

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: **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	<b>108</b>		<b>108</b>
	Аудиторные занятия	<b>72</b>		<b>18</b>
	Лекции	36		8
	Лабораторные занятия	36		10
	Практические занятия			
	Самостоятельная работа	<b>36</b>		86
	Промежуточная аттестация			<b>4</b>
Формы контроля по семестрам (номер семестра)	Экзамен			
	Зачет	1		1
	Контрольная работа			1
	Курсовой проект (работа)			
<b>Общая трудоемкость дисциплины (зачетные единицы)</b>		<b>3</b>		<b>3</b>

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

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 № b130301-3\_20  
z130301-3\_20

Кафедра-разработчик: Общей и неорганической химии

Заведующий кафедрой: Луканина Т.Л.

### **СОГЛАСОВАНИЕ:**

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

Заведующий кафедрой: ТСУ и ТД Злобин В.Г.  
ПТЭ Смородин С.Н.

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
<b>Планируемые результаты обучения</b> 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
<b>Учебный модуль 1. Строение вещества</b>			
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		4
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 одноптипных соединений	4		3
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		3
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		13
<b>Текущий контроль 1.</b> Проверочная работа	2		
<b>Учебный модуль 2. Основные закономерности протекания химических процессов</b>			
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		6
Тема 6. Энтропия. Изобарно-изотермический потенциал, Свободная энергия Гиббса. Направленность химических процессов. Расчёты возможности самопроизвольного протекания процесса.	6		5
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 ЛеШателье	11		6
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		13
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		11
<b>Текущий контроль 2.</b> Тестирование.	2		
<b>Учебный модуль 3. Окислительно-восстановительные процессы</b>			

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		12
Тема 11. Электрохимические процессы. Электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов. Гальванический элемент. Электродвижущая сила гальванического элемента. Расчёты ЭДС.	6		9
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		9
<b>Текущий контроль 3.</b>	Защита лабораторных работ		2
	Контрольная работа		10
<b>Зачёт</b>			<b>2</b>
<b>ВСЕГО:</b>			<b>108</b>
			<b>108</b>

### 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			1	1
6	1	2			1	1
7	1	3			1	1
8	1	2			1	1
9	1	4			1	2
10	1	4				
11	1	3			1	1
12	1	3			1	1
<b>ВСЕГО:</b>		<b>36</b>				<b>8</b>

#### 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	Строение атома (электронные формулы и диаграммы).	1	1				
3	Химическая связь.	1	1				
4	Классы неорганических соединений. Оксиды и основания. Свойства, номенклатура	1	2			1	1
4	Кислоты. Соли. Свойства, номенклатура. Графические формулы	1	2			1	1
4	Решение задач по формулам. Основные законы и понятия химии. Эквивалент	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)
1-4	Проверочная работа	1	2				
5	Основные закономерности протекания химических процессов. Тепловой эффект химических реакций. Закон Гесса.	1	2			1	1
6	Расчёт энтропии и энергии Гиббса	1	2				
7	Химическая кинетика (скорость химических реакций. Химическое равновесие).	1	4			1	1
8	Способы выражения концентраций растворов ( $C\%$ , $C_m$ , $C_n$ )	1	2			1	2
8	Растворы электролитов. Слабые и сильные электролиты. Ионные реакции в водных растворах и расплавах.		2			1	1
9	Равновесие в растворах электролитов. Определение pH. Гидролиз солей	1	4			1	1
8-9	Тестирование	1	2				
10	Окислительно-восстановительные процессы. Взаимодействие металлов с кислотами и щелочами.	1	4			1	2
11	Гальванический элемент	1	1				
12	Электролиз	1	1				
10-12	Защита лабораторных работ	1	2				
<b>ВСЕГО:</b>			<b>36</b>				<b>10</b>

#### 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				
1-3	Контрольная работа					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			1	64
Подготовка к лабораторным занятиям	1	16			1	12
Выполнение домашнего задания (контрольной работы)					1	10

Виды самостоятельной работы обучающегося	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
Подготовка к зачёту	1	2			1	4
	<b>ВСЕГО:</b>					<b>90</b>

## 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. Microsoft Office Professional 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	Рекомендуется: 1) краткая и точная запись основных положений темы и формул; 2) работа с дополнительными источниками при условии непонимания материала или отдельных терминов;
Лабораторные занятия	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	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)	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	1. Устное собеседование 2. Практическая типовая задача	1. Перечень вопросов к экзамену/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

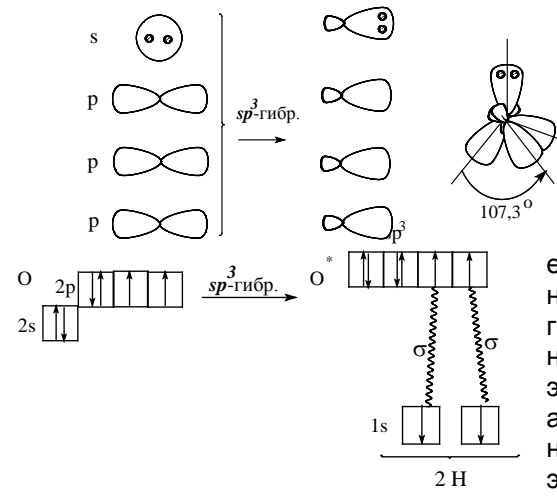
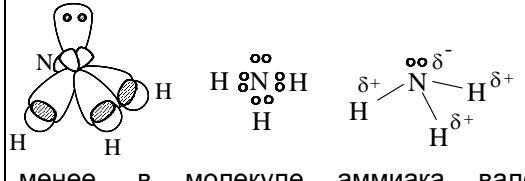
№ п/п	Формулировка вопросов	№ темы
1	Химический элемент. Типы классификации химических элементов. Структурная организация вещества.	1
2	Атомистическая теория. Становление современной теории строения атома (теории Дальтона, Томсона, Резерфорда)	1
3	Строение атома водорода по Н.Бору. Постулаты Бора. Недостатки 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	2

	Полингу. Периодическое изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных соединений однопипных соединений	
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-акцепторный и обменный).	3
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 $\Delta H_{f,298}^0$ и $\Delta H_{сгор,298}^0$ . 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 ( $\alpha$ ) и константа диссоциации $K_{\text{дисс}}$ . – характеристики слабого электролита. Расчет $\alpha$ и $K_{\text{дисс}}$ 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 симметрии. Примеры	9
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

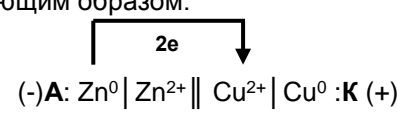
### 10.2.2. Вариант типовых задач, разработанных в соответствии с установленными этапами формирования компетенций

№ п/п	Условия типовых задач (задач, кейсов)	Ответ
1	<b>Тема 1.</b> 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	<b>Тема 2.</b> 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 .... $4s^2$

		<p>38. Sr ...5s<sup>2</sup> 56. Ba ...6s<sup>2</sup> 88. Ra ...7s<sup>2</sup></p>
3	<p><b>Тема 3.</b> Объясните строение молекулы аммиака на основе метода валентных связей</p>	<p>В образовании молекулы NH<sub>3</sub> участвуют один атом азота с электронной конфигурацией 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup> и три атома водорода с конфигурацией электронного уровня 1s<sup>1</sup>. Анализ электронно-графических формул, на первый взгляд, свидетельствует об отсутствии необходимости в гибрилизации: 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°.</p> <p>Меньший валентный угол в молекуле аммиака по сравнению с молекулой CH<sub>4</sub> при том же sp<sup>3</sup> типе гибрилизации 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>электронно-графических формул, на первый взгляд, свидетельствует об отсутствии необходимости в гибрилизации: 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°.</p> 
4	<p><b>Тема 4.</b> 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: <math>\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = 2\text{HBr} + \text{S}\downarrow</math></p> <p>Найдем теоретически возможный выход серы: 0,189 г выделившейся составляет 90%, тогда x г составит 100%.</p> <p>Отсюда <math>m(\text{S})_{\text{теор.}} = \frac{0,189 \cdot 100\%}{90\%} = 0,21 \text{ г.}</math></p> <p>Количество вещества серы, которая должна была выделиться при полном протекании реакции: <math>\nu = m/M = 0,21/32 = 0,00656</math> (моль).</p> <p>По уравнению реакции для получения 1 моль S требуется 1 моль Br<sub>2</sub>, следовательно для получения 0,00656 моля S требуется 0,00656 моля Br<sub>2</sub>.</p> <p>Используя выражение <math>C_m = \frac{\nu}{V}</math>, рассчитываем молярную концентрацию бромной воды <math>C_m = \frac{0,00656}{0,05} = 0,1312</math> (моль/л).</p> <p><u>Ответ:</u> C<sub>m</sub> = 0,1312 моль/л.</p>
5	<p><b>Тема 5.</b> Рассчитайте</p>	<p><math>\text{H}_2\text{S}(\text{г.}) + 1\frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) + \text{SO}_2(\text{г.})</math></p>

	<p>изменение энтальпии в реакции горения сероводорода <math>\text{H}_2\text{S}(\text{г.}) + 1\frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) + \text{SO}_2(\text{г.})</math>, если известно, что теплоты образования <math>(\Delta H_{\text{f}, 298}^0)</math> веществ для <math>\text{H}_2\text{S}(\text{г.})</math>, <math>\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})</math> и <math>\text{SO}_2(\text{г.})</math> равны соответственно <math>-20,17</math> кДж/моль, <math>-286,0</math> кДж/моль, <math>-297,0</math> кДж/моль. Запишите термохимическое уравнение реакции. Определите тип реакции: экзо- или эндотермическая.</p>	<p>Согласно закону Гесса,</p> $\Delta H_{\text{f}, 298}^0 = (\Delta H_{\text{f}, 298}^0 (\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})) + \Delta H_{\text{f}, 298}^0 (\text{SO}_2(\text{г.}))) - (\Delta H_{\text{f}, 298}^0 (\text{H}_2\text{S}(\text{г.})) + 1\frac{1}{2} \Delta H_{\text{f}, 298}^0 (\text{O}_2(\text{г.}))) =$ $= (-286,0 - 297,0) - (-20,17 - 1\frac{1}{2} \cdot 0) = -562,8 \text{ (кДж)}$ <p>Отсюда термохимическое уравнение реакции будет иметь вид:</p> $\text{H}_2\text{S}(\text{г.}) + 1\frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) + \text{SO}_2(\text{г.}); \Delta H_{\text{f}, 298}^0 = -562,8 \text{ кДж} < 0, \text{ реакция экзотермическая}$ <p><u>Ответ:</u> <math>\Delta H_{\text{f}, 298}^0 = -562,8 \text{ кДж.}</math></p>																
6	<p><b>Тема 6.</b> Рассчитайте изменение свободной энергии Гиббса в реакции горения сероводорода <math>\text{H}_2\text{S}(\text{г.}) + 1\frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) + \text{SO}_2(\text{г.})</math>, если известно, что изменения свободной энергии Гиббса образования <math>(\Delta G_{\text{f}, 298}^0)</math> веществ для <math>\text{H}_2\text{S}(\text{г.})</math>, <math>\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})</math> и <math>\text{SO}_2(\text{г.})</math> равны соответственно <math>-33,8</math> кДж/моль, <math>-237,24</math> кДж/моль, <math>-300,2</math> кДж/моль. Определите возможность самопроизвольного протекания данной реакции при стандартных условиях.</p>	$\text{H}_2\text{S}(\text{г.}) + 1\frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) + \text{SO}_2(\text{г.})$ <p>Согласно закону Гесса,</p> $\Delta G_{\text{f}, 298}^0 = (\Delta G_{\text{f}, 298}^0 (\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})) + \Delta G_{\text{f}, 298}^0 (\text{SO}_2(\text{г.}))) - (\Delta G_{\text{f}, 298}^0 (\text{H}_2\text{S}(\text{г.})) + 1\frac{1}{2} \Delta G_{\text{f}, 298}^0 (\text{O}_2(\text{г.}))) =$ $= (-237,24 - 300,2) - (-33,8 - 1\frac{1}{2} \cdot 0) = -503,67 \text{ (кДж)}$ <p>Отсюда <math>\Delta G_{\text{f}, 298}^0 = -503,67 \text{ кДж} &lt; 0</math>, реакция может протекать самопроизвольно в прямом направлении.</p> <p><u>Ответ:</u> <math>\Delta G_{\text{f}, 298}^0 = -503,67 \text{ кДж.}</math></p>																
7	<p><b>Тема 7.</b> Вычислить начальные концентрации молекулярного хлора и оксида углерода (II), а также константу равновесия, если равновесные концентрации: <math>[\text{Cl}_2] = 0,3</math> моль/л; <math>[\text{CO}] = 0,2</math> моль/л; <math>[\text{COCl}_2] = 1,5</math> моль/л.  <math>\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2</math>.</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 1317 1249 1444"> <thead> <tr> <th>вещество</th> <th>C</th> <th><math>\Delta C</math></th> <th>[...]</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>CO</td> <td>[...] + <math>\Delta C</math></td> <td>1,5</td> <td>0,3</td> </tr> <tr> <td>Cl<sub>2</sub></td> <td>[...] + <math>\Delta C</math></td> <td>1,5</td> <td>0,2</td> </tr> <tr> <td>COCl<sub>2</sub></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 <math>[\text{COCl}_2]</math>, следовательно, исходные концентрации (моль/л) равны: <math>[\text{CO}]_{\text{исх}} = 0,2 + 1,5 = 1,7</math>; <math>[\text{Cl}_2]_{\text{исх}} = 0,3 + 1,5 = 1,8</math>.</p> $K = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]} = \frac{1,5}{0,3 \cdot 0,2} = 25.$ <p><u>Ответ:</u> 25.</p>	вещество	C	$\Delta C$	[...]	CO	[...] + $\Delta C$	1,5	0,3	Cl <sub>2</sub>	[...] + $\Delta C$	1,5	0,2	COCl <sub>2</sub>	0,0	1,5	1,5
вещество	C	$\Delta C$	[...]															
CO	[...] + $\Delta C$	1,5	0,3															
Cl <sub>2</sub>	[...] + $\Delta C$	1,5	0,2															
COCl <sub>2</sub>	0,0	1,5	1,5															
8	<p><b>Тема 8.</b> 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> $m_{\text{р-ра}} = \rho \cdot V_{\text{р-ра}} = 75 \cdot 10^3 \cdot 1,1 = 82,5 \cdot 10^3 \text{ (г.)}$ <p>Из формулы для расчета массовой доли растворенного вещества в растворе <math>\omega = \frac{m_{\text{вещ-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%</math> выразим <math>m_{\text{раств. в-ва}}</math>:</p>																

		$m_{\text{раств. в-ва}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{100\%} = \frac{12\% \cdot 82,5 \cdot 10^3}{100\%} = 9,9 \cdot 10^3 \text{ (г)} = 9,9 \text{ (кг)}$ $m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{раств. в-ва}} = 82,5 \cdot 10^3 - 9,9 \cdot 10^3 = 72,6 \cdot 10^3 \text{ (г)} = 72,6 \text{ (кг)}$ <p>б) Для расчета молярной концентрации используем выражение: <math>C_m = \frac{m}{M \cdot V}</math> и величину молярной массы <math>M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}</math>.</p> $C_m = \frac{9900}{56 \cdot 75} = 2,36 \text{ (моль/л)}$ <p><u>Ответ:</u> <math>m(\text{KOH}) = 9,9 \text{ кг}</math>; <math>m(\text{H}_2\text{O}) = 72,6 \text{ кг}</math>; <math>C_m = 2,36 \text{ моль/л}</math></p>
9	<p><b>Тема 9.</b> Написать уравнения гидролиза, качественно определить pH раствора и определить тип гидролиза на примере солей <math>\text{ZnCl}_2</math>, <math>\text{K}_2\text{SO}_3</math> и <math>\text{Cr}_2\text{S}_3</math>.</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, <math>\text{pH} &lt; 7</math>.</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, <math>\text{pH} &gt; 7</math>.</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> $\begin{array}{l} \text{Cr}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}^+ \\ \text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{H}_2\text{S} \uparrow + 2\text{OH}^- \end{array} \quad \left  \begin{array}{l} \times 2 \\ \times 3 \end{array} \right.$ <p>суммарно: <math>2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 12\text{H}_2\text{O} \Rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow + 6\text{H}^+ + 6\text{OH}^-</math>, сократим: <math>2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \Rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow</math>.</p> <p>Тип гидролиза катионно-анионный, необратимый, взаимно усиливающийся. Для определения pH необходимы дополнительные данные.</p>
10	<p><b>Тема 10.</b> Составьте ионно-электронные схемы следующих о.в.р.:</p> <p>а) <math>\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}</math></p> <p>б) <math>\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}</math></p>	<p>а) <math>\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}</math></p> $\begin{array}{l} 2\text{I}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{I}_2^0 \quad 1 \\ \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{SO}_2^0 + 2\text{H}_2\text{O} \quad 1 \\ \hline \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2^0 + \text{SO}_2^0 + 2\text{H}_2\text{O} \end{array}$ $2\text{NaI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>б) <math>\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}</math></p> $\begin{array}{l} 2\text{Cl}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{Cl}_2^0 \quad 3 \\ \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} \quad 1 \\ \hline \end{array}$

		$6\text{Cl}^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ = 3\text{Cl}_2 + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{NaCl} + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{Cl}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$
11	<p><b>Тема 11.</b> 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 <math>\varepsilon^0 = \varphi^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - \varphi^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В}</math>, а реакция, протекающая в этом гальваническом элементе, записывается:</p> <p>на аноде: <math>\text{Zn}^0 - 2\text{e}^- = \text{Zn}^{2+}</math>   1  на катоде: <math>\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}^0</math>   1</p> <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> <p>суммарная: <math>\text{Zn}^0 + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^0</math>.</p> <p>Схема гальванического элемента может быть составлена следующим образом:</p>  <p style="text-align: center;">(-)A: <math>\text{Zn}^0   \text{Zn}^{2+}    \text{Cu}^{2+}   \text{Cu}^0</math> :K (+)</p>

**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 экзамене, зачёте 45 минут.