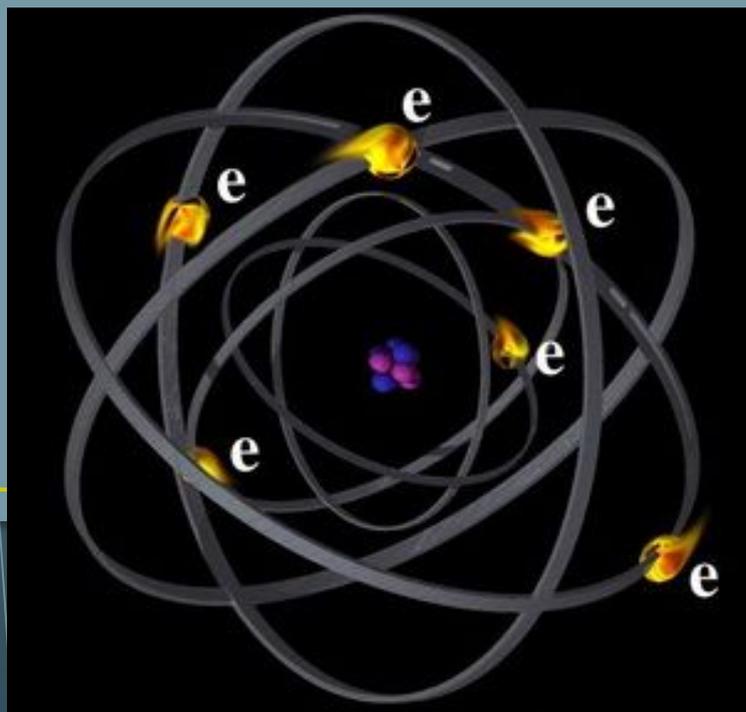


# Урок 33-34

## Двойственная природа электрона.



Учебная дисциплина: Одп.04.  
Химия.

Группа: СВ-4-18.

Профессия: Сварщик

Дата проведения: 26.10.2020г.

Преподаватель: Новицкая Л.Г.

# ПРОАНАЛИЗИРУЕМ, ЧТО МЫ УЖЕ ЗНАЕМ О СТРОЕНИИ АТОМА, А ЧТО ЕЩЕ НЕТ

Знаем	Не знаем
<p data-bbox="247 411 757 511"><b>Атом состоит из ядра и электронной оболочки.</b></p> <p data-bbox="247 582 917 682"><b>Ядро заряжено положительно, электроны – отрицательно.</b></p> <p data-bbox="247 696 884 968"><b>При химических реакциях ядро не изменяется, а электроны могут переходить от атома одного химического элемента к атому другого.</b></p> <p data-bbox="247 1039 763 1139"><b>Электроны в атоме расположены «слоями»</b></p>	<p data-bbox="975 411 1626 511"><b>Почему электроны не падают на ядро?</b></p> <p data-bbox="975 582 1163 625"><b>Почему?</b></p> <p data-bbox="975 696 1646 911"><b>Почему атомы отдают при химических реакциях не все, а только часть своих электронов?</b></p> <p data-bbox="975 1096 1638 1253"><b>Почему разные слои вмещают разное количество электронов?</b></p>

## **Факт №1 Экспериментально было установлено, что ...**

- а) электрон имеет определенный заряд  
Электрон ( $e^-$ ) несет отрицательный  
электрический заряд, равный  $1,6 * 10^{-19}$  Кл.  
Условно заряд  $e^-$  принимается за «-1».
- б) электрон имеет определенную массу  $m (e^-) =$   
 $9,1095 * 10^{-28}$  г , что составляет  $\frac{1}{1836}$  массы  
атома водорода.

### **Вывод №1**

*Электрон — легчайшая отрицательно  
заряженная частица в атоме.*

## **Факт №2**

Пучок электронов, рассеиваемый кристаллом, дает такую же дифракционную картину, как и рентгеновское излучение.

## **Вывод №2**

*Электрон имеет волновой характер*

# *Двойственная природа (дуализм) микромиира*

В 1924 г. Луи де Бройль высказал гипотезу, что все объекты микромиира характеризуются двойственной природой, обладая одновременно свойствами и частицы и волны.

В 1926 г. Шредингер показал, что движение электрона в атоме может быть описано волновой функцией, т.е. электрон следует рассматривать как размытое отрицательно заряженное «электронное облако».

# *Двойственная природа электрона*

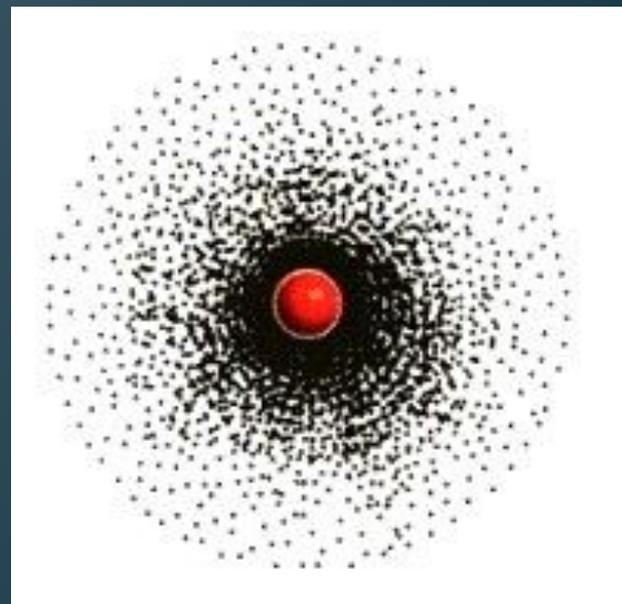
Электрон имеет массу и заряд, как частица.

Электрон проявляет волновые свойства – способен к дифракции.

Электрон в атоме можно рассматривать как частицу, которая при движении проявляет волновые свойства. Т.е. нельзя описать движение электрона в атоме определенной траекторией (орбитой).

Электрон в атоме может находиться в любой точке пространства вокруг ядра, однако вероятность его пребывания в разных местах атомного пространства различна.

*Атомная орбиталь* – область вокруг ядра атома, в которой наиболее вероятно нахождение электрона.

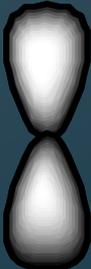
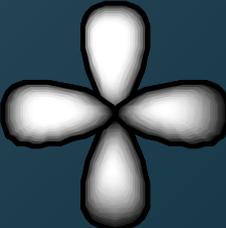


В настоящее время считается, что состояние каждого электрона в атоме определяется с помощью четырех *квантовых чисел*.

Первое из них называется *главным квантовым числом*. Оно обозначается буквой «n» и принимает значение простых целых чисел. Главное квантовое число определяет энергию электрона, степень удаленности от ядра, размеры электронной орбитали.

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

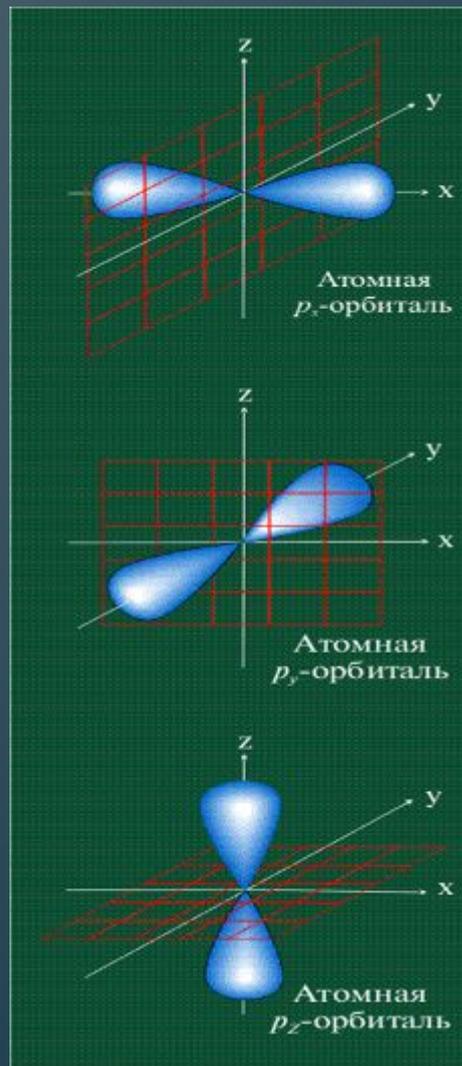
Второе квантовое число называется *орбитальным*. Оно обозначается буквой « $l$ » и принимает значения от 0 до  $n-1$ . Орбитальное квантовое число определяет орбитальный момент импульса электрона, а также пространственную форму электронной орбитали.

$l$	0	1	2	3	4
Буквенное обозначение подуровня	s	p	d	f	g
Форма орбитали				СЛОЖН.	СЛОЖН.

# Формы атомных орбиталей

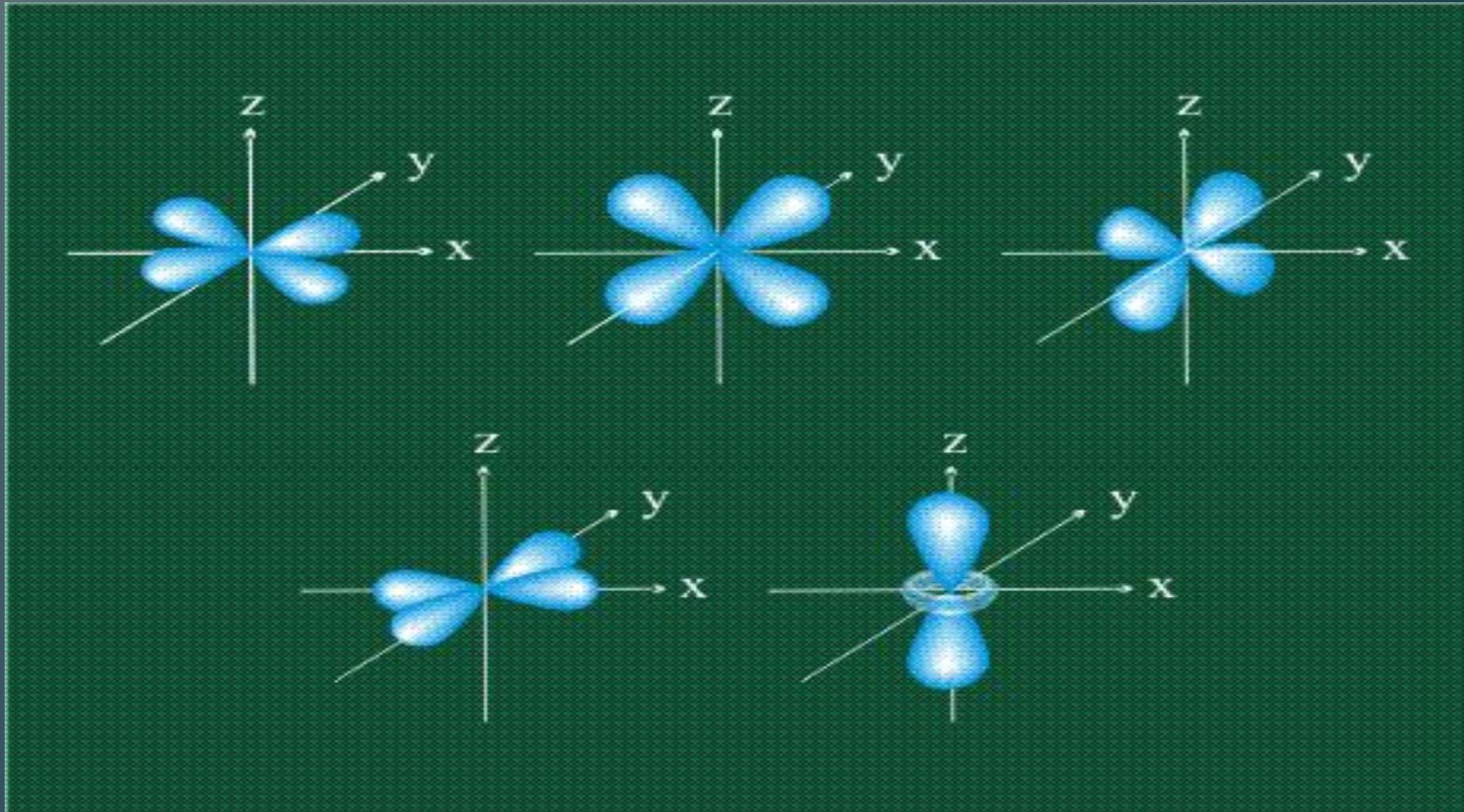


$s$ -орбиталь



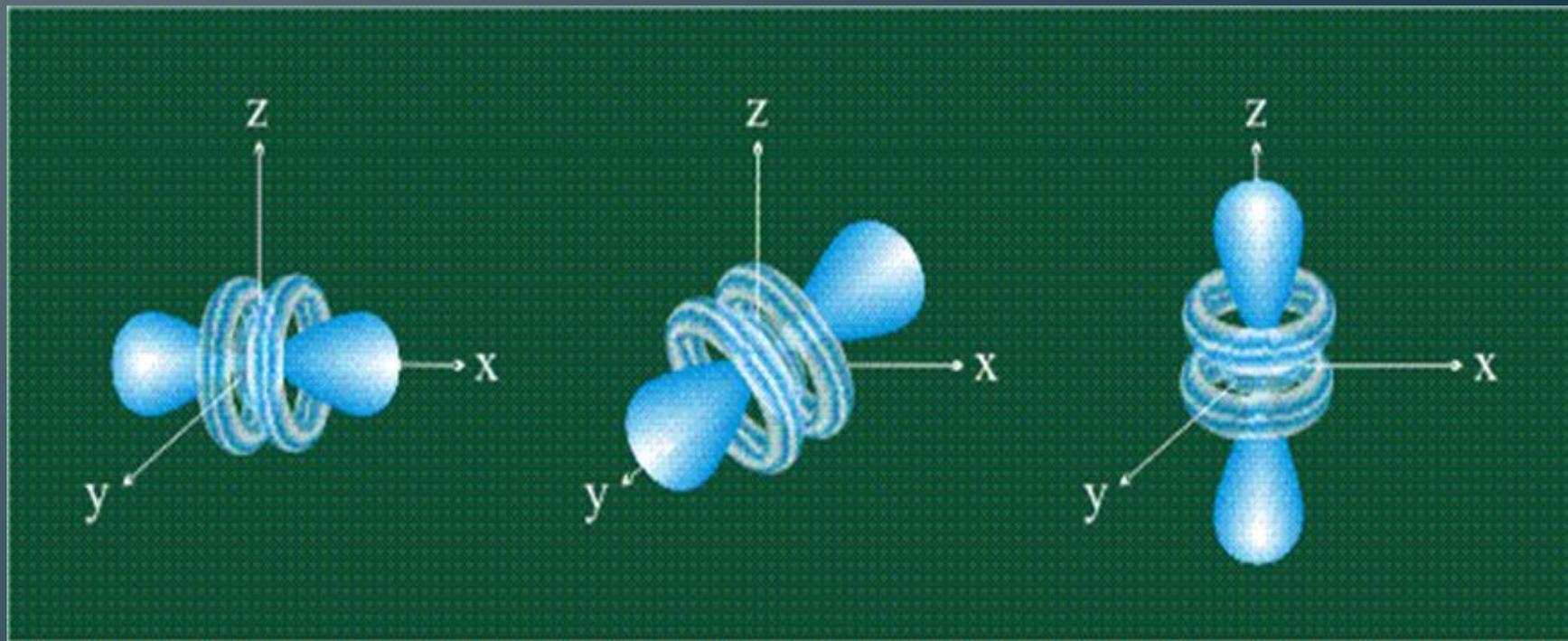
$p$ -орбиталь

# Формы атомных орбиталей



*d-АО*

# *Формы атомных орбиталей*



*f-АО*

Число подуровней, на которые расщепляется энергетический уровень равно номеру уровня.

$n$	$l$	Обозначение подуровня
1	0 (одно значение)	1s
2	0;1 (два)	2s; 2p
3	0;1;2 (три)	3s; 3p; 3d

*Энергетический подуровень* — это совокупность электронных состояний, характеризующихся определенным набором квантовых чисел  $n$  и  $l$ .

*Магнитное квантовое число  $m_l$*  определяет значения проекции орбитального момента на одной из осей, а также пространственную ориентацию элементарных орбиталей и их максимальное число на электронном подуровне. —

Оно принимает все целочисленные значения от  $-l$  до  $+l$ .

Например, при  $l=0$   $m_l=0$ ;

при  $l=1$   $m_l=-1; 0; +1$ ;

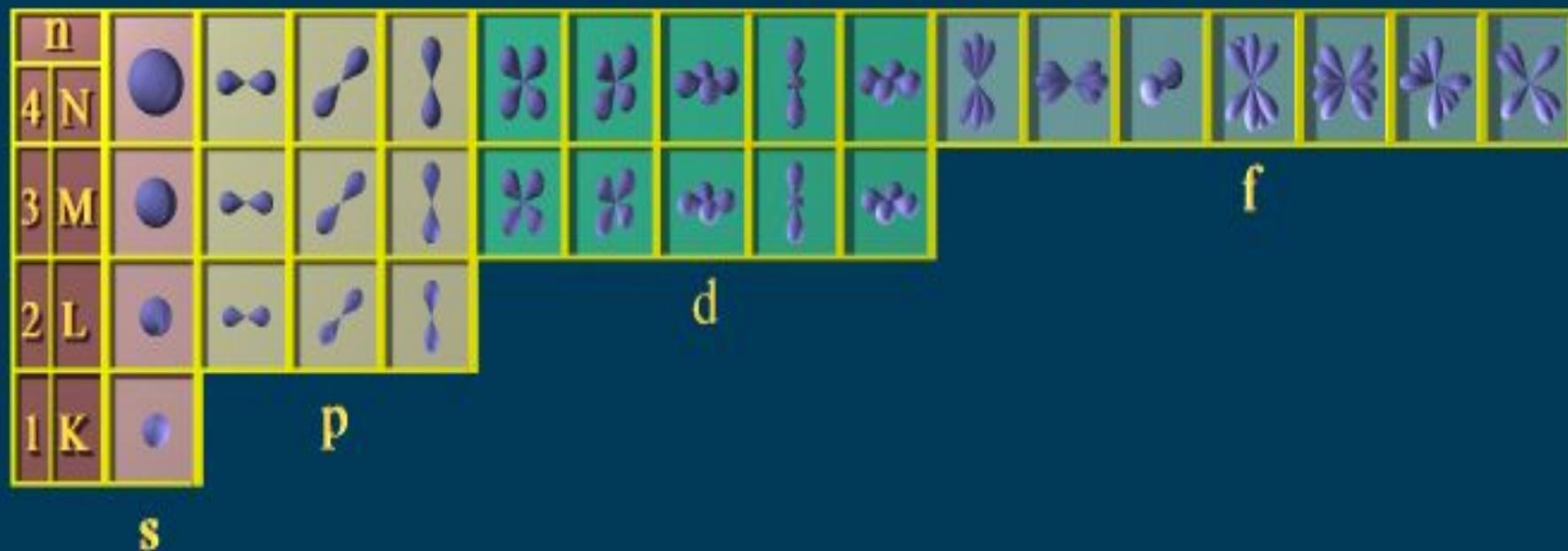
при  $l=2$   $m_l=-2; -1; 0; +1; +2$ ;

Любому значению  $l$  соответствует  $(2l+1)$  возможных расположений электронного облака данного типа в пространстве.

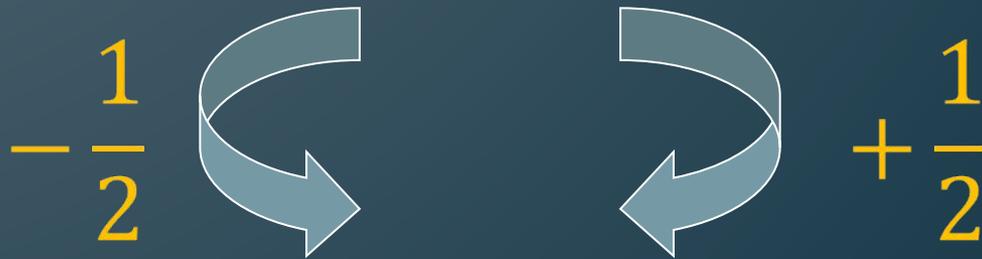
## Магнитное квантовое число

$$M_z = \frac{h}{2\pi} m_l \quad m_l = -l, \dots, -1, 0, +1, \dots, +l$$

## Пространственная ориентация электронных орбиталей



Четвертое квантовое число называется спиновым квантовым числом. Оно обозначается  $m_s$  или  $S$  и может принимать два значения  $+1/2$  и  $-1/2$ . Наличие спинового квантового числа объясняется тем, что электрон обладает собственным моментом импульса («спином»), не связанным с перемещением в пространстве вокруг ядра.



Общая характеристика состояния электрона в многоэлектронном атоме определяется принципом

Паули:

*в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми.*

На одной орбитали могут находиться не более двух электронов, отличающихся друг от друга спинами. Максимальная емкость энергетического подуровня –  $2(2+l)$  электронов, а уровня –  $2n^2$ .

## *Порядок заполнения орбиталей электронами*

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$   
 $6s^2 5d^{14} 4f^{14} 5d^9 6p^6 7s^2 6d^{15} 4f^{14} 6d^7 \dots$

- Причем, строение электронной оболочки предыдущего (по ПСХЭ) атома наследуется.*
- При заполнении подуровня электроны стремятся занять свободные орбитали и только при их отсутствии размещаются на наполовину заполненных орбиталях, спариваясь с уже находящимися там электронами (правило Хунда).*

# *Энергетические уровни атома*

Энергетический уровень	1	2	3	4	5
Максимальное число электронов	2	8	18	32	50

# Энергетические подуровни

Вид энергетического подуровня	Число АО	Обозначение АО	Число электронов
s-подуровень	1	s –АО	2
p-подуровень	3	p –АО	6
d-подуровень	5	d –АО	10
f –подуровень	7	f –АО	14

## Упражнения

### Пример 1.

Составим схему электронного строения и электронную формулу элемента с порядковым номером 7.

### Решение.

1. Определим положение элемента в Периодической системе: 2-ой период, 5А группа.
2. Сделаем вывод о строении атома: заряд ядра  $=+7$ , общее кол-во электронов  $=7$ , кол-во электронных слоев  $=2$ , кол-во  $e^-$  на внешнем слое  $=5$ .
3. Составим схему электронного строения:  $+7N$   
 $)2e^-)5e^-$
4. Определим распределение  $e^-$  по подуровням и составим электронную формулу:  $1s^22s^22p^3$ .

## Упражнения

### Пример 2.

Составим схему электронного строения и электронную формулу элемента с порядковым номером 23.

### Решение.

1. Определим положение элемента в Периодической системе: 4-ой период, 5Б группа.
2. Сделаем вывод о строении атома: заряд ядра  $=+23$ , общее кол-во электронов  $=23$ , кол-во электронных слоев  $=4$ , электронами заполняется предвнешний слой.
3. Составим схему электронного строения:  $+23\text{N} )2e-)8e-)8+3e-)2e-$
4. Определим распределение  $e-$  по подуровням:  $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^3$ .

## Домашнее задание:

- выучить конспект урока
- Составить схему электронного строения и электронную формулу элементов с порядковым номером 12, 21, 35.

**Ответы на вопросы прислать ВКонтакте**