

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«СИБИРСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
Торгово-экономический институт

Х И М И Я

*Методические указания и варианты контрольных работ
для студентов направления подготовки 38.03.07 – Товароведение
(все профили)
заочной формы обучения*

Красноярск 2017

УДК 5(07)

Химия: Методические указания и варианты контрольных работ для студентов направления подготовки 38.03.07 Товароведение (все профили) заочной формы обучения / Сост. д.п.н., доц. Кротова И.В., Сиб. федерал. ун-т, Красноярск. – 2017. – 35 с.

УДК 5(07)

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
Место дисциплины в структуре ООП	5
Требования к результатам освоения дисциплины	6
Общие методические указания	8
Методические указания по разделам курса «Химия»	9
Тема 1. Периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома	9
Тема 2. Учение о химической связи и строение молекул	12
Тема 3. Свойства растворов. Электролитическая диссоциация	17
Тема 4. Окислительно-восстановительные реакции	21
Тема 5. Общая характеристика металлов и неметаллов. Комплексные соединения	23
Порядок выполнения контрольной работы по химии	25
Перечень заданий к контрольной работе по химии	27
Учебно-методическое обеспечение дисциплины	35
Перечень основной литературы по курсу	35
Перечень дополнительной литературы по курсу	35

ВВЕДЕНИЕ

Среди различных современных отраслей знаний крупнейшей является химия. В настоящее время искусственно получают миллионы веществ, которых нет в природе. Многие из них применяются для производства товаров народного потребления. В связи с этим очень важна роль химии в подготовке товароведов-экспертов. Обосновать и создать условия, обеспечивающие качественное хранение товаров, под силу исключительно специалисту с достаточной химической подготовкой. Только на основе прочных химических знаний товаровед может хорошо разбираться в свойствах и качестве разнообразных товаров.

Целью дисциплины является подготовка специалистов, владеющих общепрофессиональными компетенциями, необходимыми для формирования научного мировоззрения, успешного решения профессиональных задач и освоения инновационными технологиями в сфере услуг.

Основными задачами изучения дисциплины «Химия» в профессиональной подготовке бакалавров товароведного направления являются следующие:

- получение студентами базовых химических знаний, необходимых для успешного освоения других общенаучных и специальных дисциплин;
- понимание современных представлений о строении и свойствах вещественной формы материи, механизмах превращения химических соединений;
- прочное усвоение студентами как основных законов и теорий химии, так и овладение техникой химических расчетов;
- выработка навыков и умений самостоятельного выполнения лабораторных экспериментов, а также обобщения наблюдаемых фактов и явлений;
- освоение основ химических методов анализа, используемых в товароведении при оценке показателей качества продукции и проведении товарной экспертизы.

Предметом дисциплины «Химия» является изучение свойств и превращений веществ, сопровождающихся изменением их состава и строения.

Особенностью изучения дисциплины является необходимость восприятия студентом чрезвычайно обширного массива химической информации, излагаемой на современном научном уровне, в крайне сжатый временной интервал. Данное обстоятельство делает невозможным механическое запоминание учебного материала. Поэтому специфика построения и изучения курса призвана активизировать у студентов логическое мышление, формировать способность к обобщению, анализу и синтезу, систематизации транслируемых знаний.

Формы организации учебного процесса по дисциплине. В учебных планах подготовки бакалавров направления «Товароведение» по дисциплине «Химия» предусмотрены аудиторная и самостоятельная формы работы.

Аудиторная работа включает посещение студентами лекций, выполнение лабораторных заданий под руководством преподавателя на практических занятиях.

Однако основным видом учебных занятий студентов заочной формы подготовки является самостоятельная работа над учебным материалом. Она складывается из следующих элементов: изучение материала по учебнику и учебным пособиям, заочное выполнение контрольной работы, самоподготовка к лабораторным занятиям.

Сроки изучения дисциплины. Дисциплина изучается в течение первого семестра первого года подготовки студентов-бакалавров заочной формы обучения. Изучение курса химии студентами указанной категории базируется, в основном, на самостоятельной работе. В связи с этим целью настоящего пособия является предложение студентам методических указаний, направляющих и ориентирующих студентов на глубокое теоретическое изучение материала в соответствии с требованиями государственного стандарта к содержанию дисциплины, а также на практическое приложение полученного знания.

Для оказания реальной помощи студентам-заочникам в изучении курса автор при составлении пособия решал следующие задачи: определение круга основных вопросов по каждой теме; предложение методических указаний для последовательного самостоятельного изучения всех разделов темы и вопросов для самоконтроля, подбор вариантов контрольных работ, предложение библиографических источников. В связи с вышесказанным данную методическую разработку можно рассматривать как руководство для самостоятельного освоения теоретического материала дисциплины и выполнения студентом контрольной работы.

МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ООП

Дисциплина «Химия» относится к разделу естественнонаучных дисциплин. Основные требования к её изучению изложены в Федеральном государственном образовательном стандарте высшего образования, в полном соответствии с которыми разработана настоящая рабочая программа.

Для успешного освоения дисциплины «Химия» студенты, осуществляющие подготовку по направлению 38.03.07 «Товароведение» (по профилям), должны:

знать:

- основные законы химии (закон постоянства состава веществ, закон кратных отношений, закон объемных отношений, закон Авогадро, периодический закон химических элементов и др.);
- основные теории химии (атомно-молекулярное учение, теория электролитической диссоциации, теория строения органических соединений);
- строение простых и сложных веществ;
- зависимость свойств веществ от вида химической связи;

- классификацию неорганических и органических соединений;
- основные закономерности протекания химических реакций;
- окислительно-восстановительные процессы;
- химическую характеристику классов неорганических соединений;
- номенклатуру, изомерию, физические и химические свойства основных классов органических соединений;

уметь:

- прогнозировать свойства элементов и их важнейших соединений, исходя из положения в периодической системе химических элементов;
- восстанавливать генетическую связь между классами неорганических / органических соединений;
- составлять уравнения химических реакций, в том числе окислительно-восстановительных;
- применять теоретические знания при решении химических задач;
- проводить химические расчеты (концентрации вещества в растворе, степени диссоциации электролита, выведение формулы вещества по массовой доле элементов и другие);

владеть:

- навыками работы в химической лаборатории с использованием стеклянной посуды;
- элементарными знаниями техники безопасности;
- приемами расчетов по химическим формулам.

В процессе изучения курса «Химия» студенты получают базисные знания, необходимые для лучшего понимания и усвоения таких специальных дисциплин, как биохимия, материаловедение, химия полимеров и красителей, основы товароведения промышленных и продовольственных товаров, стандартизация и метрология и других.

ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Процесс изучения дисциплины «Химия» направлен на формирование у будущего выпускника – бакалавра по направлению подготовки 38.03.07 – Товароведение следующих общепрофессиональных компетенций:

- ОПК-5: Способность применять знания естественнонаучных дисциплин для организации торгово-технологических процессов и обеспечения качества и безопасности потребительских товаров.

С целью формирования и развития вышеуказанных компетенций в результате изучения учебной дисциплины «Химия» студенты должны:

знать:

- основные положения, методы и законы химии, используемые в товароведении;
- теоретические основы методов идентификации, оценки качества и безопасности товаров.

уметь:

- воспринимать, обобщать и анализировать информацию;
- применять знания химических дисциплин для решения профессиональных задач;
- применять достижения химии для организации торгово-технологических процессов.

владеть:

- методами и средствами химии для оценки потребительских свойств товаров.

В результате освоения программы курса «Химия» студент должен овладеть системой знаний, навыков и умений, необходимых для становления творческой личности, способной к выполнению профессиональных и гражданских обязанностей, ориентирующейся в быстроизменяющихся условиях развития науки и общества, умеющей решать проблемы, исходя из всестороннего их осмысления, опираясь как на научные, так и на нравственные общечеловеческие и экологические критерии.

ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Методика самостоятельной работы над курсом

При изучении курса «Химия» придерживайтесь следующего порядка:

1. Прежде всего, ознакомьтесь с методическими указаниями по каждой теме курса.
2. Изучайте материалы по рекомендованным учебникам и учебным пособиям последовательно, согласно программе.
3. Изучаемый материал учебника конспектируйте. Проработав тему, запишите в конспект ответы на вопросы для самопроверки.
4. Особое внимание обращайтесь на усвоение понятий, определений, законов.
5. Если при изучении курса появятся неясные вопросы, их необходимо своевременно выяснить на аудиторных занятиях или путем письменной консультации с преподавателем.

Лекции. В помощь студентам по важнейшим разделам курса читаются лекции. Их цель – дать в сжатом виде наиболее существенный и трудный материал по изучаемому курсу.

Лабораторные занятия. Лабораторные работы по химии позволяют студенту углубить свои знания и прививают целый ряд важных практических навыков.

Консультации. Если у студента возникают затруднения при изучении материала курса, он может получить консультацию преподавателя. Также преподаватель может оказать методическую помощь по процессу организации самостоятельной работы и иным организационным вопросам.

Экзамен. К сдаче экзамена допускают студента, который выполнил заочно контрольную работу, прошёл по ней устное собеседование и защитил сделанные на практических занятиях лабораторные работы, предусмотренные рабочей программой по дисциплине. Экзаменатору студент предоставляет зачётную книжку и рабочий журнал с пометкой преподавателя о выполнении и защите всех лабораторных работ.

Контрольная работа. Студент, обучающийся по заочной форме подготовки, в процессе изучения курса химии должен выполнить заочно контрольную работу и пройти по ней устное собеседование с преподавателем. К выполнению контрольной работы приступают в момент, когда изучена нужная часть курса и разобраны решения примеров, приведённых перед задачами к конкретным темам контрольного задания.

Работа, выполненная по произвольно выбранному варианту, *зачитываться не будет*. Контрольная работа должна быть выполнена в срок, *предусмотренный учебным графиком*. При выборе номеров своих заданий руководствоваться указаниями.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО РАЗДЕЛАМ КУРСА «ХИМИЯ»

ТЕМА 1. Периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома

Основные вопросы

Краткий обзор развития представлений о строении атома. Планетарная модель атома по Резерфорду. Постулаты Бора. Кванто-механические представления о строении электронных оболочек атомов. Принцип Паули. Правило Гунда. Понятие о корпускулярно-волновом дуализме элементарных частиц. Электронные формулы атомов элементов.

Периодический закон Д.И. Менделеева и периодическая система элементов. Причина периодичности изменения свойств элементов на основании данных о строении электронных оболочек атомов. Электронные аналоги. Изменения свойств химических элементов, периодические изменения важнейших характеристик химических элементов: эффективных радиусов атомов и ионов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства элементов. Реакционная способность веществ.

Методические указания

Ознакомьтесь с формулировками Периодического закона (времен Д.И.Менделеева и современной). Разберитесь в построении периодической системы элементов, которая является выражением Периодического закона.

Обратите внимание на два основных принципа, заложенных Д.И.Менделеевым в построении периодической системы: закономерного сходства - элементов группы (вертикальные ряды) и закономерного различия - элементов в периодах (горизонтальные ряды). Свойства любого элемента нужно научиться рассматривать по его месту в периодической системе.

Следует усвоить, что основные закономерности периодической системы (периодическое изменение свойств элементов; наличие главной и побочной подгруппы; периодическое изменение атомных и ионных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности) объясняют, исходя из современных представлений о строении атомов. Современные представления о строении атома исходят из того, что электрон - микрочастица, обладающая свойствами частицы и волны. Поэтому его поведение в атоме не может быть описано одними законами электродинамики. В квантовой механике соединились законы механики и оптики. Состояние электрона в атоме принято описывать с помощью четырех квантовых чисел (их числовые значения, пределы изменений, а также буквенные обозначения необходимо знать).

Для определения состояния электрона в многоэлектронном атоме важное значение имеет принцип Паули, согласно которому в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми. Отсюда следует, что каждая орбиталь, характеризующаяся опре-

деленными значениями n , l и m может быть занята не более, чем двумя электронами, спины которых имеют противоположные знаки $\pm 1/2$.

Два таких электрона, находящиеся на одной орбитали (т.е. n , l , m - одинаковы) и обладающие противоположно направленными спинами, называют спаренными.

Используя принцип Паули, возможно определить, сколько электронов может находиться на различных энергетических уровнях и подуровнях в атоме.

$l = 0$ $n = 1$ $m = 0$ s - подуровень
- всего одна орбиталь - \square - квантовая ячейка

не более двух электронов $\uparrow\downarrow$

$n = 2$ $l = 1$ p - подуровень

$m = -1, 0, +1$ три орбитали $\square\square\square$ 6 электронов

d - подуровень $l = 2$

$m = -2, -1, 0, +1, +2$ пять орбиталей $\square\square\square\square\square$ 10 электронов

f - подуровень $l = 3$ - 14 электронов

Максимальное количество электронов на подуровне = $2(2l + 1)$

Запомните, что наиболее устойчивым состоянием электрона в атоме является состояние, соответствующее минимально возможному значению его энергии. Любое другое состояние является возбужденным, неустойчивым. Электрон из него самопроизвольно переходит в состояние с более низкой энергией.

Порядок размещения электронов в атоме определяется правилом Хунда: устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально. Это правило не запрещает возбужденное состояние атома.

Последовательность заполнения атомных электронных орбиталей в зависимости от значения n и l определяется правилом Клечковского.

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p < 7s < 5f \approx 6d < 7p$

1. При увеличении заряда ядра атома последовательное заполнение электронных орбиталей происходит от орбитали с меньшим значением суммы ($n + l$) к орбиталам с большим значением этой суммы.
2. При одинаковых значениях суммы ($n + l$) заполнение орбиталей происходит последовательно в направлении возрастания значения n .

Sc - скандий - 21N ($Z = 21$)

Начиная со скандия и кончая цинком - десять элементов - переходные. Названы они так потому, что у них заполняется не внешний слой, а второй снаружи. Таким образом, можно отметить, что химические свойства элементов в первую очередь определяются структурой внешнего электронного слоя их атомов и в меньшей степени зависят от строения предшествующих слоев. У переходных элементов внешний слой $4s^2$ полностью заполнен и с увеличе-

нием порядкового номера изменяется не так резко, как свойства s- и p-элементов. Это d-элементы, все принадлежат к металлам, тогда как переход от металла к неметаллу сопровождается заполнением внешнего p-подуровня.

Электронное строение атомов определяется зарядом их ядер и, в свою очередь, обуславливает свойства элементов и их соединений, а расположение элементов в периодической системе соответствует электронному строению их атомов.

Нужно научиться писать электронные формулы изолированных атомов и с их помощью объяснять свойства элементов (основные валентные состояния, способность отдавать или принимать электроны, проявление металлических свойств, способность к комплексообразованию и др.). Для описания свойств элементов группы, подгруппы или конкретного элемента важно знать, к какому электронному семейству (s-, p-, d- или f-) соответственно они или он относятся. Отнесение элемента к конкретному электронному семейству определяется тем, какой из электронных подуровней в его атоме заполняется последним.

Методика решения типовых задач

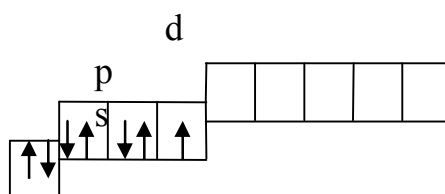
В периодической системе свойства элементов (их атомная масса, валентность, химический характер) изменяются в известной последовательности как в горизонтальном, так и в вертикальном направлениях. При переходе от элемента к элементу в периоде слева направо происходит постепенное ослабление металлических и нарастание неметаллических свойств. Атомы химических элементов каждой группы имеют одинаковое строение внешних и достраивающихся электронных подуровней. Периодичность электронного строения проявляется в том, что через определенное количество элементов снова повторяются s-, p-, d- и f-элементы с одинаковыми конфигурациями внешних электронных подуровней. Периодичность электронных структур атомов химических элементов приводит к периодическому изменению ряда физических свойств элементов, в частности атомных радиусов, потенциалов ионизации, сродства к электрону.

Химические свойства элементов изменяются не монотонно, а периодически. Периодичность изменения свойств касается не только химических элементов, но и образуемых ими простых и сложных веществ.

Задача: В каком периоде, группе, подгруппе находится элемент бром? Напишите электронную формулу его атома. Укажите, к какому электронному семейству он относится. Опишите химические свойства элемента (металл или неметалл, возможные степени окисления, характер водородных и кислородсодержащих соединений).

Решение. Химический элемент бром (Br) находится в четвертом периоде, в седьмой группе, порядковый номер 35. Используя правила последовательности заполнения электронных атомных орбиталей (принцип Паули, правила Хунда и Клечковского), напомним электронную формулу атома брома: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ и составим электронную схему строения внешнего уровня

($n = 4$) :



Из электронной формулы следует, что бром относится к семейству p -элементов (последним в его атоме заполняется p -подуровень), поэтому он находится в главной подгруппе.

Бром - типичный неметалл, т.к. в его атоме до завершения внешнего энергетического уровня не хватает одного электрона. В соединениях бром проявляет разные степени окисления: -1 , $+1$, $+3$, $+5$, $+7$. Максимальная степень окисления по величине совпадает, как правило, с номером группы, минимальная - с количеством неспаренных электронов. Бром образует газообразный гидрид (HBr), который хорошо растворяется в воде с образованием сильной бромистоводородной кислоты HBr . Оксиды брома (очень неустойчивы) получают косвенным путем. Кислородсодержащими кислотами брома являются: слабая - бромноватистая HBrO ; сильные - бромноватая HBrO_3 и бромная HBrO_4 (обе – сильные окислители).

ТЕМА 2. Учение о химической связи и строение молекул

Основные вопросы

Квантово-механические представления о возможности возникновения химической связи между атомами. Характеристики химической связи: длина связи, энергия связи, валентный угол.

Основные положения метода валентных связей (ВС). Ковалентная связь. Насыщаемость ковалентной связи. Валентность. Гибридизация атомных орбиталей при образовании связи, σ , π -связи. Полярные и неполярные молекулы.

Ионная связь как крайний случай полярной ковалентной связи. Водородная и металлическая связи.

Кристаллическое и аморфное состояние вещества. Кристаллические решетки и их типы. Зависимость свойств соединений от типа кристаллической решетки.

Методические указания

Прежде всего, усвойте основные химические понятия, необходимые для изучения данной темы.

Молекулой называют наименьшую нейтральную частицу данного вещества, обладающую его химическими свойствами и способную к самостоятельному существованию.

Различают одно-, двух-, трех- и многоатомные молекулы.

Ион - заряженная частица - это атом или группа атомов с избытком (-) или недостатком (+) электронов.

В веществе положительные ионы существуют вместе с отрицательными.

Свободный радикал - частица, обладающая ненасыщенными валентностями.

Например, $\cdot\text{CH}_3$, $\cdot\text{NH}_2$. Они при обычных условиях не существуют длительное время, т.к. весьма реакционноспособны.

При взаимодействии атомов между ними возникает химическая связь. Она приводит к образованию устойчивой системы - молекул, ионов и т.д. Химическая связь возникает благодаря взаимодействию электрических полей, создаваемых электронами и ядрами атомов, участвующих в образовании молекулы. Чем прочнее химическая связь, тем больше энергии нужно затратить для ее разрыва. Мерой прочности химической связи служит энергия разрыва связи. Она всегда положительна, иначе связь самопроизвольно разорвалась бы с выделением энергии. Следовательно, при образовании химической связи выделяется энергия за счет уменьшения потенциальной энергии системы взаимодействующих электронов и ядер. Таким образом, условием образования химической связи является уменьшение потенциальной энергии взаимодействующих атомов.

Изучение темы начинают с первых моделей химической связи Косселя и Льюиса и на их основе продолжают рассматривать основные типы связи: ковалентную (полярную и неполярную) и ионную. Обратите внимание на то, что донорно-акцепторная связь - лишь разновидность ковалентной связи, т.е. другой способ ее образования (пара электронов предоставляется одним атомом). Современные представления о природе химической связи удобно разобрать на примере образования молекулы водорода.

Важно усвоить, что природа всех видов химической связи едина - это электрические взаимодействия, возникающие при сближении ядер атомов. В общем виде причиной образования молекул из свободных атомов является понижение энергии молекулы по сравнению с суммой отдельных атомов. На основе современных представлений о строении атома объясните свойства химической связи: энергию, длину, насыщенность, направленность, полярность. Разберитесь, как тип химической связи отражается на строении молекул, почему существуют молекулы с линейным строением, плоскостным, тетраэдрическим.

С этой целью необходимо ознакомиться с методом гибридизации атомных орбиталей, который исходит из предположения, что при образовании молекул вместо исходных s-, p- и d-электронных облаков образуются равноценные "гибридные" электронные облака, вытянутые по направлению к соседним атомам. Это способствует более полному перекрыванию с электронными облаками этих атомов, что приводит к образованию более прочной химической связи и, следовательно, есть выигрыш энергии, который идет на компенсацию затрат энергии при гибридизации.

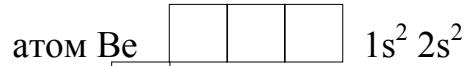
При гибридизации, таким образом, уменьшается потенциальная энергия образующейся молекулы, что приводит к повышению ее устойчивости.

Пример. BeF_2



↑↓

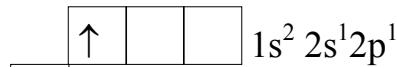
 два спаренных электрона, один - неспаренный



↑↓

 нет неспаренных электронов

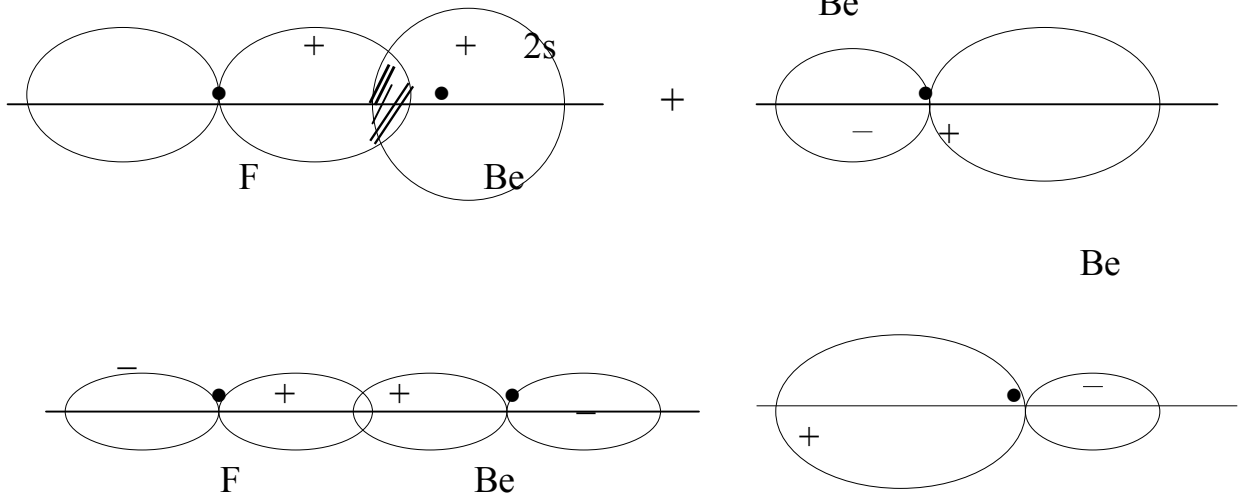
Для участия в химической связи атом бериллия должен перейти в возбужденное состояние



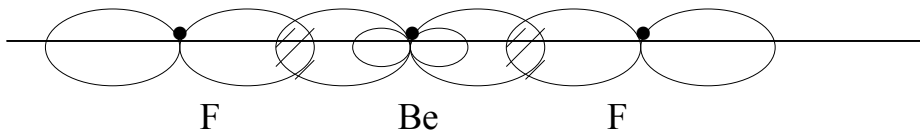
↑

 два неспаренных электрона $2s^1$ и $2p^1$

При перекрывании этих двух электронных облаков с электронными облаками атома фтора образуется ковалентная связь.



Образуются в результате затраты некоторой энергии две sp -гибридные орбитали. Эти sp -орбитали ориентированы в противоположных направлениях, что приводит к линейному строению молекулы.

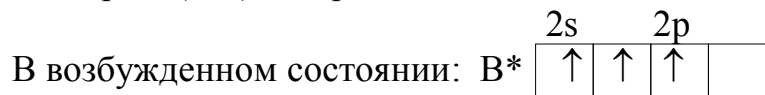
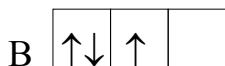


Возможны и другие случаи гибридизации атомных орбиталей.

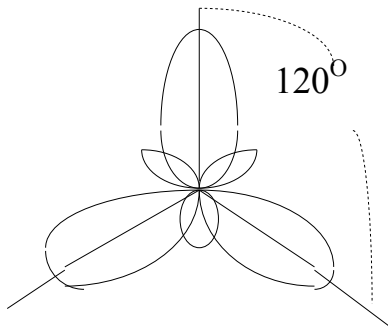
Число гибридных орбиталей всегда равно общему числу исходных атомных орбиталей, участвующих в гибридизации.

sp^2 -гибридизация: три орбитали $1s$ и $2p$

BF_3 $\text{B}(\text{CH}_3)_3$ -триметилбор; $\text{B}(\text{OH})_3$ - борная кислота; NO_3^-



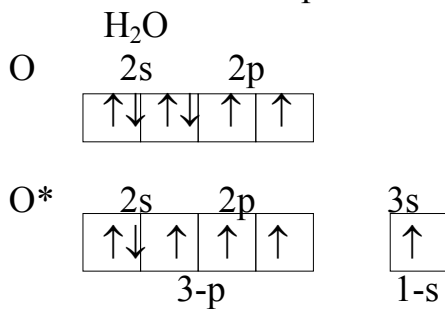
При гибридизации с орбиталями F образуются три гибридных:



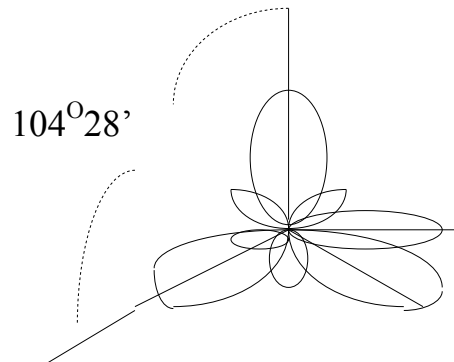
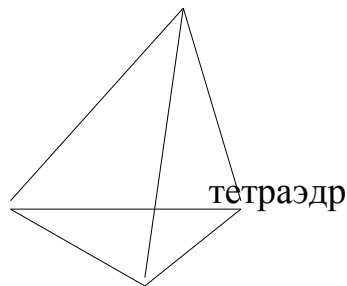
форма треугольника
в центре - атом В
в вершинах - F
все три связи равноценны

Гибридизация: sp^3
 $1s^2 2s^2 2p^4$

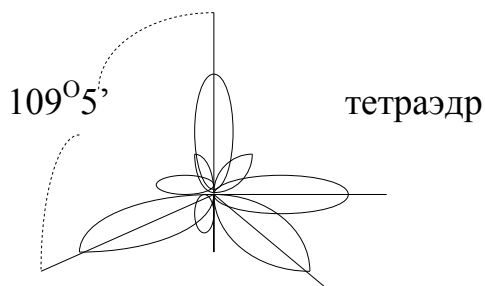
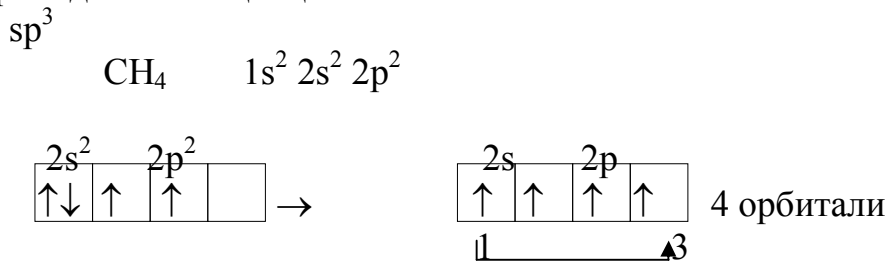
Si, Ge, NH_4^+ , PO_4^{3-}
 SiH_4 , $SnCl_4$, CCl_4



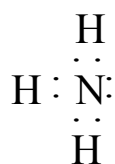
sp^3 - 4 орбитали гибридных



$109^{\circ}5'$ отличается угол ($104^{\circ}3'$), т.к. у O_2 есть две пары электронов $2s^2$ и $1s^2$ это приводит к ассоциации.



NH_3 - sp^3 не тетраэдр



октаэдрическая конфигурация d^2sp^3 две d орбитали

Шесть гибридных орбиталей, каждая из которых ориентирована к центру грани куба. Три взаимоперпендикулярные p -орбитали, две d -орбитали и s - сферическая гибридизируются. Причем энергии орбиталей должны быть примерно равны

$\underline{3} d$, $\textcircled{4} s$ и $4p$ на единицу меньше главного квантового числа.

Типы симметрий

Гибрид	Симметрия	Пример
sp	линейная	HgCl_2
sp^2	тригональная	BCl_3
sp^3	тетраэдрическая	CCl_4
dsp^2	плоская квадратная	AuCl_4^- , $\text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$, PdCl_4^{2-} , $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$
dsp^3	тригонально-бипирамидальная	PCl_5
d^2sp^3	октаэдрическая	PtCl_6^{2-}
d^4sp^3	додекаэдрическая	$\text{Mo}(\text{CN})_8^{4-}$

Рассматривая металлическую связь, следует иметь в виду, что это понятие отражает специфику объекта-металла, а действующие между атомами (ионами) силы имеют также электрическую природу. Особенностью водородной связи (при межмолекулярном виде взаимодействия) является то, что в отличие от перечисленных видов связи, возникающих между атомами, она осуществляется между молекулами.

Методика решения типовых задач

Задача: Укажите тип химической связи в молекуле F_2 .

Решение. Ковалентная связь в указанной молекуле осуществляется общей для двух атомов электроной парой. Поскольку связь возникает между атомами одного вида ($\text{F}-\text{F}$), она является неполярной, т.к. общая пара электронов находится на одинаковом расстоянии от ядер атомов.

ТЕМА 3. Свойства растворов. Электролитическая диссоциация.

Основные вопросы

Общая характеристика растворов и их классификация. Способы выражения количественного состава растворов. Массовая доля, молярная концентрация и молярная концентрация эквивалентов растворов. Коэффициент растворимости. Взаимные пересчеты концентрации растворов.

Растворы как многокомпонентные системы. Физические и химические процессы, сопровождающиеся образованием растворов электролитов и неэлектролитов. Гидратная теория Д. И. Менделеева.

Водные растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Роль растворителя. Зависимость направления диссоциации от характера химических связей в молекулах электролитов. Механизм диссоциации электролитов с ионными и полярными ковалентными связями.

Теория кислот и оснований. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Диссоциация кислот, оснований, амфотерных электролитов и солей. Обратимость и ступенчатая диссоциация слабых электролитов. Зависимость степени диссоциации от природы растворителя, от концентрации и температуры раствора. Константа диссоциации слабых электролитов. Смещение равновесия диссоциации в растворах электролитов. Закон разбавления Освальда.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Концентрация ионов водорода в воде и в водных растворах кислот и оснований. Водородный показатель (рН).

Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Степень гидролиза. Влияние температуры, концентрации раствора и природы соли на степень гидролиза. Смещение равновесия гидролиза. Необратимый гидролиз.

Труднорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Методические указания

При изучении этой темы уясните, что раствор - однородная система переменного состава, в простейшем случае состоящая из растворителя и растворенного вещества и продуктов их взаимодействия, находящихся в молекулярной или ионной степени раздробленности. Тот компонент, который количественно преобладает и находится в том же агрегатном состоянии, что и образующийся раствор, называют *растворителем* или *дисперсной средой*. Тот компонент, частицы которого равномерно распределены между частицами дисперсной среды, называется *дисперсной фазой* или *растворенным веществом*.

Ознакомьтесь с возможными видами растворов. Наибольшее значение в практике имеют жидкие (водные) растворы. Основным признаком, характеризующим раствор, является его *однородность*. По этому признаку растворы больше напоминают химические соединения и отличаются от механиче-

ских смесей. Однако растворы не имеют *строго определенного состава*. В этом их существенное отличие от химических соединений.

Затем уясните способы выражения концентрации:

- *Массовая доля растворенного вещества* - это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора, т.е.

$$\omega_B = m_B/m \quad (87)$$

где ω_B - массовая доля растворенного вещества, m_B - масса растворенного вещества, m - общая масса раствора.

Массовую долю обычно выражают в долях единицы или в процентах.

- *Молярная концентрация или молярность* - это величина, равная отношению количества растворенного вещества (выраженного в молях) к объему раствора, т.е.

$$c(X) = n(X)/V \quad (88)$$

где $c(X)$ - молярная концентрация частиц X , $n(X)$ - количество вещества X , V - объем раствора.

Основной единицей измерения молярной концентрации является моль/л.

- *Процентная концентрация* - это величина, показывающая какая масса растворенного вещества содержится в 100 граммах раствора.

После этого разберите основные положения физико-химической теории растворов Д.И. Менделеева, а затем – свойства разбавленных растворов.

Рассматривая растворы электролитов, обратите внимание на то, чем определяется сила электролита (степень электролитической диссоциации). При написании уравнений реакций в ионном виде важно знать, что вещества, выпадающие в осадок, выделяющиеся в виде газов и слабые электролиты в ионном виде не пишутся. Следует помнить, что к слабым электролитам применим закон действия масс. Константа диссоциации слабого электролита связана со степенью его диссоциации законом разбавления Оствальда.

Познакомьтесь с константой диссоциации воды и ее ионным произведением, зная, что вода является амфолитом (амфотерный электролит, диссоциирующий на ионы H^+ или точнее H_3O^+ и OH^-). Следует иметь ясное представление о величинах ионного произведения воды, водородного (рН) и гидроксидного (рОН) показателей, так как последние характеризуют степень кислотности или щелочности растворов. Величина рН играет большую роль в протекании многих химических реакций. По величине рН судят о качестве многих продуктов питания. В зависимости от рН среды изменяют свой цвет индикаторы. Рассмотрите процесс диссоциации в водных растворах амфотерных гидроксидов.

Изучите состояние равновесия “осадок-раствор”, характеризующееся для труднорастворимых электролитов произведением растворимости (ПР). Уясните условия образования и растворения осадков.

Усвойте сущность гидролиза солей и научитесь составлять уравнения реакций гидролиза солей. Для гидролизующихся солей указывайте величины рН среды водных растворов. Помните, что соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются.

Методика решения типовых задач

Способы выражения концентрации раствора

Задача: Вычислить молярность (М) и нормальность (н) 50%-ного раствора H_2SO_4 , плотность которого $1,395 \text{ г/см}^3$.

Решение. Массу литра раствора получим умножением объема раствора на его плотность: $1000 \cdot 1,395 = 1395 \text{ г}$. Вычислим массу серной кислоты в одном литре (в 1395 г) ее 50-процентного раствора:

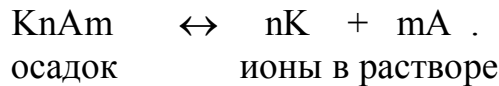
$$\begin{array}{l|l} 100 \text{ г раствора содержат } 50 \text{ г кислоты} & \\ 1395 \text{ г раствора содержат } x \text{ г кислоты} & \end{array} \quad \left| \quad x = \frac{1395 \cdot 50}{100} = 697,5 \text{ г} \right.$$

Находим соответственно, сколько молей и эквивалентов кислоты содержится в $697,5 \text{ г}$ её:

$$M_{H_2SO_4} = \frac{697,5}{98,06} = 7,11 \text{ моль/л}; \quad N_{H_2SO_4} = \frac{697,5}{49,03} = 14,23 \text{ экв/л}$$

Произведение растворимости

Применим закон действия масс к равновесной системе, состоящей из кристаллов труднорастворимого вещества и его ионов в насыщенном растворе:



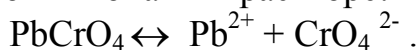
При установившемся равновесии в единицу времени в раствор переходит столько же ионов, сколько их возвращается в осадок (вследствие ничтожно малой растворимости считаем, что степень диссоциации $\alpha = 1$). В насыщенном растворе труднорастворимого электролита произведение концентраций его ионов в степени стехиометрических коэффициентов при данной температуре величина постоянная. Она называется произведением растворимости:

$$ПР = [K^+]^n \cdot [A^-]^m$$

Чем меньше величина ПР, тем труднее осуществляется переход веществ в раствор. Располагая величинами ПР, можно вычислить концентрацию ионов труднорастворимого электролита в насыщенном растворе. Зная ПР, можно предвидеть, выпадет или не выпадет указанное вещество в осадок. Осадок не выпадает, если раствор будет ненасыщенным ($[K^+]^n \cdot [A^-]^m < ПР$). Чем больше величина ПР, тем легче добиться растворения осадка. Если $[K^+]^n \cdot [A^-]^m > ПР$, то раствор окажется пересыщенным и из него будет выпадать осадок.

Задача: Вычислите растворимость (моль/л и г/дм куб.) при комнатной температуре, если при тех же условиях $ПР PbCrO_4 = 1,8 \cdot 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{дм}^6$.

Решение. Напишем уравнение реакции, отражающей равновесие между осадком и ионами в растворе:



осадок ионы в растворе

Примем общую молярную концентрацию хромата свинца в насыщенном растворе за x (растворимость соли, моль/л).

Тогда $[\text{CrO}_4^{2-}] = x$; $[\text{Pb}^{2+}] = x$,

$$K_{\text{PbCrO}_4} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = x^2 = 1,8 \cdot 10^{-14}$$

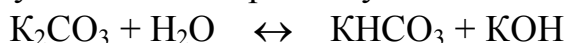
Вычисляем концентрации ионов: $x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-14}} \approx 1,3 \cdot 10^{-7}$ моль/дм³. Растворимость PbCrO_4 равна $1,3 \cdot 10^{-7}$ моль/дм³. Для вычисления растворимости S (г/дм³) соли, найденную молярную растворимость вещества умножаем на его молярную массу (325 г/моль):

$$S_{\text{PbCrO}_4} = 1,3 \cdot 10^{-7} \cdot 325 = 4,20 \cdot 10^{-5} \text{ г/дм}^3$$

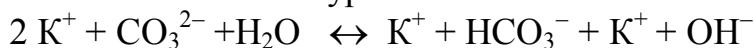
Гидролиз солей

Гидролиз - результат поляризованного взаимодействия ионов соли с их гидратной оболочкой. Чем значительнее это взаимодействие, тем интенсивнее протекает гидролиз. Соли сильного основания и сильной кислоты гидролизу не подвергаются (в этом случае равновесие диссоциации воды почти не смещается, поэтому $\text{pH} = 7$, т.е. реакция среды растворов таких солей практически нейтральна).

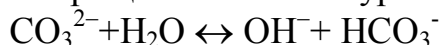
Гидролиз соли может происходить по катиону, по аниону, либо по катиону и аниону. Соли многокислотных оснований или многоосновных кислот подвергаются гидролизу ступенчато, причем при обычных условиях протекает (с образованием в качестве продуктов кислых или основных солей) преимущественно первая ступень:



Полное ионное уравнение:



Сокращенное ионное уравнение:



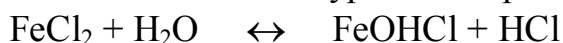
Гидроксид-ионы остались химически несвязанными, реакция среды раствора щелочная, значение pH в растворе этой соли > 7 . Реакция гидролиза (вследствие образования ионов OH^-) не идет до конца.

Если в результате гидролиза образуется осадок или газообразный продукт, т.е. одно из веществ удаляется из сферы реакции, гидролиз может происходить практически необратимо.

Количественно гидролиз характеризуется степенью гидролиза $\alpha_{\text{Г}}$ и константой гидролиза $K_{\text{Г}}$.

Задача: Что нужно сделать, чтобы подавить гидролиз соли FeCl_2 при приготовлении ее раствора?

Решение. Составим уравнение реакции гидролиза этой соли:



Согласно принципу Ле-Шателье, для смещения равновесия реакции влево достаточно подкислить раствор хлорида железа (II) соляной кислотой.

ТЕМА 4. Окислительно-восстановительные реакции

Основные вопросы

Окислительно-восстановительные свойства веществ. Понятие о реакциях окисления – восстановления. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций: метод электронного баланса и электронно-ионный метод. Типы окислительно-восстановительных реакций. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций. Колебательные реакции. Расчет эквивалентов окислителей и восстановителей.

Роль окислительно-восстановительных процессов при хранении продуктов питания и товаров народного потребления. Уравнение Нернста. Стандартные электродные и окислительно-восстановительные потенциалы.

Методические указания

Сначала следует уяснить смысл понятий “степень окисления” и “валентность”. Под степенью окисления понимают заряд атома химического элемента в соединении, вычисленный исходя из предположений, что молекула состоит только из ионов. Валентностью называют способность атома химического элемента вступать в соединение с определенным числом атомов другого элемента. Валентность - это число, показывающее, со сколькими атомами одновалентного элемента может соединиться атом данного элемента.

Для определения степени окисления элемента в соединении необходимо исходить из следующих правил:

1. Молекула в целом электрически нейтральна.
2. Атомы в молекуле простого вещества всегда имеют степень окисления равную 0.
3. Постоянную степень окисления в сложных соединениях проявляют атомы щелочных (+1) и щелочно-земельных (+2) металлов.
4. Водород проявляет степень окисления +1 во всех сложных соединениях, кроме гидридов, в которых у него степень окисления -1.
5. Кислород проявляет постоянную степень окисления (-2) во всех сложных соединениях, кроме пероксидов (-1) и фторида кислорода (+2).

Реакции, в ходе которых изменяется степень окисления атомов, входящих в состав молекул реагирующих веществ, называют окислительно-восстановительными. Любую окислительно-восстановительную реакцию можно рассматривать с точки зрения сопряженных процессов окисления и восстановления. Условием протекания такой химической реакции является столкновение реагирующих частиц, а ее физической основой - переход электрона от восстановителя к окислителю на достаточно малом расстоянии между ними.

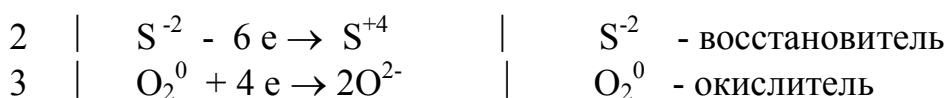
Следует разобраться в методах (электронный баланс и ионно-электронный) подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, поэтому самостоятельно напишите несколько уравнений реакций окисления-восстановления и подберите в них коэффициенты.

Методика решения типовых задач

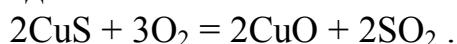
Задача: Используя метод электронного баланса, подобрать коэффициенты в реакции, выражаемой схемой:



Решение. Составляем схему электронного баланса.



Проставляем коэффициенты в схему уравнения, после чего она принимает вид:



Метод электронно-ионного баланса применим для окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах. Среда является активным участником реакции, определяющим ее конечные продукты. Электронно-ионный метод более реально отражает существование ионов и молекул в растворах. При составлении уравнений реакций электронно-ионным методом рекомендуется придерживаться следующей последовательности:

1) составить ионную схему реакции, внося в нее частицы, изменяющие свое состояние, с учетом, что неэлектролиты, слабые электролиты, осадки, газы пишут в виде молекул, а сильные электролиты в растворах существуют в виде ионов;

2) составить электронно-ионные уравнения полуреакций окисления и восстановления, учитывая, в какой среде (нейтральной, щелочной или кислой) протекает реакция;

3) сложить уравнения полуреакций с учетом найденных коэффициентов;

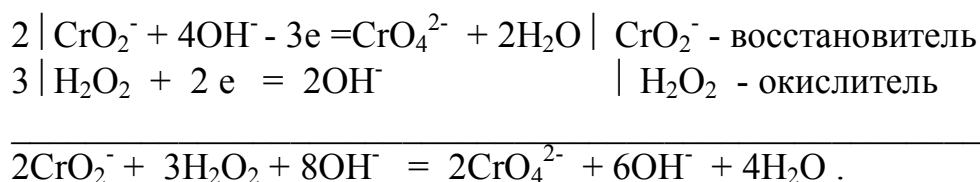
4) проставить коэффициенты в молекулярном уравнении реакции.

Задача: Используя электронно-ионный метод, составить уравнение реакции окисления хромита калия KCrO_2 пероксидом водорода в щелочной среде.

Решение. Составляем ионную схему реакции:



а затем, после составления электронно-ионных уравнений для процесса окисления и восстановления, складываем электронно-ионные уравнения процессов восстановления и окисления, предварительно умноженные на найденные коэффициенты:



После сокращения молекулярное уравнение имеет вид:



ТЕМА 5. Общая характеристика металлов и неметаллов. Комплексные соединения

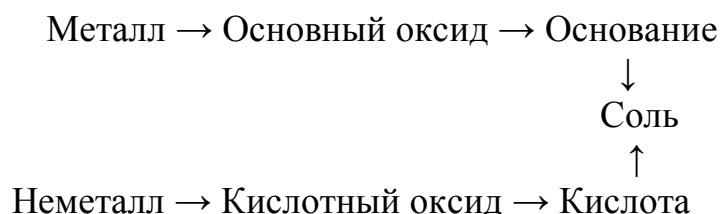
Основные вопросы

Положение металлов в периодической системе Д.И. Менделеева. Взаимодействие различных металлов с простыми веществами, водой, щелочами, кислотами и солями. Токсичные металлы: медь, ртуть, цинк, кадмий, олово, свинец и железо. Комплексные соединения. Основные положения координационной теории А. Вернера. Структура комплексных соединений. Комплексообразователь. Лиганды. Внешняя и внутренняя сфера комплексного соединения. Координационное число. Применение комплексных соединений.

Галогены. Сравнительная окислительная активность галогенов. Галогеноводородные кислоты. Их восстановительная способность. Кислородсодержащие кислоты. Качественные реакции на основные виды ионов.

Методические указания

При изучении этой темы важно разобраться в особенностях строения атомов типичных металлов и неметаллов, так как именно это определяет принципиальное различие их физических и химических свойств. Особое внимание обратите на наличие генетической связи между различными классами неорганических соединений, которая может быть отражена следующей схемой:



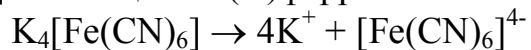
Затем необходимо разобраться в особенностях строения комплексных соединений, научиться определять степень окисленности и координационное число комплексообразователя, заряд комплексного иона, находить лиганды, составлять уравнения диссоциации комплексного соединения и комплексного иона. Нужно уметь написать выражение для константы нестойкости комплексного иона. Следует изучить номенклатуру комплексных соедине-

ний, чтобы уметь назвать предложенное соединение и составить формулу соединения по его названию.

Методика решения типовых задач

Задача: Дайте название соли, а также определите величину и знак заряда комплексного иона в соединении $K_4[Fe(CN)_6]$.

Решение. Составляем название указанному комплексному соединению: $K_4[Fe(CN)_6]$ - гексациано-(II)феррат калия. В водном растворе:



Комплексный ион - $[Fe(CN)_6]^{4-}$ имеет заряд (равный по величине и обратный по знаку зарядам всех ионов калия) отрицательный (4 -), так как во внешней сфере в этом соединении находятся четыре иона К. В водном растворе комплексная соль является сильным электролитом.

ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ХИМИИ

1. Контрольную работу выполняют письменно в период, когда прослушан курс лекций.

2. Работу (на обложке тонкой тетради указывают шифр: серию и номер зачетной книжки; факультет, курс, группу, наименование дисциплины; фамилию, имя, отчество; номера заданий) сдают в срок, предусмотренный учебным графиком, методисту кафедры.

3. Нумерацию заданий оставляют той, которая указана в данной разработке. Условия задач приводят обязательно.

4. С решением задач студент знакомится по данной разработке, а затем выполняет задание своего варианта.

5. Работа, выполненная не по своему варианту, возвращается студенту без проверки.

6. Работу оформляют аккуратно, для замечаний преподавателя оставляют широкие поля. Ответы на вопросы должны быть коротко, но четко обоснованными. Если по ходу решения приводят расчетную формулу, все входящие величины необходимо расшифровать. Расчеты сопровождают кратким пояснением.

7. В конце работы приводят список использованной литературы (автор, название, издательство, год издания), ставят подпись и дату ее выполнения.

8. Если работа возвращена, ее дорабатывают (с учетом замечаний) и присылают вновь.

9. По выполненной контрольной работе (после ее проверки) студент проходит собеседование с преподавателем, проводящим лабораторный практикум по химии.

10. При выборе номеров своих заданий используют таблицу 1. В ней, исходя из первых трех букв фамилии студента (из столбцов цифр 1, 2, 3), подбирают соответствующие буквам номера задач для выполнения контрольной работы. Затем из столбцов 4 и 5 той же таблицы по первым двум буквам полного имени - еще две задачи. Последние две задачи берут из столбцов 6 и 7, исходя из первых букв отчества. Букву “й” считать за “и”, букву “ё” - за “е”.

Пример:

Сидоров
2, 24, 35

Илья
54, 71

Петрович
90, 96

Таблица 1 - Номера заданий контрольной работы, выполняемой заочно

Буквы алфавита	Первые три буквы фамилии			Первые две буквы имени		Первые две буквы отчества	
	1	2	3	4	5	6	7
А Р	1	16	31	46	61	76	91
Б С	2	17	32	47	62	77	92
В Т	3	18	33	48	63	78	93
Г У	4	19	34	49	64	79	94
Д Ф	5	20	35	50	65	80	95
Е Х	6	21	36	51	66	81	96
Ж Ц	7	22	37	52	67	82	97
З Ч	8	23	38	53	68	83	98
И Ш	9	24	39	54	69	84	99
К Щ	10	25	40	55	70	85	100
Л Ы	11	26	41	56	71	86	101
М Ь	12	27	42	57	72	87	102
Н Э	13	28	43	58	73	88	103
О Ю	14	29	44	59	74	89	104
П Я	15	30	45	60	75	90	105

ПЕРЕЧЕНЬ ЗАДАНИЙ К КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ ПО ХИМИИ

Разделы 1-2. Периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома. Химическая связь и строение молекулы

1. Напишите электронную формулу атома химического элемента с порядковым номером 9. Почему он относится к р-элементам?
2. Составьте электронную формулу атома хлора. Укажите энергетические уровни и подуровни, на которых находятся его валентные электроны.
3. Почему марганец проявляет металлические свойства, хотя этот химический элемент находится в VII группе? Дайте ответ, исходя из представлений о строении атома данного химического элемента.
4. Где расположены в периодической системе самые сильные окислители? Дайте ответ, исходя из представлений о строении атомов.
5. Какая величина является мерой металлических свойств элементов?
6. Объясните причину периодического изменения свойств химических элементов, исходя из строения их изолированных атомов.
7. Где расположены в периодической системе самые сильные восстановители? Дайте ответ, исходя из представлений о строении атомов.
8. Как изменяются свойства элементов при переходе от одного периода к началу следующего?
9. В каком периоде, группе и подгруппе находится элемент, электронная формула атома которого имеет окончание $\dots 3d^5 4s^1$? К какому электронному семейству химических элементов он относится?
10. Электронная формула атома химического элемента имеет окончание $\dots 3s^2 3p^3$. Опишите свойства этого элемента (группа, подгруппа, электронное семейство, возможные степени окисления, характер оксидов и гидроксидов, соли).
11. Как изменяются значения атомных радиусов в периодах и подгруппах?
12. Составьте электронные формулы атомов марганца и хлора. Являются ли они аналогами?
13. Назовите атомы d-элементов, у которых наблюдается провал s-электронов на d-подуровень.
14. Найдите в периодической системе элемент, в атоме которого завершается заполнение электронами четвертого квантового уровня. Напишите полную электронную формулу атома этого химического элемента.
15. Напишите электронную формулу атома кобальта и иона Co^{2+} .
16. Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по квантовым ячейкам, отвечающим низшему энергетическому состоянию атомов: хрома, фосфора, серы, германия, никеля.

17. Для атома бора возможны два различных электронных состояния $1s^2 2s^2 2p^1$ и $1s^2 2s^1 2p^2$. Как называют эти состояния? Как перейти от первого состояния ко второму?

18. Атому какого из элементов отвечает каждая из приведенных электронных формул: а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$;

б) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^6$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$;

г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$;

д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$?

19. Назовите четыре квантовых числа и дайте им краткую характеристику. Сформулируйте принцип Паули.

20. Атомам каких элементов и каким состояниям этих элементов отвечают следующие электронные формулы: $1s^2 2s^2$ и $1s^2 2s^1 2p^1$; $1s^2 2s^2 2p^2$ и $1s^2 2s^1 2p^3$?

21. Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по квантовым ячейкам, отвечающим высшему энергетическому состоянию атомов: марганца, азота, кислорода, кремния, кобальта.

22. Атомы каких элементов имеют следующее строение наружного и предпоследнего электронных слоев:

а) $2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$;

б) $3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$;

в) $3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$;

г) $4s^2 4p^6 4d^7 5s^1$;

д) $4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^?$

23. Назовите электронную конфигурацию атомов, пользуясь электронными формулами для элементов с порядковыми номерами 12, 25, 31, 34, 45.

24. Что такое sp-гибридизация электронных облаков? Какую пространственную конфигурацию имеют молекулы с таким типом гибридизации? Приведите примеры соответствующих соединений.

25. Каково взаимное расположение электронных облаков при sp-гибридизации? Приведите примеры соединений с таким типом гибридизации. Какова пространственная структура молекул этих веществ?

26. Как взаимно расположены электронные облака при sp-гибридизации? Приведите примеры с таким типом гибридизации.

27. Какой тип гибридизации у молекул следующих веществ: BeH_2 , BF_3 , HgCl_2 , ZnCl_2 ?

28. Составьте электронную схему строения молекулы хлороводорода.

29. В какой из представленных молекул химическая связь является полярной: F_2 , H_2O ? Почему?

30. На основании сравнения величин относительной электроотрицательности для p-элементов, проследите как изменяется полярность связи в молекулах: NH_3 , PH_3 ?

**Раздел 3. Свойства растворов.
Электролитическая диссоциация**

31. Сколько граммов SO_3 надо растворить в 400 г воды, чтобы получить 15% раствор H_2SO_4 ?

32. Найти массу NaNO_3 , необходимую для приготовления 300 мл 0,2 М раствора.

33. Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 500 мл 0,25 н раствора?

34. В каком объеме 0,1 н раствора содержится 8 г CuSO_4 ?

35. Найти молярность 36,2% раствора HCl , плотность которого 1,18 г/мл.

36. В каком объеме 1 М раствора и в каком объеме 1 н раствора содержится 114 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

37. Плотность 40% раствора HNO_3 равна 1,25 г/мл. Рассчитать молярность и моляльность этого раствора.

38. Вычислить процентную концентрацию 9,28 н раствора NaOH ($\rho = 1,310$ г/мл).

39. Плотность 15% раствора H_2SO_4 равна 1,105 г/мл. Вычислить: а) нормальность; б) молярность; в) моляльность раствора.

40. Сколько миллилитров концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл), содержащей 38% HCl , нужно взять для приготовления 1 л 2 н раствора?

41. К 100 мл 96 %-ной H_2SO_4 (плотность 1,84 г/мл) прибавили 400 мл воды. Получился раствор плотностью 1,220 г/мл. Вычислить его процентную и эквивалентную концентрацию.

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

43. Сколько миллилитров 10 %-ной серной кислоты ($\rho = 1,07$ г/мл) потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 16,0 г NaOH ?

44. Имеется раствор, в 1 л которого содержится 18,9 г HNO_3 и раствор, содержащий в 1 л 3,2 г NaOH . В каком объемном отношении нужно смешать эти растворы для получения раствора, имеющего нейтральную реакцию?

45. Сколько граммов CaCO_3 выпадет в осадок, если к 400 мл 0,5 н раствора CaCl_2 прибавить избыток раствора соды?

46. Произведение растворимости сульфата кальция CaSO_4 равно $6,26 \cdot 10^{-5}$. Выпадает ли осадок, если смешать равные объемы 0,01 н раствора CaCl_2 и 0,02 н раствора Na_2SO_4 ?

47. Растворимость BaCO_3 равна $8,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости карбоната бария.

48. Произведение растворимости PbI_2 равно $8,7 \cdot 10^{-6}$. Вычислите концентрацию ионов Pb^{2+} и ионов I^- в насыщенном растворе иодида свинца.

49. При $t = 20^{\circ}\text{C}$ в 1 л насыщенного раствора иодида серебра AgIO_3 содержится 0,044 г соли. Вычислите произведение растворимости этой соли.

50. В 6,0 л насыщенного раствора PbSO_4 содержится 0,186 г иона свинца (II). Вычислите произведение растворимости.

51. Произведение растворимости Ag_3PO_4 равно $1,8 \cdot 10^{-18}$. Вычислите концентрацию ионов Ag^+ и $(\text{PO}_4)^{3-}$ в насыщенном растворе этой соли.

52. Произведение растворимости дихромата серебра $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ равно $2,0 \cdot 10^{-7}$. Выпадет ли осадок при смешивании равных объемов 0,01 н растворов AgNO_3 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

53. Произведение растворимости сульфата свинца $\text{PbSO}_4 = 2,3 \cdot 10^{-8}$. Образуется ли осадок, если к 0,1 М раствору Na_2SO_4 прибавить равный объем 0,1 н раствора ацетата свинца $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$?

54. В пробирке при комнатной температуре смешаны 1,0 мл 0,2 н раствора нитрата свинца и 2,0 мл 0,01 н раствора хлорида натрия. Выпадет ли осадок, если $\text{PbCl}_2 = 1,70 \cdot 10^{-5}$?

55. Произведение растворимости иодида серебра $8,5 \cdot 10^{-7}$. Образуется ли осадок, если смешать равные объемы 0,02 н раствора KI и 0,04 н раствора AgNO_3 ?

56. Растворимость CaCO_3 при 35°C равна $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислить произведение растворимости этой соли.

57. Для растворения 1,16 г PbI_2 потребовалось 2 л воды. Найти произведение растворимости соли.

58. Исходя из произведения растворимости карбоната кальция, найти массу CaCO_3 , содержащуюся в 100 мл его насыщенного раствора.

59. Какой объем воды необходим для растворения при 25°C 1 г BaSO_4 ?

60. К 50 мл 0,001 н раствора HCl добавили 450 мл 0,0001 н раствора AgNO_3 . Выпадет ли осадок хлорида серебра?

61. Какая из солей (BaCl_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$) подвергается гидролизу? Для гидролизующейся соли составить уравнение гидролиза (в молекулярном и ионном видах), указать реакцию среды и значение рН (больше или меньше 7) водного раствора.

62. Напишите молекулярное и ионное уравнение реакции гидролиза хлорида свинца (II). Укажите реакцию среды и значение рН (больше или меньше 7) водного раствора этой соли.

63. Напишите молекулярное и ионное уравнение реакции гидролиза сульфида натрия. Идет ли гидролиз этой соли до конца при комнатной температуре и если не идет, то почему? Укажите реакцию среды и значение рН (больше или меньше 7) водного раствора этой соли.

64. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции гидролиза ацетата аммония. Во всех ли случаях при обычных условиях гидролиз до-

ходит до конца? Укажите реакцию среды и значение рН (больше или меньше 7) водного раствора этой соли.

65. Какая из указанных солей (KCl , NH_4Cl) подвергается гидролизу? Напишите соответствующие уравнения реакции в молекулярном и ионном видах, укажите реакцию среды и значение рН (больше или меньше 7) водного раствора гидролизующейся соли.

66. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции гидролиза хлорида железа (II). Укажите реакцию среды и значение рН (больше или меньше 7) водного раствора этой соли.

67. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции гидролиза сульфида натрия. Укажите реакцию среды и значение рН (больше или меньше 7) водного раствора этой соли.

68. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции гидролиза хлорида алюминия. Укажите реакцию среды и значение рН (больше или меньше 7) водного раствора этой соли.

69. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции гидролиза хлорида цинка, указав реакцию среды, а также значение рН (больше или меньше 7) водного раствора этой соли.

70. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции гидролиза хлорида никеля (II). Укажите реакцию среды и значение рН (больше или меньше 7) водного раствора этой соли.

71. Составьте молекулярное и ионное уравнения гидролиза карбоната калия. Укажите реакцию Среды и значение рН (больше или меньше 7) водного раствора этой соли.

72. Какая из солей (K_2SO_4 , $ZnCl_2$) подвергаются гидролизу? Для гидролизующейся соли напишите молекулярное и ионное уравнения гидролиза. Укажите реакцию среды и значение рН (больше или меньше 7) водного раствора гидролизующейся соли.

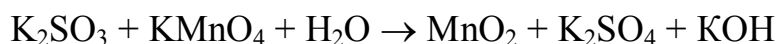
73. Напишите молекулярное и ионное уравнения гидролиза гидрокарбоната аммония. Укажите реакцию среды и значение рН (больше или меньше 7) водного раствора этой соли.

74. Напишите молекулярное и ионное уравнения гидролиза хлорида хрома (III). Укажите реакцию среды и значение рН (больше или меньше 7) водного раствора указанной соли.

75. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции гидролиза гидрокарбоната натрия. Укажите реакцию среды и значение рН (больше или меньше 7) водного раствора данной соли.

Раздел 4. Окислительно-восстановительные реакции

76. Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое - восстановителем. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции



77. Напишите уравнение окислительно - восстановительной реакции, подберите коэффициенты, составив ионно-электронный баланс:



78. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Какое свойство проявляет нитрит калия в данной реакции? Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, составив ионно-электронный баланс:



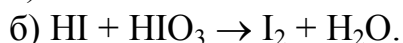
79. Закончите следующее уравнение окислительно-восстановительной реакции, подберите коэффициенты, составив ионно-электронный баланс:



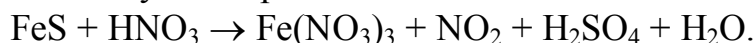
80. Исходя из степени окисления хрома в молекуле дихромата натрия, определите, какими свойствами обладает данное соединение. Напишите окислительно-восстановительную реакцию, составив ионно-электронный баланс:



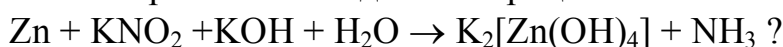
81. Составьте ионно-электронные уравнения и на основании их подберите коэффициенты в уравнениях следующих реакций:



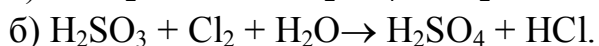
82. Исходя из степени окисления серы в сульфиде железа и азота в азотной кислоте, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем, составьте ионно-электронные уравнения и расставьте коэффициенты в следующей реакции:



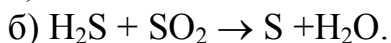
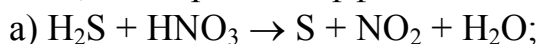
83. Напишите окислительно-восстановительную реакцию, подберите коэффициенты, составьте ионно-электронный баланс. Какие свойства проявляет нитрит калия в данном процессе:



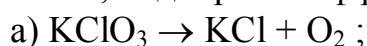
84. Составьте ионно-электронные уравнения и подберите коэффициенты для следующих окислительно-восстановительных реакций:



85. Исходя из степеней окисления серы, азота, определите, какими свойствами обладают вещества, участвующие в приведенных ниже окислительно-восстановительных реакциях. Составьте ионно-электронные уравнения, подберите коэффициенты:

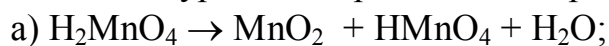


86. Закончите уравнения реакций внутримолекулярного окисления-восстановления, подобрав коэффициенты:

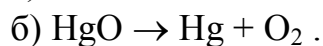
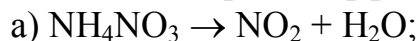




87. Составьте уравнения реакций диспропорционирования :

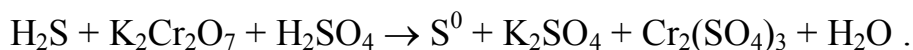


88. Закончите уравнения реакций внутримолекулярного окисления-восстановления, подобрав коэффициенты у реагирующих веществ :



89. Напишите уравнения реакций взаимодействия, подберите коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях между веществами : а) сульфид калия и азотная кислота, при этом выделяются элементарная сера и оксид азота; б) иодид калия и пероксид водорода, при этом образуются молекулярный иод и едкое кали.

90. Напишите окислительно-восстановительную реакцию, составьте ионно-электронный баланс: определите молярную массу эквивалента восстановителя:



Раздел 5. Комплексные соединения

91. Определите, чему равен заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих соединениях : $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$; $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$. Напишите уравнения диссоциации комплексных соединений в водных растворах.

92. Составьте формулы ацидокомплексных соединений ванадия V^{3+} с ионами F^- , $(\text{CNS})^-$, $(\text{NO}_2)^-$ в качестве лигандов, помня, что координационное число V^{3+} равно 6. Дайте названия полученным комплексным соединениям.

93. Пользуясь номенклатурой ИЮПАК, дайте название следующим комплексным соединениям: $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{NO}_2)_4\text{Cl}_2]$; $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$; $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$; $\text{K}_4[\text{CoF}_6]$.

94. Растворы солей Cd^{2+} образуют со щелочью осадок $\text{Cd}(\text{OH})_2$, а с сероводородом осадок CdS . Напишите уравнения реакции тетрацианокадмата (II) калия с KOH и с Na_2S , объясните, почему образуется осадок в результате реакции комплексного соединения с сульфидом натрия и не образуется осадка при реакции со щелочью.

95. При добавлении азотной кислоты к раствору хлорида диамин-серебра (I) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ образуется осадок хлорида серебра. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций, объясните причину разрушения комплексного иона.

96. Напишите выражение константы нестойкости для комплексных ионов $[\text{CdI}_4]^{2-}$; $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$. Численно они соответственно равны $7,94 \cdot 10^{-7}$ и $1,4 \cdot 10^{-17}$. В растворе какого комплексного соединения будет содер-

жаться больше ионов Cd^{2+} при одинаковой молярной концентрации взятых растворов?

97. Константы нестойкости комплексных ионов равны:

$$K_{\text{н}} [\text{Ag}(\text{CN})_2]^- = 1 \cdot 10^{-21} ; \quad K_{\text{н}} [\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-} = 5,13 \cdot 10^{-31} ;$$

$$K_{\text{н}} [\text{Au}(\text{CN})_2]^- = 5 \cdot 10^{-39} ; \quad K_{\text{н}} [\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} = 3,2 \cdot 10^{-42} .$$

В растворе какой из комплексных солей $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$; $\text{K}_3[\text{Cu}(\text{CN})_4]$; $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{CN})_4]$ при концентрации каждой соли в растворе 1 моль/л концентрация иона $(\text{CN})^-$ будет наименьшей?

98. Какую связь называют донорно-акцепторной? Какой атом или ион является донором и какой акцептором в комплексных ионах: $[\text{BF}_4]^-$; $[\text{PtF}_6]^{2-}$; $[\text{H}_3\text{O}]^+$; $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2+}$.

99. Назвать следующие электронейтральные комплексные соединения: $[\text{CrPO}_4(\text{H}_2\text{O})_4]$; $[\text{Rh}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3]$; $[\text{Cu}(\text{SCN})_2(\text{NH}_3)_2]$; $[\text{PtCl}_4(\text{NH}_3)_2]$; $[\text{PdCl}_2(\text{NH}_2\text{OH})_2]$.

100. Написать формулы перечисленных комплексных неэлектролитов: а) тетраамминфосфатохром; б) диамминдихлороплатина; в) триамминтрихлорокобальт; г) диамминтетрахлороплатина. В каждом из комплексов указать степень окисленности комплексообразователя.

101. Как диссоциируют на ионы двойные соли и комплексные соединения? Напишите уравнения диссоциации на ионы : $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ и $\text{K}[\text{AuCl}_4]$. В последнем случае вычислите заряд комплексного иона, а также степень окисленности комплексообразователя.

102. Напишите формулу комплексного соединения, исходя из его названия : гексанитрито-(III) кобальтат натрия.

103. Определите заряд и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении $\text{K}_2[\text{Co}(\text{CN})_4]$. Напишите диссоциацию этой соли в водном растворе.

104. Составьте формулу комплексного иона, в котором комплексообразователем с координационным числом, равным 4, является ион Cu^{2+} , а лигандами - молекулы аммиака. Напишите уравнение константы нестойкости этого комплексного иона.

105. При добавлении азотной кислоты к раствору хлорида диамминсеребра (1) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ образуется осадок хлорида серебра. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций, объясните причину разрушения комплексного иона.

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ**Перечень основной литературы по курсу**

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2001. – 743 с.
2. Гаршин А.П. Неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях / А.П. Гаршин. – СПб.: Лань, 2003. – 288 с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия: учебник для вузов / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2002. – 728 с.
4. Пустовалова Л.М. Неорганическая химия / Л.М. Пустовалова, И.Е. Никанорова. – М.: Феникс, 2005. – 348 с.

Перечень дополнительной литературы по курсу

1. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка. . – М.: Интеграл-Пресс, 2003. – 240 с.
2. Гольбрайх З.Г. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для студентов / З.Г. Гольдбрайх, Е.И. Маслов. – М.: АСТ - Апрель, 2004. – 383 с.
3. Лидин Р.А. Задачи по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студентов вузов / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева. – М.: ВЛАДОС, 2004. – 383 с.