

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:**

**Общая химия**

---

**Уровень высшего образования:**

***Бакалавриат***

**Направление подготовки (специальность):**

***06.03.02/06.04.02 Почвоведение***

**Направленность (профиль) ОПОП:**

---

**Форма обучения: очная**

---

Москва 2022

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 06.03.02/06.04.02 Почвоведение программы бакалавриата.

ОС МГУ утвержден решением Ученого совета МГУ имени М.В. Ломоносова от 30 декабря 2020 года № 1370.

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
<b>Б-УК-3.</b> Способен в контексте профессиональной деятельности использовать знания об основных понятиях и методах естествознания.	<b>Б.УК-3.1.</b> Использует понятия и основные законы естественных наук при решении задач профессиональной деятельности	<b>Знать:</b> основы теоретической химии и химии элементов, необходимые для изучения химической сущности процессов, протекающих в почвах <b>Уметь:</b> проводить химические расчеты, необходимые для проведения химических экспериментов
<b>Б-ОПК-1.</b> Способен для решения профессиональных задач использовать основные закономерности в области математики, физики, химии, наук о Земле, биологии и экологии, прогнозировать последствия своей профессиональной деятельности.	<b>ОПК-1.1.</b> Применяет знания основных общих закономерностей в области математики, физики, химии, наук о Земле, биологии и экологии для решения профессиональных задач.	<b>Владеть:</b> техникой проведения простых химических реакций и химических измерений <b>Иметь опыт деятельности</b> при работе в химической лаборатории

4. **Объем дисциплины** 4 з.е., в том числе 108 академических часов на контактную работу обучающихся с преподавателем, 36 академических часов 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		
<b>Итого:</b>	4 з.е.	36 ч лекции, 72 ч лабораторные занятия					36 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. Второй закон термодинамики. Третий закон термодинамики. Направление самопроизвольного протекания химической реакции. Энергия Гиббса химической реакции. Термодинамическая активность.

#### **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). Константа скорости. Кинетическое уравнение, 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. 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. Закон разбавления Оствальда. 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. Уравнение Нернста. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. 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 атома; возможные валентные состояния и степени окисления элемента в соединениях; формы простых веществ 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. Периодичность свойств элементов.

Типы химической связи. Ковалентная (полярная и неполярная) связи. Образование ковалентных связей. Метод электронных пар,  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи. Гибридизация орбиталей. Характеристики ковалентной химической связи: длина, энергия, кратность, валентный угол, полярность связи. Предсказание строения молекул методом Гиллеспи. Ионная связь. Полярные и неполярные молекулы. Магнитные свойства молекул, порядок связи. 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  $H_2$  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. Глобальный 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 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. Соединения углерода (+4). Свойства диоксида углерода. Угольная кислота и ее соли. Глобальный 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. Алумосиликаты. 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 в различных степенях окисления. Основные, амфотерные и кислотные оксиды и гидроксиды переходных элементов. Реакции с изменением степени окисления. Сульфиды. Галогениды переходных металлов в различных степенях окисления. Природные соединения переходных металлов.

### **Тема 2.4. Комплексные соединения**

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. Равновесия в растворах 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:**

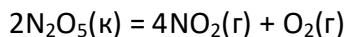
### **7.1. Типовые контрольные задания или иные материалы для проведения текущего контроля:**

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. При взаимодействии алюминия с избытком соляной кислоты при температуре 28°C и давлении 95 кПа выделилось 0,85 л водорода. Вычислите массу прореагировавшего алюминия.

2. Найдите стандартную энтальпию образования газообразного диоксида азота  $\text{NO}_2$ , если стандартная энтальпия реакции



равна 219,0 кДж, а стандартная энтальпия образования кристаллического оксида азота(V)  $\text{N}_2\text{O}_5$  равна -42,7 кДж/моль

3. Для реакции  $2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{HClO}_2 + \text{O}_2$ , протекающей в слабнокислом растворе, получены следующие данные:

$C(\text{ClO}_2)$ , моль/л	$5 \cdot 10^{-3}$	$1,4 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$
$C(\text{H}_2\text{O}_2)$ , моль/л	$4 \cdot 10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-3}$
$r$ , моль/(л·с)	$5,64 \cdot 10^{-8}$	$1,58 \cdot 10^{-8}$	$1,41 \cdot 10^{-7}$

Определите порядки реакции по реагентам и суммарный (общий) порядок реакции.

Может ли эта реакция быть элементарной (простой)? Ответ кратко поясните.

4. Скорость некоторой реакции при нагревании от 20 до 40°C увеличилась в 2,2 раза. Вычислите энергию активации этой реакции. Выведите использованное для расчета уравнение из уравнения Аррениуса.

5. Рассчитайте, при каких температурах является самопроизвольной реакция  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ , если все ее участники находятся в стандартных состояниях. Ниже приведены стандартные энтальпии образования и стандартные энтропии участников реакции:

	$\Delta_f H^\circ_{298}$ , кДж/моль	$S^\circ_{298}$ , Дж/(моль·К)
$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})$	-822,2	87,4
$\text{H}_2(\text{г})$	0	130,5
$\text{Fe}(\text{к})$	0	27,2
$\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	-241,8	188,7

6. Вычислите константу равновесия реакции из задачи 5 по приведенным в ней данным при температуре 550°C. Запишите **выражение** для этой константы.

### Демонстрационный вариант задания контрольной работы №2:

1. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции



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

2. Вычислите потенциал медного электрода, погруженного в раствор  $\text{CuSO}_4$ , концентрация которого равна 0,003 моль/л.

3. Определите pH 0,007 М раствора гидроксида натрия при 25°C.

4. Определите концентрацию раствора уксусной кислоты, pH которого равен 2,78. Константа диссоциации уксусной кислоты равна  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

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

6. Напишите уравнение гидролиза фосфат-ионов по первой ступени, запишите константу гидролиза и вычислите ее значение при 25°C.

7. Вычислите pH 0,1 М раствора фосфата натрия при 25°C.

8. Вычислите концентрацию ионов магния и фторид-ионов в насыщенном растворе  $\text{MgF}_2$ , если произведение растворимости  $\text{MgF}_2$  равно  $5,2 \cdot 10^{-11}$ .

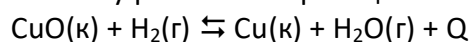
9. Определите молярную концентрацию 24% раствора соляной кислоты, плотность которого равна 1,131 г/см<sup>3</sup>.

### 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  $H_2S$  по первой и второй ступени равны  $6 \cdot 10^{-8}$  и  $1 \cdot 10^{-15}$ , соответственно.
2. Вычислите pH водного раствора  $CO_2$ , если его концентрация равна 0,03 моль/л и известны следующие константы диссоциации угольной кислоты:  $K_1$ (истинная) =  $2 \cdot 10^{-4}$ ,  $K_1$ (кажущаяся) =  $4 \cdot 10^{-7}$ ,  $K_2 = 5 \cdot 10^{-11}$ .
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:  
 $BaClO_4 \rightarrow BaCl_2 \rightarrow HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow NaClO \rightarrow NaClO_3$   
 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 ( $PP = 1 \cdot 10^{-23}$ ) из 0,1 М раствора  $Na_2[Zn(OH)_4]$ , содержащего также 3 моль/л NaOH.

#### Демонстрационный вариант задания коллоквиума №1:

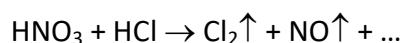
1. Какую информацию о химических реакциях дает химическая термодинамика?
2. Какие следствия из закона Гесса позволяют рассчитывать энтальпии реакций?
3. Что такое средняя скорость химической реакции за период времени  $\Delta t$  и истинная скорость в момент  $\tau$ ?
4. Каков физический смысл экспоненциального множителя в уравнении Аррениуса? В каких пределах он может изменяться?
5. Запишите константу равновесия реакции



В каком направлении сместится (если сместится) равновесие реакции а) при повышении температуры, б) при добавлении в систему водорода, в) при сжатии системы, то есть повышении парциальных давлений всех участников реакции в одинаковое число раз, г) при добавлении в систему металлической меди?

#### 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 серы и объясните, каким образом этот атом может проявлять валентности 2, 4 и 6. Приведите пример соединения серы для каждого валентного состояния.
2. Линия связи между двумя атомами направлена вдоль направления x. Изобразите все способы эффективного перекрывания  $d_{x^2-y^2}$ -орбитали одного атома с орбиталями другого атома. Как называются эти орбитали? К какому типу относится образующееся перекрывание?
3. Молибден образует хлорид  $\text{MoCl}_2$ . Является ли этот хлорид обычной солью, состоящей из ионов  $\text{Mo}^{2+}$  и  $\text{Cl}^-$ ? Если нет, то каково его строение?
4. Почему раствор плавиковой кислоты нельзя хранить в стеклянной таре, а газообразный фтор нельзя хранить в стеклянном сосуде? Напишите уравнения протекающих при этом реакций.
5. Напишите уравнения реакций разложения сульфата аммония и карбоната аммония при нагревании.
6. Какие из перечисленных металлов – Al, Cu, Fe, Pd – не реагируют с соляной кислотой, но реагируют с азотной кислотой? Для тех случаев, когда реакция протекает, напишите уравнения реакций.
7. Какие продукты получают в промышленности при электролизе водного раствора хлорида натрия?
8. Для комплексной соли  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  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. Кинетическое уравнение химической реакции. Порядок реакции. Экспериментальное определение порядков реакции. Константа скорости химической реакции.
2. Основные степени окисления марганца. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов марганца в этих степенях окисления. Реакции, приводящие к изменению степеней окисления марганца в его соединениях.
3. Вычислите pH буферного раствора, в 1 л которого содержится 1 моль уксусной кислоты и 0,5 моля ацетата натрия. Чему будет равен pH, если к 1 л этого раствора добавить 50 мл 1 М раствора гидроксида натрия? Константа диссоциации уксусной кислоты равна  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

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

1. а) (2 б) Дайте определение стандартной энтальпии образования вещества.  
б) (1 б) Напишите уравнение реакции, энтальпия которой является энтальпией образования кристаллического нитрата натрия.

- в) (2 б) Вычислите стандартную энтальпию образования кристаллического нитрата натрия, если стандартная энтальпия реакции  $2\text{NaNO}_3(\text{к.}) = 2\text{NaNO}_2(\text{к.}) + \text{O}_2(\text{г.})$  равна +218 кДж, а стандартная энтальпия образования нитрита натрия равна –359 кДж/моль.
2. а) (2 б) Какие значения могут принимать порядки реакции по реагентам? Могут ли они быть дробными, равными нулю, отрицательными?
- б) (2 б) Скорость реакции  $\text{NO}_2 + \text{CO} = \text{NO} + \text{CO}_2$  увеличивается в 2,25 раза при увеличении концентрации  $\text{NO}_2$  в 1,5 раза и неизменной концентрации  $\text{CO}$  и не изменяется при увеличении концентрации  $\text{CO}$  в 2 раза и неизменной концентрации  $\text{NO}_2$ . Определите порядки этой реакции по реагентам.
- в) (1 б) Может ли эта реакция быть элементарной (простой)? Ответ кратко поясните.
3. а) (2 б) Выведите формулу для расчета pH буферного раствора, образованного слабым основанием и солью этого основания.
- б) (3 б) К 1 л 0,5 М раствора аммиака добавили 20 г хлорида аммония. Вычислите pH получившегося раствора?
- в) (2 б) Что происходит с pH буферных растворов при их разбавлении? Ответ кратко поясните.
4. (8 б) Напишите уравнения реакций, отвечающих цепочке превращений
- $$\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$$
- В реакциях можно использовать любые другие реагенты, не содержащие азот. 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.
5. а) (3 б) Какие из перечисленных солей – нитрат алюминия, карбонат калия, нитрат натрия – гидролизуются в водных растворах? Какая среда образуется в каждом из растворов?
- б) (2 б) Для тех случаев, когда гидролиз происходит, напишите уравнения гидролиза по первой ступени и запишите соответствующие константы гидролиза.
- в) (2 б) Рассчитайте константу гидролиза карбонат-иона по первой ступени при 25°C и вычислите pH 0,1 М раствора карбоната калия.
6. а) (3 б) Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции между подкисленным серной кислотой раствором перманганата калия и пероксидом водорода, в результате которой раствор становится бесцветным. Одной чертой подчеркните окислитель, а двумя чертами – восстановитель.
- б) (2 б) Вычислите разность стандартных электродных потенциалов и стандартную энергию Гиббса реакции.
- в) (2 б) Запишите константу равновесия этой реакции и вычислите ее значение при 25°C.
7. К 0,01 М раствору  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ , содержащему также 0,5 моль/л аммиака, по каплям добавляют концентрированный раствор хлорида натрия, при этом объем раствора практически не изменяется.
- а) (2 б) Чему равна концентрация свободных ионов серебра в растворе до начала добавления хлорида натрия, если константа устойчивости комплекса  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \beta = 1,1 \cdot 10^7$ ?
- б) (2 б) При какой концентрации хлорид-ионов начнется образование осадка хлорида серебра, если произведение растворимости хлорида серебра равно  $1,8 \cdot 10^{-10}$ ?
8. (7 б) Железо прореагировало с соляной кислотой. К полученному раствору добавили гидроксид натрия. Выпавший осадок, темнеющий на воздухе, обработали пероксидом водорода, затем отфильтровали и прокалили. Образовавшийся кристаллический

продукт смешали с порошком алюминия и нагрели, при этом произошла реакция с большим выделением теплоты. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

## 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) непринципиального 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»).

<b>ШКАЛА И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ результатов обучения (РО) по дисциплине</b>				
<b>Оценка РО и соответствующие виды оценочных средств</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>
<b>Знания основных законов химии, свойств химических элементов и их неорганических соединений при устных опросах (коллоквиумы,</b>	Отсутствие знаний или фрагментарные знания	Неглубокие знания, содержащие значительные пробелы	Общие, но не структурированные знания	Сформированные систематические знания

устный экзамен) и в экзаменационной и контрольных работах				
<b>Умения</b> Проводить расчеты, необходимые при подготовке химических экспериментов и по их итогам при отчетах по лабораторным работам, в экзаменационной и контрольных работах	Отсутствие умений	В целом успешное, но не систематическое умение	В целом успешное, но содержащее отдельные пробелы умение (допускает неточности принципиального характера)	Успешное и систематическое умение
<b>Навыки (владения, опыт деятельности)</b> планирования и проведения простого химического эксперимента	Отсутствие навыков (владений, опыта) или наличие фрагментарного опыта	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.