

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Учебное пособие по химии для учащихся 10-11 классов
 общеобразовательных учреждений

ПЛАН

1. *Химическая связь и ее основные свойства.*
2. *Виды химической связи.*
 - *Ковалентная (неполярная и полярная)*
 - *Ионная*
 - *Металлическая*
 - *Водородная*
3. *Кристаллическое и аморфное состояния вещества.*
4. *Гибридизация атомных орбиталей и строение молекул.*
5. *Виды межмолекулярного взаимодействия.*



1. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И ЕЕ ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ – это результат взаимодействия атомов, приводящий к образованию устойчивой многоатомной системы – молекулы, молекулярного иона или кристалла. Химическая связь возникает благодаря взаимодействию электрических полей, создаваемых электронами и ядрами атомов. Образование молекул из атомов всегда приводит к выигрышу энергии, т.к. в обычных условиях молекулярное состояние устойчивее, чем атомное.

Основные свойства химической связи – это *энергия, длина, направленность, насыщенность, полярность и кратность*.

- ✓ **ЭНЕРГИЯ СВЯЗИ** - это энергия, которую необходимо затратить для разрыва данной химической связи. Чем больше энергия связи, тем меньше ее длина и тем прочнее связь.
- ✓ **ДЛИНА СВЯЗИ** - это расстояние между ядрами связанных атомов. Длина связи увеличивается с возрастанием размеров атомов и уменьшается с увеличением кратности связи. Чем меньше длина связи, тем прочнее связь (но мерой прочности связи является ее энергия).
- ✓ **НАПРАВЛЕННОСТЬ СВЯЗИ** - это ориентация химической связи в пространстве относительно других связей молекулы. Направленность химических связей определяет геометрическую форму молекулы.
- ✓ **НАСЫЩАЕМОСТЬ СВЯЗИ** - это способность атомов образовывать ограниченное число связей. Насыщаемость связи определяется числом валентных электронов атома (так, атом водорода может образовать не более одной химической связи, атом углерода – не более четырех и т.д.)
- ✓ **ПОЛЯРНОСТЬ СВЯЗИ** - это неравномерное распределение электронной плотности в пространстве между ядрами связанных атомов. Чем больше различаются

электроотрицательности связанных атомов, тем связь полярнее. Примерами полярных молекул являются NaCl, HF, KBr и т.д.

Полярные молекулы называются **ДИПОЛЯМИ**.

ДИПОЛЬ - это система из 2-х равных по абсолютной величине, но противоположных по знаку зарядов, расположенных на определенном расстоянии друг от друга. **ДИПОЛЬ В ЦЕЛОМ ЭЛЕКТРОНЕЙТРАЛЕН.**

Полярность связи характеризуется **ДИПОЛЬНЫМ МОМЕНТОМ**:

$$\mu = q \cdot l$$

μ - дипольный момент

q – заряд электрона ($1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл)

l – длина диполя (расстояние между ядрами связанных атомов)

Единица измерения дипольного момента - Кл * м или Д (Дебай)

$$1 \text{ Кл} \cdot \text{м} = 0,3 \cdot 10^{30} \text{ Д}$$

$$1 \text{ Д} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$$

КРАТНОСТЬ СВЯЗИ - это количество электронных пар, связывающих 2 атома. Чем больше кратность связи, тем больше ее энергия и меньше длина.

Пример: C-C - одинарная (простая) связь: $l = 1,54 \text{ \AA}$, $E = 288 \text{ кДж / моль}$

C=C - двойная связь: $l = 1,34 \text{ \AA}$, $E = 606 \text{ кДж / моль}$

C≡C - тройная связь: $l = 1,20 \text{ \AA}$, $E = 807 \text{ кДж / моль}$

Вывод: тройная связь самая прочная.

2. ВИДЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

Ковалентной называется связь, образованная посредством электронных пар. Ковалентная связь бывает неполярной и полярной.

КОВАЛЕНТНАЯ НЕПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ –

КОВАЛЕНТНАЯ ПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ –

Существует два механизма образования ковалентной связи – *обменный* и *донорно-акцепторный*.

ОБМЕННЫЙ МЕХАНИЗМ –

ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНЫЙ МЕХАНИЗМ –

СВОЙСТВА КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ

Для ковалентной связи характерны все вышеперечисленные свойства химической связи – энергия, длина, направленность, насыщенность, полярность и кратность.

СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ С КОВАЛЕНТЫМИ СВЯЗЯМИ

Веществ с ковалентными связями очень много. Они могут существовать во всех трех агрегатных состояниях – жидком, твердом и газообразном. Твердые вещества имеют молекулярные и атомные кристаллические решетки. В узлах молекулярных кристаллических решеток находятся молекулы. Они соединены между собой сравнительно слабыми межмолекулярными силами, поэтому вещества с молекулярной решеткой имеют малую твердость и низкие температуры плавления. Эти вещества нерастворимы или малорастворимы в воде, их растворы почти не проводят электрический ток. Примерами таких веществ являются лед, твердый диоксид углерода (сухой лед), твердые галогеноводороды, твердые простые вещества – фтор, хлор, бром, йод, водород, кислород, азот, благородные газы, фосфор, сера.

В узлах атомных кристаллических решеток находятся атомы. Они соединены между собой простыми ковалентными связями (алмаз, кремний, германий и т.д.). Весь кристалл можно рассматривать как одну гигантскую молекулу. Вещества с атомной кристаллической решеткой имеют высокую твердость и прочность, высокие температуры плавления (например, температура плавления алмаза превышает 3800°C), практически нерастворимы в жидкостях.

ИОННАЯ СВЯЗЬ

Ионной называется химическая связь между ионами, осуществляемая электростатическим притяжением.

СВОЙСТВА ИОННОЙ СВЯЗИ

Для ионной связи характерны энергия, длина и полярность. Направленность, насыщенность и кратность не характерны. Ионные соединения не существуют в виде молекул. В твердом состоянии они образуют ионную кристаллическую решетку из симметрично расположенных положительных и отрицательных ионов.

Ненаправленность ионной связи в пространстве объясняется тем, что каждый ион может притягивать ион противоположного знака по любому направлению.

Ненасыщаемость ионной связи обусловлена тем, что взаимодействие противоположно заряженных ионов не приводит к компенсации силовых полей, т.е. каждый ион притягивает все окружающие противоположные ионы ближних и дальних слоев кристаллической решетки, причем силы притяжения ослабевают с расстоянием.

СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ С ИОННЫМИ СВЯЗЯМИ

Вещества с ионными связями, как правило, существуют в твердом агрегатном состоянии и имеют кристаллическое строение. Они хорошо растворимы в воде. Их растворы и расплавы хорошо проводят электрический ток (являются электролитами). Ионные соединения тугоплавки и малолетучи.

МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Металлической называется связь, образованная при взаимодействии атомов металлов.

СВОЙСТВА МЕТАЛЛИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Для металлической связи характерны энергия и длина. Направленность, насыщенность, полярность и кратность не характерны.

СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ С МЕТАЛЛИЧЕСКОЙ СВЯЗЬЮ

Металлической связью соединены атомы любого металла (как простого вещества), находящегося в твердом состоянии. Иногда металлическая связь образуется и между атомами разных металлов (интерметаллические соединения). Все характерные свойства металлов (электро- и теплопроводность, пластичность, ковкость, металлический блеск) также объясняются металлической связью.

Электропроводность – если к куску металла приложить разность потенциалов, то хаотичное движение электронов в нем превратится в направленное движение электрического тока.

Теплопроводность – движение электронов сопровождается выделением и переносом тепловой энергии.

Ковкость, пластичность – так как электроны, движущиеся в кристаллической решетке, принадлежат одновременно всем катионам металла, то при механическом воздействии (например, при ударе или изгибе) слои решетки смещаются относительно друг друга без разрыва химической связи.

Металлический блеск обусловлен самопроизвольным переходом электрона с орбитали на орбиталь. При переходе на более высокие орбитали выделяется квант света. Такое возможно благодаря наличию у металлов большого количества свободных орбиталей.

ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Водородная связь – это особый вид химической связи, образующийся в веществах, молекулы которых содержат водород и сильно электроотрицательные элементы – фтор, хлор, кислород, азот, серу и т.д. Водородная связь бывает *внутри-* и *межмолекулярной*.

МЕЖМОЛЕКУЛЯРНАЯ ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

ВНУТРИМОЛЕКУЛЯРНАЯ ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

СВОЙСТВА ВОДОРОДНОЙ СВЯЗИ

Водородная связь слабая. Она слабее ковалентной в 15-20 раз. Для водородной связи характерны все основные параметры химической связи – энергия, длина, направленность, насыщенность, полярность и кратность.

СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ С ВОДОРОДНЫМИ СВЯЗЯМИ

Водородные связи придают веществам аномально высокие температуры плавления и кипения. Это объясняется тем, что для разрыва водородных связей требуется дополнительная энергия. Именно благодаря водородным связям многие вещества существуют в жидком, а не в газообразном состоянии (вода и др.) и имеют определенную структуру, необходимую для протекания важных биохимических процессов (белки, нуклеиновые кислоты и т.д.).

Делая вывод о прочности различных видов химической связи можно сказать, что прочность связи убывает в ряду: ковалентная неполярная → ковалентная полярная → металлическая → ионная → водородная связь.

3. КРИСТАЛЛИЧЕСКОЕ И АМОРФНОЕ СОСТОЯНИЯ ВЕЩЕСТВА

4. ГИБРИДИЗАЦИЯ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Когда *атомные* орбитали перекрываются, образуются *молекулярные* орбитали. При этом, если электроны, участвующие в образовании ковалентной связи, находятся на орбиталях разного типа (например, один на *s*-, а другой на *p*-), то такие орбитали подвергаются гибридизации.

Гибридизация –

Sp - гибридизация в молекуле BeCl₂

При *sp*-гибридизации из одной *s*- и одной *p*- орбитали, различающихся по форме и энергии, образуются две гибридные орбитали одинаковой формы и энергии:

Sp² - гибридизация в молекуле AlF₃

Sp^2 -гибридизация образуется при смешивании электронных плотностей одной s - и двух p -орбиталей:

Sp^3 - гибридизация в молекуле CH_4

Sp^3 -гибридизация образуется при участии одной s - и трех p -орбиталей:

Образование молекулы H_2O ***Образование молекулы NH_3***

Тип гибридизации орбиталей центрального атома определяет величину угла между связями (валентного угла) и, следовательно, геометрическую форму молекулы.

<i>Тип гибридизации</i>	<i>Валентный угол</i>	<i>Форма молекулы</i>
Sp	180°	Линейная
Sp^2	120°	Плоский равносторонний треугольник
Sp^3	$\approx 109^{\circ}$	Тетраэдрическая Пирамидальная Угловая

Полярные и неполярные молекулы

5. ВИДЫ МЕЖМОЛЕКУЛЯРНОГО ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

Несмотря на то, что молекулы в целом электронейтральны, между ними осуществляется взаимодействие. Межмолекулярные силы имеют электрическую природу. Они обусловлены полярностью и поляризуемостью молекул. Различают три вида межмолекулярного взаимодействия.

Ориентационное –

Индукционное –

Дисперсионное –

Все эти три вида межмолекулярного взаимодействия называют ван-дер-ваальсовыми силами в честь голландского ученого Ван-дер-Ваальса, который впервые принял их во внимание для объяснения свойств реальных газов.

Для чего нужно изучать строение молекул?

Многообразие веществ окружающего мира, а также все их физические и химические свойства берут свое начало на микроуровне и напрямую зависят от строения атомов и молекул. Современные методы исследования строения вещества, такие как рентгеноструктурный анализ, масс-спектрометрия, электронография, ядерный магнитный резонанс и другие позволяют изучить геометрическую структуру отдельных молекул и кристаллов. Таким образом можно получить информацию о составе неизвестных веществ и смесей, исследовать механизмы протекания химических и биологических процессов, подобрать катализаторы для промышленно значимых реакций, синтезировать вещества с заранее заданными свойствами.
