

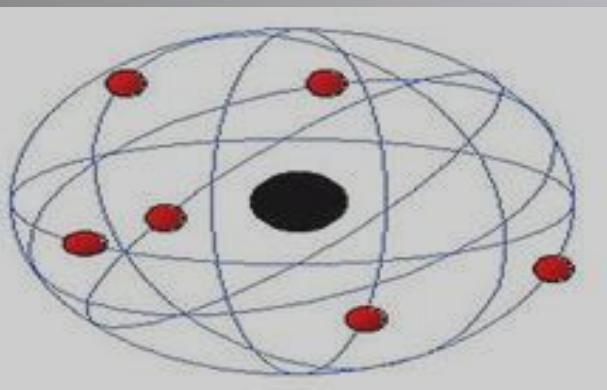


Запорожский государственный медицинский университет

Строение атома и атомного ядра

Периодическая система химических элементов

(Часть 2)



Запорожье, **2013**

Строение атомного ядра

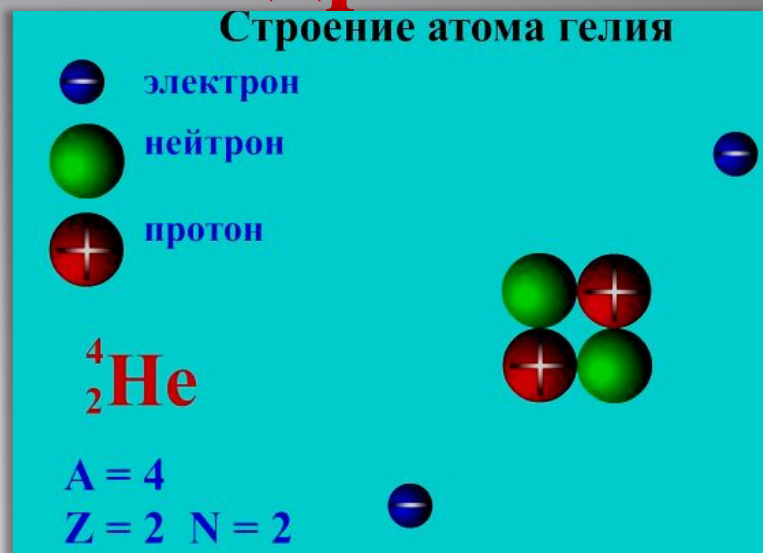
Например, в ядро атома гелия входят 2 электрона, а его ядро состоит из 2 протонов и 2 нейтронов так как $Z=2$, $A=4$, а $N=A - Z=2$.

Зарядом ядра называется величина Ze , где e - величина заряда протона, Z - порядковый номер химического элемента в периодической системе Менделеева, равный числу протонов в ядре.

Общий положительный заряд ядра атома $+Ze$ (Z – это число протонов). А суммарный заряд электронов $-Ze$. Следовательно, атом – **электрически нейтрален**.

Силы, удерживающие нуклоны в ядре, называются **ядерными**.

Размер ядра характеризуется радиусом ядра, имеющим условный смысл ввиду размытости границы ядра.



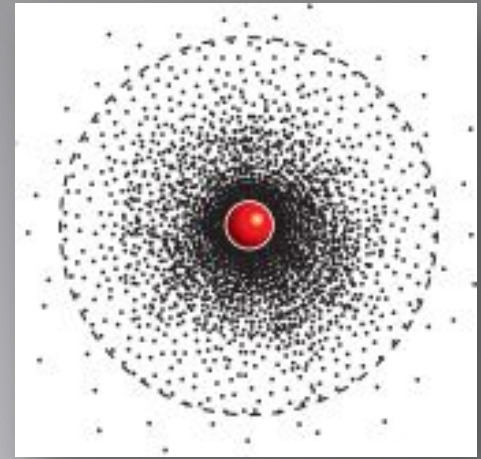
Электрон

Электрон (от др.-греч. ἤλεκτρον - янтарь) - стабильная, отрицательно заряженная элементарная частица, одна из основных структурных единиц вещества. Является фермионом (то есть имеет полуцелый спин).

Название этой элементарной частицы происходит от греческого термина, в переводе обозначающего «янтарь». Дело в том, что в Древней Греции ученые проводили опыты: они терли шерстью большие куски янтаря, и они после процедур начинали притягивать мелкие куски бумаги и прочие предметы. Сам термин «электрон», в качестве обозначения фундаментальной единицы в электрохимии появился в 1894 году. Предложил его ученый Дж. Стоуни. Открытие электрона официально принадлежит сразу двум ученым – Дж. Томпсону и Э. Вихерту. Благодаря им также стало известно: в случае катодных лучей отношение заряда к массе от источника ничуть не зависит.

Электрон

Из электронов состоят электронные оболочки атомов, где их число и положение определяет почти все химические свойства веществ. Движение свободных электронов обуславливает такие явления, как электрический ток в проводниках и вакууме.



Электроны вращаются вокруг ядра, словно планеты вокруг Солнца. Они удерживаются на орбите *кулоновской силой*. Если бы электроны оставались в неподвижности, то они упали бы на ядро в результате притяжения зарядов противоположного знака.

Часть внутриатомного пространства, в котором движется электрон, называется **электронным облаком**.

Его плотность в различных точках определяется вероятностью пребывания электрона.

Околоядерное пространство, в котором пребывание электрона наиболее вероятно, называют атомной орбиталью (АО).

Квантовые числа

Атом - квантовая система, т.е. система микрочастиц, поведение которых описывается законами квантовой механики. Согласно законам, энергетическое состояние электрона описывается при помощи четырех квантовых чисел.

1. Главное квантовое число “n” - характеризует уровень энергии в поле ядра и удаленность этого уровня от ядра. Целые числа (1, 2, 3, 4 и т. д.), характеризующие стационарные орбиты, называются главными квантовыми числами. Для реально существующих атомов n может иметь значения целых чисел от 1 до 7, соответственно номеру периода, в котором находится

n	1	2	3	4	5	6	7
	K	L	M	N	O	P	Q

соответствующие энергетические уровни (электронные слои) обозначаются большими буквами латинского алфавита.

С увеличением n возрастают энергия электрона и размер электронного облака.

Квантовые числа

2. Орбитальное (побочное) квантовое число (ℓ)

Орбитальное квантовое число характеризует форму орбит (они могут быть как круговыми, так и эллиптическими). В пределах уровня электроны распределяются по подуровням. Значения ℓ связаны со значением n и принимают число значений, равное n . ℓ изменяется от 0 до $n-1$.

Схема подразделения энергетических уровней на подуровни

ℓ	0	1	2	3	4	5
	s	p	d	f	g	h



s p d f
 $n=4$ $\ell=0, 1, 2, 3$

s p d
 $n=3$ $\ell=0, 1, 2$

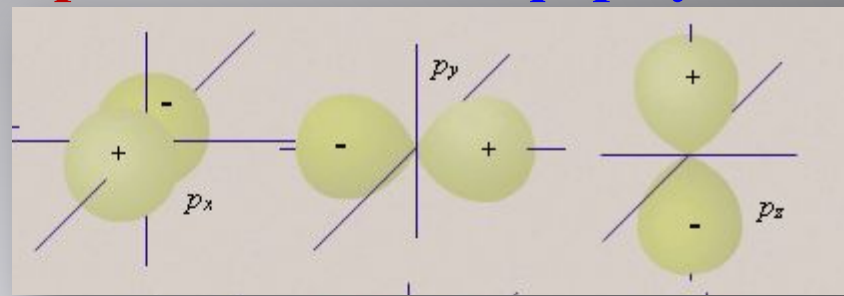
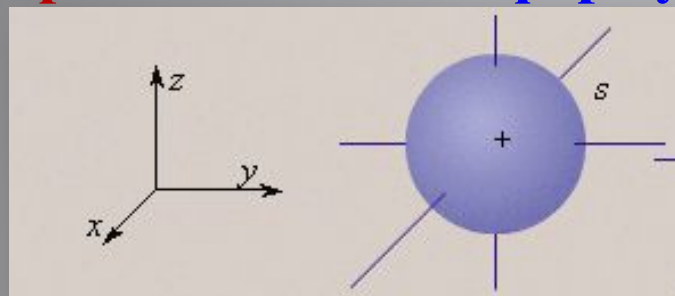
s p
 $n=2$ $\ell=0, 1$

s
 $n=1$ $\ell=0$

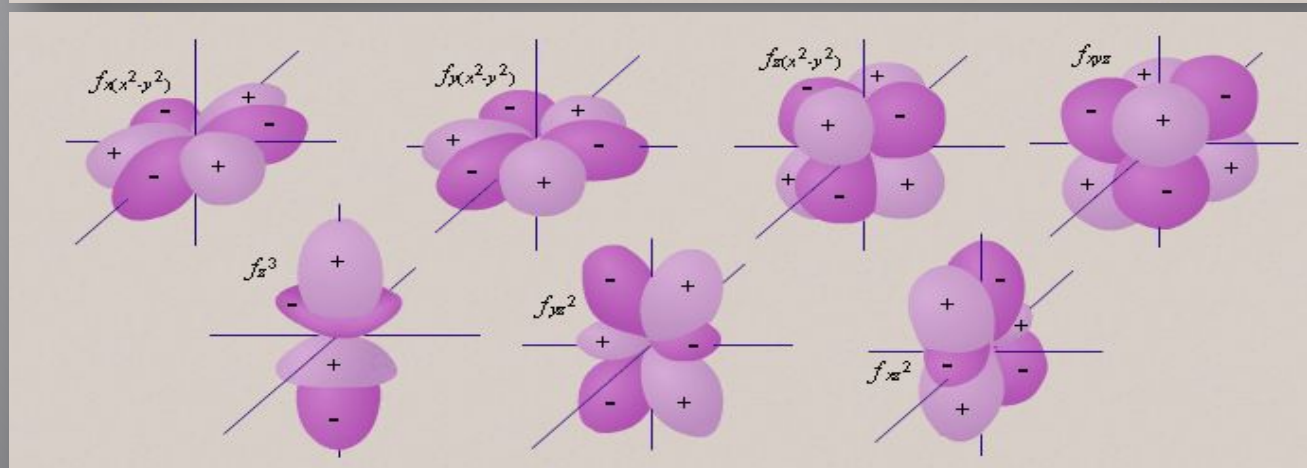
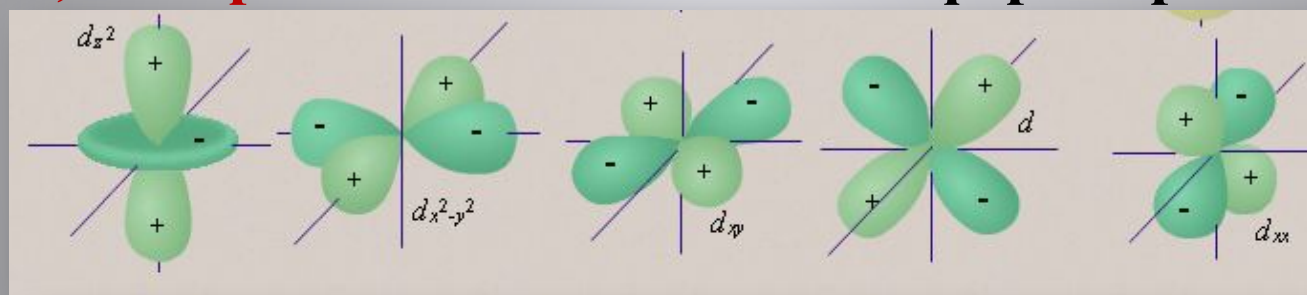
Квантовые числа

Согласно квантово-механическим расчётам

s- орбитали имеют форму шара **p-орбитали** имеют форму гантели



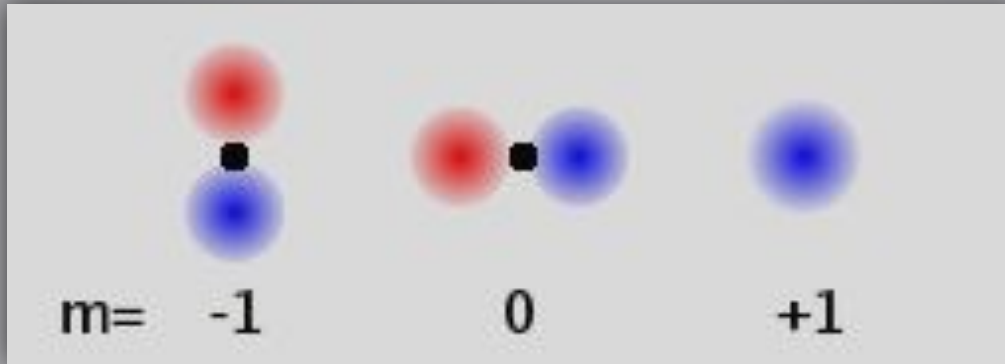
f-, и d-орбитали более сложные формы розетки



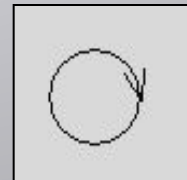
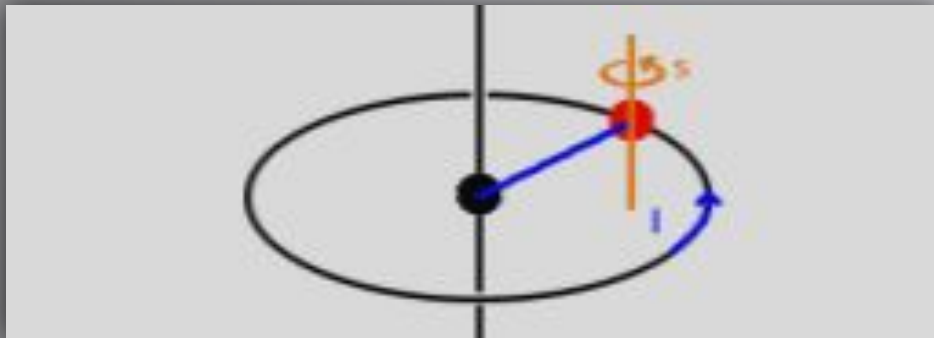
Квантовые числа

3. Магнитное квантовое число (m)

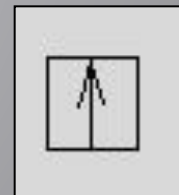
Магнитное квантовое число применяется для характеристики пространственного расположения орбит электронов вокруг ядра. Оно может принимать значения от $+1$ через 0 до -1 .



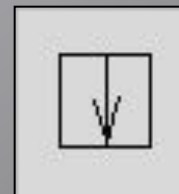
4. Спиновое квантовое число " m_s " - упрощенно характеризует вращение электрона вокруг собственной оси или за часовой стрелкой. Имеет два значения $+1/2$ и $-1/2$.



$$m_s = +1/2$$



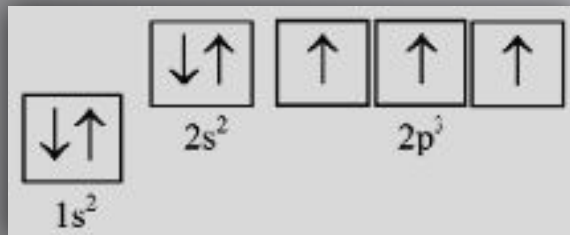
$$m_s = -1/2$$



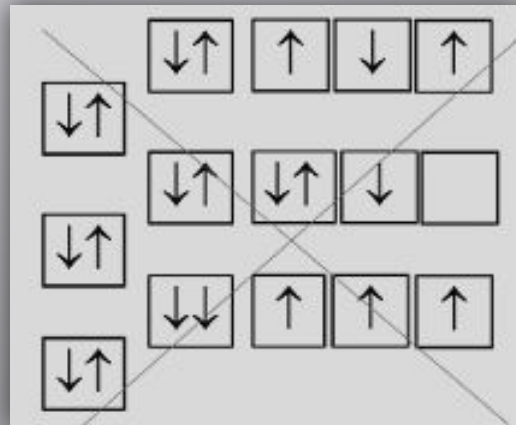
Принципы заполнения атомных орбиталей

Распределение электронов в атоме, находящемся в основном состоянии определяется зарядом ядра. При этом электроны размещаются согласно принципу наименьшей энергии. Наиболее устойчивое состояние электрона в атоме соответствует минимально возможному значению его энергии. Конкретная реализация этого принципа отражается с помощью принципа Паули и правила Хунда, а также правила Клечковского. Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням изображают в виде электронных формул и энергетических ячеек так называемых графических электронных формул.

Принцип Паули. В атоме не может быть двух электронов, у которых значения всех квантовых чисел (n, l, m, s) были бы одинаковы, т. е. на каждой орбитали может находиться не более двух электронов (с противоположными спинами).



**Разрешенная
конфигурация электронов**



**Три неразрешенные
конфигурации
электронов**

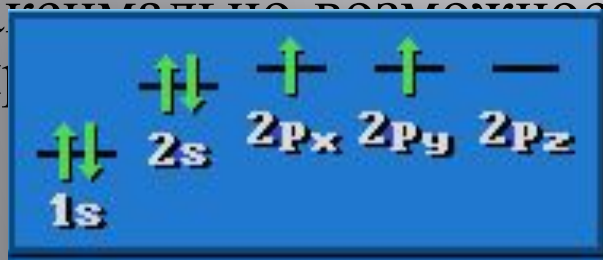
Принципы заполнения атомных орбиталей

Правило Клечковского

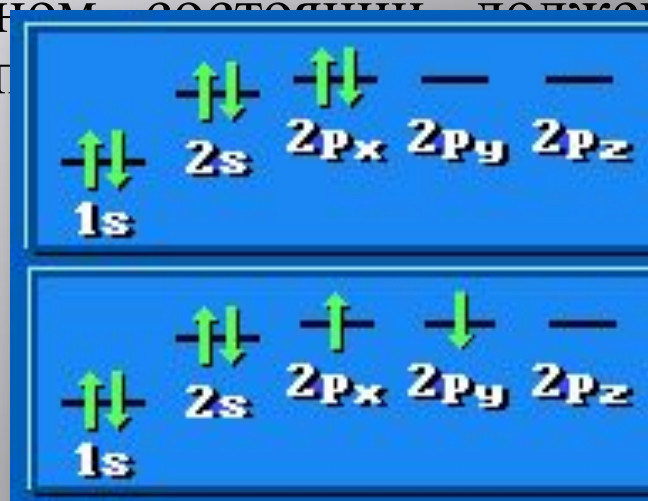
(принцип наименьшей энергии). В основном состоянии каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной. Чем меньше сумма $(n + l)$, тем меньше энергия орбитали. При заданном значении $(n + l)$ наименьшую энергию имеет орбиталь с меньшим n . Энергия орбиталей возрастает в ряду:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d > 4f < 6p < 7s.$$

Правило Хунда. Атом в основном состоянии должен иметь максимум неспаренных электронов в пределах одной оболочки.



Разрешенная конфигурация электронов



Неразрешенные конфигурации электронов

Полная электронная формула элемента

Запись, отражающая распределение электронов в атоме химического элемента по энергетическим уровням и подуровням, называется **электронной конфигурацией** этого атома. В основном (невозбужденном) состоянии атома все электроны удовлетворяют принципу минимальной энергии. Это значит, что сначала заполняются подуровни, для которых:

- главное квантовое число n минимально;
- внутри уровня сначала заполняется s -подуровень, затем p - и лишь затем d - (l минимально);

В пределах одного подуровня электроны располагаются таким образом, чтобы их суммарный спин был максимален, т. е. содержал наибольшее число неспаренных электронов (правило Хунда).

При заполнении электронных атомных орбиталей выполняется принцип Паули. Его следствием является, что энергетическому уровню с номером n может принадлежать не более чем $2n^2$ электронов, расположенных на n^2 подуровнях.

Открытие периодического закона Д. И. Менделеева



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.

Открытие периодического закона

Д. И. Менделеева

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 в трех местах периодической таблицы отошел от возрастающей последовательности атомных весов.



Так, при ее составлении Менделеев поставил 27Co перед 28Ni , 52Ti перед 5J , 18Ag перед 19K , несмотря на то, что это противоречило формулировке периодического закона, то есть расположению элементов в порядке увеличения их атомных весов. Согласно закону Мозле заряды ядер данных элементов соответствовали положению их в таблице.

Периодический закон Д. И. Менделеева

В основу Периодического закона Д.И. Менделеев положил **атомные массы** (ранее - **атомные веса**) и **химические свойства элементов**.

Расположив 63 известных в то время элемента в порядке возрастания их атомных масс, Д. И. Менделеев получил **естественный** (природный) ряд химических элементов, в котором он обнаружил **периодическую повторяемость** химических свойств.

Например, свойства типичного металла литий Li повторялись у элементов натрий Na и калий K, свойства типичного неметалла фтор F - у элементов хлор Cl, бром Br, иод I.

У некоторых элементов Д. И. Менделеев не обнаружил химических аналогов (например, у алюминия Al и кремния Si), поскольку такие аналоги в то время были еще неизвестны. Для них он оставил в естественном ряду пустые места и на основе периодической повторяемости предсказал их химические свойства. После открытия соответствующих элементов (аналога алюминия - **галлия** Ga, аналога кремния - **германия** Ge и др.) предсказания Д. И. Менделеева полностью подтвердились.

Периодический закон Д. И. Менделеева

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.

Особенность Периодического закона среди других фундаментальных законов заключается в том, что он не имеет выражения в виде математического уравнения. Графическим (табличным) выражением закона является разработанная Менделеевым Периодическая система элементов.



Периодическая система химических элементов

- На основе Периодического закона Д. И. Менделеев создал Периодическую систему химических элементов, которая состояла из 7 периодов и 8 групп (короткопериодный вариант таблицы). В настоящее время чаще используется длиннопериодный вариант Периодической системы (7 периодов, 18 групп, отдельно показаны элементы - лантаноиды и актиноиды).

Периодическая система химических элементов

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																											
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII													
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б												
1	1	H водород 1,008															He гелий 4,003	2											
2	2	Li литий 6,941	Be бериллий 9,0122	B бор 10,81	C углерод 12,011	N азот 14,007	O кислород 15,999	F фтор 18,998									Ne неон 20,179	10											
3	3	Na натрий 22,989	Mg магний 24,304	Al алюминий 26,981	Si кремний 28,086	P фосфор 30,974	S сера 32,06	Cl хлор 35,453									Ar аргон 39,948	18											
4	4	K калий 39,092	Ca кальций 40,08	Sc скандий 44,956	Ti титан 47,88	V ванадий 50,941	Cr хром 51,996	Mn марганец 54,938	Fe железо 55,845	Co кобальт 58,933	Ni никель 58,71						Kr криптон 83,8	36											
5	5	Rb рубидий 85,468	Sr стронций 87,62	Y иттрий 88,906	Zr цирконий 91,224	Nb ниобий 92,906	Mo молибден 95,94	Tc технеций 98	Ru рутений 101,07	Rh родий 102,905	Pd палладий 106,36						Xe ксенон 131,29	54											
6	6	Cs цезий 132,905	Ba барий 137,327	лантаноиды		Hf гафний 178,49	Ta тантал 180,948	W вольфрам 183,84	Re рений 186,207	Os осмий 190,23	Ir иридий 222,23	Pt платина 195,08					Rn радон 222	86											
7	7	Fr франций 223	Ra радий 226	актиноиды		Rf рифмий 261	Db дубний 262	Sg сигмаий 263	Bh борий 264	Hn ханий 265	Mt меттерий 266																		
Высшие оксиды		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇																					
Летучие водородные соединения					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR																					
Л А Н Т А Н О И Д Ы																													
57	La	58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu
А К Т И Н О И Д Ы																													
89	Ac	90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr



Д.И. Менделеев
1834-1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА: Rb
ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР: 37
НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА: РУБИДИЙ
ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА: 85,468

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

Периоды - это горизонтальные ряды таблицы, они подразделяются на малые и большие. В *малых периодах* находится 2 элемента (1-й период) или 8 элементов (2-й, 3-й периоды), в больших периодах – 18 элементов (4-й, 5-й периоды) или 32 элемента (6-й, 7-й период). Каждый период начинается с типичного металла, а заканчивается неметаллом

Группы - это вертикальные последовательности элементов, они нумеруются римской цифрой от I до VIII и обозначаются латинскими буквами A и B. Короткопериодный вариант Периодической системы включал подгруппы элементов (главную и побочную).

Подгруппа - это совокупность элементов, являющихся безусловными химическими аналогами; часто элементы подгруппы обладают высшей степенью окисления, отвечающей номеру группы.

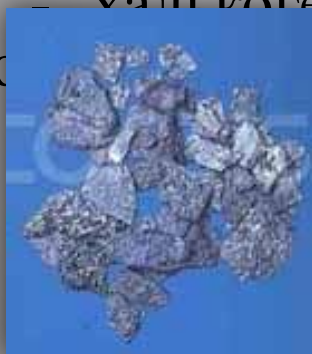
Периодическая система химических

элементов

В А-группах химические свойства элементов могут меняться в широком диапазоне от неметаллических к металлическим (например, в главной подгруппе V группы азот - неметалл, а висмут - металл).

В Периодической системе типичные металлы расположены в IA группе (Li-Fr), IIA (Mg-Ra) и IIIA (In, Tl). Неметаллы расположены в группах VIIA (F-At), VIA (O-Te), VA (N-As), IVA (C, Si) и IIIA (B). Некоторые элементы А-групп (бериллий Be, алюминий Al, германий Ge, сурьма Sb, полоний Po и другие), а также многие элементы Б-групп проявляют и металлические, и неметаллические свойства (явление амфотерности).

Для некоторых групп применяют *групповые названия*: IA (Li-Fr) - щелочные металлы, IIA (Ca-Ra) - щелочноземельные металлы, VIA (O-Po) - халькогены, VIIA (F-At) - галогены, VIIIA (He-Rn) - благородные газы.



Кристаллический йод
(галоген, VIIA-группа)



IA-группа, щелочной
металл цезий



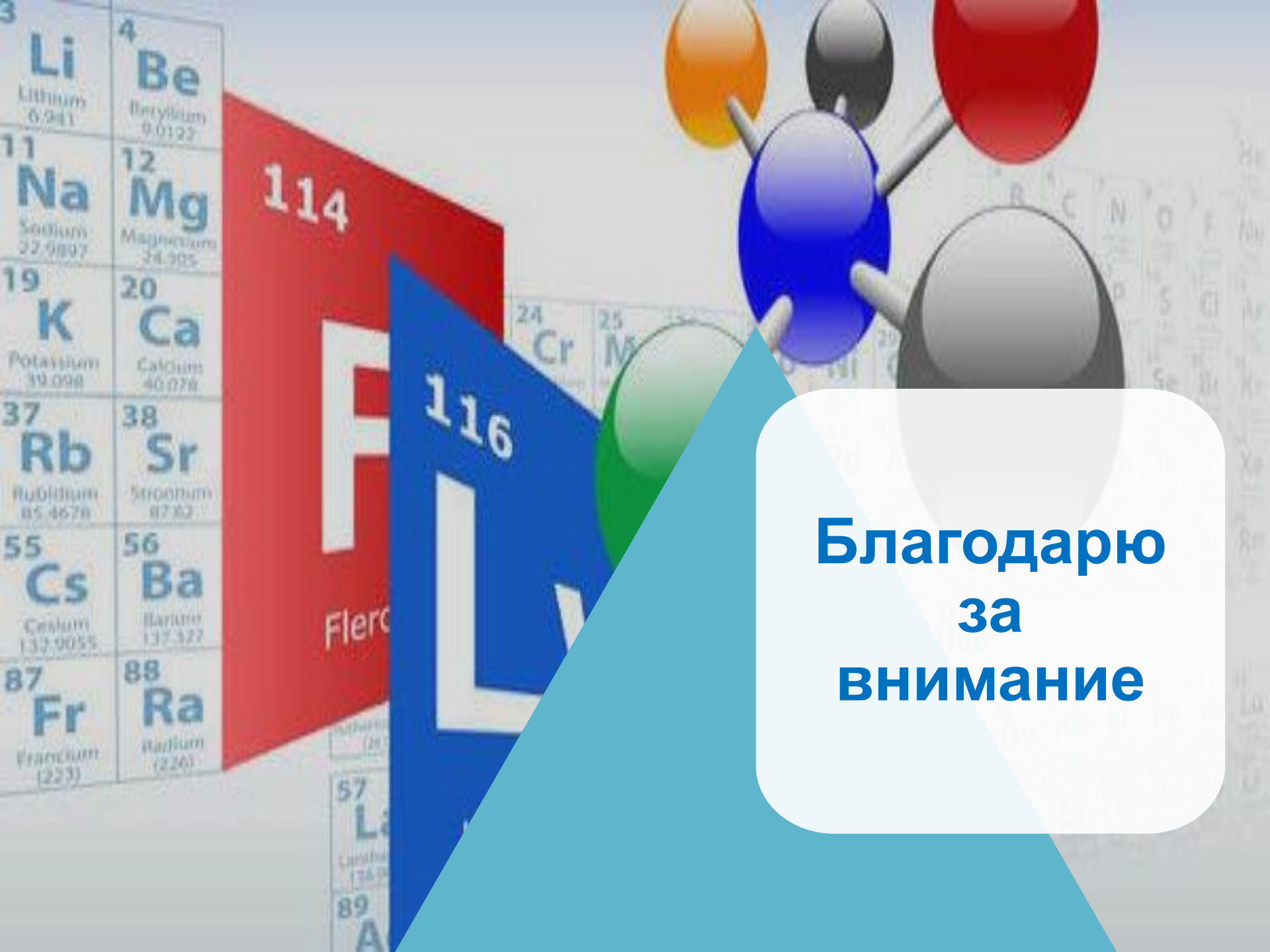
VIA-группа - халькогены:
природная сера

Периодическая система химических элементов

Форма Периодической системы, которую предложил Д. И. Менделеев, называлась короткопериодной или классической. В настоящее время больше используется другая форма Периодической системы - длиннопериодная.

Периодический закон Д. И. Менделеева и Периодическая система химических элементов стали основой современной ХИМИИ





**Благодарю
за
внимание**