



СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

1. Строение атома

Атом – это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра, окружённого оболочкой из отрицательно заряженных *электронов*. Электроны удерживаются в атоме за счёт электромагнитного взаимодействия с ядром. Ядро, в свою очередь, образовано *протонами* и *нейтронами* – составными частицами, которые принято называть нуклонами от лат. *nucleus* – ядро.

Масса каждого из нуклонов составляет 1 а.е.м. Отличаются они зарядом, протон имеет положительный заряд +1, нейтрон не имеет заряда. Электроны, составляющие электронную оболочку атома, относятся к элементарным частицам, они практически не обладают массой ($5,5 \cdot 10^{-4}$ а.е.м.) и заряжены отрицательно -1.

Главной характеристикой атома элемента является величина заряда его ядра, то есть число протонов в нём. Атомы, содержащие в ядре одинаковое число протонов, но отличающиеся атомной массой из-за разного числа нейтронов, называются *изотопами*. Атомы с совпадающей атомной массой, но разным числом протонов – *изобарами*.

Порядковый номер элемента в периодической системе совпадает с зарядом ядра и вследствие электронейтральности атома с числом электронов в электронной оболочке.

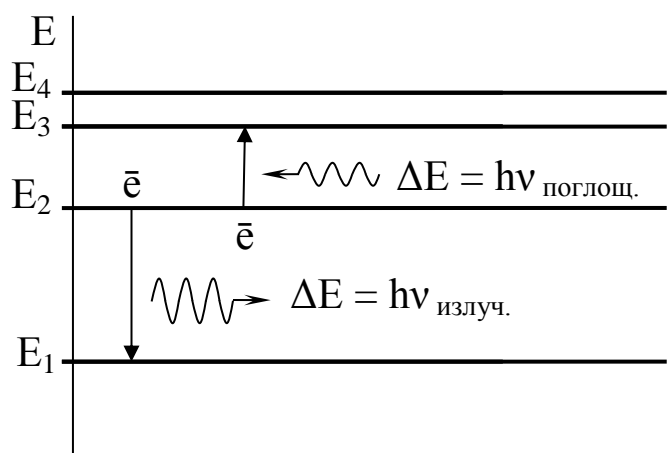
Протоны, нейтроны и электроны – это микрообъекты, обладающие в силу чрезвычайно малой массы и геометрических размеров специфическими свойствами. Для них одновременно будут характерны свойства тела и свойства волны. Поэтому классические законы движения тела в пространстве к ним не применимы. Изучением законов движения и взаимодействия микрочастиц и их систем занимается фундаментальный раздел физики – *квантовая механика*.

Одним из основателей квантовой механики является датский физик Нильс Бор – создатель первой квантовой теории строения атома. В 1913 году Н. Бор опубликовал статью «О строении атомов и молекул», в которой изложил квантовую теорию водородоподобного атома. Теория Бора базировалась, прежде всего, на общих утверждениях (постулатах) о поведении атомных систем:

1-й постулат: электроны в атоме, находящемся в нормальном (стационарном) состоянии, обладают квантованными, т.е. строго фиксированными, значениями энергии.

Таким образом, в электронной оболочке атома есть уровни энергии, на которых располагаются электроны. Чем дальше от ядра атома, тем выше энергия уровня.

2-й постулат: при переходе атома в возбуждённое состояние, электроны переходят с одного энергетического уровня на другой. В результате наблюдается выделение или поглощение энергии атомом.



Возможность квантованных электронных переходов в атоме подтверждается спектральными данными. Действительно в спектрах испускания или поглощения энергии атомами и молекулами наблюдаются фиксированные частоты, соответствующие электронным переходам. Теория Бора позволила обосновать наблюдаемые спектральные линии испускания и поглощения для атома водорода. Таким образом, модельная теория Бора дала возможность описания движения электронов в атоме.

Основы сложного математического аппарата квантовой механики, позволяющие с определённой вероятностью предсказать положение электрона в электронной оболочке атома, сформировались благодаря работам Эрвина Шрёдингера, Макса Борна, Поля Дирока и др. учёных в 1924 – 1927 гг. Согласно квантово-механическим представлениям свойства электрона в атоме описываются уравнением Шрёдингера. Решением уравнения Шрёдингера, является набор чисел, называемых **квантовыми числами**.

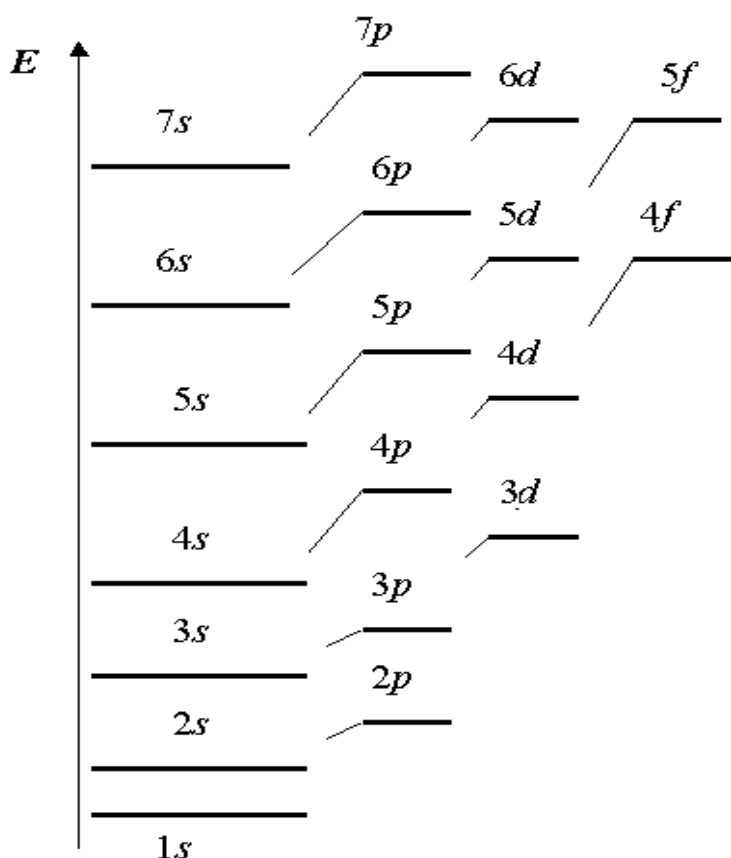


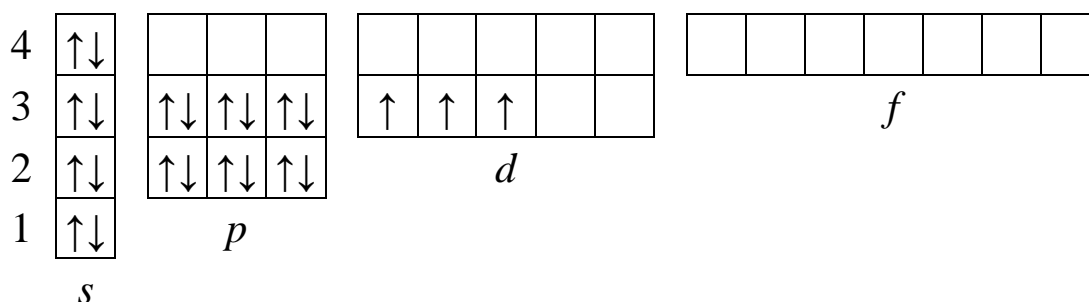
Рисунок 1. Энергетическая диаграмма электронных уровней и подуровней

Для наглядного изображения электронной структуры атома существуют два способа: *электронно-структурные формулы* и *электронные формулы*.

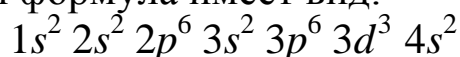
Электронно-структурная формула представляет собой графическую схему в виде «квантовых ячеек». Атомная орбиталь в схеме изображается небольшим квадратом, а электроны – стрелками вверх или вниз. Орбитали группируются в уровни и подуровни с учётом значения полной энергии. При этом:

- каждый горизонтальный ряд ячеек соответствует определённому энергетическому уровню, что отражает значение главного квантового числа n ;
- в пределах одного ряда ячейки объединяются в группы, соответствующие энергетическим подуровням и значению орбитального квантового числа l ;
- вертикальные ряды (столбцы) соответствуют определённому значению магнитного квантового числа m_l ;
- значение спинного квантового числа соответствует направлению стрелки в ячейке («↑» $m_s = +1/2$, «↓» $m_s = -1/2$).

Пример изображения электронной конфигурации для атома ванадия приводится ниже:



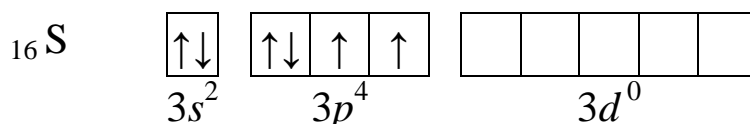
Электронная формула – это краткая буквенно-цифровая запись электронной структуры атома, в которой цифрами указывается главное квантовое число (номер энергетического уровня), буквами обозначается орбитальное квантовое число, и в качестве верхнего индекса записывается количество электронов на подуровне. Таким образом, электронная формула не может полностью отражать строение электронной оболочки атома. Для ванадия электронная формула имеет вид:



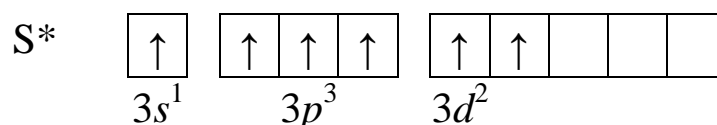
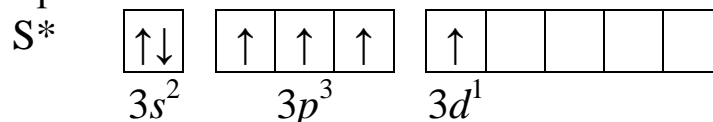
Часто пользуются сокращённой формой записи электронных формул, которые включают описание электронной конфигурации внешних энергетических оболочек атома и краткую запись заполненных внутренних орбиталей, соответствующих электронным структурам благородных газов. Например, в полной электронной формуле ванадия можно выделить часть электронной оболочки, соответствующую конфигурации аргона $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 = [\text{Ar}]$. Тогда сокращённая электронная формула ванадия будет выглядеть так: $[\text{Ar}] 3d^3 4s^2$.

Химические свойства атомов зависят в первую очередь от строения внешней электронной оболочки. Электроны, которые заполняют внешние энергетические подуровни, участвуют в образовании химических связей и называются **валентными**.

В *нормальном состоянии* для электронной структуры атома характерно наиболее выгодное энергетическое состояние, соответствующее минимальному значению полной энергии. Поглощение энергии атомом приводит к переходу валентных электронов на энергетические подуровни с большей энергией. Такое состояние атома называют *возбуждённым*. При переходе атома в возбуждённое состояние возможно распаривание электронов в пределах ближайших по энергии подуровней, что приводит к изменению валентности атома. Например, для атома серы в нормальном состоянии характерна следующая электронная конфигурация валентных электронов:



В возбуждённом состоянии для атома серы, которое обозначают символом элемента со звёздочкой, возможны два варианта электронных состояний:



2. Периодический закон и периодическая система химических элементов

Периодический закон является наиболее общим законом химии, позволяющим прогнозировать свойства элементов и их соединений в зависимости от строения их атомов. Он был открыт в 1869г. русским учёным Дмитрием Ивановичем Менделеевым, когда о строении атома ещё ничего не было известно. Д.И.Менделееву удалось проследить закономерности изменения свойств элементов по мере увеличения их атомной массы. Впоследствии, когда выявилась связь атомной массы с фундаментальной характеристикой атома – зарядом ядра – **Периодический закон** приобрёл свою современную формулировку:

Свойства химических элементов и образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атомов.

Периодическая зависимость означает повторение определённой последовательности изменения свойств атомов по мере увеличения заряда их ядер. Наглядным представлением Периодического закона является **периодическая система химических элементов**, основными структурными элементами которой являются – *период*, *группа* и *подгруппа*.

Периодом с номером n называют горизонтальный ряд элементов, в котором по мере увеличения заряда ядра атомов происходит заполнение электронами внешнего энергетического уровня от ns - до np -подуровня.

В периоде слева направо происходит последовательное изменение строения внешней электронной оболочки атомов, что приводит к изменению их свойств – от металлических к неметаллическим. Заканчивается период всегда элементом с устойчивой внешней оболочкой, соответствующей инертному газу.

Номер периода, в котором расположен элемент, совпадает с главным квантовым числом, соответствующем внешнему энергетическому уровню. Элементы, у которых происходит

заполнение внешнего s -подуровня, называют s -элементами, если заполняется внешний p -подуровень – p -элементами. В больших периодах содержатся также d -элементы, у которых достраивается внутренний d -подуровень, и f -элементы с достраивающимся глубинным f -подуровнем.

В зависимости от длины строки периода различают несколько вариантов периодической системы:

- наиболее удобный и часто используемый *короткопериодный* вариант был разработан Д.И.Менделеевым. В нём строка периода искусственно делится на ряды, а f -элементы выносятся за пределы таблицы:

		<i>Группы</i>							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
<i>Периоды</i>	1							s -элементы	
	2	s -элементы		p -элементы					
	3			d -элементы					
	4	d -элементы		p -элементы					
	5	s -элементы		d -элементы					
		d -элементы		p -элементы					
	6	s -элементы		d -элементы					
		d -элементы		p -элементы					
	7	s -элементы		d -элементы					
		d -элементы		p -элементы					
	6	f -элементы							
	7								

- *полудлинный* вариант, в котором s -, p - и d -элементы объединены в блоки за счёт увеличения длины строки периода, а f -элементы по-прежнему находятся за пределами таблицы. Группы элементов раздваиваются и появляются подгруппы «А» и «В»:

	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
1																<i>s</i> -блок
2	<i>s</i> - блок										<i>p</i> -блок					
3																
4		<i>d</i> -блок														
5																
6																
7																
6		<i>f</i> -блок														
7																

- *длиннопериодный* вариант таблицы включает все четыре блока элементов – *f*-элементы расположены в шестом и седьмом периодах между IIIВ и IVВ подгруппами соответственно. Этот вариант наиболее точно отражает основной смысл Периодического закона, но не компактен и поэтому редко используется на практике.

Другим структурным элементом периодической системы является *группа* – вертикальный ряд элементов разных периодов с одинаковым числом валентных электронов.

Подгруппа – это вертикальный ряд элементов с одинаковой электронной конфигурацией валентных электронов. Различают *главные подгруппы (A)*, объединяющие *s*- или *p*-элементы, и *побочные подгруппы (B)*, содержащие *d*-элементы.

Совпадение электронной конфигурации атомов приводит к близости химических свойств элементов одной подгруппы. Такое сходство называют *групповой аналогией*.

Физический смысл периодического закона: Периодическое повторение строения валентных электронных оболочек атомов, при увеличении значения главного квантового числа, приводит к периодическому повторению химических свойств элементов.

Сформулированный в 1869 году Периодический закон основывался на известных эмпирических данных для 63-х элементов (около половины известных к настоящему времени) и нашёл подтверждение в последующих работах учёных.

Однако признание в учёных кругах этот закон приобрёл не сразу. В подтверждение верности своих взглядов, Менделеев описал свойства трёх ещё неоткрытых элементов. Через пять лет, в 1875 г., французский учёный Лекок де Буабодран открыл новый металл и назвал его галлием. По ряду свойств галлий совпадал с экаалюминием, предсказанным Менделеевым. В 1879 г. шведский учёный Ларс Фредерик Нильсон открыл скандий, обладавший свойствами предсказанного Дмитрием Ивановичем экабора, а в 1886 г. немецкий учёный Клеменс Александр Винклер открыл германий, который оказался экасилицием. Эти открытия послужили неопровержимым доказательством справедливости Периодического закона. Все открытые впоследствии элементы нашли своё место в периодической системе элементов в соответствии со своим атомным строением и свойствами.

Периодичность изменения свойств атомов

Электроотрицательностью называют способность атома притягивать к себе общие электронные пары в молекуле сложного вещества. В периоде с увеличением порядкового номера электроотрицательность атомов возрастает, а в группе – падает.

Современное понятие об электроотрицательности атомов было введено американскими химиками Лайнусом Полингом и Робертом Малликеном в 1932 – 1934 г.г. В настоящее время широкое распространение получила шкала относительных электроотрицательностей Полинга, основанная на термодимических данных (см. приложение). Величину относительной электроотрицательности (ОЭО) элемента можно использовать для характеристики его металлических или неметаллических свойств.

Общими химическими свойствами элементов, изменяющимися периодически, являются: **металличность** или **неметалличность**, **кислотно-основные свойства**,

окислительно-восстановительные свойства. Это наиболее типичные и характерные свойства элементов, проявляющиеся во многих соединениях.

Металлы и неметаллы. Ещё в конце XVIII в., основываясь на характерных физических свойствах простых веществ, элементы стали делить на металлы и неметаллы. В настоящее время понятия металличности и неметалличности основаны на способности атомов определённым образом участвовать в образовании химических связей – отдавая или приобретая валентные электроны.

Металличность – это способность атома отдавать электроны при образовании химических связей в сложных веществах. Количественно металлические свойства атома характеризуются значением относительной электроотрицательности. Для металлов ОЭО принимает значения от 0,7 для франция до 2,0 у таллия. Как правило, элементы с выраженной амфотерностью свойств обладают ОЭО в пределах 1,5-2,3.

Неметалличность – это способность атома присоединять электроны при образовании химических связей в сложных веществах. Чем сильнее выражены неметаллические свойства элемента, тем выше его электроотрицательность. ОЭО неметаллов выше 2,5.

В периоде по мере увеличения заряда ядра атомов и заполнения внешней электронной оболочки, радиус атомов меняется незначительно, а количество положительных и отрицательных зарядов в атоме растёт, поэтому взаимодействие внешних электронов с ядром усиливается. Таким образом, в периоде слева направо увеличивается неметалличность атомов, а металличность – ослабевает.

В главных подгруппах сверху вниз по мере увеличения числа энергетических уровней, возрастает радиус атомов, а количество валентных электронов сохраняется постоянным, поэтому происходит ослабление взаимодействия внешних электронов с ядром. Таким образом, в главных подгруппах сверху вниз усиливаются металлические свойства, а неметаллические – ослабевают.

Кислотно-основные свойства. Способность атомов образовывать основные или кислотные соединения по мере увеличения порядкового номера меняется периодически. Наиболее электроположительные элементы – щелочные металлы – стоящие в начале периода образуют сильные основания. С увеличением порядкового номера элементов основные свойства их оксидов и гидроксидов сменяются амфотерными, которые в конце периода переходят в кислотные. Эта закономерность наглядно видна на примере свойств гидроксидов элементов третьего периода:

NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
сильное основание	слабое основание	амфотерны й гидроксид	очень слабая кислота	слабая кислота	сильная кислота	очень сильная кислота

В периодах слева направо увеличивается способность элементов образовывать кислотные соединения и уменьшается способность к образованию основных.

В главных подгруппах сверху вниз по мере увеличения электроположительности атомов усиливается их способность образовывать основные соединения. Однако, для элементов VI-VII групп сила бескислородных кислот возрастает.

Окислительно-восстановительные свойства. Окислительные свойства атомов возрастают по мере увеличения их электроотрицательности. В периоде с увеличением порядкового номера усиливаются окислительные свойства и ослабевают восстановительные. В группах восстановительная активность возрастает, а окислительная – падает. Так в IA группе самым сильным восстановителем является франций, а в VIIA самым слабым окислителем – иод.

3. Типы химических связей

Первые представления о существовании связей между мельчайшими частицами вещества – атомами – появились благодаря работе Уильяма Хиггинса в 1789г. Позже, в 1852г., исследуя состав металлоорганических соединений, Эдуард Франкленд сформулировал понятие **валентности**, как способности атомов соединяться с определенным числом других атомов. После открытия Франкленда стало ясно, что атомы могут соединяться в молекулы только в отношениях, определяемых их валентностью. Открытие валентности непосредственно подводило к мысли, что молекулы имеют определённое строение.

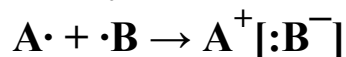
Валентность следует рассматривать как формальную числовую характеристику элемента, хотя и тесно связанную с химической связью. Впервые представления о химической связи были введены А. М. Бутлеровым в 1861г., хотя природу и механизм её образования он не рассматривал.

Электронная теория химической связи сформировалась только в 20-х годах XX века. Квантовая химия описывает **химическую связь как результат электростатического взаимодействия между валентными электронами и положительно заряженными ядрами взаимодействующих атомов**. Это взаимодействие обязательно должно приводить к уменьшению общей энергии системы, т.е. должно быть энергетически выгодно.

3.1. Ионная связь

В 1916 г. немецкий физик Вальтер Коссель выдвинул гипотезу, которая легла в основу теории *ионной химической связи*. Согласно представлениям Косселя разнородные атомы стремятся приобрести конфигурацию внешней восьмиэлектронной оболочки благородных газов. Достичь такого состояния нейтральные атомы могут, только обмениваясь электронами. Отдавая электрон, атом приобретает положительный заряд, принимая электрон – образует отрицательно заряженный ион.

Ионная связь образуется за счёт электростатического притяжения разнозаряженных ионов, образующихся при полном смещении общей электронной плотности к более электроотрицательному атому.



Такая химическая связь возникает между элементами резко отличающимися по электроотрицательности (более 1,5 по шкале Полинга), например, между элементами IA и VIIA подгрупп. Ионная связь встречается, например, в основаниях между атомом металла и кислородом или в солях между атомом металла и кислотным остатком.

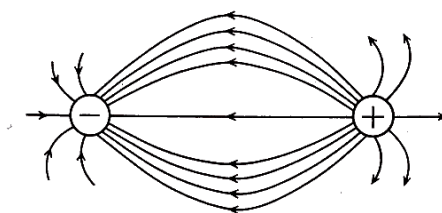


Рисунок 2 Схема образования ионной связи.

3.2 Ковалентная связь

В том же 1916 г. американский физхимик Гилберт Льюис высказал идею о том, что *ковалентная химическая связь* образуется за счёт электронной пары, находящейся в общем владении двух атомов, образующих химическую связь. Такое обобщение позволяет каждому из атомов приобрести устойчивую электронную конфигурацию благородного газа. Эта теория называется сейчас *электронной теорией связи*.

Ковалентная химическая связь образуется за счёт формирования общей (связывающей) электронной пары между взаимодействующими атомами. Например, в молекуле водорода одна связывающая электронная пара **H : H**. Такую связь называют *одинарной*. Возникновение кратной связи (*двойной* или *тройной*) равносильно образованию двух или трёх общих электронных пар. Например, при образовании молекулы азота **:N :: N:** формируются тройная связь.

В зависимости от природы, образующих химическую связь атомов различают полярную и неполярную ковалентную связь.

Неполярная ковалентная связь образуется в простых веществах молекулярного или кристаллического строения между атомами одного элемента неметалла. В этом случае общая электронная плотность находится строго симметрично относительно связанных атомов. Поэтому поляризация атомов в молекулах или кристаллах простых веществ отсутствует.

Полярная ковалентная связь образуется в сложных веществах между разными по электроотрицательности атомами. При образовании полярной ковалентной связи общая электронная плотность смещается к более электроотрицательному атому. Это равносильно возникновению у атомов частичных электрических зарядов.

Ковалентная связь направлена в сторону максимального перекрывания электронных облаков связывающихся атомов, как на рисунке 3. В молекулах, состоящих из трёх и более атомов, направленность связей характеризуется **валентными углами** – углами между связями. Существуют различные экспериментальные методы, позволяющие достаточно точно измерять валентные углы и устанавливать строение и структуру многоатомных молекул.

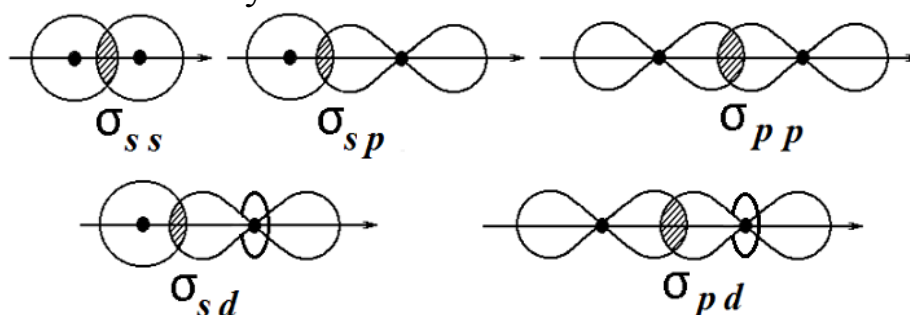


Рисунок 3. Схемы перекрывания s-, p- и d-облаков при образовании ковалентной σ -связи.

Возможны разные варианты перекрывания электронных облаков. Если общая электронная плотность находится на межъядерной оси, то образуется **σ -связь**. Такое перекрывание осуществляется при образовании одинарной связи (рис.2.3).

При образовании кратных связей перекрывание p-p, p-d и d-d облаков возможно только над и под линией, соединяющей ядра связывающихся атомов (рис.4). Если перекрывание атомных орбиталей происходит по обе стороны от межъядерной оси, то образуется **π -связь**.

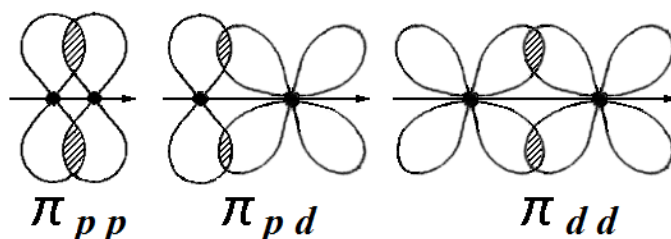


Рисунок 4. Схемы перекрывания *p*- и *d*-облаков при образовании ковалентной π -связи.

Между σ - и π -связью есть существенные различия в энергии связи. Кроме того, при образовании между атомами σ -связи сохраняется их способность к свободному вращению вокруг межъядерной оси. Напротив, при образовании π -связи осевое вращение невозможно, так как π -связь имеет две области перекрывания.

Механизм образования химической связи

Существует два механизма формирования общей электронной пары. В случае образования химических связей *по обменному механизму*, взаимодействующие атомы расходуют на формирование связывающей пары неспаренные электроны, как в случае образования молекулы водорода на рис. 2.5.

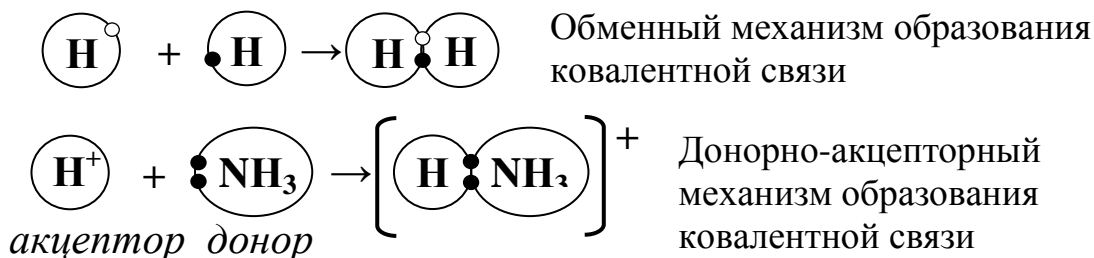


Рисунок 5. Механизмы образования химической связи

Образование химической связи по *донорно-акцепторному механизму* происходит за счёт неподелённой пары электронов одного атома и свободной орбитали второго. В примере на рис.5 катион водорода имеет свободную атомную орбиталь, а атом азота в молекуле аммиака обладает парой электронов. При образовании связывающей пары, атом азота, являясь *донором*, располагает свою пару электронов на орбитали *акцептора* – атома водорода. Сформировавшаяся четвертая связь атома азота в катионе аммония ничем не отличается от других химических связей.

Соединения, в которых хотя бы одна связь образована по донорно-акцепторному механизму называют комплексными или координационными.

Степень окисления

В результате образования химических связей в молекулах, многоатомных ионах и кристаллах сложных веществ у атомов формируются электрические заряды. Для упрощения составления формул, классификации веществ и расстановки стехиометрических коэффициентов в химии вводят понятие *степени окисления*.

Степень окисления – это условный заряд атома, показывающий количество отданных или принятых им электронов, при образовании ионных связей в молекуле или ионе.

Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю. Высшая степень окисления атома для элементов главных подгрупп периодической системы совпадает с номером группы. Низшая (отрицательная) степень окисления возникает у наиболее электроотрицательных атомов в молекуле при присоединении электронов. Её можно вычислить, если из восьми вычесть номер группы, в которой расположен элемент.

Таблица 2.1 Возможные степени окисления элементов главных подгрупп

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Степени окисления	+1	+2	+1,+3	-4, +2, +4	-3, +1, +2, +3, +4, +5	-2, +2, +4, +6	-1, +1, +3, +5, +7

Из определения видно, что понятие степени окисления является условной величиной. Экспериментально определяемые истинные заряды атомов в соединениях далеки от формальных значений степеней окисления. Так, например, в молекуле HF заряды атомов водорода и фтора в действительности равны +0,17 и -0,17, а степени окисления предполагаются равными +1 и -1 соответственно.

Нельзя отождествлять степень окисления и валентность атомов, даже если их численные значения совпадают. Валентность по определению равна числу связей, образуемых

атомом в молекуле, и не может иметь отрицательное значение или равняться нулю. Степень окисления характеризует число валентных электронов, принимающих участие в образовании связывающих пар по обменному механизму, и не учитывает связи образованные по донорно-акцепторному.

3.3 Металлическая связь

Находясь в твердом состоянии, металлы и сплавы образуют вещества с металлической кристаллической решеткой, структурным элементом которой являются атомы металлов. Каждый атом в такой структуре связан с шестью, восемью или двенадцатью соседними атомами химической связью. Металлы отличаются небольшим количеством валентных электронов (1 или 2) и низкими значениями потенциалов ионизации. Поэтому при образовании химических связей происходит формирование общей электронной плотности для всех атомов, образующих кристалл (рис. 6 б).

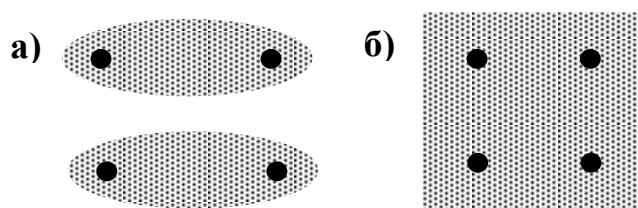


Рисунок 6. Распределение электронной плотности при образовании ковалентной (а) и металлической связи (б).

Металлическая химическая связь образуется за счёт обобществления валентных электронов атомов, образующих кристаллическую решетку – это многоцентровая химическая связь с дефицитом электронов. По своей природе она похожа на ковалентную неполярную или слабо полярную связь, но в отличие от неё является ненаправленной. Металлическая связь встречается в кристаллах металлов и металлоподобных веществ.

Кристаллическую решетку металла условно можно представить как положительно заряженный остов из ядер атомов с внутренними электронными оболочками, окружённый валентными электронами – «электронным газом», равномерно распределённым по всему объёму кристалла. Электронный газ

компенсирует электростатическое отталкивание ядер атомов и обеспечивает устойчивость металлического состояния.

Представление об электронном газе объясняет многие специфические свойства металлов – электропроводность, теплопроводность, металлический блеск. Низкие значения энергии ионизации атомов металла обеспечивают подвижность электронов, которые при наложении электрического поля легко перемещаются в кристалле. Высокая теплопроводность объясняется способностью электронов переносить кинетическую энергию. Электронный газ может отражать световую энергию и поэтому металлы отличаются особым блеском.

Обобщая сведения о природе внутримолекулярных химических связей, хочется сделать вывод:

Химическая связь – это явление взаимодействия атомов, приводящее к формированию общей электронной плотности, сопровождающееся понижением общей энергии системы.

3.4 Межмолекулярные взаимодействия

Электрически нейтральные атомы и молекулы способны к дополнительному взаимодействию друг с другом. Очень слабые силы притяжения между атомами или молекулами, проявляющиеся на расстояниях, превосходящих размеры частиц, называют межмолекулярным притяжением или *силами Ван-дер-Ваальса*. Они действуют в веществах, находящихся в жидком или твердом состоянии. В газообразном состоянии взаимодействие между частицами практически отсутствует. Межмолекулярное взаимодействие имеет электрическую природу.

Наиболее сильным проявлением межмолекулярного взаимодействия является образование *водородной связи*, носящей промежуточный характер между валентным и межмолекулярным взаимодействием.

Водородная связь возникает между положительно поляризованным атомом водорода одной молекулы и отрицательно поляризованным атомом элемента (F, O, N, S, Cl) другой молекулы.

Водородная связь имеет электростатическую природу. Она характеризуется насыщенностью и направленностью взаимодействия атомов друг с другом.

Водородная связь играет огромное значение в неорганической и органической химии, так как обуславливает способность молекул к ассоциации и образованию дополнительных внутримолекулярных связей. Так, благодаря образованию внутримолекулярных водородных связей формируется вторичная и последующие структуры белковой молекулы.

Многие физические свойства веществ с водородной связью выпадают из общего хода их изменения в ряду аналогов. Ассоциация молекул приводит к уменьшению летучести жидкостей, увеличению вязкости, диэлектрической проницаемости, температуры кипения и так далее. Как, например, для воды, аммиака, спиртов, пероксида водорода, серной кислоты, гидразина и многих других веществ.

Универсальность водородной связи заключается в распространённости в природе воды и соединений со связями О-Н. Низкая энергия водородной связи, способность легко распадаться и восстанавливаться при комнатной температуре вместе с её огромной распространённостью обуславливает значение водородной связи в биологических системах.