

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА
www.calc.ru



Д.И. Менделеев
1834-1907

СТУПЕНЬ
ОКСИДАЦИИ

ПОРЯДОКОВЫЙ
НОМЕР

НАИБОЛЬШАЯ
ЭЛЕКТРОННАЯ
ОТНОСИТЕЛЬНАЯ
АТОМНАЯ МАССА

ПРЕДЕЛЕНИЕ
ЭЛЕКТРОНОВ
ПО СПИРАЛИ

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

Период	Группы	Группы элементов																		
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII											
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	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	7	Fr	Ra	Ac	Rf	Mn	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og			

Высшие окислы: R_2O , RO , R_2O_3 , RO_2 , R_2O_5 , RO_3 , R_2O_7
 Низшие окислы: RH_4 , RH_3 , H_2R , HR

Лантаноиды: La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu

Актинοиды: Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

КАРТАШОВА Л.А., УЧИТЕЛЬ ХИМИИ МБОУ «СОШ №27 С УИОП» Г БАЛАКОВО

ПЛАН ЛЕКЦИИ:

- Открытие Периодического закона.
- Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева в свете теории строения веществ.
- Малые и большие периоды, группы и подгруппы периодической системы.
- Причины периодического закона Д.И. Менделеева.
- СТРОЕНИЕ АТОМА

Открытие Периодического закона

В основу своей классификации химических элементов Д. И. Менделеев положил два их основных и постоянных признака:

- **величину атомной массы**
- **свойства образованных химическими элементами веществ.**

При этом он обнаружил, что свойства элементов в некоторых пределах *изменяются линейно* (монотонно усиливаются или ослабевают), затем **после резкого скачка повторяются периодически**, т.е. через определённое число элементов встречаются сходные.

Первый вариант Периодической таблицы

На основании своих наблюдений 1 марта 1869 г. Д.И. Менделеев сформулировал периодический закон, который в начальной своей формулировке звучал так:

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

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ,
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

			Tl=50	Zr= 90	?=180.
			V=51	Nb= 94	Ta=182.
			Cr=52	Mo= 98	W=186.
			Mn=55	Rh=104,4	Pt=197,4
			Fe=56	Ru=104,4	Ir=198.
			Ni=Co=59	Pt=106,4	Os=199.
H=1			Cu=63,4	Ag=108	Hg=200.
Be= 9,4	Mg=24	Zn=65,2	Cd=112		
B=11	Al=27,4	?=68	Ur=116	Au=197?	
C=12	Si=28	?=70	Sn=118		
N=14	P=31	As=75	Sb=122	Bi=210?	
O=16	S=32	Se=79,4	Te=128?		
F=19	Cl=35,5	Br=80	I=127		
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4	Cs=133	Tl=204.
		Ca=40	Sr=87,4	Ba=137	Pb=207.
		?=45	Ce=92		
		?Er=56	La=94		
		?Yt=60	Di=96		
		?In=75,6	Th=118?		

Периодический закон Д.И. Менделеева

При переходе от **лития** к **фтору** происходит закономерное ослабление металлических свойств и усиление неметаллических.

При переходе от **фтора** к следующему по значению атомной массы элементу **натрию** происходит скачок в изменении свойств (**Na** повторяет свойства **Li**)

Если написать ряды один под другим так, чтобы под **литием** находился **натрий**, а под **неоном** – **аргон**, то получим следующее расположение элементов:

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

При таком расположении в вертикальные столбики попадают элементы, сходные по своим свойствам.

Периодический закон Д.И. Менделеева

Только с открытием **строения атомного ядра** и установлением физического смысла порядкового номера элемента стало понятно, что в Периодической системе элементы расположены ***в порядке увеличения положительного заряда их атомных ядер.***

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Современная трактовка Периодического закона звучит следующим образом:

Свойства химических элементов и образуемых ими соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер.

Периоды

Периоды - горизонтальные ряды химических элементов, всего 7 периодов. Периоды делятся на малые (I,II,III) и большие (IV,V,VI), VII-незаконченный.

Каждый период (за исключением первого) начинается типичным металлом (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и заканчивается благородным газом (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), которому предшествует типичный неметалл.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетические уровни	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а			
1	1	H водород 1,008	1															He гелий 4,003	2
2	2	Li литий 6,941	3	Be бериллий 9,0122	4	B бор 10,811	5	C углерод 12,011	6	N азот 14,007	7	O кислород 15,999	8	F фтор 18,998	9			Ne неон 20,179	10
3	3	Na натрий 22,99	11	Mg магний 24,312	12	Al алюминий 26,982	13	Si кремний 28,086	14	P фосфор 30,974	15	S сера 32,064	16	Cl хлор 35,453	17			Ar аргон 39,948	18

www.calc.ru



Д.И. Менделеев

1834-1907

Группы

Группы - вертикальные столбцы элементов с одинаковым числом электронов на внешнем электронном уровне, равным номеру группы.

Различают **главные (А)** и **побочные подгруппы (Б)**.

Главные подгруппы состоят из элементов малых и больших периодов.

Побочные подгруппы состоят из элементов только больших периодов.

Г Р У П П Ы						
II		III		IV		
а	б	а	б	а	б	
Be БЕРИЛЛИЙ 4,0122	4	B БОР 10,811	5	C УГЛЕРОД 12,011	6	N АЗОТ 14,007
Mg МАГНИЙ 24,312	12	Al АЛЮМИНИЙ 26,982	13	Si КРЕМНИЙ 28,086	14	P ФОСФОР 30,974
Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	20	Sc СКАНДИЙ 44,956	21	Ti ТИТАН 47,88	22	V ВАНАДИЙ 50,942
Zn ЦИНК 65,37	30	Ga ГАЛЛИЙ 69,72	31	Ge ГЕРМАНИЙ 72,59	32	As АРСЕН 74,922
Sr СТРОНЦИЙ 87,62	38	Y ИТРИЙ 88,906	39	Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	40	Nb НИОБИЙ 92,906
Cd КАДМИЙ 112,41	48	In ИНДИЙ 114,82	49	Sn ОЛОВО 118,69	50	Sb СУРЬ 121,76
Ba БАРИЙ 137,34	56	57-71 ЛАНТАНОИДЫ		Hf ГАФНИЙ 178,49	72	Ta ТАНТАЛ 180,948
Hg РУТУТЬ 200,59	80	Tl ТАЛЛИЙ 204,37	81	Pb СВИНЕЦ 207,19	82	Bi ВИСМУТ 208,98
Ra РАДИЙ [226]	88	89-103 АКТИНОИДЫ		Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	104	105 [262]
RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅
				RH ₄		
Л А Н Т						
Pr ПРОМИТТИЙ 140,908	60	Nd НЕОДИМ 144,24	61	Pm ПРОМЕТИЙ [145]	62	Sm САМАРИЙ 150,4
А К Т						
Pa ПРОТАКТИНИЙ [231]	92	U УРАН 238,03	93	Np НЕПТУНИЙ [237]	94	Pu ПЛУТОНИЙ [244]

Электроотрицательность

Электроотрицательность - это способность атома притягивать электронную плотность.

ЭО в периоде увеличивается с возрастанием заряда ядра химического элемента (**слева направо**).

В группе с увеличением числа электронных слоев **ЭО** уменьшается (**сверху вниз**).

Самым **ЭО** элементом является фтор (F),
а наименее **ЭО** – франций (Fr).

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ АТОМОВ

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Окислительно-восстановительные свойства

Восстановительные свойства атомов - способность терять электроны при образовании химической связи.

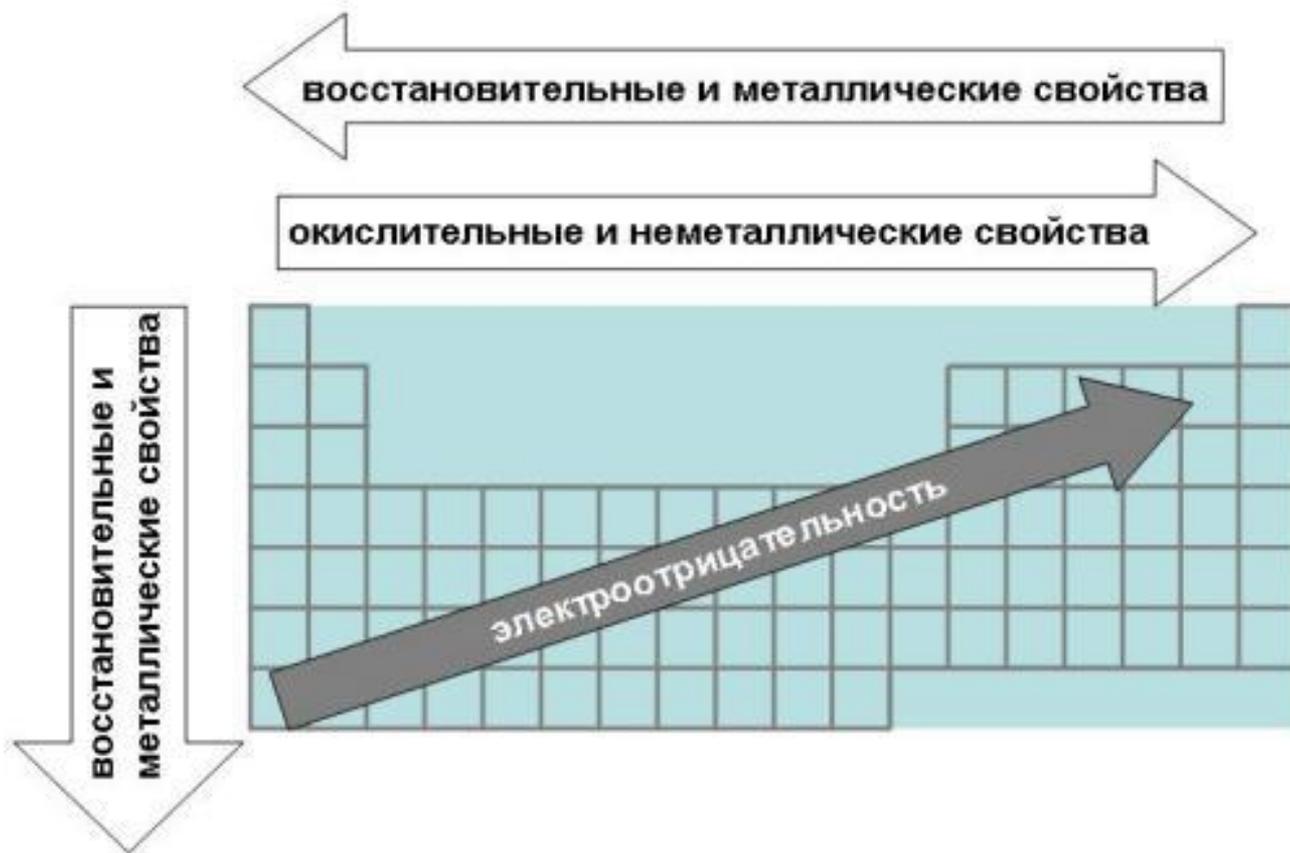
Окислительные свойства атомов - способность принимать электроны.

Окислительно-восстановительные свойства

Металлические (восстановительные) свойства простых веществ элементов главных подгрупп возрастают, в периодах – убывают.

Неметаллические (окислительные) – наоборот, в главных подгруппах убывают, а в периодах – возрастают.

ИЗМЕНЕНИЕ СВОЙСТВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ



ПЕРЕХОНЫЕ МЕТАЛЛЫ

Переходные металлы (переходные элементы) — элементы побочных подгрупп ПСХЭ (d- и f-элементы).

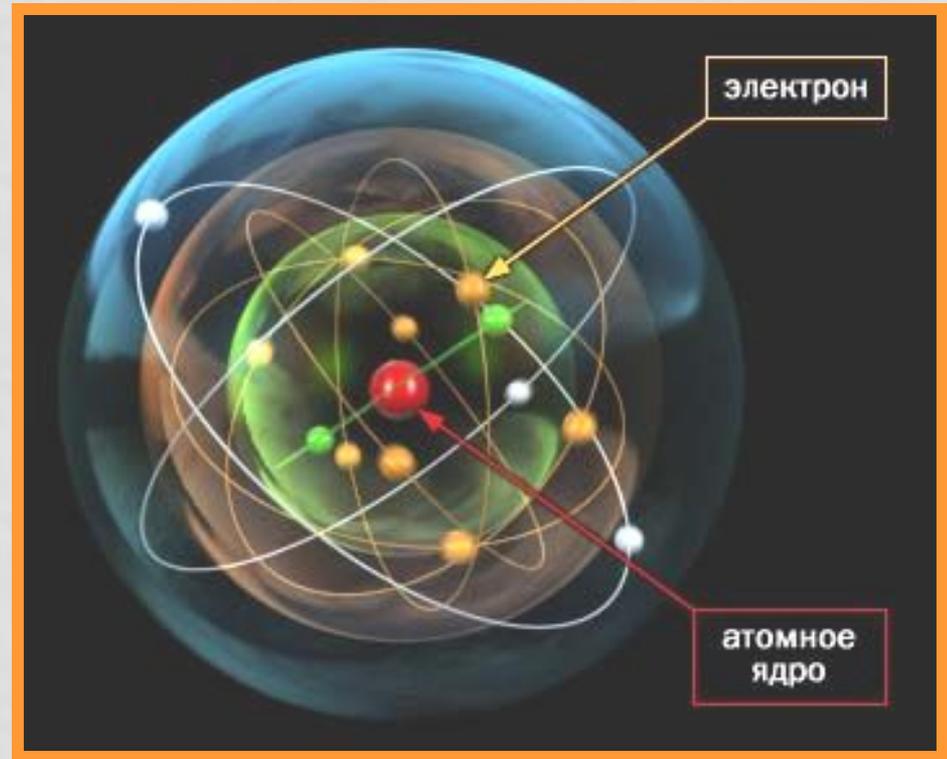
H																He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	As	Rn
Fr	Ra	Ac															

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

- Число энергетических уровней атома = номеру периода, в котором находится элемент.
- Число внешних электронов = номеру группы, в котором находится элемент. (*Для элементов главных подгрупп*)

СТРОЕНИЕ АТОМА

1911 г Английский ученый Эрнест Резерфорд предложил **планетарную модель атома**

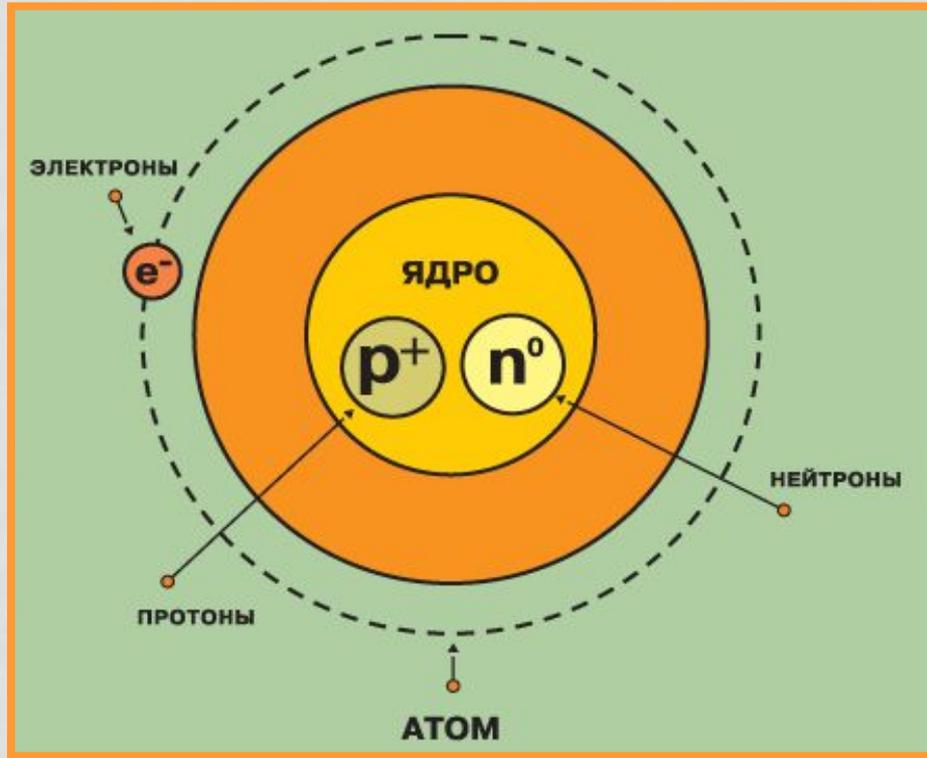


1. В центре атома находится положительно заряженное ядро.

2. Весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядре.

3. Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов (нуклонов).

4. Вокруг ядра по замкнутым орбитам вращаются электроны.



Частица	Заряд	Массовое число
Электрон e^-	-1	0
Протон p^+	+1	1
Нейтрон n^0	0	1

Химический элемент – это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Заряд ядра = **Число протонов в ядре** = **Число электронов \bar{e}** =

Порядковый номер элемента в ПС

порядковый номер →

12 Mg

Заряд ядра

$Z = +12$

Число протонов

$p^+ = 12$

Число электронов

$\bar{e} = 12$

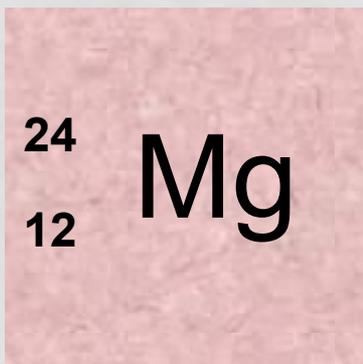
Во атомах одного химического элемента число протонов p^+ всегда одинаково (равно заряду ядра Z), а число нейтронов N бывает разным.

Число протонов + число нейтронов = массовое число (A)

Число нейтронов
 $N = A - Z$

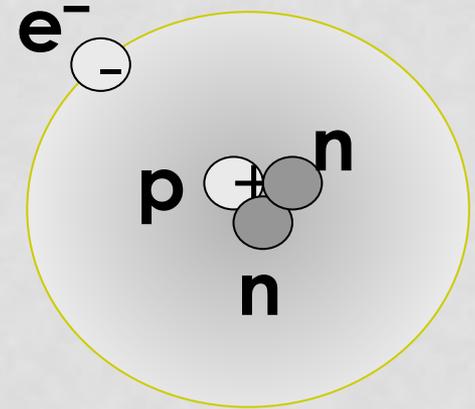
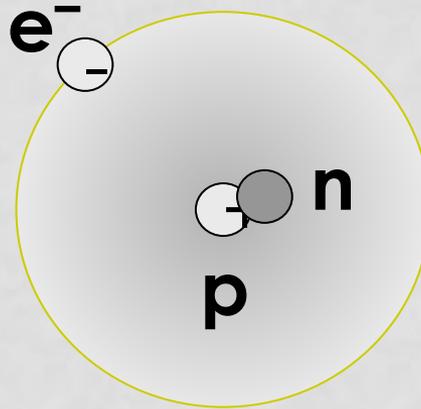
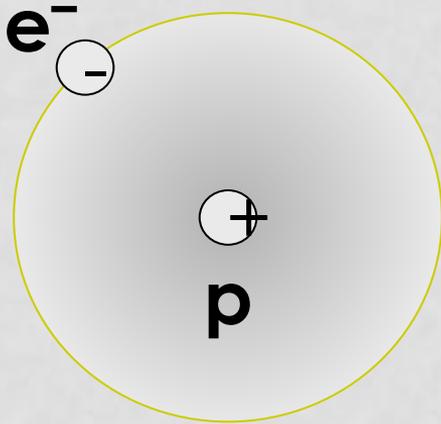
Массовое число -

Атомный номер -



$$N = 24 - 12 = 12$$

Атомы элемента, имеющие один и тот же заряд ядра, но разные массы, называются **ИЗОТОПАМИ**.

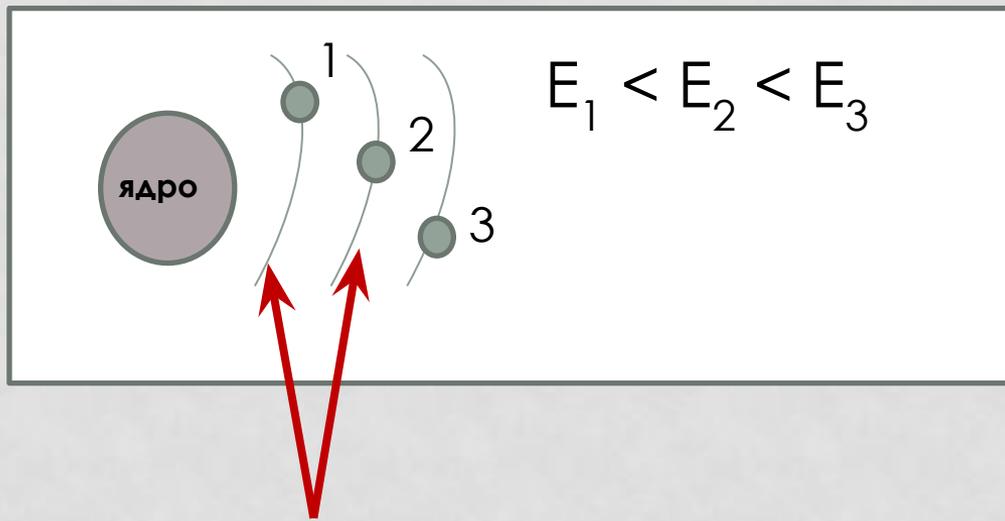


Изотопы водорода		Водород ^1H	Дейтерий ^2D	Тритий ^3T
Число протонов (Z)	<i>одинаковое</i>	1	1	1
Число нейтронов N	<i>разное</i>	0	1	2
Массовое число A	<i>разное</i>	1	2	3

ЭЛЕКТРОННАЯ ОБОЛОЧКА

Электронная оболочка - совокупность всех электронов в атоме, окружающих ядро.

- **Электрон** в атоме находится в связанном состоянии с ядром и **обладает энергией**, которая определяет **энергетический уровень (электронный слой)** на котором находится электрон. Чем выше уровень, и тем слабее связь с ядром.
- **Электрон не может** обладать такой энергией, чтобы **находиться между энергетическими уровнями**.



Электронные слои (энергетические уровни - n) – совокупность электронов с близкими значениями энергии

Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода, в котором располагается атом

Каждый энергетический уровень состоит из подуровней: **s**, **p**, **d**, **f**.

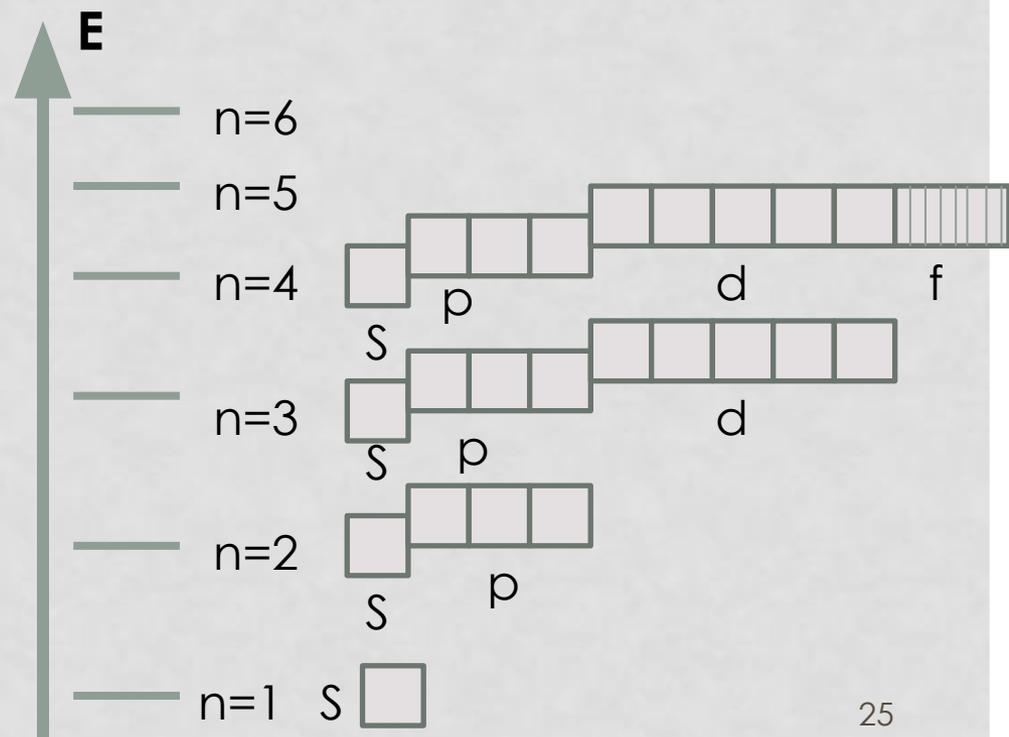
Число подуровней на уровне равно номеру уровня.

Каждый подуровень состоит из орбиталей,
на которых может быть не более 2

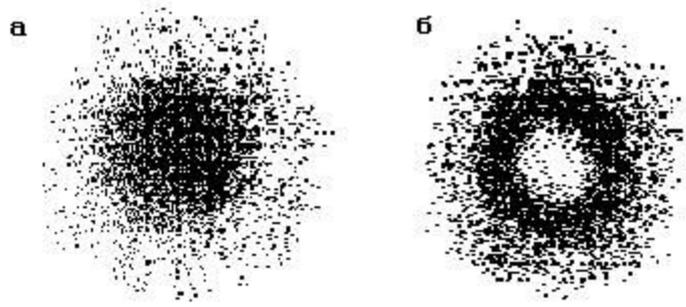
электронов.

Число орбиталей на уровне - n^2

Максимальное число электронов на энергетическом уровне определяется по формуле $N=2n^2$

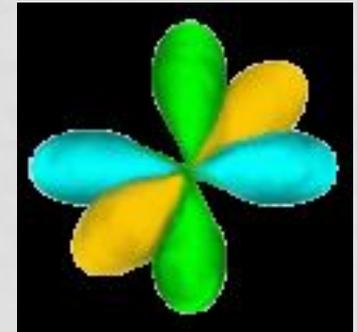


ФОРМА ЭЛЕКТРОННЫХ ОБЛАКОВ (ОРБИТАЛЕЙ)

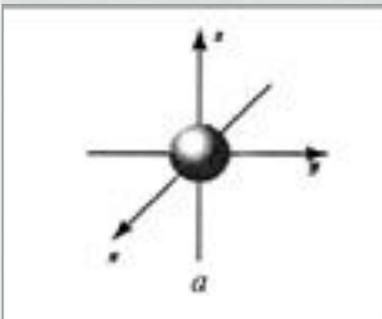


- **Электронная орбиталь** - область наиболее вероятного местонахождения электрона в пространстве

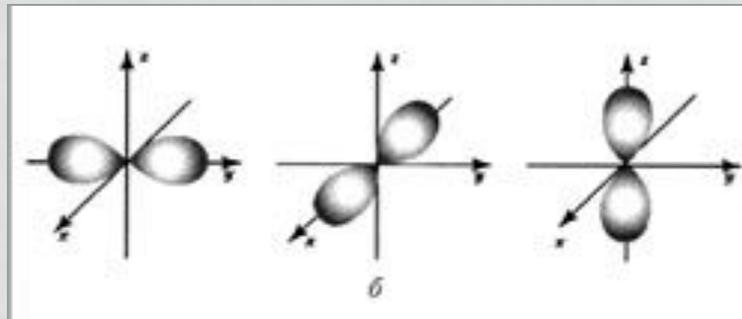
- Электроны **S – подуровня** при движении вокруг ядра образуют сферическое электронное облако
- **p – подуровня** образуют три электронных облака в форме объёмной восьмёрки



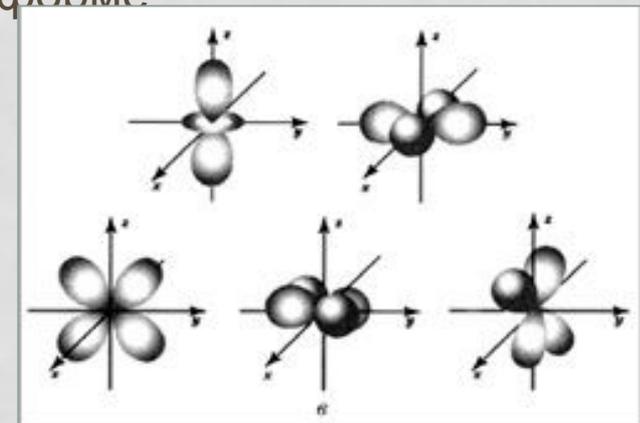
f – облако



S – облако



p – облака

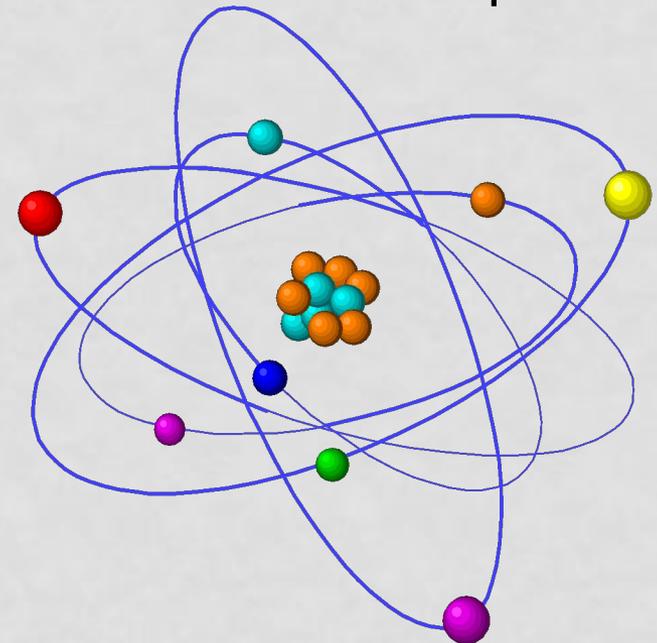


d - облака

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО УРОВНЯМ

- **$N=2n^2$** формула для вычисления максимального количества электронов на энергетических уровнях, где **n** -номер уровня.

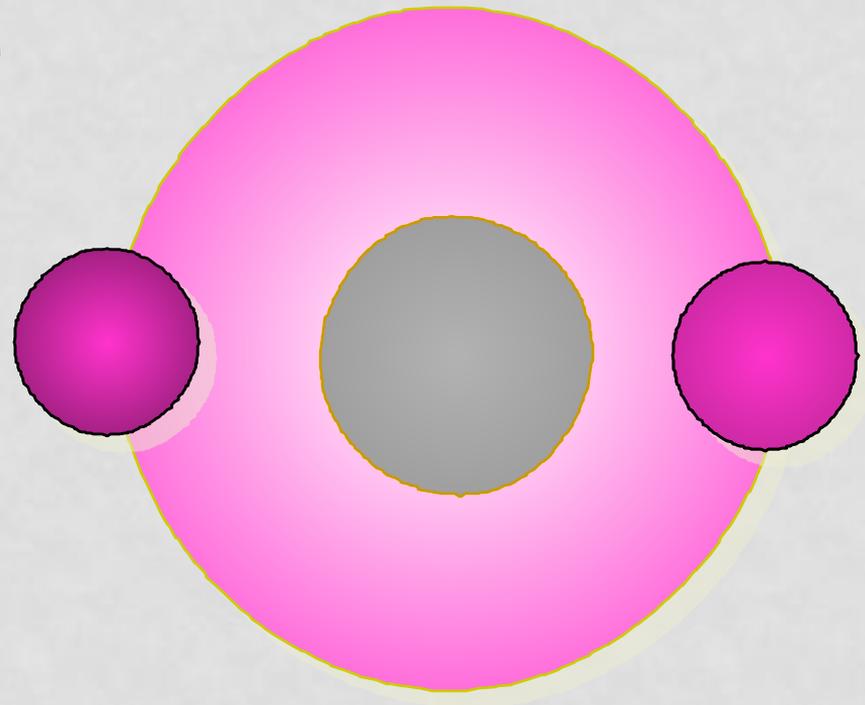
- **1^й** уровень - **2** электрона.
- **2^й** уровень - **8** электронов.
- **3^й** уровень - **18** электронов.
- **4^й** уровень - **32** электрона.



- **Энергетические уровни**, содержащие максимальное число электронов, называются **завершенными**. Они обладают повышенной устойчивостью и стабильностью
- Энергетические уровни, содержащие меньшее число электронов, называются **незавершенными**
- $n=1$ – 1 подуровень (S), 2 электрона
- $n=2$ – 2 подуровня (S, p), 8 электронов
- $n=3$ – 3 подуровня (S, p, d), 18 электронов
- $n=4$ – 4 подуровня (S, p, d, f), 32 электрона

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО УРОВНЯМ

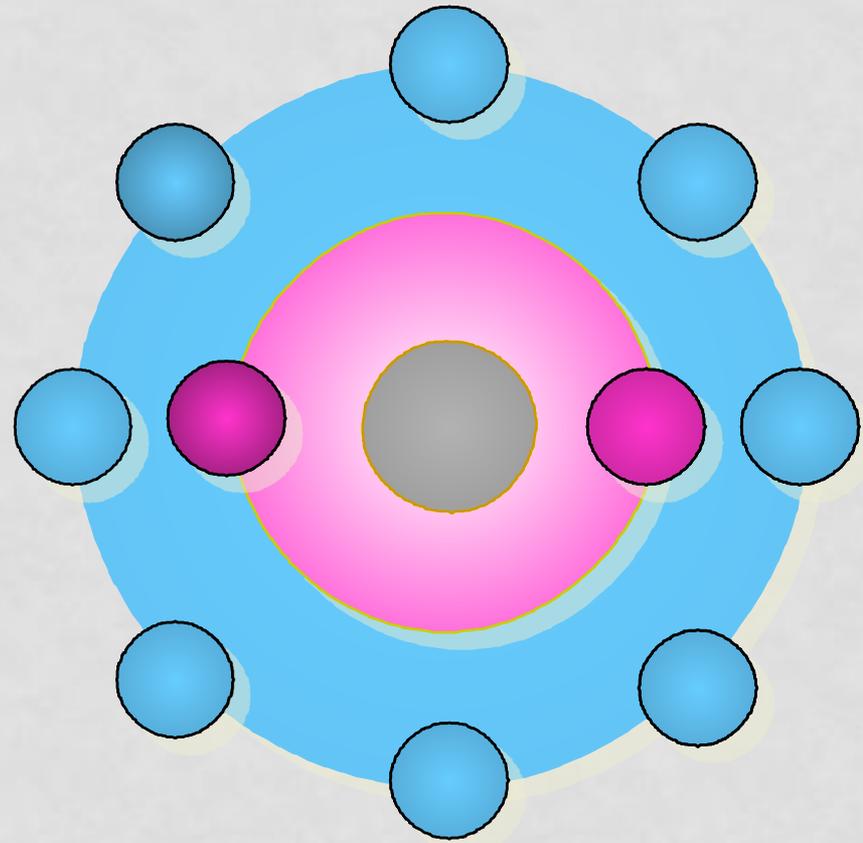
1 уровень: $2\bar{e}$



РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО УРОВНЯМ

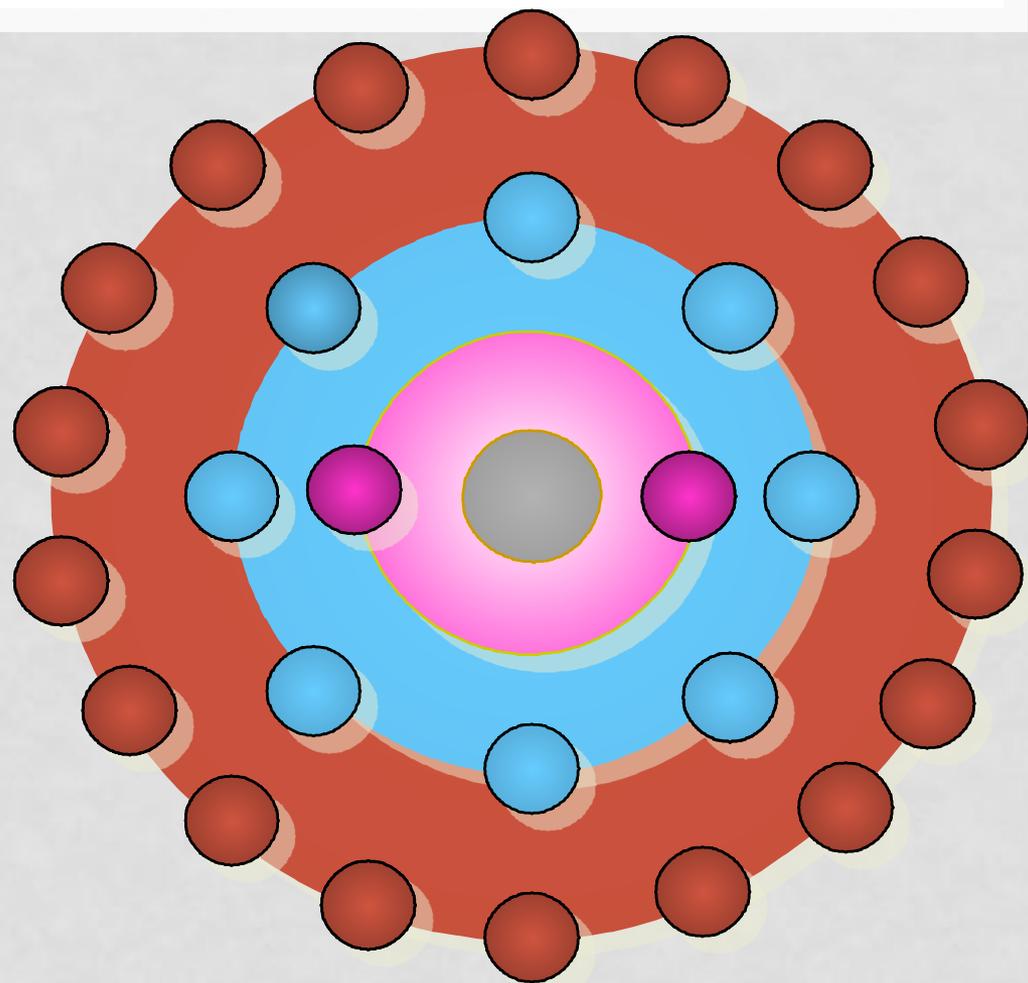
1 уровень: $2\bar{e}$

2 уровень: $8\bar{e}$

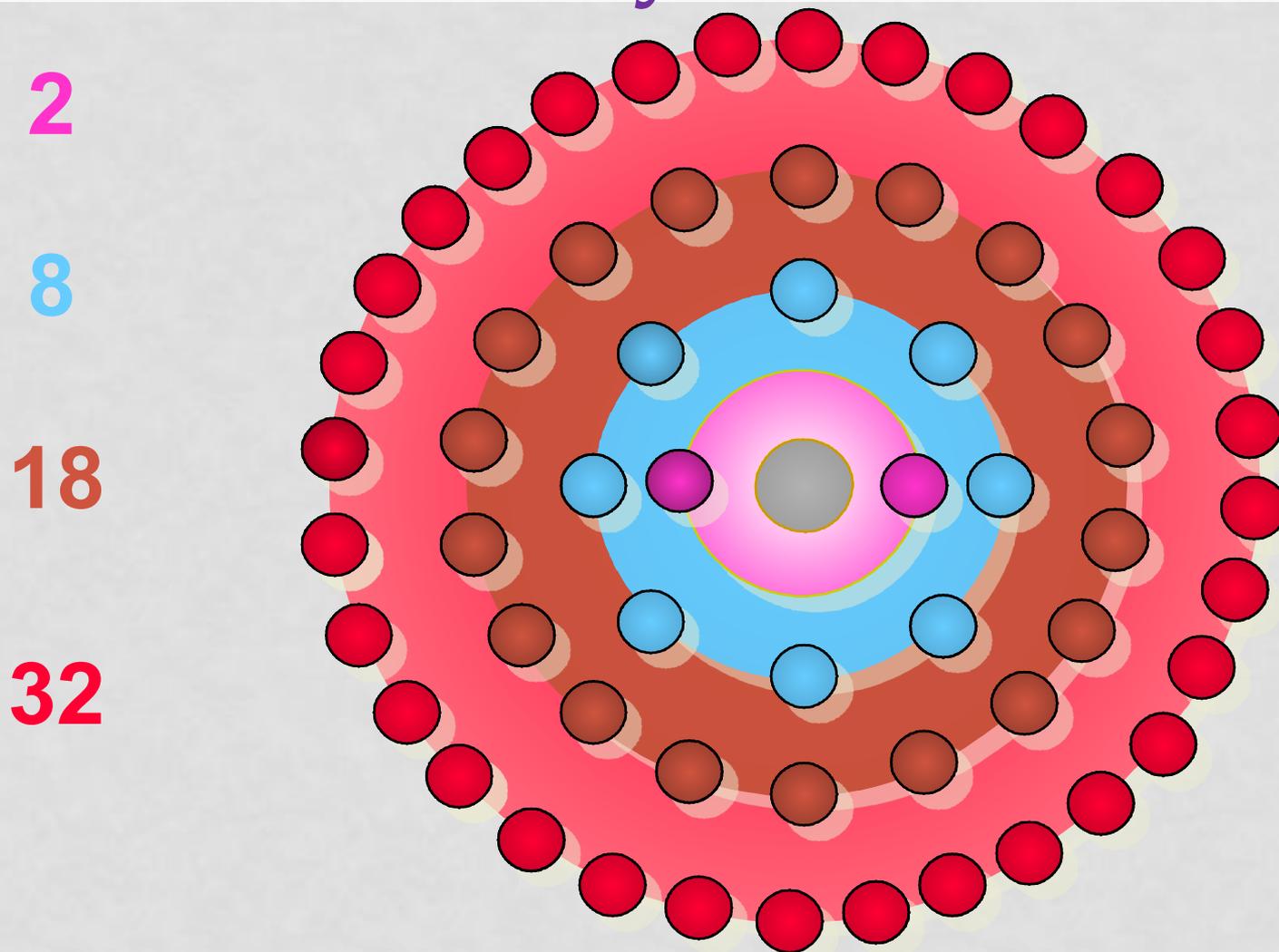


РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО УРОВНЯМ

1 уровень-2
2 уровень-8
3 уровень-18



РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО УРОВНЯМ



КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

Состояние каждого электрона в атоме обычно описывают с помощью четырех квантовых чисел:

- **главного (n),**
- **орбитального (l),**
- **магнитного (m) и**
- **спинового (s).**

Первые три характеризуют движение электрона в пространстве, а четвертое - вокруг собственной оси.

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

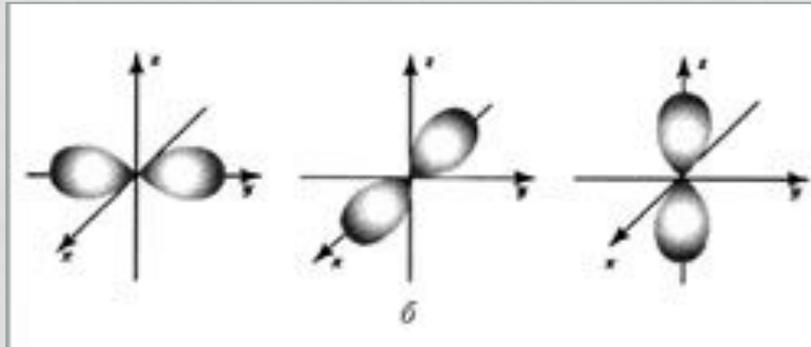
- **1. Главное квантовое число n**
определяет степень его удаления от
ядра (**номер энергетического уровня**);
- $n = 1, 2, 3, \dots$

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

- **2. Орбитальное (побочное) квантовое число l** определяет форму атомной орбитали.
- Каждому значению l соответствует орбиталь особой формы.
- $l = 0$ - s-орбиталь, $l = 1$ - p-орбиталь, $l = 2$ - d-орбиталь, $l = 3$ - f-орбиталь

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

- 3. Магнитное квантовое число m определяет ориентацию орбитали в пространстве
- 3 типа p -АО: p_x , p_y , p_z .



КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

- **4. Спиновое квантовое число S** может принимать лишь два возможных значения **$+1/2$ и $-1/2$** .
- Они соответствуют двум возможным и противоположным друг другу направлениям собственного магнитного момента электрона, называемого **СПИНОМ**.
- Для обозначения электронов с различными спинами используются символы: \uparrow и \downarrow .

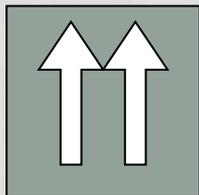
ЗАПОЛНЕНИЕ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ ЭЛЕКТРОНАМИ

- При заполнении атомных орбиталей электронами соблюдаются **три** основные правила.
- **Принцип Паули.**
- **Правило Хунда.**
- **Принцип устойчивости Клечковского.**

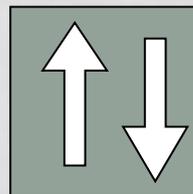
ПРАВИЛА ЗАПОЛНЕНИЯ ЭНЕРГЕТИЧЕСКИХ УРОВНЕЙ

- **Запрет Паули**

На одной АО могут находиться не более, чем два электрона, которые должны иметь различные спиновые квантовые числа.



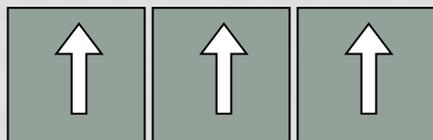
Запрещено!



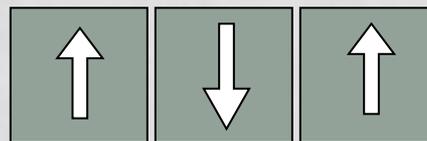
Разрешено

ЗАПОЛНЕНИЕ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ ЭЛЕКТРОНАМИ

- **Принцип Хунда:**
- Устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально



Разрешено



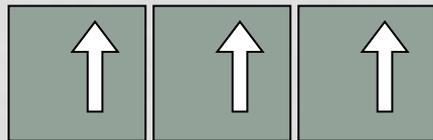
Запрещено!

ПРАВИЛА ЗАПОЛНЕНИЯ ЭНЕРГЕТИЧЕСКИХ УРОВНЕЙ

- **Правило Хунда**

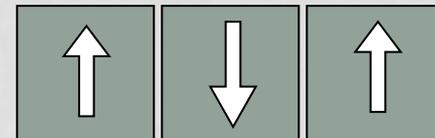
Если, необходимо распределить три электрона, то они будут располагаться каждый в отдельной ячейкев этом случае суммарный спин равен $+3/2$, поскольку его проекция равна

$$m_s = +1/2 + 1/2 + 1/2 = +3/2 .$$



Разрешено

$$m_s = +1/2 - 1/2 + 1/2 = +1/2$$



**Запрещен
о!**

ЗАПОЛНЕНИЕ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ ЭЛЕКТРОНАМИ

- **Принцип устойчивости Клечковского.**

АО заполняются электронами в порядке повышения их энергетических уровней.

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d

В первую очередь заполняются те орбитали, у которых **min** сумма **(n+l)**. При равных суммах **(n+l)** заполняются те, у которых **n** **меньше**

- $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d \dots$
- $4s (4+0=4)$

ФОРМУЛЫ АТОМОВ

1. Схема электронного строения

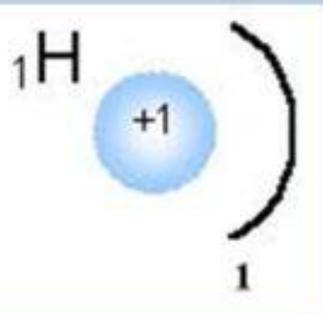


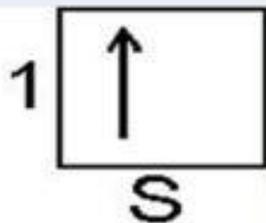
Схема электронного строения атомов показывают распределение электронов по энергетическим уровням

2. Электронная формула

$1s^1$, где s-обозначение подуровня; 1 - число электронов

Электронные формулы атомов показывают распределение электронов по энергетическим подуровням

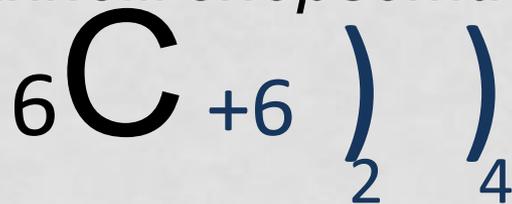
3. Электронно-графическая формула



Электронно-графические формулы атомов показывают распределение электронов по орбиталям и спины электронов

СХЕМА ЭЛЕКТРОННОГО СТРОЕНИЯ

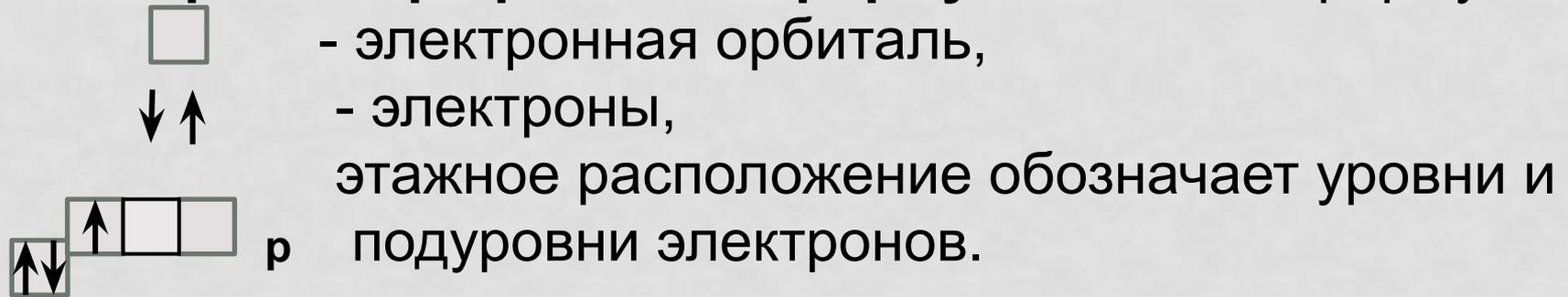
- **Пример:** Углерод ${}_6\text{C}$ №6, период II, группа IVA
- его атом имеет заряд ядра +6, общее число $\bar{e} - 6$, два энергетических уровня (в *схеме* изображают скобками, под ними пишут число электронов на данном энергетическом уровне):



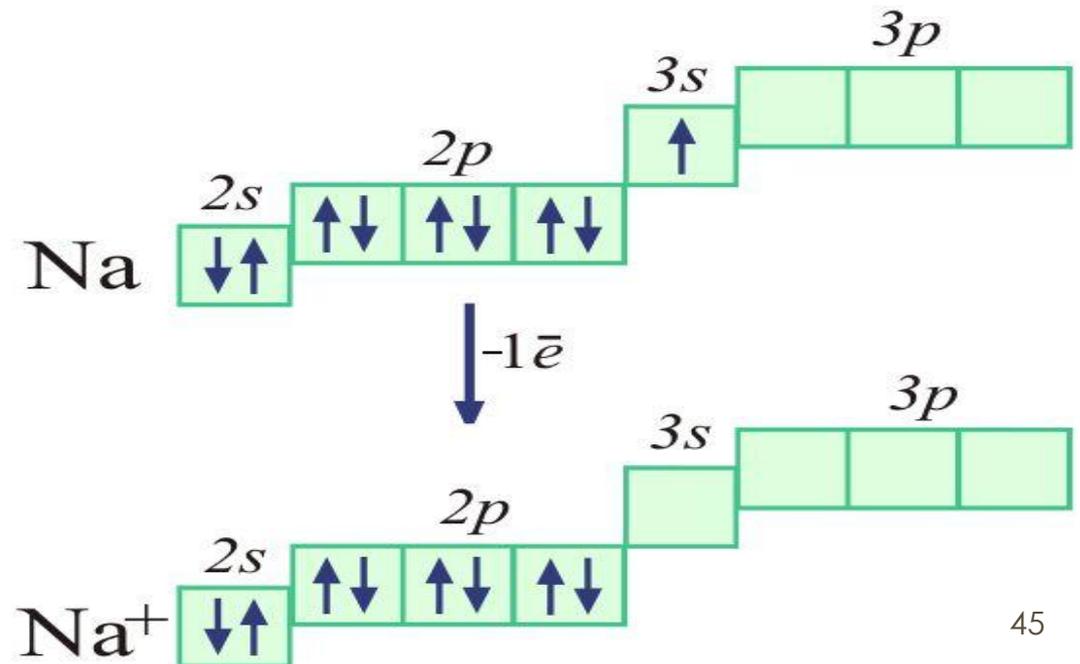
Электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^2$

ЭЛЕКТРОННО-ГРАФИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ

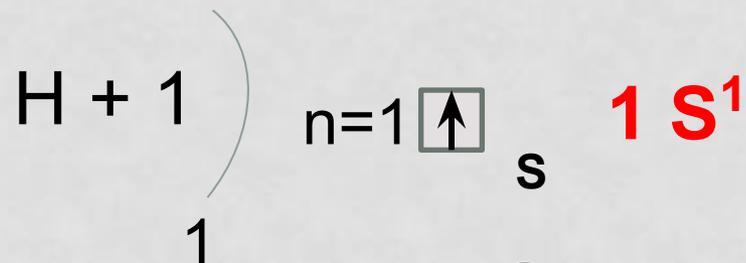
Строение атомов принято изображать при помощи **электронно-графических формул**. На таких формулах



На этой схеме показано строение 2-го и 3-го электронных уровней атома Na и превращение его в ион Na⁺:



АЛГОРИТМ СОСТАВЛЕНИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ ФОРМУЛ.



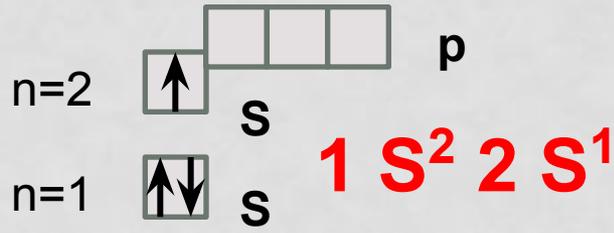
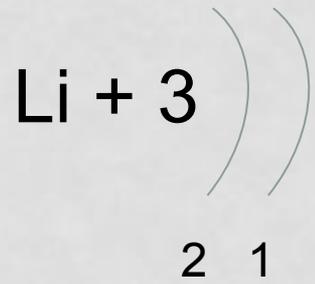
Одиночный электрон на
незавершенной оболочке



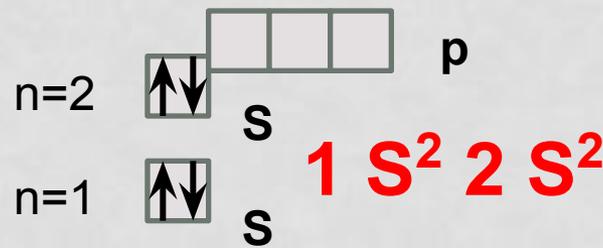
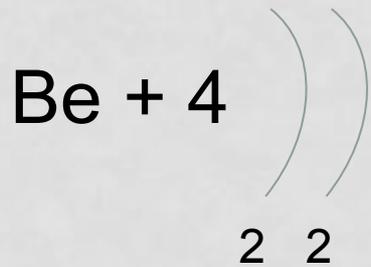
2 спаренных электрона на
завершенной оболочке

S - элементы

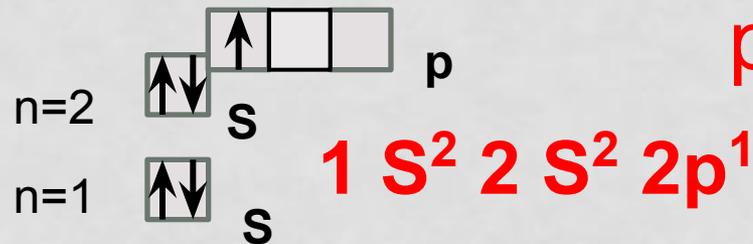
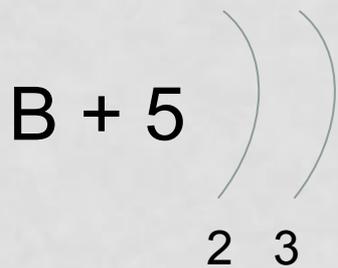
2 ПЕРИОД



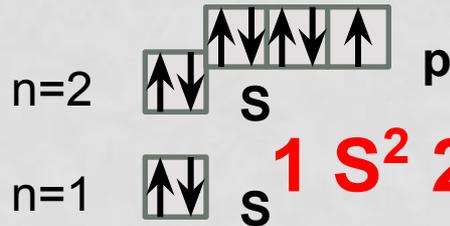
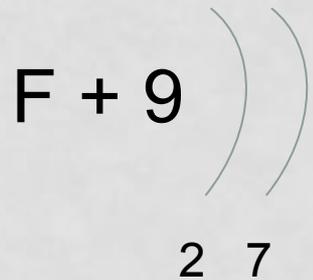
S - элементы



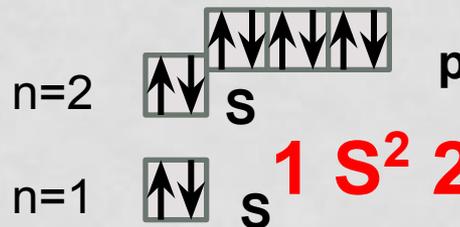
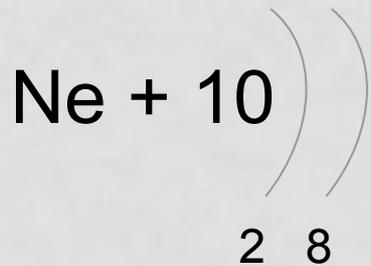
p - элемент



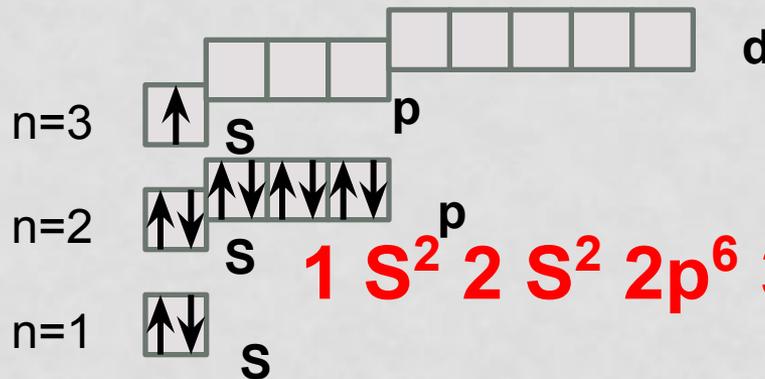
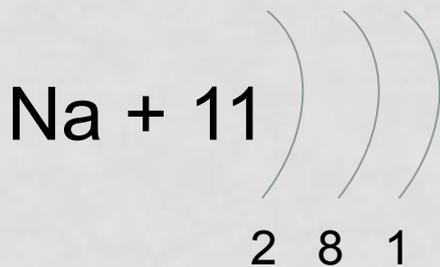
2 ПЕРИОД



p - элементЫ



3 период



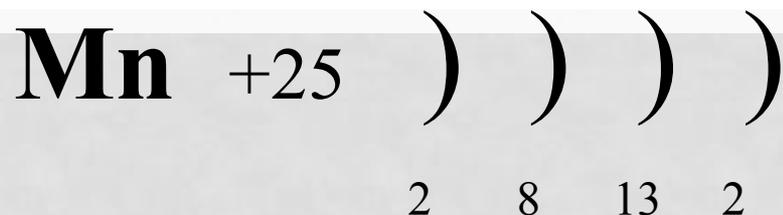
S - элемент



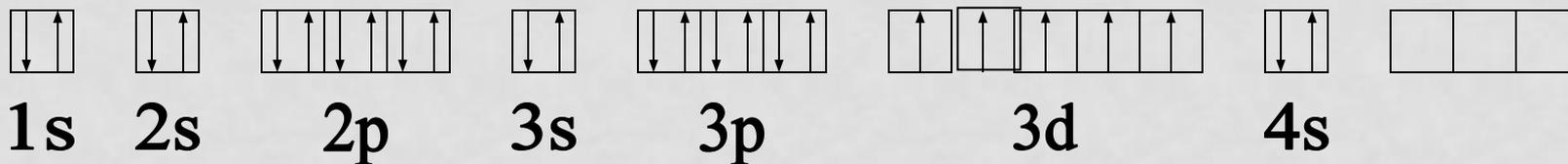
Состояния атомов

- *Атомы устойчивы лишь в некоторых стационарных состояниях, которым отвечают определенные значения энергии.*
- **Наинизшее из разрешённых энергетических состояний атома называется **основным**, а все остальные — **возбуждёнными**.**
- **Возбужденные состояния атомов образуются из основного состояния при переходе одного или нескольких электронов с занятых орбиталей на свободные (или занятые лишь 1 электроном)**

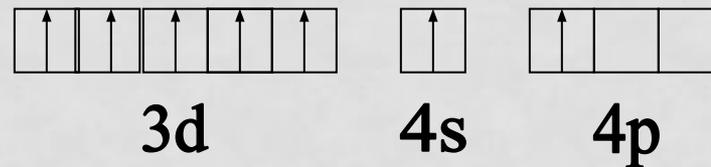
СТРОЕНИЕ АТОМА МАРГАНЦА:



d - элемент



ОСНОВНОЕ СОСТОЯНИЕ АТОМА



возбужденное состояние атома

ВЫВОДЫ

- Причина сходства элементов заключается в одинаковом строении внешних энергетических уровней их атомов
- Одинаковое строение внешних энергетических уровней периодически повторяется, поэтому периодически повторяются и свойства химических элементов

ХАРАКТЕРИСТИКИ ЭЛЕМЕНТА

Химический элемент можно характеризовать по следующим пунктам:

1. Положение в ПСХЭ (порядковый номер, относительная атомная масса, период (какой), группа и подгруппа).
2. Состав ядра атома, общее число электронов в электронной оболочке, схема строения электронной оболочки.
3. Металл, неметалл, переходный металл.
4. Сравнение металлических (неметаллических) свойств с соседними по периоду и подгруппе элементами.
5. Электроотрицательность, то есть сила притяжения электронов к ядру.

СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ !

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

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

IA												VIII A					
1												18					
1	1,00794 1 H ВОДОРОД											4,00260 2 He ГЕЛИЙ					
2	6,941 3 Li ЛИТИЙ											20,1797 10 Ne НЕОН					
3	22,9898 11 Na НАТРИЙ	9,01218 4 Be БЕРИЛЛИЙ											39,948 18 Ar АРГОН				
4	22,9898 11 Na НАТРИЙ	24,3050 12 Mg МАГНИЙ											39,948 18 Ar АРГОН				
5	39,0983 19 K КАЛИЙ	40,078 20 Ca КАЛЬЦИЙ											83,798 36 Kr КРИПТОН				
6	85,4678 37 Rb РУБИДИЙ	87,62 38 Sr СТРОНЦИЙ											131,293 54 Xe КСЕНОН				
7	132,905 55 Cs ЦЕЗИЙ	137,327 56 Ba БАРИЙ											222 86 Rn РАДОН				
8	[223] 87 Fr ФРАНЦИЙ	[226] 88 Ra РАДИЙ											[294] 118 Uuo УНУНВИЙ				

III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B		IB	II B	
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
44,9559 21 Sc СКАНДИЙ	47,867 22 Ti ТИТАН	50,9415 23 V ВАНАДИЙ	51,9961 24 Cr ХРОМ	54,9380 25 Mn МАРГАНЕЦ	55,845 26 Fe ЖЕЛЕЗО	58,9332 27 Co КОБАЛЬТ	58,9332 28 Ni НИКЕЛЬ	63,546 29 Cu МЕДЬ	65,38 30 Zn ЦИНК
88,9058 39 Y ИТТРИЙ	91,224 40 Zr ЦИРКОНИЙ	92,9064 41 Nb НИОБИЙ	95,96 42 Mo МОЛИБДЕН	[98] 43 Tc ТЕХНЕЦИЙ	101,07 44 Ru РУТЕНИЙ	102,905 45 Rh РОДИЙ	106,42 46 Pd ПАЛЛАДИЙ	107,868 47 Ag СЕРЕБРО	112,411 48 Cd КАДМИЙ
174,967 71 Lu ЛЮТЕЦИЙ	178,49 72 Hf ГАФНИЙ	180,948 73 Ta ТАНТАЛ	183,84 74 W ВОЛЬФРАМ	186,207 75 Re РЕНИЙ	190,23 76 Os ОСМИЙ	192,217 77 Ir ИРИДИЙ	195,084 78 Pt ПЛАТИНА	196,967 79 Au ЗОЛОТО	200,59 80 Hg РУТУТЬ
[262] 103 Lr ЛОУРЕНЦИЙ	[267] 104 Rf РЕЗЕРФОРДИЙ	[270] 105 Db ДУБНИЙ	[271] 106 Sg СИБОГИЙ	[274] 107 Bh БОРИЙ	[277] 108 Hs ХАССИЙ	[278] 109 Mt МЭЙТНЕРИЙ	[281] 110 Ds ДАРМШТАДИЙ	[281] 111 Rg РЕНТЕНИЙ	[285] 112 Cn КОПЕРНИЦИЙ

101,07 ← Атомная масса
44 Ru ← Атомный номер и химический символ
РУТЕНИЙ ← Название элемента

s-элемент
p-элемент
d-элемент
f-элемент

* ЛАНТАНОИДЫ

138,905 57 La ЛАНТАН	140,116 58 Ce ЦЕРИЙ	140,908 59 Pr ПРАЗЕОДИМ	144,242 60 Nd НЕОДИМ	[145] 61 Pm ПРОМЕТИЙ	150,36 62 Sm САМАРИЙ	151,964 63 Eu ЕВРОПИЙ	157,25 64 Gd ГАДОЛИНИЙ	158,925 65 Tb ТЕРБИЙ	162,500 66 Dy ДИСПРОСИЙ	164,930 67 Ho ГОЛЬМИЙ	167,259 68 Er ЭРБИЙ	168,934 69 Tm ТУЛЬИЙ	173,054 70 Yb ИТТЕРБИЙ
-----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------------	------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

** АКТИНОИДЫ

[227] 89 Ac АКТИНИЙ	232,038 90 Th ТОРИЙ	231,036 91 Pa ПРОТАКТИНИЙ	238,029 92 U УРАН	[237] 93 Np НЕПУНИЙ	[244] 94 Pu ПУТОНИЙ	[243] 95 Am АМЕРИЦИЙ	[247] 96 Cm КЮРИЙ	[247] 97 Bk БЕРКЛИЙ	[251] 98 Cf КАЛИФОРНИЙ	[252] 99 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ	[257] 100 Fm ФЕРМИЙ	[258] 101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ	[259] 102 No НОБЕЛИЙ
----------------------------------	----------------------------------	--	--------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------

ЗАДАНИЕ

- *Составить электронно-графические и электронные формулы атомов*
- ***F, Cl, Al, P.***

УСТАНОВИТЕ СООТВЕТСТВИЯ

ЭЛЕМЕНТ	ЧИСЛО НЕСПАРЕННЫХ ЭЛЕКТРОНОВ
А. Алюминий	1) 1
Б. Кальций	2) 2
В. Сера	3) 3
Г. Фосфор	4) 4
	5) 5
	6) 0

НАЙДИТЕ СООТВЕТСТВИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ ПРИЗНАКОВ:

ЭЛЕМЕНТ	ПРИЗНАК
А. Литий	1) s-элемент
Б. Фтор	2) Неметалл
В. Азот	3) число протонов 9
Д. Бериллий.	4) f-элемент
	5) число электронов 4
	6) d-элемент
	7) Металл

КЛАССИФИКАЦИЯ КИСЛОТ

Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	А) кислородные; Б) бескислородные	А) H_3PO_4 , H_2SO_4 ; Б) HBr , H_2S
Основность	А) одноосновные; Б) многоосновные	А) HNO_3 , HCl ; Б) H_2SO_4 , H_3PO_4
Растворимость в воде	А) растворимые; Б) нерастворимые	А) HNO_3 , HCl ; Б) H_2SiO_3
Летучесть	А) летучие; Б) нелетучие	А) H_2S , HNO_3 Б) H_2SO_4 , H_3PO_4
Степень диссоциации	А) сильные; Б) слабые	А) HNO_3 , HCl ; Б) H_2SO_3 , H_2CO_3
Стабильность	А) стабильные; Б) нестабильные	А) H_2SO_4 , HCl Б) H_2SO_3 , H_2CO_3

НАЗВАНИЯ РАСПРОСТРАНЕННЫХ КИСЛОТ

Формула	Название
HCl	Хлороводородная (соляная)
H ₂ S	Сероводородная
HBr	Бромоводородная
HNO ₃	Азотная
HNO ₂	Азотистая
H ₂ SO ₄	Серная
H ₂ SO ₃	Сернистая
H ₂ CO ₃	Угольная
H ₂ SiO ₃	Кремниевая
H ₃ PO ₄	Фосфорная
HF	Фтороводородная (плавиковая)