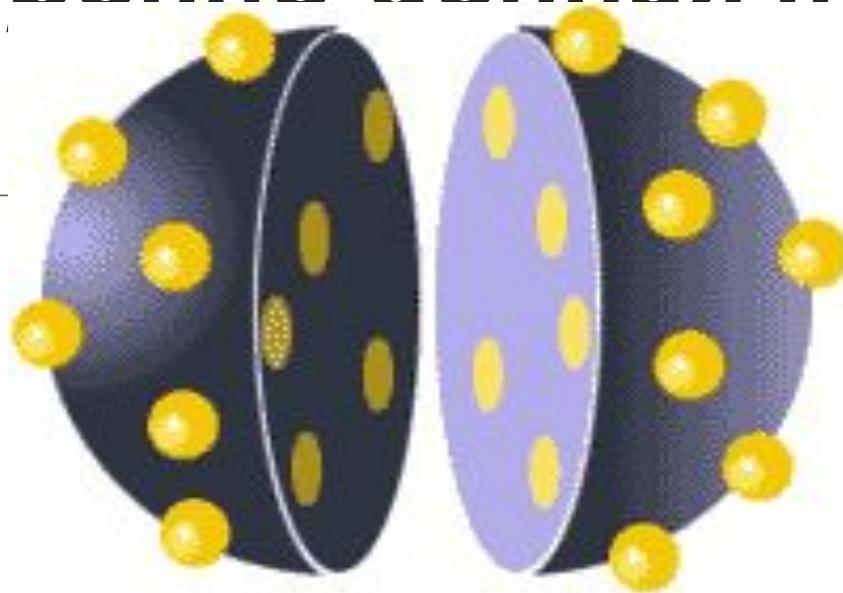


Строение атома

11 класс

Первая гипотеза строения атома предложена английским учёным Томсоном (1904) - **статическая** или **электронно-ионная теория**



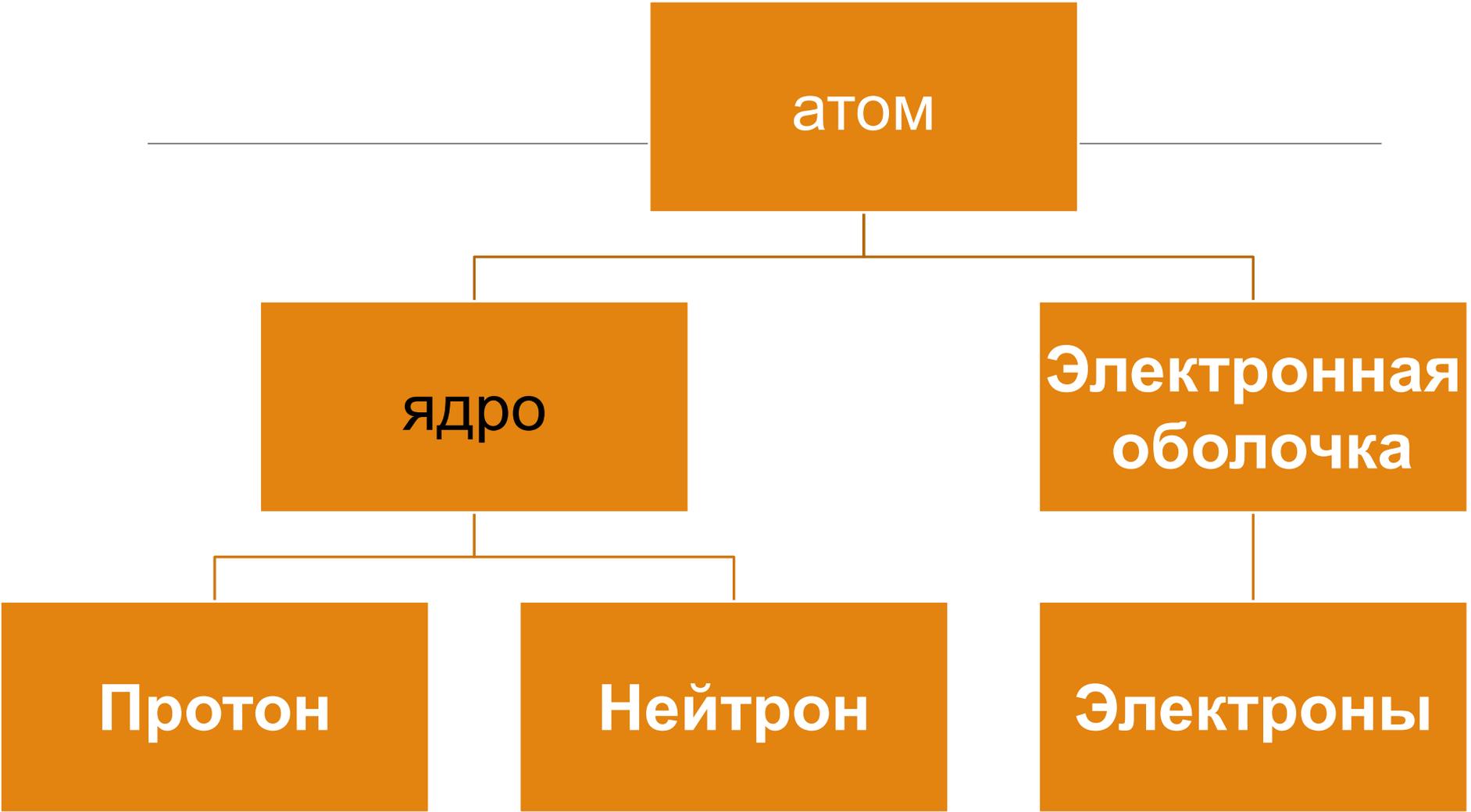
Пудинговая модель

Для проверки гипотезы Томсона Резерфорд (1911) провёл серию опытов по рассеиванию альфа -частиц тонкими металлическими пластинами.



Планетарная модель атома

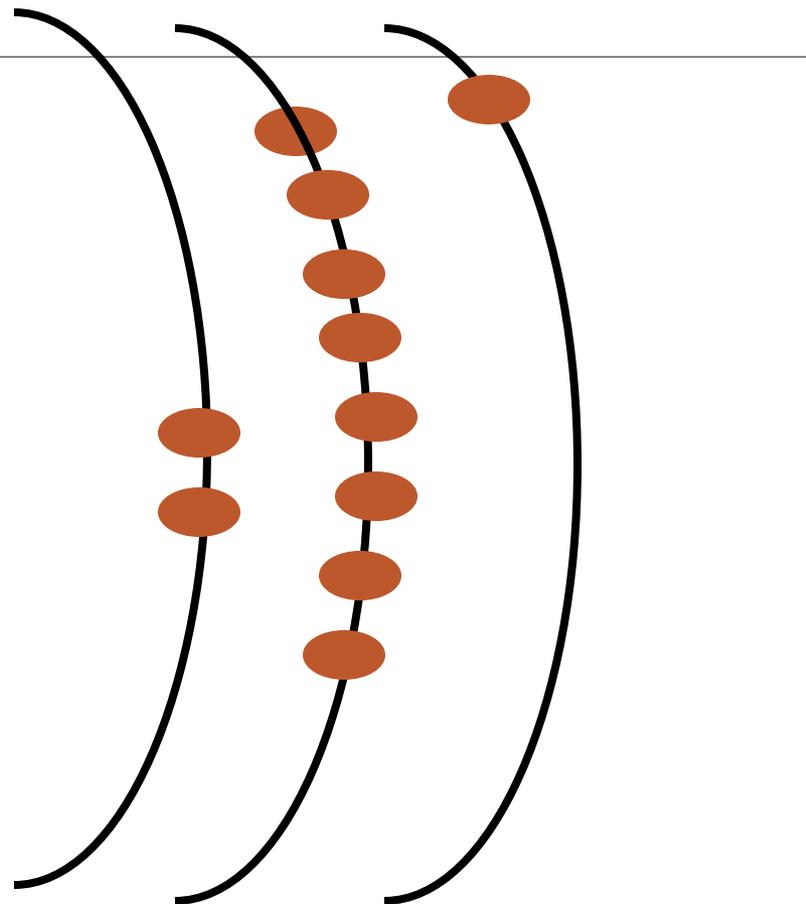
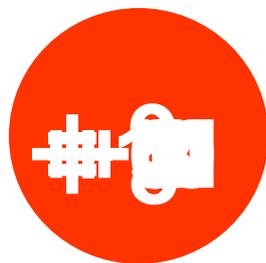
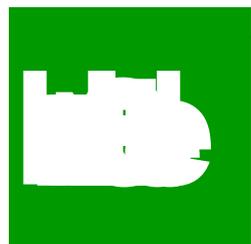




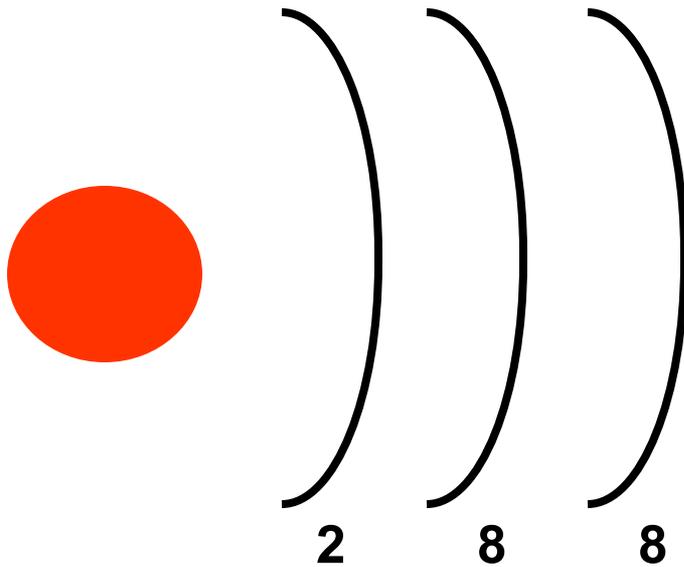
Сравнение размеров ядра и электрона



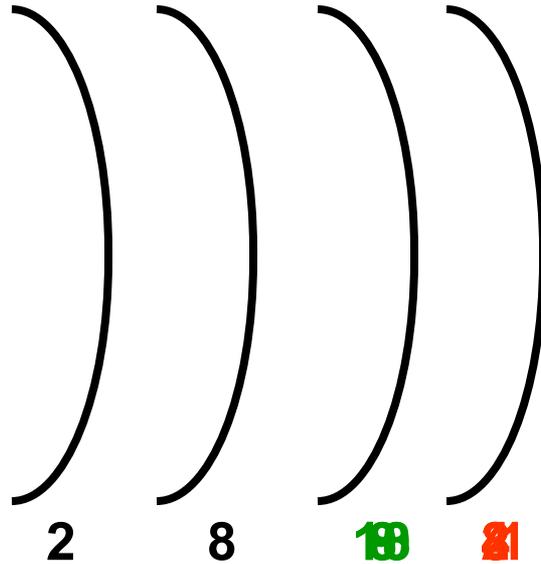
Распределение электронов по электронным уровням

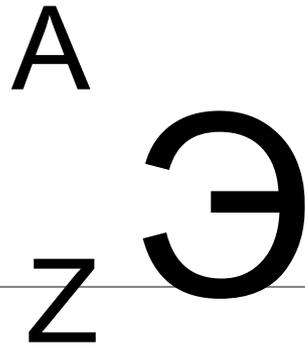


Максимальное количество электронов на уровне



Заполнение электронами четвертого энергетического уровня





A- атомное число –
относительная атомная масса

Z-зарядное число- заряд ядра
атома

ИЗОТОПЫ

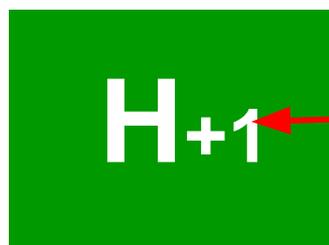
Изотопы – атомы с одинаковыми значениями Z , но различными A
то есть разное число нейтронов n^0



Строение ядра

Протон –
масса = 1,
заряд = +1

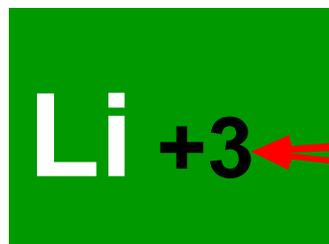
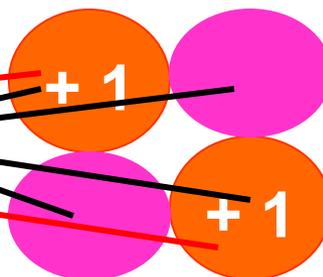
Нейтрон –
масса = 1,
заряд = 0



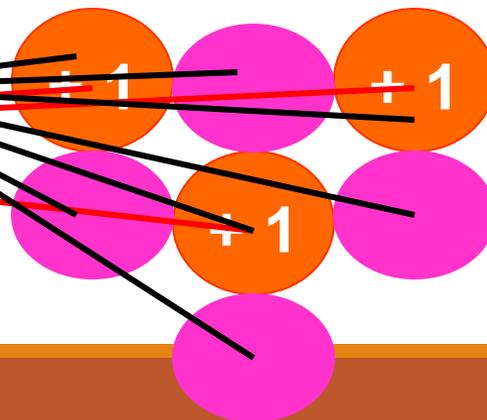
$A_r = 1$



$A_r = 4$



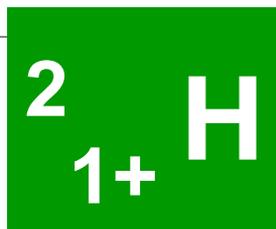
$A_r = 7$



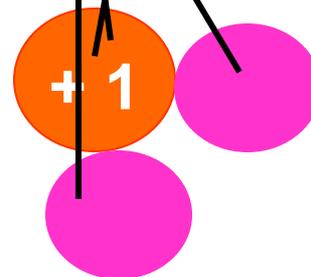
Изотопы



Протон



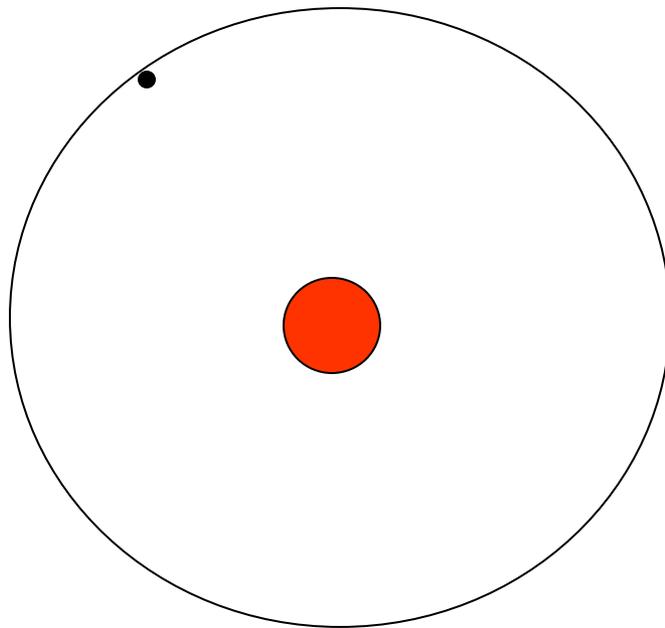
Дейтерий



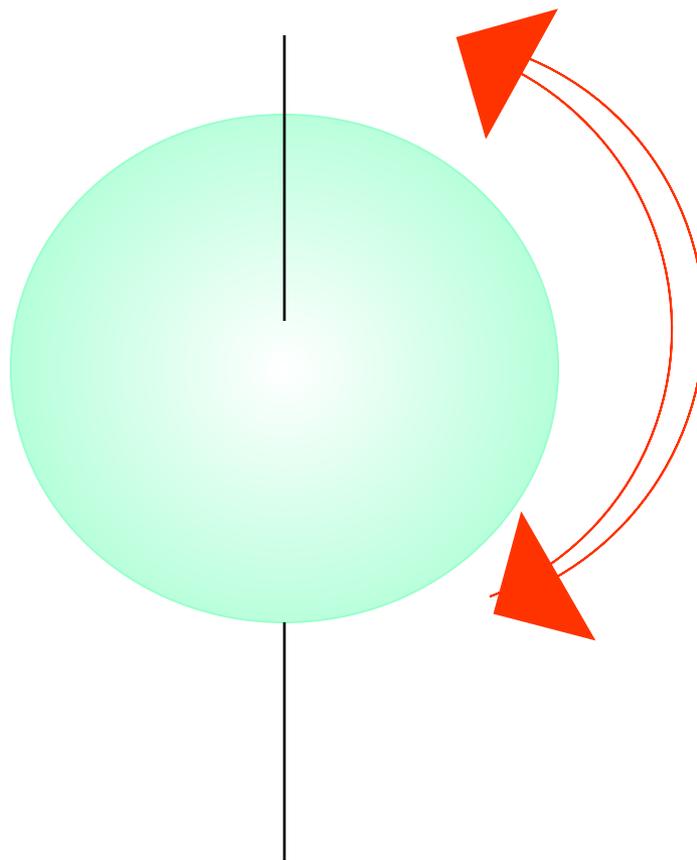
Тритий

Разновидности атомов с одинаковым зарядом ядра, но разными относительными атомными массами называются **изотопами**

Электронное облако



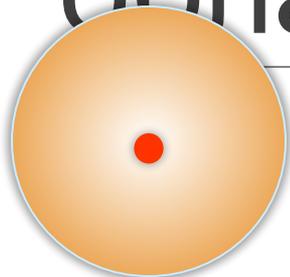
Спин электрона



**Вращение по часовой
стрелке –
положительный спин**

**Вращение против
часовой стрелки –
отрицательный спин**

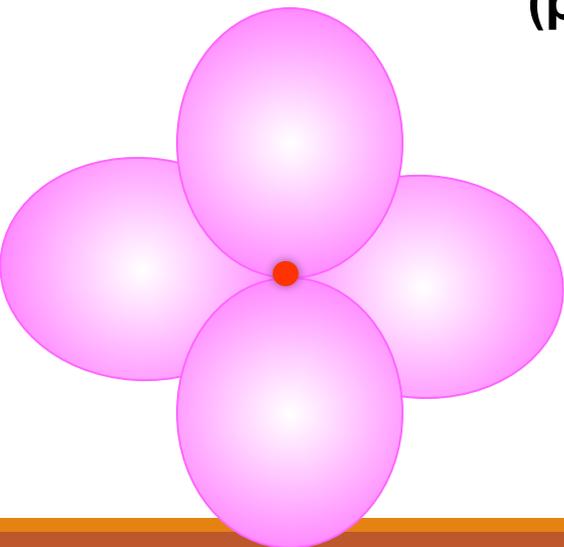
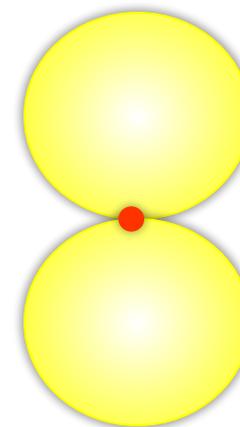
Формы электронных облаков



Сферическая форма

(S - электронное облако)

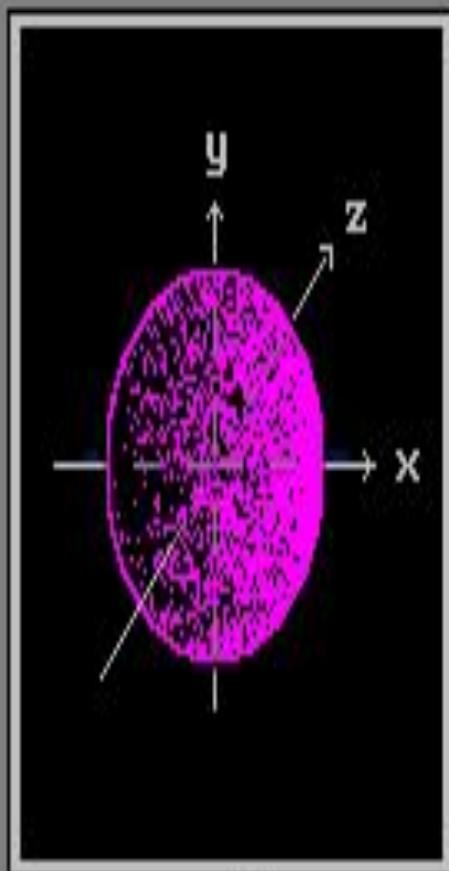
Форма объемной восьмерки
(p - электронное облако)



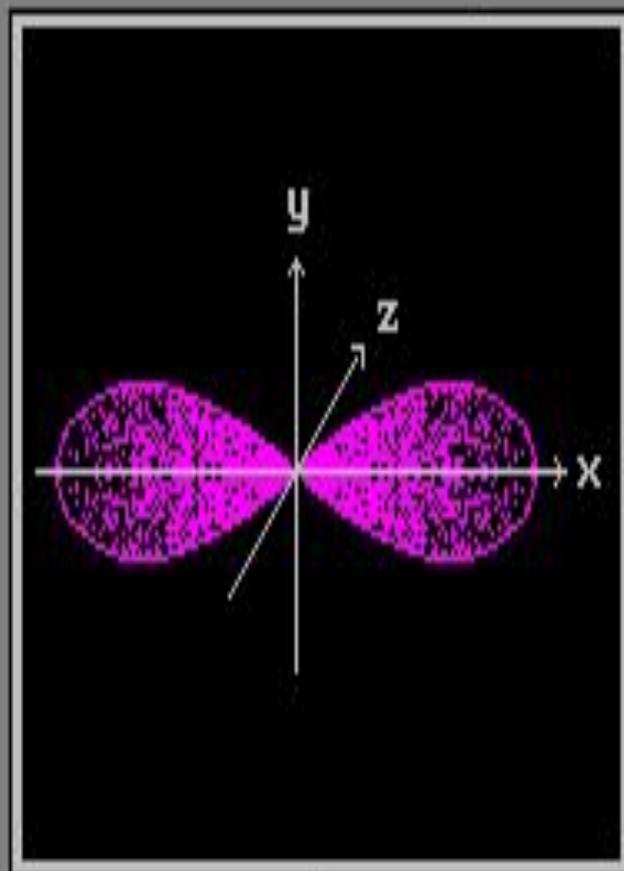
Перекрещенные объемные
восьмерки

(d - электронное облако)

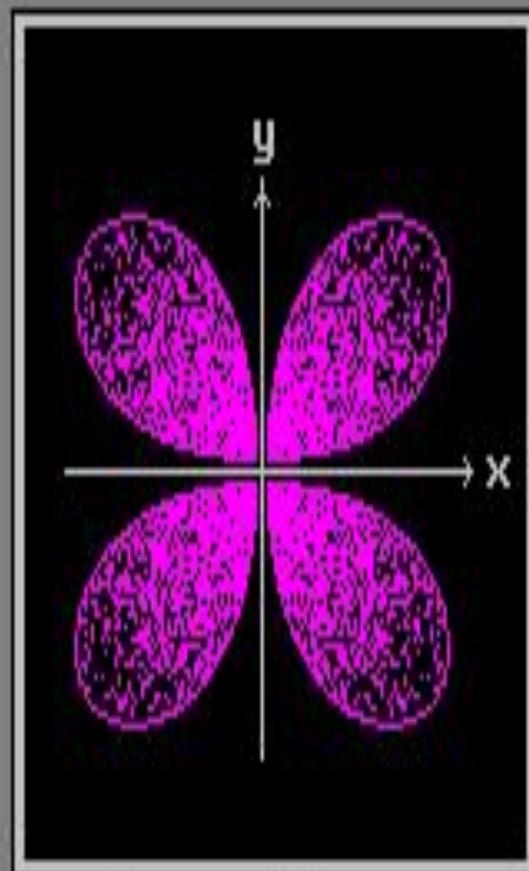
Типы атомных орбиталей



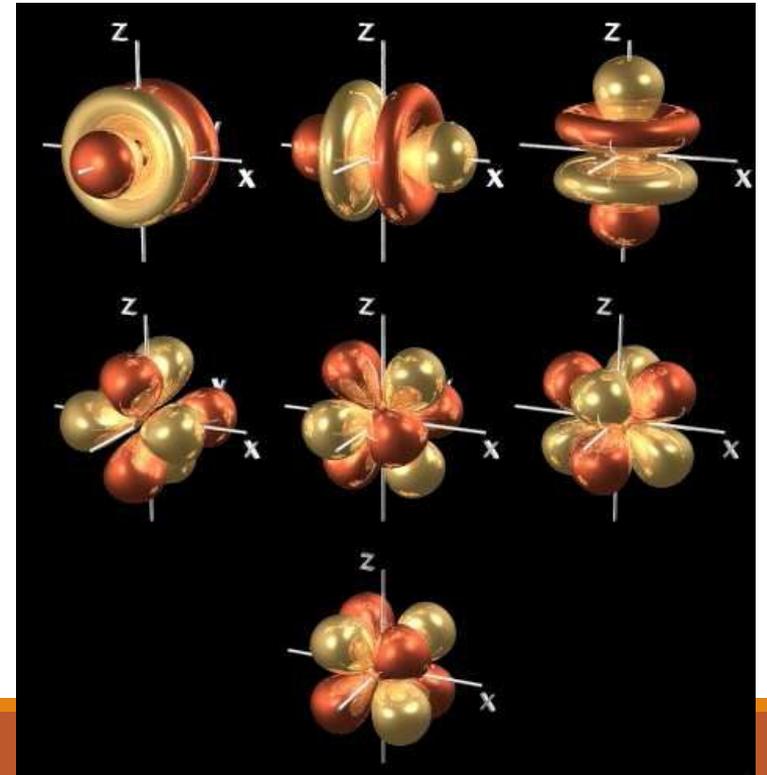
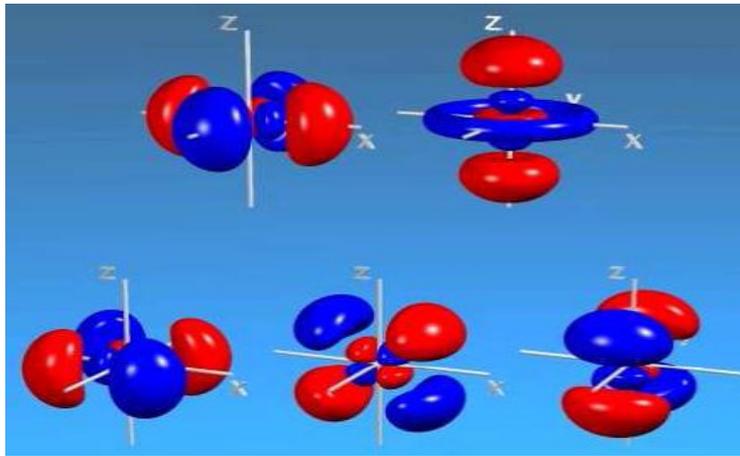
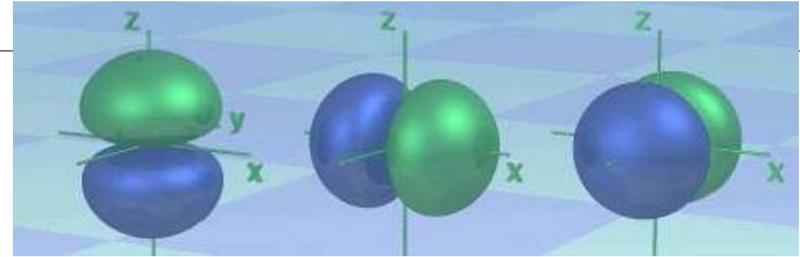
s -орбиталь



p_x -орбиталь

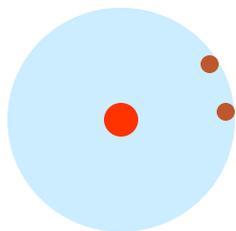


d_{xy} -орбиталь

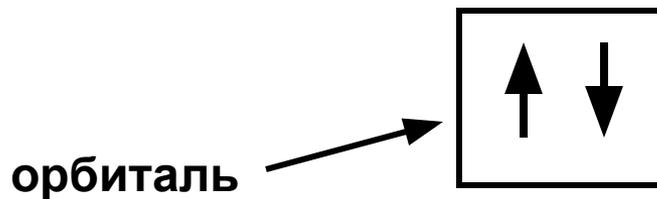


Электронная формула атома и ее графическое изображение у элементов первого периода

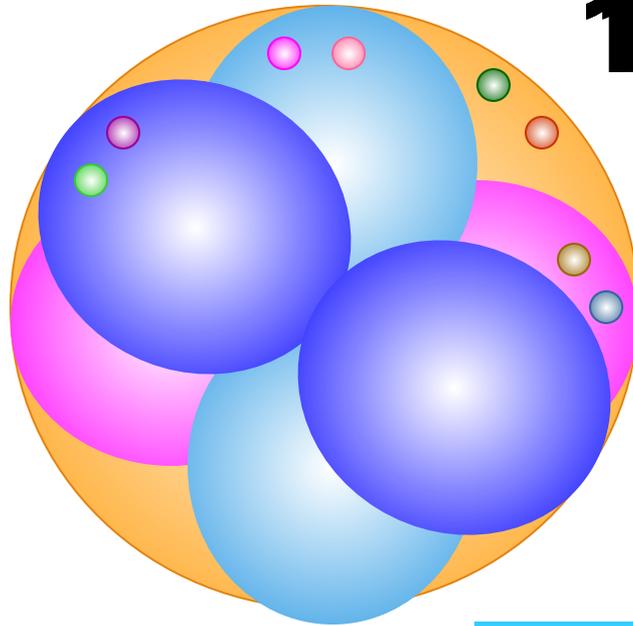
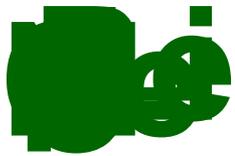
Н₂



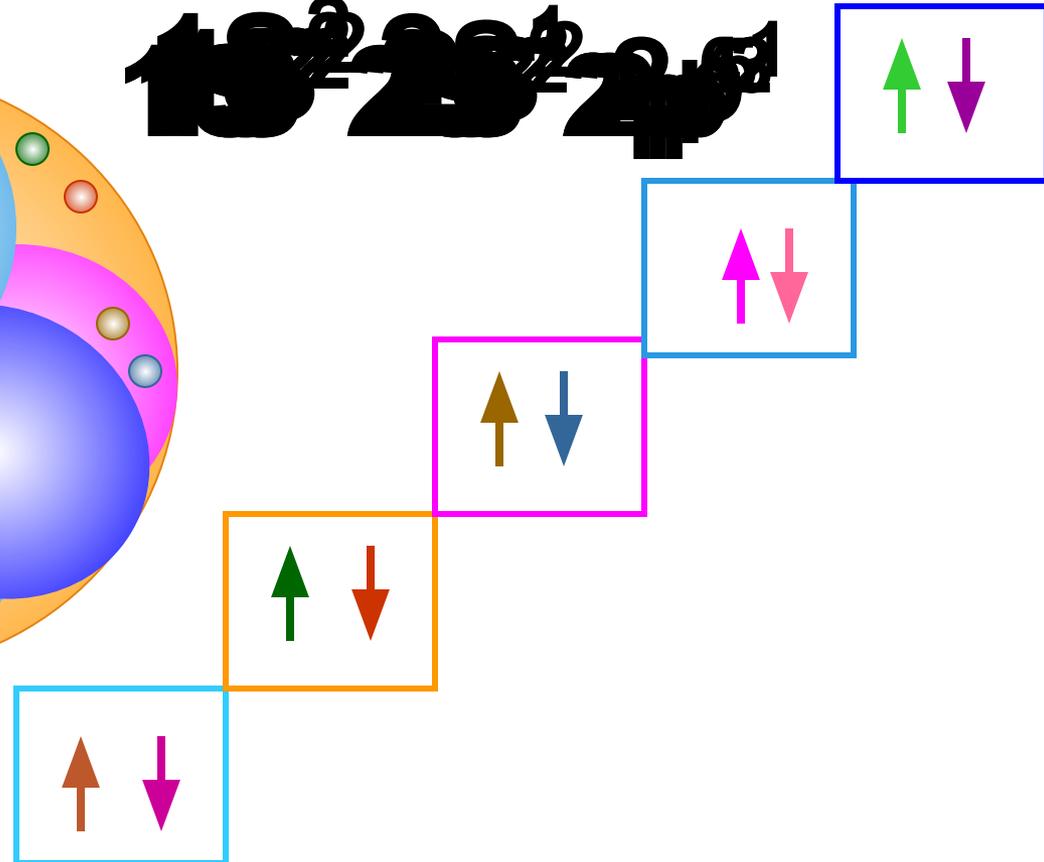
Количество электронов на орбитали → 2



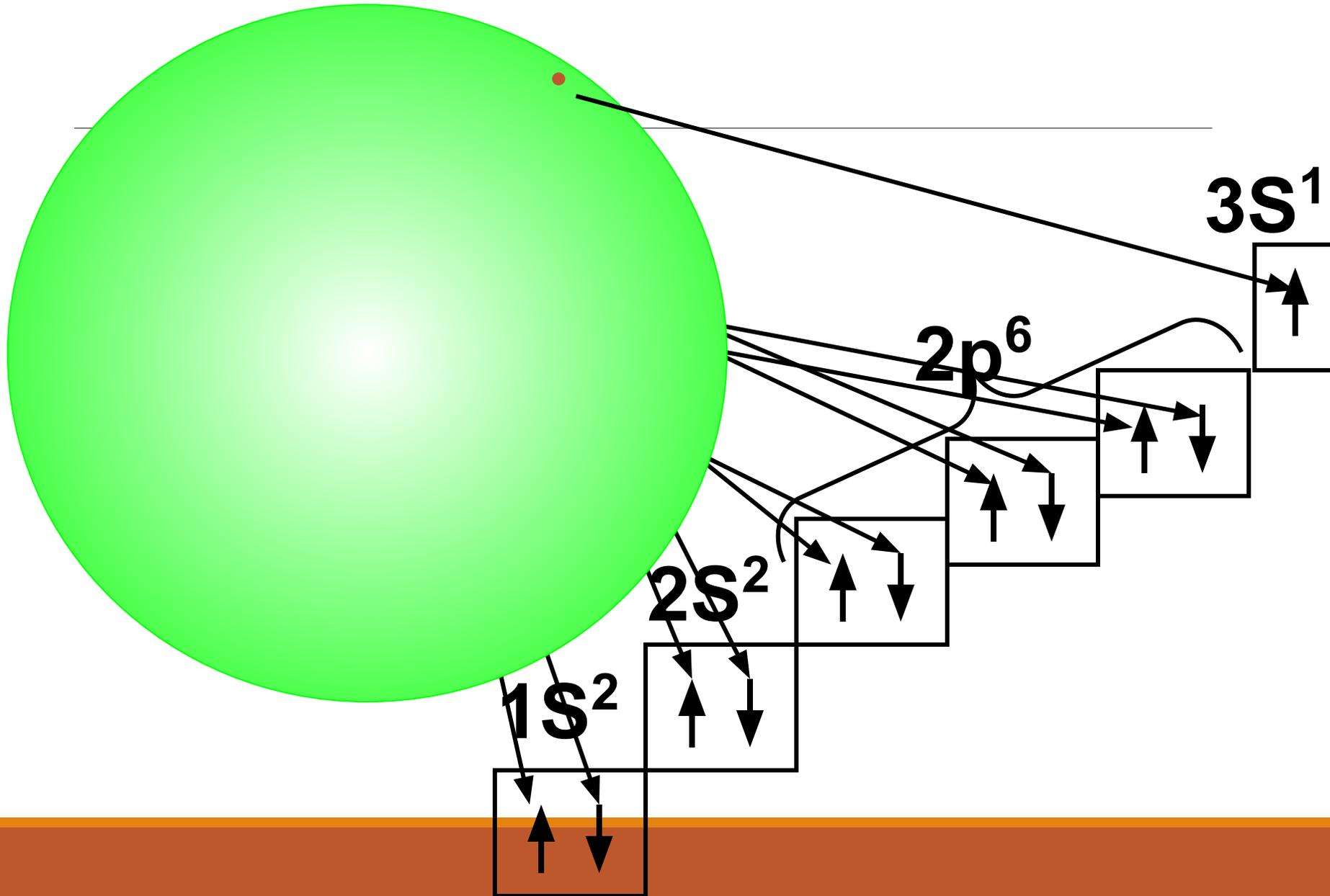
Элементы второго периода



~~1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 6s² 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6p⁶ 7s² 5f¹⁴ 6d¹⁰ 7p⁶~~



Строение атома натрия



Изменение внешнего электронного уровня у элементов третьего периода

Na $3s^1$

Mg $3s^2$

Al $3s^2 3p^1$

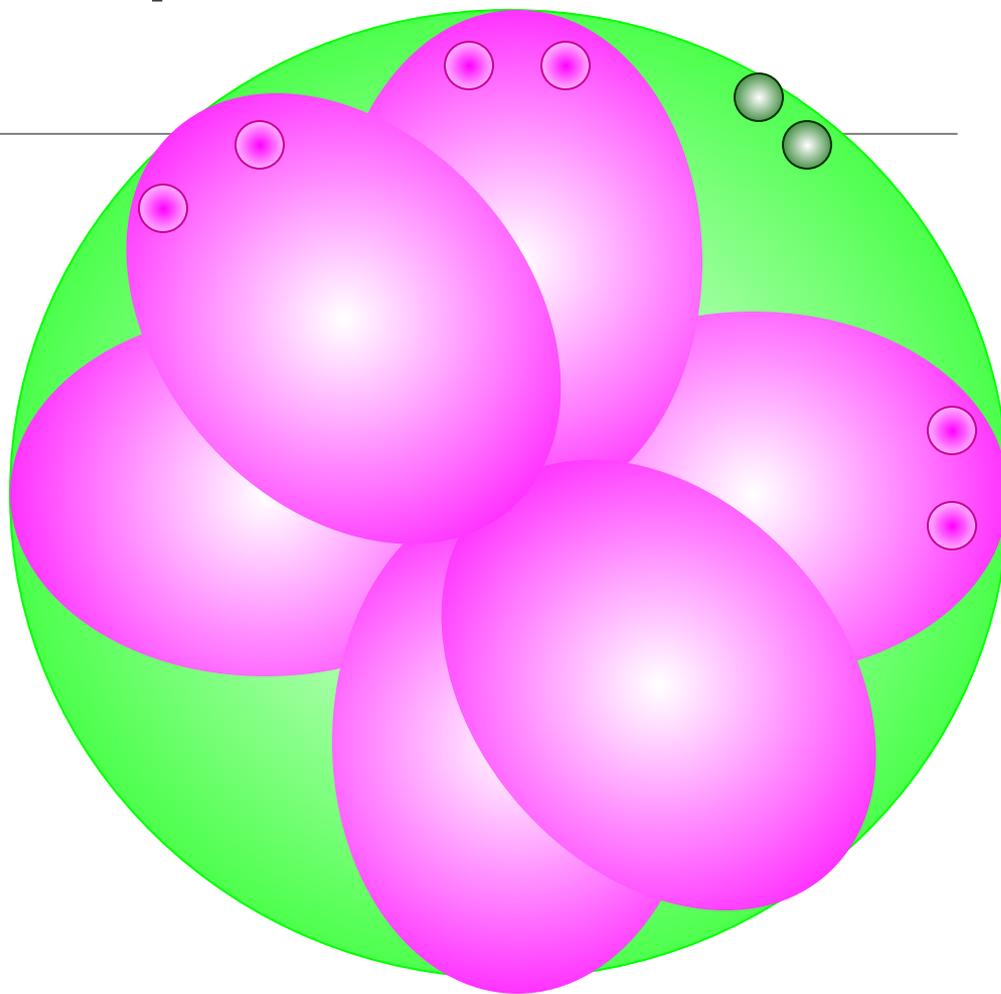
Si $3s^2 3p^2$

P $3s^2 3p^3$

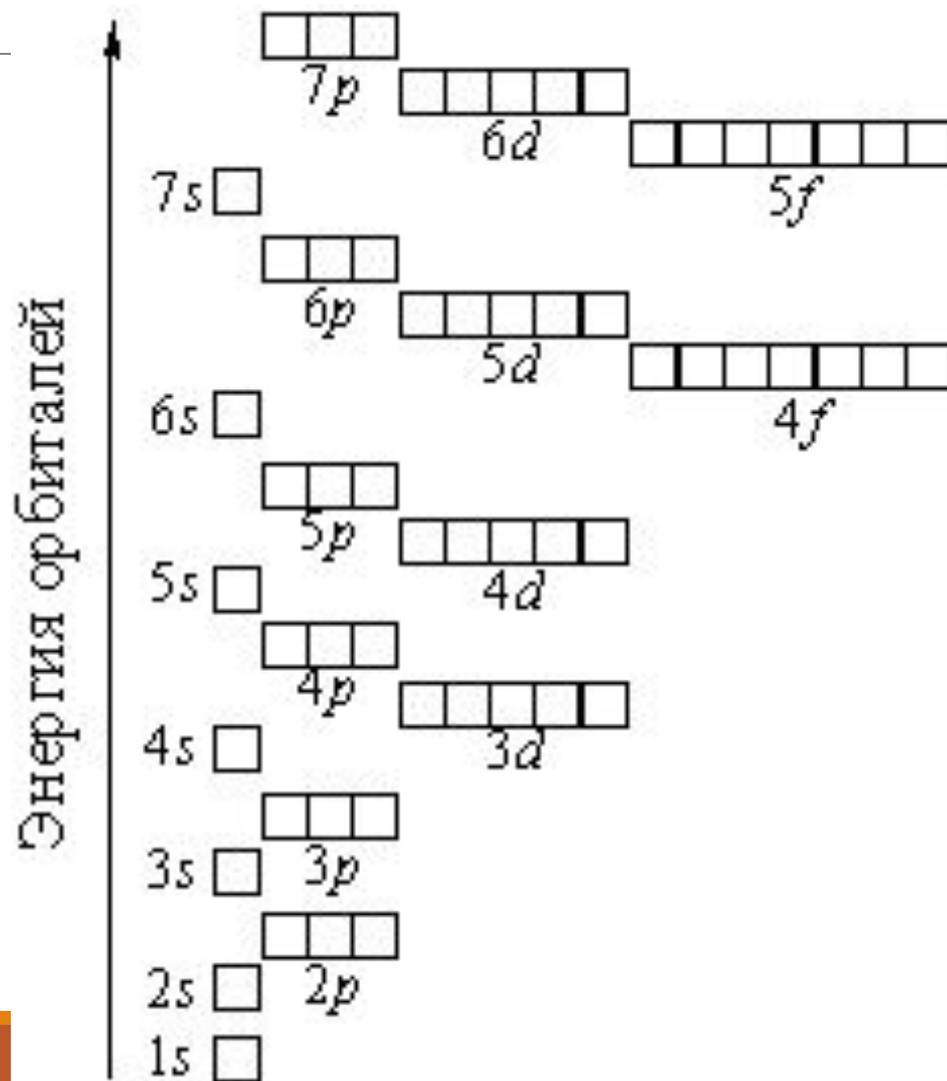
S $3s^2 3p^4$

Cl $3s^2 3p^5$

Ar $3s^2 3p^6$

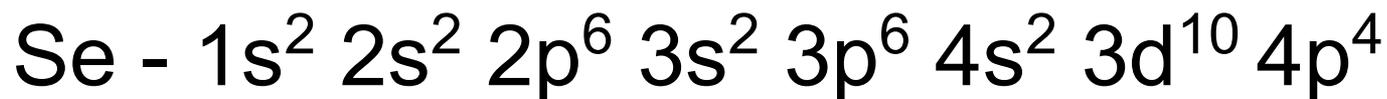
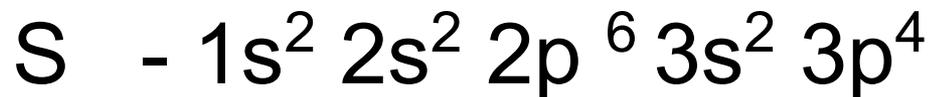


Распределение электронных подуровней



Электронная формула

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 4f 5d 5f.....7f



Валентные электроны



Точный "адрес" электрона в оболочке определяется с помощью
квантовых чисел.

n- *главное квантового числа*
принимать только целые значения-
номер уровня

n	1	2	3	4	5	6	7
	K	L	M	N	O	P	Q

l -орбитальное квантовое число,
номер для подуровня

l -изменяется от 0 до $n-1$

$l = 0$ – это s-подуровень,

$l = 1$ – это p-подуровень,

$l = 2$ – это d-подуровень,

$l = 3$ – это f-подуровень

Магнитное квантовое число m_l определяет ориентацию электронного облака в пространстве,

связано с l

и может принимать целочисленные значения l

от $-l$ до $+l$ через 0.

d электронов

$l = 2,$

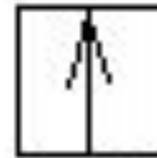
$m_l = -2, -1, 0, +1, +2.$



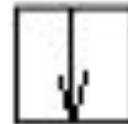
Спиновое квантовое число m_s характеризует собственное вращение электрона вокруг своей оси.

Может принимать значения $+1/2$ и $-1/2$

$$m_s = +1/2$$



$$m_s = -1/2$$



Принцип Паули или запрета :

Никакие два электрона в одном атоме не могут характеризоваться одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.

Правило Клечковского:

Энергия уровней и подуровней возрастает в порядке увеличения суммы $n + l$, а при одном и том же значении этой суммы ниже располагаются уровни с меньшим n .

Правило Хунда (Гунда) – суммарное значение

СПИНОВОГО КВАНТОВОГО ЧИСЛА ЭЛЕКТРОНОВ -
должно быть максимальным.

Соответствует

правилу Хунда



Не соответствует

правилу Хунда

