РЫБИНСКОЕ ОРДЕНА "ЗНАК ПОЧЕТА" УЧИЛИЩЕ ИМЕНИ В.И. КАЛАШНИКОВА-ФИЛИАЛ ФЕДЕРАЛЬНОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО БЮДЖЕТНОГО ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО УЧРЕЖДЕНИЯ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ "ВОЛЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ВОДНОГО ТРАНСПОРТА

ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ СТУДЕНТОВ ЗАОЧНОЙ ФОРМЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ»

РЫБИНСК
2026

Рабочая программа по курсу «Химия»

1. Предисловие

Настоящая программа составлена в соответствии с государственным образовательным стандартом высшего профессионального образования.

1.1. Цель изучения дисциплины.

Цель изучения дисциплины – формирование у студентов целостного представления о процессах и явлениях, происходящих в природе; законах, управляемых этими процессами. Инженер любой специальности должен обладать достаточными знаниями в области химии, являющейся не только общетехнической, но и общеобразовательной наукой; уметь при необходимости применить полученные знания для решения профессиональных задач.

1.2. Задачи изучения дисциплины.

Студенты должны знать и уметь использовать:

- основные понятия и законы химии, химической термодинамики и кинетики, реакционной способности веществ, химической идентификации;
- методы теоретического и экспериментального исследования в химии, выработать навыки самостоятельного выполнения химических экспериментов и обобщения наблюдаемых фактов;
- технику химических расчетов, численные порядки величин, характерных для различных процессов;
- приобретенные навыки самостоятельной работы с учебной и научной литературой.

2. Содержание дисциплины

Тема 1. Введение.

Основные понятия: атом, молекула, элемент, простые и сложные вещества, моль, молярная масса. Стехиометрические законы химии: закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон Авогадро, закон эквивалентов.

Вопросы для самопроверки к теме 1.

1. Что означают понятия: материя, вещество, поле, атом, элемент, молекула, моль?
2. Объясните различие понятий «простое вещество», «атом», «элемент».
3. Что такое мольная масса, мольный объем?
4. Что называется эквивалентом элемента? Является ли эквивалент постоянной величиной? Как вычислить эквивалент элемента и сложного вещества? В чем сущность закона эквивалентов?
5. Почему число известных простых веществ превышает число известных элементов?
6. Какие соединения называются дальтонидами и какие бертоллидами?
7. Чему равно число Авагадро? Где больше атомов: в 32,06 серы или в 7г азота?
8. Чему равна масса в граммах одного атома фтора и одной молекулы воды?

Тема2. Классы неорганических соединений, их классификация, номенклатура и свойства.

Тема 3. Строение атома и периодическая система химических элементов.

Корпускулярно–волновые свойства материальных частиц. Квантово-механическое объяснение строения атома. Квантовые числа. Принципы квантования: запрет Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии, правила Клечковского. Составление электронных и электронно – графических формул атомов элементов.

Структура Периодической системы элементов Д.И. Менделеева, связь ее со строением атомов. Периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений (кислотно-основных и окислительно-восстановительных).

Вопросы для самопроверки к теме 3.

1. Дайте характеристику (заряд, масса) частиц: протон, нейтрон, электрон?
2. Что такое изотопы, изобары?

3. Чем можно объяснить дробность атомных масс большинства элементов периодической системы?
4. В чем сущность корпускулярно–волновой природы электрона (микрообъекта)?
5. Какой физический смысл имеет квадрат волновой функции – ψ^2?
6. Какой смысл понятий: атомная орбиталь; электронное облако?
7. Какими четырьмя квантовыми числами характеризуется состояние электрона в атоме? Какое значение они имеют для внешних и предвнешних электронов атома железа?
8. В чем заключается: принцип несовместимости Паули; принцип наименьшей энергии; правило Хунда?
9. Составьте электронные формулы для атомов элементов: а) хлора; б) ванадия; в) рубидия; г) олова.
10. Составьте схемы распределения электронов (по квантовым ячейкам) в атомах: а) фосфора; б) марганца.
11. Какова современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева?
12. Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, кобальт, теллур и торий помещены соответственно перед калием, никелем, иодом и протактинием, хотя и имеют большую атомную массу?
13. Какие элементы в периодической системе относятся к s-, p-, d-, f-элементам?
14. Что такое электроотрицательность?
15. Исходя из положения элемента в периодической системе, составьте формулы соединений: германиевой, вольфрамовой и рениевой кислот, сульфата франция, оксида технеция, отвечающего его высшей степени окисления и водородного соединения олова.
16. Напишите формулы соединений германия, кремния, мышьяка, теллура, брома и азота с водородом.
17. Какой из двух гидроксидов и почему является более сильным основанием: $Ca(OH)_2$ или $Zn(OH)_2$; $Ca(OH)_2$ или $Ba(OH)_2$; $Ca(OH)_2$ или $Ni(OH)_2$; $Fe(OH)_2$ или $Fe(OH)_3$; $Al(OH)_3$ или $La(OH)_3$?
18. Какой из гидроксидов является более сильной кислотой: H_2SO_3 или H_2SO_4; H_3PO_4 или H_3AsO_4? Почему?

Тема 4. Химическая связь и строение вещества.

Химическая связь и валентность элементов. Основные типы межатомной связи. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования

связи. Структура молекул. Гибридизация атомных орбиталей при образовании молекул.

Виды и особенности межмолекулярного взаимодействия. Агрегатное состояние вещества. Атомная, молекулярная, ионная и металлическая кристаллические решетки. Зависимость свойств кристаллических веществ от типа химической связи между частицами в кристаллах.

Вопросы для самопроверки к теме 4.

1. Как метод валентных связей (ВС) объясняет образование ковалентность связи?
2. Какие свойства ковалентной связи Вы знаете?
3. Как метод ВС объясняет переменную ковалентность (спинвалентность) атомов углерода, серы, хлора и отсутствие переменной валентности у атомов кислорода и фтора?
4. Что такое гибридизация электронных облаков (орбиталей)?
5. Какие молекулы являются полярными и какие неполярными? Что служит мерой полярности молекул?
6. Что такое степень окисления атома? Определите степени окисления атомов в соединениях: P_2H_4; H_3PO_3; Na_2S_2 ; $H_2S_2O_7$; NH_2OH; NH_4Cl?
7. Какая ковалентная связь называется σ - , π - связью? Какие электроны могут образовывать эти связи?
8. Что называется донорно-акцепторной связью? Какой атом или ион является донором в ионах: NH_4^+ ; BF_4^-; $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$?
9. Какая связь называется ионной? Какими свойствами она характеризуется?
10. Какие межмолекулярные взаимодействия называется дисперсионными, ориентационными и индукционными?
11. Какие агрегатные состояния вещества Вы знаете? Чем характеризуется каждое из них?
12. Какие типы кристаллических структур Вы знаете?
13. Что называется полиморфизмом и изоморфизмом?
14. Какая связь называется металлической? Какими свойствами она характеризуется?

Тема 5. Энергетика химических процессов.

Понятие о системе и термодинамических функциях состояния системы. Экзо– и эндотермические реакции. Расчет теплового эффекта реакции. Химическое сродство. Определение термодинамической возможно-

сти процесса. Термодинамический критерий равновесных сил. Уравнение Гиббса – Гельмгольца.

Тема 6. Химическая кинетика и равновесие.

Скорость химических реакций в гомогенных системах. Факторы, оказывающие влияние на скорость химической реакции. Закон действия масс. Зависимости скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениусса. Гомогенный и гетерогенный катализ. Обратимые химические реакции, химическое равновесие. Константа равновесия, связь ее с изменением свободной энергии. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Вопросы для самопроверки к темам 5 и 6.

1. Какие функции состояния системы вам известны?
2. Что такое теплота (энтальпия) образования химического соединения?
3. Какое значение (больше или меньше нуля) имеет ΔH для экзо– и для эндотермических реакций?
4. Сформулируйте закон Гесса и следствия, вытекающие из этого закона.
5. Что такое энтропия? Как она зависит от агрегатного состояния вещества и температуры?
6. Что является мерой химического сродства? Что характеризует эта величина?
7. В какую сторону сместится равновесие при понижении температуры в системах:
   $2NO_{2(Г)} \leftrightarrow N_2O_{4(Г)}$; $\Delta H = -56{,}9$ кДж
   $N_{2(Г)} + O_2 \leftrightarrow 2NO_{(Г)}$ $\Delta H = +180{,}74$ кДж.
8. Чем измеряется скорость химической реакции? Какие факторы влияют на скорость реакции?
9. Сформулируйте закон действия масс?
10. Что такое энергия активации?
11. Что называется константой химического равновесия? От каких факторов она зависит?
12. Напишите выражение константы равновесия для равновесных систем:
    $CO_{(Г)} + H_2O_{(Г)} \leftrightarrow CO_{2(Г)} + H_{2(Г)}$
    $CH_{4(Г)} + CO_{2(Г)} \leftrightarrow 2CO_{(Г)} + 2H_{2(Г)}$
    $Fe_2O_{3(К)} + 3H_{2(Г)} \leftrightarrow 2Fe_{(К)} + 3H_2O_{(Г)}$

$CaCO_{3(К)} \leftrightarrow CaO_{(К)} + CO_{2(Г)}$

13. В чем сущность принципа Ле Шателье?
14. В какую сторону сместится равновесие при увеличении давления в системах

$C_{графит} + CO_{2(Г)} \leftrightarrow 2CO_{(Г)}$

$C_{графит} + 2H_{2(Г)} \leftrightarrow CH_{4(Г)}$

$H_{2(Г)} + 1/2O_{2(Г)} \leftrightarrow H_2O_{(К)}$

15. Что показывает температурный коэффициент скорости реакций?
16. В чем сущность гомогенного и гетерогенного катализа?

Тема 7. Растворы.

Общие понятия о дисперсных системах. Классификация и общие свойства растворов. Механизм растворения твердого вещества в жидкости, теплота растворения. Растворимость и факторы, влияющие на растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов. Свойства растворов неэлектролитов.

Тема 8. Растворы электролитов.

Основы теории электролитической диссоциации. Степень диссоциации. Слабые и сильные электролиты. Константа электролитической диссоциации. Закон Оствальда. Свойства растворов сильных электролитов. Особенности химических реакций в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Водородный показатель среды раствора (pH).

Вопросы для самопроверки к темам 7 и 8.

1. Что называется раствором? Чем растворы отличаются от а) механических смесей; б) химических соединений?
2. Чем отличается молярность раствора от нормальности раствора? Молярность от моляльности? Мольная доля от моля?
3. Что называется степенью электролитической диссоциации? Какова зависимость между степенью диссоциации и константой диссоциации слабого электролита?
4. Чему равны: константа диссоциации воды; ионное произведение воды?
5. Что называется водородным показателем? Каково значение его в нейтральной, кислой и щелочной средах?
6. Что такое изотонический коэффициент и как можно определить его величину?

7. Почему растворы электролитов обнаруживают большее понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения, чем эквимолярные растворы неэлектролитов?

Тема 9. Гидролиз солей.

Взаимодействие солей с водой. Формы гидролиза – простой, ступенчатый, полный. Смещение равновесия гидролиза. Константа и степень гидролиза. Расчеты pH - среды.

Тема 10. Окислительно– восстановительные химические реакции.

Природа окислительно-восстановительных процессов. Степень окисления. Простые и сложные вещества в качестве окислителей и восстановителей. Составление уравнений реакций окисления-восстановления.

Основные типы окислительно – восстановительных реакций. Влияние концентрации, температуры и среды на протекание окислительно– восстановительных реакций.

Вопросы для самопроверки к теме 10.

1. Как вычисляют степень окисления элементов?
2. Как изменяется степень окисления при окислении. При восстановлении?
3. Что общего и в чем различие между внутримолекулярными ОВР и реакциями диспропорционирования?
4. В чем заключается сущность ОВР? Как можно доказать, что окисление (восстановление) связано с переносом электронов?
5. Какие из соединений $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, PH_3, H_2S, KI, H_2SO_3, N_2H_4, H_2O_2 является только окислителями, какие восстановителями и какие могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему?
6. Окисление или восстановление происходит при следующих превращениях: $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$; $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$; $Cl^- \rightarrow ClO_4^-$; $VO_3^- \rightarrow V^{3+}$; $CrO_2^- \rightarrow CrO_4^{2-}$; $NH_3 \rightarrow NO$? Составьте электронно-ионные уравнения соответствующих процессов.
7. На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно – восстановительных реакций, протекающих по схемам:

$$FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$$

$$K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow KMnO_4 + MnO_2 + KOH$$

$KCrO_2 + PbO_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + K_2PbO_2 + H_2O$

$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$

$Cu_2S + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO + H_2O$

Тема 11. Электрохимические процессы.

Общая характеристика электрохимических процессов. Понятие об электродных потенциалах. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. Ряд напряжений металлов. Уравнение Нернста. Гальванический элемент, химические процессы на аноде и катоде, ЭДС гальванического элемента.

Электролиз. Процессы на аноде и катоде. Особенности электролиза водных растворов электролитов. Законы Фарадея. Выход по току. Электролитическое получение и рафинирование металлов. Основы гальванических методов нанесения металлических покрытий. Коррозия металлов: химическая и электрохимическая и методы защиты металлов от коррозии.

Вопросы для самопроверки к теме 11.

1. По какой причине возникает разность потенциалов при контакте металла с раствором электролита?
2. Что называется электродным потенциалом? Как определяются стандартные электродные потенциалы металлов? Как строится ряд напряжений металлов?
3. Как окислительно-восстановительная активность связана с величиной потенциала электрода в водородной шкале?
4. Как равновесный электродный потенциал зависит от концентрации и температуры?
5. Какие металлы не могут быть получены электролизом водных растворов их солей? Почему?
6. Какие реакции протекают при коррозии металлов в кислых и нейтральных растворах?
7. Как определить, какой из двух металлов корродируют при контакте двух металлов?
8. Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов?
9. Чем объяснить, что чистые металлы менее подвержены коррозии, чем загрязненные? Назовите методы защиты от коррозии?

Тема 12. Общие свойства металлов.

Основные методы получения металлов. Использование ряда напряжений для оценки химических свойств металлов. Типичные взаимодействия металлов с химически активными средами (вода, щелочи, кислоты).

Тема 13. Химия d– металлов.

Общая характеристика химических свойств d–металлов в связи со строением атомов.

Семейство железа. Значение железа, кобальта, никеля в современной технике. Характерные степени окисления, закономерности изменения относительной устойчивости. Отношение к воде, кислотам, щелочам, элементарным окислителям, Карбонильные соединения. Оксиды, гидроксиды, соли, их получение и химические свойства.

Марганец. Характерные степени окисления. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Карбонилы. Оксиды, гидроксиды, соли, их химические свойства. Окислительно-восстановительные свойства важнейших соединений.

Хром. Характерные степени окисления. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Карбонилы. Оксиды, гидроксиды, соли, их химические свойства. Хромиты, хроматы, дихроматы, их окислительно – восстановительные свойства.

Вопросы для самопроверки к темам 12 и 13.

1. Какие металлы могут взаимодействовать:
   а) с водой;
   б) с соляной и разбавленной серной кислотами;
   в) с концентрированной серной кислотой;
   г) с азотной кислотой;
   д) с раствором щелочи?
2. Как изменяется характерная степень окисления d – элементов в пределах одного периода по мере возрастания числа d – электронов?
3. Почему соединения титана (+2), ванадия (+2), хрома (+2) проявляются восстановительные свойства, тогда как для меди (+2) и никеля (+2) они не характерны?
4. Какие соединения проявляют более сильные окислительные свойства: H_2CrO_4 или H_2MnO_4; $HMnO_4$ или $HReO_4$? Почему?

5. Как изменяются окислительно – восстановительные и кислотно–основные свойства гидроксидов по мере увеличения их степени окисления образующих их элементов?
6. Какие способы получения d–металлов вам известны? Приведите примеры.

Тема 14. Специальные вопросы химии

Для инженеров специальности 210201 «Проектирование и технология радиоэлектронных средств»

Химия p – элементов IV группы: углерод, кремний, германий, олово, свинец.

Химия d – элементов I и VIII группы: медь, серебро, золото, железо, кобальт, никель.

Отличительные особенности металлов, полупроводников, диэлектриков (по зонной теории); химическая связь в полупроводниках. Собственные и примесные полупроводники. Полупроводниковые соединения $A^{III} B^{V}$; $A^{II} B^{VI}$.

Методы очистки полупроводниковых материалов: направленная кристаллизация, зонная плавка, метод Чохральского. Физико–химические способы обработки полупроводников.

Для инженеров специальности 151001 «Технология машиностроения»

Инструментальные и абразивные металлы. Бор. Бориды. Углерод и его аллотропные формы. Карбиды, их классификация, свойства и получение.

Карбиды кальция, титаны, вольфрама, железа. Кобальта, кремния, бора.

Электрохимические процессы: электрохимическая размерная обработка металлов и сплавов (ЭХРО), электрошлифование и электрополирование.

Для инженеров специальности 080502 «Экономика и управление на предприятиях»

Полимерные материалы (полимеры и олигомеры). Основные биохимические процессы их применение в технологии отрасли.

Теоретические основы мембранных технологий, современные мембранные материалы. Перспективы развития мембранных технологий.

3. Рекомендуемая литература

3.1. Степанов Е.Г., Левина В.К., Судакова А.А. Химия: Уч. пособие – Рыбинск, РГАТА, 2008г.
3.2. Степанов Е.Г., Левина В.К., Судакова А.А. химия: Справочные материалы. Рыбинск, РГАТА, 2007
3.3. Глинка Н.Л. Общая химия – М.: Интеграл-пресс.2000 (или 1984г)
3.4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л: ВШ, 2002 (или 1991г)
3.5. Романцева Л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. М.: ВШ, 1991г.

4. Экзаменационные вопросы.

4.1. Закон эквивалентов. Эквивалент, эквивалентная масса, эквивалентный объем вещества.
4.2. Периодический закон Д.И. Менделеева. Природа периодического изменения свойств химических элементов. Структура Периодической системы элементов.
4.3. Описание состояния электрона набором квантовых чисел. Физический смысл квантовых чисел.
4.4. Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней атомов. Правило Клечковского. Примеры.
4.5. Принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда.
4.6. Механизм образования ковалентной связи: (обменный и донорно–акцепторный) с точки зрения метода ВС.
4.7. Основные свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность, поляризуемость.
4.8. Полярные и неполярные молекулы и зависимость их свойств от геометрической структуры молекул.
4.9. Ионная межатомная связь, механизм ее образования. Основные свойства ионной связи.
4.10. Металлическая межатомная связь. Механизм ее образования, основные свойства.
4.11. Первый закон термодинамики. Понятие о внутренней энергии и энтальпии системы.

4.12. Закон Гесса, его следствия. Расчет тепловых эффектов химических реакций.
4.13. Энтропия системы. Расчет изменения энтропии при химических реакциях.
4.14. Второе начало термодинамики. Уравнение Гиббса. Свободная энергия системы.
4.15. ΔG как критерий возможности самопроизвольного протекания химической реакции. Энтропийный и энтальпийный факторы, их характеристика и значение в химических системах.
4.16. Что понимают под скоростью химической реакции, в каких единицах измеряется?
4.17. Гомогенные и гетерогенные химические реакции, особенности их протекания.
4.18. Скорость химических реакций и факторы, влияющие на нее.
4.19. Закон действия масс для гомогенных и гетерогенных химических реакций. Физический смысл константы скорости.
4.20. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант–Гоффа.
4.21. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
4.22. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Примеры.
4.23. Обратимые химические реакции, химическое равновесие. Константа равновесия.
4.24. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье–Брауна. Примеры.
4.25. Растворы, их классификация и общие свойства.
4.26. Способы выражения концентрации растворов. Примеры.
4.27. Понятие об электролитах и неэлектролитах. Сильные и слабые электролиты. Приведите примеры.
4.28. Теория электролитической диссоциации. Константа и степень диссоциации. Закон Оствальда.
4.29. Особенности химических реакций в растворах электролитов. Смещение равновесия в растворах электролитов.
4.30. Ионное произведение воды. Водородный показатель раствора.
4.31. Гидролиз солей. Типичные реакции гидролиза солей. Формы гидролиза – простой, ступенчатый, полный.
4.32. Электродный потенциал. Ряд напряжений металлов (шкала электродных потенциалов). Уравнение Нернста.
4.33. Гальванические элементы, электродные процессы, ЭДС элемента, ее расчет. Примеры.

4.34. Процессы электролиза. Особенности электролиза водных растворов электролитов. Примеры.

4.35. Закон Фарадея для процессов электролиза. Электрохимический эквивалент вещества. Постоянная Фарадея, ее физический смысл. Привести примеры.

4.36. Основные способы получения металлов (пиро–, гидро–, электрометаллургия).

4.37. Роль металлов в химических реакциях. Рассмотреть отношение металлов к воде, кислотам, щелочам.

4.38. Межмолекулярное взаимодействие, его разновидности и особенности.

4.39. Агрегатное состояние вещества. Аморфное и кристаллическое состояние вещества.

4.40. Типы кристаллических решеток. Свойства кристаллов в зависимости от типа кристаллической решетки.

4.41. Чем отличаются кристаллы KCl от кристаллов K и Cl_2? Какие свойства характерны для каждого из этих кристаллов.

4.42. Какие из указанных веществ при переходе из газообразного в конденсированное состояние сохраняют молекулярную структуру: Na_2, CsF, PCl_5? Какие изменения в структуре претерпевают при этом остальные вещества?

4.43. Дать характеристику свойств химического элемента, исходя из положения его в Периодической системе, если структура внешних электронов выражается определенной формулой (например, … $4d^{10}\ 5s^2$).

4.44. Составить уравнения окислительно-восстановительной реакции (указанные в билете), рассмотреть процессы окисления и восстановления и составить электронный баланс.

4.45. Положение d – металлов в Периодической системе элементов. Общая характеристика свойств d – металлов.

4.46. Особенности электронного строения атомов, химических и физических свойств элементов семейства железа.

4.47. Железо, его химические и физические свойства. Получение и применение.

4.48. Оксиды и гидроксиды железа. Их химические свойства.

4.49. Соли железа, их химические свойства. Важнейшие комплексные соединения железа, их использование.

4.50. Никель, его химические и физические свойства. Получение и применение никеля.

4.51. Оксиды и гидроксиды никеля. Их химические свойства.
4.52. Кобальт, его химические и физические свойства. Получение и применение.
4.53. Оксиды и гидроксиды кобальта. Их химические свойства.
4.54. Дать характеристику d – металлов VII группы. Марганец, его химические и физические свойства, применение.
4.55. Оксиды, гидроксиды, соли, образуемые марганцем. Их химические свойства.
4.56. Окислительно-восстановительные свойства важнейших соединений марганца.
4.57. Дать общую характеристику d- металлов VI группы. Химические свойства этих металлов.
4.58. Хром, его физические и химические свойства. Получение и применение.
4.59. Оксиды и гидроксиды хрома. Их химические свойства.
4.60. Хромиты, хроматы и дихроматы. Их получение и окислительно-восстановительные свойства.

5. Методические рекомендации по выполнению контрольных и курсовых работ.

Контрольная и курсовая работы выполняются с целью углубленного изучения студентами теоретического материала, предусмотренного рабочей программой дисциплины, а также приобретения навыков при решении практических задач.

Решения задач и ответы на теоретические вопросы должны быть кратко, но четко обоснованы, за исключением тех случаев, когда по существу вопроса такая мотивировка не требуется, например, когда нужно составить электронную формулу атома, написать уравнение реакций и т.п. При решении задач нужно приводить все математические преобразования, избирая простейший путь решения. Работа должна быть аккуратно оформлена. Для замечаний рецензента надо оставлять достаточно широкие поля. Писать надо чётко и ясно. В работе номера и условия задач следует переписывать в том порядке, в каком они указаны в задании.

Если работа не зачтена, ее нужно выполнить второй раз в соответствии с указаниями рецензента и выслать на повторное рецензирование. Исправления следует выполнять в конце тетради, а не в рецензированном тексте.

Работа должна быть датирована и подписана студентом. Образец титульного листа приводится в приложениях 2,3.

Варианты контрольных и курсовых заданий указываются преподавателем или выбираются по номеру зачетной книжки в соответствии с приложением 1.

6. КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Контрольные задания к теме 1

1. Сколько моль и молекул содержится при н.у. в 2,8 дм^3 газа?
Ответ: 0,125 моль; $7{,}5 \cdot 10^{22}$ молекул.
2. Определите эквиваленты и эквивалентные массы серы в сероводороде, оксиде серы (IV) и оксиде серы (VI).
Ответ: 1/2 моль; 1/4 моль; 1/6 моль; 16 г/моль; 8 г/моль; 5,3 г/моль.
3. Определите эквиваленты и эквивалентные массы серной кислоты в реакциях:
а) $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$
б) $H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2$
Ответ: 1 моль; 1/2 моль; 98 г/моль: 49 г/моль.
4. Определите эквивалентную массу двухвалентного металла и его оксида, зная, что для полного растворения 11,43 г оксида этого металла потребовалось 20 г серной кислоты, эквивалентная масса которой 49 г/моль. Какой это металл?
Ответ: 20 г/моль: 28 г/моль, Са.
5. Для полного окисления 1,8 г трехвалентного металла потребовалось 1,12 дм^3 кислорода, измеренного при н.у. Определите молярную массу эквивалента металла и его атомную массу.
Ответ: 9 г/моль; 27 а.е.м.
6. Сколько молекул и молей содержится в 15 г оксида азота? Какой объем при н.у. занимает это количество молекул?
Ответ: $3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул; 0,5 моля; 11,2 дм^3.
7. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 1,291г гидроксида калия. Вычислите эквивалентную массу и основность кислоты. Определите эквивалент H_3PO_3 в данной реакции. На основании проделанных вычислений составьте уравнение реакции.
Ответ: 49 г/моль; 2; 0,5 моль.
8. Определите эквиваленты и эквивалентные массы гидроксида алюминия в реакциях:

$Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$
$Al(OH)_3 + 2HCl = AlOHCl_2 + 2H_2O$
$Al(OH)_3 + HCl = Al(OH)_2Cl + H_2O$
Ответ. 1/3 моль; 1/2 моль; 1 моль; 26 г/моль; 39 г/моль; 78 г/моль.
9. Массовая доля кислорода в одном оксиде марганца 22,56 %, а в другом – 50,50 %. Вычислите эквивалентную массу и стехиометрическую валентность марганца в этих оксидах. Составьте формулы оксидов.
Ответ: 27,46 г/моль; 7,84 г/моль; 2; 7.
10. Определите массу оксида двухвалентного металла, пошедшего на реакцию с 5,6 $дм^3$ водорода, объем которого измерен при н.у., если эквивалентная масса металла 31,77 г/моль.
Ответ: 19,88 г.
11. Молекула некоторого вещества имеет массу, равную $1{,}2 \cdot 10^{25}$ кг. Выразите массу молекулы вещества в атомных единицах массы.
Ответ: 72,2 а.е.м.
12. $4{,}28 \cdot 10^{-3}$ кг металла вытесняют из кислоты $4 \cdot 10^{-3}$ $м^3$ водорода при н.у. Вычислите эквивалентную массу металла.
Ответ: 12 г/моль.
13. Найдите эквивалент и молярную массу эквивалента гидроксида меди (II) в следующих реакциях:
$Cu(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + 2H_2O$
$Cu(OH)_2 + HCl \rightarrow CuOHCl + H_2O$
Ответ: 1/2 моль; 1 моль; 49 г/моль: 98 г/моль.
14. Из 3,8 г нитрата металла получено 2,0 г его гидроксида. Вычислите эквивалентную массу металла. Задачу решите без составления уравнения реакции.
Ответ: 32,7 г/моль.
15. Масса $2 \cdot 10^{-3}$ $м^3$ газа при н.у. равна $2{,}35 \cdot 10^{-3}$ кг. Вычислите молекулярную массу газа и массу одной молекулы газа.
Ответ: 26,3 а.е.м.; $4{,}39 \cdot 10^{-26}$ кг.
16. Массовая доля олова в одном оксиде олова 78,8 %, а в другом - 88,2 %. Определите эквивалентную массу и стехиометрическую валентность олова в этих оксидах. Составьте формулы оксидов.
Ответ: 29,7 г/моль; 59,79 г/моль; 4; 2.
17. В какой массе диоксида серы содержится столько же молекул, сколько их в $2{,}5 \cdot 10^{-3}$ $м^3$ диоксида углерода?
Ответ: $7{,}12 \cdot 10^{-3}$ кг.

18. Из 2 г оксида некоторого металла можно получить 4,86 г его сульфата. Вычислите эквивалентную массу металла. Задачу решите без составления уравнения реакции.
Ответ: 20 г/моль.
19. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу гидрокарбоната кальция и ацетата гидроксожелеза (II) в реакциях, выражаемых уравнениями:
$Ca(HCO_3)_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$
$Fe(OH)_2CH_3COO + 3HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + CH_3COOH + 2H_2O$.
20. На нейтрализацию 3,665 г фосфорноватистой кислоты (H_3PO_2) пошло 2,222г гидроксида натрия (NaOH). Вычислите эквивалентную массу и основность кислоты. На основании проделанных вычислений составьте уравнения реакции.
Ответ: 65,98 г/моль; 1.
21. Выразите в молях: а) $6{,}02 \cdot 10^{22}$ молекул C_2H_2; б) $1{,}80 \cdot 10^{24}$ атомов азота; в) $3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул NH_3. Чему равна молярная масса указанных веществ?
22. Чему равен при н.у. эквивалентный объем кислорода? На сжигание 0,5 г металла требуется 0,23 $дм^3$ кислорода (при н.у.). Какой это металл, если его валентность равна двум?
23. Некоторый элемент образует соединение с массовой долей водорода 8,9 %. Вычислите атомную массу элемента, если в этом соединении он трехвалентен. Составьте формулу данного гидрида.
24. При восстановлении 6,50 г оксида образовалось 4,45 г металла. Вычислите эквивалентную массу металла. Какой это металл, если его валентность равна трем?
25. Чему равен при н.у. эквивалентный объем водорода? Сколько $дм^3$ водорода, измеренного при н.у., выделилось при растворении в кислоте 0,45 г металла, эквивалентную масса которого равна 20 г/моль?
26. Некоторый элемент образует кислородное соединение с массовой долей кислорода 31,58 %. Вычислите атомную массу этого элемента, если в данном оксиде он трехвалентен. Составьте формулу оксида.
27. Выразите в молях: а) $6{,}02 \cdot 10^{21}$ молекул NH_3; б) $1{,}20 \cdot 10^{24}$ молекул H_2S; в) $2{,}00 \cdot 10^{23}$ молекул HCl. Чему равны эквивалент и эквивалентную массы азота, серы, хлора в этих соединениях?
28. Чему равна эквивалентная масса металла в соединениях с хлором, если известно, что в 5,69 г первого соединения и в 7,81 г второго содержится по 3,56 г металла? Эквивалентная масса хлора 35,45 г/моль.
29. Эквивалентная масса металла 56,2 г/моль. Вычислите массовую долю (%) этого металла в его оксиде.
Ответ: 84,54 %

30. Сколько граммов магния нужно взять, чтобы получить такой же объем водорода, какой был получен при взаимодействии 26,96 г алюминия с кислотой? Эквивалентные массы магния и алюминия соответственно равны 12,16 и 8,99 г/моль.

Контрольные задания к теме 2

1. Напишите все возможные реакции получения следующих соединений: гидроксид меди (II), гидроксид цинка, гидроксид магния, гидроксид алюминия. Какие из них растворимы в щелочах? Приведите эти реакции в молекулярном и ионном виде.
2. Основные оксиды, их химические свойства. Приведите примеры четырех основных оксидов элементов различных групп периодической системы. Назовите их и дайте графические формулы.
3. Кислотные оксиды, их химические свойства. Приведите примеры четырех основных оксидов элементов различных групп периодической системы. Назовите их и дайте графические формулы.
4. Амфотерные оксиды, их химические свойства. Приведите примеры трех оксидов. Назовите их, дайте графические формулы. Докажите их амфотерность. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.
5. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения двух щелочей и двух труднорастворимых оснований всеми возможными способами. Назовите их, приведите графические формулы.
6. Напишите уравнения реакций получения следующих кислот: серной, ортофосфорной, сернистой, угольной. Докажите их кислотные свойства (реакции в молекулярном и ионном виде) Приведите их графические формулы.
7. Способы получения средних солей. Напишите не менее 5 уравнений реакций в молекулярном и ионном виде. Приведите структурные формулы следующих солей: $AlPO_4$, Na_2SO_4, $Ca(NO_3)_2$.
8. Получение и химические свойства кислых солей. Дайте примеры не менее трех солей. Ответ подтвердите уравнениями реакций в молекулярном и ионном виде. Приведите структурные формулы гидросульфата натрия и гидрокарбоната кальция.
9. Получение и химические свойства основных солей. Дайте примеры не менее трех солей. Ответ подтвердите уравнениями реакций в молекулярном и ионном виде. Приведите структурные формулы сульфата гидроксоалюминия и карбоната гидроксомеди.

10. Приведите примеры трех амфотерных гидроксидов. Дайте их структурные формулы. Докажите их химические свойства уравнениями реакций в молекулярном и ионном виде.
11. Классификация оксидов. Дайте по три примера различных оксидов, назовите их, докажите химические свойства уравнениями реакций в молекулярном и ионном виде, приведите структурные формулы.
12. Приведите по два примера средних, кислых и основных солей. Назовите их и составьте структурные формулы. Напишите уравнения реакций их получения в молекулярном и ионном виде.
13. Какие кислоты способны давать кислые соли? Приведите в молекулярном и ионном виде примеры уравнений реакций получения трех кислых солей. Дайте их названия, приведите структурные формулы.
14. Переведите три основные соли в средние. Уравнения реакций напишите в молекулярном и ионном виде. Составьте структурные формулы карбоната меди и карбоната гидроксомеди.
15. Переведите три кислые соли в средние. Уравнения реакций напишите в молекулярном и ионном виде. Составьте структурные формулы карбоната и гидрокарбоната кальция,
16. Докажите с помощью химических реакций свойства кислот. Приведите способы их получения. Уравнения реакций дайте в молекулярном и ионном виде. Напишите структурные формулы следующих кислот: сернистая, угольная, азотная, азотистая, сероводородная.
17. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения кислых и средних аммонийных солей следующих кислот: ортофосфорной, серной, сероводородной. Назовите полученные соли и составьте их структурные формулы.
18. Получите средние, кислые и основные соли ортофосфорной кислоты и гидроксида кальция, серной кислоты и гидроксида железа (III). Назовите соли, составьте их структурные формулы. Уравнения реакций приведите в молекулярном и ионном виде.
19. Получите следующие соли и составьте их структурные формулы: сульфат бария, карбонат кальция, хлорид серебра, гидросульфат свинца. Уравнения реакций приведите в молекулярном и ионном виде.
20. Получите всеми возможными способами следующие вещества: $Ca(HCO_3)_2$, Na_2CO_3, KCl, H_2SO_4, $Fe(OH)_2$. Назовите их, составьте структурные формулы. Уравнения реакций приведите в молекулярном и ионном виде.
21. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения основных и средних солей взаимодействием гидроксидов кальция и

алюминия с любыми двумя кислотами. Назовите полученные соли. Составьте их структурные формулы.

22. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения двумя способами кислых натриевых солей следующих кислот, серной, сероводородной, ортофосфорной. Как диссоциируют эти соли? Назовите их, составьте структурные формулы.

23. С какими из перечисленных веществ будет реагировать гидроксид натрия: оксид кальция, сульфат меди, гидроксид олова (II), ортофосфорная кислота, диоксид серы, гидроксид магния? Уравнения реакций напишите в молекулярном и ионном виде. Дайте названия полученных веществ.

24. Докажите с помощью химических реакций свойства оснований. Приведите способы их получения. Уравнения реакций дайте в молекулярном и ионном виде. Напишите структурные формулы следующих оснований: гидроксид кальция, гидроксид натрия, гидроксид аммония.

25. Какие из перечисленных ниже пар веществ не могут одновременно находиться в растворе:

сульфат железа (III) и гидроксид калия,
сульфат калия и гидроксид натрия,
нитрат бария и сульфат калия,
карбонат натрия и серная кислота,
хлорид аммония и гидроксид натрия?

Напишите возможные уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

26. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций следующих превращений:

$S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow$
$\rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$

Назовите все соединения.

27. Получите из сульфата никеля следующие соединения: нитрат никеля, сульфид никеля, хлорид никеля, карбонат никеля. Составьте их структурные формулы. Уравнения реакций напишите в молекулярном и ионном виде.

28. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения следующих солей: сульфат бария, силикат кальция, сульфид железа (II), хлорид серебра, карбонат магния. Составьте их структурные формулы.

29. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения следующих превращений:

$Na \rightarrow Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaOH \rightarrow NaCl$

Назовите все соединения.

30. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения возможных реакций:

$CaCl_2 + Na_3PO_4 \rightarrow$

$CaO + H_2O \rightarrow$

$Cu + H_2SO_4$ (конц., разб.) $\rightarrow$

$CuSO_4 + NaCl \rightarrow$

$FeO + H_2O \rightarrow$

$P_2O_5 + NaOH \rightarrow$

Контрольные задания к теме 3

Задачи 1–30 имеют одинаковое условие и отличаются порядковым номером элемента (табл. 1):

Дать характеристику атома элемента с указанным номером в периодической системе: указать состав ядра атома; строение электронной оболочки в виде электронной и электронографической формулы; указать валентные электроны, возможные степени окисления данного элемента, электронное семейство, высший оксид и гидроксид; доказать с помощью химических реакций свойства оксидов и гидроксидов.

Таблица 1

Номер задачи	Порядковый номер элемента	Номер задачи	Порядковый номер элемента
1	40	16	25
2	16	17	27
3	11	18	35
4	13	19	37
5	23	20	38
6	26	21	17
7	20	22	14
8	31	23	48
9	47	24	22
10	32	25	28
11	12	26	34
12	30	27	29
13	19	28	56
14	33	29	55
15	21	30	24

Контрольные задания к теме 4

1. Какую химическую связь называют ковалентной? Чем можно объяснить направленность ковалентной связи? Как метод валентных связей (ВС) объясняет строение молекулы воды?
2. Какая ковалентная связь называется σ–связью и какая π–связью? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи? Составьте электронные схемы строения молекул N_2, H_2O, HI. Какие из них являются диполями?
3. Какой способ образования ковалентной связью называют донорно-акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH_4^+ и BF_4^-? Укажите донор и акцептор.
4. Как метод валентных связей (ВС) объясняет линейное строение молекулы $BeCl_2$ и тетраэдрическое – CH_4?
5. Какая ковалентная связь называется σ–связью и какая π–связью? Разберите на примере строения молекулы азота.
6. Сколько неспаренных электронов имеет атом хлора в нормальном и возбужденном состояниях? Распределите эти электроны по квантовым ячейкам. Чему равна валентность хлора, обусловленная неспаренными электронами?
7. Распределите электроны атома серы по квантовым ячейкам. Сколько неспареных электронов имеют атомы серы в нормальном и возбужденном состояниях? Чему равна валентность серы, обусловленная неспаренными электронами?
8. Что называется электрическим моментом диполя? Какая из молекул HCl, HBr, HI имеет наибольший момент диполя? Почему?
9. Какие кристаллические структуры называются ионными, атомными, молекулярными и металлическими? Кристаллы, каких веществ, алмаз, хлорид натрия, диоксид углерода, цинк – имеют указанные структуры?
10. Составьте электронные схемы строения молекул $C1_2$, H_2S, CCl_4. В каких молекулах ковалентная связь является полярной? Как метод валентных связей (ВС) объясняет угловое строение молекулы H_2S?
11. Чем отличается структура кристаллов NaCl от структуры кристаллов натрия? Какой вид связи осуществляется в этих кристаллах? Какие кристаллические решетки имеют натрий и NaCl?
12. Какая химическая связь называется водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему H_2O и HF, имея меньшую молекулярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги?

13. Какая химическая связь называется ионной? Каков механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличают ее от ковалентной? Приведите два примера типично ионных соединений. Напишите уравнения превращения соответствующих ионов в нейтральные атомы.
14. Какие силы молекулярного взаимодействия называются ориентационными, индукционными, дисперсионными? Когда они возникают и какова природа этих сил?
15. Какая химическая связь называется донорно-акцепторной? Разберите строение комплекского иона $[BF_4]^-$. Укажите донор и акцептор. Как метод (ВС) объясняет тетраэдрическое строение этого иона?
16. Какие валентности, обусловленные неспаренными электронами, может проявлять фосфор в нормальном и возбужденном состояниях?
17. Какая из молекул $C1_2$, H_2S, N_2, является полярной и почему? Как метод валентных связей объясняет угловое строение молекулы H_2S?
18. Что такое ионная связь? Приведите примеры. Разберите образование оксида кальция с точки зрения перестройки электронных структур кальция и кислорода.
19. Определите тип химической связи в молекулах NaCl, HCl, Cl_2. Для двух последних приведите схему перекрывания электронных облаков.
20. Что такое ковалентная связь? Приведите схему перекрывания электронных облаков при образовании молекул H_2 и H_2O.
21. Что такое насыщаемость ковалентной связи? Распределите электроны внешнего, энергетического уровня атома хлора по квантовым ячейкам. Как объясняет спиновая теория валентности наличие у хлора нечетной переменной валентности?
22. Что такое направленность ковалентной связи? Почему молекула BF_3 имеет симметричную треугольную форму?
23. Что такое гибридизация атомных орбиталей? Как метод ВС объясняет тетраэдрическое строение молекулы метана CH_4?
24. Какая ковалентная связь называется неполярной и какая полярной? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи? Приведите по два примера молекул с неполярными и полярными связями.
25. Каков механизм образования ионной связи? Приведите два примера типичных ионных соединений. Напишите уравнения превращения нейтральных атомов в соответствующие ионы. Может ли ионная связь обладать насыщаемостью и направленностью?
26. Что такое гибридизация атомных орбиталей? Как метод ВС объясняет линейное строение молекулы $BeCl_2$? Приведите схему перекрывания электронных облаков.

27. Определите тип химической связи в молекулах CaF_2, H_2, NH_3. Приведите схемы перекрывания электронных облаков для двух последних соединений.
28. Что такое спин–валентность? Объясните почему хлор имеет переменную валентность, а фтор – постоянную?
29. Объясните с точки зрения метода ВС, почему сера имеет переменную валентность, а кислород – постоянную.
30. Что такое координационная или донорно-акцепторная связь? Разберите строение иона NH_4^+, укажите донор, акцептор и строение этого иона.

Контрольные задания к теме 5

1. Вычислите тепловой эффект и напишите термохимическое уравнение реакции горения 1 моль этана $C_2H_{6(г)}$, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Сколько теплоты выделяется при сгорании 1 $м^3$ этана в пересчете на нормальные условия?
Ответ: 63742,86 кДж.
2. При взаимодействии газообразных метана и сероводорода образуется сероуглерод $CS_{2(г)}$ и водород. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.
Ответ: 230,43 кДж/моль.
3. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и хлорида водорода. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчете на нормальные условия?
Ответ: 78,97 кДж.
4. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления 1 моль Fe_2O_3 металлическим алюминием?
Ответ: –847,7 кДж/моль.
5. Тепловой эффект реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и диоксида углерода равен –3135,58 кДж/моль. Составьте термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования $C_6H_{6(ж)}$.
Ответ: 49,03 кДж/моль.
6. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота NO(г). Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект в расчете на 1 моль NH_3(г).
Ответ: –226,18 кДж/моль.

7. При взаимодействии трех молей оксида азота N_2O с аммиаком образуются пары воды и азот. Тепловой эффект реакции равен –871,76 кДж/моль. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования N_2O(г).

Ответ: 81,55 кДж/моль.

8. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерод CS_2(г). Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

Ответ: –226,18 кДж/моль.

9. Напишите термохимическое уравнение реакции между CO(г) и водородом, в результате которой образуются CH_4(г) и H_2O(г). Какое количество теплоты выделилось при этой реакции?

Ответ: 206,16 кДж.

10. Напишите термохимическое уравнение реакции горения 1 моля этилового спирта, в результате которой образуются пары воды и оксид углерода (IV). Вычислите теплоту образования C_2H_5OH(ж), если известно, что при сгорании 11,5 г его выделилось 308,71 кДж тепла.

Ответ: – 271,67 кДж/моль.

11. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий веществ вычислите $\Delta G°_{298}$ реакции, протекающей по уравнению:

$$CO(г) + H_2O(ж) = CO_2(г) + H_2(г)$$

12. Одним из способов промышленного получения водорода является взаимодействие метана с водяным паром:

$$CH_4(г) + H_2O(ж) = CO(ж) + 3H_2(г)$$

Рассчитайте $\Delta G°$, $\Delta H°$, $\Delta S°$этой реакции и решите, будет ли она протекать при стандартных условиях.

13. Прямая или обратная реакция будет протекать в системе:

$$CH_4(г) + CO_2(г) = 2CO(г) + 2H_2(г)$$

Подсчитайте $\Delta G°_{298}$ и дайте на основании этого подсчета ответ.

14. Вычислите $\Delta G°_{298}$ реакции, протекающей по уравнению:

$$2NO(г) + O_2(г) = 2NO_2(г)$$

Вычисления сделать на основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

15. Вычислите стандартные значения $\Delta G°$, $\Delta H°$, $\Delta S°$ для реакций:

$$BaCO_3(к) = BaO(г) + CO_2(г)$$

$$CaCO_3(к) = CaO(г) + CO_2(г),$$

и определите, какой из карбонатов обладает большей термической устойчивостью.

16. Восстановление Fe_2O_3 оксидом углерода протекает по уравнению

$$Fe_3O_4(к) + CO(г) = 3FeO(к) + CO_2(г)$$

Вычислите $\Delta G°_{298}$ и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔS^0 в этом процессе:

Ответ: 24,19 кДж/моль; 31,34 кДж/(моль·К).

17. Реакция горения ацетилена идет по уравнению

$$2C_2H_2(г) + 5O_2(г) = 4CO_2(г) + 2H_2O(ж)$$

Вычислите $\Delta G°$ и $\Delta S°_{298}$, объясните уменьшение энтропии в результате этой реакции.

Ответ: –1235,15 кДж/моль и –216,15 Дж/(моль·К).

18. Уменьшается или увеличивается энтропия при переходах: а) воды в пар; б) графита в алмаз? Почему? Вычислите $\Delta S°_{298}$ для каждого превращения. Сделайте вывод о количественном изменении энтропии при фазовых и аллотропических превращениях.

Ответ: а) 118,78 Дж/(моль·К); б) –3,25 Дж/(моль·К).

19. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция, протекающая по уравнению:

$$CO_2(г) + H_2(г) = CO_2(г) + H_2O(ж)? \quad \Delta H° = -2{,}85 \text{ кДж/моль}.$$

Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите $\Delta G°_{298}$ этой реакции.

Ответ: 19,91 кДж/моль.

20. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе:

$$2NO(г) + O_2(г) = 2NO_2(г)?$$

Ответ мотивируйте, вычислив $\Delta G°_{298}$ прямой реакции.

Ответ: –69,70 кДж/моль.

21. При какой температуре наступит равновесие системы:

$$CO(г) + 2H_2(г) = CH_3OH(ж) \qquad \Delta H° = -128{,}05 \text{ кДж/моль}?$$

Ответ: 385,5 К.

22. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите $\Delta G°_{298}$ реакции, протекающей по уравнению:

$$CO_2(г) + H_2(г) = CH_4(г) + H_2O(ж)$$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

Ответ: –130,89 кДж/моль.

23. Вычислите изменение энтропии в результате реакции образования аммиака из азота и водорода. При расчете можно исходить из $\Delta S°_{298}$ соответствующих газов, так как $\Delta S°$ с изменением температуры изменяется незначительно. Чем можно объяснить отрицательное значение $\Delta S°_{298}$?

Ответ: –198,26 Дж/(моль·град).

24. Какие из карбонатов $BeCO_3$, $CaCO_3$ или $BaCO_3$ – можно получить по реакции соответствующих оксидов с CO_2? Какая реакция идет наиболее энергично? Вывод сделайте, вычислив $\Delta G°_{298}$ реакций.

Ответ: 31,24 кДж/моль; –130,17 кДж/моль; –216,02 кДж/моль.

25. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите $\Delta G°_{298}$ реакции, протекающей по уравнению:

$$CO_2(г) + 4H_2(г) = CH_4(г) + 2H_2O(г)$$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

Ответ: –142,16 кДж/моль.

26. Образование сероводорода из простых веществ протекает по уравнению:

$$H_2(г) + S_{ромб} = H_2S; \qquad \Delta H° = –20,15 \text{ кДж/моль}.$$

Исходя из значений ΔS^0_{298} соответствующих веществ, определите $\Delta S°_{298}$ и $\Delta G°_{298}$ для этой реакции.

Ответ: 43,15 Дж/(моль·К); –33,01кДж/моль.

27. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите $\Delta G°_{298}$ реакции, протекающей по уравнению:

$$CH_4(г) + 3O_2 = CO_2(г) + 2H_2O(ж)$$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

Ответ: –1331,21 кДж/моль.

28. Определите, при какой температуре начинается реакция восстановления Fe_3O_4, протекающая по уравнению:

$$Fe_3O_4(к) + 4CO(г) = 3Fe(к) + 4CO_2(г); \quad \Delta H° = 34,55 \text{ кДж/моль}.$$

Ответ: 1102,4 К.

29. Вычислите, при какой температуре начнется диссоциация пентахлорида фосфора, протекающая по уравнению:

$$PCl_5(г) = PCl_3(г) + Cl_2(г); \qquad \Delta H° = 92,59 \text{ кДж/моль}.$$

Ответ: 509 К.

30. Вычислите изменение энтропии для реакций, протекающих по уравнениям:

$$2CH_4(г) = C_2H_2(г) + 3H_2(г)$$

$$N_2(г) + 3H_2(г) = 2NH_3(г)$$

$C_{(графит)} + O_2(г) = CO_2(г)$

Почему в этих реакциях $\Delta S°_{298} > 0; <0; \approx 0$?

Ответ: 220,21 Дж/(моль·К); 2,93 Дж/(моль·К).

Контрольные задания к теме 6

1. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе $2SO_{2(Г)} + O_{2(Г)} \leftrightarrow 2SO_{3(Г)}$, если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?
2. Вычислит, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70 °С, если температурный коэффициент реакции равен 2.
3. Константа равновесия гомогенной системы

$CO_{(Г)} + H_2O_{(Г)} \leftrightarrow CO_{2(Г)} + H_{2(Г)}$

при 850 ºС равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации: $[CO]_{исх}$= 3 моль/л, $[H_2O]_{исх}$= 2 моль/л
4. Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению

$PCl_{5(Г)} \leftrightarrow PCl_{3(Г)} + Cl_{2(Г)}$; ΔH = +92,59 кДж

Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции – разложения PCl_5?
5. Окисление серы и ее диоксида протекает по уравнениям: а) $S_{(К)}+O_{2(Г)} = SO_{2(Г)}$; б) $2SO_{2(Г)} + O_{2(Г)} = 2SO_{3(Г)}$. Как изменятся скорости этих реакций, если объемы каждой их систем уменьшится в 4 раза?
6. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $N_2+ 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$. Как изменится скорость прямой реакции – образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в 3 раза?
7. Реакция идет по уравнению $N_2 + O_2 = 2NO$. Концентрации исходных веществ до начала реакции была: $[N_2]$ = 0,049 моль/л; $[O_2]$ = 0,01 моль / л. Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда [NO] стала равной 0,005 моль/л. *Ответ:* $[N_2]$ = 0,0465 моль/л; $[O_2]$ = 0,0075 моль / л.
8. Реакция идет по уравнению $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. Концентрации участвующих в ней веществ были: $[N_2]$ = 0,80 моль/л; $[H_2]$ = 1,5 моль/л; $[NH_3]$ = 0,10 моль/л. Вычислите концентрацию водорода и аммиака, когда $[N_2]$ стала равной стала равной 0,50 моль/л. *Ответ:* $[NH_3]$= 0,70 моль/л; $[H_2]$ = 0,60 моль/л.
9. Реакция идет по уравнению $H_2 + I_2 = 2HI$. Константа скорости этой реакции при 508 °С равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ были: $[H_2]$ = 0,04 моль/л; $[I_2]$ = 0,05 моль/л. Вычислите начальную

скорость реакции и скорость ее, когда [H_2] стала равной 0,03 моль/л. *Ответ:* $3{,}2\cdot 10^{-4}$; $1{,}92\cdot 10^{-4}$.

10. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80 °С. Температурный коэффициент скорости реакции равен трем.

11. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 60 град, если температурный коэффициент скорости данной реакции равен двум?

12. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при понижении температуры на 30 град, если температурный коэффициент скорости данной реакции равен трем?

13. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$. Как изменится скорость прямой реакции – образования серного ангидрида, если увеличить концентрацию SO_2 в 3 раза?

14. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $CH_4 + CO_2 \leftrightarrow 2CO + 2H_2$. Как следует изменить температуру и давление, чтобы повысить выход водорода? Прямая реакция – образования водорода эндотермическая.

15. Реакция идет по уравнению $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$. Концентрации исходных веществ были: [NO] = 0,03 моль/л; [O_2] = 0,05 моль/л. Как изменится скорость реакции, если увеличить концентрацию кислорода до 0,10моль/л и концентрацию NO до 0,006 моль/л?

16. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы: $CO_2 + C \leftrightarrow 2CO$. Как изменится скорость прямой реакции – образования CO, если концентрацию CO_2 уменьшить в четыре раза? Как следует изменить давление, чтобы повысить выход CO?

17. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы $C + H_2O_{(Г)} \leftrightarrow CO + H_2$. Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции – образования водяных паров?

18. Равновесие гомогенной системы $4HCl_{(Г)} + O_2 \leftrightarrow 2H_2O_{(Г)} + 2Cl_{2(Г)}$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: [H_2O] = 0,14 моль/л; [Cl_2] = 0,14 моль/л; [HCl] = 0,20 моль/л; [O_2] = 0,32 моль/л. Вычислите исходные концентрации хлористого водорода и кислорода. *Ответ*: $[HCl]_{исх}$ = 0,48 моль/л; $[O_2]_{исх}$ = 0,39 моль/л.

19. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы $CO_{(Г)} + H_2O_{(Г)} \leftrightarrow CO_{2(Г)} + H_{2(Г)}$, если равновесные концентрации реагирующих веществ: [CO]= 0,004 моль/л; [H_2O] = 0,064 моль/л; [CO_2] = 0,016моль/л; [H_2]= 0,016 моль/л. *Ответ*: K=1.

20. Константа равновесия гомогенной системы $CO_{(Г)} + H_2O_{(Г)} \leftrightarrow CO_{2(Г)} + H_{2(Г)}$ при некоторой температуре равна1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации: [CO]= 0,10 моль/л; [H_2O] = 0,40 моль/л. *Ответ:* [CO_2] = [H_2]= 0,08 моль/л; [CO]= 0,02 моль/л; [H_2O] = 0,32 моль/л.

21. Константа равновесия гомогенной системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ при температуре 400 °С равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны: 0,2 моль/л и 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и исходную концентрацию азота. *Ответ:* 8 моль/л; 8,04 моль/л.

22. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: [NO]= 0,2 моль/л; [O_2] = 0,1 моль/л; [NO_2] = 0,1 моль/л. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию NO и O_2. *Ответ*: *К*=2,5; [NO]=0,3 моль/л; [O_2] =0,15 моль/л.

23. Почему при изменении давления смещается равновесие системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ и не смещается равновесие системы $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$? Напишите выражения для констант равновесия каждой из данных систем.

24. Исходные концентрации NO и Cl_2 в гомогенной системе $2NO + Cl_2 \leftrightarrow 2NOCl$ составляет соответственно: 0,5 и 0,2 моль /л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO. *Ответ*: 0,416.

25. Реакция между веществами А и В протекает по уравнению 2A+B=C; концентрация вещества А равна 6 моль /л, а вещества В – 5моль/л. Константа скорости реакции равна 0,5. Вычислите скорость химической реакции в начальный момент и в тот момент, когда в реакционной смеси останется 45% вещества В.

26. В начальный момент протекания реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ концентрация были равны (моль/л): C(N_2)=1,5; C(H_2) 2,5; C(NH_3)=0. Каковы концентрации азота и водорода при концентрации аммиака 0,5 моль/л?

27. Начальные концентрации веществ в реакции $CO + H_2O \leftrightarrow CO_2 + H_2$ были равны 9моль/л): C(CO) = 0,05; C(CO_2) = 0,4; C(H_2O) = 0,06; C(H_2) = 0,2. Вычислите концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как прореагировало 60% H_2O.

28. При 393К реакция заканчивается за 18 мин. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

29. Константа скорости некоторой реакции при 273 и 298 К равна соответственно 1,17 и 6,56 л·моль$^{-1}$· мин$^{-1}$. Найдите температурный коэффициент скорости реакции.

30. При синтезе аммиака $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $C(N_2) = 2,5$; $C(H_2) = 1,8$; $C(NH_3) = 3,6$. Рассчитайте константу равновесия этой реакции и исходные концентрации азота и водорода.

Контрольные задания к теме 7

1. Найти массу $CuSO_4 \cdot H_2O$, необходимую для приготовления 250 г раствора $CuSO_4$ с массовой долей 10 %.
2. Найти массу $Ca(NO_3)_2$, содержащуюся в 250 г раствора с массовой долей $Ca(NO_3)_2$ 20 %.
3. К 200 мл раствора HCl (плотностью 1,07 г/см^3) с массовой долей 14,5 % прилили 1 дм^3 воды. Определите массовую долю HCl в полученном растворе.
4. Определите массовую долю (в %) хлорида натрия в растворе, полученном при смешении 200 г раствора с массовой долей NaCl 35 % и 300 г раствора с массовой долей NaCl 25 %.
5. Определите массовую долю HCl (в %) в растворе соляной кислоты, полученном при смешении 300 г раствора с массовой долей HCl 20 % и 100 мл раствора с массовой долей HCl 10,5 % и плотностью 1,05 г/см^3.
6. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 60 % и плотностью 1,50 г/см^3 нужно взять, чтобы приготовить 500 мл с массовой долей H_2SO_4 12 % и плотностью 1,08 г/см^3.
7. Найти массу KOH, которая необходима для приготовления 5 л раствора с молярной концентрацией KOH 0,1 моль/дм^3.
8. Определить массу кристаллогидрата $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ и массу воды, необходимые для приготовления 500 г раствора с массовой долей $CaCl_2$ 20 %.
9. Какова масса $CaCl_2$, содержащаяся в 100 дм^3 раствора с $C(CaCl_2) = 0,001$ моль/дм^3?
10. Определить молярную концентрацию раствора серной кислоты, содержащей 4,9 г H_2SO_4 в 250 см^3 раствора.
11. Раствор объемом 500 см^3 содержит гидроксид калия массой 2,8 г. Какова молярная концентрация этого раствора?
12. Рассчитайте массовую долю (в %) NaOH в растворе едкого натра с молярной концентрацией 2 моль/л и плотностью раствора 1,1 г/см^3.
13. Найти массу кристаллогидрата $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, образующегося при выпаривании 10 дм^3 раствора сульфата натрия с массовой долей Na_2SO_4 0,5 %.

14. Вычислите массовую долю KOH (в %) раствора, полученного при взаимодействии 7,8 г калия с водой массой 100 г.
15. Определите молярную концентрацию HCl в растворе, полученном при растворении 2,24 $дм^3$ газообразного HCl (взятого при нормальных условиях) в 10 $дм^3$ воды.
16. Определите молярную концентрацию раствора гидроксида аммония, полученного растворением 224 $дм^3$ аммиака (взятого при нормальных условиях) в 10 $дм^3$ воды.
17. Определите массовую долю $BeCl_2$ (в %) в растворе, полученном при смешении раствора массой 500 г и массовой долей $BeCl_2$ 20 % и раствора массой 1500 г массовой долей $BeCl_2$ 10 %.
18. Определить молярную концентрацию раствора фосфорной кислоты, в 5000 мл которого содержится H_3PO_4 массой 9,8 г.
19. Определить молярную концентрацию $CuSO_4$ в растворе, полученном при растворении 2,5 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ в 500 $см^3$ воды.
20. Найти массу $FeCl_3$, содержащуюся в растворе объемом 500 мл с массовой долей $FeCl_3$ 15 % и плотностью 1,2 $г/см^3$.
21. К 300 мл раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 24 % и плотностью 1,14 $г/см^3$ прибавили 100 мл воды. Определите массовую долю HNO_3 (в %) в полученном растворе.
22. К 500 мл раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 5 % и плотностью 1,03 $г/см^3$ прибавили 1 л воды. Определите массовую долю H_2SO_4 (в %) в полученном растворе.
23. Определите массовую долю KOH (в %) в растворе гидроксида калия, полученном при смешении 400 г раствора с массовой долей KOH 10 % и 200 $см^3$ раствора с массовой долей KOH 6 % и плотностью 1,05 $г/см^3$.
24. Раствор объемом 800 мл содержит гидроксид натрия массой 0,4 г. Какова молярная концентрация этого раствора?
25. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 60 % и плотностью 1,5 $г/см^3$ нужно взять для приготовления раствора объемом 800 мл с массовой долей H_2SO_4 20 % и плотностью 1,14 $г/см^3$.
26. Какая масса $Ca(OH)_2$ потребуется для приготовления 3 л раствора с молярной концентрацией 0,5 моль/л?
27. Определите молярную концентрацию раствора серной кислоты, содержащей 4,7 г H_2SO_4 в 500 мл раствора.
28. Определите массовую долю $Ca(OH)_2$ (в %) в растворе гашеной извести с молярной концентрацией $Ca(OH)_2$ 0,5 моль/л и плотностью 1,05 $г/см^3$.

29. Определить молярную концентрацию раствора угольной кислоты, полученного растворением 44,8 л CO_2 (взятого при нормальных условиях) в 10 л воды.
30. Какую массу безводной серной кислоты нужно взять для приготовления 250 г раствора с массовой долей 40 %?

Контрольные задания к теме 8

1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций в растворах между: а) $NaHCO_3$ и $NaOH$; б) K_2SiO_3 и HCl; в) $BaCl_2$ и Na_2SO_4.
2. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) K_2S и HCl; б) $FeSO_4$ и $(NH_4)_2S$; в) $Cr(OH)_3$ и KOH.
3. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:
а) $Mg^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow MgCO_3$
б) $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$
4. Какое из веществ: $Al(OH)_3$, H_2SO_4, $Ba(OH)_2$ будет взаимодействовать с гидроксидом калия? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.
5. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций в растворах между: а) $KHCO_3$ и H_2SO_4; б) $Zn(OH)_2$ и $NaOH$; в) $CaCl_2$ и $AgNO_3$.
6. Составьте молекулярные и ионно–молекулярные уравнения реакций в растворах между: а) $CuSO_4$ и H_2S; б) $BaCO_3$ и HNO_3; в) $FeCl_3$ и KOH.
7. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:
а) $Cu^{2+} + S^{2-} \rightarrow CuS$
б) $2H^+ + SiO_3^{2-} \rightarrow H_2SiO_3$
8. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций в растворах между: а) $Sn(OH)_2$ и HCl; б) $BeSO_4$ и KOH; в) NH_4Cl и $Ba(OH)_2$.
9. Какое из веществ: $KHCO_3$, CH_3COOH, $NiSO_4$, Na_2S, – будет взаимодействовать с раствором серной кислоты? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.
10. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций в растворах между: а) $Hg(NO_3)_2$ и NaI; б) $Pb(NO_3)_2$ и KI; в) $CdSO_4$ и Na_2S.
11. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + H_2O$

б) $Al(OH)_3 + OH^- \rightarrow AlO_2^- + H_2O$

в) $Pb^{2+} + 2I^- \rightarrow PbI_2$

12. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций в растворах между: а) $Cu(OH)_2$ и HNO_3; б) $Be(OH)_2$ и NaOH; в) $ZnOHNO_3$ и HNO_3.

13. Составьте молекулярные и ионно–молекулярные уравнения реакций в растворах между: а) Na_3PO_4 и $CaCl_2$; б) K_2CO_3 и $BaCl_2$; в) $Zn(OH)_2$ и KOH.

14. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $Fe(OH)_3 + 2H^+ \rightarrow Fe^{3+} + H_2O$

б) $Cd^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cd(OH)_2$

в) $H^+ + NO_2^- \rightarrow HNO_2$

15. Составьте молекулярные и ионно–молекулярные уравнения реакций в растворах между: а) CdS и HCl; б) $Cr(OH)_3$ и NaOH; в) $Ba(OH)_2$ и $CoCl_2$.

16. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $Zn^{2+} + H_2S \rightarrow ZnS + 2H^+$

б) $HCO_3^- + H^+ \rightarrow H_2O + CO_2$

в) $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$

17. Составьте молекулярные и ионно–молекулярные уравнения реакций в растворах между: а) H_2SO_4 и $Ba(OH)_2$; б) NH_4OH и $FeCl_3$; в) CH_3COONa и HCl.

18. Составьте молекулярные и ионно–молекулярные уравнения реакций в растворах между: а) $FeCl_3$ и KOH; б) $NiSO_4$ и $(NH_4)_2S$; в) $MgCO_3$ и HNO_3.

19. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $Be(OH)_2 + 2OH^- \rightarrow BeO_2^{2-} + 2H_2O$

б) $CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$

в) $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$.

20. Какие из веществ: NaCl, $NiSO_4$, $Be(OH)_2$, $KHCO_3$ – будут взаимодействовать с гидроксидом натрия? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

21. Составьте молекулярные и ионно–молекулярные уравнения реакций в растворах между: а) $Ca(OH)_2$ и $FeCl_3$; б) CH_3COOH и KOH; в) $CaCO_3$ и HCl; г) $CrCl_3$ и избыток KOH.

22. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $Na_2S + H_2SO_4 \rightarrow$

б) $BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow$

в) $HCl + NH_4OH \rightarrow$

г) $H_2SO_3 + NaOH \rightarrow$

23. Сливают растворы: а) $BaCl_2$ и Na_2CO_3; б) KCl и NaOH; в) избыток KOH и $Pb(NO_3)_2$; г) $NaHCO_3$ и NaOH. В каких случаях произойдут реакции? Составьте для них молекулярные и ионно–молекулярные уравнения.

24. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при смешении растворов: а) $Mg(OH)_2$ и H_2SO_4; б) CH_3COONa и HCl; в) $Zn(OH)_2$ и KOH; г) $NiCl_2$ и H_2S.

25. Составьте молекулярные и ионно–молекулярные уравнения реакций, протекающих при смешении растворов:

а) $CdS + HCl \rightarrow$

б) $FeCl_3 + NH_4OH \rightarrow$

в) $KOH + H_2S \rightarrow$

г) $Ag(NO_3)_2 + HCl \rightarrow$

26. Какие из веществ: $Pb(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, H_2SO_4, – будут взаимодействовать с гидроксидом натрия? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

27. К растворам NH_4OH, K_2S, $Pb(NO_3)_2$, $NaNO_3$ (к каждому в отдельности) прибавили раствор соляной кислоты. В каких случаях произойдут реакции? Составьте для них молекулярные и ионно–молекулярные уравнения.

28. Составьте молекулярные и ионно–молекулярные уравнения реакций, протекающих при смешении растворов: а) гидросульфата натрия и гидроксида калия; б) нитрата свинца (II) и гидроксида натрия.

29. К растворам гидроксида калия, сульфата марганца (II), нитрата серебра, сульфата натрия прибавили сероводородную кислоту. В каких случаях произойдут реакции? Составьте для них молекулярные и ионно–молекулярные уравнения.

30. Подберите по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются следующими ионными уравнениями:

а) $Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2$

б) $Ba^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow BaCO_3$.

Контрольные задания к теме 9

1. Как протекает гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием? Приведите три примера, напишите уравнения реакций.

2. Как протекает гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием? Приведите три примера, напишите уравнения реакций.

3. Как протекает гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием? Приведите три примера, напишите уравнения реакций.
4. Как изменится pH среды, если растворить в воде соли: $(NH_4)_2SO_4$, KNO_3, K_2CO_3? Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной формах.
5. Какие соли подвергаются гидролизу в водных растворах $BaCl_2$, $Pb(NO_3)_2$, K_3PO_4, Na_2S, $ZnBr_2$? Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной формах.
6. Какая среда (кислая, щелочная или нейтральная) будет в водных растворах солей: $AlCl_3$, KNO_3, $CuSO_4$, Na_2CO_3? Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной формах.
7. Подвергаются ли гидролизу в водных растворах следующие соли: $NaNO_3$, CuI_2, $(NH_4)_2CO_3$? Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной формах.
8. При взаимодействии металлического магния с раствором $CuCl_2$ происходит не только вытеснение меди более активным магнием, но и бурное выделение газа. Напишите уравнения соответствующих реакций.
9. Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах для следующих солей: $(NH_4)_3PO_4$, $Fe(NO_3)_3$, $AlCl_3$, Na_2S.
10. Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах для следующих солей: $CuSO_4$, K_2SO_3, $(CH_3COO)_2Ba$.
11. Почему при сливании растворов $CrCl_3$ и Na_2S нельзя получить осадок Cr_2S_3?
12. Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах для следующих солей: $CuSO_4$, $Bi(NO_3)_3$, $CaSO_3$. Назовите продукты гидролиза.
13. Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах для следующих солей: $MgCl_2$, Na_2SiO_3, $BaSO_3$.
14. Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах для следующих солей: K_3PO_4, $(NH_4)_2CO_3$, $FeCl_3$. Назовите продукты гидролиза.
15. Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах для следующих солей: $ZnCl_2$, Na_2CO_3. В какую сторону сместится равновесие при добавлении к растворам кислоты (щелочи)?
16. Почему при смешении растворов $AlCl_3$ и Na_2CO_3 выделяется газ и выпадает осадок? Напишите уравнения реакций гидролиза в исходных растворах и уравнение совместного гидролиза.
17. Почему цинк растворяется в растворах собственных солей? Какой газ при этом выделяется? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

18. Почему в алюминиевой посуде нельзя приготовить горячий раствор соды (Na_2CO_3)? Напишите уравнения возможных реакций.
19. Как изменится pH среды, если растворить в воде KCN, $CdCl_2$, $Ca(NO_3)_2$? Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах.
20. Какая среда (кислая, щелочная или нейтральная) будет в водных растворах солей: $SnCl_2$, K_2SO_3, KI? Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной формах.
21. Какие соли подвергаются гидролизу в водных растворах Li_2SO_4, $MgCl_2$, $NiSO_4$, $Na[Al(OH)]_4$? Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной формах.
22. Укажите pH среды и напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах для следующих солей: $ZnSO_4$, $Ni(NO_3)_2$, $(CH_3COO)_2Ca$.
23. Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах для следующих солей: $BeSO_4$, $FeCl_2$, $NaNO_3$. Назовите продукты гидролиза.
24. Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах для следующих солей: $CoCl_2$, Na_2S, $ZnSO_4$. Назовите продукты гидролиза.
25. Почему pH раствора силиката натрия больше, чем pH раствора карбоната натрия той же концентрации? Приведите уравнения реакций.
26. Почему при смешении растворов $Al_2(SO_4)_3$ и Na_2S выделяется газ и выпадает осадок? Напишите уравнения реакций гидролиза в исходных растворах и уравнение совместного гидролиза.
27. Укажите приблизительно pH среды и напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах для следующих солей: $FeSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.
28. Как изменится pH среды, если растворить в воде $MgCl_2 \cdot 6H_2O$, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$? Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах.
29. Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах для следующих солей: $SnCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$, K_2S, $Pb(NO_3)_2$. Назовите продукты гидролиза.
30. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций гидролиза для следующих солей: $AlCl_3$ и Na_2S. Как можно увеличить глубину протекания гидролиза?

Контрольные задания к теме 10

Для каждой из приведенных ниже задач 1-30 выполнить следующее: с помощью метода электронного баланса расставьте коэффициенты в

уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Для каждого уравнения укажите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем, а также - процесс окисления и процесс восстановления.

1. $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$
   $Zn + HNO_{3\ разб.} \rightarrow Zn(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$
2. $FeSO_4 + KClO + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$
   $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$
3. $Bi + HNO_{3разб} \rightarrow Bi(NO_3)_3 + NO + H_2O$
   $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
4. $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + Cl_2 + H_2O$
   $HClO_3 + H_2S \rightarrow HCl + H_2SO_4$
5. $Cl_2 + KOH_{конц} \rightarrow KClO + KCl + H_2O$
   $KCrO_2 + KOH + Br_2 \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + H_2O$
6. $SO_2 + H_2S \rightarrow S + H_2O$
   $As + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + HCl$
7. $I_2 + H_2S \rightarrow HI + S$
   $KClO_3 \rightarrow KCl + KClO_4$
8. $Zn + H_2SO_{4конц} \rightarrow ZnSO_4 + H_2S + H_2O$
   $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
9. $Cl_2 + KOH_{гор} \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$
   $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + S + K_2SO_4 + H_2O$
10. $KMnO_4 + KOH + K_2SO_3 \rightarrow K_2MnO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
    $S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$
11. $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
    $P + HNO_{3конц} + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$
12. $H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow O_2 + SO_2 + H_2O$
    $S + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + H_2O$
13. $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + S + K_2SO_4 + H_2O$
    $H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
14. $KClO_3 + Na_2SO_3 \rightarrow KCl + Na_2SO_4$
    $KMnO_4 + HBr \rightarrow Br_2 + KBr + MnBr_2 + H_2O$
15. $H_3AsO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
    $P + HClO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HCl$
16. $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$
    $FeS + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + S + NO + H_2O$
17. $HNO_{3\ конц.} + Zn \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
    $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$
18. $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + KCl + H_2O$
    $Au + HNO_3 + HCl \rightarrow AuCl_3 + NO + H_2O$

19. $Cu_2O + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$
    $K_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
20. $HCl + CrO_3 \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + H_2O$
    $Cd + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CdSO_4 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
21. $I_2 + NaOH \rightarrow NaIO + NaI + H_2O$
    $MnSO_4 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + PbSO_4 + H_2O$
22. $H_2SO_3 + HClO_3 \rightarrow HCl + H_2SO_4$
    $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
23. $J_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + HCl$
    $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
24. $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$
    $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow KMnO_4 + MnO_2 + KOH$
25. $KCrO_2 + PbO_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + K_2PbO_2 + H_2O$
    $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$
26. $Cu_2S + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO + H_2O$
    $NaCrO_2 + PbO_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + Na_2PbO_2 + H_2O$
27. $S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$
    $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
28. $S + KOH \rightarrow K_2S + K_2SO_4 + H_2O$
    $PbS + HNO_3 \rightarrow S + Pb(NO_3)_2 + NO + H_2O$
29. $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + KOH$
    $KCrO_2 + KOH + Br_2 \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + H_2O$
30. $As + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + HCl$
    $KMnO_4 + K_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

Контрольные задания к теме 11

Условия задачи приведены в табл. 2. Для каждой задачи необходимо:

А) Составить схему гальванического элемента, в котором электродами являются два нижеприведенных металла, опущенные в растворы их солей с концентрацией ионов 1 моль/л. Определить какой металл является анодом, какой – катодом? Описать процессы, которые протекают на катоде и аноде, и вычислить ЭДС гальванического элемента.

В) составить электродные уравнения процессов, протекающих на электродах при электролизе раствора указанной соли.

Таблица 2

№	Условия задачи	
	A	B
1	Mg; Zn	$CuSO_4$; анод инертный
2	Al; Fe	Na_2SO_4; анод инертный
3	Cr; Ni	KNO_3; анод инертный
4	Mn; Fe	$NiSO_4$; анод инертный
5	Zn; Pb	$NiSO_4$; анод никелевый
6	Fe; Cu	NaCl; анод инертный
7	Cd; Sn	$AlCl_3$; анод инертный
8	Mg; Co	KBr; анод инертный
9	Cr; Ag	$CuCl_2$; анод инертный
10	Zn; Sn	$CuCl_2$; анод медный
11	Al; Sb	$ZnSO_4$; анод инертный
12	Mn; Ni	K_2SO_4; анод инертный
13	Cr; Sn	$AgNO_3$; анод инертный
14	Fe; Sn	$MgSO_4$; анод инертный
15	Cd; Cu	$ZnCl_2$; анод инертный
16	Cu; Ag	KCl; анод инертный
17	Fe; Pb	$MgCl_2$; анод инертный
18	Mg; Ni	NaBr; анод инертный
19	Al; Cr	$Zn(NO_3)_2$; анод инертный
20	Mn; Pb	$CaCl_2$; анод инертный
21	Zn; Co	$CuSO_4$; анод медный
22	Cd; Ag	$CrCl_3$; анод инертный
23	Co; Cr	$CrCl_3$; анод хромовый
24	Ni; Au	$Cu(NO_3)_2$; анод инертный
25	Fe; Cu	$ZnBr_2$; анод инертный
26	Ti; Ni	$Pb(NO_3)_2$; анод инертный
27	V; Ag	$SnSO_4$; анод инертный
28	Pb; Cu	$Al2(SO_4)_3$; анод инертный
29	Co; Au	$Ca(NO_3)_2$; анод инертный
30	Ni; Cu	$MnCl_2$; анод инертный

Контрольные задания к теме 12

1. Как изменяются величины потенциалов ионизации у элементов 2–А подгруппы? Почему бериллий занимает особое положение в подгруппе? Напишите уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления превращения:

$Be \rightarrow BeCl_2 \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow K_2[Be(OH)_4]$

К окислительно-восстановительным реакциям составьте электронные уравнения, к обменным реакциям напишите молекулярные и ионные уравнения.

2. Как изменяются растворимость и основные свойства в ряду $Be(OH)_2$ – $Ra(OH)_2$? Объяснения дайте на основании электронного строения атомов элементов. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия гидроксида бериллия с едким натром и с серной кислотой.

3. Гидроксид какого из s-элементов проявляет амфотерные свойства? Составьте молекулярные ионные уравнения реакции этого гидроксида: а) с кислотой; б) со щелочью.

4. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций: а) бериллия с раствором щелочи; б) магния с разбавленной азотной кислотой, имея в виду максимальное восстановление последней.

5. При сплавлении оксид бериллия взаимодействует с диоксидом кремния и оксидом натрия. Напишите уравнения соответствующих реакций. О каких свойствах BeO говорят эти реакции?

6. Чем объясняется сходство химических свойств бериллия и алюминия? Ответ мотивируйте, исходя из электронного строения атомов. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия гидроксида бериллия и гидроксила алюминия с соляной кислотой и гидроксидом натрия.

7. Чем отличается действие разбавленной азотной кислоты на металлы от действия соляной и разбавленной серной кислот? Ответ подтвердите молекулярными и электронными уравнениями реакций цинка с соответствующими кислотами.

8. Чем отличается действие разбавленной серной кислоты на металлы от действия концентрированной? Ответ подтвердите, составив молекулярные и электронные уравнения реакции магния с разбавленной и концентрированной серной кислотой.

9. Охарактеризуйте отношение свинца к воздуху, воде, кислотам. Почему свинец не растворяется в разбавленных соляной и серной кислотах, хотя расположен в ряду напряжений до водорода?

10. Какие степени окисления наиболее характерны для олова и свинца? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций олова и свинца с концентрированной азотной кислотой.

11. Какие оксиды и гидроксиды образуют олово и свинец? Как изменяются их кислотно-основные и окислительно–восстановительные свойства в зависимости от степени окисления элементов. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия раствора: а) раствора гидроксида натрия с гидроксидом олова; б) диоксидов олова и свинца с концентрированной соляной кислотой.

12. Медь не взаимодействует с разбавленной серной кислотой, тогда как в концентрированной серной кислоте при нагревании растворяется. Чем это можно объяснить? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций.
13. Охарактеризуйте физико–химические свойства марганца, его положение в периодической системе, опишите строение атома, отношение к воздуху, воде, растворам кислот и щелочей. Приведите соответствующие уравнения реакций. Составьте электронные балансы.
14. Охарактеризуйте физико–химические свойства железа, его положение в периодической системе, опишите строение атома, отношение к воздуху, воде, растворам кислот и щелочей. Приведите соответствующие уравнения реакций. Составьте электронные балансы.
15. Охарактеризуйте физико–химические свойства цинка, его положение в периодической системе, опишите строение атома, отношение к воздуху, воде, растворам кислот и щелочей. Приведите соответствующие уравнения реакций. Составьте электронные балансы.
16. Охарактеризуйте физико–химические свойства меди, ее положение в периодической системе, опишите строение атома, отношение к воздуху, воде, растворам кислот и щелочей. Приведите соответствующие уравнения реакций. Составьте электронные балансы.
17. Охарактеризуйте физико–химические свойства титана, его положение в периодической системе, опишите строение атома, отношение к воздуху, воде, растворам кислот и щелочей. Приведите соответствующие уравнения реакций. Составьте электронные балансы.
18. Какие степени окисления наиболее характерны для железа, кобальта и никеля? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций данных металлов с разбавленной и концентрированной азотной кислотой.
19. Осуществите следующие превращения веществ:

$$ZnO \rightarrow Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2[Zn(OH)_4]$$

К обменным реакциям составьте молекулярные и ионные уравнения, к окислительно-восстановительным – электронные балансы.
20. К какому классу соединений относятся вещества, полученные при действии избытка едкого натра на растворы $ZnCl_2$, $CdCl_2$, $HgCl_2$? Составьте молекулярные и уравнения соответствующих реакций.
21. При растворении титана в концентрированной серной кислоте последняя восстанавливается минимально, а титан переходит в катион с максимальной степенью окисления. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

22. Какую степень окисления проявляют медь, серебро и золото в соединениях? Какая степень окисления наиболее характерна для каждого из них? Иодид калия восстанавливает ионы меди (+2) в соединения меди со степенью окисления +1. Составьте электронные взаимодействия KI с сульфатом меди.

23. Диоксиды титана и циркония при сплавлении взаимодействуют со щелочами. О каких свойствах оксидов говорят эти реакции? Напишите уравнения реакций между : а) TiO_2 и BaO; б) ZrO_2 и NaOH. В первой реакции образуется метатитанат, а во второй – ортоцирконат соответствующих металлов.

24. Золото растворяется в царской водке и в селеновой кислоте, приобретая при этом максимальную степень окисления. Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

25. Кусок латуни обработали азотной кислотой. Раствор разделили на две части. К одной из них прибавили избыток раствора аммиака, к другой – избыток раствора щелочи. Какие соединения цинка и меди образуются при этом? составьте уравнения соответствующих реакций.

26.Хромит калия окисляется бромом в щелочной среде. Зеленая окраска раствора переходит в желтую. Составьте электронные и молекулярное уравнения реакции. Какие ионы обуславливают начальную и конечную окраску раствора?

27. При сплавлении хромита железа $Fe(CrO_2)_2$ с карбонатом натрия в присутствии кислорода хром (+3) и железо(+2) окисляются и приобретают соответственно степень окисления +6 и +3. Составьте электронные и молекулярное уравнения реакции.

28. К подкисленному серной кислотой раствору дихромата калия прибавили порошок алюминия. Через некоторое время оранжевая окраска раствора стала зеленой. Составьте электронные и молекулярное уравнения происходящей реакции.

29. Чем отличается взаимодействие гидроксидов кобальта (III) и никеля (III) с кислотой от взаимодействия гидроксида железа (III) с кислотами? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

30. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений: $Ni \rightarrow Ni(NO_3)_2 \rightarrow Ni(OH)_2 \rightarrow Ni(OH)_3$.Уравнения окислительно– восстановительных реакций напишите на основании электронных уравнений.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

ВЫБОР ВАРИАНТОВ КР

Контрольная работа (курсовая работа) содержит 12 заданий (по темам от 1 до 12). В каждой теме берется по одному вопросу своего варианта. Варианты заданий выбираются по двум последним цифрам номера зачетной книжки (или задаются преподавателем).

№ варианта	Последние две цифры номера зачетной книжки				№ варианта	Последние две цифры номера зачетной книжки		
1	00	30	60	90	*16*	15	45	75
2	01	31	61	91	*17*	16	46	76
3	02	32	62	92	*18*	17	47	77
4	03	33	63	93	*19*	18	48	78
5	04	34	64	94	*20*	19	49	79
6	05	35	65	95	*21*	20	50	80
7	06	36	66	96	*22*	21	51	81
8	07	37	67	97	*23*	22	52	82
9	08	38	68	98	*24*	23	53	83
10	09	39	69	99	*25*	24	54	84
11	10	40	70		*26*	25	55	85
12	11	41	71		*27*	26	56	86
13	12	42	72		*28*	27	57	87
14	13	43	73		*29*	28	58	88
15	14	44	74		*30*	29	59	89

ПРИЛОЖЕНИЕ 2