

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

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

Ф.Тютчев

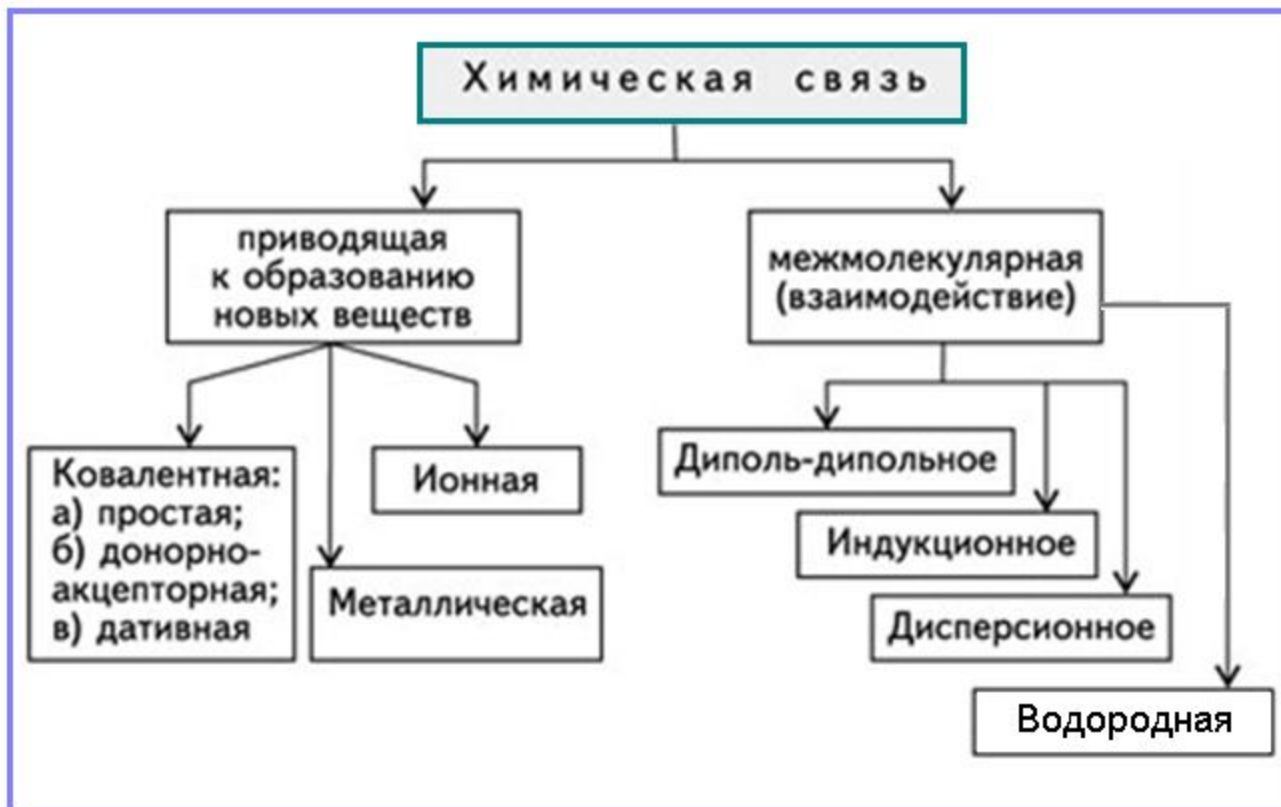
Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **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 δ - 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 μ в электрическом поле.
- Появление μ 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

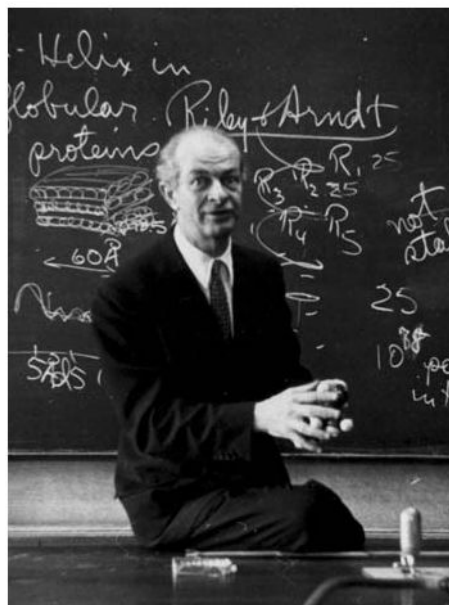
- **Направленность связи** определяется величиной угла между направлениями связей в пространстве (направленностью в пространстве перекрывающихся атомных орбиталей). Направленность связи – одно из основных свойств ковалентной связи.
- **Насыщаемость связи** - это способность атома соединяться с другим 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 σ -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.

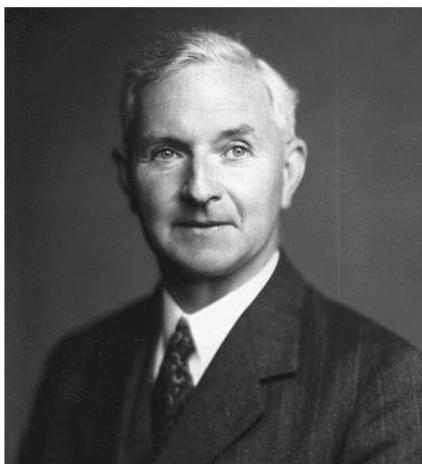
Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення



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).



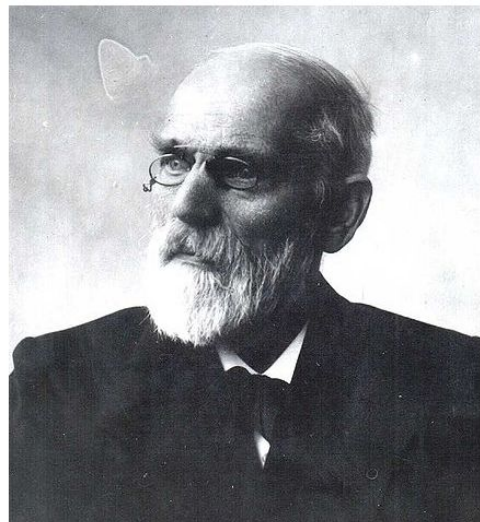
Джон Эдвард Леннард-Джонс (*Sir John Edward Lennard-Jones*; 27.10.1894-01.11.1954) — английский физик- и химик-теоретик.



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.



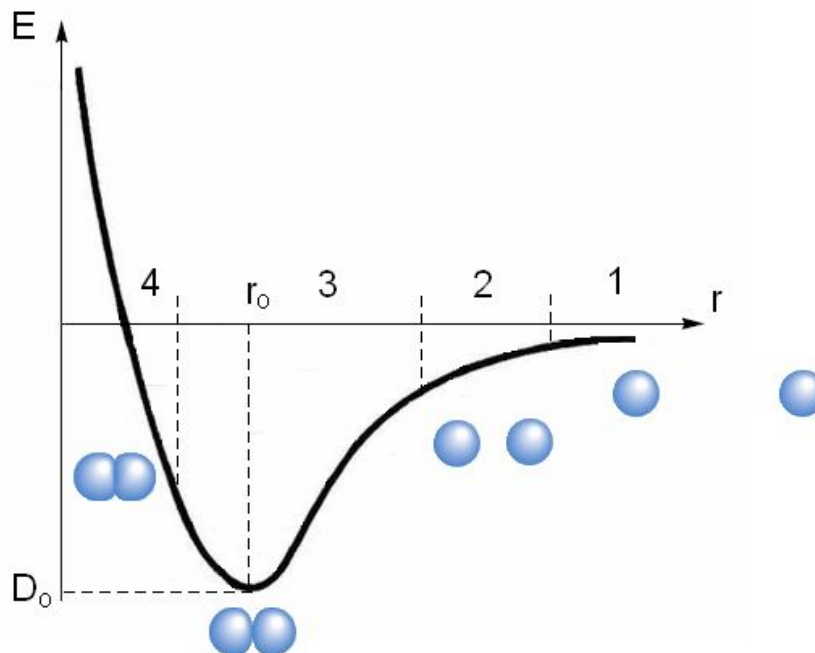
Гилберт Ньютон Льюис (вариант написания имени — Джилберт) (*Gilbert Newton Lewis*) 23.10.1875-23.03.1946) — выдающийся американский физикохимик.

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 .

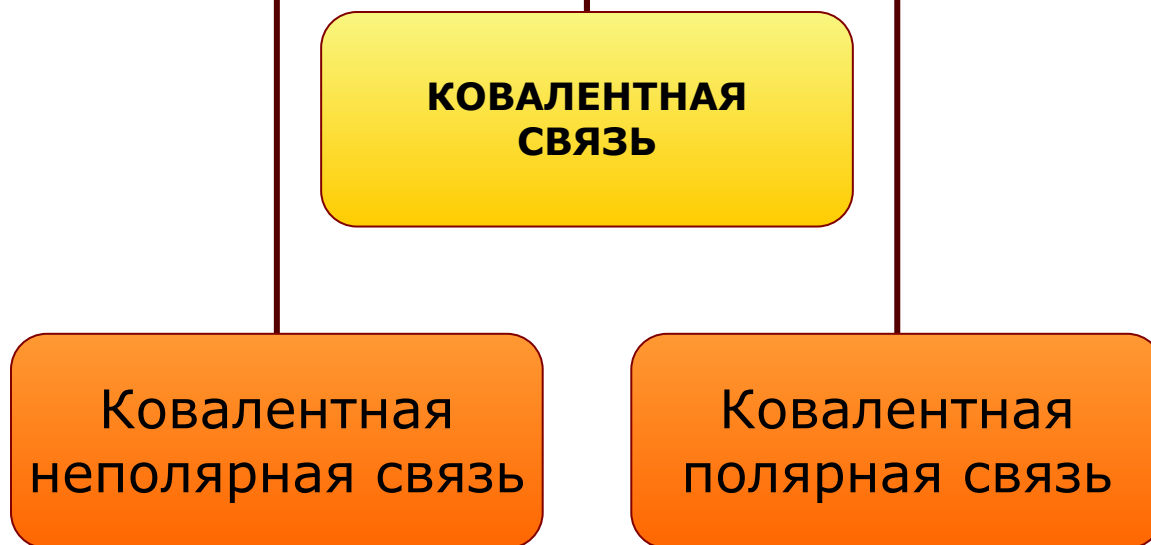


Енергия взаимодействия двух атомов в зависимости от
межъядерного расстояния

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, насыщаемость, кратность, гибридизация, энергия связи, поляризуемость, дипольный момент.

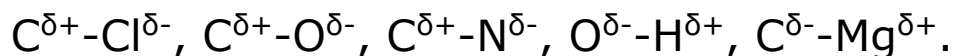
Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

• **Неполярная ковалентная связь**

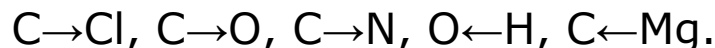
- Неполярная (симметричная) ковалентная связь - связь между атомами с практически равной электроотрицательностью ($0,4 > \Delta\chi = 0$) и, следовательно, равномерным распределением электронной плотности между ядрами атомов. Например: H-H, F-F, Cl-Cl. Дипольный момент таких связей равен 0.

• **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 δ^- (дельта минус), а на менее электроотрицательном атоме - частичного положительного заряда δ^+ (дельта плюс):

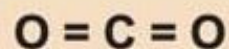
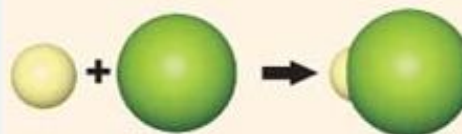
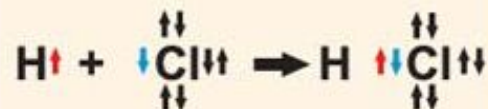


- Направление смещения электронов обозначается также стрелкой:



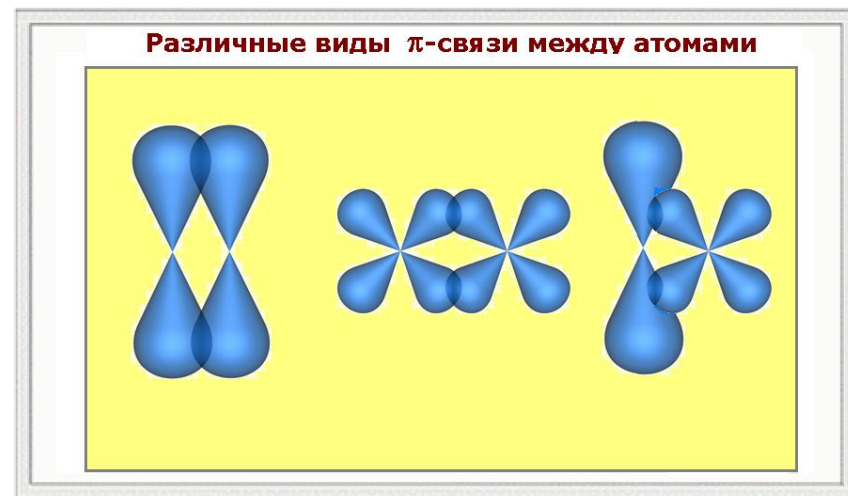
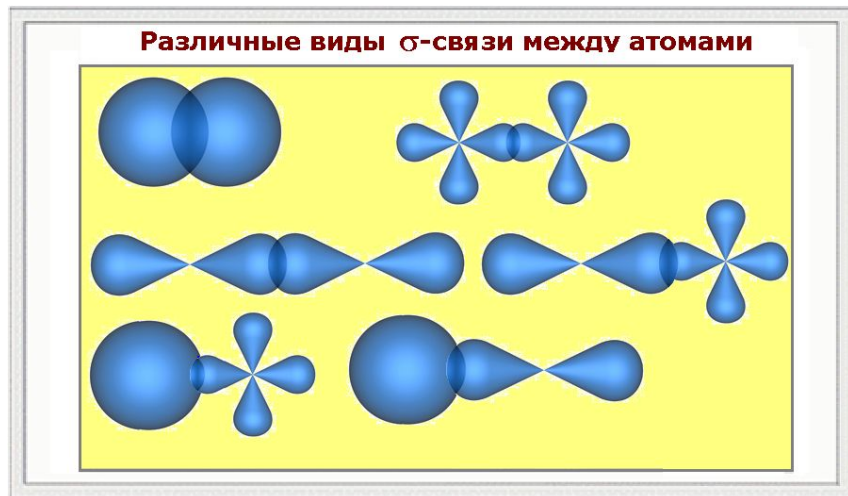
- Чем больше различие в электроотрицательности связываемых атомов, тем выше полярность связи и больше ее дипольный момент.
- Между противоположными по знаку частичными зарядами действуют дополнительные силы притяжения, увеличивая прочность связи.

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

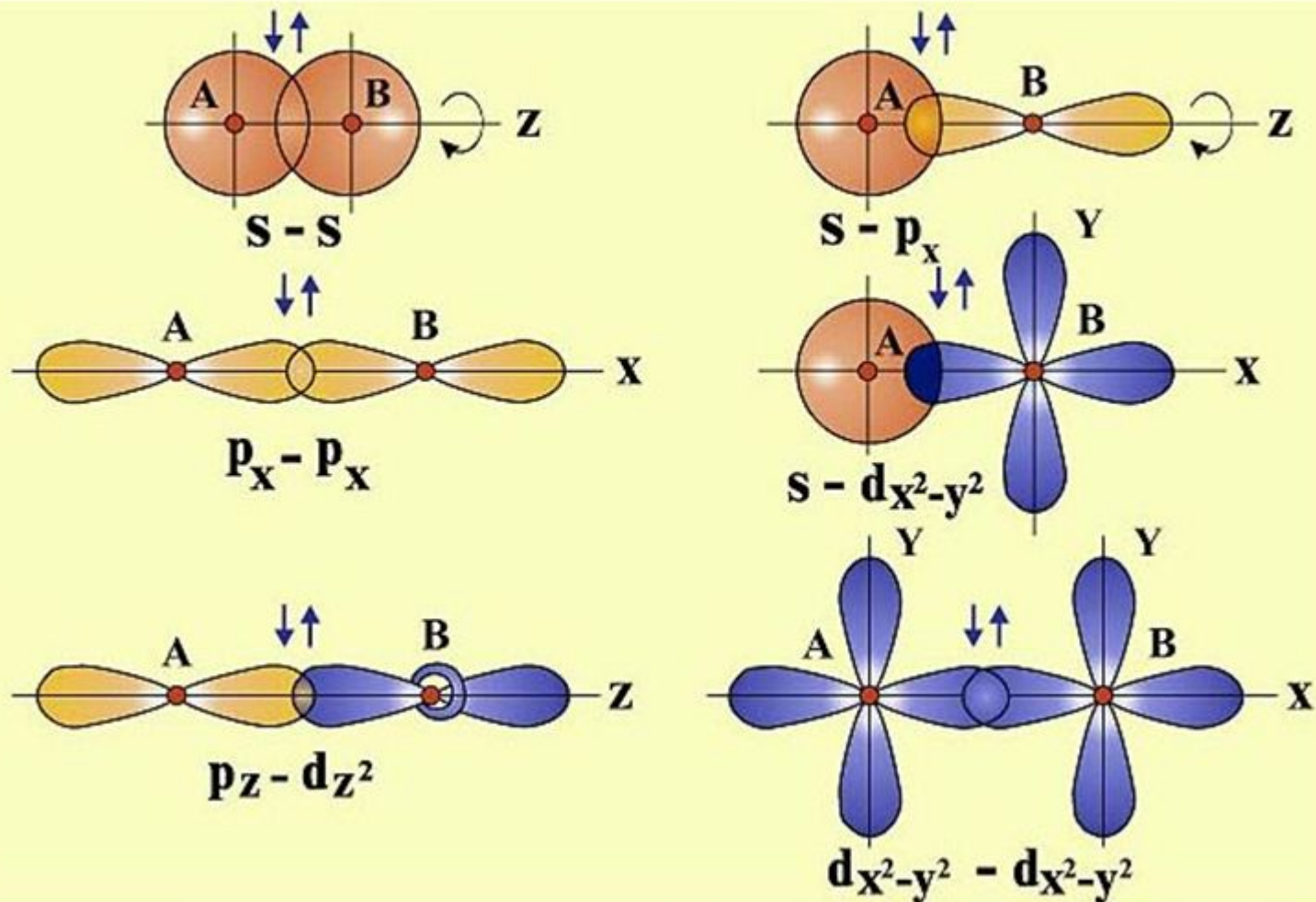
ОБРАЗОВАНИЕ
НЕПОЛЯРНОЙ СВЯЗИОБРАЗОВАНИЕ
ПОЛЯРНОЙ СВЯЗИ

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

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



РАЗЛИЧНЫЕ ВИДЫ σ - СВЯЗИ МЕЖДУ АТОМАМИ А И В



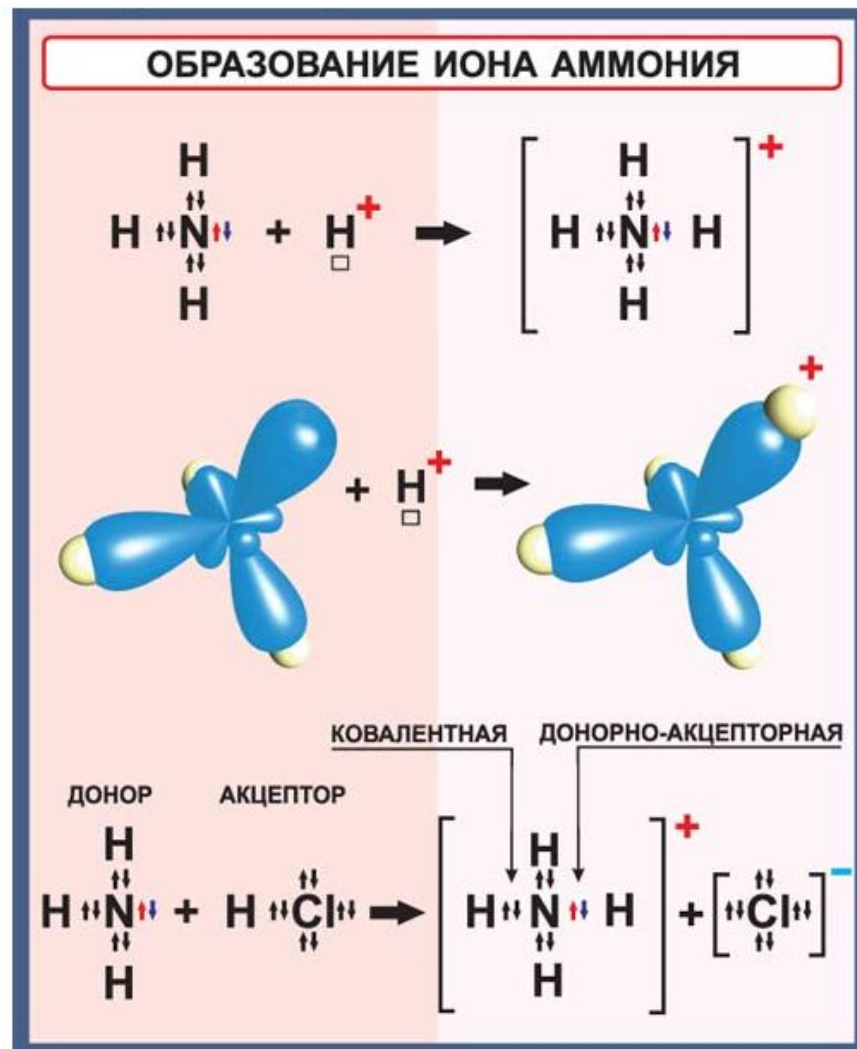
Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Механізми образования ковалентной связи**

обменный

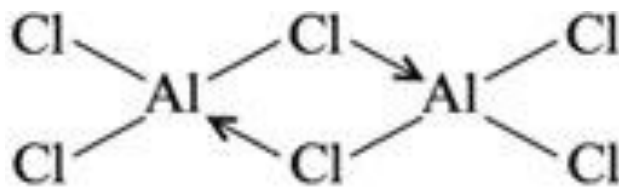


донорно-акцепторный



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 Al₂Cl₆: «акцепторные» атомы хлора отдают свои неподеленные электронные пары, которыми заселяются вакантные *d*-орбитали «донорных» атомов алюминия.

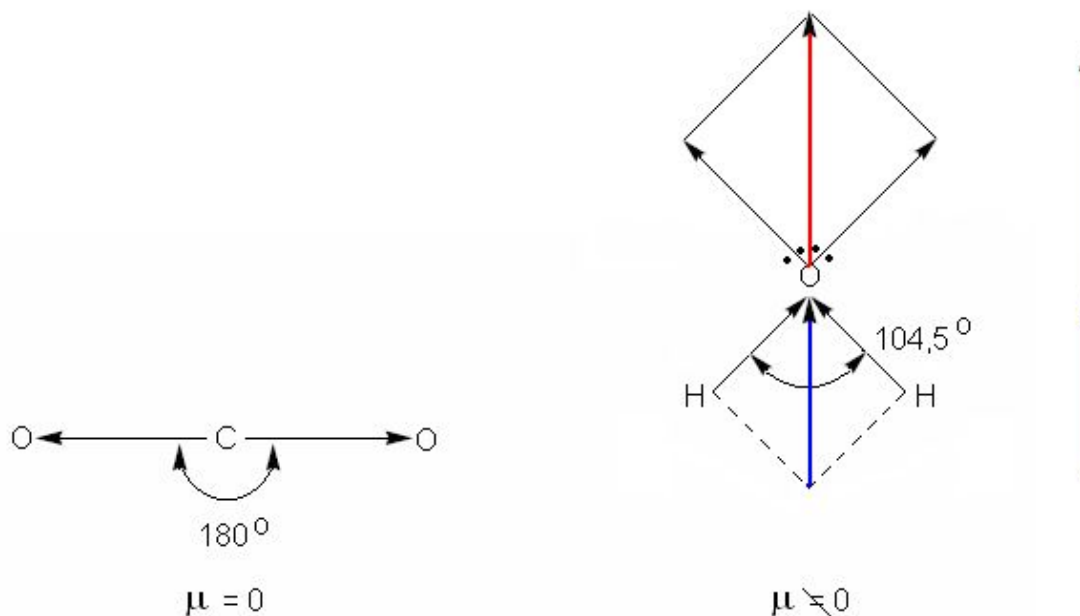
Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **Дипольный момент**

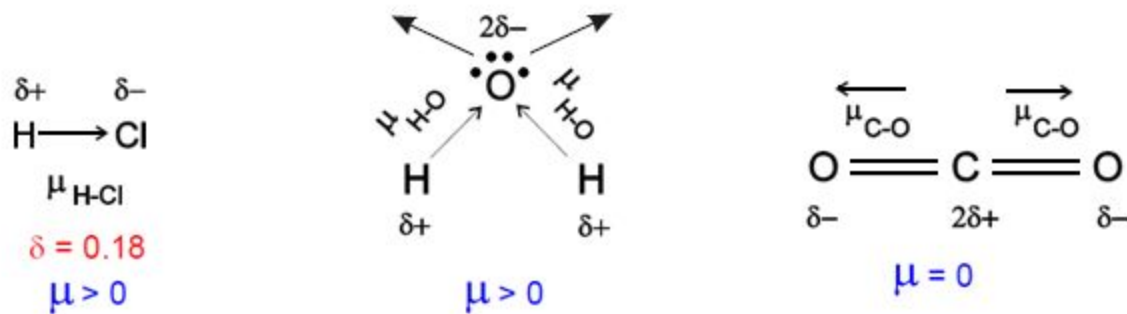
- Полярность связи количественно оценивается дипольным моментом μ , который является произведением длины диполя l – расстояния между равными по величине и противоположными по знаку зарядами $+q$ и $-q$ – на абсолютную величину заряда: $\mu = lq$.
- **Диполь** – система из двух равных, но противоположных 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° .

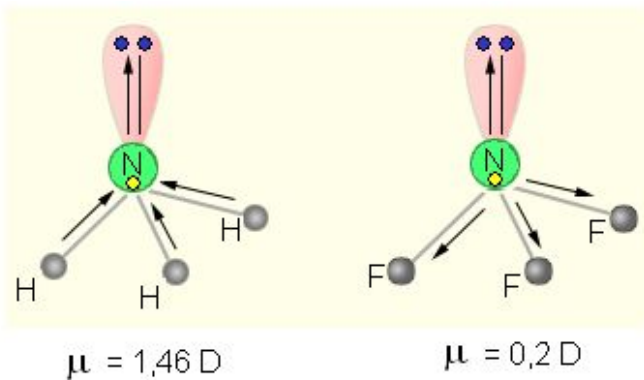


Дипольные моменты молекул CO_2 и H_2O



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
H₂	0	HF	6,40	NH₃	4,94
N₂	0	HCl	3,47	PH₃	1,83
CO	0,33	HBr	2,63	CH₄	0
NO	0,23	HI	1,27	SO₂	5,30
CO₂	0	H₂O	6,10	SO₃	0
NO₂	0,97	H₂S	3,40	BF₃	0

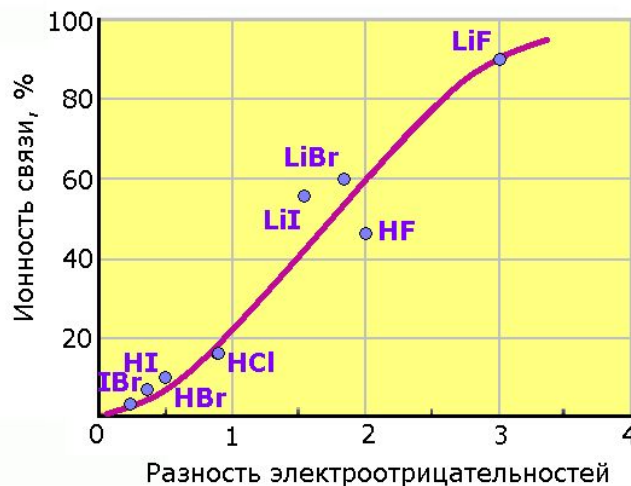


Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- 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.

$\Delta\text{ОЭО}$	Степень ионности связи, %	$\Delta\text{ОЭО}$	Степень ионности связи, %
0	0	2,0	63
0,5	6	2,5	79
1,0	22	3,0	89
1,5	44		

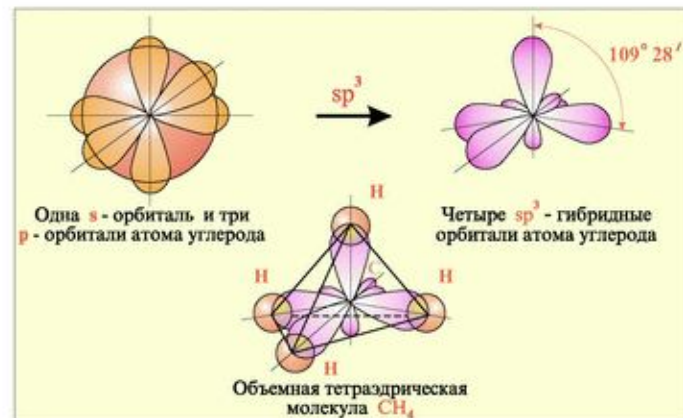
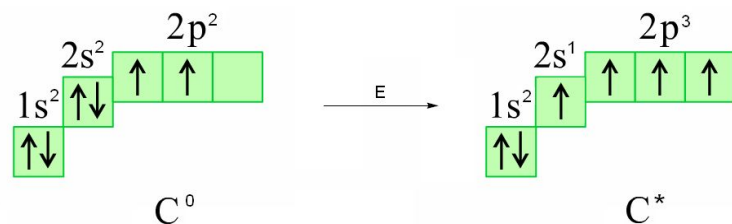
Взаимосвязь разности электроотрицательностей и степени ионности связи



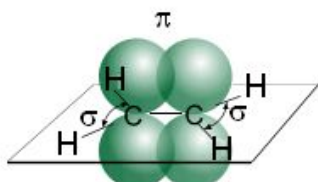
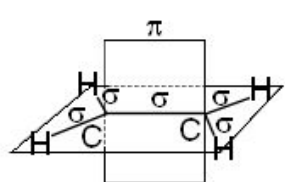
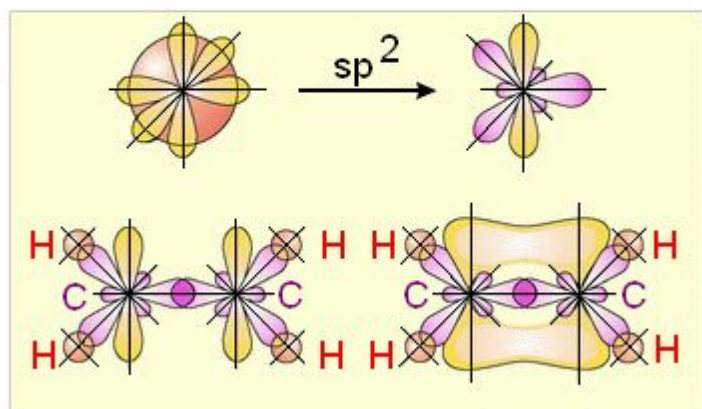
Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **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.

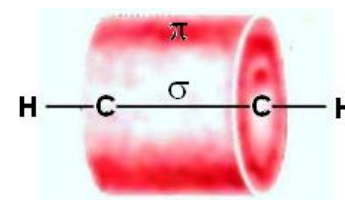
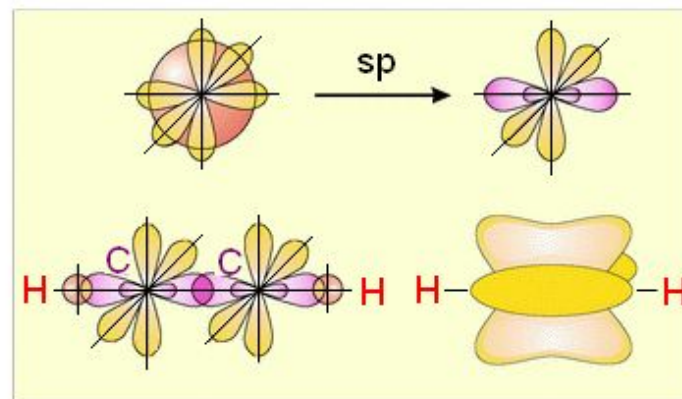
образование гибридных орбиталей в молекуле CH_4



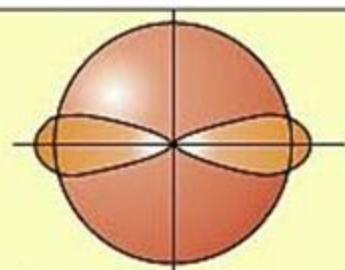
образование гибридных орбиталей в молекуле C_2H_6



образование гибридных орбиталей в молекуле C_2H_2



ОБРАЗОВАНИЕ ГИБРИДНЫХ ОРБИТАЛЕЙ В МОЛЕКУЛАХ BeCl_2 И BCl_3



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

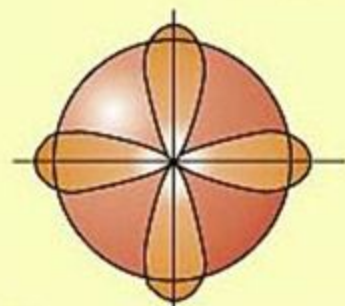
sp



Две **sp** - гибридные
орбитали атома бериллия

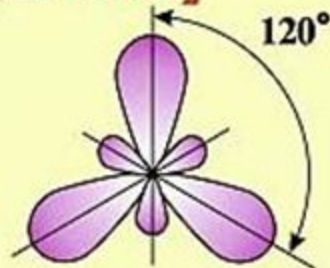


Линейная молекула **BeCl_2**

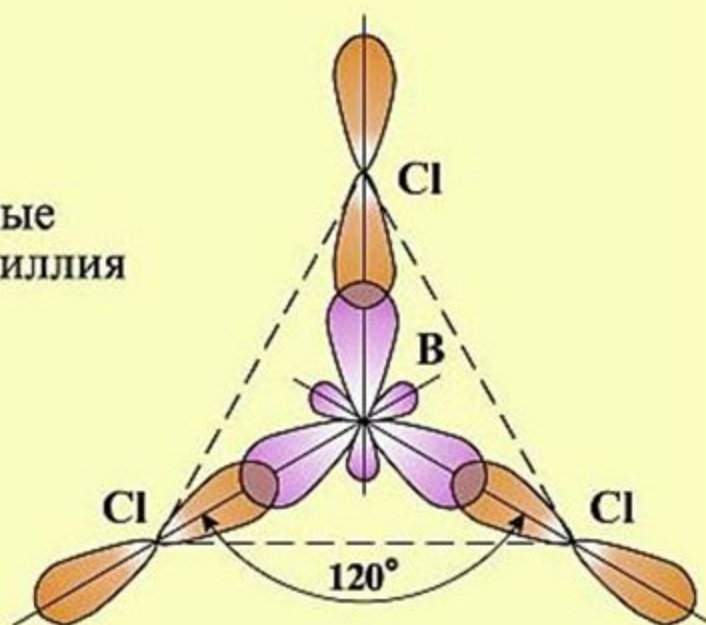


Одна **s** + одна **p**
орбитали атома бора

sp^2



Три **sp^2** - гибридные
орбитали атома бора



Плоская треугольная
молекула **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.

Молекула	Связи, образующие валентный угол	Экспериментальные значения валентного угла, °
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

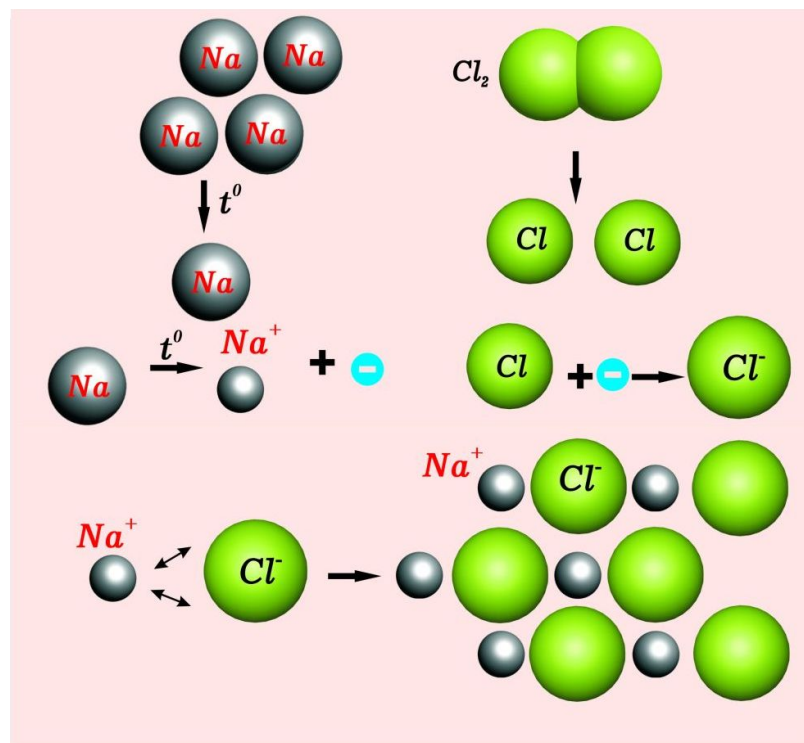
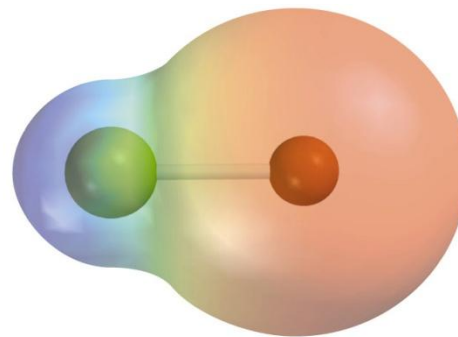
• ИОННАЯ СВЯЗЬ

- 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 NaCl разность электроотрицательностей атомов равна: $\Delta\chi = 3.0(\text{Cl}) - 0.9(\text{Na}) = 2.1$. Атом Na (1 электрон на внешнем уровне) и атом Cl (7 внешних электронов) превращаются в ионы Na^+ и Cl^- с завершенными 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



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 А 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

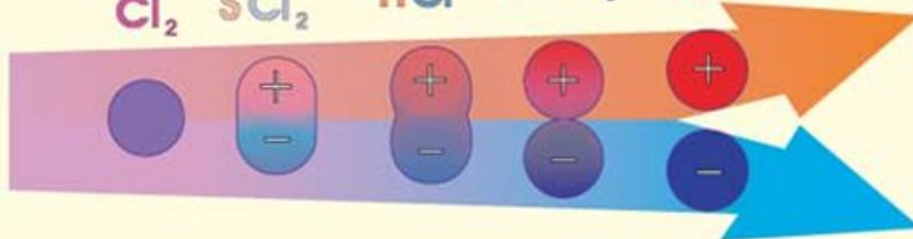
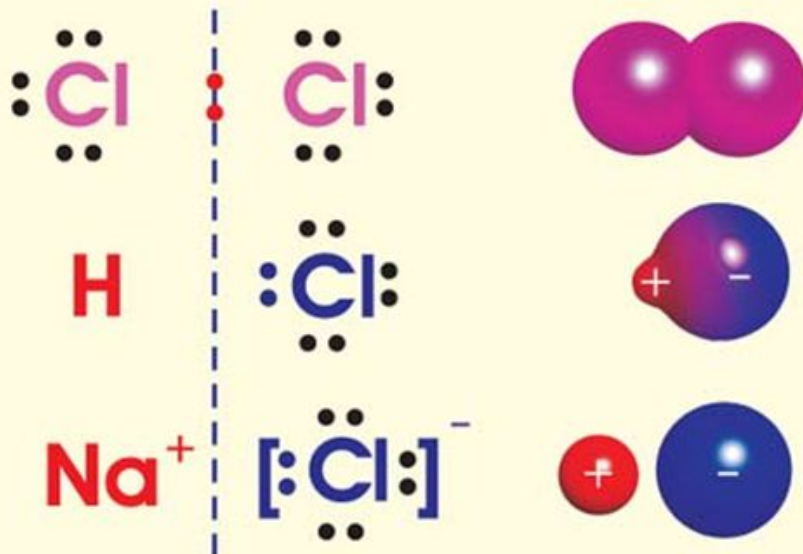


СХЕМА ОБРАЗОВАНИЯ РАЗЛИЧНЫХ ТИПОВ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ



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.

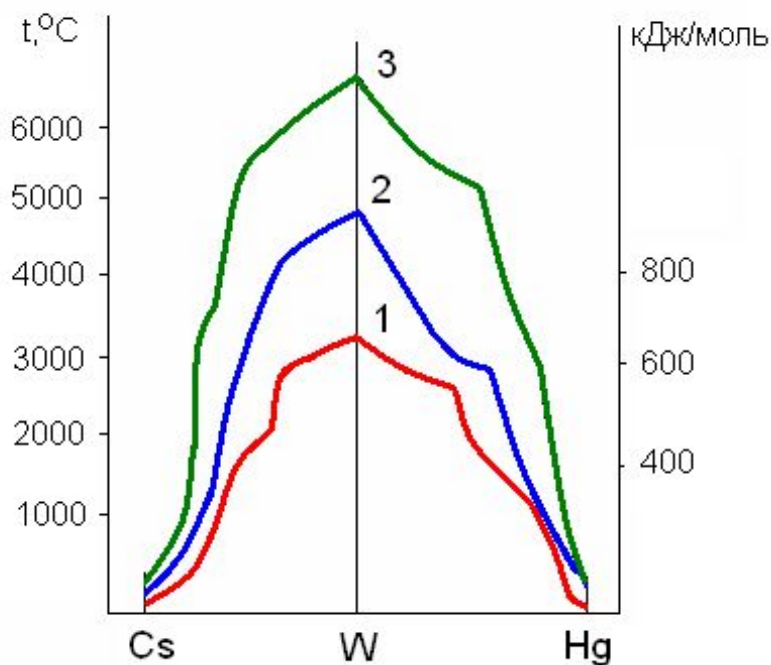


Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- 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) і енергія атомізації (2)
для металів 6-го періоду Периодической Системи

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

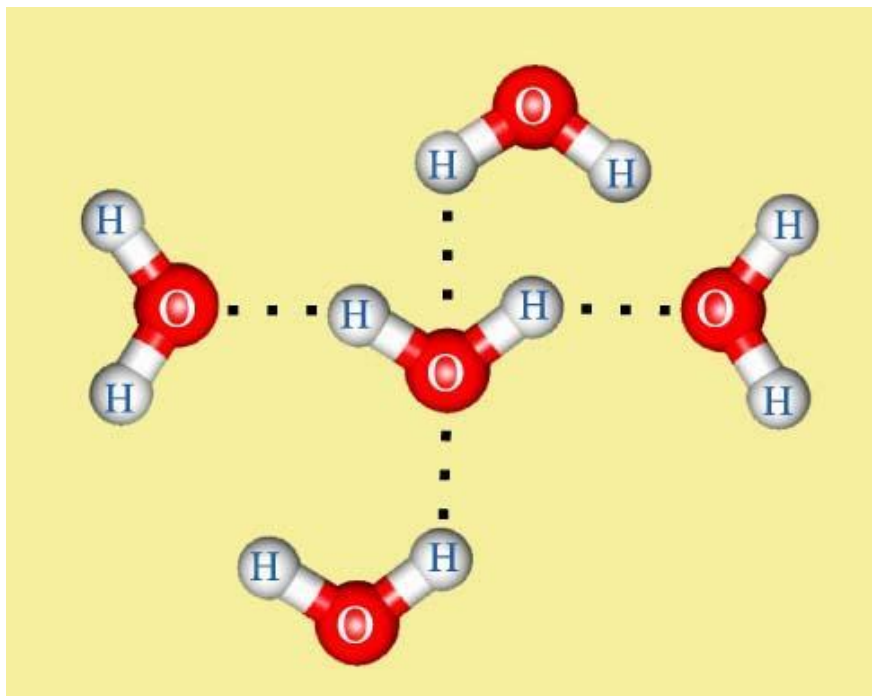
Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- **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.

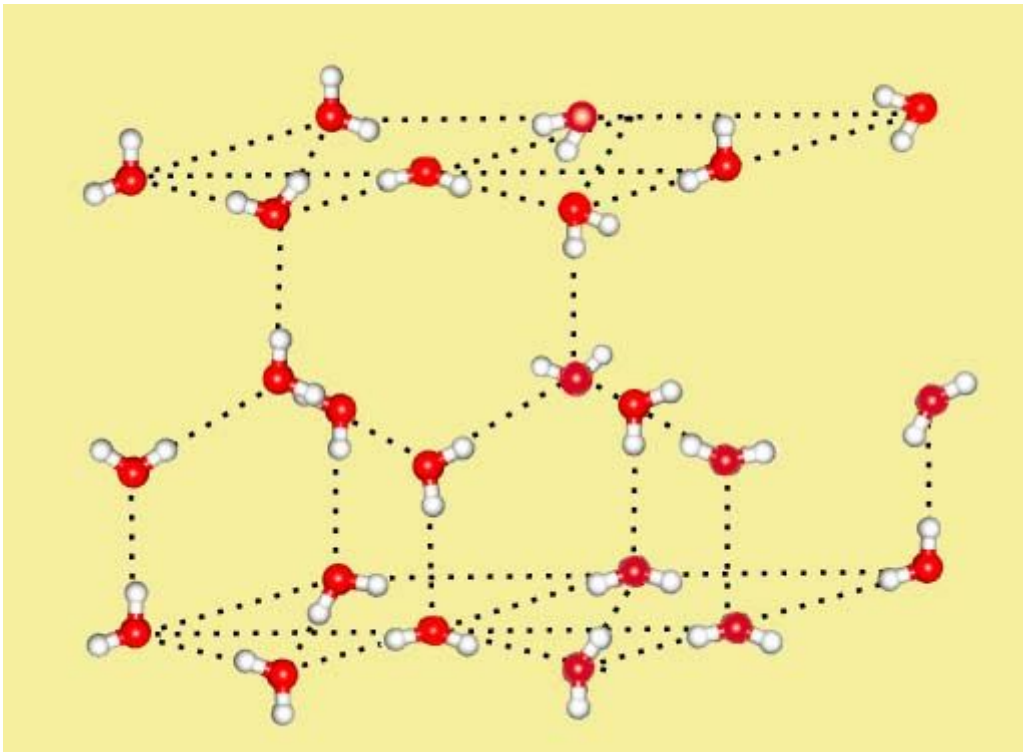
Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Водородные связи в жидкой воде



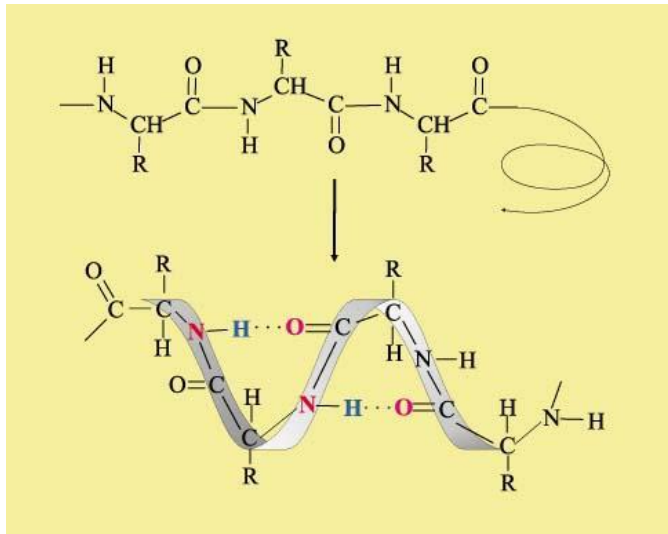
Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

- Водородные связи в структуре льда

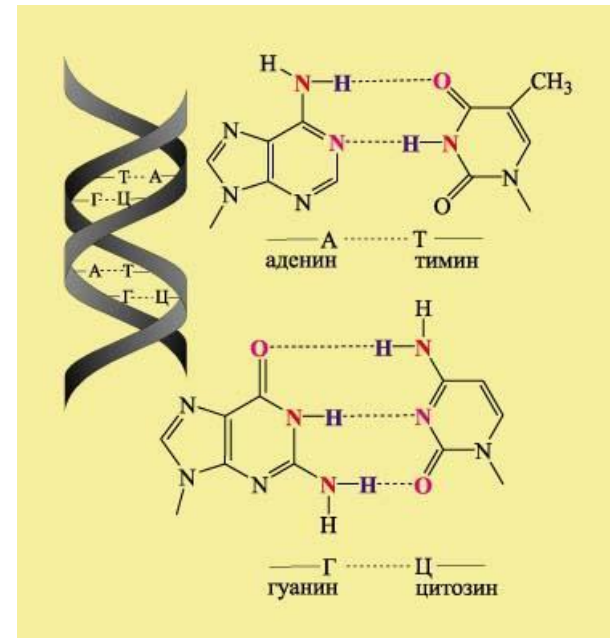


Урок №10. Хімічний зв'язок. Ковалентний, йонний, металічний, водневий зв'язки, механізми їх утворення

Водородные связи в структуре белка

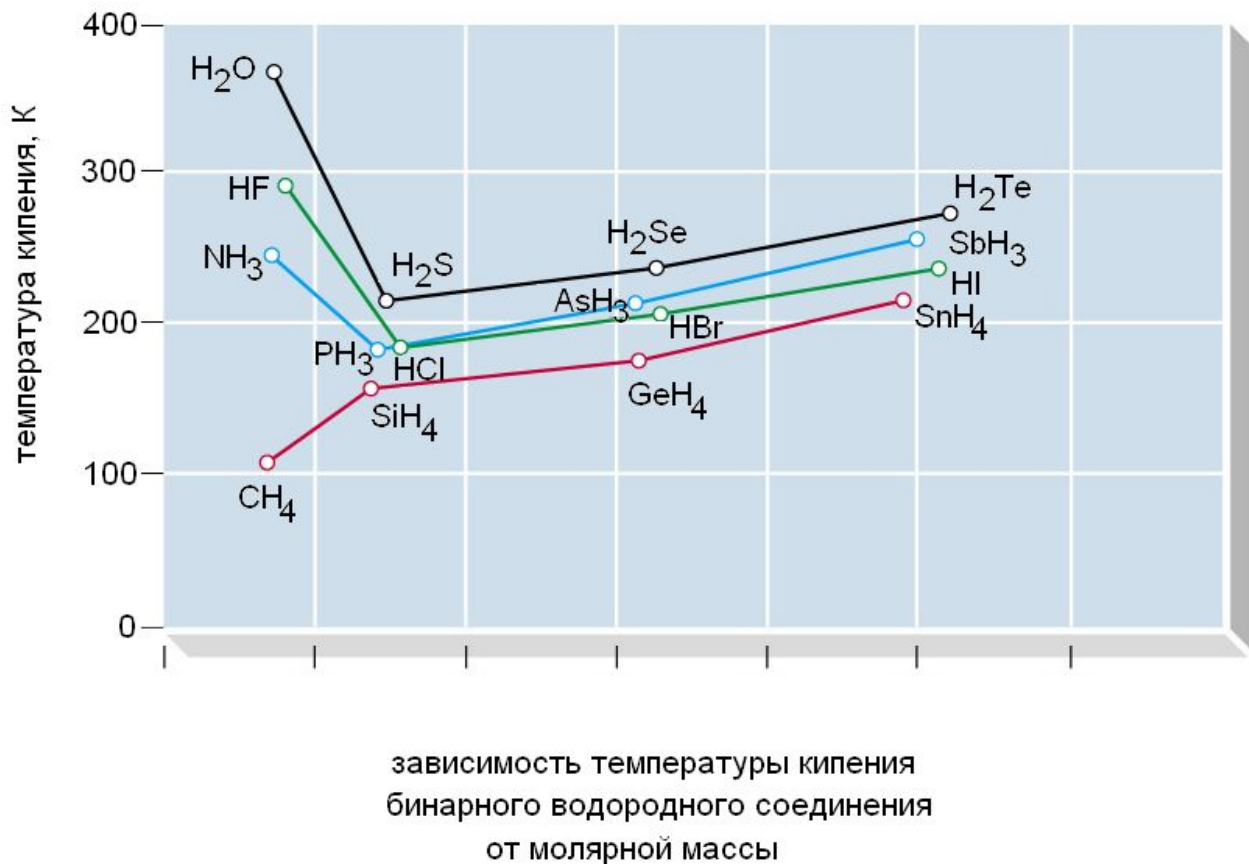


Водородные связи в структуре ДНК



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.



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, H₂, N₂, CH₄, 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, насыщенность, 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.