

Тема 4 Химическая связь

План лекции:

1. Основополагающие представления о химической связи
2. Ковалентная связь.
3. Ионная связь.
4. Водородная связь.
5. Металлическая связь.

1 Основополагающие представления о химической связи

В зависимости от характера распределения электронной плотности в веществе различают три основных типа химической связи: *ковалентную*, *ионную* и *металлическую*. Как будет показано дальше, в «чистом» виде перечисленные типы связи проявляются редко. В большинстве соединений имеет место наложение разных типов связи.

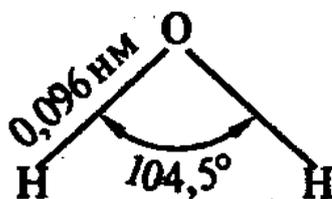
2 Ковалентная связь

Информацию о строении вещества можно получить, исследуя его физические и химические свойства. В частности, с помощью физических методов исследования определяют основные параметры молекул — межъядерные расстояния, валентные углы и геометрию молекул.

Экспериментально установлено, что в молекуле воды H_2O расстояние между ядрами водорода и кислорода составляет 0,096 нм. Межъядерное расстояние между химически связанными атомами называют *длиной связи*.

Угол между воображаемыми линиями, проходящими через ядра химически связанных атомов, называется *валентным*. В молекуле воды он составляет $104,5^\circ$.

Таким образом, молекула воды имеет угловую форму (рис. 1). Для наглядности можно принять, что в ней две химические связи O—H (длиной d_{OH} — 0,096 нм), расположенные под углом $\angle \text{HOH} = 104,5^\circ$. Строение молекулы воды можно выразить следующей структурной формулой:



Важнейшей характеристикой химической связи является *энергия*, определяющая ее прочность. Мерой прочности связи может служить количество энергии, затрачиваемое на ее разрыв. Для двухатомных молекул энергия связи равна величине энергии диссоциации молекул на атомы. Так, энергия диссоциации D , а, следовательно, и энергия связи E в молекуле H_2 составляют 435 кДж/моль. В молекуле фтора F_2 она равна 159 кДж/моль, а в

молекуле азота N_2 940 кДж/моль. Для многоатомных молекул типа AB_n средняя энергия связи E_{AB} равна $1/n$ части энергии диссоциации соединения на атомы: $AB_n = A + nB, = D/n$.

Например, энергия, поглощаемая в процессе $H_2O = 2H + O$ равна 928 кДж/моль H_2O . Но в молекуле воды обе связи $O-H$ равноценны, поэтому средняя энергия связи $E_{O-H} = D/2 = 928/2 = 464$ кДж/моль.

Длины и энергии связи, валентные углы, а также экспериментально определяемые магнитные, оптические, электрические и другие свойства веществ непосредственно зависят от характера распределения электронной плотности. Окончательное заключение о строении вещества делают после сопоставления информации, полученной разными методами. Квантово-механическая теория химической связи обобщает совокупность экспериментально полученных данных о строении вещества.

Химическая связь в основном осуществляется так называемыми валентными электронами. У s - и p -элементов валентными являются электроны внешнего слоя, а у d -элементов — электроны s -состояния внешнего слоя и d -состояния предвнешнего слоя.

2.1 Природа химической связи

Химическая связь образуется только в том случае, если при сближении атомов (двух или большего числа) полная энергия системы (сумма кинетической и потенциальной энергий) понижается.

Рассмотрим простейшую из возможных молекулярных систем — молекулярный ион водорода H_2^+ . В нем один электрон движется в поле двух ядер — протонов. Эта частица получается при облучении молекул водорода H_2 электронами. Расстояние между ядрами в H_2^+ равно 0,106 нм, а энергия связи, т. е. диссоциации на атом H и ион H^+ , составляет 255,7 кДж/моль. Таким образом, эта частица весьма прочная.

Допустим, мы сближаем протон H_A^+ и атом водорода H_B (протон H_B^+ плюс электрон e^-). По мере сближения этих частиц между ними возникают электростатические силы двух типов — силы притяжения электрона к обоим ядрам и силы отталкивания между ядрами (рис. 1).

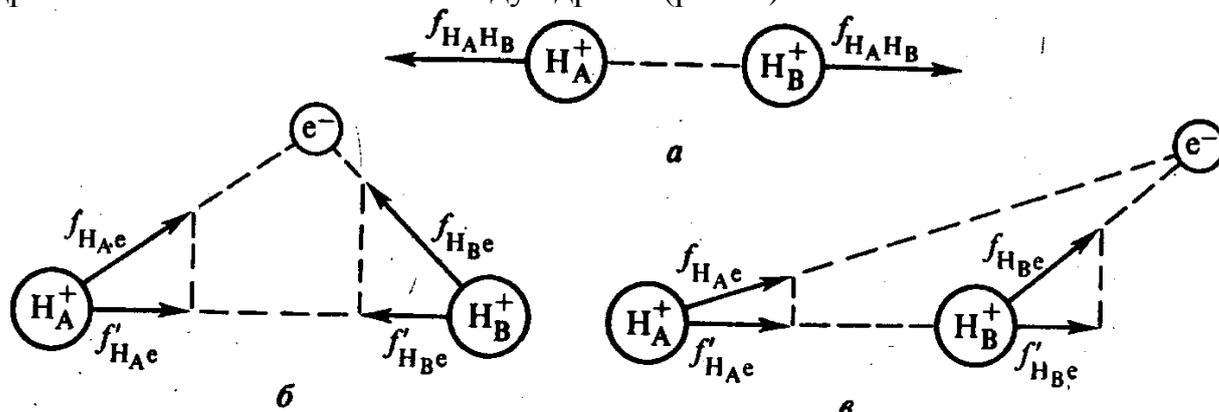


Рисунок 4.1 - Силы взаимодействия в H_2^+

Сила межъядерного взаимодействия $f_{\text{H}_a\text{H}_b}$ всегда направлена вдоль оси соединения ядерных центров и стремится развести ядра подальше друг от друга. Очевидно, молекула образуется в том случае, если равнодействующая сил притяжения и отталкивания равна нулю. Иными словами, взаимное отталкивание ядер (протонов H_a^+ и H_b^+) должно быть скомпенсировано притяжением электрона к ядрам. Эффективность последнего зависит от местоположения электрона относительно ядер. Конечно, точно определить положение электрона в молекуле невозможно, но можно рассмотреть вероятность его нахождения в пространстве относительно ядер. Так, в любой момент времени электрон может оказаться в положении b , изображенном на рис. 1. В другой момент электрон будет находиться уже в новом положении, например b' (рис. 1).

Сравним результирующее действие сил притяжения и отталкивания при этих конфигурациях. Когда электрон находится в положении b , то его притяжение к протонам (силы $f_{\text{H}_a}^e$ и $f_{\text{H}_b}^e$) способствует их сближению (силы $f'_{\text{H}_a e}$ и $f'_{\text{H}_b e}$). Если же имеет место конфигурация b' , то возникает другая ситуация. В этом случае силы притяжения ($f'_{\text{H}_a e}$ и $f'_{\text{H}_b e}$) направлены в одну сторону и отталкивание протонов не компенсируют.

Таким образом, согласно возможным положениям электрона относительно двух протонов имеется область *связывания* и область *антисвязывания* или *разрыхления* (рис. 4.2). Если электрон попадает в область связывания, то химическая связь образуется. Если же электрон попадает в область разрыхления, то химическая связь не образуется.

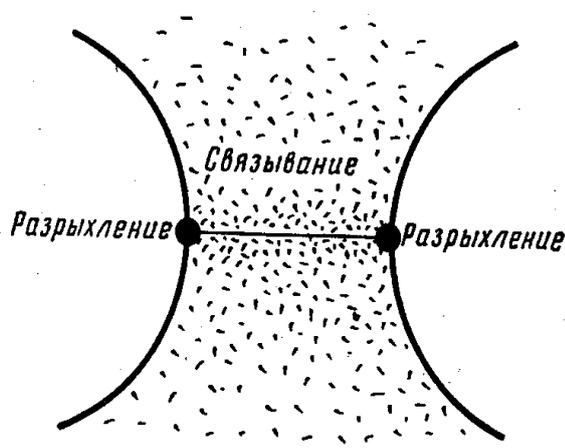


Рисунок 4.2 - Области связывания и разрыхления в гомоядерной двухатомной молекуле

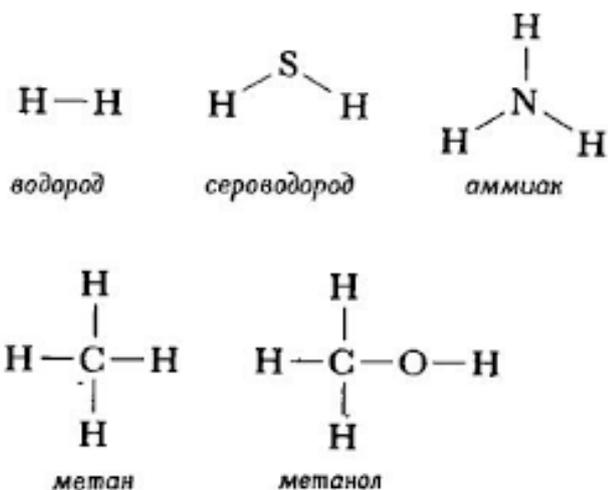
Таким образом, химическая связь возникает в том случае, если электрон оказывается между ядрами. Химическая связь осуществляется за счет электростатического взаимодействия положительно заряженных ядер и отрицательно заряженных электронов.

2.2 Свойства ковалентной связи - насыщенность. Валентность. Механизм образования связи

Насыщенность ковалентной связи

Теория валентных связей исходит из положения, что каждая пара атомов в молекуле удерживается вместе при помощи одной или нескольких общих электронных пар. Таким образом, в представлении теории ВС химическая связь локализована между двумя атомами, т. е. она двухцентровая и двухэлектронная.

Обозначение с помощью черточки химической связи в структурных формулах соединений нашло обоснование благодаря теории ВС.



Рассмотрим в рамках теории валентных связей характерные особенности ковалентной связи — ее насыщенность, направленность и поляризуемость.

Одно из важнейших свойств химической связи — ее *насыщенность*. Вследствие насыщенности связи молекулы имеют определенный состав и существуют в виде дискретных частиц с определенной структурой.

Валентность

Как известно, под валентностью подразумевается свойство атома данного элемента присоединять или замещать определенное число атомов другого элемента. Мерой валентности является число химических связей, образуемых данным атомом с другими атомами. Таким образом, в настоящее время под **валентностью** химического элемента обычно понимается его способность (в более узком смысле — мера его способности) к образованию химических связей. В представлении метода валентных связей численное значение валентности соответствует числу ковалентных связей, которые образуют атом.

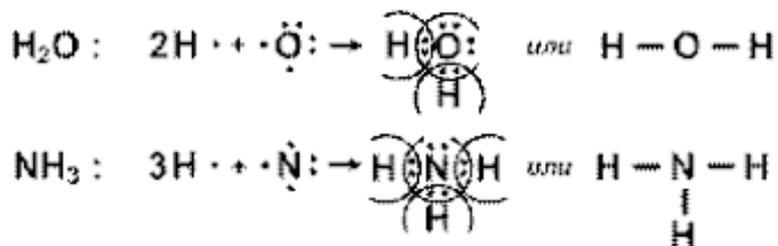
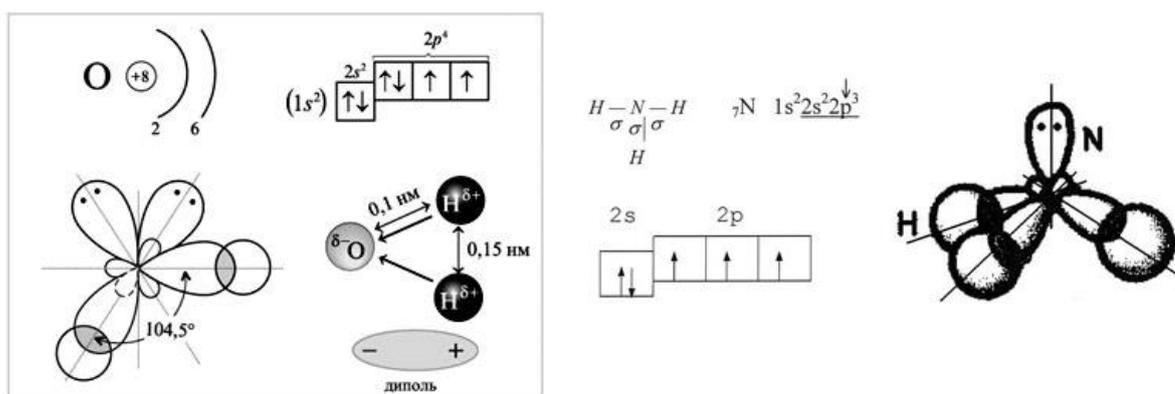
Согласно теории валентных связей химическая связь возникает в тех случаях, когда встречаются два атома, имеющие непарные электроны. Тогда становится возможным перекрывание электронных облаков

(одноэлектронных орбиталей) непарных электронов. В результате этого между атомами появляется зона повышенной электронной плотности, обуславливающая химическую связь.

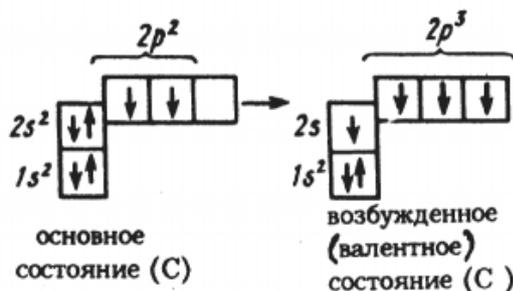
Образование молекулы водорода из атомов можно представить следующим образом (точка означает электрон, черта — пару электронов):



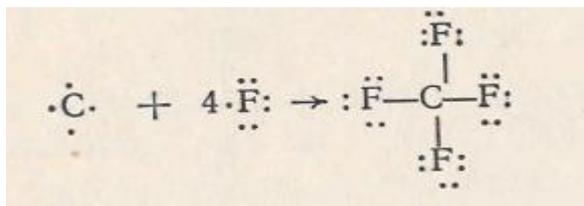
Поскольку пребывание двух электронов в поле действия двух ядер энергетически выгоднее, чем нахождение каждого электрона в поле своего ядра, в образовании ковалентных связей принимают участие все одноэлектронные облака. Например, атомы кислорода и азота могут соединиться с двумя и тремя (соответственно) одновалентными атомами водорода:



В ряде случаев число непарных электронов увеличивается в результате возбуждения атома, вызывающего распад двухэлектронных облаков на одноэлектронные. Например, атом углерода в основном состоянии имеет два непарных электрона ($2s^2 2p^2$), а при возбуждении одного из $2s$ -электронов в $2p$ -состояние возникают четыре непарных электрона ($2s^1 2p^3$):



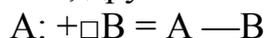
Вследствие этого атом углерода может соединяться, например, с четырьмя атомами фтора ($2s^2 2p^5$), имеющими по одному неpaired электрону:



Возбуждение атомов до нового валентного состояния требует затраты определенной энергии, которая компенсируется энергией, выделяемой при образовании связей.

2.3 Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.

Возможен и другой механизм образования двухэлектронной связи, а именно: при взаимодействии частиц, одна из которых имеет пару электронов А:, другая — свободную орбиталь □В:



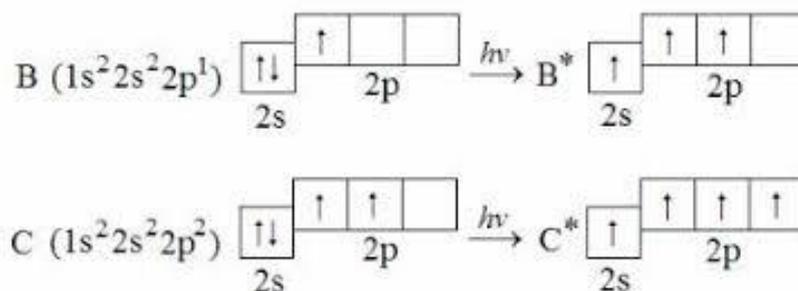
Частица, предоставляющая для связи двухэлектронное облако, называется *донором*; частица со свободной орбиталью, принимающая эту электронную пару, называется *акцептором*. Механизм образования ковалентной связи за счет двухэлектронного облака одного атома и свободной орбитали другого называется *донорно-акцепторным*.

2.4 Валентные возможности элементов.

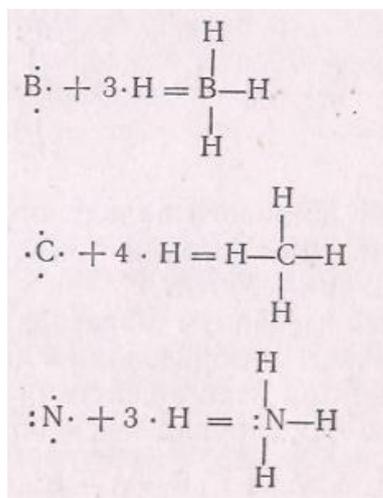
Имея в виду два механизма образования ковалентной связи, рассмотрим валентные возможности атомов бора, углерода и азота. Это элементы 2-го периода, и, следовательно, их валентные электроны распределяются по четырем орбиталям внешнего слоя: одной 2s- и трем 2p-:

5B Бор		$1s^2 2s^2 2p^1$	
6C Углерод		$1s^2 2s^2 2p^2$	
7N Азот		$1s^2 2s^2 2p^3$	

Поскольку у бора и углерода имеются энергетически близкие свободные 2p-орбитали, при возбуждении эти элементы могут приобрести новые электронные конфигурации:

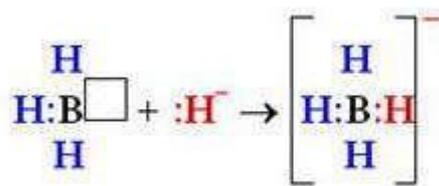


В соответствии с числом непарных электронов атомы В, С и N могут образовать соответственно три, четыре и три ковалентные связи, например с атомами водорода:

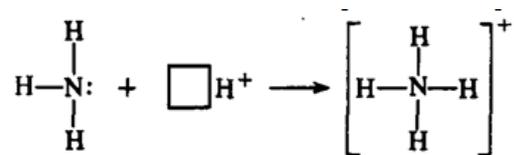


В молекуле BH_3 дефицит электронов — атом бора имеет свободную орбиталь. В молекуле же H_3N при атоме азота имеется неподделенная (несвязывающая) электронная пара. Таким образом, молекула BH_3 может выступать как акцептор электронной пары, а молекула H_3N , наоборот, — как донор электронной пары. Иными словами, центральные атомы той и другой молекулы способны к образованию четвертой ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму.

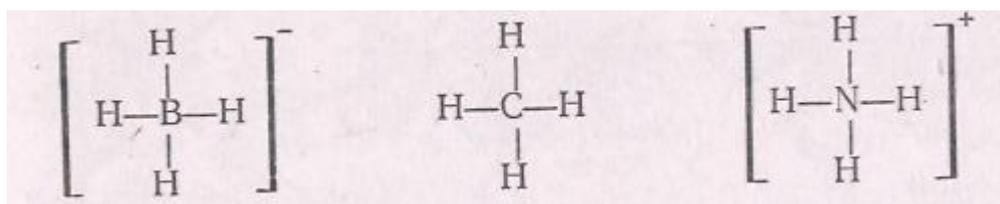
Простейший донор электронной пары — гидрид-ион H^- . Присоединение отрицательного гидрид-иона к молекуле BH_3 приводит к образованию сложного (комплексного) иона BH_4^- с отрицательным зарядом:



Простейший акцептор электронной пары — протон H^+ ; его присоединение к молекуле H_3N тоже приводит к образованию комплексного иона NH_4^+ , но уже с положительным зарядом:



Из сопоставления структурных формул молекулы CH_4 и комплексных ионов BH_4^- и NH_4^+



видно, что атомы бора, углерода и азота в этих соединениях четырехвалентны. Следует отметить, что в ионах BH_4^- и NH_4^+ все четыре связи равноценны и неразличимы, следовательно, в ионах заряд делокализован (рассредоточен) по всему комплексу.

Рассмотренные примеры показывают, что способность атома образовывать ковалентные связи обуславливается не только одноэлектронными, но и двухэлектронными облаками или соответственно наличием свободных орбиталей.

2.5. Направленность ковалентной связи.

Поскольку электронные облака имеют различную форму, их взаимное перекрывание может осуществляться разными способами. В зависимости от способа перекрывания и симметрии образующегося облака различают σ -, π - и δ -связи (рис. 4).

Сигма - связи осуществляются при перекрывании облаков вдоль линии соединения атомов. *Пи* - связи возникают при перекрывании электронных облаков по обе стороны от линии соединения атомов. *Дельта* - связи обязаны перекрыванию всех четырех лепестков d-электронных облаков, расположенных в параллельных плоскостях.

Исходя из условий симметрии, можно показать, что электроны s-орбиталей могут участвовать лишь в σ -связывании, p-электроны — уже в σ - и π -связывании, а d-электроны — как в σ - и π -, так и в δ -связывании. Для f-орбиталей способы перекрывания еще разнообразнее.

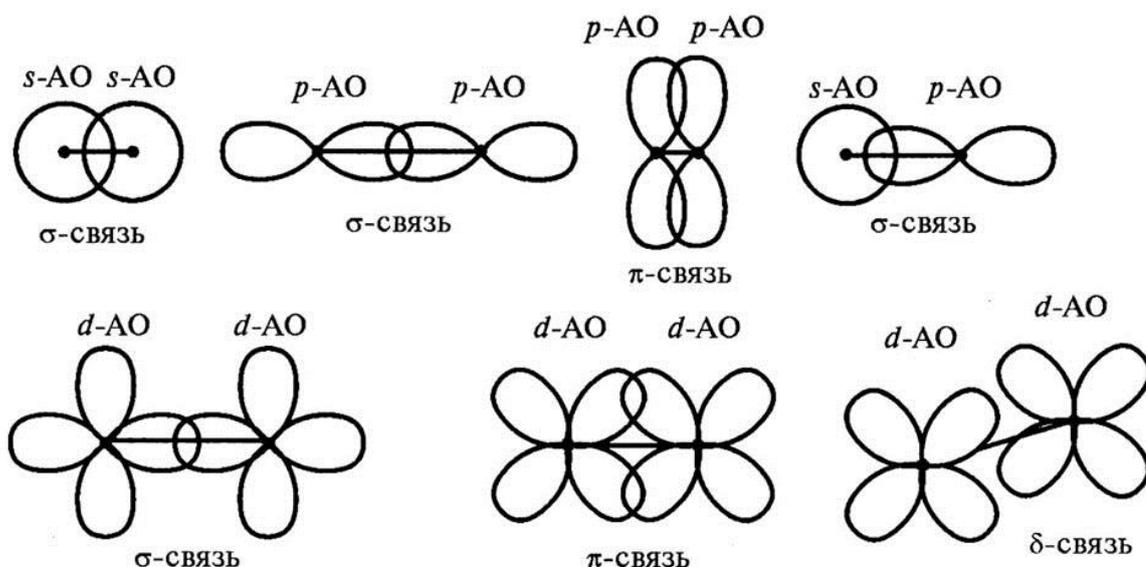
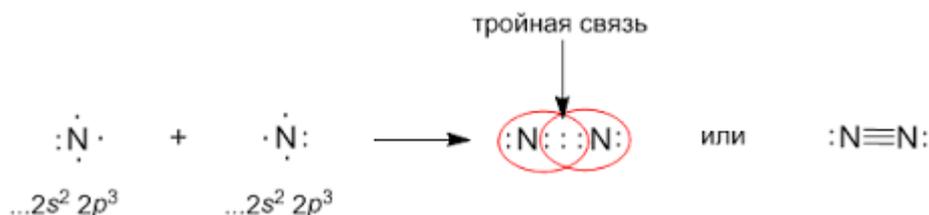


Рисунок 4.3 - Схема перекрывания орбиталей при образовании σ -, π -, и δ -связей

Максимальное перекрывание облаков, образующих σ -связи, совпадает с линией соединения атомных центров. Поскольку электронные облака (кроме s-облака) направлены в пространстве, то и химические связи, образуемые с их участием, пространственно направлены. Так, гантелевидные p-орбитали расположены в атоме взаимно перпендикулярно. Следовательно, угол между связями, образуемыми p-электронами атома, должен быть 90° . Таким образом, пространственное расположение σ -связей определяет пространственную конфигурацию молекул.

2.6 Кратные связи

До сих пор мы рассматривали молекулы с одинарными связями, т. е. молекулы лишь с σ -связями. Однако значительно более разнообразны молекулы и комплексные ионы, средняя кратность (порядок) связи в которых больше единицы. Повышение кратности связи обязано наложению на σ -связь π - и δ -связей. Например, в молекуле N_2 , имеющей тройную связь



одна из связей σ -типа, две другие — π -типа, отвечающие p_x - p_x , p_y - p_y , p_z - p_z - перекрыванию соответственно.

В линейной молекуле CO_2 каждый атом кислорода объединяется с атомом углерода одной σ - и одной π -связью: $O=C=O$.

Повышение кратности связи приводит к упрочнению межатомной связи и уменьшению межъядерного расстояния (длины связи). Так, энергии диссоциации молекул фтора $F_2(:F-F:)$ и азота $N_2(:N=N:)$ соответственно равны 159 и 940 кДж/моль.

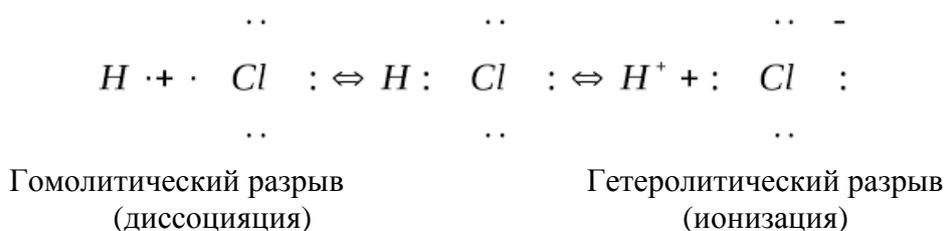
2.7 Полярность и поляризуемость связи. Дипольный момент

Связь между атомами разных элементов всегда более или менее полярна, что обусловлено различием размеров и электроотрицательностей атомов. Например, в молекуле хлорида водорода HCl связующее электронное облако смещено в сторону более электроотрицательного атома хлора. Вследствие этого заряд ядра водорода уже не компенсируется, а на атоме хлора электронная плотность становится избыточной по сравнению с зарядом ядра. Иными словами, атом водорода в HCl поляризован положительно, а атом хлора отрицательно; на атоме водорода возникает положительный заряд, на атоме хлора — отрицательный. Этот заряд δ , называемый *эффективным*, можно установить экспериментально. Согласно имеющимся данным эффективный заряд на атоме водорода молекулы HCl составляет $\delta_H = +0,18$, а на атоме хлора $\delta_{Cl} = -0,18$ абсолютного заряда электрона. Можно сказать, что связь в молекуле HCl имеет на 18% ионный характер, т. е. полярна.

Поляризуемость связи

Для характеристики реакционной способности молекул важно знать не только исходное распределение электронной плотности, но и возможность ее изменения. Мерой последней служит *поляризуемость связи* - ее способность становиться полярной (или более полярной) в результате действия на молекулу внешнего электрического поля. Так как с каждым атомом или молекулой в свою очередь связано электрическое поле, то соединение должно поляризоваться также и при действии на молекулу других молекул, скажем, партнера по реакции.

В результате поляризации может произойти полный разрыв связи с переходом связывающей электронной пары к одному из атомов с образованием отрицательного и положительного ионов. Асимметричный разрыв связи с образованием разноименных ионов называется гетеролитическим:



Гетеролитический разрыв отличается от разрушения связи при распаде молекулы на атомы и радикалы. В последнем случае разрушается

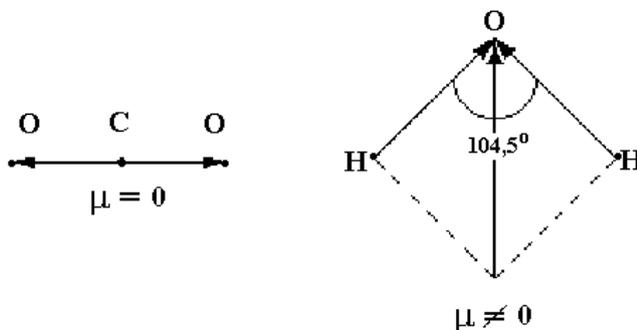
связывающая электронная пара и процесс называется *гомолитическим*. В соответствии со сказанным следует различать процесс *диссоциации* и процесс *ионизации*; в случае HCl первый наблюдается при его термическом распаде на атомы, второй — при распаде на ионы в растворе.

Полярные и неполярные молекулы

В зависимости от характера распределения электронной плотности молекулы могут быть неполярными и полярными. В неполярных молекулах центры тяжести положительных и отрицательных зарядов совпадают, Полярные молекулы являются *диполями*, т. е. системами, состоящими из двух равных по величине и противоположных по знаку зарядов (+q и -q), находящихся на некотором расстоянии l друг от друга. Расстояние между центрами тяжести положительного и отрицательного зарядов называется *длиной диполя*. Полярность молекулы, как и полярность связи, оценивают величиной ее электрического момента диполя μ , представляющего собой произведение длины диполя l на величину электрического заряда: $\mu = lq$.

Длина диполя имеет значение порядка диаметра атома, т. е. 10^{10} м, а заряд электрона $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл, поэтому электрический момент диполя выражается величиной порядка 10^{-29} Кл*м (кулон-метр).

Электрический момент диполя молекулы представляет собой векторную сумму моментов всех связей и несвязывающих электронных пар в молекуле. Результат сложения зависит от структуры молекулы. Например, молекула CO₂ имеет симметричное линейное строение:



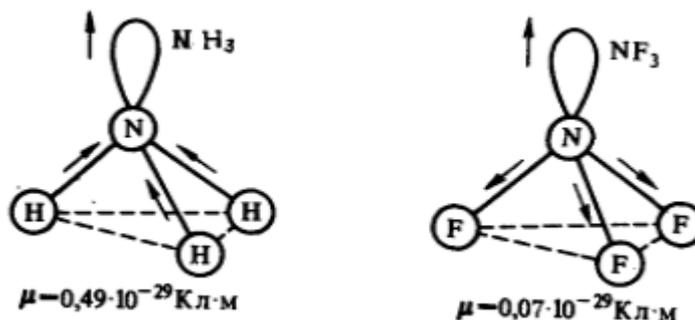
Поэтому, хотя связи C=O и имеют сильно полярный характер, вследствие взаимной компенсации их электрических моментов диполя молекула CO₂ в целом неполярна ($\mu=0$).

Напротив, в угловой молекуле H₂O полярные связи O—H располагаются под углом 104,5°. Поэтому их моменты взаимно не компенсируются и молекула оказывается полярной ($\mu = 0,61 \cdot 10^{-29}$ Кл*м).

Электрическим моментом диполя обладают также угловая молекула SO₂, пирамидальные молекулы H₃N, NF₃ и т. д. Отсутствие такого момента свидетельствует о высоко симметричной структуре молекулы, наличие электрического момента диполя — о несимметричности структуры молекулы.

На величину электрического момента диполя молекулы сильно влияют несвязывающие электронные пары. Например, молекулы H₃N и NF₃ имеют

одинаковую тригонально-пирамидальную форму, полярность связей N—H и N—F также примерно одинакова, однако электрический момент диполя H_3N равен $0,49 \cdot 10^{-29}$ Кл·м, а NF_3 — всего $0,07 \cdot 10^{-29}$ Кл·м. Это объясняется тем, что в H_3N направление электрического момента диполя связывающей N—H и несвязывающей электронной пары совпадает и при векторном сложении обуславливает большой электрический момент диполя. Наоборот, в NF_3 моменты связей N—F и электронной пары направлены в противоположные стороны, поэтому при сложении они частично компенсируются.



3. Ионная связь

Природу ионной связи, структуру и свойства ионных соединений можно объяснить с позиций электростатического взаимодействия ионов. Способность элементов образовывать простые ионы обусловлена электронной структурой их атомов. Эту способность можно оценить величиной энергии ионизации и сродства атомов к электрону. Понятно, что легче всего образуют катионы элементы с малой энергией ионизации: щелочные и щелочноземельные металлы. Образование же в условиях обычных химических превращений простых катионов других элементов менее вероятно, так как это связано с затратой большой энергии на ионизацию атомов.

Простые анионы легче всего образуют р-элементы VII группы вследствие их высокого сродства к электрону. Присоединение одного электрона к атомам кислорода, серы, углерода, некоторым другим элементам сопровождается выделением энергии. Присоединение же последующих электронов с образованием свободных многозарядных простых анионов места не имеет. Поэтому соединения, состоящие из простых ионов, немногочисленны. Они легче всего образуются при взаимодействии щелочных и щелочноземельных металлов с галогенами. Однако и в этом случае электронная плотность между ионами не равна нулю, и поэтому можно говорить лишь о преимущественном проявлении ионной связи. (Радиусы одноатомных многозарядных ионов представляют собой условные величины.)

Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. 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 распределяются во всех направлениях в пространстве. Поэтому каждый ион может притягивать к себе ионы противоположного знака в любом направлении. Иначе говоря, ионная связь в отличие от ковалентной 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 у них сохраняется способность притягивать ионы противоположного знака и по другим направлениям. Следовательно, в отличие от ковалентной, ионная связь характеризуется также *ненасыщаемостью*.

Структура ионных соединений. Вследствие ненаправленности и ненасыщаемости ионной связи энергетически наиболее выгодно, когда каждый ион окружен максимальным числом ионов противоположного знака. Однако из-за отталкивания одноименных ионов друг от друга устойчивость системы достигается лишь при определенной взаимной координации ионов.

В отличие от ковалентных соединений координационное число в «чисто» ионных соединениях не зависит от специфики электронной структуры элементов, а определяется соотношением размеров ионов. Так, при соотношении ионных радиусов в пределах 0,41 — 0,73 имеет место октаэдрическая координация ионов, при соотношений 0,73 — 1,37 — кубическая координация и т. д. Например, при взаимодействии ионов Na^+ ($r_{\text{Na}^+} = 0,098$ нм, и Cl^- ($r_{\text{Cl}^-} = 0,181$ нм) соотношение значений радиусов которых равно 0,54, возникает октаэдрическая координация (рис. 1).

Соотношение ионных радиусов Cs^+ ($r_{\text{Cs}^+} = 0,165$ нм) и Cl^- ($r_{\text{Cl}^-} = 0,181$ нм) равно 0,91, что соответствует кубической координации (рис. 1). Подобная взаимная координация ионов достигается в соответствующих кристаллических решетках: простой кубической хлорида натрия и объемноцентрированной кубической хлорида цезия (рис.4.4).

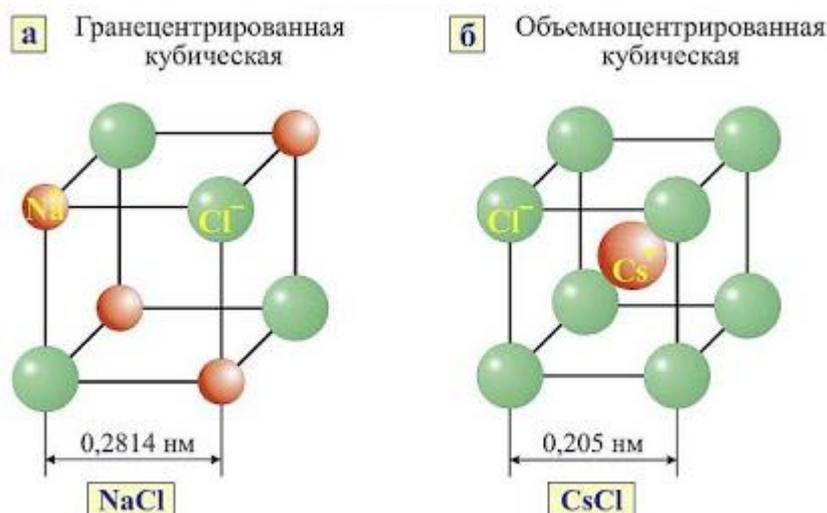


Рисунок 4.4. – Кристаллические решетки хлорида натрия и хлорида цезия

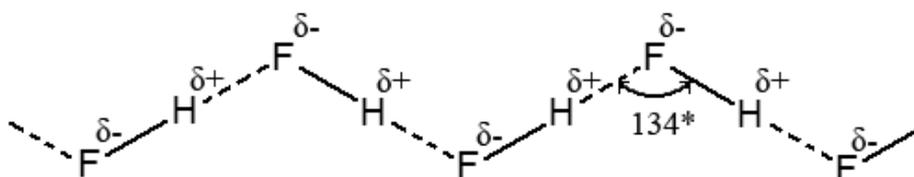
Таким образом, в обычных условиях ионные соединения представляют собой кристаллические вещества. Поэтому для ионных соединений понятие простых двухионных молекул типа NaCl и CsCl теряет смысл, а весь кристалл можно рассматривать как гигантскую молекулу, состоящую из огромного числа ионов: Na_nCl_n и Cs_nCl_n .

4 Водородная связь

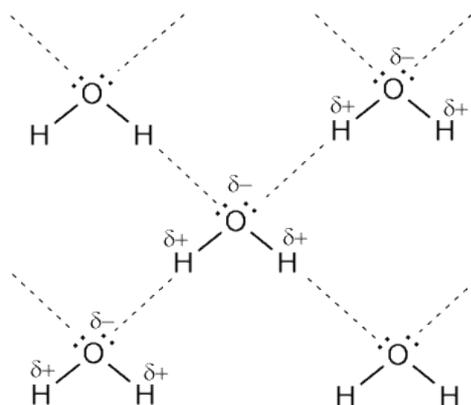
Многочисленные экспериментальные данные свидетельствуют о том, что атом водорода способен соединяться одновременно двумя другими атомами (входящими в состав разных молекул или одной и той же молекулы) $\text{RA} - \text{H} \dots \text{BR}_1$. С одним из атомов (А) водород обычно связан значительно сильнее (за счет ковалентной связи), чем с другим (В). Последняя связь получила название *водородной*. Ее обычно изображают точками или пунктиром.

Водородная связь по прочности превосходит ван-дер-ваальсовое взаимодействие, и ее энергия составляет 8—40 кДж/моль. Однако она на порядок слабее ковалентной связи. Водородная связь характерна для соединений наиболее электроотрицательных элементов: фтора (25—40 кДж/моль), кислорода (13—29 кДж/моль), азота (8—21 кДж/моль) — и в меньшей степени хлора и серы.

Образование водородной связи обязано ничтожно малому размеру положительно поляризованного атома водорода и его способности глубоко внедряться в электронную оболочку соседнего (ковалентно с ним не связанного) отрицательно поляризованного атома. Вследствие этого при возникновении водородной связи наряду с электростатическим взаимодействием проявляется и донорно-акцепторное взаимодействие. Водородная связь весьма распространена и играет важную роль при ассоциации молекул, в процессах кристаллизации, растворения, образования кристаллогидратов, электролитической диссоциации и других важных физико-химических процессах. Например, в твердом, жидком и даже в газообразном состоянии молекулы фторида водорода HF ассоциированы в зигзагообразные цепочки вида, что обусловлено водородной связью.



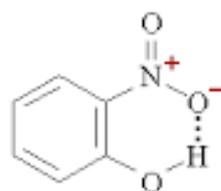
Молекула воды может образовывать четыре водородные связи:



Это обуславливает строение воды и льда.

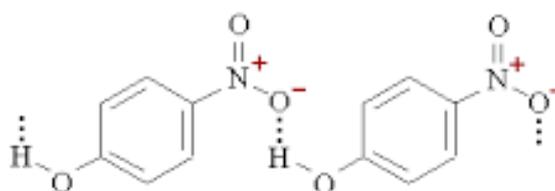
Кроме *межмолекулярной* различают *внутримолекулярную* водородную связь. Последняя проявляется, например, в ортонитрофеноле:

Внутримолекулярная
водородная связь



2-нитрофенол
т. пл. 45°C

Межмолекулярные
водородные связи



4-нитрофенол
т. пл. 114°C

Следствием такого расположения водородной связи является меньшая температура плавления орто-формы (45°C) по сравнению с температурой плавления метанитрофенола (97°C), молекулы которого ассоциированы за счет межмолекулярной водородной связи (...O₂N-C₆H₄-OH...O₂N-C₆H₄-OH...).

Кроме межмолекулярной и внутримолекулярной проявляется также *межатомная* водородная связь, например, в ионе [HF₂]⁻: [F...H...F]. В этом случае водородная связь оказывается наиболее прочной (80—150 кДж/моль).

Водородная связь играет большую роль в химии органических соединений, полимеров, белков. Вследствие их незначительной прочности водородные связи легко возникают и легко разрываются при обычной температуре, что весьма существенно для биологических процессов. Предполагают, что водородная связь играет большую роль в механизме наследственности: действие памяти связывают с хранением информации в молекулярных конфигурациях с водородными связями.

5 Металлическая связь

Металлическая связь — это связь, которую образуют относительно свободные электроны между ионами металлов, образующих кристаллическую решетку.

У атомов металлов на внешнем энергетическом уровне обычно расположены от одного до трех электронов. Радиусы у атомов металлов, как правило, большие — следовательно, атомы металлов, в отличие от неметаллов, достаточно легко отдают наружные электроны, т.е. являются сильными восстановителями. Отдавая электроны, атомы металлов превращаются в положительно заряженные ионы. Оторвавшиеся электроны относительно свободно перемещаются между положительно заряженными ионами металлов. Между этими частицами возникает связь, т.к. общие электроны удерживают катионы металлов, расположенные слоями, вместе, создавая таким образом достаточно прочную металлическую кристаллическую решетку.

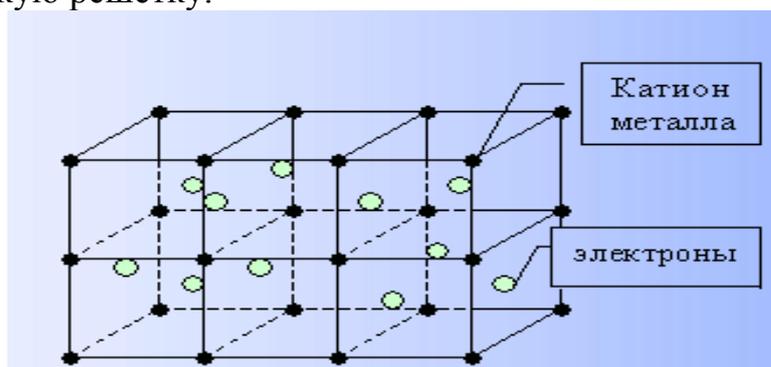


Рисунок 4.6 – Металлическая решетка

При этом электроны непрерывно хаотично двигаются, т.е. постоянно возникают новые нейтральные атомы и новые катионы.

Металлическая связь не обладает направленностью насыщенностью. Она сохраняется и в расплавах металлов.

Металлическая кристаллическая решетка и металлическая связь определяют следующие свойства металлов: ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность, металлический блеск, способность к образованию сплавов.

Электропроводность — это способность тела проводить электрический ток, а также физическая величина, характеризующая эту способность и обратная электрическому сопротивлению.

Лучшими проводниками являются медь и серебро.

Пластичность — важнейшее свойство металлов, выражается в их способности деформироваться под действием механической нагрузки.

Наиболее пластичны золото, медь, серебро

Теплопроводность — объясняется высокой подвижностью электронов, которые, сталкиваясь с колеблющимися в узлах решетки атом - ионами металлов, обмениваются с ними энергией.

Теплопроводность — объясняется высокой подвижностью электронов, которые, сталкиваясь с колеблющимися в узлах решетки атом - ионами металлов, обмениваются с ними энергией.