

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

**«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**(ДГТУ)**

КАФЕДРА «Химия»

**Строение атома**

**Практикум**

по выполнению лабораторной работы № 3

по дисциплине

«Химия»

Ростов-на-Дону

2024 г

Составители: к.х.н., доцент Таутиева М.А., к.х.н., доцент Новикова А.А.

Практикум по выполнению лабораторной работы по дисциплине «Химия». ДГТУ, г. Ростов-на-Дону, 2024 г.

В практикуме кратко изложены теоретические вопросы, необходимые для успешного выполнения лабораторной работы, рабочее задание и контрольные вопросы для самопроверки.

Предназначено для обучающихся по направлению подготовки (код, название):

090302 Информационные системы и технологии

150301 Машиностроение

230302 Наземные транспортно–технологические комплексы

Ответственный за выпуск:

Зав. кафедрой (руководитель структурного подразделения, ответственного за реализацию ОПОП) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Ф.И.О.

ã Издательский центр ДГТУ, 2024 г.

**Введение**

Все вещества состоят из атомов, природа и свойства которых определяют все химические явления. Знание строения атома позволяет объяснить закономерности изменения свойств элементов, понять, почему атомы образуют молекулы, благодаря чему протекают химические реакции.

Атомистическая гипотеза строения вещества возникла еще в Древней Греции, но вместе с тем греческие философы- материалисты заблуждались, считая атом неделимой частицей (атом – atomos- означает «неделимый»).

Конец XVIII – XIX в. характеризуются бурным развитием науки, в частности химии. Были установлены многие стехиометрические законы химии:

* закон постоянства состава (Ж. Пруст, 1908 г.);
* закон сохранения материи и движения и его частный случай – закон сохранения массы (М.В. Ломоносов, 1748 г.);
* закон эквивалентов (И. Рихтер,1800 г.);
* закон кратных отношений (Дж. Дальтон, 1803 г.);
* закон объемных отношений для газов (Ж. Гей-Люссак, 1808 г.);
* закон Авогадро (1811 г.).

Все эти законы были основаны на допущении о дискретности материи, ее

атомном строении.

На рубеже XIX - XX вв. наука достигла уровня, позволяющего постичь строение атома. Сложность строения атома подтверждали

* открытие радиоактивности атомов некоторых элементов (А. Беккерель);
* установление природы α- β- γ-лучей (Э. Резерфорд);
* открытие электрона и определение его массы и заряда (Дж. Томсон, Р. Малликен);
* открытие ядер атомов (Э. Резерфорд).

**Теоретическая часть**

1. **Модели строения атома** 
   1. **Модель Томсона**

Первая модель строения атома была предложена Дж. Томсоном в 1904 г., согласно которой атом – положительно заряженная сфера с вкрапленными в нее электронами. Несмотря на свое несовершенство томсоновская модель позволяла объяснить явления испускания, поглощения и рассеяния света атомами, а также установить число электронов в атомах легких элементов (рис.1).



Рис. 1. Атом, согласно модели Томсона.

Электроны удерживаются внутри положительно заряженной сферы упругими силами. Те из них, которые находятся на поверхности, могут легко «выбиваться» ,оставляя ионизированный атом.

* 1. **2.2. Модель Резерфорда**

Модель Томсона была опровергнута Э. Резерфордом (1911 г.), который доказал, что положительный заряд и практически вся масса атома сконцентрированы в малой части его объема – ядре, вокруг которого двигаются электроны (рис. 2).

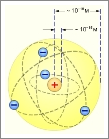


Рис. 2. Планетарная модель строения атома

Согласно законам классической электродинамики, движение электрона по окружности вокруг ядра будет устойчивым, если сила кулоновского притяжения будет равна центробежной силе. Однако, в соответствии с теорией электромагнитного поля, электроны в этом случае должны двигаться по спирали, непрерывно излучая энергию, и падать на ядро. Однако атом устойчив.

К тому же при непрерывном излучении энергии у атома должен наблюдаться непрерывный, сплошной спектр. На самом деле спектр атома состоит из отдельных линий и серий.

Таким образом, данная модель противоречит законам электродинамики и не объясняет линейчатого характера атомного спектра.

**2.3. Модель Бора**

В 1913 г. Н. Бор предложил свою теорию строения атома, не отрицая при этом полностью предыдущие представления. В основу своей теории он положил два постулата.

Первый – электрон может вращаться вокруг ядра только по определенным стационарным орбитам. Находясь на них, он не излучает и не поглощает энергию (рис.3).

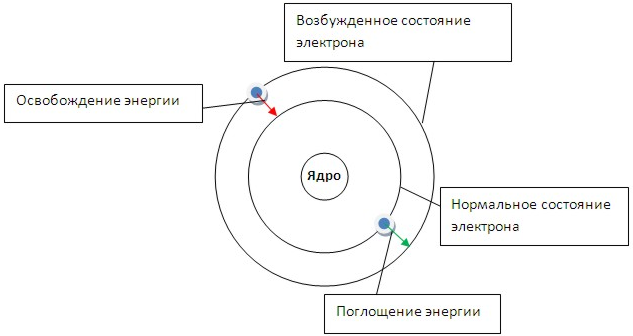


Рис. 3. Модель строения атома Бора.

Изменение состояния атома при переходе электрона с одной орбиты на другую. При движении по любой стационарной орбите запас энергии электрона (Е1, Е2 …) остается постоянным. Чем ближе к ядру расположена орбита, тем меньше запас энергии электрона Е1 ˂Е2 ˂ Еn . Энергия электрона на орбитах определяется уравнением:



где m – масса электрона, h – постоянная Планка, n – 1, 2, 3 (n=1 для 1-й орбиты, n=2 для 2-й и т.д.).

Второй постулат – при переходе с одной орбиты на другую электрон поглощает или выделяет квант (порцию) энергии.

Если подвергнуть атомы воздействию (нагреванию, облучению и др.), то электрон может поглотить квант энергии и перейти на более удаленную от ядра орбиту (рис. 3). В этом случае говорят о возбужденном состоянии атома. При обратном переходе электрона (на более близкую к ядру орбиту) энергия выделяется в виде кванта лучистой энергии – фотона. В спектре это фиксируется определенной линией. На основании формулы

,

где λ – длина волны, n = квантовые числа, характеризующие ближнюю и дальнюю орбиты, Бор рассчитал длины волн для всех серий в спектре атома водорода. Полученные результаты соответствовали экспериментальным данным. Стало ясным происхождение прерывистых линейчатых спектров. Они – результат излучения энергии атомами при переходе электронов из возбужденного состояния в стационарное. Переходы электронов на 1-ю орбиту образуют группу частот серии Лаймана, на 2-ю – серию Бальмера, на 3-ю – серию Пашена (рис. 4,табл. 1).

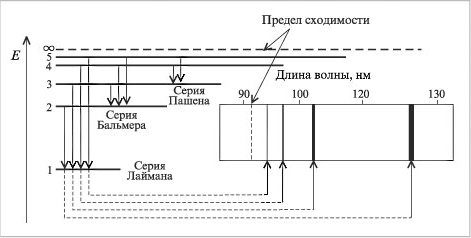


Рис. 4. Соответствие между электронными переходами и спектральными линиями атома водорода.

Таблица 1. Проверка формулы Бора для серий водородного спектра

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Название серии** | **λ, А**  **экспериментальная** | **λ, А**  **вычисленная Бором** |
| Пашена | 18751,3  12817,5  10938,0  10049,8 | 18756  12822  10941  10052 |
| Бальмера | 6564,66  4862,71  4102,91  3971,20  3799,00  3712,70 | 6564,70  4862,80  4341,70  4102,93  3971,23  3799,01  3712,62 |
| Лаймана | 1216  1028  972 | 1215,68  1025,73  972,5 |

Однако теория Бора не смогла объяснить расщепление линий в спектрах многоэлектронных атомов. Бор исходил из того, что электрон – это частица, и использовал для описания электрона законы, характерные для частиц. Вместе с тем накапливались факты, свидетельствующие о том, что электрон способен проявлять и волновые свойства. Классическая механика оказалась не в состоянии объяснить движение микрообъектов, обладающих одновременно свойствами материальных частиц и свойствами волны. Эту задачу позволила решить квантовая механика – физическая теория, исследующая общие закономерности движения и взаимодействия микрочастиц, обладающих очень малой массой (табл. 2).

Таблица 2. Свойства элементарных частиц, образующих атом

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Частица | Заряд | | Масса | |
| Кл | Условн.ед. | г | А.е.м. |
| Электрон | - 1,6·10-19 | -1 | 9,10·10-28 | 0,00055 |
| Протон | 1,6·10-19 | +1 | 1,67·10-24 | 1,00728 |
| Нейтрон | 0 | 0 | 1,67·10-24 | 1,00866 |

**2.4. Квантово-механическая модель строения атома**

В основе современной теории строения атома лежат следующие основные положения:

1. ЭЛЕКТРОН ИМЕЕТ ДВОЙСТВЕННУЮ (корпускулярно-волновую) ПРИРОДУ. Электрон, как и другие элементарные частицы (протон, нейтрон), обладает определенной массой и зарядом, т.е. ведет себя как частица. В то же время, движущийся электрон проявляет волновые свойства, например характеризуется способностью к дифракции (рассеяние световых лучей) и интерференции (наложение световых волн). Для любой элементарной частицы справедливо уравнение (Луи де Бройль), связывающее параметры волны и частицы

,

где λ – длина волны электрона, h – постоянная Планка, m – масса электрона, υ – скорость движения электрона.

2. ДЛЯ ЭЛЕКТРОНА НЕВОЗМОЖНО ОДНОВРЕМЕННО ТОЧНО ИЗМЕРИТЬ КООРДИНАТУ И СКОРОСТЬ

В силу наличия у микрочастиц волновых свойств невозможно в каждый момент времени точно фиксировать их положение в пространстве и определять

с любой точностью скорость их движения. Чем точнее мы измеряем один параметр, тем больше неопределенность в другом. Принцип неопределенности сформулирован Гейзенбергом (1927 г.) и имеет математическое выражение

, 

где Δх – неопределенность положения частицы по оси х, ΔРх = Δ(m·υ) – неопределенность составляющей импульса по оси х.

Из формулы видно, что чем меньше значение Δх , т.е. чем определеннее положение частицы, тем больше ΔРх, т.е. тем неопределеннее ее импульс. Неопределенность в свойствах микрообъектов проявляется тем в большей степени, чем в большей степени выражена его волновая функция (чем меньше его масса). Поэтому неопределенность в положении электрона значительно больше, чем неопределенность в положении ядра атома.

1. ЭЛЕКТРОН В АТОМЕ НЕ ДВИЖЕТСЯ ПО ОПРЕДЕЛЕННЫМ ТРАЕКТОРИЯМ, А МОЖЕТ НАХОДИТЬСЯ В ЛЮБОЙ ЧАСТИ ОКОЛОЯДЕРНОГО ПРОСТРАНСТВА, однако вероятность его нахождения в разных частях этого пространства неодинакова.

Вероятность нахождения электрона в разных местах околоядерного пространства можно определить с помощью уравнения Шредингера

,

где h – постоянная Планка, m – масса электрона, U – потенциальная энергия, Е – полная энергия, ψ – волновая (пси) функция.

Первый член уравнения



соответствует кинетической энергии частицы (Ек) с массой m. При короткой записи Ек описывается оператором Лапласа

,

где  - оператор Лапласа.

Упрощенный вид уравнения Шредингера

.

Решение этого уравнения связано с большими математическими трудностями. Точное решение оно имеет для атома водорода и для одноэлектронных частиц. Для сложных атомов уравнение Шредингера может быть решено только приблизительно. Решая его, находят энергию электрона, а также функцию координат электрона X, Y, Z и времени τ: . Волновая функция ψ представляет собой амплитуду трехмерной электронной волны. Причем она имеет как положительные, так и отрицательные значения. Квадрат модуля волновой функции  характеризует вероятность нахождения электрона в некотором объеме. Эту величину называют также электронной плотностью. Если в соответствии с уравнением Шредингера получим, что , где  – определенный объем, то это значит, что в данном объеме электрон находится 0,1 времени, а 0,9 – в другом месте, т.е. можно утверждать, что электронная плотность в данном объеме равна 0,1. Совокупность мест пространства, где  имеет максимальное значение называют электронной орбиталью.

Таким образом, электронной орбиталью или электронным облаком называется часть околоядерного пространства, в котором вероятность пребывания электрона максимальна.

Поверхность, охватывающая ядро атома, за пределами которой вероятность пребывания электрона исчезающе мала, называют граничной поверхностью орбитали, которая и передает форму самой орбитали.

4. ЯДРА АТОМОВ СОСТОЯТ ИЗ ПРОТОНОВ И НЕЙТРОНОВ (общее название – нуклоны).

Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента в таблице Д.И. Менделеева, а сумма протонов и нейтронов его атомному числу. Массовое число (А), заряд ядра (Z), равный числу протонов, и число нейтронов (N) связаны соотношениями:

Z = А – N, N = А – Z, А = Z + N.

Атомы с одинаковыми Z, но разными А и N, называют изотопами.

**3. Квантовые числа**

Решение уравнения Шредингера позволяет найти волновые функции, при этом выяснено, что для полного определения каждого решения необходимы три целых числа – квантовые числа. Можно сказать, что квантовые числа описывают совокупность движений электронов в атоме.

ГЛАВНОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО (n) определяет общую энергию электрона на данной орбитали и принимает значения n = 1, 2, 3, 4

Чем больше n, тем больше объем внутреннего пространства атомной орбитали, т.е. растет удаленность электрона от ядра атома. Все электроны с одинаковым значением главного квантового числа образуют электронный слой. Приняты следующие обозначения электронных слоев:

Значение n ……………………………. 1 2 3 4 5 6 7

Обозначение слоя (уровня) ………….. K L M N O P Q.

Зная главное квантовое число, можно определить максимальное число электронов, которое может находиться на этом уровне по формуле

Nе = 2n2.

Возможное число подуровней для каждого электронного уровня численно равно значению n– первый уровень (n = 1) состоит из одного подуровня, второй уровень (n = 2) – из двух и т.д. (табл.3).

ОРБИТАЛЬНОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО (), которое иногда называют побочным квантовым числом, определяет форму электронного облака и принимает значения от нуля до n-1. Область электронного уровня, в котором содержатся орбитали определенной формы называется энергетическим подуровнем. Подуровень, содержащий s-орбитали, называется s-подуровнем, р-орбитали - р-подуровнем и т.д. Например, при n = 1, = 0 (на первом уровне существуют только s-электроны). При n = 3, = 0, 1, 2 (на третьем уровне содержит 3s-, 3р- и 3d-электроны).

Таблица 3. Максимальное число подуровней и орбиталей на энергетических уровнях

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Энергетический**  **уровень** | **Число**  **подуровней** | **Типы**  **орбиталей** | **Орбитали,** |
| К (n = 1) | 1 | 1s | 0 |
| L (n = 2) | 2 | 2s  2p | 0  -1, 0, +1 |
| M (n = 3) | 3 | 3s  3p  3d | 0  -1, 0, +1  -2, -1, 0, +1, +2 |
| N (n = 4) | 4 | 4s  4p  4d  4f | 0  -1, 0, +1  -2, -1, 0, +1, +2  -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 |

Если  = 0, электронное облако имеет сферическую форму (рис. 5);  = 1 - электронное облако имеет форму симметричной восьмерки (гантель, рис. 6). С ростом численного значения орбитального квантового числа форма электронного облака усложняется .

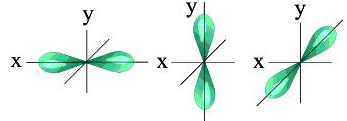
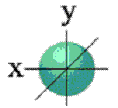


Рис. 5. S-облако Рис. 6. Р-облака

МАГНИТНОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО  характеризует ориентацию данной орбитали в пространстве. Магнитное квантовое число принимает целочисленные значения от - до +, включая ноль. Например, для  = 2, магнитные квантовые числа имеют значения -2, -1, 0, +1, +2, т.е. в данной подоболочке (d-подуровень) существует пять орбиталей. Соответственно на s-подуровне ( = 0) имеется одна орбиталь; на р-подуровне ( = 1) – три орбитали; на f-подуровне – семь орбиталей. Атомную орбиталь обозначают в виде клеточки □. Тогда число орбиталей на соответствующих подуровнях будет равно: s-подуровень - □; р-подуровнь - □□□; d-подуровень - □□□□□; f-подуровнь - □□□□□□□.

Вышерассмотренные квантовые числа полностью характеризуют три определяющих свойства электрона-волны: длину, направление и амплитуду. Однако у электрона-частицы имеется особое свойство, называемое спином. Упрощенно спин можно рассматривать как вращение электрона вокруг собственной оси. Поэтому в теорию строения атома введено еще одно

СПИНОВОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО (ms), которое может принимать два значения в соответствии с двумя возможными направлениями вращения:

ms = + 1/2(электрон вращается по часовой стрелке вокруг своей оси и имеет обозначение - ↑), ms = - 1/2(электрон вращается против часовой стрелки вокруг своей оси и имеет обозначение - ↓).

1. **Многоэлектронные атомы**

В многоэлектронном атоме на электрон действует не только сила притяжения со стороны положительного заряженного ядра, но и отталкивание со стороны других электронов. Электроны внутренних электронных уровней атома ослабляют притяжение внешнего электрона ядром – экранируют внешний электрон от ядра. Это экранирование оказывается различным для электронов с разной формой электронного облака. Поэтому в многоэлектронных атомах энергия электрона зависит не только от главного квантового числа, но и от орбитального квантового числа, которое определяет форму электронной орбитали.

Распределение электронов в атоме по уровням и орбиталям происходит в соответствии с принципами Паули, Хунда, наименьших энергий.

**4.1. Принцип Паули**

Принцип (запрет) Паули гласит: в атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковыезначения всех четырех квантовых чисел. Отсюда следует, что на каждой орбитали может быть не более двух электронов, причем они должны иметь антипараллельные спины. Т.е. допускается заполнение орбитали следующим образом; такие варианты, не допускаются.

**4.2. Правило Гунда**

В соответствии с этим правилом заполнение орбиталей данного подуровня происходит таким образом, чтобы достигалось максимальное значение суммарного спинового числа (∑ms). Заполнение электронами р-подуровня (либо любого другого) происходит таким образом, что каждый из них занимает отдельную орбиталь и только когда все орбитали содержат по одному электрону, начинается их «заселение» вторыми электронами. Например,

а) ∑ms = +1/2 – 1/2 + 1/2 = +1/2, т.е. неверный вариант;



б) ∑ms = -1/2 – ½ - ½ = - 1½ , т.е. неверный вариант;



в) ∑ms = +1/2 + ½ + ½ = +1½ , т.е. единственно верный вариант.



**4.3. Принцип наименьших энергий**

Согласно этому принципу электроны заполняют орбитали в порядке повышения уровня энергии орбиталей. В первую очередь заполняются орбитали с наименьшей энергий, т.к. на такой орбитали состояние электрона наиболее стабильно. Возрастание энергии по энергетическим подуровням происходит примерно в следующем порядке:

1s ˂ 2s ˂ 2p ˂ 3s ˂ 3p ˂ 4s ˂ 3d ˂ 4p ˂ 5s ˂ 4d ˂ 5p ˂ 6s ˂ 4f ≈ 5d ˂ 6p ˂ 7s ˂ 5f ≈ 6d ˂ 7p.

При заполнении электронных уровней необходимо учитывать правило В.М. Клечковского: последовательное заполнение электронами подуровней происходит в порядке увеличения суммы главного и побочного квантовых чисел . При одинаковом значении этой суммы для нескольких подуровней, в первую очередь заполняется тот, главное квантовое число которого меньше.

1. **Примеры решения задач**

**Задача 1.** Электронная структура атома описывается формулой

1s2 2s2 2p6 3s2 3p6. Какой это элемент?

Решение.

Зная, что порядковый номер элемента в таблице Менделеева численно равен заряду ядра и одновременно общему числу электронов в атоме (т.к. атом частица электронейтральная) для определения элемента необходимо подсчитать число электронов в приведенной формуле. Учитывая, что в обозначении 2p6: 2 – главное квантовое число электронного уровня; р – подуровень, в котором расположены гантелеобразные облака; 6 – число электронов, находящихся на данном подуровне. Подсчитав число электронов на всех подуровнях определяем химическихй элемент. Так как общее число электронов в данном случае равно 18 - следовательно, это аргон.

**Задача 2.** Определить по правилу Клечковского последовательность заполнения электронных орбиталей, характеризующихся суммой  = 6.

Решение.

Для решения задачи необходимо посчитать суммы главного и побочного квантовых чисел для электронных уровней в диапазоне от n = 1 до

n = 6. Необходимо для каждого главного квантового числа определить побочные квантовые числа и затем их просуммировать.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| n |  | | | | | |  | | | | | |
| n=1 | 0 |  |  |  |  |  | 1 |  |  |  |  |  |
| n=2 | 0 | 1 |  |  |  |  | 2 | 3 |  |  |  |  |
| n=3 | 0 | 1 | 2 |  |  |  | 3 | 4 | 5 |  |  |  |
| n=4 | 0 | 1 | 2 | 3 |  |  | 4 | 5 | **6** | 7 |  |  |
| n=5 | 0 | 1 | 2 | 3 | 4 |  | 5 | **6** | 7 | 8 | 9 |  |
| n=6 | 0 | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | **6** | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 |
|  |  |  |  |  |  |  | s | p | d | f |  |  |

В данном атоме имеется три подуровня, для которых  = 6: n=4, n=5, n=6. Учитываем, что в первую очередь заполняется подуровень, главное квантовое число которого меньше. Следовательно, в первую очередь будет заполняться электронами 4d-подуровень, затем 5р-подуровень и в последнюю очередь - 6s-подуровень.

**Задача 3.** Определите на каком энергетическом уровне находится электрон со следующим набором квантовых чисел: n = 3, ** =** 1,  = -1, ms = + 1/2? Какую форму имеет орбиталь, внутри которой находятся этот электрон?

Решение.

Если n = 3, электрон находится на третьем от ядра атома уровне М. Орбитальное (побочное) квантовое число равное единице соответствует электронному облаку имеющему форму гантели, расположенному по оси «Х» ( = -1). Вокруг своей оси этот электрон вращается по часовой стрелке, т.к. ms = + ½.

**Инструкция по технике безопасности при выполнении лабораторной работы**

При работе в химической лаборатории необходимо придерживаться следующих правил:

1. Предварительно прочитать соответствующие разделы учебника, записи лекций и познакомится с содержанием лабораторной работы.

2. Внимательно следить за ходом опыта и замечать все изменения.

3. Если нет указания о дозировки реактивов для данного опыта, то брать их надо в возможном меньшем количестве (экономия материалов и времени, затрачиваемого на операцию).

4. Излишек реактива не высыпать и не выливать обратно в сосуд, из которого он был взят.

5. Не уносить приборы, аппараты, реактивы общего пользования на свое рабочее место. Не путать пробки от капельных пипеток и реактивных склянок.

6. Все опыты с ядовитыми и неприятно пахнущими веществами проводить в вытяжном шкафу.

7. С первых дней приучить себя работать аккуратно, внимательно, без торопливости.

8. Содержать своё рабочее место в чистоте: грязь нередко бывает причиной искажения результатов. Приборы и посуду мыть тотчас после окончания опыта, не откладывая до окончания всей работы. Если пролита вода или реактивы, быстро вытереть стол, но будьте осторожны, чтобы не повредить руки и одежду. Разбитое стекло, куски бумаги, испорченные сухие реактивы и т. д. не оставлять на столах, а выбросить в специальный бак, ни в коем случае не в водопроводную раковину.

9. Не загромождать стол ненужными в данный момент предметами, приборами, книгами. Личные вещи убирайте в ящик лабораторного стола.

10. Соблюдайте в лаборатории тишину.

11. По окончании работы вылить и сдать лаборанту приборы и посуду, привести в порядок рабочее место.

12. Обязательно вести запись проведённых лабораторных работ. Пока выполненный опыт не записан, не переходить к следующему.

**Цель работы:**

Изучить основные положения электронного строения атома и ионов.

**Рабочее задание**

1. Изучить теоретический материал по теме лабораторной работы
2. Ознакомиться с методикой проведения лабораторных опытов
3. Ознакомиться с правилами техники безопасности в химической лаборатории
4. Выполнить экспериментальную часть лабораторной работы
5. Написать и предоставить преподавателю отчет по лабораторной работе
6. Ответить на вопросы преподавателя при защите лабораторной работы.

**Общие положения**

1. *Подготовка к выполнению лабораторной работы*

Домашняя подготовка студента к выполнению лабораторной работы включает следующие этапы:

¾ Студент должен по учебникам (учебному пособию) проработать соответствующий теоретический материал, имеющий непосредственное отношение к теме лабораторной работы. Это нужно для осмысленного выполнения опытов. Краткие теоретические основы работы есть в «Лабораторном практикуме».

¾ Студент должен ознакомиться с методикой выполнения эксперимента по «Лабораторному практикуму». Студент знакомится с целью работы, необходимым оборудованием и материалами для работы, а также с ходом выполнения лабораторных работ.

¾ Студент описывает методику выполнения работы в своем лабораторном журнале (в тетради для лабораторных работ).

1. *Выполнение лабораторной работы на занятии*

Студент должен ознакомиться с лабораторной работой на рабочем месте (техникой безопасности, оборудованием, материалами и т.п.).

Только после получения у преподавателя допуска к выполнению лабораторной работы студент может приступать к работе.

В соответствии с «Лабораторным практикумом» выполнить всю практическую работу.

По полученным данным студенты производят расчеты (если необходимо), записывают наблюдения, строят графики и делают выводы. В конце занятия студенты получают у преподавателя письменное подтверждение, что работа выполнена верно. Для этого преподаватель расписывается в лабораторной тетради: пишет «выполнено», ставит дату и подпись. В случае получения неправильных результатов, работу надо переделать, т.е. выполнить повторно.

1. *Оформление лабораторной работы*

В большинстве случаев это домашний этап работы. В лабораторном журнале студент оформляет работу: заполняет отчеты по проведенным экспериментам. В отчетах должна быть представлена следующая информация: тема работы; цель работы; материалы и оборудование; результаты выполнения работы: наблюдения; ответы на контрольные вопросы; при необходимости начерчены графики функций; по целям работы должны быть сформулированы выводы.

Если время позволяет, то оформить работу можно на занятии (после выполнения лабораторной работы и подтверждения преподавателем правильности полученных результатов). Если студент по какой-либо причине не успевает это сделать на занятии, то оформляет работу дома.

1. *Защита лабораторной работы*

Под защитой лабораторной работы подразумевается:

¾ Представление преподавателю своего лабораторного журнала (тетради) с полностью оформленной работой и проверка её преподавателем.

¾ Ответы на контрольные вопросы по теории и методике эксперимента, которые приводятся в «Лабораторном практикуме».

¾ Сдать работу преподавателю (т.е. защитить её на оценку) можно на этом же занятии. Но если оформление работы громоздкое или большая часть времени ушла на выполнение работы, то чаще всего защита выполненной лабораторной работы проводится на следующем занятии.

Преподаватель в конце занятия выдает каждому студенту индивидуальных задачи, решение которых студент представляет преподавателю на следующем занятии. Правильное решение задач оценивается определенной суммой баллов и засчитывается преподавателем как защита выполненной лабораторной работы.

Студенты, не защитившие лабораторные работы в срок и не набравшие необходимой суммы баллов, защищают все выполненные лабораторные работы на занятии, выделенном как защита блока лабораторных работ. Студенты, уже защитившие часть лабораторных работ, защищают последнюю из выполненных работ. Защита выполненных лабораторных работ допускается не более двух раз и оценивается при этом минимальным количеством баллов. Лабораторный практикум считается выполненным, если студент отработал и защитил все лабораторные работы, набрав при этом минимально необходимую сумму баллов.

Для оценки результатов лабораторной работы используются следующие критерии:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Критерий | Показатель | Вес |
| 1. Выполнение лабораторной работы | - освоение типовой методики проведения лабораторной работы, с использованием необходимого оборудования, включая подготовку образцов | 0,15 |
| 2. Подготовка отчета по лабораторной работе | - краткое теоретическое описание физических основ используемого метода, включающее, описание компоновки и принципа работы оборудования,  схемы работы оборудования и этапы проведения обработки образцов,  - достоверность полученных данных,  - правильность статистической обработки массива экспериментальных данных  - наглядность представления полученных результатов (табличное, графическое, аналитическое)  - логичность, обоснованность сделанных в работе выводов | 0,35 |
| 3. Защита лабораторной работы | - правильность и полнота ответов, их обоснованность  - анализ недостатков и достоинств использованного метода исследования | 0,35 |
| 4. Соблюдение требований по оформлению отчета | - правильное оформление текста отчета, грамотность и культура изложения  - правильность оформления графического материала с указанием единиц измерения величин | 0,15 |

**Материально-техническое обеспечение работы**

Химическая лаборатория: лабораторные столы, лабораторные стулья, вытяжной шкаф, меловая доска;

Лабораторная посуда: пробирки. химические стаканы;

Химические реактивы: Мg металлический, 2 н H2SO4;

Химическое оборудование: установка по определению химического эквивалента металла, барометр, термометр

**Порядок выполнения работы**

*Опыт 1 Окрашивание пламени солями щелочноземельных металлов*

Платиновую проволочку с петелькой на конце (или фарфоровую соломку) внесите в концентрированную соляную кислоту, а затем - в пламя горелки. При этом проволока очищается от загрязнений. Чистая проволока не должна окрашивать пламя. Очищенную проволочку опустите в насыщенный раствор хлорида бария и снова внесите в пламя горелки. Отметьте цвет пламени. Опыт повторите с насыщенным раствором хлорида стронция и кальция. Перед каждым опытом

Проволочку следует очищать, погружая ее в концентрированную соляную кислоту и прокаливая в пламени горелки.

*Опыт 2 Окрашивание пламени солями щелочных металлов*

Платиновую проволочку опустите в насыщенный раствор хлорида калия и внесите в пламя горелки. Отметьте цвет пламени. Обусловленный ничтожными примесями солей натрия желтый цвет часто маскирует фиолетовое пламя калия. В этом случае следует рассматривать пламя через стеклянную призму с растворами синего индиго полностью поглощающими желтые лучи. Опыт повторите с насыщенными растворами сульфата лития и хлорида натрия. Эксперимент показывает, что электромагнитные спектры атомов имеют линейчатый характер. Каждый элемент имеет определенный спектр испускания (в видимой области определенную окраску). Длины волн и энергии электронных переходов смотрите в таблице III. приложения.

**Контрольные вопросы**

1. Модель строения атома.
2. Как определить число протонов, нейтронов и электронов в атоме? Приведите пример.
3. Что понимают под атомной орбиталью?
4. Квантовые числа, их физический смысл.
5. Чему равно количество орбиталей в атоме, для которого главное квантовое число внешнего энергетического уровня равно четырём (n=4)?
6. Принцип Паули и следствия из него.
7. Возбужденное состояние атома.
8. Правило Хунда.
9. Изотопы и изобары.
10. Ионное состояние атомов.
11. Какие значения имеют квантовые числа n, l и ml для следующих орбиталей: а) 2p; б) 3s; в) 3d; г) 4f? Определите максимальное количество электронов, которые могут находиться на этих подуровнях.
12. Составьте развёрнутые и сокращённые электронные формулы для атомов следующих элементов: а) K; б) Ca; в) Cu; г) Nd.
13. Какие из перечисленных ниже обозначений атомных орбиталей не имеют смысла: а) 1d; б) 2p; в) 3f; г) 4f?
14. В чём заключается правило Клечковского?
15. Возможен ли валентный переход электрона при возбуждении атома кислорода? Почему?
16. Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов энергетического подуровня, орбитальное квантовое число которого равно 2? 4?
17. Какой подуровень заполняется в атомах после 6s-подуровня?
18. Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой 3d5 4s1?
19. Приведите электронные и электронно-графические формулы элементов с зарядом ядра а) 17, б) 43, в) 74.
20. На каком основании хром и сера, фосфор и ванадий расположены в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?
21. Приведите электронные формулы ионов Sn+4, Cr+3, S-2?
22. Чем можно объяснить особую устойчивость электронной конфигурации иона Fe+3?
23. Определить по правилу Клечковского последовательность заполнения электронных подуровней, характеризующихся суммой главного и побочного квантовых чисел  а) 5, б) 7?
24. У какого элемента начинает заполняться подуровень 4f? У какого элемента завершается заполнение этого уровня?

**Перечень информационных ресурсов**

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов. Издательство: М.: Интеграл-Пресс, 2003. - 728 с.

2 Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов. Издательство: Москва "Интеграл-Пресс", 2005. - 240 с.

3. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для технических направлений и спец.вузов. Издательство: М.: Высшая школа, 1998.- 559 с.

**Приложения**

Приложение А

**Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева**



Приложение Б

**Длины волн и энергии электронных переходов атомов S-элементов I группы**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Элемент** | **Окраска пламени** | **Длина волны излучения, в нм** | **Энергия излучения, в эВ** |
| Литий | Карминовая | 670,8 | 1.84 |
| Натрий | Желтая | 589,2 | 2.10 |
| калий | фиолетовая | 404.5 | 3.05 |
| Рубидий | красный | 780,0 | 1.58 |
| цезий | голубой | 852,1 | 1.45 |