**Лекция 2 химия ОПИ-23**

**Задание сделать конспект выполнить тест на отдельном листе для проверки.**

**Открытие Периодического закона**

Одной из важнейших проблем теоретической химии XIX века была проблема систематизации химических элементов, число которых постоянно росло. Со времён античности и средних веков были известны 14 элементов, в XVIII веке к ним добавилось 20 новых элементов; к 1860 году число известных элементов возросло до шестидесяти.

Важнейший вклад в систематизацию элементов внёс русский химик Дмитрий Иванович Менделеев. Д.И.Менделеев смог найти объективную основу для классификации элементов – единственную достаточно достоверно известную тогда характеристику элемента – атомную массу (по терминологии того времени «атомный вес»).

Расположив известные в то время 63 элемента в порядке возрастания их атомных масс, Менделеев обратил внимание на то, что в таком ряду через определенное число элементов их свойства периодически повторяются. Так, в рядах элементов

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Li | Be | B | C | N | O | F |
| Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl |
| K | Ca |  |  |  |  |  |

обнаруживалось сходство между элементами. Расположив столбцами группы элементов, обнаруживающие сходство друг с другом, учитывая при этом не только физические и химические свойства соответствующих простых веществ, но также формулы их оксидов, гидридов и других соединений, Менделеев получил таблицу, выражающую периодичность изменения свойств элементов и их соединений – ***периодическую таблицу*,** в которой каждый элемент занимает определенное место.

В 1871 году Д.И. Менделеев обнаружил фундаментальный закон природы, который теперь известен как Периодический закон. Согласно первоначальной формулировке этого закона, ***свойства элементов, а также свойства образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от величины атомных масс элементов.***

До Менделеева уже были предприняты попытки систематизации химических элементов по их атомной массе. Наиболее удачные из них разработали
И. Деберейнер, Л. Гмелин, А. де Шанкуртуа, Дж. Ньюлендс, У. Одлинг и
Ю. Мейер.

Принципиальная новизна Периодического закона, открытого и сформулированного Д.И. Менделеевым, заключалась в следующем:

– устанавливалась связь между несходными по своим свойствам элементами. Эта связь заключалась в том, что свойства элементов плавно и примерно одинаково изменяются с возрастанием их атомной массы, а затем эти изменения периодически повторяются;

– в тех случаях, когда создавалось впечатление, что в последовательности изменения свойств элементов не хватает какого-нибудь звена, в Периодической таблице предусматривались пробелы, которые надо было заполнить еще не открытыми элементами.

Во всех предыдущих попытках определить взаимосвязь между элементами другие исследователи стремились создать законченную картину, в которой не было места еще не открытым элементам. Д.И. Менделеев считал важнейшей частью своей Периодической таблицы те ее клеточки, которые оставались пока пустыми. Это давало возможность предсказать существование еще неизвестных элементов.

С момента появления Периодического закона химия перестала быть описательной наукой. Закон позволил вести целенаправленный поиск новых, еще не открытых элементов. Атомные массы многих элементов, определенные до этого недостаточно точно, подверглись проверке и уточнению именно потому, что их ошибочные значения вступали в противоречие с Периодическим законом.

На основе периодического закона Менделеев смог указать в системе места для еще неизвестных тогда 12 элементов, а также описать физические и химические свойства образуемых ими простых веществ и соединений. Еще при жизни Менделеева были открыты галлий, скандий и германий, свойства которых с большой точностью совпали с предсказанием Менделеева. Также на основе периодического закона Менделеевым были исправлены атомные массы некоторых элементов, например бериллия. С 1894 по 1898 год периодическая система пополнилась инертными газами: гелий, неон, аргон, криптон и ксенон.

В настоящее время известно 118 химических элементов. Последние элементы получены в количестве всего нескольких атомов и практического значения не имеют. Тем не менее, периодическая система может быть расширена и дальше.

1. **Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева**

Периодическая система химических элементов (таблица Менделеева) является графическим выражением Периодического закона.

Периодическая система состоит из семи периодов, расположенных в таблице горизонтально, и восьми групп, расположенных вертикально.

***Период – это горизонтальный ряд элементов, начинающийся (за исключением 1-го периода) щелочным металлом и заканчивающийся инертным (благородным) газом.***

1-й период содержит 2 элемента, 2-й и 3-й периоды – по 8 элементов. Первый, второй и третий периоды называются ***малыми (короткими) периодами.***4-й и 5-й периоды содержат по 18 элементов, 6-й период – 32 элемента, 7-й период содержит элементы с 87-го и далее, вплоть до последнего из известных на настоящее время элементов. Четвертый, пятый, шестой и седьмой периоды называются ***большими (длинными) периодами.***

***Группа*** – ***это вертикальный ряд элементов.***

Каждая группапериодической системы состоит из двух подгрупп: главной подгруппы (А) и побочной подгруппы (В). ***Главная подгруппа***содержит элементы малых и больших периодов (металлы и неметаллы). ***Побочная подгруппа***содержит элементы только больших периодов (только металлы).

Например, главную подгруппу I группы составляют элементы литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций, а побочную подгруппу I группы составляют элементы медь, серебро и золото. Главную подгруппу VIII группы образуют инертные газы, а побочную подгруппу – металлы железо, кобальт, никель, рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина, хасий и мейтнерий*.*

Свойства простых веществ и соединений элементов изменяются монотонно в каждом периоде и скачкообразнона границах периодов. Такой характер изменения свойств составляет смысл периодической зависимости. В периодахслева направо неметаллические свойства элементов монотонно усиливаются, а металлические – ослабевают. Например, во втором периоде: литий – очень активный металл, берилий – металл, образующий амфотерный оксид и соответственно амфотерный гидроксид, В, С, N, О – типичные неметаллы, фтор – самый активный неметалл, неон – инертный газ. Таким образом, на границах периода свойства изменяются скачкообразно: период начинается щелочным металлом, а заканчивается инертным газом.

В периодахслева направо кислотные свойства оксидов элементов и их гидратов усиливаются, а основные – ослабевают. Например, в третьем периоде оксиды натрия и магния – основные оксиды, оксид алюминия – амфотерный, а оксиды кремния, фосфора, серы и хлора – кислотные оксиды. Гидроксид натрия – сильное основание (щелочь), гидроксид магния – слабое нерастворимое основание, гидроксид алюминия – нерастворимый амфотерный гидроксид, кремниевая кислота – очень слабая кислота, фосфорная – кислота средней силы, серная – сильная кислота, хлорная – самая сильная кислота из этого ряда.

В главных подгруппахсверху вниз металлические свойства элементов усиливаются, а неметаллические – ослабевают. Например, в подгруппе 4А: углерод и кремний – неметаллы, германий, олово, свинец – металлы, причем олово, свинец – более типичные металлы, чем германий. В подгруппе 1А все элементы – металлы, но по химическим свойствам также можно проследить усиление металлических свойств от лития к цезию и францию. В результате металлические свойства в наибольшей степени выражены у цезия и франция, а неметаллические – у фтора.

В главных подгруппахсверху вниз основные свойства оксидов и их гидратов усиливаются, а кислотные – ослабевают. Например, в подгруппе 3А: В2О3 – кислотный оксид, а Т12О3 – основный. Их гидраты: Н3ВО3 – кислота, а Т1(ОН)3 – основание.

1. **Строение атома. Современная формулировка Периодического
закона**

Открытие периодического закона стало предпосылкой к созданию в XX в. теории строения атома. В 1911 г. английский физик Э. Резерфорд предложил ядерную модель атома**,** согласно которой атом состоит из сравнительно небольшого положительно заряженного ядра, в котором сосредоточена практически вся масса атома, и расположенных вокруг ядра электронов, составляющих электронную оболочку атома, которая занимает практически весь его объем. Были определены масса покоя и заряд электрона. Атом в целом электронейтрален, поскольку положительный заряд ядракомпенсируется отрицательным зарядом эквивалентного числа электронов.

Позже, в 1913 г. английский физик Г. Мозли установил, что заряд ядра численно равен порядковому номеру элемента в периодической системе. Таким образом, ***заряд ядра атома*** – ***главная характеристика химического элемента. Химический элемент*** – ***это множество атомов с одинаковым зарядом ядра.***

Отсюда следует современная формулировка периодического закона: ***свойства элементов, а также свойства образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.***

В четырех местах Периодической таблицы элементы «нарушают» строгий порядок расположения по возрастанию атомной массы. Это пары элементов:

18Ar(39,948) – 19K (39,098);

27Co(58,933) – 28Ni(58,69);

52Te(127,60) – 53I(126,904);

90Th(232,038) – 91Pa(231,0359).

Во времена Д.И. Менделеева подобные отступления считались недостатками Периодической системы. Теория строения атома расставила все на свои места. В соответствии с величинами заряда ядра эти элементы были размещены Менделеевым в системе правильно. Таким образом, нарушив в этих случаях принцип размещения элементов в порядке возрастания атомных масс и руководствуясь физическими и химическими свойствами элементов, Менделеев фактически использовал более фундаментальную характеристику элемента – его порядковый номер в системе, который оказался равным заряду ядра.

Классическая механика не могла объяснить многие экспериментальные факты, касающиеся поведения электрона в атоме. Так, согласно представлениям классической теории электродинамики система, состоящая из заряда, вращающегося вокруг другого заряда, должна излучать энергию, в результате чего электрон в конце концов упал бы на ядро. Возникла необходимость создания иной теории, описывающей поведение объектов микромира, для описания которых недостаточна классическая механика Ньютона.

Основные законы такой теории были сформулированы в 1923 – 1927 гг. и она получила название квантовой механики.

Квантовая механика базируется на трех основных положениях.

* + - 1. Корпускулярно-волновой дуализм (микрочастицы проявляют одновременно и волновые и материальные свойства, т.е. двойственную природу).

Так, двойственная природа электрона проявляется в том, что он обладает свойствами и частицы, и волны одновременно. Как частица электрон имеет массу и заряд, но движение электронов – это волновой процесс. Например, электронам свойственно явление дифракции (поток электронов огибает препятствие).

1. Принцип квантования энергии (микрочастицы излучают энергию не постоянно, а дискретно отдельными порциями – квантами).

В 1900 г. М. Планк привлек для их объяснения квантовую гипотезу,согласно которой энергия может излучаться или поглощаться лишь определенными порциями – квантами.

В 1913 г. Н. Бор применил квантовую теорию для объяснения спектра атомарного водорода, предположив, что электроны в атомах могут находиться только на некоторых «дозволенных» орбитах, отвечающих определенным значениям энергии. Бор предположил также, что, находясь на этих орбитах, электрон не излучает энергии. Поэтому, пока электроны в атоме не совершают переходов с одной орбиты на другую, энергия атома остается постоянной. При переходе же электрона с одной орбиты на другую происходит излучение кванта лучистой энергии, величина которого равна разности энергии, соответствующей этим орбитам.

1. Законы микромира обусловлены статистическим характером. Положение электрона в атоме неопределенно. Это значит, что невозможно одновременно точно определить и скорость электрона, и его координаты в пространстве.

Электрон, который движется с очень большой скоростью, может находиться в любой части пространства вокруг ядра. Согласно представлениям квантовой механики, вероятность пребывания электрона в различных областях пространства неодинакова. Различные моментальные положения электрона образуют так называемое ***электронное облако***снеравномерной плотностью отрицательного заряда (рисунок 1.1.).



Рисунок 1.1 – Электронное облако атома водорода

Форма и размеры электронного облака могут быть разными в зависимости от энергии электрона.

***Существует понятие «орбиталь», под которым понимают совокупность положений электрона в атоме.***

Каждую орбиталь можно описать соответствующей волновой функцией – ***атомной орбиталью***, зависящей от трех целочисленных параметров, называемых ***квантовыми числами***.