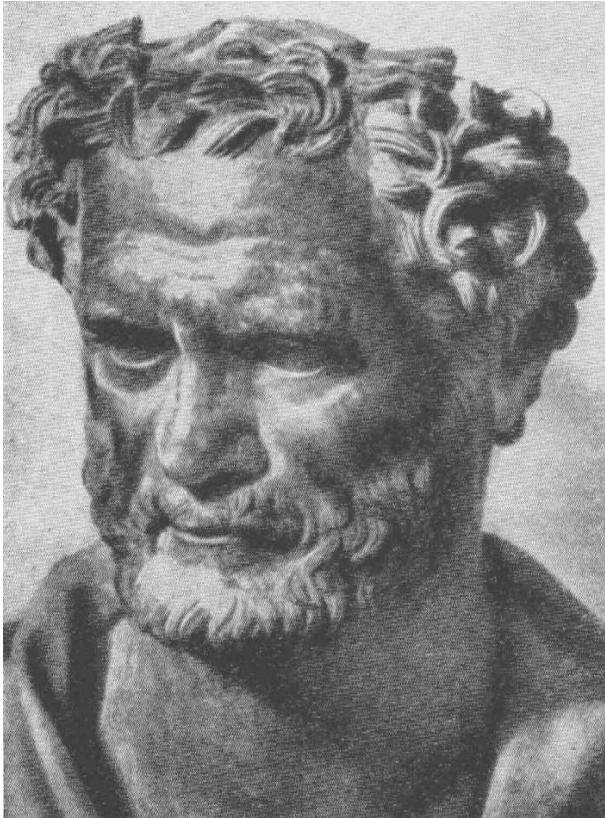


Тема 2. Строение атома

2.1. История развития представлений о строении атома

Демокрит

(460 - 379 г до н.э.)



- Создал атомистическую теорию строения вещества
- Создал материалистическую теорию восприятия человеком вселенной
- Создал гипотезу о происхождении культуры, ремесел, искусств и языка

Дж. Дальтон (1766-1844)

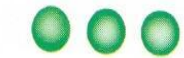


- Открыл закон парциальных давлений газов
- Открыл закон кратных отношений
- Составил первую таблицу относительных атомных масс
- Создал одну из первых систем символов химических элементов
- Автор монографии «Новая система химической философии», в которой развита **атомистическая теория строения вещества**

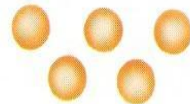
Атомистическая теория строения вещества

Дальтона

- Все вещества состоят из атомов, мельчайших частиц вещества, неделимых и неразрушимых.

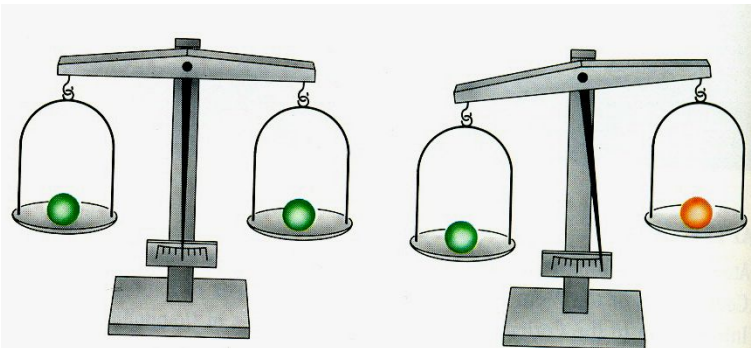


Элемент 1

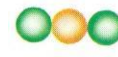


Элемент 2

- Все атомы данного элемента идентичны как по весу, так и по химическим свойствам. Атомы различных веществ различны по весу и свойствам.



- Атомы различных элементов могут соединяться в простых целочисленных отношениях, образуя соединения

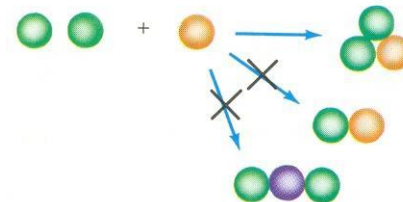


Соединение 1

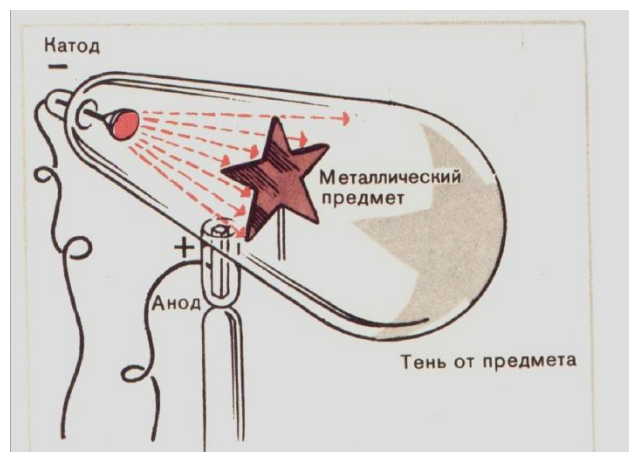
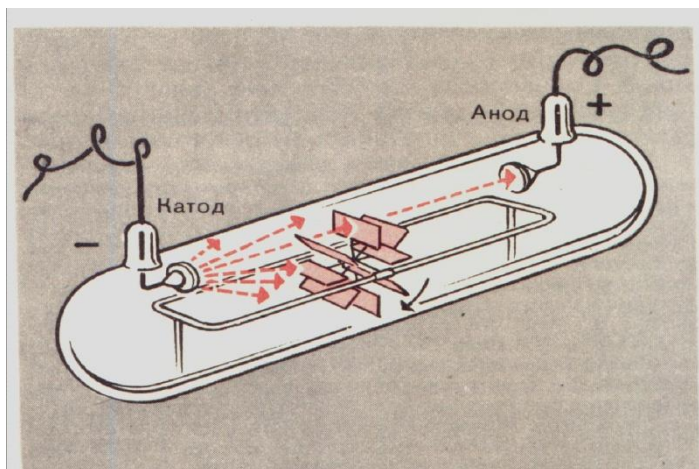


Соединение 2

- В химических реакциях атомы не исчезают и не изменяются



2.2. Природа электрона, протона, нейтрона. Модели атома Томпсона, Резерфорда, Бора

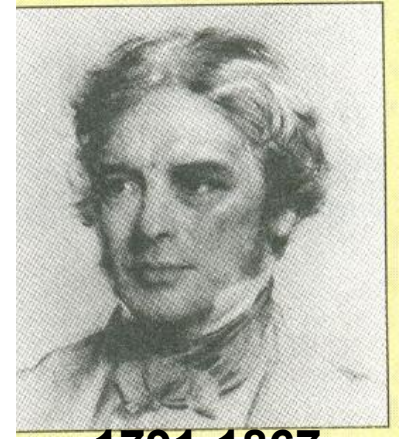


- **Электрон** - это материальный объект, обладающий свойствами частицы и волны.
- **Как частица** электрон обладает массой, зарядом, скоростью:
- $m_e^- = 1/1836$ а.е.м.
- $q_e^- = -1,6 \cdot 10^{-19}$ Кулон, (-1)
- $V = 3 \cdot 10^8$ м/сек
- **Как волна** электрон обладает частотой и длиной волны:
- $\lambda = 2,4 \cdot 10^{-10}$ м

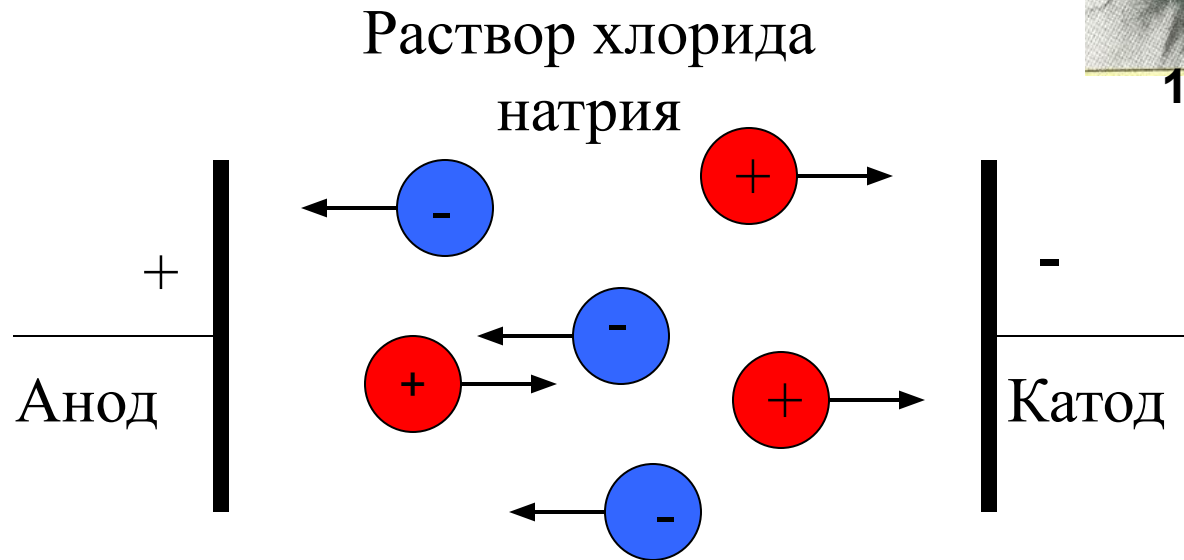


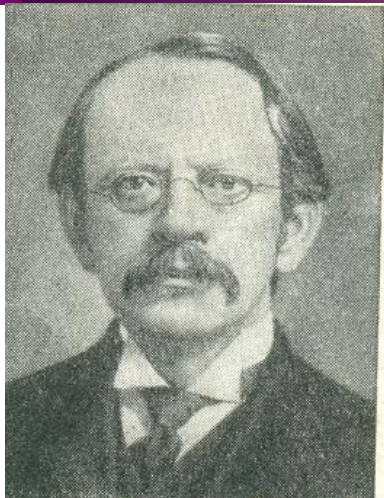
1778-1829

*1813 - 1834 г. Г.Дэви и М.Фарадей
открыли явление электроли-
тической диссоциации*



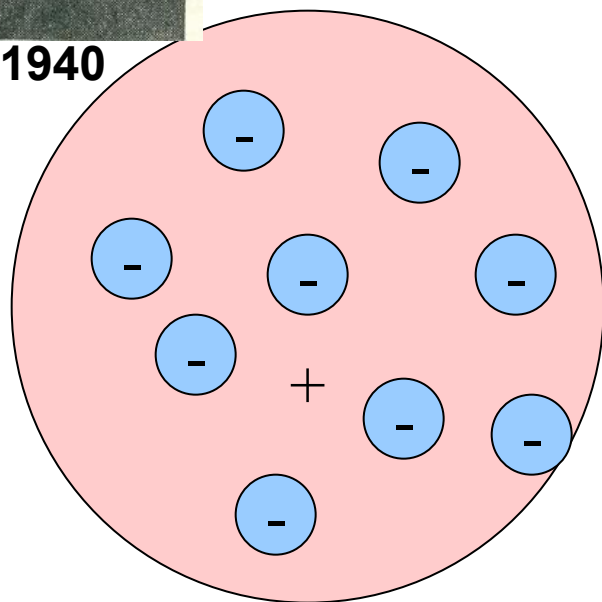
1791-1867





1856 -1940

В 1903 г. Дж.Томсон предложил одну из первых моделей строения атома, получившую название «булочки с изюмом»



- По Томсону атом представлял собой «море положительного электричества» с колеблющимися в нем электронами. Суммарный отрицательный заряд электронов атома приравнивался суммарному положительному заряду.

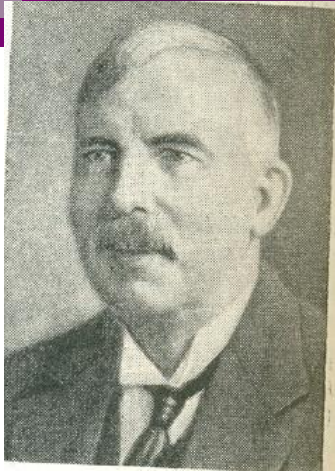
В 1886 г. Э.Гольдштейн впервые регистрирует поток положительно заряженных лучей в вакуумной трубке

■ **Протон** -
материальный
объект со
следующими
характеристиками:

- $m_p = 1$ а.е.м.
- $q_p = +1,6 \cdot 10^{-19}$
Кулон, (+1)

■ **Нейтрон** -
материальный
объект со
следующими
характеристиками:

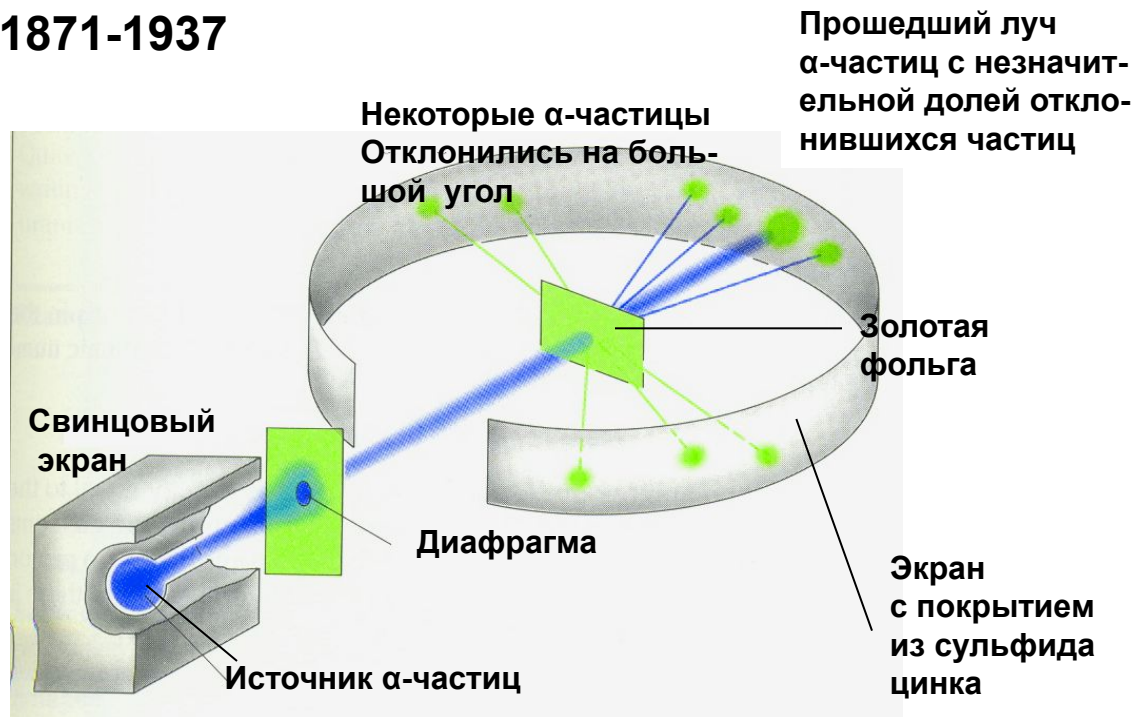
- $m_n = 1$ а.е.м.
- $q_n = 0$ Кулон.



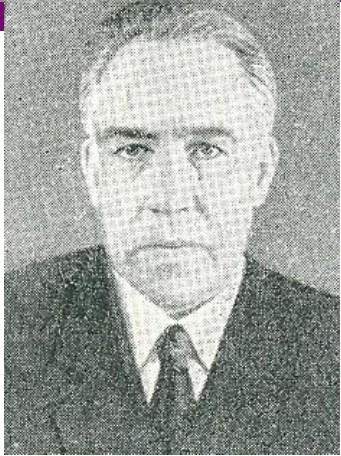
1871-1937

В 1911 г. Эрнст Резерфорд предложил первую планетарную модель атома

- По Резерфорду атом состоит из небольшого положительно заряженного ядра, в котором сосредоточена вся масса атома и окружающего его электронного облака, радиус которого в 100000 раз превышает радиус ядра.



- Величина заряда ядра получила название *порядкового номера* элемента.
- Атомы одного элемента с разным количеством нейтронов имеют разную массу и называются *изотопами*.
- *Ядро атома* – это центральная его часть, которая имеет положительный заряд, равный порядковому номеру элемента, и массу, практически равную массе атома элемента. Масса ядра равна сумме масс протонов и нейтронов, входящих в его состав.



1885-1963

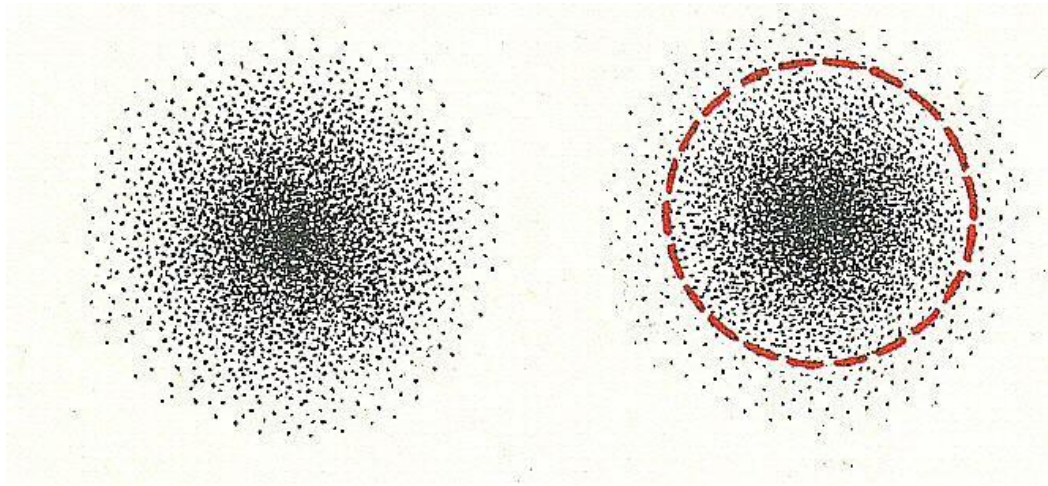
В 1913 г. Н.Бор предложил модель атома, учитывающую дискретность спектров излучения водорода.



—	$E_4 = -0.38 \text{ eV}$
—	$E_3 = -0.54 \text{ eV}$
—	$E_4 = -0.85 \text{ eV}$
—	$E_3 = -1.51 \text{ eV}$
—	$E_2 = -3.40 \text{ eV}$
—	$E_1 = -13.6 \text{ eV}$

- 1. Из бесконечного числа орбит, возможных с точки зрения классической механики, допустимы лишь определенные дискретные орбиты, по которым электрон движется, не испуская и не поглощая энергию.
- 2. При переходе с одной такой орбиты на другую электрон приобретает или теряет энергию только целочисленными квантами: $E_2 - E_1 = h\nu$

2.3. Современная квантово-механическая модель атома. Положение электрона в атоме.

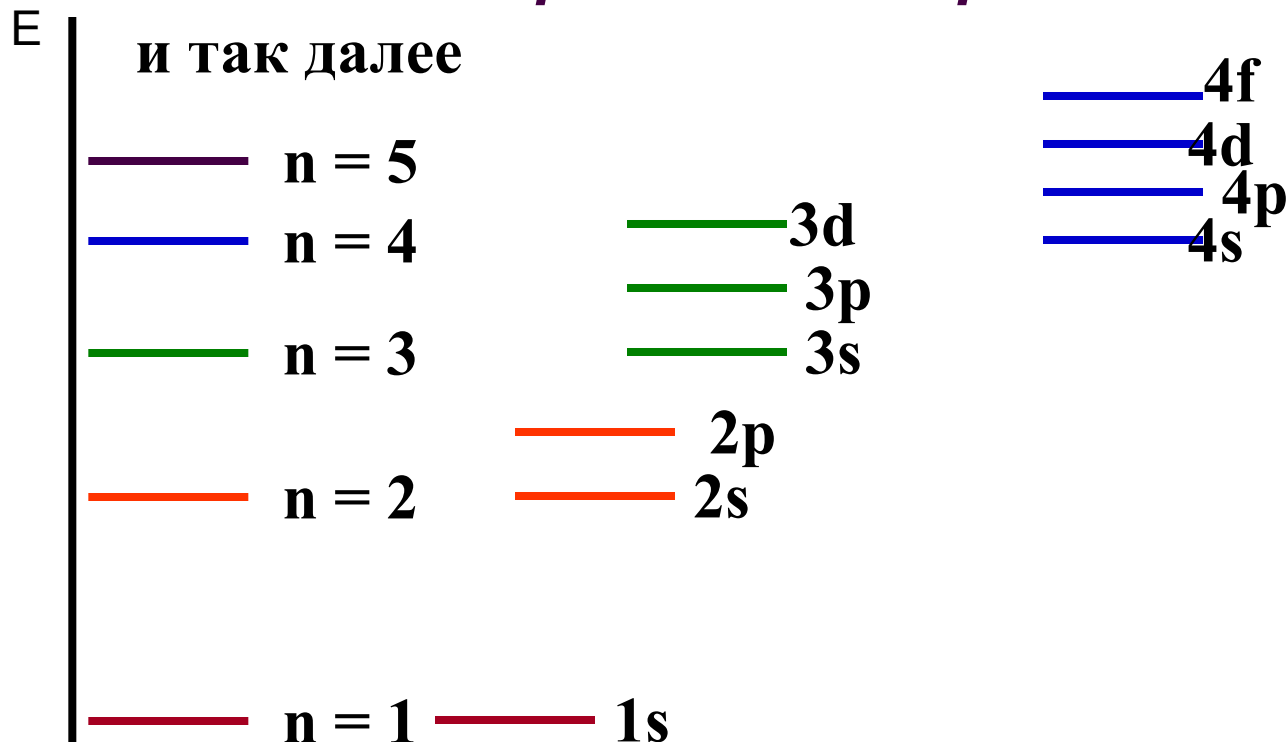


- В качестве модели состояния электрона в атоме принято представление об **электронном облаке**, плотность соответствующих участков которого пропорциональна вероятности нахождения там электрона. Область максимальной вероятности пребывания электрона в атоме называется **орбиталью**.

В 1926 г. Шредингер предложил математическую модель, описывающую положение электронов в атоме.

- $d^2\psi/dx^2 + d^2\psi/dy^2 + d^2\psi/dz^2 + (8\pi^2m_e/h^2)[E-V(x,y,z)]\psi = 0$
- Каждому решению уравнения Шредингера отвечает одна электронная орбиталь, которая определяет энергию и распределение электрона в пространстве.
- Для решения уравнения Шредингера приходится ввести три постоянные: n , l и m , которые получили название **квантовых чисел**. Каждому набору квантовых чисел соответствует одно решение уравнения Шредингера и соответственно одна орбиталь.

Энергетическая диаграмма электронов в атоме

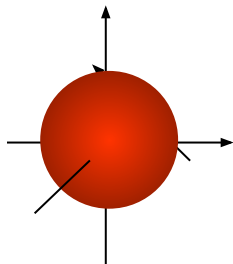


n – **главное квантовое число**; в основном характеризует Энергетический уровень электрона в атоме. Принимает **положительные целочисленные значения от 1 до бесконечности**.

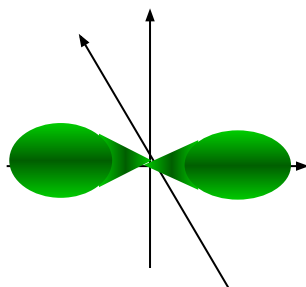
Число заполняемых энергетических уровней в атоме численно равно номеру периода, в котором находится элемент

l – орбитальное квантовое число, определяет форму электронного облака. Принимает значения положительных целых чисел **от 0 до $n-1$** .

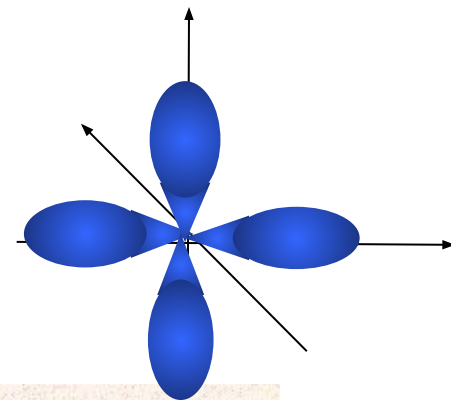
$l=0$ (S-орбиталь)



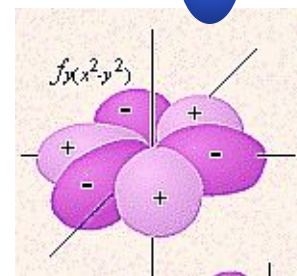
$l=1$ (p-орбитали)



$l=2$ (d-орбитали)



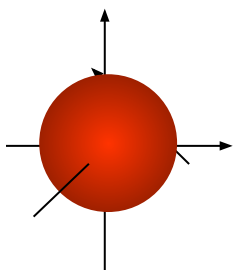
$l=3$ (f-орбитали)



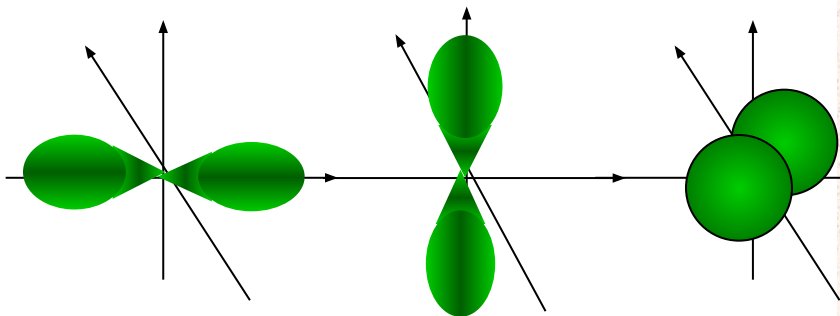
Различные значения l характеризуют энергетические подуровни в пределах каждого энергетического уровня. Энергия s-, p-, d- и f-подуровней последовательно возрастает

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

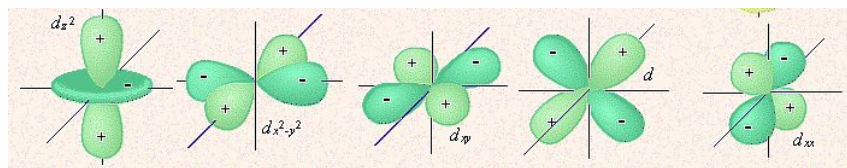
$l=0, m=0$
s-орбиталей - 1 на каждом уровне



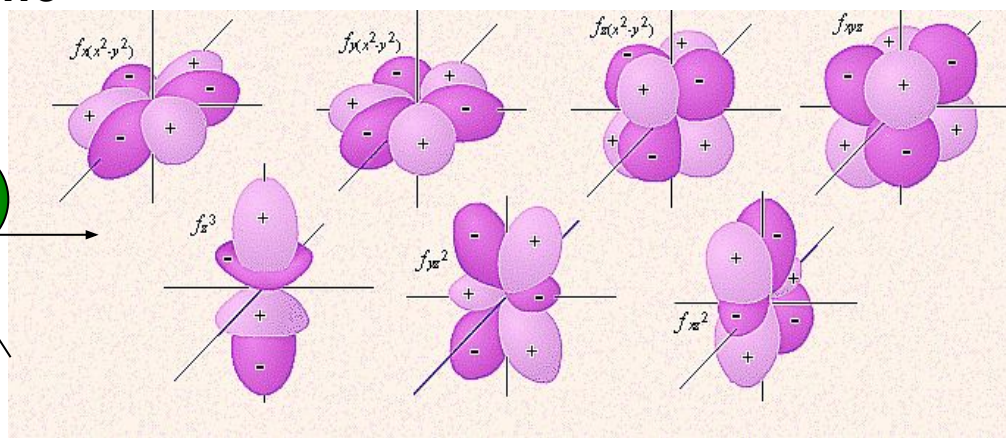
$l=1, m = -1, 0, +1$
p-орбиталей - 3 на каждом уровне



$l=2, m = -2, -1, 0, +1, +2$
d-орбиталей - 5 на каждом уровне



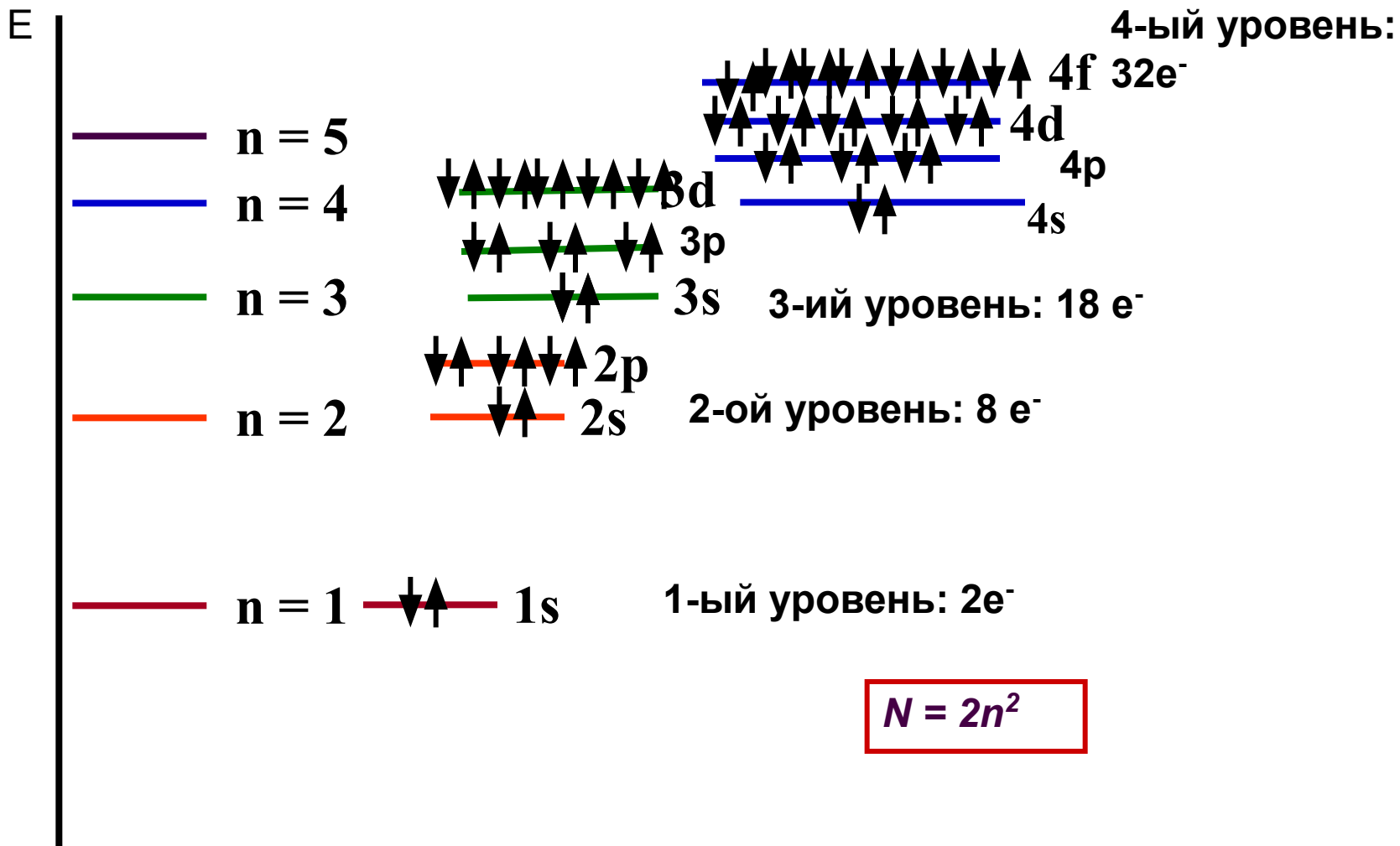
$l=3, m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$
f-орбиталей - 7 на каждом уровне



s- спиновое квантовое число. При каждом заданном значении m спиновое квантовое число имеет всего два разрешенных значения: $+ \frac{1}{2}$ и $- \frac{1}{2}$. Оно указывает, что электрон, находящийся на какой-либо орбитали, может характеризоваться одним из двух противоположных направлений вращения вокруг собственной оси.

Принципы построения электронных орбиталей

- **Принцип запрета Паули:** в атоме не может быть двух электронов, обладающих одинаковым набором всех четырех квантовых чисел



n	l	m	s	Число состояний электрона в подуровне	Емкость подуровня	Обозначение	Общее число электронов в уровне
1	0	0	$+1/2, -1/2$	2	2	1s²	2
2	0 1	0 -1,0,+1	$+1/2, -1/2$ $+1/2, -1/2$	2 6	2 6	2s² 2p⁶	8
3	0 1 2	0 -1,0,+1 -2,-,0,+1,+2	$+1/2, -1/2$ $+1/2, -1/2$ $+1/2, -1/2$	2 6 10	2 6 10	3s² 3p⁶ 3d¹⁰	18
4	0 1 2 3	0 -1,0,+1 -2,-1,0,+1,+2 -3+3	$+1/2, -1/2$ $+1/2, -1/2$ $+1/2, -1/2$ $+1/2, -1/2$	2 6 10 14	2 6 10 14	4s² 4p⁶ 4 d¹⁰ 4f¹⁴	32

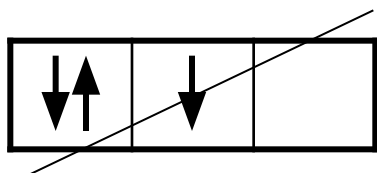
Принцип минимальной энергии: орбитали заполняются электронами в порядке возрастания энергии

- **Правила Клечковского:**
- 1. Атомные орбитали заполняются электронами в порядке последовательного увеличения суммы $n+l$
- 2. При одинаковом значении этой суммы заполнение отдельных подуровней происходит от меньшего значения n к большему (в порядке последовательного возрастания n).

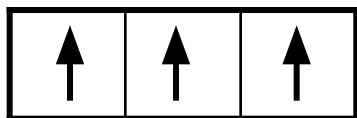
Орбита ль	n	l	$n+l$
$3d$	3	2	5
$4s$	4	0	4
$4p$	4	1	5
$4d$	4	2	6
$5s$	5	0	5



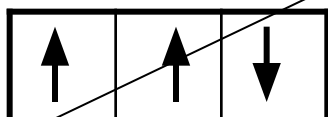
Принцип максимальной мультиплетности (правило Гунда):
устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов на одинаковых орбиталях, при котором абсолютное значение суммы спиновых квантовых чисел максимально



$$\Sigma|s| = | -\frac{1}{2} + \frac{1}{2} - \frac{1}{2} | = \frac{1}{2}$$



$$\Sigma|s| = | \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} | = 1 \frac{1}{2}$$

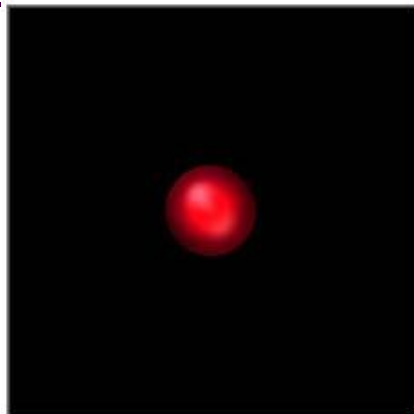


$$\Sigma|s| = | \frac{1}{2} + \frac{1}{2} - \frac{1}{2} | = \frac{1}{2}$$

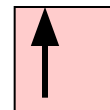
Дифференцирующим называется электрон, который отличает электронную оболочку данного элемента от электронной оболочки предыдущего элемента в таблице Менделеева

■ 1-ый период

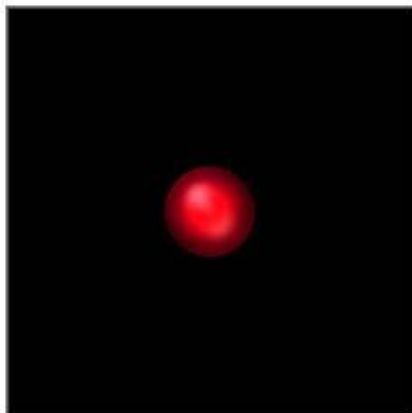
Водород
H



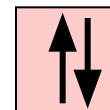
$1s^1$



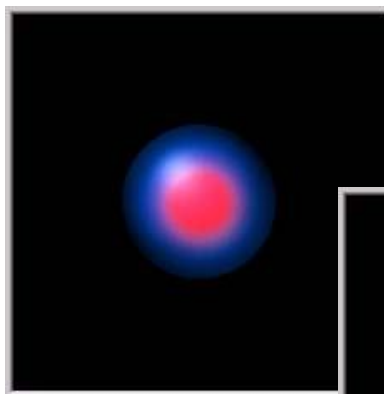
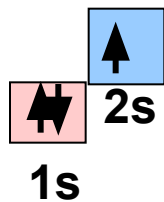
Гелий
He



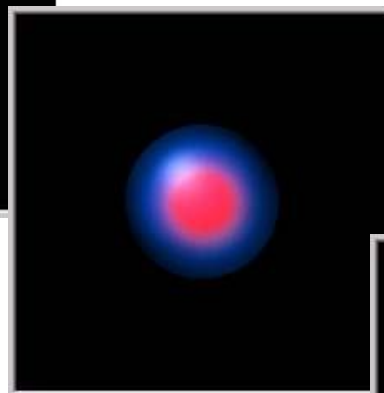
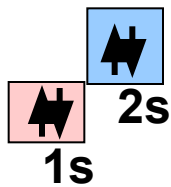
$1s^2$



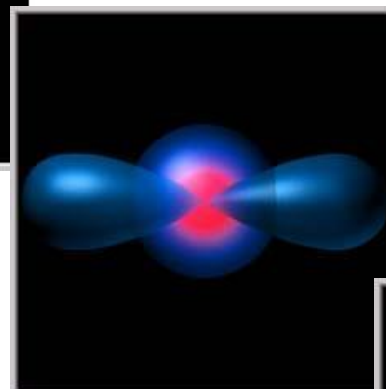
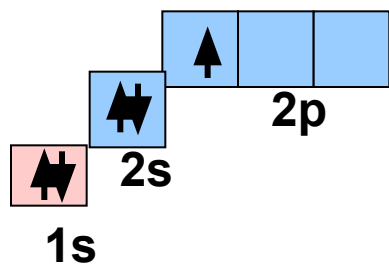
Литий
Li $1s^2 2s^1$



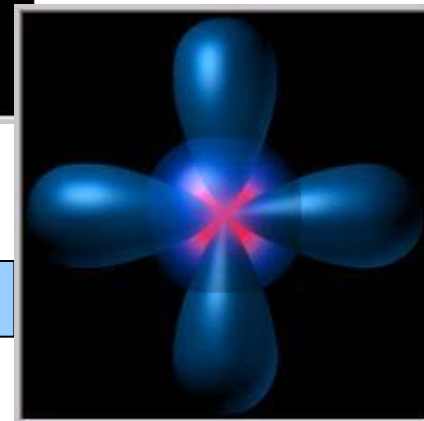
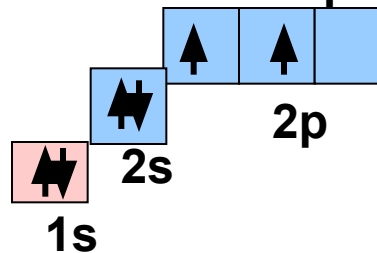
Be $1s^2 2s^2$



Бор В
 $1s^2 2s^2 2p^1$

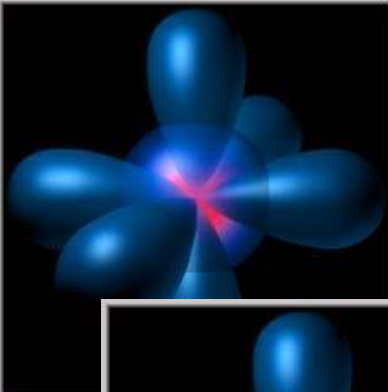
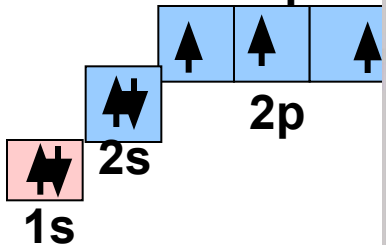
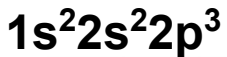


Углерод С
 $1s^2 2s^2 2p^2$

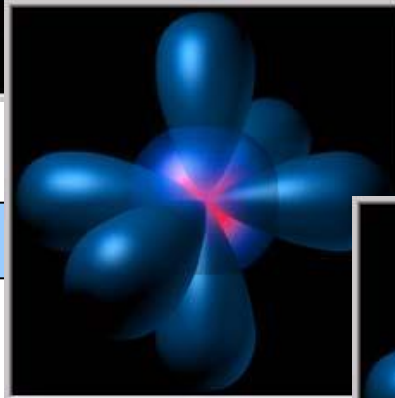
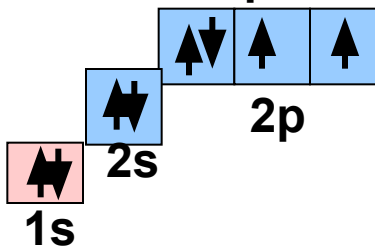
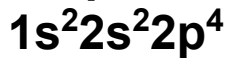


2-ой период

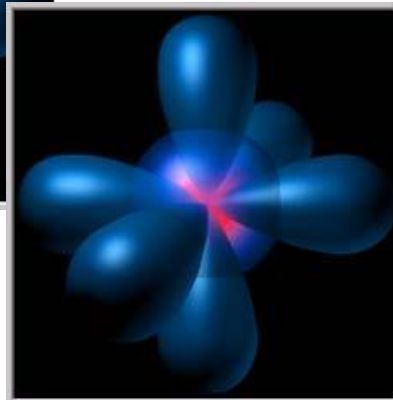
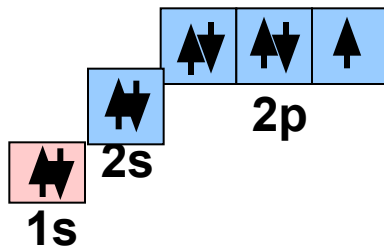
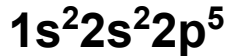
Азот N



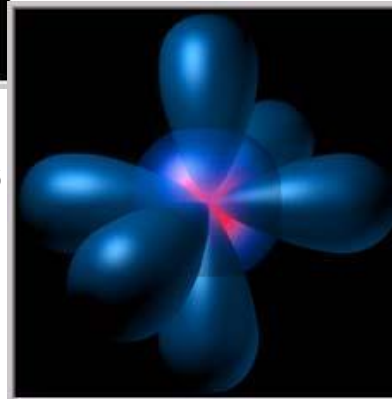
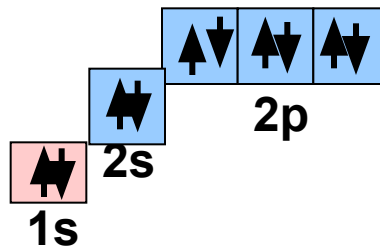
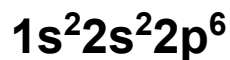
Кислород O



Фтор F



Неон Ne



Если дифференцирующий электрон находится на *s*-подуровне, то соответствующие элементы называются ***s*-элементами**, если на *p*-подуровне. – ***p*-элементами**, если на *d*-подуровне – ***d*-элементами**, если на *f*-подуровне, - ***f*-элементами**.

 - <i>s</i> -ЭЛЕМЕНТЫ, - <i>p</i> -ЭЛЕМЕНТЫ,																					
 - <i>d</i> - ЭЛЕМЕНТЫ, - <i>f</i> – ЭЛЕМЕНТЫ																					
Ia																	VIIIa				
1																	2				
H																	He				
3	IIa															IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
Li	4															5	6	7	8	9	10
Na	Mg															B	C	N	O	F	Ne
11	12															13	14	15	16	17	18
K	Ca	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb					Ib	IIb	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113									
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut									
			58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71					
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
			90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103					
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					