

УТВЕРЖДАЮ
Директор ВШТЭ

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.Б.09

(индекс дисциплины)

Химия

(Наименование дисциплины)

Кафедра: **11** **Общей и неорганической химии**

Код

(Наименование кафедры)

Направление подготовки: **13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника**

Профиль подготовки: **Промышленная теплоэнергетика**

Уровень образования: **Прикладной бакалавриат**

План учебного процесса

Составляющие учебного процесса		Очное обучение	Очно-заочное обучение*	Заочное обучение*
Контактная работа обучающихся с преподавателем по видам учебных занятий и самостоятельная работа обучающихся (часы)	Всего	108		
	Аудиторные занятия	72		
	Лекции	36		
	Лабораторные занятия	36		
	Практические занятия			
	Самостоятельная работа	36		
	Промежуточная аттестация			
Формы контроля по семестрам (номер семестра)	Экзамен			
	Зачет	1		
	Контрольная работа			
	Курсовой проект (работа)			
Общая трудоемкость дисциплины (зачетные единицы)		3		

Форма обучения:	Распределение зачетных единиц трудоемкости по семестрам									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Очная	3									
Очно-заочная										
Заочная										

Рабочая программа дисциплины составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению подготовки 13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника

На основании учебных планов № бр130301-3_20

Кафедра-разработчик: Общей и неорганической химии

Заведующий кафедрой: Луканина Т.Л.

СОГЛАСОВАНИЕ:

Выпускающая кафедра: Теплосиловых установок и тепловых двигателей (ТСУ и ТД)

Заведующий кафедрой: ТСУ и ТД Злобин В.Г.

Методический отдел: Смирнова В.Г.

1. ВВЕДЕНИЕ К РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЕ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Место преподаваемой дисциплины в структуре образовательной программы

Блок 1: Базовая Обязательная Дополнительно является факультативом
Вариативная По выбору

1.2. Цель дисциплины

Сформировать компетенции обучающегося в области теоретических основ химии, свойств основных классов неорганических веществ, закономерностей важнейших процессов в химических системах и, кроме того, формирование и развитие у студентов целостного естественнонаучного мировоззрения.

1.3. Задачи дисциплины

- Изучение теоретических основ неорганической химии (состав, строение и химические свойства простых основных веществ и химических соединений, связь строения вещества с условиями протекания химических процессов. Закономерности протекания химических процессов, теория растворов, окислительно-восстановительные превращения).
- Овладение фундаментальными принципами и методами решения научно-технических задач
- Формирование навыков по применению теоретических знаний для объяснения результатов химических экспериментов.
- Формирование у студентов естественнонаучной картины мира.
- Ознакомление студентов с историей и логикой развития химии и основных её открытий.

1.4. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Код компетенции	Формулировка компетенции	Этап формирования
ОПК- 2	Способность демонстрировать базовые знания в области естественнонаучных дисциплин, готовность выявлять естественнонаучную сущность проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности; применять для их разрешения основные законы естествознания, методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	1
Планируемые результаты обучения Знать: 1) принципы использования природных ресурсов, энергии и материалов, основные закономерности химических превращений, как форм движения материи; 2) теоретические основы химических процессов; 3) свойства и применение в отрасли основных конструкционных материалов; 4) сущность основных химических и физико-химических процессов, используемых в различных устройствах, приборах, индикаторах и т.п.; 5) иметь представления о новейших достижениях в области химической науки. Уметь: 1) решать задачи из различных областей химии; 2) использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в проектировании изделий и технологических процессов машиностроения Владеть: 1) основными методами составления уравнений химических процессов, расчёта аналитических концентраций; 2) основными методами теоретического и экспериментального исследования химических явлений.		

1.5. Дисциплины (практики) образовательной программы, в которых было начато формирование компетенций, указанных в п.1.4:

Дисциплина базируется на компетенциях, сформированных на предыдущем уровне образования.

2. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
Учебный модуль 1. Строение вещества			
Тема 1. Строение вещества. Основные сведения о строении атома (в ретроспективе). Квантово-механическая модель атома. Принцип минимума энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Правило Клечковского. Порядок заполнения электронных уровней.	5		
Тема 2. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Валентные электроны. Заполняемость валентных уровней. Электронные аналоги. Энергия сродства к электрону и энергия ионизации. Атомные и ионные радиусы. Металлические и неметаллические свойства элементов. Относительная электроотрицательность по Полингу. Периодическое изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных соединений однопипных соединений	4		
Тема 3. Химическая связь и строение молекул. Основные виды и характеристики химической связи (ковалентная, ионная, металлическая) и межмолекулярных взаимодействий. Энергетические и геометрические характеристики связи. Ковалентная связь и механизмы её образования. Полярность связи. Метод валентных связей. Гибридизация орбиталей и геометрия молекул.	6		
Тема 4. Физические и химические явления. Химия как наука. Основные стехиометрические законы химии (сохранения массы и энергии, постоянства состава, кратных отношений, объёмных отношений, Авогадро, эквивалентов) Основные классы неорганических соединений (оксиды, кислоты, основания, амфолиты, соли). Номенклатура. Основные свойства.	16		
Текущий контроль 1. Проверочная работа	2		
Учебный модуль 2. Основные закономерности протекания химических процессов			
Тема 5. Общие закономерности химических процессов. Понятие о химической термодинамике. Термодинамические параметры. Состояние системы. Функции состояния системы. Внутренняя энергия. Закон сохранения энергии. Первое начало термодинамики. Понятие об энтальпии. Понятие о термохимии. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические расчёты. Закон Гесса и следствие из него.	6		
Тема 6. Энтропия. Изобарно-изотермический потенциал, Свободная энергия Гиббса. Направленность химических процессов. Расчёты возможности самопроизвольного протекания процесса.	6		
Тема 7. Химическая кинетика. Гетерогенные и гомогенные системы. Скорость гомогенных реакций. Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции. Зависимость скорости от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Понятие об активированном комплексе Понятие о переходном состоянии. Катализ. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье	11		
Тема 8. Растворы. Водные растворы. Способы выражения концентраций растворов (молярная, нормальная, массовая доля растворённого вещества) и взаимосвязь между ними. Теория электролитической диссоциации. Слабые и сильные электролиты. Ступенчатая диссоциация. Степень и константа диссоциации. Диссоциация кислот, солей и оснований в водных растворах.	8		
Тема 9. Равновесия в растворах электролитов. Ионное произведение воды. рН и рОН. Понятие об индикаторах. Гидролиз солей. Типы гидролиза в зависимости от природы соли. Произведение растворимости.	14		
Текущий контроль 2. Тестирование.	2		
Учебный модуль 3. Окислительно-восстановительные процессы			

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
Тема 10. Окисление и восстановление. Окислители и восстановители. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций (электронный и ионно-электронный балансы). Действие кислот и щелочей на металлы.	10		
Тема 11. Электрохимические процессы. Электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов. Гальванический элемент. Электродвижущая сила гальванического элемента. Расчёты ЭДС.	6		
Тема 12. Электрохимические процессы в технике. Коррозия металлов. Методы защиты от коррозии. Аккумуляторы. Электролиз расплавов и водных растворов. Инертные и активные электроды. Законы электролиза. Электролитическое получение и рафинирование металлов.	8		
Текущий контроль 3. Защита лабораторных работ	2		
Промежуточная аттестация по дисциплине. Зачёт	2		
ВСЕГО:	108		

3. ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

3.1. Лекции

Номера изучаемых тем	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
1	1	3				
2	1	3				
3	1	4				
4	1	2				
5	1	3				
6	1	2				
7	1	3				
8	1	2				
9	1	4				
10	1	4				
11	1	3				
12	1	3				
ВСЕГО:		36				

3.2. Практические и семинарские занятия

Не предусмотрено

3.3. Лабораторные занятия

Номера изучаемых тем	Наименование лабораторных занятий	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
		Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
1, 2	Строение атома (электронные формулы и диаграммы).	1	1				
3	Химическая связь.	1	1				
4	Классы неорганических соединений. Оксиды и основания. Свойства, номенклатура	1	2				
4	Кислоты. Соли. Свойства, номенклатура. Графические формулы	1	2				
4	Решение задач по формулам. Основные законы и понятия химии. Эквивалент	1	2				
1-4	Проверочная работа	1	2				

Номера изучаемых тем	Наименование лабораторных занятий	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
		Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
5	Основные закономерности протекания химических процессов. Тепловой эффект химических реакций. Закон Гесса.	1	2				
6	Расчёт энтропии и энергии Гиббса	1	2				
7	Химическая кинетика (скорость химических реакций. Химическое равновесие).	1	4				
8	Способы выражения концентраций растворов (C%, C _m , C _n)	1	2				
8	Растворы электролитов. Слабые и сильные электролиты. Ионные реакции в водных растворах и расплавах.	1	2				
9	Равновесие в растворах электролитов. Определение pH. Гидролиз солей	1	4				
8-9	Тестирование	1	2				
10	Окислительно-восстановительные процессы. Взаимодействие металлов с кислотами и щелочами.	1	4				
11	Гальванический элемент	1	1				
12	Электролиз	1	1				
10-12	Защита лабораторных работ	1	2				
ВСЕГО:			36				

4. КУРСОВОЕ ПРОЕКТИРОВАНИЕ

Не предусмотрено

5. ТЕКУЩИЙ КОНТРОЛЬ УСПЕВАЕМОСТИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ

Номера учебных модулей, по которым проводится контроль	Форма контроля знаний	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
		Номер семестра	Кол-во	Номер семестра	Кол-во	Номер семестра	Кол-во
1	Проверочная работа	1	1				
2	Тестирование	1	1				
3	Защита лабораторных работ	1	1				

6. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА ОБУЧАЮЩЕГОСЯ

Виды самостоятельной работы обучающегося	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
Усвоение теоретического материала	1	18				
Подготовка к лабораторным занятиям	1	16				
Подготовка к зачёту	1	2				
ВСЕГО:		36				

7. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

7.1. Характеристика видов и используемых инновационных форм учебных занятий

Не предусмотрено

7.2. Система оценивания успеваемости и достижений обучающихся для промежуточной аттестации

традиционная

балльно-рейтинговая

8. ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

8.1. Учебная литература

а) основная учебная литература

1. Пресс, И.А. Основы общей химии [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Пресс И.А.— Электрон. текстовые данные.— СПб.: ХИМИЗДАТ, 2014.— 352 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/22542>. — ЭБС «IPRbooks», по паролю

2. Барковский, Е.В. Общая химия: учебник для вузов [Электронный ресурс] / Барковский Е.В., Ткачев С.В., Петрушенко Л.Г. - Минск: Вышэйшая школа, 2013. – 640 с. – Режим доступа: <http://www.knigafund.ru/books/181004>. — ЭБС «Книгафонд», по паролю.

б) дополнительная учебная литература

3. Луканина, Т.Л. Общая химия в комплексной химической переработке древесины. Классификация неорганических соединений. Строение вещества. Растворы (для самостоятельной работы студентов I курса) [Текст]: учебное пособие / Т.Л.Луканина, Т.Т.Овчинникова. – СПб., 2013. – 150 с. - (Минобрнауки РФ ГОУВПО СПбГТУРП). – [Электронный ресурс] - Режим доступа: <http://nizrp.narod.ru/metod/kafobshineorgh/4.pdf>. — ЭБ ВШТЭ.

4. Луканина, Т.Л. Общая химия в химической технологии древесины. Основные закономерности химических процессов. Окислительно- восстановительные превращения. Основы электрохимии: учебное пособие / под. ред. А.А. Комиссаренкова [Электронный ресурс]: учебное пособие / Луканина Т.Л., Михайлова И.С. - СПб., 2015. - 126 с. - Режим доступа: <http://nizrp.narod.ru/metod/kafobshineorgh/12.pdf>. — ЭБ ВШТЭ.

5. Михайлова И.С., Химия: индивидуальные задания для студентов I курса нехимических специальностей [Текст]: Учебно-методическое пособие / Михайлова И.С., Хотемлянская Д.Л., Луканина Т.Л., Павлова Н.В. – СПб., 2013. – 86 с. – (Минобрнауки РФ БГБОУ ВПО СПбГТУРП). – [“Электронный ресурс”]- Режим доступа: <http://nizrp.narod.ru/metod/kafobshineorgh/1.pdf>. — ЭБ ВШТЭ.

8.2. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине

1. Коровин, Н.В. Общая химия [Текст]: Учебник. Рек. Мо иН РФ для студентов вузов, обучающихся по техническим направлениям и специальностям. / Н.В.Коровин. -12-е изд., испр. – М.: Высшая школа, 2010. -557 с. – (Победитель конкурса учебников)
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: Учебное пособие /Н.Л.Глинка. – Изд. стер. – М.:КНОРУС, 2012. – 240 с.

8.3. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет", необходимых для освоения дисциплины

Не предусмотрено

8.4. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем

1. Microsoft Windows 8.1.
2. MicrosoftOfficeProfessional 2013

8.5. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине

1. Мультимедийная аудитория для лекционных занятий
2. Химическая лаборатория со стандартным набором химической посуды и реактивов.

8.6. Иные сведения и (или) материалы

1. Периодическая таблица элементов Д.И.Менделеева
2. Раздаточный материал (периодическая таблица элементов, справочные таблицы по изучаемым разделам химии)

9. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Виды учебных занятий и самостоятельная работа обучающихся	Организация деятельности обучающегося
Лекции	<p>Рекомендуется:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) краткая и точная запись основных положений темы и формул; 2) работа с дополнительными источниками при условии непонимания материала или отдельных терминов;
Лабораторные занятия	<ol style="list-style-type: none"> 1) Предварительно ознакомиться с темой лабораторной работы 2) Изучить лекционный материал и дополнительную литературу по теме 3) Выполнить работу согласно методическим рекомендациям, в случае необходимости проконсультироваться с лаборантом или преподавателем.
Самостоятельная работа	<ol style="list-style-type: none"> 1) Ознакомиться с дополнительными источниками литературы, проанализировать их. Законспектировать те разделы, которые были вынесены на самостоятельное изучение. 2) Выписать незнакомые термины и найти им определение в учебниках или словарях. Соотнести материал лекций с дополнительно полученной информацией. 3) Для самостоятельной работы студенты используют учебные пособия с набором индивидуальных заданий, позволяющих практически отработать теоретический материал на конкретных примерах. 4) Для подготовки к проверочным работам и тестированию требуется проработать типовые задачи. При возникновении вопросов обратиться к преподавателю. 5) При подготовке к зачёту необходимо первоначально ознакомиться с перечнем вопросов и типовыми задачами, затем требуется проанализировать лекционные материалы и материалы основной и дополнительной литературы, проработать отчёты по лабораторным работам, прорешать типовые задачи и получить в случае необходимости консультацию у преподавателя.

10. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

10.1. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

10.1.1. Показатели оценивания компетенций на этапах их формирования

Код компетенции (этап освоения)	Показатели оценивания компетенций	Наименование оценочного средства	Представление оценочного средства в фонде
ОПК-2(1)	<ol style="list-style-type: none"> 1. Излагает базовые химические законы и имеет представление о химических явлениях 2. Демонстрирует применение базовых химических законов к решению задач 3. Использует теоретические знания по химии для решения практических задач 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Устное собеседование 2. Практическая типовая задача 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Перечень вопросов к зачету. (54 вопроса) 2. Практические типовые задачи (30 задач)

10.1.2. Описание шкал и критериев оценивания сформированности компетенций

Критерии оценивания сформированности компетенций

Оценка по традиционной шкале	Критерии оценивания сформированности компетенций	
	Устное собеседование	Практические задачи
Зачтено	Обучающийся своевременно выполнил лабораторные работы и представил	

	отчёт по ним. На устном собеседовании обучающийся показывает всестороннее и глубокое знание основных законов химии, свободно ориентируется в основных понятиях, терминах и определениях; усвоил основную и знаком с дополнительной литературой; может объяснить взаимосвязь основных химических законов и их значение для последующей профессиональной деятельности; проявляет творческие способности в использовании учебного материала. Обучающийся демонстрирует правильное понимание условия задачи, владение навыками его анализа, выбора нужных законов и формул для ее решения, знание размерностей химических величин. Умеет применять математический аппарат для реализации плана решения задачи. Получил правильный ответ и может его интерпретировать.
Не зачтено	Обучающийся своевременно не выполнил лабораторные работы или не представил отчёт по ним или представил чужие работы. Обучающийся не имеет достаточного уровня знания дисциплины; не может сформулировать основные законы химии; плохо ориентируется в основных понятиях и определениях; плохо знаком с основной литературой; допускает при ответе на зачете существенные ошибки и не может устранить их даже под руководством преподавателя. Обучающийся не может проанализировать условие задачи, наметить план ее решения плохо ориентируется в химических величинах, не владеет математическим аппаратом.

** Существенные ошибки – недостаточная глубина и осознанность ответа (например, студент не смог применить теоретические знания для объяснения явлений, для установления причинно-следственных связей, сравнения и классификации явлений и т.д.).*

** Несущественные ошибки – неполнота ответа (например, упущение из вида какого-либо нехарактерного факта, дополнения при описании процесса, явления, закономерностей и т.д.); к ним могут быть отнесены оговорки, допущенные при невнимательности студента.*

10.2. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующие этапы формирования компетенций

10.2.1. Перечень вопросов, разработанный в соответствии с установленными этапами формирования компетенций

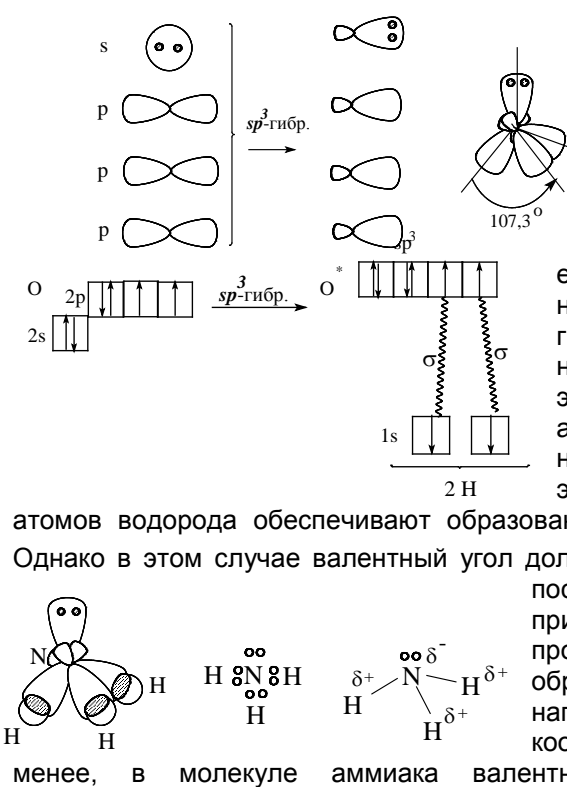
№ п/п	Формулировка вопросов	№ темы
1	Химический элемент. Типы классификации химических элементов. Структурная организация вещества.	1
2	Атомистическая теория. Становление современной теории строения атома (теории Дальтона, Томсона, Резерфорда)	1
3	Строение атома водорода по Н.Бору. Постулаты Бора. Недостатки теории.	1
	Корпускулярно-волновой дуализм электрона. Идеи Планка, де Бройля, уравнение Шредингера, принцип неопределённости Гейзенберга.	1
4	Современные представления о строении атома. Квантово-механическая модель строения атома. Понятие электронного облака. Квантовые числа. Правила заполнения атомных орбиталей электронами: принцип минимума энергии, правило Хунда, правило Клечковского, принцип Паули.	1
5	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. Периодическая таблица как графическое представление периодического закона элементов.	2
6	Периодические свойства атомов и ионов элементов. Валентные электроны. Заполняемость валентных уровней. Электронные аналоги. Энергия сродства к электрону и энергия ионизации. Атомные и ионные радиусы. Металлические и неметаллические свойства элементов. Относительная электроотрицательность по Полингу. Периодическое изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных соединений одноптипных соединений	2
7	Металлы. Общая характеристика.	2
8	s- и p-металлы. Общая характеристика	2
9	d-металлы общая характеристика.	2
10	Химическая связь. Общие представления (энергетические и геометрические характеристики связи). Типы химической связи (ковалентная, ионная, металлическая) – определения. Примеры соединений с рассматриваемыми типами связей.	3
11	Ковалентная полярная и неполярная связь. Механизмы образования (донорно-	3

	акцепторный и обменный).	
12	Метод валентных связей. Основные положения. Достоинства и недостатки. Область применения. Другие теории описания ковалентной связи.	3
13	Теория гибридизации. Виды гибридизации. Связь геометрии молекул с типом гибридизации. Примеры молекул с различными типами гибридизации.	3
14	Ионная связь. Общая характеристика. Область применения. Примеры веществ с ионным типом связи.	3
15	Металлическая связь. Общая характеристика. Зонная теория.	3
16	Водородная связь. Общая характеристика. Влияние водородной связи на свойства веществ. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Примеры.	3
17	Межмолекулярные взаимодействия (силы Ван-дер-Ваальса). Общая характеристика. Виды. Влияние на свойства веществ.	3
18	Предмет и задачи химии. Вещество и поле – две формы существования материи. Физические и химические явления.	4
19	Основные законы и понятия химии: законы сохранения массы и энергии, закон постоянства состава и закон кратных отношений (бертоллиды и дальтониды), закон объёмных отношений и закон Авогадро. Моль, количество вещества.	4
20	Закон эквивалентов. Эквивалент и эквивалентная масса элемента, простого и сложного вещества в обменных и окислительно-восстановительных реакциях.	4
21	Классы неорганических соединений на примере солей. Средние, кислые, основные. Свойства, примеры реакций, графические формулы	4
22	Предмет химической термодинамики и цели ее изучения. Первое начало термодинамики. Функции состояния и функции процесса.	5
23	Внутренняя энергия и ее изменение в химической реакции. Тепловые эффекты в изохорном и изобарном процессах. Понятие энтальпии. Виды энтальпии. Понятие о экзо- и эндотермических процессах.	5
24	Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Термохимические уравнения. Расчет тепловых эффектов химических реакций с использованием $\Delta H_f^0, 298$ и $\Delta H_{сгор}^0, 298$. Примеры расчетов.	5
25	Второе начало термодинамики. Энтропия. Микро- и макросостояния системы. Термодинамическая вероятность системы. Расчет изменения энтропии для химической реакции. Привести примеры расчетов.	6
26	Направление химического процесса. Характер изменения энергии Гиббса как критерий термодинамической возможности самопроизвольного процесса (или невозможности). Привести примеры расчетов.	6
27	Предмет химической кинетики и цели ее изучения. Скорость химической реакции (средняя и истинная). Закон действующих масс – основной постулат химической кинетики. Физический смысл константы скорости.	7
28	Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Её физический смысл. Способы активации молекул.	7
29	Константа равновесия химической реакции. Её физический смысл. Зависимость константы равновесия от температуры. Связь константы равновесия с изменением свободной энергии Гиббса. Расчёты.	6, 7
30	Гомогенные и гетерогенные химические реакции. Выражения для константы равновесия.	7, 9
31	Принцип Ле-Шателье. Влияние изменения концентрации, давления и температуры на сдвиг химического равновесия. Примеры.	7
32	Растворы. Виды растворов. Жидкие растворы. Процесс растворения с точки зрения термодинамики. Водные и неводные растворы.	5, 8
33	Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов (давление насыщенного пара над раствором, осмотическое давление, понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов).	8
34	Количественная характеристика состава раствора – концентрация. Физический смысл. Виды концентраций. Взаимосвязь между ними. Области использования.	8
35	Слабые электролиты. Степень диссоциации (α) и константа диссоциации $K_{дисс}$. – характеристики слабого электролита. Расчет α и $K_{дисс}$ из измерений электропроводности. Их физический смысл.	8
36	Кислоты, соли, основания с точки зрения теории электролитической диссоциации. Общие свойства. Уравнения диссоциации в водных растворах.	8, 9
37	Ионное произведение воды. Его физический смысл. Водородный показатель pH. И гидроксильный показатель pOH. Расчет pH для электролитов различной	9

	симметрии. Примеры	
38	Сильные электролиты. Понятие об активности раствора электролита. Физический смысл коэффициента активности. Примеры расчета активности	8
39	Гидролиз. Степень и константа гидролиза. Влияние различных факторов на равновесие процесса гидролиза. Примеры.	9
40	Гетерогенные равновесия в растворах электролитов. Произведение растворимости. Расчёт концентраций ионов в насыщенных растворах малорастворимых электролитов	9
41	Определение окислительно-восстановительной реакции. Типы окислительно-восстановительных реакций. Сравнение понятий "степень окисления" и "валентность".	10
42	Основные окислители и восстановители. Примеры реакций с их участием.	10
43	Действие кислот и щелочей на металлы. Основные особенности	10
44	Метод электронно-ионных полуреакций. Правила уравнивания окислительно-восстановительной реакции в растворе. Примеры	10
45	Механизм возникновения двойного электрического слоя и скачка потенциала на границе раздела металл-раствор электролита. Равновесный электродный потенциал. Уравнение Нернста. Анализ уравнения.	11
46	Электродвижущая сила гальванического элемента и работа гальванического элемента. Расчёт ЭДС.	11
47	Стандартный водородный электрод. Водородная шкала потенциалов.	11
48	Электроды I рода (условное обозначение, равновесная электродная реакция, выражение для потенциала). Примеры.	11
49	Ряд стандартных электродных потенциалов. Экспериментальное определение стандартного потенциала. Использование стандартных электродных потенциалов для определения направления химических и электрохимических процессов. Примеры.	11
50	Коррозия металлов. Виды коррозии. Электрохимическая коррозия. Химическая коррозия. Примеры.	12
51	Методы защиты от коррозии. Примеры.	12
52	Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Инертные и активные электроды. Законы электролиза.	12
53	Аккумуляторы. Кислотные и щелочные. Литий-ионные. Принцип работы. Применение на практике.	12
54	Практическое применение электролиза. Электролитическое рафинирование металлов, гальванопластика, электрохимическая полировка и др.	12

10.2.2. Вариант типовых задач, разработанных в соответствии с установленными этапами формирования компетенций

№ п/п	Условия типовых задач (задач, кейсов)	Ответ
1	Тема 1. Элемент находится в четвертом периоде, VA группе. Определите порядковый номер элемента и составьте электронную формулу его атома. К какому семейству элементов он относится? Назовите его электронные аналоги.	Этот элемент с порядковым номером 33 – мышьяк As. ${}_{33}\text{As} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3 = [{}_{18}\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$. Если атом нейтрален, то сумма верхних индексов (число электронов на энергетическом подуровне) равна порядковому номеру элемента: $Z = 2+2+6+2+6+10+2+3 = 33$ (${}_{33}\text{As}$). По типу последнего заполняемого электронного подуровня – это <i>p</i> -элемент. Электронные аналоги – все элементы VA группы: N, P, Sb, Bi
2	Тема 2. Докажите, что для элементов IIA группы периодически повторяется электронная конфигурация валентных уровней.	Необходимо записать электронные конфигурации элементов данной подгруппы: 4. Be ... $2s^2$ 12. Mg ... $3s^2$ 20. Ca ... $4s^2$ 38. Sr ... $5s^2$ 56. Ba ... $6s^2$ 88. Ra ... $7s^2$

<p>3</p>	<p>Тема 3. Объясните строение молекулы аммиака на основе метода валентных связей</p>	<p>В образовании молекулы NH_3 участвуют один атом азота с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^3$ и три атома водорода с конфигурацией электронного уровня $1s^1$. Анализ электронно-графических формул, на первый взгляд, свидетельствует об отсутствии необходимости в гибридизации: три неспаренных электрона в атоме азота и три неспаренных электрона у трех атомов водорода обеспечивают образование трех σ-связей. Однако в этом случае валентный угол должен был быть 90°, поскольку p-орбитали, при участии которых происходит образование связей направлены по осям координат. Тем не менее, в молекуле аммиака валентный угол близок тетраэдрическому и составляет $107,3^\circ$.</p> <p>Меньший валентный угол в молекуле аммиака по сравнению с молекулой CH_4 при том же sp^3 типе гибридизации объясняется наличием более сильного отталкивания между гибридной орбиталью с неподелённой электронной парой и тремя остальными. В результате такого отталкивания молекула аммиака имеет пирамидальное строение (треугольная пирамида) и является полярной. Также ковалентными полярными являются в молекуле одинарные связи N-H.</p> 
<p>4</p>	<p>Тема 4. При пропускании сероводорода через бромную воду объемом 50 мл выпал осадок серы массой 0,189 г. Определите молярную концентрацию брома в растворе бромной воды, если выход серы составил 90%.</p>	<p>Реакция между бромной водой и сероводородом протекает согласно уравнению: $H_2S + Br_2 = 2HBr + S \downarrow$</p> <p>Найдем теоретически возможный выход серы: 0,189 г выделившейся составляет 90%, тогда x г составит 100%.</p> <p>Отсюда $m(S)_{теор.} = \frac{0,189 \cdot 100\%}{90\%} = 0,21$ г.</p> <p>Количество вещества серы, которая должна была выделиться при полном протекании реакции: $\nu = m/M = 0,21/32 = 0,00656$ (моль).</p> <p>По уравнению реакции для получения 1 моль S требуется 1 моль Br_2, следовательно для получения 0,00656 моля S требуется 0,00656 моля Br_2.</p> <p>Используя выражение $C_m = \frac{\nu}{V}$, рассчитываем молярную концентрацию бромной воды $C_m = \frac{0,00656}{0,05} = 0,1312$ (моль/л).</p> <p>Ответ: $C_m = 0,1312$ моль/л.</p>
<p>5</p>	<p>Тема 5. Рассчитайте изменение энтальпии в реакции горения сероводорода $H_2S(г.) + 1/2 O_2 = H_2O(ж.) + SO_2(г.)$, если</p>	<p>$H_2S(г.) + 1/2 O_2 = H_2O(ж.) + SO_2(г.)$</p> <p>Согласно закону Гесса,</p> <p>$\Delta H_{\text{обр.}, 298}^0 = (\Delta H_{f, 298}^0 (H_2O(ж.)) + \Delta H_{f, 298}^0 (SO_2(г.)))$</p>

	<p>известно, что теплоты образования ($\Delta H_{f, 298}^0$) веществ для $H_2S(g.)$, $H_2O(ж.)$ и $SO_2(g.)$ равны соответственно $-20,17$ кДж/моль, $-286,0$ кДж/моль, $-297,0$ кДж/моль. Запишите термохимическое уравнение реакции. Определите тип реакции: экзо- или эндотермическая.</p>	$-(\Delta H_{f, 298}^0 (H_2S(g.)) + 1\frac{1}{2} \Delta H_{f, 298}^0 (O_2)(г)) =$ $= (-286,0 - 297,0) - (-20,17 - 1\frac{1}{2} \cdot 0) = -562,8 \text{ (кДж)}$ <p>Отсюда термохимическое уравнение реакции будет иметь вид:</p> $H_2S(g.) + 1\frac{1}{2} O_2 = H_2O(ж.) + SO_2(g.); \Delta H_{\text{реакции}}^0, 298 = -562,8 \text{ кДж} < 0, \text{ реакция экзотермическая}$ <p><u>Ответ:</u> $\Delta H_{\text{реакции}}^0, 298 = -562,8 \text{ кДж}$.</p>																
6	<p>Тема 6. Рассчитайте изменение свободной энергии Гиббса в реакции горения сероводорода $H_2S(g.) + 1\frac{1}{2} O_2 = H_2O(ж.) + SO_2(g.)$, если известно, что изменения свободной энергии Гиббса образования ($\Delta G_{f, 298}^0$) веществ для $H_2S(g.)$, $H_2O(ж.)$ и $SO_2(g.)$ равны соответственно $-33,8$ кДж/моль, $-237,24$ кДж/моль, $-300,2$ кДж/моль. Определите возможность самопроизвольного протекания данной реакции при стандартных условиях.</p>	$H_2S(g.) + 1\frac{1}{2} O_2 = H_2O(ж.) + SO_2(g.)$ <p>Согласно закону Гесса,</p> $\Delta G_{\text{реакции}}^0, 298 = (\Delta G_{f, 298}^0 (H_2O(ж.)) + \Delta G_{f, 298}^0 (SO_2(g.))) - (\Delta G_{f, 298}^0 (H_2S(g.)) + 1\frac{1}{2} \Delta G_{f, 298}^0 (O_2)(г)) =$ $= (-237,24 - 300,2) - (-33,8 - 1\frac{1}{2} \cdot 0) = -503,67 \text{ (кДж)}$ <p>Отсюда $\Delta G_{\text{реакции}}^0, 298 = -503,67 \text{ кДж} < 0$, реакция может протекать самопроизвольно в прямом направлении.</p> <p><u>Ответ:</u> $\Delta G_{\text{реакции}}^0, 298 = -503,67 \text{ кДж}$.</p>																
7	<p>Тема 7. Вычислить начальные концентрации молекулярного хлора и оксида углерода (II), а также константу равновесия, если равновесные концентрации: $[Cl_2] = 0,3$ моль/л; $[CO] = 0,2$ моль/л; $[COCl_2] = 1,5$ моль/л. $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$.</p>	<p>Поскольку нет данных о концентрации продукта перед началом реакции, то можно считать, что его исходная концентрация равна 0 моль/л.</p> <table border="1" data-bbox="746 1196 1249 1326"> <thead> <tr> <th>вещество</th> <th>C</th> <th>ΔC</th> <th>[...]</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>CO</td> <td>[...] + ΔC</td> <td>1,5</td> <td>0,3</td> </tr> <tr> <td>Cl₂</td> <td>[...] + ΔC</td> <td>1,5</td> <td>0,2</td> </tr> <tr> <td>COCl₂</td> <td>0,0</td> <td>1,5</td> <td>1,5</td> </tr> </tbody> </table> <p>Концентрация прореагировавших веществ для данной реакции равна равновесной концентрации $[COCl_2]$, следовательно, исходные концентрации (моль/л) равны: $[CO]_{\text{исх}} = 0,2 + 1,5 = 1,7$; $[Cl_2]_{\text{исх}} = 0,3 + 1,5 = 1,8$.</p> $K = \frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]} = \frac{1,5}{0,3 \cdot 0,2} = 25.$ <p><u>Ответ:</u> 25.</p>	вещество	C	ΔC	[...]	CO	[...] + ΔC	1,5	0,3	Cl ₂	[...] + ΔC	1,5	0,2	COCl ₂	0,0	1,5	1,5
вещество	C	ΔC	[...]															
CO	[...] + ΔC	1,5	0,3															
Cl ₂	[...] + ΔC	1,5	0,2															
COCl ₂	0,0	1,5	1,5															
8	<p>Тема 8. Сколько по массе нужно взять едкого кали и воды, чтобы приготовить 75 л 12%-ного раствора с плотностью = 1,1 г/мл. Определите его молярную концентрацию.</p>	<p>Для того чтобы рассчитать массу растворенного вещества необходимо определить массу раствора через его плотность и объем, учитывая необходимость перевода единиц объема из литров в миллилитры, поскольку значение плотности дано в г/мл:</p> $m_{p-ра} = \rho \cdot V_{p-ра} = 75 \cdot 10^3 \cdot 1,1 = 82,5 \cdot 10^3 \text{ (г)}$ <p>Из формулы для расчета массовой доли растворенного вещества в растворе $\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\%$ выразим $m_{\text{раств. в-ва}}$:</p> $m_{\text{раств. в-ва}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{раствора}}}{100\%} = \frac{12\% \cdot 82,5 \cdot 10^3}{100\%} = 9,9 \cdot 10^3 \text{ (г)} = 9,9 \text{ (кг)}$ $m(H_2O) = m_{p-ра} - m_{\text{раств. в-ва}} = 82,5 \cdot 10^3 - 9,9 \cdot 10^3 = 72,6 \cdot 10^3 \text{ (г)} = 72,6$																

		<p>(кг)</p> <p>б) Для расчета молярной концентрации используем выражение: $C_m = \frac{m}{M \cdot V}$ и величину молярной массы $M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$.</p> $C_m = \frac{9900}{56 \cdot 75} = 2,36 \text{ (моль/л)}$ <p><u>Ответ:</u> $m(\text{KOH}) = 9,9 \text{ кг}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 72,6 \text{ кг}$; $C_m = 2,36 \text{ моль/л}$</p>
9	<p>Тема 9. Написать уравнения гидролиза, качественно определить pH раствора и определить тип гидролиза на примере солей ZnCl_2, K_2SO_3 и Cr_2S_3.</p>	<p>Гидролиз многозарядных катионов при стандартных условиях протекает только по I ступени:</p> $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$ <p>или в молекулярном виде:</p> $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ZnOHCl} + \text{HCl}$ <p>Тип гидролиза анионный, обратимый, $\text{pH} < 7$.</p> <p>Также по I ступени при стандартных условиях протекает и гидролиз многозарядных анионов:</p> $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$ <p>или в молекулярном виде:</p> $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{KHSO}_3 + \text{KOH}$ <p>Тип гидролиза катионный, обратимый, $\text{pH} > 7$.</p> <p>Если соль образована анионами слабой летучей (или малорастворимой) кислоты и слабого малорастворимого основания, то реакция идет необратимо до конца – это сложный ступенчатый процесс. Запишем в упрощенной форме в молекулярном виде:</p> $\text{Cr}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \Rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ <p>или ионном виде:</p> $\begin{array}{l} \text{Cr}^{3+} + 3\text{HOH} \Rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}^+, \quad \quad \times 2 \\ \text{S}^{2-} + 2\text{HOH} \Rightarrow \text{H}_2\text{S}\uparrow + 2\text{OH}^-, \quad \quad \times 3 \end{array}$ <p>суммарно: $2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 12\text{HOH} \Rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow + 6\text{H}^+ + 6\text{OH}^-$, сократим: $2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{HOH} \Rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$.</p> <p>Тип гидролиза катионно-анионный, необратимый, взаимно усиливающийся. Для определения pH необходимы дополнительные данные.</p>
10	<p>Тема 10. Составьте ионно-электронные схемы следующих о.в.р.:</p> <p>а) $\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p>	<p>а) $\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p> $\begin{array}{l} 2\text{I}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{I}_2^0 \\ \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{SO}_2^0 + 2\text{H}_2\text{O} \end{array} \quad \left \begin{array}{l} 1 \\ 1 \end{array} \right.$ <hr/> $\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2^0 + \text{SO}_2^0 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>$2\text{NaI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p> $\begin{array}{l} 2\text{Cl}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{Cl}_2^0 \\ \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} \end{array} \quad \left \begin{array}{l} 3 \\ 1 \end{array} \right.$ <hr/> $6\text{Cl}^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ = 3\text{Cl}_2^0 + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ <p>$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{NaCl} + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{Cl}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$</p>

11	<p>Тема 11. Рассчитать ЭДС стандартного медно-цинкового гальванического элемента. Составить схему гальванического элемента, написать уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде и суммарное уравнение этих процессов.</p>	<p>ЭДС этого гальванического элемента рассчитывается как $\varepsilon^0 = \varphi^0_{Cu^{2+}/Cu} - \varphi^0_{Zn^{2+}/Zn} = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В,}$ а реакция, протекающая в этом гальваническом элементе, записывается:</p> <p>на аноде: $Zn^0 - 2e^- = Zn^{2+}$ 1 на катоде: $Cu^{2+} + 2e^- = Cu^0$ 1</p> <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> <p>суммарная: $Zn^0 + Cu^{2+} = Zn^{2+} + Cu^0$.</p> <p>Схема гальванического элемента может быть составлена следующим образом:</p> <div style="text-align: center;">  </div>
----	--	---

10.3. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, владений (навыков и (или) практического опыта деятельности), характеризующих этапы формирования компетенций

10.3.1. Условия допуска обучающегося к сдаче зачета и порядок ликвидации академической задолженности

Положение о проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся

10.3.2. Форма проведения промежуточной аттестации по дисциплине

устная письменная компьютерное тестирование иная*

10.3.3. Особенности проведения зачета

- Возможность пользоваться Периодической таблицей элементов Д.И.Менделеева, справочными таблицами растворимости, констант диссоциации слабых электролитов, произведений растворимости, стандартных электродных потенциалов, стандартных термодинамических величин, калькулятором;
- Время на подготовку ответа на зачёте 45 минут.