Министерство образования и науки Республики Казахстан

Костанайский государственный университет имени А.Байтурсынова

Кафедра биологии и химии

Ж.Б. Исмаилова

Неорганическая химия (Часть 1)

Методическое указание

Костанай, 2014

ББК 24.1

И 87

Рецензенты:

Ергалиева Айжан Халиуллаевна, кандидат химических наук, доцент кафедры биологии и химии КГУ

Махмутова Жулдызай Сагындыковна, магистр химии, ст.преподаватель кафедры биологии и химии КГУ

Автор:

Исмаилова Ж.Б., преподаватель кафедры биологии и химии

Исмаилова Ж.Б. Неорганическая химия. Методические указания для самостоятельной работы студентов 1 курса аграрно-биологического и ветеринарного факультетов.- Костанай: КГУ имени А.Байтурсынова, 2014.- 30 с.

Методическое указание содержат теоретические и варианты контрольных заданий для самостоятельной работы студентов 1 курса аграрно-биологического и ветеринарного факультетов.

ББК 24.1

Утверждено Методическим советом Аграрно-биологического факультета, протокол от \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 201\_ г. №\_\_\_

© Исмаилова Ж.Б., 2014

Содержание

Введение…………………………………………………………………………...4

1. Основные классы неорганических соединений………………………………5

2. Растворы…………………………………………………………………….......8

3. Строение атомов……………………………………………………………….13

4. Химическая связь………………………………………………………………19

Список использованных источников……………………………………………26

Приложения……………………………………………………………………….27

**Введение**

Химия – фундаментальная наука о свойствах и превращениях веществ, из которых состоит материальный мир. Химия изучает состав, строение, реакционную способность и стабильность, способы и пути превращения одних веществ в другие.

Изучение химии включает в себя практическую и самостоятельную работы студентов с учебной литературой, развитию знаний и умений студента только тогда, когда они выполняются не механически, а после необходимой теоретической подготовки.

Таким образом, отвечая на вопросы каждого раздела, студент сможет успешно подготовиться к экзаменационной сессии.

Студенты выполняют задания индивидуально по варианту, предложенному преподавателем.

Рекомендуемая литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2004. -744 с.

2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 2003. – 704 с.

3. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л. И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. – М.: ВШ, 1988. – 303 с.

4. Васильева З. Г., Грановская А. А., Таперова А. А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Л.: Химия, 1986. – 287 с.

**1 Основные классы неорганических соединений**

**1.Оксиды**

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород.

I II II II III IV II VI II V II VII II

Например: Na2O, CaO, Al2O3, CO2, SO3, N2O5, Mn2O7.

Почти все элементы образуют оксиды. Названия - Na2O-оксид натрия(I), Al2O3-оксид алюминия (III), Р2О5-оксид фосфора (V) или Р4О10-декаоксид тетрафосфора, Al2O3-триоксид диалюминия, Сu2O-оксид меди (I) или оксид димеди.

Оксиды делятся на три группы: основные, кислотные и амфотерные.

По химическим свойствам основные оксиды отличаются от кислотных:

Основной оксид + кислота = соль+ вода

СаО + H2SO4 = CaSO4 + Н2О

Например:SO3 + 2NaOН = Na2SO4 + Н2О

оксид + кислота = соль + вода

Амфотерный

оксид + основание = соль + вода

Амфотерные оксиды обладают двойственными свойствами, т.е. проявляют основные и кислотные свойства.

Например: ZnO + 2НС1 = ZnCl2 + Н2О

ZnO + 2NaOH = Na2Zn02 + H2O

Основным оксидам соответствуют основания, а кислотным – кислоты, амфотерным - кислоты и основания.

Например: Na2O + Н2О = 2NaOH

SO3 + Н2О = H2SO4

А12О3 → А1(ОН)3 или Н3АlO3

(оксиды взаимодействуют с водой, если они растворимы).

**Задание 1.**

Используя данные таблицы 1

1. Составить формулы всех возможных оксидов.

2. Напишите уравнения реакций получения оксидов. Классификация оксидов.

3.Определить, какие оксиды взаимодействуют с NaOH. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

4.Определить какие оксиды взаимодействуют с Н2SО4. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

5. Какие оксиды взаимодействуют между собой.

**2.Гидроксиды** - соединения оксидов с водой.

Название основных гидроксидов образуются из слова «гидроксид» и названия элементов в родительном падеже, после которого, в случае необходимости, римскими цифрами в скобках указывается степень окисленности элемента. Например: NaOH-гидроксид натрия, Fe(OH)3- гидроксид железа (III). НВг-бромоводородная. Названия кислородосодержащих кислот зависят от степени окисления кислотообразующего элемента. Название кислот производится от названия элемента, образующего кислоту. Например: HNO3 - азотная, HNO2 - азотистая,

Максимальная степень окисления элемента соответствует суффиксам ...н (ая) или ...ов (ая). Например: HNO3 - азотная, НСlO4 - хлорная. По мере понижения степени окисления суффиксы изменяются в следующей последовательности ...оват (ая), ...ист (ая), ...оватистая, НСlO - хлорноватистая кислота. Если элемент образует кислоты только в двух степенях окисления, то для названия кислоты, соответствующей низшей степени окисления элемента, используется суффикс ...ист (ая), например: HNO2 -азотистая кислота. Названия кислот и их солей приведены в таблице №4 (приложение).

***Характерными свойствами кислот*** является их способность взаимодействовать с основаниями, основными и амфотернымиоксидами с образованием солей, например:

2HNO3 + Са(ОН)2 = Ca(NO3)2 + 2Н2О

2НС1 + СиО = СиС12 + Н2О

H2SO4 + ZnO = ZnSO4 + Н2О

Характерным свойством оснований является их способность взаимодействовать с кислотами, кислотными и амфотерными оксидами с образованием солей, например:

КОН + НЖ)3 = KNO3 + Н2О -

Ва(ОН)2 + СО2 = ВаСО3 + Н2О

2NaOH + AI2O3 = 2NaAlO2 + Н2О

Амфотерные гидроксиды взаимодействуют и с кислотами, и с основаниями, например:

А1(ОН)3 + 3HCI = А1С13 + ЗН2О

2А1(ОН)3 + 2NaOH = 2NaA102 + 4Н2О

2А1(ОН)3 + 3NaOH = Na3[Al(OH)6]

**3.Соли** - продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или продукты полного или частичного замещения гидроксогрупп в молекуле основного гидроксидакислотными остатками.

При полном замещении атомов водорода в молекуле кислоты образуются средние (нормальные) соли, при неполном - кислые (гидросоли).

При частичном замещении гидрооксогрупп в молекуле основного гидроксидакислотными остатками образуются основные соли (гидроксосоли),например:

Fe (OH)3 + H2SO4 = FeOHSO4 + 2Н2О

Основная соль

NaOH + H2SO4 = NaHSO4 + Н2О

Кислая соль

Названия солей составляют из названия аниона кислоты в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже (хлорид натрия, сульфат меди). Названия кислых солей образуются так же, как и средних, но при этом добавляют приставку "гидро", указывающуюна наличие незамещенных атомов водорода, число которых обозначают греческими числительными (ди-, три и т.д.) Например: Ba(HCO3)2 -гидрокарбонат бария, NaH2As04 - дигидроортоарсенат натрия, LiHS -гидросульфид лития. Названия основных солей тоже образуются подобно средним солей, но при этом добавляют приставку "гидроксо", указывающую на наличие незамещенных гидроксогрупп. Так. FeОHCI - гидроксохлорид железа. (II), (NiOН)2SO4 - сульфат гидроксоникеля (II), Аl(ОH)2NО3 – нитрат дигидрооксоалюминия (III).

**Задание 2**

1. Назовите элемент кислотообразователь.

1. Его степень окисления.
2. Основание и кислоту, образующую соль.
3. Название солей.

Составить уравнения реакций получения данных солей из соответствующих кислот и оснований. (Таблица № 3).

Например: NaCN -цианид натрия.

1. элемент кислотообразователь - углерод, (HCN) - цианистая кислота;
2. степень окисления С (+4);

3) NaCN - образована из основания - гидроксида натрия NaOH и  
цианистоводородной кислоты – HCN;

4) NaOH + HCN = NaCN + Н2О.

Цианиднатрия образуется при взаимодействии NaOH и HCN.

**Вопросы для самоконтроля**

1. Назовите основные классы неорганических соединений.

2.Назовитеследующие соединения: H2S,NO2, H2Si03, Cu(OH)2, MgCl2, ZnO,  
Al2(SO,)3, CuOHNO3, MnO2, KMnO4, Al2(HPO4)3

К каким классамсоединений относятся эти вещества?

1. Какая формула соответствует марганцовистой кислоте?  
   а) НМnО4, б) Н4Мn04 в) Н2Мn04.
2. Какие кислоты образуют кислые соли:

a) HNO3 б) Н3РО4 в) H2S г) НМnО4 д) НСlО3 e) H2SO4?

1. Как доказать амфотерный характер BeO, Sn(OH)2?
2. К каким солям относится соединение Аl(Н2РО4)3?

а) основная б) кислая з) средняя ?

7.Какие кислоты образуются при взаимодействии с водой оксидов: SО3, CO2, P2O5, N2O5?

8.Какие из указанных гидроксидов могут образовывать основные соли

а) Са(ОН)2  б)NaOH в) Ва(ОН)2 г) Fe(OH)3 д) CsOH?

**2 Растворы**

Растворы - гомогенные системы переменного состава, состояние из двух или более компонентов. Раствор состоит из растворителя и растворенного вещества.

Состав любого раствора может быть выражен как качественно, так и количественно. Раствор с относительно низким содержанием растворенного вещества называют **разбавленным,** а раствор с относительно высоким содержанием растворенного вещества - **концентрированным.** Для более точной количественной оценки растворов используют другие понятия. Концентрация - это количество растворенного вещества, содержащегося в определенном количестве раствора или растворителя.

Наиболее часто употребляемые в химии способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, модальность, нормальность, титр.

**Массовая доля** - (процентная концентрация) отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора, выраженная в процентах.

W=mв-ва .100%/mp.pa

Например: 20% раствор - означает, что 20г вещества содержится в 100г раствора.

**Молярность**- отношение количества растворенного вещества к объему раствора См = m1000/М\*V(л) См=0,5М, это значит, что в 1л раствора содержится 0,5моль растворенного вещества.

**Нормальность** - отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объему раствора.

С = m 1000/Мэ\*V: С = 0,75 н, это значит в 1 л раствора содержится 0,75 моль-экв

**Титр -** это количество растворенного вещества в1 мл раствора

Т= Сн\*Э/1000

**Моляльность** - отношение количества растворенного вещества к массе растворителя.

С m = 1,5 моль/кг (Н2О)

**Пример1.** Какой объем 96%-ной серной кислоты (0=1,84 г/мл) и какую массу воды надо взять для приготовления 200 мл 15%-ного раствора серной кислоты (р=1,10 г/мл)

*Решение:* найдем массу 200 мл 15% раствора H2SO4

m p-pa =V\* p =200\*1,10=220г

Находим массу растворенного вещества в 220г раствора 15%-ной концентрации

100г 15г

220г хг

х = 220.15/100 = ЗЗг

Находим объем 96% - раствора H2SO4 содержащего ЗЗг H2SO4

100r p-pa — 96r

хг— ЗЗг

х\* 100\*33/ 96 = 34,4r

V= mp.pa / p =34,4 / 1,84 = 18.7(мл)

Итак, для приготовления 200 мл 15% раствора Н2SO4, требуется 18,7 мл 96% раствора H2SO.

М (Н2О) = mр.ра- mв-ва= 220-33 = 187г Н20

**Пример 2:** Рассчитать молярность 32% раствора азотной кислоты, плотность которого равна 1,198 г/мл.

CM=m\*l000/ M\*V: принимаем V = 1л или 1000мл

mр-ра =1000\*1,198 = 1198 г. mв-ва =mр-ра \*W/100 = 384,36г.

Это составляет ν =m/M = 384,36/63

М(HNO3)=63г/моль См=6,1 моль/л

**Контрольная работа**

*по теме: «Растворы. Способы выражения концентрации».*

**Вариант 1**

1. Сколько граммов растворенного вещества и воды содержится в 400г раствора H2SO4, ω=20%
2. Плотность 40%-ного (по массе) раствора НNО3 равна 1,25 г/мл. Рассчитать молярность этого раствора.

3. Имеется раствор, в 1 л которого содержится 18,9 г HNO3. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента этого раствора.

1. К раствору 3,5М NH4Cl объемом 80 мл и плотностью 1,05 г/мл прилили воду объемом 40 мл (р = 1 г/мл). Определить массовую долю соли в полученном растворе.
2. Сколько мл 0,35н раствора H2SO4 требуется для взаимодействия с 200 мл 0,7н раствора ВаСl2. Определить титр серной кислоты.

**Вариант 2**

1. Сколько граммов КОН содержится в 300 мл 27%-ного раствора КОН, ρ=1,25 г/мл.

2.В 450 мл 0,5М раствора содержится 23,85г растворенного вещества.

Вычислите молярную массу вещества.

3.Сколько фосфата натрия нужно взять, чтобы приготовить 20 мл 0,5н раствора.

4.Вычислить молярную концентрацию 20%-ного раствора FeSO4, плотность  
которого 1,21 г/мл.

5.Какой объем воды надо прибавить к 400 мл 20%-ного (по массе) раствора  
H2SO4 (р=1,14г/мл) чтобы получить 15%-ный раствор?

**Вариант 3**

1.Сколько граммов растворенного вещества и воды содержится в 250 мл 8% растворе К2СО3 (р=1,08г/мй)?

2.В каком объеме 1н раствора содержится 114г AI2{SO4)3?

3.В 1кг воды растворено 666 г КОН, плотность которого раствора равна  
1,395г/мл. Вычислить молярную концентрацию этого раствора.

4.Какой объем 0,05н раствора можно получить из 100 мл 1н раствора.

5.Какой объем 2М раствора Na2CO3 надо взять для приготовления 500 мл 0,25н  
раствора.

**Вариант 4**

1.Сколько граммов растворенного вещества и воды содержится в 120г 6%  
раствора NH3.

2.Сколько граммов вещества растворено в 2 л 0,З н СаС12?

3.Вычислить молярную концентрацию эквивалента 5%-ного раствора фосфорной  
кислоты, плотность которого 1,527г/мл.

4.Сколько мл 0,5М раствора H2SO4 можно приготовить из 15мл 2,5М раствора.

5.В каком объеме 1M раствора содержится 114г A12(SO4)3

**Вариант 5**

1.Сколько граммов растворенного вещества и воды содержится в 750 г раствора  
НС1? ω=25%.

2.Сколько мл 90%-ного раствора H2SO4 (р=1,814г/мл). потребуется для  
приготовления 5л 2н раствора H2SO4?

3.Вычислить нормальность H2SO4, титр которого равен 0,02446г/мл.

4.Сколько граммов соды содержится в 500 мл 0,25М раствора Na2CO3?

5.Определить массовую долю вещества в растворе, полученном смешиванием  
300 г 25% и 400г 40%-ного (по массе) растворов этого вещества.

**Вариант 6**

1.Сколько граммов КОН содержится в 700 мл 35%-ного раствора (р=1,3 г/мл).

2.К 500мл 32%-ного (по массе) раствора HNO3 прибавили 1л воды. Чему равна  
массовая доля НNO3 в полученном растворе.

3.Рассчитайте молярную концентрацию 10%-ного раствора серной кислоты,  
плотность которого 1,07г/мл.

4.В 1,5л 0,125н раствора содержится 13,31г растворенного вещества. Чему равен  
эквивалент вещества.

5.Сколько мл 3М раствора требуется для приготовления 1л 0,3М раствора.

**Вариант 7**

1.Сколько граммов растворенного вещества и воды содержится в 2,5кг раствора с массовой долей КОН ω=25%?

2.Вычислить нормальность NaOH, титр которого равен 0,004020г/мл.

3.Определить молярную концентрацию раствора K2SO4, в 3 литрах которого  
содержится 58,8г K2SO4.

4.Какой объем 30%-ного раствора NaOH необходимо взять для приготовления  
300 мл 0,2н раствора.

5.Какую массу 20%-кого раствора КОН надо добавить к 1кг 50%-ного раствора,  
чтобы получить 25%-ный раствор.

**Вариант 8**

1.Сколько граммов НСl содержится в 250 мл 7,15%-ного раствора (р= 1,035 г/мл).

2.Сколько воды нужно прибавить к 100 кг 92%-ной H2SO4, что бы получить  
28,5%-ный раствор.

3.Молярная концентрация эквивалента раствора НСl Сэ = 0,09н. Рассчитать титр  
раствора НCl.

4.На нейтрализацию 200мл раствора щелочи израсходовано 300 мл 0,3н раствора  
кислоты. Определить молярную концентрацию эквивалента раствора щелочи.

5.Какова молярность 25%-ного раствора сульфата цинка (р=1,3 г/мл).

**Вариант 9**

1.Сколько граммов NaOH содержится в 200 мл 8%-ного раствора NaOH (р= 1,09 г/мл).

2.Сколько граммов 30%-ного (по массе} раствора NaCl нужно добавить к 300г  
Н2О, чтобы получить 10%-ный раствор соли.

3.Рассчитать нормальную концентрацию 10% раствора серной кислоты (р=1,07  
г/мл).

4.Сколько граммов вещества растворено в 2л 0,02м HNO3?

5.На нейтрализацию 10 мл 0,1н раствора КОН израсходовали 12 мл раствора  
H2SO4 неизвестной концентрации. Определить нормальность раствора серной кислоты  
и количество Н2SО4 раствора.

**Вариант l0**

1.Сколько граммов Na2SO4\*10H2O надо растворить в 800 г воды, чтобы получить  
10%-ный (по массе) раствор Na2SO4.

2.До какого объема надо разбавить 500 мл 20%-ного (по массе) раствора NaCl  
(р =1,152), чтобы получить 4,5%- ный раствор (р= 1,029 г/мл)

3.Сколько граммов К2СО3 потребуется для приготовления 500 мл 0,1 M раствора.

4.Сколько граммов хлорида бария потребуется для приготовления 800 мл 0,5н  
раствора..

5.Какой объем 2Мраствора Na2СОз надо взять для приготовления 1л 0,25н  
раствора.

**Вариант 11**

1. В какой массе воды нужно растворить 25г CuSO4\*5H2O чтобы получить, 8% -ный (по массе) раствор CuSQ4.

2.Какой объем 5М КОН потребуется для приготовления 0,6М раствора КОН  
объемом 250 мл.

3.Сколько граммов КСl потребуется для приготовления раствора этой соли  
объемом 300мл с концентрацией 0,15 М КС1.

4.Рассчитать нормальность концентрированной соляной кислоты (плотность 1,18  
г/мл) содержащей 36,5% (по массе) HCl.

5.Какой объем воды надо прибавить к 100 мл 20%-ного (по массе) раствора  
H2SO4 ( ρ=1,14 г/мл), чтобы получить 5%-ный раствор.

**Вариант 12**

1.Определить массовую долю CuSO4 в растворе, полученном при растворении 50 г медного купороса CuSQ4\*5H2О в 450 г воды.

2.Сколько мл концентрированной соляной кислоты (р=1,19 г/мл) содержащей  
38% (по массе) НС1, нужно взять, для приготовления 1л 2н раствора.

3.В каком объеме 0,1 н раствора содержится 8 г CuSO4?

4.В 250 мл содержится 12 г хлорида магния. Вычислить молярную концентрацию

5.До какого объема надо разбить 500 мл 3н раствора, чтобы молярная концентрация эквивалента стала равной 0,5н.

**Вариант 13**

1.Сколько граммов Н3РО4 содержится в 200 мл 40%-ного раствора (р=1,26 г/мл).

2.Найти массу NaNO3, необходимую для приготовления 300 мл 0,2М раствора.

3.Сколько граммов Na2СO3 содержится в 500 мл 0,25н раствора?

4.Сколько мл 96%-ного (по массе) раствора Н2SO4  (р=1,84 г/мл) нужно взять для приготовления 1 л 0,25н раствора

5.Какой объем 2н раствора Н2SO4 потребуется для приготовления 500 мл 0,5н раствора.

**Вариант14**

1.Найти массовую долю HNO3 в растворе, в 1 л которого содержится 224г HNO3  
(р=1,12г/мл)

2.К100 мл 96%-ной (по массе) K2SO4 (р=1,84 г/мл) прибавили 400 мл воды.  
Получился раствор плотностью 3,229 г/мл.

Вычислить молярную концентрацию эквивалента и массовую долю H2SO4 в растворе.

3.Рассчитать сколько граммов фосфорной кислоты содержится в 500 мл 0,1н  
раствора фосфорной кислоты.

4.200 мл раствора едкого калия (КОН) содержит 5,6г КОН. Чему равна  
молярность этого раствора?

5.Какой объем 0,Зн раствора щелочи требуется для нейтрализации 250 мл 0,2н  
раствора кислоты?

**3 Строение атомов**

Атом представляет сложную микросистему, состоящую из частиц, находящихся в движении, *л* подчиняется законам, характерным для микромира.

Атом состоит из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов. Носителями положительного заряда ядра атома являются протоны *(р).* За исключением обычного водорода, в ядра атомов элементов, наряду с протонами, входят нейтроны (n). Масса атома практически равна суммарной массе протонов и нейтронов.

А = Z + N

А - атомная масса, Z - число протонов (порядковый номер элемента), N - число нейтронов

N = А - Z

*Электрон* - легчайшая элементарная частица атома, несущая отрицательный электрический заряд, равный 1,602\*10-19К. Заряд электрона условно принимают равным (-1). Масса электрона равна 9,1095\*1028г, что составляет 1/1836 массы самого легкого элемента - водорода. Электрон обозначается символом ē.

Фундаментальную основу атома, определяющего его индивидуальность, составляет ядро. В процессе химических превращений оно остается без изменений.

Квантовая механика рассматривает вероятность нахождения электрона в пространстве вокруг ядра. Быстро движущийся электрон, обладающий свойствами волны, может находиться в любой части пространства, окружающего ядро, к совокупность различных его положений рассматривается как электронное облако с определенной плотностью отрицательного заряда. Электронное облако - это квантово-механическая модель движения электрона в атоме.

Чем прочнее связан электрон с ядром, тем электронное облако должно быть меньшим по размерам к более плотным по распределению заряда.

Область пространства, в которой вероятность, пребываний электрона максимальна, называется **орбиталью**.

Орбиталь - есть, полный набор волновых функций электрона в атоме. Поэтому для каждой заданной волновой функций существует граничная поверхность, внутри которой сосредоточена определенная доля электронного облака. Максимальная

электронная плотность отвечает наибольшей вероятности нахождения электрона. Следовательно, понятие «орбиталь» подразумевает форму электронного облака, которая меняется в зависимости от плотности отрицательного заряда. Орбитали могут отличатся одна от другой энергией, необходимой для удаления отрицательного заряда, формой электронного облака относительно центра симметрии - ядра атома.

**Главное квантовое число** - **n** связано со средним расстоянием электрона от ядра, т.е. характеризует размер электронного облака и энергию электрона, определяет  
энергетический уровень электрона в атоме. Оно может принимать значение  
натурального ряда целых чисел от 1 до бесконечности (практически от 1 до 7  
соответственно номеру периода, в котором находятся элемент). Энергетические  
уровни (слом) обозначаются цифрами в соответствии со значениями *п* или буквами:  
 Главное квантовое число n……….1 2 3 4 5 6 7.

Обозначения уровня ……………KLMN PQ.

С увеличением n энергия электрона и размер электронного облака (орбитали) возрастают.

Таблица 1. Квантовые числа и число орбиталей.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| n | l | Обозначение орбиталей | Число орбиталей |
| 1 | 0 | 1s | 1 |
| 2 | 0  1 | 2s  2Р | 1  3 |
| 3 | 0  1  2 | 3s  Зр  3d | 1  3  5 |
| 4 | 0  1  2  3 | 4s  4р  4d  4f | 1  3  5  7 |

**Орбитальное** (побочное) **квантовое число** - *l* характеризует энергетическое состояние электрона на подуровне и форму электронного облака. Электронные уровни группируются из уровней.

Орбитальное квантовое число……………….0 1 23 4 5

Обозначение подуровней……………………..s p d f g h

**Магнитное квантовое число** — **ml**характеризует ориентацию орбитали в пространстве и связано с числом *l*. Облако, квантуется и принимается целочисленные значения, включая куль от +1 до -1.

В таблице показаны соотношения между значениями n и l, из которых видно, что для каждого значения nимеется только одна s-орбиталь.

При n = 2 существует еще и три *р -* орбитали.

При n= 3 еще пять *d -* орбиталей:

При n = 4 – семь f- орбиталей.

Число значений m = 2*l* + 1. Это число орбиталей с данным значением *l*, т.е. число энергетических состояний, в котором могут находиться электроны данного подуровня. Энергетические состояния схематически обозначают квантовыми (энергетическими) ячейками в виде прямоугольников.

**Спиновое квантовое число- ms**характеризует собственное вращение электрона вокруг своей оси. Это вращение получило название *спин* (от акта, spin — веретено). Спин может принимать только два значения: +1/2 и -1/2. Иначе спины обозначают стрелками, направленными в противоположные стороны: ↓↑.

Два электрона с противоположными спинами находящимися в одном энергетическом состоянии называется спаренными, а одиночные – не спаренными.

**Контрольная работа**

*по теме «Строение атомов»*

**Вариант 1**

1.Напишите электронные формулы и изобразите распределение электронов по орбиталям для элементов с порядковыми номерами 13, 27, 56

2.Электронная формула элемента имеет окончание 3d5 4s2. Определите название и порядковый номер элемента.

3.Рассчитайте число протонов и нейтронов в ядре атома технеция (изотоп с атомной массой 99) и ядре атома радия (изотоп с атомной массой 226).

4.Значение какого квантового числа определяют число s-, p-, d- и f- орбиталей  
на энергетическом уровне? Сколько всего s-, p-.d- электронов в атоме  
кобальта?

5.Как определяется принадлежность элемента к тому или иному электронному  
семейству.

**Вариант 2**

1.Изотопы элемента различаются:

а) по числу нейтронов;

б) по атомному номеру;

в) по числу валентных электронов;

г) по числу протонов.  
Приведите пример.

2.Написать электронные конфигурации элементов с порядковыми номерами:  
16,23,42,76,82.

3.Напишите электронные формулы атомов с порядковыми номерами 9 и 28.  
Распределите электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов.

4.Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число m*l*  
при орбитальном квантовом числе *l* = 0, I, 2 и 3? Какие элементы в периодической системе носят названия s-,p-, и f-элементов? Приведите примеры.

5.Сколько пар спаренных электронов в электронных оболочках атома: К, AI, S, Вг, Аг.

**Вариант 3**

1.Атомы элементов IA группы периодической системы элементов имеют одинаковое число: а) электронов на внешнем электронном уровне;

б) нейтронов, в) всех электронов.

2.Электронная конфигурация иона Zn+2

a) 1s22s22p4

6) 1s22s22p63s23p6

в) 1s22s22p63s23p63d10

г) 1s22s22P63s23p63dI04s24p6

3.Сколько протонов и нейтронов содержится в ядрах изотопов:

35Cl, 36Cl, 37Cl, 38CI, 39 K, 40K, 40Aг?

4.Как распределяются электроны по квантовым ячейкам в атоме фосфора?

Охарактеризуйте 4 квантовых числа, сформулируйте принцип Паули. В чем сущность правила Хунда.

**Вариант 4**

1.Покажите электронную конфигурацию атомов Na, Cl, Si, F и в каждый из них  
выделите конфигурацию благородного газа.

2.Напишите электронную формулу элемента с порядковым номером 26. Как  
распределяются электроны в этом атоме по квантовым ячейкам?

3.Сколько электронных уровней содержат атомы с квантовыми номерами 16 и  
19?

4.Какие значения могут принимать квантовые числа *n,l,ml,* характеризующие  
состояния электронов в атоме. Какие значения они принимают для внешних электронов атома магния?

5.Чему равно максимальное число электронов на данном квантовом уровне **n**?  
На подуровнях s, p, d и f?

**Вариант 5**

1.В чем сходство и различие структуры внешнего энергетического уровня  
атомов кремния и углерода?

2.Атом имеет конфигурацию валентных орбиталей 3d5 4s1. Напишите полную  
электронную формулу и распределите электроны по квантовым ячейкам.

3.Напишите электронную конфигурацию атомов: О, Аl, V, Ag, Ba, Fr.

4.Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами  
16 и 28, к какому электронному семейству относится каждый из этих элементов.

5.В чем заключается принцип несовместимости Паули? Может ли быть на  
каком-нибудь подуровне атома р7- или d12- электронов? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковыми номерами 22 и укажите валентные электроны.

**Вариант 6**

1.Наружная электронная оболочка атома имеет конфигурацию 3s23p4. Исходя из этого определить положение элемента б периодической системе элементов.

2.Напишите и сравните электронные конфигурации кальция и магния.

3.Атом какого элемента в невозбужденном состоянии имеет электронную конфигурацию Is22s2 2p6 3s2 Зр6 4s1?

4.Укажите число протонов, нейтронов и электронов для "атомов представленных ниже изотопов: 13С, 55Мn, 97Мо.

5.Укажете внешние к валентные орбитали атомов с порядковыми номерами 7, 15, 32, 42, 81.

**Вариант 7**

1.Напишите электронные формулы атомов фосфора и ванадия. Распределите  
электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

2.У атомов каких элементов наружный электронный слой характеризуется  
символом: 2s2;3s2;4s2;5s2;6s2;7s2.

3.Напишите полную электронную формулу элементов Са и Sr.

4.Сколько нейтронов в ядрах изотопов гелия (3Не,4Ке), углерода (12С, 13С ),  
кислорода (1бО, 17О, 18О) и кремния (28Si ,30Si)?

Составьте схемы строения электронных оболочек атомов: рубидия, стронция, иттрия, циркония. Чем они отличаются? Охарактеризуйте четыре квантовых числа, сформулируйте принцип Паули.

**Вариант 8**

1.Как по электронной формуле элемента определить, к какому семейству; к

какой группе он принадлежит? Ответ иллюстрируйте на примере элемента

№ 15 (фосфор).

2.Укажите элемент, для которого характерна такая электронная конфигурация:

a)3d1 б)6р6 6)4f11

3.Сколько не спаренных электронов содержат невозбужденные атомы: В, S ,  
As, Cu, H, Еu?

4.Какое максимальные число электронов может содержать атом в электронном  
слое с главным квантовым числом **n** = 4?

5.Атомы пяти элементов глазной подгруппы имеют во внешнем  
энергетическом уровне соответственно: 2S1, 3S1, 4S1, 5S1, 6S1 электронную конфигурацию. Назовите эти элементы.

**Вариант 9**

1.Согласно принципам заполнения электронами орбиталей распределите по  
орбиталям 27, 48 и 94ē.

2.Укажите внешние валентные орбитали атомов с порядковыми номерами 7,  
15,32,42,81.

3.Сколько электронов максимально может находиться на 3 d-подуровне?  
Приведите примеры.

4.Напишите электронную формулу элемента, атом которого содержит на 3d -  
подуровне три электрона. В каком периоде, группе и подгруппе он находится и какэтот элемент называется?

5.Дана наружная структура атомов: 2s22p5; Зз2Зр4; 3d'4s2.  
Составить, полные электронные формулы и назвать эти элементы.

**Вариант 10**

1.Атом какого элемента в невозбужденном состоянии имеет электронную  
конфигурацию Is22s2 2p6 3s 23p6 4s1?

2.Как можно изобразить распределение электронов по энергетическим уровням  
и подуровням у элементов с порядковыми номерами 80, 87?

3.Сколько не спаренных электронов имеет Со3+?

4.Написать электронные формулы элементов и расположить их в порядке  
возрастания неметаллических свойств.

5.Что такое квантовые числа? Какие значения они могут принимать?  
Приведите пример.

**Вариант №11**

1.Какие орбитали атома заполняются раньше: 4s или 3d, 5s или 4р? Почему?

Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 21.  
2.Напишите электронную формулу атомов элементов с порядковым номером 7

и 16. Распределите электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

3.Объясните электронную конфигурацию брома.

4. Как осуществляется застройка электронных оболочек у атомов больших периодов? Приведите пример.

5.Сколько протонов и нейтронов содержатся в ядрах изотопов: 35Сl, 36CI, 37Cl,

38CI, 39 K, 40K, 40Aг?

**Вариант 12**

1.Напишите электронные формулы атомов марганца иселена. К какому  
электронному семейству относится каждый из этих элементов?

2.Почему число электронов на энергетическом уровне ограничено?  
Приведите пример.

3.Вычислите число протоков и нейтронов, в ядре атома циркония, меди,  
технеция, хрома, железа.

4.Какие из перечисленных обозначений электронных структур атомов не  
реальны - lp, 1s, 2p, 2d, 3f, 4f, 4p?

5.Как распределяются электроны по квантовым ячейкам в атоме серы?

**Вариант 13**

1.Что такое изотопы? Изотопы какого элемента образуются в результате  
ядерной реакции, происходящей при бомбардировке ядер атомов 54Fe α-частицами, если при этом поглощается одна α-частица и выделяется один нейтрон. Составьте уравнение этой ядерной реакции.

2.Какие орбитали атомов заполняются раньше: 4dили 5s; 6s или 5р? Почему?  
Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 43.

3.Kaкие значения могут принять квантовые числа n, *l*, m*l*, ms,характеризующие  
состояние электронов в атоме. Какие значения они принимают для внешних  
электронов атома кальций?

4.Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковым номером 14 и 40. Какие электроны этих атомов является валентными?

5.Как связано возрастание неметаллических свойств внутри периода с изменением числа электронов наружного энергетического уровня? Приведите примеры.

**Вариант 14**

1.Почему для характеристики электронов в атоме недостаточно только  
значения главного квантового числа?

2.Сколько не спаренных электронов содержится в основном состоянии на  
электронных оболочках атома: кремния, серы, хлора, аргона?

3.Назовите элемента 1 и 2 группы, в предпоследнем электронном слое атома  
которого содержится:

а) 8 элетронов.

б) 18 электронов.

Напишите полную электронную формулу этих элементов.

4.Сколько нейтронов и протонов в ядрах изотопов: 35CI, 37CI.

5.Может ли ион двухвалентного металла иметь электронную конфигурацию:

а) 1s22s22p63s1;

б) 1s22s22p63s23p6.

**4 Химическая связь**

.**Химическая связь** - результат взаимодействия двух или более атомов, приводящийк устойчивой многоатомной системе.

Для характеристики химических связей обычно пользуются термином «валентность». Данное понятие означает меру способности элемента к образованию химической связи. Химическая связь осуществляется в основном за счет так называемых валентных электронов. У s- и р-элементов валентными являются электроны внешней оболочки, у d-элементов- предвнешней оболочки.

Наиболее существенной чертой химической связи является перераспределения электронной плотности в ее области по сравнению с простым сложением электроннойплотностиатомов, не связанных между собой. В зависимости от характера распределения электронной плотности в области связывания атомов различают три основных типа химической связи - ковалентную. ионную и металлическую.

**Химическая связь, которая осуществляется за счет образования общих для взаимодействующих атомов электронных пар, называется ковалентной связью.**

В молекулах между двумя атомами может формироваться различное число ковалентных связей.

Например; образование молекул Сl2 и N2.

В наружной оболочке атомов хлора 7 электронов, а у азота - 5. У атома хлора - один не спаренный электрон, у азота -3.

У символа химического элемента точками показано число электронов наружной оболочки.

Сравнивая между собой ковалентные связи между атомами в молекулах простых веществ,можно заметить одну и ту же закономерность: электроны между ядрами двух атомов нейтрализуют отталкивающее действие положительных зарядов ядер и связывают их единую молекулу Н2, Cl2, N2 и т.д. Если молекулы образованs одноимёнными атомами, то одностороннего притягивания общей электронной пары происходить не будет. Каждая пара электронов окажется, следовательно, в равной мере принадлежащей двум атомам. Это означает, что центр тяжести облака спаренных электронов располагается симметрично между центрами тяжести положительных зарядов обоих ядер. Таким образом, общие электронные пары будут находиться на одинаковом расстоянии от их ядер.

Связь, осуществляемая парой общих электронов, в равной мере принадлежащих обоим соединяющимся атомам, называется **неполярной ковалентной связью.** Подобным образом соединяются все одноименные или очень близкие по значениям электроотрицательности атомы.

Если электроотрицательностьатомов, образующих молекулу, неодинакова, то связующая пара электронов смещается симметричного положения в сторону более электроотрицательного атома. Следовательно, электроннаяпара становится более или менее оттянутой одним из соединяющихся атомов. Орбитали электронов этой пары остаются связанными с обоими ядрами. В результате такого частичного смещения, называемого поляризацией, центры тяжести электрических зарядов в молекуле не будут совпадать, между ними появится некоторое расстояние. Такая ковалентная связь называется *полярной,* а молекула — *диполем*.

Чем больше длина диполя, тем больше поляризация и полярность молекулы.

Полярная ковалентная связь характерна, например, для молекул типа Н2О, H2S, HC1**,** N2О5 и для всех кислот.

Ковалентная связь образуется не только за счёт перекрывания одноэлектронных облаков, - это обменный механизм образования ковалентной связи.

Возможен и другой механизм её образования - донорно-акцепторный. В этом случае химическая связь возникает за счёт двухэлектронного облака едкого атома и свободной обитали другого атома. Рассмотрим в качестве примера механизм образования иона аммония NH4+. В молекуле аммиака атом азота имеет не поделенную пару электронов (двухэлектронное облако).У иона водорода свободна 1s-орбиталь**,** что можно обозначить как Н+. При образовании иона аммония двухэлектронное облако азота становится общим для атомов азота и водорода, т.е. оно превращается в молекулярное электронное облако.

А значит, возникает четвёртая ковалентная связь, процесс образования иона аммония.

Атом, предоставляющийне поделенную электроннуюпару, называется *донором***,** а атом, принимающий её, т.е. предоставляющий свободную орбиталь - *акцептором*.

Механизм образования ковалентной связи за счёт двухэлектронного облака одного атома (донора) и свободной орбитали другого - (акцептора) называется донорно-акцепторной

Химическая связь между ионами, осуществляемая электростатическим притяжением, называется  *электроковалентной* или *ионной связью*.

Например: образование хлорида натрия – NaCl

Na0 - ē → Na+

Cl0 + ē → Cl-

Ионная связь в отличие от ковалентной характеризуется *не направленностью* в пространстве и *не насыщаемостью*

Не направленность определяется тем, что каждый ион, представляющий из себя заряженную частицу, может притягивать ион противоположного знака по любому направлению (нет направления).

Взаимодействие ионов противоположного знака не приводит к компенсации силовых полей, у них остается способность притягивать ионы противоположного знака по другим направлениям (не насыщаемость).

**Контрольная работа**

*по теме «Химическая связь»*

**Вариант 1**

1.Какая из связей: H-Na, H-N, H-S, Н-Р является наиболее полярной? К какому из атомов смещено электродное облако связи?

2.Объясните полярность связи к отсутствие диполького момента в молекуле СО2.

3.Определите степень окисления атомов в XeF4, KJO4, Fe3O4, Na2О2, KClO3.

4.Опишите пространственное расположение атомов в молекулах ВеН2, ВН4, СН4; укажите тип гибридизации центрального атома, его степень окисления, валентность.

5.Что такое молекулярная орбиталь? В чем заключается сходство и различие между атомными и молекулярными орбиталями?

**Вариант 2**

1.К какому атому будет смещаться электронная плотность в молекулах Cl2, BF3,РH3? Почему?

2.Объясните донорно-акцепторный механизм ковалентной связи на- примере образования иона фосфония РН4.

3.Чему равна степень окисления азота в соединениях: HNО3, HNO2, N2, NH4OH, N2H4, NH3?

4.Приведите примеры молекул, в которых связь между двумя атомами осуществляется одной, двумя, тремя парами электронов,

5.В чём сходство и отличие водородной связи от других связей? Ответ обоснуйте.

**Вариант 3**

1.В чем состоит принципиальное отличие свойств конкой и ковалентной связи?

2.В молекулах СО, СО2, НВг, Вг2 связь полярная или неполярная? Объясните.

3.Определите степень окислений азота в соединениях: NH4СI, N2H4, NH4OH,  
NH4NO3, Ca(NO3)2, Pb(NO3)2.

4.Как метод молекулярных орбиталей объясняет большую энергию диссоциации молекулы азота? Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы N2 по методу МО. Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях?

5.От каких факторов зависит прочность (энергия разрыва) химической связи?

**Вариант 4**

1.Почему ионная модель связи в основном применима только галогенидами

щелочных металлов?

2.Какую химическую связь называют ковалентной? Чем можно объяснить направленность ковалентной связи? Как метод валентной связи (ВС) объясняет строение молекулы воды?

3.Опредлить степень окисления серы в следующих соединениях: SO2, SO3, Na2SO4, H2SO4, K2Cr2O7, Na2S2O3.

4.За счет электронов какого слоя осуществляется связь между атомами:

а) в молекуле водорода;

б) в молекуле хлора.

5.Какой атом или ион служит донором электронной пары при образовании иона ВН4+?

**Вариант 5**

1.Ковалентный или ионный тип связи характерен для следующих соединений: NaI, SO2, KF, CO2?

2.Составьте структурные и электронные формулы соединений с водородом следующих элементов: а) селена, б) фосфора, в) кремния. Укажите валентность элементов в этих соединениях.

3.Какая химическая связь называется координационной или донорно-акцепторной? Разберите строение комплекса [Zn(NH3)4}2+. Укажите донор и акцептор. Как метод валентных связей (ВС) объясняет тетраэдрическое строение этого иона.

4.Определите степень окисления железа в соединениях: Fe3(PO4)2, Fe(OH)SO4, K3FeO3, Fe3O4, FePO4.

5.Приведите краткую сравнительную характеристику ионной и ковалентной связи.

**Вариант 6**

1.Почему при растворении НСl в воде образуются ионы, хотя связь в молекуле не ионная? Объясните.

2.Какая ковалентная связь называется σ-связью и какая π-связью? Разберите на примере строения молекулы азота.

3.Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы F2 по методу МО. Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях?

4.Приведите примеры, когда один и тот же элемент образовывает различные виды химической связи: ионную, ковалентную полярную и ковалентную неполярную?

5.Определите степень окисления хлора, алюминия, марганца и углерода в соединениях: HClO4, Zn(AlO2)2, K2MnO4, CH3OH.

**Вариант 7**

1.Объясните причины и приведите примеры сходства и отличия ионной связи от ковалентной.

2.какой способ образования ковалентной связи называется донорно-акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH4+ и ВF4+? Укажите донор и акцептор.

3.Какая из связей: Н-F, Н-Сl, Н-J наиболее полярна? К какому из атомов смещается электронное облако связи?

4.Определить степень окисления урана в следующих соединениях: UO, UO2, UO3, U2O3, K2UO4, K2U2O7?

5.Составьте электронно-ионные схемы реакций соединения с азотом: а)лития, б)алюминия, в)магния.

**Вариант 8**

1.Какая ковалентная связь называется σ-связью и какая полярной? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи? Составьте электронные схемы строения молекул: N2, H2O, HJ. Какие из являются диполями?

2.Чему равна валентность и степень окисления углерода в соединениях:HCN, CH4, HCOOH, C2H5OH, CO2?

3.Укажэите характер химической связи в молекулах веществ: PH3, H2S, и HCl. Как изменяется в них полярность связи? Дайте ответ, исходя из родства к электрону элементов одного и того же периода.

4.Молекула ВаF2 угловая. Имеет ли она дипольный момент? Почему?

5.В чем причина образования химической связи?

**Вариант 9**

1.Какие электроны атома бора участвуют в образовании ковалентной связей? Как метод валентных связей (ВС) объясняет симметрическую треугольную форм молекулы ВF3?

2.Какую валентность и степень окисления имеют элементы в соединениях: Са3Р2, ZnSO4, K2Cr2O7, H2O2, C2H2?

3.Составьте электронно-ионные схемы реакций соединений: а)кальция с водородом, б)магния с хлором, в)алюминия с фосфором.

4.Что называется электрическим моментом диполя? Какая из молекул HCl, HBr, HJ имеет наибольший момент диполя? Почему?

5.Определите степень окисления каждого атома серы в тиосульфате натрия. Для этого напишите графическую формулу соединения, указав условно валентность каждого элемента черточкой.

**Вариант 10**

1.Составьте формулы следующих соединений: а) нитрата лития, б)сульфида алюминия, в)фторида фосфора, в котором электроположительный элемент проявляет максимальную степень окисления.

2.Укажите типы химической связи в следующих молекулах: NaCl, AlBr3, H2O, CH4, NH3, N2.

3.Составьте электронные схемы строения молекул. В каких молекулах ковалентная связь является полярной? Как метод валентных связей (ВС) объясняет угловое строение молекул H2S?

4.Чем молекулярная орбиталь отличается от атомной?

5.Назовите вещества, способные к образованию водородной связи.

**Вариант 11**

1.Как метод молекулярных орбиталей объясняет парамагнитные свойства молекулы кислорода? Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы О2 по методу молекулярных орбиталей (МО).

2.Указать тип гибридизации АО кремния в молекулах SiH4, SiF4. Полярны ли эти молекулы?

3.Как изменяется прочность связи в ряду: HJ-HCl-HBr-HF? Указать причины этих изменений.

4.Чему равна валентность и степень окисления углерода в соединениях: HCN, CH4, HCOOH, C2H5OH, CO2?

5.Постройте графическую формулу дигидрофосфата кальция. Укажите виды химической связи в этой молекуле.

**Вариант 12**

1.Приведите примеры соединения, в молекуле которого имеется донорно-акцепторная связь. Объясните на этом примере, чем отличается донорно-акцепторная связь от ковалентной?

2.Укажите валентность водорода в следующих его соединениях: HCl, NaH, H2S, H2O, CaH2. Назовите эти соединения и представьте схемы строения их молекул.

3.Чем объясняется направленность ковалентной связи? Как направлены связи Se-H в молекуле H2Se?

4.Указать тип химической связи в молекулах: H2, Cl2, HCl. Привести схему перекрывания облаков.

5.Сравните способы образования ковалентной связи в молекулах СН4, NH3 и в ионе NH4+. Могут ли существовать ионы СН5+ и NH5+?

**Вариант 13**

1.По донорно-акцепторному механизму ковалентная связь образуется при помощи не поделенной электронной пары. Можно ли считать, что водородная связь образуется по донорно-акцепторному механизму?

2.В молекулах SO2 и SO3 атом серы находится в состоянии sp2-гибридизации. Полярны ли эти молекулы? Какова их пространственная структура?

3.Какую валентность и степень окисления имеют элементы в соединениях: Mg3P2, K2SO4, Zn(AlO2)2, KMnO4, H2O2, K2Cr2O7, NH4NO4, NH3?

4.Какая химическая связь называется ионной? Какой механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличаются ее от ковалентной? Приведите два примера типичных ионных соединений. Напишите уравнения превращения соответствующих ионов в нейтральные атомы.

5.От каких факторов зависит прочность (энергия разрыва) химической связи?

**Список использованных источников**

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2004. -744 с.

2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 2003. – 704 с.

3. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л. И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. – М.: ВШ, 1988. – 303 с.

4. Васильева З. Г., Грановская А. А., Таперова А. А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Л.: Химия, 1986. – 287 с.

5. Васильев А. А., Стась Н. Ф., Юрмазова Т. А. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. – Томск: изд. ТПУ, 1997. – 64 с.

6. Дорофеев А. И., Федотова М. И. Практикум по неорганической химии. – Л.: Химия, 1990. – 240 с.

7. Жарский И. М., Кузьменко А. Л., Орехова С. Е. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. – М.: Дизайн ПРО, 1998. – 224 с.

8. Зайцев О. С. Исследовательский практикум по общей химии. – М.: Изд-во Московского университета, 1994. – 480 с.

9. Захаров Л. Н. Техника безопасности в химических лабораториях. – Л.: Химия, 1991. – 336 с.

10. Князева Е. М., Стась Н. Ф. Лабораторные работы по неорганической химии. – Томск: Изд. ТПУ, 2000. – 68 с.

11. Краузер Б., Фримантл М. Лабораторный практикум: Учебное пособие / Пер с анг. – М.: Химия, 1995. – 320 с.

12. Коровин Н. В., Мингулина Э. И., Рыжова Н. Г. Лабораторные работы по химии: Учебное пособие для вузов. – М.: ВШ, 2001. – 256 с.

13. Плакидкин А. А., Стась Н. Ф. Лабораторные работы по общей химии. – Томск: Изд.ТПУ, 2002. – 132 с.

14. Практикум по неорганической химии. Под ред. Воробьева А. Ф. и Дракина С. И.. – М.: Химия, 1984. – 246 с.

15. Практикум по общей химии. Под ред. Соколовской Е. М., Зайцева О. С. – М.: Изд-во Московского университета, 1981. – 400 с.

16. Практикум по общей и неорганической химии. Под ред. Павлова Н. Н., Петрова С. В. – М.: ВШ, 1986. – 298 с.

*.*

**Приложения**

Приложение 1 – Задания к теме: «Основные классы»

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Валентность  элемента, вариант | I | II | III | IV | V | VI | VII |
| 1 | Li | Ba | N | С | Bi | S | Mn |
| 2 | Na | Ra | В | Si | Та | Cr | Cl |
| 3 | К | Hg | Al | Ti | Sb | Sc | J |
| 4 | Сu | Cd | Sc | Ge | Nb | Mo | Br |
| 5 | Rb | Sr | Ga | Zr | As | So | Те |
| 6 | Ag | Zn | Jn | Sn | V | W | F |
| 7 | Cs | Ca | Ti | Hg | P | Mn | Cl |
| 8 | Fr | Mg | Fe | Pb | N | Mo | Mn |
| 9 | N | Be | Cr | Mn | P | Cr | Br |
| 10 | Li | Mg | Mn | S | V | W | J |
| 11 | Na | Ca | Ni | N | As | Se | Те |
| 12 | К | Zn | Co | Pb | Nb | Те | Re |
| 13 | Rb | Сu | N | Mn | Sb | S | J |
| 14 | Cs | Sr | В | Sn | Та | Cr | Br |
| 15 | Fr | Cd | Al | Zr | Bn | Mo | Cl |
| 16 | Сu | Ba | Se | Те | N | W ■ | F |
| 17 | Ag: | Kg | La | Si | Nb | Те | Mn |
| 18 | N | Ra | Jn | С | Та | Se | Те |
| 19 | Fr | Fe | Tl | Ti | V | S | R |
| 20 | Cs | Cr | Fe | N | P | Se | F |
| 21 | К | Pb | Mn | S | As | S | Br |
| 22 | Na | Mn | Cr | С | N | Те | Cl |
| 23 | Ti | N | Ni | Mn | Sb | Cr | J |
| 24 | Ag | Cr | Co | Si | Bi | Mo | Mn |
| 25 | Cn | Sn | N | Xc | P | W | Re |

Приложение 2 – Название важнейших кислот и их солей

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Кислота** | **Названия** | |
|  | **кислоты** | **соли** |
| 1 | 2 | 3 |
| НАlO2 | Метаалюминиевая | Метаалюмннат |
| HAsO3 | Метамышьяковая | Метаарсенат |
| H3As04 | Ортомышьяковая | Ортоасенат |
| HAsO2 | Метамышьяковистая | Метаарсенит |
| H3AsO3 | Ортомышьяковистая | Ортоорсеиит |
| HBO2 | Метаборная | Метаборат |
| H3BO3 | Ортоборная | Ортоборат |
| H2B4O7 | Четырехборная | Тетраборат |
| НВг | Бромоводород | Бромид |
| HOBr | Бромноватистая | Гипобромид |
| НВrОз | Бромноватая | Бромат |
| нсоон | Муравьиная | Формиат |
| СНзСООН | Уксусная | Ацетат |
| HCN | Циановодород | Цианид |
| Н2СО3 | Угольная | Карбонат |
| Н2С2О4 | Щавелевая | Оксалат |
| НС1 | Хлороводород | Хлорид |
| НОСl | Хлорноватистая | Гипохлорит |
| НС1О2 | Хлористая | Хлорит |
| НСlО3 | Хлорноватая | Хлорат |
| НСlO4 | Хлорная | Перхлорат |
| НСrO2 | Метахромистая | Метахромит |
| Н2СгО4 | Хромовая | Хромат |
| Н2Сr2О7 | Двухромовая | Дихромат |
| HI | Йодоводород | Йодид |
| HOI | Йодоватистая | Гипойодид |
| HIO3 | Йодноватая | Йодат |
| НIO4 | Йодная | Периодат |
| НМnO4 | Марганцовая | Пермангамат |

Продолжение приложения 2.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Кислота** | **Названия** | |
|  | **кислоты** | **соли** |
| 1 | 2 | 3 |
| H2MnO4 | Марганцовистая | Манганат |
| Н2МnО4 | Молибденовая | Молибдат |
| HN3 | Азидоводород (азотистоводородная ) | Азид |
| HNO2 | Азотистая | Нитрит |
| **HNO3** | Азотная | Нитрат |
| НРО3 | Метафосфорная | Метафосфат |
| н3ро4 | Ортофосфорная | Ортофосфат |
| Н4Р2О7 | Двуфосфорная(пирофос форная кислота) | Дифосфа т(пи рофосфат) |
| H3 PO3 | Фосфористая | Фосфит |
| Н3РО2 | Фосфорноватистая | Гипофосфит |
| H2S | Сероводород | Сульфид |
| HSCN | Родановодород. | Роданид |
| h2sO3 | Сернистая | Сульфит |
| H2SO4 | Серная | Сульфат |
| H2S2O3 | Тиосерная, | Тиосульфат |
| H2S2O7 | Двусерная(пиросерная) | Дисульфат (пиросульфат) |
| H2S2Q3 | Пероксодвусерная (надсерная') | Пероксодисул ьфат  (персульфат) |
| H2Se | Селеноводород | Селенид |
| H2SeO3 | Селенистая | Селенит |
| H2Se04 | Селеновая | Селенат |
| H2SIO3 | Кремниевая | Силикат |
| H2VO3 | Ванадиевая | Ванадат |
| H2WO4 | Вольфрамовая | Вольфрамат. |

Приложение 3 – Формулы солей

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **№ варианта** | **Формулы солей** | | |
| 1 | Zn(NO3)2 | NaH2SbO4 | CrOHSO4 |
| 2 | K2S | [Fe(OH)2]CrO4 | Ba(HSO3)2 |
| 3 | A1OHSO4 | CdCI2 | NaHS |
| 4 | Са3(РО4)2 | NaHSO4 | (CuOH)2CO3 |
| 5 | Mg(CIO4)2 | A1(OH)2NO3 | Ca(H2P04)2 |
| 6 | Ba(NO3)2 | MgOHClO3 | Na2HPO4 |
| 7 | Fe2(SO4)3 | KHMnO4 | [A1(OH)2]2SO4 |
| 8 | Na2Cr07 | CaHAsO4 | FeOHS1O3 |
| 9 | Mg2P2O7 | RbHSeO4 | Cr(OH)2NO3 |
| 10 | AgNO3 | NH4H2PO4 | NiOHCl |
| 11 | LiAIO2 | NH4HWO4 | (ZnOH)2SO3 |
| 12 | Ca(ClO2)2 | ZnHPO3 | CaOHNO3 |
| 13 | KСlO3 | NaPMoO4 | [AI(OH)2]3PO4 |
| 14 | Na2S2О3 | CaHPO4 | (CuOH)2SO4 |
| 15 | Pb(NO3)2 | Ba(HSiO3)2 | MgOHCl |
| 16 | Ca(BrO3)2 | Fe(H2As04)3 | CuOHBr |
| 17 | Na2B4O7 | Na2HBO3 | (A1OH)3(PO4)2 |
| 18 | MnS | КНСr2О7 | FeOHSO4 |
| 19 | KMnO4 | NaH2BO3 | [A1(OH)2]2SO3 |
| 20 | Cr2SiO3 | KH2PO4 | CrOHJ2 |
| 21 | HgCl2 | AgHSO4 | Cr(OH)2CI |
| 22 | NH4NO2 | Mg(HTeO4)2 | РЬОНNОз |
| 23 | A12(CO3)3 | (NH4)2HPO4 | (N,OH)2SO4 |
| 24 | FeBr3 | NH4H2PO4 | (CuOH)2S |
| 25 | CaF2 | Na2HBO3 | [Fe(GH)2]2SO3 |