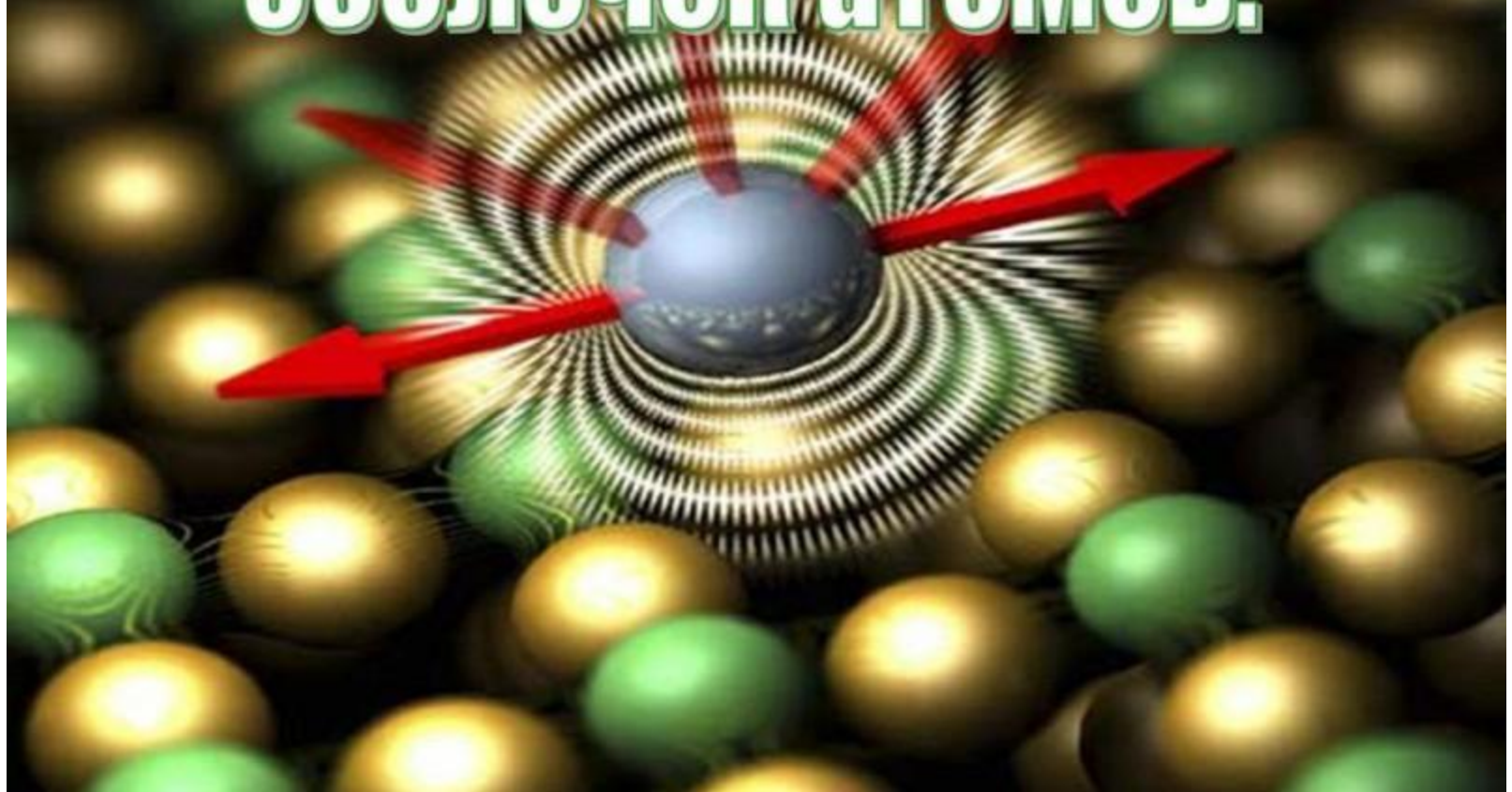
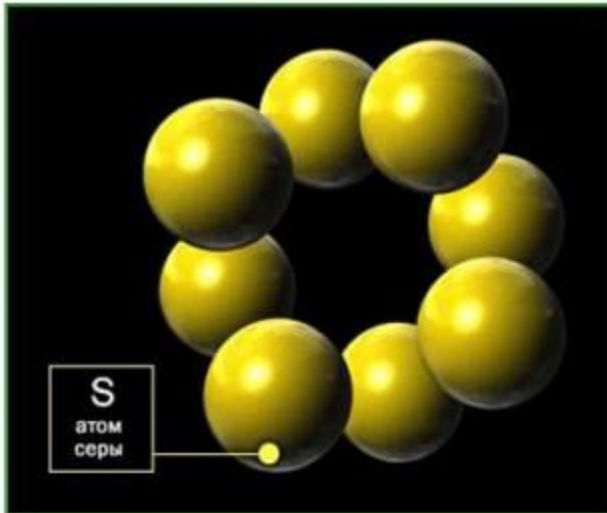


строение электронных оболочек атомов.



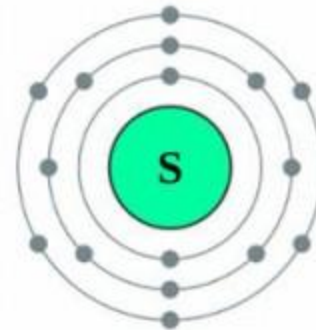
Электроны в атоме



Чем можно объяснить различие в свойствах элементов?

Различия в свойствах элементов объясняются различиями их атомов, т.е. атомы разных химических элементов имеют разную величину заряда ядер (разное число протонов) и различное число электронов, вращающихся вокруг ядра.

VI	
а	б
O КИСЛОРОД 15,999	8 <small>2 6</small>
S СЕРА 32,064	16 <small>2 8 6</small>



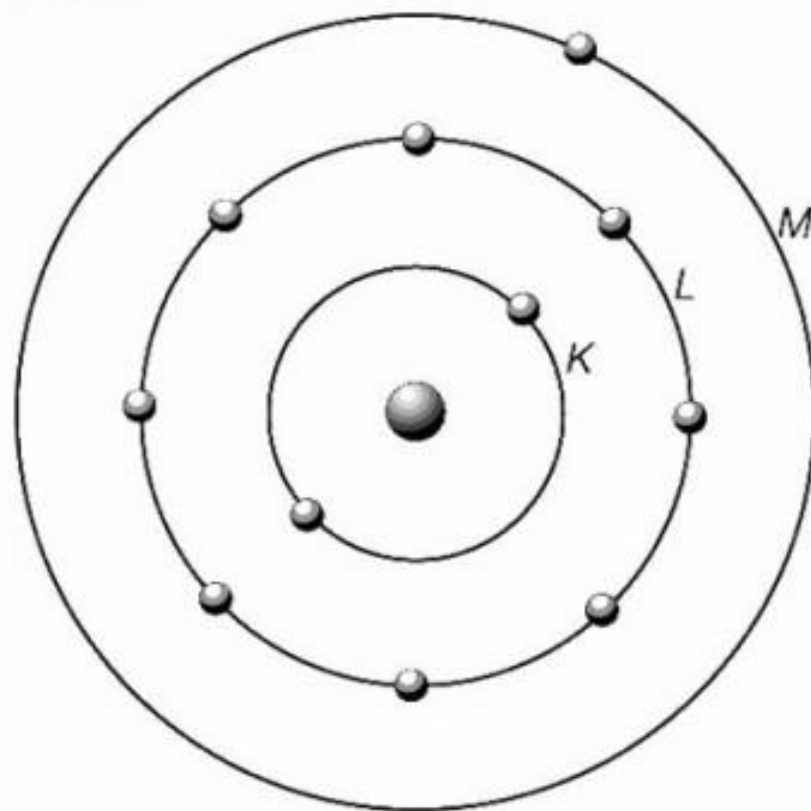
Это действительно так, например, у атома серы заряд ядра равен +16, а вокруг ядра вращается 16 электронов.

Электроны в атоме



У атома натрия заряд ядра равен +11 (в ядре атома содержится 11 протонов) а, вокруг ядра вращается 11 электронов. Поэтому свойства этих элементов различны, натрий – металл, а сера – неметалл.

Периоды	Ряды	I	
		а	б
1	1	H ВОДОРОД 1,008	1
2	2	Li ЛИТИЙ 6,941	3
3	3	Na НАТРИЙ 22,99	11



Электроны в атоме

ПЕРИОД	РЯД			
		A	I	B
I 200	1	H 1.00795 водород		1
II 201	2	Li 6.9412 литий		3
III 202	3	Na 22.98977 натрий		11
IV 203	4	K 39.0983 калий		19
	5	Cu 63.546 медь		29
V 204	6	Rb 85.4678 рубидий		37
	7	Ag 107.868 серебро		47
VI 205	8	Cs 132.9054 цезий		55
	9	Au 196.9665 золото		79
VII 206	10	Fr [223] франций		87
	11	Rg [272]		111

Чем можно объяснить сходство некоторых элементов?

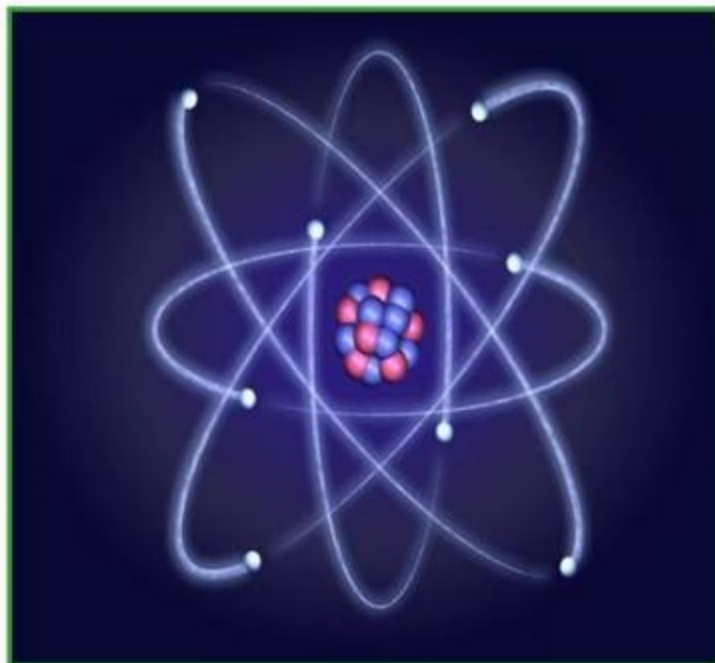
Например, элементы расположенные вместе с натрием в одной группе очень похожи по своим свойствам. Сходство в свойствах может быть обусловлено схожестью их внутреннего строения, строения атома.

Планетарная модель атома является неточной и приближительной. В действительности атом устроен более сложно. Электроны расположены вокруг ядра не хаотично, а в определенном порядке.

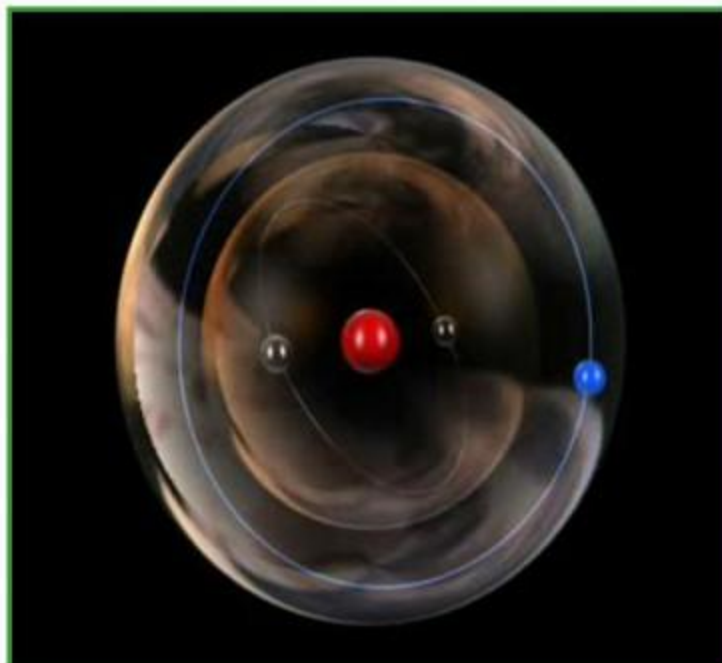
➤ Совокупность всех электронов, окружающих ядро, называется электронной оболочкой.

Число электронов в оболочке атома равно числу протонов в ядре атома и определяется порядковым номером элемента в периодической таблице.

Электроны в атоме

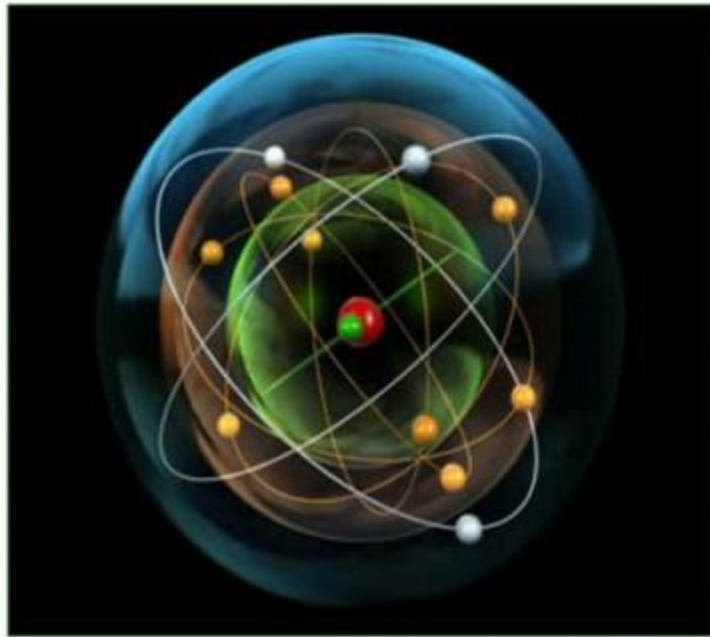


Строение атома лития

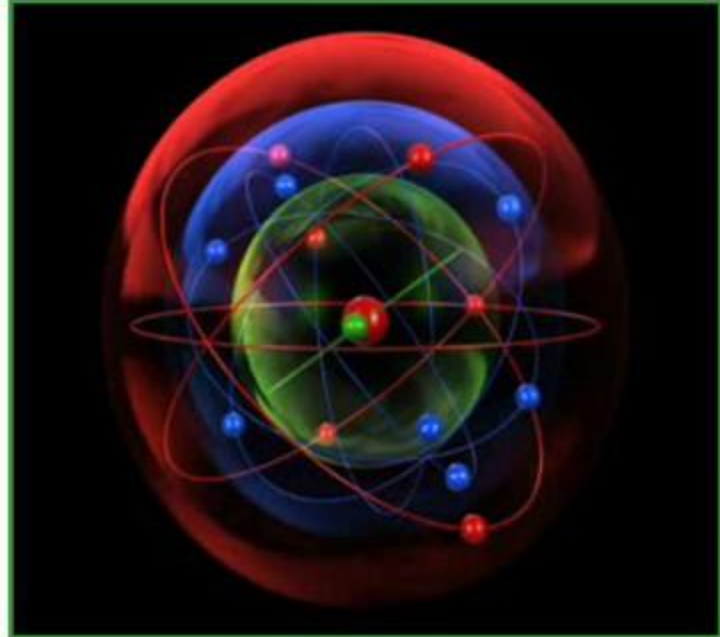


Электроны в атоме различаются своей энергией и расположены от ядра на различном расстоянии. Чем ближе электроны к ядру, тем они прочнее связаны с ним и их труднее вырвать из электронной оболочки, а вот чем дальше они от ядер, тем легче их оторвать. Очевидно, что по мере удаления от ядра атома запас энергии электрона (E) увеличивается.

Электроны в атоме



Строение атомов кремния, фосфора

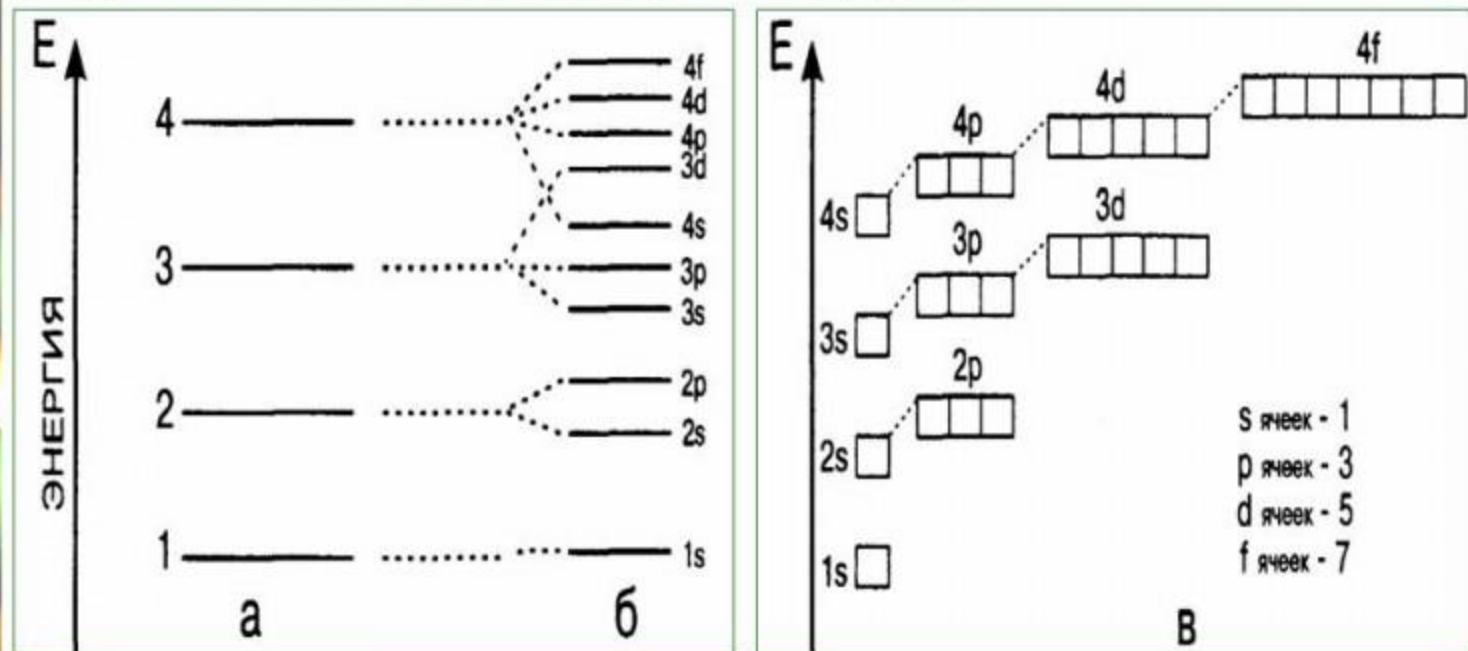


Электроны, движущиеся вблизи ядра, как бы загораживают ядро от других электронов, которые притягиваются к ядру слабее и движутся на большем удалении от него. Так образуются **электронные слои** в электронной оболочке атома. Каждый электронный слой состоит из электронов с близкими значениями энергии; поэтому электронные слои называют еще **энергетическими уровнями**.

Электроны в атоме

Число энергетических уровней (электронных слоев) в атоме химического элемента равно номеру периода, в котором расположен данный элемент.

Электроны одного и того же энергетического уровня могут различаться значениями энергии, образуя энергетические подуровни. Обозначаются буквами s, p, d, f.



Электроны в атоме

$$N = 2n^2$$

Максимальное число электронов, находящихся на энергетическом уровне, определяется по формуле.

n – номер энергетического уровня

Энергетические уровни, содержащие максимальное число электронов, называются **завершенными**. Они обладают повышенной устойчивостью и стабильностью.

Энергетические уровни, содержащие меньшее число электронов, называются **незавершенными**.

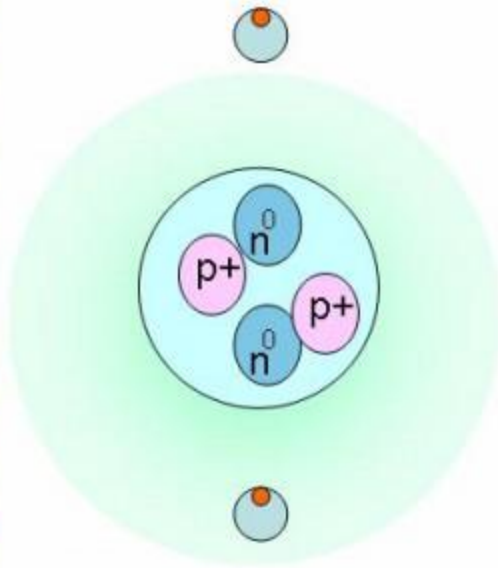
Каждый уровень может вместить только определенное число электронов не больше рассчитанного по формуле: 1-й – не больше двух электронов, 2-й - не больше восьми электронов, 3-й – не больше восемнадцати электронов и т.д.



Электроны условно обозначаются стрелкой, а орбиталь в виде клеточки (ячейка Хунда).

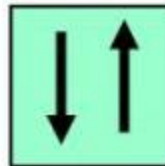
Электроны в атоме

Движение электрона в атома описывается законами квантовой механики.



Электроны вращаются вокруг ядра со скоростью света, поэтому точно определить местоположение электрона в атоме невозможно. Поэтому используется понятие **орбиталь** или **электронное облако**.

На каждой орбитали может располагаться не более двух электронов с антипараллельными спинами.



Спин – вращение электрона вокруг собственной оси.

Электроны в атоме

Орбиталь (электронное облако) – это область пространства, где нахождение электрона наиболее вероятно.

В зависимости от энергии электронные облака отличаются размерами и формой.



S - орбиталь

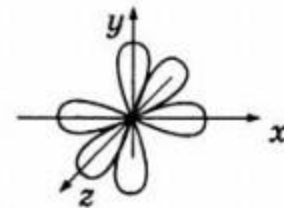
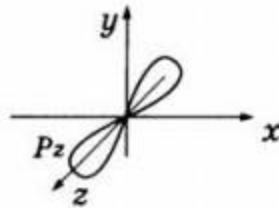
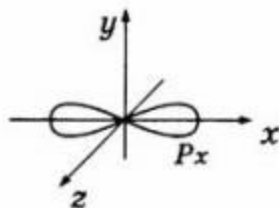
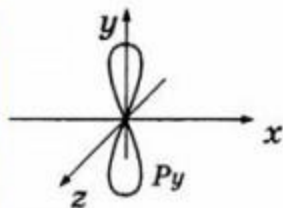
Сферическая s-орбиталь симметрична относительно ядра и не имеет выделенного направления.



P - орбиталь

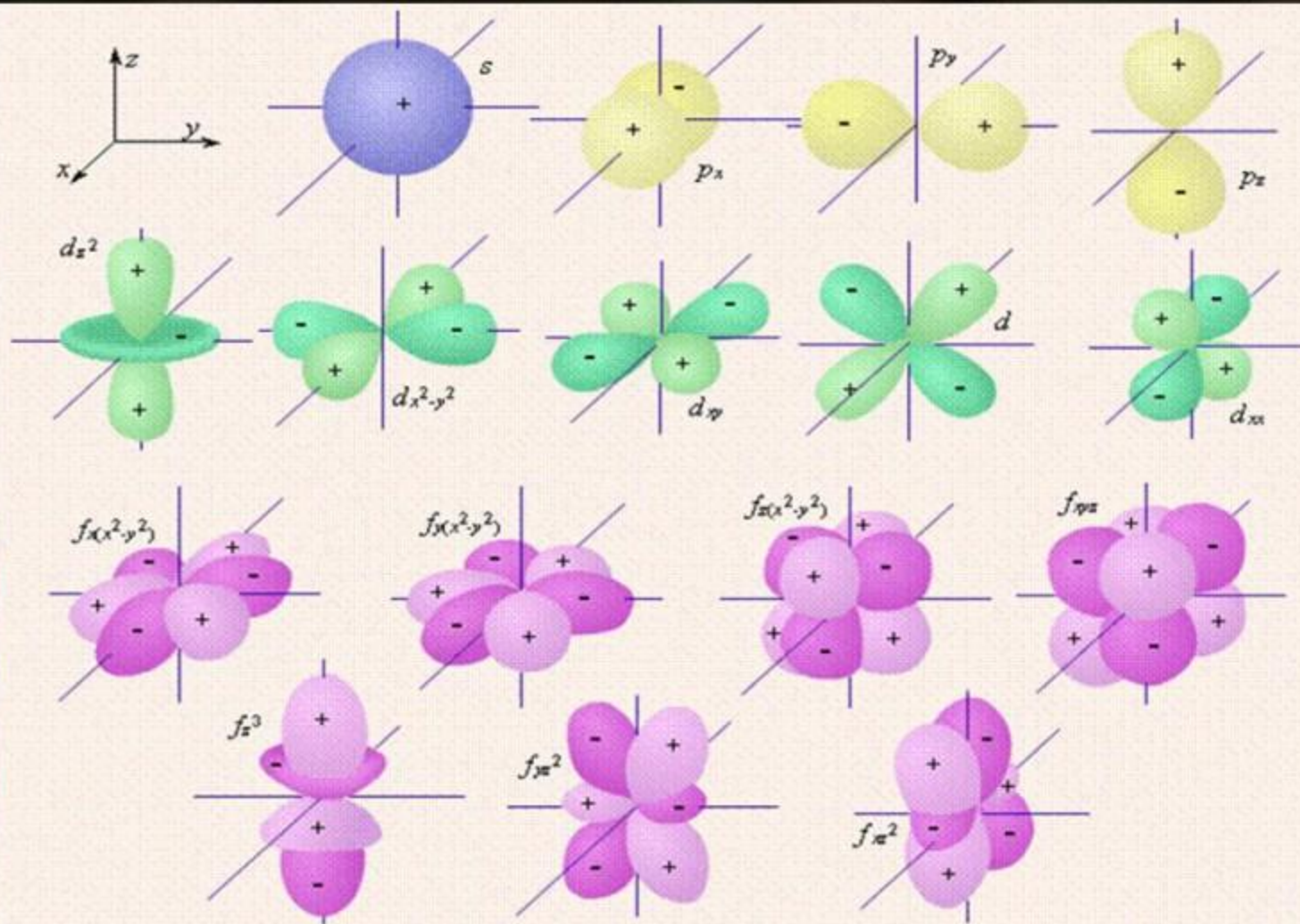
Гантелеобразные p-орбитали расположены под прямым углом друг к другу вдоль 3-х осей координат (x, y, z) - P_x , P_y , P_z .

Электроны, которые находятся на s-орбиталях, называют s-электронами, на p-орбиталях - p-электронами.



Орбитали более сложных форм обозначаются буквами d, f.

Формы электронных облаков



Электронная формула

Электронная формула определяет распределение электронов в атоме.

Правило составления: сначала записывают цифру, соответствующую номеру уровня, затем букву, обозначающую подуровень. У каждой буквы справа вверху записывают цифру, соответствующую числу электронов на данном подуровне.



Модель электронной оболочки атома водорода



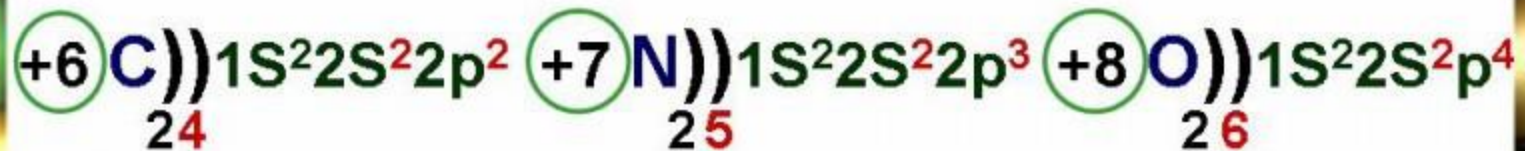
Модель электронной оболочки атома углерода

Строение электронных оболочек атомов элементов I – III периодов

Электронная конфигурация атомов элементов I периода.



Электронная конфигурация атомов элементов II периода.



Строение электронных оболочек атомов элементов I – III периодов

Электронная конфигурация атомов элементов III периода.



Понятие о металлах и неметаллах на атомном уровне

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОД	РЯД	ГРУППА ЭЛЕМЕНТОВ															
		А I В	А II В	А III В	А IV В	А V В	А VI В	А VII В	А VIII В								
I	1	H водород 1,00796														He гелий 4,00260	
II	2	Li литий 6,941	Be бериллий 9,01218	B бор 10,812	C углерод 12,0108	N азот 14,007	O кислород 15,9994	F фтор 18,9984	Ne неон 20,179								
III	3	Na натрий 22,98977	Mg магний 24,305	Al алюминий 26,98154	Si кремний 28,086	P фосфор 30,97376	S серо 32,06	Cl хлор 35,453	Ar аргон 39,948								



МЕНДЕЛЕЕВ
Дмитрий Иванович
8.2.1834 - 2.2.1907

Русский ученый-химик, физик, математик, педагог, создатель периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, лауреат Нобелевской премии по химии (1906).

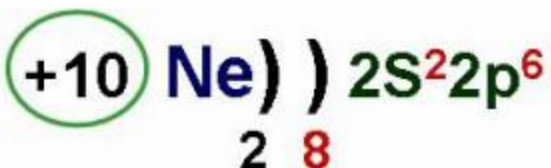


ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР
АТОМНАЯ МАССА
НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

Каждый период периодической системы заканчивается инертным, или благородным газом. В чем причина инертности гелия, неона, аргона, ксенона и радона? В том, что у атомов инертных газов на внешних, самых удаленных от ядра энергетических уровнях находится по восемь электронов (у гелия – два). Восемь электронов на внешнем уровне – предельное число для каждого элемента периодической системы, кроме водорода и гелия. Это своеобразный идеал прочности энергетического уровня, к которому стремятся атомы всех остальных элементов Периодической системы Д.И.Менделеева.

Завершенные электронные слои обладают повышенной устойчивостью и стабильностью.

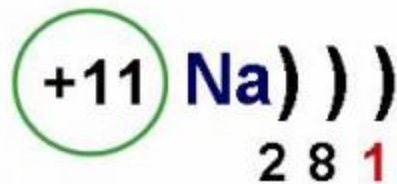
Понятие о металлах и неметаллах на атомном уровне



Атомы инертных газов содержат на внешнем энергетическом уровне по 8 электронов, именно поэтому они инертны, т.е. химически неактивны, не вступают во взаимодействие с другими веществами, их атомы обладают повышенной устойчивостью и стабильностью. Такое строение внешнего энергетического уровня является, причиной их инертности, и к такому строению стремятся все атомы. То есть, все химические элементы (обладающие естественно различным электронным строением) стремятся при химическом взаимодействии получить завершённый внешний энергетический уровень, содержащий 8 электронов.

Достижение завершеного внешнего энергетического уровня

Каким образом атомы этих элементов могут достичь восьмиэлектронного внешнего уровня?



- ▶ Существует два пути достижения завершеного энергетического уровня:
1. Отдача электронов с внешнего слоя.
 2. Принятие на внешний уровень электронов.

Тенденцию к отдаче электронов с внешнего уровня имеют атомы металлов. Тенденцию к принятию недостающего до завершения внешнего энергетического уровня имеют атомы элементов-неметаллов.

Понятие о металличности и неметалличности на атомном уровне

▶ **Металлы** – это элементы, атомы которых отдают свои внешние электроны.

Неметаллы – это элементы, атомы которых принимают на внешний энергетический уровень электроны.

Li ЛИТИЙ 6,941 1 2	N 7 АЗОТ 14,007 5 2
Mg МАГНИЙ 24,312 2 8 2	F 9 ФТОР 18,998 7 2

Чем легче атом металла отдает свои электроны, тем сильнее выражены его металлические свойства. Чем легче атом неметалла принимает недостающие электроны на внешний слой, тем более сильно выражены его неметаллические свойства.

Самый сильный металл – это франций, а самый сильный неметалл – фтор.

*Изменение свойств химических элементов по периоду в Периодической системе.
Электронная конфигурация атомов элементов III периода.*



► В пределах одного периода с ростом порядкового номера элемента металлические свойства элементов

ослабевают, а неметаллические усиливаются, потому что:

- растет число электронов на внешнем энергетическом уровне (оно равно номеру группы элемента в периодической таблице).
- число энергетических уровней постоянно, но радиус атома уменьшается.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																Энергетический уровень	
		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 4,002	2
2	2	Li ЛИТИЙ 6,941	Be БЕРИЛЛИЙ 9,0122	B БОР 10,811	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 22,99	Mg МАГНИЙ 24,312	Al АЛЮМИНИЙ 26,982	Si КРЕМНИЙ 28,086	P ФОСФОР 30,974	S СЕРА 32,064	Cl ХЛОР 35,453										Ar АРГОН 39,948	18

www.calc.ru



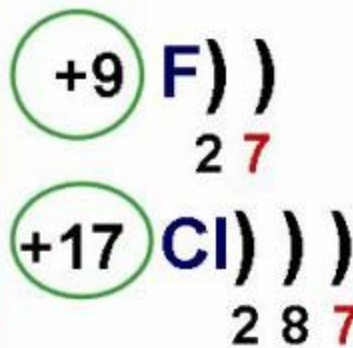
Д.И. Менделеев

Выяснилось, что на способность атомов отдавать или принимать электроны оказывает влияние не только число электронов на внешнем энергетическом уровне, но и радиус атома.

В пределах одного периода число энергетических уровней у атомов элементов не изменяется, оно одинаково, а вот радиус уменьшается, так как увеличивается положительный заряд ядра (число протонов в нем). Вследствие этого притяжение электронов к ядру усиливается, и радиус атома уменьшается, атом как бы сжимается. Поэтому становится все труднее отдавать внешние электроны и, наоборот, все легче принимать недостающие до восьми электроны.

Изменение свойств химических элементов в пределах главных подгрупп .

периоды	VII	
	а	б
1		
2	F 9 ФТОР 18,998	
3	Cl 17 ХЛОР 35,453	
4	Mn 25 МАРГАНЕЦ 54,938	
	Br 35 БРОМ 79,904	
5	Tc 43 ТЕХНЕЦИЙ [99]	
	I 53 ИОД 126,905	
6	Re 75 РЕНИЙ 186,207	
	At 85 АСТАТ [210]	
7	Bh 107 БОРИЙ [262]	



На внешнем энергетическом уровне атомов фтора и хлора одинаковое число электронов, но число энергетических уровней разное. У атома фтора – два уровня, а у атома хлора – три уровня. Следовательно, радиус атома хлора больше, чем радиус атома фтора.

Поэтому атом фтора будет легче присоединять недостающий 1 электрон, так как у него меньше радиус атома, а значит сила притяжения электронов к ядру больше.

В пределах одной и той же группы (в главной подгруппе) неметаллические свойства уменьшаются, а металлические усиливаются, потому что:

- число электронов на внешнем энергетическом уровне одинаковое (и равно номеру группы элемента в периодической системе)
- число энергетических уровней в атомах растет
- радиус атома увеличивается

В периодической системе Д.И.Менделеева с увеличением порядкового номера элемента свойства атомов химических элементов изменяются следующим образом:

В пределах одной и той же группы (в главной подгруппе) металлические свойства усиливаются, неметаллические - ослабевают, так как:

- число электронов на внешнем уровне постоянно
- увеличивается число заполняемых энергетических уровней
- увеличивается радиус атома.
- увеличиваются заряды атомных ядер

В пределах одного и того же периода металлические свойства ослабевают, а неметаллические - усиливаются, так как:

- увеличиваются заряды атомных ядер
- увеличивается число электронов на внешнем уровне
- уменьшается радиус атома.
- число заполняемых энергетических уровней постоянно.

