

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

Менделеев считал, что главной характеристикой элемента является его атомная масса. Поэтому он расположил все известные элементы в один ряд в порядке увеличения их атомной массы.

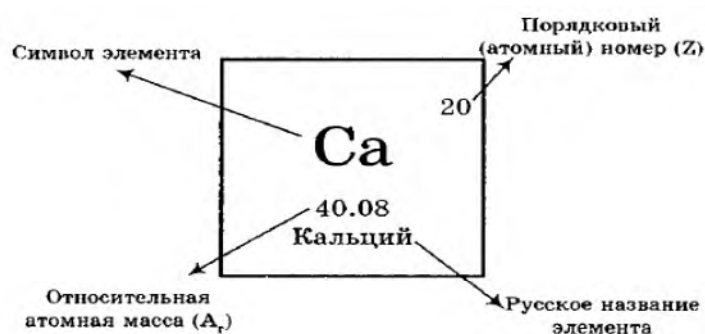
характер изменения свойств элементов и их соединений, какой наблюдается при увеличении атомной массы элементов, называется **периодическим изменением**. Свойства всех химических элементов при увеличении атомной массы изменяются периодически.

Это периодическое изменение называется **периодической зависимостью** свойств элементов и их соединений от величины атомной массы.

Поэтому Д. И. Менделеев сформулировал открытый им закон так:

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

Менделеев расположил периоды элементов друг под другом и в результате составил **периодическую систему элементов**.



● **Период** — это последовательность элементов, которая начинается щелочным металлом (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и заканчивается благородным газом (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).

Исключения: первый период, который начинается водородом; седьмой период, который является незавершенным.

Периоды разделяются на малые и большие. Малые периоды состоят из одного горизонтального ряда. Первый, второй и третий периоды являются малыми. Большие периоды состоят из двух горизонтальных рядов. Четвертый, пятый и шестой периоды являются большими. Верхние ряды больших периодов называются четными, нижние ряды — нечетными.

В шестом периоде после лантана La ($Z = 57$) находятся 14 элементов ($Z = 58—71$), которые похожи по свойствам на лантан и называются лантаноидами. Они располагаются в нижней части периодической системы.

В незавершенном седьмом периоде после актиния Ac ($Z = 89$) находятся 14 элементов ($Z = 90—103$), которые похожи по свойствам на актиний и называются актиноидами. Как и лантаноиды, они располагаются в нижней части периодической системы.

В каждом периоде слева направо металлические свойства элементов ослабляются, а неметаллические свойства усиливаются.

В четных рядах больших периодов находятся только металлы.

● **Группа** — это совокупность элементов, которые имеют одинаковую высшую валентность в оксидах и в других соединениях. Эта валентность равна номеру группы.

Исключения:

Номер группы	Элемент	Высшая валентность
I	Cu	II
	Ag	III
	Au	III
VI	O	II
VII	F	I
В VIII группе только Ru и Os имеют высшую валентность VIII		

Каждая группа состоит из двух подгрупп: главной и побочной. Главная подгруппа содержит элементы малых и больших периодов. Побочная подгруппа содержит элементы только больших периодов.

Например, рассмотрим 1-ю группу периодической системы:

	1 Водород	H 1,00797
	3 Литий	Li 6,939
	11 Натрий	Na 22,9898
	19 Калий	K 39,102
Элементы больших периодов	Cu Медь	29 63,546
	37 Рубидий	Rb 85,47
	Ag Серебро	47 107,868
	55 Цезий	Cs 132,905
	Au Золото	79 196,967
Побочная подгруппа (подгруппа меди)	87 Франций	Fr [223]
		Главная подгруппа (подгруппа водорода)

В главных подгруппах сверху вниз металлические свойства элементов усиливаются, а неметаллические свойства ослабевают. Все элементы побочных подгрупп являются металлами.

что число заполняемых энергетических уровней (электронных слоев) в атомах всех элементов данного периода равно номеру периода. Поэтому можно дать следующее определение периода:

● Период — это последовательность элементов, атомы которых имеют одинаковое число электронных слоев. Это число равно номеру периода.

Следовательно, число электронов на внешнем слое атомов элементов главных подгрупп (кроме He) равно номеру группы, в которой находятся элементы.

● Главная подгруппа — это вертикальный ряд элементов, атомы которых имеют одинаковое число электронов на внешнем электронном слое. Это число равно номеру группы.

Периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений при увеличении порядкового номера объясняется тем, что периодически повторяется строение внешнего электронного слоя в атомах элементов.

Все элементы разделяются на *4 электронных семейства*.

s-Элементы (элементы s-семейства) — это элементы, в атомах которых последним заполняется s-подуровень внешнего электронного слоя.

Первые два элемента каждого периода — это s-элементы. Они составляют главные подгруппы I и II групп.

p-Элементы (элементы p-семейства) — это элементы, в атомах которых последним заполняется p-подуровень внешнего электронного слоя.

В каждом периоде (кроме первого и седьмого) имеется шесть p-элементов; они находятся в конце периода. p-Элементы составляют главные подгруппы III—VIII групп.

d-Элементы (элементы *d*-семейства) — это элементы, в атомах которых последним заполняется *d*-подуровень предвнешнего электронного слоя.

В IV—VI больших периодах имеется по десять *d*-элементов. В IV и V периодах они находятся между *s*- и *p*-элементами. *d*-Элементы составляют побочные подгруппы всех восьми групп.

Сформулируем определение побочной подгруппы.

● **Побочная подгруппа** — это вертикальный ряд *d*-элементов, которые имеют одинаковое суммарное число электронов на *d*-подуровне предвнешнего слоя и *s*-подуровне внешнего слоя. Это число обычно равно номеру группы.

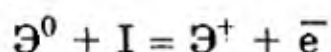
f-Элементы (элементы *f*-семейства) — это элементы, в атомах которых последним заполняется *f*-подуровень третьего снаружи электронного слоя.

f-Элементы находятся в VI и VII периодах. Каждый из этих периодов содержит 14 *f*-элементов. *f*-Элементами являются лантаноиды и актиноиды, которые располагаются в нижней части периодической системы.

Важнейшими свойствами элементов являются **металличность** (металлические свойства) и **неметалличность** (неметаллические свойства).

Металличность — это способность атомов элемента отдавать электроны. Количественной характеристикой металличности элемента является энергия ионизации (I).

Энергия ионизации атома — это количество энергии, которое необходимо для отрыва электрона от атома элемента (Э), т. е. для превращения атома в положительно заряженный ион:

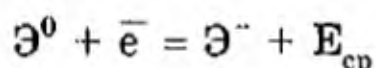


Чем меньше энергия ионизации, тем легче атом отдает электрон, тем сильнее металлические свойства элемента.

Неметалличность — это способность атомов элемента присоединять электроны.

Количественной характеристикой неметалличности элемента является сродство к электрону ($E_{\text{ср}}$). Сродство

к электрону — это энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому, т. е. при превращении атома в отрицательно заряженный ион:



Чем больше сродство к электрону, тем легче атом присоединяет электрон, тем сильнее неметаллические свойства элемента.

Универсальной характеристикой металличности и неметалличности элементов является электроотрицательность элемента (ЭО).

● **Электроотрицательность** элемента характеризует способность его атомов притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химических связей с другими атомами в молекуле.

Чем больше металличность, тем меньше ЭО.

Чем больше неметалличность, тем больше ЭО.

При определении значений относительной электроотрицательности различных элементов за единицу принята ЭО лития (табл. 17).

Таблица 17

*Относительная электроотрицательность элементов
I–IV периодов*

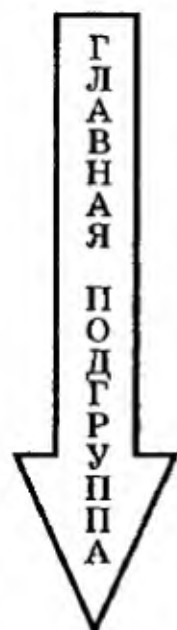
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1	—						He —
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne —
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar —
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe Co Ni 1,8 1,9 1,9
	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr —

Рассмотрим, как изменяются некоторые характеристики элементов в малых периодах слева направо:

Малый период (II и III)

- Заряд ядер атомов увеличивается
- Число электронных слоев атомов не изменяется
- Число электронов на внешнем слое атомов увеличивается от 1 до 8
- Радиус атомов уменьшается
- Прочность связи электронов внешнего слоя с ядром увеличивается
- Энергия ионизации увеличивается
- Сродство к электрону увеличивается
- Электроотрицательность увеличивается
- Металличность элементов уменьшается
- Неметалличность элементов увеличивается

Рассмотрим, как изменяются некоторые характеристики элементов в главных подгруппах сверху вниз:



- Число электронных слоев атомов увеличивается
- Число электронов на внешнем слое атомов одинаково
- Радиус атомов увеличивается
- Прочность связи электронов внешнего слоя с ядром уменьшается
- Энергия ионизации уменьшается
- Сродство к электрону уменьшается
- Электроотрицательность уменьшается
- Металличность элементов увеличивается
- Неметалличность элементов уменьшается

В малых периодах закономерно изменяется высшая валентность элементов: во втором периоде от I у Li до V у N; в третьем периоде от I у Na до VII у Cl. В большом четвертом периоде высшая валентность увеличивается от I у K до VII у Mn; у следующих элементов она понижается до II у Zn, а потом снова увеличивается от III у Ga до VII у Br.

Периодическое изменение высшей валентности объясняется периодическим изменением числа валентных электронов в атомах.

Валентные электроны — это электроны, которые могут участвовать в образовании химических связей.

В атомах *s*- и *p*-элементов валентными являются, как правило, все электроны внешнего слоя.

В атомах *d*-элементов валентными являются электроны внешнего слоя (2 или 1), а также все или некоторые *d*-электроны предвнешнего слоя.

Число валентных электронов для большинства элементов равно номеру группы.

Законспектируйте, выписав: термины, символы, формулы, таблицы.

Устно ответьте на вопросы:

1. Период, группа, главная подгруппа, побочная подгруппа.
2. Металличность, неметалличность, электроотрицательность.