

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
профессионального образования
Московский государственный университет имени М.В. Ломоносова
факультет Почвоведения

УТВЕРЖДАЮ

и.о. декана П.В.Красильников / _____ /

« ___ » _____ 20__ г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование дисциплины:

Химия, Общая химия

Уровень высшего образования:

Бакалавриат

Направление подготовки (специальность):

05.03.06/05.04.06 Экология и природопользование

Направленность (профиль) ОПОП:

Форма обучения: очная

Москва 2021

Рабочая программа дисциплины разработана в соответствии с самостоятельно установленным МГУ образовательным стандартом (ОС МГУ) для реализуемых основных профессиональных образовательных программ высшего образования по направлению подготовки 05.03.06/05.04.06 Экология и природопользование программы бакалавриата.

ОС МГУ утвержден решением Ученого совета МГУ имени М.В.Ломоносова от 30 декабря 2020 года (протокол № 1368).

1. Место дисциплины в структуре ОПОП: базовая часть

2. **Входные требования для освоения дисциплины, предварительные условия:** для освоения дисциплины «Общая химия» студенты должны иметь знания в рамках образовательной программы среднего общего образования по предметам: химия, математика, физика.

3. **Планируемые результаты обучения в результате освоения дисциплины, соотнесенные с требуемыми компетенциями выпускников:**

Компетенции выпускников (коды)	Индикаторы (показатели) достижения компетенций	Планируемые результаты обучения по дисциплине, сопряженные с компетенциями
Б-УК-3. Способен в контексте профессиональной деятельности использовать знания об основных понятиях и методах естествознания.	Б.УК-3.1. Использует понятия и основные законы естественных наук при решении задач профессиональной деятельности	Знать: основы теоретической химии и химии элементов, необходимые для понимания химической сущности процессов, протекающих в окружающей среде Уметь: проводить химические расчеты, связанные с химическими превращениями
Б-ОПК-1. Способен использовать базовые знания математики и естественных наук (физики, химии, биологии, экологии и наук о Земле) при решении задач в области экологии и природопользования.	Б-ОПК-1.3. Применяет базовые знания химии при проведении химико-аналитических исследований в области экологии и природопользования	Владеть: техникой проведения простых химических реакций и химических измерений Иметь опыт деятельности при работе в химической лаборатории

4. **Объем дисциплины** пять з.е., в том числе 108 академических часов на контактную работу обучающихся с преподавателем, 72 академических часа на самостоятельную работу обучающихся.

5. **Формат обучения** очный, включающий лекции и лабораторные занятия. Дистанционные технологии реализуются только в случае перехода учебного процесса в дистанционную форму (*отметить, если дисциплина или часть ее реализуется с использованием электронного обучения и дистанционных образовательных технологий*)

6. Содержание дисциплины, структурированное по разделам и темам, с указанием отведенного на них количества академических часов, и виды учебных занятий:

Наименование и краткое содержание разделов и тем дисциплины / форма текущей аттестации	Всего (часы)	В том числе							
		Контактная работа (работа во взаимодействии с преподавателем)				Самостоятельная работа обучающегося			
		Занятия лекционного типа	Занятия семинарского типа (семинары)	Занятия семинарского типа (лабораторные)	Занятия семинарского типа (практические)	Всего		Всего	
Раздел 1. Теоретические основы химии		16		44		60			
Тема 1.1. Базовые понятия химии				8		8	Отчеты по лабораторным работам	4	4
Тема 1.2. Основы химической термодинамики		2		4		6	Выполнение домашнего задания	2	2
Тема 1.3. Основы химической кинетики и катализа		2		4		6	Отчет по лабораторной работе	2	2
Тема 1.4. Химические и фазовые равновесия		2		8		10	Отчеты по лабораторным работам	2	2

Форма текущей аттестации по темам 1.1 – 1.4 раздела 1	Контрольная №1, коллоквиум №1								
Тема 1.5. Общие сведения о растворах, их коллигативные свойства		2		4		6	Отчет по лабораторной работам	2	2
Тема 1.6. Растворы электролитов, кислоты и основания, рН, гидролиз солей, равновесие «осадок электролита – раствор»		4		8		12	Отчеты по лабораторным работам	4	4
Тема 1.7. Окислительно-восстановительные процессы		4		8		12	Отчет по лабораторной работе	2	2
Форма текущей аттестации по темам 1.5 – 1.7 раздела 1	Контрольная №2, коллоквиум №2								
Раздел 2. Химия типичных элементов и их важнейших соединений		20				48			
Тема 2.1. Строение атома, Периодический закон, химическая связь		2				2	Выполнение домашнего задания	2	2
Тема 2.2. Химия неметаллов		6		8		14	Отчеты по лабораторным работам	4	4
Тема 2.3. Химия непереходных и переходных металлов		8		12		20	Отчеты по лабораторным работам	4	4

Тема 2.4. Комплексные соединения		2		8		10	Отчет по лабораторной работе	2	2
Тема 2.5. Биогенные элементы и токсиканты		2				2	Выполнение домашнего задания	2	2
Форма текущей аттестации по разделу 2	Контрольная №3, коллоквиум №3								
Промежуточная аттестация _____	<i>Зачет</i> – по лабораторным работам <i>Экзамен</i> – по всей дисциплине в целом						Зачет – 4 часа самостоятельной работы Экзамен – 36 часов самостоятельной работы		
Итого:	6 з.е.	36 ч лекции, 72 ч лабораторные занятия					108 часов самостоятельной работы		

Подробное содержание разделов и тем дисциплины:

Раздел 1. Теоретические основы химии

Тема 1.1. Базовые понятия химии

Атом, молекула, химический элемент, химическая символика, формула химического соединения, уравнение химической реакции, моль, молярная масса, число Авогадро, относительная атомная масса, относительная молекулярная масса. Стехиометрические законы. Классификация веществ: простые, сложные; основные классы неорганических соединений. Нестехиометрические соединения. Газовые законы. Законы сохранения: Классификации химических реакций.

Тема 1.2. Основы химической термодинамики

Первый закон химической термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Стандартное состояние вещества. Закон Гесса и его следствия. Движущие силы химического процесса. Понятие об энтропии, изменение энтропии в физических и химических процессах. Второй закон термодинамики. Направление самопроизвольного протекания химической реакции. Энергия Гиббса химической реакции. Термодинамическая активность вещества.

Тема 1.3. Основы химической кинетики и катализа

Гомогенные и гетерогенные реакции. Элементарные и сложные реакции. Скорость химической реакции. Основной закон химической кинетики (закон действия масс), кинетическое уравнение. Константа скорости. Порядок и молекулярность реакции. Понятие о механизмах сложных реакций. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Цепные реакции. Каталитические реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Представление о механизме катализа. Ферментативный катализ. Ингибиторы химических процессов.

Тема 1.4. Химические и фазовые равновесия

Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение равновесия, принцип Ле Шателье. Фазовые равновесия. Диаграмма состояния воды.

Тема 1.5. Общие сведения о растворах, их коллигативные свойства

Истинные и коллоидные растворы. Понятие об идеальном растворе. Растворимость веществ. Концентрация растворов: массовая и мольная доли, молярная и моляльная концентрации. Сольватация (гидратация) частиц растворенного вещества. Энтальпия и энтропия растворения. Температурная зависимость растворимости. Коллигативные свойства растворов. Законы Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия. Изотонический коэффициент. Водоподготовка. Понятие о дисперсных системах, золях и гелях, суспензиях и эмульсиях.

Тема 1.6. Растворы электролитов, кислоты и основания, рН, гидролиз солей, равновесие «осадок электролита – раствор»

Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация в водных растворах. Сильные и слабые электролиты. Гидратные оболочки ионов в растворах. Кристаллогидраты. Кислоты и основания по Аррениусу и по Бренстеду и Лоури. Протолитические равновесия. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Методы определения и расчета рН. Равновесия в растворах электролитов, константа и степень диссоциации. Ионная сила раствора и активность ионов. Буферные системы. Механизм буферного действия. Буферная ёмкость. Карбонатный буфер Мирового океана.

Гидролиз катионов и анионов. Равновесие в системе «осадок электролита - раствор». Произведение растворимости.

Тема 1.7. Окислительно-восстановительные процессы

Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции, электронно-ионный баланс. Важнейшие окислители и восстановители. Равновесие на границе металл-раствор, электродный потенциал. Электроды сравнения, водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. ЭДС гальванического элемента. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Уравнение Нернста. Электролиз расплавов и водных растворов веществ. Электрохимическая коррозия металлов, защита от коррозии. Химические источники электрического тока.

Раздел 2. Химия типичных элементов и их важнейших соединений

Характеристика элементов включает: распространенность элемента и его соединений в природе; электронные конфигурации атомов; возможные валентные состояния и степени окисления элемента в соединениях; простые вещества и основные типы соединений, их физические и химические свойства, лабораторные и промышленные способы получения; практическое значение и области применения соединений. При описании химических свойств соединений особое внимание уделяется их кислотно-основным и окислительно-восстановительным свойствам.

Тема 2.1. Строение атома, Периодический закон, химическая связь

Квантовомеханические представления о строении атома. Изотопы, стабильные и нестабильные. Квантовые числа. Атомные орбитали (АО). Форма граничных поверхностей s-, p-, d-орбиталей. Энергетические диаграммы АО. Принцип Паули. Правило Хунда. Характеристики взаимодействующих атомов: орбитальный и эффективный радиусы, ионизационный потенциал, сродство к электрону. Электроотрицательность. Периодический закон Д.И. Менделеева. Графические формы периодической системы. Причина периодичности свойств элементов.

Типы химической связи. Ковалентная полярная и неполярная связи. Образование ковалентных связей. Метод электронных пар, σ - и π -связи. Гибридизация орбиталей. Характеристики ковалентной химической связи: длина, энергия, кратность, валентный угол, полярность связи. Предсказание строения молекул методом Гиллеспи. Полярные и неполярные молекулы. Магнитные свойства молекул, порядок связи. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь, межмолекулярные взаимодействия.

Агрегатные состояния вещества: твердое, жидкое, газообразное. Кристаллическое состояние. Атомные, ионные, молекулярные, металлические кристаллические структуры. Аморфное состояние вещества.

Тема 2.2. Химия неметаллов

Водород, изотопы водорода. Понятие о методе молекулярных орбиталей (МО ЛКАО), энергетические диаграммы МО – на примере молекулы H_2 и молекулярных ионов H_2^+ и H_2^- . Физические и химические свойства водорода. Получение H_2 в лаборатории и в промышленности. Ион гидроксония. Применение водорода. Вода, строение молекулы. Физические и химические свойства воды. «Аномалия» свойств воды. Круговорот воды в природе.

Общая характеристика элементов 17 группы. Нахождение в природе. Валентности и степени окисления. Фтор. Получение и особенности химии фтора. Хлор, бром, йод. Получение в лаборатории и промышленности. Закономерности изменения окислительно-восстановительных свойств в группе. Диспропорционирование галогенов в нейтральных и щелочных растворах. Галогеноводороды. Их получение и применение. Закономерности

изменения кислотных и восстановительных свойств галогеноводородов. Галогениды металлов и неметаллов. Оксокислоты галогенов, строение анионов, диспропорционирование их солей.

Общая характеристика элементов 16 группы. Нахождение в природе. Валентности и степени окисления. Кислород. Строение атома. Диаграмма МО молекулы O_2 . Аллотропия. Получение кислорода и озона в лаборатории и промышленности. Роль озона в биосфере. Химические и физические свойства кислорода и озона. Оксиды, их классификация. Закономерности изменения свойств оксидов и гидроксидов в периодах и группах Периодической системы Д.И. Менделеева. Пероксиды, супероксиды, озониды. Пероксид водорода. Строение молекулы. Получение и применение. Кислотные свойства пероксида водорода. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода и пероксидов щелочных металлов. Пероксосоединения.

Сера. Сероводород, сульфаны. Строение молекул. Устойчивость водородных соединений. Сульфиды, полисульфиды. Восстановительные и кислотные свойства сероводорода. Оксиды и гидроксиды серы в степенях окисления (+4) и (+6). Их получение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Сернистая кислота, сульфиты. Серная кислота, ее получение. Полисерные кислоты. Олеум. Окислительная активность серной кислоты. Представление о тиосерных и политионовых кислотах и их солях. Тиосульфат натрия, его получение и восстановительные свойства. Роль соединений серы в биосфере. Круговорот серы в природе и факторы, влияющие на него.

Азот. Химические свойства азота. Получение азота в промышленности. Аммиак, его получение в промышленности. Растворимость аммиака в воде. Кислотно-основные свойства аммиака. Свойства солей аммония. Аммиакаты. Аминокислоты (определение). Гидразин. Гидроксиламин. Галогениды азота. Оксиды азота в различных степенях окисления. Их получение, свойства и строение молекул. Азотистая кислота, получение и свойства. Нитриты. Азотная кислота, её получение, окислительные и кислотные свойства. Взаимодействие азотной кислоты с различными веществами в зависимости от ее концентрации, температуры и активности восстановителя. Нитраты, их термическая устойчивость. Азотные удобрения.

Фосфор. Аллотропия фосфора. Степени окисления. Получение и свойства различных форм фосфора. Фосфиды. Фосфин, соли фосфония. Фосфорноватистая кислота. Гипофосфиты, их получение и восстановительные свойства. Галогениды и оксид фосфора (+3), их взаимодействие с водой. Кислотные свойства фосфористой кислоты H_3PO_3 . Восстановительная активность фосфористой кислоты и фосфитов. Галогениды фосфора (+5). Структура и свойства оксокислот фосфора (+5). Ортофосфорная кислота H_3PO_4 . Пирофосфорная, метафосфорная и полифосфорные кислоты. Фосфаты, гидрофосфаты и дигидрофосфаты. Фосфорные удобрения. Круговороты азота и фосфора в природе и факторы, влияющие на них.

Углерод. Аллотропия углерода. Соединения с отрицательной степенью окисления. Метан. Карбиды. Свойства диоксида углерода. Угольная кислота и ее соли. Круговорот углекислого газа. Соединения углерода с азотом и с серой. Получение и свойства оксида углерода (+2).

Кремний. Распространенность в природе и роль соединений кремния. Силаны. Оксид кремния (IV) и кремниевые кислоты. Состав и свойства кремниевых кислот. Силикаты.

Бор как диагональный аналог кремния. Физические и химические свойства бора. Характеристика производных бора. Оксид бора. Борная кислота и ее соли. Бура.

Тема 2.3. Химия непереходных и переходных металлов

Свойства щелочных металлов. Получение и свойства оксидов, гидроксидов, пероксидов и озонидов натрия и калия. Термическая устойчивость и растворимость солей.

Магний. Оксид и гидроксид магния. Кальций. Гашеная и негашеная известь. Сравнительная характеристика солей кальция и магния. Временная и постоянная жесткость воды. Способы ее устранения. Пероксиды щелочноземельных металлов.

Алюминий. Оксид алюминия. Гидроксид алюминия. Алюмосиликаты. Цеолиты.

Обзор химии переходных металлов, тенденции изменения химических и физических свойств простых веществ в периодах и группах. Тенденции изменения химических свойств соединений. Химические свойства хрома, марганца, железа, меди и цинка. Разнообразие степеней окисления. Состав и свойства оксидов и гидроксидов в различных степенях окисления. Реакции с изменением степени окисления переходного металла. Сульфиды. Галогениды переходных металлов в различных степенях окисления. Природные соединения переходных металлов.

Тема 2.4. Комплексные соединения

Комплексная частица, комплексообразователь, лиганд, координационное число. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Природа координационной связи. Изомерия комплексных соединений. Термодинамическая и кинетическая устойчивость комплексных соединений. Образование и разрушение комплексных частиц в растворах. Константа устойчивости комплексной частицы. Влияние комплексообразования на окислительно-восстановительные свойства металлов-комплексообразователей. Влияние комплексообразования на растворимость солей.

Тема 2.5. Биогенные элементы и токсиканты

Биогенные элементы, металлы жизни, их биологическая роль. Биологическая роль комплексных соединений с органическими лигандами. Токсичность тяжелых металлов. Важнейшие токсиканты неорганического происхождения.

7. Фонд оценочных средств для оценивания результатов обучения по дисциплине:

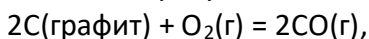
7.1. Типовые контрольные задания или иные материалы для проведения текущего контроля:

Текущий контроль освоения программы дисциплины «общая химия» осуществляется посредством проверки домашних заданий, отчетов по лабораторным работам и в ходе трех контрольных и трех коллоквиумов.

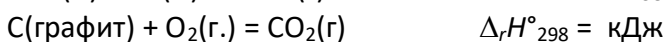
Демонстрационный вариант задания контрольной работы № 1:

1. Какой объем водорода выделится при взаимодействии 3,25 г магния с избытком соляной кислоты при температуре 30°C и давлении 91 кПа?

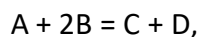
2. Найдите стандартную энтальпию реакции



если известны стандартные энтальпии следующих реакций:



3. Определите порядки реакции по реагентам и общий порядок гипотетической реакции



если при увеличении концентрации вещества А в 1,5 раза и неизменной концентрации вещества В скорость реакции увеличивается в 2,25 раза, а при увеличении концентрации вещества В в 2 раза и неизменной концентрации вещества А скорость реакции увеличивается в 1,41 раза.

Может ли эта реакция быть элементарной?

4. Энергия активации некоторой реакции равна 35 кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость этой реакции при нагревании от 25 до 50°C ? Выведите использованное для расчета уравнение из уравнения Аррениуса.

5. Рассчитайте, при каких температурах является самопроизвольной газофазная реакция $2NO + O_2 = 2NO_2$, если все ее участники находятся в стандартных состояниях. Для расчета используйте табличные стандартные энтальпии образования и стандартные энтропии участников реакции:

6. Вычислите константу равновесия реакции из задачи 5 по приведенным в ней данным при температуре 700°C. Запишите выражение для этой константы.

Демонстрационный вариант задания контрольной работы №2:

1. Определите молярную концентрацию 26% раствора азотной кислоты, плотность которого равна 1,150 г/см³.

2. Определите молярную концентрацию раствора гидроксида натрия, рН которого при 25°C равен 11,70.

3. Определите рН 0,1 М раствора уксусной кислоты. Константа диссоциации уксусной кислоты равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

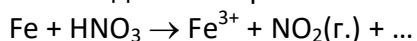
4. Напишите уравнение гидролиза ионов железа(III) по первой ступени, запишите константу гидролиза и вычислите ее значение при 25°C.

5. Вычислите рН 0,1 М раствора хлорида железа(III) при 25°C.

6. Вычислите рН буферного раствора, в 1 л которого содержится 2 моля уксусной кислоты и 0,5 моля ацетата натрия. Константа диссоциации уксусной кислоты равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

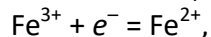
7. Вычислите концентрацию ионов кальция и фторид-ионов в насыщенном растворе CaF₂, если произведение растворимости CaF₂ равно $3,5 \cdot 10^{-11}$.

8. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции



Вычислите разность стандартных потенциалов (стандартную ЭДС) этой реакции. Запишите ее константу равновесия.

9. Вычислите потенциал полуреакции



если концентрация ионов Fe³⁺ в растворе равна 2 моль/л, а концентрация ионов Fe²⁺ равна 0,001 моль/л.

Демонстрационный вариант задания контрольной работы №3:

1. Вычислите константу равновесия реакции растворения ZnS в соляной кислоте, если произведение растворимости ZnS равно $1 \cdot 10^{-23}$, а константы диссоциации H₂S по первой и второй ступени равны $6 \cdot 10^{-8}$ и $1 \cdot 10^{-15}$, соответственно.

2. Вычислите рН водного раствора CO₂, если его концентрация равна 0,03 моль/л и известны следующие константы диссоциации угольной кислоты: K₁(истинная) = $2 \cdot 10^{-4}$, K₁(кажущаяся) = $4 \cdot 10^{-7}$, K₂ = $5 \cdot 10^{-11}$.

3. К раствору хлорида хрома(III) постепенно добавили избыток гидроксида натрия. При этом сначала выпал осадок голубовато-серого цвета, который затем растворился с образованием зеленого раствора. К этому раствору добавили бромную воду, и его цвет

изменился на желтый. После этого раствор подкислили добавлением серной кислоты и желтый цвет изменился на оранжевый. Напишите уравнения реакций, соответствующих всем превращениям. Уравнения протекающих в растворах окислительно-восстановительных реакций составьте методом электронно-ионного баланса.

4. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей цепочке превращений:

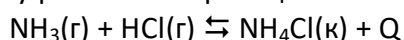


Там, где это необходимо, укажите условия протекания реакции (температура, катализатор и т.д.). Уравнения протекающих в растворах окислительно-восстановительных реакций составьте методом электронно-ионного баланса.

5. Вычислите концентрацию бромид-ионов, при которой должно начаться образование осадка ZnS ($K_{\text{пр}} = 1 \cdot 10^{-23}$) из 0,1 М раствора $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, содержащего также 3 моль/л NaOH .

Демонстрационный вариант задания коллоквиума №1:

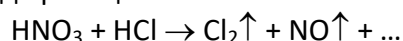
1. Что такое термодинамическая система? Какие виды термодинамических систем Вам известны? Каковы их признаки?
2. Что такое энтальпия образования вещества? Энтальпии образования каких веществ приняты равными нулю?
3. Какие значения могут принимать порядки реакции по реагентам? Могут ли они быть целыми, дробными, отрицательными числами? Могут ли они быть равными нулю?
4. Что такое энергетический профиль реакции, где на нем находится переходное состояние и как по нему определить энергии активации прямой и обратной реакции?
5. Запишите константу равновесия реакции



В каком направлении сместится равновесие реакции а) при понижении температуры, б) при добавлении в систему аммиака, в) при сжатии системы, то есть повышении парциальных давлений всех участников реакции в одинаковое число раз, г) при добавлении в систему хлорида аммония?

Демонстрационный вариант задания коллоквиума №2:

1. Какие химические системы называют растворами? Чем истинные растворы отличаются от дисперсных систем? Является ли истинным раствором молоко?
2. Как изменяется температура замерзания воды с ростом давления? Объясните, почему так происходит.
3. Что такое гидратация ионов? Какой ион гидратируется наиболее сильно: Na^+ , Mg^{2+} или Al^{3+} ? Объясните, почему.
4. Может ли pH быть меньше нуля? Больше 14?
5. Как по табличным данным определить, какой из окислителей (например, бром или иод) является более сильным?
6. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение протекающей в кислой среде реакции



Демонстрационный вариант задания коллоквиума №3:

1. Изобразите энергетическую диаграмму АО атома азота и объясните, какие валентности может проявлять этот атом. Приведите пример соединения азота для каждого валентного состояния.

2. Линия связи между двумя атомами направлена вдоль направления x . Изобразите все способы эффективного перекрывания d_{xy} -орбитали одного атома с орбиталями другого атома. Как называются эти орбитали? К какому типу относится образующееся перекрывание?
3. Почему при растворении в воде галогенидов титана, например $TiCl_4$, в растворе образуются титанил-ионы TiO^{2+} , а не ионы Ti^{4+} ?
4. Газообразный хлороводород можно получить действием концентрированной серной кислоты на кристаллический хлорид натрия. Можно ли действием концентрированной серной кислоты на бромид и иодид натрия получить газообразные бромоводород и иодоводород? Напишите уравнения протекающих при этом реакций.
5. Напишите уравнения реакций кремния и диоксида кремния с горячим раствором гидроксида калия.
6. Какие из перечисленных металлов – Cu, Al, Fe, Zn – реагируют с соляной кислотой, но не реагируют с разбавленной азотной кислотой? Для тех случаев, когда реакция протекает, напишите уравнения реакций.
7. Напишите уравнения реакций, протекающих при растворении в разбавленной серной кислоте а) гидроксида железа(III), б) гидроксида кобальта(III).
8. Для комплексного соединения $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ укажите а) комплексную частицу, б) заряд комплексной частицы, в) комплексообразователь, г) степень окисления комплексообразователя, д) лиганды, е) координационное число. Каким может быть строение координационного многогранника при данном координационном числе?

7.2. Типовые контрольные вопросы, задания или иные материалы для проведения промежуточной аттестации:

Примерный экзаменационный билет – в случае проведения экзамена в устной форме:

Экзаменационный билет № 1

1. Энтальпия реакции. Энтальпия образования вещества. Закон Гесса, следствия из него. Расчет энтальпий реакций по табличным термодинамическим данным.
2. Оксид и гидроксид алюминия, их получение и реакционная способность.
3. Вычислите константу диссоциации слабой кислоты, если pH ее 0,01 М раствора равен 3,35.

Примерное экзаменационное задание – в случае проведения экзамена в письменной форме:

1. а) (3 б) Катализатор снижает энергию активации реакции на 30 кДж/моль. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции при $150^\circ C$ в результате применения катализатора? Выведите используемую при расчете формулу, исходя из уравнения Аррениуса.
- б) (2 б) Приведите 2 примера катализаторов, используемых в промышленности, и напишите уравнения реакций, которые они ускоряют.
- в) (1 б) Каков физический смысл экспоненциального множителя в уравнении Аррениуса? В каких пределах может находиться его величина?
2. а) (3 б) 1,2 мл 25% раствора гидроксида натрия, плотность которого равна $1,274 \text{ г/см}^3$, разбавили дистиллированной водой и довели объем до 1 л. Вычислите pH полученного раствора при $25^\circ C$.
- б) (1 б) Изменится ли pH этого раствора при его нагревании? Если да, то увеличится или уменьшится? Ответ кратко поясните.

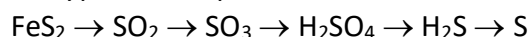
3. а) (2 б) Напишите уравнение диссоциации уксусной кислоты в водном растворе и запишите константу равновесия этого процесса.

б) (3 б) Вычислите рН 0,05 М раствора уксусной кислоты и степень её диссоциации в этом растворе. Константа диссоциации уксусной кислоты равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

в) (1 б) В каком направлении сместится равновесие диссоциации, если в раствор уксусной кислоты добавить немного ацетата натрия (изменением объема при этом можно пренебречь)? Ответ кратко поясните.

г) (2 б) Как изменятся степень диссоциации и рН этого раствора при его разбавлении? Ответ кратко поясните, не проводя расчетов.

4. (7 б) Напишите уравнения реакций, отвечающих цепочке превращений



В реакциях можно использовать любые другие реагенты, не содержащие серу. Если для протекания реакций необходимы определенные условия (повышенная температура, высокое давление, катализатор), то укажите их. Однако если указанные Вами условия не являются необходимыми, то это будет расцениваться как ошибка. Уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водной среде, составьте методом электронно-ионного баланса.

а) (2 б) Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции железа с концентрированной азотной кислотой. Одной чертой подчеркните окислитель, а двумя – восстановитель.

б) (2 б) Вычислите стандартную разность потенциалов (ЭДС) этой реакции. Является ли эта реакция термодинамически самопроизвольной? Ответ кратко поясните.

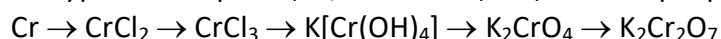
в) (2 б) Запишите константу равновесия этой реакции и вычислите её значение.

г) (1 б) Изобразите структурную формулу молекулы азотной кислоты. Обозначьте на рисунке связи, образованные по донорно-акцепторному механизму.

6. а) (2 б) Запишите уравнение Нернста для процесса восстановления перманганат-ионов до ионов Mn^{2+} в кислой среде.

б) (2 б) Вычислите значение электродного потенциала этого процесса при концентрации перманганат-ионов 0,1 моль/л, концентрации ионов Mn^{2+} 0,001 моль/л и рН = 2.

7. (7 б) Напишите уравнения реакций, отвечающих цепочке превращений



8. а) (5 б) К растворам следующих солей: Al_2SO_4 , CuSO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и NiSO_4 добавили сначала немного концентрированного раствора аммиака, а затем его большой избыток. Напишите уравнения протекающих при этом реакций.

б) (2 б) Для тех случаев, когда в результате реакций происходит образование аммиачных комплексов, запишите выражения для констант устойчивости этих комплексов.

8. Шкала и критерии оценивания результатов обучения по дисциплине:

В таблице представлена шкала оценивания результатов обучения по дисциплине. Уровень знаний обучающегося оценивается на "отлично", "хорошо", "удовлетворительно", "неудовлетворительно".

Оценка "отлично" выставляется, если обучающийся демонстрирует сформированные систематические знания, умения и навыки их практического использования. Оценка "хорошо" ставится, если при демонстрации знаний, умений и навыков студент допускает отдельные неточности (пробелы, ошибочные действия) не принципиального характера. При несистематических знаниях, демонстрации отдельных (но принципиально значимых

навыков) и затруднениях в демонстрации других навыков выставляется оценка «удовлетворительно». Оценка "неудовлетворительно" ставится, если знания и умения фрагментарны, а навыки отсутствуют.

При оценивании знаний обучающихся по дисциплине «общая химия» используется рейтинговая система. Рейтинг складывается из результатов экзамена (максимум 50 баллов), результатов контрольных и коллоквиумов (30 баллов), оценки отчетов студентов по лабораторным работам (20 баллов). Кроме этого, преподаватель имеет право добавить до 5 баллов студентам, которые регулярно и качественно выполняли домашние задания и хорошо готовились к лабораторным работам. Оценка «отлично» выставляется, если обучающийся набрал не менее 80 баллов, оценка «хорошо» - не менее 65 баллов, оценка «удовлетворительно» - не менее 50 баллов.

Кроме этого, если обучающийся в течение семестра написал все контрольные и сдал все коллоквиумы на «отлично», а также своевременно и качественно отчитывался по лабораторным работам, демонстрируя понимание проделанных им опытов, то ему выставляется оценка «отлично» без сдачи экзамена («автомат»).

ШКАЛА И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ результатов обучения (РО) по дисциплине				
Оценка РО и соответствующие виды оценочных средств	2	3	4	5
Знания основных законов химии, свойств химических элементов и их неорганических соединений при устных опросах (коллоквиумы, устный экзамен) и в экзаменационной и контрольных работах	Отсутствие знаний или фрагментарные знания	Неглубокие знания, содержащие значительные пробелы	Общие, но не структурированные знания	Сформированные систематические знания
Умения Проводить расчеты, необходимые при подготовке химических экспериментов и по их итогам при отчетах по	Отсутствие умений	В целом успешное, но не систематическое умение	В целом успешное, но содержащее отдельные пробелы умение (допускает неточности неприципиального характера)	Успешное и систематическое умение

лабораторным работам, в экзаменационной и контрольных работах				
Навыки (владения, опыт деятельности) планирования и проведения простого химического эксперимента	Отсутствие навыков (владений, опыта) или наличие фрагментарных навыков	Наличие простейших навыков, зачастую неверно применяемых	В целом, сформированные навыки (владения), но не всегда используемые оптимальным образом	Сформированные навыки (владения), применяемые при решении задач

9. Ресурсное обеспечение:

- Перечень основной и дополнительной учебной литературы

А. Основная литература

1. Общая химия. Под редакцией профессора С.Ф. Дунаева. Издание 2-е исправленное / Г. Жмурко, Е. Казакова, В. Кузнецов и др. — Издательский центр Академия Москва, 2012. — С. 505
2. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии / С. Ф. Дунаев, Г. П. Жмурко, Е. Г. Кабанова и др. — Книжный дом "Университет" Москва, 2016. — С. 374
3. Практикум по общей химии: Учебное пособие / Под ред. С.Ф. Дунаева. — Учебник. — 5-е изд., перераб. и доп. — Изд – во Макс Пресс Москва, 2022. — С. 367.

Б. Дополнительная литература

1. Неорганическая химия: В 3 т. / Под ред. Ю. Д. Третьякова. Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 240 с.

- Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» (при необходимости)

Учебно-методические материалы по дисциплине «общая химия» представлены на сайте Химического факультета МГУ имени М.В. Ломоносова (<https://www.chem.msu.ru/rus/teaching/general.html>) в разделе «Кафедра общей химии», подраздел «Учебные материалы для нехимических специальностей».

- Описание материально-технической базы

Лекции проводятся в аудиториях химического факультета МГУ, оснащенных мультимедийным проектором, экраном, оборудованием для проведения демонстрационного эксперимента.

Лабораторные занятия проводятся в лабораториях практикума общей химии, оборудованных лабораторной мебелью, измерительными приборами, укомплектованных химической посудой и реактивами и оснащенных персональными компьютерами.

10. Язык преподавания: русский

11. Преподаватели:

1. ФИО – Яценко Александр Васильевич
Должность – профессор

Ученая степень – доктор химических наук, 2004, Москва

Ученое звание – нет

2. ФИО – Захаров Максим Александрович

Должность – доцент

Ученая степень – кандидат химических наук, 2001, Москва

Ученое звание – доцент, 2006, МГУ

3. ФИО – Куренбаева Жанафия Маликовна

Должность – доцент

Ученая степень – кандидат химических наук, 1994, Москва

Ученое звание – нет

4. ФИО – Захаров Валерий Николаевич

Должность – старший научный сотрудник

Ученая степень – кандидат химических наук, 2015, Москва

Ученое звание – нет

5. ФИО – Федораев Иван Игоревич

Должность – научный сотрудник

Ученая степень – кандидат химических наук, 2023, МГУ, Москва

Ученое звание – нет

6. ФИО – Пасешниченко Ксения Андреевна

Должность – научный сотрудник

Ученая степень – кандидат химических наук, 1985, Москва

Ученое звание – нет

7. ФИО – Черниченко Наталия Михайловна

Должность – старший инженер

Ученая степень – без степени

Ученое звание – нет

12. Разработчик программы:

ФИО – Яценко Александр Васильевич

Должность – профессор

Ученая степень – доктор химических наук, 2004, Москва

Ученое звание – нет

13. Краткая аннотация дисциплины:

Дисциплина «общая химия» знакомит обучающихся с базовыми понятиями химии, основами химической термодинамики, химической кинетики и теории растворов, с теорией строения атома и химической связи, а также с химическими свойствами типичных элементов – простых веществ и их соединений.