приобрести устойчивую восьмиэлектронную (октет) или двухэлектронную (дублет) оболочки (**правило октета**).
- Образование устойчивой электронной конфигурации может происходить несколькими способами и приводит к молекулам (и веществам) различного строения, поэтому различают несколько типов химической связи. Таковы ионная, ковалентная, металлическая, водородная и ван-дер-ваальсова связи.
- **Тип связи никогда не является 100%-ным, можно говорить лишь о доле вклада определенного типа связи.**



## Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Любая химическая связь образуется только тогда, когда сближение двух (или большего числа) атомов приводит к **понижению** полной энергии системы (суммы кинетической и потенциальной энергий). Проиллюстрируем это утверждение на примере образования простейшей молекулы, состоящей из двух атомов.
- Определяющими факторами являются межъядерное расстояние  $r$  и энергия взаимодействия атомов  $E$ .

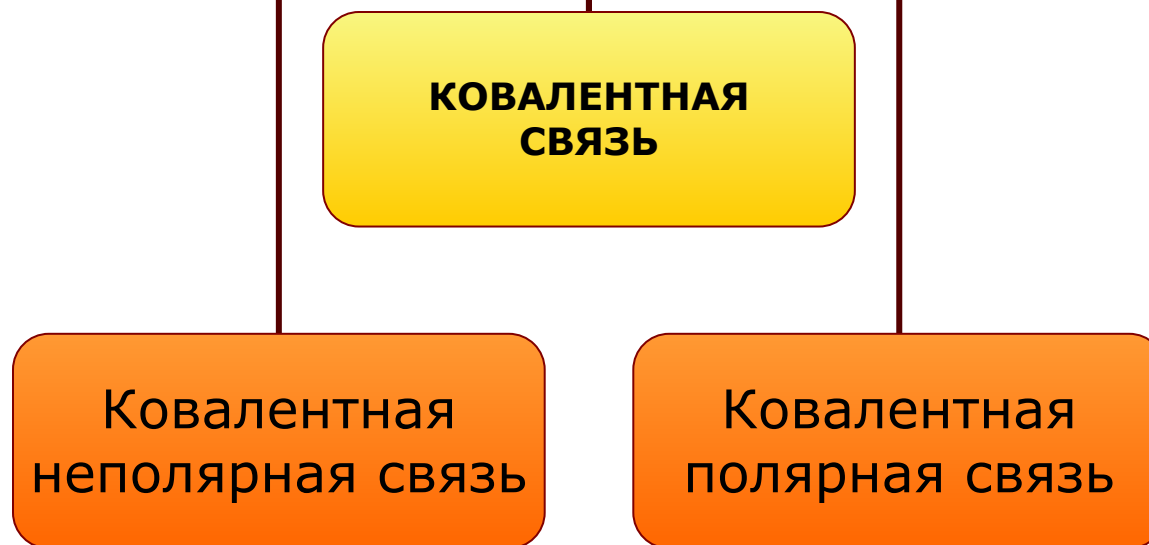


Энергия взаимодействия двух атомов в зависимости от межъядерного расстояния

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ**

- Связь, осуществляемая за счет образования электронных пар, в одинаковой мере принадлежащих обоим атомам, называется ковалентной.



**Характеристики ковалентной связи:** направленность, насыщенность, кратность, гибридизация, энергия связи, поляризуемость, дипольный момент.



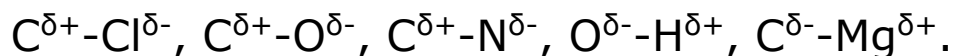
**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **Неполярная ковалентная связь**

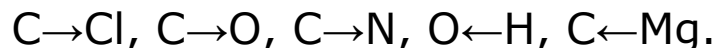
- Неполярная (симметричная) ковалентная связь - связь между атомами с практически равной электроотрицательностью ( $0,4 > \Delta\chi = 0$ ) и, следовательно, равномерным распределением электронной плотности между ядрами атомов. Например: H-H, F-F, Cl-Cl. Дипольный момент таких связей равен 0.

- **Полярная ковалентная связь**

- Полярная (несимметричная) ковалентная связь - связь между атомами с различной электроотрицательностью ( $2 > \Delta\chi > 0,5$ ) и несимметричным распределением общей электронной пары.
- Электронная плотность такой связи смещена в сторону более электроотрицательного атома, что приводит к появлению на нем частичного отрицательного заряда  $\delta^-$  (дельта минус), а на менее электроотрицательном атоме - частичного положительного заряда  $\delta^+$  (дельта плюс):

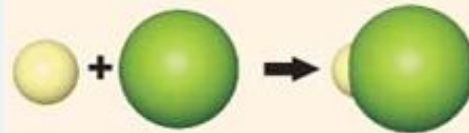
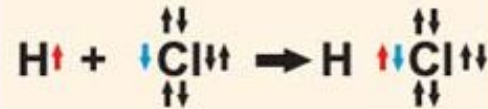
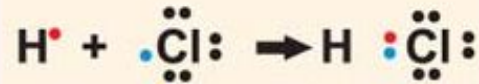


- Направление смещения электронов обозначается также стрелкой:



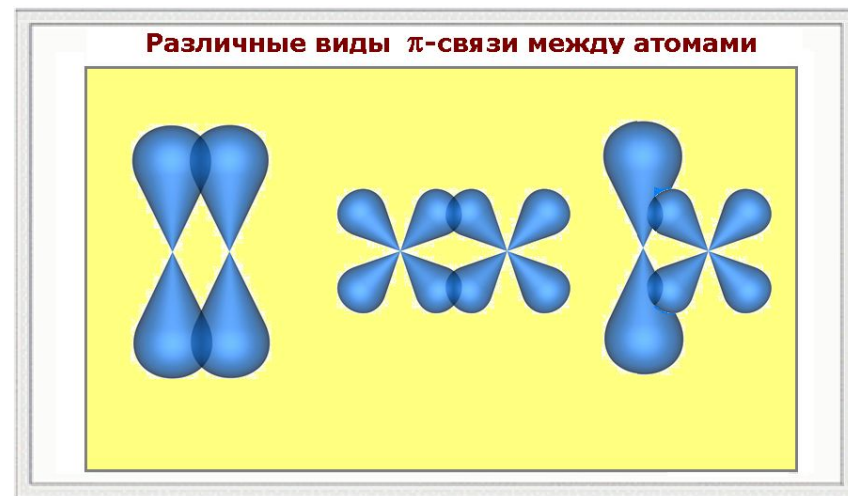
- Чем больше различие в электроотрицательности связываемых атомов, тем выше полярность связи и больше ее дипольный момент.
- Между противоположными по знаку частичными зарядами действуют дополнительные силы притяжения, увеличивая прочность связи.

## КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

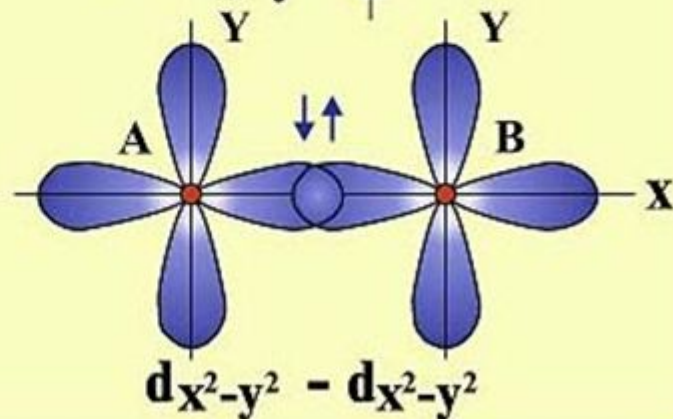
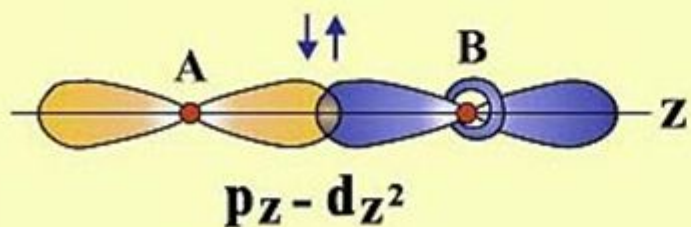
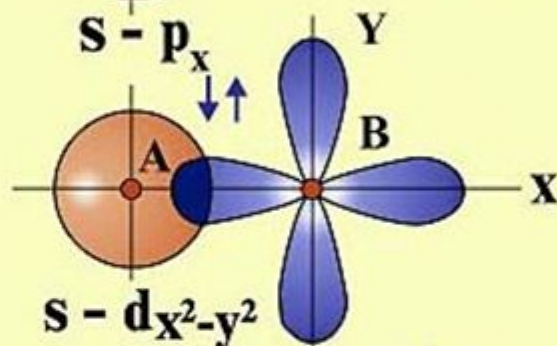
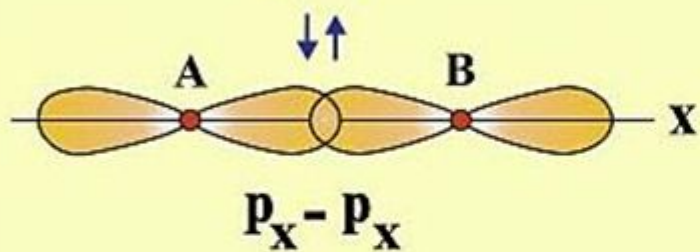
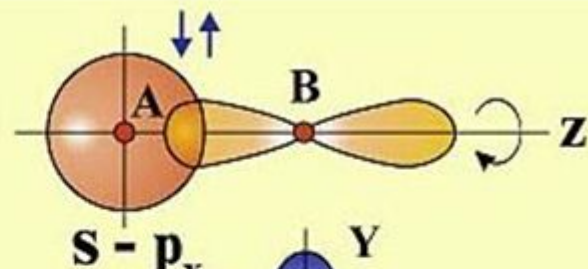
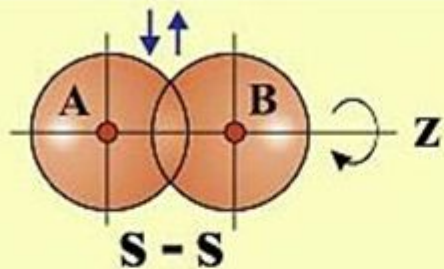
ОБРАЗОВАНИЕ  
НЕПОЛЯРНОЙ СВЯЗИОБРАЗОВАНИЕ  
ПОЛЯРНОЙ СВЯЗИ

## Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Сигма ( $\sigma$ )-, пи ( $\pi$ )-связи - приближенное описание видов ковалентных связей в молекулах различных соединений,
- **$\sigma$ -связь** характеризуется тем, что плотность электронного облака максимальна вдоль оси, соединяющей ядра атомов.
- При образовании  **$\pi$ -связи** осуществляется так называемое боковое перекрывание электронных облаков, и плотность электронного облака максимальна «над» и «под» плоскостью  $\sigma$ -связи.



РАЗЛИЧНЫЕ ВИДЫ  $\sigma$  - СВЯЗИ МЕЖДУ АТОМАМИ А И В



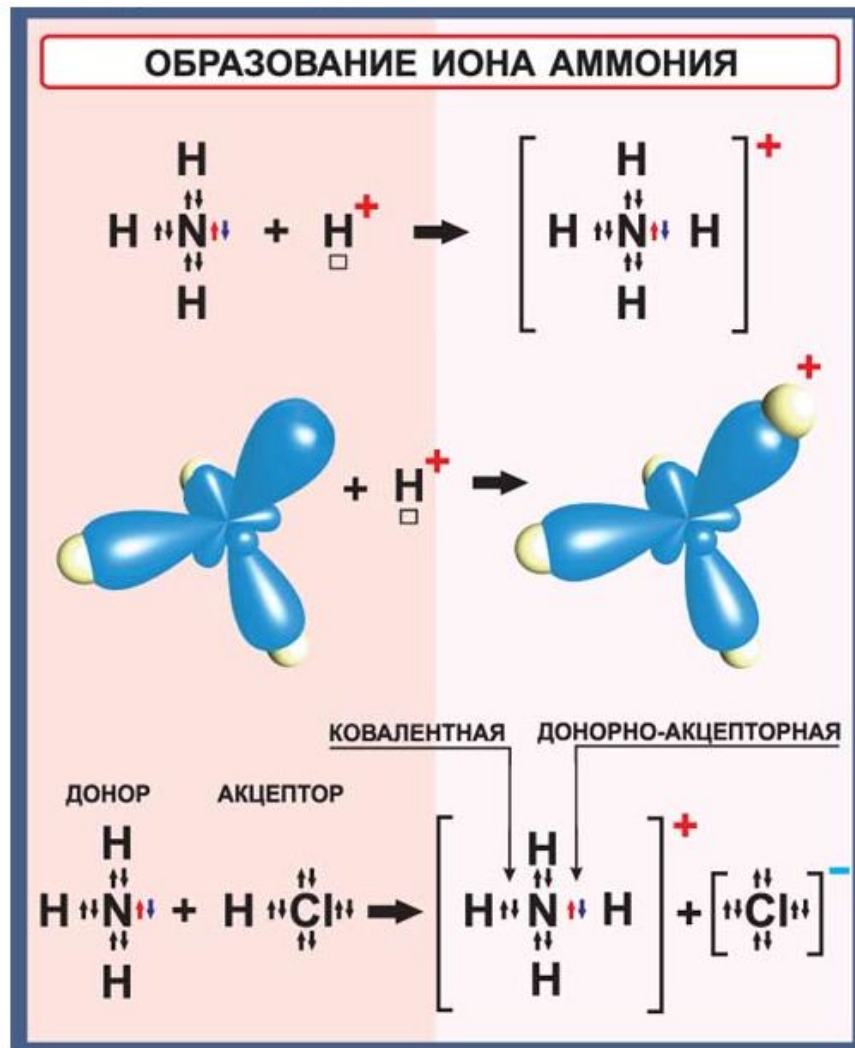
**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

• **Механізми утворення ковалентної зв'язи**

**обменный**

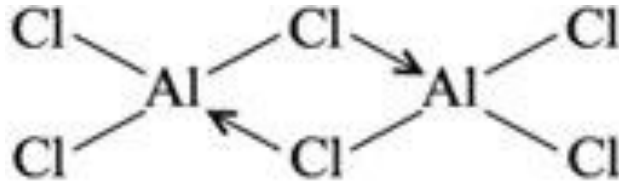


**донорно-акцепторный**



**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- В случае **дативной связи** оба атома либо обе частицы одновременно выступают в роли и донора, и акцептора электронов. Например,



в димере Al<sub>2</sub>Cl<sub>6</sub>: «акцепторные» атомы хлора отдают свои неподеленные электронные пары, которыми заселяются вакантные *d*-орбитали «донорных» атомов алюминия.



## Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

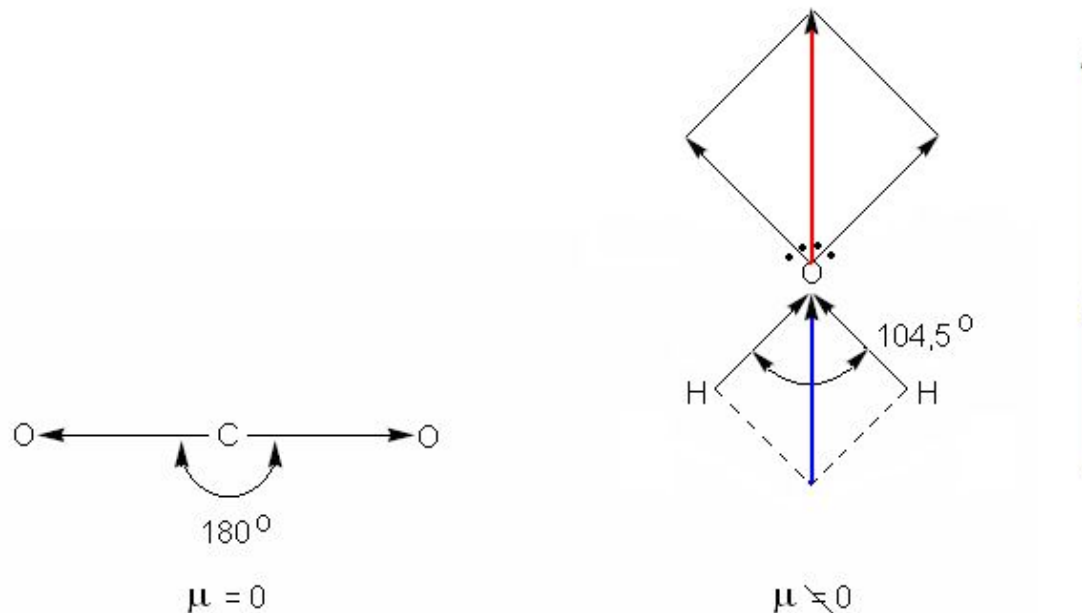
### • **Дипольный момент**

- Полярность связи количественно оценивается дипольным моментом  $\mu$ , который является произведением длины диполя  $l$  – расстояния между равными по величине и противоположными по знаку зарядами  $+q$  и  $-q$  – на абсолютную величину заряда:  $\mu = lq$ .
- **Диполь** – система из двух равных, но противоположных по знаку зарядов, находящихся на единичном расстоянии друг от друга.
- **Дипольный момент** измеряется в кулон-метрах (Кл·м) или в дебаях (D);  $1D = 0,333 \cdot 10^{-29}$  Кл·м.
- Дипольный момент является величиной векторной и направлен по оси диполя от отрицательного заряда к положительному. Следует различать дипольные моменты (полярность) связи и молекулы в целом.
- **Полярность молекулы** определяется разностью электроотрицательностей атомов, образующих двухцентровую связь, геометрией молекулы, а так же наличием неподеленных электронных пар, так как часть электронной плотности в молекуле может быть локализована не в направлении связей.
- Полярность связи выражается через ее ионную составляющую, то есть через смещение электронной пары к более электроотрицательному атому.

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

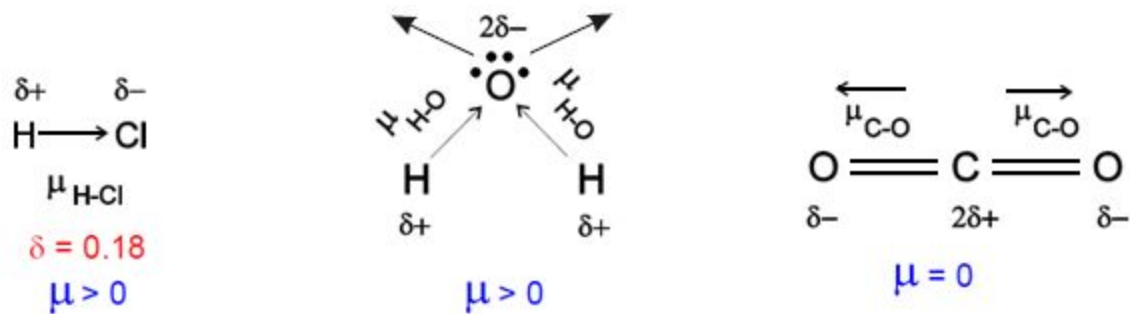
• **Пример.**

- В молекуле углекислого газа каждая из связей полярна, а молекула в целом неполярна ( $\mu = 0$ ), т.к. молекула  $O=C=O$  линейна, и дипольные моменты связей  $C+O$  компенсируют друг друга.
- Наличие дипольного момента в молекуле воды означает, что она нелинейна, т.е. связи  $O-H$  расположены под углом, не равным  $180^\circ$ .



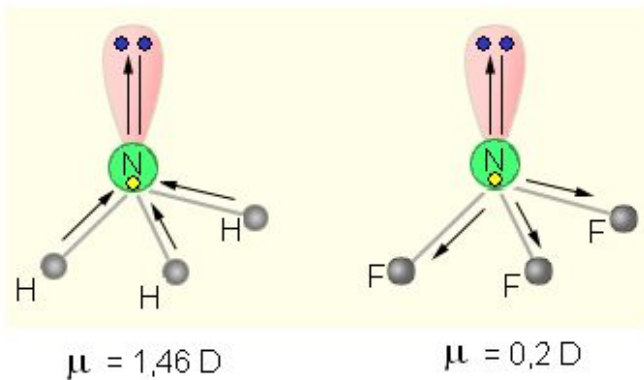
Дипольные моменты молекул  $CO_2$  и  $H_2O$





### Дипольные моменты некоторых молекул

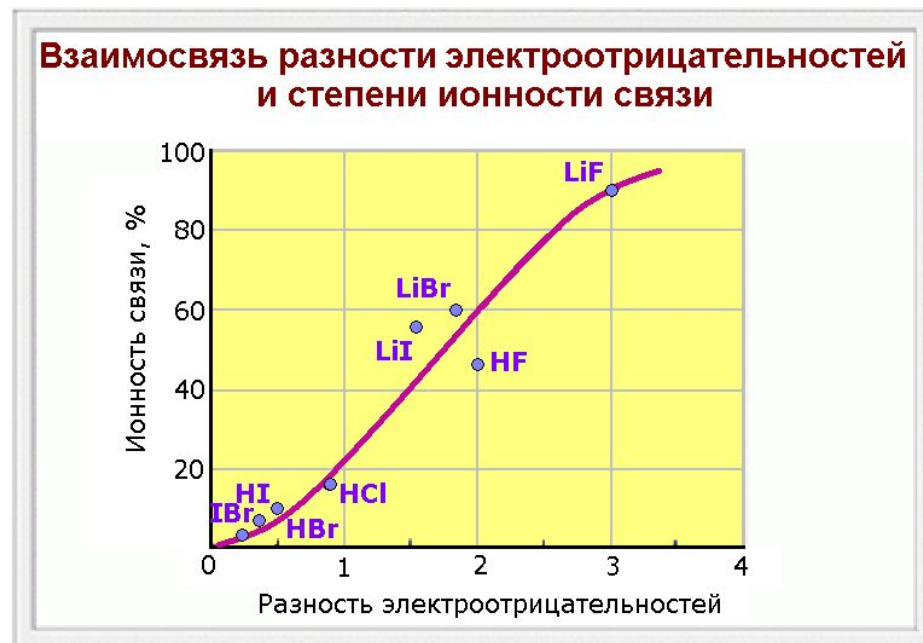
Молекула	$\mu \cdot 10^{30}$ Кл·м	Молекула	$\mu \cdot 10^{30}$ Кл·м	Молекула	$\mu \cdot 10^{30}$ Кл·м
<b>H<sub>2</sub></b>	0	<b>HF</b>	6,40	<b>NH<sub>3</sub></b>	4,94
<b>N<sub>2</sub></b>	0	<b>HCl</b>	3,47	<b>PH<sub>3</sub></b>	1,83
<b>CO</b>	0,33	<b>HBr</b>	2,63	<b>CH<sub>4</sub></b>	0
<b>NO</b>	0,23	<b>HI</b>	1,27	<b>SO<sub>2</sub></b>	5,30
<b>CO<sub>2</sub></b>	0	<b>H<sub>2</sub>O</b>	6,10	<b>SO<sub>3</sub></b>	0
<b>NO<sub>2</sub></b>	0,97	<b>H<sub>2</sub>S</b>	3,40	<b>BF<sub>3</sub></b>	0



## Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Наряду с дипольными моментами, для оценки степени полярности связи часто используют и другую характеристику, ОЭО.
- Для оценки связи используют зависимость между разностью ОЭО и степенью ионности связи.

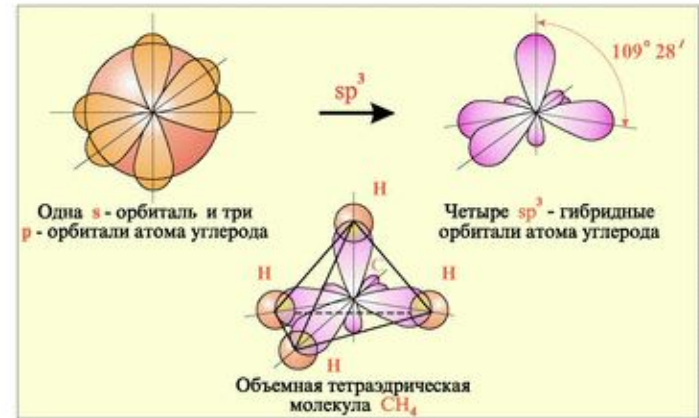
$\Delta OЭО$	Степень ионности связи, %	$\Delta OЭО$	Степень ионности связи, %
0	0	2,0	63
0,5	6	2,5	79
1,0	22	3,0	89
1,5	44		



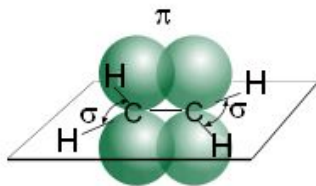
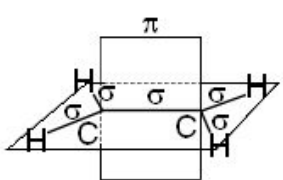
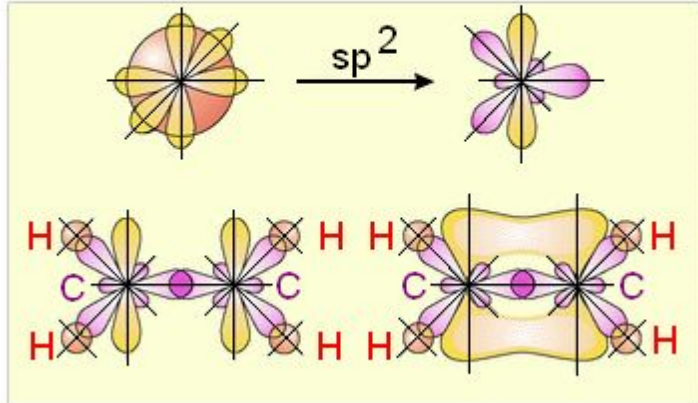
**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **Гибридизация АО**
- **Гибридизация атомных орбиталей – квантово-химический способ описания перестройки орбиталей атома в молекуле по сравнению со свободным атомом.**
- **Являясь формальным математическим приемом, гибридизация атомных орбиталей позволяет отразить нарушение симметрии распределения электронной плотности атома при образовании химической связи.**
- **Гибридизация – это процесс перераспределения электронных плотностей близких по энергии орбиталей, который приводит к их полной равноценности.**
- Представление о гибридизации атомных орбиталей ввел в 1931 г. Л. Полинг.

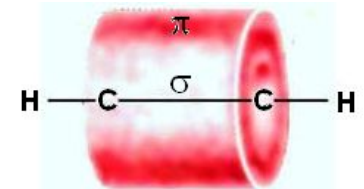
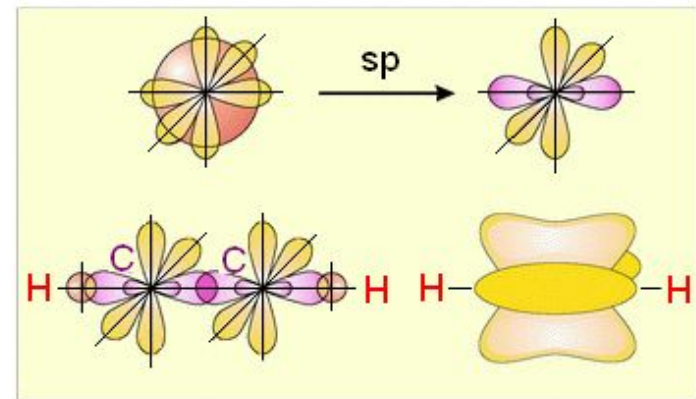
## образование гибридных орбиталей в молекуле $\text{CH}_4$



## образование гибридных орбиталей в молекуле $\text{C}_2\text{H}_6$

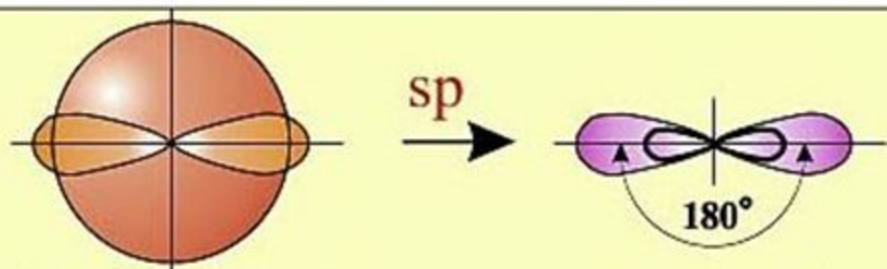


## образование гибридных орбиталей в молекуле $\text{C}_2\text{H}_2$





# ОБРАЗОВАНИЕ ГИБРИДНЫХ ОРБИТАЛЕЙ В МОЛЕКУЛАХ $\text{BeCl}_2$ И $\text{BCl}_3$

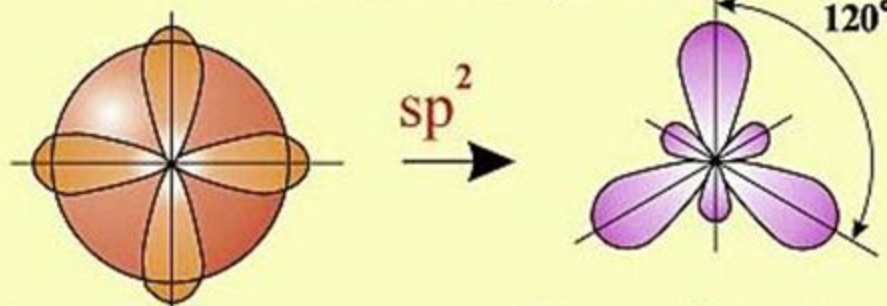


Одна **s** + одна **p**  
орбитали атома бериллия

Две **sp** - гибридные  
орбитали атома бериллия

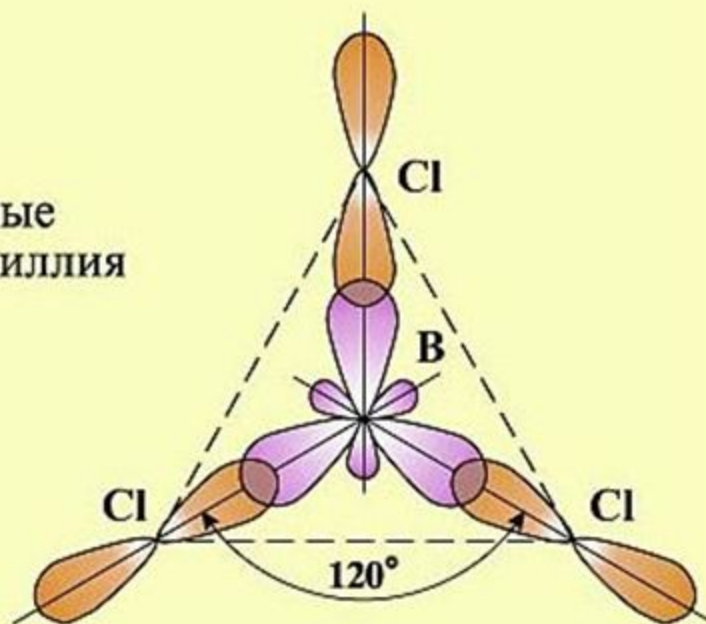


Линейная молекула  $\text{BeCl}_2$



Одна **s** + одна **p**  
орбитали атома бора

Три **sp<sup>2</sup>** - гибридные  
орбитали атома бора



Плоская треугольная  
молекула  $\text{BCl}_3$

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Гибридизация – только один из возможных методов описания строения молекул.
- Гибридизация энергетически возможна только для элементов 2-го периода.
- Основное преимущество гибридной орбитали – ее высокая степень направленности, что способствует более глубокому перекрыванию с орбиталью присоединяющегося атома. Образование более прочных и симметрично расположенных связей приводит к энергетически более выгодному состоянию.
- В атомах с d-орбиталями гибридизация приводит к образованию более сложных конфигураций электронных облаков.
- Гибридизация с участием f-электронных облаков пока еще почти не разработана.

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Если химическая связь образуется с помощью электронов s-орбиталей, как, например, в молекуле  $H_2$ , то в силу сферической формы s-орбиталей не существует никакого преимущественного направления в пространстве при образовании связей.
- Электронная плотность в случае p-орбиталей распределена в пространстве неравномерно, поэтому появляется некоторое выделенное направление, вдоль которого наиболее вероятно образование ковалентной связи.
- Увеличение валентных углов объясняется взаимным отталкиванием несвязанных друг с другом атомов, которое не учитывалось при «предсказании» углов между связями.

<b>Молекула</b>	<b>Связи, образующие валентный угол</b>	<b>Экспериментальные значения валентного угла, °</b>
$H_2O$	H—O—H	105
$H_2S$	H—S—H	92
$H_2Se$	H—Se—H	91
$NH_3$	H—N—H	107
$PH_3$	H—P—H	94
$AsH_3$	H—As—H	94
$PF_3$	F—P—F	104
$PBr_3$	Br—P—Br	100
$PI_3$	I—P—I	98

## Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

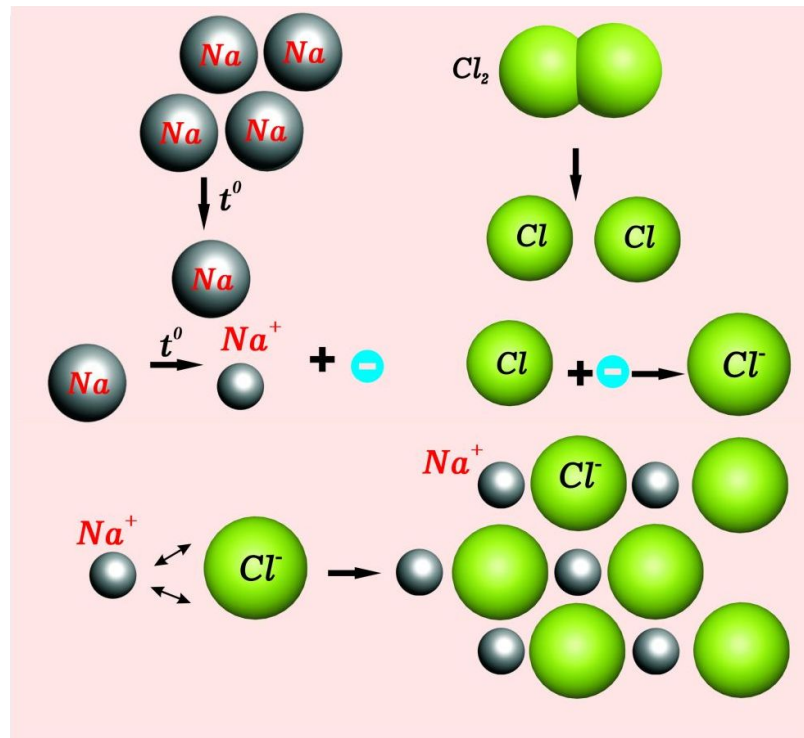
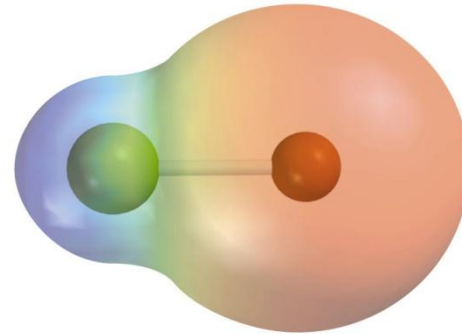
### • **ИОННАЯ СВЯЗЬ**

- Природу ионной связи, структуру и свойства ионных соединений можно объяснить электростатическим взаимодействием ионов.
- Ионная связь – электростатическое притяжение между ионами, образованными путем почти полного смещения электронной пары к одному из атомов. Этот тип связи образуется, если разность ОЭО атомов велика ( $>1.7$ ). Ионная связь – предельный случай полярной ковалентной связи.
- Такая связь возникает при большой разнице в электроотрицательностях связываемых атомов, когда менее электроотрицательный атом почти полностью отдает свои валентные электроны и превращается в катион, а другой, более электроотрицательный атом, эти электроны присоединяет и становится анионом.
- Например, в хлориде натрия  $\text{NaCl}$  разность электроотрицательностей атомов равна:  $\Delta\chi = 3.0(\text{Cl}) - 0.9(\text{Na}) = 2.1$ . Атом  $\text{Na}$  (1 электрон на внешнем уровне) и атом  $\text{Cl}$  (7 внешних электронов) превращаются в ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  с завершёнными внешними электронными оболочками (по 8 электронов), между которыми возникает электростатическое притяжение, т.е. ионная связь.



**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$  **Ионная связь**



**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Самопроизвольная передача электрона от металлического атома к атому неметалла в действительности вряд ли осуществляется. Дело в том, что потенциал ионизации первого порядка даже для наиболее активных щелочных металлов больше, чем сродство к электрону типичных электроотрицательных элементов. Из квантовой механики также следует, что полное разделение зарядов с возникновением идеальной ионной связи  $A^{+1}B^{-1}$  никогда не может осуществиться, так как из-за волновых свойств электрона вероятность его нахождения вблизи ядра атома  $A$  может быть мала, но отлична от нуля.
- Электрические заряды ионов обуславливают их притяжение и отталкивание и в целом определяют стехиометрический состав соединения. Ионы можно представить как заряженные шары, силовые поля которых равномерно распределены во всех направлениях в пространстве. Поэтому каждый ион может притягивать к себе ионы противоположного знака в любом направлении. Иначе говоря, ионная связь характеризуется ненаправленностью.
- Понятно, что взаимодействие друг с другом двух ионов противоположного знака не может привести к полной взаимной компенсации их силовых полей. В силу этого в них сохраняется способность притягивать ионы противоположного знака и по другим направлениям. Следовательно, в отличие от ковалентной, ионная связь характеризуется ненасыщаемостью.
- **Характеристики ионной связи:** ненаправленность, ненасыщаемость, энергия связи.

# СООТНОШЕНИЕ ВИДОВ СВЯЗИ

Ковалентная неполярная (атомная) связь      Ковалентная полярная связь      Электровалентная (ионная) связь

Рост полярного характера связи

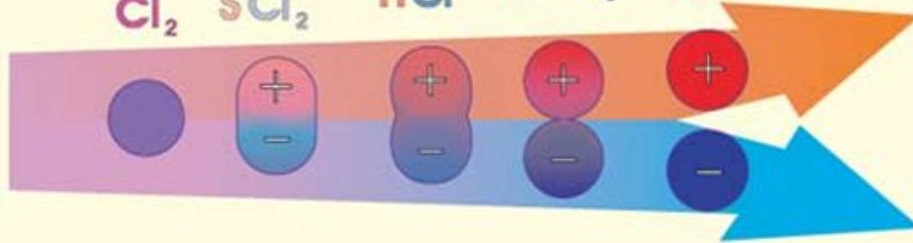
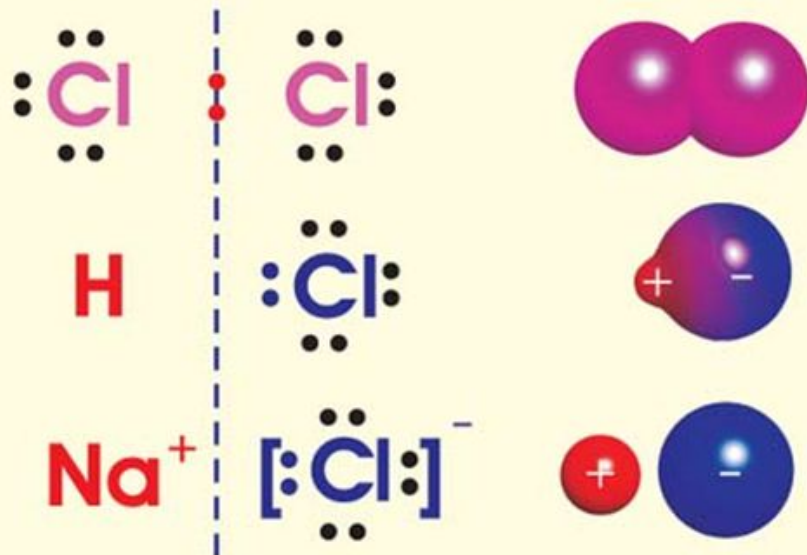


СХЕМА ОБРАЗОВАНИЯ РАЗЛИЧНЫХ ТИПОВ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ



## Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

### • **МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ**

- Металлы объединяют свойства, имеющие общий характер и отличающиеся от свойств других веществ. Такими свойствами являются сравнительно высокие температуры плавления, способность к отражению света, высокая тепло- и электропроводность. Эти особенности обязаны существованию в металлах металлической связи.
- **Металлическая связь – связь между положительными ионами в кристаллах металлов, осуществляемая за счет притяжения электронов, свободно перемещающихся по кристаллу.**
- В соответствии с положением в ПС атомы металлов имеют небольшое число валентных электронов. Эти электроны достаточно слабо связаны со своими ядрами и могут легко отрываться от них. В результате в кристаллической решетке металла появляются положительно заряженные ионы и свободные электроны. Металл представляет собой ряд положительных ионов, локализованных в определенных положениях кристаллической решетки, и большое число электронов, сравнительно свободно перемещающихся в поле положительных центров. В этом состоит важное отличие металлических связей от ковалентных.
- В случае металлов невозможно говорить о направленности связей, т.к. валентные электроны распределены по кристаллу равномерно. Именно этим и объясняется, например, пластичность металлов, т.е. возможность смещения ионов и атомов в любом направлении без нарушения связи.

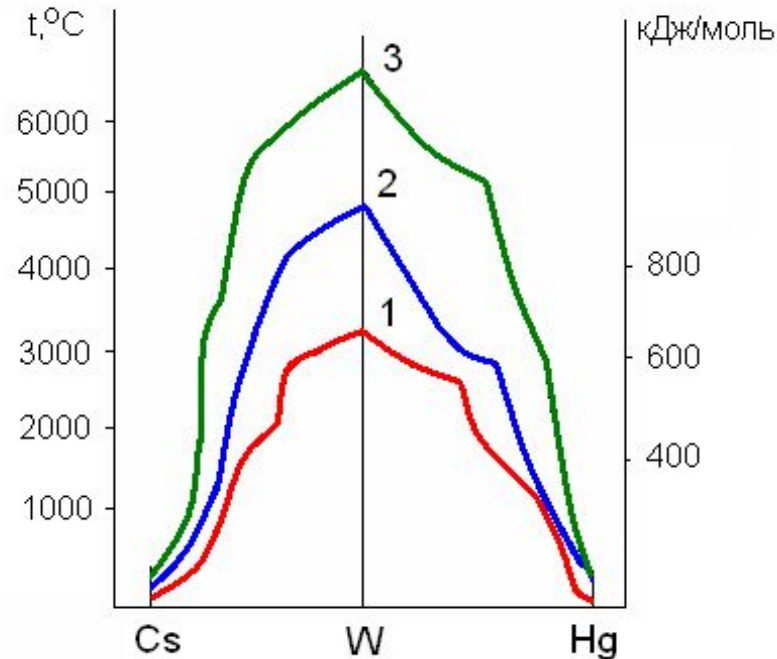


**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Между ковалентной и металлической связью имеется большое сходство – оба типа химической связи основаны на обобществлении валентных электронов. Только в металлах они полностью **делокализованы**.
- Металлическая связь характерна только для **конденсированного** состояния вещества. В газообразном состоянии атомы всех веществ, в том числе и металлов, связаны между собой только ковалентной связью или не связаны вообще.
- Аналогия между ковалентной и металлической связями подтверждается распределением электронной плотности между атомными остовами – между ними сохраняется значительная электронная плотность, образуя электронные мостики между взаимодействующими атомами.

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Металлическая связь характеризуется **дефицитом электронов** против нормальной ковалентной связи. Поэтому порядок связи в металлах может быть любым дробным числом, следовательно, металлы не подчиняются правилам классической валентности.



Температури плавлення (1), кипіння (3) и энергия атомизации (2) для металлов 6-го периода Периодической Системы



## Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Металлическая связь в относительно чистом виде характерна только для щелочных и щелочноземельных металлов.
- Ряд физических свойств других металлов свидетельствуют о значительном вкладе **ковалентности**.
- Современными физическими методами исследования установлено, что в переходных металлах лишь небольшая часть валентных электронов находится в состоянии обобществления. Число электронов, принадлежащих всему кристаллу, невелико – 1 электрон/атом.
- Например, такой типичный переходный металл, как ниобий, имеет концентрацию обобществленных электронов всего лишь 1,2 на 1 атом Nb. Остальные же электроны осуществляют направленные ковалентные связи между атомами за счет перекрывания d-орбиталей.
- Это особенно заметно для элементов середины вставных декад, которые характеризуются максимальным числом неспаренных электронов.



## Хімічний зв'язок

- Металлическая связь отличается от ковалентной также и по прочности: ее энергия в 3-4 раза меньше энергии ковалентной связи.
- **Характеристики металлической связи:**  
ненаправленность, ненасыщаемость, энергия связи, делокализация валентных электронов

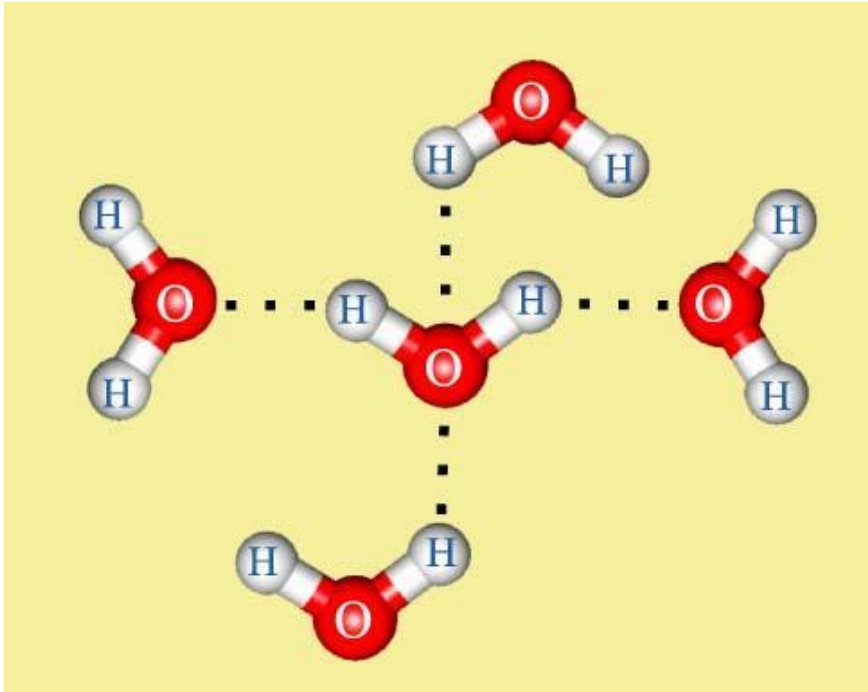
**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ**

- Водородные связи могут образовываться в тех случаях, когда атом водорода связан с электроотрицательным атомом, который смещает на себя электронное облако, создавая тем самым положительный заряд на водороде.
- **Водородная связь – связь между положительно заряженным атомом водорода одной молекулы и отрицательно заряженным атомом другой молекулы. Водородная связь имеет частично электростатический, частично донорно-акцепторный характер.**
- Водородная связь обычно изображается точками.
- **Характеристики водородной связи:** направленность, насыщенность, энергия связи, длина связи.

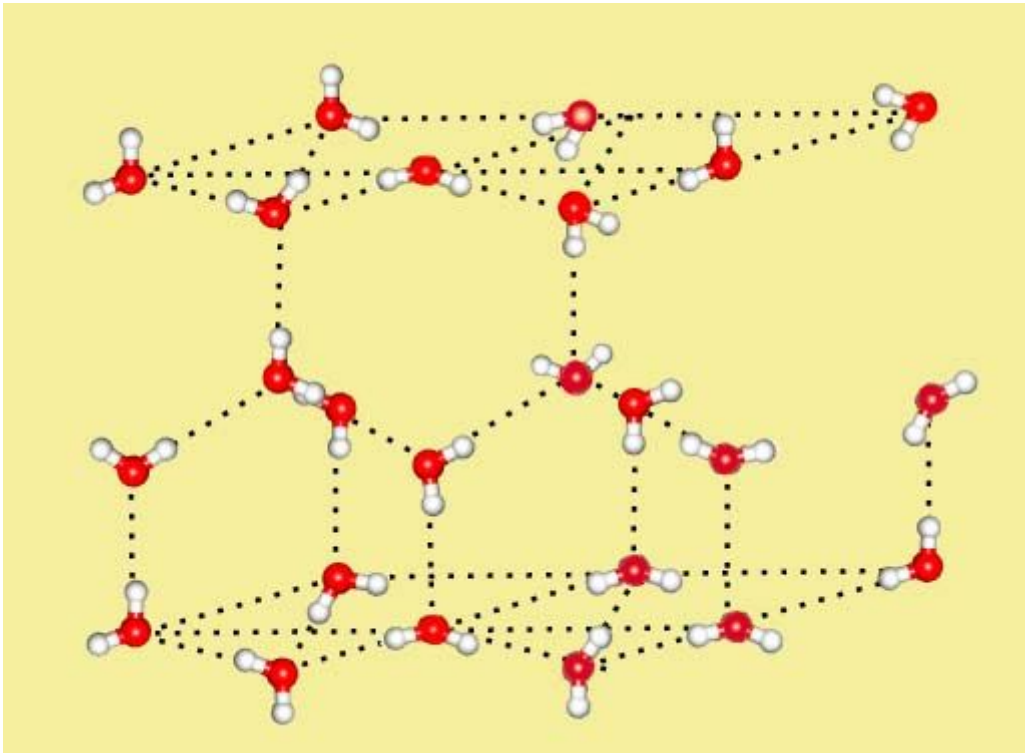
**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Водородные связи в жидкой воде



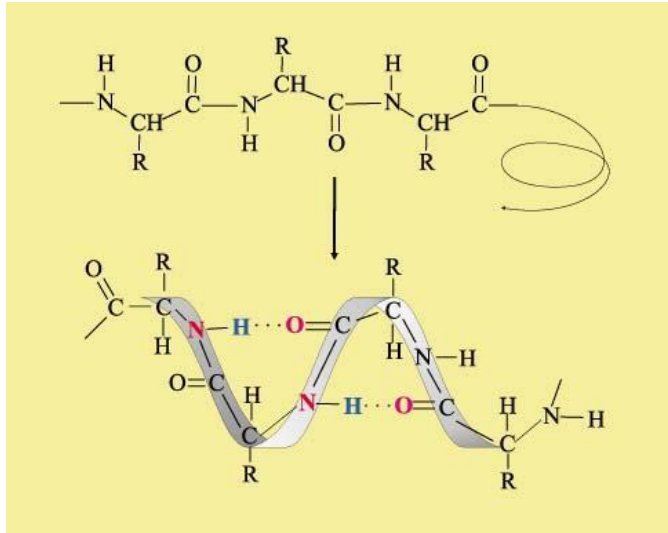
**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Водородные связи в структуре льда

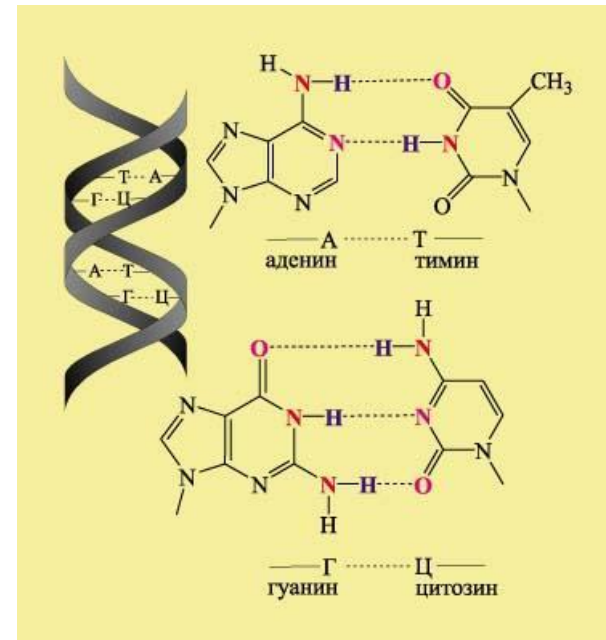


# Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

## Водородные связи в структуре белка

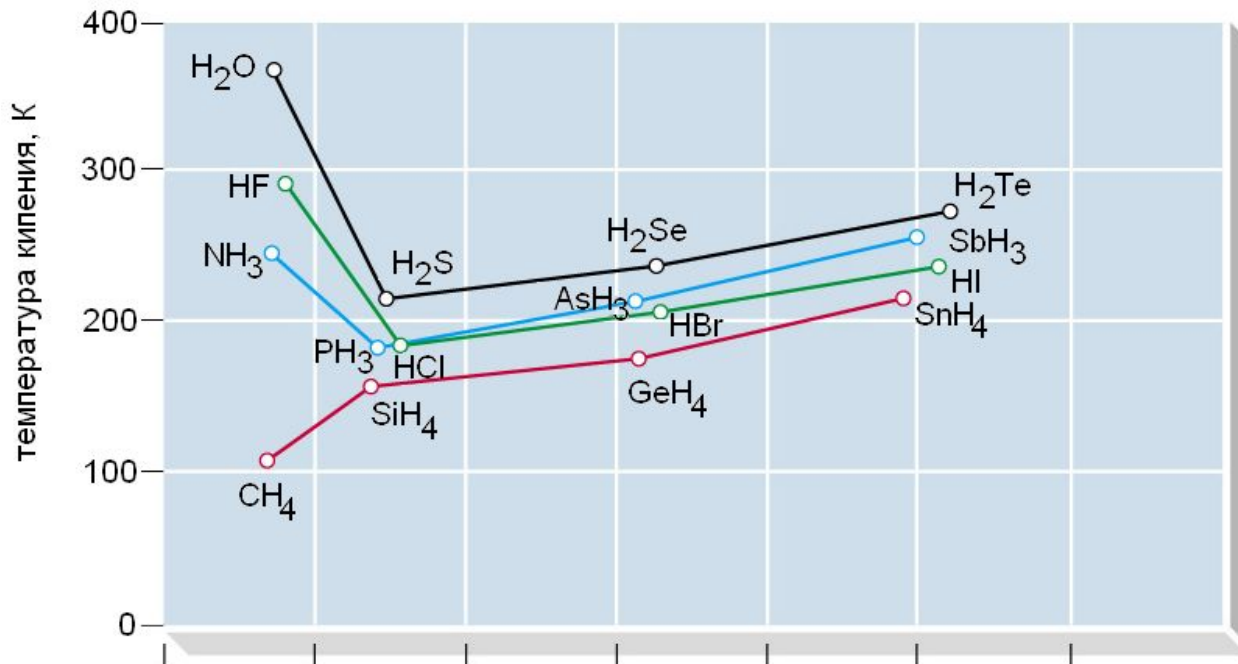


## Водородные связи в структуре ДНК



## Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- О сравнительной способности атомов различных элементов образовывать водородные связи можно судить по температурам кипения или плавления их водородных соединений.



зависимость температуры кипения  
бинарного водородного соединения  
от молярной массы

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **ВАН-ДЕР-ВААЛЬСОВА СВЯЗЬ**
- **Очень слабые силы притяжения между нейтральными атомами или молекулами, проявляющиеся на расстояниях, превышающих размеры частиц, называют силами Ван-дер-Ваальса.**
- Они действуют в веществах, находящихся в газообразном или жидком состоянии, а также между молекулами в молекулярном кристалле.
- Ван-дер-Ваальсово притяжение имеет электрическую природу и рассматривается как результат действия трех эффектов – **ориентационного, индукционного и дисперсионного:**

$$E = E_{\text{ОР}} + E_{\text{ИНД}} + E_{\text{ДИСП}}$$



**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **Ориентационный эффект** возникает только в полярных веществах, молекулы которых представляют собой диполи. При этом молекулы вещества поворачиваются друг к другу разноименными полюсами и в результате такого диполь-дипольного взаимодействия определенным образом ориентируются в пространстве.
- Величина ориентационного эффекта тем больше, чем выше электрический момент диполя молекул и чем меньше расстояние между ними. С ростом температуры эффект уменьшается, так как усиливающееся тепловое движение нарушает взаимную ориентацию диполей.



**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **Индукционный эффект** связан с процессами поляризации молекул диполями окружающей среды. При этом в неполярной молекуле центры тяжести положительных и отрицательных зарядов перестают совпадать. Подобное явление может наблюдаться и для полярных частиц. Тогда индукционный эффект накладывается на диполь-дипольное взаимодействие, в результате чего усиливается взаимное притяжение. Индукционное взаимодействие возрастает с ростом электрического момента диполя и поляризуемости, быстро уменьшается при увеличении расстояния. В то же время  $E_{\text{инд}}$  от температуры не зависит, так как наведение диполей происходит при любом пространственном расположении молекул.



**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **Дисперсионный эффект** возникает при взаимодействии любых атомов и молекул независимо от их строения и полярности. Характерной особенностью дисперсионных сил является их универсальность. Система, состоящая из ядра и движущихся электронов, в любой момент времени вследствие несовпадения центров тяжести зарядов электронного облака представляет собой мгновенный диполь. Электрическое поле мгновенных диполей атомов и молекул индуцирует мгновенные диполи в соседних частицах. Каждый из диполей будет влиять на ориентацию подобных мгновенных диполей, возникающих в близлежащих молекулах. Движение всех мгновенных диполей системы перестает быть независимым и становится синхронным. В результате соседние частицы испытывают взаимное притяжение и энергия системы понижается.



**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Энергия такой связи в сотни раз меньше энергий ковалентных, ионных или металлических.
- Дисперсионные силы действуют между любыми частицами. Ориентационное и индукционное взаимодействие для частиц многих веществ, например, He, Ar, H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, не осуществляются. Для молекул аммиака на дисперсионное взаимодействие приходится 50%, на ориентационное – 44,6 и на индукционное – 5,4%.
- С ростом молекулярных масс веществ силы межмолекулярного взаимодействия становятся больше, поэтому повышаются значения таких постоянных, как температуры плавления и кипения.
- **Характеристики Ван-дер-Ваальсовой связи:** направленность, насыщаемость, энергия связи, поляризуемость, дипольный момент

**Урок №10.** Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **Домашнє завдання**
- **1.** Повторення: хімічний зв'язок. Атомні, молекулярні, йонні, металічні кристалічні ґратки. Залежність фізичних властивостей речовин від їхньої будови.
- **2.** Виконати завдання.