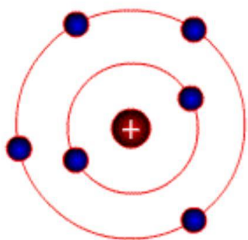
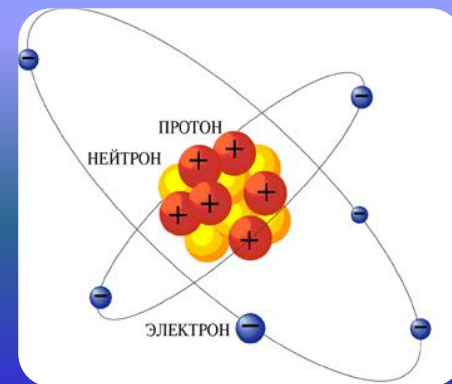
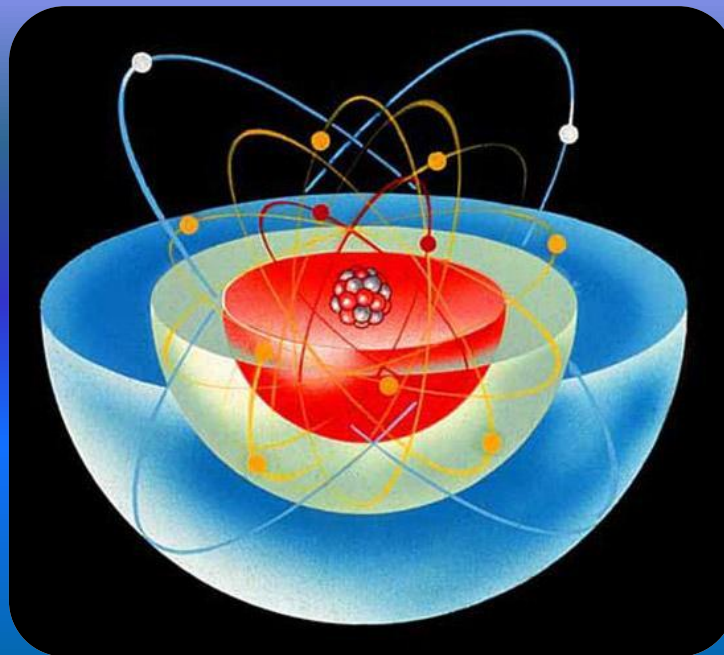


# Строение атома



МОДЕЛЬ АТОМА УГЛЕРОДА

МОДЕЛЬ АТОМА УГЛЕРОДА



ЭЛЕКТРОН

Ни искусство, ни мудрость не могут быть достигнуты,  
если им не учиться.

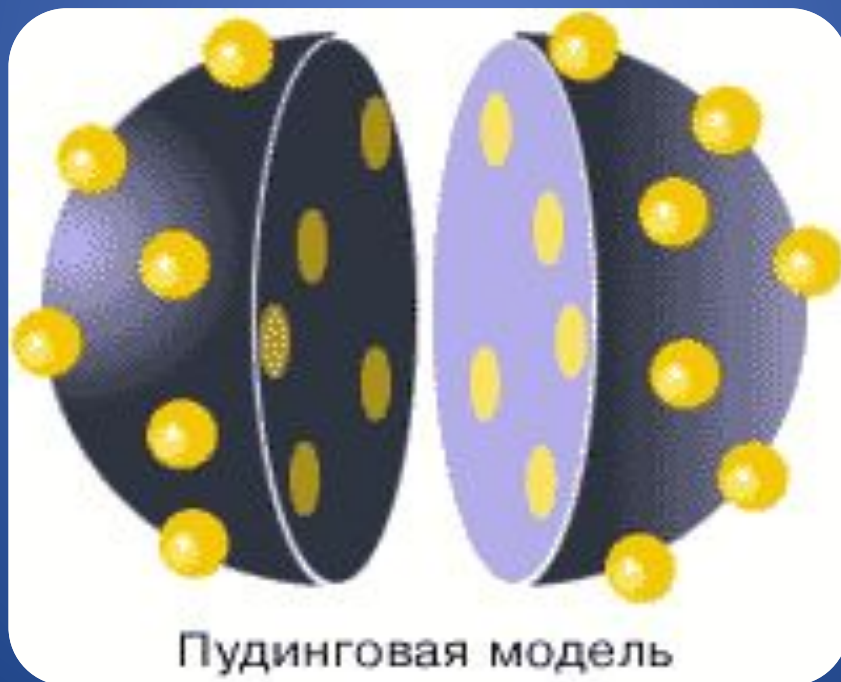
Демокрит

***Спасибо за внимание***



*www.terrapapers.com*

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



Пудинговая модель

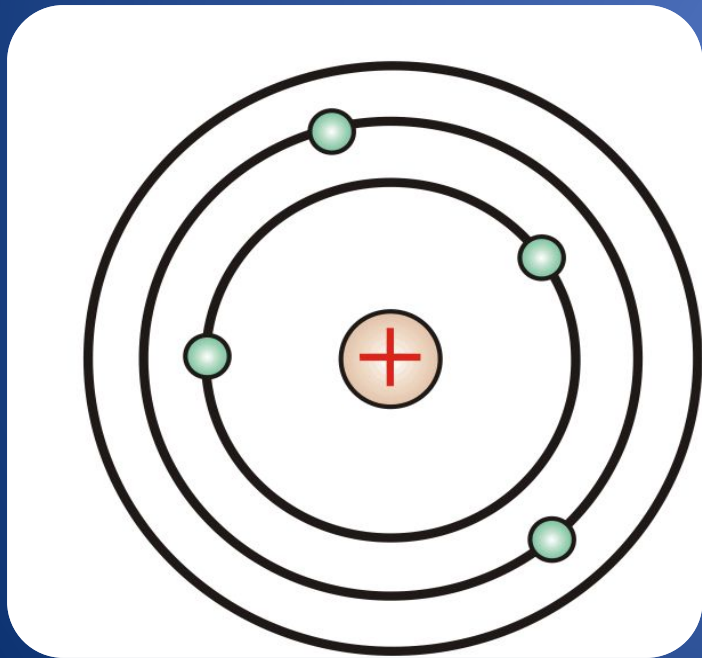
Пудинговая модель



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



# Планетарная модель атома



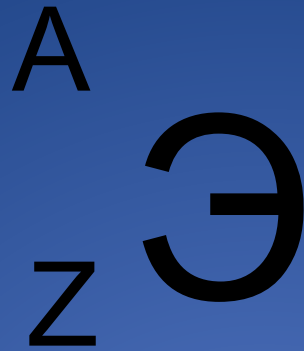


$Zn^0$  имеет

**30 протонов = № п-п**

**30 электронов**

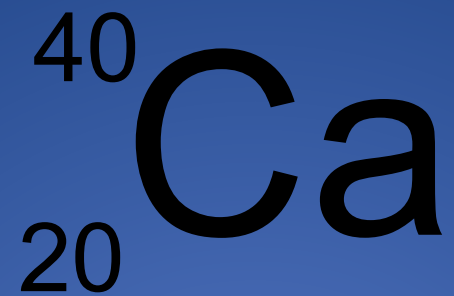
$A_r(Zn) - \text{число протонов} = \text{число нейтронов}$   
 $65 - 30 = 35$



**A**- атомное число –  
относительная атомная масса

**Z**-зарядное число- заряд ядра  
атома





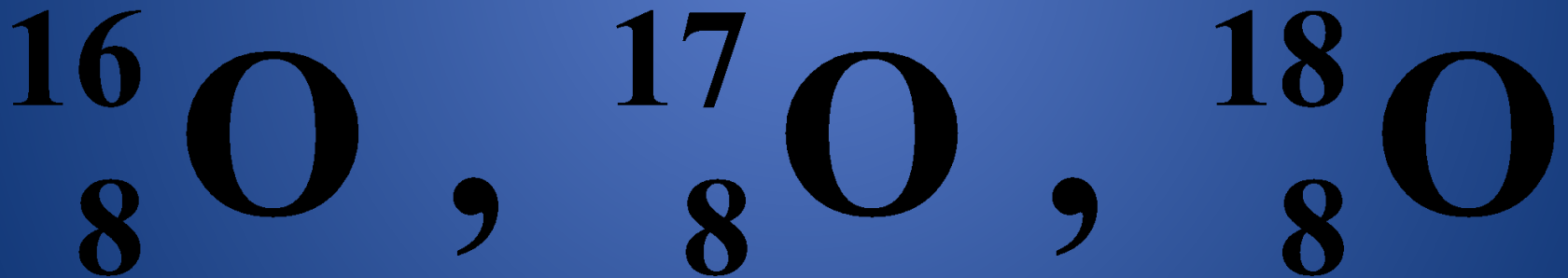
Na

N

S

# Изотопы

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





Proton Deuterium Tritium



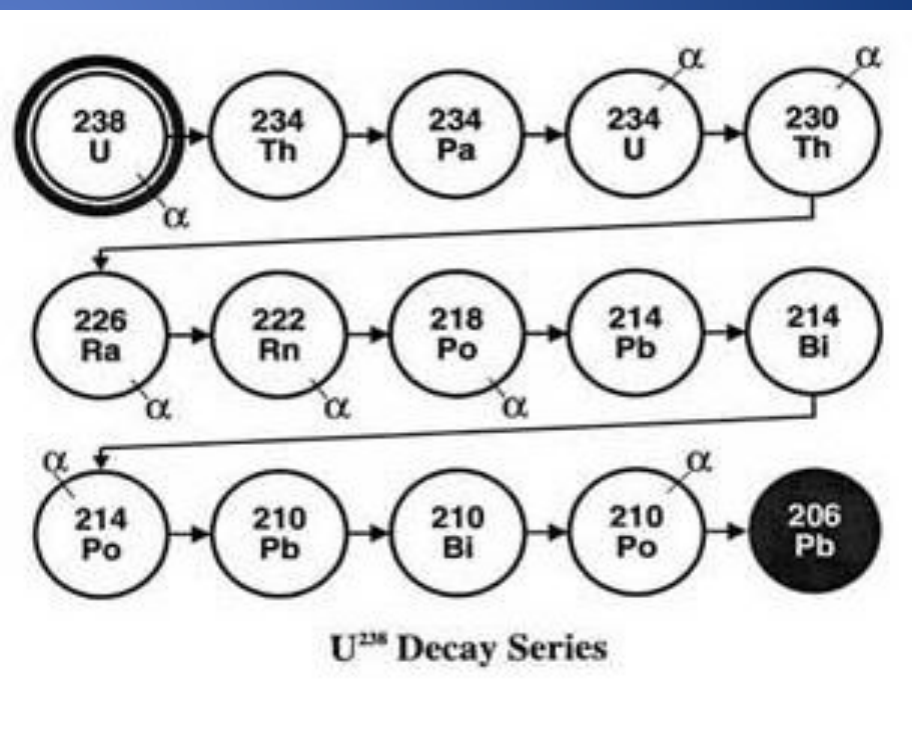
H-1



H-2



H-3



# Изоэлектрические частицы.

$\text{Na}^0$  -11 электронов

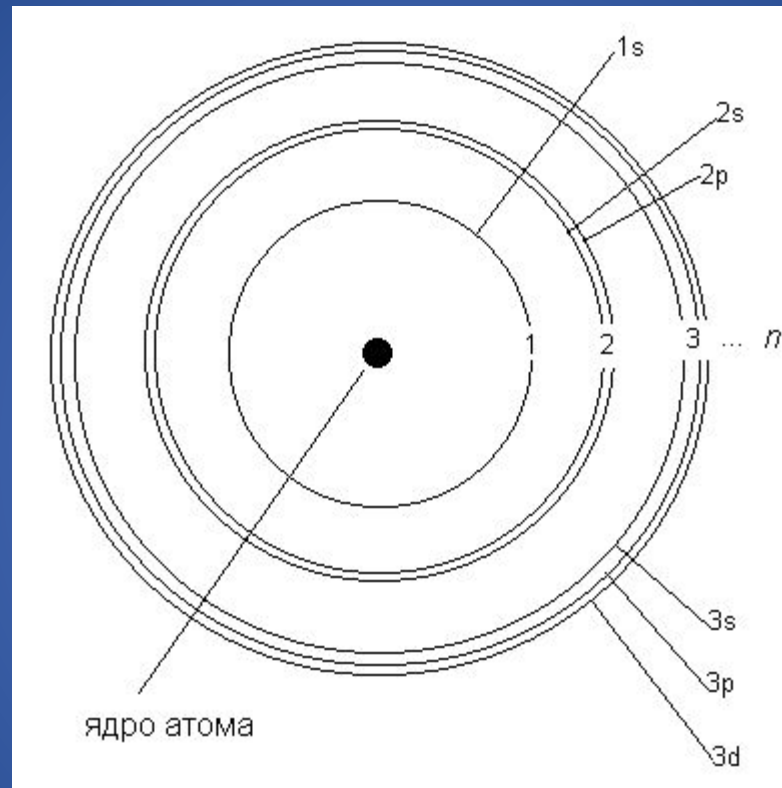
$\text{Na}^{+1}$  - 10 электронов

$\text{S}^0$  -16 электронов

$\text{S}^{+4}$  - 12 электронов

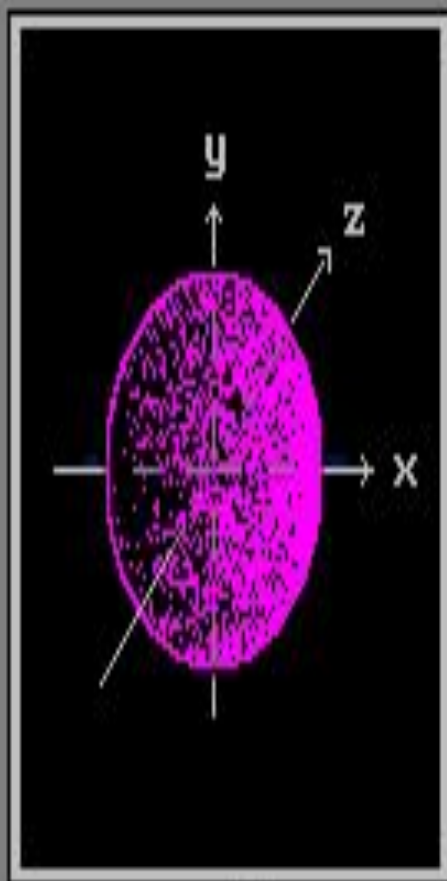
$\text{S}^{-2}$  - 18 электронов

$\text{S}^{+6}$  - 10 электронов

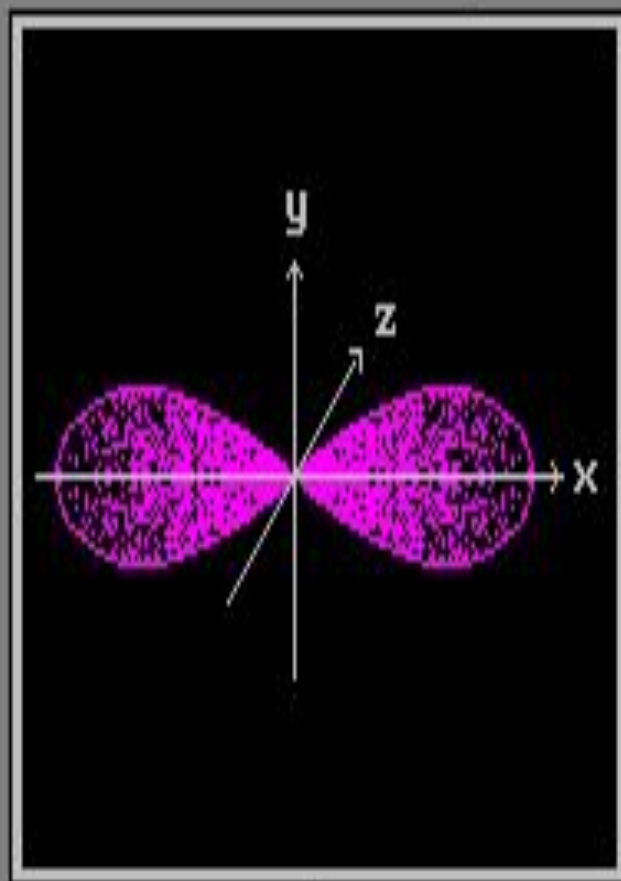




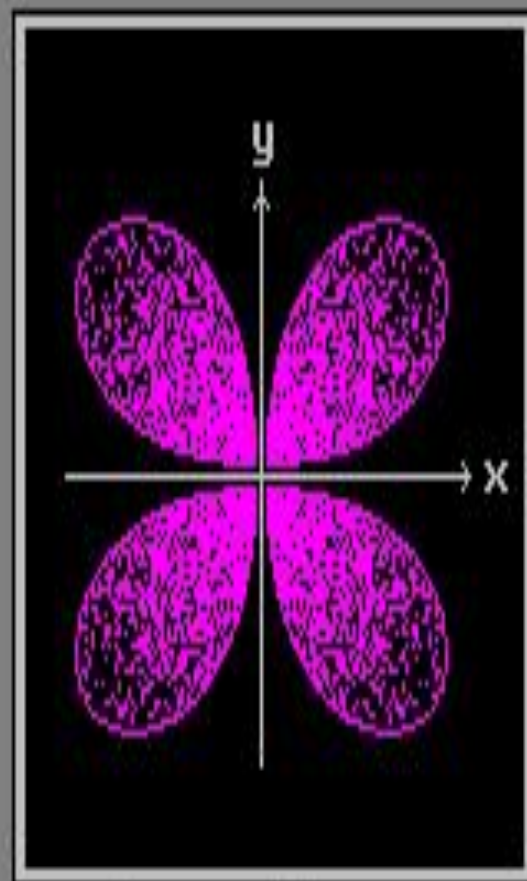
# Типы атомных орбиталей



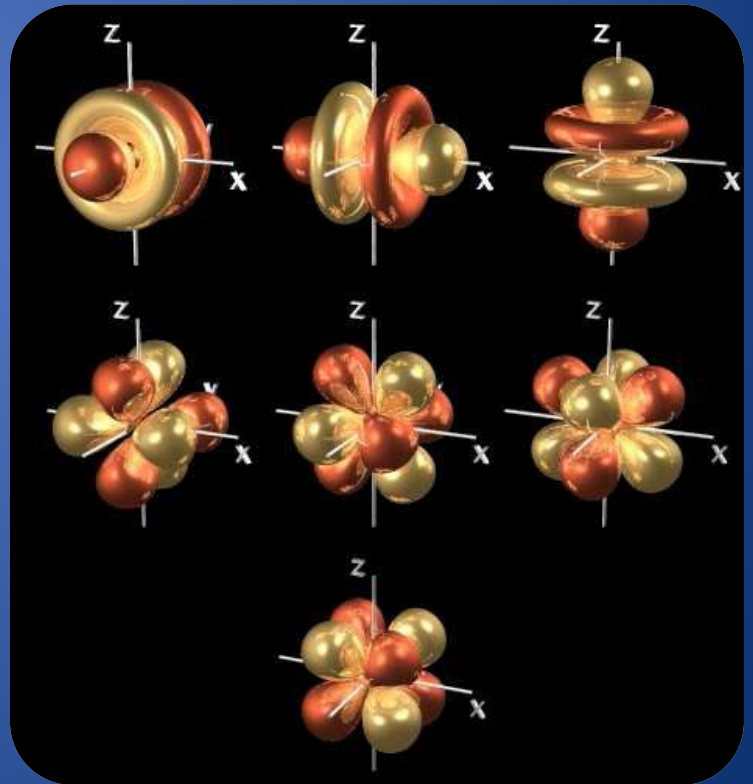
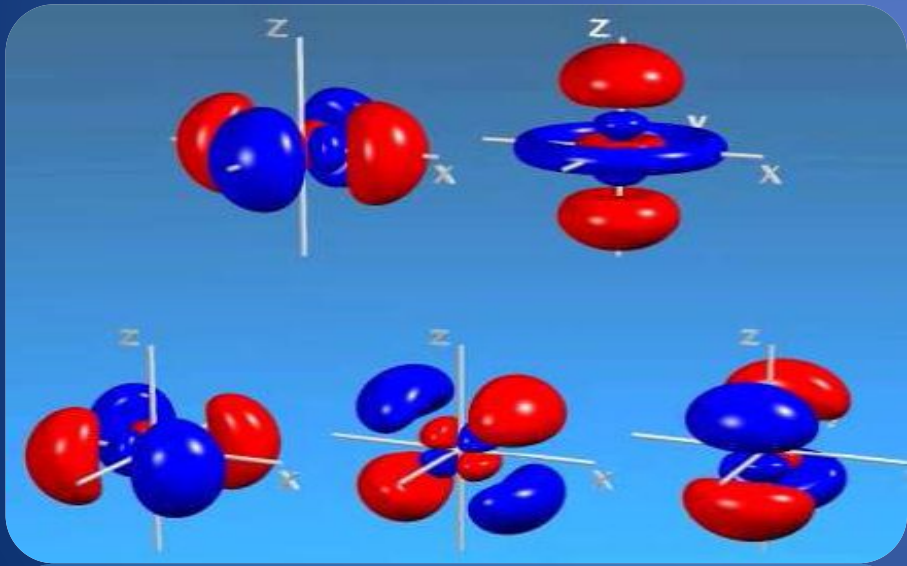
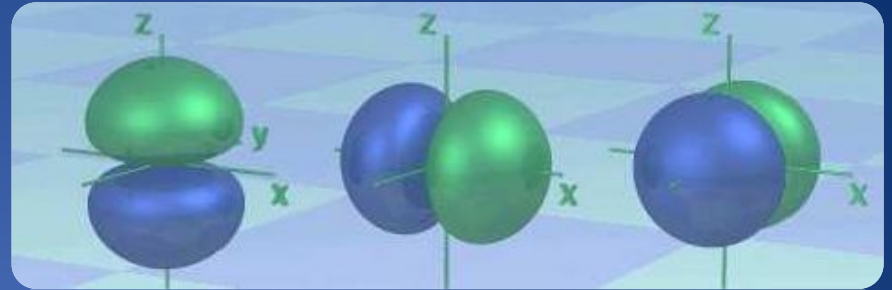
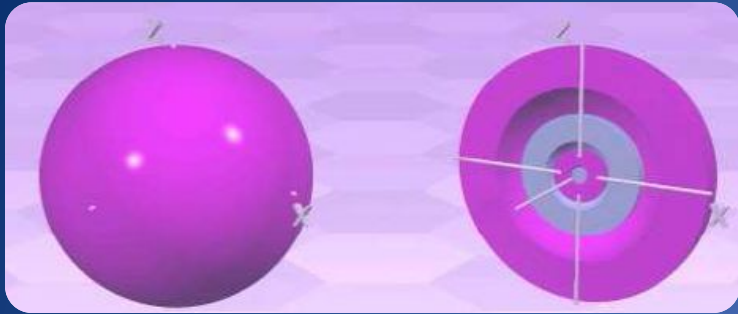
s-орбиталь



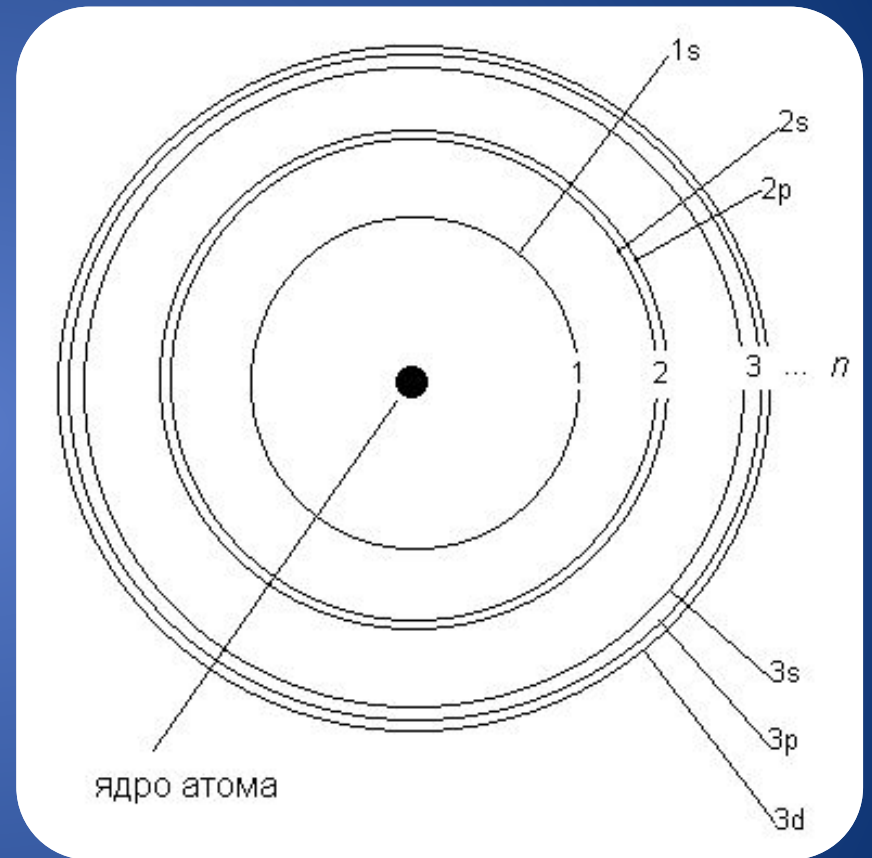
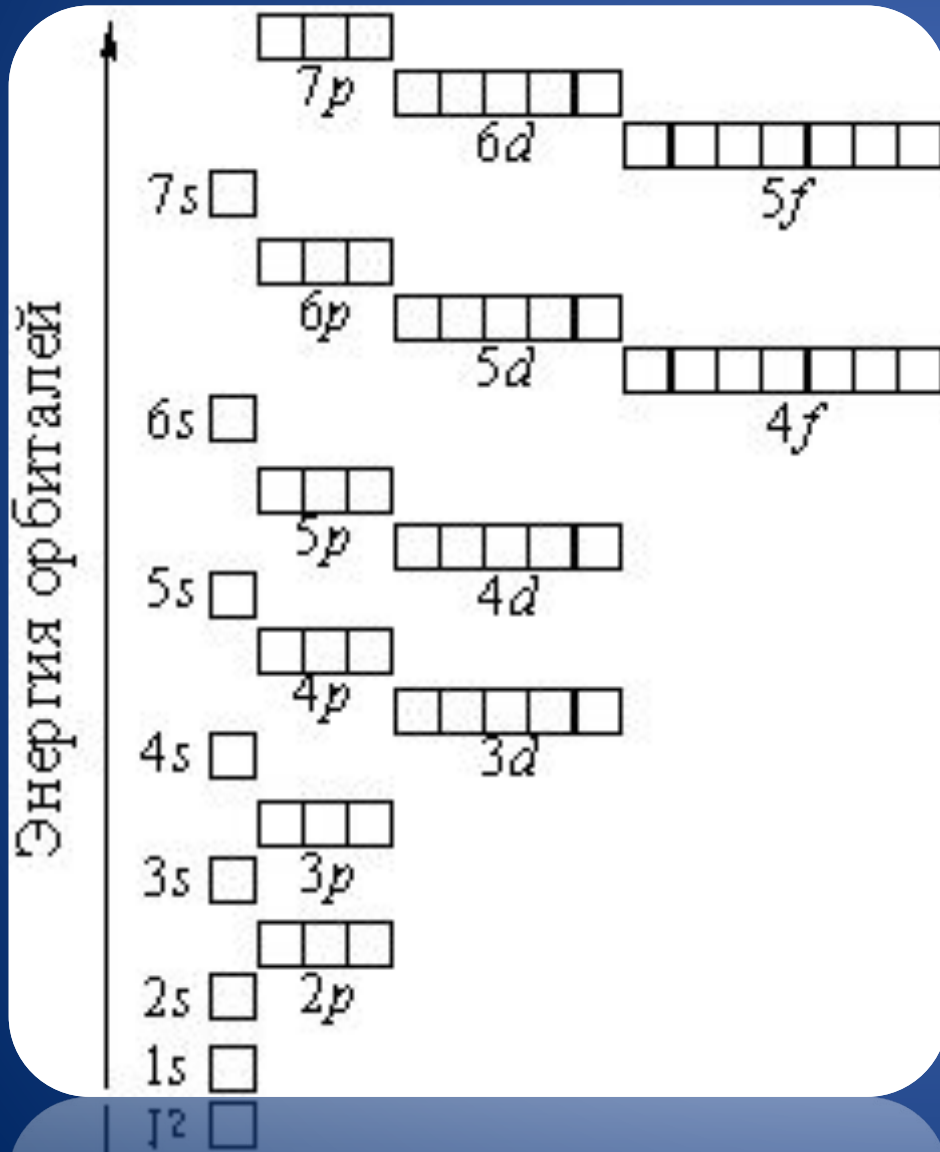
p<sub>x</sub>-орбиталь



d<sub>xy</sub>-орбиталь



# Распределение электронных подуровней



# Электронная формула

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

S -  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Se -  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

Cu -  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

# 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  $l$

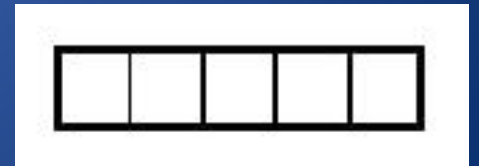
и может принимать целочисленные  
значения  $l$

от  $-l$  до  $+l$  через 0.

d электронов

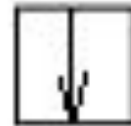
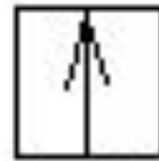
$l = 2,$

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



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

Может принимать значения  $+\frac{1}{2}$  и  $-\frac{1}{2}$



**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) –

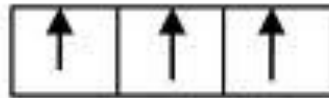
суммарное значение

спинового квантового числа электронов –

должно быть максимальным.

Соответствует

правилу Хунда



Не соответствует

правилу Хунда

