

Лекция №10 (2 часа)

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА.

Д. И. Менделеев предложил периодический закон в 1869г. в следующей формулировке:

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

Современная формулировка периодического закона Д. И. Менделеева базируется на новых данных о строении атомов элементов. Она такова:

Свойства химических элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядер и их атомов.

Таким образом, главной характеристикой атома является заряд ядра. Заряд ядра определяет количество электронов в электронной оболочке атома, её строение, а тем самым все свойства элемента и его положение в периодической системе.

Причина периодичности изменения свойств элементов заключается в повторяемости электронных моделей атомов, в частности - в повторении строения внешнего энергетического уровня. А поскольку свойства элементов в основном зависят от числа электронов на внешнем уровне, то эти свойства тоже периодически повторяются.

С электронной конфигурацией атомов связаны такие их свойства:

1. Радиус атома R_a . Чем больше атомный радиус, тем слабее удерживаются внешние электроны. В периоде атомный радиус, в общем уменьшается. С увеличением порядкового номера элемента за счет усиления притяжения электрона к ядру, поскольку заряд ядра увеличивается.

2. Энергия ионизации (ЭИ) – энергия, необходимая для отрыва наиболее слабо связанного электрона от атома. В периоде с ростом заряда ядра энергия ионизации увеличивается. В подгруппе с ростом порядкового номера элемента энергия ионизации уменьшается вследствие увеличения радиуса атома. Чем меньше величина энергии ионизации, тем более ярко выражены металлические свойства элемента.

3. Сродство к электрону (СЭ) – это энергия, которая выделяется при присоединении одного электрона к атому. Чем больше сродство одного элемента к электрону, тем более ярко выражены неметаллические свойства этого элемента. В периоде с ростом порядкового номера элемента сродство к электрону увеличивается, в главных подгруппах – убывает (для S - и P-элементов).

4. Электроотрицательность ЭО – способность атома в соединениях с другими элементами оттягивать на себя электроны, образующие химическую связь. Шкалу электроотрицательности в 1932 г. ввел американский ученый Полинг. В этой шкале самой высокой электроотрицательностью обладает

фтор (4,0 условных единиц). Значения электроотрицательности других элементов берутся относительно электроотрицательности фтора по шкале:

← ЭО убывает						
Li	Be	B	C	N	O	F
0,98	1,5	2	2,5	3,0	3,5	4,0
Na						Cl
0,93						3,0
K						Br
0,91						2,8
Rb						I
0,89						2,6

↓ ЭО убывает

Чем больше электроотрицательность, тем сильнее выражены неметаллические свойства элемента.

Если обозначить горизонтальной стрелкой направление, в котором прослеживается изменение характеристик атомов и свойств элемента в периоде или в группе, над этой стрелкой – изменение фактических параметров, а под этой стрелкой – изменение соответствующих свойств элемента, то получим следующие схемы:

В периоде

$Z_{\text{ядра}} \uparrow, Ra \downarrow, \bar{e}_{\text{вал}} \uparrow$
 $\xrightarrow{\text{ЭИ} \uparrow, \text{СЭ} \uparrow, \text{ЭО} \uparrow}$

где $\bar{e}_{\text{вал}}$ – число валентных электронов;

↑ - увеличение;

↓ - уменьшение.

Металлические свойства ↓

Восстановительные свойства ↓

Неметаллические свойства ↑

Окислительные свойства ↑

Кислотные свойства ↑

Основные свойства ↓

} например $\frac{H_3BO_3, H_2CO_3, HNO_3}{\text{кислотные свойства} \uparrow}$

В главных подгруппах (S- и P- элементы)

$Z_{\text{ядра}} \uparrow, Ra \uparrow, \bar{e}_{\text{вал}} = \text{const}$
 $\xrightarrow{\text{ЭИ} \downarrow, \text{СЭ} \downarrow, \text{ЭО} \downarrow}$

Т.е. по отношению к свойствам в периоде все наоборот.

В побочных подгруппах (d- и f- элементы)

$Z_{\text{ядра}} \uparrow, Ra \uparrow, \bar{e}_{\text{вал}} = \text{const}$
 $\xrightarrow{\text{ЭИ} \uparrow, \text{СЭ} - \text{не характерно}, \text{ЭО} \uparrow}$

Т.е. все как в периоде, но выражено слабее.

Металлические свойства ↓

Восстановительные свойства ↓

Кислотные свойства ↑

Основные свойства ↓

Проследим изменения свойств элементов на примере 3 периода

Характеристика	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Краткая электронная формула	$3S^1$	$3S^2$	$3S^2 3p^1$	$3S^2 3p^2$	$3S^2 3p^3$	$3S^2 3p^4$	$3S^2 3p^5$
Высший оксид	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Высший гидроксид	$NaOH$	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_2SiO_3	HPO_3 H_3PO_4 $H_4P_2O_7$	H_2SO_4	$HClO_4$
Кислотно – фон. характеристика	Осн.	Осн.	Амфот.	Кисл.	Кисл.	Кисл.	Кисл.