

**САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ  
ХИМИКО-ФАРМАЦЕВТИЧЕСКАЯ АКАДЕМИЯ**

---

**ГОУ ВГО СПХФА**

Кафедра неорганической химии

# **ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Методические указания  
для студентов 1 курса заочного отделения  
фармацевтического факультета  
(специальность 060108)**

**САНКТ-ПЕТЕРБУРГ**

**2009**

УДК 543(03)  
О-28

Рецензенты:

д-р хим. наук, профессор В. И. Слесарев  
канд. хим. наук, доцент Г. М. Алексеева

**О-28      Общая и неорганическая химия:** методические указания для студентов 1 курса заочного отделения фармацевтического факультета / сост. Н. Н. Беляев, И. И. Барсуков, Л. И. Иозеп, Н. Г. Тихомирова, Н. Д. Рожкова, А.Г. Реброва.— СПб. : СПХФА, 2009.— 78 с.

ISBN 5-8085-0072-9

Приведены методические указания по общей и неорганической химии для студентов заочного отделения фармацевтического факультета СПХФА. Методические указания включают рекомендации по выполнению контрольных заданий по общей и неорганической химии, контрольные задания.

Программа курса составлена на основе программы по общей и неорганической химии, разработанной в 2001 г. Всероссийским учебно-научно-методическим Центром по непрерывному медицинскому и фармацевтическому образованию.

Утверждены методической комиссией фармацевтического факультета (протокол № ).

ISBN 5-8085-0072-9

© Санкт-Петербургская государственная  
химико-фармацевтическая академия, 2009

## **ТИПОВАЯ ПРОГРАММА ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

### **ВВЕДЕНИЕ**

Рыночная экономика требует гибкой системы подготовки кадров. Перемены в современном обществе требуют реорганизации всей системы образования, использования положительного опыта передовых школ развитых стран.

Курс общей и неорганической химии, наряду с курсами общей биологии, математики, физики и физической и коллоидной химии является базой фармации и требует постоянного совершенствования преподавания.

При подготовке данной программы нами был использован опыт вузов по разработке учебных документов, определяющих цели и содержание обучения: квалификационные характеристики нового поколения, методические рекомендации для разработки комплексных квалифицированных заданий для диагностики реализации требований квалификационной характеристики (КХ) при итоговой аттестации студента, материалы и научные публикации, касающиеся разработки программы и учебных планов специальности, ориентированных на реализацию требований квалификационной характеристики в процессе обучения специалистов.

Порядок рассмотрения теоретических основ химии, принятый в данной программе, несколько отличается от традиционного, при котором курс химии начинается с теории строения атома. Согласно данной программе курс начинается с теории химических процессов. Такая последовательность изложения материала позволяет раскрыть сначала закономерности протекания собственно химических процессов (реакций), а затем рассмотреть их взаимосвязь и обусловленность строением вещества.

Все вопросы, перечисленные в программе, необязательно выносятся на лекцию. Например, вопросы, имеющие отношение к истории, методам измерения некоторых величин, номенклатуры, очистки веществ и другие вопросы описательного характера, могут быть переданы на самостоятельное изучение студентами или отнесены на практические занятия.

#### **Задачи лабораторных работ:**

— дать экспериментальное обоснование теоретических вопросов общей

и неорганической химии;

- обучить студентов пользоваться методами физико-химических измерений, получивших широкое применение в фармации;

- привить навыки в проведении экспериментов и оформлении экспериментальных данных;

- научить анализировать наблюдения и данные измерений и на основе этого делать обобщающие выводы;

- научить студентов пользоваться справочной литературой.

При изложении лекционного материала и проведении лабораторно-практических занятий необходимо уделять большое внимание элементам учебно-исследовательской работы студентов (УИРС). При этом под УИРС следует понимать такую организацию учебного процесса, при которой студент знакомится не только с фактами и теориями общей и неорганической химии, но и с методикой получения этих фактов и теорий. Необходимо стремиться к тому, чтобы каждая лабораторная работа, каждая практическая задача представляла собой небольшое исследование, самостоятельно решаемое студентом. Студент должен усвоить не только сумму знаний,

необходимых ему в дальнейшей учебе и будущей практической деятельности, но и овладеть научными методами исследования, научиться самостоятельно ставить вопросы и находить пути их теоретического и экспериментального решения. Только такая деятельность студентов, моделирующая научную деятельность, является единственным путем усвоения активных, неформальных знаний и приобретения навыков, необходимых для теоретической работы. В результате изучения курса общей и неорганической химии студенты должны приобрести следующие навыки и умения:

- самостоятельно работать со справочной и учебной литературой, превращать прочитанное в средство для решения типовых задач;

- активно использовать номенклатурные правила по неорганической химии и номенклатуру неорганических соединений;

- рассчитывать энергетические характеристики химических процессов, прогнозировать направление и глубину их протекания, рассчитывать равновесные концентрации веществ по известным исходным концентрациям и константе равновесия;

- рассчитывать количества компонентов растворов заданной концентрации и готовить растворы определенной концентрации;

- уметь предсказать образование осадка при сливании растворов известной концентрации;

- на основании периодического закона и строения электронных оболочек атомов прогнозировать свойства и взаимодействие химических элементов и их соединений, применяемых в фармации, и решать соответствующие этим превращениям количественные задачи;

- проводить простой учебно-исследовательский эксперимент на основе овладения основными приемами техники работ в лаборатории, выполнять расчеты, оформлять результаты, формулировать выводы.

## РАЗДЕЛЫ КУРСА И ИХ СОДЕРЖАНИЕ

### Введение

Предмет, задачи и методы химии. Место химии в системе естественных наук и фармацевтического образования. Значение химии для развития медицины и фармации.

Основные законы, положения и понятия химии и их приложение для решения профессиональных задач провизора. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, закон эквивалентов.

Чистота химических веществ. Условные обозначения степени чистоты, классификация веществ по чистоте. Научные основы оценки содержания примесей. Методы очистки химических веществ.

Номенклатура основных классов неорганических веществ.

Расчеты по химическим формулам и уравнениям.

Техника безопасности и правила работы в лабораториях химического профиля.

Обработка результатов наблюдений и измерений. Основные способы выражения концентраций растворов. Молярная концентрация вещества и молярная концентрация эквивалента вещества.

### Часть 1 ОБЩАЯ ХИМИЯ

#### Раздел 1

#### **Основные закономерности протекания химических процессов**

#### **Энергетика, направление и глубина протекания химических реакций. Химическое равновесие**

Поглощение и выделение различных видов энергии при химических превращениях. Теплота ( $Q$ ) и работа ( $W$ ).

Внутренняя энергия ( $E$ ) и энтальпия ( $H$ ) индивидуальных веществ и многокомпонентных систем. Стандартные условия и стандартные значения внутренней энергии ( $E^\circ$ ) и энтальпии ( $H^\circ$ ). Теплоты химических реакций при постоянной температуре и давлении ( $Q_p$ ) или объеме ( $Q_v$ ). Термохимические уравнения. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ ( $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$ ,  $\Delta H^\circ_{\text{сгор.}}$ ).

Закон Гесса. Расчеты стандартных энтальпий химических реакций и физико-химических превращений на основе закона Гесса.

Понятие об энтропии ( $S$ ) как мере неупорядоченности системы (уравнение Больцмана  $S = k \ln w$ ).

Энергия Гиббса ( $G$ ) как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамической устойчивости химических соединений. Таблицы стандартных энергий Гиббса реакций образования веществ ( $G^\circ_{\text{обр.}}$ ).

Обратимые и необратимые по направлению химические реакции и со-

стояние химического равновесия и его отличие от кинетически заторможенного состояния системы.

Закон действующих масс (ЗДМ) для состояния химического равновесия (закон химического равновесия). Константа химического равновесия и ее связь со стандартным изменением энергии Гиббса процесса.

Зависимость энергии Гиббса процесса и константы равновесия от температуры. Принцип Ле Шателье.

### **Учение о растворах**

Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество. Растворимость. Растворы газообразных, жидких и твердых веществ. Вода как один из наиболее распространенных растворителей в биосфере и химической технологии. Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов. Неводные растворители и растворы.

Процесс растворения как физико-химическое явление (Менделеев Д. И., Курнаков Н. С.). Термодинамика процесса растворения.

Растворы газов в жидкостях. Законы Генри, Генри — Дальтона, И. М. Сеченова.

Растворы твердых веществ в жидкостях. Понятие о коллигативных (общих) свойствах растворов. Зависимость «свойство раствора — концентрация». Закон Вант — Гоффа об осмотическом давлении. Концентрационные эффекты растворов электролитов и их объяснение — теория электролитической диссоциации (Аррениус С., Каблуков И. А.). Роль осмоса в биосистемах. Плазмолиз, гемолиз, тургур. Гипо-, изо- и гипертонические растворы.

Теория растворов сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов сильных электролитов в растворах.

Равновесие между раствором и осадком малорастворимого электролита. Константа растворимости  $K_s$ . Условия растворения и осаждения осадков.

Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель — pH; pH растворов сильных кислот и оснований.

Растворы слабых электролитов. Применение ЗДМ к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации. Ступенчатый характер ионизации.

Теории кислот и оснований (Аррениуса, Льюиса, Бренстеда и Лоури). Константы кислотности ( $K_a$ ) и основности ( $K_b$ ). Процессы ионизации, гидролиза, нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований. pH растворов слабых кислот, оснований, гидролизующихся солей.

Амфотерные электролиты (амфолиты).

Роль ионных, в том числе кислотно-основных взаимодействий при метаболизме лекарств, в анализе лекарственных препаратов, при приготовлении лекарственных смесей. Химическая несовместимость лекарственных веществ.

## **Реакция с переносом электронов — окислительно-восстановительные (ОВ) реакции**

Электронная теория окислительно-восстановительных (ОВ) реакций (Писаржевский Л. В.)

Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в ПСЭ и степени окисления элементов в соединениях.

Сопряженные пары окислитель — восстановитель. Окислительно-восстановительная двойственность.

Стандартное изменение энергии Гиббса окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций (электродные потенциалы). Определение направления ОВ реакций по разности стандартных потенциалов.

Представление о влиянии среды (рН) на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов. Роль окислительно-восстановительных процессов в метаболизме.

## *Раздел 2*

### **Строение вещества**

## **Электронные оболочки атомов и периодический закон (ПЗ) Д. И. Менделеева. Природа химической связи и строение химических соединений**

Основные этапы и диалектика развития представлений о существовании и строении атомов. Спектры атомов как источник информации об их строении.

Квантово-механическая модель строения атомов. Электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов.

ПЗ Д. И. Менделеева и его трактовка на основе современной квантово-механической теории строения атомов.

Структура ПСЭ: периоды, группы, семейства, *s*-, *p*-, *d*-, *f*-классификация элементов (блоки). Длиннопериодный и короткопериодный варианты ПСЭ. Периодический характер изменения свойств атомов элементов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность (ОЭО).

Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов. Периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов и водородных соединений элементов.

Типы химических связей и физико-химические свойства соединений с ковалентной, ионной и металлической связью. Экспериментальные характеристики связей: энергия связи, длина, направленность. Экспериментальная кривая потенциальной энергии молекулы водорода (двухэлектронная химическая связь по Гайтлеру — Лондону на примере молекулы водорода). Энергия связи как сумма электростатической и обменной энергии взаимодействия электронов и ядер.

Описание молекул методом валентных связей (МВС). Первичный и вторичный — донорно-акцепторный, — механизм образования ковалентной связи. Максимальная ковалентность элемента (насыщаемость ковалентной связи) и ее определение МВС. Направленность связи как следствие условия максимального перекрывания орбиталей. Сигма и пи-связи и их образование при перекрывании *s*-, *p*- и *d*-орбиталей. Кратность связей в методе валентных орбиталей. Поляризуемость и полярность ковалентной связи. Эффективные заряды атомов в молекулах. Полярность молекул. Гибридизация атомных орбиталей. Устойчивость гибридизированных состояний различных атомов. Пространственное расположение атомов в молекулах. Характерные структуры трех-, четырех-, пяти- и шестиатомных молекул.

Описание молекул методом молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие МО, их энергия и форма. Энергетические диаграммы МО. Заполнение МО электронами в молекулах, образованных атомами и ионами элементов 1-го и 2-го периодов ПСЭ. Кратность связи в ММО. Метод молекулярных орбиталей как теоретическая основа молекулярной спектроскопии.

Молекулярные взаимодействия и их природа. Энергия молекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Водородная связь и ее разновидности. Биологическая роль водородной связи. Молекулярные комплексы и их роль в метаболических процессах.

### **Теоретические основы методов исследования строения химических соединений**

Химическое строение и электронные спектры поглощения молекул (УФ. Видимая и ближняя ИК-области). Изучение строения радикалов методом электронного парамагнитного резонанса (ЭПР). Изучение распределения электронной плотности в молекулах с помощью ядерного магнитного резонанса (ЯМР); представление о химическом сдвиге ЯМР — сигнала.

### **Комплексные соединения**

Современное содержание понятия комплексные соединения (КС). Структура КС: центральный атом, лиганды, комплексный ион, внутренняя и внешняя сфера, координационное число центрального атома.

Способность атомов различных элементов к комплексообразованию, природа химической связи в КС. Понятие о жестких и мягких центральных и донорных атомах (кислотах и основаниях). Образование и диссоциация КС в растворах, константы образования и нестойкости комплексов.

Классификация и номенклатура КС. Комплексные кислоты, основания, соли. Пи-комплексы. Карбонилы металлов. Хелатные и макроциклические КС.

Биологическая роль КС. Металлоферменты, понятие о строении их активных центров. Химические основы применения в фармации и медицине.



## Часть 2 ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

### Раздел 3 *s*-Элементы

#### **Водород**

Общая характеристика. Особенности положения в ПСЭ, реакции с кислородом, галогенами, металлами, оксидами.

Вода как важнейшее соединение водорода, ее физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Дистиллированная и апирогенная вода, их получение и применение в фармации. Природные воды, минеральные воды.

Характеристика и реакционная способность связи водорода с другими распространенными элементами: кислородом, азотом, углеродом, серой. Особенности поведения водорода в соединениях с сильно- и слабополярными связями. Ион водорода, ион оксония, ион аммония.

#### ***s*-Элементы — металлы**

Общая характеристика. Изменение свойств элементов ПА группы в сравнении с IA. Характеристики катионов  $M^+$  и  $M^{2+}$ . Ионы  $M^+$  и  $M^{2+}$  в водных растворах, энергия гидратации ионов.

Взаимодействие металлов с кислородом, образование оксидов, пероксидов, гипероксидов (супероксидов, надпероксидов). Взаимодействие с водой этих соединений. Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, амфотерность гидроксида бериллия. Гидриды щелочных и щелочно-земельных металлов и их восстановительные свойства.

Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой и кислотами. Соли щелочных и щелочно-земельных металлов: сульфаты, галогениды, карбонаты, фосфаты.

Ионы щелочных и щелочно-земельных металлов как комплексообразователи. Ионофоры и их роль в мембранном переносе калия и натрия. Ионы магния и кальция как комплексообразователи. Реакция с комплексоном (на примере натрия этилендиаминтетраацетата).

Биологическая роль *s*-элементов в минеральном балансе организма. Поступление в организм с водой, жесткость воды, единицы ее измерения, пределы, влияние на живые организмы и протекание реакций в водных растворах, методы устранения жесткости. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение (проблема стронция 90). токсичность соединений бериллия. Химические основы применения соединений лития, натрия, калия, магния, кальция, бария в медицине и в фармации.

## Раздел 4

### *d*-Элементы

#### **Общая характеристика *d*-элементов. Элементы IIIB — VB групп**

Общая характеристика *d*-элементов (переходных элементов). Характерные особенности *d*-элементов: переменные степени окисления, образование комплексов, окраска соединений (причины ее возникновения). Вторичная периодичность в семействах *d*-элементов. Лантаноидное сжатие и повышенное сходство *d*-элементов V и VI периодов.

Элементы III в группы. Общая характеристика, сходство и отличие от элементов группы IIA. *f*-Элементы как аналоги *d*-элементов IIIB группы, сходство и отличие на примере церия, химические основы применения церия (IV) сульфатов в количественном анализе.

Элементы IVB и VB групп. Общая характеристика. Химические основы применения титана, ниобия и тантала в хирургии, титана диоксида и аммония метаванадата в фармации.

#### **Элементы группы VIB**

Общая характеристика группы.

Хром. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность, способность к комплексообразованию.

Хром (II), кислотнo-основная (КО) и окислительно-восстановительная (ОВ) характеристики соединений.

Хром (III), кислотнo-основная (КО) и окислительно-восстановительная (ОВ) характеристики соединений, способность к комплексообразованию.

Соединения хрома (VI) — оксид и дихромовая кислота, хроматы и дихроматы, КО и ОВ характеристика, окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от pH среды; окисление органических соединений (спиртов). Пероксосоединения хрома (VI).

Общие закономерности КО и ОВ свойств соединений *d*-элементов при переходе от низших СО к высшим СО на примере соединений хрома.

Молибден и вольфрам, общая характеристика, способность к образованию изополи- и гетерополиокислот; сравнительная окислительно-восстановительная характеристика соединений молибдена и вольфрама по отношению к соединениям хрома.

Биологическое значение *d*-элементов VIB группы. Химические основы применения соединений хрома, молибдена и вольфрама в фармации (фармацевтическом анализе).

#### **Элементы группы VIIB**

Общая характеристика группы.

Марганец. Общая характеристика. Химическая активность простого ве-

щества. Способность к комплексообразованию (карбонил марганца).

Марганец (II) и марганец (III): КО и ОВ характеристика соединений, способность к комплексообразованию.

Марганец (VI) оксид, кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства, влияние pH на ОВ свойства.

Соединения марганца (VI): манганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворе и условия стабилизации.

Соединения марганца (VII) — оксид, марганцовая кислота, перманганаты, КО и ОВ свойства, продукты восстановления перманганатов при различных значениях pH, окисление органических соединений, термическое разложение. Химические основы применения калия перманганата и его раствора как антисептического средства и в фармацевтическом анализе.

### **Элементы группы VIII**

Общая характеристика группы. Деление элементов VIII группы на элементы семейства железа и платиновые металлы.

Общая характеристика элементов семейства железа.

Железо. Химическая активность простого вещества, способность к комплексообразованию. Соединения железа (II) и железа (III) — КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения железа (II) и железа (III) с цианид и тиоцианат ионами. Гемоглобин и железосодержащие ферменты, химическая сущность их действия.

Железо (VI). Ферраты, получение и окислительные свойства.

Химические основы применения железа и железосодержащих препаратов в медицине и фармации (в том числе в фармацевтическом анализе).

Кобальт и никель. Химическая активность простых веществ в сравнении с железом. Соединения кобальта (II) и (III), никеля (II), КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию (реакция Чугаева). Никель и кобальт как микроэлементы. Химические основы применения соединений кобальта и никеля в медицине и фармации. Общая характеристика элементов семейства платины.

### **Элементы группы IB**

Общая характеристика группы. Физические и химические свойства простых веществ.

Соединения меди (I) и (II), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами. Комплексный характер медьсодержащих ферментов и химизм их действия в метаболических реакциях. Природа окраски соединений меди. Химические основы применения соединений меди в медицине и фармации.

Соединения серебра, их КО и ОВ характеристики (бактерицидные свойства иона серебра). Способность к комплексообразованию, комплексные соединения серебра с галогенами, аммиаком, тиосульфатами. Химические осно-

вы применения соединений серебра в качестве лечебных препаратов в фармацевтическом анализе.

Золото. Соединения золота (I) и золота (III), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Химические основы применения в медицине и фармации золота и его соединений.

### **Элементы группы IIВ**

Общая характеристика группы.

Цинк. Общая характеристика, химическая активность простого вещества КО и ОВ характеристика соединений цинка. Комплексные соединения цинка. Комплексная природа цинкосодержащих ферментов и химизм их действия. Химические основы применения в медицине и в фармации соединений цинка. Кадмий и его соединения в сравнении с аналогичными соединениями цинка.

Ртуть. Общая характеристика. Отличительные от цинка и кадмия свойства: пониженная активность простого вещества, ковалентность образуемых связей с мягкими лигандами, образование связи между атомами ртути. Окисление ртути серой и азотной кислотой. Соединения ртути (I) и ртути (II), их КО и ОВ характеристика, способность ртути (I) и ртути (II) к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений кадмия и ртути. Химические основы применения соединений ртути в медицине и фармации.

## *Раздел 5* **p-Элементы**

### **Элементы группы IIIА**

Общая характеристика группы. Электронная дефицитность и ее влияние на свойства элементов и их соединений. Изменение устойчивости соединений со степенями окисления +3 и +1 в группе IIIА.

Бор. Общая характеристика. Простые вещества и химическая активность. Бориды. Соединения с водородом (бораны), особенности стереохимии и природы связи (трехцентровые связи). Гидридобораты. Галиды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борная кислота, равновесие в водном растворе. Бораты — производные различных мономерных и полимерных борных кислот. Тетраборат натрия. Эфиры борной кислоты. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и ее солей.

Алюминий. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность. Разновидности оксида алюминия. Применение в медицине. Амфотерность гидроксида. Алуминаты. Ион алюминия как комплексообразователь. Безводные соли алюминия и кристаллогидраты. Особенности строения. Галиды. Гидрид алюминия и аланаты. Квасцы. Физико-химические основы применения алюминия в медицине и фармации.

## Элементы IVA группы

Общая характеристика группы.

Общая характеристика углерода. Аллотропические модификации углерода. Типы гибридизации атома углерода и строение углеродосодержащих молекул. Углерод как основа всех органических молекул. Физические и химические свойства простых веществ. Активированный уголь как адсорбент.

Углерод в отрицательных степенях окисления. Карбиды активных металлов и соответствующие им углеводороды.

Углерод (II). Оксид углерода (II), его КО и ОВ характеристика. Углерод (II) оксид как лиганд, химические основы его токсичности. Циановодородная кислота, простые и комплексные цианиды. Химические основы токсичности цианидов.

Соединения углерода (IV). Оксид углерода (IV), стереохимия и природа связи, равновесия в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты, гидролиз и термохимическое разложение.

Соединения углерода с галогенами и серой. Четыреххлористый углерод, углерод (IV) Фосген, фреоны, сероуглерод и тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты. Физические и химические свойства, применение.

Биологическая роль углерода. Химические основы использования неорганических соединений углерода в медицине и фармации.

Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода: отсутствие  $\pi$ -связи в соединениях. Силициды. Соединения с водородом (силаны), окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрахлорид кремния, гидролиз. Гексафторосиликаты. Кислородные соединения. Оксид кремния (IV). Силикагель. Кремниевая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты, цеолиты. Кремнийорганические соединения. Силиконы и силоксаны. Использование в медицине соединений кремния.

Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами типа  $\text{ЭГ}_2$  и  $\text{ЭГ}_4$ , поведение в водных растворах. Оксиды. Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. ОВ реакции в растворах. Химизм токсического действия соединений свинца. Применение в медицине свинецсодержащих препаратов (свинца (II) ацетат, свинца (II) оксид). Химические основы использования соединений олова и свинца в анализе фармпрепаратов.

## Элементы группы VA

Общая характеристика группы. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая роль.

Азот. Общая характеристика. Многообразие соединений с различными степенями окисления азота. Причина малой химической активности азота. Мо-

лекула азота как лиганд.

Соединения с отрицательными степенями окисления (СО). Нитриды (ковалентные и ионные). Аммиак, КО и ОВ характеристика, реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Свойства аминокислот как производных аммиака. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин и гидроксилламин. КО и ОВ характеристика. Азотоводородная кислота и азиды.

Соединения азота с положительными степенями окисления. Оксиды. Стереохимия и природа связи. Способы получения. КО и ОВ свойства. Азотистая кислота и нитриты. КО и ОВ свойства. Азотная кислота и нитраты. КО и ОВ характеристика. «Царская водка».

Фосфор. Общая характеристика. Аллотропические модификации фосфора, их химическая активность.

Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота.

Соединения фосфора с положительными степенями окисления. Галиды, их гидролиз. Оксиды, природа связи в них, взаимодействие с водой. Фосфорноватистая и фосфористая кислоты, строение молекул, ОВ свойства. Дисфосфорная (пирофосфорная) кислота. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.

Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика.

Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша.

Соединения мышьяка, сурьмы и висмута с положительными степенями окисления. Галиды и изменение их свойств в группе (азот — висмут). Оксиды и гидроксиды Э (III) и Э (V), и КО и ОВ характеристики. Арсениты и арсенаты, их КО и ОВ свойства. Соли катионов сурьмы (III) и висмута (III), их гидролиз. Сурьмяная кислота и ее соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута (V).

Понятие о химических основах, применение в медицине и в фармации аммиака, оксида азота (I) (заиси азота), нитрита и нитрата натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута. Химические основы использования соединений *p*-элементов VA группы в фармацевтическом анализе.

## **Элементы VIA группы**

Общая характеристика группы.

Кислород. Общая характеристика. Роль кислорода как одного из наиболее распространенных элементов и составной части большинства неорганических соединений. Особенности электронной структуры молекулы кислорода. Химическая активность кислорода. Молекула O<sub>2</sub> в качестве лиганда в оксигемоглобине. Озон, стереохимия и природа связей. Химическая активность в сравнении с кислородом (реакция с растворами иодидов). Классификация кислородных соединений и их общие свойства (в том числе бинарные со-

единения: супероксиды (гипероксиды, надпероксиды, пероксиды, оксиды, озониды). Водорода пероксид ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), его КО и ОВ характеристика, применение в медицине. Соединения кислорода с фтором. Биологическая роль кислорода. Химические основы применения диоксида и озона, а также соединений кислорода в медицине и фармации.

Сера. Общая характеристика. Способность к образованию гомоцепей.

Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Водорода сульфид (сероводород), КО и ОВ свойства. Сульфиды металлов и неметаллов, их растворимость в воде и гидролиз. Полисульфиды, КО и ОВ характеристика, устойчивость.

Соединения серы (IV) — оксид, хлорид, оксодихлорид (хлористый тионил), сернистая кислота, сульфиты и гидросульфиты. Их КО и ОВ свойства. Восстановление сульфитов до дитионистой кислоты и дитионитов. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Свойства тиосульфатов: реакция с кислотами, окислителями, катионами — комплексообразователями. Политионаты, особенности их строения и свойства.

Соединения серы (VI) — оксид, гексафторид, диоксидхлорид, (сульфурилхлорид), серная кислота и ее производные — сульфаты, ОВ свойства. Олеум. Дисерная (пироксерная) кислота. Пероксимоно- и пероксидисерная кислота и соли. Окислительные свойства пероксосульфатов.

Биологическая роль серы (сульфгидрильные группы и дисульфидные мостики в белках). Химические основы применения серы и ее соединений в медицине и фармации, фармацевтическом анализе.

Селен и теллур. Общая характеристика. КО и ОВ свойства водородных соединений и их солей. Оксиды и кислоты, их ОВ и КО свойства (в сравнении с подобными соединениями серы). Биологическая роль селена.

### **Элементы группы VIIA (галогены)**

Общая характеристика группы. Особые свойства фтора как наиболее электроотрицательного элемента. Простые вещества, их химическая активность.

Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде. КО и ОВ свойства. Ионные и ковалентные галогениды, их отношение к действию воды, окислителей и восстановителей. Способность фторид-иона как жесткого основания (лиганда) замещать кислород (например, в соединениях кремния). Галогенид — ионы как лиганды в комплексных соединениях.

Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом и друг с другом. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли, стереохимия и природа связи, устойчивость в свободном состоянии и в растворах, изменение КО и ОВ свойств в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь, хлораты, броматы и иодаты и их свойства. Биологическая роль фтора, хлора, брома и иода.

Понятие о химизме бактерицидного действия хлора и иода. Применение в медицине, санитарии и фармации хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, иода, а также соляной кислоты, фторидов, хлоридов, бромидов и иодидов.

### **Элементы группы VIIIA (благородные газы)**

Общая характеристика. Физические и химические свойства благородных газов. Соединения благородных газов. Применение благородных газов в медицине.



## **РАБОЧАЯ ПРОГРАММА КУРСА ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Курс состоит из двух частей:

I. Общая химия — I семестр;

II. Неорганическая химия — II семестр.

Задачей курса является изучение основ современной химической науки: квантово-механических представлений о строении атомов, молекул и химической связи; строении вещества и зависимости между строением и химическими свойствами вещества; периодического закона элементов Д. И. Менделеева; основных закономерностей протекания химических реакций; современной классификации и номенклатуры неорганических соединений; свойств важнейших элементов и их соединений.

Основная цель курса — научить студентов применять теоретические знания к решению расчетных и практических задач, использовать периодическую систему Д. И. Менделеева для характеристики свойств элементов и их соединений, прогнозировать свойства соединений на основе их строения, пользоваться учебной и справочной литературой, проводить химические эксперименты.

В программе большое внимание уделено общим характеристикам свойств элементов и их соединений в группах, изменению кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в зависимости от степени окисления и положения элемента в периодической системе Д. И. Менделеева, а также биологической роли элементов в живых организмах и применению неорганических соединений в медицине и фармации.

Большое внимание уделяется изучению первой части курса (общая химия), так как данная дисциплина является базовой для освоения неорганической, аналитической, органической, биологической, фармацевтической и других химических дисциплин, которые необходимы для успешной деятельности специалиста в качестве провизора.

## ФОРМЫ ЗАНЯТИЙ И ОТЧЕТНОСТЬ ПО КУРСУ. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА ПО ПОДГОТОВКЕ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

| № кон-<br>трольной<br>работы | Срок<br>сдачи<br>на проверку | Содержание контрольной работы                                                                                                                                                                                                                                                                                                       |
|------------------------------|------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| I                            | 1 ноября                     | Основные законы химии. Классы неорганических соединений. Кинетика. Химическое равновесие. Энергетика химических реакций и их направление. Строение атома и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Химическая связь. Учение о растворах. Химические реакции и равновесие в растворах электролитов. Комплексные соединения |
| II                           | 10 февраля                   | Реакции с переносом электронов. Химия элементов. Водород, пероксид водорода, <i>p</i> -элементы VII, VI, V групп, <i>d</i> -элементы VII группы (марганец), <i>d</i> -элементы VI группы (хром)                                                                                                                                     |
| III                          | 15 апреля                    | <i>p</i> -Элементы IV группы. Бор. Алюминий. <i>s</i> -Элементы I, II групп. <i>d</i> -Элементы I, II групп. Семейство железа. Общая характеристика платиновых металлов                                                                                                                                                             |

### Итоговая отчетность

Зачет по каждой контрольной работе.

### План лекций, лабораторно-практических занятий и самостоятельной работы студентов

|                        |                                |
|------------------------|--------------------------------|
| Лекции                 | — 17 час. (Экзамен 2 семестр). |
| Лабораторные занятия   | — 16 час.                      |
| Контрольные работы     | — 3                            |
| Самостоятельная работа | — 111 час.                     |
| Экзамен                | — 1                            |
| Всего часов            | — 144 час.                     |

### ЛЕКЦИИ

| №   | Наименование вопросов, изучаемых на лекции                                                                                                                    |
|-----|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| I   | Электронные оболочки атомов и периодический закон Д. И. Менделеева. Природа химической связи. Строение молекул. Строение веществ в конденсированном состоянии |
| II  | Равновесие в растворах электролитов                                                                                                                           |
| III | Окислительно–восстановительные реакции                                                                                                                        |
| IV  | <i>p</i> -Элементы VII и VI групп периодической системы                                                                                                       |
| V   | <i>p</i> -Элементы V и IV групп                                                                                                                               |

|     |                           |
|-----|---------------------------|
| VI  | Комплексные соединения    |
| VII | Химия <i>d</i> -элементов |

## ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

| № темы | Тема занятий                                                                  |
|--------|-------------------------------------------------------------------------------|
| 1, 2   | Введение. Техника безопасности. Растворы. Равновесие в растворах электролитов |
| 3      | Окислительно–восстановительные процессы                                       |
| 4      | Комплексные соединения                                                        |
| 5      | <i>p</i> -Элементы VII группы                                                 |
| 6      | <i>p</i> -Элементы VI группы                                                  |
| 7      | <i>p</i> -Элементы V группы                                                   |
| 8      | <i>d</i> -Элементы VII и VI групп                                             |

## ПРОГРАММА. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИН

Введение.

Предмет и задачи химии.

Краткий исторический очерк развития химической науки.

Связь химии с биологией, медициной и фармацией.

Основные законы стехиометрии: закон сохранения массы-энергии, постоянства состава, кратных отношений, эквивалентов.

Область применения этих законов. Закон Авогадро. Закон объемных отношений.

Химический эквивалент. Фактор эквивалентности. Вычисление молярных масс эквивалентов веществ в обменных и окислительно-восстановительных реакциях.

### Часть I ОБЩАЯ ХИМИЯ

#### Основные теории химических процессов

Энергетика и направление химических реакций.

Экзо- и эндотермические процессы. Тепловые эффекты реакций, протекающих при постоянном давлении и температуре. Термохимические уравнения. Термодинамические функции состояния. Внутренняя энергия и энтальпия. Закон Гесса и следствия из него. Стандартная энтальпия образования веществ. Термохимические расчеты. Понятие об энтропии как мере неупорядоченности системы. Энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания химических процессов и термодинамической устойчивости системы.

Химическое равновесие.

Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Факторы, определяющие положение равновесия в химических реакциях. Принцип Ле Шателье.

Химическая кинетика.

Понятие о скорости химических реакций в гомо- и гетерогенных системах. Средняя и мгновенная скорости реакций. Факторы, определяющие скорости химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ (закон действующих масс). Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Понятие о механизмах реакций. Молекулярность и порядок реакции.

Каталитические процессы в гомо- и гетерогенных системах. Понятие о ферментативном катализе в биологических системах.

Растворы.

Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество. Способы выражения концентрации вещества в растворе (массовая доля, мольная доля, масс-объемная концентрация, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента). Изменение энергии Гиббса при образовании растворов.

Растворимость. Растворимость газов в жидкостях и ее зависимость от парциального давления (закон Генри — Дальтона) и температуры. Зависимость растворимости газа от концентрации растворенных в воде электролитов (закон Сеченова). Влияние растворимости газов в тканевых жидкостях и крови на процессы жизнедеятельности.

Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Давление насыщенного пара над раствором. Закон Рауля. Диаграмма состояния воды. Температуры кипения и кристаллизации растворов. Крио- и эбулиоскопические методы определения молярных масс веществ в растворах. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Гипо-, гипер- и изотонические растворы. Роль осмоса в биологических процессах.

Равновесия в растворах электролитов.

Отклонения свойств растворов электролитов от законов Рауля и Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент.

Теория электролитической диссоциации. Влияние природы растворенного вещества и растворителя на ионизацию. Диэлектрическая проницаемость и ионизирующая способность растворителя. Сольватация ионов. Степень ионизации. Применение закона действующих масс к растворам электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа ионизации. Закон разбавления Оствальда. Ступенчатый характер ионизации слабых электролитов. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов.

Основные положения теории сильных электролитов. Активность ионов. Коэффициент активности. Понятие об ионной силе раствора.

Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Кислотно-основные индикаторы.

Реакция обмена в водных растворах электролитов. Смещение равновесий в растворах электролитов. Ионные уравнения.

Теория кислот и оснований. Теория Аррениуса. Кислотно-основные свойства соединений типа Э—Н и Э—О—Н и их зависимость от природы элемента и степени его окисления. Амфотерные электролиты. Гидролиз как кислотно-основное равновесие в растворах солей. Различные случаи гидролиза. Степень и константа гидролиза. Реакция среды в растворах кислых солей. Необратимый гидролиз.

Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда — Лоури. Сопряженные пары кислота — основание. Константа автопротолиза растворителя. Дифференцирующие и нивелирующие растворители.

Электронная теория кислот и оснований Льюиса. Представления о мягких и жестких кислотах и основаниях.

Гетерогенные равновесия, произведение растворимости ( $K_{sp}$ ) и растворимость.

Условия осаждения и растворения малорастворимых электролитов.

## **Строение вещества**

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

Основные этапы развития представлений о строении атомов. Спектры атомов как источник информации об их строении. Квантовый характер поглощения и излучения энергии. Основные постулаты квантовой механики. Уравнение де-Бройля. Уравнение Шредингера. Волновая функция. Принцип неопределенности Гейзенберга.

Квантово-механическая модель атома водорода. Квантовые числа.

Многоэлектронные атомы. Основные принципы заполнения электронных оболочек в многоэлектронных атомах: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда. Электронные и электронно-графические формулы атомов.

Периодический закон Д. И. Менделеева. Периодический закон и строение электронных оболочек атомов.

Структура периодической системы элементов: периоды, группы. s-, p-, d-, f-элементы. Периодический характер изменения свойств атомов элементов в газообразном состоянии: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность (ОЭО). Периодический характер изменения химических свойств простых веществ и соединений.

Химическая связь и строение веществ.

Основные этапы развития представлений о природе химической связи. Основные типы химической связи.

Ковалентная связь. Основные параметры химической связи: длина, энергия, валентный угол.

Метод валентных связей (МВС). Квантово-механическое объяснение природы химической связи на примере молекулы водорода.  $\sigma$ -, и  $\pi$ -связи. Механизм образования ковалентной связи (обменный и донорно-акцепторный). Дативные связи. Насыщаемость, направленность связи. Максимальная ковалентность атомов. Кратность связи. Теория гибридизации и теория отталкивания электронных пар валентных оболочек (метод Джиллеса-пи). Геометрическая форма молекул и ионов. Пространственное строение трех-, четырех-, пяти- и шестиатомных молекул и ионов. Магнитные свойства частиц. Полярность молекул. Недостатки МВС.

Основные положения метода молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие, несвязывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали. Энергетические диаграммы МО двухатомных молекул и ионов, образованных элементами первого и второго периодов периодической системы элементов. Порядок связи.

Ионная связь. Ненаправленность и ненасыщаемость. Поляризуемость и поляризующее действие ионов. Понятие об изо- и полиморфизме.

Межмолекулярное взаимодействие. Основные типы межмолекулярного взаимодействия — ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.

Водородная связь. Биологическая роль водородной связи.

Окислительно-восстановительные процессы.

Электронная теория окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от электронной структуры атомов и положения элементов в периодической системе элементов Д. И. Менделеева.

Окислительно-восстановительная двойственность. Типы окислительно-восстановительных реакций. Роль окислительно-восстановительных процессов в метаболизме.

### **Комплексные соединения**

Структура комплексных соединений (КС) по А. Вернеру: внутренняя и внешняя сфера, комплексообразователь, лиганды, координационное число. Классификация КС. Номенклатура КС. Изомерия КС (ионизационная, координационная, оптическая, геометрическая). Природа химической связи в КС (МВС, понятие о теории кристаллического поля). Равновесия в растворах КС. Константы нестойкости и устойчивости комплексных ионов.

## **Часть 2**

## **НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

### **s-Элементы**

## **Водород**

Особенности положения водорода в периодической системе. Физические и химические свойства. Гидриды, их классификация, свойства.

Вода. Аномалия физических свойств. Жесткость воды. Методы устранения жесткости. Очищенная вода. Биологическая роль воды.

Пероксид водорода. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Использование пероксида водорода в медицине и фармации. Пероксиды металлов, их окислительно-восстановительные свойства. Применение пероксидов металлов для регенерации кислорода.

## **Элементы I A группы**

Общая характеристика элементов. Свойства: взаимодействие с кислородом, галогенами, водой и водородом. Гидриды, их получение и свойства.

Оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды, их получение и свойства. Гидроксиды, их свойства. Соли, их свойства. Способность к образованию комплексов с макроциклическими лигандами. Особенности химии лития и его соединений. Применение соединений лития, натрия, калия в медицине и фармации. Биологическая роль элементов I A группы в минеральном балансе организма.

## **Элементы II A группы**

Общая характеристика. Бериллий. Акцепторные свойства соединений бериллия. Оксид, гидроксид. Соли бериллия, их свойства, гидролиз. Образование комплексных соединений в растворах.

Магний. Оксид и гидроксид магния. Растворимость в воде.

Элементы подгруппы кальция. Общая характеристика. Свойства гидроксидов. Соли, их растворимость. Биологическая роль магния и кальция. Сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение. Применение соединений магния, кальция и бария в медицине и фармации.

## ***p*-Элементы**

### **Элементы VII A группы**

Общая характеристика галогенов. Свойства галогенов, изменение окислительной активности в ряду фтор, хлор, бром, иод. Взаимодействие галогенов с водой и растворами щелочей.

Галогеноводороды. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства галогеноводородов и галогеноводородных кислот. Особенности фтороводорода и плавиковой кислоты. Фториды и гидрофториды. Кислородосодержащие соединения галогенов. Оксиды, кислоты, соли. Зависимость устойчивости, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств кислородосодержащих кислот и их солей от природы галогена и степени его окисления. Хлорная известь, применение ее в санитарии.

Межгалоидные соединения.

Биологическая роль галогенов. Применение соединений галогенов в медицине и фармации.

### **Элементы VI А группы**

Общая характеристика элементов.

Кислород. Аллотропические формы. Свойства. Озон. Озон в атмосфере. Оксиды. Применение кислорода в медицине и фармации.

Сера. Общая характеристика, способность к образованию гомоцепей, полиморфные модификации, свойства. Сероводород: кислотные и восстановительные свойства, токсичность. Сульфиды: классификация, гидролиз. Тиосоли. Полисульфиды.

Кислородосодержащие соединения серы (IV) и (VI). Оксиды серы, их свойства. Кислоты. Окислительно-восстановительные свойства сернистой кислоты и сульфитов. Дитиониты. Серная кислота, свойства. Взаимодействие серной кислоты с металлами. Сульфаты. Дисерная кислота, олеум, их свойства. Хлорид тионила, хлорид сульфурила, хлорсульфоновая кислота. Тиосерная кислота, тиосульфат натрия. Пероксисульфаты. Биологическая роль серы и ее соединений в медицине и фармации.

Селен, теллур. Селено- и теллуrowодород. Селениды и теллуриды. Диоксиды селена и теллура, их свойства. Селенистая кислота, теллуристая кислота. Селениты и теллуриты. Селеновая и теллуrowая кислоты. Селенаты и теллураты. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений серы, селена и теллура.

### **Элементы V А группы**

Общая характеристика элементов V А группы.

Аммиак, гидразин, гидроксилламин. Кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства. Термическое разложение солей аммония. Амиды, имидаы, нитриды.

Азотоводородная кислота. Азиды.

Кислородосодержащие соединения азота. Оксиды, их свойства. Азотистая кислота, нитриты: окислительно-восстановительная двойственность. Азотная кислота: строение молекулы, свойства, взаимодействие с металлами и неметаллами, зависимость окислительных свойств от концентрации. «Царская водка». Нитраты.

Фосфор. Общая характеристика. Свойства. Фосфин.

Кислородосодержащие соединения фосфора. Оксиды, их свойства. Кислоты: фосфорноватистая, фосфористая, орто-, мета- и дифосфорная. Биологическая роль фосфатов. Галогениды фосфора. Свойства, гидролиз.

Мышьяк, сурьма, висмут. Общая характеристика, свойства.

Соединения элементов подгруппы мышьяка с водородом, свойства. Определение мышьяка по методу Марша. Кислородосодержащие соединения. Ок-



сиды элементов (III) и (V), свойства. Гидроксиды элементов (III), свойства. Гидролиз солей сурьмы (III) и висмута (III). Соединения мышьяка (V), сурьмы (V) и висмута (V). Мышьяковая и сурьмяная кислоты и их соли. Висмутаты. Галогениды мышьяка, сурьмы и висмута. Сульфиды мышьяка, сурьмы, висмута, свойства, способность к образованию тиосолей.

Зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов V A группы от природы элемента и степени его окисления.

Биологическая роль элементов V A группы и применение их соединений в медицине и фармации.

### **Элементы IV A группы**

Общая характеристика элементов.

Углерод. Аллотропия. Химические свойства. Карбиды: классификация, свойства.

Соединения углерода с галогенами. Фреоны. Фосген. Кислородосодержащие соединения. Оксид углерода (II), строение молекулы, свойства. Карбонилы металлов, свойства. Оксид углерода (IV). Угольная кислота. Карбонаты. Термическая устойчивость, гидролиз карбонатов и гидрокарбонатов. Карбамид.

Сероуглерод. Тиоугольная кислота, тиокарбонаты. Циановодородная кислота, цианиды; свойства. Цианид-ион как лиганд.

Циановая кислота, цианаты. Тиоциановая (родановодородная) кислота, тиоцианаты (роданиды).

Кремний. Диоксид кремния. Силикагель. Кремниевые кислоты и их соли.

Германий, олово, свинец. Химические свойства. Оксиды и гидроксиды элементов (II) и (IV). Галогениды, их гидролиз. Сульфиды, способность к образованию тиосолей.

Зависимость устойчивости кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов IV A группы от природы элемента и степени его окисления.

Биологическая роль элементов IV A группы и применение их соединений в медицине и фармации.

### **Элементы III A группы**

Общая характеристика элементов. Электронодефицитность атомов элементов III A группы и ее влияние на свойства элементов и их соединений.

Бор, свойства. Соединения с водородом. Природа химической связи в бороводородах. Борогидриды металлов (боранаты), свойства.

Борные кислоты: строение, свойства. Соли полиборных кислот. Бура. Эфиры борной кислоты. Галогениды бора, свойства. Фтороборная кислота и ее соли.

Алюминий. Химическая активность. Оксид и гидроксид алюминия, свойства. Соли алюминия, гидролиз. Квасцы.

Биологическая роль бора и применение соединений бора и алюминия в медицине и фармации.

### **Элементы VIII А группы**

Общая характеристика элементов. Физические свойства благородных газов. Клатраты. Химические свойства. Фториды ксенона: получение, диспропорционирование, гидролиз. Оксофториды. Кислородные соединения ксенона.

Применение благородных газов в медицине.

### ***d*- и *f*-Элементы**

Общая характеристика элементов. Электронное строение, степени окисления, способность к комплексообразованию. Закономерности изменения свойств *3d*, *4d*, *5d*-элементов и их соединений.

#### **Элементы VI В группы**

Общая характеристика элементов. Химическая активность.

Хром. Соединения хрома (II), восстановительные свойства. Оксид и гидроксид хрома (III), их свойства. Соли хрома (III), гидролиз. Квасцы. Комплексные соединения хрома (III).

Соединения хрома (VI). Оксид, хромовые кислоты, хроматы, дихроматы, взаимные переходы, окислительные свойства.

Биологическая роль хрома и молибдена. Токсичность соединений хрома. Применение соединений хрома в фармации.

#### **Элементы VII В группы**

Общая характеристика элементов. Химическая активность. Марганец.

Соединения марганца (II), (III), (IV); свойства оксидов и гидроксидов, солей. Оксид марганца (VII), марганцовая кислота. Перманганат: свойства, получение. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в различных степенях окисления и зависимость от pH среды.

Биологическая роль марганца. Применение соединений элементов VII В группы в медицине и фармации.

#### **Элементы VIII В группы**

Общая характеристика элементов. Особенности структуры VIII группы периодической системы элементов. Семейства железа и платиновых металлов.

Железо, кобальт, никель. Химическая активность. Реакции с кислотами и неметаллами. Оксиды и гидроксиды элементов (II), их свойства и получение, соли и комплексные соединения. Оксиды и гидроксиды элементов (III), спосо-

бы получения, свойства. Соли. Комплексные соединения. Ферраты, получение и окислительные свойства.

Биологическая роль элементов семейства железа. Гемоглобин и железосодержащие ферменты. Кофермент В<sub>12</sub>. Применение соединений железа в медицине и кобальта в медицине и фармации.

Платиновые металлы. Общая характеристика элементов. Физические и химические свойства. Отношение к кислотам и щелочам. Характерные степени окисления. Оксид осмия (VIII). Комплексные соединения платины (II) и платины (IV).

Биологическое действие соединений платиновых металлов и применение их в медицине и фармации.

### **Элементы I В группы**

Общая характеристика элементов. Химическая активность.

Медь. Соединения меди (I), (II) и (III): оксиды, гидроксиды, соли, комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди.

Серебро. Нитрат и галогениды серебра (I): растворимость, окислительные свойства. Комплексные соединения серебра.

Золото. Соединения золота (I) и (III) и их свойства. Золотая кислота. Комплексные соединения золота (III). Окислительные свойства соединений золота (III).

Биологическая роль элементов I В группы и применение их соединений в медицине и фармации.

### **Элементы II В группы**

Общая характеристика элементов. Химическая активность.

Цинк. Оксид и гидроксид: получение, свойства. Соли, их растворимость, гидролиз. Комплексные соединения цинка.

Ртуть. Особые свойства: пониженная химическая активность, ковалентность связей. Связь Hg—Hg. Соединения ртути (I). Соли ртути: растворимость, гидролиз, свойства. Каломель. Сулема. Окислительно-восстановительные свойства соединений ртути. Комплексные соединения.

Биологическая роль элементов II В группы и применение их соединений в медицине и фармации.

### ***f*-Элементы**

Общая характеристика *f*-элементов. Особенности строения атомов и положение в периодической системе. Лантаноидное сжатие и его влияние на свойства 5*d*- и 6*d*-элементов. Химическая активность *f*-элементов.

## СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. *Оганесян Э. Т.* Неорганическая химия.— М.: Высш. шк., 1984.— 384 с.
2. *Ахметов Н. С.* Общая и неорганическая химия.— М.: Высш. шк., 1998.— 743 с.
3. *Карапетьянц М. Х., Дракин С. Н.* Общая и неорганическая химия.— М.: Химия, 2000.— 592 с.
4. Основы количественных расчетов в химии. Сборник задач и упражнений по общей химии.— СПб.: СПХФА, 2008.— 146 с.
5. Практикум по неорганической химии. Под редакцией Н. А. Остапкевича.— М.: Высш. шк., 1987.— 239 с.
6. **Методические указания к темам:**
  - а) Основные классы и номенклатура неорганических соединений.— СПб, 2005.— 19 с.
  - б) Окислительно-восстановительные реакции. Направление окислительно-восстановительных реакций — СПб., 2006.— 44 с.
  - в) *Беляев Н.Н.* Равновесие в водных растворах электролитов.— СПб., 2007.— 61 с.
  - г) *s*-Элементы периодической системы.— Л., 1990.— 29 с.
  - д) *p*-Элементы. — СПб., 2008. —184 с.
  - ж) Координационные соединения.— СПб., 2006.— 29 с.
  - з) *d*- и *f*-элементы периодической системы.— СПб., 2009.— 112 с.
  - и) *Беляев Н. Н.* Введение в общую химию. Текст лекций. Часть I.— СПб., 2005.— 78 с.
  - к) *Беляев Н. Н.* Введение в общую химию. Текст лекций. Часть II.— СПб., 2005.— 68 с.
7. *Суворов А.В., Никольский А.Б.* Общая химия. Химиздат, 2001. - 512с

## **УКАЗАНИЯ ПО МЕТОДИКЕ И ОФОРМЛЕНИЮ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ**

Общая и неорганическая химия является первой химической дисциплиной, изучаемой в СПХФА, на которой базируется изучение последующих дисциплин (органической, аналитической, физической, коллоидной, фармацевтической химии и др.). Студенты 1 курса факультета заочного обучения изучают общую и неорганическую химию в течение одного года.

Работа студента над курсом общей и неорганической химии включает самостоятельное изучение материала по учебникам и учебным пособиям с использованием справочной литературы и выполнение контрольных работ.

В период сессии студенты выполняют лабораторные работы, посещают лекции, сдают экзамен в соответствии с учебным планом.

Всего студент заочного отделения фармацевтического факультета выполняет три контрольные работы.

Работы должны быть представлены в академию в следующие сроки:

- первая контрольная работа — не позднее 1 ноября;
- вторая контрольная работа — не позднее 10 февраля;
- третья контрольная работа — не позднее 15 апреля.

Контрольные работы студент должен выполнять самостоятельно. Работы необходимо выполнить в той последовательности, которая указана в задании: сначала работа № 1, затем № 2 и № 3.

Перед выполнением контрольных работ необходимо изучить теоретический материал по учебным пособиям и ознакомиться с решением типовых задач по задачнику.

При решении задач и ответах на вопросы контрольных заданий следует иметь в виду следующее:

1. Решение задач необходимо сопровождать пояснением. Математические расчеты обязательно доводить до конкретного числового ответа (необходимо возводить в степень, извлекать корни, вычислять логарифмы чисел и производить другие математические операции).

2. При решении задач на химическое равновесие в выражение константы равновесия следует подставлять значения равновесных концентраций веществ, выраженные в моль/л.

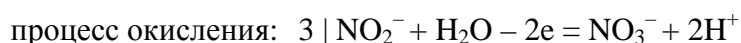
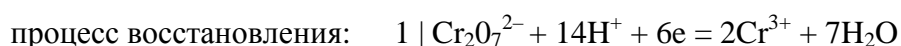
3. Окислительно-восстановительные реакции, протекающие в водных растворах, уравниваются ионно-электронным методом. При составлении ионно-электронных уравнений процессов восстановления и окисления малорастворимые электролиты, газообразные вещества, слабые электролиты следует записать в молекулярной форме, кроме того, надо учитывать pH среды.

### Примеры составления уравнений окислительно-восстановительных реакций

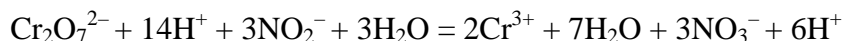
**Пример 1.** Написать уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих в разных средах, коэффициенты найти ионно-электронным методом.



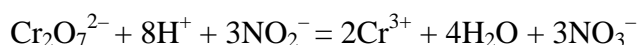
Составляем ионно-электронные уравнения полуреакций (**среда кислая**):



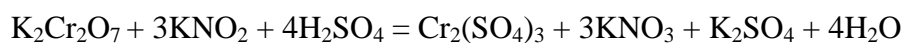
Записываем суммарное ионное уравнение:



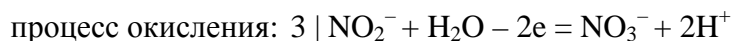
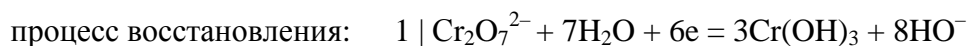
После сокращения  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{H}^+$  получаем:



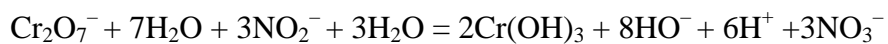
Полное уравнение реакции имеет вид:



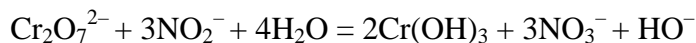
Составляем ионно-электронные уравнения полуреакций (**среда нейтральная**):



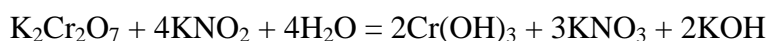
Записываем ионное уравнение:



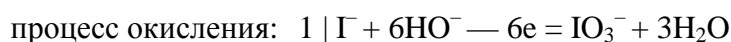
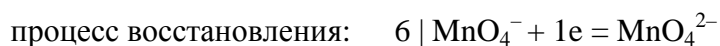
После сокращения  $\text{H}_2\text{O}$  получаем:



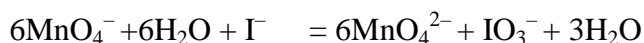
Полное уравнение реакции имеет вид:



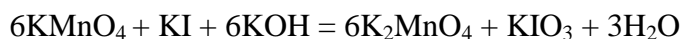
Составляем ионно-электронные уравнения полуреакций (**среда щелочная**):



Записываем суммарное ионное уравнение:



Полное уравнение имеет вид:



Таким образом, *при использовании ионно-электронных схем в кислой среде для уравнивания используют  $\text{H}_2\text{O}$  и ионы  $\text{H}^+$ , в нейтральной среде — только  $\text{H}_2\text{O}$ , в щелочной среде  $\text{H}_2\text{O}$  и ионы  $\text{HO}^-$ .*

Если окислительно-восстановительные реакции не протекают в водной среде (например, сплавление, горение и т. д.), рекомендуется уравнивать их путем составления электронного баланса (составляются схемы перехода электронов на основе изменения степеней окисления атомов).

4. При выполнении заданий следует пользоваться приведенными в рекомендациях справочными таблицами по константам ионизации слабых электролитов, константам растворимости и константам нестойкости комплексных ионов.

5. Ответы на контрольные вопросы должны быть краткими, но исчерпывающими и сопровождаться теоретическими обоснованиями, формулами и уравнениями химических реакций. При ответе на теоретические вопросы *не следует переписывать текст учебника.*

6. Контрольные работы выполняются в тетрадях, зачетные работы представляются студентами на экзамене.

7. Все задачи следует решать в системе СИ. Далее приведены некоторые понятия химии и способы выражения концентраций растворов с использованием системы СИ.

## ОФОРМЛЕНИЕ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. На обложке тетради следует написать:

### НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Контрольная работа № \_\_\_\_, вариант № \_\_\_\_\_, студента 1 курса

**Факультета заочного отделения фармацевтического факультета СПХФА**

---

(фамилия, имя, отчество)

Шифр \_\_\_\_\_

Домашний адрес \_\_\_\_\_

Дата отправления работы \_\_\_\_\_

Дата получения работы академией \_\_\_\_\_

2. Полностью переписать текст задания, сохраняя ту же нумерацию, что и в «Методических рекомендациях», а затем выполнить это задание.

3. Для замечаний по работе необходимо оставлять на каждом листе поля 4—5 см.

4. Незачтенная контрольная работа возвращается студенту с замечаниями рецензента. В этом случае студент представляет работу на повторную проверку, выполнив указанные в рецензии задания заново, но в этой же тетради.

### МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАНИЙ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 1

Перед выполнением расчетных заданий контрольной работы № 1 рекомендуется изучить основные приемы решения задач по задачнику [5]. Освоить системный подход к решению задач.

При решении задач использовать *только* обозначения величин, рекомендуемые в данном пособии.

Рекомендуемые обозначения:

$M(X)$  — молярная масса вещества  $X$  (г/моль)

$m(X)$  — масса вещества  $X$  (г, кг);

$M(\frac{1}{z})$  — молярная масса вещества эквивалента  $X$  (г/моль);

$n(X)$  — количество вещества  $X$  (моль);

$n(\frac{1}{z} X)$  — количество вещества эквивалента  $X$  (моль);

$V_m$  — молярный объем газа 22,4 л (н. у.);

$V(X)$  — объем газообразного вещества (мл, л).

#### Примеры использования обозначений:

$m(KCl) = 20 \text{ г}$ ;  $M(KCl) = 74,5 \text{ г/моль}$ ;  $M(1/2 H_2SO_4) = 49 \text{ г/моль}$ ;  
 $n(1/2 H_2SO_4) = 0,561 \text{ г/моль}$ ;  $V(HCl) = 36,5 \text{ л}$

Обозначения характеристик растворов:

$\omega(X)$  — массовая доля вещества  $X$  в растворе;

$C(X)$  — молярная концентрация вещества  $X$  (моль/л);

$C(\frac{1}{z} X)$  — молярная концентрация эквивалента вещества  $X$  (моль/л);

$m$  — масса раствора (г, кг);

$V$  — объем раствора (мл, л);

$\rho$  — плотность раствора (г/мл);

$m(X)$  — масса растворенного вещества (г, кг).

#### Примеры обозначения величин.

$\omega(KNO_3) = 20 \%$  ;  $\omega(KOH) = 0,25$  ;  $C(H_2SO_4) = 1,5 \text{ моль/л}$ ; - молярная концентрация серной кислоты;  $C(1/2 H_2SO_4) = 2,51 \text{ моль/л}$ ; - мо-



лярная концентрация эквивалента серной кислоты;  $m = 120 \text{ г}$  - масса раствора;  $V = 250 \text{ мл}$  - объем раствора.

### Примеры решения задач.

#### Пример 1

В 500 мл воды растворили 40 г фосфорной кислоты. Плотность раствора 1,10 г/мл. Рассчитать массовую долю кислоты в растворе, молярную и молярную концентрацию эквивалента кислоты.

#### Решение

$$m = m(H_3PO_4) + m(H_2O) = 40 \text{ г} + 500 \text{ мл} \cdot 1,0 \text{ г} / \text{мл} = 540 \text{ г} ;$$

$$\omega(H_3PO_4) = \frac{40 \text{ г}}{540 \text{ г}} = 0,074; \text{ или } 7,4\% H_3PO_4 .$$

2. Рассчитывают молярную и молярную концентрацию эквивалента кислоты

$$\text{в растворе: } C(H_3PO_4) = \frac{n(H_3PO_4)}{V} \text{ и } C(1/3H_3PO_4) = \frac{n(1/3H_3PO_4)}{V} .$$

$$\text{Величина } n(H_3PO_4) = \frac{m(H_3PO_4)}{M(H_3PO_4)} = \frac{40 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,404 \text{ моль} .$$

$$\text{Величина } n(\frac{1}{3}H_3PO_4) = \frac{m(H_3PO_4)}{M(\frac{1}{3}H_3PO_4)} = \frac{40 \text{ г}}{98 \text{ г/моль} \cdot \frac{1}{3}} = 1,212 \text{ моль} .$$

$$\text{Рассчитывают объем раствора: } V = \frac{m}{\rho} = \frac{540 \text{ г}}{1,10 \text{ г/мл}} = 490,9 \text{ мл} . \text{ И далее}$$

$$\text{находят концентрации: } C(H_3PO_4) = \frac{0,404 \text{ моль}}{0,4909 \text{ л}} = 0,82 \text{ моль/л} .$$

$$C(\frac{1}{3}H_3PO_4) = \frac{1,212 \text{ моль}}{0,4909 \text{ л}} = 2,46 \text{ моль/л}$$

**Ответ.** Массовая доля фосфорной кислоты в растворе составляет 7,4 %, молярная концентрация — 0,82 моль/л; молярная концентрация эквивалента кислоты — 2,46 моль/л.

## Пример 2

При взаимодействии 7,2 г металла с избытком хлороводородной кислоты выделилось 8,2 л (н. у.) водорода. Рассчитать молярную массу эквивалента металла.

### Решение

Обозначим молярную массу эквивалента металла как  $M(\frac{1}{z}Me)$ . Эту величину находят:  $M(\frac{1}{z}Me) = \frac{m(Me)}{n(\frac{1}{z}Me)} = \frac{7,2г}{0,732\text{моль}} = 9,83\frac{г}{\text{моль}}$ . Масса метал-

ла задана, а для расчета количества вещества эквивалента металла используют закон эквивалентов:  $n(\frac{1}{z}Me) = n(\frac{1}{2}H_2) = n(HCl)$ , откуда

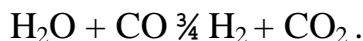
$$n(\frac{1}{z}Me) = n(\frac{1}{2}H_2) = \frac{V(H_2)}{\frac{1}{2}V_m} = \frac{2 \cdot 8,2л}{22,4\frac{л}{\text{моль}}} = 0,732\text{моль}.$$

Эта величина используется для расчета значения молярной массы эквивалента металла.

**Ответ.** Молярная масса эквивалента металла равна 9,83 г/моль.

## Пример 3

В сосуде емкостью 10 л смешали 3 моль водяных паров и 2 моль оксида углерода (II). Вычислить концентрации всех веществ после установления в системе равновесия, если реакция протекает по уравнению



Константа равновесия этой реакции при некоторой температуре равна 1.

### Решение

Константа равновесия для указанной в условии реакции имеет вид:  $K_p = \frac{[H_2][CO_2]}{[H_2O][CO]} = 1$ . В соответствии с условием задачи необходимо найти значения *равновесных* концентраций, участвующих в реакции веществ, т. е значения  $[H_2]$ ,  $[CO_2]$ ,  $[H_2O]$ ,  $[CO]$ .

При решении задачи исходят из того, что в начальный момент времени концентрации водорода и диоксида углерода равны 0. Эти вещества появляются как результат превращения воды и оксида углерода (II) в водород и диоксид углерода.

Обозначим начальные концентрации воды и оксида углерода как  $C(H_2O)$  и  $C(CO)$ . В ходе процесса концентрации этих веществ уменьшаются. К моменту установления равновесия это уменьшение составит значения  $\Delta C(H_2O)$  и  $\Delta C(CO)$ . Тогда равновесные концентрации воды и оксида углерода (II) будут равны:

$$[H_2O] = C(H_2O) - \Delta C(H_2O) \text{ и}$$

Поскольку вода и оксид углерода (II) реагируют в соотношении 1 : 1 (см. уравнение реакции), то уменьшение концентраций воды и оксида углерода (II) будет *одинаковым*, т. е.  $\Delta C(H_2O) = \Delta C(CO)$ .

Увеличение концентраций продуктов реакции ( $CO_2$  и  $H_2$ ) к моменту установления равновесия будет равно уменьшению концентраций воды и оксида углерода (II).

Таким образом,  $\Delta C(H_2O) = \Delta C(CO) = [H_2] = [CO_2]$ .

Найденные значения равновесных концентраций подставляем в выражение для константы равновесия:

$$1 = \frac{\Delta C \cdot \Delta C}{(C(H_2O) - \Delta C)(C(CO) - \Delta C)} = \frac{\Delta^2 C}{C(H_2O) \cdot C(CO) - C(CO) \cdot \Delta C - C(H_2O) \cdot \Delta C + \Delta^2 C}.$$

или  $\Delta^2 C = C(H_2O) \cdot C(CO) - C(CO) \cdot \Delta C - C(H_2O) \cdot \Delta C + \Delta^2 C$ .

(Величины  $\Delta C(H_2O)$  и  $\Delta C(CO)$  для удобства обозначаем  $\Delta C$ .)

Из полученного уравнения находим  $\Delta C$ . Эта величина равна:

$$\Delta C = \frac{C(H_2O)C(CO)}{C(CO) + C(H_2O)}.$$

Находим начальные концентрации воды и оксида углерода (II):

$$C(H_2O) = \frac{n(H_2O)}{V} = \frac{3 \text{ моль}}{10 \text{ л}} = 0,3 \text{ моль / л}$$

$$C(CO) = \frac{n(CO)}{V} = \frac{2 \text{ моль}}{10 \text{ л}} = 0,2 \text{ моль / л}.$$

Подставляем найденные значения в уравнение для расчета  $\Delta C$  и находим эту величину:

$$\Delta C = \frac{0,3 \text{ моль / л} \cdot 0,2 \text{ моль / л}}{0,3 \text{ моль / л} + 0,2 \text{ моль / л}} = 0,12 \text{ моль / л}.$$

Рассчитываем равновесные концентрации веществ:

$[H_2O] = 0,3 \text{ моль/л} - 0,12 \text{ моль/л} = 0,18 \text{ моль/л};$

$[CO] = 0,2 \text{ моль/л} - 0,12 \text{ моль/л} = 0,08 \text{ моль/л};$

$[H_2] = [CO_2] = 0,12 \text{ моль/л}.$

## КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 1

1. Вычислить в граммах массу:

а) 1 атома меди;

- б) 1 молекулы воды;
- в) 1 иона  $\text{Ca}^{2+}$ ;
- г) 1 молекулы азота;
- д) 1 атома неона.

2. Сколько молекул и атомов содержится:

- а) в 0,001 моль кислорода;
- б) в 0,001 моль неона;
- в) в 0,01 моль хлора;
- г) в 0,02 моль озона;
- д) в 0,001 моль азота.

3. Пользуясь законом объемных отношений, определить, какой объем воздуха необходим для полного сгорания (газы измерены при одинаковых условиях):

- а) 1 м<sup>3</sup> метана;
- б) 1 л этана;
- в) 2 м<sup>3</sup> ацетилена;
- г) 5 л оксида углерода (II);
- д) 3 л пропана;
- е) 4 л сероводорода;
- ж) 0,5 л водорода;
- з) 1 м<sup>3</sup> сероводорода;
- и) 10 л этилена;
- к) 100 мл бутана.

Ответ: а) 9,524 м<sup>3</sup>; б) 16,67 л; в) 23,81 м<sup>3</sup>; г) 11,9 л; д) 71,73 л; е) 28,57 л; ж) 1,19 л; з) 7,14 м<sup>3</sup>; и) 148,86 л; к) 3,1 л.

4. Применяя закон эквивалентов, вычислить молярную массу эквивалента металла, если:

- а) на сжигание 47,1 г этого металла было израсходовано 12,5 л воздуха, измеренного при н. у.

О т в е т: 100,48 г/моль.

- б) при нагревании на воздухе 1,91 г этого металла было получено 2,69 г его оксида.

О т в е т: 19,59 г/моль.

- в) при восстановлении водородом 9,06 г оксида этого металла до чистого металла получилось 3,24 г воды.

О т в е т: 17,17 г/моль.

- г) сульфид этого металла содержит 46,2 % серы.

О т в е т: 18,63 г/моль.

- д) хлорид этого металла содержит 44,8 % хлора.

О т в е т: 43,74 г/моль.

е) 0,493 г хлорида этого металла после обработки нитратом серебра образовали 0,861 г хлорида серебра.

О т в е т: 46,67 г/моль.

ж) при восстановлении 4,3 г оксида этого металла алюминием получено 3,4 г оксида алюминия.

О т в е т: 13,5 г/моль.

з) на нейтрализацию 3,32 г гидроксида этого металла пошло 4,4 г серной кислоты.

О т в е т: 19,97 г/моль.

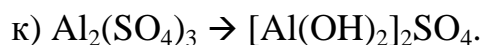
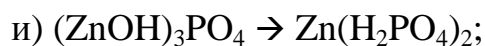
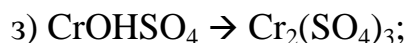
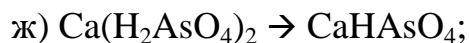
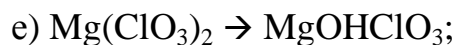
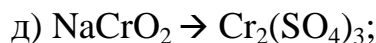
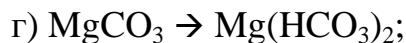
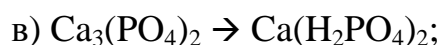
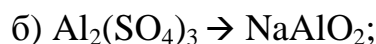
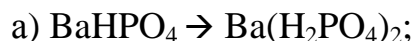
и) 0,467 г этого металла вытеснили из соляной кислоты 174 мл водорода при 20 °С и 100 кПа.

О т в е т: 32,69 г/моль.

к) 1,0 г этого металла взаимодействует с хлором, занимающим объем 336 мл при 37 °С и 98 кПа.

О т в е т: 39,16 г/моль.

5. Написать уравнения указанных превращений. Обе соли изобразить графически и назвать:

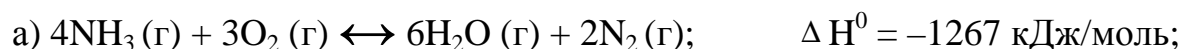


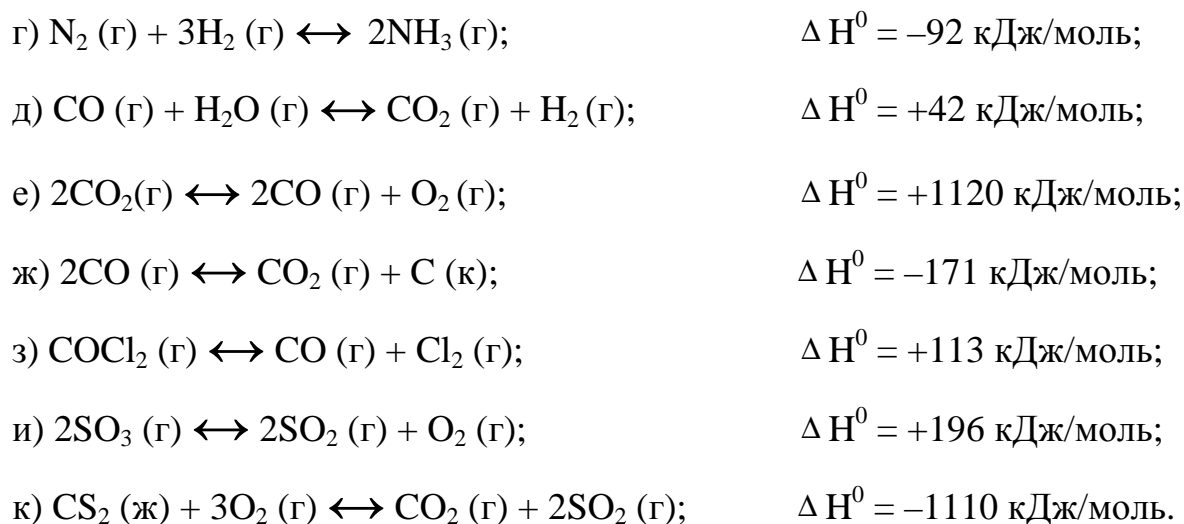
6. Пользуясь правилом Ле Шателье — Брауна, объяснить, как сместится равновесие:

1) при увеличении концентрации одного из исходных веществ;

2) при понижении температуры;

3) при повышении давления:





7. Исходные концентрации водорода, азота и аммиака в системе  $\text{N}_2 (\text{г}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{NH}_3 (\text{г})$  составляют соответственно 2 моль/л, 4 моль/л и 0,02 моль/л. Вычислить константу равновесия данной реакции, если известно, что к моменту достижения равновесия концентрация водорода уменьшилась на 30%.
- О т в е т:  $1,7 \cdot 10^{-2}$

8. Константа равновесия реакции  $\text{FeO} (\text{т}) + \text{CO} (\text{г}) = \text{Fe} (\text{т}) + \text{CO}_2 (\text{г})$  при некоторой температуре равна 1. Сколько процентов CO превратится в  $\text{CO}_2$ , если начальные концентрации следующие:  $C(\text{CO})_{\text{исх.}} = 0,005 \text{ моль/л}$  и  $C(\text{CO}_2)_{\text{исх.}} = 0,001 \text{ моль/л}$ .
- О т в е т: 40%.

9. Константа равновесия системы  $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) = 2\text{HCl} (\text{г})$  равна 1. Рассчитать равновесные концентрации всех веществ, если начальные концентрации следующие:  $C(\text{Cl}_2)_{\text{исх.}} = 0,2 \text{ моль/л}$ ;  $C(\text{H}_2)_{\text{исх.}} = 0,5 \text{ моль/л}$ .
- О т в е т:  $[\text{H}_2] = 0,4 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{Cl}_2] = 0,1 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{HCl}] = 0,2 \text{ моль/л}$ .

10. При  $1000^\circ\text{C}$  константа равновесия реакции:  $\text{FeO} (\text{к}) + \text{CO} (\text{г}) = \text{Fe} (\text{к}) + \text{CO}_2 (\text{г})$  равна 0,5. Каковы равновесные концентрации CO и  $\text{CO}_2$ , если в сосуде вместимостью 10 л смешать 0,05 моль CO и 0,01 моль  $\text{CO}_2$ ?
- О т в е т:  $[\text{CO}] = 0,004 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{CO}_2] = 0,002 \text{ моль/л}$ .

11. Для реакции  $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{Br}_2 (\text{г}) = 2\text{HBr} (\text{г})$ , при некоторой температуре константа равновесия равна 1. Определить состав (в % по объему) равновесной смеси, если исходные концентрации составляли:  $C(\text{H}_2)_{\text{исх.}} = 3 \text{ моль/л}$ ,  $C(\text{Br}_2)_{\text{исх.}} = 2 \text{ моль/л}$ .
- О т в е т:  $[\text{H}_2] = 2,2 \text{ моль/л}$  (44 %);  $[\text{Br}_2] = 1,2 \text{ моль/л}$  (24 %);  $[\text{HBr}] = 1,6 \text{ моль/л}$  (32 %).

12. а) Вычислить константу равновесия в системе:  $2\text{NO} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{NO}_2 (\text{г})$ , если начальные концентрации веществ следующие:  $C(\text{NO})_{\text{исх.}} = 4 \text{ моль/л}$ ;  $C(\text{O}_2)_{\text{исх.}}$

= 2 моль/л, а к моменту наступления равновесия в смеси осталось 20 % первоначального количества оксида азота (II).

О т в е т: 40.

- б) Реакция протекает согласно уравнению:  $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{I}_2 (\text{г}) = 2\text{HI} (\text{г})$ . Константа скорости этой реакции равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ:  $C(\text{H}_2)_{\text{исх.}} = 0,04$  моль/л;  $C(\text{I}_2)_{\text{исх.}} = 0,05$  моль/л. Вычислить начальную скорость реакции ее в тот момент, когда концентрация водорода уменьшилась вдвое.

О т в е т:  $3,2 \cdot 10^{-4}$ ;  $9,6 \cdot 10^{-5}$ .

- в) Реакция идет согласно уравнению:  $2\text{NO} (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) = 2\text{NOCl} (\text{г})$ . Концентрации исходных веществ до начала реакции составляли:  $C(\text{NO})_{\text{исх.}} = 0,4$  моль/л;  $C(\text{Cl}_2)_{\text{исх.}} = 0,3$  моль/л. Во сколько раз изменится скорость реакции по сравнению с первоначальной в тот момент, когда прореагирует половина оксида азота?

О т в е т: в 6 раз.

- г) Вычислить температурный коэффициент скорости реакции, если константа скорости ее при 100 °С составляет  $6 \cdot 10^{-4}$ , а при 150 °С —  $7,2 \cdot 10^{-2}$ .

О т в е т: 2,6.

- д) На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 50 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 1,8.

О т в е т: на 67 °С.

13. Написать электронные формулы и графические схемы заполнения электро-  
нами валентных орбиталей атомов и ионов:

- |                           |                           |
|---------------------------|---------------------------|
| а) K, $\text{Fe}^{3+}$ ;  | е) Cl, $\text{Fe}^{2+}$ ; |
| б) N, $\text{Co}^{2+}$ ;  | ж) As, $\text{Cr}^{3+}$ ; |
| в) Ba, $\text{Ni}^{2+}$ ; | з) Si, $\text{Mn}^{2+}$ ; |
| г) S, $\text{Cu}^{2+}$ ;  | и) B, $\text{Cu}^{+}$ ;   |
| д) O, $\text{Ag}^{+}$ ;   | к) P, $\text{Zn}^{2+}$ .  |

14. Объяснить образование химической связи по методу молекулярных орбиталей в следующих молекулах и ионах. Изобразить энергетическую диаграмму распределения электронов на молекулярных орбиталях, рассчитать порядок связи и указать какими свойствами — диамагнитными или парамагнитными — обладают данные частицы:

- а) CO;            е) NO;

- б)  $N_2$ ;                      ж)  $CO^+$ ;  
 в)  $NO^+$ ;                      з)  $CN^-$ ;  
 г)  $F_2$ ;                        и)  $O_2^+$ ;  
 д)  $O_2$ ;                        к)  $O_2^-$ ;

15. Пользуясь методом валентных связей, объяснить механизм образования химической связи в следующих частицах. Используя электронно-графические формулы, определить тип гибридизации центрального атома и геометрическую конфигурацию частицы:

- а)  $BF_3$ ;                      е)  $COCl_2$ ;  
 б)  $CO_2$ ;                      ж)  $BeF_4^{2-}$ ;  
 в)  $BF_4^-$ ;                      з)  $SiF_4$ ;  
 г)  $BCl_3$ ;                      и)  $SO_3$ ;  
 д)  $SO_2$ ;                      к)  $CCl_4$ .

16. Используя значения стандартных энтальпий образования приведенных оксидов и солей, сравнить их по термической устойчивости.

| Варианты                          | $\Delta H^{\circ}_{обр. 298} \text{ кДж/моль}$ | Варианты                          | $\Delta H^{\circ}_{обр. 298} \text{ кДж/моль}$ |
|-----------------------------------|------------------------------------------------|-----------------------------------|------------------------------------------------|
| а) $MgO$ (кр)<br>$ZnO$ (кр)       | -600,0<br>-347,5                               | е) $MgCO_3$ (кр)<br>$CaCO_3$ (кр) | -1111,9<br>-1205,9                             |
| б) $GeO_2$ (кр)<br>$PbO_2$ (кр)   | -538,0<br>-276,3                               | ж) $Al_2O_3$ (кр)<br>$N_2O_3$ (ж) | -1675,0<br>+83,3                               |
| в) $MgCO_3$ (кр)<br>$BaCO_3$ (кр) | -1111,9<br>-1217,6                             | з) $H_2O$ (ж)<br>$H_2O_2$ (ж)     | -285,5<br>-186,8                               |
| г) $ZnO$ (кр)<br>$HgO$ (кр)       | -347,5<br>-90,6                                | и) $MnO$ (кр)<br>$MnO_2$ (кр)     | -384,6<br>-519,6                               |
| д) $SnO_2$ (кр)<br>$PbO_2$ (кр)   | -576,5<br>-276,3                               | к) $NO$ (кр)<br>$NO_2$ (кр)       | +90,3<br>+33,9                                 |

17. а) 1 мл раствора хлороводородной кислоты (плотность 1 г/мл) содержит 0,01823 г хлороводорода. Какой объем хлороводорода, измеренного при нормальных условиях (н. у.), следует растворить в 1 л воды для получения данного раствора?

О т в е т: 11,2 л.

б) Вычислить объем раствора хлороводородной кислоты (плотность 1,10 г/мл) с массовой долей 20 %, необходимый для приготовления 500 мл 1 н. раствора этой кислоты?

О т в е т: 83 мл.



в) В литре воды растворили 1,119 л хлороводорода, измеренного при н. у. Вычислить массовую долю (%), молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента полученного раствора, считая, что его плотность равна 1,0 г/мл.

О т в е т: 0,18 %; 0,05 М; 0,05 н.

г) Рассчитать объем концентрированной серной кислоты с массовой долей 95,6 % (плотность 1,835 г/мл), который необходимо взять для приготовления 200 мл 0,5 М раствора?

О т в е т: 5,58 мл.

д) 30 мл концентрированной серной кислоты с массовой долей 95,6 % (плотность 1,835 г/мл) вливают в 1 л воды. Вычислить массовую долю (%), молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора, если его плотность 1,030 г/мл.

О т в е т: 4,95%; 0,52 М; 1,04 н.

18. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 20 % (плотность 1,143 г/мл) можно нейтрализовать 100 мл 0,5 н. раствора щелочи?

О т в е т: 10,7 мл.

19. Какой объем 0,1 н. раствора фосфорной кислоты можно приготовить из 200 мл 0,26 М раствора той же кислоты?

О т в е т: 1,5 л.

20. До какого объема надо разбавить 20 мл раствора хлорида меди (II) (плотность 1,2 г/мл) с массовой долей 20 %, чтобы получить раствор с концентрацией 0,5 н?

О т в е т: 0,142 л.

21. К 2 л воды добавили 1 л серной кислоты (плотность 1,84 г/мл) с массовой долей 100%. Плотность полученного раствора 1,55 г/мл. Вычислить массовую долю (%), молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента полученного раствора.

О т в е т: 47,91 %; 7,58 М; 15,16 н.

22. Какой объем раствора фосфорной кислоты (плотность 1,4 г/мл) с массовой долей 20% требуется для приготовления 5 л 0,3 н. раствора?

О т в е т: 175 мл.

23. рН желудочного сока, содержащего хлороводородную кислоту, равен 1,7. Вычислить массовую долю (%) HCl в желудочном соке, приняв плотность его равной 1 г/мл.

О т в е т: 0,073%.

24. pH крови здорового человека равен 7,36, а при сильной лихорадке pH понижается до 7. Во сколько раз увеличивается концентрация водородных ионов в крови?  
О т в е т: в 2,3 раза.
25. Вычислить pH:  
а) 0,0005 н раствора  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .  
О т в е т: 10,7  
б) 0,001 М раствора сероводорода, учитывая первую ступень ионизации. О т в е т: 5,02. \*
26. 5 мл раствора азотной кислоты (плотность 1,40 г/мл) с массовой долей 65 % разбавили водой до 2 л. Определить pH полученного раствора.  
О т в е т: 1,44.
27. pH раствора 8,4. Рассчитать концентрацию ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  в этом растворе.  
О т в е т:  $\text{C}(\text{H}^+) = 4 \cdot 10^{-9}$  моль/л;  $\text{C}(\text{OH}^-) = 2,5 \cdot 10^{-6}$  моль/л.
28. Определить pH раствора, содержащего в 2 л 0,001 моль углекислого газа.  
О т в е т: 4,91.
29. Вычислить молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента раствора серной кислоты, если известно, что pH 2,2.  
О т в е т:  $3,15 \cdot 10^{-3}$  М;  $6,3 \cdot 10^{-3}$  н.
30. 1 мл раствора хлороводородной кислоты (плотность 1,18 г/мл) с массовой долей 36 % разбавили водой до 1 л. Вычислить pH полученного раствора.  
О т в е т: 1,93.
31. Вычислить pH раствора NaOH (плотность 1,01 г/мл) с массовой долей 1 %, считая ионизацию полной.  
О т в е т: 13,4.
32. Вычислить концентрацию ионов  $\text{Ag}^+$  в насыщенном растворе AgCl, содержащем 0,1 моль/л хлорида натрия.  
О т в е т:  $1,6 \cdot 10^{-9}$  моль/л.
33. Какой объем воды необходим для растворения 0,1 г иодида свинца.  
О т в е т: 0,167 л.
- \* Здесь и далее необходимые значения констант ионизации кислот и оснований, константы растворимости приводятся в таблицах приложения.
34. Выпадет ли осадок сульфата свинца при сливании равных объемов 0,001 М растворов  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ?  
О т в е т: осадок выпадет.

35. Вычислить растворимость  $\text{CaSO}_4$  в моль/л и в г/л.

О т в е т:  $3,16 \cdot 10^{-3}$  моль/л; 0,43 г/л.

36. Сколько г бария в виде ионов содержится в 300 мл насыщенного раствора, принимаемого с суспензией  $\text{BaSO}_4$  при рентгеноскопическом исследовании желудка? Оцените, опасно ли это для жизни, если отравление наступит при приеме свыше 20 мг бария в виде ионов.

О т в е т: 0,00042 г (для жизни не опасно).

37. Сколько литров воды необходимо взять для растворения 1 г  $\text{PbCl}_2$ ?

О т в е т: 0,211 л.

38. В 1 л насыщенного раствора  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$  содержится  $5,4 \cdot 10^{-6}$  г соли. Вычислить  $K_s(\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2)$ .

О т в е т:  $6,3 \cdot 10^{-39}$ .

39. Выпадет ли осадок сульфата бария при сливании равных объемов 0,001 н. растворов сульфата натрия и хлорида бария?

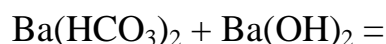
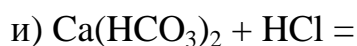
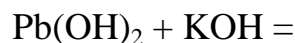
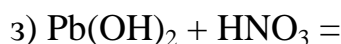
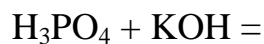
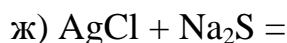
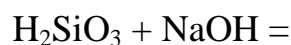
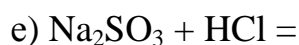
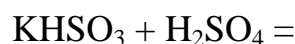
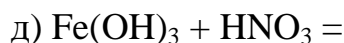
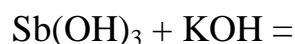
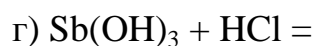
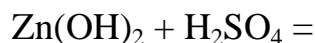
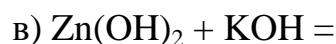
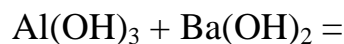
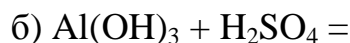
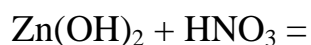
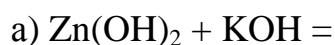
О т в е т: осадок выпадет.

40. В 100 мл насыщенного раствора карбоната кальция содержится 0,69 мг соли. Вычислить константу растворимости ( $K_{sp}$ )  $\text{CaCO}_3$ .

О т в е т:  $4,75 \cdot 10^{-9}$ .

41. Во сколько раз концентрация ионов серебра в насыщенном растворе иодида серебра больше, чем в насыщенном растворе сульфида серебра? О т в е т: в  $1,8 \cdot 10^8$ .

42. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения следующих реакций:



43. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме и указать pH растворов ( $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} = 7$ ,  $\text{pH} > 7$ ):
- а)  $\text{CrCl}_3$ ;  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Как можно усилить гидролиз этих солей?
  - б)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . Как можно уменьшить гидролиз этих солей?
  - в)  $\text{Na}_2\text{S}$ ;  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ . Как влияет увеличение температуры на гидролиз этих солей?
  - г)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ . Как влияет уменьшение температуры на гидролиз этих солей?
  - д)  $\text{CuSO}_4$ ;  $\text{K}_3\text{PO}_4$ . Как можно усилить гидролиз этих солей?
  - е)  $\text{ZnSO}_4$ ;  $\text{NaCN}$ . Как можно ослабить гидролиз этих солей?
  - ж)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Как влияет на степень гидролиза этих солей введение в раствор кислоты?
  - з)  $\text{NaClO}$ ;  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ . Как влияет на степень гидролиза этих солей введение в раствор щелочи?
  - и)  $\text{MgCl}_2$ ;  $\text{K}_3\text{PO}_4$ . Как влияет уменьшение температуры на гидролиз этих солей?
  - к)  $\text{AlCl}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Как влияет увеличение температуры на гидролиз этих солей?

44. Учитывая, что координационное число комплексообразователя равно 6, написать координационную формулу комплексного соединения, дать название. Написать уравнения ионизации комплексного соединения и выражение константы нестойкости комплексного иона:

- |                                                                               |                                                 |
|-------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------|
| а) $\text{Co}(\text{CN})_3 \cdot \text{KCN} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;      | з) $\text{CrF}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ;   |
| б) $\text{Co}(\text{SCN})_3 \cdot \text{NH}_4\text{SCN} \cdot 2\text{NH}_3$ ; | и) $\text{Fe}(\text{CN})_3 \cdot 3\text{KCN}$ ; |
| в) $\text{Sn}(\text{OH})_4 \cdot 2\text{NaOH}$ ;                              | к) $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ .         |
| г) $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ ;                                       |                                                 |
| д) $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot 3\text{KNO}_2$ ;                           |                                                 |
| е) $\text{Pt}(\text{OH})_4 \cdot \text{KOH} \cdot \text{KCl}$ ;               |                                                 |
| ж) $\text{CrCl}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O} \cdot 3\text{NH}_3$ ;             |                                                 |

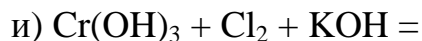
## КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 2

45. Написать уравнения реакций, протекающих на электродах при электролитическом способе получения щелочных металлов и щелочей.
46. Написать уравнения реакций горения лития, натрия, калия и назвать полученные соединения. Написать уравнения реакций полученных соединений с водой.

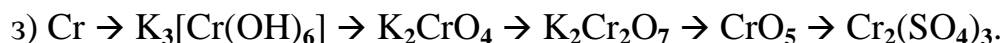
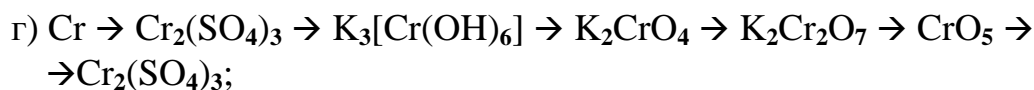
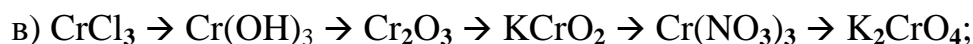
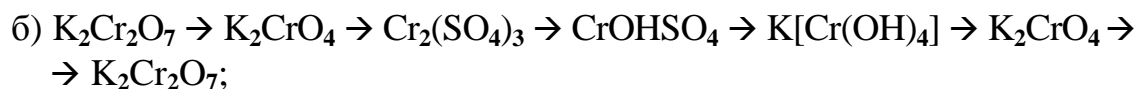
47. Написать уравнения реакций  $K_2O$ ,  $K_2O_2$ ,  $KO_2$ ,  $KO_3$  с водой. Какое из этих соединений получают при сгорании металлического калия на воздухе?
48. Какие свойства проявляет пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях? Указать степень окисления кислорода в этом соединении. Написать уравнения реакций:
- а) перманганата калия с пероксидом водорода в нейтральной среде;
  - б) сульфата хрома (III) с пероксидом водорода в щелочной среде. Уравнять ионно-электронным методом.
49. Какие свойства проявляет пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях и почему? Написать уравнения взаимодействия:
- а) пероксида водорода с хроматом натрия в нейтральной среде;
  - б) пероксида водорода с иодидом калия в кислой среде. Уравнять ионно-электронным методом.
50. Какие свойства проявляет пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях? Указать степень окисления кислорода в этом соединении. Написать уравнения реакций оксида висмута (III) с пероксидом натрия (при сплавлении) и перманганата калия с пероксидом натрия в кислой среде.
51. Какие свойства проявляет надпероксид калия в окислительно-восстановительных реакциях? Чему равна степень окисления кислорода в этом соединении? Написать уравнения реакций и уравнять ионно-электронным методом:
- а) надпероксида калия с серной кислотой;
  - б) надпероксида калия с иодидом калия в сернокислой среде.
52. В чем проявляются отличия свойств Be от свойств других s-элементов 2 группы? Написать уравнения реакций:
- а) бериллия с раствором щелочи;
  - б) гидроксида бериллия с раствором щелочи.
53. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду  $Be(OH)_2 \rightarrow Ba(OH)_2$  и почему? Написать уравнения реакций, подтверждающих амфотерные свойства  $Be(OH)_2$  в молекулярном и ионном виде.
54. Написать уравнения реакций пероксида бария:
- а) с серной кислотой;
  - б) с раствором нитрата серебра;
  - в) с раствором иодида калия в присутствии хлороводородной кислоты;
  - г) с оксидом марганца (IV) при сплавлении.

Указать, какие свойства проявляет пероксид бария в каждой реакции.

55. Положение хрома в ряду стандартных электродных потенциалов. Написать уравнения реакций хрома с разбавленными и концентрированными кислотами.
56. Как получить гидроксид хрома (III) из оксида хрома (III)? Подтвердить уравнениями реакций кислотные и окислительно-восстановительные свойства оксида и гидроксида хрома (III).
57. Какие степени окисления проявляет хром? Как изменяются кислотные и окислительно-восстановительные свойства в ряду гидроксидов хрома с увеличением степени окисления хрома? Подтвердить уравнениями реакций.
58. Указать, какие ионы существуют в водных растворах солей хрома (III) и хрома (VI): а) при  $\text{pH} > 7$ ; б) при  $\text{pH} < 7$ . Привести примеры соответствующих соединений, назвать их. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций перехода сульфата хрома (III) в хромит калия и дихромата калия в хромат калия.
59. Написать уравнение реакции получения пероксида хрома из дихромата калия. Какова степень окисления хрома в пероксиде хрома? Какие свойства проявляет пероксид хрома в окислительно-восстановительных реакциях? Подтвердить уравнениями реакций.
60. Закончить уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций (для реакций, протекающих в водных растворах, коэффициенты подобрать ионно-электронным методом). Определить молярные массы эквивалентов окислителей и восстановителей в реакциях:
- а)  $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{Br}_2 + \text{KOH} =$   
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- б)  $\text{CrCl}_3 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} =$   
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} =$
- в)  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{PH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$   
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} =$
- г)  $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} =$   
 $\text{CrO}_5 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- д)  $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} =$   
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- е)  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{сплав}$



61. Написать уравнения реакций (с коэффициентами) для следующих превращений:



62. Положение марганца в ряду стандартных электродных потенциалов. Написать уравнения реакций марганца с разбавленными и концентрированными кислотами.

63. Охарактеризовать изменение кислотно-основных свойств в ряду оксидов и гидроксидов марганца с увеличением степени окисления марганца. Написать уравнения реакций получения  $\text{MnO}_2$ , исходя из соединений марганца:

а) с более высокой степенью окисления;

б) с более низкой степенью окисления.

Коэффициенты подобрать ионно-электронным методом.

64. Подтвердить уравнениями реакций кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства  $\text{MnO}_2$ .

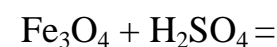
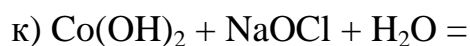
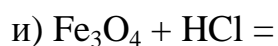
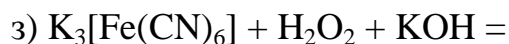
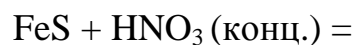
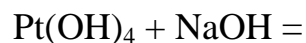
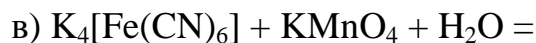
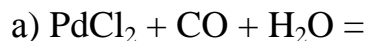
65. Написать уравнения реакций получения манганата калия путем:
- а) окисления;
  - б) восстановления соответствующих соединений марганца. Какие свойства проявляют манганаты в окислительно-восстановительных реакциях? Ответ подтвердить уравнениями реакций.
66. Как влияет pH раствора на окислительные свойства перманганатов? Ответ подтвердить уравнениями реакций, взяв в качестве восстановителей:
- а) сульфит натрия;
  - б) иодид калия.
67. Закончить и уравнять ионно-электронным методом следующие реакции:
- а)  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$   
 $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} =$
  - б)  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$   
 $\text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
  - в)  $\text{MnO}_2 + \text{HCl (конц.)} =$   
 $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{KOH} =$
  - г)  $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} =$   
 $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
  - д)  $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 =$   
 $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} =$
  - е)  $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} =$   
 $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{KOH} =$
  - ж)  $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$   
 $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
  - з)  $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} =$   
 $\text{MnO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
  - и)  $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} =$   
 $\text{MnSO}_4 + \text{KBiO}_3 + \text{HNO}_3 =$
  - к)  $\text{Mn(NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 =$   
 $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} =$
68. Написать уравнения реакций (с коэффициентами) для следующих превращений:
- а)  $\text{Na}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{NaMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{HMnO}_4;$
  - б)  $\text{Mn} \rightarrow \text{Mn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn};$



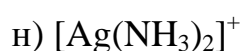
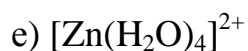
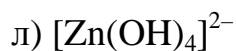
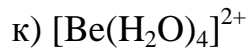
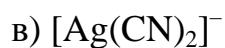
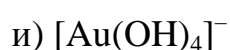
- в)  $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{MnOHCl}$ ;
- г)  $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_3$ ;
- д)  $\text{Mn}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Mn} \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$ ;
- е)  $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{CaMnO}_3 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7$ ;
- ж)  $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2$ ;
- з)  $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow (\text{MnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4$ ;
- и)  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4$ .

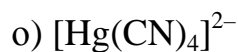
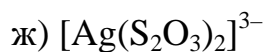
69. Охарактеризовать изменение окислительно-восстановительных свойств гидроксидов Fe (II), Co (II) и Ni (II). Написать уравнения реакций водного раствора сульфата железа (II): а) с кислородом; б) с бромом в щелочной среде. Какие из указанных гидроксидов можно окислить пероксидом водорода?
70. Охарактеризовать изменение кислотно-основных свойств гидроксидов Fe (III), Co (III) и Ni (III). Написать уравнения реакций хлороводородной кислоты; а) с гидроксидом железа (III); б) с гидроксидом кобальта (III).
71. Написать уравнение реакции получения феррата натрия из хлорида железа (III). Какими свойствами обладают ферраты в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнения реакций феррата натрия:
  - а) с концентрированной хлороводородной кислотой;
  - б) с водой.
72. Как взаимодействует железо с концентрированными азотной и серной кислотами при обычных условиях и при нагревании? Написать уравнения соответствующих реакций.
73. Написать уравнения реакций гидролиза  $\text{FeSO}_4$  и  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  в молекулярной и ионной форме. Сравнить степень гидролиза и pH в растворах этих солей одинаковой концентрации. Как можно усилить гидролиз этих солей?
74. Написать уравнения реакций (с коэффициентами) для следующих превращений:
  - а)  $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{FeO}_2)_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ;
  - б)  $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{KFeO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ ;
  - в)  $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeOHHSO}_4$ ;
  - г)  $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{KFeO}_2 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{FeOHCl}_2$ .
75. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций, доказывающих амфотерные свойства гидроксида платины (IV).

76. Закончить и уравнять ионно-электронным методом следующие реакции:



77. Объяснить по методу валентных связей механизм образования химической связи, тип гибридизации и геометрическую конфигурацию следующих комплексных ионов:

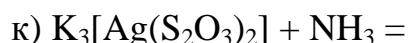
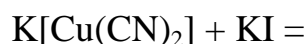
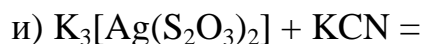
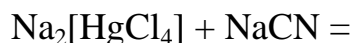
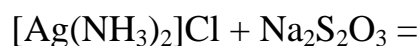
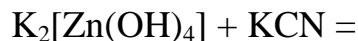
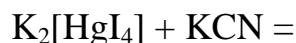
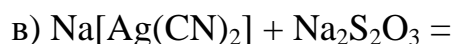
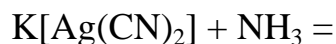
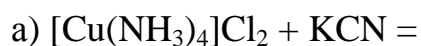




78. Написать электронные формулы атомов элементов I В-группы. Какие степени окисления могут проявлять Cu, Ag, Au? Написать уравнения реакций:
- получения  $\text{Cu}_2\text{O}$  из  $\text{CuCl}_2$ ;
  - гидролиза  $\text{CuCl}_2$  и  $\text{AuCl}_3$ .
79. Положение Cu, Ag, Au в ряду стандартных электродных потенциалов. Написать уравнения реакций взаимодействия Cu, Ag, Au с кислотами.
80. В чем заключается различие взаимодействия гидроксида меди (II) с избытком гидроксида натрия и с водным раствором аммиака? Написать уравнения реакций.
81. Подтвердить уравнениями реакций кислотно-основные свойства оксида и гидроксида золота (III).
82. Написать уравнения реакций, протекающих при осуществлении следующих превращений:  $\text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{CuO}_2)_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CuO}$ .
83. Положение Zn и Hg в ряду стандартных электродных потенциалов. Написать уравнения реакций взаимодействия Zn и Hg с разбавленными и концентрированными кислотами.
84. Написать уравнения реакций солей цинка и ртути (II) с раствором аммиака. Как повлияет добавление солей аммония и избыток аммиака на это взаимодействие?
85. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций гидролиза нитратов цинка, ртути (I) и ртути (II). Как можно ослабить гидролиз этих солей?
86. Какие свойства проявляют соединения ртути (I) и ртути (II) в окислительно-восстановительных реакциях? Ответ подтвердить уравнениями реакций.
87. Написать уравнение диспропорционирования иона  $\text{Hg}_2^{2+}$ . Как можно предотвратить диспропорционирование солей ртути (I) в растворе? В каком направлении сместится равновесие реакции при добавлении к раствору  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ : а) сульфид-иона; б) избытка иодид-ионов?
88. Написать уравнения реакций получения следующих комплексных соединений в молекулярном и ионном виде:
- сульфата тетраамминцинка из сульфата цинка;  
дицианидокупрата (I) калия из цианида меди (I);
  - тетрагидроксидобериллата натрия из гидроксида бериллия;

- хлорида диамминсеребра (I) из хлорида серебра (I);  
 в) тетраиодидогидраргирата (II) калия из иодида ртути (II);  
 сульфата тетраамминмеди (II) из сульфата меди (II);  
 г) хлорида тетраамминцинка из хлорида цинка;  
 дитиосульфатокупрата (I) натрия из тиосульфата меди (I);  
 д) тетрацианидогидраргирата (II) калия из цианида ртути (II);  
 тетрагидроксидоаурата (III) натрия из гидроксида золота (III).

89. Используя величины констант нестойкости соответствующих комплексных ионов, сделайте выводы о возможности образования новых комплексных соединений и напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде:



90. Закончить уравнения следующих реакций, коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водных растворах, расставить ионно-электронным методом:

- а)  $\text{Hg} + \text{KCN} + \text{H}_2\text{O}_2 =$   
 $\text{Ag} + \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 =$
- б)  $\text{ZnS} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) =$   
 $\text{Ag} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8 \rightarrow \text{сплавнение}$
- в)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3 + \text{CO} + \text{KOH} =$   
 $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} =$
- г)  $\text{AgBr} + \text{NaCN} =$   
 $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) =$
- д)  $\text{Au} + \text{KCN} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} =$   
 $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) =$

### КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 3

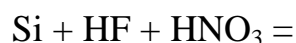
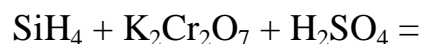
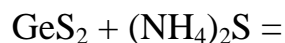
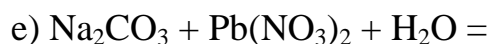
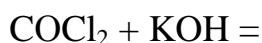
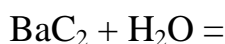
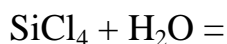
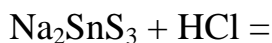
91. Как получают галогениды бора и какова в них природа химической связи? Написать уравнения реакций гидролиза  $\text{BF}_3$  и  $\text{BCl}_3$ .
92. Как получают диборан? Какова особенность химической связи в диборане? Написать уравнение реакции диборана с водой.
93. Способы получения борной кислоты (привести несколько уравнений реакций). Написать уравнения реакций борной кислоты: а) с избытком щелочи; б) с недостатком щелочи.
94. Какие качественные реакции характерны для борной кислоты и ее солей? Привести примеры соответствующих реакций. Написать уравнения реакции гидролиза тетрабората натрия (1 и 2 стадии).
95. Написать уравнения реакций гидролиза  $\text{BCl}_3$  и  $\text{AlCl}_3$  в молекулярном и ионном виде.
96. Написать уравнения реакций взаимодействия бора и алюминия с концентрированной азотной кислотой и расставить коэффициенты ионно-электронным методом.

97. Алюмокалиевые квасцы. Написать уравнения реакций получения квасцов, их ионизации в водном растворе и взаимодействия: а) с избытком раствора щелочи; б) с раствором  $\text{BaCl}_2$ . Применение алюмокалиевых квасцов в медицине.
98. Сравнить кислотно-основные свойства гидроксидов бора и алюминия. Написать уравнения реакций, доказывающих эти свойства, в молекулярном и ионном виде.
99. Как получают буру? Написать уравнения реакции гидролиза буры. Какие соединения бора применяются в медицине?
100. Какие из следующих соединений  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{BF}_3$  взаимодействуют с водой? Написать уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.
101. Закончить уравнения следующих реакций, коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водных растворах, расставить ионно-электронным методом:
- а)  $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} =$   
 $\text{B}_2\text{H}_6 + \text{H}_2\text{O} =$
- б)  $\text{Al} + \text{KNO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} =$   
 $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NaOH}$  (изб.) =
- в)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{S} =$   
 $\text{B}_2\text{H}_6 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} =$
- г)  $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} =$   
 $\text{BF}_3 + \text{H}_2\text{O} =$
- д)  $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{KOH}$  (недост.) =  
 $\text{Al} + \text{HNO}_3$  (очень разб.) =
- е)  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} =$   
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH}$  (изб.) =
- ж)  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{FeSO}_4 =$   
 $\text{BCl}_3 + \text{NaOH} =$
- з)  $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{HCl}$  (изб.) =  
 $\text{B}_2\text{H}_6 + \text{NaBiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- и)  $\text{B} + \text{HNO}_3 + \text{HF} =$



102. Получение и свойства оксидов углерода. Написать уравнения реакций оксида углерода (II) с хлором и оксида углерода (IV): а) с гидроксидом бария; б) с карбонатом бария в присутствии воды.
103. Получение и строение циановодородной кислоты. Цианиды. Написать уравнения реакций цианида натрия: а) с серой; б) с пероксидом водорода. Где применяются эти реакции?
104. Написать уравнения реакций:
- а) кремния с концентрированной азотной кислотой в присутствии фтороводородной кислоты;
  - б) кремния с раствором щелочи;
  - в) тетрафторида кремния с водой.
105. Объяснить образование химической связи в карбониле железа по методу валентных связей. Написать уравнение реакции его термического разложения.
106. Получение сероуглерода и тиокарбонатов. Свойства тиюгольной кислоты.
107. Классификация карбидов металлов по типу связи. Как можно получить карбиды кальция и алюминия? Написать уравнения реакций:
- а) карбида кальция с водой; б) карбида алюминия с раствором щелочи; в) карбида алюминия с хлороводородной кислотой.
108. Как изменяется термическая устойчивость и восстановительные свойства в ряду  $\text{CH}_4\text{—SiH}_4\text{—GeH}_4\text{—SnH}_4$ ? Написать уравнения реакций получения силана и его взаимодействия с раствором щелочи.
109. Как получают галогениды олова (II) и (IV). Каков характер химической связи в этих соединениях? Написать уравнения реакций гидролиза хлоридов олова (II) и (IV).
110. Какие из перечисленных сульфидов:  $\text{GeS}_2$ ,  $\text{SnS}$ ,  $\text{SnS}_2$ ,  $\text{PbS}$  образуют тиосоли? Написать уравнения реакций получения соответствующих тиосолей и назвать их. Написать уравнения реакции  $\text{SnS}$  с концентрированной азотной кислотой и уравнивать эту реакцию ионно-электронным методом.
111. Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов в ряду  $\text{Ge(IV)—Sn(IV)}$ . Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций  $\text{Ge(OH)}_4$ : а) с раствором щелочи; б) с хлороводородной кислотой.

112. Закончить уравнения следующих реакций, коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях расставить ионно-электронным методом:



113. Какие типы реакций характерны для аммиака? Привести примеры. Написать уравнение реакции взаимодействия аммиака с перманганатом калия в нейтральной среде, уравнивать реакцию ионно-электронным методом.

114. Написать уравнения реакций термического разложения следующих солей аммония:  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Какие из этих реакций являются окислительно-восстановительными?

115. Как получают аммиак в промышленности и в лаборатории? Какие свойства проявляет аммиак в окислительно-восстановительных реакциях? Привести примеры. Написать уравнение реакции взаимодействия гипохлорита натрия с аммиаком, уравнивать реакцию ионно-электронным методом.

116. Какую степень окисления проявляет азот в гидразине? Как получают гидразин? Написать уравнения реакций гидразина: а) с дихроматом калия в кислой среде; б) с хлоридом Sn (II) в водном растворе HCl. Уравнивать реакции ионно-электронным методом.

117. Какую степень окисления проявляет азот в гидроксилаmine? Как получают гидроксиламин? Написать уравнения реакций гидроксиламина: а) с цинком в водном растворе HCl; б) с хлором в щелочной среде. Уравнивать реакции ионно-электронным методом.

118. Какое строение имеет азид-ион? Как получают азотоводородную кислоту? Написать уравнение реакции азотоводородной кислоты с медью.

119. Какие свойства проявляет азотистая кислота и ее соли в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнения реакций нитрита калия:



а) с сульфатом железа (II) в кислой среде; б) с перманганатом калия в нейтральной среде. Уравнять реакции ионно-электронным методом.

120. Как получают азотную кислоту в промышленности? Как взаимодействует азотная кислота с металлами в зависимости от концентрации кислоты и активности металлов? Привести примеры.

121. Какие оксиды образует азот и как их получают? Написать уравнения реакций термического разложения следующих нитратов:  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Cu(NO}_3)_2$ ,  $\text{Bi(NO}_3)_3$ ,  $\text{AgNO}_3$ .

122. Какое строение имеют фосфорная, фосфористая и фосфорноватистая кислоты? Какова основность этих кислот? Написать уравнения реакций этих кислот со щелочами.

123. Какие свойства проявляет фосфорноватистая кислота и ее соли в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнения реакций фосфорноватистой кислоты: а) с раствором нитрата ртути (II); б) с хлоридом Sn (II) в растворе хлороводородной кислоты. Уравнять реакции ионно-электронным методом.

124. Как получают соединения мышьяка и сурьмы с водородом? Какие свойства они проявляют в окислительно-восстановительных реакциях? Привести примеры. Написать уравнение реакции определения мышьяка по методу Марша.

125. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду  $\text{HNO}_2$ — $\text{H}_3\text{PO}_3$ — $\text{H}_3\text{AsO}_3$ — $\text{Sb(OH)}_3$ — $\text{Bi(OH)}_3$ ? Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающие амфотерные свойства  $\text{Sb(OH)}_3$ .

126. Чем объясняется окислительно-восстановительная двойственность соединений мышьяка (III)? Написать уравнения реакций арсенита натрия: а) с сульфатом меди (II) в щелочной среде; б) с хлоридом олова (II) в водном растворе HCl. Уравнять реакции ионно-электронным методом.

127. Как и почему изменяется характер связи в ряду  $\text{NCl}_3$ — $\text{PCl}_3$ — $\text{AsCl}_3$ — $\text{SbCl}_3$ — $\text{BiCl}_3$ ? Написать уравнения реакций гидролиза этих соединений в молекулярном и ионном виде.

128. Как получают висмутат натрия и какие свойства проявляет он в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнение реакции висмутата натрия с сульфатом марганца (II) в сернокислой среде. Уравнять реакцию ионно-электронным методом.

129. Написать уравнения реакций мышьяка, сурьмы и висмута: а) с концентрированной серной кислотой при нагревании; б) с концентрированной азот-

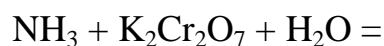
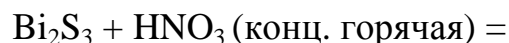
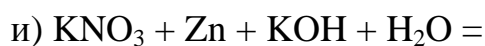
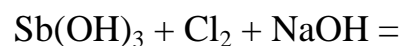
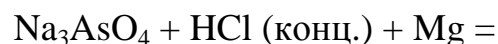
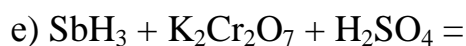
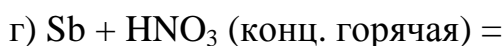
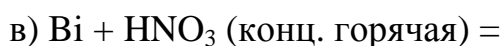
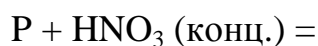
ной кислотой при нагревании. Уравнять реакции ионно-электронным методом.

130. а) Какие из перечисленных сульфидов:  $\text{As}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Bi}_2\text{S}_3$  образуют тиосоли? Написать уравнения реакций получения соответствующих тиосолей. Написать уравнение реакции сульфида висмута (III) с концентрированной азотной кислотой.

б) Какие соединения с серой образуют мышьяк, сурьма и висмут? Какие из них образуют тиосоли? Написать уравнения реакций сульфида сурьмы (III) с сульфидом натрия и сульфида мышьяка (III) с дисульфидом натрия. Назвать полученные соединения.

131. Каков состав и механизм окислительного действия «царской водки»? Написать уравнения реакций: а) концентрированной азотной кислоты с концентрированной хлороводородной кислотой; б) «царской водки» с золотом. Уравнять реакции ионно-электронным методом.

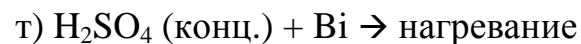
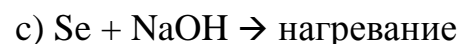
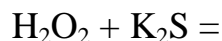
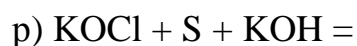
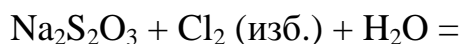
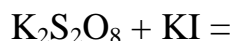
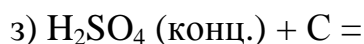
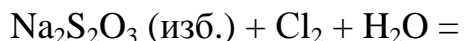
132. Закончить уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций. Коэффициенты в реакциях, протекающих в водных растворах, расставить ионно-электронным методом:



133. Как изменяется характер химической связи и кислотно-основные свойства оксидов элементов III периода? Какие из этих оксидов взаимодействуют с водой? Написать уравнения соответствующих реакций.

134. Как метод валентных связей объясняет строение молекулы озона? Указать степени окисления кислорода в озоне. Написать уравнение реакции озона с иодидом калия в кислой среде.
135. Какие степени окисления проявляет сера в своих соединениях? Объяснить на основании строения атома. Какие свойства проявляет сера в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнения реакций серы:
- а) с концентрированным раствором щелочи;
  - б) с концентрированной азотной кислотой.
- Уравнять реакции ионно-электронным методом.
136. Объяснить характер изменения силы кислот в ряду  $\text{H}_2\text{S}—\text{H}_2\text{Se}—\text{H}_2\text{Te}$ . Написать уравнения реакций гидролиза сульфида натрия и селенида натрия в молекулярном и ионном виде. Какая из солей гидролизована в большей степени и почему?
137. Как изменяется термическая устойчивость и восстановительная активность в ряду  $\text{H}_2\text{S}—\text{H}_2\text{Se}—\text{H}_2\text{Te}$ ? Написать уравнения реакций сероводорода с концентрированной азотной кислотой и теллуридоводорода с концентрированной серной кислотой. Уравнять реакции ионно-электронным методом.
138. Какие свойства проявляют соединения серы (IV) в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнения реакций сульфита натрия:
- а) с дихроматом калия в сернокислой среде;
  - б) с цинком в растворе хлороводородной кислоты.
- Уравнять реакции ионно-электронным методом.
139. Какие свойства проявляют соединения селена (IV) в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнения реакций селенистой кислоты:
- а) с сероводородом;
  - б) с хлорноватой кислотой.
- Уравнять реакции ионно-электронным методом.
140. Сопоставить кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов серы (IV), селена (IV) и теллура (IV). Написать уравнение реакции селенистой кислоты с оксидом серы (IV).
141. В чем заключается различие во взаимодействии разбавленной и концентрированной серной кислоты с металлами? Написать уравнения реакций разбавленной и концентрированной серной кислоты с Fe, Zn, Cu.
142. Как получают  $\text{SOCl}_2$  и  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ? Назвать эти соединения. Написать уравнения реакций гидролиза этих соединений в молекулярном и ионном виде.

143. Степени окисления серы в тиосульфат-ионе. Написать уравнения реакций тиосульфата натрия: а) с разбавленной серной кислотой; б) с хлором в водном растворе.
144. Как получают тиосульфат натрия? Написать уравнения реакций:  
а) тиосульфата натрия с иодом; б) бромида серебра с избытком тиосульфата натрия. Где применяется эта реакция?
145. Какие свойства проявляет тиосульфат натрия в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнения реакций тиосульфата натрия: а) с избытком брома в водном растворе; б) с хлороводородной кислотой.
146. Объяснить особенность строения пероксосерных кислот. Какие свойства они проявляют в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнения реакций пероксидисерной и пероксимonosерной кислот с водой. Где используются эти реакции?
147. Какие свойства проявляют соли пероксосерных кислот в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнения реакций пероксодисульфата аммония: а) с раствором иодида калия; б) с раствором нитрита калия. Уравнять реакции ионно-электронным методом.
148. Как получают пероксодисерную кислоту? Написать ее графическую формулу. Написать уравнения реакций пероксодисерной кислоты:  
а) с сероводородом; б) с иодоводородом. Уравнять реакции ионно-электронным методом.
149. Закончить и уравнивать ионно-электронным методом следующие реакции:
- |                                                                                          |                                                                                        |
|------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------|
| а) $\text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{Au} =$                                                | к) $\text{H}_2\text{Se} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} =$                              |
| $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$                 | $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \text{ (изб.)} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} =$  |
| б) $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} =$                                 | л) $\text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{HCl} \text{ (конц.)} =$                             |
| $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 =$                                         | $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 \text{ (изб.)} + \text{H}_2\text{O} =$  |
| в) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} =$ | м) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} =$                              |
| $\text{NaBrO} + \text{S} + \text{NaOH} =$                                                | $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} =$                                          |
| г) $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} + \text{S} =$                                  | н) $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} + \text{Cu} =$                               |
| $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} =$                                           | $\text{S} + \text{KOH} =$                                                              |
| д) $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} + \text{Pb} =$                                 | о) $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} + \text{Mg} \xrightarrow{\text{нагревание}}$ |
| $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{S} =$                                          | $\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} =$                                |
| е) $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} + \text{Ag} =$                                 | п) $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} + \text{C} =$                                |
| $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{SO}_2 =$                                                 | $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Zn} + \text{HCl} =$                                    |

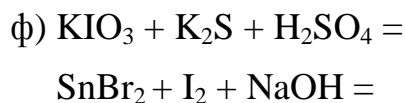
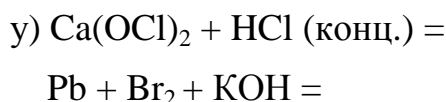
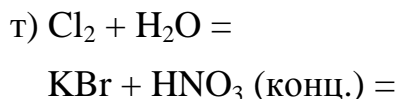
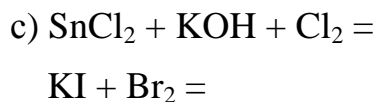
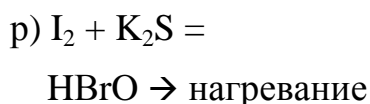
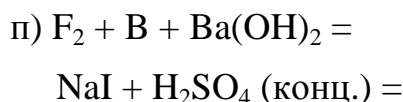
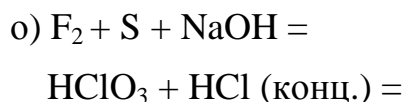
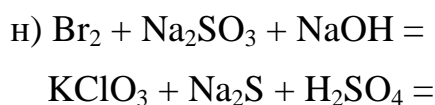
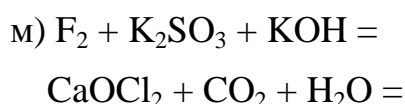
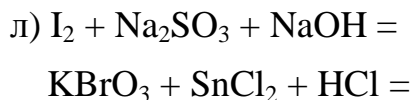
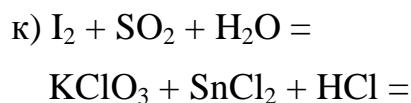
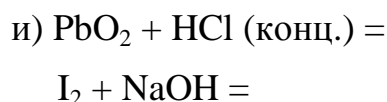
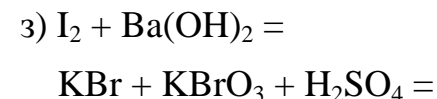
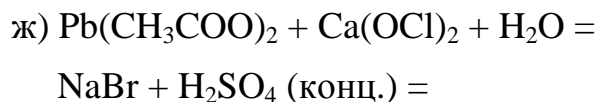
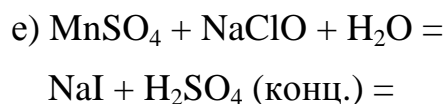
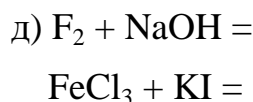
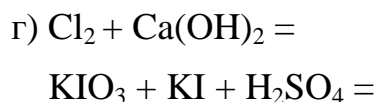
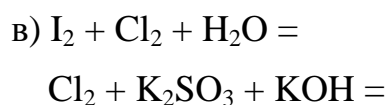
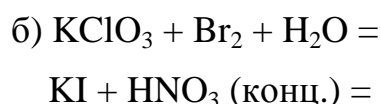
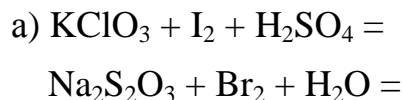


150. Какие степени окисления проявляет фтор в своих соединениях? Объяснить на основании строения атома. Составить уравнения реакций фтора: а) с водой; б) со щелочью.
151. Какие степени окисления проявляет хлор в своих соединениях? Объяснить на основании строения атома. Составить уравнения реакций хлора: а) с водой; б) со щелочью при нагревании.
152. Какие степени окисления проявляет бром в своих соединениях? Объяснить на основании строения атома. Составить уравнения реакций брома с раствором щелочи без нагревания и при нагревании.
153. Какие степени окисления проявляет иод в своих соединениях? Объяснить на основании строения атома. Составить уравнение реакции иода с раствором щелочи.
154. Кислородосодержащие кислоты хлора. Дать названия кислот и соответствующих им солей по международной номенклатуре. Написать уравнение реакции гипохлорита натрия с нитратом свинца в нейтральной среде. Уравнять реакцию ионно-электронным методом.
155. Кислородосодержащие кислоты брома. Дать названия кислот и соответствующих им солей по международной номенклатуре. Написать уравнение реакции бромата калия с сульфидом калия в сернокислой среде. Уравнять реакцию ионно-электронным методом.
156. Кислородосодержащие кислоты иода. Дать названия кислот и соответствующих им солей по международной номенклатуре. Написать уравнение реакции иодата калия с иодидом калия в сернокислой среде. Уравнять реакцию ионно-электронным методом.
157. Объяснить характер изменения силы кислот в ряду  $\text{HClO}—\text{HClO}_2—\text{HClO}_3—\text{HClO}_4$ . Дать названия этим кислотам. Как получают хлорат калия и где его применяют? Написать уравнение реакции хлората калия с иодом в сернокислой среде.

158. Объяснить характер изменения устойчивости и окислительной активности в ряду  $\text{HClO}—\text{HClO}_2—\text{HClO}_3—\text{HClO}_4$ . В каких средах проявляют окислительные свойства: а) гипохлориты; б) хлораты? Написать уравнение реакции бромата калия с бромидом калия в сернокислой среде и уравнивать его ионно-электронным методом.
159. Написать уравнение реакции получения хлорной извести. Какими свойствами она обладает? Написать уравнения реакций хлорной извести: а) с водным раствором  $\text{SO}_2$ ; б) с концентрированной хлороводородной кислотой.
160. Объяснить, одинаково ли взаимодействуют кристаллические фторид кальция и бромид натрия при нагревании с концентрированной серной кислотой. Написать уравнения соответствующих реакций.
161. Объяснить, одинаково ли взаимодействуют кристаллические хлорид натрия и иодид калия при нагревании с концентрированной серной кислотой. Написать уравнения соответствующих реакций.
162. Как изменяется сила кислот в ряду  $\text{HF}—\text{HCl}—\text{HBr}—\text{HI}$ ? Почему нельзя получить чистые  $\text{HBr}$  и  $\text{HI}$  действием концентрированной серной кислоты на кристаллические  $\text{KBr}$  и  $\text{KI}$ ? Написать уравнения соответствующих реакций.
163. Как изменяется термическая устойчивость и восстановительная активность в ряду  $\text{HF}—\text{HCl}—\text{HBr}—\text{HI}$ ? Написать уравнение реакции кристаллического иодида натрия с концентрированной серной кислотой.
164. Как получают бром в лаборатории? Какие свойства проявляет бром в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнение реакции сероводородной воды с избытком брома.
165. Как получают хлор в лаборатории? Какие свойства проявляет хлор в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнения реакций хлора: а) с раствором щелочи при нагревании; б) с раствором иода.
166. Как получают диоксид хлора? Какие свойства проявляет он в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнение реакции хлора с раствором щелочи при охлаждении.
167. Как получают иод в лаборатории? Какие свойства проявляет иод в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнение реакции иода с хлорноватой кислотой.
168. Как получают иодноватую кислоту? Написать уравнение реакции ее термического разложения (две стадии). Написать уравнение реакции оксида иода (V) с оксидом углерода (II). Где применяется эта реакция?

169. Как получают фтор? Как изменяются окислительно-восстановительные свойства в ряду  $F_2—Cl_2—Br_2—I_2$ ? Написать уравнение реакции иода с бромом в водном растворе.

170. Закончить уравнения следующих реакций и уравнивать их ионно-электронным методом:



## ВАРИАНТЫ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

| Предпоследняя<br>цифра номера<br>зачетной<br>книжки | Последняя<br>цифра<br>номера<br>зачетной<br>книжки | №<br>вари-<br>анта | №<br>конт-<br>рольной<br>работы | № вопросов и задач                                             |
|-----------------------------------------------------|----------------------------------------------------|--------------------|---------------------------------|----------------------------------------------------------------|
| 0 или четная                                        | 1                                                  | I                  | 1                               | 1а, 3а, 5а, 6а, 7, 13а, 14а, 16а, 17а, 23, 32, 42а, 43а, 44а   |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 49, 55, 60а, 61а, 67а, 68а, 69, 76б, 77а, 78, 89б, 90а         |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 91, 101а, 102, 112а, 113, 123, 132а, 133, 143, 149а, 150, 170б |
| 0 или четная                                        | 2                                                  | II                 | 1                               | 1б, 4б, 5б, 6б, 8, 13б, 15б, 16б, 17б, 24, 33, 42б, 43б, 44б   |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 4б, 5б, 60б, 61б, 67г, 68б, 70, 76а, 77б, 79, 89а, 90в         |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 92, 101б, 103, 112б, 114, 124, 132б, 134, 144, 149в, 151, 170в |
| 0 или четная                                        | 3                                                  | III                | 1                               | 1в, 3в, 5в, 6в, 9, 13в, 14в, 16в, 17в, 25а, 34, 42в, 43в, 44в  |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 47, 57, 60в, 61в, 67б, 68в, 71, 76в, 77в, 80, 89г, 90б         |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 93, 101в, 104, 112г, 115, 125, 132в, 135, 145, 149д, 152, 170а |
| 0 или четная                                        | 4                                                  | IV                 | 1                               | 1г, 4г, 5г, 6г, 10, 13г, 15г, 16г, 17г, 25б, 35, 42г, 43г, 44г |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 48, 58, 60д, 61д, 67в, 68г, 72, 76г, 77г, 81, 89в, 90г         |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 94, 101д, 105, 112в, 116, 127, 132г, 136, 146, 149б, 153, 170г |
| 0 или четная                                        | 5                                                  | V                  | 1                               | 1д, 3д, 5д, 6д, 11, 13е, 14д, 16д, 17д, 26, 36, 42д, 43д, 44д  |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 45, 59, 60а, 61е, 67д, 68д, 73, 76д, 77д, 82, 89д, 90д         |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 95, 101д, 106, 112г, 117, 128, 132д, 137, 147, 149е, 154, 170д |



*Продолжение*

| Предпоследняя<br>цифра номера<br>зачетной<br>книжки | Последняя<br>цифра<br>номера<br>зачетной<br>книжки | №<br>вари-<br>анта | №<br>конт-<br>рольной<br>работы | № вопросов и задач                                              |
|-----------------------------------------------------|----------------------------------------------------|--------------------|---------------------------------|-----------------------------------------------------------------|
| <b>0</b> или четная                                 | <b>6</b>                                           | <b>VI</b>          | <b>1</b>                        | 2а, 4е, 5е, 6е, 12а, 13д, 15е, 16е, 18, 27, 37, 42е, 43е, 44е   |
|                                                     |                                                    |                    | <b>2</b>                        | 50, 55, 60е, 61г, 67е, 68е, 69, 76а, 77е, 83, 89е, 90а          |
|                                                     |                                                    |                    | <b>3</b>                        | 96, 101г, 107, 112д 118, 126, 132з, 138, 148, 149г, 155, 170е   |
| <b>0</b> или четная                                 | <b>7</b>                                           | <b>VII</b>         | <b>1</b>                        | 2б, 3ж, 5ж, 6ж, 12б, 13ж, 14ж, 19, 28, 38, 42ж, 43ж, 44ж        |
|                                                     |                                                    |                    | <b>2</b>                        | 51, 56, 60ж, 61а, 67ж, 68ж, 70, 76г, 77ж, 84, 89ж, 90б          |
|                                                     |                                                    |                    | <b>3</b>                        | 97, 101ж, 108, 112е, 119, 129, 132ж, 139, 141, 149ж, 156, 170ж  |
| <b>0</b> или четная                                 | <b>8</b>                                           | <b>VIII</b>        | <b>1</b>                        | 2в, 4з, 5з, 6з, 12в, 13з, 15з, 16з, 20, 29, 39, 42з, 43з, 44з   |
|                                                     |                                                    |                    | <b>2</b>                        | 52, 57, 60з, 61ж, 67з, 68з, 71, 76д, 77з, 85, 89и, 90в          |
|                                                     |                                                    |                    | <b>3</b>                        | 98, 101и, 109, 112ж, 120, 130а, 132е, 140, 141, 149з, 157, 170г |
| <b>0</b> или четная                                 | <b>9</b>                                           | <b>IX</b>          | <b>1</b>                        | 2г, 3и, 5и, 6и, 12г, 13и, 14и, 16и, 21, 30, 40, 42и, 43и, 44и   |
|                                                     |                                                    |                    | <b>2</b>                        | 53, 58, 60и, 61з, 67и, 68и, 72, 76е, 77и, 86, 89з, 90б          |
|                                                     |                                                    |                    | <b>3</b>                        | 99, 101е, 110, 112и, 121, 130б, 132ж, 141, 142, 149и, 158, 170и |
| <b>Нечетная</b>                                     | <b>0</b>                                           | <b>X</b>           | <b>1</b>                        | 2д, 4к, 5к, 6к, 12д, 13к, 15к, 16к, 22, 31, 41, 42к, 43к, 44к   |
|                                                     |                                                    |                    | <b>2</b>                        | 54(а,б), 59, 60к, 61в, 62, 67а, 68, 73, 76ж, 77к, 87, 89к, 90б. |
|                                                     |                                                    |                    | <b>3</b>                        | 100, 101к, 111, 112з, 122, 131, 132и, 142, 144, 149м, 159, 170з |

*Продолжение*

| Предпоследняя<br>цифра номера<br>зачетной<br>книжки | Последняя<br>цифра<br>номера<br>зачетной<br>книжки | №<br>вари-<br>анта | №<br>конт-<br>рольной<br>работы | № вопросов и задач                                             |
|-----------------------------------------------------|----------------------------------------------------|--------------------|---------------------------------|----------------------------------------------------------------|
| Нечетная                                            | 1                                                  | XI                 | 1                               | 1б, 3б, 5д, 6е, 7, 13а, 15а, 16в, 17а, 23, 32, 42а, 43б, 44в   |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 54(в,г), 55, 60б, 61б, 63, 67б, 74а, 76з, 77н, 83, 88а, 90а    |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 91, 101з, 103, 112к, 113, 123, 132е, 143, 147, 149н, 160, 170к |
| Нечетная                                            | 2                                                  | XII                | 1                               | 1в, 4в, 5е, 6ж, 8, 13б, 14г, 16г, 17б, 24, 33, 42б, 43в, 44г   |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 46, 56, 60в, 61г, 64, 67г, 74б, 76и, 77и, 84, 88б, 90б         |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 92, 101к, 104, 112е, 114, 124, 132а, 133, 144, 149о, 161, 170л |
| Нечетная                                            | 3                                                  | XIII               | 1                               | 1г, 3г, 5ж, 6з, 9, 13в, 15в, 16д, 17в, 25а, 34, 42в, 43г, 44д  |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 47, 57, 60г, 61д, 65, 67а, 74в, 76к, 77о, 85, 88в, 90в         |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 93, 101а, 105, 112а, 115, 125, 132б, 134, 145, 149и, 162, 170м |
| Нечетная                                            | 4                                                  | XIV                | 1                               | 1д, 4д, 5з, 6и, 10, 13г, 14б, 16е, 17г, 25б, 35, 42г, 43д, 44е |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 48, 58, 60е, 61ж, 66, 67г, 74г, 76а, 77д, 86, 88г, 90г         |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 94, 101в, 106, 112б, 118, 126, 132в, 135, 140, 149к, 163, 170н |
| Нечетная                                            | 5                                                  | XV                 | 1                               | 1а, 3е, 5и, 6к, 11, 13д, 15ж, 16ж, 17д, 26, 36, 42д, 43е, 44ж  |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 46, 59, 60е, 61в, 62, 67б, 74а, 76б, 77г, 87, 88д, 90в         |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 95, 101е, 107, 112з, 116, 127, 132г, 136, 142, 149л, 164, 170о |

*Продолжение*

| Предпоследняя<br>цифра номера<br>зачетной<br>книжки | Последняя<br>цифра<br>номера<br>зачетной<br>книжки | №<br>вари-<br>анта | №<br>конт-<br>рольной<br>работы | № вопросов и задач                                              |
|-----------------------------------------------------|----------------------------------------------------|--------------------|---------------------------------|-----------------------------------------------------------------|
| Нечетная                                            | 6                                                  | XVI                | 1                               | 2б, 4ж, 5к, 6а, 12а, 13е, 14з, 16з, 18. 27, 37, 42е, 43ж, 44з   |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 50, 55, 60з, 61е, 63, 67в, 74б, 76б, 77б, 78, 89и, 90д          |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 96, 101е, 108, 112ж, 117, 128, 132з, 137, 146, 149п, 165, 170п  |
| Нечетная                                            | 7                                                  | XVII               | 1                               | 2в, 3з, 5а, 6б, 12б, 13ж, 15д, 16и, 19, 28, 38, 42ж, 43з, 44и   |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 51, 56, 60з, 61б, 64, 67е, 74в, 76в, 77л, 79, 89к, 90б          |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 97, 101и, 109, 112е, 119, 129, 132д, 138, 146, 149з, 166, 170р  |
| Нечетная                                            | 8                                                  | XVIII              | 1                               | 2г, 4и, 5б, 6в, 12в, 13з, 14е, 16к, 20, 29, 39, 42з, 43и, 44к   |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 45, 57, 60и, 61з, 65, 67ж, 74г, 76г, 77к, 80, 89ж, 90а          |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 98, 101ж, 110, 112и, 120, 130а, 132ж, 139, 147, 149р, 167, 170у |
| Нечетная                                            | 9                                                  | XIX                | 1                               | 2д, 3к, 5в, 6г, 12г, 13и, 15и, 16а, 21, 30, 40, 42и, 43к, 44а   |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 52, 58, 60д, 61д, 67з, 66, 75, 76г, 77м, 81, 89д, 90г           |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 99, 101б, 111, 112е, 121, 130б, 132и, 140, 144, 149г, 168, 170с |
| Четная                                              | 0                                                  | XX                 | 1                               | 2а, 4а, 5г, 6д, 12д, 13к, 14к, 16б, 22, 31, 41, 42к, 43а, 44б   |
|                                                     |                                                    |                    | 2                               | 53, 59, 60е, 61ж, 64, 67и, 74а, 76д, 77ж, 82, 89в, 90в          |
|                                                     |                                                    |                    | 3                               | 100, 101д, 102, 112в, 122, 131, 132к, 141, 147, 149с, 169, 170ф |

## ПРИЛОЖЕНИЕ 1

Константы ионизации некоторых слабых кислот и оснований  
в водных растворах при 25 °С

| Название                   | Формула    | Степень ионизации | $K_a(HX)$ ,<br>$K_b(MeOH)$ |
|----------------------------|------------|-------------------|----------------------------|
| Азотистая кислота          | $HNO_2$    |                   | $5,1 \cdot 10^{-4}$        |
| Бромноватистая кислота     | $HBrO$     |                   | $2,1 \cdot 10^{-9}$        |
| Кремниевая кислота         | $H_2SiO_3$ | I                 | $2,2 \cdot 10^{-10}$       |
| Муравьиная кислота         | $HCOOH$    |                   | $1,8 \cdot 10^{-4}$        |
| Мышьяковая кислота (орто)  | $H_3AsO_4$ | I                 | $6,0 \cdot 10^{-3}$        |
|                            |            | II                | $1,1 \cdot 10^{-7}$        |
|                            |            | III               | $3,9 \cdot 10^{-12}$       |
| Мышьяковистая кислота      | $H_3AsO_3$ | I                 | $6,0 \cdot 10^{-10}$       |
| Пероксид водорода          | $H_2O_2$   |                   | $2,6 \cdot 10^{-12}$       |
| Селенистая кислота         | $H_2SeO_3$ | I                 | $3,5 \cdot 10^{-3}$        |
|                            |            | II                | $5,0 \cdot 10^{-8}$        |
| Сернистая кислота          | $H_2SO_3$  | I                 | $1,6 \cdot 10^{-2}$        |
|                            |            | II                | $6,3 \cdot 10^{-8}$        |
| Циановодородная кислота    | $HCN$      |                   | $7,9 \cdot 10^{-10}$       |
| Сероводородная кислота     | $H_2S$     | I                 | $1,1 \cdot 10^{-7}$        |
|                            |            | II                | $3,6 \cdot 10^{-14}$       |
| Селеноводородная кислота   | $H_2Se$    | I                 | $1,3 \cdot 10^{-4}$        |
|                            |            | II                | $1,0 \cdot 10^{-11}$       |
| Угольная кислота           | $H_2CO_3$  | I                 | $4,4 \cdot 10^{-7}$        |
|                            |            | II                | $4,5 \cdot 10^{-11}$       |
| Уксусная кислота           | $CH_3COOH$ |                   | $1,8 \cdot 10^{-5}$        |
| Фосфорная кислота          | $H_3PO_4$  | I                 | $7,5 \cdot 10^{-3}$        |
|                            |            | II                | $6,3 \cdot 10^{-8}$        |
|                            |            | III               | $1,3 \cdot 10^{-12}$       |
| Хлорноватистая кислота     | $HClO$     |                   | $5,0 \cdot 10^{-8}$        |
| Аммиак (гидроксид аммония) | $NH_4OH$   |                   | $1,8 \cdot 10^{-5}$        |
| Гидроксид железа (II)      | $Fe(OH)_2$ | II                | $1,3 \cdot 10^{-4}$        |
| Гидроксид железа (III)     | $Fe(OH)_3$ | II                | $1,8 \cdot 10^{-11}$       |

## ПРИЛОЖЕНИЕ 2

Константы растворимости малорастворимых электролитов при 25 °С

| Вещество                         | $K_s(X)$             | Вещество                                        | $K_s(X)$             |
|----------------------------------|----------------------|-------------------------------------------------|----------------------|
| AgCl                             | $1,6 \cdot 10^{-10}$ | Zn(OH) <sub>2</sub>                             | $1,3 \cdot 10^{-17}$ |
| AgBr                             | $4,4 \cdot 10^{-13}$ | Al(OH) <sub>3</sub>                             | $1,0 \cdot 10^{-32}$ |
| AgI                              | $8,3 \cdot 10^{-17}$ | BaCO <sub>3</sub>                               | $8,1 \cdot 10^{-9}$  |
| Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>  | $6,2 \cdot 10^{-12}$ | BaSO <sub>4</sub>                               | $1,1 \cdot 10^{-10}$ |
| Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> | $4,1 \cdot 10^{-12}$ | BaCrO <sub>4</sub>                              | $2,4 \cdot 10^{-10}$ |
| AgCN                             | $7,0 \cdot 10^{-15}$ | Ba <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> | $6,3 \cdot 10^{-39}$ |
| AgSCN                            | $1,2 \cdot 10^{-12}$ | BaSO <sub>3</sub>                               | $8,0 \cdot 10^{-7}$  |
| AgIO <sub>3</sub>                | $3,5 \cdot 10^{-8}$  | Be(OH) <sub>2</sub>                             | $2,7 \cdot 10^{-10}$ |
| Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>  | $1,2 \cdot 10^{-21}$ | BiOCl                                           | $7,0 \cdot 10^{-10}$ |
| Ag <sub>2</sub> S                | $6,3 \cdot 10^{-50}$ | Bi <sub>2</sub> S <sub>3</sub>                  | $7,1 \cdot 10^{-61}$ |
| Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>  | $7,7 \cdot 10^{-5}$  | Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> | $1,0 \cdot 10^{-25}$ |
| Cd(OH) <sub>2</sub>              | $6,0 \cdot 10^{-15}$ | CaSO <sub>4</sub> · 2H <sub>2</sub> O           | $1,0 \cdot 10^{-5}$  |
| CdS                              | $1,2 \cdot 10^{-28}$ | CaCO <sub>3</sub>                               | $4,7 \cdot 10^{-9}$  |
| Co(OH) <sub>2</sub>              | $1,6 \cdot 10^{-18}$ | CaF <sub>2</sub>                                | $3,4 \cdot 10^{-11}$ |
| CoS                              | $3,1 \cdot 10^{-28}$ | Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>                 | $1,7 \cdot 10^{-3}$  |
| CuI                              | $5,1 \cdot 10^{-12}$ | MgS                                             | $2,0 \cdot 10^{-15}$ |
| CuCl                             | $1,0 \cdot 10^{-5}$  | MgF <sub>2</sub>                                | $7,1 \cdot 10^{-9}$  |
| HgS                              | $4,0 \cdot 10^{-53}$ | Mn(OH) <sub>2</sub>                             | $2,0 \cdot 10^{-13}$ |
| Cu <sub>2</sub> S                | $1,0 \cdot 10^{-48}$ | MnS                                             | $2,5 \cdot 10^{-10}$ |
| CuS                              | $6,0 \cdot 10^{-36}$ | Ni(OH) <sub>2</sub>                             | $1,6 \cdot 10^{-14}$ |
| Cr(OH) <sub>3</sub>              | $6,7 \cdot 10^{-31}$ | PbCl <sub>2</sub>                               | $2,0 \cdot 10^{-5}$  |
| FeCO <sub>3</sub>                | $2,5 \cdot 10^{-11}$ | PbCrO <sub>4</sub>                              | $1,8 \cdot 10^{-14}$ |
| Fe(OH) <sub>2</sub>              | $1,0 \cdot 10^{-15}$ | PbI <sub>2</sub>                                | $9,0 \cdot 10^{-9}$  |
| Fe(OH) <sub>3</sub>              | $3,8 \cdot 10^{-38}$ | PbS                                             | $1,0 \cdot 10^{-27}$ |
| FeS                              | $5,0 \cdot 10^{-18}$ | Sb(OH) <sub>3</sub>                             | $4,0 \cdot 10^{-42}$ |
| Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>  | $3,5 \cdot 10^{-18}$ | Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>                  | $1,0 \cdot 10^{-30}$ |
| Hg <sub>2</sub> I <sub>2</sub>   | $1,2 \cdot 10^{-28}$ | SnS                                             | $1,0 \cdot 10^{-27}$ |
| HgI <sub>2</sub>                 | $2,7 \cdot 10^{-12}$ | PbSO <sub>4</sub>                               | $1,6 \cdot 10^{-8}$  |

### ПРИЛОЖЕНИЕ 3

#### Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

| Комплексный ион                            | К нестойкости         | Комплексный ион                   | К нестойкости         |
|--------------------------------------------|-----------------------|-----------------------------------|-----------------------|
| $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$             | $9,31 \cdot 10^{-8}$  | $[\text{HgCl}_4]^{2-}$            | $8,5 \cdot 10^{-16}$  |
| $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$               | $8,0 \cdot 10^{-22}$  | $[\text{HgBr}_4]^{2-}$            | $2,0 \cdot 10^{-22}$  |
| $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ | $2,5 \cdot 10^{-14}$  | $[\text{HgI}_4]^{2-}$             | $1,48 \cdot 10^{-30}$ |
| $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$          | $2,14 \cdot 10^{-13}$ | $[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$  | $5,9 \cdot 10^{-22}$  |
| $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$               | $1,0 \cdot 10^{-24}$  | $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$   | $4,0 \cdot 10^{-42}$  |
| $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$            | $5,0 \cdot 10^{-28}$  | $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$   | $1,3 \cdot 10^{-17}$  |
| $[\text{CuCl}_4]^{2-}$                     | $6,3 \cdot 10^{-6}$   | $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$   | $3,6 \cdot 10^{-16}$  |
| $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$            | $7,6 \cdot 10^{-17}$  | $[\text{ZnCl}_4]^{2-}$            | 1                     |
| $[\text{CuI}_2]^-$                         | $1,75 \cdot 10^{-9}$  | $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ | $3,46 \cdot 10^{-10}$ |
| $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$            | $1,0 \cdot 10^{-24}$  | $[\text{NH}_4]^+$                 | $5,0 \cdot 10^{-10}$  |
| $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$            | $1,0 \cdot 10^{-31}$  |                                   |                       |

## Содержание

|                                                                                                      |    |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------|----|
| типовая программа по общей и неорганической химии.....                                               | 3  |
| введение.....                                                                                        | 3  |
| разделы курса и их содержание .....                                                                  | 5  |
| Введение .....                                                                                       | 5  |
| Часть 1 ОБЩАЯ ХИМИЯ.....                                                                             | 5  |
| Часть 2 ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ.....                                                                         | 9  |
| Рабочая программа курса общей и неорганической химии .....                                           | 17 |
| Формы занятий и отчетность по курсу. Самостоятельная работа по<br>подготовке контрольных работ ..... | 18 |
| Лекции .....                                                                                         | 18 |
| Лабораторные работы .....                                                                            | 19 |
| ПРОГРАММА. содержание дисциплин .....                                                                | 19 |
| Часть I ОБЩАЯ ХИМИЯ .....                                                                            | 19 |
| Часть 2 НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ .....                                                                   | 22 |
| список рекомендуемой литературы .....                                                                | 28 |
| указания по методике и оформлению контрольных работ.....                                             | 29 |
| Примеры составления уравнений.....                                                                   | 30 |
| Оформление контрольной работы.....                                                                   | 31 |
| методические рекомендации по выполнению расчетных заданий<br>контрольной работы № 1 .....            | 32 |
| КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 1 .....                                                                         | 35 |
| КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 2 .....                                                                         | 44 |
| КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 3 .....                                                                         | 53 |
| ВАРИАНТЫ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ.....                                                                      | 64 |
| ПРИЛОЖЕНИЕ 1 .....                                                                                   | 68 |
| Константы ионизации некоторых слабых кислот и оснований в водных<br>растворах при 25 °С.....         | 68 |
| ПРИЛОЖЕНИЕ 2 .....                                                                                   | 69 |
| Константы растворимости малорастворимых электролитов при 25 °С.....                                  | 69 |
| ПРИЛОЖЕНИЕ 3 .....                                                                                   | 70 |
| Константы нестойкости некоторых комплексных ионов .....                                              | 70 |

Составители:  
Николай Николаевич Беляев,  
Игорь Иванович Барсуков,  
Людмила Ивановна Иозеп,  
Надежда Григорьевна Тихомирова,  
Наталья Дмитриевна Рожкова  
Реброва Алла Германовна

# ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания  
для студентов 1 курса заочного отделения  
фармацевтического факультета  
(специальность 060108)

Зав. издательством *Д. В. Гельтман*  
Редактор *О. Л. Олейник*  
Оригинал-макет *Н. Н. Караваевой*  
Печать *Н. Н. Белокуровой*

---

ЛР № 021251 от 23.10.97. Сдано в набор 12.10.99. Подписано к печати 00.00.99. Формат 60 × 90/16. Бумага тип. Печать ризограф. Гарнитура «Таймс». Печ. л. 3,75. Усл.-изд. л. 3. Тираж 200 экз. Заказ 230.

---

Санкт-Петербургская государственная химико-фармацевтическая академия  
197376, Санкт-Петербург, ул. Профессора Попова, 14