Лекция № 1 «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

Периодический закон Д.И. Менделеева является основой современной химии. Изучение строения атомов вскрывает физический смысл периодического закона и объясняет закономерности изменения свойств элементов в периодах и в группах периодической системы. Менделеев считал, что главной характеристикой элемента является его атомная масса. Располагая элементы в порядке возрастания их атомных весов, Д. И. Менделеев обнаружил фундаментальный закон природы, который теперь известен как Периодический закон:

«Свойства элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомной массы элементов».

Периодичность изменения свойств элементов возникает вследствие периодического повторения электронной конфигурации внешнего электронного слоя с увеличением заряда ядра.

Позже было изучено строение атома, и стало ясно, что основной характеристикой атома химического элемента является не величина его атомной массы, а величина положительного заряда ядра. Периодический закон стали формулировать иначе. Современная формулировка выглядит следующим образом:

«Свойства химических элементов и образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от величин зарядов ядер их атомов».

Заряды ядер атомов элементов, расположенных в ряд, возрастают непрерывно. Объяснить причины периодичности учёные смогли тогда, когда изучили строение электронных оболочек атомов. Причиной периодического изменения свойств химических элементов и образуемых ими веществ

является периодически повторяющееся **строение наружных энергетических уровней** электронных оболочек.

Периодическая система - графическое выражение периодического закона. Естественный ряд химических элементов - ряд химических элементов, выстроенных по возрастанию числа протонов в ядрах их атомов. Порядковый номер элемента в этом ряду равен числу протонов в ядре любого атома этого элемента.

Периодическая таблица Менделеева состоит из 8 групп и 7 периодов. **Группой** *называется вертикальный ряд химических элементов*. Все элементы группы имеют одинаковое число валентных электронов. Следовательно, они будут обладать схожими химическими свойствами. Элементы, внутри каждой группы, обладают сходными химическими и физическими свойствами. Это объясняется тем, что элементы одной группы имеют сходные электронные конфигурации внешнего слоя, число электронов на котором равно номеру группы. При этом группа разделяется на ***главные и побочные подгруппы.***

В ***Главные подгруппы*** входят элементы, у которых валентные электроны располагаются на внешних ns- и np- подуровнях.

В ***Побочные подгруппы*** входят элементы, у которых валентные электроны располагаются на внешнем ns- подуровне и внутреннем (n — 1) d- подуровне (или (n — 2) f- подуровне).

Все элементы в **периодической таблице,** в зависимости от того, на каком подуровне (s-, p-, d- или f-) находятся валентные электроны классифицируются на: s- элементы (элементы главной подгруппы I и II групп), p- элементы (элементы главных подгрупп III — VII групп), d- элементы (элементы побочных подгрупп), f- элементы (лантаноиды, актиноиды).

Высшая валентность элемента (за исключением O, F, элементов подгруппы меди и восьмой группы) равна номеру группы, в которой он находится.

Для элементов главных и побочных подгрупп одинаковыми являются формулы высших оксидов (и их гидратов). В главных подгруппах состав водородных соединений являются одинаковыми, для элементов, находящихся в этой группе. Твердые гидриды образуют элементы главных подгрупп I — III групп, а IV — VII групп образуют, а газообразные водородные соединения. Водородные соединения типа $ЭH_4$ – нейтральные соединения, $ЭH_3$ – основания, $H_2Э$ и НЭ — кислоты.

Горизонтальные ряды таблицы называют **периодами.** Элементы в периодах отличаются между собой, но общее у них то, что последние электроны находятся на одном энергетическом уровне. **Период** *начинается щелочным металлом и заканчивается инертным газом*. Всего периодов семь. Исключением является 1-ый период. В его состав входит только 2 химических элемента: водород, который не считается щелочным металлом, и гелий.

1-ый, 2-ой, 3-ий периоды называются малыми. Они содержат 2 и 8 химических элементов и состоят из одного ряда.

4-7 периоды называются большими. 4-ый и 5-ый периоды включают в себя 18 элементов. 6-ой и 7-й состоят из 32 элементов. В 6-ом и 7-ом периодах есть группы, состоящие из 14 элементов. В 6-ом периоде эти элементы схожи по свойствам с лантаном, а в 7-ом – с актинием. Эти элементы вынесены за основную таблицу и *называются лантаноиды и актиноиды*. Они обладают одинаковыми свойствами.

Элементы **главной подгруппы 1-ой группы** – Li, Na, K, Rb, Cs, Fr – называются **щелочные металлы.**

Элементы **главной подгруппы 2-ой группы** – Ca, Sr, Ba, Ra – называются **щелочноземельные металлы.**

Халькогены O, S, Se, Te, Po – элементы **6-й группы главной подгруппы**.

Галогены: F, Cl, Br, J, At – элементы **7-й группы главной подгруппы**.

8-ю главную подгруппу называют подгруппой **инертных или благородных газов**. Это He, Ne, Ar, Kr, Xe, Ra.

Химические свойства в периодах меняются с металлических через амфотерные на неметаллические. Таким образом, зная химические свойства элемента, можно предположить, где конкретно он находится в Периодической системе. И наоборот, если знать положение элемента в Периодической системе, можно предположить его химические свойства.

Характеристики химических элементов закономерно изменяются в группах и периодах.

В периодах (с увеличением порядкового номера)

- увеличивается заряд ядра,
- увеличивается число внешних электронов,
- уменьшается радиус атомов,
- увеличивается прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации),
- увеличивается электроотрицательность,
- усиливаются окислительные свойства простых веществ ("неметалличность"),
- ослабевают восстановительные свойства простых веществ ("металличность"),
- ослабевает основный характер гидроксидов и соответствующих оксидов,
- возрастает кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов.

В группах (с увеличением порядкового номера)

- увеличивается заряд ядра,
- увеличивается радиус атомов (только в А-группах),
- уменьшается прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации; только в А-группах),
- уменьшается электроотрицательность (только в А-группах),
- ослабевают окислительные свойства простых веществ ("неметалличность"; только в А-группах),

- усиливаются восстановительные свойства простых веществ ("металличность"; только в А-группах),
- возрастает основный характер гидроксидов и соответствующих оксидов (только в А-группах),
- ослабевает кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов (только в А-группах), снижается устойчивость водородных соединений (повышается их восстановительная активность; только в А-группах).

Значение периодического закона

Открытие периодического закона и создание Периодической таблицы химических элементов имеет огромное значение для развития науки.

Периодический закон:

- систематизировал и обобщил все сведения о химических элементах и их соединениях, объединил их в единое целое;
- объяснил разные виды периодичности в изменении свойств элементов и образованных ими простых и сложных веществ;
- позволил предсказывать существование неоткрытых химических элементов и прогнозировать их свойства;
- послужил базой для изучения строения ядра атома и электронных оболочек.