

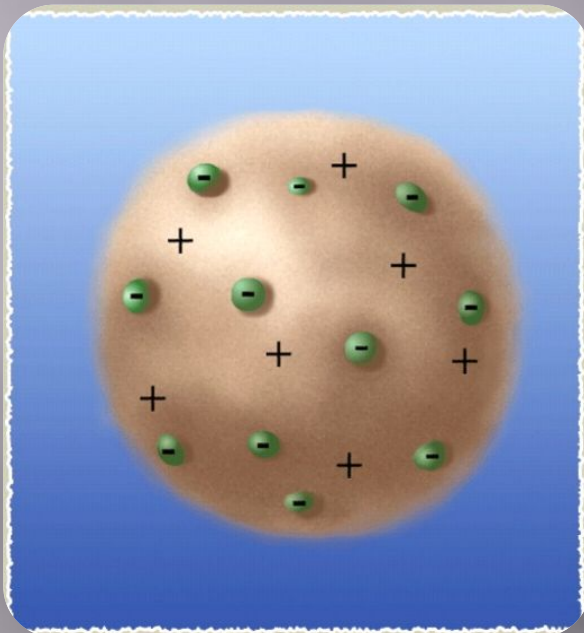
# СТРОЕНИЕ АТОМА.

Обучающая презентация для  
учащихся 11-ых классов

# Модели атома

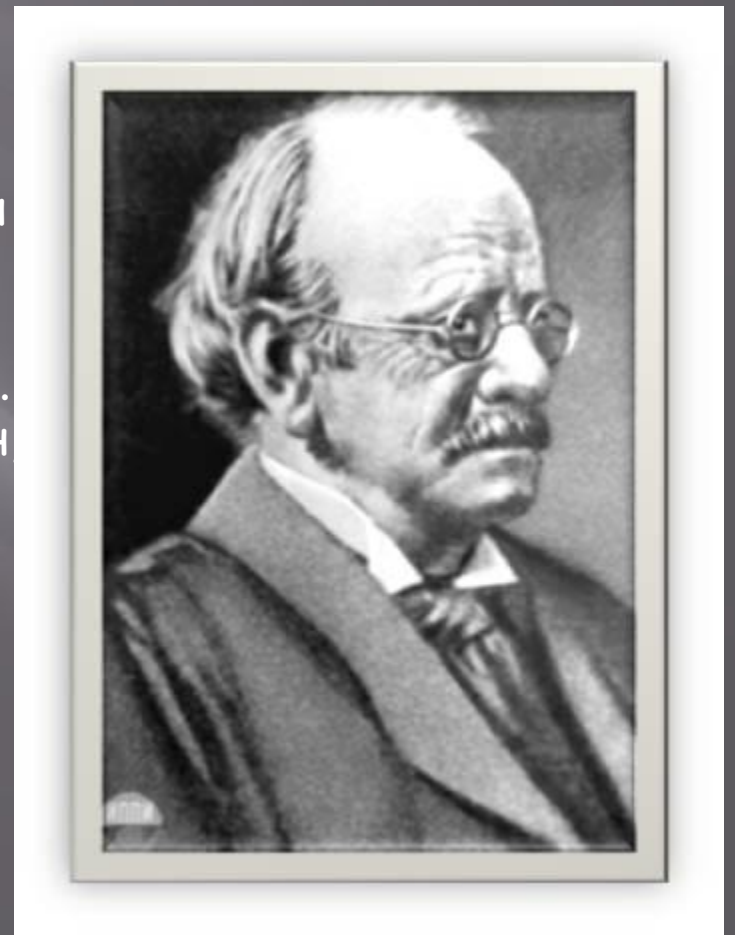
- Модель атома Томсона
- Модель атома Резерфорда
- Модель атома Бора

# Модель атома Томсона



«Пудинг с изюмом»

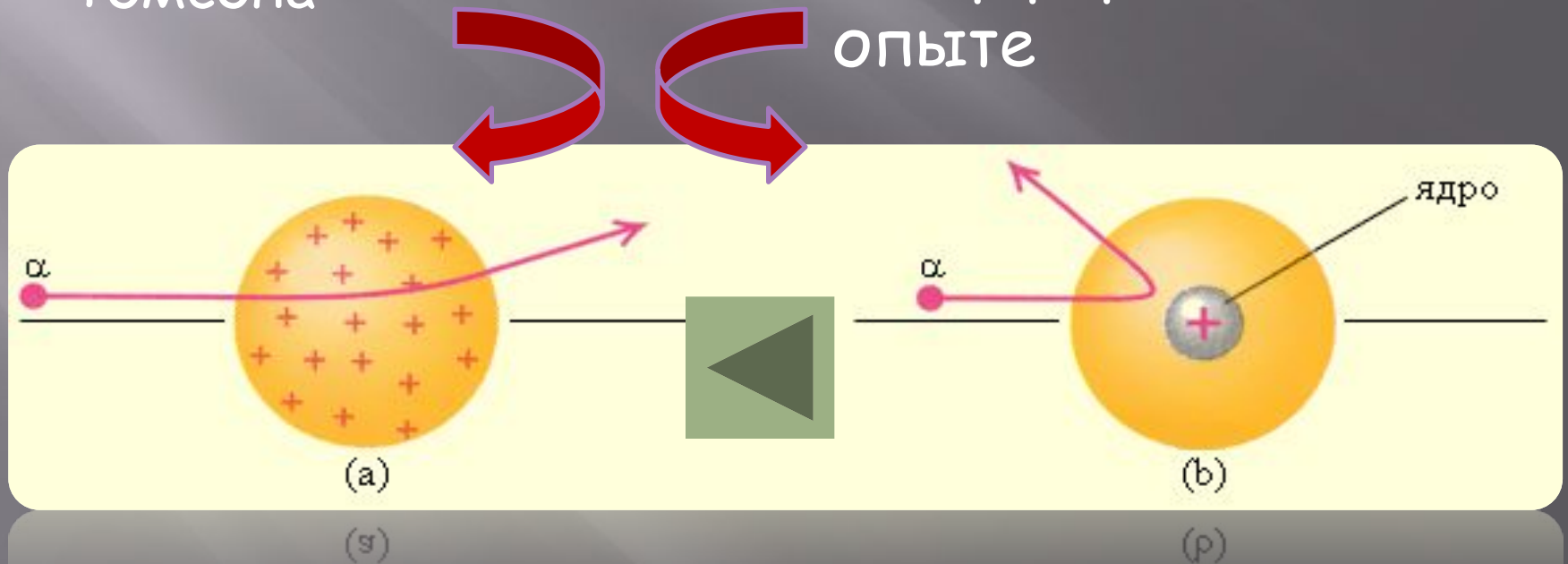
Джозеф Томсон  
(1856 -1940),  
английский  
учёный, в 1897г.  
открыл электрон  
предложил  
модель атома



# 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 (1855)

премия (1922)

убеины (1855)

добры работы атомной угрозы Нобелевская по философии естествознания, активным участником



# 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.

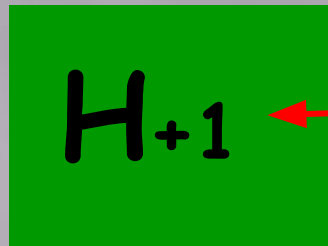
Таким образом, сформировалось понятие атом - электронейтральная система взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из ядра и электронов.



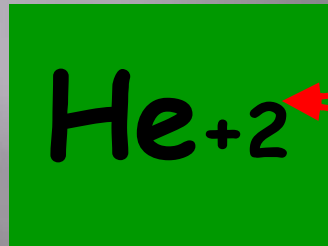
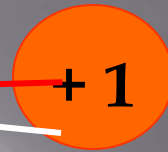
# Строение ядра

Протон -  
масса = 1,  
заряд = +1

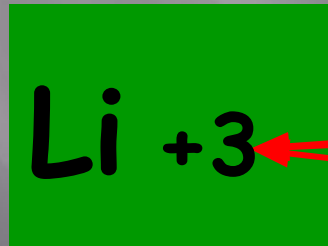
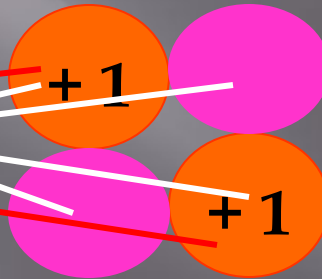
Нейтрон -  
масса = 1,  
заряд = 0



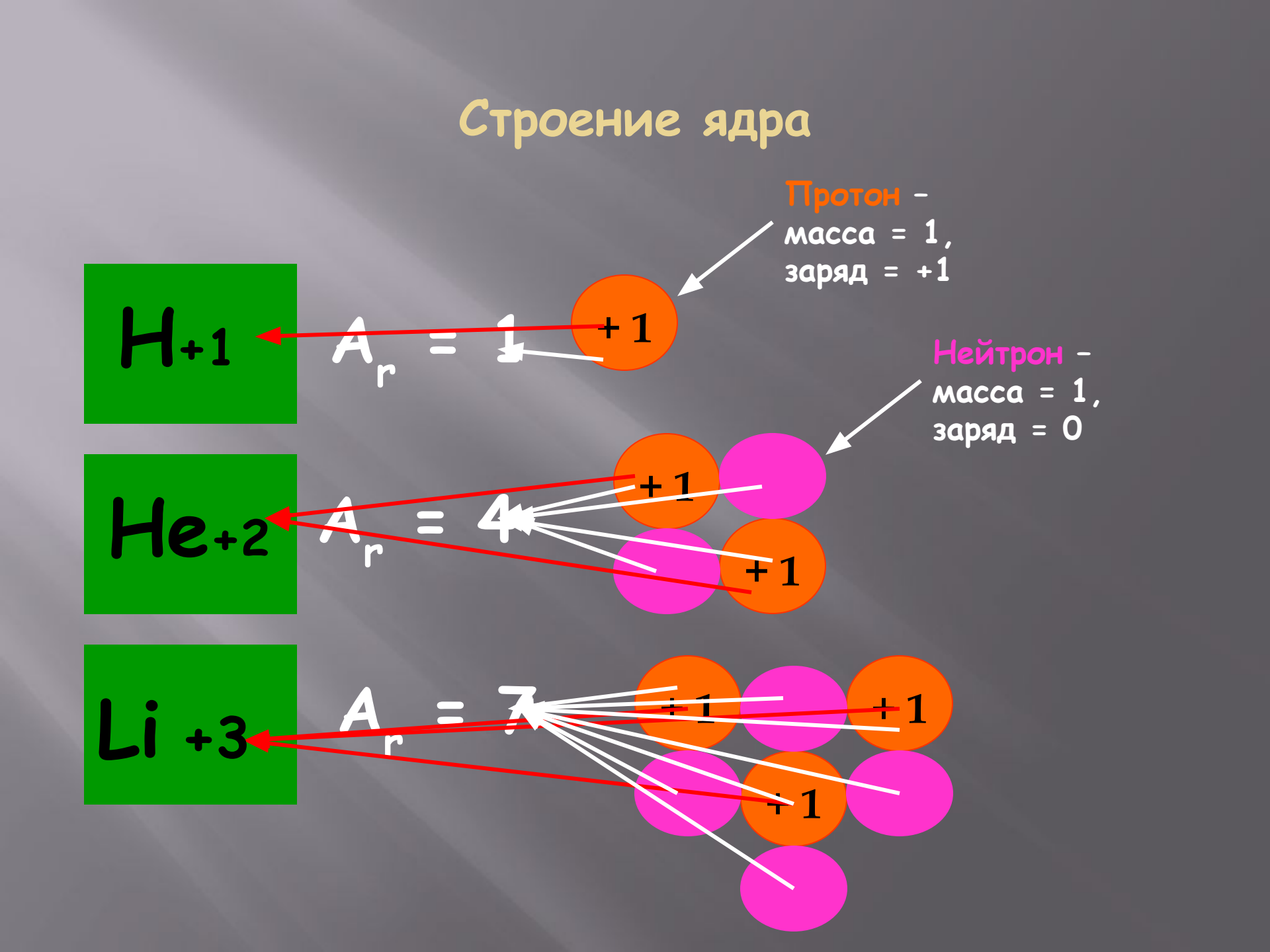
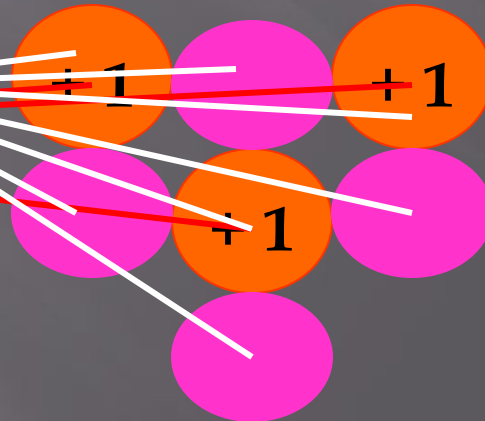
$A_r = 1$



$A_r = 4$



$A_r = 7$



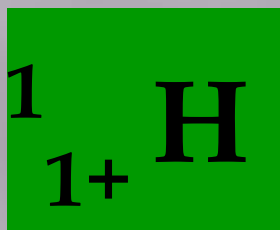
Что произойдет, если изменится  
число протонов в ядре?

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

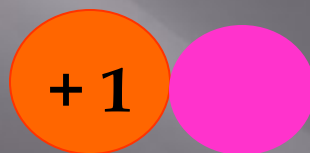
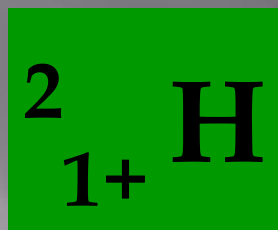
# Что произойдет, если изменится число нейтронов в ядре атома?

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.

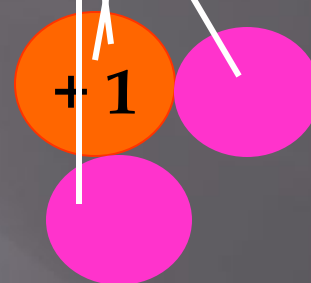
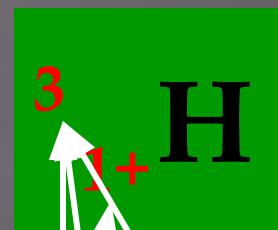
# ИЗОТОПЫ



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.

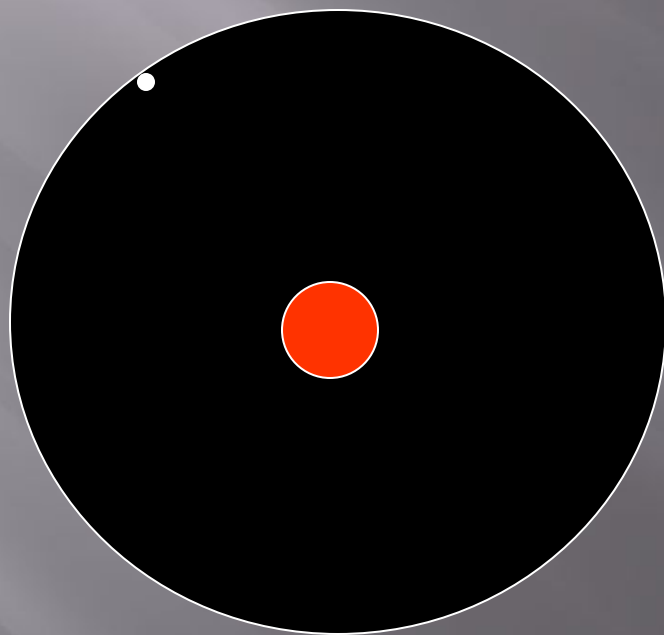
# Важнейшие понятия

**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.

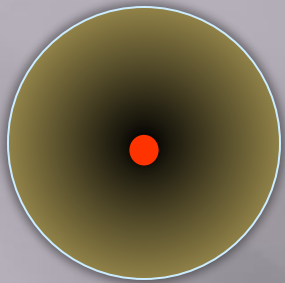
**Атомная орбиталь** - это объем пространства относительно ядра, в котором сосредоточено около 90% электронной плотности.

# Электронное облако



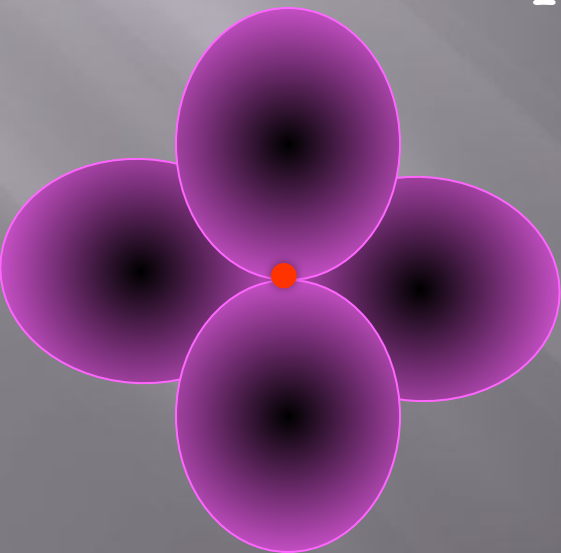
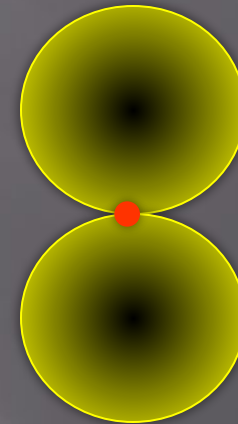


# ФОРМЫ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ



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  $1s^2$

$$n = 1$$

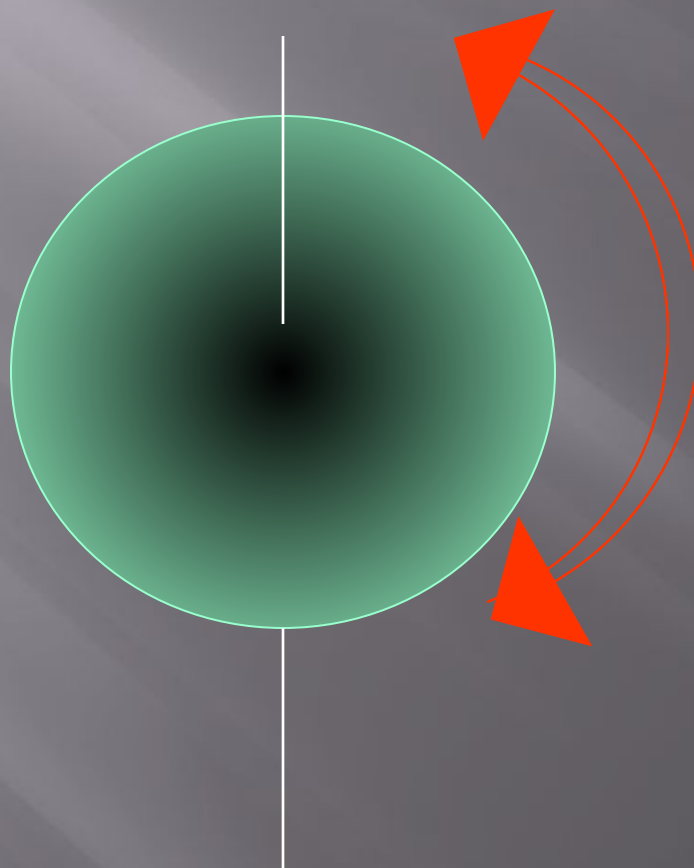
$l = 0$ , один  $s$ -подуровень, электронов два, они обладают противоположными спинами  $-1/2$  и  $+1/2$

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

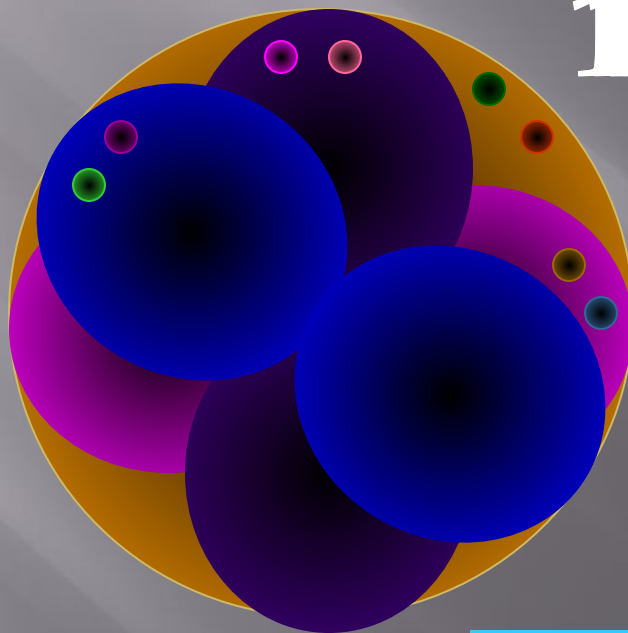
Рассмотрим на примере элементов четвертого периода.

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

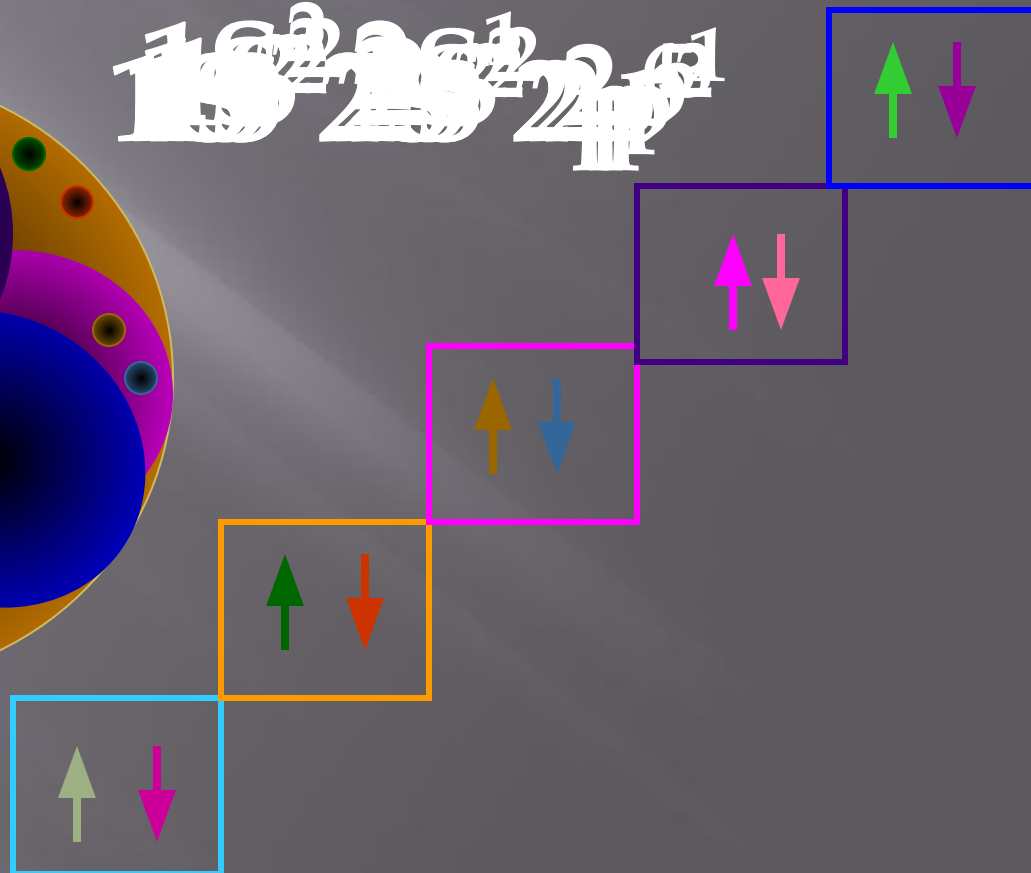


# Элементы второго периода

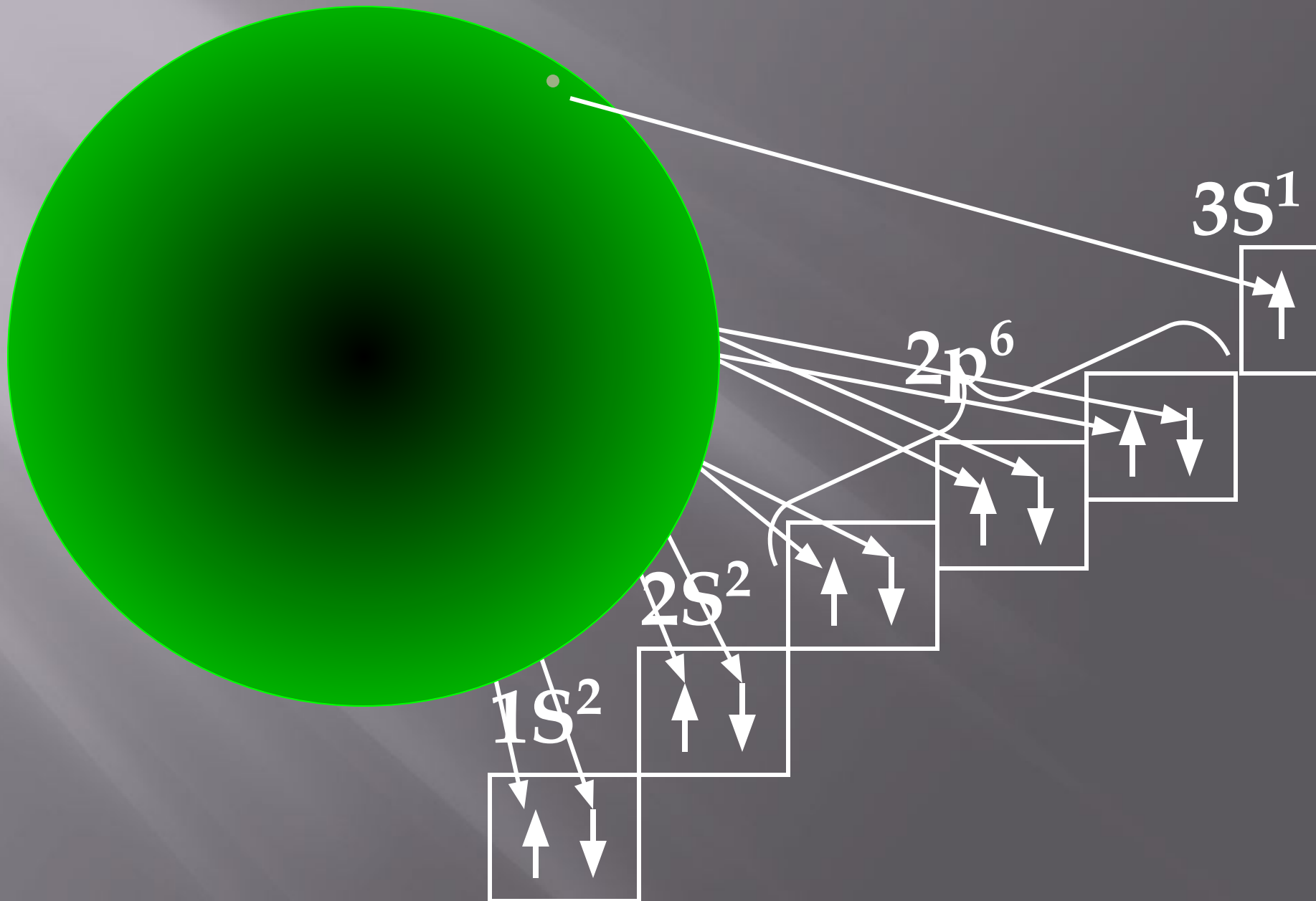
Li Be B C N O F Ne



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



# Строение атома натрия





# Изменение внешнего электронного уровня у элементов третьего периода

