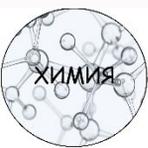
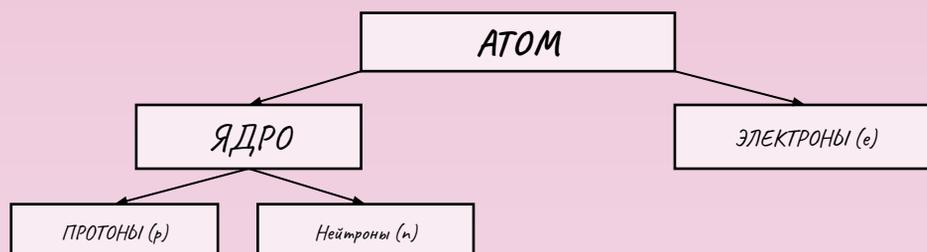


# Теоретические ОСНОВЫ ХИМИИ



## Основные понятия

**Атом** - мельчайшая химически неделимая нейтральная частица, которая состоит из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов.



### Состав ядра:

**Протонное число (Z)** - величина, показывающая число протонов в ядре.

**Нейтронное число (N)** - величина, показывающая число нейтронов в ядре.

**Массовое число (A)** - величина, показывающая общее число протонов и нейтронов в ядре.

$$A = Z + N$$

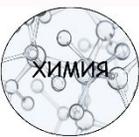
**Нуклиды** - это разновидности атомных ядер с фиксированным массовым числом  $A$ , числом протонов  $Z$  и нейтронов  $N$ .

Нуклид обозначается следующим образом: внизу слева записывается число протонов  $Z$  (порядковый номер), вверху слева указывается массовое число  $A$ :



**Изотопы** - разновидности атомов одного химического элемента, имеющие одинаковые заряды ядер, но разные массовые числа.

Например,  ${}_8\text{O}^{16}$  ;  ${}_8\text{O}^{17}$



**Изотоны** - это разновидности атомов разных химических элементов, имеющие одинаковое количество нейтронов, но разные атомные номера.

Например,  ${}_{88}\text{Ra}^{228}$  ;  ${}_{90}\text{Th}^{230}$

**Изобары** - это разновидности атомов разных химических элементов, имеющих одинаковые массовые числа, но разные атомные номера.

Например,  ${}_{18}\text{Ar}^{40}$  ;  ${}_{19}\text{K}^{40}$

### Орбиталь. Вид и форма орбиталей.

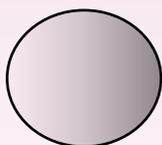
**Орбиталь** - это пространство вокруг ядра, в котором нахождение электрона наиболее вероятно.

Обозначения орбиталей:

- свободная орбиталь;
- $\uparrow$  - орбиталь с одним электроном;
- $\uparrow\downarrow$  - заполненная орбиталь.

Вид и форма орбиталей:

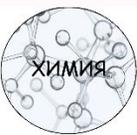
s-орбиталь:



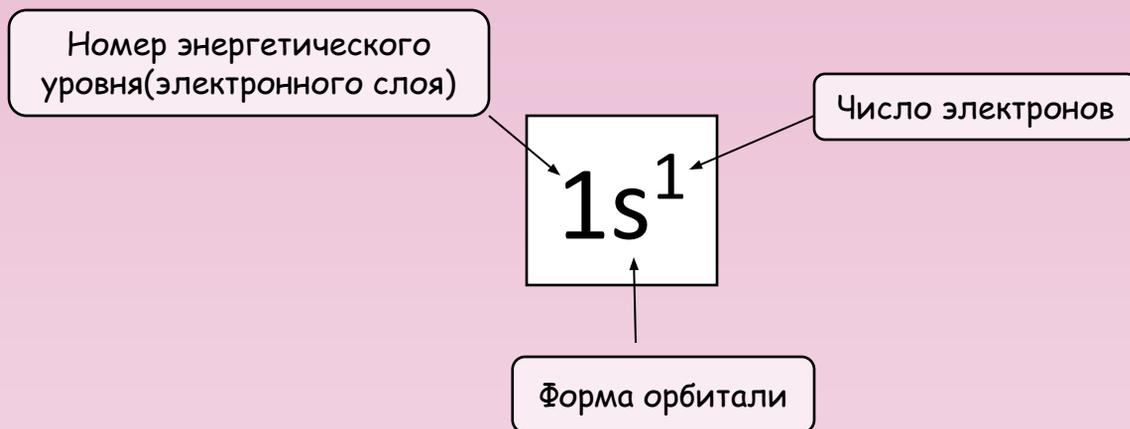
p-орбиталь:



d- , f- , g-орбитали имеют более сложную форму.



# Электронная формула



## Порядок заполнения орбиталей:

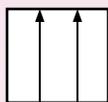
$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \sim 3d < 4p < 5s \sim 4d < 5p < 6s \sim 5d \sim 4f < 6p \dots$

Увеличение энергии орбиталей →

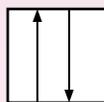
## Принцип Паули

На каждой орбитали могут находиться не более двух электронов, причем их спины противоположны.

Спин - это движение электрона вокруг собственной оси



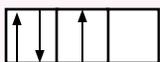
нельзя



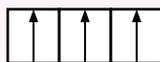
можно

## Правило Хунта

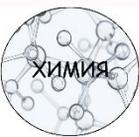
Орбитали заполняются электронами так, чтобы их суммарный спин был максимальным.



нельзя

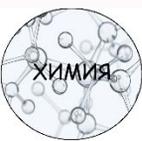


можно



# Строение электронных оболочек атомов второго периода

Символ элемента, порядковый номер, название	Схема электронного строения	Электронная формула	Электронно-графическая формула
${}^3\text{Li}$ Литий		$1s^2 2s^1$	
${}^4\text{Be}$ Бериллий		$1s^2 2s^2$	
${}^5\text{B}$ Бор		$1s^2 2s^2 2p^1$	
${}^6\text{C}$ Углерод		$1s^2 2s^2 2p^2$	
${}^7\text{N}$ Азот		$1s^2 2s^2 2p^3$	
${}^8\text{O}$ Кислород		$1s^2 2s^2 2p^4$	
${}^9\text{F}$ Фтор		$1s^2 2s^2 2p^5$	
${}^{10}\text{Ne}$ Неон		$1s^2 2s^2 2p^6$	



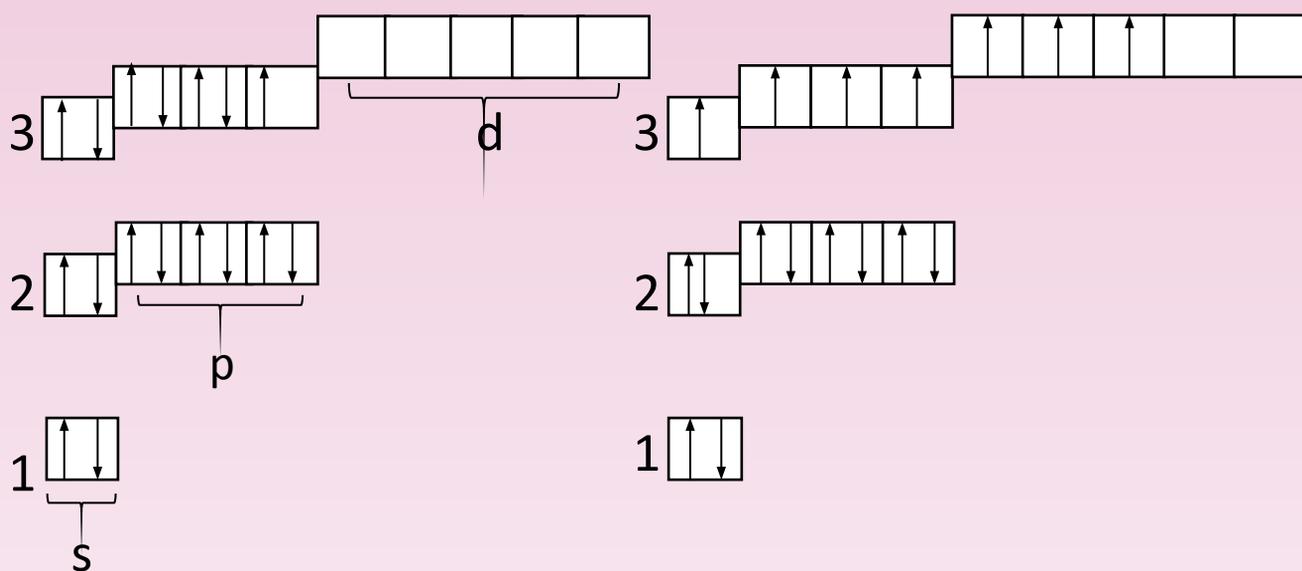
## Основное и возбужденное состояние атомов

Квантовое состояние атома с наименьшей энергией называется *ОСНОВНЫМ*.

При переходе электронов с уровня (подуровня) с меньшей энергией на уровни (подуровни) с большей энергией возникают *возбужденные состояния*.

Основное состояние атома хлора  ${}_{17}\text{Cl}$

Возбужденное состояние атома хлора  ${}_{17}\text{Cl}$



Для возможности перехода атома в возбужденное состояние необходимо выполнение одновременно двух условий:

1. Наличие спаренных электронов;
2. Наличие свободных орбиталей.

