

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
профессионального образования
Московский государственный университет имени М.В. Ломоносова
Факультет биоинженерии и биоинформатики

УТВЕРЖДАЮ

Декан
факультета биоинженерии
и биоинформатики,
академик

_____/В.П. Скулачев /

« ____ » _____ 20__ г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование дисциплины:

Общая и неорганическая химия

Уровень высшего образования:

специалитет

Направление подготовки (специальность):

06.05.01 Биоинженерия и биоинформатика

Форма обучения:

очная

Рабочая программа рассмотрена и одобрена

Ученым советом факультета

(протокол № _____, _____)

Москва 20__

Рабочая программа дисциплины разработана в соответствии с самостоятельно установленным МГУ образовательным стандартом (ОС МГУ) для реализуемых основных профессиональных образовательных программ высшего образования по специальности 06.05.01 «Биоинженерия и биоинформатика» (программы специалитета) в редакции приказа МГУ от 30 декабря 2016 г.

Год (годы) приема на обучение – 2016, 2017, 2018, 2019.

© Факультет биоинженерии и биоинформатики МГУ имени М.В. Ломоносова

Программа не может быть использована другими подразделениями университета и другими вузами без разрешения факультета.

Цель и задачи дисциплины

Цель курса: 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 курса: Сформировать понятие о химическом процессе на основе фундаментальных законов и закономерностей химической термодинамики и кинетики; концепции квантово-механической теории строения атома и химической связи, теории растворов и координационных соединений. Дать основы систематических знаний по неорганической химии. Познакомить с биологической ролью различных химических веществ. Способствовать развитию физико-химического мышления, необходимого для изучения биологических, естественнонаучных, профессиональных и специальных дисциплин; формировать умения и навыки, необходимые для проведения химического эксперимента.

1. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО – базовая часть, математический и естественно-научный цикл, курс I – семестр 1.

2. Входные требования для освоения дисциплины, предварительные условия: освоение дисциплины «Общая и неорганическая химия» базируется на результатах обучения по учебным предметам ступени среднего общего образования: химия (углубленный уровень), математика (углубленный уровень), физика (базовый уровень) и биология (углубленный уровень)

3. Планируемые результаты обучения по дисциплине:

Знать: основы химической термодинамики и кинетики; важнейшие теории растворов и координационных соединений; закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций и электрохимических процессов; теоретические основы строения атома и химической связи; основные классы неорганических соединений, физические и химические свойства простых веществ и важнейших соединений, образуемых элементами различных групп Периодической системы.

Уметь: вычислять термодинамические и кинетические характеристики химических процессов, предсказывать направление протекания химического процесса, возможность смещения химического равновесия, измерять и вычислять степень диссоциации электролитов и их pH; определять и вычислять степень и константу гидролиза ионов в растворах солей, определять растворимость и произведение растворимости труднорастворимых солей и оснований, предсказывать возможность образования или растворения осадка; составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций и предсказывать возможность их протекания; строить энергетические диаграммы атомов и молекулярных орбиталей бинарных молекул и ионов, образованных элементами 2, 3, 4 периодов; характеризовать свойства атомов и важнейших соединений элементов различных групп Периодической системы Д.И.Менделеева; объяснять зависимость свойств неорганических соединений одного класса при движении по группе и по периоду, а также, зависимость свойств неорганических веществ от их состава и строения; характеризовать биологическую роль химических элементов и их соединений; использовать для решения проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности, теоретические знания о физико-химической природе процессов, происходящих в биологических объектах на молекулярном и клеточном уровнях.

Владеть: правилами и техникой безопасности работы в химической лаборатории; химической терминологией, навыками проведения химического эксперимента и способностью кооперироваться и разграничивать зоны ответственности с другими студентами при

выполнении групповых экспериментов; способами обработки экспериментальных данных и представлением их в виде графиков и таблиц.

Иметь опыт: работы в химической лаборатории, использования химической посуды и химических реактивов, проведения химического эксперимента, оформления отчетов по лабораторному эксперименту, обобщения и систематизации полученных экспериментальных данных, объяснения полученных результатов и формулировки выводов.

4. Формат обучения - лекционные и лабораторные занятия.

5. Объем дисциплины составляет 4 з.е., в том числе 108 академических часов, отведенных на контактную работу обучающихся с преподавателем, 36 академических часов на самостоятельную работу обучающихся.

6. Краткое содержание дисциплины (аннотация):

№ п/п	Наименование и краткое содержание разделов и тем дисциплины, Форма промежуточной аттестации по дисциплине	Всего	В том числе			Самостоятельная работа обучающегося, (часы)
			Контактная работа (работа во взаимодействии с преподавателем) Виды контактной работы, часы			
			Занятия лекционного типа	Лабораторные занятия	Всего	
1.	Раздел 1. Основные понятия и законы химии. Тема 1.1. Стехиометрические законы.	1	1	0	1	0
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.. Кинетика химических реакций. Катализ. Тема 2.4. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.	12	4	8	12	0

4.	Контрольная работа 1	2	0	2	2	0
5.	Коллоквиум 1	2	0	2	2	0
6.	Раздел 3. Растворы. Тема 3.1. Образование растворов. Растворы неэлектролитов. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Равновесия в растворах слабых электролитов. Тема 3.2. Кислоты и основания. Ионное произведение воды. рН. Буферные растворы. Тема 3.3. Гидролиз. Произведение растворимости.	18	4	14	18	0
7.	Раздел 4. Окислительно-восстановительные процессы Тема 4.1. Окислительно-восстановительные реакции. Основные понятия и определения. Тема 4.2. Электродные потенциалы. Направление протекания окислительно-восстановительной реакции. Уравнение Нернста.	16	3	13	16	0
8.	Раздел 5. Координационные соединения. Тема 5.1. Координационные соединения: образование, устойчивость и свойства.	6	1	5	6	0
9.	Контрольная работа 1	2	0	2	2	0
10.	Коллоквиум 1	2	0	2	2	0
11.	Раздел 6. Строение вещества. Тема 6.1. Строение атома. Периодический закон. Тема 6.2. Химическая связь. Применение метода молекулярных орбиталей для	5	3	2	5	0

	описания ковалентной химической связи. Тема 6.3. Геометрическое строение молекул и ионов. Химическая связь в комплексных соединениях. Межмолекулярные взаимодействия.					
12.	Раздел 7. Химия элементов. Тема 7.1. Водород. Элементы 17 группы. Тема 7.2. Элементы 16 группы. Тема 7.3. Элементы 15 группы. Тема 7.4. Общая характеристика металлов. Переходные и непереходные металлы. Металлы 1 и 2 групп. Тема 7.5. Переходные металлы 3-7 групп. Лантаноиды. Тема 7.6. Железо, кобальт, никель. Тема 7.7. Переходные металлы 8 –12 групп. Тема 7.8. Элементы 13 и 14 групп.	38	20	18	38	0
13	Контрольная работа 3	2	0	2	2	0
14	Коллоквиум 3	2	0	2	2	0
	Групповые консультации					2
	Подготовка к экзамену					30
	Проведение экзамена					4
	Промежуточная аттестация - экзамен	144	36	72	108	36

7. Фонд оценочных средств (ФОС) для оценивания результатов обучения по дисциплине 7.1. Типовые контрольные задания или иные материалы для проведения текущего контроля успеваемости.

Вопросы коллоквиума № 1

Основные понятия и определения термодинамики. Энтальпия системы. Энтальпия химической реакции. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние элемента и вещества. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Расчет энтальпий реакций с использованием

закона Гесса. Макро- и микросостояния системы. Термодинамическая вероятность и энтропия. Энтропия вещества. Энтропия образования вещества. Процессы, сопровождающиеся увеличением и уменьшением энтропии. Расчет энтропии химической реакции. Энергия Гиббса. Стандартная энергия Гиббса образования вещества. Стандартная энергия Гиббса химической реакции. Энергия Гиббса и самопроизвольность процесса. Энтальпийный и энтропийный факторы процесса. Расчет стандартной энергии Гиббса химической реакции. Зависимость энергии Гиббса химической реакции от температуры. Термодинамическая активность вещества. Расчет энергии Гиббса образования вещества с учетом его термодинамической активности.

Скорость химической реакции. Основной закон химической кинетики. Кинетическое уравнение. Влияние температуры на скорость химической реакции. Причины влияния (доля активных молекул и распределение Больцмана). Уравнение Аррениуса. Энергетический профиль химической реакции. Определение энергии активации химической реакции. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ.

Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Константа равновесия химической реакции. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Кинетический и термодинамический вывод константы равновесия. Смещение химического равновесия при изменении внешних условий. Принцип Ле Шателье: термодинамическое и кинетическое обоснование.

Фазовые равновесия. Диаграммы состояния однокомпонентных систем.

Вопросы коллоквиума № 2

Растворы. Способы выражения их состава. Растворимость. Насыщенные и пересыщенные растворы. Влияние температуры на растворимость веществ.

Электролиты. Образование растворов электролитов. Энтальпии гидратации ионов. Сильные и слабые электролиты. Равновесие диссоциации в растворах слабых электролитов. Степень диссоциации и константа диссоциации слабого электролита. Влияние концентрации и температуры на степень диссоциации слабого электролита. Сильные электролиты. Ионная сила. Активность ионов в растворах сильных электролитов. Коэффициент активности.

Теория кислот и оснований Бренстеда и Лоури. Протолитические равновесия (на примере процессов диссоциации и нейтрализации кислот и оснований). Вода. Автопротолиз воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на ионное произведение воды. Водородный показатель рН. Гидролиз как пример протолитического равновесия. Гидролиз катиона и аниона. Полный (необратимый) гидролиз. Константа гидролиза и ее связь с константами диссоциации кислот и оснований, образующих соль. Степень гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации соли и температуры. Буферные системы. Расчет рН буферной системы (на примере ацетатного и аммиачного буферов). Механизм действия буфера. Биологические буферные системы.

Равновесие осадок-раствор. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадка.

Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Продукты восстановления перманганата калия и бихромата 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 реакции. 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. Комплексные соединения переходных металлов.

Примерные типовые задания контрольной работы № 1

1. Написать реакцию, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса которой являются стандартными энтальпиями, энтропиями и энергиями Гиббса вещества. Рассчитать энтропии и энергии Гиббса вещества при заданной температуре.
2. Определить возможность протекания химического процесса при заданных условиях.
3. Используя закон Гесса, рассчитать из приведенных данных энтальпии реакций, протекающих в калориметре.
4. Определить кинетическое уравнение реакции (порядки реакции, константу скорости, энергию активации) по заданным значениям скорости реакции при различных концентрациях реагентов.

Примерные типовые задания контрольной работы № 2

1. Рассчитать pH раствора слабой и сильной кислоты или слабого и сильного основания известной концентрации.
2. Рассчитать pH 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. Методом электронно-ионного баланса составить уравнение окислительно-восстановительной реакции. 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 1,2, 13-17 групп Периодической системы. Рассчитать константы равновесия реакций при стандартных условиях.
5. Составить уравнения реакций, характеризующих свойства переходных металлов и их соединений. Рассчитать константы равновесия реакций при стандартных условиях.

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

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. Свойства атомов: радиус атома, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.
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.
 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 (кинетический вывод константы равновесия).
 18. Смещение химического равновесия при изменении внешних условий. Принцип Ле Шателье: термодинамическое и кинетическое обоснование принципа Ле Шателье.
 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 рН.
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 рН буферной системы (на примере ацетатного буфера). Механизм действия ацетатного буфера.
30. Буферные системы. Расчет рН 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 рН 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. Образование химической связи, ее характеристики: энергия, длина, полярность. Перекрывание АО с образованием σ - и π -связей. Описание ковалентной химической связи методом молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы МО двухатомных молекул и ионов, образованных элементами 1-го и 2-го периодов. Кратность и энергия связи.
39. Предсказание геометрического строения молекул методом отталкивания электронных пар (метод Гиллеспи). Геометрия молекул BeCl_2 , BF_3 , CH_4 , NH_3 и H_2O .
40. Вещества с молекулярной структурой (примеры). Межмолекулярные взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса (три составляющих). Водородная связь. Особенности фтороводорода, воды и аммиака, обусловленные водородными связями.
41. 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).

42. Комплексные соединения (примеры). Основные понятия: комплексообразователь, лиганд, координационное число. Образование комплексных частиц в растворах. Ступенчатые константы образования комплексных частиц и константы их устойчивости.
43. Описание химической связи в комплексных соединениях методом молекулярных орбиталей (на примере октаэдрического комплекса $3d$ -металла). Энергия расщепления и природа лиганда. Низкоспиновые и высокоспиновые комплексы.
44. 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 оксидов 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 (кисотно-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 особенности. Экологическая роль кадмия и ртути.

Примерные типовые задания экзамена

1. Вычислить энтальпию, энтропию или энергию Гиббса реакции по табличным термодинамическим данным при разных температурах.
2. Определить энтальпию реакции по энтальпиям известных реакций с использованием закона Гесса.
3. Рассчитать константу равновесия реакции при различных температурах, если известны энтальпия и энтропия реакции.
4. Известны константы равновесия реакции при двух температурах. Рассчитать из этих данных энтальпию и энтропию реакции.

5. Определить порядок, энергию активации или константу скорости из экспериментальных данных по зависимости скорости реакции от концентраций реагирующих веществ и температуры.
6. Определить, во сколько раз катализатор изменяет скорость химической реакции, если известны энергии активации реакции с катализатором и без катализатора.
7. Определить, на какую величину уменьшается энергия активации, если известно во сколько раз при использовании катализатора возрастает скорость реакции.
8. Определить константу диссоциации слабого электролита, если известны концентрация и рН его раствора.
9. Рассчитать значение степени диссоциации слабого электролита в растворе заданной концентрации. Как изменится степень диссоциации и рН этого электролита при разбавлении?
10. Определить рН раствора, содержащего слабую кислоту или основание и соль этой кислоты или основания.
11. Рассчитать, сколько соли следует добавить к раствору слабой кислоты или основания, чтобы получить раствор с заданным значением рН?
12. Определить концентрацию ионов в насыщенном растворе малорастворимого сильного электролита.
13. Определить, выпадет ли осадок при сливании растворов заданной концентрации?
14. Рассчитать рН насыщенного раствора малорастворимого основания.
15. Для раствора соли заданной концентрации рассчитать константу гидролиза ее катиона или аниона, степень гидролиза катиона или аниона и рН.
16. Определить концентрацию раствора соли, содержащей катион слабого основания или анион слабой кислоты, по известному рН ее раствора.
17. Известна степень гидролиза иона в растворе соли определенной концентрации. Определить рН этого раствора и константу диссоциации слабого электролита, образующего эту соль.
18. Определить электродный потенциал процесса при заданных концентрациях его участников.
19. Вычислить концентрацию одного из участников процесса, если известен его стандартный электродный потенциал и концентрации других участников.
20. Методом ионно-электронного баланса подобрать коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции и определить ее стандартную энергию Гиббса и константу равновесия.
21. Определить направление протекания окислительно-восстановительной реакции при заданных концентрациях ее участников.
22. Вычислить электродный потенциал металла в насыщенном растворе его соли.
23. К раствору комплексной соли добавляют анион, образующий с ионом комплексообразователем малорастворимую соль. Определить, при какой концентрации этого аниона в растворе возможно разрушение комплекса.
24. 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.
25. Определить стандартный электродный потенциал процесса восстановления комплексного иона, если известны константа устойчивости этого комплексного иона и потенциал

процесса восстановления его иона комплексообразователя.

Шкала и критерии оценивания результатов обучения по дисциплине.

Результаты обучения	«Неудовлетворительно»	«Удовлетворительно»	«Хорошо»	«Отлично»
Знания: основ химической термодинамики и кинетики; важнейших теорий растворов и координационных соединений; закономерностей протекания окислительно-восстановительных реакций и электрохимических процессов; теоретических основ строения атома и химической связи; основных классов неорганических соединений, физических и химических свойств простых веществ и важнейших соединений, образуемых элементами различных групп Периодической системы	Знания отсутствуют	Фрагментарные знания	Общие, но не структурированные знания	Сформированные систематические знания
Умения: вычислять термодинамические и кинетические характеристики химических процессов, предсказывать направление протекания химического процесса, возможность смещения химического равновесия,	Умения отсутствуют	В целом успешное, но не систематическое умение	В целом успешное, но содержащее отдельные пробелы умение (допускает неточности непринципиального характера)	Успешное и систематическое умение

<p>измерять и вычислять степень диссоциации электролитов и их рН; определять и вычислять степень и константу гидролиза ионов в растворах солей, определять растворимость и произведение растворимости труднорастворимых солей и оснований, предсказывать возможность образования или растворения осадка; составлять уравнения окислительно- восстановительных реакций и предсказывать возможность их протекания; строить энергетические диаграммы атомов и молекулярных орбиталей бинарных молекул и ионов, образованных элементами 2, 3, 4 периодов; характеризовать свойства атомов и важнейших соединений элементов различных групп Периодической системы Д.И.Менделеева; объяснять зависимость свойств неорганических соединений одного класса при</p>				
--	--	--	--	--

<p>движении по группе и по периоду, а также, зависимость свойств неорганических веществ от их состава и строения; характеризовать биологическую роль химических элементов и их соединений; использовать для решения проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности, теоретические знания о физико-химической природе процессов, происходящих в биологических объектах на молекулярном и клеточном уровнях</p>				
<p>Владения: правилами и техникой безопасности работы в химической лаборатории; химической терминологией, навыками проведения химического эксперимента и способностью кооперироваться и разграничивать зоны ответственности с другими студентами при выполнении групповых экспериментов; способами</p>	<p>Навыки владения отсутствуют</p>	<p>Наличие отдельных навыков (наличие фрагментарного опыта)</p>	<p>В целом, сформированные навыки (владения), но используемые не в активной форме</p>	<p>Сформированные навыки (владения), применяемые при решении задач</p>

обработки экспериментальных данных и представлением их в виде графиков и таблиц				
--	--	--	--	--

8. Ресурсное обеспечение:

Основная литература (ко всем разделам)

1. Г.П. Жмурко, Е.Ф. Казакова, В.Н. Кузнецов, А.В. Яценко. Общая химия: Учебник для студ. учреждений высш. проф. образования /под ред. С.Ф. Дунаева. – М.: Издательский центр «Академия», 2011. – 512 с. (изд второе 2012 г.)
2. Г.П. Жмурко, Е.Г. Кабанова, В.Н. Кузнецов и др. Методическое пособие для семинарских и практических занятий по общей и неорганической химии: Учеб. пособие/Под ред. С.Ф. Дунаева. – М.: Типография «Актум», 2016. – 134 с.
3. Г.П. Жмурко, Е.Г. Кабанова, Е.Ф. Казакова и др. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии: Учеб. пособие /под ред. С.Ф. Дунаева. – М.: Издательство «КДУ», 2016. – 374 с.

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. Гринвуд Н. Химия элементов: в 2 т. / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: Бинوم. Лаборатория знаний, 2008.
3. Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия. В 2-х т. – М.: Мир, 2004. – Т.1, 679 с. – Т.2, 486 с.

Перечень лицензионного программного обеспечения (при необходимости)

Электронная библиотека МГУ <http://www.nbmgu.ru/publicdb/>
сайт дистанционного обучения химического факультета МГУ имени М.В.Ломоносова <http://www.vle3.chem.msu.ru> в разделе «Для студентов и магистрантов» подраздел «Общая и неорганическая химия для ФББ».
сайт 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 «Факультет биоинженерии и биоинформатики», подраздел «Учебные видеоматериалы».

Перечень профессиональных баз данных и информационных справочных систем

сайт химического факультета МГУ имени М.В.Ломоносова <http://www.chem.msu.ru>
Учебные материалы по неорганической химии Термические константы веществ
сайт химического факультета МГУ имени М.В.Ломоносова <http://www.chem.msu.ru>
Учебные материалы по неорганической химии Окислительно-восстановительные потенциалы

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

Поисковая система Google <https://www.google.ru/>
Google Академия <https://scholar.google.com/>

Поисковая система Yandex <https://yandex.ru/>

Библиотека научных статей PubMed <https://www.ncbi.nlm.nih.gov/pubmed/>

Википедия <https://en.wikipedia.org>

Описание материально-технического обеспечения.

Помещения

лекции читаются в аудитории химического факультета МГУ;

практические занятия проводятся в лабораториях практикума по общей химии химического факультета МГУ

Оборудование

лекционная аудитория химического факультета МГУ имени М.В. Ломоносова оснащена 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