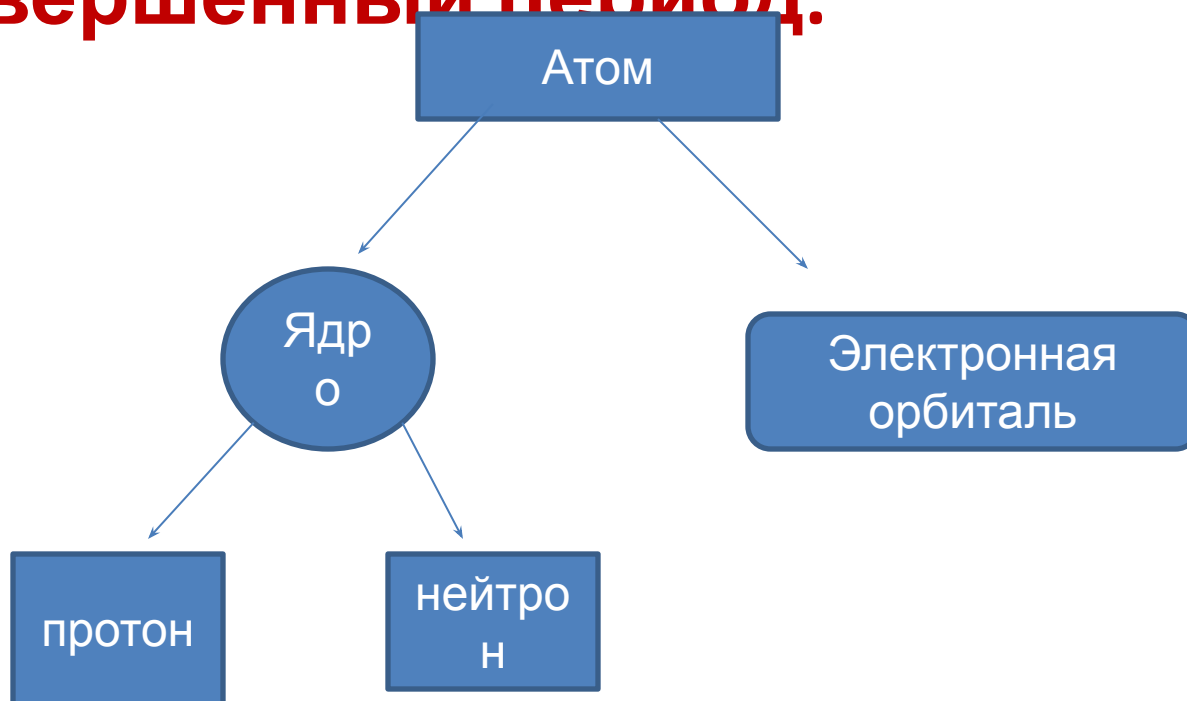


Строение атома,

В таблице 7 периодов: 1,2,3-малые периоды; 4,5,6-большие, 7-незавершенный период.



Период - горизонтальные ряды элементов, которые начинаются активным металлом и заканчиваются инертным газом.

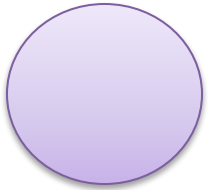
В периоде металлические свойства ослабевают, неметаллические усиливаются.

Группа – вертикальные столбики элементов

состоящие из главной и побочной подгрупп.

Элементы главной подгруппы входят в большие и малые периоды, а побочной – только в большие.

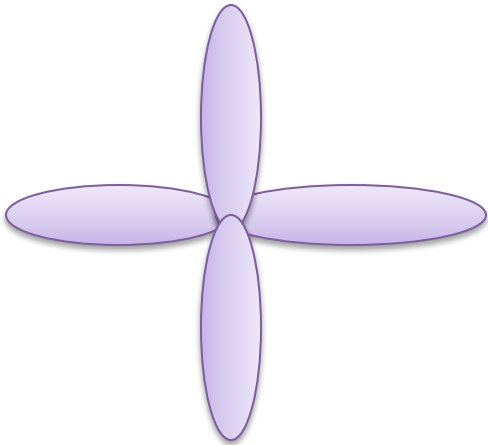
Формы электронных (атомных) орбиталей:



- шарообразная- s- электроны



- гантель – p-
электроны



- «ромашка» - d- электроны

ИЗОТОП Ы

- Разновидности атомов одного и того же элемента с одинаковым числом протонов, но разным числом нейтронов.

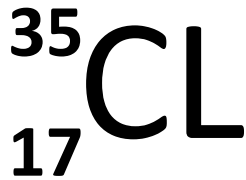
$$A=Z+N$$

$$N=A-Z$$

A- массовое число,

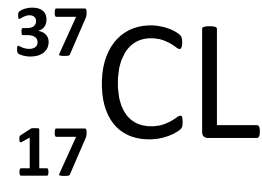
Z- заряд ядра (порядковый номер элемента)

N- число нейтронов



$$N=35-17=18$$

75%



$$N=37-17=20$$

25%

$$35 * 0,75 + 37 * 0,25 = 35,5$$

Атомная масса химического элемента *есть алгебраическая сумма массовых чисел всех его изотопов, взятых в процентном отношении согласно их распространенности в природе.*

Методика написания электронных и графических

формула

$$N=2n^2$$

N – максимальное количество электронов в периоде,

n – номер периода (главное квантовое число)

$$n=1 \quad N=2 * 1^2 = 2 \quad (1\text{- электронная ячейка})$$

$$n = 2 \quad N=2 * 2^2 = 8 \quad (4\text{-электронные ячейки) и т.д.}$$

- **Принцип Паули** – в атоме не может быть двух электронов, обладающих одинаковыми свойствами.
- **Правило Гунда** – в p – ячейках электроны располагаются каждый в отдельной ячейке по одному с одинаковым спином.

