



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ИНСТИТУТ НАУКОЕМКИХ ТЕХНОЛОГИЙ И ПЕРЕДОВЫХ МАТЕРИАЛОВ

СОГЛАСОВАНО
Руководитель ОП


(подпись)

Патрушева О.В.
(Ф.И.О.)



УТВЕРЖДАЮ

Директор департамента ядерных технологий


(подпись)

Тананаев И.Г.
(Ф.И.О.)

14 января 2022г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

Направление подготовки 22.03.01 Материаловедение и технологии материалов
Профиль «Материаловедение и управление свойствами материалов (совместно с МИФИ)»
Форма подготовки очная

курс 1 семестр 1,2
лекции 52 час.
практические занятия 52 час.
лабораторные работы 54
всего часов аудиторной нагрузки 158 час.
самостоятельная работа 202 час.
в том числе на подготовку к экзамену 117 час.
зачет не предусмотрен
экзамен 1, 2 семестр

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта по направлению подготовки **22.03.01 «Материаловедение и технологии материалов»**, утвержденного приказом Министерства образования и науки РФ от 02 июня 2020 г. № 701

Рабочая программа обсуждена на заседании Департамента химии и материалов Институт наукоемких технологий и передовых материалов протокол № 2от «21» октября 2021г.

Директор Департамента
химии и материалов

А.А. Капустина

Составитель: канд. хим. наук, В.В. Либанов

Владивосток

2022

Оборотная сторона титульного листа РПД

I. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры/департамента:

Протокол от « ____ » _____ 20__ г. № _____

Директор департамента _____ А.А. Капустина
(подпись) (И.О. Фамилия)

II. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры/департамента:

Протокол от « ____ » _____ 20__ г. № _____

Директор департамента _____ А.А. Капустина
(подпись) (И.О. Фамилия)

III. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры/департамента:

Протокол от « ____ » _____ 20__ г. № _____

Директор департамента _____ А.А. Капустина
(подпись) (И.О. Фамилия)

IV. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры/департамента:

Протокол от « ____ » _____ 20__ г. № _____

Директор департамента _____ А.А. Капустина
(подпись) (И.О. Фамилия)

Цели и задачи освоения дисциплины:

Цель: формирование теоретических и практических систематических знаний в области общей и неорганической химии для решения профессиональных задач в процессе их будущей профессиональной деятельности.

Задачи:

- Изучение основных понятий и законов стехиометрии;
- Изучение химической кинетики и химического равновесия;
- Получить начальные знания в области энергетики химических реакций;
- Изучение общих свойств растворов электролитов и неэлектролитов, причины образования растворов, количественный состав растворов;
- Изучение строения атома и Периодического закона Д.И. Менделеева;
- Получить необходимые знания о химической связи;
- Изучение окислительно-восстановительных реакций;
- Изучение классов неорганических соединений, в том числе комплексных соединений;
- Изучение химии переходных и непереходных элементов, областей их практического применения, в том числе в сельском хозяйстве и материаловедении;
- Формирование знаний умений и навыков по технике лабораторной работы с неорганическими веществами
- Формирование знаний, умений и навыков безопасной работы в лаборатории.

Для успешного изучения дисциплины «Химия» у обучающихся должны быть сформированы следующие предварительные компетенции на уровне выпускника средней школы.

В результате изучения данной дисциплины у обучающихся формируются следующие общепрофессиональные компетенции:

Наименование категории (группы) универсальных компетенций	Код и наименование общепрофессиональной компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции
Общепрофессиональные навыки	ОПК-1 Способен решать задачи профессиональной деятельности, применяя методы	ОПК-1.1 Использует базовые знания в области математики, физики, химии, общепрофессиональных дисциплин при планировании работ ОПК-1.2 Применяет основные законы естественных и общепрофессиональных наук, методы математического анализа для

	моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общинженерные знания	решения стандартных технологических задач
	ОПК-4 Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	ОПК-4.1 Проводит стандартные изменения и испытания согласно методике и технической документации ОПК-4.2 Моделирует, выполняет, обрабатывает и анализирует данные экспериментальных исследований

Код и наименование индикатора достижения компетенции	Наименование показателя оценивания (результата обучения по дисциплине)
ОПК-1.1 Использует базовые знания в области математики, физики, химии, общинженерных дисциплин при планировании работ	Знает , как использовать базовые знания в области химии при планировании работ.
	Умеет использовать базовые знания в области химии при планировании работ.
	Владеет способностью использовать базовые знания в области химии при планировании работ.
ОПК-1.2 Применяет основные законы естественных и общинженерных наук, методы математического анализа для решения стандартных технологических задач	Знает , как применить основные законы химии для решения стандартных технологических задач.
	Умеет применять основные законы химии для решения стандартных технологических задач
	Владеет навыками применения основных законов химии для решения стандартных технологических задач.
ОПК-4.1 Проводит стандартные изменения и испытания согласно методике и технической документации	Знает как проводить стандартные химические изменения и испытания согласно методике и технической документации.
	Умеет проводить стандартные химические изменения и испытания согласно методике и технической документации.
	Владеет способностью проводить стандартные химические изменения и испытания согласно методике и технической документации.
ОПК-4.2 Моделирует, выполняет, обрабатывает и анализирует данные экспериментальных исследований	Знает как моделировать, выполнять, обрабатывать и анализировать данные химических экспериментов и исследований.
	Умеет моделировать, выполнять, обрабатывать и анализировать данные химических экспериментов и исследований
	Владеет навыками моделирования, выполнения, обработки и анализа данных химических экспериментов и исследований

II. Трудоемкость дисциплины и видов учебных занятий по дисциплине

Общая трудоемкость дисциплины составляет 10 зачётных единиц (360 академических часов).

(1 зачетная единица соответствует 36 академическим часам)

Видами учебных занятий и работы обучающегося по дисциплине являются:

Обозначение	Виды учебных занятий и работы обучающегося
Лек	Лекции
Пр	Практические работы
Лаб	Лабораторные работы
СР	Самостоятельная работа обучающегося в период теоретического обучения
Контроль	Самостоятельная работа обучающегося и контактная работа обучающегося с преподавателем в период промежуточной аттестации

Структура дисциплины:

Форма обучения – очная.

№	Наименование раздела дисциплины	Семестр	Количество часов по видам учебных занятий и работы обучающегося						Формы промежуточной аттестации
			Лек	Лаб	Пр	ОК	СР	Контроль	
1	Раздел 1. Основные понятия и законы стехиометрии	1	2	-	2	-	2	2	УО-1, ПР-2
2	Раздел 2. Строение атома и Периодическая система химических элементов	1	3	-	3	-	4	3	УО-1, УО-2
3	Раздел 3. Химическая связь	1	3	-	4	-	2	3	УО-1, УО-2
4	Раздел 4. Основы химической термодинамики	1	3	2	2	-	2	2	УО-1, ПР-2, ПР-6
5	Раздел 5. Основы химической кинетики	1	2	2	1	-	2	2	УО-1, ПР-2, ПР-6
6	Раздел 6. Химическое равновесие	1	2	2	1	-	2	2	УО-1, ПР-2, ПР-6
7	Раздел 7. Жидкое состояние. Растворы	1	2	4	1	-	2	2	УО-1, ПР-2, ПР-6
8	Раздел 8. Теория электролитической ионизации. Электролиты и неэлектролиты	1	4	4	1	-	2	2	УО-1, ПР-2, ПР-6
9	Раздел 9. Ионное произведение воды. Водородный показатель	1	2	2	1	-	2	2	УО-1, ПР-2, ПР-6
	Раздел 10. Гидролиз солей	1	3	2	-		2	2	УО-1, ПР-2, ПР-6
	Раздел 11. Окислительно-восстановительные реакции	1	3	4	-		3	2	УО-1, ПР-2, ПР-6
	Раздел 12. Неорганические соединения. Комплексные соединения	1	4	4	-		6	2	УО-1, ПР-2, ПР-6
	Раздел 13. Химия s- и p-элементов	1,2	7	12	12		27	43	УО-1, ПР-2, ПР-6

Раздел 14. Химия d- и f-элементов	2	12	16	24		27	48	УО-1, ПР-2, ПР-6
Итого:		52	54	52	-	85	117	

III. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Лекционные занятия (52 час.)

Раздел 1. Основные понятия и законы стехиометрии (2 часа)

Тема 1. Атомно-молекулярная теория. Основные понятия химии (0,5 часа)

Атомно-молекулярная теория М.В. Ломоносова. Основные понятия стехиометрии.

Тема 2. Законы стехиометрии. Газовые законы химии (1,5 часа)

Закон сохранения массы и энергии. Закон кратных отношений. Закон постоянства состава. Закон эквивалентов. Закон объемных отношений. Закон Авогадро и следствия из него. Закон Бойля-Мариотта. Закон Гей-Люссака. Объединенный газовый закон. Уравнение Менделеева-Клапейрона.

Раздел 2. Строение атома и Периодическая система химических элементов (3 часа)

Тема 3. Строение атома (2 часа)

Основные принципы квантовой теории строения вещества. Корпускулярно-волновой дуализм. Принцип неопределенности. Уравнение Шредингера. Квантовые числа. Энергетические уровни и подуровни атома. Принципы заполнения электронных орбиталей атома в основном состоянии: принцип Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии, правило Клечковского.

Тема 4. Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система химических элементов (1 час)

Современная формулировка Периодического закона. Структура периодической системы Д.И. Менделеева. Варианты таблиц периодической системы химических элементов. Периодичность изменения свойств атомов элементов.

Раздел 3. Химическая связь (3 часа)

Тема 5. Типы и характеристика химической связи (1 час)

Основные типы химической связи. Характеристики связи. Степень ионности связи. Насыщенность и направленность химической связи.

Тема 6. Метод валентных связей (2 часа)

Основные положения МВС. Кратность связи. Электрон-дефицитные связи. Гибридизация атомных орбиталей и геометрия молекул. Основы метода молекулярных орбиталей. Силы межмолекулярного взаимодействия.

Раздел 4. Основы химической термодинамики (3 часа)

Тема 7. Основные понятия и законы химической термодинамики (3 часа)

Термодинамические системы. Внутренняя энергия. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения. Закон Гесса. Термодинамическая вероятность. Энтропия. Второе начало термодинамики. Третье начало термодинамики. Энергия Гиббса. Условие самопроизвольного протекания реакций.

Раздел 5. Основы химической кинетики (2 часа)

Тема 8. Химическая кинетика (2 часа)

Скорость химической реакции и ее зависимость от различных факторов. Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Понятие о катализе.

Раздел 6. Химическое равновесие (2 часа)

Тема 9. Химическое равновесие (2 часа)

Обратимые и необратимые химические реакции. Основные понятия и признаки химического равновесия. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Раздел 7. Жидкое состояние. Растворы (2 часа)

Тема 10. Жидкое состояние. Растворы (2 часа)

Жидкое состояние, структура жидкости. Растворы. Причины образования растворов. Процесс образования растворов. Идеальные растворы. Способы выражения состава растворов. Коллигативные свойства растворов.

Раздел 8. Теория электролитической ионизации. Электролиты и неэлектролиты (4 часа)

Тема 11. Сильные электролиты (2 часа)

Электролитическая ионизация. Ионизация сильных электролитов. Гидратация. Коэффициенты активности. Термодинамика растворения сильных электролитов.

Тема 12. Слабые электролиты (2 часа)

Ионизация слабых электролитов. Типы слабых электролитов. Термодинамика ионизации слабых электролитов в растворах. Константа и степень ионизации. Закон разбавления Оствальда.

Раздел 9. Ионное произведение воды. Водородный показатель (2 часа)

Тема 13. Ионное произведение воды. Водородный показатель (2 часа)

Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Основные индикаторы кислотности и основности среды (кисотно-основные индикаторы). Буферные растворы

Раздел 10. Гидролиз солей (3 часа)

Тема 14. Гидролиз солей (3 часа)

Основные типы гидролиза. Составление уравнений реакций гидролиза. Гидролиз солей с многозарядными ионами. Необратимый гидролиз. Константа гидролиза. Степень гидролиза. Расчет pH растворов гидролизующихся солей.

Раздел 11. Окислительно-восстановительные реакции (3 часа)

Тема 15. Окислительно-восстановительные реакции (3 часа)

Степень окисления. Окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные потенциалы. Уравнение Нернста. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций в растворах и константы их равновесия.

Раздел 12. Неорганические соединения. Комплексные соединения (4 часа)

Тема 16. Основные классы неорганических соединений (1,5 часа)

Простые и сложные вещества. Оксиды: классификация, основные свойства и способы получения. Гидроксиды: классификация, основные свойства и способы получения. Амфотерность гидроксидов. Кислоты: классификация, основные свойства и способы получения. Соли: классификация, основные свойства и способы получения.

Тема 17. Комплексные соединения (2,5 часа)

Классификация и номенклатура комплексных соединений. Хелаты и комплексы с макроциклическими лигандами. Многоядерные комплексы. Ионизация комплексных соединений в растворах. Константы устойчивости и нестойкости. Теория координационной связи. Метод валентных связей. Основные представления теории кристаллического поля.

Раздел 13. Химия s- и p-элементов (7 часов)

Тема 19. Водород и элементы 1 группы (1 час)

Основные методы получения водорода. Важнейшие свойства водорода. Водородные соединения. Водородная связь. Вода. Перекись водорода. Распространение в природе элементов 1 группы. Методы получения и свойства лития, натрия, калия, рубидия и цезия.

Тема 20. Элементы 2 группы (1 час)

Бериллий: методы получения, физические и химические свойства, применение. Магний: методы получения, физические и химические свойства, применение. Щелочно-земельные металлы: методы получения, физические и химические свойства, применение.

Тема 21. Элементы 13 группы (1 час)

Бор. Алюминий. Подгруппа галлия. Основные методы получения, свойства и применение соединений элементов 13 группы.

Тема 22. Элементы 14 группы (1 час)

Углерод. Кремний. Подгруппа германия. Основные методы получения, свойства и применение соединений элементов 14 группы.

Тема 23. Элементы 15 группы (1 час)

Азот. Фосфор. Подгруппа мышьяка. Основные методы получения, свойства и применение соединений элементов 15 группы.

Тема 24. Элементы 16 группы (1 час)

Кислород. Сера. Подгруппа селена. Основные методы получения, свойства и применение соединений элементов 16 группы.

Тема 25. Элементы 17 группы (1 час)

Фтор. Хлор. Подгруппа брома. Основные методы получения, свойства и применение соединений элементов 17 группы.

Раздел 14. Химия d- и f-элементов (12 часов)

Тема 26. Общие свойства и особенности переходных металлов (2 часа)

Положение в периодической системе. Строение атомов. Закономерности изменения свойств элементов (потенциалы ионизации, электроотрицательность, атомные радиусы, степени окисления). Характер химических связей в соединениях. Распространение в природе.

Тема 27. Элементы 3 группы (1 час)

Скандий, итрий, лантан, актиний. Лантаноиды и актиноиды.

Тема 28. Элементы 4 группы (1 час)

Титан. Основные методы получения и химические свойства. Соединения титана в различных степенях окисления. Области применения соединений титана.

Тема 29. Элементы 5 группы (1 час)

Ванадий. Основные методы получения и химические свойства. Соединения ванадия в различных степенях окисления. Области применения соединений ванадия.

Тема 30. Элементы 6 группы (1 час)

Хром. Молибден. Вольфрам. Основные методы получения и химические свойства. Соединения элементов 6 группы в различных степенях окисления. Области применения.

Тема 31. Элементы 7 группы (1 час)

Марганец. Основные методы получения и химические свойства. Соединения марганца в различных степенях окисления. Области применения соединений марганца.

Тема 32. Элементы 8 группы (1 час)

Железо. Основные методы получения и химические свойства. Соединения железа в различных степенях окисления. Области применения.

Тема 33. Элементы 9 группы (1 час)

Кобальт. Основные методы получения и химические свойства кобальта и его соединений. Области применения.

Тема 34. Элементы 10 группы (1 час)

Никель. Палладий и платина. Основные методы получения и химические свойства. Области применения.

Тема 35. Элементы 11 группы (1 час)

Медь. Серебро. Золото. Основные методы получения и химические свойства. Области применения.

Тема 36. Элементы 12 группы (1 час)

Цинк. Кадмий. Ртуть. Основные методы получения и химические свойства. Области применения.

IV. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА И САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Практические работы (52 часа)

Практическая работа №1. Основные понятия и законы стехиометрии (Собеседование, решение задач и упражнений) (2 часа).

Примерные вопросы занятия:

1. Вычислить атомную массу двухвалентного металла и определить, какой это металл, если 8,34 г металла окисляются 0,680 л кислорода (условия нормальные).
2. Приведите краткое изложение атомно-молекулярного учения и определение понятий «атом» и «молекула». Какие экспериментальные факты свидетельствуют о реальном существовании атомов и молекул?
3. Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определить эквивалентную массу металла и объем выделившегося водорода (условия нормальные).
4. При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,40 г соли. Вычислить эквивалентные массы вещества и образовавшейся соли.
5. От чего зависит эквивалент химического элемента?
6. При нормальных условиях 1 г воздуха занимает объем 773 мл. Какой объем займет та же масса воздуха при 0°C и давлении, равном 93,3 кПа (700 мм рт. ст.)?
7. Газовая смесь состоит из NO и CO₂. Вычислить объемное содержание газов в смеси (в %), если их парциальные давления равны соответственно 36,3 и 70,4 кПа (272 и 528 мм рт. ст.).
8. Сколько молекул диоксида углерода находится в 1 л воздуха, если объемное содержание CO₂ составляет 0,03% (условия нормальные)?
9. Масса 0,001 м³ газа при нормальных условиях равна 0,0021 кг. Определить молярную массу газа и его плотность по воздуху.
10. При пропускании над катализатором смеси, состоящей из 10 моль SO₂ и 15 моль O₂, образовалось 8 моль SO₃. Сколько моль SO₂ и O₂ не вступило в реакцию?

Практическая работа №2. Строение атома и Периодическая система химических элементов (Семинар в диалоговом режиме) (3 часа).

Примерные вопросы занятия:

1. Какие элементарные частицы входят в состав атомов, какие частицы образуют ядро атома?
2. Сравните модели атома Резерфорда, Бора и современную. Что общего во всех трех моделях и чем они отличаются?
3. Что в атоме называют энергетическим уровнем и энергетическим подуровнем? Чему равно число энергетических подуровней для данного энергетического уровня? Каким значением главного квантового числа характеризуется энергетический уровень, если он «расщеплен» на 4 подуровня?
4. Составить электронно-графические схемы ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} . Чем можно объяснить особую устойчивость электронной конфигурации иона Fe^{3+} ?
5. Определить по правилу Клечковского последовательность заполнения электронных орбиталей, характеризующихся суммой $n + l$. а) 5; б) 6; в) 7.
6. Каков физический смысл атомных орбиталей?
7. К электронам в атомах относятся: 1) принцип квантования и дискретности энергии; 2) корпускулярно-волновая двойственность; 3) принцип неопределенности. Опишите эти закономерности и сформулируйте основной вывод относительно состояния электронов в атомах, который из них следует.
8. Какую форму имеют s-, p- и d-орбитали? Приведите схематическое изображение p- и d-орбиталей, по-разному ориентированных в пространстве в зависимости от значений магнитного квантового числа.
9. Для атома меди: а) напишите полную электронную формулу; б) валентные электроны покажите электронно-графическим способом; в) определите число неспаренных электронов в нормальном состоянии и возможное число неспаренных электронов в возбужденном состоянии; г) для всех валентных электронов определите и составьте таблицу квантовых чисел.
10. Приведите современную формулировку периодического закона и ту, которая была дана Д.И. Менделеевым. Когда и почему произошло изменение формулировки периодического закона?
11. Опишите структуру Периодической системы. Объясните число химических элементов в каждом периоде.
12. Используются чаще всего две формы Периодической системы: 8-клеточная и 18-клеточная. Каковы их достоинства и недостатки?
13. Как изменяются размеры атомов внутри периода, при переходе от одного периода к другому и в пределах одной группы? Какие элементы имеют минимальное и максимальное значения радиуса

атома? Как отражается изменение размера атомов на свойствах элементов?

Практическая работа №3. Химическая связь (Семинар в диалоговом режиме, решение задач) (4 часа).

Примерные вопросы занятия:

1. Определите тип химической связи в азоте, железе, углекислом газе, фториде калия, фосфине, сульфате натрия, кремнии. Ответ мотивировать.
2. Объясните закономерность в изменении длины связи в молекулах HF (0,092 нм), HCl (0,128 нм), HBr (0,142 нм), HI (0,162 нм).
3. Какая характеристика химической связи называется валентным углом? Приведите примеры молекул с различной величиной валентного угла.
4. Приведите основные положения метода валентных связей. Опишите по методу ВС образование молекул Cl₂, HCl и HNO₃. Определите в молекуле HNO₃ стехиометрическую валентность и степень окисления азота, электронную валентность азота, кратность связей атома азота с атомами кислорода.
5. Приведите примеры молекул, которые содержат: а) только σ -связи ; б) одну σ - и одну π -связи ; в) одну σ - и две π -связи.
6. Приведите примеры образования ковалентной связи по донор-но-акцепторному механизму. Как в этом случае изменяется стехиометрическая валентность, степень окисления и электронная валентность элемента, который является донором или акцептором?
7. По методу МО объясните образование молекул F₂ и O₂. Изобразите энергетические диаграммы и напишите электронные формулы этих молекул, определите магнитные свойства и кратность связей. Как изменяется энергия связей при ионизации каждой молекулы?
8. Чем было вызвано появление теории гибридизации, каковы её основные положения? Перечислите основные типы гибридизации с участием s-, p- и d-орбиталей, укажите геометрическую форму частиц (когда все гибридные орбитали связывающие), приведите примеры.
9. Чем определяется пространственное положение гибридных орбиталей и под каким углом по отношению друг к другу они располагаются в случае sp-, sp²-, sp³-, sp³d²-гибридизации? Приведите примеры.
10. Объясните, почему похожие по составу молекулы CO₂ и SO₂, BCl₃ и NCl₃, CF₄ и XeF₄ имеют разную геометрическую конфигурацию.
11. Чем объясняется невозможность образования 100%-й ионной связи и чему примерно равна доля ковалентности в наиболее ионных бинарных соединениях? Какое из них имеет максимальную степень ионности?
12. Приведите примеры веществ с металлической связью. Чем отличается эта связь от ковалентной и ионной?

13. Как теория металлической связи объясняет пластичность и электропроводность металлов и уменьшение их электропроводности при повышении температуры?
14. За счет каких взаимодействий может осуществляться притяжение между молекулами H_2 и O_2 ; H_2 и H_2O ; H_2O и NH_3 ; HCl и HCl ; HF и HF ? Ответ мотивировать.

Практическая работа №4. Основы химической термодинамики
(Семинар в диалоговом режиме, решение задач) (2 часа).

Примерные вопросы занятия:

1. В реакции 2,24 л водорода с кислородом выделилось 28,6 кДж тепла. Определите энтальпию образования воды, сравните со справочным значением. В каком агрегатном состоянии образовалась вода в этом опыте?
2. Какая функция состояния вещества называется его стандартной энтальпией образования? При взаимодействии 10 г серы с кислородом выделилось 92,8 кДж тепла. Вычислите стандартную энтальпию образования оксида серы (IV), сравните со справочным значением.
3. Какие уравнения называются термохимическими, какие математические операции можно проводить с термохимическими уравнениями?
4. Как формулируется основной закон термохимии и его следствие?
5. Напишите термохимическое уравнение реакции горения метана, вычислите энтальпию реакции и количество тепла, выделяющейся при сгорании 1 м³ (н.у.) метана.
6. Напишите термохимическое уравнение реакции горения ацетилена с образованием газообразной воды, вычислите её энтальпию и количество тепла, которое выделяется при сгорании одного м³ ацетилена (объем измерен при н.у.).
7. Почему энергия Гиббса химической реакции является критерием возможности и направления самопроизвольного протекания химических реакций?
8. Критерием возможности самопроизвольного протекания химических реакций в изолированной системе является энтропия реакции, а в неизолированной – энергия Гиббса. Проведите соответствующие расчеты для реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$. Сделайте вывод о возможности или невозможности ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях в изолированной и неизолированной системах.
9. Вычислите энергию Гиббса для реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ при 1000, 2000, 3000, 5000 и 10000 °С. Постройте график зависимости $\Delta G^\circ_{\text{T}}$ от T и найдите по графику температуру, выше которой эта реакция может протекать самопроизвольно.

Практическая работа №5. Основы химической кинетики
(Собеседование, решение задач) (1 час).

Примерные вопросы занятия:

1. Почему в химической кинетике реакции подразделяются на гомогенные и гетерогенные? Приведите примеры тех и других реакций.
2. Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.
3. Константа скорости простой реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$ при некоторой температуре равна 0,16. Исходные концентрации водорода и йода равны 0,04 и 0,05 моль/л. Определите начальную скорость реакции и скорость в тот момент, когда концентрация водорода уменьшилась вдвое.
4. Как влияет температура на скорость реакций?
5. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 3. Как изменится скорость этой реакции при повышении температуры от 80°C до 130°C?
6. Напишите формулировку правила Вант-Гоффа. На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 50 раз, если температурный коэффициент её скорости равен 1,8?
7. Реакция $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ имеет энергию активации 200 кДж/моль без катализатора и 100 кДж/моль в присутствии катализатора. Во сколько раз увеличивается константа скорости этой реакции в присутствии катализатора при температуре 400 К?

Практическая работа №6. Химическое равновесие (Собеседование, решение задач) (1 час).

Примерные вопросы занятия:

1. Объясните физико-химический смысл константы химического равновесия.
2. Напишите выражения константы равновесия через равновесные концентрации и равновесные парциальные давления газов для обратимой реакции $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
3. Какое состояние обратимой реакции называется состоянием химического равновесия, каковы его признаки?
4. Какие факторы влияют на величину константы химического равновесия?
5. При некоторой температуре равновесие реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ установилось при концентрациях: $[\text{CO}] = 0,2$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,3$ моль/л; $[\text{COCl}_2] = 1,2$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации оксида углерода (II) и хлора.
6. Константа равновесия реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г})$ при некоторой температуре равна 40, исходные концентрации водорода и йода

одинаковы и составляют 0,01 моль/л. Определите равновесную концентрацию и выход йодоводорода.

7. Какие воздействия на обратимую реакцию $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$; $\Delta\text{H}^\circ = -116,4$ кДж/моль приводят к смещению ее равновесия: а) в сторону реагентов; б) в сторону продуктов реакции?

Практическая работа №7. Жидкое состояние. Растворы (Собеседование, решение задач) (1 час).

Примерные вопросы занятия:

1. Какой объем воды и какая масса гидроксида калия потребуются для приготовления 10 л раствора с массовой долей 40 % (плотность 14000 кг/м³)?
2. Какая масса железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 5 кг раствора с массовой долей сульфата железа 10 %?
3. Какая масса карбоната натрия содержится в 0,5 л раствора, если нормальная концентрация Na_2CO_3 в этом растворе равна 0,25 н?
4. В каком объеме раствора содержится 8 г сульфата меди, если нормальная концентрация CuSO_4 в растворе равна 0,1 н.?
5. Определите массовую долю азотной кислоты в растворе, молярная концентрация которого равна 4,65 М, а плотность $\rho = 1,15$.
6. Из одного килограмма раствора щелочи с массовой долей NaOH 10 % выпарили 200 г воды. Чему равна массовая доля NaOH в новом растворе?
7. Для нейтрализации 50 мл раствора серной кислоты израсходовано 25 мл раствора щелочи с нормальной концентрацией 0,4 н. Определите эквивалентную концентрацию раствора серной кислоты.
8. К 100 мл раствора с массовой долей хлорида бария 20 % и плотностью 1,203 прибавили раствор сульфата хрома (III) в избытке. Определите массу образовавшегося осадка.

Практическая работа №8. Теория электролитической ионизации. Электролиты и неэлектролиты (Собеседование, решение задач) (1 час).

Примерные вопросы занятия:

1. При растворении 1,6 г неэлектролита в 250 мл воды был получен раствор, который замерзает при температуре $-0,2$ °С. Определите молекулярную массу растворенного вещества.
2. При какой температуре замерзает водный раствор этилового спирта, если массовая доля $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ в нем равна 25 %?
3. Определите формулу органического соединения, массовые доли углерода, водорода и кислорода в котором равны 39,56 % (С), 7,69 % (Н) и 52,75 % (О), а осмотическое давление раствора, содержащего в одном литре воды 72 г этого соединения, при 0 °С равно $9,00 \cdot 10^5$ Па.

4. На какие группы подразделяются электролиты по величине константы их ионизации? Приведите примеры представителей этих групп и напишите уравнения их электролитической ионизации.
5. Для всех данных веществ напишите схемы электролитической ионизации, для обратимых процессов напишите выражения для расчета константы ионизации: K_2SO_4 , $Ca(OH)_2$, H_3PO_4 , $KHCO_3$, $Fe(OH)Cl_2$, $Al(OH)_3$. Для амфотерного соединения напишите схемы ионизации по типу кислоты и основания.
6. На примере гидроксидов $NaOH$, HNO_3 и $Zn(OH)_2$ объясните, почему первый ионизирует только по типу оснований, второй – по типу кислоты, а третий – по обоим типам одновременно.
7. Вычислите степень электролитической ионизации и изотонический коэффициент одномолярного раствора циановодородной кислоты HCN . Константа ионизации кислоты равна $4,9 \cdot 10^{-10}$.
8. Константа ионизации сернистой кислоты по первой ступени равна $1,3 \cdot 10^{-2}$, а по второй $0,6 \cdot 10^{-7}$. Чему равна степень ионизации этой кислоты по ступеням α_1 и α_2 в децимолярном растворе?

Практическая работа №9. Ионное произведение воды. Водородный показатель (Собеседование, решение задач) (1 час).

Примерные вопросы занятия:

1. Как вычисляются водородный и гидроксильный показатели раствора?
2. Как связана среда раствора с концентрацией ионов водорода, с водородным и гидроксильным показателями?
3. Вычислите рН и рОН растворов, молярная концентрация ионов H^+ в которых равна: а) 10^{-4} ; б) 10^{-11} ; в) $4 \cdot 10^{-6}$; г) $1,78 \cdot 10^{-7}$; д) $4,92 \cdot 10^{-3}$.
4. Вычислите рН и рОН раствора, в одном литре которого содержится 2 г гидроксида натрия. Щелочь в растворе ионизирует полностью.
5. Вычислите рН и рОН децимолярного раствора уксусной кислоты CH_3COOH , константа диссоциации которой равна $1,754 \cdot 10^{-5}$.
6. В одном литре одномолярной азотной кислоты растворили 38 г гидроксида натрия. Вычислите рН нового раствора.
7. Закончите молекулярные и напишите ионные уравнения:

а) $Na_2S + HCl =$	в) $Sn(OH)_4 + H_2SO_4 =$
б) $Pb(NO_3)_2 + NaI =$	г) $Sn(OH)_4 + KOH =$

Практическая работа №10. Элементы 1 группы периодической системы. Водород. (Семинар в диалоговом режиме, решение задач) (1 час).

Примерные вопросы занятия:

1. Промышленные и лабораторные способы получения водорода.
2. Химические и физические свойства водорода.
3. Вода. Физические и химические свойства.
4. Способы получения перекиси водорода.

5. Химические свойства перекиси водорода.
6. Получение и свойства лития.
7. Получения и свойства натрия и калия.
8. Значение натрия и калия в промышленности и сельском хозяйстве.
9. Свойства рубидия, цезия и франция.

Практическая работа №11. Элементы 1 группы периодической системы. (Семинар в диалоговом режиме, решение задач) (1 час).

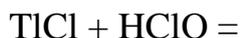
Примерные вопросы занятия:

1. Основные методы получения бериллия.
2. Химические и физические свойства бериллия.
3. Основные способы получения магния.
4. Свойства магния.
5. Применение магния и его соединений в промышленности и сельском хозяйстве.
6. Основные методы синтеза и свойства щелочноземельных металлов.
7. Соединения щелочноземельных металлов.

Практическая работа №12. Элементы 13 группы периодической системы. (Семинар в диалоговом режиме, решение задач) (2 часа).

Примерные вопросы занятия:

1. Бор. Основные методы синтеза и свойства бора.
2. Химические свойства алюминия.
3. Написать уравнения реакций взаимодействия алюминия с кислотами и щелочами.
4. Будет ли растворяться алюминий в концентрированном растворе карбоната натрия? Ответ пояснить и записать уравнения реакций.
5. Отношение элементов подгруппы галлия к кислотам и щелочам.
6. Записать уравнения следующих реакций:



Практическая работа №13. Элементы 14 группы периодической системы. (Собеседование, решение задач) (2 часа).

Примерные вопросы занятия:

1. Основные свойства углерода, кремния
2. Основные свойства подгруппы германия
3. Оксиды и гидроксиды углерода и кремния

4. Методы получения германия и олова
5. Записать уравнения следующих реакций:
 $C + KNO_3 + KOH =$
 $PbO_2 + Cr(NO_3)_3 + HNO_3 =$
 $CO + KMnO_4 + H_2SO_4 =$
 $Pb_3O_4 + HCl(\text{конц}) =$
6. Охарактеризуйте отношение элементов 14 группы к кислотам и щелочам.

Практическая работа №14. Элементы 15 группы периодической системы (Собеседование, решение задач) (2 часа).

1. Как объяснить малую реакционную способность молекулярного азота?
2. Методы получения азота в лаборатории и промышленности.
3. Написать уравнения термического разложения нитрита аммония, нитрата аммония, гидрофосфата аммония, карбоната аммония и дихромата аммония.
4. Записать формулы всех оксидов азота, их основные методы синтеза и свойства
5. Строение, методы синтеза и свойства азотной кислоты
6. Методы получения и основные химические свойства фосфора.
7. Оксиды и гидроксиды фосфора: методы получения, свойства.
8. Методы получения и основные свойства элементов подгруппы мышьяка.
9. Записать уравнения следующих реакций:
 $N_2O + KMnO_4 + H_2SO_4 =$
 $NO_2 + H_2O =$
 $As + Cl_2 + H_2O =$
 $Na_3AsO_4 + H_2S + HCl =$
 $H_3PO_3 + KMnO_4 =$
 $BiCl_3 + (NH_4)_2S =$
 $KBiO_3 + MnSO_4 + HNO_3 =$
10. Основные области применения соединений азота и фосфора

Практическая работа №15. Элементы 16 группы периодической системы (Собеседование, решение задач) (2 часа).

1. Объяснить строение молекулы кислорода по методу молекулярных орбиталей.
2. Методы синтеза и основные свойства озона.
3. Записать уравнения реакций, характеризующие отношение серы,

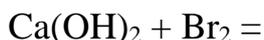
селена и теллура к кислотам и щелочам.

4. Кислородные соединения серы. Методы синтеза и основные свойства.
5. Записать уравнения реакций взаимодействия разбавленной и концентрированной серной кислоты с железом, цинком, медью.
6. Водородное соединение элемента 16 группы массой 2,43 г занимает объем 750 мл при 27°C и 750 мм рт. ст. Какой это элемент?
7. Записать реакции термического разложения перманганата калия, оксида серебра, перекиси водорода и нитрата калия.
8. Записать уравнения следующих реакций:



Практическая работа №16. Элементы 17 группы периодической системы (Собеседование, решение задач) (2 часа).

1. Записать уравнения реакций получения галогенов в свободном состоянии.
2. Основные химические свойства фтора, хлора, брома и йода.
3. Записать уравнения реакций, протекающих при растворении хлора и брома в воде.
4. Записать уравнения реакций взаимодействия хлорида калия, бромида калия и йодида калия с концентрированной серной кислотой. Почему в случае использования бромидов и йодидов вместе с галогенводородом выделяются свободные галогены и сернистый газ?
5. Записать методы получения кислородсодержащих кислот хлора, брома и йода. Охарактеризовать их свойства.
6. Записать уравнения реакций:



7. Определить pH 0,05 н раствора NaBrO_3
8. Как изменяется сила кислот в ряду $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$? Почему?
9. Почему плавиковая кислота растворяет стеклянную посуду? Записать уравнение реакции.

Практическая работа №17. Общие свойства переходных металлов

(Собеседование, решение задач) (2 часа).

1. Положение переходных металлов в периодической системе.
2. Особенности строения атомов d- и f-элементов.
3. Как изменяются свойства переходных элементов в зависимости от положения в периодической системе.
4. Объяснить склонность переходных элементов к образованию комплексных соединений
5. Распространенность переходных металлов в природе.
6. Основные методы синтеза переходных металлов
7. Общие физические и химические свойства переходных металлов

Практическая работа №18. Элементы 3 группы периодической системы (Собеседование, решение задач) (2 часа).

1. Методы получения, физические и химические свойства скандия, иттрия, лантана и актиния.
2. Составить электронные конфигурации для атомов скандия, иттрия, лантана и актиния а) в нулевой степени окисления; б) в степени окисления +3.
3. Почему скандий при комнатной температуре реагирует с хлором, бромом и йодом, а с фтором, кислородом и азотом только при температуре красного каления? Записать уравнения реакций.
4. Фторид скандия не растворяется в воде, однако хорошо растворим в растворе фторида калия. Объяснить явление и записать уравнение реакции.
5. Основные области применения скандия в промышленности, медицине и электронике.
6. Отношение иттрия, лантана и актиния к кислотам и щелочам.
7. Применение иттрия в качестве огнеупорных и термоэлектрических материалов. Другие области применения иттрия.
8. Во влажном воздухе лантан быстро превращается в основной карбонат лантана. Записать уравнения реакций.
9. Отношение лантана к галогенам, минеральным кислотам и щелочам.
10. Отношение актиния к кислотам и щелочам.
11. Методы получения лантана и актиния.

Практическая работа №19. Лантаноиды и актиноиды (Собеседование, решение задач) (2 часа).

1. Написать электронные конфигурации атомов лантаноидов и актиноидов (по заданию преподавателя).

2. Записать уравнения реакций взаимодействия лантаноидов с простыми веществами, водой, соляной, серной и азотной кислотами.
3. Почему лантаноиды нерастворимы в плавиковой и фосфорной кислотах? Записать уравнения реакций.
4. Методы получения лантаноидов.
5. Применение соединений лантаноидов.
6. Распространение в природе актиноидов.
7. Методы получения актиноидов.
8. Ядерные реакции с участием актиноидов.
9. Общие свойства лантаноидов и актиноидов.
10. В чем различия в химических и физических свойствах актиноидов по сравнению с лантаноидами?
11. Основные валентные состояния атомов актиноидов.

Практическая работа №20. Элементы 4 группы (Собеседование, решение задач) (2 часа).

1. Предложите возможно большее число реактивов, с помощью которых можно перевести металлический титан в раствор.
2. Записать уравнения реакций:

$$\text{Ti} + \text{HCl}(k) =$$

$$\text{Ti} + \text{HCl}(p) + \text{O}_2 =$$

$$\text{Ti} + \text{HF}(k) =$$

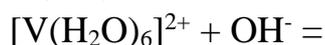
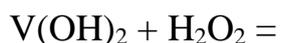
$$\text{Ti}(\text{OH})_3 + \text{NO}_3^- =$$

$$[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{SO}_2 =$$
3. Осуществить цепочку превращений: $\text{Ti} \rightarrow \text{TiCl}_4 \rightarrow \text{Ti} \rightarrow \text{TiO}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{TiO}_2 \rightarrow \text{Ti}(\text{NO}_3)_4 \rightarrow \text{TiO}(\text{OH})_2$
4. Как перевести в раствор цирконий и гафний?
5. Записать уравнение реакции взаимодействия гафния со смесью фтороводородной и азотной кислот. Что произойдет, если к полученному раствору добавить концентрированный раствор гидроксида калия? Записать уравнение реакции.
6. Записать уравнения реакций хлорида циркония (III) с водой, соединениями титана (IV) в водном растворе.

Практическая работа №21. Элементы 5 группы (Собеседование, решение задач) (2 часа).

1. Методы перевода металлического ванадия в раствор.
2. Составить уравнения реакций:

$$[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{O}_2 =$$



3. При подкислении концентрированного раствора ортованадата натрия вначале образуются ионы $\text{V}_{10}\text{O}_{28}^{6-}$, а затем VO^{2+} , являющийся сильным окислителем. Записать уравнения взаимодействия иона VO^{2+} с сероводородом, оксидом серы (IV), концентрированной соляной кислотой и перекисью водорода.
4. Составить уравнения реакций перевода ниобия и тантала в раствор смесью концентрированных азотной и фтороводородной кислот.
5. Как изменяются кислотно-основные свойства ванадия при переходе от степени окисления +2 к +5. Подтвердить уравнениями соответствующих реакций.

Практическая работа №22. Элементы 6 группы (Собеседование, решение задач) (2 часа).

1. Записать электронные конфигурации атомов хрома в степенях окисления 0, +2, +3, +4, +6.
2. Методы получения и свойства соединений хрома в степени окисления +2.
3. Написать уравнения реакций, характеризующие свойства оксида и гидроксида хром +3.
4. Свойства соединений хрома в степени окисления +6. Записать уравнения реакций.
5. В какой среде существует хромат ион? Дихромат ион?
6. Основные области применения соединений хрома
7. Окислением дисульфида молибдена MoS_2 и термолизом молибдата аммония $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ получают оксид молибдена +6. Запишите уравнения реакций.
8. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
$$\text{W} + \text{HNO}_3 + \text{HF} = \text{WF}_6 + \text{WOF}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{W} + \text{NaOH} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{WO}_4 + ?$$
$$\text{W} + \text{NaOH} + \text{NaNO}_3 = \text{Na}_2\text{WO}_4 + ? + ?$$
9. Привести примеры соединений вольфрама в степенях окисления +2, +3, +4, +5, +6. Основные химические свойства данных соединений

Практическая работа №23. Элементы 7 группы (Собеседование, решение задач) (2 часа).

1. Записать электронные конфигурации атомов: а) марганца в степенях

- окисления 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7; б) технеция в степенях окисления 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7; в) рения в степенях окисления 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7.
- Привести примеры соединений марганца в степенях окисления +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7. Какие из них будут устойчивыми?
 - Отношение марганца к кислотам и щелочам
 - Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов марганца с повышением степени окисления? Подтвердить уравнениями реакций.
 - Отношение технеция и рения к кислотам и щелочам.
 - Написать уравнение реакции взаимодействия рения с водным раствором пероксида водорода.
 - Закончить уравнения реакций:

$$\text{MnO}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$$

$$\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} =$$

$$\text{ReO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_3 =$$

Практическая работа №24. Элементы 8 группы (Собеседование, решение задач) (2 часа).

- Записать электронные конфигурации атомов железа, рутения и осмия.
- Валентные состояния атома железа.
- Характерные степени окисления железа. Привести примеры соединений
- Каков состав оксида Fe_3O_4 ? Как его получить?
- Отношение железа к кислотам и щелочам
- Записать уравнения реакций взаимодействия железа с кислородом, серой, галогенами, азотом, углеродом, кремнием. Указать условия их проведения и все возможные продукты.
- Закончить уравнения реакций:

$$\text{FeCl}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} =$$

$$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{KOH} =$$

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KOH} =$$

$$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{FeCl}_2 =$$

$$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{FeCl}_3 =$$

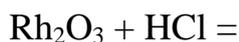
$$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{FeO}_4 + \dots$$

$$\text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{O}_2 + \dots\dots$$
- Известно, что рутений нерастворим в кислотах и царской водке. Каким образом рутений можно перевести в раствор. Приведите не менее двух методов.

9. Отношение осмия к кислотам и щелочам.
10. Какие степени окисления характерны для осмия? Привести примеры соединений и их основные химические свойства.

Практическая работа №25. Элементы 9 группы (Собеседование, решение задач) (2 часа).

1. Основные степени окисления и валентные возможности кобальта, родия и иридия.
2. Записать электронную конфигурацию атомов кобальта в степенях окисления 0, +2, +3.
3. Привести примеры оксидов кобальта. Каков состав оксида Co_3O_4 ?
4. Взаимодействие кобальта с простыми веществами.
5. Отношение кобальта, родия и иридия к кислотам и щелочам.
6. Закончить уравнения реакций:



Практическая работа №26. Элементы 10 группы (Собеседование, решение задач) (2 часа).

1. Написать электронную конфигурацию никеля в степенях окисления 0, +2, +3
2. Чем объясняется высокая коррозионная стойкость никеля?
3. Отношение никеля к кислотам и щелочам.
4. Какие оксиды образуются при самопроизвольном воспламенении порошка никеля?
5. Записать уравнение взаимодействия хлорида никеля (II) с реактивом Чугаева.
6. Применение никеля и его соединений.
7. Отношение палладия к кислотам и щелочам.
8. Написать уравнения реакций взаимодействия металлического палладия с хлором, фтором, серой, кремнием, мышьяком, пероксидом натрия, соляной кислотой в присутствии хлора.
9. Платину получают из концентрата платиновых металлов. Для этого концентрат растворяют в царской водке, после чего добавляют этанол и сахарный сироп для удаления избытка азотной кислоты. При этом иридий и палладий восстанавливаются до Ir^{3+} и Pd^{2+} . Далее к раствору добавляют хлорид аммония и выделяют гексахлорплатинат (IV)

аммония. Высушенный осадок прокаливают при 800-1000 °С. Записать уравнения описанных реакций.

10. Отношение платины к кислотам и щелочам.
11. Привести методы синтеза гидроксидов платины +2 и +4. Показать амфотерность полученных гидроксидов.
12. Применение платины и ее соединений.

Практическая работа №27. Элементы 11 группы (Собеседование, решение задач) (2 часа).

1. Основные валентные состояния атомов меди, серебра и золота.
2. Написать электронные конфигурации атомов меди в степенях окисления 0, +1, +2.
3. Каков состав следующих сплавов: латунь, бронза, мельхиор? Где применяют данные сплавы?
4. Методы получения металлической меди.
5. Для каких соединений меди устойчива степень окисления +1? Привести примеры.
6. Отношение меди к кислотам и щелочам
7. Взаимодействие меди с простыми веществами.
8. Записать уравнения реакций:
$$\text{Cu} + \text{HCl} + \text{KClO}_3 =$$
$$\text{Cu} + \text{NO} =$$
$$\text{Cu} + \text{NO}_2 =$$
$$\text{Cu} + \text{FeCl}_3 =$$
$$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$$
$$\text{Cu}_2\text{O} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} =$$
$$\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 =$$
$$\text{CuO} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} =$$
$$\text{CuO} + \text{HJ} =$$
9. Написать электронные конфигурации атомов серебра в степенях окисления 0, +1, +2. Привести примеры соединений.
10. Отношение серебра к кислотам и щелочам
11. Применение серебра и его соединений в промышленности и медицине
12. Написать уравнения реакций взаимодействия металлического серебра с а) хлоридом железа +3; б) сероводородом в инертной атмосфере; в) сероводородом в присутствии кислорода.
13. Отношение золота к кислотам и щелочам.
14. Какими реагентами можно перевести золото в раствор?
15. Как получают чистое золото?

16. Закончить уравнения реакций:



Практическая работа №28. Элементы 12 группы (Собеседование, решение задач) (2 часа).

1. Записать электронную конфигурацию атома цинка в степенях окисления 0 и +2.
2. Отношение цинка к кислотам и щелочам
3. Показать амфотерные свойства оксида и гидроксида цинка
4. Методы получения металлического цинка
5. Взаимодействие цинка с простыми веществами
6. Применение цинка и его соединений
7. Электронная конфигурация атома кадмия.
8. Степени окисления и валентные возможности атома кадмия
9. Отношение кадмия к кислотам и щелочам
10. Применение кадмия и его соединений
11. Основные степени окисления ртути. Записать для них электронные конфигурации
12. Методы получения ртути.
13. Отношение ртути к кислотам и щелочам
14. Записать уравнения реакций:



15. Применение ртути и ее соединений

Лабораторные работы (54 часа)

Выполнение всех лабораторных работ и защита отчетов по ним является условием допуска к экзамену.

Лабораторная работа №1. Техника безопасности в химической лаборатории. Классы неорганических соединений - 2 часа.

Изучение правил техники безопасности при работе в химической лаборатории, знакомство с основным химическим оборудованием, химической посудой. Получение и основные химические свойства оксидов, гидроксидов,

кислот и солей.

Лабораторная работа №2. Тепловой эффект реакций. - 2 часа.

Определение тепловых эффектов растворения твердых веществ в воде и химических реакций. Сбор простейшего калориметра и определение его теплоемкости. Определение теплоты образования гидроксида кальция. Определение теплоты реакции нейтрализации. Тепловой эффект растворения твердых веществ в воде. Определение интегральной и дифференциальной теплот растворения.

Лабораторная работа №3. Скорость химических реакций - 2 часа.

Экспериментальное определение кинетических параметров химической реакции. Изучение влияния концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Изучение влияния температуры на скорость химической реакции, расчет температурного коэффициента Вант-Гоффа. Изучение влияния катализатора и площади поверхности реагирующих веществ на скорость реакции.

Лабораторная работа №4. Химическое равновесие - 2 часа.

Изучение влияния различных факторов на положение химического равновесия: влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия, смещение равновесия в растворе аммиака, влияние среды раствора на смещение равновесия перехода «хромат – дихромат», влияние температуры на смещение химического равновесия.

Лабораторная работа №5. Приготовление растворов заданной концентрации - 2 часа.

Приготовление растворов различных концентраций; определение концентрации растворов денсиметрическими и титриметрическими методами. Приготовление раствора соли с определенной массовой долей растворенного вещества.

Лабораторная работа №6. Общие свойства растворов - 2 часа.

Определение изменения температуры при растворении нитрата аммония и гидроксида натрия. Изменение объема при растворении (на примере серной кислоты). Образование сольватов и гидратов, гигроскопичность. Изменение температуры кипения растворов (на примере чистой воды и воды, в которую добавили хлорид магния).

Лабораторная работа №7. Общие свойства электролитов - 4 часа.

Изучение относительной силы кислот и оснований (соляная и уксусная кислота различных концентраций, гидроксид натрия и гидроксид аммония). Реакция нейтрализации. Реакции ионного обмена (осаждения) на примере взаимодействия а) хлорида бария с сульфатом натрия и серной кислотой; б) нитрата серебра с хлоридом натрия и соляной кислотой; в) раствора гидроксида натрия с растворами солей калия, магния, железа и меди.

Лабораторная работа №8. Ионное произведение воды. рН растворов - 2 часа.

Экспериментальное определение рН 0.1 н растворов соляной кислоты, уксусной кислоты и 1%-го раствора аммиака; сравнение полученных результатов с расчетными данными.

Лабораторная работа №9. Гидролиз солей - 2 часа.

Определение степени гидролиза растворов солей: хлорида калия, нитрата натрия, сульфата алюминия, ацетата натрия, карбоната натрия, хлорида меди, нитрата свинца. Совместный гидролиз двух солей. Изучение влияния температуры на гидролиз. Влияние разбавления на гидролиз и его обратимость.

Лабораторная работа №10. Окислительно-восстановительные реакции - 4 часа.

Изучение влияние среды на ход окислительно-восстановительной реакции на примере перманганата калия и сульфита калия. Реакции межмолекулярного и внутримолекулярного окисления-восстановления. Реакции диспропорционирования.

Лабораторная работа №11. Комплексные соединения - 2 часа.

Получение комплексных аммиакатов меди, соединений с комплексными анионами. Реакция Чугаева. Окисление-восстановление комплексных соединений. Ионизация комплексных соединений. Определение ионов, находящихся во внешней сфере.

Лабораторная работа №12. Водород. Металлы 1 и 2 группы - 2 часа.

Изучение правил работы с водородом и щелочными металлами. Изучение методов получения и химических свойств водорода. Проведение серии опытов, показывающих свойства перекиси водорода. Химические свойства натрия, магния, кальция.

Лабораторная работа №13. Галогены - 2 часа.

Получение хлора и изучение его химических свойств на примере взаимодействия с металлами и неметаллами, водой. Изучение химических свойств брома. Получение йода и изучение его химических свойств. Получение галогенводородов и изучение их свойств.

Лабораторная работа №14. Халькогены - 2 часа.

Получение кислорода и изучение его взаимодействия с металлами и неметаллами. Изучение химических свойств серы на примере ее взаимодействия с медью и алюминием. Получение и свойства сероводорода. Получение и свойства оксидов и гидроксидов серы (оксиды серы (IV, VI), серная и сернистая кислота).

Лабораторная работа №15. Азот, фосфор, сурьма - 4 часа.

Методы получения азота. Получение аммиака и изучение его химических свойств. Получение и свойства азотной кислоты. Получение оксидов азота (I, II, IV). Изучение свойств элементарного фосфора. Получение оксидов и гидроксидов фосфора. Получение и свойства оксида сурьмы (III). Получение и свойства сурьмяной кислоты.

Лабораторная работа №16. Элементы 14 группы периодической системы - 2 часа.

Получение и изучение химических свойств оксида углерода (IV). Изучение свойств солей угольной кислоты. Получение и свойства кремния. Гидролиз силиката калия, получение нерастворимых силикатов. Изучение свойств хлорида олова (II). Получение и изучение свойств оксида свинца (IV).

Лабораторная работа №17. Бор, алюминий - 2 часа.

Получение и изучение химических свойств борной кислоты. Получение окрашенных перлов буры. Изучение свойств солей алюминия. Получение гидроксида алюминия и изучение его свойств.

Лабораторная работа №18. Соединения титана - 2 часа.

Изучение свойств металлического титана. Получение титаната калия. Получение титановой кислоты и изучение ее свойств. Гидролиз четыреххлористого титана. Изучение окислительно-восстановительных свойств соединений титана. Получение перекисных соединений титана.

Лабораторная работа №19. Соединения ванадия - 2 часа.

Получение оксида ванадия. Получение ванадиевой кислоты и изучение ее свойств. Изучение процесса восстановления соединений ванадия. Получение и свойства гидроксидов ванадия (II, III).

Лабораторная работа №20. Соединения хрома, молибдена и вольфрама - 2 часа.

Изучение свойств хромовых кислот. Получение хромового ангидрида и изучение его окислительных свойств. Получение перекисных соединений хрома (VI). Получение и изучение свойств оксида хрома (III). Получение молибденовой кислоты. Восстановление соединений молибдена (VI). Получение и свойства вольфрамовых кислот.

Лабораторная работа №21. Соединения марганца - 2 часа.

Получение и изучение свойств оксида марганца (VII). Изучение свойств перманганата калия. Получение и изучение свойств манганатов. Получение и изучение химических свойств диоксида марганца. Получение и изучение свойств гидроксида марганца (II).

Лабораторная работа №22. Соединения железа - 2 часа.

Изучение свойств солей железа в степенях окисления +2 и +3. Получение гидроксидов двухвалентного и трехвалентного железа и изучение их свойств. Получение соли Мора и изучение ее свойств. Получение и свойства ферратов.

Лабораторная работа №23. Соединения кобальта и никеля - 2 часа.

Получение и изучение свойств гидроксидов кобальта (II, III) и никеля (II, III). Изучение свойств солей кобальта (II). Изучение свойств солей никеля (II). Получение комплексных аммиакатов кобальта и никеля.

Лабораторная работа №24. Подгруппа меди - 2 часа.

Получение и изучение химических свойств оксида меди (II). Получение и изучение свойств гидроксида меди (II). Получение и свойства гидроксида меди (I). Реакция серебряного зеркала. Получение галогенидов серебра. Получение комплексных аммиакатов меди.

Лабораторная работа №25. Подгруппа цинка - 2 часа.

Получение и изучение свойств гидроксида цинка. Получение и изучение свойств гидроксида кадмия. Получение комплексных соединений цинка и кадмия.

Задания для самостоятельной работы

Требования: Перед каждой практической и лабораторной работой обучающемуся необходимо изучить дополнительные материалы по теме работы, выписать для себя сложные моменты, которые обсудить с преподавателем (в том числе и в виде дискуссии) на занятии.

Самостоятельная работа №1. Основные понятия и законы стехиометрии

Требования:

1. Подготовиться к практическому занятию №1. Определиться с вопросами, вызывающими наибольшие затруднения для их разрешения на занятии.
2. Ориентироваться в основных понятиях химии.
3. Знать основные законы и понятия стехиометрии.
4. Уметь решать задачи по количественным и газовым законам химии.

Самостоятельная работа №2. Строение атома и Периодическая система химических элементов

Требования:

1. Подготовиться к практическому занятию №2. Определиться с вопросами, вызывающими наибольшие затруднения для их разрешения на занятии.
2. Знать историю развития представлений о строении атома.
3. Знать современные общие формулировки квантовой химии.
4. Знать положения теории строения атома водорода Н. Бора.
5. Знать: квантовомеханическую теорию строения атома, понятие о волновой функции, радиальная и угловая составляющие волновой функции. Квантовые числа. Атомные уровни, подуровни и орбитали. Форма *s*-, *p*-, *d*-атомных орбиталей.
6. Знать принципы построения электронной структуры многоэлектронного атома: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда. Правила Клечковского.
7. Уметь составлять электронные и электронографические формулы атомов элементов в основном и возбужденном состояниях.
8. Формулировать Периодический закон Д.И. Менделеева.
9. Знать основные энергетические характеристики атомов: энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность. Знать закономерности их изменения по группам и периодам периодической системы

элементов.

Самостоятельная работа №3. Химическая связь.

Требования:

1. Подготовиться к практическому занятию №3. Определиться с вопросами, вызывающими наибольшие затруднения для их разрешения на занятии.
2. Знать основные характеристики химической связи: длина, энергия, кратность, валентный угол.
3. Определять виды и типы химических связей.
4. Знать и уметь отображать механизмы образования ковалентной связи.
5. Знать метод валентных связей.
6. Уметь записывать гибридизацию атомных орбиталей; определять виды гибридизации.
7. Знать свойства ковалентной связи: направленность, насыщенность, полярность.
8. Иметь представление о методе молекулярных орбиталей (МО) и рассматривать энергетические диаграммы на примере простых двухатомных молекул и молекулярных ионов.

Самостоятельная работа №4. Основы химической термодинамики.

Требования:

1. Подготовиться к практическому занятию №4 и лабораторной работе №2. Определиться с вопросами, вызывающими наибольшие затруднения для их разрешения на занятии.
2. Знать основные понятия химической термодинамики.
3. Знать Первый закон термодинамики, основные термодинамические функции состояния.
4. Уметь применять первый закон термодинамики к изохорному, изобарному, изотермическому и адиабатному процессам.
5. Знать и уметь применять закон Гесса и следствия из него.
6. Уметь рассчитывать тепловой эффект химической реакции, уметь проводить термохимические расчеты.
7. Знать Второй закон термодинамики.
8. Уметь рассчитывать изменения энтропии при изобарном и изохорном процессах, при изотермическом расширении идеального газа, при смешении идеальных газов.
9. Знать Третий закон термодинамики. Уметь рассчитывать изменения энтропии в процессе химической реакции.
10. Знать критерии самопроизвольного протекания процессов и способы расчета изменения энергии Гиббса в ходе химической реакции.

Самостоятельная работа №5. Основы химической кинетики.

Требования:

1. Подготовиться к практическому занятию №5 и лабораторной работе №3. Определиться с вопросами, вызывающими наибольшие затруднения для их разрешения на занятии.
2. Иметь представления о скорости гомогенной и гетерогенной химических реакций.
3. Знать факторы, влияющие на скорость реакции.
4. Уметь производить расчеты константы скорости, определять порядок реакции и ее молекулярность.
5. Знать правило Вант-Гоффа, проводить расчеты по уравнению Аррениуса.
6. Иметь представление об активированном комплексе.

Самостоятельная работа №6. Химическое равновесие.

Требования:

1. Подготовиться к практическому занятию №6 и лабораторной работе №4. Определиться с вопросами, вызывающими наибольшие затруднения для их разрешения на занятии.
2. Химическое равновесие в закрытых гомогенных системах.
3. Знать условия равновесия.
4. Уметь рассчитывать константы равновесия.
5. Знать параметры, влияющие на состояние равновесия, принцип Ле Шателье.

Самостоятельная работа №7. Жидкое состояние. Растворы.

Требования:

1. Подготовиться к практическому занятию №7 и лабораторной работе №5. Определиться с вопросами, вызывающими наибольшие затруднения для их разрешения на занятии.
2. Знать основные понятия и определения по теме «Растворы».
3. Иметь современные представления о физико-химических процессах образования растворов.
4. Знать энергетические эффекты при растворении и уметь их рассчитывать.
5. Иметь представления о ненасыщенных, насыщенных и перенасыщенных растворах.
6. Знать способы выражения концентрации растворов и уметь рассчитывать их.
7. Знать основные свойства растворов неэлектролитов.
8. Уметь решать задачи на осмотическое давление, давление пара раствора, относительное изменение температур кипения и замерзания растворов.

Самостоятельная работа №8. Теория электролитической ионизации. Электролиты и неэлектролиты

Требования:

1. Подготовиться к практическому занятию №8 и лабораторным работам №6 и №7. Определиться с вопросами, вызывающими наибольшие затруднения для их разрешения на занятии.
2. Знать теорию электролитической ионизации.
3. Иметь представления о свойствах растворов электролитов.
4. Уметь рассчитывать степень и константу ионизации.
5. Знать основные факторы, влияющие на степень и константу ионизации.
6. Знать и уметь применять закон разбавления Оствальда для слабого электролита.
7. Знать и уметь применять закон Рауля для растворов электролитов.

Самостоятельная работа №9. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Требования:

1. Подготовиться к практическому занятию №9 и лабораторной работе №8. Определиться с вопросами, вызывающими наибольшие затруднения для их разрешения на занятии.
2. Уметь записывать равновесие в водных растворах слабых электролитов.
3. Иметь представление об ионизации воды.
4. Уметь записывать ионное произведение воды.
5. Уметь рассчитывать водородный и гидроксильный показатели.
6. Иметь представление о равновесии в системе «труднорастворимый электролит – его насыщенный раствор».
7. Уметь рассчитывать произведение растворимости (ПР), а также рассчитывать растворимость соединения по значению ПР.
8. Знать условия образования и растворения осадка.
9. Знать направление протекания реакций с участием электролитов (образование осадка, газа, слабого электролита).

Самостоятельная работа №10. Гидролиз солей.

Требования:

1. Подготовиться к лабораторной работе №9. Определиться с вопросами, вызывающими наибольшие затруднения для их разрешения на занятии.
2. Иметь основные представления о гидролизе.
3. Уметь записывать уравнения гидролиза, качественно определять показатель среды.
4. Уметь рассчитывать константу и степень гидролиза.

5. Уметь определять направление гидролиза, рассчитывать значения рН среды.

Самостоятельная работа №11. Окислительно-восстановительные реакции.

Требования:

1. Подготовиться к лабораторной работе №10. Определиться с вопросами, вызывающими наибольшие затруднения для их разрешения на занятии.

2. Знать основные понятия и определения.

3. Уметь определять окислитель, восстановитель.

4. Уметь классифицировать ОВР

5. Уметь записывать уравнения ОВР в виде ионно-электронных схем.

6. Уметь определять направление ОВР в зависимости от различных факторов.

Самостоятельная работа №12. Неорганические соединения. Комплексные соединения.

Требования:

1. Подготовиться к лабораторным работам №1 и №10. Определиться с вопросами, вызывающими наибольшие затруднения для их разрешения на занятии.

2. Знать основные классы неорганических соединений.

3. Уметь соотносить химическое соединение к конкретному классу.

4. Знать классификацию и номенклатуру оксидов, их основные химические свойства.

5. Знать классификацию и номенклатуру гидроксидов, их основные химические свойства

6. Знать классификацию и номенклатуру кислот, их основные химические свойства

7. Знать классификацию и номенклатуру солей, их основные химические свойства

8. Иметь представления о комплексных соединениях, знать и ориентироваться в основных понятиях.

9. Знать классификацию и номенклатуру комплексных соединений.

10. Уметь записывать ионизацию комплексных соединений, рассчитывать константы устойчивости и нестойкости.

12. Знать теорию координационной связи.

13. Знать и свободно применять метод валентных связей.

14. Знать и уметь применять теорию кристаллического поля.

Самостоятельная работа №13. Химия s- и p-элементов

Требования:

1. Подготовиться к практическим занятиям №№ 10-16 и лабораторным работам №№ 12-17. Определиться с вопросами, вызывающими наибольшие затруднения для их разрешения на занятии.
2. Знать методы получения s- и p-элементов в лаборатории и промышленности.
3. Знать основные свойства s- и p-элементов, уметь составлять их электронные и электронно-графические формулы.
4. Уметь определять валентные возможности атомов s- и p-элементов.
5. Знать основные соединения s- и p-элементов, методы их получения и химические свойства.
6. Знать области применения элементов и их соединений.
7. Значение натрия, калия, магния и кальция в природе и сельском хозяйстве.
8. Общая характеристика элементов группы бора и его аналогов. Нахождение в природе. Свойства элементов и их соединений. Получение и применение. Комплексные соединения.
9. Обзор общих свойств s-элементов 1 и 2 групп периодической системы. Электронная структура, свойства. Получение, применение. Свойства соединений.
10. Обзор общих свойств p-элементов периодической системы. Электронная структура, валентность. Кислородные соединения. Свойства, применение.
11. Водород. Природа связи в соединениях водорода. Теория водородной связи. Изотопы водорода. Простые и комплексные гидриды.
12. Обзор свойств p-элементов 14 группы и их соединений, применение.

Самостоятельная работа №14. Химия d- и f-элементов

Требования:

1. Подготовиться к практическим занятиям №№ 17-28 и лабораторным работам №№ 18-25. Определиться с вопросами, вызывающими наибольшие затруднения для их разрешения на занятии.
2. Знать общие свойства переходных металлов.
3. Металлы и периодическая система Д.И. Менделеева. Физические, химические свойства. Сплавы, интерметаллические соединения. Нахождение в природе, получение в свободном состоянии.
4. Общая характеристика d-элементов. Получение, свойства, применение, Кислородные соединения, галогениды, комплексные соединения.

5. Общая характеристика f-элементов. Нахождение в природе, получение, свойства: электронная структура, степень окисления. Кислородные соединения, комплексные соединения.

V. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся по дисциплине включает в себя:

- план-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине, в том числе примерные нормы времени на выполнение по каждому заданию;
- требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы;
- критерии оценки выполнения самостоятельной работы.

План-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине

№ п/п	Дата/сроки выполнения	Вид самостоятельной работы	Примерные нормы времени на выполнение	Форма контроля
1	1 неделя	Выполнение самостоятельной работы № 1	4 часа	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2)
2	2-3 недели	Выполнение самостоятельной работы № 2	2 часа	Собеседование (УО-1), коллоквиум (УО-2)
3	4-5 недели	Выполнение самостоятельной работы № 3	2 часа	Собеседование (УО-1), коллоквиум (УО-2)
4	6 неделя	Выполнение самостоятельной работы № 4	2 часа	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2)
5	7 неделя	Выполнение самостоятельной работы № 5	2 часа	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2), лабораторная работа (ПР-6)
6	8 неделя	Выполнение самостоятельной работы № 6	2 часа	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2), лабораторная работа (ПР-6)
7	9 неделя	Выполнение самостоятельной работы № 7	2 часа	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2), лабораторная работа (ПР-6)
8	9-10 недели	Выполнение самостоятельной работы	2 часа	Собеседование (УО-1), контрольная работа

		№ 8		(ПР-2), лабораторная работа (ПР-6)
9	11 неделя	Выполнение самостоятельной работы № 9	2 часа	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2), лабораторная работа (ПР-6)
10	12-13 недели	Выполнение самостоятельной работы № 10	2 часа	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2), лабораторная работа (ПР-6)
11	14-15 недели	Выполнение самостоятельной работы № 11	2 часа	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2), лабораторная работа (ПР-6)
12	16-17 недели	Выполнение самостоятельной работы № 12	6 часов	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2), лабораторная работа (ПР-6)
13	18-21 недели	Выполнение самостоятельной работы № 13	27 часов	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2), лабораторная работа (ПР-6)
14	22-36 недели	Выполнение самостоятельной работы № 14	27 часов	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2), лабораторная работа (ПР-6)
Итого:				85 часов

Рекомендации по самостоятельной работе студентов

Планирование и организация времени, отведенного на выполнение заданий самостоятельной работы.

Изучив график выполнения самостоятельных работ, следует правильно её организовать. Рекомендуется изучить структуру каждого задания, обратить внимание на график выполнения работ, отчетность по каждому заданию предоставляется в последнюю неделю согласно графику. Обратить внимание, что итоги самостоятельной работы влияют на окончательную оценку по итогам освоения учебной дисциплины.

Работа с литературой.

При подготовке к практическим и лабораторным занятиям, а также выполнении заданий требуется работать с литературой. Рекомендуется использовать различные возможности работы с литературой: фонды научной библиотеки ДВФУ (<http://www.dvfu.ru/library/>) и других ведущих вузов страны, а также доступных для использования научно-библиотечных систем.

В процессе выполнения самостоятельной работы рекомендуется работать со следующими видами изданий: научные издания (монографии, научные

статьи в журналах), учебная литература (учебники, учебные пособия, тексты лекций, справочники).

Существуют два метода работы над источниками:

– сплошное чтение обязательно при изучении учебника, глав монографии или статьи, то есть того, что имеет учебное значение. Как правило, здесь требуется повторное чтение, для того чтобы понять написанное. Старайтесь при сплошном чтении не пропускать комментарии, сноски, справочные материалы, так как они предназначены для пояснений и помощи. Анализируйте рисунки, графики и формулы. Старайтесь понять, какие тенденции и закономерности они отражают;

– метод выборочного чтения дополняет сплошное чтение; он применяется для поисков дополнительных, уточняющих необходимых сведений в словарях, энциклопедиях, иных справочных изданиях. Этот метод крайне важен для повторения изученного и его закрепления, особенно при подготовке к экзамену.

Для того чтобы каждый метод принес наибольший эффект, необходимо фиксировать все важные моменты, связанные с интересующей Вас темой.

Конспект – это способ самостоятельно изложить содержание книги или статьи в логической последовательности. Конспектируя какой-либо источник, надо стремиться к тому, чтобы немногими словами сказать о многом. В тексте конспекта желательно поместить не только выводы или положения, но и их аргументированные доказательства (факты, цифры, цитаты).

Писать конспект можно и по мере изучения произведения, например, если прорабатывается монография или несколько журнальных статей.

Составляя конспект, всегда делайте ссылки на страницы, с которых вы взяли конспектируемое положение или факт, – это поможет вам сократить время на поиск нужного места в книге, если возникает потребность глубже разобраться с излагаемым вопросом или что-то уточнить при написании письменных работ.

Методические рекомендации по выполнению заданий для самостоятельной работы и критерии оценки.

Самостоятельная работа №1. От обучающегося требуется:

1. Свободно ориентироваться в основных понятиях химии.
2. Знать основные законы и понятия стехиометрии.
3. Уметь решать задачи по количественным и газовым законам химии.

Самостоятельная работа №2. От обучающегося требуется:

1. Знать историю развития представлений о строении атома.

2. Знать современные общие формулировки квантовой химии.
3. Знать положения теории строения атома водорода Н. Бора.
4. Знать: квантовомеханическую теорию строения атома, понятие о волновой функции, радиальная и угловая составляющие волновой функции.
5. Знать квантовые числа.
6. Знать формы s -, p -, d - атомных орбиталей, уметь их графически изображать.
7. Знать принципы построения электронной структуры многоэлектронного атома: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда. Правила Клечковского.
8. Уметь составлять электронные и электронографические формулы атомов элементов в основном и возбужденном состояниях.
9. Знать современную формулировку Периодического закона Д.И. Менделеева.
10. Знать основные энергетические характеристики атомов: энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность.
11. Знать закономерности их изменения по группам и периодам периодической системы элементов.

Самостоятельная работа №3. От обучающегося требуется:

1. Знать основные характеристики химической связи: длина, энергия, кратность, валентный угол.
2. Свободно определять в соединениях вид и тип химической связи.
3. Знать основные типы химической связи и механизмы их образования.
4. Знать и уметь отображать механизмы образования ковалентной связи.
5. Знать метод валентных связей.
6. Уметь записывать гибридизацию атомных орбиталей; определять виды гибридизации.
7. Знать свойства ковалентной связи.
8. Знать свойства ионной связи.
9. Уметь применять метод валентных связей.
10. Иметь представление о методе молекулярных орбиталей (МО)
11. Уметь составлять энергетические диаграммы на примере простых двухатомных молекул и молекулярных ионов.

Самостоятельная работа №4. От обучающегося требуется:

1. Знать основные понятия химической термодинамики.
2. Знать Первый закон термодинамики, основные термодинамические функции состояния.
3. Уметь применять первый закон термодинамики к изохорному, изобарному, изотермическому и адиабатному процессам.

4. Знать и уметь применять закон Гесса и следствия из него.
5. Уметь рассчитывать тепловой эффект химической реакции, уметь проводить термохимические расчеты.
6. Знать Второй закон термодинамики.
7. Уметь рассчитывать изменения энтропии при изобарном и изохорном процессах, при изотермическом расширении идеального газа, при смешении идеальных газов.
8. Знать Третий закон термодинамики.
9. Уметь рассчитывать изменения энтропии в процессе химической реакции.
10. Знать критерии самопроизвольного протекания процессов и способы расчета изменения энергии Гиббса в ходе химической реакции.

Самостоятельная работа №5. От обучающегося требуется:

1. Знать основные понятия и определения по теме «Скорость химических реакций», иметь представления о скорости гомогенной и гетерогенной химических реакций.
2. Знать факторы, влияющие на скорость реакции.
3. Уметь производить расчеты константы скорости, определять порядок реакции и ее молекулярность.
4. Знать правило Вант-Гоффа и проводить на основании его расчеты.
5. Уметь проводить расчеты по уравнению Аррениуса.
6. Иметь представление об активированном комплексе.

Самостоятельная работа №6. От обучающегося требуется:

1. Знать основные понятия и определения по теме «Химическое равновесие».
2. Знать условия равновесия.
3. Уметь рассчитывать константы равновесия.
4. Знать параметры, влияющие на состояние равновесия.
5. Уметь применять принцип Ле Шателье для определения направления сдвига химического равновесия.

Самостоятельная работа №7. От обучающегося требуется:

1. Знать основные понятия и определения по теме «Растворы».
2. Иметь современные представления о физико-химических процессах образования растворов.
3. Знать энергетические эффекты при растворении и уметь их рассчитывать.
4. Иметь представления о ненасыщенных, насыщенных и перенасыщенных растворах.
5. Знать способы выражения концентрации растворов и уметь рассчитывать их.

6. Знать основные свойства растворов неэлектролитов.
7. Уметь решать задачи на осмотическое давление, давление пара раствора, относительное изменение температур кипения и замерзания растворов.

Самостоятельная работа №8. От обучающегося требуется:

1. Знать теорию электролитической ионизации.
2. Уметь писать реакции электролитической ионизации.
3. Знать основные свойства растворов электролитов.
4. Уметь рассчитывать степень и константу ионизации.
5. Знать основные факторы, влияющие на степень и константу ионизации.
6. Знать и уметь применять закон разбавления Оствальда для слабого электролита.
7. Знать и уметь применять закон Рауля для растворов электролитов.

Самостоятельная работа №9. От обучающегося требуется:

1. Уметь записывать равновесие в водных растворах слабых электролитов.
2. Иметь представление об ионизации воды.
3. Уметь записывать ионное произведение воды.
4. Уметь рассчитывать водородный и гидроксильный показатели.
5. Иметь представление о равновесии в системе «труднорастворимый электролит – его насыщенный раствор».
6. Уметь рассчитывать произведение растворимости (ПР), а также рассчитывать растворимость соединения по значению ПР.
7. Знать условия образования и растворения осадка.
8. Знать направление протекания реакций с участием электролитов (образование осадка, газа, слабого электролита).

Самостоятельная работа №10. От обучающегося требуется:

1. Знать основные определения и понятия по теме «Гидролиз».
2. Уметь записывать уравнения гидролиза, качественно определять показатель среды.
3. Уметь рассчитывать константу и степень гидролиза.
4. Уметь определять направление гидролиза, рассчитывать значения pH среды.

Самостоятельная работа №11. От обучающегося требуется:

1. Знать основные понятия и определения по теме «Окислительно-восстановительные реакции».
2. Уметь определять степени окисления у элементов в соединениях.
3. Уметь свободно определять окислитель и восстановитель.

4. Уметь классифицировать ОВР
5. Уметь составлять уравнения ОВР методом ионно-электронного баланса.
6. Уметь определять направление ОВР в зависимости от различных факторов.

Самостоятельная работа №12. От обучающегося требуется:

1. Знать основные классы неорганических соединений.
2. Уметь соотносить химическое соединение к конкретному классу.
3. Знать классификацию и номенклатуру оксидов, их основные химические свойства.
4. Знать классификацию и номенклатуру гидроксидов, их основные химические свойства
5. Знать классификацию и номенклатуру кислот, их основные химические свойства
6. Знать классификацию и номенклатуру солей, их основные химические свойства
7. Иметь представления о комплексных соединениях, знать и ориентироваться в основных понятиях.
8. Знать классификацию и номенклатуру комплексных соединений.
9. Уметь записывать ионизацию комплексных соединений, рассчитывать константы устойчивости и нестойкости.
10. Знать и применять теорию координационной связи.
11. Знать и свободно применять метод валентных связей.
12. Знать и уметь применять теорию кристаллического поля.

Самостоятельная работа №13. От обучающегося требуется:

1. Знать методы получения, химические и физические свойства водорода.
2. Знать строение и свойства воды и перекиси водорода.
3. Знать методы получения, химические и физические свойства элементов 1 группы периодической системы.
4. Знать методы получения, химические и физические свойства элементов 2 группы периодической системы.
5. Знать элементы 13-17 групп и их соединения. Уметь определять степени окисления элементов в соединениях, писать уравнения реакций с их участием.
6. Уметь составлять электронные и электронографические формулы элементов 13-17 групп в различных валентных состояниях.
7. Знать основные характеристики элементов 13-17 групп.

8. Знать основные способы получения и химические свойства водородных соединений элементов 13-17 групп.

9. Знать основные способы получения и химические свойства кислородных соединений элементов 13-17 групп.

10. Знать важнейшие соединения бора, алюминия, углерода, кремния, азота, фосфора, галогенов.

Самостоятельная работа №14. От обучающегося требуется:

1. Знать основные свойства d- и f-элементов.

2. Уметь проводить классификацию металлов.

3. Знать способы получения основных d- и f-элементов.

4. Уметь составлять электронные формулы d- и f-элементов в зависимости от валентного состояния.

5. Уметь определять свойства соединений d- и f-элементов в зависимости от валентного состояния атома.

6. Знать и уметь написать основные соединения d-элементов: оксиды, галогениды, гидроксиды.

7. Уметь составлять формулы координационных соединений с участием d-элементов.

Собеседование (устный опрос) позволяет оценить знания и кругозор студента, умение логически построить ответ, владение монологической речью и иные коммуникативные навыки.

Опрос – важнейшее средство развития мышления и речи. Обучающая функция опроса состоит в выявлении деталей, которые по каким-то причинам оказались недостаточно осмысленными в ходе учебных занятий и при подготовке задания по самостоятельной работе.

Критерии оценки. Используется пятибалльная система.

Оценка «Отлично» (5)

А) Задание выполнено полностью.

Б) Отчет/ответ составлен грамотно.

В) Ответы на вопросы полные и грамотные.

Г) Материал понят, осознан и усвоен.

Оценка «Хорошо» (4)

А), Б) - те же, что и при оценке «Отлично».

В) Неточности в ответах на вопросы, которые исправляются после уточняющих вопросов.

Г) Материал понят, осознан и усвоен.

Оценка «Удовлетворительно» (3)

А), Б - те же, что и при оценке «Отлично».

В) Неточности в ответах на вопросы, которые не всегда исправляются после уточняющих вопросов.

Г) Материал понят, осознан, но усвоен недостаточно полно.

Оценка «Неудовлетворительно» (2, незачтено)

А) Программа не выполнена полностью.

Б) Устный отчет и ответы на вопросы не полные и не грамотные.

В) Материал не понят, не осознан и не усвоен.

VI. КОНТРОЛЬ ДОСТИЖЕНИЯ ЦЕЛЕЙ КУРСА

№ п/п	Контролируемые модули/ разделы / темы дисциплины	Код индикатора достижения компетенции	Результаты обучения	Оценочные средства – наименование	
				текущий контроль	промежуточная аттестация
1	Раздел 1. Основные понятия и законы стехиометрии	ОПК-1.1 Использует базовые знания в области математики, физики, химии, инженерных дисциплин при планировании работ	<i>Знает</i> , как использовать базовые знания в области химии при планировании работ.	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2)	Экзамен, вопросы 1-
			<i>Умеет</i> использовать базовые знания в области химии при планировании работ.		
<i>Владеет</i> способностью использовать базовые знания в области химии при планировании работ.					
		ОПК-1.2 Применяет основные законы естественных и инженерных наук, методы математического анализа для решения стандартных технологических задач	<i>Знает</i> , как применить основные законы химии для решения стандартных технологических задач.	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2)	Экзамен, вопросы 1-
			<i>Умеет</i> применять основные законы химии для решения стандартных технологических задач		
			<i>Владеет</i> навыками применения основных законов химии для решения стандартных технологических задач.		
2	Раздел 2. Строение атома и Периодическая система химических элементов	ОПК-1.1 Использует базовые знания в области математики, физики, химии, инженерных дисциплин при планировании работ	<i>Знает</i> , как использовать базовые знания в области химии при планировании работ.	Собеседование (УО-1), коллоквиум (ОУ-2)	Экзамен, вопросы 1-
			<i>Умеет</i> использовать базовые знания в области химии при планировании работ.		
			<i>Владеет</i> способностью использовать базовые знания в области химии при планировании работ.		
3	Раздел 3. Химическая	ОПК-1.1	<i>Знает</i> , как использовать	Собеседование	Экзамен,

	связь	Использует базовые знания в области математики, физики, химии, инженерных дисциплин при планировании работ	базовые знания в области химии при планировании работ. <i>Умеет</i> использовать базовые знания в области химии при планировании работ. <i>Владеет</i> способностью использовать базовые знания в области химии при планировании работ.	ание (УО-1), коллоквиум (ОУ-2)	вопросы 1-
4	Раздел 4. Основы химической термодинамики	ОПК-1.1 Использует базовые знания в области математики, физики, химии, инженерных дисциплин при планировании работ	<i>Знает</i> , как использовать базовые знания в области химии при планировании работ.	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2), отчет к лабораторной работе (ПР-6)	Экзамен, вопросы 1-
	Раздел 5. Основы химической кинетики		<i>Умеет</i> использовать базовые знания в области химии при планировании работ.		
	Раздел 6. Химическое равновесие		<i>Владеет</i> способностью использовать базовые знания в области химии при планировании работ.		
	Раздел 7. Жидкое состояние. Растворы	ОПК-1.2 Применяет основные законы естественных и инженерных наук, методы математического анализа для решения стандартных технологических задач	<i>Знает</i> , как применить основные законы химии для решения стандартных технологических задач.	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2), отчет к лабораторной работе (ПР-6)	Экзамен, вопросы 1-
	Раздел 8. Теория электролитической ионизации. Электролиты и неэлектролиты		<i>Умеет</i> применять основные законы химии для решения стандартных технологических задач		
	Раздел 9. Ионное производство воды. Водородный показатель		<i>Владеет</i> навыками применения основных законов химии для решения стандартных технологических задач.		
	Раздел 10. Гидролиз солей	ОПК-4.1 Проводит стандартные изменения и испытания согласно методике и технической документации	<i>Знает</i> как проводить стандартные химические изменения и испытания согласно методике и технической документации.	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2), отчет к лабораторной работе (ПР-6)	Экзамен, вопросы 1-
	Раздел 11. Окислительно-восстановительные реакции		<i>Умеет</i> проводить стандартные химические изменения и испытания согласно методике и технической документации.		
	Раздел 12. Неорганические соединения. Комплексные соединения		<i>Владеет</i> способностью проводить стандартные химические изменения и испытания согласно методике и технической документации.		
	Раздел 13. Химия s- и p-элементов	ОПК-4.2 Моделирует, выполняет, обрабатывает и анализирует данные экспериментальных исследований	<i>Знает</i> как моделировать, выполнять, обрабатывать и анализировать данные химических экспериментов и исследований.	Собеседование (УО-1), контрольная работа (ПР-2), отчет к лабораторной работе (ПР-6)	Экзамен, вопросы 1-
Раздел 14. Химия d- и f-элементов	<i>Умеет</i> моделировать, выполнять, обрабатывать				

			и анализировать данные химических экспериментов и исследований	ной работе (ПР-6)	
			<i>Владеет</i> навыками моделирования, выполнения, обработки и анализа данных химических экспериментов и исследований		

Типовые контрольные задания, методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений и навыков и (или) опыта деятельности, а также качественные критерии оценивания, которые описывают уровень сформированности компетенций, представлены в разделе VIII.

VII. СПИСОК УЧЕБНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Основная литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для ВУЗов / Н.С. Ахметов // М.: Лань. 2014. – 743 с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:769422&theme=FEFU>
2. Общая и неорганическая химия. Практикум : учебно-методическое пособие для биологических и медицинских специальностей / А. А. Капустина, И. Г. Хальченко, В. В. Либанов // Санкт-Петербург : Лань, 2019 - 149 с.
<https://lib.dvfu.ru/lib/item?id=chamo:880042&theme=FEFU>
3. Стась, Н. Ф. Общая и неорганическая химия. Справочник : учебное пособие для среднего профессионального образования / Н. Ф. Стась. — 4-е изд. — Москва : Издательство Юрайт, 2020. — 92 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-09179-3. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/452142>
4. Пузаков, С. А. Общая химия, сборник задач и упражнений : учебное пособие для вузов / С. А. Пузаков, В. А. Попков, А. А. Филиппова. — 5-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2020. — 251 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-09473-2. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/449907>
5. Апарнев, А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений : учебное пособие для среднего профессионального образования / А. И. Апарнев, Л. И. Афолина. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2020. — 127 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-09932-4. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/453598>

6. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 1 : учебник для вузов / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2020. — 357 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-9916-9353-0. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/451561>
7. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 2 : учебник для вузов / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2020. — 383 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-9916-9355-4. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/451562>
8. Росин, И. В. Общая и неорганическая химия в 3 т. Т. 1. Общая химия : учебник для вузов / И. В. Росин, Л. Д. Томина. — Москва : Издательство Юрайт, 2020. — 426 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-9916-3816-6. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/450390>
9. Александрова, Э. А. Химия неметаллов : учебник и практикум для вузов / Э. А. Александрова, И. И. Сидорова. — 3-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 358 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-04422-5. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/470276>
10. Росин, И. В. Общая и неорганическая химия в 3 т. Т. 3. Химия р-элементов : учебник для вузов / И. В. Росин, Л. Д. Томина. — Москва : Издательство Юрайт, 2020. — 436 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-02294-0. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/450389>
11. Росин, И. В. Общая и неорганическая химия в 3 т. Т. 2. Химия s-, d- и f-элементов : учебник для вузов / И. В. Росин, Л. Д. Томина. — Москва : Издательство Юрайт, 2020. — 492 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-02292-6. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/450388>
12. Химия элементов : учебник для вузов / Э. Т. Оганесян, В. А. Попков, Л. И. Щербакова, А. К. Брель. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 251 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-9916-9724-8. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/471878>
13. Вопросы, задачи и упражнения по неорганической химии : учебное пособие / В. И. Бессонова, И. В. Свистунова, С. Г. Красицкая, В. В. Васильева ; Дальневосточный федеральный университет Владивосток : Изд-во Дальневосточного федерального университета, 2010 126, [1] с. <https://lib.dvfu.ru/lib/item?id=chamo:418111&theme=FEFU>

Дополнительная литература

1. Глинка, Н.Л. Общая химия. Задачи и упражнения: учебно-практическое

- пособие для среднего профессионального образования / Н. Л. Глинка; под редакцией В.А. Попкова, А.В. Бабкова. — 14-е изд. — Москва : Издательство Юрайт, 2020. — 236 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-09475-6. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/451239>
2. Н.В. Коровин. Общая химия / Н.В. Коровин // М.: Высшая школа. 2010. — 557 с. <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:661994&theme=FEFU>
 3. Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения: пособие для вузов / Н.Д. Свердлов // Санкт-Петербург. : Лань. 2013.-345 с. <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:727488&theme=FEFU>
 4. Основы общей и физической химии: учебник для университетов / В.В. Еремин, А.Я. Борщевский // Долгопрудный: Интеллект. — 2012. — 847 с. <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:663891&theme=FEFU>
 5. Лидин Р. А. Справочник по общей и неорганической химии.- 2-е изд., испр. и доп. - М.: КолосС, 2008. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785953204651.html>

Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

1. <http://e.lanbook.com/>
2. <http://www.studentlibrary.ru/>
3. <http://znanium.com/>
4. <http://www.nelbook.ru/>
5. Электронная база данных о веществах и их свойствах <http://www.chemspider.com/>
6. База данных о веществах и их свойствах <http://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/>

Перечень информационных технологий и программного обеспечения

1. Пакет программного обеспечения Microsoft Office (Word, Outlook, Power Point, Excel, MS Teams), ACDLabs ChemSketch
2. Платформа электронного обучения Blackboard ДВФУ: https://bb.dvfu.ru/webapps/blackboard/content/listContentEditable.jsp?content_id= 159675_1&course_id= 4959_1

VIII. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Время, отведённое на самостоятельную работу, должно быть использовано обучающимся планомерно в течение семестра.

Планирование – важнейшая черта человеческой деятельности. Для организации учебной деятельности эффективным вариантом является использование средств, напоминающих о стоящих перед вами задачах, и их последовательности выполнения. В роли таких средств могут быть ИТ-технологии (смартфоны, планшеты, компьютеры и т.п.), имеющие приложения/программы по организации распорядка дня/месяца/года и сигнализирующих о важных событиях, например, о выполнении заданий по дисциплине «Химия».

Регулярность – первое условие поисков более эффективных способов работы. Рекомендуется выбрать день/дни недели для регулярной подготовки по дисциплине «Химия», это позволит морально настроиться на выполнение поставленных задач, подготовиться к ним и выработать правила выполнения для них, например, сначала проработка материала лекций, чтение первоисточников, затем выделение и фиксирование основных идей. Рекомендуемое среднее время два часа на одно занятие.

В процессе изучения материалов учебного курса предлагаются следующие формы работ: чтение лекций, практические занятия, задания для самостоятельной работы.

Лекционные занятия ориентированы на освещение вводных тем в каждый раздел курса и призваны ориентировать студентов в предлагаемом материале, заложить научные и методологические основы для дальнейшей самостоятельной работы студентов.

Практические занятия – это занятие, проводимое под руководством преподавателя в учебной аудитории, направленное на углубление научно-теоретических знаний и овладение определенными методами самостоятельной работы.

Лабораторные работы – это метод обучения, при котором учащиеся под руководством преподавателя и по заранее намеченному плану выполняют опыты или выполняют определенные практические задания, и в процессе их воспринимают и осмысливают новый учебный материал, закрепляют полученные ранее знания.

Особо значимой для профессиональной подготовки студентов является *самостоятельная работа* по курсу. В ходе этой работы студенты отбирают необходимый материал по изучаемому вопросу и анализируют его. Студентам необходимо ознакомиться с основными источниками, без которых невозможно полноценное понимание проблематики курса.

Освоение курса способствует развитию навыков обоснованных и

самостоятельных оценок фактов и концепций. Поэтому во всех формах контроля знаний, особенно при сдаче зачета, внимание обращается на понимание проблематики курса, на умение практически применять знания и делать выводы.

Работа с литературой. Рекомендуется использовать различные возможности работы с литературой: фонды научной библиотеки ДВФУ и электронные библиотеки (<http://www.dvfu.ru/library/>), а также доступные для использования другие научно-библиотечные системы.

Подготовка к экзамену. В процессе подготовки к экзамену следует ликвидировать имеющиеся пробелы в знаниях, углубить, систематизировать и упорядочить знания. Особое внимание следует уделить организации подготовки. Для этого важны следующие моменты - соблюдение режима дня: сон не менее 8 часов в сутки; занятия заканчивать не позднее, чем за 2-3 часа до сна; прогулки на свежем воздухе, неустойчивые занятия спортом во время перерывов между занятиями. Наличие полных собственных конспектов лекций является необходимым условием успешной сдачи экзамена. Если пропущена какая-либо лекция, необходимо ее восстановить, обдумать, устранить возникшие вопросы, чтобы запоминание материала было осознанным. Следует помнить, что при подготовке к экзамену вначале надо просмотреть материал по всем вопросам сдаваемой дисциплины, далее отметить для себя наиболее трудные вопросы и обязательно в них разобраться. В заключение еще раз целесообразно повторить основные положения.

IX. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Перечень материально-технического и программного обеспечения дисциплины приведен в таблице.

Материально-техническое и программное обеспечение дисциплины

Наименование специальных помещений и помещений для самостоятельной работы	Оснащенность специальных помещений и помещений для самостоятельной работы	Перечень лицензионного программного обеспечения. Реквизиты подтверждающего документа
690922, Приморский край, г. Владивосток, остров Русский, полуостров Саперный, поселок Аякс, 10, корпус L, ауд. L 632. Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации	Помещение укомплектовано специализированной учебной мебелью (посадочных мест – 30) Оборудование: ЖК-панель 47", Full HD, LG M4716 CCBA – 1 шт. Доска аудиторная.	ПЕРЕЧЕНЬ ПО

<p>690922, Приморский край, г. Владивосток, остров Русский, полуостров Саперный, поселок Аякс, 10, корпус L, ауд. L 668-673. Аудитории для лабораторной работы</p>	<p>Химические лаборатории. Шкаф вытяжной для работы с ЛВЖ ЛАБ-PRO ШВЛВЖ-ТО 180.75.225 F20, столешница – FRI, электронные лабораторные весы М W-2, шкаф вытяжной для работы с ЛВЖ, столешница - FRIDURIT 20 (в комплекте) ЛАБ-PRO Ш, стол-мойка ЛАБ-PRO МО 120.75.90 F20 (1200*650*900 мм) +Навесной сушильный стеллаж, плитка эл. одноконфорочная Optima HP 1-155 W, лабораторные столы и стулья, набор химической посуды и химических реактивов для лабораторного практикума по химии-рабочие места студентов Стол-мойка по типу ЛАБ-PRO МО 120.75.90 F20 (в комплекте), шкаф для хранения реактивов ЛАБ-PRO ШМР 60.50.195 (Дл.600, Гл.500, Выс.1950 мм, шкаф вытяжной, рабочая поверхность - керамогранит (в комплекте) ЛАБ-PRO ШВ 180.8, 2 стола лабораторный для персонала ЛАБ-PRO СЛП 120.60.75/90 LA (д.1200*г.600*высот, набор химической посуды и химических реактивов для лабораторного практикума по химии-рабочие места студентов. Дистиллятор, рН-метры, нагревательные приборы Наглядные пособия: периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, таблица растворимости, таблица окислительно-восстановительных потенциалов 2 шкафа вытяжных для работы с ЛВЖ, столешница - FRIDURIT 20 (в комплекте) ЛАБ-PRO Ш, электронные лабораторные весы М W-2, столы лабораторные, набор химической посуды и химических реактивов для лабораторного практикума по химии-рабочие места студентов.</p>	<p>ПЕРЕЧЕНЬ ПО</p>
<p>690922, Приморский край, г.Владивосток, остров Русский, полуостров Саперный, поселок Аякс, 10, корп. А (Лит. П),</p>	<p>Оборудование: Моноблок Lenovo C360G-i34164G500UDK – 15 шт. Интегрированный сенсорный</p>	<p>ПЕРЕЧЕНЬ ПО</p>

Этаж 10, каб. А1017. Аудитория для самостоятельной работы	дисплей Polymedia FlipBox - 1 шт. Копир-принтер-цветной сканер в e-mail с 4 лотками Xerox WorkCentre 5330 (WC5330C – 1 шт.)	
---	--	--

В целях обеспечения специальных условий обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья в ДВФУ все здания оборудованы пандусами, лифтами, подъемниками, специализированными местами, оснащенными туалетными комнатами, табличками информационно-навигационной поддержки.

Х. ФОНДЫ ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

Для дисциплины «Химия» используются следующие оценочные средства:

Устный опрос:

1. Собеседование (УО-1)
2. Коллоквиум (УО-2)

Письменные работы:

1. Контрольная работа (ПР-2)
2. Лабораторная работа (ПР-6)

Устный опрос

Устный опрос позволяет оценить знания и кругозор студента, умение логически построить ответ, владение монологической речью и иные коммуникативные навыки.

Обучающая функция состоит в выявлении деталей, которые по каким-то причинам оказались недостаточно осмысленными в ходе учебных занятий и при подготовке к экзамену.

Собеседование (УО-1) – средство контроля, организованное как специальная беседа преподавателя с обучающимся на темы, связанные с изучаемой дисциплиной, и рассчитанное на выяснение объема знаний обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п.

Коллоквиум (УО-2) – средство контроля усвоения учебного материала темы, раздела или разделов дисциплины, организованное как учебное занятие в виде собеседования преподавателя с обучающимися.

Письменные работы

Письменный ответ приучает к точности, лаконичности, связности изложения мысли. Письменная проверка используется во всех видах контроля и осуществляется как в аудиторной, так и во внеаудиторной работе.

Контрольная работа (ПР-2) – средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или

разделу.

Лабораторная работа (ПР-6) – средство для закрепления и практического освоения материала по определенному разделу.

Методические рекомендации, определяющие процедуры оценивания результатов освоения дисциплины

Оценочные средства для промежуточной аттестации

Промежуточная аттестация студентов по дисциплине «Химия» проводится в соответствии с локальными нормативными актами ДВФУ и является обязательной. Форма отчётности по дисциплине – экзамен (1-й и 2-й семестры). Экзамен по дисциплине включает ответы на 3 вопроса. Один из вопросов носит общий характер. Он направлен на раскрытие студентом знаний по «сквозным» вопросам и проблемам химии. Вторым вопросом, как правило, заключается в решении задачи. Вопрос направлен на раскрытие студентом знаний основных закономерностей химии и умения решать задачи. Третьим вопросом, как правило, является уравнение реакции или ряд последовательных химических реакций. Вопрос направлен на выявление у студентов знаний основных химических свойств веществ, владение навыками составлять и уравнивать химические реакции.

Методические указания по сдаче экзамена

Экзамен принимается ведущим преподавателем. При большом количестве групп у одного преподавателя или при большой численности потока по распоряжению заведующего кафедрой (директора департамента) допускается привлечение в помощь ведущему преподавателю других преподавателей.

В исключительных случаях, по согласованию с заместителем директора Школы по учебной и воспитательной работе, заведующий кафедрой имеет право принять зачет в отсутствие ведущего преподавателя.

Форма проведения экзамена (устная, письменная и др.) утверждается на заседании кафедры по согласованию с руководителем в соответствии с рабочей программой дисциплины.

Во время проведения экзамена студенты могут пользоваться рабочей программой дисциплины, а также с разрешения преподавателя, проводящего экзамен, справочной литературой и другими пособиями (учебниками, учебными пособиями, рекомендованной литературой и т.п.).

Время, предоставляемое студенту на подготовку к ответу на экзамене, должно составлять не более 45 минут. По истечении данного времени студент должен быть готов к ответу.

Присутствие на экзамене посторонних лиц (кроме лиц, осуществляющих проверку) без разрешения соответствующих лиц (ректора либо проректора по учебной и воспитательной работе, директора Школы, руководителя ОПОП или заведующего кафедрой), не допускается. Инвалиды и лица с ограниченными возможностями здоровья, не имеющие возможности самостоятельного передвижения, допускаются к сдаче зачета с сопровождающими.

При промежуточной аттестации обучающимся устанавливается оценка «отлично», «хорошо», «удовлетворительно» или «неудовлетворительно».

При неявке студента на экзамен в ведомости делается запись «не явился».

Вопросы к экзамену

- 1.Оксиды. Классификация и номенклатура. Химические свойства. Получение. Применение.
- 2.Гидроксиды. Классификация. Номенклатура. Свойства. Получение. Применение.
- 3.Кислоты. Классификация. Номенклатура. Свойства. Получение. Применение.
- 4.Соли: классификация и номенклатура. Получение, свойства и применение.
- 5.Фактор эквивалентности и молярная масса эквивалентов простых и сложных веществ. Объем эквивалента газов. Закон эквивалентов.
- 6.Атом. Атомная орбиталь. Квантовые числа. Описание состояния электрона в атоме. Уравнение Шредингера.
- 7.Многоэлектронные атомы. Принцип Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии и их учет при составлении электронных формул элементов и ионов. Электронно-графические формулы.
- 8.Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура периодической системы, периоды группы, подгруппы. Изменение окислительно-восстановительных свойств элементов в подгруппах, группах, периодах.
- 9.Связь строения атома с положением элемента в периодической системе Д.И. Менделеева. Классификация элементов в зависимости от электронного строения.
- 10.Основные виды химической связи. Современные представления о природе химической связи.
- 11.Ковалентная связь. Метод валентных связей.
- 12.Механизмы образования химической связи. Энергетические и геометрические характеристики химической связи.
- 13.Понятие гибридизации атомных орбиталей. Структура молекул и ионов.

14. Поляризуемость и полярность связи. Электрический момент диполя. Одинарные и кратные связи.
15. Донорно-акцепторный механизм образования связи.
16. Ионная связь. Свойства ионной связи. Механизм образования.
17. Металлическая связь.
18. Комплексные соединения. Теория Вернера.
19. Структура и классификация комплексных соединений. Комплексообразователи и лиганды, координационные числа.
20. Поведение комплексных соединений в растворах. Константы диссоциации, нестойкости и устойчивости.
21. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь. Принцип комплементарности.
22. Химическая термодинамика. Функции состояния системы – внутренняя энергия, энтальпия. Термохимические уравнения.
23. Тепловой эффект реакции. Термохимические законы: закон Гесса. Следствия из закона Гесса.
24. Энтропия. Ее изменение в химических процессах.
25. Направление химических реакций. Энергия Гиббса.
26. Скорость химических реакций. Зависимость скорости гомогенных реакций от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции.
27. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
28. Понятие об энергии активации. Активированный (переходный) комплекс. Уравнение Аррениуса. Энергетическая диаграмма.
29. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы. Энергетическая диаграмма. Понятие об отрицательном катализе.
30. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие. Влияние внешних факторов на сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
31. Растворы. Компоненты раствора. Тепловые эффекты при растворении веществ. Растворимость веществ и ее зависимость от температуры.
32. Способы выражения состава растворов.
33. Понятие об электролитической ионизации. Сильные и слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда.
34. Коллигативные свойства растворов.
35. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидроксильный показатель.
36. Ионно-обменные реакции, их условия протекания.

37. Гидролиз солей. Основные случаи гидролиза.
38. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Метод электронно-ионного баланса.
39. Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов в растворах и его особенности. Формула Нернста.
40. Простейшие гальванические элементы. Принцип работы, схемы, электродные процессы. ЭДС при стандартных условиях. Явление поляризации при работе гальванических элементов.
41. Водород. Методы получения, свойства. Перекись водорода: методы получения и химические свойства
42. Общие свойства переходных металлов
43. Элементы 1 группы периодической системы: методы получения, химические свойства.
44. Элементы 2 группы периодической системы: методы получения, химические свойства.
45. Бор. Методы получения и химические свойства.
46. Кислородные соединения бора. Методы получения, химические свойства, области применения.
47. Алюминий. Методы получения и химические свойства. Кислородные соединения алюминия
48. Подгруппа галлия. Основные свойства, методы получения. Кислородсодержащие соединения.
49. Углерод. Методы получения и химические свойства.
50. Кислородсодержащие соединения углерода. Получение и химические свойства
51. Углерод. Методы получения и химические свойства.
52. Кислородсодержащие соединения кремния. Получение и химические свойства. Силикаты
53. Германий, олово, свинец: общие свойства, методы получения. Кислородсодержащие соединения.
54. Азот и его бинарные соединения. Получение и свойства.
55. Аммиак. Получение, физические и химические свойства. Области применения. Катион аммония.
56. Оксиды азота. Методы синтеза, химические свойства.
57. Азотистая кислота и нитриты. Свойства, получение, области применения.
58. Азотная кислота. Нитраты. Свойства, получение, области применения.
59. Азот и его бинарные соединения. Получение и свойства.
60. Кислородсодержащие соединения фосфора. Свойства, получение, области применения.

61. Мышьяк, сурьма, висмут. Общие свойства. Получение и применение.
62. Кислородсодержащие соединения мышьяка, сурьмы и висмута
63. Кислород. Методы получения, физические и химические свойства.
64. Сера. Методы получения, физические и химические свойства.
65. Соединения серы с водородом. Методы получения, физические и химические свойства.
66. Оксиды серы. Методы получения, физические и химические свойства.
67. Кислородсодержащие кислоты серы. Методы получения, физические и химические свойства.
68. Полисерные кислоты. Методы получения, химические свойства.
69. Селен и теллур. Общие свойства. Получение и применение.
70. Кислородсодержащие соединения селена и теллура.
71. Галогены. Общие свойства и методы получения.
72. Фтор. Свойства, методы получения. Бинарные фториды.
73. Хлор. Свойства, методы получения.
74. Кислородные соединения хлора. Свойства, методы получения.
75. Бром и йод. Свойства, методы получения.
76. Кислородные соединения брома и йода. Свойства, методы получения
77. Общие свойства и получение элементов 3 группы (скандий, иттрий, лантан, актиний)
78. Общие свойства и получение f-элементов.
79. Методы синтеза и химические свойства элементов 4 группы.
80. Кислородсодержащие соединения титана.
81. Ванадий. Методы получения и химические свойства.
82. Кислородсодержащие соединения ванадия.
83. Общие свойства и получение элементов 6 группы.
84. Кислородсодержащие соединения хрома.
85. Кислородсодержащие соединения молибдена и вольфрама.
86. Марганец. Методы получения и химические свойства.
87. Кислородсодержащие соединения марганца.
88. Железо. Методы получения и химические свойства.
89. Кислородсодержащие соединения железа.
90. Кобальт Методы получения и химические свойства.
91. Оксиды и гидроксиды кобальта.
92. Никель. Методы получения и химические свойства.
93. Соединения никеля.
94. Получение и свойства платины и палладия.
95. Соединения меди.
96. Методы синтеза и химические свойства меди, серебра и золота.

97. Общие свойства и методы получения цинка, кадмия и ртути.

98. Соединения ртути.

Критерии выставления оценки студенту на экзамене

К экзамену допускаются обучающиеся, выполнившие программу обучения по дисциплине, прошедшие все этапы текущей аттестации.

Оценка	Требования к сформированным компетенциям
«отлично»	<ul style="list-style-type: none">- студент владеет знаниями предмета в полном объеме учебной программы, достаточно глубоко осмысливает дисциплину;- самостоятельно, в логической последовательности и исчерпывающе отвечает на все вопросы билета, умеет анализировать, сравнивать, классифицировать, обобщать, конкретизировать и систематизировать изученный материал, выделять в нем главное;- четко формирует ответы, свободно читает результаты анализов и других исследований и решает ситуационные задачи повышенной сложности;- хорошо знаком с основной литературой и методами исследования в объеме, необходимом для практической деятельности;- увязывает теоретические аспекты предмета с практическими задачами, владеет знаниями основных принципов химии
«хорошо»	<ul style="list-style-type: none">- студент владеет знаниями дисциплины почти в полном объеме программы (имеются пробелы знаний только в некоторых, особенно сложных разделах);- самостоятельно и отчасти при наводящих вопросах дает полноценные ответы на вопросы билета;- не всегда выделяет наиболее существенное, не допускает вместе с тем серьезных ошибок в ответах;- умеет решать легкие и средней тяжести ситуационные задачи;- умеет трактовать лабораторные и инструментальные исследования в объеме, превышающем обязательный минимум
«удовлетворительно»	<ul style="list-style-type: none">- студент владеет основным объемом знаний по дисциплине;- проявляет затруднения в самостоятельных ответах, оперирует неточными формулировками;- в процессе ответов допускаются ошибки по существу вопросов. <p>Студент способен решать лишь наиболее легкие задачи, владеет только обязательным минимумом</p>
«неудовлетворительно»	<p>Студент обнаруживает незнание большей части проблем, связанных с изучением вопроса, допускает ошибки в ответе, искажает смысл текста, беспорядочно и неуверенно излагает материал. Данная оценка характеризует недостатки в подготовке студента, которые являются серьезным препятствием к успешной профессиональной и научной деятельности.</p>

Оценочные средства для текущей аттестации

Текущая аттестация студентов по дисциплине проводится в соответствии с локальными нормативными актами ДВФУ и является обязательной.

Текущая аттестация проводится в форме контрольных мероприятий (собеседования, коллоквиума, контрольных и лабораторных работ) по оцениванию фактических результатов обучения студентов и осуществляется ведущим преподавателем.

Объектами оценивания выступают:

- учебная дисциплина (активность на занятиях, своевременность выполнения различных видов заданий, посещаемость всех видов занятий по аттестуемой дисциплине);
- степень усвоения теоретических знаний;
- уровень овладения практическими умениями и навыками по всем видам учебной работы;
- результаты самостоятельной работы.

Составляется календарный план контрольных мероприятий по дисциплине. Оценка посещаемости, активности обучающихся на занятиях, своевременность выполнения различных видов заданий ведётся на основе журнала, который ведёт преподаватель в течение учебного семестра.

Вопросы для собеседования / устного опроса

Раздел 1. Основные понятия и законы стехиометрии

1. Атомно-молекулярная теория М.В. Ломоносова.
2. Основные понятия стехиометрии.
3. Закон сохранения массы и энергии.
4. Закон кратных отношений.
5. Закон постоянства состава.
6. Закон эквивалентов.
7. Закон объемных отношений.
8. Закон Авогадро и следствия из него.
9. Закон Бойля-Мариотта. Закон Гей-Люссака.
10. Объединенный газовый закон. Уравнение Менделеева-Клапейрона.

Раздел 2. Строение атома и Периодическая система химических элементов

1. Основные принципы квантовой теории строения вещества.
2. Корпускулярно-волновой дуализм. Принцип неопределенности.
3. Уравнение Шредингера.
4. Квантовые числа.
5. Энергетические уровни и подуровни атома.
6. Принципы заполнения электронных орбиталей атома в основном состоянии: принцип Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии, правило Клечковского.
7. Современная формулировка Периодического закона.

8. Структура периодической системы Д.И. Менделеева. Варианты таблиц периодической системы химических элементов.
9. Периодичность изменения свойств атомов элементов.

Раздел 3. Химическая связь

1. Основные типы химической связи.
2. Характеристики связи.
3. Степень ионности связи.
4. Насыщенность и направленность химической связи.
5. Основные положения МВС. Кратность связи.
6. Электрон-дефицитные связи.
7. Гибридизация атомных орбиталей и геометрия молекул.
8. Основы метода молекулярных орбиталей.
9. Силы межмолекулярного взаимодействия.

Раздел 4. Основы химической термодинамики

1. Термодинамические системы.
2. Внутренняя энергия.
3. Первое начало термодинамики. Энтальпия.
4. Тепловой эффект химической реакции.
5. Термохимические уравнения.
6. Закон Гесса.
7. Термодинамическая вероятность. Энтропия.
8. Второе начало термодинамики.
9. Третье начало термодинамики.
10. Энергия Гиббса.
11. Условие самопроизвольного протекания реакций.

Раздел 5. Основы химической кинетики

1. Скорость химической реакции и ее зависимость от различных факторов.
2. Закон действующих масс.
3. Константа скорости химической реакции.
4. Правило Вант-Гоффа.
5. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.
6. Понятие о катализе.

Раздел 6. Химическое равновесие

1. Обратимые и необратимые химические реакции.
2. Основные понятия и признаки химического равновесия.
3. Константа равновесия.
4. Смещение химического равновесия.
5. Принцип Ле Шателье.

Раздел 7. Жидкое состояние. Растворы

1. Жидкое состояние, структура жидкости.
2. Растворы.
3. Причины образования растворов.
4. Процесс образования растворов.
5. Идеальные растворы.

6. Способы выражения состава растворов.
7. Коллигативные свойства растворов.

Раздел 8. Теория электролитической ионизации. Электролиты и неэлектролиты

1. Электролитическая ионизация.
2. Ионизация сильных электролитов.
3. Гидратация.
4. Коэффициенты активности.
5. Термодинамика растворения сильных электролитов.
6. Ионизация слабых электролитов.
7. Типы слабых электролитов.
8. Термодинамика ионизации слабых электролитов в растворах.
9. Константа и степень ионизации.
10. Закон разбавления Оствальда.

Раздел 9. Ионное произведение воды. Водородный показатель

1. Ионное произведение воды.
2. Водородный и гидроксильный показатели.
3. Основные индикаторы кислотности и основности среды (кислотно-основные индикаторы).
4. Буферные растворы

Раздел 10. Гидролиз солей

1. Основные типы гидролиза.
2. Составление уравнений реакций гидролиза.
3. Гидролиз солей с многозарядными ионами.
4. Необратимый гидролиз.
5. Константа гидролиза. Степень гидролиза.
6. Расчет pH растворов гидролизующихся солей.

Раздел 11. Окислительно-восстановительные реакции

1. Степень окисления.
2. Окислители и восстановители.
3. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.
4. Окислительно-восстановительные потенциалы.
5. Уравнение Нернста.
6. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций в растворах и константы их равновесия.

Раздел 12. Неорганические соединения. Комплексные соединения

1. Простые и сложные вещества.
2. Оксиды: классификация, основные свойства и способы получения.
3. Гидроксиды: классификация, основные свойства и способы получения.
4. Амфотерность гидроксидов.
5. Кислоты: классификация, основные свойства и способы получения.
6. Соли: классификация, основные свойства и способы получения.
7. Классификация и номенклатура комплексных соединений.
8. Хелаты и комплексы с макроциклическими лигандами.

9. Многоядерные комплексы.
10. Ионизация комплексных соединений в растворах.
11. Константы устойчивости и нестойкости.
12. Теория координационной связи.
13. Метод валентных связей.
14. Основные представления теории кристаллического поля.

Раздел 13. Химия s- и p-элементов

1. Основные методы получения водорода.
2. Важнейшие свойства водорода.
3. Водородные соединения. Водородная связь.
4. Вода.
5. Перекись водорода.
6. Распространение в природе элементов 1 группы.
7. Методы получения и свойства лития, натрия, калия, рубидия и цезия.
8. Бериллий: методы получения, физические и химические свойства, применение.
9. Магний: методы получения, физические и химические свойства, применение.
10. Щелочно-земельные металлы: методы получения, физические и химические свойства, применение.
11. Бор.
12. Алюминий.
13. Подгруппа галлия.
14. Основные методы получения, свойства и применение соединений элементов 13 группы.
15. Углерод.
16. Кремний.
17. Подгруппа германия.
18. Основные методы получения, свойства и применение соединений элементов 14 группы.
19. Азот.
20. Фосфор.
21. Подгруппа мышьяка.
22. Основные методы получения, свойства и применение соединений элементов 15 группы.
23. Кислород.
24. Сера.
25. Подгруппа селена.
26. Основные методы получения, свойства и применение соединений элементов 16 группы.
27. Фтор.
28. Хлор.
29. Подгруппа брома.
30. Основные методы получения, свойства и применение соединений

элементов 17 группы.

Раздел 14. Химия d- и f-элементов

1. Положение в периодической системе. Строение атомов.
2. Закономерности изменения свойств элементов (потенциалы ионизации, электроотрицательность, атомные радиусы, степени окисления).
3. Характер химических связей в соединениях.
4. Распространение в природе.
5. Скандий, иттрий, лантан, актиний.
6. Лантаноиды и актиноиды.
7. Титан. Основные методы получения и химические свойства.
8. Соединения титана в различных степенях окисления.
9. Области применения соединений титана.
10. Ванадий. Основные методы получения и химические свойства.
11. Соединения ванадия в различных степенях окисления.
12. Области применения соединений ванадия.
13. Хром.
14. Молибден.
15. Вольфрам.
16. Соединения элементов 6 группы в различных степенях окисления.
Области применения.
17. Марганец. Основные методы получения и химические свойства.
18. Соединения марганца в различных степенях окисления.
19. Области применения соединений марганца.
20. Железо. Основные методы получения и химические свойства.
21. Соединения железа в различных степенях окисления.
22. Области применения.
23. Кобальт. Основные методы получения и химические свойства кобальта и его соединений.
24. Области применения.
25. Никель.
26. Палладий и платина.
27. Медь.
28. Серебро.
29. Золото.
30. Цинк.
31. Кадмий.
32. Ртуть.

Критерии оценивания

Оценка	Требования
«отлично»	- студент владеет знаниями раздела в полном объеме, достаточно глубоко осмысливает дисциплину; - самостоятельно, в логической последовательности и исчерпывающе отвечает на все вопросы, умеет анализировать,

	<p>сравнивать, классифицировать, обобщать, конкретизировать и систематизировать изученный материал, выделять в нем главное;</p> <ul style="list-style-type: none"> - четко формирует ответы, свободно читает результаты анализов и других исследований и решает ситуационные задачи повышенной сложности; - хорошо знаком с основной литературой и методами исследования в объеме, необходимом для практической деятельности; - увязывает теоретические аспекты предмета с практическими задачами, владеет знаниями основных принципов химии
«хорошо»	<ul style="list-style-type: none"> - студент владеет знаниями раздела почти в полном объеме (имеются пробелы знаний только в некоторых, особенно сложных вопросах); - самостоятельно и отчасти при наводящих вопросах дает полноценные ответы на вопросы; - не всегда выделяет наиболее существенное, не допускает вместе с тем серьезных ошибок в ответах; - умеет решать легкие и средней тяжести ситуационные задачи; - умеет трактовать лабораторные и инструментальные исследования в объеме, превышающем обязательный минимум
«удовлетворительно»	<ul style="list-style-type: none"> - студент владеет основным объемом знаний по разделу; - проявляет затруднения в самостоятельных ответах, оперирует неточными формулировками; - в процессе ответов допускаются ошибки по существу вопросов. - студент способен решать лишь наиболее легкие задачи, владеет только обязательным минимумом
«неудовлетворительно»	<p>Студент обнаруживает незнание большей части проблем, связанных с изучением вопроса, допускает ошибки в ответе, искажает смысл текста, беспорядочно и неуверенно излагает материал. Данная оценка характеризует недостатки в подготовке студента, которые являются серьезным препятствием к успешной профессиональной и научной деятельности.</p>

Тематика контрольных работ

- Раздел 1. Основные понятия и законы стехиометрии
- Раздел 4. Основы химической термодинамики
- Раздел 5. Основы химической кинетики
- Раздел 6. Химическое равновесие
- Раздел 7. Жидкое состояние. Растворы
- Раздел 8. Теория электролитической ионизации. Электролиты и неэлектролиты
- Раздел 9. Ионное произведение воды. Водородный показатель
- Раздел 10. Гидролиз солей
- Раздел 11. Окислительно-восстановительные реакции

Раздел 12. Неорганические соединения. Комплексные соединения

Раздел 13. Химия s- и p-элементов

Раздел 14. Химия d- и f-элементов

Тематика коллоквиумов

Раздел 2. Строение атома и Периодическая система химических элементов

Раздел 3. Химическая связь

Примеры контрольных работ с различных разделов

Раздел 1. Основные понятия и законы стехиометрии

Вариант 1

1. Эквивалент простых и сложных веществ. Молярная масса эквивалента
2. Какой объем при 27°C и давлении 100 кПа занимает газ массой 1 г, если его плотность по водороду равна 32?

Раздел 4. Основы химической термодинамики

Вариант 1

1. Сформулируйте Первый закон термодинамики.
2. При -5°C энергия Гиббса перехода жидкой воды в лед составляет -68 Дж/моль, а при +5°C она равна +147 Дж/моль. В каком случае процесс вода – лед является самопроизвольным? При какой температуре энергия Гиббса этого перехода будет равна нулю?

Раздел 5. Основы химической кинетики

Вариант 1

1. От каких факторов зависит скорость химических реакций?
2. Для реакции $C + 2H_2 = CH_4$ концентрация водорода увеличена в 2 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

Раздел 6. Химическое равновесие

Вариант 1

1. Принцип Ле Шателье.
2. Константа равновесия обратимого процесса $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$ при 494°C равна 2,2. В состоянии равновесия $[NO] = 0.02$ моль/л, $[NO_2] = 0.03$ моль/л. Вычислить начальную концентрацию кислорода.

Раздел 7. Жидкое состояние. Растворы

Вариант 1

1. Осмотическое давление
2. Какой объем 0,1 н раствора нитрата серебра необходим для реакции с 0,3 н раствором хлорида алюминия объемом 0,5 мл?

Раздел 8. Теория электролитической ионизации. Электролиты и неэлектролиты

Вариант 1

1. Какой процесс называют электролитической ионизацией?
2. Определить степень ионизации сероводородной кислоты по первой ступени в 0,1 М растворе.

Раздел 9. Ионное произведение воды. Водородный показатель

Вариант 1

1. Ионное произведение воды
2. Вычислить рН раствора 0,03 н уксусной кислоты.

Раздел 10. Гидролиз солей

Вариант 1

1. Гидролиз по аниону
2. Вычислить степень гидролиза хлорида цинка по первой ступени в 0,5 М растворе и рН этого раствора.

Раздел 11. Окислительно-восстановительные реакции

Вариант 1

1. Какие соединения называют окислителями?
2. Закончить уравнение ОВР и уравнивать с использованием ионно-электронных схем:



Раздел 12. Неорганические соединения. Комплексные соединения

Вариант 1

1. Классификация кислот
2. Записать координационную формулу нитрата хлоридакватриамминкобальта (III). Каково строение комплекса?

Раздел 13. Химия s- и p-элементов

Вариант 1

1. Соединения фосфора в степени окисления +3
2. Химические свойства перекиси водорода

Раздел 14. Химия d- и f-элементов

Вариант 1

1. Кислородные соединения марганца. Методы получения
2. Написать электронную и электронографическую формулу ванадия в различных степенях окисления.

Критерии оценки контрольных работ

Оценка	Требования
---------------	-------------------

«Отлично»	Задание выполнено полностью, ответы составлены грамотно, уравнены схемы реакций, указаны условия. Материал понят, осознан и усвоен.
«Хорошо»	Задание выполнено полностью, ответы составлены грамотно, уравнены схемы реакций, указаны условия. Однако, в ответах присутствуют неточности, которые исправляются после уточняющих вопросов. Материал понят, осознан и усвоен.
«Удовлетворительно»	Задание выполнено полностью, ответы составлены грамотно, уравнены схемы реакций, указаны условия. Однако, в ответах присутствуют неточности, которые не всегда исправляются после уточняющих вопросов. Материал понят, осознан, но усвоен недостаточно полно.
«Неудовлетворительно»	Программа не выполнена полностью. Ответы на вопросы не полные и неграмотные. Материал не понят, не осознан и не усвоен. Работа не выполнена.

Образец экзаменационного билета

<p>МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ</p> <p>Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования</p> <p>«Дальневосточный федеральный университет»</p> <p>Институт наукоемких технологий и передовых материалов</p> <p>Направление подготовки: <i>22.03.01 Материаловедение и технологии материалов</i> Дисциплина: <i>Химия</i> Форма обучения: <i>очная</i> Семестр: <i>1</i> Учебный год: <i>2022-2023</i> Реализующая кафедра: <i>Департамент химии и материалов</i></p> <p>Экзаменационный билет №1</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Понятие эквивалента. Определение эквивалентов простых и сложных веществ. Закон эквивалентов. 2. Константа ионизации гидроксида аммония $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ при 25°C равна $1,8 \cdot 10^{-5}$. Во сколько раз изменится его степень ионизации при разбавлении 1М раствора в 100 раз? 3. Уравнять с использованием ионно-электронных схем: $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ <p>Директор Департамента химии и материалов ИНТиПМ ДВФУ</p> <p style="text-align: right;">А.А. Капустина</p>
--

<p>МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ</p> <p>Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования</p>
--

**«Дальневосточный федеральный университет»
Институт наукоемких технологий и передовых материалов**

Направление подготовки: 22.03.01 *Материаловедение и технологии материалов*

Дисциплина: *Химия*

Форма обучения: *очная*

Семестр: 2

Учебный год: 2022-2023

Реализующая кафедра: *Департамент химии и материалов*

Экзаменационный билет №1

1. Кислородсодержащие соединения железа. Получение, свойства.
2. Какой объем концентрированного раствора аммиака ($\rho=0,91$ г/мл, 25%) необходимо добавить к 100 мл 0,1 н раствора сульфата марганца (II), чтобы выпал осадок?
3. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



Директор Департамента химии
и материалов ИНТиПМ ДВФУ

А.А. Капустина