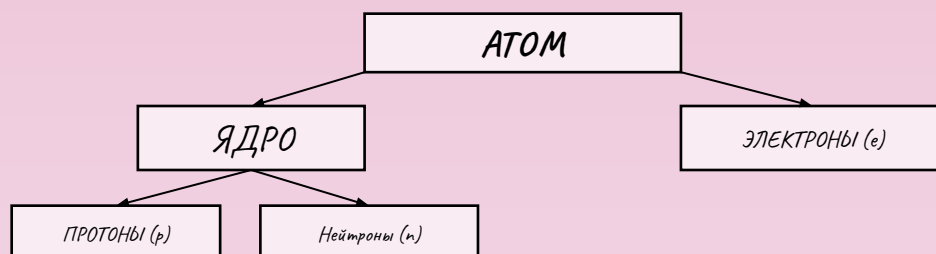


Теоретические ОСНОВЫ ХИМИИ



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.

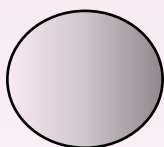
Орбиталь - это пространство вокруг ядра, в котором нахождение электрона наиболее вероятно.

Обозначения орбиталей:

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

Вид и форма орбиталей:

s-орбиталь:



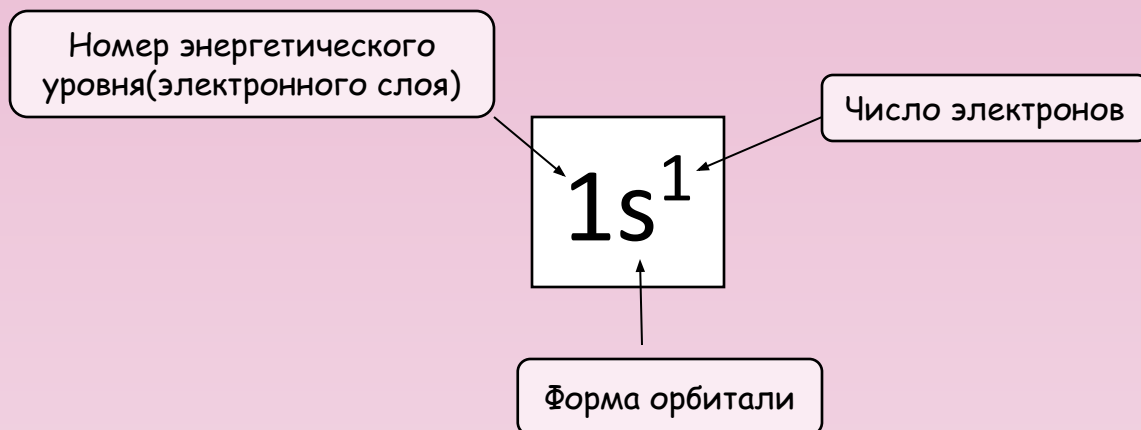
p-орбиталь:



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



Электронная формула



Порядок заполнения орбиталей:

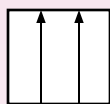
$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \sim 3d < 4p < 5s \sim 4d < 5p < 6s \sim 5d \sim 4f < 6p \dots$

Увеличение энергии орбиталей →

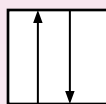
Принцип Паули

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

Спин - это движение электрона вокруг собственной оси



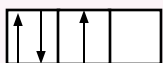
нельзя



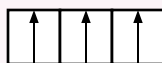
можно

Правило Хунта

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



нельзя

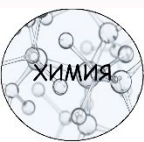


можно



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		$1s^2 2s^2 2p^6$	



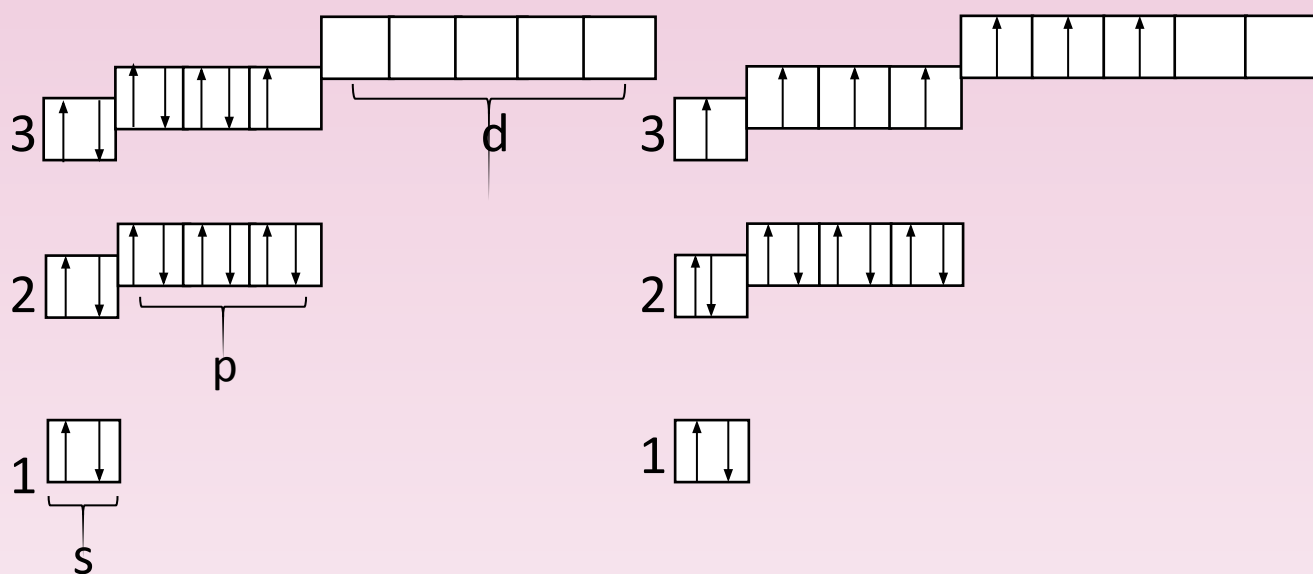
Основное и возбужденное состояние атомов

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.

