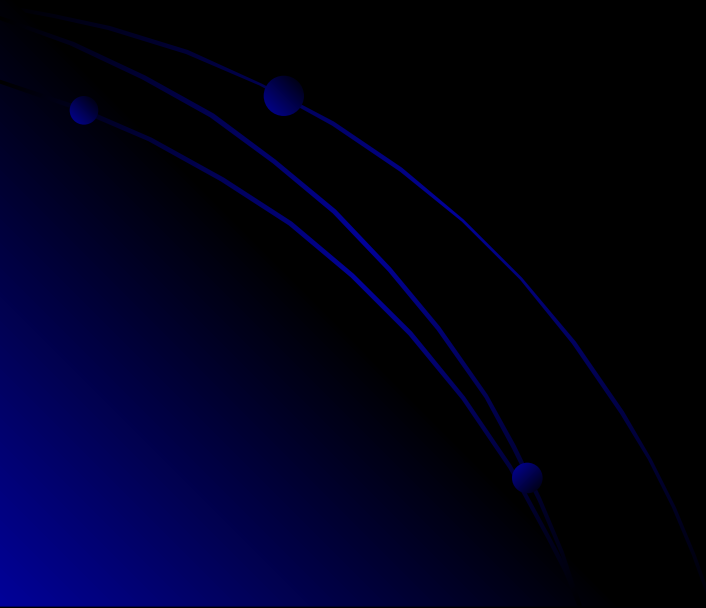


Строение атома

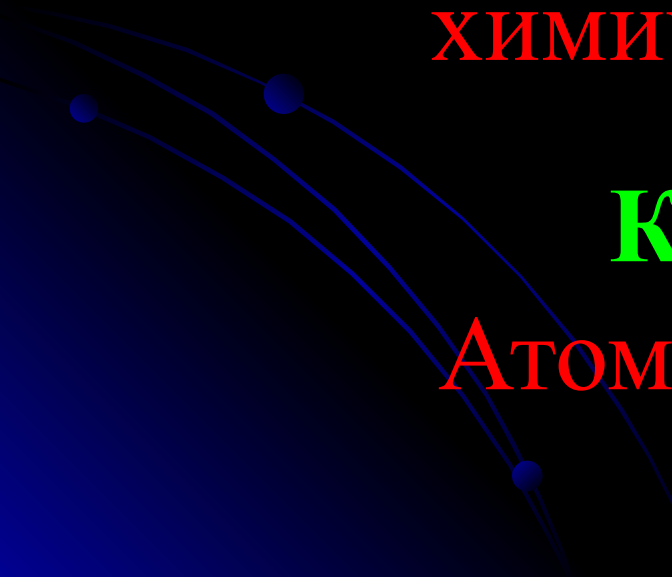
Доцент Солодова Е.В.



Демокрит (V век до н.э.):
Атом — мельчайшая неделимая
частица вещества

Канницаро (1860 г.):
Атом — наименьшая частица в
химических соединениях

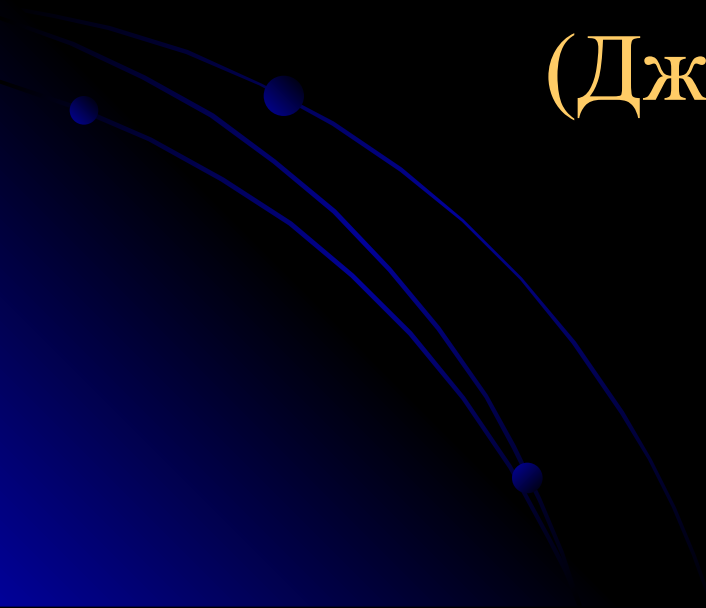
Конец XIX века:
Атом — сложная частица!



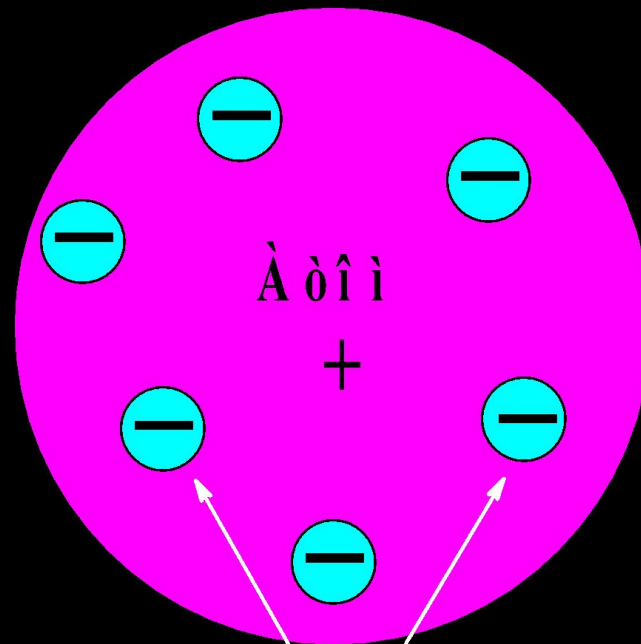
1895 г – открытие рентгеновских лучей
(Вильгельм Конрад Рентген)

1896 г – открытие радиоактивности
(Антуан Беккерель)

1897 г – открытие электрона
(Джозеф Джон Томсон)

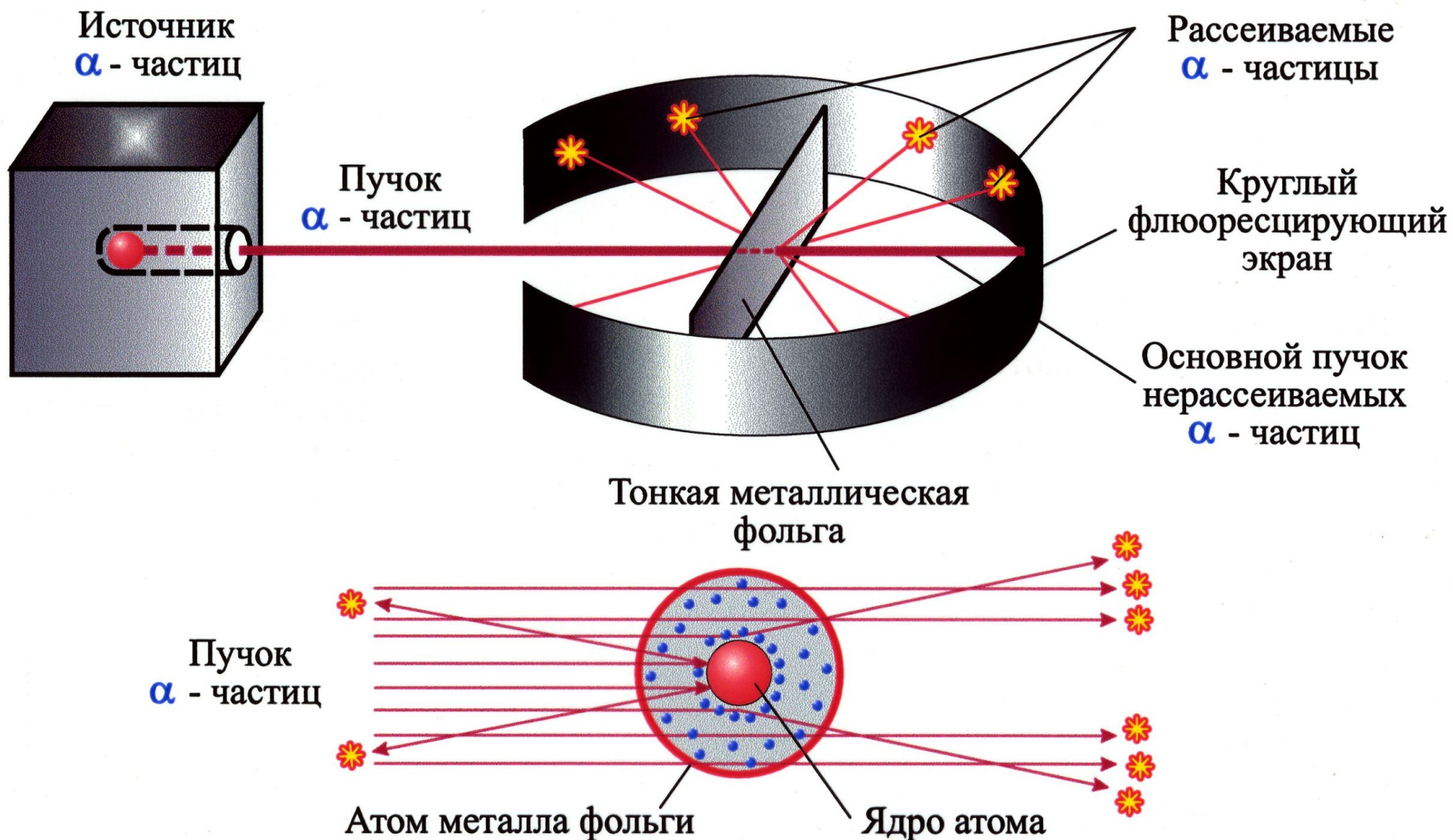


Модель Томсона, 1903 г.: «Изюм в булке»

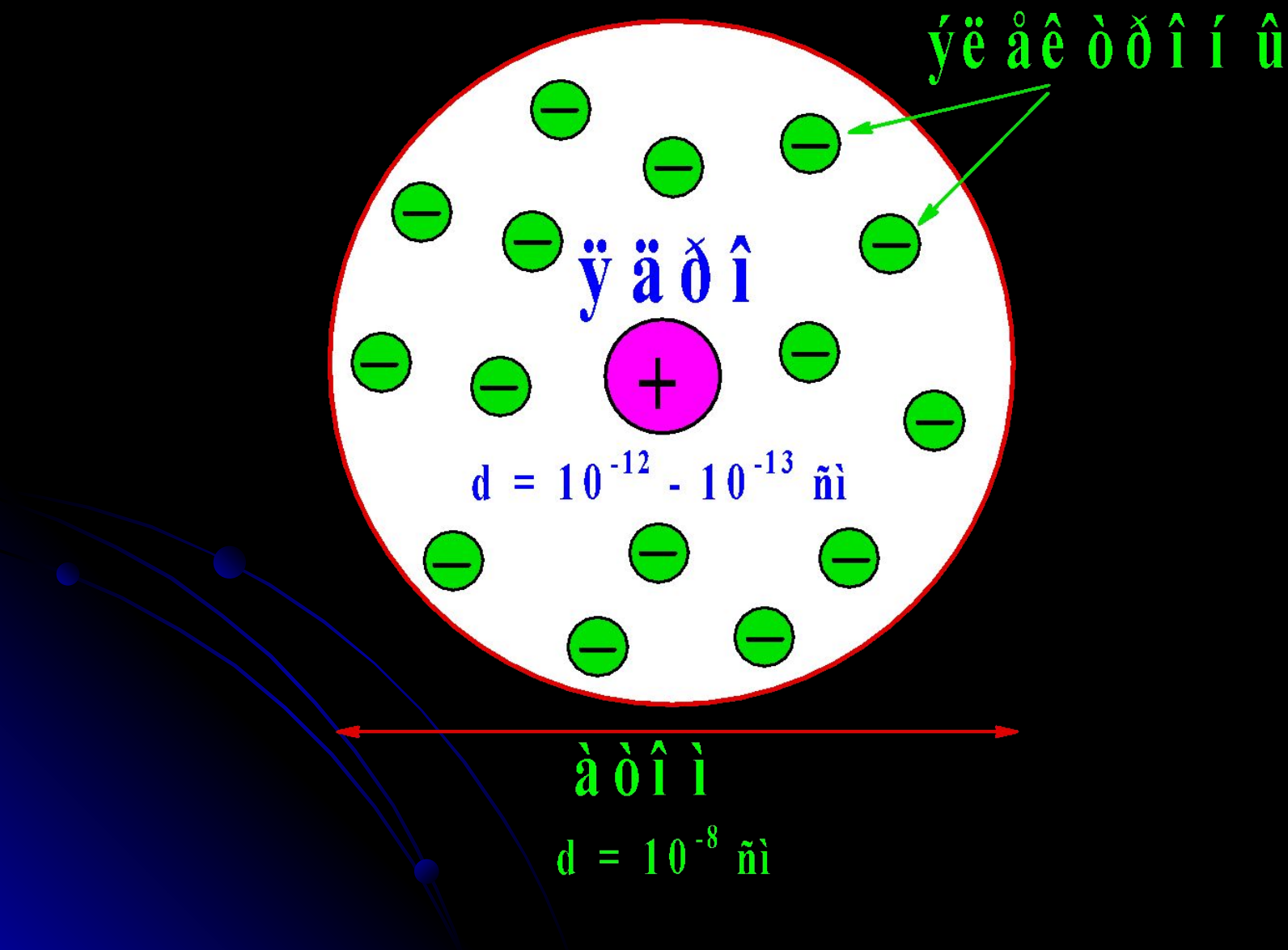


Ученые называют это

ЭКСПЕРИМЕНТ РЕЗЕРФОРДА ПО РАССЕИВАНИЮ α - ЧАСТИЦ



Ядерная модель Резерфорда, 1911 г.:



Макс Планк, 1900 г:

Энергия испускается квантами!

Уравнение Планка:

$$E = h \cdot \nu$$

h – постоянная Планка, равная

$6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж · с;

ν – частота колебаний, равная с/λ.

Нильс Бор, 1913 г.:

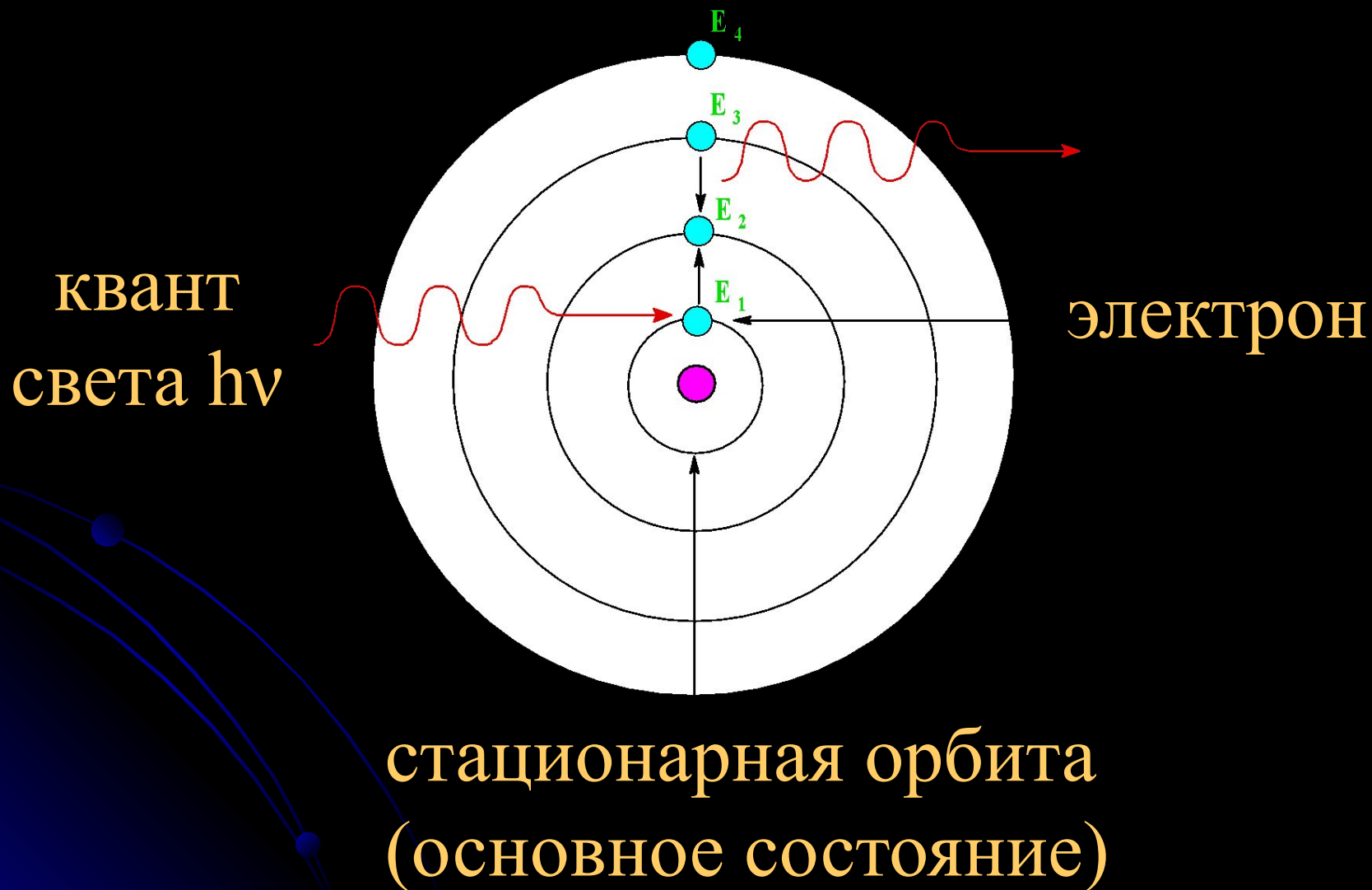
1. Электрон может вращаться вокруг ядра только по стационарным круговым орбитам.

2. Двигаясь по стационарной орбите, электрон не излучает энергию.

3. Излучение происходит при скачкообразном переходе электрона с более отдаленных орбит на орбиты, расположенные ближе к ядру. При этом излучается квант электромагнитного излучения, энергия которого равна разности энергии конечного и начального состояний атома:

$$E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

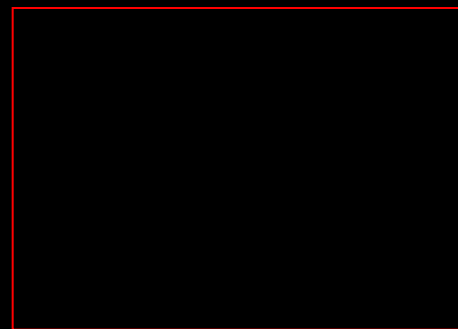
Планетарная модель атома:



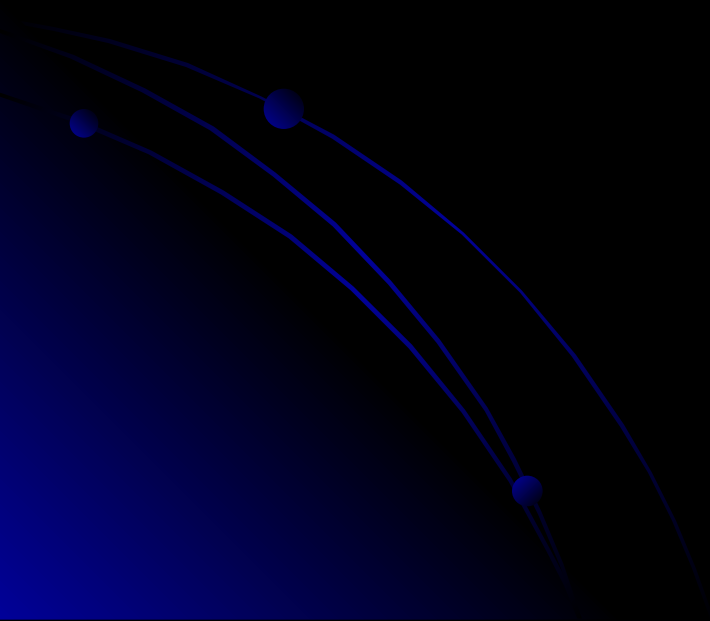
Луи Де Бройль, 1924 г.:

Материя обладает как корпускулярными,
так и волновыми свойствами!

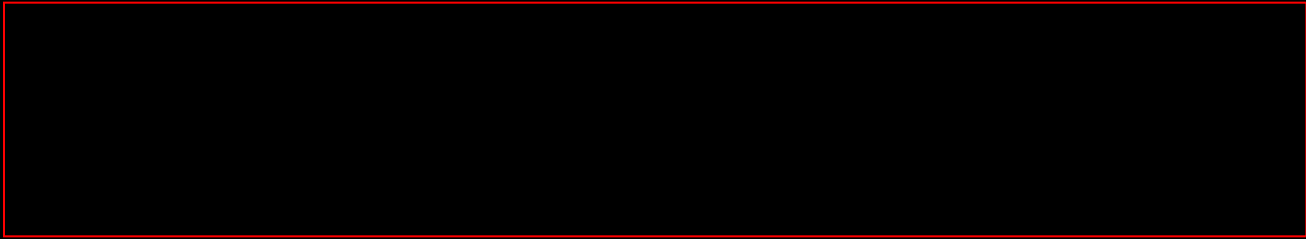
Уравнение де Бройля:



λ — длина волны электрона;
 m — масса электрона;
 v — скорость электрона.



ОСНОВЫ КВАНТОВОЙ МЕХАНИКИ

- 1) Двойственная корпускулярно-волновая природа электрона;
- 2) Принцип неопределенности Гейзенберга:

- 3) Движение электрона в атоме описывается не траекторией, а вероятностью нахождения в той или иной точке пространства

Уравнение Шредингера:

Волновую функцию $\psi(x; y; z)$,
определяющую область наиболее
вероятного нахождения и энергетический
уровень электрона в атоме, называют
атомной орбиталью (АО)

Строение атомного ядра

1910 г. – открытие протона (Э. Резерфорд)

1932 г. – открытие нейтрона (Дж. Чедвик)

1932 г. – И.Е. Тамм и Д.Д. Иваненко
В. Гейзенберг

Ядро атома состоит из протонов
и нейтронов
(общее название – нуклоны)

1) Химический элемент однозначно характеризуется **атомным номером Z** , равным числу протонов в ядре.

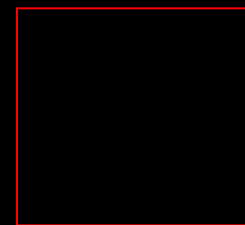
2) Ядро с данным числом протонов Z может содержать разное число нейтронов N .

Ядро с определенными значениями N и Z называется **нуклидом**.

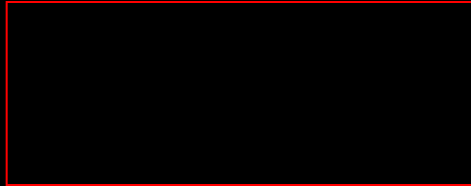
3) Сумма нуклонов называется **массовым числом A** :

$$A = Z + N.$$

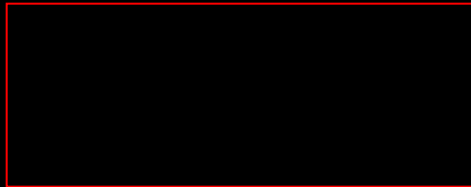
Принятое обозначение ядра атома:



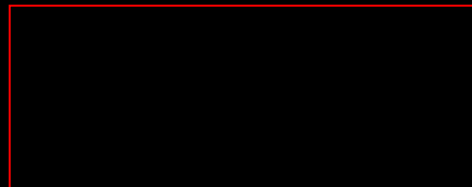
Нуклиды с одинаковым числом Z
называются **ИЗОТОПЫ**.



Нуклиды с одинаковым числом A
называются **ИЗОБАРЫ**.



Нуклиды с одинаковым числом N
называются **ИЗОТОНЫ**.



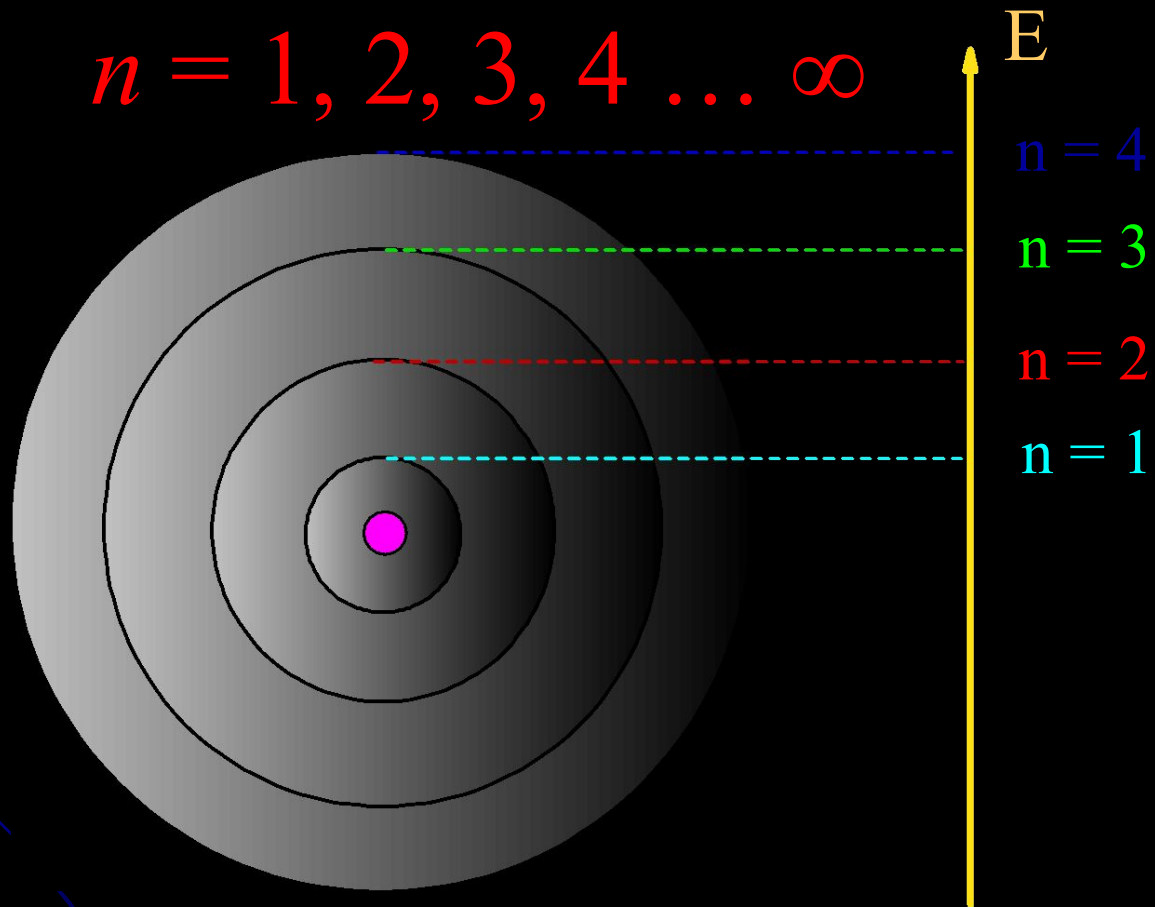
Свойства элементарных частиц, образующих атом:

Частица	Заряд		Масса	
	Кулон	Усл. Ед.	г	а.е.м.
Электрон	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,10 \cdot 10^{-28}$	0,00055
Протон	$1,6 \cdot 10^{-19}$	$+1$	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00728
Нейтрон	0	0	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00866

Квантово-механическая модель атома

n — главное квантовое число

$n = 1, 2, 3, 4 \dots \infty$



Значение n	1	2	3	4	5
Обозначение	K	L	M	N	Q

l – орбитальное квантовое число

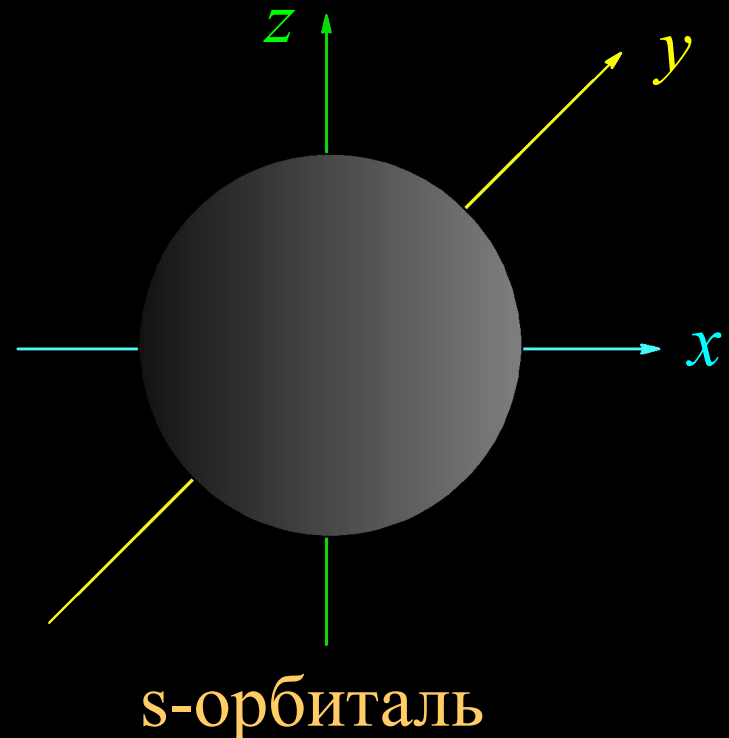
$$l = 0, 1, \dots, n - 1$$

Значение l	0	1	2	3	4
Обозначение (подуровень)	s	p	d	f	g

$n = 1 \Rightarrow l = 0$ (1s-подуровень)

$n = 2 \Rightarrow l = 0$ (2s-подуровень)

$l = 1$ (2p-подуровень)

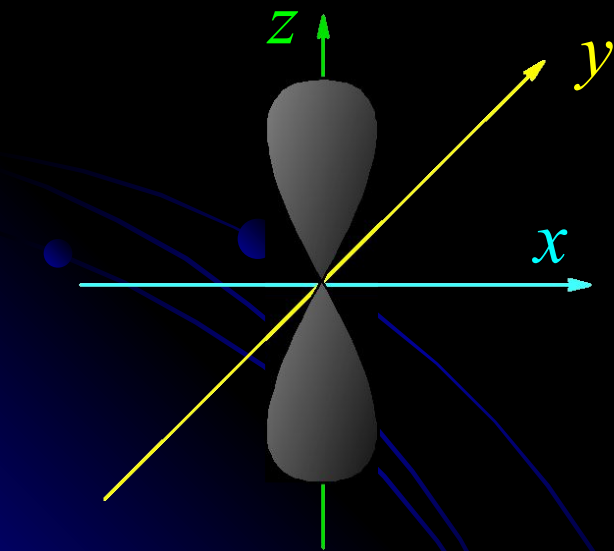


m_l — МАГНИТНОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО

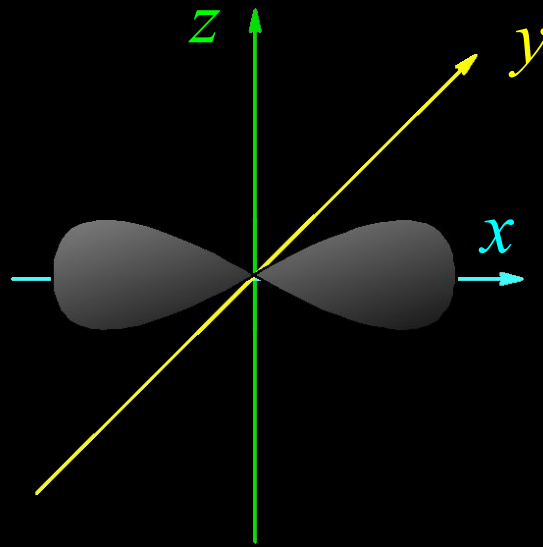
$$m_l = -l \dots 0 \dots +l$$

$$l = 0 \Rightarrow m_l = 0$$

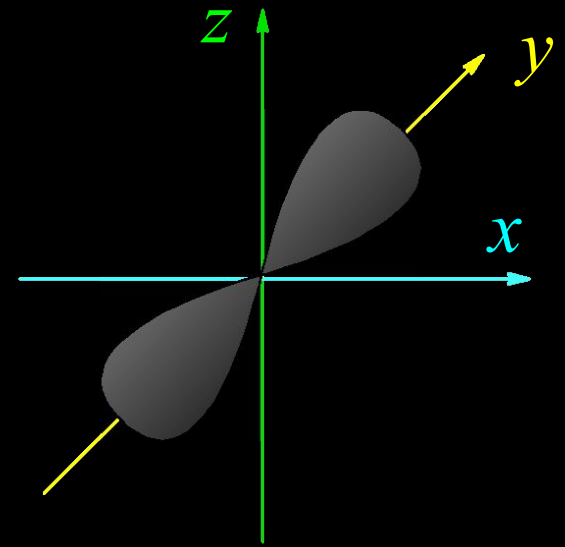
$$l = 1 \Rightarrow m_l = -1, 0, +1$$



p_z -орбиталь



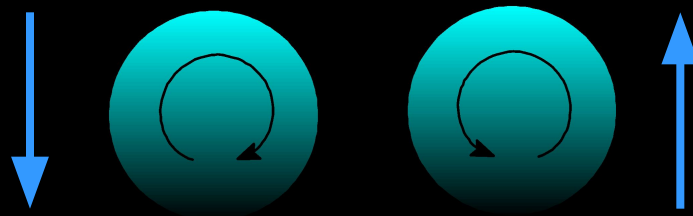
p_x -орбиталь



p_y -орбиталь

m_s – СПИНОВОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО

$$m_s = -\frac{1}{2} \text{ или } +\frac{1}{2}$$

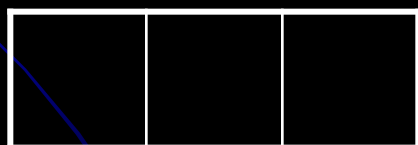


электроны

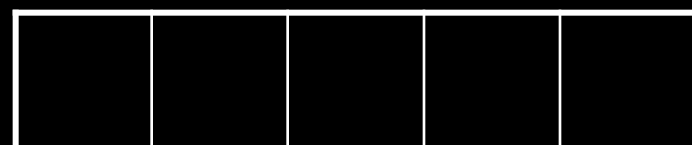
Представление атомных орбиталей в
ВИДЕ КВАНТОВЫХ ЯЧЕЕК:



1s



2p



3d

Строение электронных оболочек атомов

1. Принцип Паули:

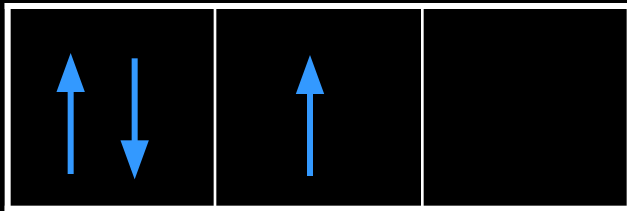
В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором четырех квантовых чисел

Следствия:

- 1) На одной орбитали не может находиться более двух электронов;
- 2) Общее число электронов на энергетическом уровне равно $2n^2$;
- 3) Максимальное число электронов, находящихся на энергетическом подуровне, равно $2 \cdot (2l + 1)$

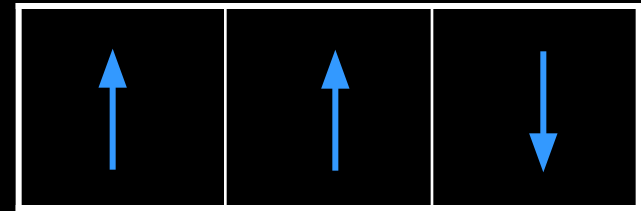
2. Правило Хунда:

В пределах определенного подуровня электроны располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимален



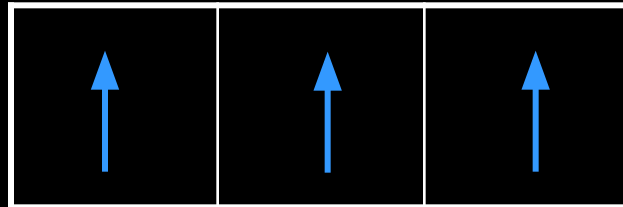
$$\Sigma|s| = \{+ \frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2}\} = \frac{1}{2}$$

(неверно)



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

(неверно)



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

(верно)

3. Принцип наименьшей энергии:

Каждый электрон занимает свободную орбиталь с самой низкой энергией

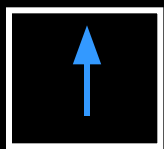
$$E \cong n + l$$

Правила Клечковского:

- 1) Атомные орбитали заполняются электронами в порядке последовательного увеличения суммы $n + l$;
- 2) При одинаковом значении этой суммы заполнение электронных уровней происходит в порядке последовательного увеличения n

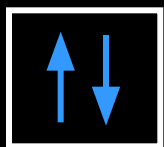
$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < \\ < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p < 7s < 6d \approx 5f < 7p$$

${}_1\text{H}$ $n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = \pm \frac{1}{2}$



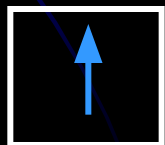
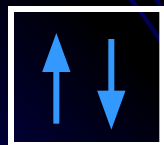
или $1s^1$

${}_2\text{He}$ $n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = + \frac{1}{2}$
 $n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = - \frac{1}{2}$

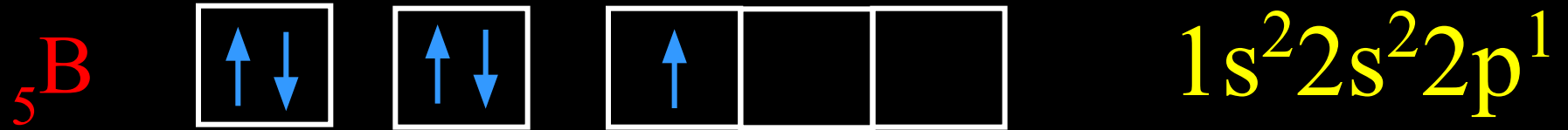
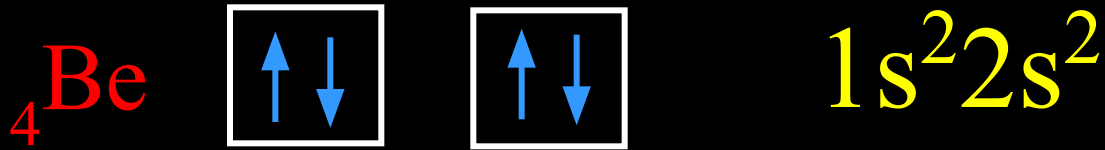


или $1s^2$

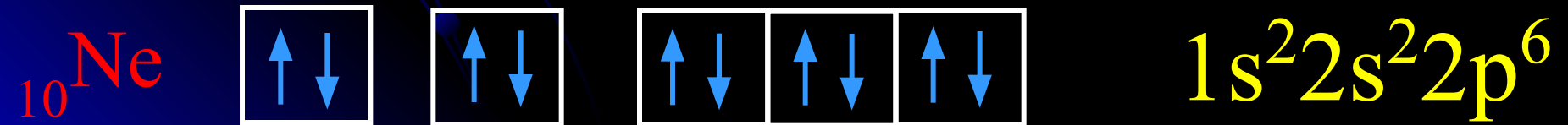
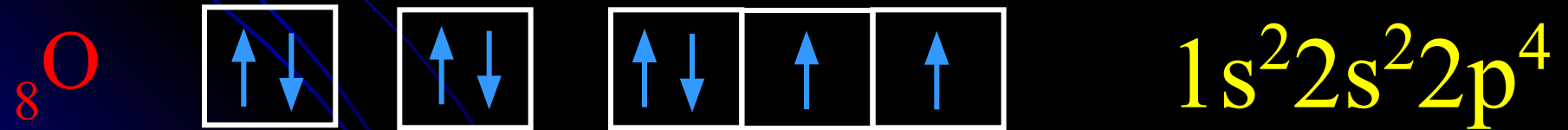
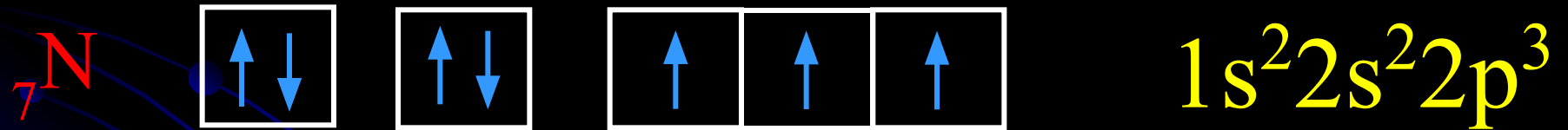
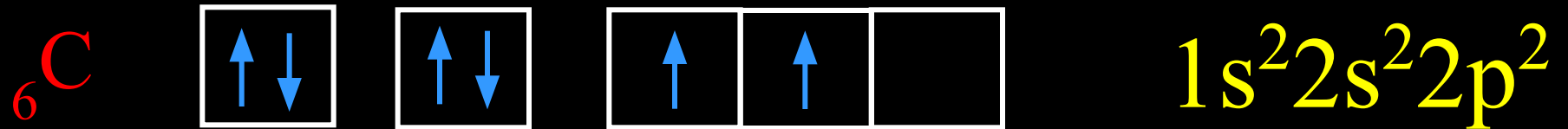
${}_3\text{Li}$ $n = 2, l = 0, m_l = 0, m_s = \pm \frac{1}{2}$

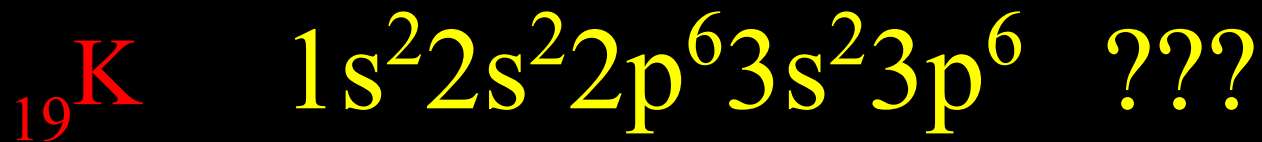


или $1s^2 2s^1$



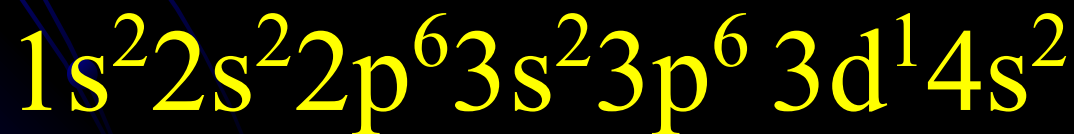
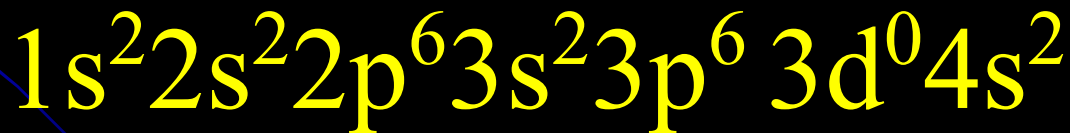
$n = 2, l = 1, m_l = -1, 0, +1 \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$



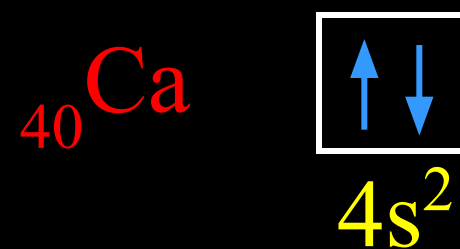
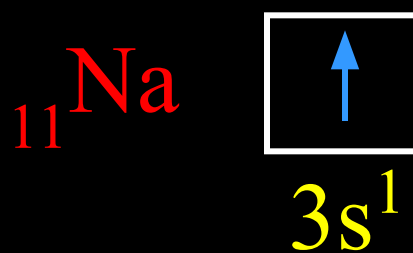
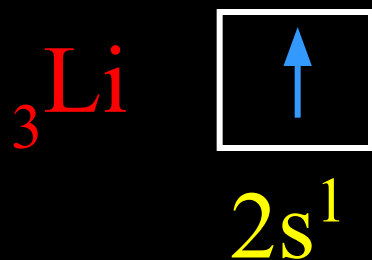


$3d: n + l = 3 + 2 = 5$

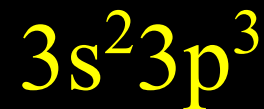
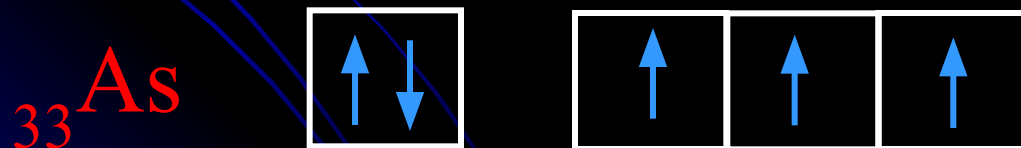
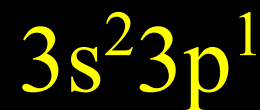
$4s: n + l = 4 + 0 = 4$



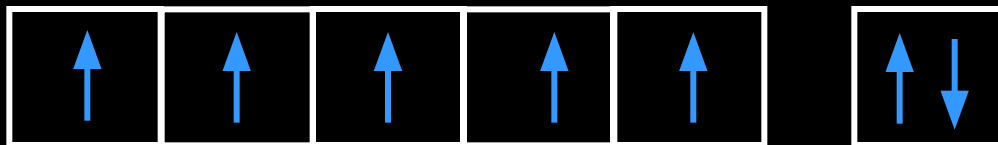
s-ЭЛЕМЕНТЫ:



p-ЭЛЕМЕНТЫ:

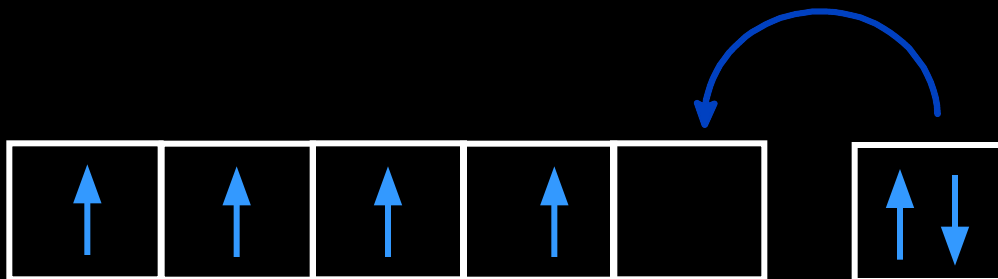


$_{25}\text{Mn}$

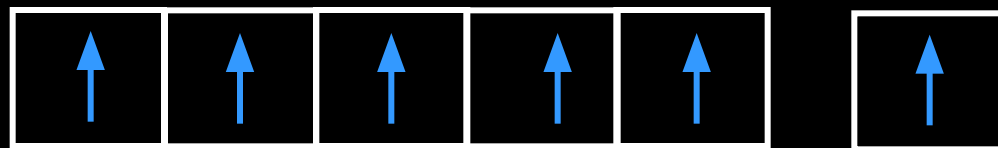


$3d^5 4s^2$

$_{24}\text{Cr}$

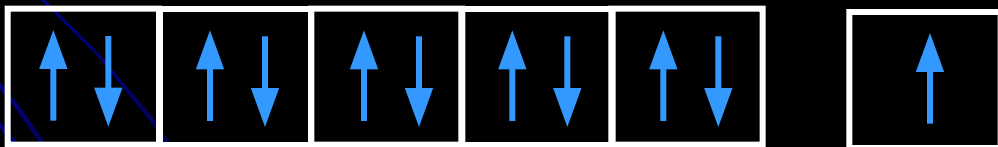


$3d^4 4s^2$



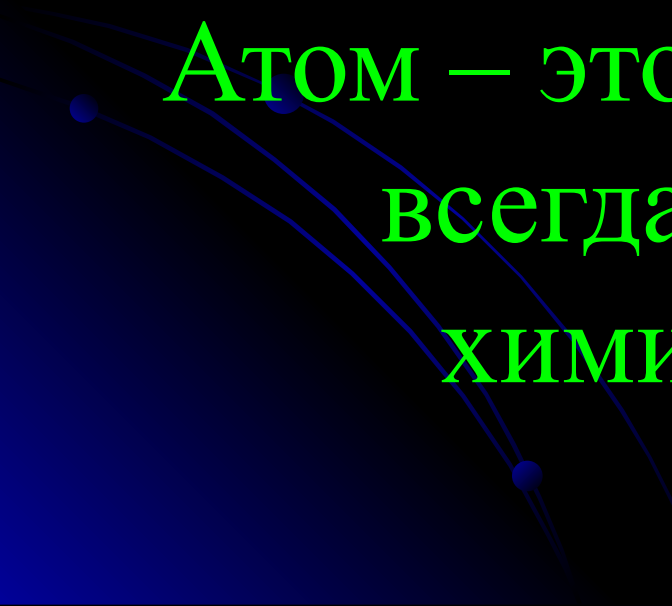
$3d^5 4s^1$

$_{29}\text{Cu}$



$3d^{10} 4s^1$

Атом — это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов



Атом — это наибольшая частица, всегда сохраняющаяся в химических реакциях