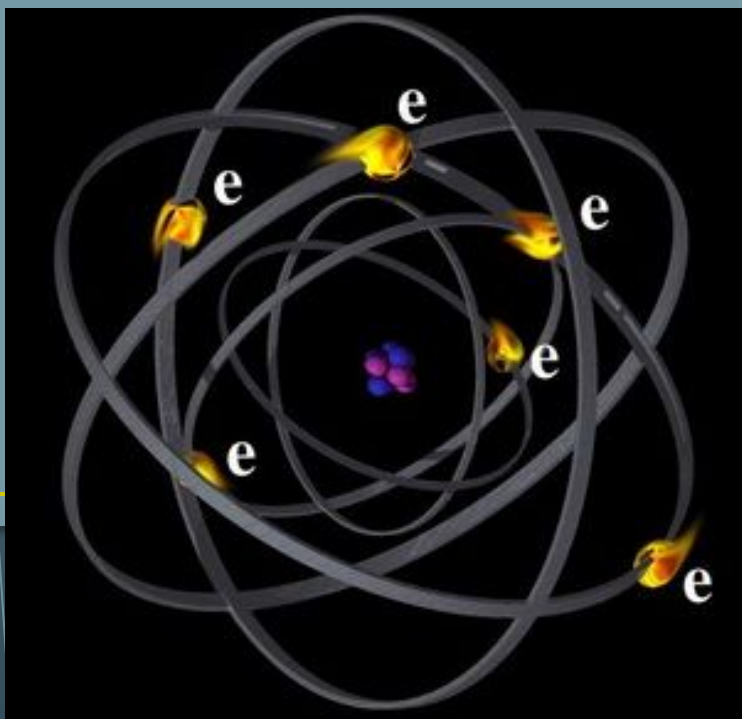


Урок 33-34

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

В 1924 г. Луи де Бройль высказал гипотезу, что все объекты микромира 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

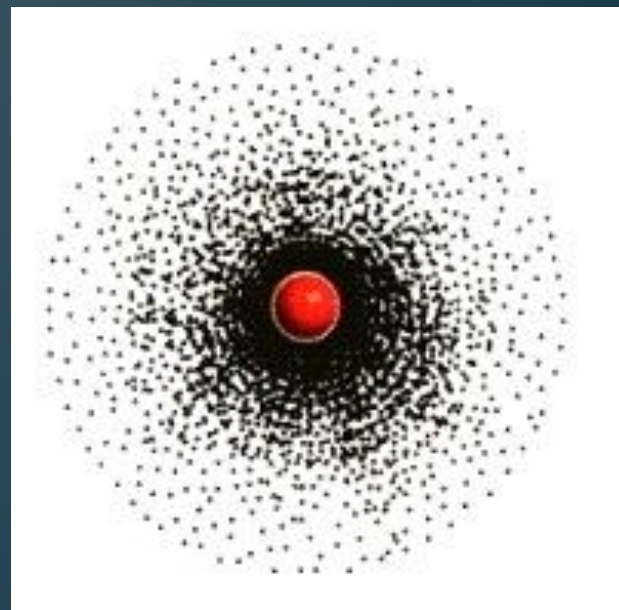
Электрон имеет массу и заряд, как частица.

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.



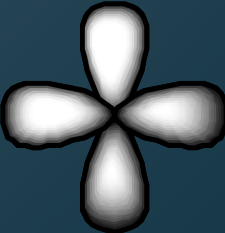


В настоящее время считается, что состояние каждого электрона в атоме определяется с помощью четырех *квантовых чисел*.

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

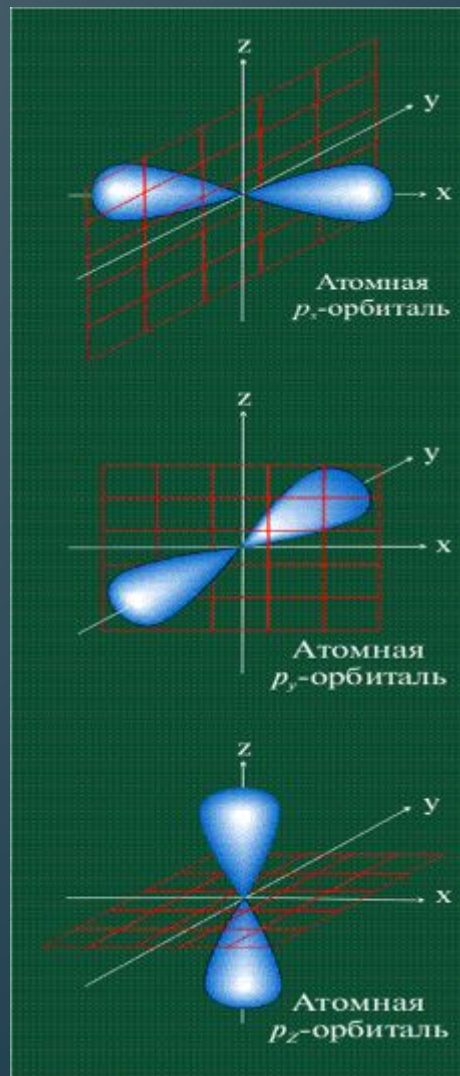
Второе квантовое число называется *орбитальным*. Оно обозначается буквой « l » и принимает значения от 0 до $n-1$. Орбитальное квантовое число определяет орбитальный момент импульса электрона, а также пространственную форму электронной орбитали.

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

Формы атомных орбиталей

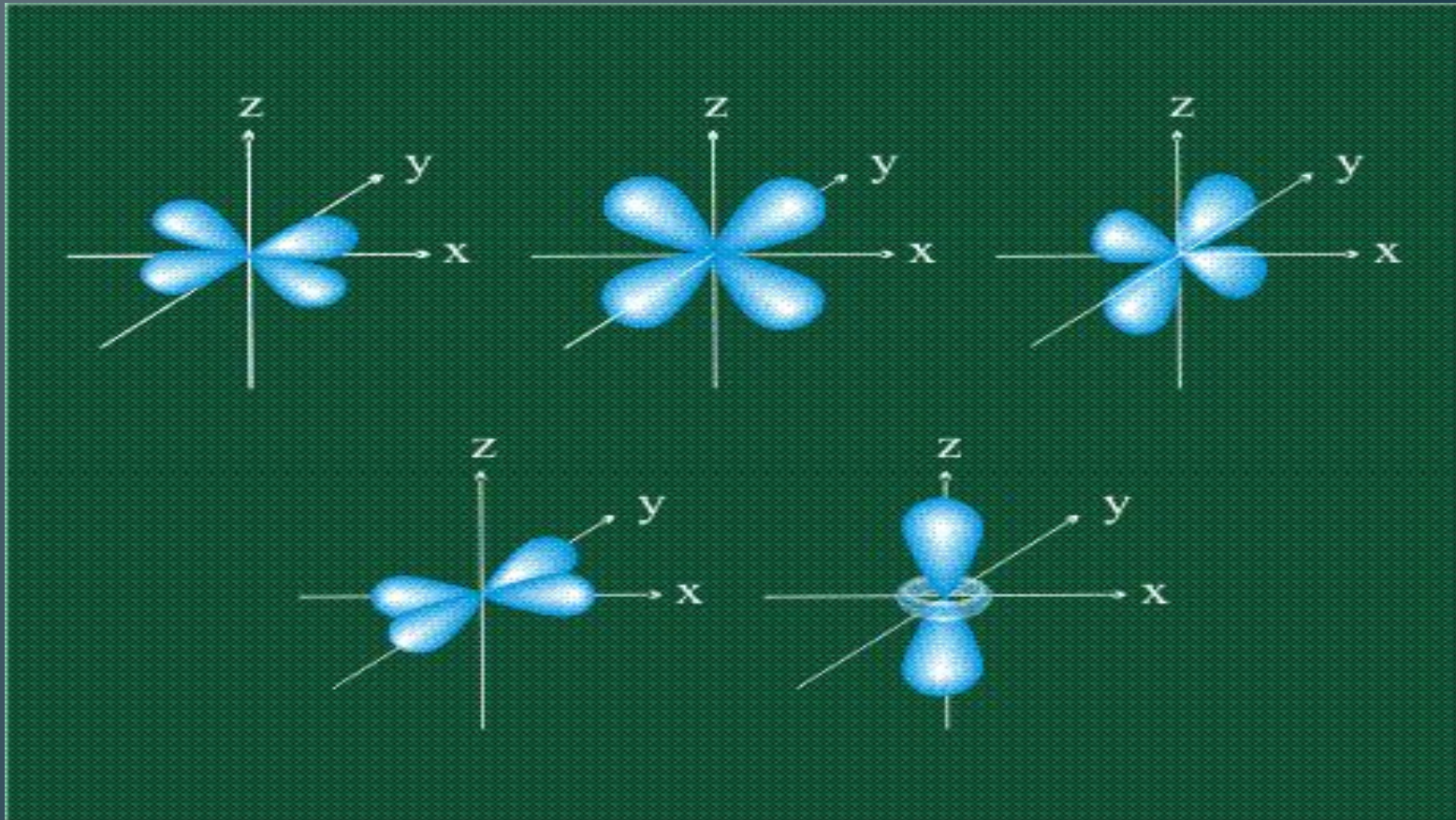


s -орбиталь



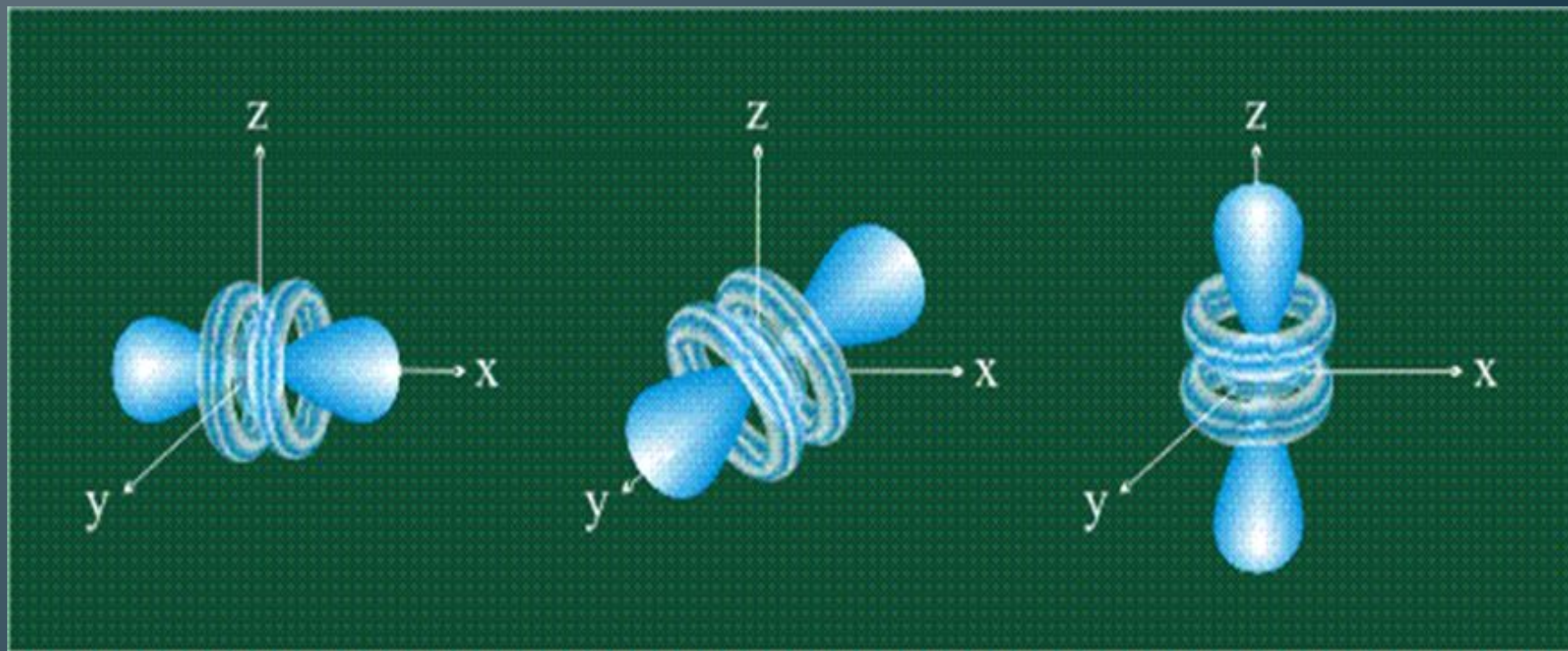
p -орбиталь

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

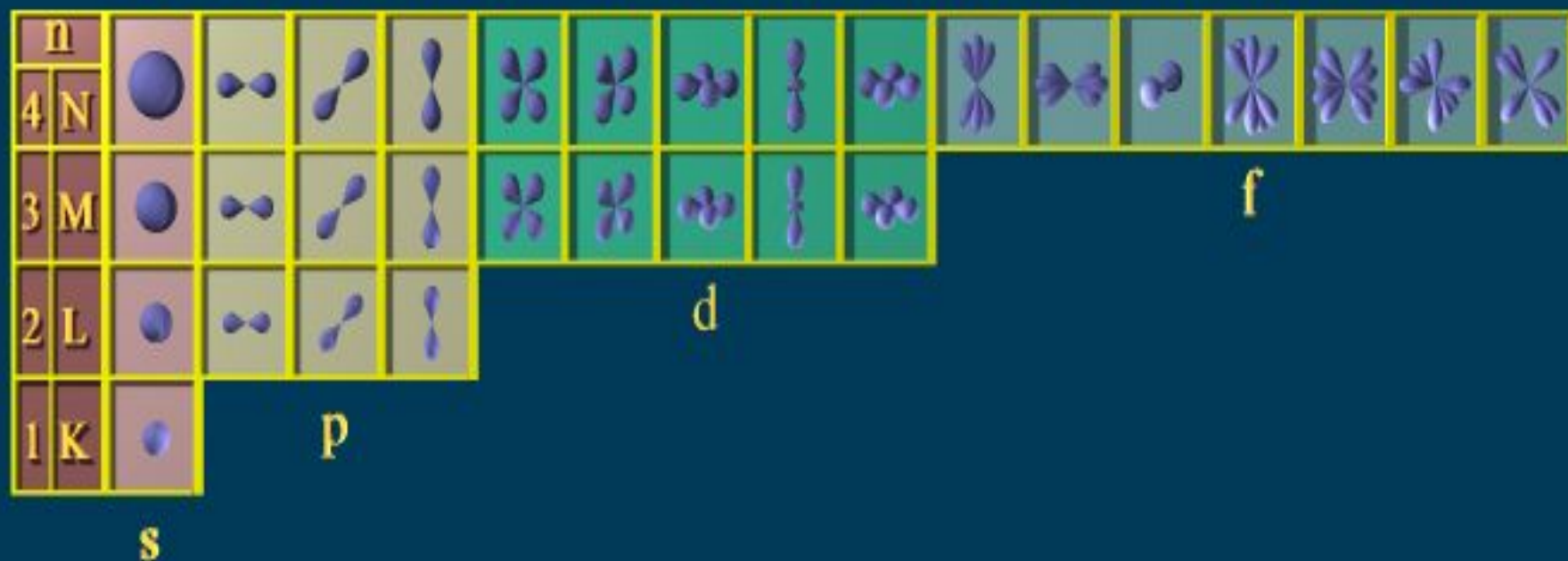
при $l=2$ $m_l=-2; -1; 0; +1; +2$;

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