

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Новосибирский государственный технический университет»

Кафедра химии и химической технологии

“УТВЕРЖДАЮ”

ДЕКАН МТФ

к.т.н. Янпольский В. В.

“ ” _____ г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
Общая и неорганическая химия

Образовательная программа: 18.03.01 Химическая технология, профиль: Химические технологии функциональных материалов

Курс: 1, семестр : 1

Механико-технологический факультет,

		Семестр
№	Вид деятельности	1
1	Всего зачетных единиц (кредитов)	6
2	Всего часов	216
3	Всего занятий в контактной форме, час.	130
4	Лекции, час.	36
5	Практические занятия, час.	36
6	Лабораторные занятия, час.	36
7	из них в активной и интерактивной форме, час.	18
8	Аттестация, час.	2
9	Консультации, час.	20
10	Самостоятельная работа, час.	86
11	Виды самостоятельной работы (курсовой проект, курсовая работа, РГЗ, подготовка к контрольной работе)	РГЗ контр.
12	Вид аттестации	Э

Рабочая программа составлена на основании федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по направлению (специальности): 18.03.01 Химическая технология

ФГОС введен в действие приказом №1005 от 11.08.2016 г. , дата утверждения: 29.08.2016 г.

Место дисциплины в структуре учебного плана: Блок 1, базовая

Рабочая программа разработана на основе компетентностной модели выпускника по направлению (специальности): 18.03.01 Химическая технология

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры

ХХТ, протокол заседания кафедры №2/1 от 20.06.2017

Утверждена на совете механико-технологического факультета, протокол № 5 от 21.06.2017

Программу разработал:

доцент, к.х.н. Афонина Л. И.

Заведующий кафедрой:

д.х.н. Уваров Н. Ф.

Ответственный за образовательную программу:

доцент Апарнев А. И.

1. Внешние требования

Таблица 1.1

Компетенция ФГОС: ОПК.1 способность и готовность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности; в части следующих результатов обучения:	
35. знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	
Компетенция ФГОС: ОПК.3 готовность использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире; в части следующих результатов обучения:	
37. знать строение атомов, теорию химической связи неорганических и органических соединений	
у3. уметь планировать и организовывать простейшие эксперименты, обрабатывать и анализировать полученные результаты	
Компетенция ФГОС: ПК.16 способность планировать и проводить физические и химические эксперименты, проводить обработку их результатов и оценивать погрешности, выдвигать гипотезы и устанавливать границы их применения, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования; в части следующих результатов обучения:	
у1. уметь использовать технологическое и лабораторное оборудование для решения профессиональных задач	
Компетенция ФГОС: ПК.18 готовность использовать знание свойств химических элементов, соединений и материалов на их основе для решения задач профессиональной деятельности; в части следующих результатов обучения:	
37. знать принципы классификации и номенклатуру неорганических и органических соединений, их строение, основные физико-химические свойства и методы синтеза	

2. Требования НГТУ к результатам освоения дисциплины

Таблица 2.1

Результаты изучения дисциплины по уровням освоения (иметь представление, знать, уметь, владеть)	Формы организации занятий
<i>Общая и неорганическая химия</i>	
ОПК.1.35 знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	
1.о структуре и содержании курса и его месте в профессиональной образовательной программе;	Лекции; Самостоятельная работа
ОПК.3.37 знать строение атомов, теорию химической связи неорганических и органических соединений	
2.о строении атома в рамках квантово-механической модели;	Лекции; Практические занятия; Самостоятельная работа
3.о валентности и природе химической связи веществ в различных агрегатных состояниях;	Лекции; Практические занятия; Самостоятельная работа
ОПК.1.35 знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	
4.формулировки периодического закона, основных стехиометрических законов (закона сохранения массы веществ, закона постоянства состава, закона кратных отношений, закона эквивалентов) и основных газовых законов;	Лекции; Практические занятия; Самостоятельная работа
ОПК.3.37 знать строение атомов, теорию химической связи неорганических и органических соединений	
5.принципы заполнения электронных оболочек атомов;	Лекции; Практические занятия; Самостоятельная работа

6.типы связей в различных химических соединениях, в том числе комплексных, и особенности их кристаллического строения;	Лекции; Практические занятия; Самостоятельная работа
7.прогнозировать свойства элементов и их соединений на основе электронного строения атомов и положения в Периодической системе элементов;	Лекции; Практические занятия; Самостоятельная работа
ОПК.1.35 знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	
8.о химических системах и химических процессах;	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ПК.18.37 знать принципы классификации и номенклатуру неорганических и органических соединений, их строение, основные физико-химические свойства и методы синтеза	
9.о химической идентификации веществ;	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ОПК.1.35 знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	
10.о свойствах растворов электролитов и неэлектролитов;	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ПК.18.37 знать принципы классификации и номенклатуру неорганических и органических соединений, их строение, основные физико-химические свойства и методы синтеза	
11.номенклатуру неорганических соединений, в том числе комплексных;	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ОПК.3.37 знать строение атомов, теорию химической связи неорганических и органических соединений	
12.основные закономерности изменения физических и химических свойств простых и сложных веществ, образованных атомами элементов периодической системы;	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ОПК.1.35 знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	
13.основные понятия химической кинетики (скорость реакции, константа скорости, математическое выражение закона действующих масс, химическое равновесие и принципы его смещения);	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ОПК.3.у3 уметь планировать и организовывать простейшие эксперименты, обрабатывать и анализировать полученные результаты	
14.способы выражения концентраций растворов;	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ОПК.1.35 знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	
15.основные положения теории электролитической диссоциации; ионное произведение воды и понятие водородный показатель (рН) раствора, индикаторы среды раствора;	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
16.сущность и механизм реакций гидролиза солей, факторы, влияющие на степень гидролиза солей; сущность гетерогенного равновесия "осадок - насыщенный раствор малорастворимого сильного электролита";	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ОПК.3.у3 уметь планировать и организовывать простейшие эксперименты, обрабатывать и анализировать полученные результаты	

17.о возможных экологических последствиях химических процессов.	Лекции; Практические занятия; Самостоятельная работа
18.самостоятельно работать со справочной и учебно-методической литературой;	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
19.делать количественные расчеты, используя основные законы химии, химической кинетики, различные способы выражения концентрации растворов;	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
20.записывать процессы диссоциации, гидролиза, растворения и образования осадка и выражения их констант;	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ПК.18.з7 знать принципы классификации и номенклатуру неорганических и органических соединений, их строение, основные физико-химические свойства и методы синтеза	
21.составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций;	Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ОПК.3.у3 уметь планировать и организовывать простейшие эксперименты, обрабатывать и анализировать полученные результаты	
22.проводить расчеты кислотно-основных, окислительно-восстановительных, гетерогенных равновесий (рН, степень гидролиза, растворимость и др.);	Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ПК.16.у1 уметь использовать технологическое и лабораторное оборудование для решения профессиональных задач	
23.технику безопасности при работе в химической лаборатории	Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ОПК.3.у3 уметь планировать и организовывать простейшие эксперименты, обрабатывать и анализировать полученные результаты	
24.некоторые характерные реакции для качественного анализа химических веществ;	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ПК.16.у1 уметь использовать технологическое и лабораторное оборудование для решения профессиональных задач	
25.планировать и проводить несложный химический эксперимент, делать выводы из полученных результатов	Лабораторные работы

3. Содержание и структура учебной дисциплины

Таблица 3.1

Темы лекций	Активные формы, час.	Часы	Ссылки на результаты обучения	Учебная деятельность
Семестр: 1				
Дидактическая единица: Общая химия				
1. Структура и содержание курса. Предмет химии и ее связь с другими науками. Значение химии в формировании мировоззрения, в изучении природы и развитии техники. Основные количественные законы химии. Специфическое понятие химии - моль. Химический эквивалент. Закон эквивалентов.	0	2	1, 17, 4, 8, 9	Студент слушает и конспектирует объяснения преподавателя, а затем самостоятельно работает с учебно-методическими пособиями, указанными в разделе литература.

2. Строение атома. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа, атомные орбитали, распределение электронов в атоме по атомным орбиталям. Характеристики атома: орбитальный радиус, потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Периодическая зависимость свойств элементов от электронного строения атома. Периодическая система химических элементов, ее структура и связь с электронной структурой атомов. Вертикальные и горизонтальные аналогии в периодической системе. Диагональное сходство. Общий обзор характера изменения свойств элементов в периодах и группах.	0	4	12, 2, 4, 5, 7	Студент слушает и конспектирует объяснения преподавателя, а затем самостоятельно работает с учебно-методическими пособиями, указанными в разделе литература.
3. Химическая связь, строение и свойства молекул. Основные характеристики химической связи: энергия, длина, кратность, валентный угол, полярность, эффективный заряд атома в молекуле. Дипольный момент. Типы химической связи. Ковалентная (полярная и неполярная) связь. Свойства ковалентной связи - насыщенность и направленность. Степень ионности связи. Ионная связь. Поляризация ионов. Свойства ионной связи, отличие в свойствах соединений с ионной и ковалентной связью. Метод валентных связей (МВС), основные положения, механизмы образования связи, сигма- и пи-связи. Гибридизация орбиталей. Геометрия молекул. Метод молекулярных орбиталей (ЛКАО - МО). Энергетические диаграммы гомо- и гетероядерных молекул. Порядок связи. Применение метода МО к описанию связи между атомами 1 и 2 периодов периодической системы Металлическая связь. Металлы, полупроводники, диэлектрики. Водородная связь, ее влияние на свойства веществ. Межмолекулярные взаимодействия.	0	6	18, 3, 6	Студент слушает и конспектирует объяснения преподавателя, а затем самостоятельно работает с учебно-методическими пособиями, указанными в разделе литература.

4. Химические системы, виды систем, параметры систем. Энергетика химических реакций. Закон Гесса и следствия из него. Расчет тепловых эффектов различных реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Химическая кинетика процессов. Гомо- и гетерогенные реакции. Скорость химической реакции. Закон действующих масс и факторы, влияющие на скорость процесса. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизмы действия катализаторов. Автокатализ. Ферментативный катализ. Каталитические яды. Ингибиторы. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип смещения равновесия (принцип Ле Шателье). Факторы, влияющие на равновесие: концентрация, температура, давление.	0	8	13, 17, 19, 8	Студент слушает и конспектирует объяснения преподавателя, а затем самостоятельно работает с учебно-методическими пособиями, указанными в разделе литература.
--	---	---	---------------	---

5. Обменные процессы. Растворы и их классификация. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость газов, жидкостей, твердых веществ в воде. Способы выражения концентраций растворов. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Закон Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия как методы определения молярных масс. Осмос. Водные растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Диссоциация слабых электролитов. Константа и степень диссоциации слабого электролита. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Закон разведения Оствальда. Вода, как важнейший растворитель. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей. Константа равновесия реакций гидролиза. Факторы, влияющие на равновесие реакций гидролиза. Произведение растворимости малорастворимых сильных электролитов. Условие осаждения и растворения осадков. Основные положения протолитической теории Бренстеда- Лоури. Сопряженные кислоты.	0	8	10, 14, 15, 16, 20, 8, 9	Студент слушает и конспектирует объяснения преподавателя, а затем самостоятельно работает с учебно-методическими пособиями, указанными в разделе литература.
Дидактическая единица: Неорганическая химия				
6. Основные классы неорганических соединений. Классификация неорганических соединений. Основные физические и химические свойства оксидов, оснований (гидроксидов металлов), кислот, амфолитов (амфотерные соединения), солей и закономерности их изменений. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений. Правила составления ионно-обменных реакций, краткие ионные уравнения реакций.	0	2	11, 12, 24, 9	Студент слушает и конспектирует объяснения преподавателя, а затем самостоятельно работает с учебно-методическими пособиями, указанными в разделе литература.

7. Химические реакции. Способы классификации химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления, определение степени окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Изменение окислительно-восстановительных характеристик элементов в периодах и группах периодической системы Д.И. Менделеева. Классификация ОВР. Методы расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях: метод электронного баланса и метод ионно-электронного баланса (полуреакций). Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.	0	4	5, 7, 8	Студент слушает и конспектирует объяснения преподавателя, а затем самостоятельно работает с учебно-методическими пособиями, указанными в разделе литература.
8. Комплексообразование в растворах. Состав, структура, номенклатура и классификация комплексных соединений. Координационная теория. Типичные комплексообразователи и лиганды. Образование химической связи между комплексообразователем и лигандами по методу ВС. Изомерия. Поведение комплексных соединений в растворах: первичная и вторичная диссоциация. Константа нестойкости комплексного иона. Устойчивость и способы разрушения комплексных соединений.	0	2	10, 11, 20, 3, 6	Студент слушает и конспектирует объяснения преподавателя, а затем самостоятельно работает с учебно-методическими пособиями, указанными в разделе литература.

Таблица 3.2

Темы лабораторных работ	Активные формы, час.	Часы	Ссылки на результаты обучения	Учебная деятельность
Семестр: 1				
Дидактическая единица: Общая химия				

1. Техника лабораторных работ. Методы разделения и очистки веществ.	0	4	23, 25, 8	1. Знакомится с правилами работы в лаборатории; проходит инструктаж по технике безопасности. 2. Выполняет опыты по простейшим методам разделения веществ: декантация, фильтрование. 3. Получает представление о процессе перегонки, как методе очистки жидких веществ. 4. Самостоятельно проводит очистку соли методом перекристаллизации. 5. Записывает и анализирует полученные результаты; обсуждает их с преподавателем.
3. Определение молярной массы эквивалента металла	0	4	19, 23, 25, 9	1. Знакомится с установкой (эвдиометр) для поведения эксперимента; 2. Выполняет опыт и записывает необходимые результаты; 3. Обрабатывает результаты измерений и представляет результат на языке символов в удобной форме; 4. Рассчитывает массу эквивалента металла и определяет металл, делает выводы и обсуждает результаты работы с преподавателем.
4. Энергетика химических процессов.	0	4	18, 19, 25, 8	1. Выполняет калориметрические измерения для процесса нейтрализации кислоты по инструкции; 2. Обрабатывает результаты измерений, рассчитывает тепловой эффект реакции; 3. Представляет результат на языке символов, рисунков в удобной форме; 4. Делает выводы и обсуждает результаты работы с преподавателем.

5. Кинетика химических реакций и химическое равновесие	0	4	13, 25, 8	1. Изучает влияние различных факторов на скорость гомогенной и гетерогенной реакции, выполняет качественные опыты по смещению равновесия реакции; 2. Представляет результаты измерений в виде графиков, таблиц, уравнений; 3. Оформляет результаты, делает выводы по работе и обсуждает их с преподавателем.
6. Приготовление растворов различных концентраций.	0	4	14, 19	1. Выполняет опыты по приготовлению растворов заданной концентрации, предварительно рассчитав необходимые массы навесок и объемы исходных веществ; 2. Проверяет точность приготовления раствора с массовой долей растворенного вещества по его плотности с помощью ареометра; 3. Определяет, используя закон эквивалентов, истинную концентрацию приготовленного раствора серной кислоты с заданной молярной концентрацией, оценивает ошибку; 4. Оформляет результаты в удобном виде и обсуждает с преподавателем.
7. Растворы электролитов. Процессы диссоциации и гидролиз солей.	0	4	10, 15, 16, 20, 22	1. Проводит расчет значения pH в растворе электролита, измеряет pH с помощью pH-метра и сравнивает полученные значения с рассчитанными; 2. Выполняет опыты по смещению равновесия процесса диссоциации в растворе слабого электролита; 3. Определяет значения pH среды в предложенном наборе солей, исследует влияние температуры и добавления различных солей на обратимость процесса гидролиза; 4. Оформляет результаты эксперимента на языке символов; делает выводы и обсуждает с преподавателем.

Дидактическая единица: Неорганическая химия				
2. Основные классы неорганических соединений и реакции ионного обмена.	0	4	11, 12, 23, 24, 9	1. Выполняет опыты по изучению свойств оксидов, гидроксидов, кислот и солей; 2. Представляет процессы на языке символов, делает выводы; 3. Оформляет результаты и обсуждает с преподавателем.
8. Окислительно-восстановительные реакции	0	4	21	1. Выполняет опыты, отмечает качественные изменения; 2. Оформляет результаты, записывает окислительно-восстановительные реакции и расставляет коэффициенты методом электронно-ионного баланса; 3. Рассчитывает молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя; 4. Делает выводы и обсуждает результаты работы с преподавателем.
9. Комплексные соединения	0	4	11, 18, 24	1. Выполняет опыты по получению комплексных соединений, изучает их устойчивость при добавлении различных веществ; 2. Записывает в виде знаков формулы комплексных соединений, приводит название и тип; рассматривает строение атомов комплексообразователя и лигандов; делает выводы о характере связей в КС. 3. Оформляет результаты экспериментов и обсуждает с преподавателем.

Таблица 3.3

Темы практических занятий	Активные формы, час.	Часы	Ссылки на результаты обучения	Учебная деятельность
Семестр: 1				
Дидактическая единица: Общая химия				

1. Основные понятия химии. Стехиометрические законы и расчеты по ним. Понятие "эквивалент" в химии. Решение задач с использованием закона эквивалентов.	2	4	19, 2, 4	1. Определяет специфическое понятие химии - моль. 2. Строит алгоритмическую модель расчета молярных отношений для веществ - участников реакции. Решает задачи на основные стехиометрические законы. 3. Дает определение "химического эквивалента". Решает задачи на применение закона эквивалентов.
3. Строение атома и Периодический закон. Написание электронных формул элементов и заряженных частиц. Определение квантовых числа, валентности. Характеристика химических и О-В свойств элементов на основе их электронного строения.	4	4	12, 2, 4, 5, 7	1. Составляет для указанных элементов электронно-графические формулы. 2. Определяет значения квантовых чисел для атомов в основном состоянии 3. Сопоставляет химические и О-В свойства атомов и их соединений, руководствуясь положением элемента в периодической системе.
4. Химическая связь и строение молекул.	4	4	18, 2, 3, 6	1. Определяет геометрию различных молекул; 2. Схематично изображает образование химических связей в молекулах неорганических веществ; 3. Оценивает магнитные свойства молекул на основе энергетических диаграмм.
5. Тепловые эффекты химических реакций	2	4	17, 19, 2, 8	1. решает задачу на следствия закона Гесса; 2. рассчитывает энтальпию, энтропию, энергию Гиббса; 3. определяет направление процесса

6. Понятие о кинетических закономерностях химических процессов. Химическое равновесие.	2	4	13, 18, 19, 2, 8	1. записывает выражение закона действия масс и правило Вант-Гоффа; 2. рассчитывает скорость реакции и ее изменение в течение времени; 3. строит алгоритмическую модель расчета концентрации вещества в процессе реакции. 1. записывает константу равновесия; 2. рассчитывает равновесные концентрации; 3. моделирует влияние концентрации, давления и температуры на равновесие и определяет направление смещения химического равновесия
7. Способы выражения и расчет концентраций растворов.	2	4	14, 18, 19, 2	1. Строит алгоритмическую модель расчета множества способов выражения концентраций (массовая доля растворенного вещества, молярная, эквивалентная и моляльная концентрации, титр) по известным массе вещества и объему воды. 2. Производит расчеты, оформляя результаты на языке формул и символов.
8. Равновесие в растворах слабых электролитов и гидролизующихся солей.	0	4	10, 15, 16, 18, 20, 22	1. оформляет на языке символов диссоциацию слабого электролита и гидролиз соли; 2. определяет множество показателей гидролиза для расчета pH; 3. строит алгоритмическую модель расчета pH раствора соли; 4. рассчитывает pH раствора соли и раствора слабого электролита.
Дидактическая единица: Неорганическая химия				
2. Основные классы неорганических соединений, их генетическая связь. Ионно-молекулярные уравнения реакций. Номенклатура неорганических соединений.	0	2	11, 12, 19, 24, 4, 9	1. Определяет класс соединений по формуле неорганического вещества, дает название; 2. представляет на языке символов формулы веществ; 3. записывает ионно-молекулярные уравнения реакций.

9. Окислительно-восстановительные реакции. Методы расстановки коэффициентов. Расчет молярной массы эквивалентов веществ для различных типов реакций: ионного обмена, окислительно-восстановительных.	2	4	2, 21, 5	1. определяет степень окисления, эквивалент и молярную массу эквивалентов веществ по формуле и по уравнению реакции; 2. Делает выводы о наличии ОВ свойств соединений на основании знаний о строении атомов и принципах заполнения электронных оболочек, входящих в них элементов. 3. Представляет на языке символов окислительно-восстановительную реакцию по методу электронно-ионного баланса; расставляет коэффициенты.
10. Комплексные соединения. Номенклатура и строение. Диссоциация комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений.	0	2	11, 18, 22, 24, 5, 6, 9	1. Записывает в виде знаков формулы комплексных соединений, определяет по формуле класс КС и дает ему название; 2. Выдвигает гипотезу о химических свойствах металла комплексообразователя на основании строения атома; 3. Оформляет на языке символов процесс диссоциации комплексных соединений; 4. Рассчитывает равновесные концентрации ионов в растворах комплексных соединений.

4. Самостоятельная работа обучающегося

№	Виды самостоятельной работы	Ссылки на результаты обучения	Часы на выполнение	Часы на консультации
Семестр: 1				
1	Строение атома. Периодическое изменение свойств элементов. ОВР.	12, 18, 2, 21, 4, 5, 7	5	3
Срок выполнения и защиты контрольной работы - 11-12 учебные недели. Контрольная работа выполняется в письменной форме, проводится на консультации (время выполнения 45 минут), после проверки защищается по собеседованию с преподавателем. : Апарнев А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений : учебное пособие / А. И. Апарнев, Л. И. Афонина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2013. - 118 с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000181263 Общая и неорганическая химия : сборник индивидуальных заданий к лабораторным и практическим занятиям для студентов 1 курса технических специальностей / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост. : Л. И. Афонина, А. И. Апарнев, Е. М. Турло]. - Новосибирск, 2007. - 67, [1] с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000070196 Афонина Л. И. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / Л. И. Афонина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2011]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000168787. - Загл. с экрана.				

2	РГЗ	14, 15, 16, 18, 19, 20, 22, 24	10	3
Студент приобретает опыт применения методов расчета термодинамических и кинетических параметров для оценки состояния системы и направления самопроизвольного протекания реакции. РГР выполняется индивидуально (10 часов). Сроки сдачи и защиты: 5-8 учебные недели. Форма отчетности - бумажный и электронный варианты сдаются преподавателю за неделю перед защитой, которая назначается во внеаудиторное время. Задание для РГР: Общая и неорганическая химия : сборник индивидуальных заданий к лабораторным и практическим занятиям для студентов 1 курса технических специальностей / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост. : Л. И. Афолина, А. И. Апарнев, Е. М. Турло]. - Новосибирск, 2007. - 67, [1] с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000070196 Афолина Л. И. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / Л. И. Афолина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2011]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000168787. - Загл. с экрана.				
3	Подготовка к занятиям	1, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18, 19, 2, 20, 21, 22, 23, 24, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9	35	12
Студент выполняет следующие виды деятельности: - посещает консультации; - анализирует текст лекций, формулирует вопросы и готовит теоретические введения по темам лабораторных работ; - выполняет индивидуальные домашние задания по основным разделам; Индивидуальные домашние задания выполняются согласно методически рекомендациям, используя методические разработки кафедры. : Апарнев А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений : учебное пособие / А. И. Апарнев, Л. И. Афолина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2013. - 118 с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000181263 Общая и неорганическая химия : сборник индивидуальных заданий к лабораторным и практическим занятиям для студентов 1 курса технических специальностей / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост. : Л. И. Афолина, А. И. Апарнев, Е. М. Турло]. - Новосибирск, 2007. - 67, [1] с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000070196 Общая и неорганическая химия : лабораторные работы для студентов 1 курса МТФ (специальность "Материаловедение в машиностроении" / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост.: Л. И. Афолина, А. И. Апарнев]. - Новосибирск, 2006. - 57, [2] с. : ил., табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000054987 Афолина Л. И. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / Л. И. Афолина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2011]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000168787. - Загл. с экрана.				
4	Дополнительная учебная деятельность	10, 14, 18, 19	10	0
Студент самостоятельно изучает тему " Коллигативные свойства растворов". Учится решать предложенные задачи. : Апарнев А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений : учебное пособие / А. И. Апарнев, Л. И. Афолина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2013. - 118 с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000181263				
5	Подготовка к аттестации	1, 10, 11, 15, 2, 23, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9	26	2

Студент самостоятельно работает с электронным учебно-методическим комплексом в сетевом режиме, размещенным по адресу: <http://courses.edu.nstu.ru/index.php?show=155&curs=747>. УМК содержит обучающие задания, примеры расчетов и краткие теоретические материалы для подготовки к итоговому контролю по дисциплине;

- работает с диагностическими материалами, устанавливает пробелы в подготовке и устраняет их, используя соответствующие учебно-методические материалы.
- проходит обучение и диагностическое тестирование с материалами сайта <http://analiz-fepo.ru>;
- посещает консультации.

: Апарнев А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений : учебное пособие / А. И. Апарнев, Л. И. Афонина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2013. - 118 с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000181263 Афонина Л. И. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / Л. И. Афонина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2011]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000168787. - Загл. с экрана.

5. Технология обучения

Для организации и контроля самостоятельной работы обучающихся, а также проведения консультаций применяются информационно-коммуникационные технологии (табл. 5.1).

Таблица 5.1

Деятельность	Информационно-коммуникационные технологии
Информирование	e-mail; Портал НГТУ; Среда электронного обучения НГТУ
Консультирование	Портал НГТУ; Среда электронного обучения НГТУ; ЭБС
Контроль	Портал НГТУ; Среда электронного обучения НГТУ; ЭБС
Размещение учебных материалов	Портал НГТУ; ЭБС

Таблица 5.2

Активные и интерактивные формы проведения занятий

№	Наименование активных форм	Коды формируемых компетенций
1	Дискуссия	ОПК.3;
Формируемые умения: з7. знать строение атомов, теорию химической связи неорганических и органических соединений		
Краткое описание применения: При изложении материала преподаватель не только использует ответы студентов на свои вопросы, но и организует свободный обмен мнениями в интервалах между логическими разделами.		
Подробная информация об использовании технологии приводится в "Афонина Л. И. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / Л. И. Афонина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2011]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000168787 . - Загл. с экрана."		

6. Правила аттестации обучающихся по учебной дисциплине

Для аттестации обучающихся по дисциплине используется балльно-рейтинговая система (БРС), позволяющая выставять оценки по традиционной шкале и 15-уровневой ECTS. Краткая информация о БРС приведена в табл. 6.1.

Таблица 6.1

Оцениваемые виды деятельности обучающихся	Мин. балл	Максимальный балл
Семестр: 1		

Лабораторная:	16	32
Контролирующие материалы (список вопросов тесты) приводятся в "Общая и неорганическая химия : лабораторные работы для студентов 1 курса МТФ (специальность "Материаловедение в машиностроении" / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост.: Л. И. Афолина, А. И. Апарнев]. - Новосибирск, 2006. - 57, [2] с. : ил., табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000054987 "		
Контрольные работы:	5	10
Контролирующие материалы (список вопросов) приводятся в "Афолина Л. И. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / Л. И. Афолина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2011]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000168787 . - Загл. с экрана."		
РГЗ:	9	18
Контролирующие материалы приводятся в "Афолина Л. И. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / Л. И. Афолина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2011]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000168787 . - Загл. с экрана."		
Экзамен:	20	40
Контролирующие материалы (список вопросов тесты) приводятся в "Афолина Л. И. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / Л. И. Афолина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2011]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000168787 . - Загл. с экрана."		

В таблице 6.2 представлено соответствие форм контроля заявляемым требованиям к результатам освоения дисциплины.

Таблица 6.2

Коды компетенций ФГОС	Результаты обучения	Формы контроля				
		Защита ЛР	Контр. раб.	Защита РГЗ	Экзамен	Прочее
ОПК.1	35. знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	+	+	+	+	+
ОПК.3	37. знать строение атомов, теорию химической связи неорганических и органических соединений	+	+		+	+
	у3. уметь планировать и организовывать простейшие эксперименты, обрабатывать и анализировать полученные результаты	+	+	+	+	+
ПК.16	у1. уметь использовать технологическое и лабораторное оборудование для решения профессиональных задач	+	+			+
ПК.18	37. знать принципы классификации и номенклатуру неорганических и органических соединений, их строение, основные физико-химические свойства и методы синтеза	+	+	+	+	+

Фонд оценочных средств по дисциплине представлен в приложении № 1 к рабочей программе.

7. Литература

Основная литература

1. Князев Д. А. Неорганическая химия. [В 2 ч.]. Ч. 1 : учебник для академического бакалавриата / Д. А. Князев, С. Н. Смари́гин ; Рос. гос. аграр. ун-т - МСХА им. К. А. Тимирязева. - Москва, 2016. - 252, [1] с. : ил., табл.. - Кн. доступна в электрон. библиотечной системе biblio-online.ru.
2. Князев Д. А. Неорганическая химия. [В 2 ч.]. Ч. 2 : учебник для академического бакалавриата / Д. А. Князев, С. Н. Смари́гин ; Рос. гос. аграр. ун-т - МСХА им. К. А. Тимирязева. - Москва, 2016. - 357, [4] с. : ил., табл.. - Кн. доступна в электрон. библиотечной системе biblio-online.ru.
3. Князев Д. А. Неорганическая химия : учебник для бакалавров / Д. А. Князев, С. Н. Смари́гин. - Москва, 2012. - 591, [1] с. : ил., табл.
4. Смари́гин С. Н. Неорганическая химия. Практикум : учебно-практическое пособие для бакалавров / С. Н. Смари́гин, Н. Л. Багнавец, И. В. Дайдакова ; под ред. С. Н. Смари́гина. - Москва, 2013. - 414 с. : ил., табл.

Дополнительная литература

1. Химия : [учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям] / А. А. Гуров [и др.]. - М., 2007. - 777 с. : ил., табл.
2. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник для химико- технологических специальностей вузов / Н. С. Ахметов. - М., 2001. - 743 с. : ил.
3. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учебное пособие для нехимических специальностей вузов / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. - М., 2006. - 240 с.
4. Павлов Н. Н. Общая и неорганическая химия : [учебник для технологических и химико-технологических направлений подготовки бакалавров и магистров] / Н. Н. Павлов. - Санкт-Петербург [и др.], 2011. - 495 с. : ил., табл.

Интернет-ресурсы

1. ЭБС НГТУ : <http://elibrary.nstu.ru/>
2. ЭБС «Издательство Лань» : <https://e.lanbook.com/>
3. ЭБС IPRbooks : <http://www.iprbookshop.ru/>
4. ЭБС "Znanium.com" : <http://znanium.com/>
5. :

8. Методическое и программное обеспечение

8.1 Методическое обеспечение

1. Афонина Л. И. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / Л. И. Афонина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2011]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000168787. - Загл. с экрана.
2. Общая и неорганическая химия : сборник индивидуальных заданий к лабораторным и практическим занятиям для студентов 1 курса технических специальностей / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост. : Л. И. Афонина, А. И. Апарнев, Е. М. Турло]. - Новосибирск, 2007. - 67, [1] с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000070196
3. Общая и неорганическая химия : лабораторные работы для студентов 1 курса МТФ (специальность "Материаловедение в машиностроении" / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост.: Л. И. Афонина, А. И. Апарнев]. - Новосибирск, 2006. - 57, [2] с. : ил., табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000054987
4. Апарнев А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений : учебное пособие / А. И. Апарнев, Л. И. Афонина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2013. - 118 с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000181263

8.2 Специализированное программное обеспечение

- 1 Office
- 2 Windows
- 3 MathCAD

9. Материально-техническое обеспечение

Презентационное оборудование

№	Наименование	Назначение
1	Презентационное оборудование (мультимедиа-проектор, экран, компьютер для управления)	Для проведения лекционных занятий

Лабораторный стенд

№	Наименование	Назначение
1	весы лаборат	Для выпонения лабораторных работ
2	колбонагреватель	Для выполнения лабораторных работ
3	Лабораторный РН-метр РИ-150	Для выполнения лабораторных работ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Новосибирский государственный технический университет»

Кафедра химии и химической технологии

“УТВЕРЖДАЮ”
ДЕКАН МТФ
к.т.н., доцент В.В. Янпольский
“ ” _____ Г.

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая и неорганическая химия

Образовательная программа: 18.03.01 Химическая технология, профиль: Химические технологии функциональных материалов

1. Обобщенная структура фонда оценочных средств учебной дисциплины

Обобщенная структура фонда оценочных средств по дисциплине Общая и неорганическая химия приведена в Таблице.

Таблица

Формируемые компетенции	Показатели сформированности компетенций (знания, умения, навыки)	Темы	Этапы оценки компетенций	
			Мероприятия текущего контроля (курсовой проект, РГЗ(Р) и др.)	Промежуточная аттестация (экзамен, зачет)
ОПК.1 способность и готовность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности	з5. знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	Структура и содержание курса. Предмет химии и ее связь с другими науками. Значение химии в формировании мировоззрения, в изучении природы и развитии техники. Основные понятия химии: моль. Стехиометрические законы и расчеты по ним. Понятие "эквивалент" в химии. Решение задач с использованием закона эквивалентов. Основные классы неорганических соединений, их генетическая связь. Номенклатура неорганических соединений. Ионно-молекулярные уравнения реакций.	Практика. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №1.	Экзамен, тест; задания 6, 23.
		Строение атома. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа, атомные орбитали, распределение электронов в атоме по атомным орбиталям. Характеристики атома: орбитальный радиус, потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Периодический закон. Периодическая система, ее структура и связь с электронной структурой атомов. Вертикальные и горизонтальные аналогии в периодической системе. Диагональное сходство. Периодическая зависимость свойств элементов от электронного строения атома.	Практика. Контрольная работа; типовые вопросы и задания, тема №2.	Экзамен, тест; задания 1 – 3.
		Химические системы, виды систем, параметры систем. Энергетика химических процессов. Внутренняя энергия и энтальпия. Закон Гесса и следствия из него. Расчет тепловых эффектов различных реакций.	Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №4. РГР.	Экзамен, тест; задания 8 – 10.
			Практика. Отчет	

		Понятие о кинетических закономерностях химических процессов. Гомо- и гетерогенные реакции. Скорость реакции. Закон действующих масс и факторы, влияющие на скорость процесса. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизмы действия катализаторов. Автокатализ. Ферментативный катализ. Каталитические яды. Ингибиторы. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип смещения равновесия (принцип Ле Шателье). Факторы, влияющие на равновесие: концентрация, температура, давление.	по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №5.	Экзамен, тест; задания 11 – 13.
		Растворы и их классификация. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость газов, жидкостей, твердых веществ в воде. Способы выражения концентраций растворов. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Закон Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия как методы определения молярных масс. Осмос.	Практика. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №7.	Экзамен, 1 сем.; задания 14 – 15.
		Водные растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Электролитическая диссоциация. Диссоциация слабых электролитов. Константа и степень диссоциации слабого электролита. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Закон разведения Оствальда. Вода, как важнейший растворитель. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей. Константа равновесия реакций гидролиза. Факторы, влияющие на равновесие реакций гидролиза. Производство растворимости мало-растворимых сильных электролитов. Условие осаждения и растворения осадков.	Практика. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №8. Отчет по	Экзамен, 1 сем.; задания 16 – 21.

		Химические реакции. Способы классификации химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления, ее определение. Важнейшие окислители и восстановители. Изменение окислительно-восстановительных характеристик элементов в периодах и группах периодической системы Д.И. Менделеева. Классификация ОВР. Методы расстановки коэффициентов в ОВР: метод электронного баланса и метод ионно-электронного баланса (полуреакций). Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Состав, структура, номенклатура, классификация комплексных соединений. Координационная теория. Комплексообразователи и лиганды. Образование химической связи между комплексообразователем и лигандами по методу ВС. Изомерия. Поведение комплексных соединений в растворах: первичная и вторичная диссоциация. Константа нестойкости комплексного иона. Устойчивость и способы разрушения комплексных соединений.	лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №6. Контрольная работа. Практика. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №9.	Экзамен, тест; задания 4, 7. Экзамен, тест; задание 22.
ОПК.3 готовность использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире	з7. знать строение атомов, теорию химической связи неорганических и органических соединений	Строение атома и Периодический закон. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа, атомные орбитали, распределение электронов в атоме по атомным орбиталям. Характеристики атома: орбитальный радиус, потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Периодическая зависимость свойств элементов от электронного строения атома. Периодическая система химических элементов, ее структура и связь с электронной структурой атомов. Вертикальные и горизонтальные аналогии в периодической системе. Диагональное сходство. Общий обзор характера изменения свойств элементов в периодах и группах.	Практика. Контрольная работа; типовые вопросы и задания, тема №2.	Экзамен, тест; задания 1 – 3.

		Химическая связь, строение и свойства молекул. Основные характеристики химической связи: энергия, длина, кратность, валентный угол, полярность, эффективный заряд атома в молекуле. Дипольный момент. Типы химической связи. Ковалентная (полярная и неполярная) связь. Свойства ковалентной связи - насыщенность и направленность. Степень ионности связи. Ионная связь. Поляризация ионов. Свойства ионной связи, отличие в свойствах соединений с ионной и ковалентной связью. Метод валентных связей (МВС), основные положения, механизмы образования связи, сигма- и пи-связи. Гибридизация орбиталей. Геометрия молекул. Метод молекулярных орбиталей (ЛКАО - МО). Энергетические диаграммы гомо- и гетероядерных молекул. Порядок связи. Применение метода МО к описанию связи между атомами 1 и 2 периодов ПС. Металлическая связь. Металлы, полупроводники, диэлектрики. Водородная связь, ее влияние на свойства веществ. Межмолекулярные взаимодействия. Основные классы неорганических соединений. Ионно-молекулярные уравнения реакций. Номенклатура неорганических соединений. Классификация неорганических соединений. Основные физические и химические свойства оксидов, оснований (гидроксидов металлов), кислот, амфолитов (амфотерные соединения), солей и закономерности их изменений. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений. Правила составления ионно-обменных реакций, краткие ионные уравнения реакций.	Практика, типовые вопросы и задания, тема №3. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №1.	Экзамен, тест; задание 5. Экзамен, тест; задания 6, 23.
ОПК.3	у3. уметь планировать и организовывать простейшие эксперименты, обрабатывать и анализировать полученные	Основные классы неорганических соединений. Ионно-молекулярные уравнения реакций. Номенклатура неорганических соединений. Классификация. Основные физические и химические свойства оксидов,	Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №1.	Экзамен, тест; задания 6, 23.

	результаты	оснований, кислот, амфотерных соединений, солей и закономерности их изменений. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений. Правила составления ионно-обменных реакций, краткие ионные уравнения реакций. Основные понятия и законы химии. Специфическое понятие химии - моль. Понятие "эквивалент" в химии. Решение задач с использованием закона эквивалентов. Определение молярной массы эквивалента металла. Энергетика химических процессов. Тепловые эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Закон Гесса и следствия из него. Расчет тепловых эффектов различных реакций. Химическая кинетика. Гомо- и гетерогенные реакции. Скорость химической реакции. Закон действующих масс. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизмы действия катализаторов. Автокатализ. Ингибиторы. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип смещения равновесия (принцип Ле Шателье). Факторы, влияющие на равновесие: концентрация, температура, давление. Растворы и их классификация. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость газов, жидкостей, твердых веществ в воде. Способы выражения концентраций растворов. Правила приготовления растворов. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Диссоциация слабых электролитов. Константа и степень диссоциации. Факторы,	Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №4. РГР. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №5. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №7. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №8.	Экзамен, тест; задания 8 – 10. Экзамен, тест; задания 11 – 13. Экзамен, тест; задания 14 – 15. Экзамен, тест; задания 16 – 21.
--	------------	--	--	--

		влияющие на степень диссоциации. Закон разведения Оствальда. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей. Константа равновесия реакций гидролиза. Факторы, влияющие на равновесие реакций гидролиза. Произведение растворимости малорастворимых сильных электролитов. Условие осаждения и растворения осадков. Окислительно-восстановительные реакции. Методы расстановки коэффициентов. Расчет молярной массы эквивалентов веществ для различных типов реакций: ионного обмена, окислительно-восстановительных. Комплексные соединения. Номенклатура, строение, классификация, изомерия. Образование химической связи между комплексообразователем и лигандами. Поведение комплексных соединений в растворах: первичная и вторичная диссоциация. Константа нестойкости комплексного иона. Устойчивость и способы разрушения комплексных соединений.	Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №6. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №9.	Экзамен, тест; задания 4, 7. Экзамен, тест; задание 22.
ПК.16/НИ способность планировать и проводить физические и химические эксперименты, проводить обработку их результатов и оценивать погрешности, выдвигать гипотезы и устанавливать границы их применения, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	у1. уметь использовать технологическое и лабораторное оборудование для решения профессиональных задач	Техника лабораторных работ. Методы разделения и очистки веществ. Обменные процессы. Основные классы неорганических соединений и реакции ионного обмена. Определение молярной массы эквивалента металла. Энергетика химических процессов. Тепловые эффекты химических реакций. Понятие о кинетических закономерностях химических процессов. Химическое	Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №10. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №1. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №4. Отчет по лабораторной работе; типовые	Экзамен, тест; задания 6, 23. Экзамен, тест; задания 8 – 10. Экзамен, тест; задания 11 – 13.

		равновесие. Способы выражения и расчет концентраций растворов. Приготовление растворов различных концентраций. Растворы электролитов. Процессы диссоциации и гидролиз солей. Равновесие в растворах слабых электролитов и гидролизующихся солей.	вопросы и задания, тема №5. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №7. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №8.	Экзамен, тест; задания 14 – 15. Экзамен, тест; задания 16 – 21.
ПК.18/НИ готовность использовать знание свойств химических элементов, соединений и материалов на их основе для решения задач профессиональной деятельности	37. знать принципы классификации и номенклатуру неорганических и органических соединений, их строение, основные физико-химические свойства и методы синтеза	Предмет химии и ее связь с другими науками. Значение химии в формировании мировоззрения, в изучении природы и развитии техники. Основные количественные законы химии. Специфическое понятие химии - моль. Основные классы неорганических соединений, их генетическая связь. Ионно-молекулярные уравнения реакций. Номенклатура неорганических соединений. Классификация и номенклатура неорганических соединений. Основные физические и химические свойства оксидов, оснований, кислот, амфолитов солей и закономерности их изменений. Правила составления ионно-обменных реакций, краткие ионные уравнения реакций. Типы химических реакций. Обменные процессы. Окислительно-восстановительные реакции. Методы расстановки коэффициентов в ОВР. Расчет молярной массы эквивалентов веществ для различных типов реакций: ионного обмена, окислительно-восстановительных. Комплексные соединения. Координационная теория. Состав, структура, номенклатура и классификация комплексных соединений. Типичные комплексообразователи и лиганды. Образование химической связи между комплексообразователем и лигандами по методу ВС. Поведение комплексных соединений в растворах: первичная и вторичная диссоциация. Константа	Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №1. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №1. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №6. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №9.	Экзамен, тест; задания 6, 23. Экзамен, тест; задания 6, 23. Экзамен, тест; задания 4, 7. Экзамен, тест; задание 22.

		нестойкости комплексного иона. Устойчивость и способы разрушения комплексных соединений. Растворы и их классификация. Растворение как физико-химический процесс.. Способы выражения концентраций растворов. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Закон Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия как методы определения молярных масс. Осмос. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации слабого электролита. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Закон разведения Оствальда. Вода, как важнейший растворитель. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей. Константа равновесия реакций гидролиза. Факторы, влияющие на равновесие реакций гидролиза. Производство растворимости малорастворимых сильных электролитов. Условия осаждения и растворения осадков.	Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №7. Отчет по лабораторной работе; типовые вопросы и задания, тема №8.	Экзамен, тест; задания 14 – 15. Экзамен, тест; задания 16 – 21.
--	--	--	---	---

2. Методика оценки этапов формирования компетенций в рамках дисциплины.

Промежуточная аттестация по **дисциплине** Общая и неорганическая химия проводится в 1 семестре - в форме экзамена, который направлен на оценку сформированности компетенций ОПК.1, ОПК.3, ПК.16/НИ, ПК.18/НИ.

Экзамен проводится в письменной форме, по тестам, форма экзаменационного билета, диапазон вопросов и заданий к ним, а также критерии оценки приведены в паспорте экзаменационного билета.

Кроме того, сформированность компетенций проверяется при проведении мероприятий текущего контроля, указанных в таблице раздела 1. К ним относится выполнение лабораторных работ и подготовка в письменном виде отчетов по ним, которые затем в дискуссионной форме обсуждаются с преподавателем, а также практические занятия, при подготовке к которым студент самостоятельно изучает теоретический материал, изложенный в лекциях, и отвечает на вопросы, которые сгруппированы по основным темам курса и представлены в Приложении.

Обязательным этапом текущей аттестации в 1 семестре является контрольная работа. Требования к выполнению контрольной работы, состав и правила оценки сформулированы в паспорте контрольной работы. Обязательным этапом также является выполнение расчетно-

графической работы (РГР). Требования к выполнению РГР, состав и правила оценки сформулированы в паспорте РГР.

Для получения допуска к экзамену студент обязан выполнить все предусмотренные рабочей программой виды учебной деятельности в семестре и набрать минимальное число баллов (не менее 50 %). Необходимое количество баллов для допуска к промежуточной аттестации (экзамену) складываются из полученных за ответы на теоретические вопросы на лабораторных работах и практических занятиях; выполнение РГР и контрольной работы. Максимально возможное число баллов за текущую аттестацию составляет – 60.

Общие правила выставления оценки по дисциплине определяются балльно-рейтинговой системой, приведенной в рабочей программе дисциплины.

Общая характеристика уровней освоения компетенций.

На основании приведенных далее критериев можно сделать общий вывод о сформированности компетенций ОПК.1, ОПК.3, ПК.16/НИ, ПК.18/НИ, за которые отвечает дисциплина, на разных уровнях.

Ниже порогового. Уровень выполнения работ не отвечает большинству основных требований компетенций ОПК.1, ОПК.2, ПК.16/НИ, ПК.18/НИ, теоретическое содержание курса освоено частично, пробелы могут носить существенный характер, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы не достаточно, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий не выполнены или выполнены с существенными ошибками. Общий уровень выполнения заданий составляет менее 50 %.

Пороговый. Уровень выполнения работ отвечает большинству основных требований компетенций ОПК.1, ОПК.2, ПК.16/НИ, ПК.18/НИ, теоретическое содержание курса освоено частично, но пробелы не носят существенного характера, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий выполнено, некоторые виды заданий выполнены с ошибками. Общий уровень выполнения заданий составляет 50–73 %.

Базовый. Уровень выполнения работ отвечает всем основным требованиям компетенций ОПК.1, ОПК.2, ПК.16/НИ, ПК.18/НИ, теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, некоторые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы недостаточно, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения ни одного из них не оценено минимальным числом баллов, некоторые из выполненных заданий, возможно, содержат ошибки. Общий уровень выполнения заданий составляет 74–86 %.

Продвинутый. Уровень выполнения работ отвечает всем требованиям компетенций ОПК.1, ОПК.2, ПК.16/НИ, ПК.18/НИ, теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному. Общий уровень выполнения заданий составляет 87–100 %.

Паспорт экзамена

по дисциплине «Общая и неорганическая химия», 1 семестр

1. Методика оценки

Экзамен проводится в письменной форме, по билетам, составленным в виде теста, и содержит 23 задания, на выполнение которых отводится 90 минут. Каждое задание оценивается в баллах, указанных в таблице (от 1 до 4) в зависимости от степени сложности.

Экзаменационный билет формируется следующим образом – все предложенные вопросы соответствуют темам, представленным в разделе 4 настоящего паспорта, там же представлены типовые вопросы, которые включаются в билеты.

Теме 1 «Основные понятия химии. Эквивалент. Ионно-молекулярные уравнения реакции» соответствуют вопросы № 6 и 23, каждое из которых при правильном выполнении оцениваются в 2 балла.

Теме 2 «Строение атома, ПЗ, периодическое изменение свойств элементов и их соединений» соответствуют задания № 1 – 3 составленные в виде вопросов, требующих выбора одного ответа, и оцениваются каждое в 1 балл.

Тема 3 «Химическая связь. Строение и свойства молекул» представлена заданием № 5 и при правильном выполнении оценивается в 2 балла.

Теме 4 «Энергетические эффекты и термохимические расчеты» отвечают задания № 8 – 10, из которых задания с выбором ответа (№ 8 и 10) оцениваются в 1 балл, а полностью выполненное расчетное задание №9 в 3 балла.

В билет по теме 5 «Химическая кинетика и равновесия» включены задания № 11 – 13, тестовые вопросы оцениваются в 1 балл, а задание № 13, требующее множественного выбора, в 2 балла.

Тема 6 «Окислительно-восстановительные реакции» представлена заданиями №4 (тестовый вопрос с выбором одного ответа, 1 балл) и № 7, требующего развернутого решения, которое в случае правильного выполнения оценивается в 4 балла (необходимо определить окислитель и восстановитель, записать полуреакции процессов окисления – восстановления, на основании которых расставить коэффициенты в ОВР, рассчитать массы эквивалентов окислителя и восстановителя).

По теме 7 «Растворы, способы расчета концентраций. Коллигативные свойства растворов» в билеты включены расчетные задачи № 14 и 15, каждая из которых оценивается 2 балла.

Теме 8 «Равновесия в растворах электролитов» соответствует 6 заданий: № 16, 19, 20 требуют знаний процессов электрической диссоциации и гидролиза и умения записывать константы равновесия этих процессов; № 17, 18 и 21 – простейшие расчетные задачи по указанной теме. Все указанные задания оцениваются баллами от 1 до 2 в зависимости от степени сложности, всего 10 баллов.

Задание № 22 соответствует теме 9 «Комплексные соединения» и подразумевает знание строения КС и их поведение в растворах, оценивается в 3 балла.

Пример теста для экзамена

НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

Факультет МТФ

Билет № _____

к экзамену по дисциплине «Общая и неорганическая химия»

№	Содержание задания	Кол-во баллов																		
1	Какая из электронных конфигураций валентных электронов описывает элемент, проявляющий в соединениях максимальную степень окисления +7? 1) $2s^2 2p^5$; 2) $3s^2 2d^5$; 3) $4s^2 3d^5$; 4) $4s^2 3d^7$;	1																		
2	Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел $n = 3$, $l = 0$, $m_l = 0$, этот атом относится к... 1) s-элементам 2) p-элементам 3) d-элементам 4) f-элементам	1																		
3	Кислотные свойства наиболее ярко выражены у вещества, формула которого: 1) H_3N ; 2) H_2S ; 3) HCl ; 4) HF	1																		
4	Как меняется восстановительная активность в ряду $Be - Ba$? 1) увеличивается 2) уменьшается 3) не меняется	1																		
5	Одинакова ли геометрическая конфигурация молекул BF_3 и F_3 : а) одинакова; б) различна? Потому, что: 1) ковалентность центрального атома в обеих молекулах одинакова; 2) одна из молекул полярна, а - другая нет.	2																		
6	Молярная масса эквивалента $Al(OH)_3$ (г/моль) в реакции с указанной стехиометрией $Al(OH)_3 + HCl \rightarrow \dots$ равна: 1) 39 2) 78 3) 26 4) 13 Составьте уравнение реакции для указанной стехиометрии исходных веществ.	2																		
7	В схеме окислительно-восстановительной реакции, используя метод электронно-ионного баланса (обозначьте процессы окисления и восстановления, определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты, рассчитайте массы эквивалентов окислителя и восстановителя: $KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + K_2SO_4 + H_2O$	4																		
8	К какому типу термодинамических систем принадлежит раствор, находящийся в запаянной ампуле? 1) изолированной 2) открытой 3) закрытой 4) стационарной Приведите основные характеристики выбранной Вами системы.	1																		
9	Известны термодинамические характеристики веществ <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <thead> <tr> <th>Вещество</th><th>$\Delta H^\circ_{обр.}$ (кДж/моль)</th><th>$S^\circ_{обр.}$ (Дж/моль)</th></tr> </thead> <tbody> <tr> <td>$NH_3(г)$</td><td>-46,2</td><td>192,5</td></tr> <tr> <td>$N_2O_5(тв)$</td><td>83,3</td><td>254,3</td></tr> <tr> <td>$H_2O(ж)$</td><td>-285,84</td><td>70,1</td></tr> <tr> <td>$O_2(г)$</td><td>0</td><td>205,0</td></tr> <tr> <td></td><td>$\Delta_f H^\circ = ?$</td><td>$\Delta_f S^\circ = ?$</td></tr> </tbody> </table> Значение $\Delta G^\circ_{обр.}$ (в кДж/моль) реакции $2 NH_3(г) + 4 O_2(г) \rightarrow N_2O_5(тв) + 3 H_2O(ж)$ равно: а) -681,7 б) -461,1 в) -740,4 г) -285,8.	Вещество	$\Delta H^\circ_{обр.}$ (кДж/моль)	$S^\circ_{обр.}$ (Дж/моль)	$NH_3(г)$	-46,2	192,5	$N_2O_5(тв)$	83,3	254,3	$H_2O(ж)$	-285,84	70,1	$O_2(г)$	0	205,0		$\Delta_f H^\circ = ?$	$\Delta_f S^\circ = ?$	3
Вещество	$\Delta H^\circ_{обр.}$ (кДж/моль)	$S^\circ_{обр.}$ (Дж/моль)																		
$NH_3(г)$	-46,2	192,5																		
$N_2O_5(тв)$	83,3	254,3																		
$H_2O(ж)$	-285,84	70,1																		
$O_2(г)$	0	205,0																		
	$\Delta_f H^\circ = ?$	$\Delta_f S^\circ = ?$																		

10	Уравнение реакции, происходящей с увеличением энтропии, имеет вид ... 1) $2 \text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} + 3 \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow 2 \text{SO}_{2(\text{r})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ 2) $\text{N}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{NO}_{(\text{r})}$ 3) $\text{NH}_4\text{NO}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{N}_{2(\text{r})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ 4) $\text{CaO}_{(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{CaCO}_{3(\text{r})}$	1
11	Реакции $\text{A}_{2(\text{r})} + \text{B}_{2(\text{r})} \rightarrow 2 \text{AB}_{(\text{r})}$ соответствует кинетическое уравнение: а) $v = k[\text{A}]^2$ б) $v = K[\text{A}_2][\text{B}_2]$ в) $v = k[\text{A}_2]^2[\text{B}_2]^2$ г) $v = k[\text{A}_2]^2[\text{B}_2]$.	1
12	При увеличении концентрации вещества A_2 в 2 раза и уменьшении концентрации вещества B_2 в 2 раза скорость реакции из предыдущего задания: а) не изменится б) увеличится в 2 раза в) увеличится в 4 раза г) уменьшится в 2 раза.	1
13	Какие воздействия на систему, находящуюся в равновесии, приведут к увеличению выхода продукта? Ответ дайте в виде перечня букв. Запишите выражение для константы равновесия предложенного процесса. а) охлаждение; б) нагревание; в) повышение давления; г) понижение давления; д) введение некоторого количества первого компонента. $4 \text{NH}_{3(\text{r})} + 3 \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2 \text{N}_{2(\text{r})} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \quad \Delta H < 0$	2
14	На титрование 15 мл раствора гидроксида натрия затрачено 20 мл раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,09 моль/л. Масса щелочи в 500 мл этого раствора равна ____ г.	2
15	Для того чтобы повысить температуру кипения воды на 1,04°C необходимо в 500 г воды растворить ____ г глюкозы ($M_r = 180$), $E(\text{H}_2\text{O}) = 0,52 \text{ град} \cdot \text{кг/моль}$. а) 90 б) 180 в) 360 г) 240	2
16	Уравнение диссоциации гидроксида марганца(II) по первой ступени имеет вид: $\text{Mn}(\text{OH})_2 \leftrightarrow$ _____. Укажите, правильное выражение для константы диссоциации данного равновесия: а) $K = \frac{[\text{MnOH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{Mn}(\text{OH})_2]}$ б) $K = \frac{[\text{Mn}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{MnOH}^+]}$ в) $K = \frac{[\text{Mn}(\text{OH})_2]}{[\text{MnOH}^+][\text{OH}^-]}$ г) $K = \frac{[\text{MnOH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{Mn}(\text{OH})_2]}$	1
17	Концентрация ионов H^+ в водном растворе равна $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Значение pH этого раствора: а) 10 б) 9 в) 5 г) 4	1
18	Константа диссоциации муравьиной кислоты равна $2 \cdot 10^{-4}$. Значение pH в 0,017 М растворе этой кислоты равно: а) 2,74; б) 3,74; в) 4,74; г) 5,74. Какую окраску будет иметь лакмус в этом растворе?	2
19	Фенолфталеин имеет малиновый цвет в водном растворе: 1) фосфата кальция 3) нитрата кальция 2) фосфата калия 4) нитрата калия Запишите уравнение гидролиза соли по первой ступени в молекулярном и ионном видах.	2
20	Ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ по первой ступени имеет вид: а) $\text{Pb}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow (\text{PbOH})^+ + \text{H}^+$ б) $(\text{PbOH})^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$ в) $\text{PbOH}^+ \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{OH}^-$ г) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$ Запишите выражение для константы гидролиза, соответствующее данному уравнению (через равновесные концентрации и через K_w).	2

21	Исходя из произведения растворимости карбоната кальция, найти массу CaCO_3 , содержащуюся в 100 мл его насыщенного раствора. ($K_{\text{пр}} \text{CaCO}_3 = 5 \cdot 10^{-9}$)	2
22	Для комплексного соединения $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ а) укажите комплексообразователь, его заряд, координационное число, лиганды; б) напишите электронную формулу иона-комплексообразователя, приведите название КС; в) запишите уравнения первичной и вторичной диссоциации КС в водном растворе и выражение для константы нестойкости комплексного иона.	3
23	Сокращенное ионное уравнение $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \uparrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ соответствует взаимодействию 1) азотной кислоты с карбонатом кальция 2) сероводородной кислоты с карбонатом калия 3) соляной кислоты с карбонатом калия 4) гидроксида кальция с оксидом углерода(IV) Напишите соответствующее молекулярное уравнение.	2

Утверждаю: зав. кафедрой ХХТ _____ Н.Ф. Уваров

(подпись)

« » _____ 20 г.

2. Критерии оценки

- Ответ на экзаменационный тест считается **неудовлетворительным**, если он не отвечает большинству требований компетенций ОПК.1, ОПК.3, ПК.16, ПК.18; студент при ответе на вопросы не знает определений основных понятий, не способен показать причинно-следственные связи явлений, при решении задачи допускает принципиальные ошибки, оценка составляет менее 20 баллов.
- Ответ на экзаменационный тест засчитывается на **пороговом** уровне, отвечающем большинству требований компетенций ОПК.1, ОПК.3, ПК.16, ПК.18; если студент при ответе на вопросы знает определение основных понятий, может показать причинно-следственные связи явлений, при решении некоторых задачи допускает ошибки, оценка составляет 20 - 26 баллов
- Ответ на экзаменационный тест засчитывается на **базовом** уровне, отвечающем всем основным требованиям компетенций ОПК.1, ОПК.3, ПК.16, ПК.18; если студент дает все основные определения по темам дидактических единиц курса; знает и пишет все основные законы и формулы, на основании которых выводит аналитическое решение типовых задач, некоторые виды заданий выполнены с ошибками, например, с вычислительными; оценка составляет 27–34 баллов.
- Ответ на экзаменационный тест билет засчитывается на **продвинутом** уровне, если он отвечает всем требованиям компетенций ОПК.1, ОПК.3, ПК.16, ПК.18; студент знает все определения по темам дидактических единиц курса; знает и пишет все законы и формулы, на основании которых выводит аналитическое решение всех типовых задач, расчеты в заданиях выполнены без ошибок; оценка составляет 35–40 баллов.

3. Шкала оценки

Экзамен считается сданным, если средняя сумма баллов по всем вопросам и заданиям составляет не менее 20 баллов (по 40 балльной шкале).

В общей оценке по дисциплине экзаменационные баллы учитываются в соответствии с правилами балльно-рейтинговой системы, приведенными в рабочей программе дисциплины. Соотношение баллов за текущую и промежуточную аттестации составляют 60:40.

Количество баллов, полученное в результате промежуточной аттестации (минимум 20 баллов, максимум 40 баллов), суммируется с баллами, полученными за текущую аттестацию (минимум 30 баллов, максимум 60 баллов), по общей сумме которых выставляется общая оценка по дисциплине. Соответствие баллов с традиционной оценкой и оценкой ECTS представлено в таблице ниже.

98-100	93-97	90-92	87-89	83-86	80-82	77-79	73-76	70-72	67-69	63-66	60-62	50-59	25-49	0-24
A+	A	A-	B+	B	B-	C+	C	C-	D+	D	D-	E	FX	F
отлично				хорошо				удовлетворительно				неудовлетворительно		

4. Вопросы к экзамену по дисциплине «Общая и неорганическая химия»

Ниже в таблице приводится перечень вопросов, знание которых является обязательным для студентов, сдающих экзамен по курсу «Общая и неорганическая химия», а также умения, которыми должны владеть студенты после изучения курса. После таблицы приводится единый список заданий, структурированный по изучаемым темам, из которых формируется экзаменационный тест.

№ темы	Знания	Умения
1	Основные понятия и законы химии: атом, молекула, вещество; количество вещества (моль); закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава, газовые законы, закон Авогадро, уравнение Менделеева-Клапейрона, закон эквивалентов.	Умение рассчитывать абсолютные массы атомов и молекул, решать задачи, используя понятия количества вещества (моль), расчеты по химическим уравнениям, закон Авогадро. Расчеты с использованием закона эквивалентов.
2	Строение атома. Физический смысл квантовых чисел. Характеристика состояния электрона в атоме системой квантовых чисел. Принцип Паули, принцип наименьшей энергии, правила Клечковского и правило Хунда. Понятие об орбиталях. Современная формулировка периодического закона. Структура периодической системы элементов. Заполнение электронных слоев и оболочек атомов в периодической системе. Понятие о валентности и степени окисления.	Умение характеризовать квантовыми числами электроны атомов элементов I-III периодов периодической системы. Иметь представление о форме электронных облаков s-, p- и d-электронов. Умение составить электронные формулы атомов и ионов s-, p-, и d-элементов (в основном и возбужденном состояниях). Умение объяснить изменение кислотно-основных и ОВ свойств элементов по группам и периодам ПС в зависимости от электронной конфигурации и размера атома или иона.
3	Химическая связь, строение и свойства молекул. Характеристики химической связи: энергия, длина, кратность, валентный угол,	Умение в рамках метода валентных связей объяснять гибридизацию орбиталей и геометрию молекул.

	полярность, эффективный заряд атома в молекуле. Дипольный момент. Типы химической связи. Ковалентная связь, свойства: - насыщенность и направленность. Степень ионности связи. Ионная связь. Поляризация ионов. Свойства ионной связи. Метод валентных связей (МВС), основные положения, механизмы образования связи, сигма- и пи-связи. Гибридизация орбиталей. Геометрия молекул. Метод Гиллеспи. Метод молекулярных орбиталей (ЛКАО - МО). Энергетические диаграммы гомо- и гетероядерных молекул. Порядок связи. Применение метода МО к описанию связи между атомами 1 и 2 периодов ПС. Металлическая связь. Водородная связь, ее влияние на свойства веществ. Межмолекулярные взаимодействия.	
4	Энергетические эффекты и термодинамические расчеты. Химические системы и процессы. Виды процессов, параметры процессов. Общее понятие об энтальпии и ее изменении в различных процессах. Закон Гесса и следствия из этого закона. Энтропия, физический смысл энтропии. Понятие об абсолютных энтропиях веществ и изменении энтропии в различных процессах. Энергия Гиббса и направленность процесса. Связь энергии Гиббса с энтальпией и энтропией.	Умение решать задачи на нахождение тепловых эффектов процессов, используя следствия из закона Гесса. Умение рассчитывать изменение энтропии ΔS° для различных процессов по данным о S°_{298}. Умение рассчитывать ΔG° процессов с использованием данных о $\Delta_f G^\circ_{298}$ и по уравнению $\Delta G = \Delta G^\circ - T\Delta S$. Умение решить вопрос о возможности самопроизвольного протекания процесса на основании значения ΔG процесса.
5	Понятие о химической кинетике. Закон действия масс (ЗДМ) и факторы, влияющие на скорость процесса (природа веществ, концентрация, температура, давление, присутствие катализатора и т.д.). Энергия активации. Понятие о гомогенном и гетерогенном катализе. Химическое равновесие и принцип смещения равновесия (принцип Ле Шателье).	Умение записывать выражение для ЗДМ, проводить расчеты по изменению скорости реакции с использованием ЗДМ и правила Вант-Гоффа. Умение привести примеры различных каталитических процессов. Умение записывать выражение для константы химического равновесия и решать задачи с ее использованием. Умение использовать принцип Ле-Шателье для установления влияния различных факторов на химическое равновесие.
6	Окислительно-восстановительные реакции и их классификация. Понятие о степени окисления, типичные окислители и восстановители. Методы расстановки коэффициентов.	Умение рассчитывать степени окисления элементов в соединениях. Умение объяснять окислительно-восстановительные свойства веществ с точки зрения электронного

		строения элементов, входящих в эти соединения. Умение составлять простейшие ОВР с расстановкой коэффициентов с использованием метода электронно-ионного баланса.
7	Растворы и их классификация. Способы выражения концентрации растворов. Методы количественного анализа растворов (денсиметрия, титриметрия). Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Закон Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия как методы определения молярных масс. Осмос.	Умение решать задачи на нахождение массовой доли вещества в растворе, молярной, нормальной, моляльной концентрации и титра раствора, Рассчитывать температуры кипения и замерзания, осмотическое давление.
8	Равновесия в растворах электролитов. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации слабого электролита. Закон разведения Оствальда Состояние сильных электролитов в растворах. Ионное произведение воды и водородный показатель (рН). Кислотно-основные индикаторы. Понятие о гидролизе солей. Различные случаи гидролиза. Константа и степень гидролиза. Необратимый гидролиз. Способы усиления и подавления гидролиза. Равновесие ионов в растворе с осадком. Понятие о произведение растворимости (ПР). Условия осаждения и растворения осадков.	Умение привести примеры сильных и слабых электролитов, записывать уравнения их диссоциации и вычислять концентрации ионов в разбавленных растворах сильных и слабых электролитов. Умение вычислять $[H^+]$, $[OH^-]$ и рН в разбавленных растворах сильных и слабых кислот и оснований. Умение составлять уравнения гидролиза солей по катиону, по аниону и по катиону и аниону, записывать выражение для константы гидролиза, проводить расчеты значений рН в растворах солей. Умение предсказать возможность образования осадка малорастворимого соединения в заданных условиях. Расчет растворимости и ПР.
9	Комплексные соединения. Номенклатура, строение, изомерия. Поведение в растворах: первичная и вторичная диссоциация. Устойчивость комплексных соединений в растворах.	Иметь представление о строении комплексных соединений, типах связей, номенклатуре. Уметь написать уравнения диссоциации КС в растворе, константу нестойкости и расчет концентраций ионов.

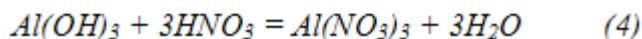
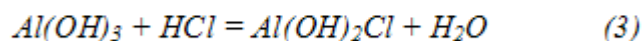
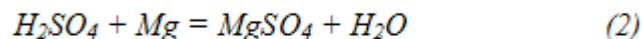
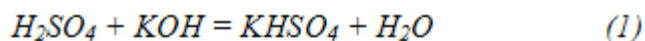
Тема 1. Основные понятия химии. Стехиометрические законы. Понятие "эквивалент" в химии. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура неорганических соединений. Ионно-молекулярные уравнения реакций.

1. Определите, какое число молекул содержат 680 г NH_3 . Какому количеству вещества это соответствует? Какому объему? Вычислите массу в г одной молекулы аммиака.
2. Какой объем оксида серы(IV) (н.у.) необходим для реакции с 11,2 л кислорода, если в результате получено 80 г оксида серы(VI)?

3. В сосуде находится $2,4 \cdot 10^{24}$ молекул сернистого газа. Какой объем при нормальных условиях они занимают? Какова их масса? Вычислите массу в г одной молекулы сернистого газа.
4. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций, идущих до конца:
а) CaCO_3 и HCl ; б) HCl и $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
Напишите соответствующее молекулярное уравнение.
5. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций:

$$\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 = \quad \quad \quad \text{CuCl}_2 + \text{KOH} = \quad \quad \quad \text{HCl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 =$$

$$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \quad \quad \quad \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} + \quad \quad \quad \text{NaHCO}_3 + \text{HCl} =$$
6. Вычислите, в какой руде выше содержание серы: куприте Cu_2S , пирите FeS_2 , галените PbS .
7. Пользуясь процентным составом химического соединения, найдите его простейшую формулу: соединение содержит 16,08% калия, 40,16% платины и 43,76% хлора.
8. Массовая доля углерода в веществе составляет 51,89%, хлора – 38,38%, остальное – водород. Относительная плотность паров этого вещества по водороду равна 46,25. Выведите молекулярную формулу вещества.
9. В состав соединения входят углерод, водород, хлор и сера. При сжигании этого вещества массой 1,59 г образуется диоксид углерода и вода массами 1,76 г и 0,72 г соответственно. При растворении этого вещества массой 0,477 г и добавлении к раствору нитрата серебра образуется осадок массой 0,861 г. Молярная масса вещества равна 159 г/моль. Установите формулу вещества.
10. В обменных реакциях при максимальном содержании эквивалентов в молекуле определить: а) фактор эквивалентности, f_3 ; б) химическую формулу эквивалента, Э; в) молярную массу эквивалентов, M_3 , для следующих веществ из классов кислот, оснований и солей: H_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
11. Определить в реакциях присоединения/разложения, не являющихся ОВР, а) фактор эквивалентности, f_3 ; б) химическую формулу эквивалента, Э; в) молярную массу эквивалентов, M_3 , а для газов и г) объем моля эквивалентов, V_3 , при максимальном содержании эквивалентов в молекуле для следующих веществ из класса оксидов. CO_2 – газ, CaO , P_2O_5 .
12. Определить: фактор эквивалентности, f_3 , химическую формулу эквивалента, Э, молярную массу эквивалентов, M_3 , и (для газов) молярный объем эквивалентов, V_3 , реагирующих веществ в следующих реакциях:
 1. $\text{Al}(\text{OH})_3 + 2\text{HCl} = \text{AlOHCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 2. $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
13. На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла требуется $2,24 \text{ дм}^3$ водорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента оксида и молярную массу эквивалента металла. Чему равна атомная масса металла?
14. Сколько металла (г), молярная масса эквивалента которого 12,16 г/моль, взаимодействует с 310 см^3 кислорода (н.у.)?
15. Из 3,85 г нитрата металла получено 1,60 г его гидроксида. Вычислите молярную массу эквивалента металла ($M(1/z, \text{Me})$).
16. В какой массе $\text{Ca}(\text{OH})_2$ содержится столько же эквивалентов, сколько в 312 г $\text{Al}(\text{OH})_3$?
17. Оксид трехвалентного элемента содержит 31,58 % кислорода. Вычислите молярную массу эквивалента, молярную и атомную массы этого элемента.
18. Вычислите число эквивалентности и молярную массу эквивалента H_3PO_4 в реакциях образования: а) гидрофосфата; б) дигидрофосфата; в) ортофосфата.
19. Вычислите числа эквивалентности и молярные массы эквивалентов H_2SO_4 и $\text{Al}(\text{OH})_3$ в реакциях, выраженных уравнениями:



20. На нейтрализацию 9,797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г NaOH.

Вычислите число эквивалентности, молярную массу эквивалента и основность H_3PO_4 в этой реакции. На основании расчета напишите уравнение реакции.

Тема 2. Строение атома. Периодический закон. Периодическое изменение свойств элементов и их соединений.

- Объясните, пользуясь правилом Клечковского, какие атомные орбитали заполняются раньше: а) 3d или 4p; б) 4f или 5p; в) 5p или 6s; г) 4d или 4f.
- Какие значения могут принимать квантовые числа n , l , m_l и m_s , характеризующие состояние электронов в атоме алюминия.
- Квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня атома некоторого элемента имеют следующие значения: $n = 5$, $l = 0$, $m_l = 0$, $m_s = +1/2$. Сколько свободных 4d-орбиталей содержит атом данного элемента. Напишите электронную и электронно-графическую формулу данного атома?
- Какое максимальное число электронов находится на s-, p-, d-, f-подуровнях?
- Какие из приведенных электронных формул неверны и объясните причину: а) $1s^1 2s^2 2p^6$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$; д) $1s^2 2s^2 2p^3$; е) $1s^2 2s^3$.
- Какая формула правильно соответствует указанному элементу:
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ **Kr**; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ **Se**; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ **Ar**.
Запишите значения квантовых чисел для валентных электронов данного элемента.
- Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ соответствует
а) основному состоянию атома кальция
б) возбужденному состоянию атома кальция в) основному состоянию атома скандия
г) атому изотопа $^{20}_{10}Ne$.
Запишите значения квантовых чисел для валентных электронов.
- Химический элемент расположен в IV периоде, I A группе. Распределению электронов в атоме этого элемента соответствует ряд чисел:
а) 2, 8, 8, 2; б) 2, 8, 18, 1; в) 2, 8, 8, 1; г) 2, 8, 18, 2.
- Электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня $4s^2 4p^5$ имеет атом:
а) As; б) Mn; в) Cl; г) Br.
- Укажите порядковый номер элемента у которого: а) заканчивается заполнение электронами 3d-орбитали; б) заканчивается заполнение электронами 4s-орбитали; в) начинается заполнение электронами 4p-орбитали; г) начинается заполнение электронами 4f-орбитали.
- Установите соответствие между знаком химического элемента и строением внешнего энергетического уровня его атома:

1) Na	а) $3s^2 3p^4$
2) Ca	б) $3d^5 4s^1$
3) Cr	в) $4s^2$
4) S	г) $3s^1$
- Электронную конфигурацию инертного газа имеет:
а) Fe^{3+} ; б) Cl^- ; в) Cu^{2+} ; г) CO_3^{2-}

13. Химическому элементу соответствует высший оксид состава RO_3 . Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома этого элемента:
а) ns^2np^4 ; б) ns^2np^3 ; в) ns^2np^2 ; г) ns^2np^6
14. Валентные электроны атома фосфора, находящегося в основном состоянии, расположены на орбиталях так:
а) $5s^25p^3$; б) $3s^23p^5$; в) $3s^23p^3$; г) $5s^25p^3$.
15. В основном состоянии наибольшее число неспаренных электронов – в атоме:
а) серы; б) кремния; в) хлора; г) фосфора
16. Максимальная валентность азота равна:
а) II б) III в) IV г) V
17. Какую электронную конфигурацию имеет атом наиболее активного металла?
а) $1s^22s^22p^1$; б) $1s^22s^22p^63s^1$; в) $1s^22s^2$; г) $1s^22s^22p^63s^23p^1$
18. Какие из перечисленных обозначений орбиталей не верны:
а) 2s, 4p; б) 2p, 3d; в) 1p, 2d; г) 4f, 5d.
19. Какие из перечисленных обозначений не верны:
а) $2s^32d^1$; б) $2s^22p^3$; в) $3d^54s^1$; г) $3s^23p^6$.
20. «Проскок» электрона наблюдается в электронной формуле атома:
а) $_{22}Ti$; б) $_{11}Na$; в) $_{29}Cu$; г) $_{25}Mn$.
21. На каком основании хром и сера находятся в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?
22. В чем сходство и различие атомов: а) F и Cl; б) N и P.
23. Согласно современным представлениям, периодическое изменение свойств химических элементов зависит от:
а) массы ядра атомов; б) массы атома; в) заряда атома; г) заряда ядра атома
24. Химические элементы расположены в порядке возрастания их атомного радиуса в ряду:
а) Be, B, C, N; б) O, S, Se, Te; в) Rb, K, Na, Li; г) Mg, Al, Si, P
25. Неметаллические свойства у элементов главных подгрупп усиливаются:
а) слева направо и в группах снизу вверх;
б) справа налево и в группах сверху вниз;
в) справа налево и в группах снизу вверх;
г) слева направо и в группах сверху вниз.
26. В ряду водородных соединений $RH_3 - H_2S - HCl$ – (слева направо) свойства:
а) основные ослабевают, кислотные усиливаются;
б) основные усиливаются, кислотные ослабевают;
в) основные и кислотные ослабевают;
г) основные и кислотные усиливаются.
27. Кислотные свойства наиболее ярко выражены у вещества, формула которого:
а) H_3N ; б) H_2S ; в) HCl ; г) HF
28. Наиболее выражены металлические свойства у атома:
а) лития; б) натрия; в) калия; г) кальция
29. Наиболее выражены кислотные свойства:
а) HF ; б) HCl ; в) HBr ; г) HI
30. В ряду химических элементов $Mg \rightarrow Ca \rightarrow Sr \rightarrow Ba$ металлические свойства
а) убывают б) возрастают в) изменяются периодически г) не изменяются
31. Из приведенных ниже металлов наиболее активным является:
а) бериллий; б) магний; в) кальций; г) барий
32. Среди перечисленных элементов пятой группы типичным неметаллом является:
а) фосфор; б) мышьяк; в) сурьма; г) висмут
33. Молекулы какого из перечисленных веществ имеют наименьшую энергию связи?
а) HI ; б) HCl ; в) HF ; г) HBr
34. Какой ряд элементов отвечает уменьшению радиусов и атомов:

- а) Li, Be, B, C, N, O, F; б) F, O, N, C, B, Be, Li;
в) C, N, O, F, Be, Li, B
35. В ряду: $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si}$
а) увеличивается число энергетических уровней в атомах;
б) усиливаются металлические свойства элементов;
в) уменьшается высшая степень окисления элементов;
г) ослабевают металлические свойства элементов
36. Из перечисленных ниже характеристик элементов периодически изменяются:
а) заряд ядра атома;
б) число энергетических уровней в атоме;
в) число электронов на внешнем энергетическом уровне
37. Атомы элементов, имеющие одинаковое число электронных уровней, расположены:
а) в одной группе периодической системы;
б) в одном периоде периодической системы;
в) в одной подгруппе периодической системы.
38. Атомы элементов, имеющие одинаковое число валентных электронов, расположены:
а) в одной группе периодической системы;
б) в одном периоде периодической системы;
в) в одной подгруппе периодической системы.
39. Атомы элементов, имеющие сходное электронное строение последнего уровня, расположены:
а) в одной группе периодической системы;
б) в одном периоде периодической системы;
в) в одной подгруппе периодической системы.
40. Внутри периода увеличение порядкового номера элемента обычно сопровождается:
а) уменьшением атомного радиуса и возрастанием электроотрицательности атома;
б) возрастанием атомного радиуса и уменьшением электроотрицательности атома;
в) неизменными значениями атомного радиуса и уменьшением электроотрицательности;

Тема 3. Химическая связь. Строение и свойства молекул.

- Водородная связь: механизмы образования, энергия, свойства, примеры соединений.
- Выберите из списка вещества с преимущественно неполярными ковалентными связями: SiCl_4 , Br_2 , BrCl , P_4 , SO_2 , AlH_3 , C_2N_2 , Te_2 , WBr_5 , S_8 , для всех веществ укажите направление смещения электронов.
- Используя представления о гибридизации орбиталей, опишите молекулы, определите их геометрическую конфигурацию, полярность молекул, укажите наличие несвязывающих электронных пар, σ - и π - связей, отметьте механизм образования связей (обменный или донорно-акцепторный), объясните причины отличия значений валентных углов от их характерных значений для данного типа гибридизации валентных орбиталей центрального атома:
 CS_2 ($\angle \text{S-C-S} = 180^\circ$); OF_2 (sp^3 , $\angle \text{F-O-F} = 103^\circ$).
- Некоторое вещество при обычных условиях является газом, который образует двухатомные молекулы. Переход в твердое состояние у этого вещества происходит при температуре ниже -210°C . Как Вы думаете, какой тип кристаллической решетки образует это соединение в твердом состоянии и какой тип связи наблюдается в молекулах этого вещества?
- На примере азота и фосфора проанализируйте, насколько справедливо утверждение, что валентность элементов численно равна номеру группы периодической системы, в которой расположен элемент. Как правильно сформулировать это утверждение?
- В каких молекулах существует полярная ковалентная связь?
а) KBr ; б) HBr ; в) Br_2 ; г) PBr_3 ; д) CsBr .

7. Как изменится полярность связей в ряду молекул: $\text{PH}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{HCl}$
а) не изменится; б) увеличится; в) уменьшится.
Почему? Как это сказывается на прочности связи? Какое соединения более сильная кислота?
8. Объясните различие в точке кипения двух веществ с одинаковой формулой $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$:
 $78,4^\circ\text{C}$ (этиловый спирт); $23,6^\circ\text{C}$ (диметиловый эфир).
9. Утверждение о том, что структурной частицей данного вещества является молекула, справедливо только для
а) алмаза; б) поваренной соли; в) кремния; г) азота.
10. Атомы химических элементов второго периода периодической системы образуют соединения с ионной химической связью состава:
а) LiF ; б) CO_2 ; в) Al_2O_3 ; г) BaS
11. В веществах, образованных путем соединения одинаковых атомов, химическая связь
а) ионная; б) ковалентная полярная; в) водородная;
г) ковалентная неполярная.
12. Ионную кристаллическую решетку имеет:
а) вода; б) фторид натрия; в) серебро; г) бром.
13. Установите соответствие между веществом и типом его кристаллической решетки.
- | | |
|--------------------|------------------|
| 1) серебро | а) молекулярная |
| 2) поваренная соль | б) ионная |
| 3) углекислый газ | в) атомная |
| 4) графит | г) металлическая |
14. Вещество, молекула которого обладает полярной ковалентной связью:
а) вода; б) хлор; в) алмаз; г) фосфор
15. Неполярная молекула с полярной связью:
а) CF_4 б) NH_3 в) SO_2 г) CO
16. Ковалентная неполярная связь реализуется в соединении:
а) CrO_3 ; б) P_2O_5 ; в) SO_2 ; г) F_2
17. Молекулярной структуры не имеет:
а) иод (тв.); б) графит; в) углекислый газ(тв.); г) метан (тв.)
18. Какое из перечисленных веществ в твердом состоянии образует атомную кристаллическую решетку?
а) кислород; б) бром; в) азот; г) бор.
19. Различие в значении температур плавления CO_2 ($-56,6^\circ\text{C}$) и SiO_2 (1728°C) объясняется:
а) различиями в строении атомов углерода и кремния;
б) различием в значениях масс молекул;
в) разным видом химической связи;
г) разным типом кристаллической решетки
20. В каком ряду записаны формулы веществ только с ковалентной полярной связью?
а) Cl_2 , NH_3 , HCl ; б) HBr , NO , Br_2 ; в) H_2S , H_2O , S_8 ; г) HI , H_2O , PH_3
21. Молекулярную кристаллическую решетку имеет
а) CaF_2 ; б) CO_2 ; в) SiO_2 ; г) AlF_3 .
22. Какие типы связей (ионные, ковалентные полярные или неполярные, металлические, вандерваальсовы, водородные) существуют в следующих веществах: $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$, $\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ.})}$, $\text{Ca}_{(\text{тв.})}$, $\text{CsF}_{(\text{тв.})}$, $\text{I}_{2(\text{газ.})}$, $\text{I}_{2(\text{тв.})}$, $\text{C}_{(\text{алмаз.})}$, $\text{CO}_{2(\text{тв.})}$, $\text{Si}_{(\text{тв.})}$.

Тема 4. Энергетические эффекты и термохимические расчеты.

1. Изолированная система с окружающей ее средой..
а) обменивается энергией, но не обменивается веществом;
б) не обменивается ни веществом, ни энергией;
в) обменивается веществом, но не обменивается энергией;
г) обменивается и веществом, и энергией.

2. Тепловой эффект реакции не зависит от
 - а) агрегатного состояния продуктов реакции;
 - б) агрегатного состояния исходных веществ;
 - в) промежуточных стадий получения веществ;
 - г) природы исходных веществ;
3. Изменение энтальпии в химической реакции определяется выражением:
 - а) $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$
 - б) $dG = dH - TdS$
 - в) $\Delta U = Q - A$
4. Изменение энергии Гиббса определяется выражением:
 - а) $dG = dH - TdS$
 - б) $dG = dU - TdS$
 - в) $dG = dH + TdS$
5. Энтропия это
 - а) теплосодержание системы
 - б) мера беспорядка в системе
 - в) величина обратная энтальпии
6. Мерой термодинамической вероятности протекания химической реакции является:
 - а) энтальпия реакции,
 - б) энтропия реакции,
 - в) энергия Гиббса,
 - г) константа химического равновесия
7. Реакция, протекающая с поглощением тепла, называется
 - а) экзотермическая;
 - б) эндотермическая;
 - в) реакция разложения;
 - г) внутримолекулярной
8. Если $\Delta H^\circ < 0$ и $\Delta S^\circ < 0$, то, в каком из случаев реакция может протекать самопроизвольно:
 - а) $|\Delta H^\circ| > |T\Delta S^\circ|$
 - б) $|\Delta H^\circ| < |T\Delta S^\circ|$
9. В каком из следующих случаев реакция неосуществима при любых температурах:
 - а) $\Delta_r H < 0$ и $\Delta_r S < 0$,
 - б) $\Delta_r H > 0$ и $\Delta_r S > 0$,
 - в) $\Delta_r H > 0$ и $\Delta_r S < 0$
10. При сгорании 3,2 г метанола по реакции: $\text{CH}_3\text{OH} + 1,5 \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$ выделилось 73,6 кДж тепла. Какова энтальпия образования метанола, если энтальпии образования ($\Delta_f H^\circ$) CO_2 и $\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$ равны -110,5 и -285,8 кДж/моль?
11. Определите энтальпию образования PH_3 , если энтальпия сгорания 17 г PH_3 по реакции $2 \text{PH}_3 + 4 \text{O}_2 = \text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$ равна -1170 кДж. Энтальпии образования P_2O_5 и $\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$ равны -1505 и -286 кДж/моль.
12. Какое количество энергии нужно затратить на разложение 5 кг Na_2CO_3 , протекающего по реакции $\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2$ если энтальпии образования Na_2CO_3 , Na_2O и CO_2 равны -1129, 415 и -394 кДж/моль?
13. Сколько теплоты выделится при образовании 8 г SO_3 в реакции:

$$2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{SO}_3 \quad \Delta_r H^\circ = -198 \text{ кДж}$$
 - а) 19,8 кДж;
 - б) 198 кДж;
 - в) 9,9 кДж;
 - г) 99 кДж.
14. Вычислите тепловой эффект реакции:

$$\text{B}_2\text{O}_3(\text{ТВ.}) + 3 \text{Mg}(\text{ТВ.}) = 3 \text{MgO}(\text{ТВ.}) + 2 \text{B}(\text{ТВ.}),$$
 если теплота образования оксида магния составляет -611 кДж/моль, а теплота образования оксида бора равна -1406 кДж/моль.
15. В каком из следующих случаев реакция возможна при любых температурах:
 - а) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$;
 - б) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$;
 - в) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$;
 - г) $\Delta H > 0, \Delta S < 0$

16. Не производя вычислений, указать, для каких из перечисленных процессов изменение энтропии положительно:
- $C_{(тв.)} + CO_{2(г)} \rightarrow 2CO_{(г)}$,
 - $CH_3COOH_{(ж)} \rightarrow CH_3COO^-_{(ж)} + H^+_{(ж)}$,
 - $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2Cl_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$
17. Укажите, для каких процессов $\Delta S > 0$:
- $2A_{(г)} + B_{(тв)} \rightarrow A_2B_{(г)}$,
 - $2A_{(тв)} + B_{(г)} \rightarrow A_2B_{(г)}$,
 - $A_{(тв)} + B_{(тв)} \rightarrow AB_{(г)}$
18. Из уравнений реакций без изменения энтропии происходят:
- $2C_2H_{2(г)} + 5O_2 = 4CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$,
 - $2C_2H_{4(г)} + 6O_2 = 4CO_{2(г)} + 4H_2O_{(г)}$,
 - $2C_2H_{6(г)} + 7O_2 = 4CO_{2(г)} + 6H_2O_{(г)}$.
19. Не производя вычислений, установить знак ΔS° следующих процессов:
- $2NH_{3(г)} = N_{2(г)} + 3H_{2(г)}$
 - $CO_{2(тв)} = CO_{2(г)}$
 - $2H_2S_{(г)} + 3O_{2(г)} = 2H_2O_{(ж)} + 2SO_{2(г)}$
20. Укажите, для каких процессов $\Delta S < 0$:
- $2A_{(г)} + B_{(тв)} \rightarrow A_2B_{(г)}$,
 - $2A_{(тв)} + B_{(г)} \rightarrow A_2B_{(г)}$,
 - $A_{(тв)} + B_{(тв)} \rightarrow AB_{(г)}$
21. Максимальной энтропией при одинаковых внешних условиях обладает:
- $H_2O_{(тв.)}$
 - $H_2O_{(жидк.)}$
 - $H_2O_{(газ)}$
22. Окисление оксида азота(II) в оксид азота(IV) кислородом воздуха
- сопровождается увеличением энтропии
 - сопровождается уменьшением энтропии
 - не приводит к изменению энтропии
 - по уравнению реакции невозможно сделать вывод о характере ее изменения

Тема 5. Химическая кинетика и равновесия

- Закон, выражающий зависимость скорости химической реакции от концентрации веществ, называется законом
 - постоянства состава;
 - действующих масс;
 - кратных отношений;
 - Вант_Гоффа.
- Состояние химического равновесия характеризуется
 - полным прекращением реакции;
 - равенством скоростей прямой и обратной реакций;
 - поочередным протеканием прямой и обратной реакций;
 - равенством числа молекул, участвующих в реакции
- На скорость химической реакции не оказывает влияние
 - концентрация вещества в растворе или концентрация газа;
 - площадь поверхности твердого вещества;
 - условия хранения реактивов;
 - температура протекания реакции
- Скорость химической реакции характеризует:
 - движение молекул или ионов реагирующих веществ относительно друг друга;
 - время, за которое заканчивается химическая реакция,
 - число структурных единиц вещества, вступивших в химическую реакцию;
 - изменение количеств веществ за единицу времени в единице объема или единицы площади
- Скорость гомогенной химической реакции пропорциональна изменению

- а) концентрации вещества в единицу времени
 б) количества вещества в единице объема
 в) массы вещества в единице объема
 г) объема вещества в ходе реакции
6. Уравнение для скорости прямой химической реакции $\text{B}_{(\text{тв})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{B}_2\text{O}_{3(\text{тв})}$ запишется следующим образом:
 а) $v = k \cdot [\text{B}] \cdot [3\text{O}_2]$ в) $v = k \cdot [\text{O}_2]^3$
 б) $v = k \cdot 3 \cdot [\text{O}_2]$ г) $v = k \cdot [\text{B}_2\text{O}_3]^2$.
7. Температурный коэффициент реакции $\gamma = 4$. Для увеличения скорости реакции в 64 раза необходимо увеличить температуру протекания реакции:
 а) на 16 градусов б) на 30 градусов в) на 40 градусов г) на 20 градусов.
8. При повышении температуры на 30°C скорость химической реакции возрастает в 64 раза. Температурный коэффициент реакции равен:
 а) 2 б) 3 в) 4 г) 5.
9. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры на 20°C , если температурный коэффициент равен 4?
 а) в 90 раз б) в 9 раз в) в 16 раз г) в 3 раза.
10. Уравнение для скорости прямой химической реакции $2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_{2(\text{г})}$ запишется следующим образом:
 а) $V = k[2\text{CO}] \cdot [\text{O}_2]^2$ б) $V = k[\text{CO}] \cdot [\text{O}_2]$ в) $V = k[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$
11. Во сколько раз увеличится скорость предыдущей реакции при увеличении давления в 3 раза?
 а) 12 б) 27 в) 6 г) 3
12. Скорость прямой реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ возрастает при
 а) увеличении концентрации азота;
 б) уменьшении концентрации азота;
 в) увеличении концентрации аммиака;
 г) уменьшении концентрации аммиака.
13. В каком случае понижение температуры и повышение давления в системе приводит к повышению выхода продукта реакции?
 а) $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_2 + \text{O}_2$, $\Delta H^0 > 0$
 б) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$, $\Delta H^0 < 0$
 в) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$, $\Delta H^0 > 0$
 г) $\text{C}_{(\text{тв.})} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_{(\text{г})}$ $\Delta_r H < 0$
14. При одновременном понижении температуры и давления равновесие сместится в сторону прямой реакции в случае
 а) $4\text{Al}_{(\text{тв.})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{тв.})}$ $\Delta_r H < 0$
 б) $\text{BaCO}_{3(\text{тв.})} = \text{BaO}_{(\text{тв.})} + \text{CO}_2$ $\Delta_r H > 0$
 в) $\text{C}_{(\text{тв.})} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_{(\text{г})}$ $\Delta_r H < 0$
 г) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$, $\Delta H^0 > 0$
15. В равновесной системе $3\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2\text{C} + \text{D}$ концентрация $[\text{C}] = 1$ моль/л, $[\text{A}] = 1,5$ моль/л. Укажите исходную концентрацию вещества А.
16. При начальной концентрации фосгена $[\text{COCl}_2] = 2,2$ моль/л и равновесной концентрации оксида углерода(II) $[\text{CO}] = 0,2$ моль/л (исходные концентрации оксида углерода(II) и хлора равны нулю) константа равновесия $K_{\text{равн}}$ (в моль/л) реакции

$$\text{COCl}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{Cl}_2$$

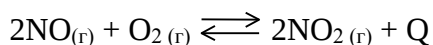
 равна
 а) 50 б) 0,018 в) 0,02 г) 55.
17. Равновесие гомогенной системы $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $[\text{H}_2\text{O}] = 0,14$; $[\text{Cl}_2] =$

0,14; $[HCl] = 0,20$; $[O_2] = 0,32$. Вычислите константу равновесия данной реакции и исходные концентрации хлороводорода и кислорода.

18. При увеличении давления химическое равновесие не смещается в системе:

- а) $CO_{(г)} + Cl_{2(г)} = COCl_{2(г)}$ б) $CO_{2(г)} + C_{(тв)} = 2 CO_{(г)}$
в) $2 CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2 CO_{2(г)}$ г) $C_{(тв)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$

19. Химическое равновесие в системе



смещается в сторону образования продукта реакции при

- а) повышении давления; б) повышении температуры;
в) понижении давления; г) применении катализатора

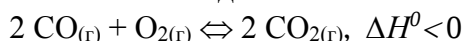
20. Катализатор ускоряет химическую реакцию благодаря:

- а) снижению энергии активации; б) повышению энергии активации;
в) уменьшению теплоты реакции; г) увеличению теплоты реакции.

21. В каком случае имеет место каталитическая реакция:

- а) интенсивность горения угля возрастает после его измельчения;
б) скорость реакции горения фосфора повышается при внесении в атмосферу реакции чистого кислорода;
в) скорость реакции разложения пероксида водорода увеличивается при внесении в него оксида марганца(IV);

22. В реакционной системе в равновесии находятся:



Чтобы сместить равновесие реакции вправо, необходимо:

- а) увеличить концентрацию CO_2 ; б) увеличить давление в системе;
в) повысить температуру;

Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции.

1. Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называют:

- а) кинетическими; б) стехиометрическими;
в) окислительно-восстановительными; г) ионными.

2. Окислитель – это атом, молекула или ион, который:

- а) увеличивает свою степень окисления; б) принимает электроны;
в) окисляется; г) отдает свои электроны.

3. Степень окисления – это:

- а) отрицательный логарифм концентрации ионов окислителя в растворе;
б) условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что связи в молекуле ионные;
в) число, показывающее, со сколькими одновалентными атомами может соединяться атом данного элемента;
г) условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что связи в молекуле ковалентные.

4. Процесс восстановления имеет место в случае, когда

- а) нейтральные атомы превращаются в положительно заряженные ионы;
б) положительный заряд иона уменьшается;
в) отрицательный заряд иона уменьшается;
г) положительный заряд иона увеличивается.

5. Процесс окисления имеет место в случае, когда

- а) нейтральные атомы превращаются в отрицательно заряженные ионы;
б) положительный заряд иона уменьшается;
в) отрицательный заряд иона уменьшается;
г) отрицательный заряд иона увеличивается.

6. Вещество HCl

- а) может быть только окислителем;
 б) может быть только восстановителем;
 в) может быть и окислителем и восстановителем;
 г) не вступает в окислительно-восстановительные реакции
7. Только окислительные свойства в ОВР проявляет:
 а) I⁻; б) NO₂⁻; в) NO₃⁻; г) O₂.
8. Какие из приведенных ниже схем выражают процесс восстановления:
 а) N⁺³ → N⁺⁵; б) N⁺² → N⁰; в) N⁻³ → N⁺².
9. Какие из приведенных ниже схем выражают процесс окисления:
 а) Fe⁺² → Fe⁰; б) Fe⁰ → Fe⁺²; в) Fe⁺³ → Fe⁺².
10. Окислительные свойства оксид серы (IV) проявляет в реакции:
 а) SO₂ + NaOH = NaHSO₃; б) SO₂ + Br₂ + 2H₂O = H₂SO₄ + 2HBr;
 в) SO₂ + 2H₂S = 3S + 2H₂O; г) 2SO₂ + O₂ = 2SO₃
11. Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и веществом, которое является в ней восстановителем.

СХЕМА РЕАКЦИИ

ВОССТАНОВИТЕЛЬ

- | | |
|---|--------------------|
| 1) Si + C → SiC | а) Si |
| 2) NO ₂ + Mg → MgO + N ₂ | б) C |
| 3) SO ₂ + O ₂ → SO ₃ | в) Mg |
| 4) NO ₂ + SO ₂ → SO ₃ + NO | г) NO ₂ |
| | д) SO ₂ |
| | е) O ₂ |
12. Расставьте коэффициенты в схеме окислительно-восстановительных реакции, используя метод электронно-ионного баланса. Определите окислитель и восстановитель, вычислите молярные массы их эквивалентов.
- KMnO₄ + H₂S + H₂SO₄ → MnSO₄ + S + K₂SO₄ +
13. FeS + HNO₃ → Fe(NO₃)₂ + S + NO + H₂O
14. NaCrO₂ + PbO₂ + NaOH → Na₂CrO₄ + Na₂PbO₂ + H₂O
15. Cr₂(SO₄)₃ + H₂O₂ + KOH → K₂CrO₄ + K₂SO₄ + H₂O
16. K₂Cr₂O₇ + H₂S + H₂SO₄ → S + Cr₂(SO₄)₃ + K₂SO₄ + H₂O
17. NaCrO₂ + Br₂ + NaOH → Na₂CrO₄ + NaBr + H₂O
18. NaBr + MnO₂ + H₂SO₄ → Na₂SO₄ + Br₂ + MnSO₄ + H₂O
19. HClO₄ + SO₂ + H₂O → H₂SO₄ + HCl
20. S + KClO₃ + H₂O → Cl₂ + K₂SO₄ + H₂SO₄

Тема 7. Растворы. Способы расчета концентраций. Коллигативные свойства растворов.

1. Для приготовления 500 г 10% раствора CuSO₄ необходимо взвесить г соли и взятьмл воды.
2. В 80 г воды растворили 20 г вещества. Концентрация полученного раствора:
 а) 20% б) 25% в) 0,25 M г) 0,25 н
3. Укажите массу серной кислоты, необходимую для нейтрализации 2 моль гидроксида калия:
 а) 49 г б) 98 г в) 56 г г) 112 г
4. Выражение «раствор с массовой долей 3%» означает:
 а) в 100 г воды растворено 3 г соли; б) в 97 г воды растворено 3 г соли;
 в) в 103 г раствора содержится 3 г соли; г) в 100 мл раствора содержится 3 г соли.
5. Число молей KOH в 250 мл 0,2 M раствора равно:
 а) 0,05; б) 0,25; в) 0,5; г) 0,1.
6. Масса NaOH, содержащаяся в 500 мл 0,6 M раствора равна:
 а) 12 г; б) 24 г; в) 130 г; г) 48 г.
7. Чему равна молярная концентрация раствора, полученного разбавлением 250 мл 3 M раствора до 1 л:
 а) 3,0; б) 1,2; в) 0,75; г) 1,5.

8. Какая из перечисленных ниже смесей является раствором:
 а) порошок мела и вода; б) капли воды и воздух;
 в) сплав золота и серебра; г)
9. Какой раствор может находиться в контакте с кристаллами растворенного вещества?
 а) ненасыщенный; б) насыщенный; в) пересыщенный; г) коллоидный.
10. В воде массой 150 г растворили калий массой 19,5 г. Какова массовая доля (%) вещества гидроксида калия в полученном растворе?
11. Титр раствора серной кислоты 0,0049 г/мл. Какова нормальность этого раствора?
12. Медный купорос массой 10 г растворили в воде массой 50 г. Определите массовую долю (%) сульфата меди(II) в полученном растворе.
13. Сколько миллилитров 40% серной кислоты (плотность 1,30 г/см³) надо взять для приготовления 2л 2н раствора?
14. В 300 мл воды растворили 10 г оксида натрия. Определите массовую долю (%) гидроксида натрия в полученном растворе.
15. На титрование 10 мл раствора серной кислоты пошло 15 мл 0,5 н. раствора щелочи. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов раствора серной кислоты и его титр.
16. Каким будет давление пара раствора при 65 °С, если он содержит сахарозу C₁₂H₂₂O₁₁ массой 13,68 г в воде массой 90,00 г, а давление водяного пара при той же температуре равно 25,0 кПа?
17. Раствор, содержащий 0,512 г неэлектролита в 100 г бензола, кристаллизуется при 5,296 °С. Вычислите молекулярную массу растворенного вещества.
18. Осмотическое давление раствора мочевины ((NH₂)₂CO) при 0°С равно 6,8·10⁵ Па. Найдите ее массу в 1 дм³ раствора.
19. Давление пара раствора, содержащего 0,05 моль вещества в воде массой 90 г, равно 52,47 кПа при 34 °С. Чему равно давление пара воды при этой температуре?
20. Чему равна молярная масса растворенного в 500 г бензола неэлектролита массой 76,1 г, если T_{зам} понизилась с 5,4 °С до 0,3 °С?
21. Определите осмотическое давление при 20 °С раствора сахара с массовой долей C₁₂H₂₂O₁₁ 4% и плотностью 1,014 г/см³. Ответ выразите в Па и атм.
22. Для того чтобы повысить температуру кипения воды на 1,04°С необходимо в 500 г воды растворить ____ г глюкозы (M_г= 180), E (H₂O) = 0,52 град·кг/моль .
 а) 90 б) 180 в) 360 г) 240

Тема 8. Равновесия в растворах электролитов.

1. Степень диссоциации электролита не зависит от
 а) природы растворителя; б) объема раствора;
 г) природы электролита; г) концентрации растворенного вещества
2. Укажите формулу вещества, которое в водном растворе диссоциирует ступенчато:
 а) H₂S; б) NH₄OH; в) NaKSO₄; г) Fe₂(SO₄)₃.
3. Сколько ионов образуется при диссоциации молекулы (NH₄)₂SO₄:
 а) 2; б) 4; в) 9; г) 3.
4. В водном растворе угольной кислоты наибольшей является концентрация:
 а) H₂CO₃; б) H⁺; в) CO₃²⁻; г) HCO₃⁻.
5. Отметьте формулу сильного электролита в водном растворе:
 а) CH₃COOH; б) NH₄OH; в) K₂SO₄; г) HNO₂.
6. Укажите формулу слабого электролита в водном растворе:
 а) NaCl; б) HNO₃; в) HCl; г) Al(OH)₃.
7. Выберите формулу вещества, которое в водном растворе при диссоциации не образует хлорид-ионов:
 а) KCl; б) KClO₃; в) NH₄Cl; г) (CaOH)Cl.

8. Только сильные электролиты перечислены в ряду:
 а) KOH, HNO₃, H₂SO₄;
 б) H₂S, H₂SO₃, H₂SO₄;
 в) MgCl₂, CH₃COOH, NaOH;
 г) H₂S, CH₃COOH, H₂SO₃;
9. Если в растворе увеличивается концентрация ионов водорода, то:
 а) численное значение pH раствора растет;
 б) концентрация гидроксид-ионов растет;
 в) численное значение pH раствора уменьшается.
10. Чему равна концентрация OH⁻ в растворе, в котором концентрация ионов водорода равна 10⁻¹ моль/л:
 а) 10⁻¹ моль/л; б) 10⁻¹³ моль/л; в) 10⁻⁶ моль/л; г) 10⁻² моль/л.
11. Чему равен pH 0,01 M раствора HNO₃:
 а) 1; б) 2; в) 12; г) 0,01.
12. Чему равен pH 0,01 M раствора KOH:
 а) 0,01; б) 2; в) 12; г) 9.
13. Определить [H⁺] и [OH⁻] в растворе, pH которого равен 6,2.
14. Малиновая окраска фенолфталеина в растворе:
 а) Ca(OH)₂; б) HNO₃; в) Cl₂; г) NaCl
15. Наличие хлороводорода в растворе нельзя определить с помощью:
 а) фенолфталеина; б) лакмуса; в) метилового оранжевого.
16. Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 M растворе равна 1,34·10⁻². Найти константу диссоциации кислоты. Составьте уравнение процесса электролитической диссоциации.
17. Найдите степень диссоциации хлорноватистой кислоты HOCl в 0,2 M растворе. Каким будет pH этого раствора? ($K_{\text{дис.}} = 5,0 \cdot 10^{-8}$).
18. Раствор синильной кислоты HCN имеет pH 6. Какова молярная концентрация этого раствора? ($K_{\text{дис.}} = 7,9 \cdot 10^{-10}$)
19. Раствор борной кислоты H₃BO₃ с концентрацией 2·10⁻³ моль/л имеет pH 6. Найдите значение $K_{\text{дисс.}}$ борной кислоты по первой ступени.
20. Имеется раствор слабого электролита HCN с концентрацией C = 0,1 моль/л. Напишите уравнение диссоциации, выражение константы диссоциации ($K_{\text{дис.}}$) и ее величину. Рассчитайте степень диссоциации, концентрацию [H⁺] в растворе и pH раствора. Назовите индикатор, который будет менять цвет в этом растворе и его окраску.
21. Какая соль в водном растворе подвергается гидролизу по аниону?
 а) BaSO₄; б) CuCl₂; в) Zn(NO₃)₂; г) K₂S.
22. Щелочную среду имеет водный раствор соли:
 а) хлорид аммония; б) карбонат калия; в) сульфат бария; г) нитрат магния.
23. Кислая реакция среды в растворе соли:
 а) Na₃PO₄; б) KCl; в) Na₂CO₃; г) ZnSO₄
24. Гидролиз идет до конца при растворении в воде соли:
 а) AlCl₃; б) Al₂(SO₄)₃; в) Al(NO₃)₃; г) Al₂S₃
25. Щелочную среду имеет раствор:
 а) Pb(NO₃)₂; б) NaNO₃; в) NaCl; г) Na₂CO₃
26. Установите соответствие между названием соли и типом гидролиза ее в водном растворе.

НАЗВАНИЕ СОЛИ

ТИП ГИДРОЛИЗА

- | | |
|---------------------|------------------------|
| 1) сульфид алюминия | а) по катиону |
| 2) сульфид натрия | б) по аниону |
| 3) нитрат магния | в) по катиону и аниону |
| 4) сульфит калия | |
27. Нейтральный раствор соли получают при растворении в воде:

- а) KNO_2 ; б) MnCl_2 ; в) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; г) NH_4Cl .
28. Из приведенных ниже солей по катиону гидролизуеться:
- а) CH_3COOK ; б) ZnCl_2 ; в) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; г) Rb_2S .
29. Из приведенных ниже солей и по катиону и по аниону гидролизуеться:
- а) NH_4Cl ; б) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$; в) CH_3COONa ; г) NaCl .
30. Имеется раствор соли FeCl_3 напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза и выражение константы гидролиза по I ступени ($K_{\text{г1}}$). Укажите среду в растворе соли. Рассчитайте pH в 0,01 M растворе соли. Чтобы подавить гидролиз соли, в раствор соли надо добавить: (приведите примеры не менее двух веществ, относящихся к различным классам).
31. Гидролиз хлорида алюминия по первой ступени соответствует запись
- а) $\text{AlCl}_3 \leftrightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cl}^-$
 б) $\text{Cl}^- + \text{HON} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{OH}^-$
 в) $\text{Al}^{3+} + \text{HON} \leftrightarrow \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$
 г) $\text{AlOHCl}_2 + \text{HON} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl}$
32. Ионным уравнением $\text{S}^{2-} + \text{HON} \leftrightarrow \text{HS}^- + \text{OH}^-$ описывается гидролиз соли:
- а) сульфида калия; б) гидросульфида калия;
 в) сульфида аммония; г) гидросульфида бария.
33. В результате гидролиза по первой ступени карбоната натрия образуется
- а) сильная кислота и $\text{pH} < 7$; б) сильное основание и $\text{pH} > 7$;
 в) сильная кислота и $\text{pH} > 7$; г) сильное основание и $\text{pH} < 7$.
34. Константы диссоциации сернистой кислоты H_2SO_3 по ступеням равны: $K_1=1,7 \cdot 10^{-2}$ и $K_2=6,2 \cdot 10^{-8}$. Значение pH 0,1 M раствора сульфита натрия (Na_2SO_3) равно
- а) 9,2 б) 10,1 в) 6,4 г) 5,8.
35. Добавление каких из перечисленных ниже веществ к раствору соли из предыдущего задания подавит ее гидролиз: а) HCl ; б) NaOH , в) K_3PO_4 , г) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?
36. Константы диссоциации гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ по ступеням равны: $K_1=7 \cdot 10^{-9}$, $K_2=2 \cdot 10^{-9}$ и $K_3=10^{-9}$. Значение pH 0,5 M раствора нитрата алюминия ($\text{Al}(\text{NO}_3)_3$) равно
- а) 3,35 б) 2,65 в) 4,15 г) 5,72.
37. Добавление каких из перечисленных ниже веществ к раствору соли из предыдущего задания усилит ее гидролиз: а) HCl ; б) NaOH , в) CuCl_2 , г) Na_2S ?
38. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ по первой ступени имеет вид:
- а) $\text{Pb}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow (\text{PbOH})^+ + \text{H}^+$ б) $(\text{PbOH})^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$
 в) $\text{PbOH}^+ \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{OH}^-$ г) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$
- Запишите выражение для константы гидролиза, соответствующее данному уравнению (через равновесные концентрации и через K_{W}).
39. Дан раствор соли: Na_2SiO_3 . Написать уравнения гидролиза по всем ступеням в ионной и молекулярной формах, указать среду, записать выражения для $K_{\text{гидр}}$ по первой ступени через равновесные концентрации и через K_{W} . Рассчитать pH в 0,05 M растворе ($K_{\text{дис. I}}(\text{H}_2\text{SiO}_3)=2,2 \cdot 10^{-10}$, $K_{\text{дис. II}}(\text{H}_2\text{SiO}_3)=1,6 \cdot 10^{-12}$). Какие вещества надо добавить в раствор, чтобы подавить гидролиз?
40. Вычислить произведение растворимости PbBr_2 при 25°C , если растворимость соли при этой температуре равна $1,32 \cdot 10^{-2}$ моль/л.
41. Исходя из произведения растворимости карбоната кальция, найти массу CaCO_3 , содержащуюся в 100 мл его насыщенного раствора. ($\text{ПР CaCO}_3 = 5 \cdot 10^{-9}$)

Тема 9. Комплексные соединения.

1. Дано комплексное соединение $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$.

2. $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
3. $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
4. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Br}_2$
5. $\text{K}_3[\text{AlF}_6]$
6. $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$
7. $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$
8. $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
9. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
10. $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$

Назовите его и укажите: а) внутреннюю и внешнюю сферы, их заряды; б) атом-комплексобразователь, его координационное число и заряд; в) лиганды и их заряды; г) для иона комплексобразователя напишите электронную формулу; укажите, сколько и какие его атомные орбитали, на ваш взгляд, участвуют в образовании связи; г) напишите уравнения диссоциации этого соединения в водном растворе и выражение для константы нестойкости комплексного иона.

Паспорт контрольной работы

по дисциплине «Общая и неорганическая химия», 1 семестр

1. Методика оценки

Контрольная работа проводится по теме Строение атома. Периодическое изменение свойств элементов. ОВР и включает 9 заданий. Задания 1 - 5 выбираются по дидактической единице «Общая химия» и соответствуют теме «Строение атома. Периодическая зависимость свойств элементов и их соединений от электронного строения атома». Задания 6 - 9 выбираются по дидактической единице «Неорганическая химия» и соответствуют теме «ОВР их классификация, методы расстановки коэффициентов».

Контрольная работа выполняется в письменной форме, проводится во время консультаций, время выполнения 45 минут, срок проведения 11 – 12 недели.

Большинство заданий составлены в тестовой форме. Задания 1–4, 8 заключаются в выборе правильного ответа из предложенных. В заданиях 6-7 требуется навести соответствие между вариантом ответа и категорией. Задания 5 и 9 требуют развернутого ответа.

Максимальное число баллов за контрольную работу - 10. Задания с номерами 1-8 оцениваются в 1 балл, задание 9 – 2 балла.

Оцениваемыми параметрами при выполнении всех заданий является правильность выбора ответа, а также знание теоретического материала по указанной теме и умение применять его для решения конкретных заданий.

2. Критерии оценки

- Контрольная работа считается **невыполненной**, если уровень при выполнении заданий не отвечает большинству основных требований компетенций ОПК.1, ОПК.3, ПК.16, ПК.18; верно решено менее 50% заданий. Студент не знает основные определения и законы. Оценка составляет менее 5 баллов.
- Работа выполнена на **пороговом** уровне, отвечающем большинству требований компетенций ОПК.1, ОПК.3, ПК.16, ПК.18. Студент знает основные определения и законы, но не умеет выстроить логическую связь их применения при выполнении заданий. Верно решено 50% заданий с номерами 1 – 8 и частично сделано задание 9. Оценка составляет 5-6 баллов.
- Работа выполнена на **базовом** уровне, отвечающем всем основным требованиям компетенций ОПК.1, ОПК.3, ПК.16, ПК.18; студент знает все основные определения и законы, правильно их применяет, но при этом верно решено 70% заданий с номерами 1 - 8, а в задании 9 правильно определены процессы окисления – восстановления, составлены уравнения полуреакций, но допущены незначительные погрешности в расстановке коэффициентов. Оценка составляет 7-8 баллов.
- Работа считается выполненной **на продвинутом** уровне, если она отвечает всем требованиям компетенций ОПК.1, ОПК.3, ПК.16, ПК.18; студент знает все основные

определения и законы, правильно их применяет, им выполнены все задания, использован правильный алгоритм расстановки коэффициентов в задании 9. Оценка составляет 9-10 баллов.

3. Шкала оценки

В общей оценке по дисциплине баллы за контрольную работу являются частью общей оценки и учитываются в соответствии с правилами балльно-рейтинговой системы, приведенными в рабочей программе дисциплины.

Количество баллов, полученное в результате выполнения РГР и контрольной работы, а также за ответы на теоретические вопросы при защите лабораторных работ, составляющих общую сумму баллов за текущую аттестацию, суммируется с баллами, полученными за промежуточную аттестацию. По сумме баллов выставляется общая оценка по дисциплине в соответствии с таблицей 1 (Паспорт экзамена).

Студенту, получившему максимальное суммарное число баллов (55 и более) в результате текущей аттестации, преподаватель вправе выставить общую оценку «отлично» без проведения процедуры промежуточной аттестации.

Если студент в течение семестра по итогам текущей аттестации не набрал минимального количества баллов (30 баллов), то он не допускается к экзамену во время зачетно-экзаменационной сессии и ему предлагается изучить дисциплину повторно (частично или полностью) на платной основе. В этом случае не отменяются правила аттестации по курсу и для допуска к экзамену необходимо набрать минимальное количество баллов.

4. Пример варианта контрольной работы

Строение атома. Периодическое изменение свойств элементов. ОВР.

Вариант № .

- Среди указанных атомных частиц, состав которых определен по числу протонов (р), нейтронов (n) и электронов (е), разными изотопами одного химического элемента являются частицы состава
 - 20р 20n 20е и 19р 20n 19е
 - 19р 20n 18е и 18р 22n 18е
 - 19р 20n 18е и 20р 20n 18е
 - 19р 20n 19е и 19р 22n 19е
- Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел $n = 3$, $l = 0$, $m_l = 0$, этот атом относится к...
 - s-элементам
 - p-элементам
 - d-элементам
 - f-элементам
- В атоме азота 7 протонов и 7 электронов. В ионе N^{-3}
 - 7 протонов и 7 электронов
 - 10 протонов и 7 электронов
 - 7 протонов и 10 электронов
 - 4 протона и 10 электронов
- Кислотные свойства наиболее ярко выражены у вещества, формула которого:
 - H_3N ;
 - H_2S ;
 - HCl ;
 - HF
- Электронная формула внешнего электронного слоя атома химического элемента $...3s^23p^5$. Определите этот элемент, составьте формулы его высшего оксида и соответствующего гидроксида, летучего водородного соединения. Какими свойствами (основными, кислотными или амфотерными) они обладают? Составьте графическую

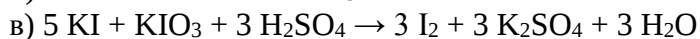
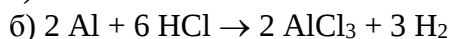
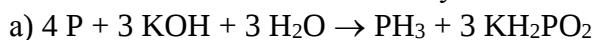
формулу для внешнего электронного уровня этого элемента и определите: квантовые числа для электронов, находящихся на нем; валентные возможности данного атома.

6. Установите соответствие между формулой соединения и степенью окисления хрома в нем:

Формула соединения	Степени окисления хрома
А) KCrO_3Cl	1) 0
Б) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	2) +2
В) CrOF	3) +3
Г) $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$	4) +4
	5) +5
	6) +6

7. Какие из следующих веществ могут быть: а) только окислителями; б) только восстановителями; в) и окислителями и восстановителями
 S , H_2S , SO_3 , SO_2 , H_2SO_4 , K_2SO_3 .

8. Укажите тип каждой из следующих ОВР.



9. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение ОВР, протекающее по схеме:



Обозначьте процессы. Определите окислитель и восстановитель и массы их эквивалентов.

Паспорт расчетно-графической работы

по дисциплине «Общая и неорганическая химия», 1 семестр

1. Методика оценки

В рамках расчетно-графической работы по дисциплине студенты должны на основе уравнения реакции и численных значений, заданных в таблице, а также справочных данных для своего варианта провести термодинамический расчет и сделать вывод о направленности протекания предложенного химического процесса.

При выполнении задания необходимо рассчитать величины стандартных изменений энтальпии реакции $\Delta_r H_{298}^\circ$, энтропии реакции $\Delta_r S_{298}^\circ$, энергии Гиббса $\Delta_r G_{298}^\circ$, по которым сделать вывод о тепловом эффекте реакции и возможности протекания заданного процесса в прямом направлении. Рассчитав температуру T_p , при которой равновероятны оба направления реакции, студентам необходимо построить график зависимости $\Delta_r G^0$ от T предварительно рассчитав значения энергии Гиббса в точках $T_1 = T_p - 100$ и $T_2 = T_p + 100$. На графике отметить область самопроизвольного течения процесса. Исходя из формулы $\Delta_r G_T^\circ = -RT \cdot \ln K_p$ (изотерма Вант-Гоффа), студенты должны рассчитать значения констант равновесия в точках $T_1 = T_p - 100$ и $T_2 = T_p + 100$ и сделать вывод о влиянии температуры на смещение равновесия в предложенном процессе.

Титульный лист РГР должен содержать названия министерства, ВУЗа, факультета и кафедры на которой выполнялась РГР. Ниже должна содержаться фраза «Расчетно-графическая работа по дисциплине «Общая и неорганическая химия» на тему «Закономерности протекания химических процессов». Далее содержится фраза «Выполнил: студент» с указанием группы студента, его фамилии с инициалами и номера варианта. Ниже указывается преподаватель, проверивший РГР. Внизу титульного листа указывается город и год выполнения РГР.

Обязательными структурными частями РГР являются исходная таблица данных с включенными в нее необходимыми справочными величинами, расчет значений основных функций (энтальпия, энтропия, энергия Гиббса) и равновесной температуры T_p с приведением формул расчета. Должен присутствовать график зависимости $\Delta_r G^0$ от T , на котором должна быть заштрихована область самопроизвольного течения процесса. Должны быть рассчитаны значения констант равновесия при указанных температурах и проанализирована полученная зависимость (сделан вывод).

Оцениваемыми позициями являются наличие всех пунктов задания и правильность их выполнения.

Максимальное число баллов за выполнение РГР – 18.

2. Критерии оценки

- Работа считается **не выполненной**, если она не отвечает большинству требований компетенций ОПК.1, ОПК.3, ПК.16, ПК.18; не освоено теоретическое содержание курса; студент не знает и не дает основные определения и закономерности изучаемых процессов; предлагаемые расчеты проведены неправильно с использованием неверного теоретического материала, не указаны единицы измерения рассчитываемых функций, не сделаны требуемые в задании выводы. Отсутствует график зависимости $\Delta_r G^0$ от T , не проанализирована зависимость K_p от температуры. Оценка составляет менее 9 баллов.
- Работа считается выполненной **на пороговом** уровне, отвечающем большинству требований компетенций ОПК.1, ОПК.3, ПК.16, ПК.18; теоретическое содержание курса освоено частично, но пробелы не носят существенного характера; студент дает основные определения; знает основные закономерности изучаемых процессов; при выполнении расчетов использован правильный теоретический материал, но расчет требуемых величин выполнен ошибками, сделанные выводы недостаточно обоснованы, есть ошибки в графическом представлении зависимости или в анализе величины K_p . Оценка составляет 9 – 11 баллов.
- Работа считается выполненной **на базовом** уровне, отвечающем всем основным требованиям компетенций ОПК.1, ОПК.3, ПК.16, ПК.18; теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов; студент дает все определения; знает все закономерности изучаемых процессов; при выполнении расчетов использован правильный теоретический материал и они проведены в полном объеме, но с небольшими недочетами в оформлении, правильно сформулированы выводы, но есть незначительные ошибки в графическом представлении результатов или анализе требуемых зависимостей. Оценка составляет 12-15 баллов.
- Работа считается выполненной **на продвинутом** уровне, если она отвечает всем требованиям компетенций ОПК.1, ОПК.3, ПК.16, ПК.18; теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов; студент дает все определения; знает все закономерности изучаемых процессов и правильно применяет их для описания наблюдаемых явлений; при проведении расчетов использован правильный теоретический материал, все необходимые расчеты и обоснования выполнены без в полном объеме, без ошибок построены и проанализированы требуемые зависимости. Оценка составляет 16-18 баллов.

3. Шкала оценки

В общей оценке по дисциплине баллы за РГР являются частью общей оценки и учитываются в соответствии с правилами балльно-рейтинговой системы, приведенными в рабочей программе дисциплины.

Количество баллов, полученное в результате выполнения РГР и контрольной работы, а также за ответы на теоретические вопросы при защите лабораторных работ, составляющих общую сумму баллов за текущую аттестацию, суммируется с баллами, полученными за промежуточную аттестацию. По сумме баллов выставляется общая оценка по дисциплине в соответствии с таблицей 1 (Паспорт экзамена).

Студенту, получившему максимальное суммарное число баллов (55 и более) в результате текущей аттестации, преподаватель вправе выставить общую оценку «отлично» без проведения процедуры промежуточной аттестации.

Если студент в течение семестра по итогам текущей аттестации не набрал минимального количества баллов (30 баллов), то он не допускается к экзамену во время зачетно-экзаменационной сессии и ему предлагается изучить дисциплину повторно

(частично или полностью) на платной основе. В этом случае не отменяются правила аттестации по курсу и для допуска к экзамену необходимо набрать минимальное количество баллов.

4. Примерный перечень типовых заданий РГР

Задания в РГР соответствуют темам дидактической единицы «Общая химия».

Дано уравнение реакции (см. ваш вариант в таблице).

Номер варианта	Уравнение реакции $A + B = C + D$	m , г	V , л
1.	$2 \text{PH}_{3(\text{г.})} + 4 \text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_{5(\text{тв.})} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$	7,1 (C)	
2.	$4 \text{NH}_{3(\text{г.})} + 3 \text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2 \text{N}_{2(\text{г.})} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$		22,4 (B)
3.	$\text{CH}_{4(\text{г.})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{г.})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{г.})} + 4 \text{H}_{2(\text{г.})}$		11,2 (C)
4.	$2 \text{S}_{(\text{тв.})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{г.})} \rightarrow \text{O}_{2(\text{г.})} + 2 \text{H}_2\text{S}_{(\text{г.})}$	12,8 (A)	
5.	$\text{CO}_{2(\text{г.})} + 2 \text{SO}_{3(\text{г.})} \rightarrow \text{CS}_{2(\text{г.})} + 4 \text{O}_{2(\text{г.})}$		33,6 (D)
6.	$2 \text{H}_2\text{S}_{(\text{г.})} + \text{SO}_{2(\text{г.})} \rightarrow 3 \text{S}_{(\text{тв.})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{г.})}$	27 (D)	
7.	$\text{CH}_{4(\text{г.})} + \text{CO}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2 \text{CO}_{(\text{г.})} + 2 \text{H}_{2(\text{г.})}$		4,5 (A)
8.	$2 \text{PCl}_{5(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2 \text{POCl}_{3(\text{ж.})} + 2 \text{Cl}_{2(\text{г.})}$	14 (D)	
9.	$2 \text{NH}_{3(\text{г.})} + \text{SO}_{3(\text{г.})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г.})} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_{4(\text{тв.})}$	19,8 (D)	
10.	$2 \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{ж.})} + 3 \text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2 \text{CO}_{2(\text{г.})} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$		16,8 (B)
11.	$6 \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})} + 2 \text{N}_{2(\text{г.})} \rightarrow 4 \text{NH}_{3(\text{г.})} + 3 \text{O}_{2(\text{г.})}$		4,48 (C)
12.	$\text{CS}_{2(\text{г.})} + 3 \text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{г.})} + 2 \text{SO}_{2(\text{г.})}$	80 (B)	
13.	$2 \text{NO}_{(\text{г.})} + 2 \text{SO}_{2(\text{г.})} \rightarrow \text{N}_{2(\text{г.})} + 2 \text{SO}_{3(\text{г.})}$	90 (A)	
14.	$2 \text{NO}_{(\text{г.})} + 2 \text{H}_2\text{S}_{(\text{г.})} \rightarrow \text{N}_{2(\text{г.})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{г.})} + 2 \text{S}_{(\text{тв.})}$		5,6 (A)
15.	$\text{C}_2\text{H}_{4(\text{г.})} + 3 \text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2 \text{CO}_{2(\text{г.})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$		8,96 (C)
16.	$2 \text{CH}_{4(\text{г.})} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_{2(\text{г.})} + 3 \text{H}_{2(\text{г.})}$	9,5 (D)	
17.	$2 \text{C}_6\text{H}_6_{(\text{ж.})} + 15 \text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow 12 \text{CO}_{2(\text{г.})} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$	58,5 (A)	
18.	$2 \text{AsCl}_{3(\text{г.})} + 3 \text{H}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2 \text{As}_{(\text{г.})} + 6 \text{HCl}_{(\text{г.})}$		10,08 (D)
19.	$\text{SiH}_{4(\text{г.})} + 2 \text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{г.})} + \text{SiO}_{2(\text{тв.})}$	17,5 (D)	
20.	$\text{SiCl}_{4(\text{г.})} + 2 \text{H}_{2(\text{г.})} \rightarrow \text{Si}_{(\text{тв.})} + 4 \text{HCl}_{(\text{г.})}$	9,8 (C)	
21.	$\text{CS}_{2(\text{г.})} + 4 \text{H}_{2(\text{г.})} \rightarrow \text{CH}_{4(\text{г.})} + 2 \text{H}_2\text{S}_{(\text{г.})}$		16,8 (A)
22.	$2 \text{BCl}_{3(\text{г.})} + 3 \text{H}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2 \text{B}_{(\text{тв.})} + 6 \text{HCl}_{(\text{г.})}$	54 (C)	
23.	$\text{CS}_{2(\text{г.})} + 2 \text{Cl}_{2(\text{г.})} \rightarrow \text{CCl}_{4(\text{г.})} + 2 \text{S}_{(\text{тв.})}$	11,2 (D)	
24.	$2 \text{CO}_{(\text{г.})} + \text{SO}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2 \text{CO}_{2(\text{г.})} + \text{S}_{(\text{тв.})}$		61,6 (B)
25.	$2 \text{H}_2\text{S}_{(\text{г.})} + 3 \text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2 \text{SO}_{2(\text{г.})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$	33,75 (D)	
26.	$\text{SO}_{2(\text{г.})} + 3 \text{F}_{2(\text{г.})} \rightarrow \text{SF}_{6(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})}$		72,8 (B)
27.	$2 \text{NaCl}_{(\text{тв.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ж.})} \rightarrow 2 \text{HCl}_{(\text{г.})} + \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{тв.})}$	29,25 (A)	
28.	$2 \text{Mg}(\text{NO}_3)_{2(\text{тв.})} \rightarrow 2 \text{MgO}_{(\text{тв.})} + 4 \text{NO}_{2(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})}$	51,8 (A)	

1. Из справочной литературы выпишите в виде таблицы значения стандартных термодинамических величин $\Delta_f H^0_{298}$, S^0_{298} , $\Delta_r G^0_{298}$.
2. Рассчитайте стандартное изменение энтальпии химической реакции $\Delta_r H^0_{298}$ и определите: а) является ли данная реакция экзо- или эндотермической; б) вычислите тепловой эффект реакции для заданной массы или объема одного из веществ (количество указано в таблице).
3. По виду уравнения, не прибегая к расчетам, определите знак изменения энтропии реакции $\Delta_r S^0_{298}$. Обоснуйте Ваш выбор. Подтвердите его расчетом. Сделайте вывод: какой из факторов – энтальпийный или энтропийный – способствует самопроизвольному протеканию процесса в прямом направлении?
4. Вычислите стандартное изменение энергии Гиббса $\Delta_r G^0_{298}$., исходя из справочных данных и по формуле $\Delta_r G^0_{298} = \Delta_r H^0_{298} - T \cdot \Delta_r S^0_{298}$, сравните полученные значения. Определите, в каком направлении при 298 К (прямом или обратном) будет протекать реакция. Почему?
5. Рассчитайте температуру T_p , при которой равновероятны оба направления реакции. При каких температурах, выше или ниже рассчитанной, более вероятно протекание реакции в прямом направлении?
6. Рассчитайте $\Delta_r G^0$ при $T_1 = T_p - 100$; $T_2 = T_p + 100$ и постройте график зависимости $\Delta_r G^0$ от T . Определите область температур самопроизвольного протекания реакции (заштрихуйте).
7. Вычислите значения константы равновесия $K_{равн}$ для температур T_p , T_1 , T_2 . Сравните полученные величины и сделайте вывод о влиянии температуры на величину $K_{равн}$ и смещение равновесия.

Теоретические вопросы для самостоятельного изучения теоретического материала и подготовки к практическим занятиям и лабораторным работам

по дисциплине Общая и неорганическая химия
(наименование дисциплины)

Тема 1. Основные понятия химии. Стехиометрические законы. Понятие "эквивалент" в химии. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура неорганических соединений. Ионно-молекулярные уравнения реакций.

1. Понятие о простых и сложных веществах. Бертоллиды и дальтониды.
2. Что показывает химическая формула соединения? Как вычислить процентное содержание элементов в соединениях? Как по процентному составу определить формулу соединения?
3. Какие основные классы неорганических соединений вам известны?
4. Оксиды (понятие). Номенклатура. Составление формул оксидов. Характер оксидов. Химические свойства.
5. Основания (понятие). Кислотность оснований. Номенклатура. Составление формул. Химические свойства.
6. Кислоты (понятие). Кислородсодержащие и бескислородные кислоты. Номенклатура. Составление формул кислот. Химические свойства.
7. Соли (понятие). Соли: средние, кислые, основные. Номенклатура. Составление формул. Химические свойства.
8. Какова взаимосвязь между основными классами неорганических соединений?
9. Каковы основные типы химических реакций? На каком законе основано составление уравнений химических реакций?
10. Какие основные законы соблюдаются при протекании химических реакций?
11. Что является единицей количества вещества?
12. Какими параметрами характеризуется газовое состояние вещества? Какие условия для газов считаются нормальными? Какова формулировка закона Авогадро и следствий из него?
13. Какую информацию можно извлечь из формулы химического соединения? Как определить формулу соединения по количеству продуктов его реакции?
14. Что представляет собой химическое уравнение и какую информацию оно позволяет получить?
15. Признаки необратимости реакций. Каковы правила составления ионно-молекулярных уравнений реакций?
16. Что такое эквивалент и фактор эквивалентности, $f_{\text{э}}$?
17. Что такое эквивалентная масса, $M_{\text{э}}$? Как находится эквивалентная масса, $M_{\text{э}}$?
18. Что такое эквивалентный объем, $V_{\text{э}}$? Для каких веществ используется это понятие? Как находится эквивалентный объем, $V_{\text{э}}$?
19. Как находится фактор эквивалентности для кислот при максимальном содержании эквивалентов в молекуле? Для оснований? Для солей?
20. Как находится фактор эквивалентности для солеобразующих оксидов в обменных реакциях?
21. Как найти эквивалент вещества, если дана конкретная реакция?
22. Как находится эквивалент вещества в окислительно-восстановительных реакциях?
23. Как формулируется закон эквивалентов? Какие преимущества имеют стехиометрические расчеты с использованием закона эквивалентов?

Тема 2. Строение атома. Периодический закон. Окислительно-восстановительные реакции.

24. Какие модели строения атома Вам известны? Какова современная модель строения атома?
25. Состав ядра атома. Изотопы.
26. Объяснить «двойственную природу» частиц микромира.
27. Дать определение понятиям «электронное облако», «атомная орбиталь АО», «радиус АО».
28. Квантовые числа и их использование для характеристики состояния электрона в атоме.
29. Какие принципы и правила заполнения электронных оболочек атомов известны? Что было бы, если бы не соблюдался принцип Паули? Правило Хунда?
30. На какие электронные семейства распределены все химические элементы? Почему?
31. Что такое электронная формула и ее графическое изображение?
32. Что такое «провал» электрона? Пример химического элемента, у которого такое явление наблюдается. В чем причина «провала» электрона?
33. Что понимают под орбитальным, эффективным, ковалентным, ионным радиусами? Почему значения таких радиусов могут не совпадать? С чем связана периодичность в изменении радиуса атомов?
34. Какие ионы называются изоэлектронными? Чем объяснить уменьшение радиусов изоэлектронных ионов в ряду As^{3-} , Se^{2-} , Br^- , Rb^+ , Sr^{2+} , Y^{3+} ?
35. Что такое энергия ионизации, сродство к электрону? В каких единицах они измеряются? С чем связана периодичность в их изменении?
36. Привести примеры использования понятия электроотрицательности элементов при определении: а) степени ионности связи; б) полярности связи. Учитывая разность относительных электроотрицательностей связи Э-О, определить изменение характера связи в оксидах элементов третьего периода.

Тема 3. Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия.

37. Почему атомы соединяются в молекулы?
38. Какие типы химической связи Вы знаете? Охарактеризуйте кратко каждый из них.
39. В чем состояла теория Льюиса-Ленгмюра? Как эта теория объясняла строение молекул фтора, фтороводорода, аммиака, кислорода, азота?
40. В чем сущность квантово-механического объяснения химической связи?
41. Какие Вы знаете свойства ковалентной связи? (насыщаемость и направленность)
42. Почему фтор во всех соединениях одновалентен, а другие галогены могут проявлять различную валентность?
43. Какие Вы знаете механизмы образования ковалентной связи? На примере NH_3 и NH_4^+ .
44. Что такое гибридизация атомных орбиталей? Какие виды гибридизации Вам известны? Определите геометрическую конфигурацию молекул: трифторид бора, гидрид бериллия. Тетрафторид кремния.
45. Что называется энергией связи? Как изменяется энергия связей при переходе от H_2O к H_2S , H_2Se , H_2Te ?
46. Что называется длиной связи? Как изменяется длина связи в ряду: $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$?
47. Перечислите основные положения Метода валентных связей.
48. Перечислите основные положения Метода молекулярных орбиталей. В чем преимущества этого метода перед МВС?
49. Почему водородная связь является специфическим взаимодействием? Почему она возникает? На какие свойства веществ влияет водородная связь?
50. Какие виды межмолекулярных взаимодействий Вы знаете? В чем их сущность?
51. Какие типы кристаллических решеток Вы знаете? Охарактеризуйте природу связи в каждой из них.
52. Перечислите физические свойства, характерные для твердых тел и жидкостей
53. Чем можно объяснить электрическую проводимость и теплопроводность твердых металлов?

Тема 4. Энергетические эффекты и термохимические расчеты.

54. Понятие о системе, фазе, параметрах и функциях состояния системы. Первый закон ТД. Внутренняя энергия системы.
55. Тепловой эффект реакции как результат изменения энтальпии системы. Стандартные энтальпии образования веществ.
56. Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствия из него. Расчет энтальпии реакции.
57. Второй закон ТД. Понятие энтропии и энергии Гиббса. Изменение энтропии и изобарно-изотермического потенциала как критерии самопроизвольного протекания химических процессов в изолированных и закрытых системах.

Тема 5. Химическая кинетика и равновесия

58. Что изучает химическая кинетика?
59. Что называется скоростью химической реакции (средней и мгновенной)? Почему в уравнении скорости химической реакции стоит знак «±»? Что нужно знать, чтобы рассчитать концентрацию реагента через 10 мин после начала реакции?
60. Что выражают кинетическая кривая и кинетическое уравнение химической реакции? Пусть протекает некоторая реакция $A \rightarrow B$. Изобразите кинетические кривые для веществ A и B .
61. Что называют периодом полупревращения?
62. Как по кинетической кривой найти:
А) скорость реакции в данный момент времени;
Б) период полупревращения для данной реакции?
63. Перечислите факторы, от которых зависит скорость химической реакции. Каков физический смысл константы скорости реакции? Как графически определить константу скорости реакции? Какие экспериментальные данные нужно для этого иметь?
64. Как зависит скорость реакции от температуры? Почему с увеличением температуры возрастает скорость реакции, независимо от того, проходит она с уменьшением или с увеличением энтальпии?
65. Запишите уравнение Аррениуса. Увеличится или уменьшится константа скорости реакции при снижении энергии активации реакции? Какова скорость реакции, если ее энергия активации равна нулю? Как графически можно определить энергию активации?
66. Перечислите известные Вам виды катализа. В чем состоят особенности каталитических процессов? Что такое автокатализ? Как катализатор влияет на энергию активации данной реакции? Положение равновесия?
67. Обратимые и необратимые химические реакции. Признаки состояния равновесия в системе.
68. Закон действующих масс для равновесия. Что такое константа равновесия и от чего она зависит? Как по величине константы равновесия определить, какие вещества – реагенты или продукты – преобладают в реакционной смеси?
69. Как связаны между собой изменение энергии Гиббса и константа равновесия?
70. Смещение химического равновесия под действием различных факторов. Принцип Ле-Шателье.

Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции.

71. Назвать по 5-6 веществ, являющихся только окислителями; только восстановителями; и окислителями и восстановителями.

72. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций электронно-ионным методом. Типы ОВР.
73. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, определить, какое из перечисленных веществ является наиболее сильным окислителем: KMnO_4 (в кислой среде), $\text{I}_{2(\text{т})}$, $\text{ZnSO}_{4(\text{р})}$.

Тема 7. Растворы. Способы расчета концентраций. Коллигативные свойства растворов.

74. По каким признакам растворы подразделяются на: а) истинные и коллоидные; б) жидкие и твердые; в) насыщенные и ненасыщенные; г) разбавленные и концентрированные?
75. Температура кипения и кристаллизации растворов электролитов. Какую цель преследуют, посыпая снег на тротуаре солью? Дать объяснение.
76. При какой температуре будет замерзать раствор, содержащий 30% (мас.) этилового спирта?
77. Явление осмоса, осмотическое давление разбавленных растворов неэлектролитов. Привести примеры. Почему клубника, посыпанная сахаром, дает сок?
78. Какая посуда используется для приготовления растворов заданной: а) процентной концентрации; б) молярной и нормальной концентраций? Как проверить точность их приготовления?
79. Как приготовить по одному литру одномолярного и 5%-го (по массе), $\rho = 1,033 \text{ г/см}^3$ растворов H_2SO_4 , исходя из 96%-го раствора кислоты с плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$?
80. Сколько миллилитров воды необходимо добавить к 200 мл 5 моль/л раствора HNO_3 для получения 2 моль/л раствора HNO_3 ?

Тема 8. Равновесия в растворах электролитов.

81. Напишите выражения для констант диссоциации следующих кислот: муравьиной, сероводородной, хлорноватистой, угольной, уксусной. Можно ли написать такие выражения для кислот азотной, хлорной, хлороводородной?
82. Предположим, что pH раствора увеличивается на 3 единицы. Как при этом изменяется концентрация гидроксид-ионов?
83. Имеются растворы двух кислот: азотной и уксусной с одинаковыми молярными концентрациями. В каком из растворов величина pH больше и почему?
84. Степень диссоциации некоторой кислоты HA в растворе с молярной концентрацией $0,2 \text{ моль/дм}^3$ равна 0,5. Рассчитайте величину константы диссоциации.
85. Как изменится pH раствора хлороводородной кислоты с концентрацией 1 М, если к нему добавить эквивалентное количество кристаллического ацетата натрия? Изменением объема можно пренебречь.
86. Вычислите величину pH раствора, полученного смешиванием равных объемов раствора гидроксида аммония с молярной концентрацией $0,1 \text{ моль/дм}^3$ и раствора хлорида аммония такой же молярной концентрации.
87. Вычислите растворимость гидроксида магния в водном растворе при $\text{pH} = 2$ и $\text{pH} = 12$. При каких условиях необходимо вести осаждение, чтобы оно было более полным?
88. Сравнить константы диссоциации кислот в ряду $\text{H}_4\text{SiO}_4 - \text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{SO}_4 - \text{HClO}_4$, указать, как изменяется сила кислот. Дать объяснения. Как изменяется склонность к гидролизу анионов в ряду $\text{SiO}_4^{4-} - \text{PO}_4^{3-} - \text{SO}_4^{2-} - \text{ClO}_4^-$? Указать зависимости между зарядом центрального атома, силой соответствующей кислоты и склонностью аниона к гидролизу.
89. Написать ионные, молекулярные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: K_2S , AlCl_3 , NH_4Cl , NH_4F , MgSO_4 . Указать характер среды растворов этих солей.

90. Каков состав продуктов, полученных при сливании водных растворов CrCl_2 и Na_2S ? Написать уравнения реакций, дать пояснения. Предложить способы получения сульфида хрома(III).

Тема 9. Комплексные соединения.

91. Почему явление комплексообразования для d -элементов характернее, чем для s - и p -элементов?
92. Привести примеры комплексных соединений с комплексным катионом, анионом, катионом и анионом, а также примеры нейтральных комплексов. Назвать эти соединения по международной номенклатуре. Записать ионные уравнения первичной и вторичной диссоциации, для комплексной частицы записать выражение для общей константы нестойкости.
93. Элементный анализ показал, что комплексное соединение имеет состав $\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}(\text{NO}_2)_2$. Как можно установить, какие кислотные остатки находятся во внутренней сфере?
94. Почему иодид серебра не растворяется в аммиаке?
95. При добавлении к раствору нитрата диамминсеребра(I) иодида калия выпадает осадок, а при добавлении хлорида калия – осадок не образуется. Чем это можно объяснить?

Тема 10. Техника лабораторных работ. Методы разделения и очистки веществ.

96. Общие правила работы в химической лаборатории, соблюдение техники безопасности.
97. Меры безопасности при работе с вредными и ядовитыми веществами: газообразными, жидкими, твердыми. Средства индивидуальной защиты.
98. Правила пожарной безопасности. Работа со спиртовками, горелками, электронагревательными приборами, легковоспламеняющимися веществами. Способы ликвидации возгораний. Средства пожаротушения.
99. Первая помощь при несчастных случаях (помощь при термических, химических ожогах, порезах, отравлениях различными веществами и др.).
100. Реактивы и обращение с ними. Классификация. Хранение.
101. Стеклохимическая посуда: общего назначения, специальная и мерная. Правила обращения. Мытье и сушка посуды.
102. Фарфоровая посуда. Использование.
103. Посуда из других материалов (металлическая, кварцевая и пр.).
104. Вспомогательные приспособления и материалы (штативы, держатели, пробки, шланги).
105. Измельчение и перемешивание веществ. Смешивание жидких и твердых веществ.
106. Техника приготовления растворов (кислот, щелочей, солей). Приготовление растворов приблизительной концентрации. Приготовление растворов точной концентрации. Фиксация.
107. Весы, их типы и правила взвешивания.
108. Нагревательные приборы и операция нагревания. Прокаливание химических веществ.
109. Измерение температуры. Правила обращения со стеклянными ртутными термометрами. Что делать если разбили термометр?
110. Фильтрация и центрифугирование. Декантация. Бумажные фильтры, их марки. Другие фильтрующие материалы. Фильтрация при пониженном давлении. Способы создания вакуума в лаборатории. Промывание осадков.
111. Высушивание. Методы. Осушающие вещества. Особенности высушивания веществ в различных агрегатных состояниях.
112. Дистилляция. Общие понятия. Перегонка при атмосферном давлении. Сублимация (возгонка).

113. Экстракция. Общие представления.
114. Выпаривание и упаривание. Общие понятия.
115. Кристаллизация. Способы кристаллизации веществ из растворов.
116. Охлаждение веществ, охлаждательные смеси, способы их приготовления.

Типовые задания для текущей аттестации на лабораторных и практических занятиях

по дисциплине Общая и неорганическая химия
(наименование дисциплины)

Тема 1. Основные понятия химии. Стехиометрические законы. Понятие "эквивалент" в химии. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура неорганических соединений. Ионно-молекулярные уравнения реакций.

Вариант №.

1. Приведите формулы указанных веществ:

Гидроортофосфат олова(II), бериллат натрия, дигидроксохлорид алюминия, метаарсенит натрия, селенистая кислота.

2. Дайте названия следующим соединениям:

NaCrO_2 , $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$, Cl_2O_7 , Na_3N , K_2SnO_3 .

3. Напишите уравнения реакций (в молекулярной и ионно-молекулярной формах), протекающих в водных растворах между следующими соединениями:

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$

4. Фактор эквивалентности H_2SO_4 равен 1 в следующих схемах химических реакций:

а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$; б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \dots$;

в) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$; г) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \dots$;

1) в, г; 2) а; 3) а, в; 4) б, в, г.

Чему равна $M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4)$ в этих реакциях?

5. Неизвестный металл массой 4,086 г вытесняет из раствора кислоты водород объемом 1,4 л (н.у.). Этот же металл такой же массы полностью реагирует с солью свинца массой 20,707 г. Определите неизвестный металл и вычислите значение молярной массы эквивалента соли свинца.

Тема 3. Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия.

Вариант №.

1. Водородная связь: механизмы образования, энергия, свойства, примеры соединений.
2. Выберите из списка вещества с преимущественно неполярными ковалентными связями: SiCl_4 , Br_2 , BrCl , P_4 , SO_2 , AlH_3 , C_2N_2 , Te_2 , WBr_5 , S_8 , для всех веществ укажите направление смещения электронов.
3. Используя представления о гибридизации орбиталей, опишите молекулы, определите их геометрическую конфигурацию, полярность молекул, укажите наличие несвязывающих электронных пар, σ - и π -связей, отметьте механизм образования связей (обменный или донорно-акцепторный), объясните причины отличия значений валентных углов от их характерных значений для данного типа гибридизации валентных орбиталей центрального атома:

CS_2 ($\angle \text{S-C-S} = 180^\circ$); OF_2 (sp^3 , $\angle \text{F-O-F} = 103^\circ$).

- Некоторое вещество при обычных условиях является газом, который образует двухатомные молекулы. Переход в твердое состояние у этого вещества происходит при температуре ниже -210°C . Как Вы думаете, какой тип кристаллической решетки образует это соединение в твердом состоянии и какой тип связи наблюдается в молекулах этого вещества?
- На примере азота и фосфора проанализируйте, насколько справедливо утверждение, что валентность элементов численно равна номеру группы периодической системы, в которой расположен элемент. Как правильно сформулировать это утверждение?

Тема 5. Химическая кинетика и равновесия.

Вариант №.

- При увеличении концентрации вещества **A** в два раза скорость возрастет в 4 раза в случае протекания реакции:

а) $\text{A}_{2(\text{г})} + \text{B}_{2(\text{г})} \rightarrow 2 \text{AB}_{(\text{г})}$	б) $\text{A}_{2(\text{г})} + \text{B}_{(\text{тв})} \rightarrow \text{BA}_{2(\text{тв})}$
в) $2 \text{A}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{B}_{(\text{г})}$	г) $2 \text{A}_{2(\text{тв})} + \text{B}_{(\text{г})} \rightarrow \text{C}_{(\text{тв})}$
- Выбранной вами в предыдущем задании реакции соответствует кинетическое уравнение:

а) $v = k[\text{A}]^2$	б) $v = k[\text{A}_2][\text{B}_2]$	в) $v = k_2[\text{A}_2][\text{B}_2]$	г) $v = k[\text{A}_2]^2[\text{B}_2]$.
------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	--
- При охлаждении реакционной смеси с 50°C до 20°C скорость химической реакции уменьшилась в 27 раз. Температурный коэффициент этой реакции равен

а) 4	б) 2	в) 3	г) 5.
------	------	------	-------
- В реагирующей системе $\text{A} + 2\text{B} \leftrightarrow \text{C} + 3\text{D}$ исходные концентрации вещества **A** - 3 моль/л, вещества **B** - 4 моль/л, а равновесная концентрация вещества **C** - 1,5 моль/л. Чему равна константа равновесия в системе?
- В реакционной системе в равновесии находятся: $2 \text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{2(\text{г})}$, $\Delta H^0 < 0$
Чтобы сместить равновесие реакции вправо, необходимо:

а) увеличить концентрацию CO_2 ;	б) увеличить давление в системе;
в) повысить температуру;	г) увеличить объем реакционного сосуда.

Темы 7, 8. Растворы. Равновесия в растворах электролитов.

Вариант № .

- В воде массой 150 г растворили калий массой 19,5 г. Какова массовая доля (%) вещества гидроксида калия в полученном растворе?
- Титр раствора серной кислоты 0,0049 г/мл. Какова нормальность этого раствора?
- Степень диссоциации муравьиной кислоты HCOOH в 0,2 М растворе равна 0,03. Определите константу диссоциации кислоты и рН данного раствора.
- Растворимость CaF_2 составляет $2,1 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Величина $\text{PP}(\text{CaF}_2)$ равна:

1) $3,7 \cdot 10^{-11}$;	2) $4,4 \cdot 10^{-8}$;	3) $5,93 \cdot 10^{-10}$;	4) $6,8 \cdot 10^{-8}$.
---------------------------	--------------------------	----------------------------	--------------------------
- Дан раствор соли: NaClO . Напишите уравнение гидролиза соли в ионной и молекулярной формах, укажите среду, запишите выражения для $K_{\text{гидр}}$ через

равновесные концентрации и через K_w . Какие вещества надо добавить в раствор, чтобы уменьшить гидролиз? Константа диссоциации хлорноватистой кислоты HClO $K_d = 5 \cdot 10^{-8}$. Значение pH 0,05 М раствора NaClO равно:

А) 6

Б) 4

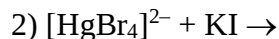
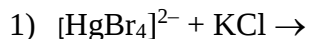
В) 10

Г) 8.

Тема 9. Комплексные соединения.

Вариант №.

1. Известно, что из раствора комплексной соли $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор, а из раствора $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ – только 2/3 количества хлора. Написать координационные формулы этих солей, привести их названия по международной номенклатуре, уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражение для константы нестойкости комплексного иона.
2. Привести пример растворения двух-трех солей за счет комплексообразования.
3. Пользуясь справочными данными, выберите наиболее прочный ион:
а) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$; б) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$; в) $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$; г) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$;
4. Вычислить концентрацию ионов серебра Ag^+ в 0,1 М растворе соли $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, если константа нестойкости комплексного иона равна $6,8 \cdot 10^{-8}$.
5. Объясните, почему не протекает первая реакция, но протекает вторая реакция. Приведите необходимые справочные данные. Напишите уравнение протекающей реакции.



Тема 10. Техника лабораторных работ. Методы разделения и очистки веществ.

Вариант №.

1. Назовите пять марок химических реактивов. Реактивы какой чистоты имеют наибольшую степень чистоты?
2. Что необходимо предпринять, если разбита склянка с концентрированной HNO_3 ?
3. Как правильно оказать первую помощь при ранении стеклом?
4. После взвешивания на теххимических весах в журнал были записаны массы: 3,58 г; 14,4588 г; 18,5 г. Все ли записи верны? Записать верно.
5. В каком случае упаривание раствора ведут при пониженном давлении? Какие приборы и установки для этого применяют?