

Министерство образования и науки России  
Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего профессионального образования  
«Казанский национальный исследовательский  
технологический университет»

Н.Ш. Мифтахова, Т.П. Петрова,  
И.Ф. Рахматуллина, Т.Т. Зинкичева, О.И. Малючева

# ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

*Учебно-методическое пособие*

Казань  
Издательство КНИТУ  
2013

УДК 546(07)

**Мифтахова Н.Ш.**

Общая и неорганическая химия : учеб.-метод. пособие / Н.Ш. Мифтахова и [др.]; М-во образ. и науки России, Казан. нац. исслед. технол. ун-т. – Казань : Изд-во КНИТУ, 2013. – 184 с.

ISBN 978-5-7882-1488-7

Содержит материал по теоретическим разделам общей и неорганической химии, примеры решения заданий, а также контрольные задания.

Предназначено для студентов технологических специальностей заочной формы обучения.

Подготовлено на кафедре неорганической химии.

Печатается по решению редакционно-издательского совета Казанского национального исследовательского технологического университета

Под редакцией проф. А.М. Кузнецова

Рецензенты: д-р пед. наук, проф., зав. кафедрой хим. образования химического института им. А.М. Бутлерова *С.И. Гильманшина*  
д-р хим. наук, проф. кафедры аналитической химии КФУ *Г.К. Будников*

ISBN 978-5-7882-1488-7

© Мифтахова Н.Ш., Петрова Т.П.,  
Рахматуллина И.Ф., Зинкичева Т.Т.,  
Малочева О.И., 2013

© Казанский национальный исследовательский  
технологический университет, 2013

## ВВЕДЕНИЕ

Учебный план студента-заочника включает посещение лекций, лабораторно-практических занятий, консультаций, выполнение контрольных заданий, сдачу зачета и экзамена по курсу «Общая и неорганическая химия».

Учебную литературу, необходимую для выполнения контрольных работ, сдачи зачета и экзамена, студент получает в библиотеке университета.

**Контрольные задания** студент выполняет, предварительно изучив теоретический материал по данной теме учебника «Общая и неорганическая химия». Ответ на каждый теоретический вопрос контрольного задания должен быть обоснованным. При решении студент приводит подробное решение задачи, объясняя каждое математическое действие. Контрольная работа оформляется в отдельной тетради. Студент подписывает контрольную работу и представляет ее в деканат факультета на рецензирование. Если контрольная работа не зачтена рецензентом, то ошибочно выполненные задания решаются повторно в этой же тетради. Студент должен выполнять контрольную работу своего варианта, в противном случае работа рецензентом не засчитывается.

**Лабораторную работу** студент выполняет индивидуально, предварительно ознакомившись с правилами техники безопасности и поведения в химической лаборатории. К выполнению лабораторной работы допускаются студенты, которые проработали материал данной лабораторной работы по учебнику «Общая и неорганическая химия». Лабораторные работы оформляются в отдельной тетради. Студенты, которые пропустили лабораторно-практическое занятие, отрабатывают его по согласованию с преподавателем.

**Зачет** студент сдает по лабораторно-практическим работам, предусмотренным календарным планом. В лабораторном журнале студент составляет уравнения выполненных химических реакций, описывает наблюдения и приводит выводы. Студент должен уметь объяснять кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства изученных соединений, уметь отвечать на вопросы «как?» и «почему?»

**Экзамен.** Студент допускается к экзамену, если он успешно выполнил контрольные работы и получил зачет.

## **РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»**

Рабочая программа по дисциплине «Общая и неорганическая химия» составлена на основе требований Федерального государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования (№ 807 от 22.12.2009).

### **Введение**

Задачи и содержание дисциплины «Общая и неорганическая химия». Химия – наука о веществах и их превращениях. Роль химии в развитии промышленности, сельского хозяйства, рационального природопользования. Химия и экологические проблемы.

### **Химические элементы. Периодический закон**

Строение атома. Химический элемент – вид атомов. Протон, нейтрон, электрон – фундаментальные частицы, их заряд, масса, спин. Квантово-механическая модель атома. Квантовый характер поглощения и излучения энергии веществом. Уравнение Планка. Корпускулярно-волновой дуализм. Уравнение де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие о волновой функции. Физический смысл волновой функции. Атомная орбиталь (АО). Квантовые числа. Физический смысл главного ( $n$ ), орбитального ( $l$ ), магнитного ( $m_l$ ) и спинового ( $m_s$ ) квантовых чисел.

Многоэлектронные атомы и их электронные структуры. Распределение электронов по орбиталям согласно принципу наименьшей энергии, запрету Паули и правилу Хунда.

Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева. Структура Периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Периоды, группы, подгруппы. Положение элемента в периодической таблице и электронная структура его атома.  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -Элементы, их валентные орбитали.

Периодические свойства атомов химических элементов: атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Их изменение по группам и периодам периодической системы. Шкала относительной электроотрицательности элементов.

## **Химическая связь.**

Природа химической связи. Теория молекулярных орбиталей (МО). Основные положения теории. Молекулярные орбитали как линейные комбинации атомных орбиталей (ЛКАО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие МО. Электронная конфигурация двухатомных молекул *s*- и *p*-элементов. Порядок связи, энергия связи, межъядерное расстояние. Пара- и диамагнитные молекулы.

Теория валентных связей (ТВС). Основные положения теории. Механизм образования ковалентной связи. Насыщаемость, направленность, полярность ковалентной связи. Валентность как способность атома образовывать химическую связь. Валентные возможности атомов.

Пространственная конфигурация молекул. Координационное число центрального атома. Модель гибридных орбиталей. Метод локализованных электронных пар, или метод отталкивания валентных электронных пар. Геометрическое строение молекул, ионов.

Типы ковалентных молекул. Полярные и неполярные молекулы. Дипольный момент молекулы. Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное, индукционное и дисперсионное.

Водородная связь. Ионная связь. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Структура ионных соединений. Металлическая связь и ее характерные особенности.

Комплексообразование. Комплексные соединения. Состав комплексных соединений. Классификация комплексов. Номенклатура комплексных соединений. Геометрическое строение комплексов с позиции теории валентных связей.

## **Агрегатное состояние вещества**

Агрегатное состояние как проявление характера взаимодействия образующих вещество частиц. Газовое состояние и его особенности. Жидкое состояние. Структура жидкости, ближний порядок. Ассоциация и ионизация молекул веществ в жидком состоянии. Влияние типа химической связи в молекулах и полярности молекул на их ионизацию. Кристаллическое состояние. Молекулярные, атомно-ковалентные, атомно-металлические, ионные кристаллы. Понятие зонной теории кристаллов.

Жидкие растворы. Ионизация и диссоциация веществ в растворе. Растворимость, зависимость ее от природы растворяемого

вещества и растворителя, а также от внешних факторов. Концентрация растворов, способы ее выражения. Коллигативные свойства растворов.

### **Химический процесс**

#### **Энтальпия, энтропия, энергия Гиббса**

Понятие о химической системе. Типы химических систем: изолированная, закрытая, открытая. Термодинамические параметры системы. Внутренняя энергия. Закон сохранения энергии. Энтальпия. Тепловой эффект фазовых и химических превращений. Закон Гесса. Термохимические расчеты. Стандартные условия. Стандартная энтальпия образования вещества.

Понятие об энтропии как мере разупорядоченности системы. Энергия Гиббса. Стандартная энергия Гиббса образования вещества. Условие принципиальной возможности самопроизвольного осуществления химического процесса. Энтальпийный и энтропийный факторы и направление процесса. Влияние температуры на направление процесса.

#### **Химическое равновесие**

Обратимые и необратимые химические процессы. Химическое равновесие в гомогенных системах. Константа равновесия  $K$  и ее связь с изменением энергии Гиббса системы. Принцип Ле Шателье. Влияние температуры, давления, концентрации реагентов на химическое равновесие.

Константа ионизации слабых электролитов. Константа устойчивости комплексов. Константа автопротолиза. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Понятие об индикаторах. Равновесие в гетерогенных системах. Произведение растворимости.

#### **Химическая кинетика**

Понятие о скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции (концентрация вещества, температура). Понятие энергии активации, энергетического барьера активированного комплекса, активных частиц, энтропии активации. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы, их роль в

химическом процессе. Катализаторы в производстве серной и азотной кислот.

## **Типы химических реакций**

### **Реакции без изменения степеней окисления элементов**

Условия одностороннего протекания химических реакций. Гидролиз солей и ковалентных соединений. Степень гидролиза и ее зависимость от природы вещества, концентрации раствора, температуры. Константа гидролиза. Изменение pH раствора в результате гидролиза химических соединений.

### **Реакции с изменением степеней окисления элементов**

Окислительно-восстановительные процессы. Понятие окислителя и восстановителя. Составление окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Метод учета изменения степеней окисления элементов. Ионно-электронный метод. Типы ОВР.

Понятие о стандартном электродном потенциале. Использование стандартных окислительно-восстановительных потенциалов для выяснения принципиальной возможности окислительно-восстановительного процесса.

Химические источники тока. Гальванические элементы. Электродвижущая сила гальванического элемента (ЭДС).

Топливные элементы. Использование химических источников тока.

Электролиз. Электролиз расплавов и растворов электролитов. Применение электролиза в промышленности.

# Тема 1. ЭЛЕКТРОННАЯ ОБОЛОЧКА АТОМА ХИМИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА

## Квантовые числа

Теория строения электронной оболочки атома основана на представлениях квантовой (волновой) механики о квантовании энергии, волновом характере движения микрочастиц и вероятностном подходе к описанию нахождения частицы в данной области пространства около атомного ядра. Область пространства вокруг ядра, в которой наиболее вероятно пребывание электрона, называют *атомной орбиталью*.

Атомная орбиталь может быть охарактеризована тремя квантовыми числами:  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ .

*Главное квантовое число*  $n$  характеризует общую энергию электрона (энергетический уровень) и размер атомной орбитали. Оно принимает целочисленные значения:  $n = 1, 2, 3, 4, \dots \infty$ .

*Орбитальное квантовое число*  $l$  характеризует различие энергии электронов в пределах одного энергетического уровня (то есть подуровни). Орбитальное квантовое число имеет значения:  $l = 0, 1, 2, 3, \dots (n-1)$ .

Каждому значению  $l$  соответствует буквенное обозначение:

$l = 0$	$l = 1$	$l = 2$	$l = 3$	$l = 4$
(s)	(p)	(d)	(f)	(g)

Приведем некоторые сочетания квантовых чисел  $n$  и  $l$ :

$n=1$	$l=0$	1s	$n=2$	$l=0$	2s	$n=3$	$l=0$	3s	$n=4$	$l=0$	4s
			$l=1$	2p		$l=1$	3p		$l=1$	4p	
						$l=2$	3d		$l=2$	4d	
									$l=3$	4f	

Для электронов первого энергетического уровня ( $n = 1$ ) возможен один вид орбитали –  $s$  (один подуровень); для электронов второго энергетического уровня ( $n = 2$ ) – два вида орбиталей –  $s$  и  $p$  (два подуровня); для электронов третьего энергетического уровня ( $n = 3$ ) – три вида орбиталей –  $s$ ,  $p$  и  $d$  (три подуровня) и т.д. Запись, например,  $2s^1$  означает, что электрон находится на атомной орбитали второго



энергетического уровня, на  $s$ -подуровне.  $s$ -Орбитали имеют форму шара;  $p$ -орбитали – форму гантели;  $d$ - и  $f$ - орбитали имеют более сложные формы (рис. 1.1).

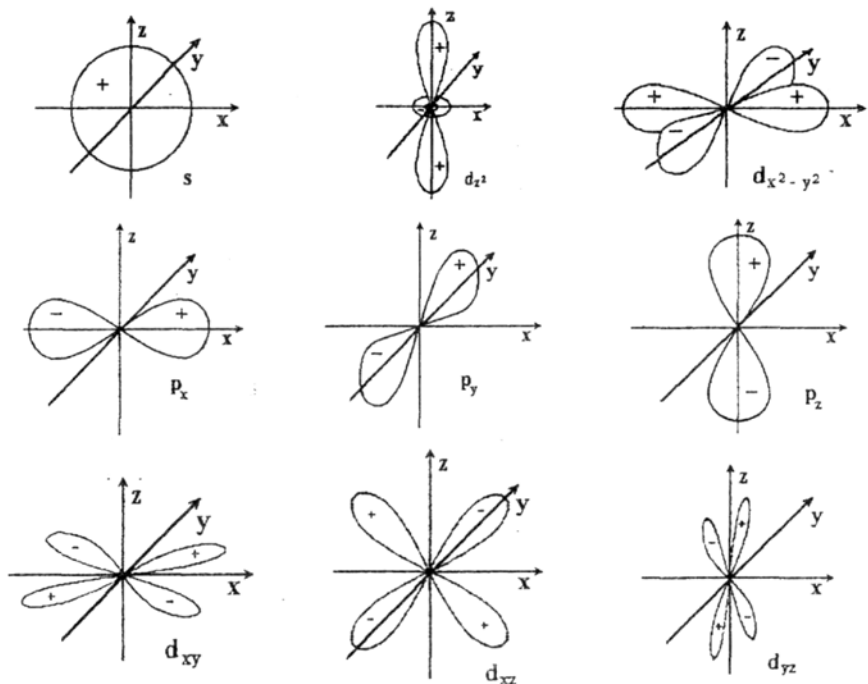


Рис. 1.1. Форма  $s$ -,  $p$ - и  $d$ -орбиталей. Показаны также знаки волновой функции

Магнитное квантовое число  $m_l$  характеризует пространственную ориентацию орбиталей относительно атомного ядра. Магнитное квантовое число принимает значения целых чисел между  $+l$  и  $-l$ , включая нуль. Оно показывает максимально возможное число орбиталей с данным значением  $l$ . Определим число орбиталей, отвечающих сочетанию квантовых чисел  $l$  и  $m_l$ :

$l = 0$	$m_l = 0$	одна $s$ -орбиталь
$l = 1$	$m_l = +1, 0, -1$	три $p$ -орбитали
$l = 2$	$m_l = +2, +1, 0, -1, -2$	пять $d$ -орбиталей
$l = 3$	$m_l = +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3$	семь $f$ -орбиталей

Схема последовательности заполнения орбиталей электронами приведена на рис. 1.2.

Спиновое квантовое число  $m_s$  характеризует спин электрона (внутренний магнитный момент электрона). Оно имеет два значения:  $+1/2$  или  $-1/2$ . На энергетической схеме уровней энергии электроны обозначают стрелками. При составлении схем распределения электронов по энергетическим уровням в атоме пользуются следующими обозначениями: горизонтальная черта – орбиталь, стрелка – электрон, направление стрелки – ориентация его спина. Записью  $\uparrow\downarrow$  обозначают нахождение на орбитали двух электронов с противоположными спинами.

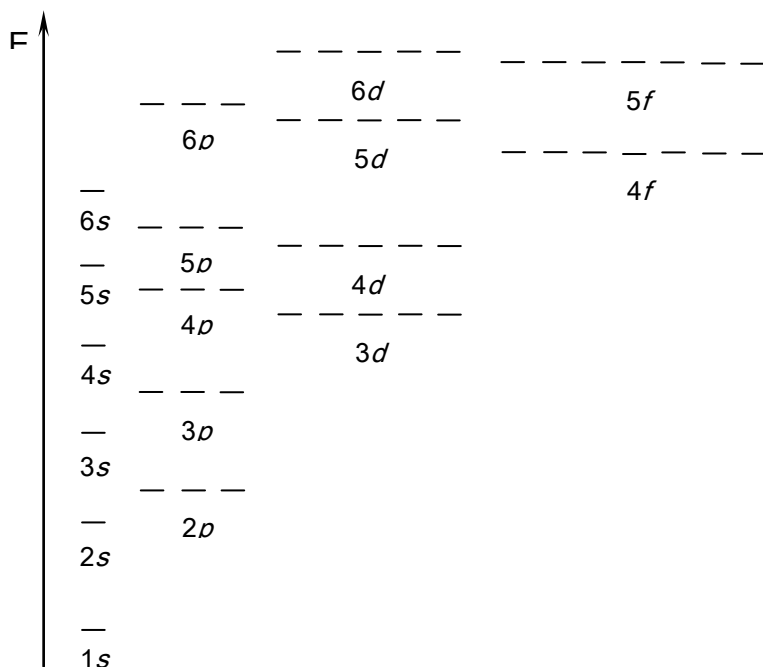


Рис. 1.2. Схема энергетических уровней многоэлектронного атома

Заполнение энергетических уровней электронами проводится последовательно в соответствии со схемой (рис. 1.2):

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p \rightarrow$  и т.д.

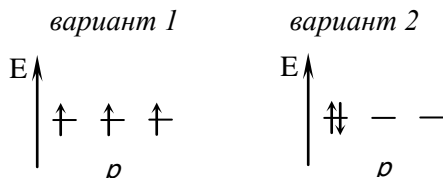
При составлении электронной конфигурации атома необходимо придерживаться принципа наименьшей энергии, принципа Паули и правила Хунда.

*Принцип наименьшей энергии:* электроны заполняют атомные орбитали в порядке увеличения их энергии.

*Принцип Паули:* в атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковый набор всех четырёх квантовых чисел.

Согласно этому положению, два электрона с одинаковыми значениями квантовых чисел  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  должны иметь разные значения  $m_s$ . Следовательно, только два электрона могут занимать одну и ту же орбиталь. Эти электроны отличаются спиновым квантовым числом. Отсюда следует, что в  $s$ -состоянии может быть не более 2 электронов; в  $p$ -состоянии – не более 6, в  $d$ -состоянии – не более 10, в  $f$ -состоянии – не более 14 электронов.

*Правило Хунда:* суммарное спиновое число электронов данного подуровня должно быть максимальным. Это означает, что из двух вариантов заполнения атомных орбиталей энергетически выгоднее первый вариант, в котором электроны занимают разные орбитали.

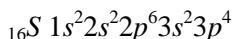


То есть орбитали одного подуровня заполняются сначала по одному, затем по второму электрону с противоположными спинами (в соответствии с принципом Паули).

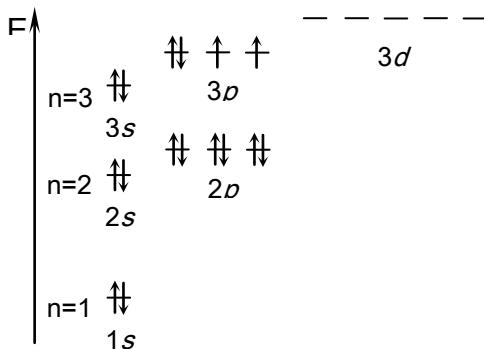
## Электронные конфигурации атомов элементов

Напомним, что под *электронной конфигурацией атома* понимают распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням. Обсудим составление электронных конфигураций на примере атомов серы и железа.

Сера – *p*-элемент шестой группы третьего периода периодической системы. Электронная конфигурация атома серы:

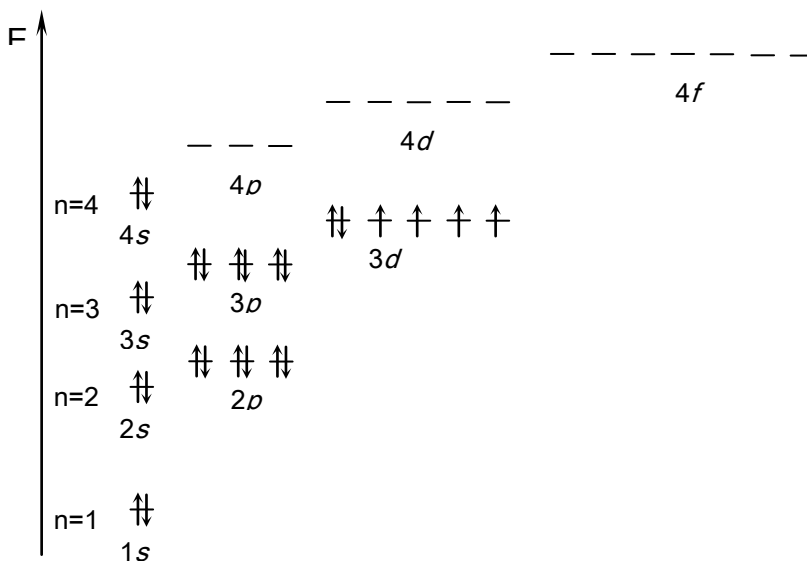


В этой записи внизу слева от символа химического элемента указан его атомный номер 16, соответствующий положительному заряду ядра и, следовательно, числу электронов в атоме. Шестнадцать электронов занимают орбитали трёх энергетических уровней, поэтому сера является элементом третьего периода. В электронной конфигурации буквы (*s*, *p*) обозначают энергетические подуровни, цифры перед буквами соответствуют энергетическим уровням, а цифра вверху справа от обозначения энергетического подуровня – числу электронов на подуровне. Энергетическая схема распределения электронов по орбиталям атома серы имеет вид:



У серы шесть валентных электронов  $3s^2 3p^4$ , поэтому элемент сера относится к шестой группе.

Железо – *d*-элемент восьмой группы четвертого периода. Электронная конфигурация атома железа:  ${}_{26}\text{Fe } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$  соответствует следующей энергетической схеме распределения электронов:



У атома железа восемь валентных электронов  $3d^6 4s^2$ .

## Контрольные задания

### Задание 1

- Перечислите положения квантовой (волновой) механики, на которых основана теория строения электронной оболочки атома.
- Прокомментируйте фразу: «Квантовый характер излучения и поглощения энергии системой микрочастиц».
- Приведите электронную конфигурацию атома марганца и иона марганца (II) в основном состоянии.
- Назовите число орбиталей атома марганца, имеющих в основном состоянии атома по одному электрону.
- Охарактеризуйте набором квантовых чисел каждую из 3d-орбиталей.
- Какое число электронов атома может находиться в 3d-состоянии?

### **Задание 2**

- Перечислите положения квантовой (волновой) механики, на которых основана теория строения атома.
- Прокомментируйте фразу: «Волновой характер движения микрочастиц».
- Приведите электронную конфигурацию атома германия в основном состоянии.
- Составьте энергетическую схему распределения по орбиталям электронов атома германия.
- Охарактеризуйте набором квантовых чисел  $4s$ -орбиталь.
- Какое максимальное число электронов может находиться в энергетическом  $5s$ -состоянии?

### **Задание 3**

- Перечислите представления квантовой механики, на которых основана теория строения атома.
- Приведите электронную конфигурацию атома технеция в основном состоянии.
- Назовите число орбиталей атома технеция, имеющих в основном состоянии атома по одному электрону.
- Охарактеризуйте набором квантовых чисел каждую из  $4d$ -орбиталей.
- Какое максимальное число электронов может находиться в  $4d$ -состоянии?

### **Задание 4**

- На основе представлений квантовой механики сформулируйте понятие «электронное облако».
- Приведите электронную конфигурацию атома индия и иона индия (III) в основном состоянии.
- Составьте энергетическую схему распределения по орбиталям электронов атома индия.
- Какое максимальное число электронов может находиться в  $5p$ -состоянии?

### **Задание 5**

- Как Вы представляете модель движения электрона в атоме?
- Нарисуйте расположение одной  $s$ - и трех  $p$ -орбиталей относительно осей координат.

- Опишите форму орбитали, характеризующейся квантовыми числами:  $n = 6$ ;  $l = 0$ ;  $m_l = 0$ .
- Приведите электронную конфигурацию атома цезия и иона цезия (I) в основном состоянии.
- Составьте энергетическую схему распределения по орбиталям электронов атома цезия.
- Охарактеризуйте набором квантовых чисел каждую из  $5p$ -орбиталей.
- Какое число электронов может находиться в энергетическом  $6s$ -состоянии?

### **Задание 6**

- На основе представлений квантовой механики сформулируйте понятие «орбиталь».
- Какую форму имеет  $s$ -орбиталь,  $p$ -орбиталь? Нарисуйте их модели.
- Приведите электронную конфигурацию атома брома и бромид-иона в основном состоянии.
- Составьте энергетическую схему распределения по орбиталям электронов атома брома.
- Охарактеризуйте набором квантовых чисел каждую из  $4p$ -орбиталей.
- Какое максимальное число электронов может находиться в энергетическом  $4p$ -состоянии?

### **Задание 7**

- Сформулируйте понятие «орбиталь». Нарисуйте модели  $d$ -орбиталей. Приведите их буквенные обозначения.
- Составьте электронную конфигурацию атома ванадия.
- Назовите число  $3d$ -орбиталей атома ванадия, не заполняемых электронами атома в основном состоянии.
- Назовите суммарное спиновое число электронов  $3d$ -состояния атома ванадия.
- Охарактеризуйте набором квантовых чисел  $4s$ -орбиталь.

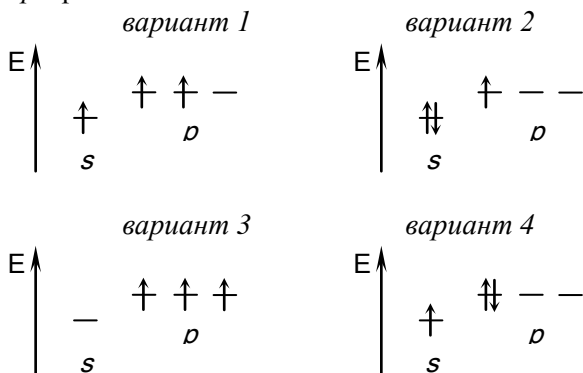
### **Задание 8**

- Известно, что состояние электрона в атоме можно описать с помощью набора квантовых чисел. Назовите и обозначьте квантовые числа, обоснуйте применение каждого из них.

- Приведите электронную конфигурацию атома рутения в основном состоянии.
- Назовите число орбиталей атома рутения, имеющих в основном состоянии по одному электрону.
- Охарактеризуйте набором квантовых чисел  $3s$ -орбиталь.

### Задание 9

- Приведите обозначение главного квантового числа, обоснуйте его применение.
- Укажите схему, отражающую верное распределение электронов по  $s$ - и  $p$ -орбиталям внешнего слоя атома таллия:



Дайте пояснения к ответу.

- Составьте электронную конфигурацию иона таллия (I).
- Какое максимальное число электронов может находиться в энергетическом  $6p$ -состоянии?
- Охарактеризуйте набором квантовых чисел каждую из  $6p$ -орбиталей.

### Задание 10

- Сформулируйте понятия: «энергетический уровень» (квантовый слой), «энергетический подуровень» (подслой).
- Приведите электронную конфигурацию атома гафния в основном состоянии.
- Составьте энергетическую схему распределения по орбиталям электронов атома гафния.
- Какое максимальное число электронов может находиться в энергетическом  $5d$ -состоянии?
- Охарактеризуйте набором квантовых чисел  $1s$ -орбиталь.



### Задание 11

- Приведите обозначение орбитального квантового числа, охарактеризуйте его применение.
- Какие значения принимает орбитальное квантовое число для данного главного квантового числа: а)  $n = 1$ , б)  $n = 2$ ?
- Атом какого элемента имеет электронную конфигурацию:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^4$ ? Дайте пояснения.
- Назовите число орбиталей данного атома, имеющих в основном состоянии по одному электрону.

### Задание 12

- Какие значения принимает орбитальное квантовое число для данного главного квантового числа: а)  $n = 3$ , б)  $n = 4$ ?
- Составьте энергетическую схему распределения по орбиталям электронов атома кобальта.
- Обоснуйте, какая из электронных конфигураций соответствует иону кобальта (II): а)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ , б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$ , в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^0$ .
- Назовите суммарное спиновое число  $3d$ -электронов атома кобальта.
- Какое квантовое число определяет число орбиталей  $d$ -подуровня?

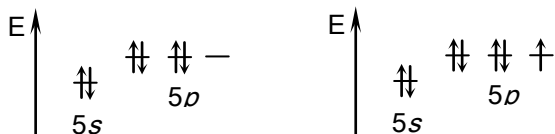
### Задание 13

- Приведите обозначение магнитного квантового числа, обоснуйте его применение.
- Укажите число орбиталей, описываемых орбитальным квантовым числом: а)  $l = 0$ , б)  $l = 1$ .
- Приведите электронную конфигурацию: а) атома йода, б) йодид-иона в основном состоянии.
- Составьте энергетическую схему распределения по орбиталям электронов атома йода.
- Охарактеризуйте набором квантовых чисел каждую из  $5d$ -орбиталей.
- Какое максимальное число электронов может находиться в энергетическом  $5d$ -состоянии?
- 

### Задание 14

- Расскажите об использовании магнитного квантового числа для описания состояния электрона в атоме.

- Опишите форму орбитали, характеризующейся квантовыми числами:  $n=3, l=1, m_l=0, \pm 1$ .
- Нарисуйте расположение трех  $p$ -орбиталей вдоль осей координат.
- Приведите электронную конфигурацию: а) атома теллура, б) теллурид-иона в основном состоянии.
- Какая из нижеприведенных схем отражает верное распределение электронов атома теллура по  $s$ -и  $p$ -орбиталям внешнего слоя?



Дайте пояснения к ответу.

- Какое максимальное число электронов может находиться в энергетическом  $6d$ -состоянии?

### Задание 15

- Укажите число орбиталей, характеризующихся орбитальным квантовым числом: а)  $l=2$ , б)  $l=3$ .
- Приведите электронную конфигурацию атома осмия в основном состоянии.
- Составьте энергетическую схему распределения по орбиталям электронов атома осмия.
- Назовите число орбиталей атома осмия, имеющих в основном состоянии атома по одному электрону.
- Охарактеризуйте набором квантовых чисел каждую из  $4f$ -орбиталей.
- Какое максимальное число электронов может находиться в энергетическом  $4f$ -состоянии?

### Задание 16

- Приведите обозначение спинового квантового числа; обоснуйте его применение.
- Атом какого элемента имеет электронную конфигурацию:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^4 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^2$ ? Дайте пояснения к ответу.
- Составьте энергетическую схему распределения по орбиталям внешнего слоя электронов атома свинца в основном состоянии.