**Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева на основе представлений о строении атома.**

1. формулировка периодического закона

Д. И. Менделеева в свете теории строения атома.

Открытие периодического закона и разработка периодической системы химических элементов Д. И. Менделеевым явились вершиной развития химии в XIX веке. Обширная сумма знаний о свойствах 63 элементов, известных к тому времени, была приведена в стройный порядок.

Д. И. Менделеев считал, что основной характеристикой элементов являются их атомные веса, и в 1869 г. впервые сформулировал периодический закон.

**Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.**

Весь ряд элементов, расположенных в порядке возрастания атомных масс, Менделеев разбил на периоды, внутри которых свойства элементов изменяются последовательно, разместив периоды так, чтобы выделить сходные элементы.

Однако, несмотря на огромную значимость такого вывода, периодический закон и система Менделеева представляли лишь гениальное обобщение фактов, а их физический смысл долгое время оставался непонятным. Лишь в результате развития физики XX века — открытия электрона, радиоактивности, разработки теории строения атома — молодой, талантливый английский физик Г. Мозле установил, что величина зарядов ядер атомов последовательно возрастает от элемента к элементу на единицу. Этим открытием Мозле подтвердил гениальную догадку Менделеева, который втрех местах периодической таблицы отошел от возрастающей последовательности атомных весов.

 Так, при ее составлении Менделеев поставил 27Со перед 28Ni, 52Ti перед 5 J, 18Аг перед 19К, несмотря на то, что это противоречило формулировке периодического закона, то есть расположению элементов в порядке увеличения их атомных весов.

 Согласно закону Мозле заряды ядерданных элементов соответствовали положению их в таблице.

В связи с открытием закона Мозле современная формулировка периодического закона следующая:

*свойство элементов, а так же формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атомов.*

***Связь периодического закона и периодической системы со строением атомов.***

 Итак, главной характеристикой атома является не атомная масса, а величина положительного заряда ядра. Это более общая точная характеристика атома, а значит, и элемента. От величины положительного заряда ядра атома зависят все свойства Элемента и его положение в периодической системе. Таким образом, *порядковый номер химического элемента численно совпадает с зарядом ядра его атома. Периодическая система элементов является графическим изображением периодического закона и отражает строение атомов элементов.*

 Теория строения атома объясняет периодическое изменение свойств элементов. Возрастание положительного заряда атомных ядер от 1-до 110 приводит к периодическому повторению у атомов элементов строения внешнего энергетического уровня. А поскольку от числа электронов на внешнем уровне в основном зависят свойства элементов; то и они периодически повторяются. В этом физический смысл периодического закона.

В качестве примера рассмотрим изменение свойств у первых и последних элементов периодов. Каждый период в периодической системе начинается элементами атомы, которых на внешнем уровне имеют один s-электрон (незавершенные внешние уровни) и потому проявляют сходные свойства — легко отдают валентные электроны, что обуславливает их металлический характер. Это щелочные металлы — Li, Na, К, Rb, Cs.

Заканчивается период элементами, атомы которых на внешнем уровне содержат 2 (s2) электрона (в первом периоде) или 8 (s1p6)электронов (во всех последующих), то есть имеют завершенный внешний уровень. Это благородные газы Не, Ne, Ar, Kr, Xe, имеющие инертные свойства.

Именно вследствие сходства строения внешнего энергетического уровня похожи их физические и химические свойства.

 *В каждом периоде с возрастанием порядкового номера элементов металлические свойства постепенно ослабева­ют и возрастают неметаллические, заканчивается период инертным газом. В каждом периоде с возрастанием порядкового номера элементов металлические свойства постепенно ослабева­ют и возрастают неметаллические, заканчивается период инертным газом.*

 В свете учения о строении атома становится понятным разделение всех элементов на семь периодов, сделанное Д. И. Менделеевым. Номер периода соответствует числу энергетических уровней атома,то есть положение элементов в периодической системе обусловлено строением их атомов. В зависимости от того, какой подуровень заполняется электронами, все элементы делят на четыре типа.

1. s-элементы. Заполняется s-подуровень внешнего уровня (s1 — s2). Сюда относятся первые два элемента каждого периода.

2. р-элементы. Заполняется р-подуровень внешнего уровня (р1 -- p6)-Сюда относятся последние шесть элементов каждого периода, начиная со второго.

3. d-элементы. Заполняется d-подуровень последнего уровня (d1 — d10), а на последнем (внешнем) уровне остается 1 или 2 электрона. К ним относятся элементы вставных декад (10) больших периодов, начиная с 4-го, расположенные между s- и p-элементами (их также называют переходными элементами).

4. f-элементы. Заполняется f-подуровень глубинного (треть его снаружи) уровня (f1 —f14),а строение внешнего электронного уровня остается неизменным. Это лантаноиды и актиноиды, находящиеся в шестом и седьмом периодах.

 Таким образом, число элементов в периодах (2-8-18-32) соответствует максимально возможному числу электронов на соответствующих энергетических уровнях: на первом — два, на втором — восемь, на третьем — восемнадцать, а на четвертом — тридцать два электрона. Деление групп на подгруппы (главную и побочную) основано на различии в заполнении электронами энергетических уровней. Главную подгруппу составляют *s-* и p-элементы, а побочную подгруппу — d-элементы. В каждой группе объединены элементы, атомы которых имеют сходное строение внешнего энергетического уровня. При этом атомы элементов главных подгрупп содержат на внешних (последних) уровнях число электронов, равное номеру группы. Это так называемые - валентные электроны.

 У элементов побочных подгрупп валентными являются электроны не только внешних, но и предпоследних (вто­рых снаружи) уровней, в чем и состоит основное различие в свойствах элементов главных и побочных подгрупп.

Отсюда следует, что номер группы, как правило, указывает число электронов, которые могут участвовать в образовании химических связей. В этом заключается *физический смысл номера группы.*

 С позиций теории строения атома легко объясняется возрастание металлических свойств элементов в каждой группе с ростом заряда ядра атома. Сравнивая, например, распределение электронов по уровням в атомах 9F (1s2 2s2 2р5) и 53J(1s2 2s2 2р6 3s2 Зр6 *3d10* 4s2 4*р6 4d10* 5s2 5p5) можно отметить, что у них по 7 электронов на внешнем уровне, что указывает на сходство свойств. Однако внешние электроны в атоме йода находятся дальше от ядра и поэтому слабее удерживаются. По этой причине атомы йода могут отдавать электроны или, иными словами, проявлять металлические свойства, что нехарактерно для фтора.

 Итак, строение атомов обуславливает две закономерности:

а) изменение свойств элементов по горизонтали — в периоде слева направо ослабляются металлические и усиливаются неметаллические свойства;

б) изменение свойств элементов по вертикали — в группе с ростом порядкового номера усиливаются металлические свойства и ослабевают неметаллические.

Таким образом: *по мере возрастания заряда ядра атомов химических элементов периодически изменяется строение их электронных оболочек, что является причиной периодического изменения их свойств.*

***3. Структура периодической Системы Д. И. Менделеева.***

Периодическая система Д. И. Менделеева подразделяется на семь периодов – горизонтальных последовательностей элементов, расположенных по возрастанию порядкового номера, и восемь групп – последовательностей элементов обладающих однотипной электронной конфигурацией атомов и сходными химическими свойствами.

 Первые три периода называются малыми, остальные – большими. Первый период включает два элемента, второй и третий периоды – по восемь, четвёртый и пятый – по восемнадцать, шестой – тридцать два, седьмой (незавершённый) – двадцать один элемент.

 Каждый период (исключая первый) начинается щелочным металлом и заканчивается благородным газом.

Элементы 2 и 3 периодов называются типическими.

Малые периоды состоят из одного ряда, большие – из двух рядов: чётного (верхнего) и нечётного (нижнего). В чётных рядах больших периодов расположены металлы, и свойства элементов слева направо изменяются слабо. В нечётных рядах больших периодов свойства элементов изменяются слева направо, как у элементов 2 и 3 периодов.

 В периодической системе для каждого элемента указывается его символ и порядковый номер, название элемента и его относительная атомная масса. Координатами положения элемента в системе является номер периода и номер группы.

Элементы с порядковыми номерами 58-71, именуемыми лантаноидами, и элементы с номерами 90-103 - актиноиды – помещаются отдельно внизу таблицы.

 Группы элементов, обозначаемые римскими цифрами, делятся на главные и побочные подгруппы. Главные подгруппы содержат 5 элементов (или более). В побочные подгруппы входят элементы периодов, начиная с четвёртого.

Химические свойства элементов обуславливаются строением их атома, а точнее строением электронной оболочки атомов. Сопоставление строения электронных оболочек с положением элементов в периодической системе позволяет установить ряд важных закономерностей:

1. Номер периода равен общему числу энергетических уровней, заполняемых электронами, у атомов данного элемента.

2. В малых периодах и нечётных рядах больших периодов с ростом положительного заряда ядер возрастает число электронов на внешнем энергетическом уровне. С этим связано ослабление металлических и усиление неметаллических свойств элементов слева направо.

 Номер группы, указывает число электронов, которые могут участвовать в образовании химических связей (валентных электронов).

В подгруппах с ростом положительного заряда ядер атомов элементов усиливаются их металлические и ослабляются неметаллические свойства.