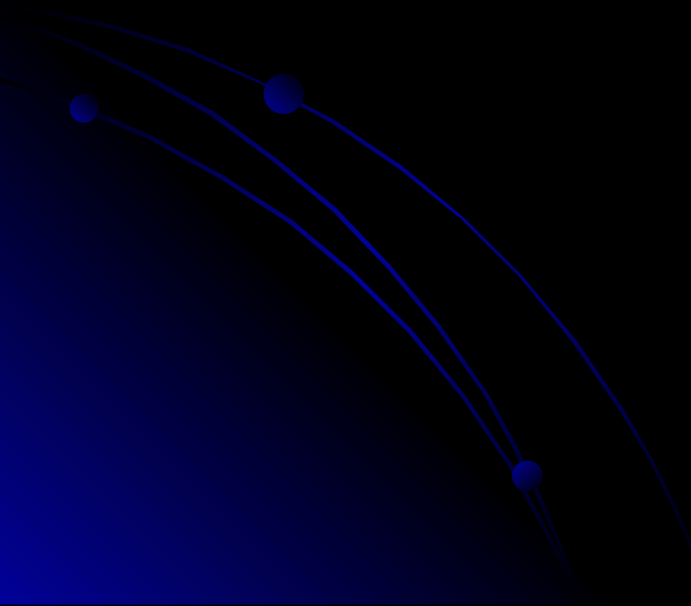


# *Строение атома*

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!**



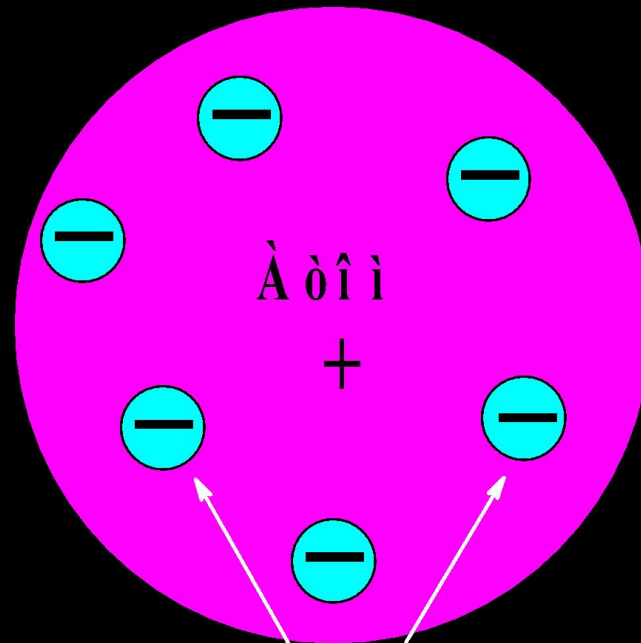
1895 г – открытие рентгеновских лучей  
(Вильгельм Конрад Рентген)

1896 г – открытие радиоактивности  
(Антуан Беккерель)

1897 г – открытие электрона  
(Джозеф Джон Томсон)

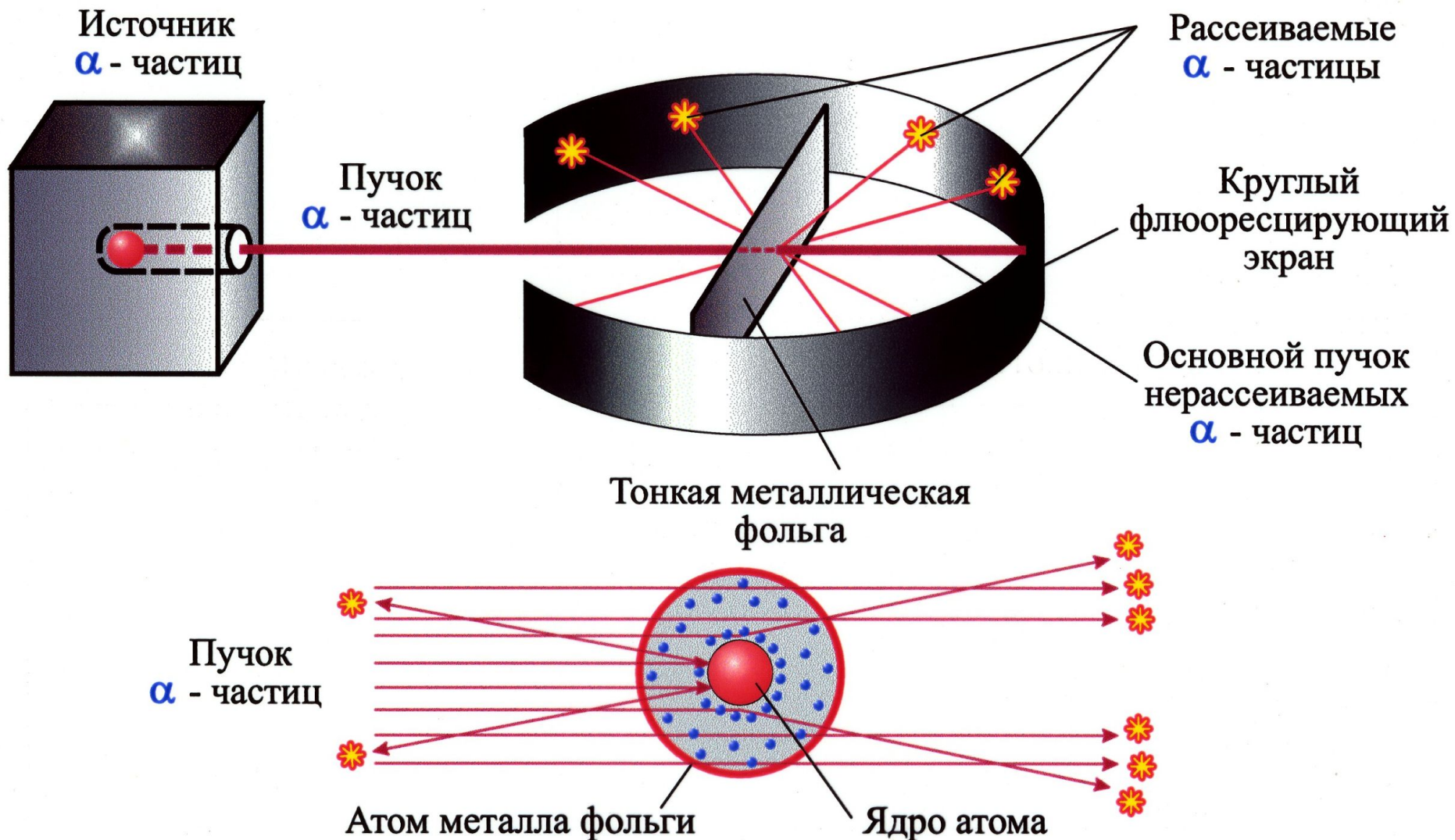


# Модель Томсона, 1903 г.: «Изюм в булке»

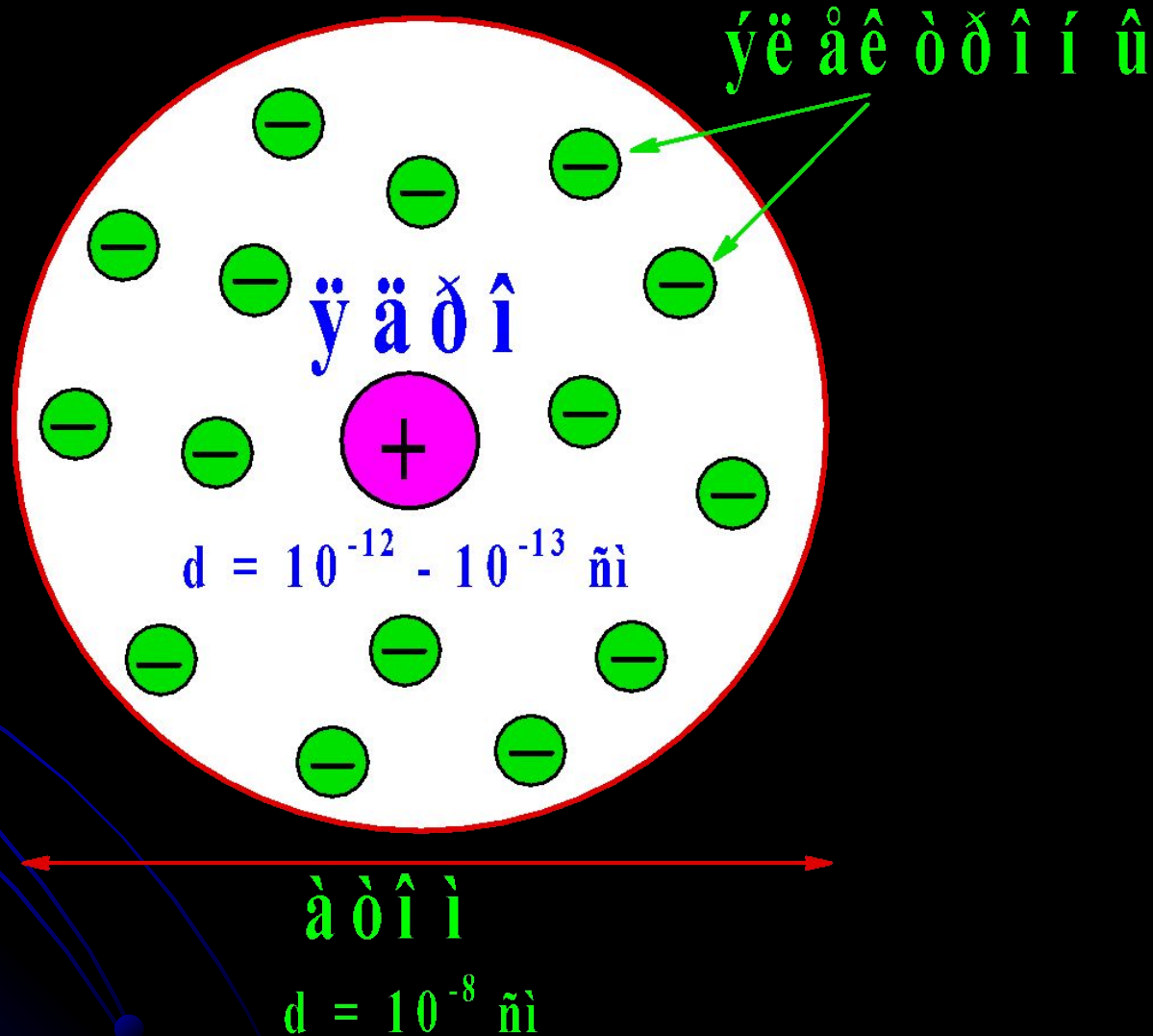


Ученые назвали эту модель «Изюм в булке»

# ЭКСПЕРИМЕНТ РЕЗЕРФОРДА ПО РАССЕЙВАНИЮ $\alpha$ - ЧАСТИЦ



# Ядерная модель Резерфорда, 1911 г.:



Макс Планк, 1900 г:

Энергия испускается квантами!

Уравнение Планка:

$$E = h \cdot \nu$$

$h$  – постоянная Планка, равная

$$6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с};$$

$\nu$  – частота колебаний, равная с/л.

# Нильс Бор, 1913 г.:

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

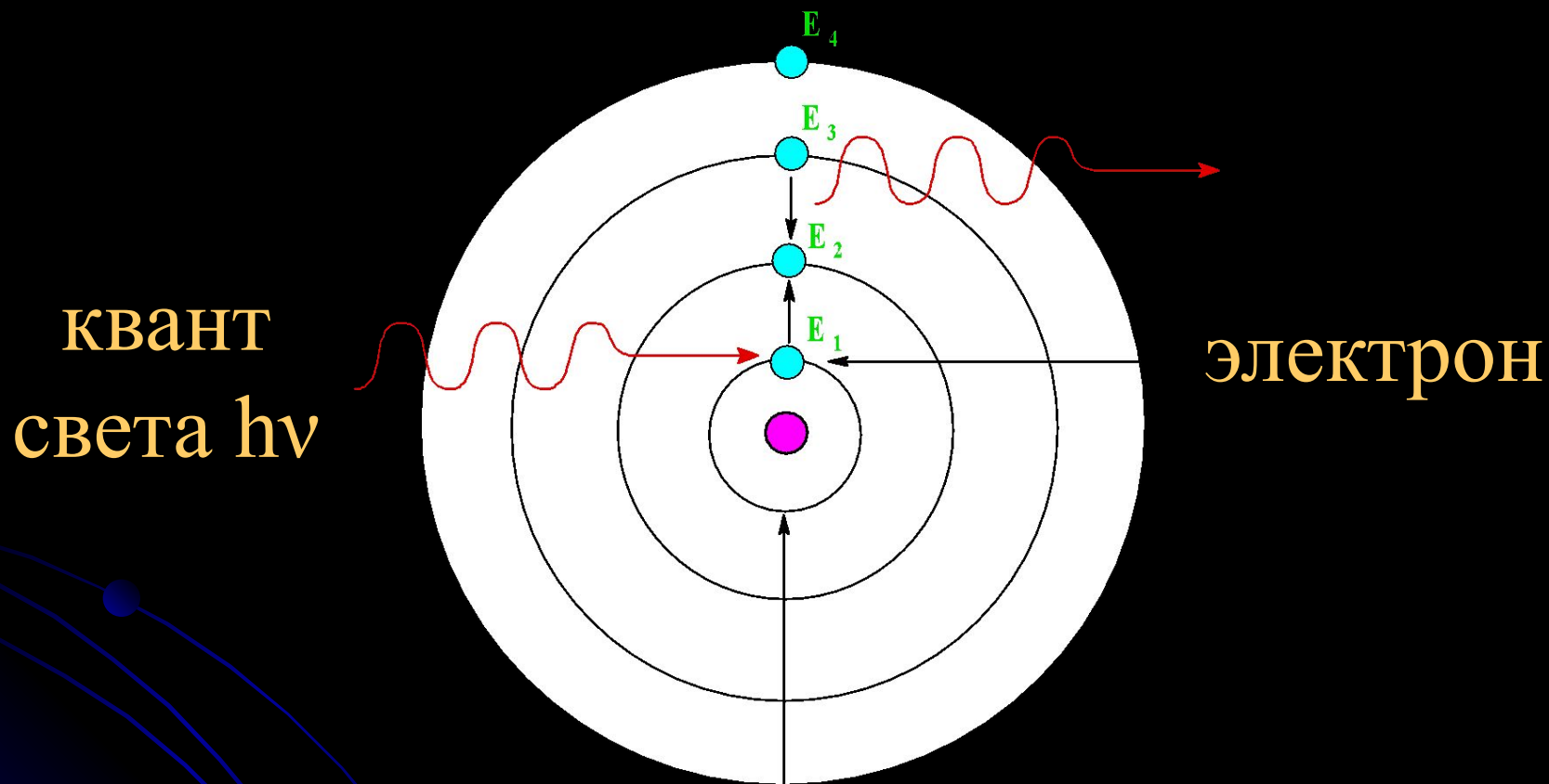
2. Двигаясь по стационарной орбите, электрон не излучает энергию.

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:

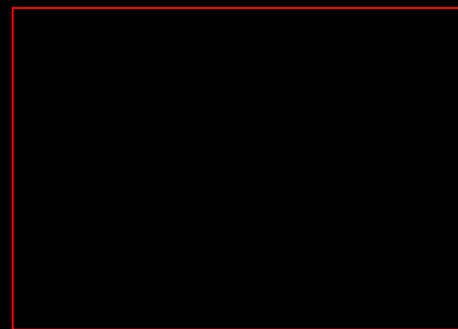


стационарная орбита  
(основное состояние)

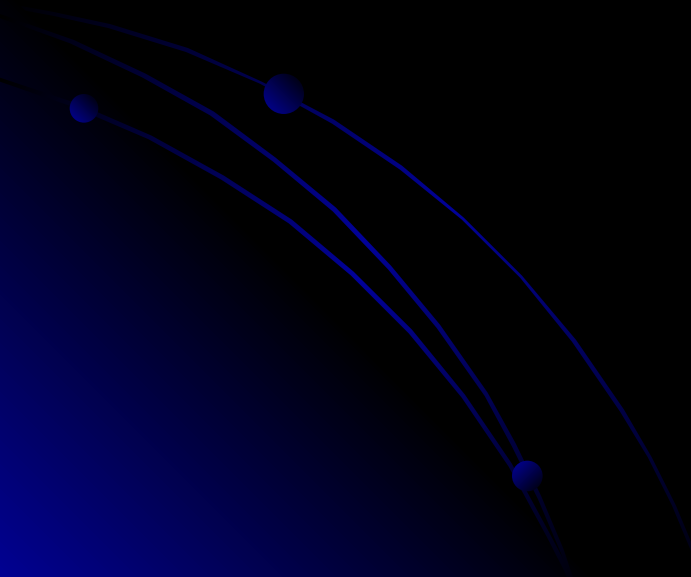
Луи Де Бройль, 1924 г.:

Материя обладает как корпускулярными,  
так и волновыми свойствами!

Уравнение де Бройля:



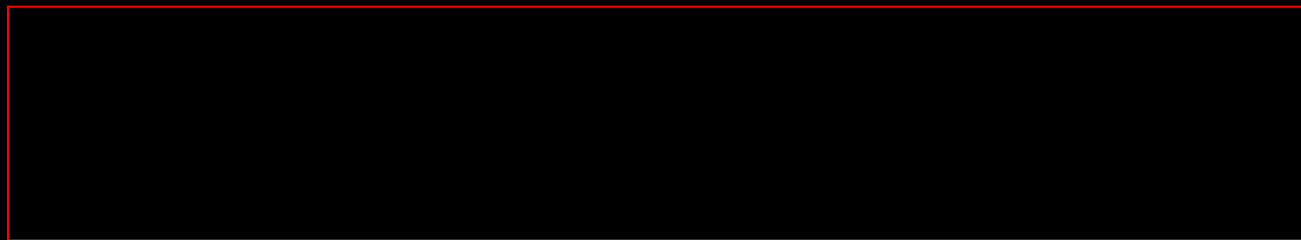
$\lambda$  — длина волны электрона;  
 $m$  — масса электрона;  
 $v$  — скорость электрона.



# 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.

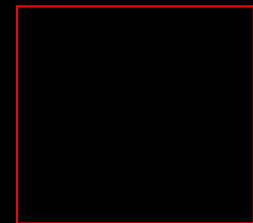
2) Ядро с данным числом протонов  $Z$  может содержать разное число нейтронов  $N$ .

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

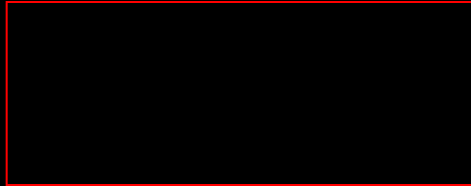
3) Сумма нуклонов называется **массовым числом  $A$** :

$$A = Z + N.$$

Принятое обозначение ядра атома:



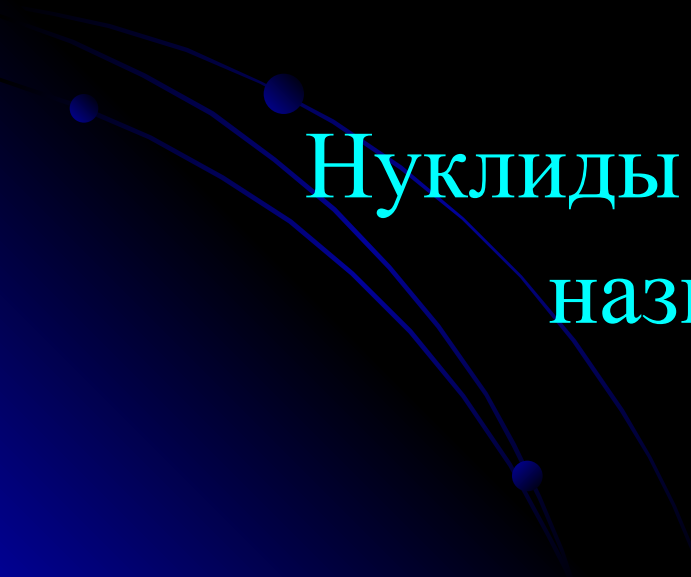
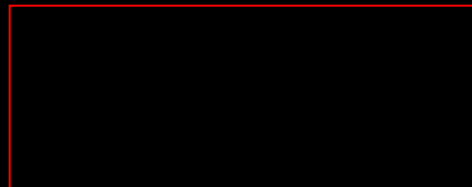
Нуклиды с одинаковым числом  $Z$   
называются **ИЗОТОПЫ**.



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



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



# Свойства элементарных частиц, образующих атом:

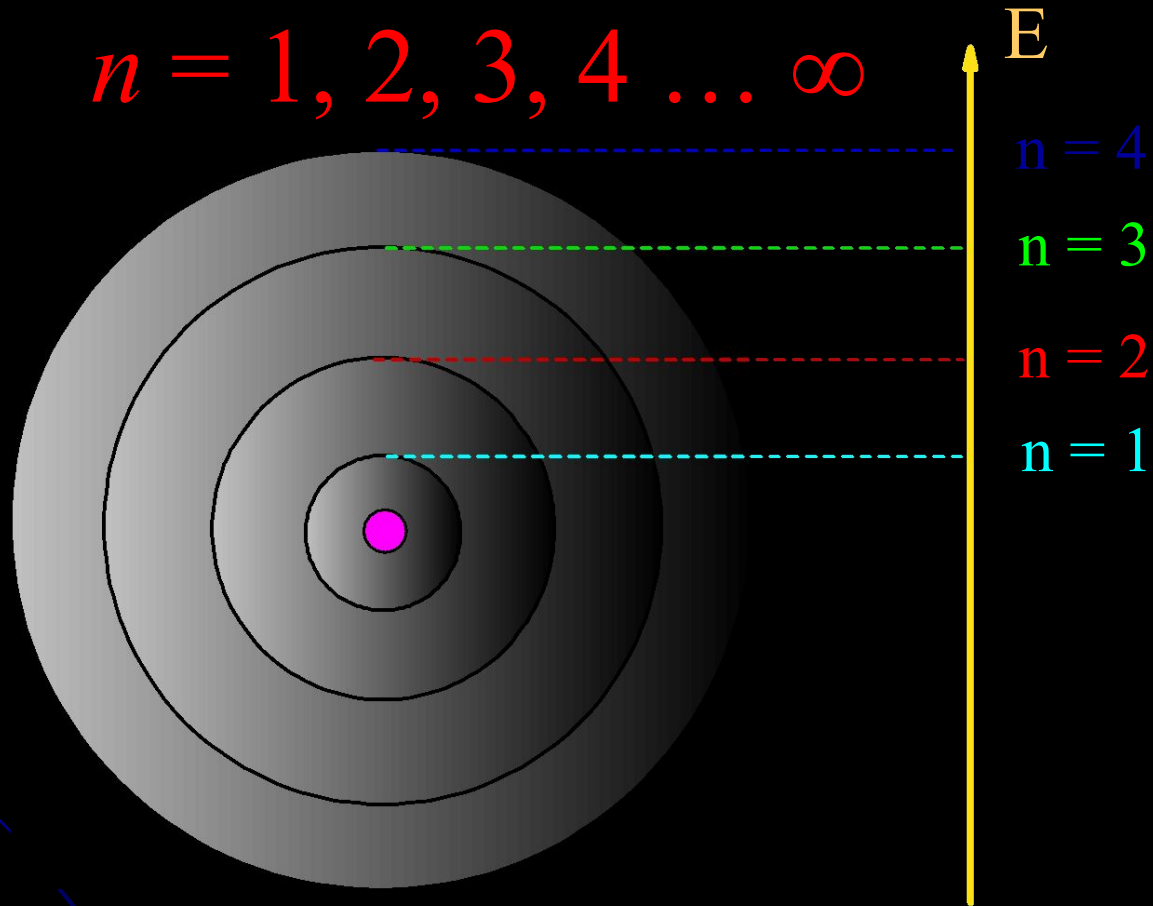
| Частица  | Заряд                 |          | Масса                 |         |
|----------|-----------------------|----------|-----------------------|---------|
|          | Кулон                 | Усл. Ед. | г                     | а.е.м.  |
| Электрон | $-1,6 \cdot 10^{-19}$ | - 1      | $9,10 \cdot 10^{-28}$ | 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

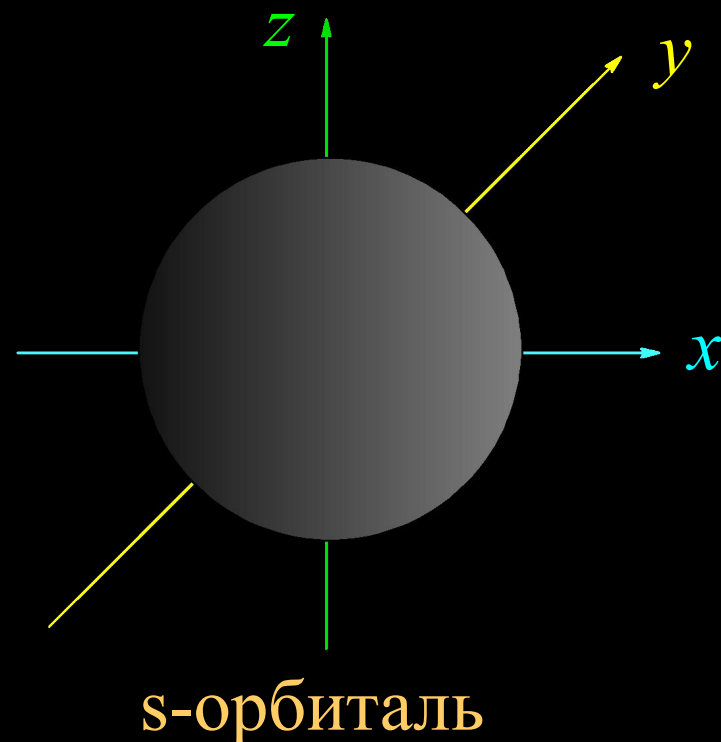
$$l = 0, 1, \dots, n - 1$$

|                             |   |   |   |   |   |
|-----------------------------|---|---|---|---|---|
| Значение $l$                | 0 | 1 | 2 | 3 | 4 |
| Обозначение<br>(подуровень) | s | p | d | f | g |

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

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

$l = 1$  (2p-подуровень)

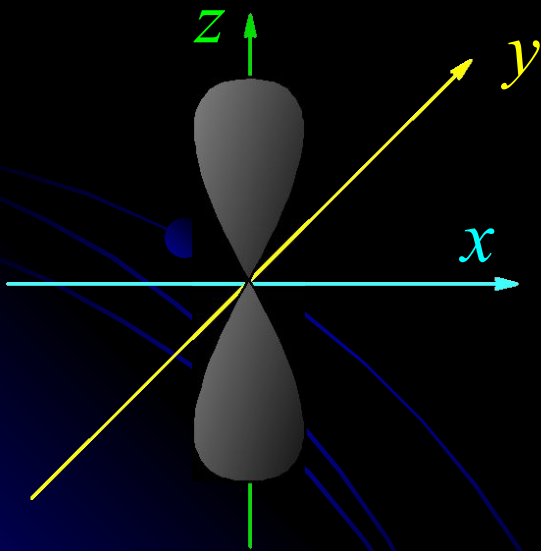


$m_l$  – МАГНИТНОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО

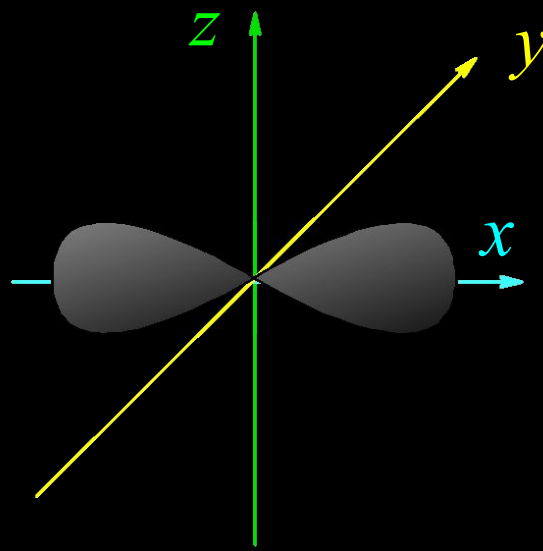
$$m_l = -l \dots 0 \dots +l$$

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

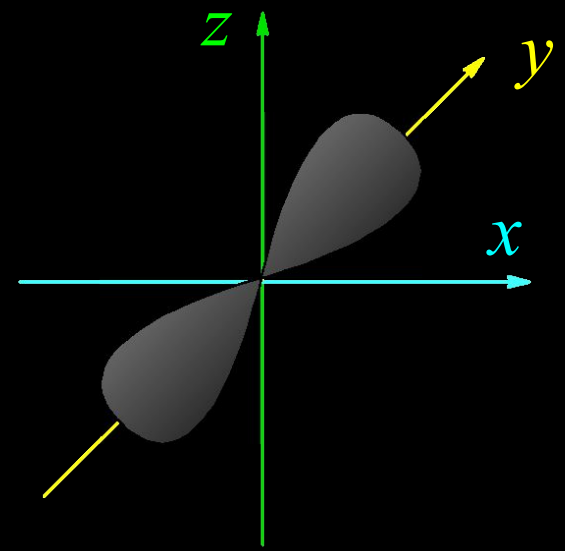
$$l = 1 \Rightarrow m_l = -1, 0, +1$$



$p_z$ -орбиталь



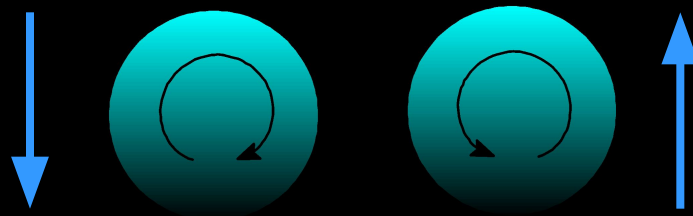
$p_x$ -орбиталь



$p_y$ -орбиталь

$m_s$  – СПИНОВОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО

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

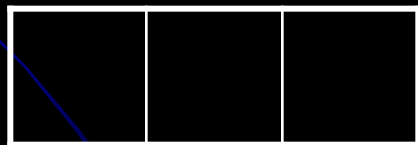


электроны

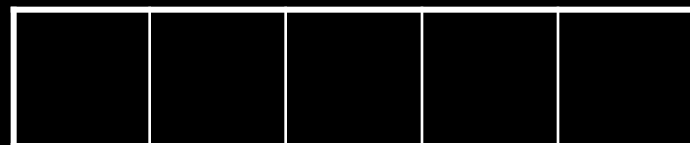
Представление атомных орбиталей в  
ВИДЕ КВАНТОВЫХ ЯЧЕЕК:



1s



2p



3d

# Строение электронных оболочек атомов

## 1. Принцип Паули:

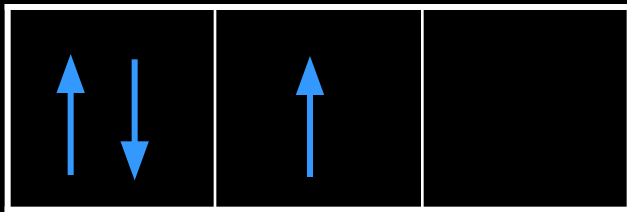
*В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором четырех квантовых чисел*

### 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  $2 \cdot (2l + 1)$

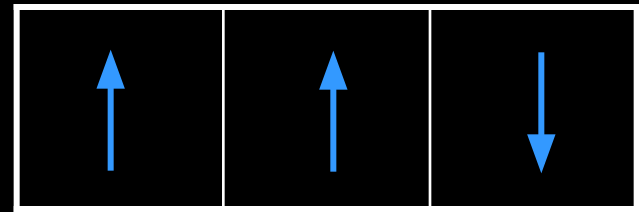
## 2. Правило Хунда:

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



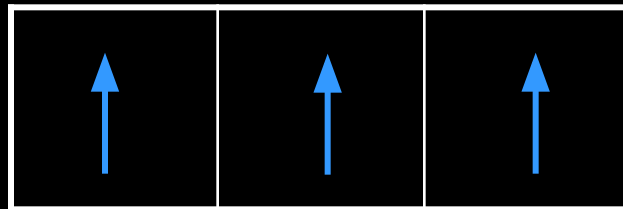
$$\Sigma|s| = \{+ 1/2 - 1/2 + 1/2\} = 1/2$$

(неверно)



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

(неверно)



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

(верно)

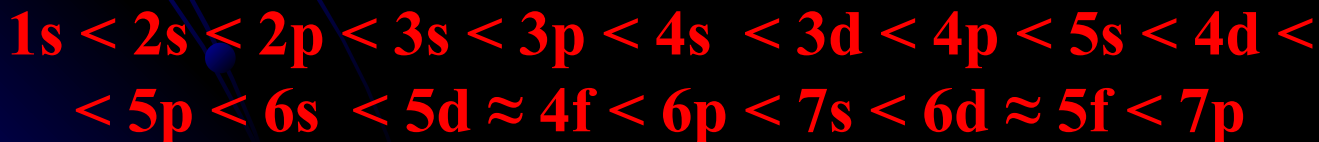
### 3. Принцип наименьшей энергии:

*Каждый электрон занимает свободную орбиталь с самой низкой энергией*

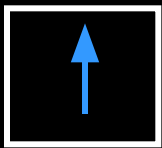
$$E \cong n + l$$

#### 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  $n$



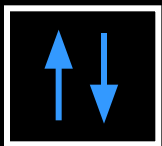
${}_1\text{H}$   $n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = \pm 1/2$



или  $1s^1$

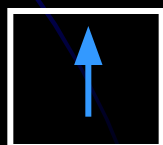
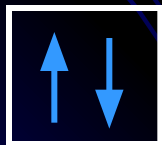
${}_2\text{He}$   $n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = + 1/2$

$n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = - 1/2$



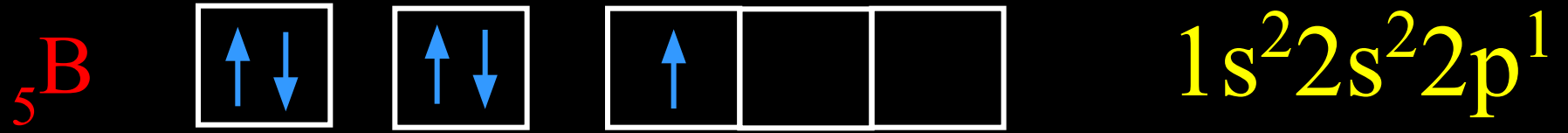
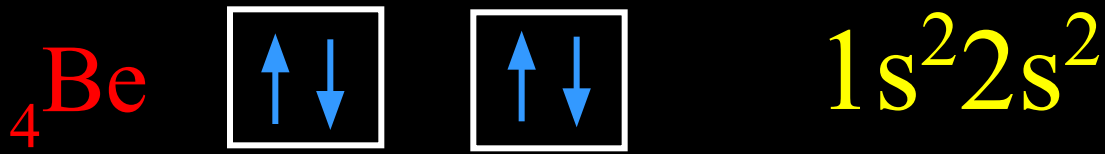
или  $1s^2$

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

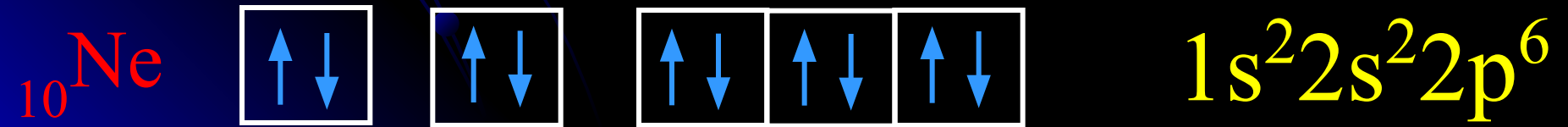
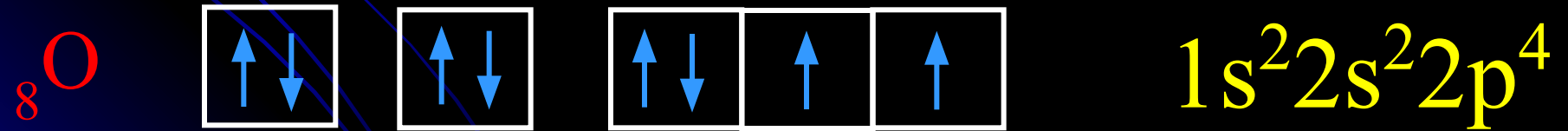
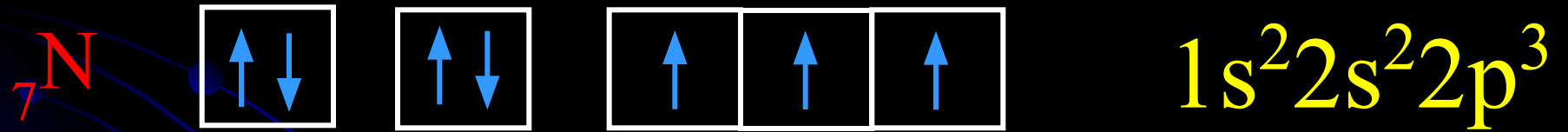
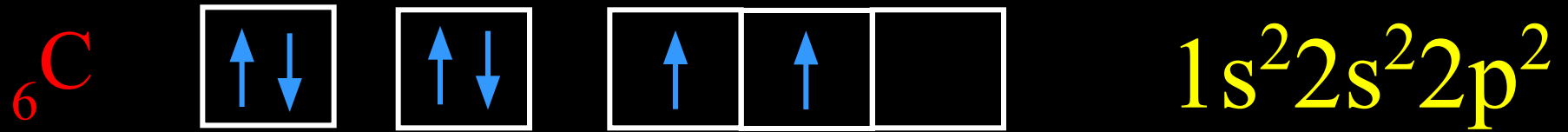


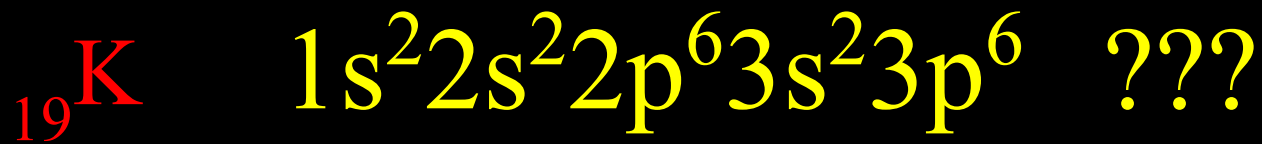
или  $1s^2 2s^1$





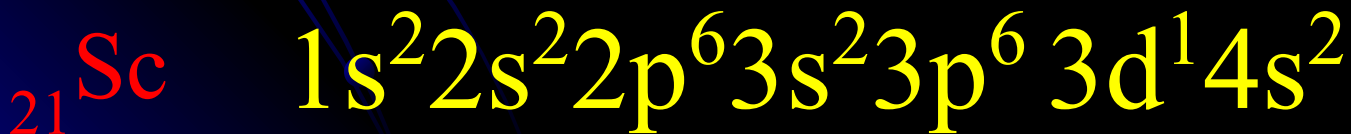
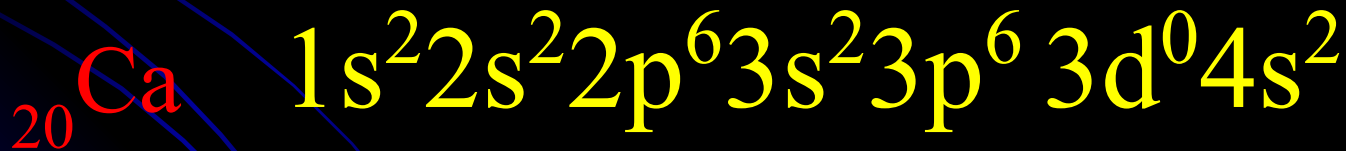
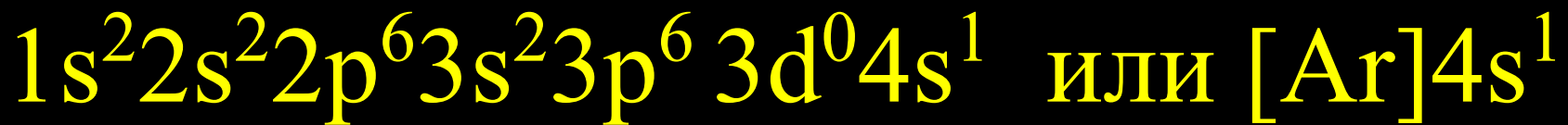
$n = 2, l = 1, m_l = -1, 0, +1, m_s = \pm 1/2$



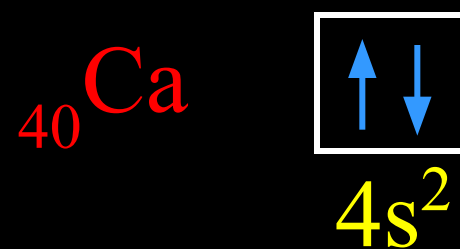
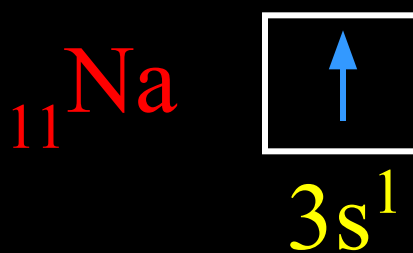
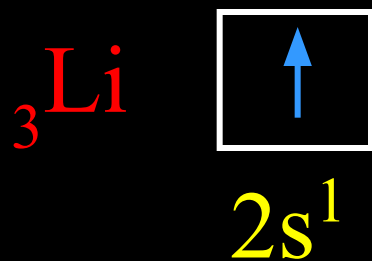


$3d: n + l = 3 + 2 = 5$

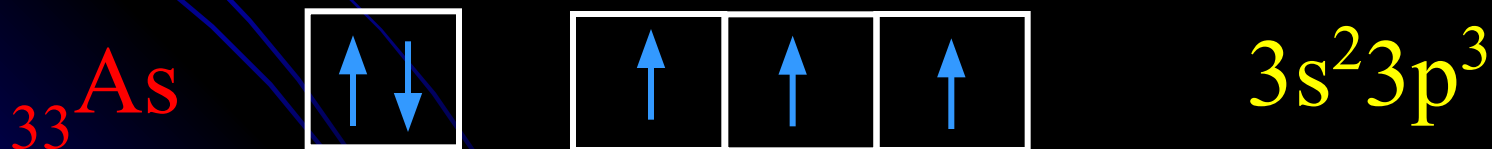
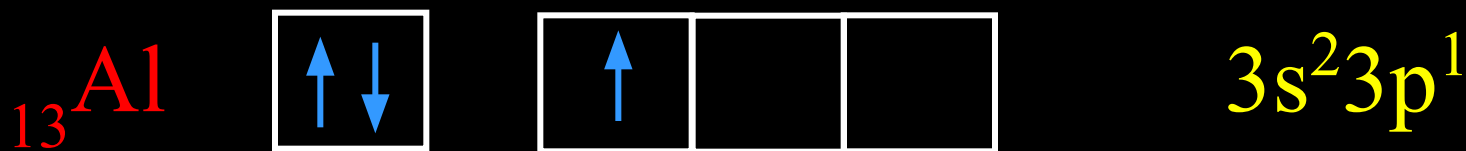
$4s: n + l = 4 + 0 = 4$



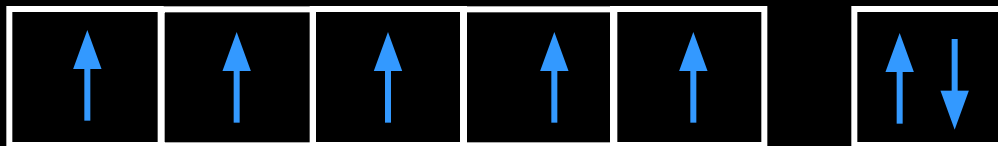
## S-ЭЛЕМЕНТЫ:



## p-ЭЛЕМЕНТЫ:

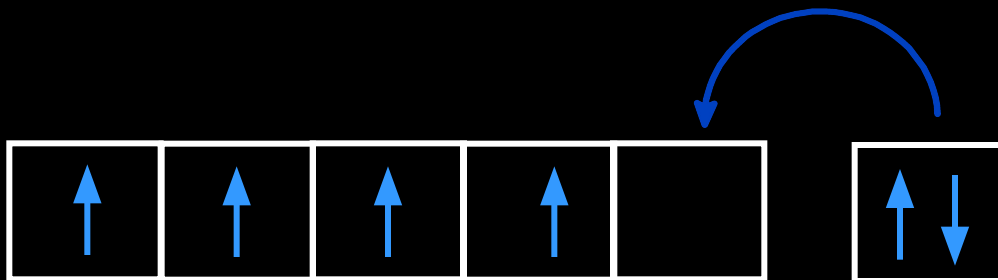


$_{25}\text{Mn}$

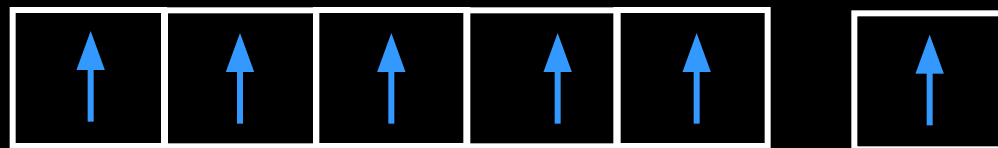


$3d^5 4s^2$

$_{24}\text{Cr}$

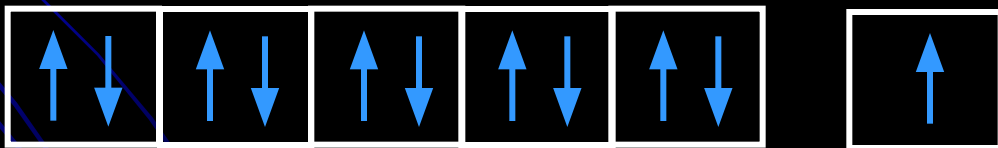


$3d^4 4s^2$



$3d^5 4s^1$

$_{29}\text{Cu}$



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

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

Атом – это наибольшая частица, всегда сохраняющаяся в химических реакциях

