

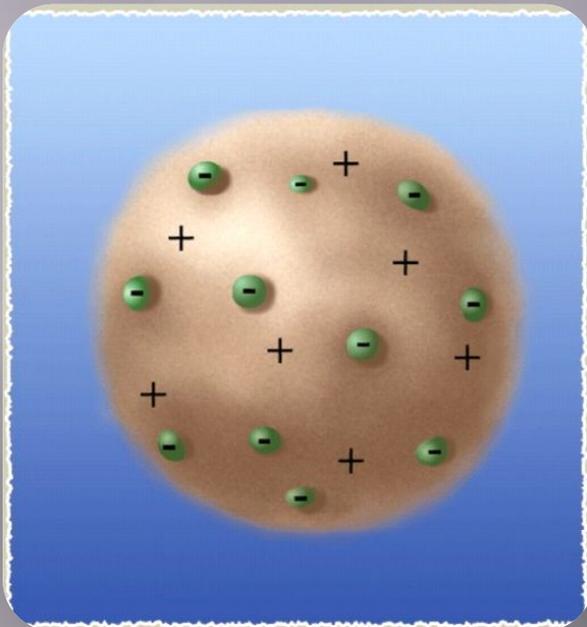
# СТРОЕНИЕ АТОМА.

Обучающая презентация для  
учащихся 11-ых классов

# Модели атома

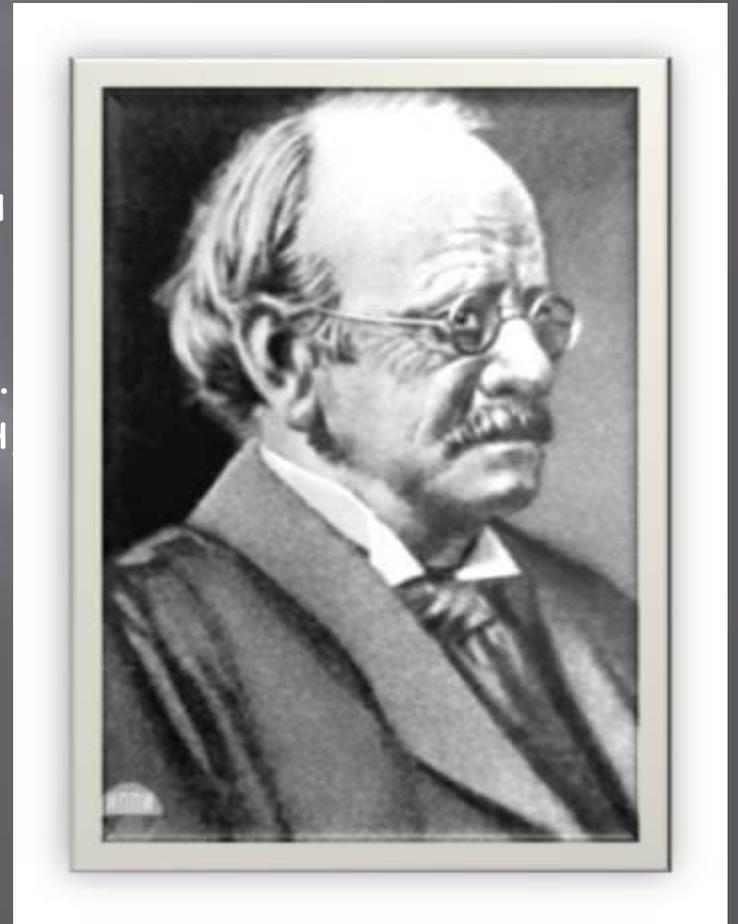
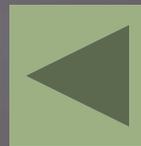
- Модель атома Томсона
- Модель атома Резерфорда
- Модель атома Бора

# Модель атома Томсона



«Пудинг с изюмом»

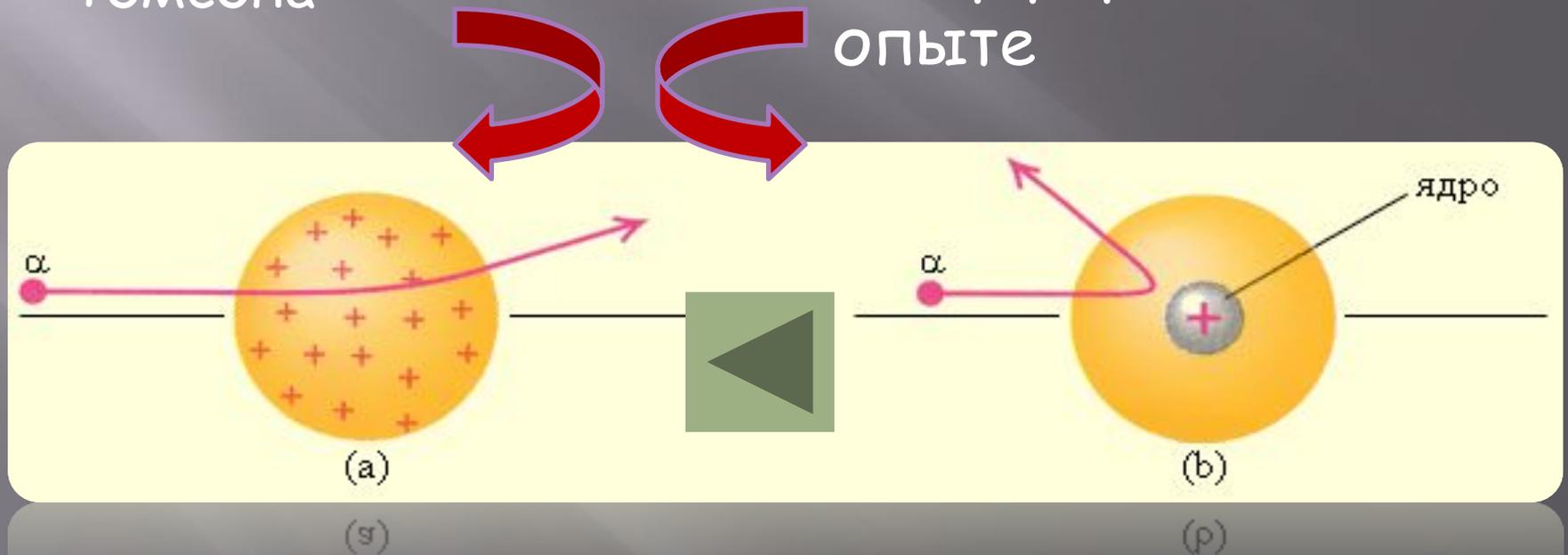
Джозеф Томсон  
(1856 -1940),  
английский  
учёный, в 1897г.  
открыл электрон  
предложил  
модель атома



# Модель атома Резерфорда

Так должно  
было  
происходить  
рассеяние  $\alpha$ -  
частиц в атоме  
Томсона

Такое рассеяние  
 $\alpha$ -частиц  
наблюдал  
Резерфорд на  
опыте



Ядро

-

Сравните  
соотношение  
размеров  
ядра и  
электрона в  
атоме



# Модель атома Бора

Построена на основе  
Планетарной модели  
Резерфорда,  
приправленной  
квантовыми постулатами:

- 1 постулат: Электрон может вращаться вокруг ядра не по любым, а только по некоторым определенным круговым орбитам. Их называли стационарными.
- 2 постулат: Излучение или поглощение энергии атомом происходит при скачкообразном переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую.



Н. Бор.

**Бор** (Bohr) Нильс (1885-1962) - датский физик, один из создателей современной физики. Основатель (1920) и руководитель Института теоретической физики в Копенгагене (Институт Нильса Бора); создатель мировой научной школы; иностранный член АН СССР (1929). В 1943-45 работал в США. Создал теорию атома, в основу которой легли планетарная модель атома, квантовые представления и предложенные им постулаты. Важные работы по теории металлов, теории атомного ядра и ядерных реакций. Труды по философии естествознания. Активный участник борьбы против атомной угрозы. Нобелевская премия (1922).

убеины (1833)

премия (1922)

убеины (1833)

добры работы атомной угрозы: Нобелевская по философии естествознания, активный участник



# Корпускулярно-волновые свойства микромира

Элементарные частицы имеют ничтожно малые массы и размеры, поэтому обладают особыми свойствами.

Квантовая механика характеризует частицы микромира как объекты с двойственной природой – **корпускулярно-волновым дуализмом**: они являются одновременно и **частицами и волнами**.

Корпускулярно-волновой дуализм объектов микромира доказан явлениями интерференции (наложение волн друг на друга) и дифракцией (огибание волной препятствия).

# Протонно-нейтронная теория

В 1932 г была разработана протонно-нейтронная теория строения атомного ядра. Итак:

Ядро состоит из протонов, имеющих заряд  $+1$  и массу  $1$ , и нейтронов, имеющих заряд  $0$ , и массу  $1$ .

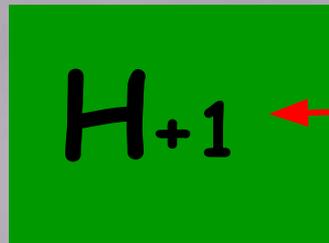
Их называли нуклонами.

Таким образом, сформировалось понятие атом - электронейтральная система взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из ядра и электронов.

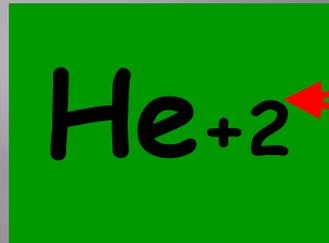
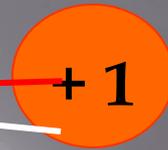
# Строение ядра

Протон -  
масса = 1,  
заряд = +1

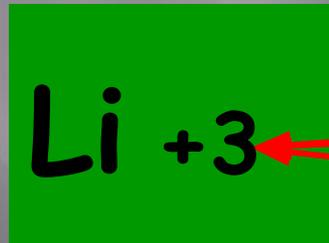
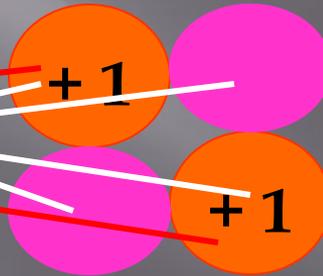
Нейтрон -  
масса = 1,  
заряд = 0



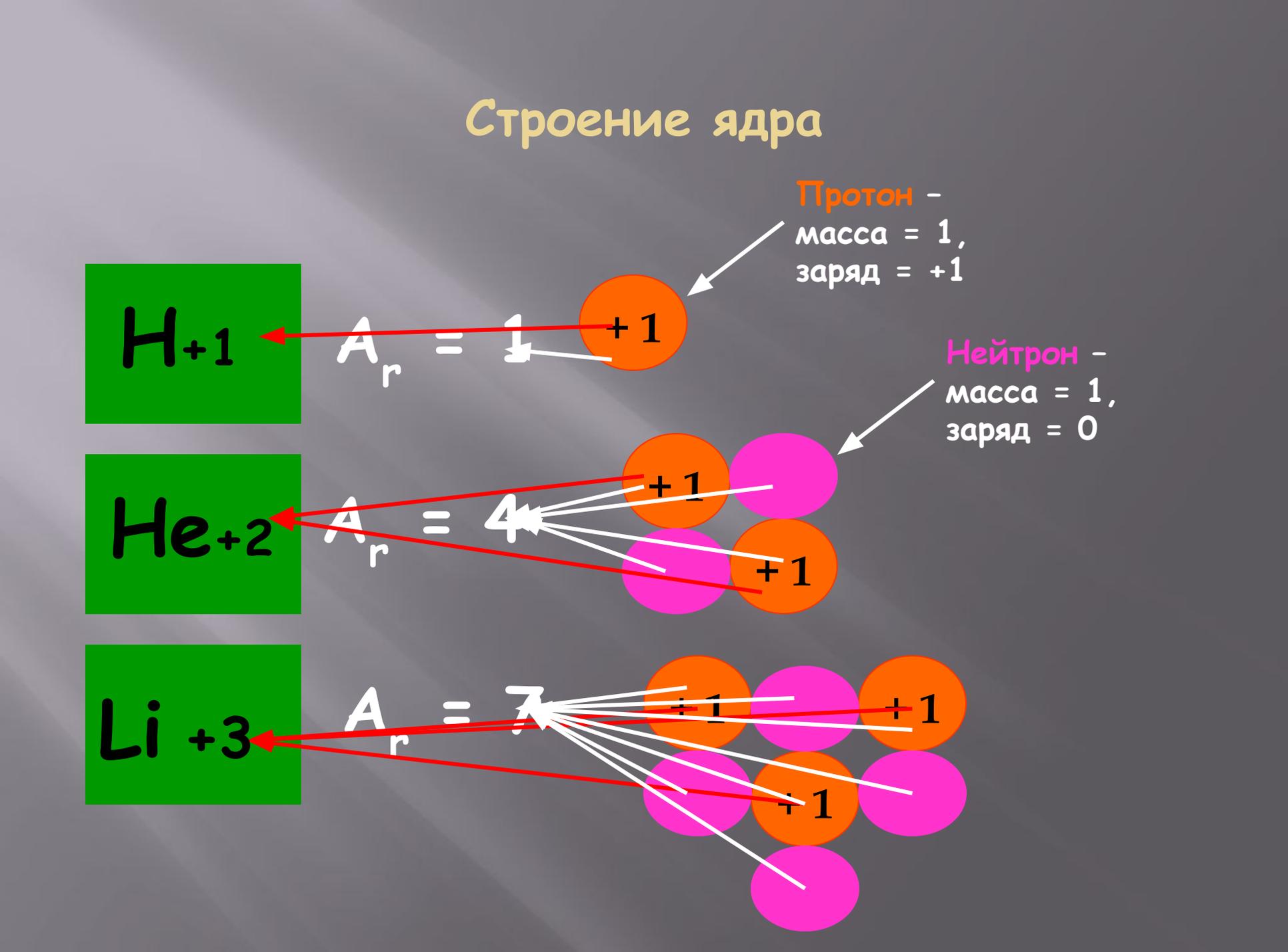
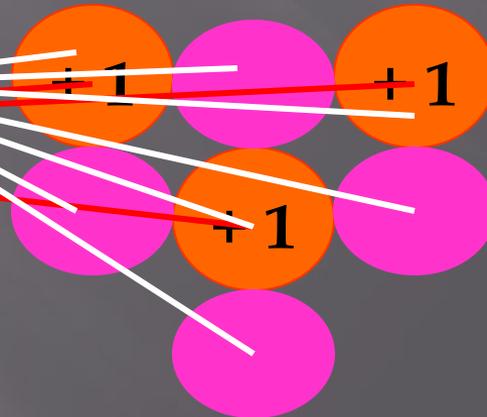
$A_r = 1$



$A_r = 4$



$A_r = 7$



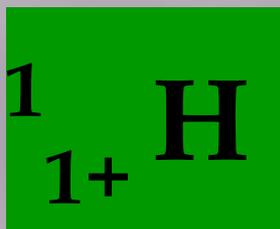
Что произойдет, если изменится  
число протонов в ядре?

Изменение числа протонов в ядре приведет к образованию нового химического элемента, так как изменится заряд ядра.

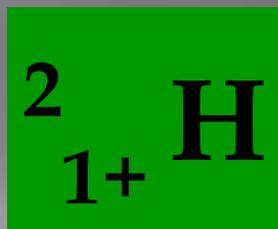
# Что произойдет, если изменится число нейтронов в ядре атома?

Изменение числа нейтронов в атоме приведет к **изменению атомной массы** элемента, **заряд ядра атома при этом не изменится**. В результате образуются **ИЗОТОПЫ** – разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разную относительную атомную массу.

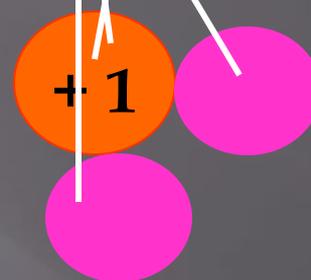
# ИЗОТОПЫ



Протий



Дейтерий



Тритий

# Повторим

1. Какие модели строения атома Вам известны? В чем их несостоятельность?
2. Какие постулаты предложил Н. Бор? Почему его теория считается важнейшим этапом в развитии представлений о строении атома?
3. Объяснить двойственную природу электрона.
4. В чем суть протонно-нейтронной теории?

# СОСТОЯНИЕ ЭЛЕКТРОНА В АТОМЕ

Квантовые числа. Принципы  
заполнения электронных оболочек  
атомов электронами.

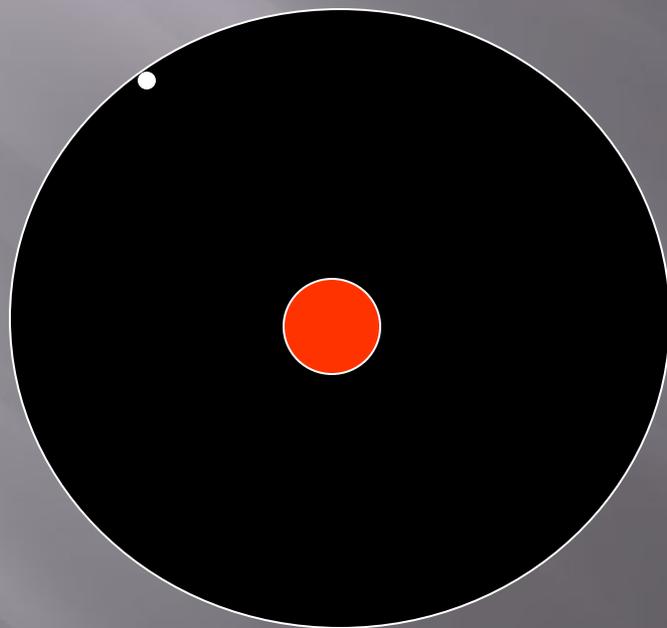
# Важнейшие понятия

**Состояние электрона в атоме** - это совокупность информации об энергии определенного электрона и пространстве, в котором он находится.

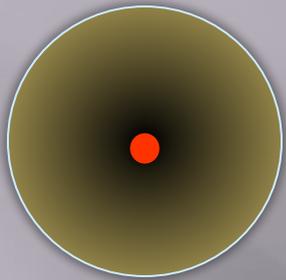
**Электронное облако** - это объем пространств относительно ядра, в котором сосредоточена вся масса и весь заряд электрона.

**Атомная орбиталь** - это объем пространства относительно ядра, в котором сосредоточено около 90% электронной плотности.

# Электронное облако

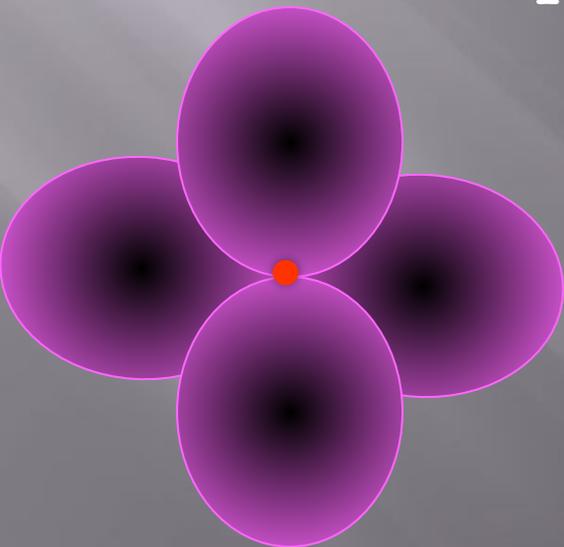
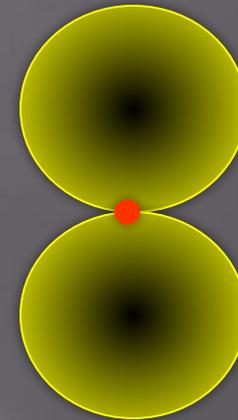


# Формы атомных орбиталей



Сферическая форма  
( $s$  - электронная орбиталь)

Форма объемной восьмерки ( $p$  - электронная орбиталь)



Перекрещенные объемные  
восьмерки  
( $d$  - электронные орбитали)

# Квантовые числа

Совокупность сложных движений электрона в атоме характеризуются квантовыми числами.

Различают:

$n$  – главное квантовое число;

$l$  – побочное (орбитальное) квантовое число;

$m_l$  – магнитное квантовое число;

$m_s$  – магнитное спиновое число.

# Главное квантовое число ( $n$ )

Характеризует общую энергию электрона данного энергетического уровня.

Принимает целые значения: 1,2,3...

Главное квантовое число соответствует номеру периода.

# Побочное квантовое число (l)

Характеризует **запас энергии** электрона в пределах энергетического уровня. Принимает значения от 0 до  $n-1$ .

Определяется по формуле:  $l = n-1$

(характеризует форму орбиталей)

$l = 0$  соответствует **s-подуровню** (сферическая форма орбитали)

$l = 1$  соответствует **p-подуровню** (орбиталь формы объемной восьмерки)

$l = 2$  соответствует **d-подуровню** (орбиталь более сложной формы)

$l = 3$  соответствует **f-подуровню** (орбиталь более сложной формы).

# Магнитное квантовое число $m_l$

Характеризует распределение орбиталей в магнитном поле ядра. Зависит от побочного квантового числа. Принимает значения от  $-l, 0, +l$ .

Определяет количество атомных орбиталей.

Определяется по формуле:  $m_l = 2l + 1$

# Магнитное спиновое квантовое число ( $m_s$ )

Это собственный момент импульса электрона.

Может принимать значения:  $-1/2$  или  $+1/2$   
(характеризует вращение электрона по часовой или против часовой стрелки).

# Задание

Опишите состояние электронов в атоме химического элемента №8, используя все квантовые числа.

# Принципы заполнения электронных оболочек

1. Принцип наименьшей энергии.
2. Принцип Паули.
3. Правило Хунда
4. Правило Клечковского.

Задание: Напишите электронную и графическую формулу элемента №19.

# Принцип наименьшей энергии

Электрон занимает тот энергетический уровень, тот подуровень, ту атомную орбиталь, которым соответствует минимальный запас энергии.

(Поэтому сначала заполняются энергетические уровни которые располагаются ближе к ядру).

# Принцип Паули

В одном и том же атоме не может быть двух электронов, обладающих одинаковым набором квантовых чисел, (т.е. не может быть двух электронов в одинаковом состоянии).

То есть: электронной формуле  $1s^2$

$$n = 1$$

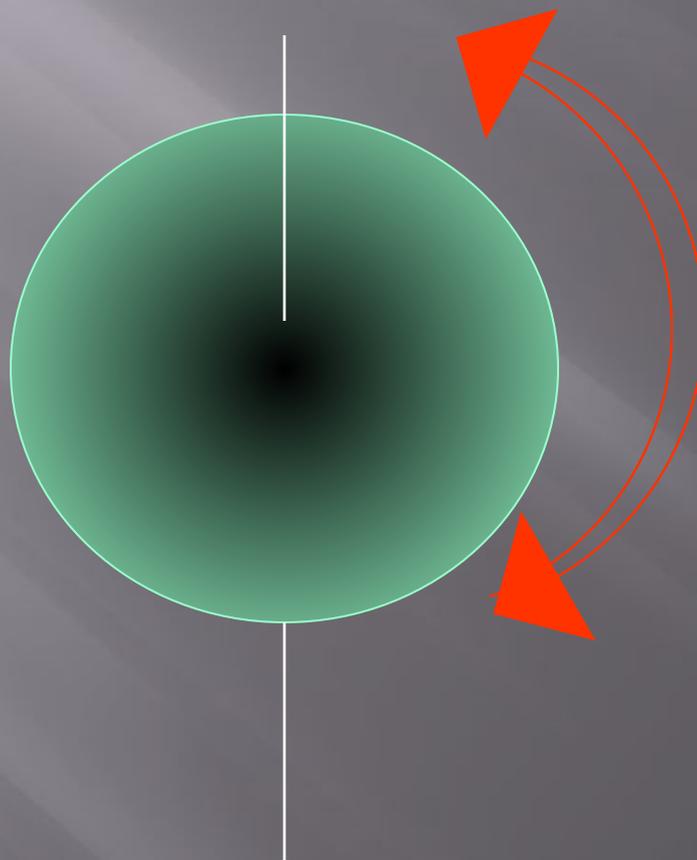
$l = 0$ , один  $s$ -подуровень, электронов два, они обладают противоположными спинами  $-1/2$  и  $+1/2$

# Правило Хунда

Правило Хунда определяет порядок заполнения орбиталей определённого подслоя и формулируется следующим образом: суммарное спиновое число электронов данного подслоя должно быть максимальным.

Это означает, что в каждой из орбиталей подслоя заполняется сначала один электрон, а только после исчерпания незаполненных орбиталей на эту орбиталь добавляется второй электрон. При этом на одной орбитали находятся два электрона с полусельными спинами противоположного знака, которые спариваются (образуют двухэлектронное облако) и, в результате, суммарный спин орбитали становится равным нулю.

# Спин электрона



Вращение по часовой  
стрелке –  
положительный спин

Вращение против  
часовой стрелки –  
отрицательный спин

# Правило Клечковского

Заполнение электронами орбиталей в атоме происходит в порядке возрастания суммы главного и орбитального квантового чисел ( $n + l$ ).

При одинаковой сумме раньше заполняется орбиталь с меньшим значением главного квантового числа.

Итак,  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s...$

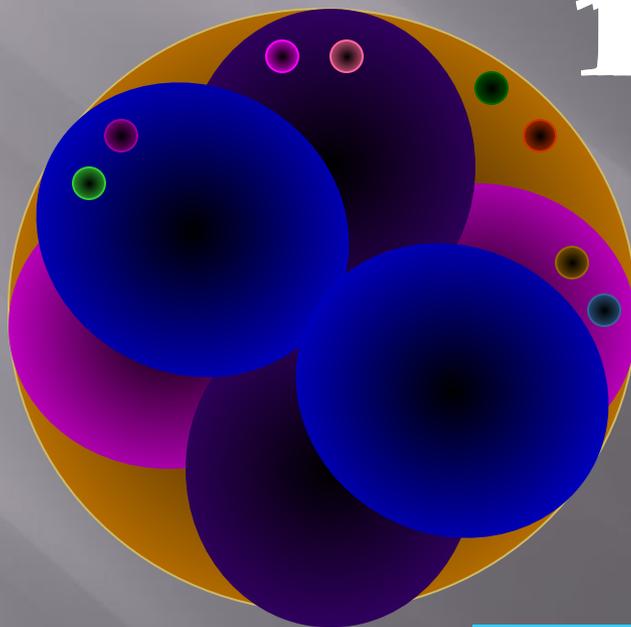
Рассмотрим на примере элементов четвертого периода.

# Электронная формула атома и ее графическое изображение у элементов первого периода

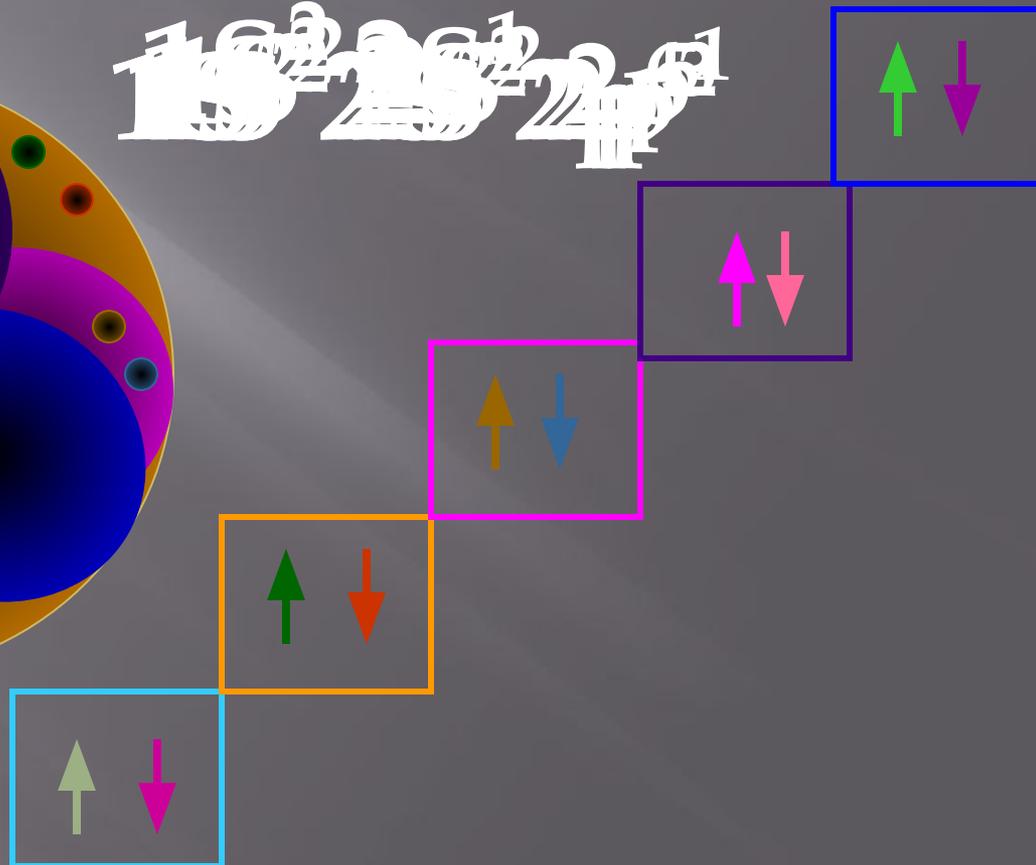


# Элементы второго периода

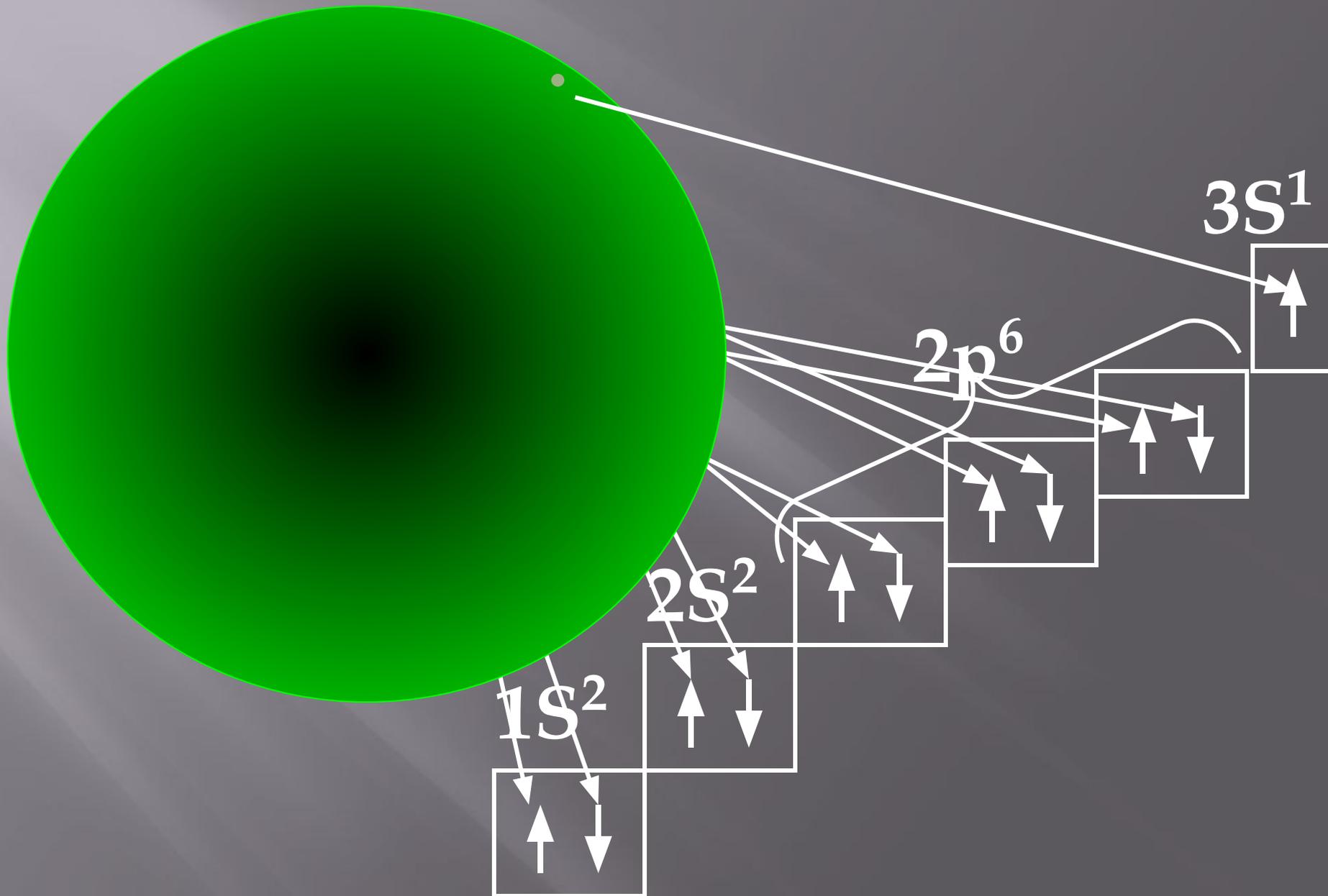
Li Be B C N O F Ne



1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup>



# Строение атома натрия



# Изменение внешнего электронного уровня у элементов третьего периода

