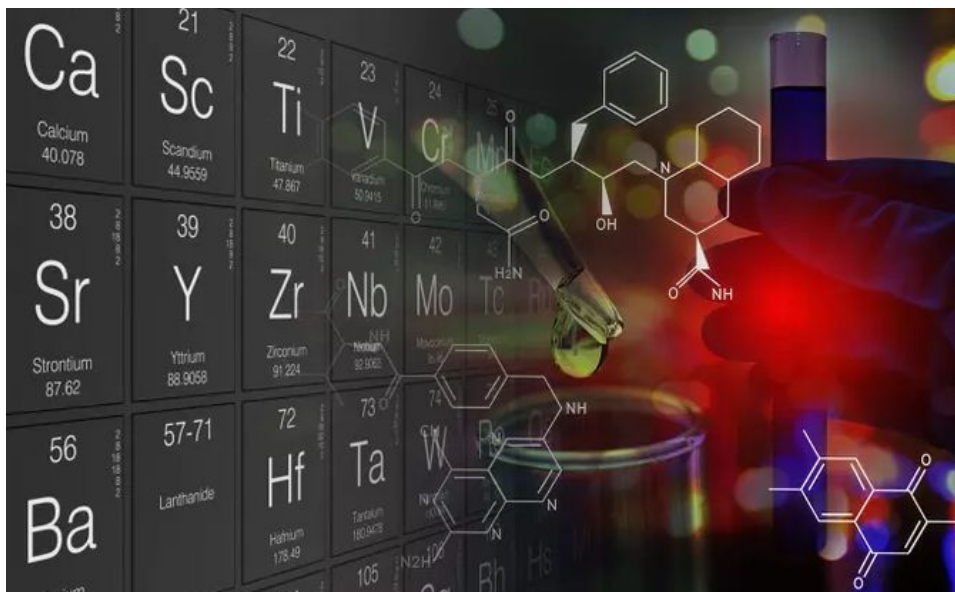


**Особенности строения
электронных
оболочек атомов
элементов больших
периодов.**

БОЛЬШИЕ ПЕРИОДЫ - ВКЛЮЧАЮТ ЭЛЕМЕНТЫ И ГЛАВНЫХ, И ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП (s - , p - , d - , f - ЭЛЕМЕНТЫ)

Побочные подгруппы включают элементы только больших периодов, у которых последними заполняются электронами предшествующие энергетические уровни (d - или f - подуровень) появляется понятие переходные элементы.



1 определение переходных элементов

Переходные элементы – элементы, расположенные в побочных подгруппах больших периодов периодической системы; являются d- и f-элементами.

периоды	группы	ГРУППЫ									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X
1	1	H						He			
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne		
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
	5	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
5	6	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd
	7	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
6	8	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt
	9	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
7	10	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	
	11										

*Лантаноиды (лантаноиды)

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

**Актиноиды (актиноиды)


Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----


2 определение переходных элементов


2) Переходные элементы – элементы, в атомах или ионах которых *d*- или *f*-подуровни **ЧАСТИЧНО** заполнены электронами.


Zn, Cd и Hg, имеющие $ns^2(n-1)d^{10}$ электронную конфигурацию, являются *d*-элементами, но не являются переходными.

	H																	He
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
3d	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn					Kr	
4d	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
5d	Cs	Ba	X	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	Fr	Ra	★ ★	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uuq				

 d-элементы

 Переходные элементы

 Монетные металлы

 Платиновые металлы

* actinide series

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

** Alk side series

Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No
----	----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

□ Среди переходных элементов выделяют **монетные металлы** (Cu, Ag, Au) и **благородные (платиновые) металлы** (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt).

Некоторые особенности переходных элементов

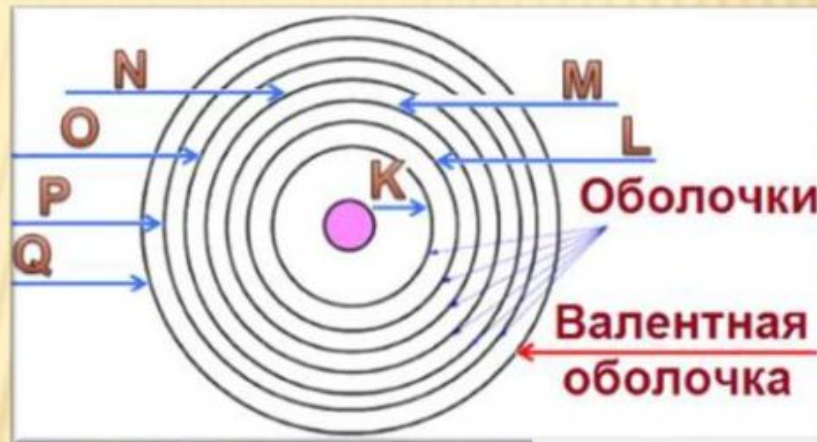
В то время как непереходные элементы в каждом периоде изменяются от металлов к неметаллам, все переходные элементы являются металлами и как следствие хорошо проводят ток, тепло и могут образовывать сплавы;

Большинство соединений переходных металлов окрашены и парамагнитны, в то время как большинство соединений непереходных элементов бесцветны и диамагнитны;

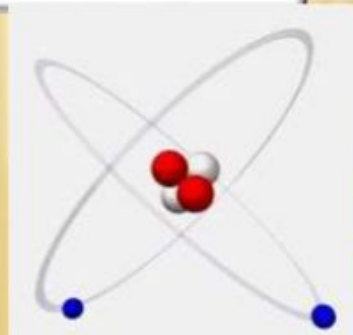
Все переходные металлы образуют комплексные (координационные) соединения.

ПОНЯТИЕ ОБ ОРБИТАЛЯХ

Согласно модели атома Бора, электроны вращаются вокруг ядра по **круговым орбиталям (оболочкам)**. Каждая оболочка имеет строго определенный энергетический уровень, которые Бор обозначил буквами латинского алфавита К, L, M, N и далее.



Датский физик Бор
Нильс-Хенрик-Давид
(7.10.1885 - 18.11.1962)





s- и p- орбитали

Согласно принципу неопределенности Гейзенберга, точно определить местонахождение электрона в любой определенный момент времени невозможно. Однако можно указать вероятность этого. Область пространства, в которой вероятность нахождения электрона наиболее высока, называется орбиталью. Электроны могут занимать 4 орбитали разных типов, которые называются **s-** (*sharp* – резкая), **p-** (*principal* – главная), **d-** (*diffuse* – диффузная) и **f-** (*fundamental* – базовая) орбитали.



Электронные орбитали атома:

s-орбиталь имеет сферическую форму,

p-орбиталь – форму гантели,

d-орбиталь – форму двух гантелей, перекрещивающихся в двух узловых взаимно перпендикулярных плоскостях,

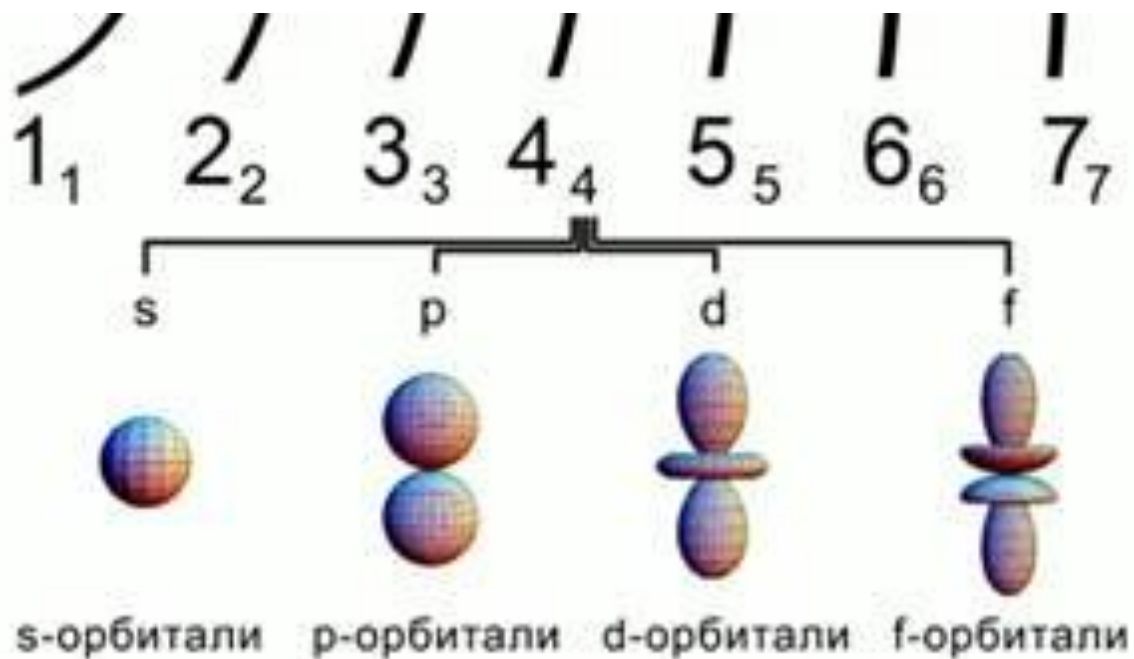
f-орбитали имеют более сложную форму

s-подоболочка состоит из одной **s-орбитали**,

p-подоболочка – из 3 **p-орбиталей**,

d-подоболочка – из 5 **d-орбиталей**,

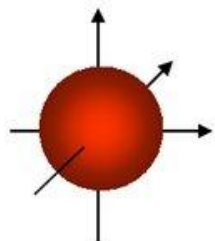
f-подоболочка – из 7 **f-орбиталей**.



m – магнитное квантовое число, характеризует разрешенные ориентации электронного облака в пространстве (его положение). Принимает целочисленные значения в пределах от $-l$ до $+l$ включительно.

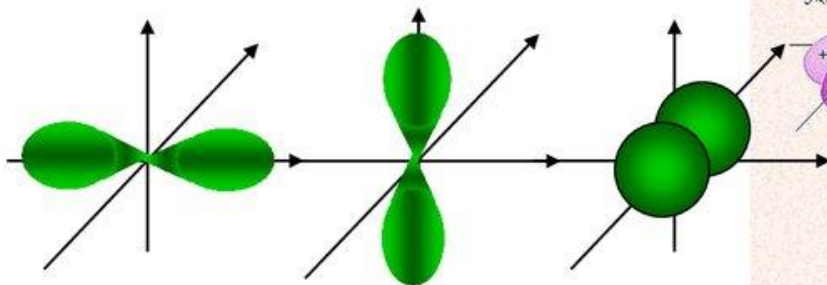
$l=0, m=0$

s -орбиталей - 1 на каждом уровне



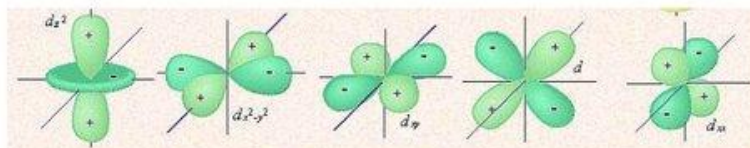
$l=1, m = -1, 0, +1$

p -орбиталей - 3 на каждом уровне



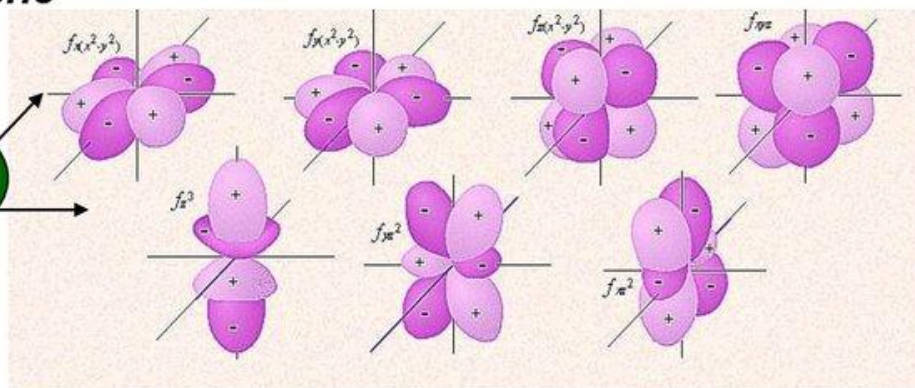
$l=2, m = -2, -1, 0, +1, +2,$

d -орбиталей - 5 на каждом уровне

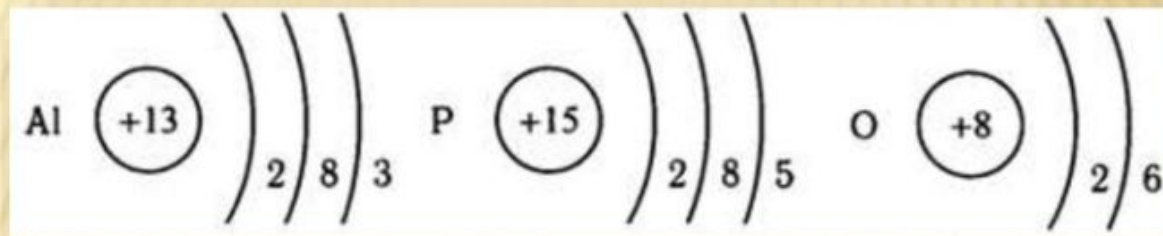


$l=3, m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3,$

f -орбиталей - 7 на каждом уровне



Схему расположения электронов по электронным слоям, или энергетическим уровням, называют электронной схемой (электронной конфигурацией) атома.



Группы химических элементов

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	H 1,00794 ВОДОРОД								He 4,00260 ГЕЛИЙ	
II	Li 6,941 ЛИТИЙ	Be 9,01218 БЕРИЛЛИЙ	B 10,811 БОР	C 12,011 УГЛЕРОД	N 14,0067 АЗОТ	O 15,9994 КИСЛОРОД	F 18,9984 ФТОР		Ne 20,179 НЕОН	
III	Na 22,9897 НАТРИЙ	Mg 24,305 МАГНИЙ	Al 26,9815 АЛЮМИНИЙ	Si 28,0855 КРЕМНИЙ	P 30,9737 ФОСФОР	S 32,066 СЕРА	Cl 35,453 ХЛОР		Ar 39,948 АРГОН	
IV	K 39,0983 КАЛИЙ	Ca 40,078 КАЛЬЦИЙ	21 Sc 44,9559 СКАНДИЙ	22 Ti 47,88 ТИТАН	23 V 50,9415 ВАНАДИЙ	24 Cr 51,9961 ХРОМ	25 Mn 54,9380 МАРГАНЕЦ	26 Fe 55,847 ЖЕЛЕЗО	27 Co 58,9332 КОБАЛЬТ	28 Ni 58,6934 НИКЕЛ

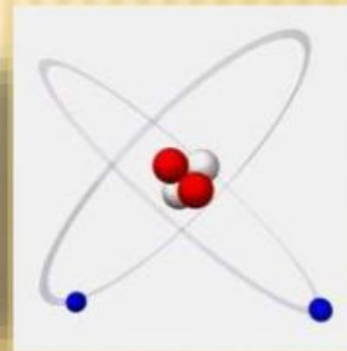
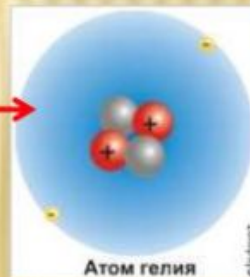


ОБЪЕДИНИМ ВСЕ ЗНАНИЯ:

Строение электронной оболочки атома

Мы выяснили, что **атом** состоит из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов, которые образуют электронную оболочку. **Электронная оболочка атома** – это совокупность всех электронов данного атома.

Электронная оболочка атома



Рассмотрим, как распределяются электроны вокруг ядра атома. Условно можно представить, что электроны, образующие электронную оболочку атома, размещаются вокруг ядра электронными слоями (одни ближе к ядру, другие – дальше) и обладают различным запасом энергии. Чем ближе к ядру расположены электроны, тем прочнее их связь с ядром, но меньше запас энергии. По мере удаления от ядра атома сила притяжения электрона к ядру уменьшается, а запас энергии увеличивается. Каждый слой состоит из электронов с близкими значениями энергии, поэтому слои электронов называют энергетическими уровнями.

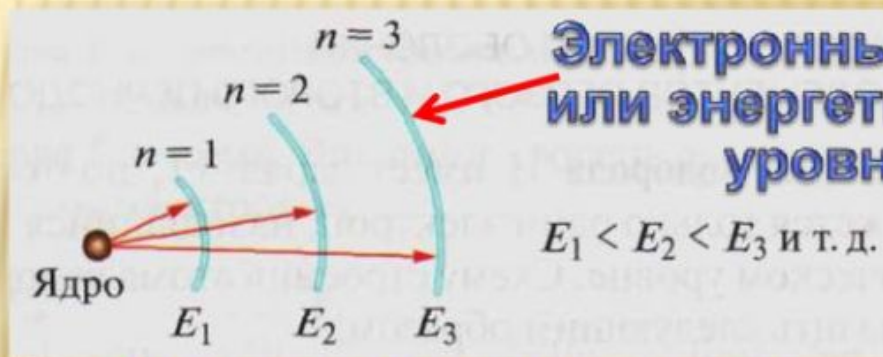


Электронный слой, или энергетический уровень, – это совокупность электронов с близкими значениями энергии (E).

Номер энергетического уровня (n) обозначают цифрами 1, 2, 3, 4, 5...:

n 1 2 3 4 5 6 7

Сила притяжения электрона к ядру уменьшается, а запас энергии увеличивается



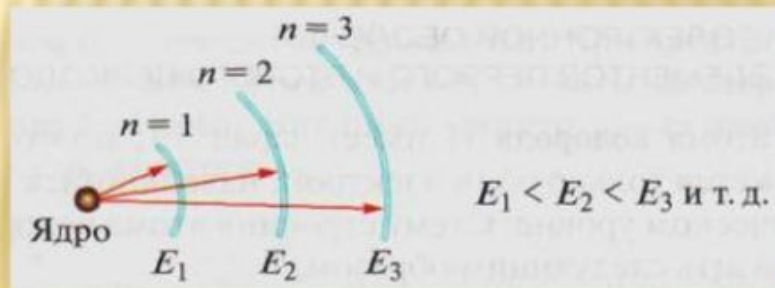
Энергетическая схема электронных слоев



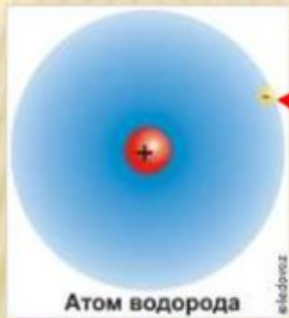
Электроны **внешнего энергетического уровня** обладают максимальным запасом энергии и наименее прочной связью с ядром.

Максимальное число электронов, которые могут находиться на том или ином энергетическом уровне, определяется по формуле: $N = 2n^2$, где N – максимальное число электронов на уровне; n – номер энергетического уровня.

Следовательно, **на первом энергетическом уровне** ($n = 1$) может находиться **не более двух электронов** ($2 \cdot 1^2 = 2$); **на втором** ($n = 2$) – **не более восьми** ($2 \cdot 2^2 = 8$); **на третьем** ($n = 3$) – **не более восемнадцати** ($2 \cdot 3^2 = 18$) и т. д. Кроме того, установлено, что **на внешнем энергетическом уровне** может находиться **не более восьми электронов**.



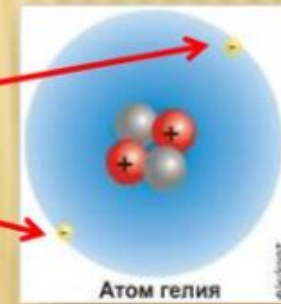
Если энергетический уровень содержит максимально возможное число электронов, то его называют **завершённым**. Энергетические уровни, не содержащие максимального числа электронов, называют **незавершёнными**. На первом энергетическом уровне **максимально** может быть только **два электрона**.



Энергетический уровень незавершён



Энергетический уровень завершён



Теперь мы можем составить упрощённые **схемы строения электронных оболочек атомов** (соотношения размеров ядра и атома на схемах не соблюдены), руководствуясь следующими правилами:

1. **Общее число электронов** в атоме равно заряду ядра атома, т. е. атомному номеру элемента.

2. **Максимальное число электронов** на каждом энергетическом уровне равно $2n^2$.

3. На внешнем энергетическом уровне может находиться **не более восьми** электронов, а на первом – **не более двух** электронов.

		Группы			
		I	II	III	IV
Периоды	I	H 1,00794 ВОДОРОД			
	II	Li 6,941 ЛИТИЙ	Be 9,01218 БЕРИЛЛИЙ	B 10,811 БОР	C 12,011 УГЛЕРОД
	III	Na 22,9897 НАТРИЙ	Mg 24,305 МАГНИЙ	Al 26,9815 АЛЮМИНИЙ	Si 28,0855 КРЕМНИЙ

Число электронов на внешнем энергетическом уровне совпадает с номером группы

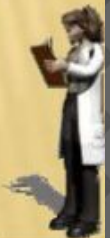
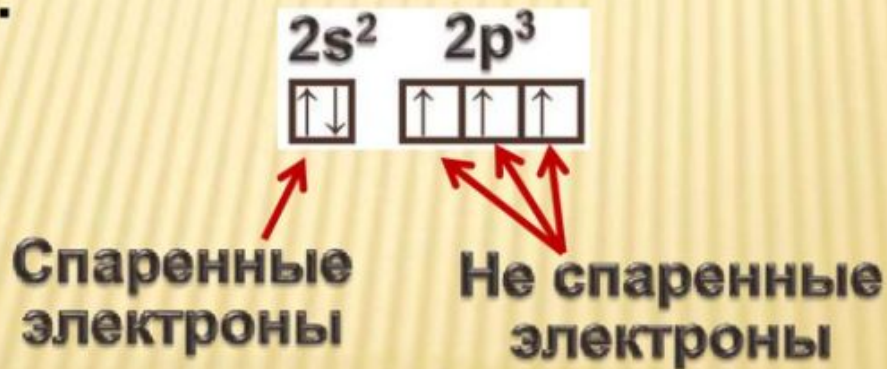
Энергетические уровни

Число энергетических уровней совпадает с номером периода

В каждой орбитали может находиться не более 2-х электронов – принцип Паули.

Если в орбитале находится один электрон, то он называется **не спаренным**, если 2 – то это **спаренные** электроны.

Орбитали (изображают квадратиками) данного подуровня заполняются электронами (изображают стрелками – первая вверх, а вторая – вниз) сначала по одному, а затем по второму:



Электронные орбитали атома (форма, количество и максимальное заполнение электронами)

№ периода	Орбитали	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
		В подуровне	В уровне	На подуровне	На уровне
I	1s 	□	1	2	2
II	2s 	□	4	2	8
	2p 	□ □ □		6	
III	3s 	□	9	2	18
	3p 	□ □ □		6	
	3d 	□ □ □ □ □		10	
IV	4s 	□	16	2	32
	4p 	□ □ □		6	
	4d 	□ □ □ □ □		10	
	4f 	□ □ □ □ □ □ □		14	



Последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней:

№ периода	1	2	3	4
Заполнение подуровней	1s	2s2p	3s3p	4s 3d 4p

№ периода	5	6	7
Заполнение подуровней	5s 4d 5p	6s 4f5d 6p	7s 5f6d 7p



**Практическая работа
«Строение
электронных
оболочек атомов»»**