

1. Составьте конспект лекции
2. Выполните практическую работу
3. Выполненную работу отсканируйте или сфотографируйте и отправьте на электронную почту NAKenih@yandex.ru

Тема: Химическая связь

Химическая связь – это силы взаимодействия между атомами или группами атомов, приводящие к образованию молекул, ионов, свободных радикалов, а также ионных, атомных и металлических кристаллических решеток. По своей природе химическая связь – это электростатические силы. Главную роль при образовании химической связи между атомами играют их валентные электроны, т. е. электроны внешнего уровня, наименее прочно связанные с ядром. При переходе от атомного состояния к молекулярному происходит выделение энергии, связанное с заполнением электронами свободных орбиталей внешнего электронного уровня до определенного устойчивого состояния.

Существуют различные виды химической связи.

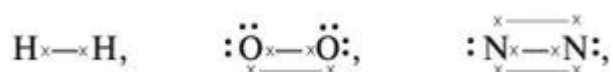
Ковалентная связь – это химическая связь, осуществляемая за счет обобществления электронных пар. Теорию ковалентной связи предложил в 1916 г. американский ученый Гилберт Льюис. За счет ковалентной связи образуется большинство молекул, молекулярных ионов, свободных радикалов и атомных кристаллических решеток. Ковалентная связь характеризуется длиной (расстояние между атомами), направленностью (определенная пространственная ориентация электронных облаков при образовании химической связи), насыщенностью (способность атомов образовывать определенное число ковалентных связей), энергией (количество энергии, которое необходимо затратить для разрыва химической связи).

Ковалентная связь может быть неполярной и полярной. *Неполярная ковалентная связь* возникает между атомами с одинаковой электроотрицательностью (ЭО) (H_2 , O_2 , N_2 и т. д.). В этом случае центр общей электронной плотности находится на одинаковом расстоянии от ядер обоих атомов. По числу общих электронных пар (т.е. по кратности) различают одинарные, двойные и тройные ковалентные связи. Если между двумя атомами образуется только одна общая электронная пара, то такая ковалентная связь называется одинарной. Если между двумя атомами возникают две или три общие электронные пары, образуются кратные связи – двойные и тройные. Двойная связь состоит из одной σ -связи и одной π -связи. Тройная связь состоит из одной σ -связи и двух π -связей.

Ковалентные связи, при образовании которых область перекрывания электронных облаков находится на линии, соединяющей ядра атомов, называются σ -связями. Ковалентные связи, при образовании которых область перекрывания электронных облаков находится по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов, называются π -связями.

В образовании σ -связей могут участвовать s - и s -электроны (H_2), s - и p -электроны (HCl), p - и p -электроны (Cl_2). Кроме того, σ -связи могут образовываться за счет перекрывания «чистых» и гибридных орбиталей. В образовании π -связей могут участвовать только p - и d -электроны.

Ниже линиями показаны химические связи в молекулах водорода, кислорода и азота:



где пары точек (:) – спаренные электроны; «крестики» (x) – неспаренные электроны.

Если ковалентная связь образуется между атомами с различной ЭО, то центр общей электронной плотности смещен в сторону атома с большей ЭО. В этом случае имеет место *ковалентная*

полярная связь. Двухатомная молекула, связанная ковалентной полярной связью, представляет собой диполь – электронейтральную систему, в которой центры положительного и отрицательного зарядов находятся на определенном расстоянии друг от друга.

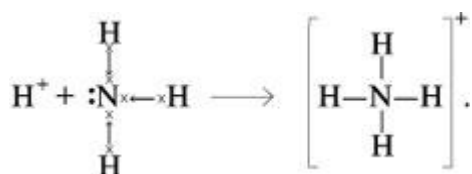
Графический вид химических связей в молекулах хлороводорода и воды следующий:



где стрелками показано смещение общей электронной плотности.

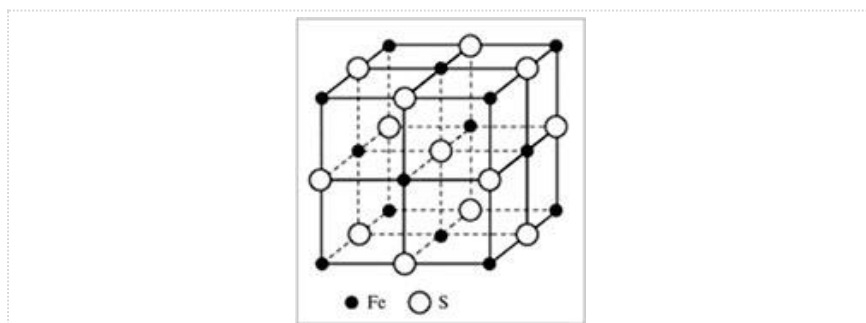
Полярная и неполярная ковалентные связи образованы по обменному механизму. Кроме того, существуют *донорно-акцепторные ковалентные связи*. Механизм образования их другой. В этом случае один атом (донор) предоставляет неподеленную пару электронов, которая становится общей электронной парой между ним и другим атомом (акцептором). Акцептор при образовании такой связи предоставляет свободную электронную орбиталь.

Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи проиллюстрирован на примере образования иона аммония:



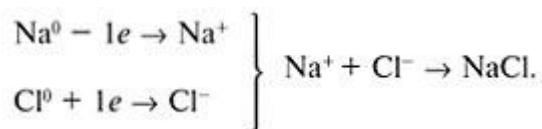
Таким образом, в ионе аммония все четыре связи являются ковалентными. Три из них образованы по обменному механизму, одна – по донорно-акцепторному. Все четыре связи равноценны, что обусловлено sp^3 -гибридизацией орбиталей атома азота. Валентность азота в ионе аммония равна IV, т.к. он образует четыре связи. Следовательно, если элемент образует связи и по обменному, и по донорно-акцепторному механизмам, то его валентность больше числа неспаренных электронов и определяется общим числом орбиталей на внешнем электронном слое. Для азота, в частности, высшая валентность равна четырем.

Ионная связь – химическая связь между ионами, осуществляемая за счет сил электростатического притяжения. Ионная связь образуется между атомами, имеющими большую разность ЭО ($> 1,7$); другими словами, это связь между типичными металлами и типичными неметаллами. Теория ионной связи была предложена в 1916 г. немецким ученым Вальтером Косселем. Отдавая свои электроны, атомы металлов превращаются в положительно заряженные ионы – *катионы*; атомы неметаллов, принимая электроны, превращаются в отрицательно заряженные ионы – *анионы*. Между образовавшимися ионами возникает электростатическое притяжение, которое называется ионной связью. Ионная связь характеризуется ненаправленностью и ненасыщаемостью; для ионных соединений понятие «молекула» не имеет смысла. В кристаллической решетке ионных соединений вокруг каждого иона располагается определенное число ионов с противоположным зарядом. Для соединений NaCl и FeS характерна кубическая кристаллическая решетка.



Ионная кристаллическая решетка сульфида железа FeS

Ниже показано образование ионной связи на примере хлорида натрия:



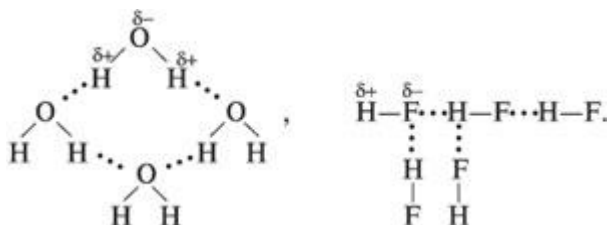
Ионная связь является крайним случаем полярной ковалентной связи. Резкой границы между ними не существует, тип связи между атомами определяется по разнице электроотрицательности элементов.

При образовании простых веществ – металлов – атомы достаточно легко отдают электроны внешнего электронного уровня. Таким образом, в кристаллах металлов часть их атомов находится в ионизированном состоянии. В узлах кристаллической решетки находятся положительно заряженные ионы и атомы металлов, а между ними – электроны, которые могут свободно перемещаться по всей кристаллической решетке. Эти электроны становятся общими для всех атомов и ионов металла и называются «электронным газом». Связь между всеми положительно заряженными ионами металлов и свободными электронами в кристаллической решетке металлов называется *металлической связью*.

Наличием металлической связи обусловлены физические свойства металлов и сплавов: твердость, электропроводность, теплопроводность, ковкость, пластичность, металлический блеск. Свободные электроны могут переносить теплоту и электричество, поэтому они являются причиной главных физических свойств, отличающих металлы от неметаллов, – высокой электро- и теплопроводности.

Водородная связь возникает между молекулами, в состав которых входит водород и атомы с высокой ЭО (кислород, фтор, азот). Ковалентные связи Н–О, Н–F, Н–N являются сильно полярными, за счет чего на атоме водорода скапливается избыточный положительный заряд, а на противоположных полюсах – избыточный отрицательный заряд. Между разноименно заряженными полюсами возникают силы электростатического притяжения – водородные связи. Водородные связи могут быть как межмолекулярными, так и внутримолекулярными. Энергия водородной связи примерно в десять раз меньше энергии обычной ковалентной связи, но тем не менее водородные связи играют большую роль во многих физико-химических и биологических процессах. В частности, молекулы ДНК представляют собой двойные спирали, в которых две цепи нуклеотидов связаны между собой водородными связями.

Межмолекулярные водородные связи между молекулами воды и фтороводорода можно изобразить (точками) следующим образом:



Вещества с водородной связью имеют молекулярные кристаллические решетки. Наличие водородной связи приводит к образованию ассоциатов молекул и, как следствие, к повышению температур плавления и кипения.

Кроме перечисленных основных видов химической связи существуют также универсальные силы взаимодействия между любыми молекулами, которые не приводят к разрыву или

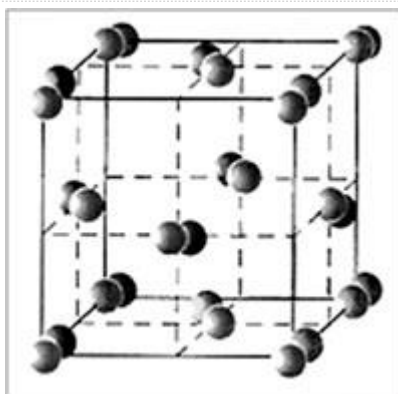
образованию новых химических связей. Эти взаимодействия называются ван-дер-ваальсовыми силами. Они обуславливают притяжение молекул данного вещества (или различных веществ) друг к другу в жидком и твердом агрегатном состояниях.

Различные виды химической связи обуславливают существование различных типов кристаллических решеток (табл.).

Таблица

Особенность кристаллической решетки	Тип кристаллической решетки			
	Молекулярная	Ионная	Атомная	Металлическая
Частицы в узлах решетки	Молекулы	Катионы и анионы	Атомы	Катионы и атомы металлов
Характер связи между частицами	Силы межмолекулярного взаимодействия (в том числе водородные связи)	Ионные связи	Ковалентные связи	Металлическая связь
Прочность связи	Слабая	Прочная	Очень прочная	Разной прочности
Отличительные физические свойства веществ	Легкоплавкие или возгоняющиеся, небольшой твердости, многие растворимы в воде	Тугоплавкие, твердые, многие растворимы в воде. Растворы и расплавы проводят электрический ток	Очень тугоплавкие, очень твердые, практически нерастворимы в воде	Высокая электро- и теплопроводность, металлический блеск
Примеры веществ	Йод, вода, сухой лед	Хлорид натрия, гидроксид калия, нитрат бария	Алмаз, кремний, бор, германий	Медь, калий, цинк, железо

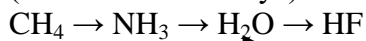
Вещества, состоящие из молекул, имеют *молекулярное строение*. К таким веществам относятся все газы, жидкости, а также твердые вещества с молекулярной кристаллической решеткой, например йод. Твердые вещества с атомной, ионной или металлической решеткой имеют *немолекулярное строение*, в них нет молекул.



Молекулярная кристаллическая решетка йода I_2

Задание №7

Укажите, как изменяется полярность связей в молекулах: уменьшается или увеличивается?
(Объясните почему?)



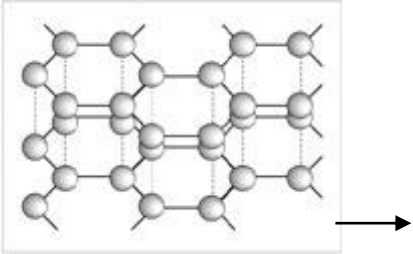
.....
.....
.....
.....

Задание №8

Распределите следующие вещества в соответствующие графы таблицы Fe^{3+} , Br^- , H^+ , SO_4^{2-} , Cs^+ , K^+ , S^{2-} , Ag^+ , Cl^0

Катионы	
Анионы	

Задание №9

Задания	Решение
<p>Составить молекулярную формулу вещества (см. ниже пункты а–б), указать значения электроотрицательности и валентность атомов в ковалентном соединении, вид связи и тип кристаллической решетки, агрегатное состояние (в обычных условиях). Составить графическую, электронную и структурную формулы указанных ниже веществ.</p> <p>а) Хлор. Почему молекула хлора более прочная, чем молекула фтора?</p> <p>б) Азот. Как объяснить химическую инертность молекул азота в составе воздуха в обычных условиях?</p>	
<p>Рассмотреть модель кристаллической решетки аллотропного видоизменения углерода – графита.</p>  <p>Дать характеристику влияния пространственных факторов на свойства этого вещества</p>	
<p>Рассмотреть характер химической связи в молекулах H_2O и NH_3, валентные возможности атомов. Обосновать состав внутренней сферы и характер химической связи в комплексах: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$, $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$. Составить электронные и структурные формулы</p>	