**Лекция №2**

**Тема «Химическая связь»**

План:

1. Понятие о химической связи. Типы химической связи.
2. Ионная связь
3. Ковалентная связь
4. Гибридизация и пространственное строение молекул
5. Металлическая связь
6. Водородная связь

 *Конспект лекции*

1. **Понятие о химической связи. Типы химической связи.**

**Химическая связь** – взаимодействие между атомами, приводящее к образованию устойчивой многоатомной системы – молекулы, иона, кристалла.

Причиной образования химической связи является стремление системы к минимуму энергии: при образовании химической связи, как правило, энергия выделяется, образующаяся система обладает меньшей энергией, чем изолированные атомы, которыми она образована. Кроме того, большинство атомов стремится к завершению внешнего энергетического уровня путем образования химических связей.

 Химическая связь имеет электрическую природу.

 Результатом связывания атомов является образование более сложных структур – молекул, молекулярных ионов, свободных радикалов, а также ионных, атомных и металлических кристаллических решеток.

 Существуют следующие виды химической связи*: ионная, ковалентная, металлическая и водородная.*

**2.Ионная связь**

**Ионная связь** *–* это электростатическое притяжение между ионами; Возникает между атомами, имеющими большую разность электроотрицательности (как правило, более 1,7);

* Образуется между атомами наиболее активных металлов и неметаллов;
* При образовании ионной связи атом металла отдает свои электроныатому неметалла, при этом каждый из атомов получает завершенный энергетический уровень.

Схема образования ионной связи:



Ионная связь характеризуется:

1) ненаправленностью – ион может притягиваться к противоположно заряженному иону по любому направлению;

2) ненасыщаемостью – взаимодействие иона с одним противоположно заряженным ионом не компенсирует его силовое поле, он не теряет способности притягивать ионы по другим направлениям.

 Ионная связь в кристалле не бывает абсолютной, она остается частично ковалентной, характеризуется *степенью ионности.* Одно из самых ионных соединений – фторид лития является ионным на 89%. В растворах и расплавах происходит диссоциация и вещества становятся ионными почти на 100%.

 К веществам с ионной связью относятся: щелочи, соли, некоторые оксиды, гидриды активных металлов.

 Вещества с ионной связью при обычных условиях находятся в твердом агрегатном состоянии и образуют кристаллы *с ионной решеткой:* в ее узлах находятся ионы, между которыми присутствует ионная связь. Физические свойства: тугоплавкие, нелетучие, твердые, но хрупкие, многие растворимы, в растворах и расплавах проводят электрический ток.

 Ионная связь является крайним случаем ковалентной полярной связи.

1. **Ковалентная связь**

В 1916 г. Г.Льюис (США) высказал мысль о том, что химическая связь возникает в результате образования общих электронных пар между взаимодействующими атомами. Эта идея легла в основу *теории ковалентной связи.*

 **Ковалентная связь** – это связь между атомами, возникающая за счет образования общих электронных пар.

 Ковалентная связь может образоваться:

 а) *по обменному механизму,* когда каждый атом предоставляет в общую электронную пару один неспаренный электрон.

Например:

Н∙ + ∙Н→ Н∙∙Н Н─Н





б) *по донорно-акцепторному механизму,* когда один атом предоставляет электронную пару (донор), а другой – пустую орбиталь (акцептор),

 Например:

Н+ □ + ׃NH3 → [H←NH3]+

 Число общих электронных пар равно числу связей между двумя атомами, или *кратности* связи.

*Простая (одинарная*) связь образуется за счет перекрывания электронных облаков на линии, соединяющей центры атомов, такая связь обозначается буквой сигма σ. Виды σ-связей:

H2 

HCl

Cl2 

*Двойная* связь содержит σ- и π-связи. π-связи образуются за счет бокового перекрывания ρ- и d- облаков



Например: образование двойной связи в молекуле кислорода




Двойная связь содержится в молекуле этилена СН2= СН2.

*Тройная* связь содержит σ- и две π-связи. Например, в молекуле азота



Из органических соединений тройная связь содержится в молекуле ацетилена СН ≡ СН.

 В некоторых случаях (явление сопряжения, донорно-акцепторные связи) связь находится в динамическом состоянии, электронные облака «размазаны» не между двумя атомами, а между тремя и четырьмя. Тогда кратность связи выражается дробным числом. Например: в бензоле присутствует «полуторная» связь

Важной характеристикой ковалентной связи является *полярность связи*.

*Полярность связи –* неравномерное распределение электронной плотности между атомами в молекуле. Полярность связи зависит от электроотрицательности элементов, атомы которых участвуют в образовании связи.

Ковалентная связь может быть

- *неполярной* (в случае одинаковой электроотрицательности атомов:H2,Cl2,N2)

- *полярной* (в случае разной электроотрицательности:HCl, NH3, CO2).

Численной характеристикой полярности связи является дипольный момент µ, который определяется экспериментально, зависит от разницы электроотрицательности элементов и длины связи. Например: µ(HF) = 5,73\* 10³º; µ(HCl) = 3,24 \*10³º Кл \* м

 Чем больше полярность связи, тем лучше растворимость и способность к диссоциации; так кислоты под действием воды распадаются на ионы, то есть ковалентная полярная связь переходит в ионную.

 Ковалентная связь характеризуется следующими параметрами:

1) длина связи – расстояние между центрами двух соседних связей (зависит от радиусов атомов, кратности связи); например длина С- С связи в молекулах алканов равна 0, 154 нм, длина двойной связи в алкенах С=С равна 0, 134 нм.

2) энергия связи – количество энергии, которую нужно затратить на разрыв 1 моля связи;

3) кратность связи – число общих электронных пар между двумя атомами.

Эти параметры связаны с прочностью связи: чем больше кратность, тем меньше длина, тем выше энергия связи – больше прочность связи;

 4) валентный угол – угол между лучами, выходящими из центра одного

атома к центрам двух соседних атомов (зависит от числа атомов в молекуле,

 наличия и вида гибридизации орбиталей). Например, sp – гибридные

 электронные облака всегда располагаются под углом 1800, sp2 – гибридные

 электронные облака располагаются в одной плоскости под углом 1200.

 Ковалентная связь имеет следующие свойства:

1. насыщаемость – способность атомов присоединять к себе определенноеограниченное валентными возможностями число других атомов.
2. направленность – соединение атомов между собой при образовании общих электронных направлениях (это объясняется пространственным расположением электронных облаков.)
3. поляризуемость– способность неполярных связей становиться полярными под действием внешнего электрического поля. (Например, неполярная молекула брома при взаимодействии с алкинами поляризуется под действием повышенной электронной плотности двойной связи).

При кристаллизации веществ с ковалентной связью образуется два типа кристаллических решеток:

 *Атомная –* в узлах находятся атомы, между которыми присутствуют ковалентные связи. Примерами являются алмаз, графит, кристаллический кремний, бор, карборунд (SiC), кварц (SiO2), некоторые карбиды, силициды, оксиды (Al2O3; Fe2O3; Cr2O3). Физические свойства: твердые, тугоплавкие, нелетучие, нерастворимые в воде.

 *Молекулярная –* в узлах находятся молекулы, между которыми присутствуют слабые силы межмолекулярного взаимодействия. Это приводит к тому, что большинство веществ с такой решеткой – газы (Cl2, O2, N2, CO2,) или жидкости (вода, спирты, кислоты, Br2), реже – твердые вещества (I2, нафталин, глюкоза, сахароза и другие органические вещества), их объединяет летучесть, хрупкость в кристаллическом виде, низкие температуры плавления и кипения. Растворимость в воде и способность проводить электрический ток веществ с молекулярными решетками зависят от полярности связей.

**4. Гибридизация и пространственное строение молекул**

*Гибридизация*  - процесс выравнивания электронныхорбиталей по форме и энергии. Наиболее важные типы гибридизации sp-, sp2 - , sр3.

Гибридизация электронных облаков в атоме влияет на направленность химической связи и форму молекулы. Так, молекула метана, в которой атом углерода находится в состоянии sр3 – гибридизации имеет форму тетраэдра.

**5. Металлическая связь**

В кристаллах металлов и их сплавов присутствует **металлическая связь,** которая осуществляется свободными электронами, общими для всего кристалла.

Ме0 – *n*е- → Ме*n*+

 Металлы при нормальных условиях являются твердыми веществами (кроме ртути) и образуют *металлические* кристаллические *решетки,* в узлах которых находятся катион-атомы, а между ними - «электронный газ», определяющий такие физические свойства металлов, какметаллический блеск, тепло- и электропроводность, пластичность.

Металлическая связь характеризуется ненаправленностью и ненасыщенностью.

**6. Водородная связь**

**Водородная связь** *–* это электростатическое притяжение между положительно поляризованными атомами водорода одной молекулы (или ее части) и отрицательно поляризованными атомами (F, O, N) другой молекулы (или другой части этой же молекулы)

R─Hδ+……Эδ-─ R΄

 Механизм образования водородной связи близок к донорно-акцепторному. При образовании водородной связи атом водорода находится между двумя атомами с высокой электроотрицательностью, с одним из них он связан обычной ковалентной связью, а с другим - водородной связью.

Нδ+─Fδ-…. Нδ+─Fδ-…. Нδ+─Fδ-

Оδ-─Нδ+… Оδ-─Нδ+… Оδ-─Нδ+…

│ │ │

Н НН

Водородная связь, как и ковалентная, обладает направленностью и насыщаемостью. Энергия водородной связи значительно ниже, чем ковалентной.

E (H…F) = 40 кДж/моль; E (H…O) ≈ 20кДж/моль

E (H…N) ≈ 8кДж/моль.

Тем не менее, водородные связи играют важную роль во многих физико-химических и биологических процессах.

Водородная связь бывает *межмолекулярной и внутримолекулярной.*

*Межмолекулярная* водородная связь значительно влияет на агрегатное состояние, плотность, температуры кипения и плавления, теплоту парообразования и т. д.

 Например, если бы между молекулами воды не было водородных связей, то она кипела бы при - 80ºС, а плавилась при -100ºС. Среди спиртов, карбоновых кислот нет газов за счет образования водородных связей между молекулами. Растворимость многих веществ в воде связана с образованием межмолекулярных водородных связей.

*Внутримолекулярные* водородные связи играют большую роль в формировании вторичной структуры белков, поддержание двойной спирали ДНК, сложной формы т-РНК.

**7. Выводы:**резких границ между разными типами химических связей нет, все типы имеют единую электрическую природу.

1. При образовании химической связи между атомами взаимодействуют электроны их внешних энергетических уровней (валентные электроны), что приводит к изменению этих уровней. У атомов d – и f – элементов в этом процессе могут участвовать электроны соответственно предвнешних и третьих снаружи энергетических уровней.
2. Образование химической связи сопровождается возникновением более устойчивых систем (молекулы, атомные, ионные и молекулярные кристаллы) с меньшей энергией, чем отдельные атомы.
3. Энергия химической связи – главный показатель её прочности – зависит от длины связи, а длина – от радиуса связанных атомов и числа общих электронных пар.
4. Одна из причин многообразия веществ и их свойств – многообразие типов химической связи и типов кристаллических решеток веществ, которые не резко отделены друг от друга, могут переходить друг в друга;

 в одном веществе могут присутствовать различные типы связей.

**Контрольные вопросы для закрепления:**

1. Определите тип химической связи в следующих соединениях:

P2O5, H2S, O2, BaCl2

Составьте схемы образования молекулы

I вариант - сероводорода

II вариант - кислорода

**Рекомендуемая литература**

- обязательная;

1. Ерохин Ю.М. Химия. Учебник для студ. Сред проф.образ.-М.: Академия, 2006. Гл. 3,

 § 1-2, с 48-56.

- дополнительная;

1. Пустовалова Л. М. Неорганическая химия: Уч. пос.- Ростов на Дону: Феникс, 2005.-352с.

- электронные ресурсы.

1. Открытая химия: полный интерактивный курс химии для уч-ся школ, лицеев, гимназий, колледжей, студ. технич.вузов: версия 2.5-М.: Физикон, 2006.