

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

I. Название дисциплины Общая и неорганическая химия

II. Шифр дисциплины

III. Цель и задачи дисциплины

Цель дисциплины – содействовать формированию и развитию у студентов универсальных общенаучных компетенций посредством приобретения знаний теоретических основ химической науки, необходимых студентам для изучения других дисциплин и при рассмотрении физико-химической сущности и механизмов процессов, происходящих в природе и в живых организмах, а также базовых умений по проведению химического лабораторного эксперимента.

Задачи дисциплины – сформировать понятие о химическом процессе на основе фундаментальных законов и закономерностей химической термодинамики и кинетики; концепции квантово-механической теории строения атома и химической связи, способствовать развитию физико-химического мышления, необходимого для изучения биологических, естественнонаучных, профессиональных и специальных дисциплин; формировать умения и навыки, необходимые для проведения химического эксперимента.

IV. Место дисциплины в структуре ООП

А. Информация об образовательном стандарте и учебном плане:

- тип образовательного стандарта и вид учебного плана – ИБ
- направление подготовки – 020400.62 «Биология»
- наименование учебного плана – ИБ_Биология (Биохимия, молекулярная биология)¹
ИБ_Биология (Биотехнология, биоинженерия, биофизика)¹
ИБ_Биология (Общая биология и экология)¹
ИБ_Биология (Генетика, эмбриология, клеточная биология)²
ИБ_Биология (Физиология)²
- профиль подготовки – Биохимия, молекулярная биология¹; Биотехнология, биоинженерия, биофизика¹; Общая биология и экология¹; Генетика, эмбриология, клеточная биология²; Физиология²

Б. Информация о месте дисциплины в образовательном стандарте и учебном плане

- базовая часть;
- модуль – «Химия»;
- курс – 1;
- семестр – 1.

¹ – первая группа учебных планов, ² – вторая группа учебных планов.

В. Перечень дисциплин, которые должны быть освоены для начала освоения данной дисциплины:

- школьная программа по химии, физике, математике и биологии

Г. Общая трудоемкость – 144 часа, 4 зачетные единицы¹; 180 часов, 5 зачетных единиц².

Д. Форма промежуточной аттестации – экзамен.

V. Формы проведения:

- форма занятий: лекции – 36 часов,
лабораторные занятия – 72 часа,
самостоятельная работа – 36 часов¹; 72 часа²;
- формы текущего контроля: тесты, устные формы контроля при работе на лабораторных занятиях, отчеты по лабораторным работам, письменные контрольные работы, коллоквиумы.

VI. Распределение трудоемкости по разделам и темам, а также формам проведения занятий с указанием форм текущего контроля и промежуточной аттестации

№ п/п	Наименование разделов и тем дисциплины	Трудоемкость по формам занятий			Формы контроля
		Аудиторная работа		Самост. работа	
		Лекции	Лабораторные занятия		
1.	Раздел 1. Основные понятия и законы химии. Тема 1.1. Стехиометрические законы	1	2	2 ¹ , 4 ²	Тест, работа на лаб. занятии
2.	Раздел 2. Основы химической термодинамики и кинетики. Тема 2.1. Основные понятия и определения химической термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса. Расчет энтальпий реакций. Тема 2.2. Самопроизвольные процессы. Энтропия. Энергия Гиббса. Расчет энергии Гиббса реакции. Тема 2.3. Термодинамический вывод константы равновесия. Кинетика химических реакций. Катализ. Тема 2.4. Обратимые реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.	7	16	7 ¹ , 14 ²	Тест, работа на лаб. занятии, контрольная работа, коллоквиум
3.	Раздел 3. Растворы. Тема 3.1. Образование растворов. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Равновесия в растворах слабых электролитов.	4	10	4 ¹ , 8 ²	Тест, работа на лаб. занятии, контрольная работа, коллоквиум

	Тема 3.2. Кислоты и основания. Ионное произведение воды. рН. Гидролиз. Буферные растворы. Произведение растворимости.				
4.	Раздел 4. Окислительно-восстановительные процессы Тема 4.1 Окислительно-восстановительные реакции. Направление протекания окислительно-восстановительной реакции. Уравнение Нернста.	2	6	3 ¹ , 6 ²	Тест, работа на лаб. занятии, контрольная работа, коллоквиум
5.	Раздел 5. Координационные соединения. Тема 5.1. Координационные соединения: образование, устойчивость и свойства.	2	4	2 ¹ , 4 ²	Тест, работа на лаб. занятии, контрольная работа, коллоквиум
6.	Раздел 6. Строение вещества. Тема 6.1. Строение атома. Периодический закон. Тема 6.2. Химическая связь. Применение метода молекулярных орбиталей для описания ковалентной химической связи. Тема 6.3. Метод отталкивания валентных электронных пар. Химическая связь в комплексных соединениях.	6	10	6 ¹ , 12 ²	Тест, работа на лаб. занятии, контрольная работа.
7.	Раздел 7. Химия элементов Тема 7.1. Металлы 1 и 2 группы. Водород. Тема 7.2. Химия элементов 17 группы. Тема 7.3. Химия элементов 16 группы. Тема 7.4. Химия элементов 15 группы. Тема 7.5. Общая характеристика переходных металлов. Металлы 4-7 групп. Тема 7.6. Переходные металлы 8-12	12	24	12 ¹ , 24 ²	Тест, работа на лаб. занятии, контрольная работа, коллоквиум

групп.				
Тема 7.7. Элементы 13 и 14 групп.				

VII. Содержание дисциплины по разделам

Раздел 1. Основные понятия и законы химии

Тема 1.1. *Стехиометрические законы*

Атом, молекула. Химический элемент. Простое и сложное вещество. Аллотропия. Химическая реакция. Химическая форма движения материи. Стехиометрические законы. Стехиометрические и нестехиометрические соединения. Дальтонида и бертоллиды. Газообразное состояние: идеальный газ, закон Авогадро, уравнение Клапейрона–Менделеева. Реальные газы. Жидкое состояние: ближний и дальний порядок. Кристаллическое состояние: кристаллическая решетка, дефекты, анизотропия свойств. Аморфное состояние. Стекла. Жидкие кристаллы. Квазикристаллы.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания

Раздел 2. Основы химической термодинамики и кинетики

Тема 2.1. *Основные понятия и определения химической термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса. Расчет энтальпий реакций.*

Элементы химической термодинамики. Система и окружающая среда. Компонент. Фаза. Свойства системы. Тепловые эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние вещества. Закон Гесса. Энтальпия химической реакции.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной и коллоквиуму.

Тема 2.2. *Самопроизвольные процессы. Энтропия. Энергия Гиббса. Расчет энергии Гиббса реакции.*

Направление химической реакции. Энтропия. Энтропия вещества как функция термодинамической вероятности. Энтропия химической реакции. Энергия Гиббса. Изменение энергии Гиббса системы как критерий и движущая сила самопроизвольных процессов в закрытых системах. Энергия Гиббса образования вещества. Термодинамическая активность. Учет термодинамической активности вещества при определении энергии Гиббса его образования.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной и коллоквиуму.

Тема 2.3. *Термодинамический вывод константы равновесия. Кинетика химических реакций. Катализ.*

Константа равновесия и ее связь со стандартной энергией Гиббса реакции. Скорость химической реакции. Методы ее наблюдения и измерения. Простые и сложные реакции. Основной закон химической кинетики. Порядок реакции и его экспериментальное определение. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ферментативный ка-

тализ. Ингибирование реакции. Обратимые реакции.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной и коллоквиуму.

Тема 2.4. *Обратимые реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.*

Химическое равновесие. Константа равновесия химической реакции. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье и его термодинамическое и кинетическое обоснование. Фазовые равновесия и фазовые диаграммы.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной и коллоквиуму.

Раздел 3. Растворы

Тема 3.1. *Образование растворов. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Равновесия в растворах слабых электролитов.*

Основные понятия теории растворов. Способы выражения состава растворов. Влияние температуры и давления на растворимость веществ. Насыщенные и пересыщенные растворы. Коллигативные свойства растворов. Явление осмоса. Осмотическое давление раствора. Осмос в природе.

Равновесия в растворах электролитов. Процесс электролитической диссоциации. Сольватация ионов. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Ионная сила раствора. Коэффициент активности иона.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной и коллоквиуму.

Тема 3.2. *Кислоты и основания. Ионное произведение воды. рН. Гидролиз. Буферные растворы. Произведение растворимости.*

Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Протолитические равновесия. Автопротолиз. Ионное произведение воды. Водородный показатель рН. Вода как растворитель. Дифференцирующие и нивелирующие растворители.

Гидролиз солей. Гидролиз катионов и анионов как пример протолитического равновесия. Необратимый гидролиз.

Буферные растворы. Природные буферные системы.

Равновесие осадок–раствор. Произведение растворимости. Образование коллоидных систем при выделении малорастворимых веществ.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной и коллоквиуму.

Раздел 4. Окислительно-восстановительные процессы

Тема 4.1. *Окислительно-восстановительные реакции. Направление протекания окислительно-восстановительной реакции. Уравнение Нернста.*

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций в растворах. Электродный потенциал и способ его измерения. Стандартный электрод. Разность электродных потенциалов окислительно-восстановительной реакции и направление ее протекания. Уравнение Нернста. Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции.

Электролиз. Напряжение разложения. Перенапряжение. Особенности электролиза концентрированных растворов. Гальванические элементы и аккумуляторы. Топливные элементы. Электрохимическая коррозия. Способы защиты от коррозии.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной и коллоквиуму.

Раздел 5. Координационные соединения.

Тема 5.1. *Координационные соединения: образование, устойчивость и свойства.*

Комплексная частица, центральный атом и лиганды. Координационное число. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Моно- и полидентатные лиганды. Номенклатура координационных соединений. Образование комплексных соединений в растворах. Константа устойчивости комплексного иона. Химические реакции с участием комплексных ионов.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной и коллоквиуму.

Раздел 6. Строение вещества.

Тема 6.1. *Строение атома. Периодический закон.*

Электронное строение атома. Понятие об описании квантовых систем с помощью волновой функции. Электронная плотность вероятности. Одноэлектронное приближение. Атомные орбитали (АО). Графическое представление s -, p -, d -, f -АО. Энергетические диаграммы атомов. Заполнение АО электронами. Принцип Паули. Правило Хунда. Размер атомов и ионов. Ковалентный, металлический и ионный радиус. Ионизационный потенциал. Сродство к электрону. Электроотрицательность.

Периодический закон Д. И. Менделеева, его физическое обоснование. Особенности тяжелых элементов (ослабление и исчезновение периодичности). Современное значение периодического закона.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной.

Тема 6.2. *Химическая связь. Применение метода молекулярных орбиталей для описания ковалентной химической связи.*

Химическая связь. Виды химической связи. Характеристики химической связи: энергия и длина. Полярность связи. Дипольный момент молекулы.

Перекрывание АО как условие образования связи. Связи σ - и π -типа. Описание химической связи методом линейной комбинации молекулярных орбиталей (ЛКАО-МО).

Энергетические диаграммы двухатомных гомо- и гетероядерных молекул, образованных элементами 1-го и 2-го периодов. Кратность связи. Магнитные свойства молекул и веществ. Принципы построения энергетических диаграмм простейших многоатомных молекул (CH_4 , NH_3 , H_2O). Окраска веществ.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной.

Тема 6.3. *Метод отталкивания валентных электронных пар. Химическая связь в комплексных соединениях.*

Описание геометрического строения молекул в рамках метода отталкивания электронных пар (метод Гиллеспи).

Описание химической связи в комплексных соединениях. Применение метода ЛКАО-МО к описанию химической связи в октаэдрических комплексах переходных металлов. Энергия расщепления. Высокоспиновые и низкоспиновые комплексы. Окраска комплексов.

Межмолекулярные взаимодействия. Молекулярные вещества. Силы Ван-дер-Ваальса. Влияние межмолекулярных взаимодействий на свойства веществ. Водородные связи.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной.

Раздел 7. Химия элементов.

Тема 7.1. *Металлы 1 и 2 группы. Водород.*

Структура ковалентных, ионных и металлических кристаллов. Элементы зонной теории. Металлы, полупроводники, диэлектрики.

Щелочные металлы. Электронное строение и свойства атомов. Изменение свойств простых веществ в группе. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Гидриды, оксиды, гидроксиды, пероксиды. Применение и биологическая роль соединений натрия и калия.

Бериллий, магний и щелочноземельные металлы. Электронное строение и свойства атомов. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Свойства гидридов, оксидов, пероксидов, гидроксидов и солей. Временная и постоянная жесткость воды, цели и методы ее устранения. Применение и биологическая роль соединений магния и кальция.

Водород. Строение атома. Изотопы. Нахождение в природе, методы получения в лаборатории и промышленности. Физические и химические свойства. Гидриды металлов и неметаллов. Применение и биологическая роль водорода.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к коллоквиуму.

Тема 7.2. *Элементы 17 группы.*

Электронное строение и свойства атомов элементов 17 группы. Нахождение в природе, методы получения простых веществ в лаборатории и промышленности. Физические и химические свойства простых веществ. Взаимодействие галогенов с водой. Соединения галогенов с водородом. Физические и химические свойства галогеноводородов. Галогеноводородные кислоты. Плавиковая и соляная кислоты, их получение и применение. Галогениды металлов и неметаллов. Кислородные соединения галогенов. Оксиды. Оксокислоты хлора, брома и йода; их кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Соли оксокислот. Применение и биологическая роль галогенов и их соединений.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к коллоквиуму.

Тема 7.3. *Элементы 16 группы.*

Электронное строение и свойства атомов элементов 16 группы. Размеры атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону. Нахождение в природе, методы получения простых веществ в лаборатории и промышленности. Физические и химические свойства

простых веществ. Кислород, озон. Оксиды металлов (металлоподобные, основные, амфотерные и кислотные) и неметаллов (кислотные, несолеобразующие). Получение и применение оксидов. Пероксиды и супероксиды. Вода и пероксид водорода. Диаграмма состояния воды. Применение и биологическая роль кислорода и его соединений.

Сера. Аллотропные модификации. Водородные соединения серы, сульфиды и полисульфиды. Получение и применение сероводорода. Оксиды серы, строение молекул. Серная и сернистая кислоты: получение, кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Применение и биологическая роль серы и ее соединений.

Селен, теллур. Водородные и кислородные соединения селена и теллура. Применение и биологическая роль селена, теллура и их соединений.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к коллоквиуму.

Тема 7.4. *Элементы 15 группы.*

Электронное строение и свойства атомов элементов 15 группы. Нахождение в природе. Физические и химические свойства простых веществ.

Азот. Соединения азота с водородом. Аммиак. Строение молекулы. Получение, свойства и применение аммиака. Аммиак как основание. Соли аммония. Оксиды азота. Строение молекул. Физические и химические свойства. Свойства, получение и применение азотной и азотистой кислот и их солей. Применение и биологическая роль азота и его соединений.

Фосфор. Аллотропные модификации. Гидриды и оксиды фосфора. Оксокислоты фосфора (фосфорноватистая, фосфористая, фосфорная): строение анионов, кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Получение, свойства и применение фосфорной кислоты и фосфатов. Фосфатная буферная система. Полифосфорные кислоты и полифосфаты. АТФ. Применение и биологическая роль фосфора и его соединений.

Мышьяк, сурьма и висмут. Физические и химические свойства. Соединения мышьяка, сурьмы и висмута. Применение и биологическая роль.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к коллоквиуму.

Тема 7.5. *Общая характеристика переходных металлов. Металлы 4-7 групп.*

Общие свойства переходных металлов. 3 группа. Электронное строение и свойства атомов. “Лантаноидное сжатие”. Особенности химии актиноидов. Оксиды и гидроксиды. Особенности химии радиоактивных элементов. Реакции с участием «меченых атомов». Применение в медицинской диагностике. Понятие о радиационно-химических реакциях. Радиоллиз воды. Биологически допустимая доза облучения.

Элементы 4 группы. Электронное строение и свойства атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Физические и химические свойства. Оксиды, гидроксиды и галогениды металлов 4 группы. Применение и биологическая роль.

Элементы 5 группы. Электронное строение и свойства атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды: кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Катионные и анионные комплексы. Применение и биологическая роль.

Элементы 6 группы. Электронное строение и свойства атомов. Проявляемые степени

окисления и их относительная стабильность. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды: кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Изо- и гетерополиокислоты. Хроматы и дихроматы. Катионные и анионные комплексы хрома. Применение хрома, молибдена и вольфрама. Биологическая роль молибдена.

Элементы 7 группы. Электронное строение и свойства атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды металлов 7 группы: устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Оксиды марганца. Марганцевая кислота и ее соли. Комплексы марганца.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к коллоквиуму.

Тема 7.6. Переходные металлы 8 –12 групп

Элементы триады железа: железо, кобальт, никель. Электронное строение и свойства атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Физические и химические свойства. Полиморфизм железа. Ферриты. Ферромагнетизм. Чугун и стали. Оксиды и гидроксиды железа, кобальта и никеля: кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Соли металлов триады железа. Координационные соединения металлов триады железа. Высоко- и низкоспиновые комплексы. Биологическая роль железа.

Элементы 11 группы. Электронное строение и свойства атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды. Катионные и анионные комплексы. Соединения меди (I) и (II). Биологическая роль меди.

Элементы 12 группы. Электронное строение и свойства атомов. Физические и химические свойства. Особые свойства ртути. Оксиды, гидроксиды и соли. Комплексные соединения. Применение и биологическая роль.

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к коллоквиуму.

Тема 7.7. Элементы 13 и 14 групп

Электронное строение и свойства атомов элементов 13 группы. Бор. Физические и химические свойства. Соединения бора: бориды, бораны, борный ангидрид, борная кислота, бура. Алюминий. Нахождение в природе, получение и применение алюминия. Физические и химические свойства. Оксид и гидроксид алюминия. Соли. Комплексные соединения.

Элементы 14 группы. Электронное строение и свойства атомов. Изменение свойств простых веществ в группе (диэлектрики, полупроводники, металлы). Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Соединения элементов 14 группы с водородом. Углерод. Аллотропные модификации. Оксиды углерода, угольная кислота и ее соли. Оксид кремния и кремниевые кислоты. Силикаты в природе и промышленности. Силикагель, его адсорбционные свойства. Молекулярные сита. Стекло. Оксиды и гидроксиды олова и свинца: кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства

Задание для самостоятельной работы: подготовка к лабораторной работе, выполнение домашнего задания, подготовка к коллоквиуму.

VIII. Перечень компетенций, формируемых в результате освоения дисциплины

- универсальные общенаучные – ОНК-1.

IX. Используемые образовательные, научно-исследовательские и научно-производственные технологии

A. Образовательные технологии

- лекции-визуализации с использованием компьютерной анимации; лекции проблемного характера;
- выполнение лабораторных работ и обсуждение полученных результатов, тестирование, написание контрольных;
- работа над материалом учебников, учебных пособий, с конспектом и презентацией лекций, поиск информации в сети «Интернет» и научной литературе;
- подготовка к выполнению лабораторной работы; выполнение домашнего задания;
- подготовка к контрольной работе, коллоквиуму и экзамену.

X. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов, оценочные средства контроля успеваемости и промежуточной аттестации

A. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов организуется согласно графику лекций, лабораторных занятий и самостоятельной работы. График раздается студентам на первом занятии и дублируется на сайте химического факультета МГУ (<http://www.chem.msu.ru>) в разделе «Кафедра общей химии», подраздел «Учебные материалы».

Б. Текущий контроль за освоением рабочей программы дисциплины разбивается на три этапа и осуществляется в соответствии с многобалльной (рейтинговой) системой оценки знаний. В 1 этап входят: 3 лабораторные работы, контрольная и коллоквиум по разделам 1 и 2, во 2 этап – 3 лабораторные работы, контрольная и коллоквиум по разделам 3, 4 и 5, в 3 этап – 4 лабораторные работы, контрольная и коллоквиум по разделам 6 и 7. Максимальная оценка за первый этап составляет 80 баллов, за второй – 80 баллов и за третий – 90 баллов. Всего максимально возможное число баллов, которые студент может получить в течение семестра составляет 250 баллов.

Промежуточный контроль усвоения студентами дисциплины «Общая и неорганическая химия» осуществляется в процессе экзамена. Экзаменационный билет включает в себя вопрос по общей химии (разделы 1 – 6), вопрос по химии элементов (раздел 7) и задачу. Каждый вопрос и задача билета оценивается в 5 баллов (0, 1, 2, 3, 4, 5). Максимальное число баллов за экзамен – 15.

При использовании многобалльной системы оценки знаний студентов устанавливаются следующие правила:

- в 7 баллов оцениваются выполнение домашнего задания, оформление лабораторного журнала и ответы на вопросы теста (ответы даются в письменной форме). Студент, получивший в сумме два или менее баллов, к выполнению лабораторной работы не допускается и отрабатывает ее в специально выделенные дни;
- результаты обсуждения с преподавателем выполненной и оформленной лабораторной работы (сдача работы) оцениваются в 3 балла. Если работа сдается преподавателю

позднее, чем на занятии, следующем за ее выполнением, число баллов уменьшается. Если работа сдается преподавателю позднее, чем закончился соответствующий этап, выставляется 0 баллов;

- максимальная оценка за каждую контрольную работу составляет 30 баллов;
- максимальная оценка за каждый коллоквиум 20 баллов;
- общий балл по результатам текущего контроля за семестр подсчитывается суммированием баллов за отдельные контрольные мероприятия. Максимально возможное число баллов за семестр 250;
- студент, набравший за семестр 225 баллов и больше, может получить экзамен автомат с оценкой «отлично». Обязательным условием являются оценки за контрольные не менее 27 баллов и оценки за коллоквиумы не менее 18 баллов;
- студент, набравший за семестр меньше 95 баллов, до экзамена не допускается. Кроме того независимо от количества набранных баллов, не допускается до экзамена студент, у которого есть невыполненные или несданные преподавателю лабораторные работы;
- итоговая оценка по дисциплине получается суммированием общего балла по результатам текущего контроля за семестр с коэффициентом 0,1 и балла за экзамен и выставляется в экзаменационную ведомость и в зачетку (за исключением оценки «неудовлетворительно») в соответствии со следующей шкалой:

Баллы	Оценка
33 –39	«отлично»
26 –33	«хорошо»
18 –26	«удовлетворительно»
< 18	«неудовлетворительно»

- студенты, набравшие за экзамен меньше 8 баллов, или не решившие задачу получают, вне зависимости от количества набранных в семестре баллов, оценку «неудовлетворительно».
- студентам, не имеющим по результатам работы в семестре 95 баллов, в начале экзамена предоставляется дополнительная контрольная. Если после ее решения студент набирает 95 баллов, он получает билет и сдает экзамен, если нет – за экзамен студент получает оценку «неудовлетворительно».

В.

Примерный список заданий для проведения текущей и промежуточной аттестации

Примерные типовые задания контрольной работы № 1

1. Вычислить объем, массу или количества вещества газа с использованием уравнения Менделеева-Клапейрона.
2. Рассчитать энтальпию реакции на основании приведенных экспериментальных данных.
3. Определить стандартные энтальпию, энтропию и энергию Гиббса образования вещества на основании имеющихся табличных данных.
4. Вычислить энергию Гиббса реакции для определения возможности ее протекания при заданных условиях.
5. Определить кинетические параметры химической реакции (порядок по компонентам, константу скорости и энергию активации) на основании приведенных эксперименталь-

ных данных зависимости скорости химической реакции от концентраций реагирующих веществ.

Примерные типовые задания контрольной работы № 2

1. Рассчитать рН раствора слабой и сильной кислоты или слабого и сильного основания известной концентрации.
2. Рассчитать рН буферного раствора при заданных количествах составляющих его веществ; или определить количества веществ, необходимых для приготовления буферного раствора с заданным рН.
3. Рассчитать рН раствора соли заданной концентрации, катион или анион которой вступает в протолитическое взаимодействие с молекулами растворителя.
4. Определить растворимость малорастворимого электролита в воде или в водных растворах электролитов, содержащих одноименный с этим малорастворимым электролитом ион.
5. Уравнять окислительно-восстановительную реакцию методом электронно-ионного баланса и определить возможность ее протекания при стандартных и произвольно заданных концентрациях участников реакции.

Примерные типовые задания контрольной работы № 3

1. Схематически представить перекрывание орбиталей двух атомов в результате которого получается σ - или π -связь.
2. Построить схемы энергетических диаграмм атомов, молекул, ионов и комплексных частиц.
3. Предсказать геометрии многоатомных молекул методом Гиллеспи.
4. Составить уравнения реакций, характеризующих свойства простых веществ и соединений, образованных элементами 15, 16 и 17 групп Периодической системы.
5. Составить уравнений реакций, характеризующих свойства комплексных соединений.
6. Рассчитать константы равновесия реакций при стандартных условиях.

Вопросы коллоквиума № 1

Основные понятия термодинамики. Система и окружающая среда. Компонент. Фаза. Свойства системы. Тепловые эффекты химических реакций. Энтальпия реакции. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние вещества. Закон Гесса. Энтропия. Энтропия вещества как функция термодинамической вероятности. Энтропия химической реакции. Энергия Гиббса. Изменение энергии Гиббса системы как критерий и движущая сила самопроизвольных процессов в закрытых системах. Энергия Гиббса образования вещества и термодинамическая активность.

Скорость химической реакции. Простые и сложные реакции. Основной закон химической кинетики. Порядок реакции и его экспериментальное определение. Константа скорости реакции. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации химической реакции и ее экспериментальное определение. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ферментативный катализ. Ингибирование реакции.

Состояние и условия химического равновесия. Константа равновесия химической реакции. Химическое равновесие с точки зрения термодинамики. Химическое равновесие с точки

зрения кинетики. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Кинетическое и термодинамическое обоснование принципа Ле Шателье. Фазовые равновесия и фазовые диаграммы.

Вопросы коллоквиума № 2

Равновесия в растворах электролитов. Сильные и слабые электролиты. Активность иона и коэффициент активности. Степень диссоциации и константа диссоциации. Влияние концентрации и температуры на степень диссоциации слабого электролита. Теория кислот и оснований Бренстеда и Лоури. Протолитические равновесия (на примере процессов диссоциации и нейтрализации кислот и оснований). Автопротолиз. Ионное произведение воды. Влияние температуры на ионное произведение воды. Водородный показатель рН. Гидролиз солей. Гидролиз катиона и аниона как пример протолитического равновесия. Константа гидролиза и ее связь с константами диссоциации кислот и оснований, образующих соль. Степень гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации соли и температуры. Необратимый гидролиз. Буферные растворы. Расчет рН буферного раствора, образованного слабой кислотой и ее солью и слабым основанием и его солью. Механизм действия буферного раствора. Равновесие между осадком и раствором в растворе малорастворимого электролита. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадка.

Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Продукты восстановления перманганата калия и дихромата калия в зависимости от рН среды растворов.

Электродный потенциал. Его возникновение и измерение в гальваническом элементе. Электроды сравнения: водородный электрод, хлорсеребряный электрод. Стандартный электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов. Зависимость электродного потенциала от условий проведения реакции. Уравнение Нернста. Направление протекания окислительно-восстановительной реакции. Вычисление ΔE° и ΔE . Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции.

Комплексные соединения. Основные понятия: комплексообразователь, лиганд, координационное число. Номенклатура комплексных соединений. Образование комплексных частиц в растворах. Ступенчатые константы образования комплексных частиц и константы их устойчивости. Химические реакции с участием комплексных ионов.

Вопросы коллоквиума № 3

Галогены. Строение атомов, молекул и простых веществ. Физические и химические свойства галогенов и закономерности в их изменении. Силы Ван-дер-Ваальса. Три типа межмолекулярного взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное. Взаимодействие галогенов с водой. Галогеноводороды. Физические и химические свойства. Оксокислоты галогенов. Закономерности изменения их кислотных и окислительных свойств.

Элементы 16 группы. Простые вещества, образуемые элементами 16 группы, их физические и химические свойства. Гидриды элементов 16 группы. Закономерность изменения физических и химических свойств. Геометрия молекул. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства водных растворов. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Взаимодействие серы с кислотами и щелочами. Свойства оксидов серы. Свойства сернистой и серной кислот и их солей.

Элементы 15 группы. Водородные соединения элементов 15 группы. Закономерность изменения физических и химических свойств. Аммиак и гидроксид аммония. Свойства и устойчивость оксидов азота. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства азотной и азотистой кислоты. Свойства ортофосфорной кислоты. Растворимость солей ортофосфорной кислоты и их гидролиз.

Алюминий. Свойства оксида и гидроксида алюминия. Алюмотермия. Гидролиз солей алюминия.

Общая характеристика переходных металлов. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Оксиды и гидроксиды (кислотно-основные свойства).

Металлы 4 – 12 групп. Строение атомов и проявляемые степени окисления. Химические свойства металлов. Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Гидролиз солей.

Примерный перечень вопросов экзаменационных билетов

Вопросы по общей химии

1. Стехиометрические законы: закон сохранения массы, закон постоянства состава. Их роль в химии и современная трактовка. Газовые законы: закон Авогадро, уравнение Менделеева-Клапейрона
2. Периодический закон Д. И. Менделеева. Физическое обоснование периодического закона и его современная формулировка. «Длинная» и «короткая» формы периодической таблицы. Классификация элементов ПС.
3. Основные понятия и определения термодинамики. Энтальпия системы. Энтальпия химической реакции. Экспериментальное определение энтальпии реакции (на примере реакции нейтрализации).
4. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Способы расчета энтальпий реакций с использованием закона Гесса (на конкретных примерах).
5. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние элемента и вещества. Расчет энтальпий реакций по стандартным энтальпиям образования веществ (на конкретном примере).
6. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы (примеры). Макро- и микросостояния системы. Термодинамическая вероятность и энтропия. Возрастание энтропии как движущая сила самопроизвольного процесса.
7. Энтропия вещества. Зависимость энтропии вещества от температуры, объема, агрегатного состояния. Энтропия образования вещества.
8. Энтропия химической реакции. Процессы, сопровождающиеся увеличением и уменьшением энтропии (примеры). Расчет энтропии химической реакции (на конкретном примере).
9. Энергия Гиббса. Стандартная энергия Гиббса образования вещества. Стандартная энергия Гиббса химической реакции. Расчет стандартной энергии Гиббса химической реакции (на конкретном примере).
10. Зависимость энергии Гиббса химической реакции от температуры (энтальпийный и энтропийный факторы процесса). Энергия Гиббса и самопроизвольность процесса.
11. Термодинамическая активность вещества. Расчет энергии Гиббса образования вещества

- с учетом его термодинамической активности. Какие выводы можно сделать по знаку и величине $\Delta_r G$ и $\Delta_r G^\circ$?
12. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Константа равновесия химической реакции. Термодинамический вывод константы равновесия.
 13. Скорость химической реакции. Средняя и истинная скорость. Методы экспериментального определения скорости химических реакций (конкретный пример). Простые и сложные реакции. Особенности гетерогенных процессов.
 14. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. Кинетическое уравнение и порядок реакции. Экспериментальное определение порядка реакции (конкретный пример).
 15. Влияние температуры на скорость химической реакции. Причины влияния. Уравнение Аррениуса. Энергетический профиль химической реакции. Экспериментальное определение энергии активации химической реакции (конкретный пример).
 16. Катализ. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Причины влияния. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ферментативный катализ. Примеры практического использования катализаторов для изменения скорости реакции. Ингибирование реакций.
 17. Обратимые химические реакции. Скорость обратимых химических реакций. Кинетическое описание химического равновесия. Связь константы равновесия обратимой реакции с константами скоростей прямого и обратного процессов.
 18. Смещение химического равновесия при изменении внешних условий. Принцип Ле Шателье: термодинамическая и кинетическая трактовка.
 19. Фазовые равновесия. Диаграммы состояния однокомпонентных систем (на примере иода и воды).
 20. Растворы: твердые, жидкие, газообразные. Общие закономерности образования растворов. Способы выражения их состава. Растворимость. Насыщенные и пересыщенные растворы. Влияние температуры и давления на растворимость веществ.
 21. Коллигативные свойства растворов. Осмос, причины его возникновения, осмотическое давление. Биологическая роль осмоса. Диализ.
 22. Образование растворов электролитов. Электролитическая диссоциация. Энтальпии гидратации ионов. Сильные и слабые электролиты.
 23. Равновесие диссоциации в растворах слабых электролитов. Степень диссоциации и константа диссоциации слабого электролита. Влияние концентрации и температуры на степень диссоциации слабого электролита.
 24. Сильные электролиты (примеры). Ионная сила. Активность ионов в растворах сильных электролитов. Коэффициент активности.
 25. Теория кислот и оснований Бренстеда и Лоури. Протолитические равновесия (на примере процессов диссоциации и нейтрализации кислот и оснований). Понятие о теории кислот и оснований Льюиса.
 26. Ионное произведение воды. Влияние температуры на ионное произведение воды. Водородный показатель pH.
 27. Гидролиз как пример протолитического равновесия. Гидролиз катиона и аниона (примеры). Полный (необратимый) гидролиз (примеры).

28. Константа гидролиза и ее связь с константами диссоциации кислот и оснований, образующих соль. Степень гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации соли и температуры.
29. Буферные системы. Расчет pH буферной системы (на примере ацетатного буфера). Механизм действия ацетатного буфера.
30. Буферные системы. Расчет pH буферной системы (на примере аммиачного буфера). Биологические буферные системы.
31. Равновесие осадок-раствор. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадка. Образование коллоидных систем малорастворимыми веществами
32. Окислительно-восстановительные реакции (примеры). Важнейшие окислители и восстановители. Продукты восстановления перманганата калия и бихромата калия в зависимости от pH среды растворов.
33. Электродный потенциал. Его возникновение и измерение в гальваническом элементе. Электроды сравнения: водородный электрод, хлорсеребряный электрод. Стандартный электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов.
34. Зависимость электродного потенциала от условий проведения реакции. Уравнение Нернста
35. Направление протекания окислительно-восстановительной реакции. Вычисление ΔE° и ΔE (на конкретном примере). Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции.
36. Электролиз. Химические источники тока. Современные гальванические элементы. Топливный элемент.
37. Квантовое описание строения атома. Атомные орбитали и квантовые числа. Графическое представление атомных орбиталей. Порядок заполнения атомных орбиталей в многоэлектронных атомах.
38. Энергетические диаграммы многоэлектронных атомов и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Свойства атомов: радиус атома, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.
39. Образование химической связи, ее характеристики: энергия, длина, полярность. Перекрывание АО с образованием σ - и π -связей. Описание ковалентной химической связи методом молекулярных орбиталей.
40. Энергетические диаграммы МО двухатомных молекул и ионов, образованных элементами 1-го периода (H_2^+ , H_2 , H_2^- , He_2^+). Кратность и энергия связи.
41. Энергетические диаграммы МО двухатомных гомоядерных молекул 2 периода. Закономерности в изменении их свойств (длина связи, энергия связи, магнитные свойства).
42. Применение метода ЛКАО-МО для описания образования связи в гетероядерных двухатомных молекулах на примере молекул CO, LiH и NaF. Полярность связи.
43. Предсказание геометрического строения молекул методом отталкивания электронных пар (метод Гиллеспи). Геометрия молекул $BeCl_2$, BF_3 , CH_4 , NH_3 и H_2O .
44. Вещества с молекулярной структурой (примеры). Межмолекулярные взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса (три составляющих). Водородная связь. Особенности фтороводорода, воды и аммиака, обусловленные водородными связями.
45. Понятие о зонном строении твердого тела. Металлы, полупроводники и диэлектрики

- (на примере простых веществ, образованных элементами IVA группы). Общие физические свойства металлов (электропроводность и теплопроводность).
46. Комплексные соединения (примеры). Основные понятия: комплексообразователь, лиганд, координационное число. Образование комплексных частиц в растворах. Ступенчатые константы образования комплексных частиц и константы их устойчивости.
 47. Описание химической связи в комплексных соединениях методом молекулярных орбиталей (на примере октаэдрического комплекса $3d$ -металла). Энергия расщепления и природа лиганда. Низкоспиновые и высокоспиновые комплексы.
 48. Химические реакции с участием комплексных частиц: реакции замещения лигандов; реакции с изменением степени окисления комплексообразователя; реакции, в которые вступают координированные лиганды (примеры).

Вопросы по химии элементов

1. Водород. Изотопы водорода. Свойства водорода. Получение и применение водорода. Гидриды.
2. Галогены. Строение атомов, молекул и простых веществ. Проявляемые степени окисления. Физические и химические свойства галогенов и закономерности в их изменении. Энергетические диаграммы МО молекул галогенов.
3. Растворимость галогенов в воде и органических растворителях. Взаимодействие галогенов с водой. Образование клатратов.
4. Галогеноводороды. Строение молекул. Физические и химические свойства. Особенности фтороводорода. Получение и применение соляной кислоты.
5. Оксокислоты хлора. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Свойства солей оксокислот хлора.
6. Оксокислоты галогенов. Закономерности изменения их кислотных и окислительных свойств в ряду $\text{Cl}-\text{Br}-\text{I}$. Устойчивость оксокислот галогенов.
7. Элементы 16 группы. Строение и свойства атомов, проявляемые степени окисления. Простые вещества, образуемые элементами 16 группы, их физические и химические свойства.
8. Гидриды элементов 16 группы. Закономерность изменения физических и химических свойств. Геометрическое строение молекул. Растворимость и свойства водных растворов (кислотные и окислительно-восстановительные).
9. Кислород и озон. Нахождение в природе, получение. Биологическая и экологическая роль кислорода и озона. Энергетическая диаграмма МО молекулы кислорода. Физические и химические свойства кислорода и озона. Кислотно-основные свойства важнейших оксидов металлов и неметаллов.
10. Вода. Фазовая диаграмма. Электронное и геометрическое строение молекулы. Физические и химические свойства. Автопротолиз. Аквакомплексы.
11. Пероксиды. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, получение и применение пероксида водорода.
12. Сера. Превращения серы при нагревании. Нахождение в природе, получение и применение серы. Взаимодействие серы с кислотами и щелочами.
13. Оксиды серы. Получение и свойства. Описание геометрического строения молекул ок-

- сидов методом Гиллеспи. Взаимодействие оксидов серы с водой. Свойства сернистой и серной кислот. Сульфиты, сульфаты.
14. Сероводород. Получение и свойства сероводорода. Сульфиды металлов. Растворимость сульфидов в воде и кислотах. Полисульфиды.
 15. Общая характеристика элементов 15 группы. Строение, физические и химические свойства простых веществ. Полиморфные модификации фосфора. Выбор стандартного состояния фосфора.
 16. Водородные соединения элементов 15 группы. Закономерность изменения физических и химических свойств. Электронное (МО) и геометрическое строение молекул.
 17. Получение, применение, физические и химические свойства аммиака. Описание химической связи в молекуле аммиака методом молекулярных орбиталей. Водные растворы аммиака. Соли аммония.
 18. Оксиды азота. Свойства и устойчивость. Взаимодействие с водой. Энергетическая диаграмма МО молекулы NO. Образование в атмосфере и экологическая роль оксида азота(II) и оксида азота(IV).
 19. Азотная и азотистая кислоты. Получение, применение и свойства. Свойства солей азотной и азотистой кислот.
 20. Оксиды фосфора. Строение и свойства. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Применение фосфатов. Гидролиз полифосфорных кислот. АТФ.
 21. Получение и применение фосфорной кислоты. Строение аниона PO_4^{3-} . Растворимость солей ортофосфорной кислоты и их гидролиз. Фосфатная буферная система.
 22. Углерод. Полиморфные модификации. Оксиды углерода. Энергетическая диаграмма молекулы CO. Физические и химические свойства CO и CO₂. «Парниковый» эффект.
 23. Взаимодействие CO₂ с водой. Угольная кислота и ее соли. Природные карбонаты. Карбонатная буферная система.
 24. Кремний. Оксид кремния(IV) и его свойства. Кремниевые кислоты и их соли. Силикагель. Гидролиз силикатов. Силикаты в природе и промышленности.
 25. Олово и свинец. Полиморфные модификации олова. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Соли олова и свинца. Экологическая роль соединений свинца.
 26. Бор. Особенности химии бора в сравнении с химией углерода, кремния и алюминия (соединения с водородом, оксид, гидроксид). Диагональное сходство элементов в периодической системе.
 27. Алюминий. Строение, свойства, получение и применение алюминия и его сплавов. Свойства оксида и гидроксида алюминия. Алюмотермия. Гидролиз солей алюминия.
 28. Металлы 2 группы. Получение, применение и свойства. Свойства оксидов, гидроксидов и солей металлов 2 группы. Жесткость воды, цели и методы ее устранения. Биологическая роль магния и кальция.
 29. Металлы 1 группы. Нахождение в природе. Получение и применение. Электронное строение и закономерность изменения свойств атомов (размер, энергия ионизации, электроотрицательность). Положение щелочных металлов в ряду стандартных электродных потенциалов.

30. Оксиды, пероксиды и надпероксиды металлов 1 группы. Свойства гидроксидов и солей. Гидриды.
31. Общая характеристика переходных металлов. Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Оксиды и гидроксиды (кислотно-основные свойства) Комплексные соединения переходных металлов (примеры).
32. Металлы 4 группы. Строение атомов и проявляемые степени окисления. Физические и химические свойства металлов. Оксиды, гидроксиды и соли.
33. Металлы 5 группы. Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
34. Металлы 6 группы. Строение атомов, проявляемые степени окисления. Физические и химические свойства. Химическая активность металлов. Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
35. Сравнительная характеристика окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов металлов 6 группы в высших степенях окисления.
36. Хром. Строение атома, проявляемые степени окисления и их устойчивость. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов. Гидролиз солей хрома.
37. Кислоты хрома и их соли. Равновесие между хромат-ионом и дихромат-ионом в растворе. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в различных степенях окисления.
38. Металлы 7 группы. Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Оксиды и гидроксиды металлов. Их устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
39. Марганец. Строение атома и проявляемые степени окисления (примеры соединений). Оксиды и гидроксиды. Их устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Комплексы марганца(II).
40. Марганцевая кислота и ее соли. Окислительные свойства перманганата калия в зависимости от pH среды (примеры).
41. Железо, кобальт и никель. Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Химическая активность металлов. Оксиды и гидроксиды металлов в различных степенях окисления, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
42. Железо. Строение атома и проявляемые степени окисления. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов. Гидролиз солей. Коррозия. Биологическая роль железа.
43. Комплексные соединения железа, кобальта и никеля. Свойства железа (II) и железа (III) в составе аквакатионов и комплексных ионов (гексацианоферрата (II) и (III)). Влияние комплексообразования на устойчивость степени окисления +3 у кобальта и железа.
44. Металлы 11 группы. Строение атомов, проявляемые степени окисления, физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды. Растворимость и гидролиз солей меди и серебра. Комплексные соединения металлов 11 группы. Биологическая роль меди.
45. Металлы 12 группы. Строение атомов, проявляемые степени окисления, физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды. Соли цинка, кадмия и ртути, их особенно-

сти. Экологическая роль кадмия и ртути.

Примерные типовые задания экзамена

1. Вычислить энтальпию растворения кристаллогидрата, если известны энтальпия растворения безводной соли и энтальпия образования кристаллогидрата из безводной соли и воды.
2. Вычислить изменение энтальпии, энтропии или энергии Гиббса реакции по табличным термодинамическим данным при разных температурах.
3. Определить энтальпию реакции по энтальпиям известных реакций с использованием закона Гесса.
4. Рассчитать константу равновесия реакции при различных температурах, если известны энтальпия и энтропия реакции.
5. Известны константы равновесия реакции при двух температурах. Рассчитать из этих данных энтальпию и энтропию реакции.
6. Определить параметры кинетического уравнения реакции (порядок, энергию активации, константу скорости) из экспериментальных данных по зависимости скорости реакции от концентраций реагирующих веществ и температуры.
7. Определить, во сколько раз катализатор изменяет скорость химической реакции, если известны энергии активации реакции с катализатором и без катализатора.
8. Определить, на какую величину уменьшается энергия активации, если известно во сколько раз при использовании катализатора возрастает скорость реакции.
9. Определить константу диссоциации слабого электролита, если известны концентрация и рН его раствора.
10. Рассчитать значение степени диссоциации слабого электролита в растворе заданной концентрации. Как изменится степень диссоциации и рН этого электролита при разбавлении?
11. Определить рН раствора, содержащего слабую кислоту или основание и соль этой кислоты или основания.
12. Рассчитать, сколько соли следует добавить к раствору слабой кислоты или основания, чтобы получить раствор с заданным значением рН?
13. Определить концентрацию ионов в насыщенном растворе малорастворимого сильного электролита.
14. Определить, выпадет ли осадок при сливании растворов заданной концентрации?
15. Рассчитать рН насыщенного раствора малорастворимого основания.
16. Для раствора соли заданной концентрации рассчитать константу гидролиза ее катиона или аниона, степень гидролиза катиона или аниона и рН.
17. Определить концентрацию раствора этой соли, если известен рН ее раствора.
18. Известна степень гидролиза иона в растворе соли определенной концентрации. Определить рН этого раствора и константу диссоциации слабого электролита, образующего эту соль.
19. Определить электродный потенциал процесса при заданных концентрациях его участников.
20. Вычислить концентрацию одного из участников процесса, если известен его стандарт-

- ный электродный потенциал и концентрации других участников.
21. Методом ионно-электронного баланса подобрать коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции и определить ее стандартную энергию Гиббса и константу равновесия.
 22. Определить направление протекания окислительно-восстановительной реакции при заданных концентрациях ее участников.
 23. Вычислить электродный потенциал металла в насыщенном растворе его соли.
 24. К раствору комплексной соли добавляют анион, образующий с ионом комплексообразователем малорастворимую соль. Определить, при какой концентрации этого аниона в растворе возможно разрушение комплекса.
 25. Определить константу устойчивости комплексного иона по стандартным электродным потенциалам двух процессов. В одном происходит восстановление иона металла комплексообразователя, координированного лигандами (NH_3 , F^- , Cl^- , Br^- , I^- , OH^-), во втором — иона металла комплексообразователя, координированного молекулами воды.
 26. Определить стандартный электродный потенциал процесса восстановления комплексного иона, если известны константа устойчивости этого комплексного иона и потенциал процесса восстановления его иона комплексообразователя.

XI. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

А. Основная литература (ко всем разделам)

1. Общая химия: Учебник для студ. учреждений высш. проф. образования / Г.П. Жмурко, Е.Ф. Казакова, В.Н. Кузнецов, А.В. Яценко; под ред. С.Ф. Дунаева. – М.: Издательский центр «Академия», 2011. – 512 с.
2. Практикум по общей химии: Учеб. пособие/Под ред. С.Ф. Дунаева. – М.: Изд-во МГУ, 2005. – 336 с.
3. Е.В. Батаева, А.А. Буданова Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для студ. учреждений высш. проф. образования /; под ред. С.Ф. Дунаева. – М.: Издательский центр «Академия», 2010. – 160 с.
4. Г.П. Жмурко, Е.Г. Кабанова, В.Н. Кузнецов и др. Вопросы и задачи для семинарских занятий по общей и неорганической химии. – М., 2009. – 104 с.

Б. Дополнительная литература (ко всем разделам)

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.
2. Хаускрофт К. Современный курс общей химии: в 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Констебл; пер. с англ. – М.: Мир, 2002.
3. Гринвуд Н. Химия элементов: в 2 т. / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: Бином. Лаборатория знаний, 2008.
4. Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия. В 2-х т. – М.: Мир, 2004. – Т.1, 679 с. – Т.2, 486 с.

В. Программное обеспечение и Интернет-ресурсы

- учебно-методические материалы по дисциплине «Химия» представлены на сайте Химического факультета МГУ имени М.В.Ломоносова (<http://www.chem.msu.ru>) в разделе

«Кафедра общей химии», подраздел «Учебные материалы для нехимических специальностей» под заголовком «Биологический факультет».

- дополнительная информация по теме «Координационные соединения» представлена в разделе «Кафедра общей химии», подраздел «Учебные материалы для нехимических специальностей» под заголовком «Биологический факультет», подраздел «Комплексные соединения в процессах дыхания живых существ».
- видеоматериалы демонстрационного эксперимента представлены в разделе «Кафедра общей химии», подраздел «Учебные материалы для нехимических специальностей» под заголовком «Факультет биоинженерии и биоинформатики», подраздел «Учебные видеоматериалы».

XII. Материально-техническое обеспечение дисциплины

А. Помещения

- лекции читаются в аудитории химического факультета МГУ;
- практические занятия проводятся в лабораториях практикума по общей химии химического факультета МГУ

Б. Оборудование

- лекционная аудитория химического факультета МГУ имени М.В. Ломоносова мультимедийным проектором, ноутбуком, экраном, оборудованием для проведения демонстрационного эксперимента;
- лаборатории практикума кафедры общей химии химического факультета МГУ имени М.В. Ломоносова оснащены лабораторной мебелью, химической посудой, реактивами, измерительными приборами, персональными компьютерами

В. Самостоятельная работа студентов обеспечивается учебной и учебно-методической литературой (из расчета одно издание из списка основной литературы на одного обучающегося), доступом к сети «Интернет» и базам данных.

Программу составили:

доцент кафедры общей химии, к.х.н.

ведущий научный сотрудник, к.х.н.

Жмурко Г.П.

Кузнецов В.Н.