

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ  
филиал федерального государственного бюджетного образовательного учреждения  
высшего образования «Мурманский арктический государственный университет»  
в г. Апатиты

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)**

**Б1.В.ОД.4 Химия**

---

(шифр дисциплины и название в строгом соответствии  
с федеральным государственным образовательным стандартом и учебным планом)

**образовательной программы  
по направлению подготовки бакалавриата**

**14.03.01 Ядерная энергетика и теплофизика  
Профиль Теплофизика  
Академический бакалавриат**

---

(код и наименование направления подготовки  
с указанием профиля (наименования магистерской программы))

---

**очная форма обучения**  
форма обучения

---

**Составители:**  
Маслобоева С.М., канд. техн. наук,  
доцент;  
Ермакова Э.Г., старший преподаватель

Утверждено на заседании кафедры физики,  
биологии и инженерных технологий  
(протокол № 1 от «24» января 2017 г.)

Зав. кафедрой



подпись

Николаев В. Г.

## 1. НАИМЕНОВАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ). Б1.В.ОД.4 Химия

### 2. АННОТАЦИЯ К ДИСЦИПЛИНЕ

**Цель курса:** получить базовые знания по химии, необходимые и достаточные для понимания сущности химико-технологических процессов; уяснения основных принципов технологии получения практически полезных материалов с заданными свойствами; формирования целостного естественнонаучного мировоззрения для свободной ориентации в тематике профильных дисциплин и будущей практической работе.

**Задачи курса:** изучить теоретические основы знаний о составе, строении и свойствах веществ, их превращениях, а также о явлениях, которыми сопровождаются превращения одних веществ в другие при протекании химических реакций.

В результате освоения дисциплины студент должен:

**знать:**

1. основные законы химии, классификацию и основные свойства химических элементов, веществ и соединений;
2. основные представления о строении атома, молекулы, о природе химической связи в молекулах;
3. теоретические основы строения вещества, зависимость химических свойств веществ от их строения;
4. понятие о химических системах; основы химической кинетики и термодинамики; основные закономерности протекания химических, электрохимических и физико-химических процессов, практически важных для технологического применения в профессиональной деятельности;
5. основные представления о химическом, физико-химическом и физическом анализе.

**уметь:**

1. применять химические законы для решения практических задач;
2. использовать полученные знания при изучении специальных дисциплин и в процессе самостоятельной работы.

**владеть:**

1. информацией о назначении и областях применения основных химических веществ и их соединений.
2. приемами и навыками решения конкретных задач из разных областей химии, выполнением химических, электрохимических, термохимических и термодинамических расчетов;
3. инструментарием для решения химических задач в своей предметной области.

### 3. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ), СООТНЕСЕННЫХ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

В результате освоения дисциплины «Химия» формируются следующая компетенция:

- способность осуществлять поиск, хранение, обработку и анализ информации из различных источников и баз данных, представлять ее в требуемом формате с использованием информационных, компьютерных и сетевых технологий (ОПК-1)

#### 4. УКАЗАНИЕ МЕСТА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Дисциплина «Химия» (Б1.В.ОД.4) относится к вариативной части блока Б1 учебного плана и является обязательной дисциплиной.

Дисциплина «Химия» изучается на первом году обучения (в первом семестре) и опирается на знания предмета «Химия», устанавливаемые ФГОС для среднего (полного) образования. В свою очередь, дисциплина «Химия» логически связана с дисциплинами: Б1.Б.6 «Физика», Б1.Б.9 «Материаловедение и технология конструкционных материалов», Б1.Б12 «Безопасность жизнедеятельности», Б1.Б15 «Экспериментальные методы исследования», Б1.В.ОД.5 «Экология», Б1.В.ДВ.5.1 «Химико-технологические режимы атомных электростанций», Б1.В.ДВ.8.1 «Система водоподготовки на тепловых и атомных станциях».

#### 5. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) В ЗАЧЕТНЫХ ЕДИНИЦАХ С УКАЗАНИЕМ КОЛИЧЕСТВА АКАДЕМИЧЕСКИХ ИЛИ АСТРОНОМИЧЕСКИХ ЧАСОВ, ВЫДЕЛЕННЫХ НА КОНТАКТНУЮ РАБОТУ ОБУЧАЮЩИХСЯ С ПРЕПОДАВАТЕЛЕМ (ПО ВИДАМ УЧЕБНЫХ ЗАНЯТИЙ) И НА САМОСТОЯТЕЛЬНУЮ РАБОТУ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетные единицы или 144 часа.

(из расчета 1 ЗЕТ= 36 часов).

Курс	Семестр	Трудоемкость в ЗЕТ	Общая трудоемкость (час)	Контактная работа			Всего контактных часов	Из них в интерактивных формах	Кол-во часов на СРС	Форма контроля
				ЛК	ПР	ЛБ				
1	1	4	144	16	32	-	48	24	96 <small>(из них 36ч для подготовки к экзамену)</small>	экзамен

**6. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ, СТРУКТУРИРОВАННОЕ ПО ТЕМАМ (РАЗДЕЛАМ) С УКАЗАНИЕМ ОТВЕДЕННОГО НА НИХ КОЛИЧЕСТВА АКАДЕМИЧЕСКИХ ИЛИ АСТРОНОМИЧЕСКИХ ЧАСОВ И ВИДОВ УЧЕБНЫХ ЗАНЯТИЙ**

№ п/п	Наименование раздела, темы	Контактная работа			Всего контактных час	Из них в интерактивной форме	Кол-во часов на СРС
		ЛК	ПР	ЛБ			
1	<i>Введение. Основные понятия и законы химии. Классификация веществ.</i>	2	8	-	10	7	12
2	<i>Строение атома и периодическая система. Классификация и свойства химических элементов.</i>	2	1	-	3	0,5	6
3	<i>Химическая связь и строение молекул.</i>	2	1	-	3	0,5	5
4	<i>Основы химической термодинамики.</i>	2	3	-	5	2	6
5	<i>Кинетика и механизм химических реакций. Химическое равновесие.</i>	2	3	-	5	2	5
6	<i>Природа растворов и ионные реакции.</i>	2	8	-	10	6	8
7	<i>Окислительно-восстановительные процессы.</i>	0,5	2	-	2,5	2	4
8	<i>Электрохимические и электролитические процессы.</i>	1,5	4	-	5,5	4	6
9	<i>Основные методы химического исследования веществ и соединений. Химический, физико-химический и физический анализ.</i>	2	2	-	4	-	8
	<b>Итого:</b>	<b>16</b>	<b>32</b>	<b>-</b>	<b>48</b>	<b>24</b>	<b>60</b>
	<b>Экзамен</b>						<b>36</b>

**Содержание разделов дисциплины**

**Тема №1.** *Введение. Основные понятия и законы химии. Классификация веществ.* Место и роль химии среди естественных наук. Предмет химии. Химический элемент. Простое и сложное вещество. Механическая смесь и химическое соединение. Понятия: «моль»; «эквивалент». Расчет мольных масс моля и эквивалента вещества. Основные стехиометрические законы и газовые законы (закон сохранения массы, постоянства состава, эквивалентов, кратных отношений, закон Бойля – Мариотта, закон Гей-Люссака, закон Авогадро). Уравнения Клапейрона, Менделеева-Клапейрона. Парциальное давление газа в смеси. Закон парциальных давлений. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура. Типы химических реакций. .

**Тема №2.** *Строение атома и периодическая система. Классификация и свойства химических элементов.* Модели строения атома. Модель атома по Бору. Постулаты Бора. Квантовые числа и энергетические уровни в атоме. Количество и разновидность электронных орбиталей. Строение электронной оболочки многоэлектронных атомов. Электронные и электронные графические формулы атомов элементов. Принцип минимума энергии. Правила Клечковского. Их применение. Принцип Паули. Правило Хунда. Валентные электроны. Периодический закон и система элементов Д.И. Менделеева.

Структура периодической системы. Положение металлов и неметаллов в периодической системе элементов. Обзор главных тенденций в химии элементов 1-го и 2-го коротких периодов, остальных непериодических элементов, переходных металлов и инертных газов. Аномалии в периодической системе элементов (провал электрона, диагональное сходство). Электронные аналоги. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность как характеристика свойств элемента. Строение ядра атома. Понятие о изотопах и радиоактивности.

**Тема №3. Химическая связь и строение молекул.** Химическая связь и способы ее образования. Разновидности химической связи. Ковалентная связь (простая, кратная,  $\sigma$ -,  $\pi$ -, полярность связи, направленность). Понятие о гибридизации орбиталей и геометрической конфигурации молекул. Донорно-акцепторная связь. Водородная связь, её особенности. Ионная связь.

**Тема №4. Основы химической термодинамики.** Предмет термодинамики. Основные определения. Основы термодинамики химических реакций. Термодинамические функции: энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса. Экзо- и эндотермические реакции. Стандартное состояние системы. Теплота (энтальпия) образования. Расчет тепловых эффектов химических реакций (закон Гесса, следствие из закона Гесса). Самопроизвольные и не самопроизвольные процессы. Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических процессов.

**Тема №5. Кинетика и механизм химических реакций. Химическое равновесие.** Гомо- и гетерогенные реакции. Понятие скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс для скорости реакции. Порядок реакции. Константа скорости химической реакции. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации химической реакции. Влияние катализаторов на скорость реакций. Химическое равновесие. Закон действующих масс для равновесия. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Примеры его действия.

**Тема №6. Природа растворов и ионные реакции.** Вода и водные растворы. Растворимость. Разбавленные и насыщенные растворы. Способы выражения состава (концентрации) растворов. Кристаллогидраты (понятие, примеры). Коллигативные свойства идеальных растворов. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа. Закон Рауля и его следствия. Кипение и кристаллизация растворов. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Равновесие диссоциации слабого электролита и константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину степени диссоциации электролитов. Ионно-молекулярная форма записи уравнений реакции. Направление протекания ионных реакций. Производство растворимости. Диссоциация воды и ионное произведение воды. Водородный показатель и шкала pH. Электропроводность растворов. Сила кислот и оснований. Свойства кислот оснований и солей с точки зрения ТЭД (теории электролитической диссоциации). Амфотерность. Гидролиз солей.

**Тема №7. Окислительно-восстановительные процессы.** Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Понятие «степень окисления». Типичные окислители, типичные восстановители, окислительно-восстановительная двойственность (амфотерность). Типы окислительно-восстановительных реакций. Форма записи и способ уравнивания. Метод электронного баланса.

**Тема №8. Электрохимические и электролитические процессы.** Взаимосвязь между ОВР и электрохимическим процессом. Гальванический элемент. Принцип действия (привести примеры). ЭДС гальванического элемента. Электродный (окислительно - восстановительный) потенциал как характеристика окислительно-восстановительных свойств веществ. Стандартный потенциал и таблица стандартных потенциалов. Ряд активности металлов. Уравнение Нернста. Электролитический процесс как обратный гальваническому. Электролиз расплавов и растворов с инертным и активным анодом. Порядок восстановления катионов и окисления анионов. Количественные законы электролиза. (Законы Фарадея.) Коррозия.

**Тема №9.** Основные методы химического исследования веществ и соединений. Химический, физико-химический и физический анализ. Качественный и количественный анализ. Химические и физико-химические методы анализа. Макро-, полумикро- и микроанализ. Обзор аналитических методов и методов разделения. Физические методы анализа.

## **7. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)**

1. Глинка Н.Л. Общая химия . Учебник. - М.: КНОРУС, 2009 .
2. Кругляков П.М., Хаскова Т.Н. Физическая и коллоидная химия: Учебное пособие для вузов - М.: Высшая школа, 2005-2007. - 319 с.
3. Суворов, А.В. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 1 : учебник для академического бакалавриата / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. — 6-е изд., испр. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2016 [Электронный ресурс] — ЭБС ЮРАЙТ <https://www.biblio-online.ru/book/C9E03F50-6283-4990-9BC7-2A9B59554EFE>

## **8. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ).**

### **Общие сведения**

1.	Кафедра	физики, биологии и инженерных технологий
2.	Направление подготовки	14.03.01 <b>Ядерная энергетика и теплофизика</b> профиль Теплофизика
3.	Дисциплина (модуль)	Б1.В.ОД.4 Химия

### **Перечень компетенций**

- способность осуществлять поиск, хранение, обработку и анализ информации из различных источников и баз данных, представлять ее в требуемом формате с использованием информационных, компьютерных и сетевых технологий (ОПК-1)

## Критерии и показатели оценивания компетенций на различных этапах их формирования

Этап формирования компетенции (разделы, темы дисциплины)	Формируемая компетенция	Критерии и показатели оценивания компетенций			Формы контроля сформированности компетенций
		знать	уметь	владеть	
1. Введение. Основные понятия и законы химии. Классификация веществ.	ОПК-1	предмет изучения и основные понятия химии (элемент, атом, молекула, количество вещества и т.п.); основные стехиометрические и газовые законы; важнейшие классы и номенклатуру неорганических веществ	определить класс вещества по его формуле, дать название; написать и уравнять уравнение химической реакции	основными приемами и навыками решения задач по теме: Простейшие стехиометрические расчеты	Тест по теме: Основные классы неорганических соединений. Решение задач (4 задачи)
2. Строение атома и периодическая система. Классификация и свойства химических элементов.	ОПК-1	квантовые числа, как характеристику состояния электрона в атоме; структуру Периодической системы Д.И. Менделеева (ПС)	написать электронную и электронно-графическую формулу атома элемента; определить основные свойства элемента исходя из его положения в ПС		Тест (объединенный - по двум темам) Решение кейс-задач
3. Химическая связь и строение молекул.	ОПК-1	основные положения теории химического строения А.М.Бутлерова; основные виды и типы химической связи, механизм образования связи; понятие о гибридизации атомных орбиталей и строении молекул	определить вид и тип связи (-ей) в молекуле конкретного вещества; установить соответствие между формулой вещества, типом гибридизации его центрального атома и строением молекулы		
4. Основы химической термодинамики.	ОПК-1	основные термодинамические функции; закон Гесса, следствие из закона Гесса	рассчитать термодинамические характеристики, тепловой эффект химического процесса	навыками термохимических расчетов; термодинамическим методом определения	Тест (объединенный - по двум темам)

			(реакции);	возможности (и направления) протекания химической реакции	
5. Кинетика и механизм химических реакций. Химическое равновесие.	ОПК-1	Понятие скорости химической реакции, факторы влияющие на нее, математическое выражение ЗДМ для хим. кинетики, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса, понятие энергии активации, роль катализатора в химических процессах. Понятие химического равновесия, принцип Ле-Шателье	применять: кинетические уравнения для расчета скорости реакции, правило Вант-Гоффа для расчета температурного коэффициента, принцип Ле-Шателье для определения смещения химического равновесия	навыками расчета скорости химической реакции и температурного коэффициента	
6. Природа растворов и ионные реакции.	ОПК-1	Классификацию и способы выражения концентрации растворов, свойства разбавленных растворов неэлектролитов и электролитов, типы ионных реакций в растворах, понятия электролитической диссоциации, кислотности (щелочности) растворов, растворимости, гидролиза.	определять: силу электролита с помощью специальных таблиц, кислотность (щелочность) раствора по данным о рН раствора, возможность протекания гидролиза конкретной соли	навыками расчетов концентрации растворов, ионных равновесий (степень и К дис., рН, ПР, растворимость); навыками записи ионно-молекулярной формы уравнения реакции	Решение кейс-задачи по теме «Способы выражения концентрации растворов»,  Тест (объединенный - по всем темам раздела)  Решение задач по теме «Свойства растворов электролитов» (4 задачи)
7. Окислительно-восстановительные процессы.	ОПК-1	Понятия: окисление, восстановление, окислитель, восстановитель, окислительно-восстановительные реакции (ОВР), типы ОВР	определить степень окисления элемента в соединении, ок-вос. свойства вещества в данной хим. реакции	навыками использования метода электронного баланса для уравнивания ОВР	Тест

8. Электрохимические и электролитические процессы.	ОПК-1	Понятие электродного потенциала металла, уравнение Нернста, применение таблицы стандартных электродных потенциалов; принцип действия гальванического элемента; процессы электролиза, особенности и количественные законы	написать схему гальванического элемента, уравнения реакций процесса электролиза; определить продукты электролиза	навыками расчета ЭДС гальванического элемента, электрохимических расчетов с использованием закона Фарадея	Решение задач (4 задачи), тест
9. Основные методы химического исследования веществ и соединений. Химический, физико-химический и физический анализ	ОПК-1	Понятие химической идентификации (качественного анализа); количественный анализ: основные химические, физико-химические и физические (инструментальные) методы	оценить возможность использования определенного метода анализа для решения конкретной практической задачи	навыками применения полученных знаний в решении кейс-задач	Решение кейс-задач

## Критерии и шкалы оценивания

### 1. Критерии оценки выполнения теста

Процент правильных ответов	До 50	50-64	65-84	85-100
Количество баллов за решенный тест	1	2	3	4

### 2. Критерии оценки решения кейс — задачи

Баллы	Характеристики ответа студента
4	<ul style="list-style-type: none"> <li>– кейс решен верно;</li> <li>– изложение материала логичное, грамотное, без ошибок;</li> <li>– свободное владение терминологией, знание формул и обозначений</li> </ul>
3	<ul style="list-style-type: none"> <li>– кейс решен верно;</li> <li>– владение терминологией, знание формул и обозначений с отдельными неточностями</li> </ul>
2	<ul style="list-style-type: none"> <li>– в решении кейса допущены ошибки;</li> <li>– допущены неточности в определении понятий, написании формул и обозначений;</li> <li>– обнаруживается недостаточно глубокое понимание изученного материала</li> </ul>
0	<ul style="list-style-type: none"> <li>– не решен кейс, отсутствуют необходимые теоретические знания; допущены грубые ошибки в написании формул и обозначений.</li> </ul>

### 3. Критерии оценки решения задачи

Баллы	Характеристики ответа студента
2	Задача решена верно, предложены различные варианты ее решения (если существует несколько вариантов), продемонстрировано знание терминологии, обозначений и формул.
1	Задача решена верно, но были допущены ошибки в терминологии, обозначениях, формулах, написании уравнений реакций.
0	Задача не решена (неверно указаны варианты решения) и/или были допущены грубые ошибки в терминологии, обозначениях, формулах, написании уравнений реакций.

*Типовые контрольные задания и методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы*

#### Типовое тестовое задание

1. Нормальность раствора  $\text{KNO}_3$  с молярной концентрацией 1,25 моль/л равна \_\_\_ моль/л эквив-тов (г-экв/л)  
1) 1,25 2) 2,5 3) 5
2. Масса кристаллогидрата  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , необходимая для приготовления 1000 граммов раствора с массовой долей безводной соли 2,5 %, равна ...  
1) 9,3 г 2) 25 г 3) 67,5 г 4) 106 г
3. В растворе хлорида натрия объемом 2,5 л и концентрацией 0,2 моль/л содержится \_\_\_ г растворенного вещества.  
1) 58,5 2) 5,85 3) 29,25 4) 2,925
4. Как соотносятся друг с другом осмотические давления (при 25<sup>0</sup>С) растворов сахарозы  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  ( $P_1$ ) и глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  ( $P_2$ ), содержащие по 180 г растворенного вещества в 1 л раствора?  
1)  $P_2 > P_1$  2)  $P_2 < P_1$  3)  $P_2 = P_1$
5. Как соотносятся температуры кристаллизации 0,1% (по массе) растворов альбумина ( $M_1 = 68000 \text{ г/моль}$ ) ( $t_1$ ) и формалина ( $M_2 = 30 \text{ г/моль}$ ) ( $t_2$ )?  
1)  $t_1 < t_2$  2)  $t_1 > t_2$  3)  $t_1 = t_2$
6. В 0,5 л раствора  $\text{NaOH}$  ( $\alpha = 1$ ), имеющего рН 13, содержится \_\_\_ моль гидроксида натрия.  
1) 0,05 2) 0,1 3) 0,13 4) 1,3
7. Раствор  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  в воде имеет значение рН ...  
1)  $> 7$  2)  $< 7$  3)  $\approx 7$
8. Выражение произведения растворимости справедливо для вещества ...  
1)  $\text{HCl}$  2)  $\text{AgCl}$  3)  $\text{NaCl}$  4)  $\text{AgNO}_3$

**Ключ:** 1-1, 2-3, 3-3, 4-1, 5-1, 6-1, 7-4, 8-2

### Пример решения задачи

При какой силе тока можно в течение 1 часа выделить все серебро из 1 л раствора нитрата серебра?  $C_H \text{AgNO}_3 = 0,2$  г-экв./л (моль/л эквивалентов)

**Решение:**

1. Записываем уравнение диссоциации соли  $\text{AgNO}_3$  в растворе:  $\text{AgNO}_3 \leftrightarrow \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$

2. Находим количество нитрата серебра, содержащееся в 1 литре раствора:

- в условии задачи дана нормальная концентрация раствора соли, т.е. можно найти количество данной соли в данном объеме раствора (моль эквивалентов):

$$C_H = n_{эВ} / V_P \quad (\text{моль/л}) \Rightarrow n_{эВ} = C_H V_P = 0,2 \quad (\text{моль эквивалентов})$$

3. Рассчитываем силу тока, необходимую для разложения данного количества соли в течение 1 часа (3600 сек).

- по закону Фарадея:  $m = \mathcal{E}It / F$  (где  $F$  - число Фарадея = 96 500 Кл/моль)

$$\Rightarrow I = m / \mathcal{E} \cdot F / t \quad \text{или} \quad I = n_{эВ} \cdot F / t \quad (\text{где } n_{эВ} = m / \mathcal{E} = 0,2)$$

$$I = 0,2 \cdot 96\,500 / 3600 \approx 5,36 \text{ А}$$

### Пример кейс - задачи

Промышленное получение некоторых простых веществ (металлов, водорода и др.) основано на окислительно-восстановительных реакциях их оксидов с углеродом, в которых углерод является и реагентом-восстановителем, и реагентом-источником тепловой энергии. Другие методы их получения и дальнейшее использование образующихся продуктов определяются их физическими, химическими свойствами и условиями проведения реакций. В процессе получения меди в промышленности используется реакция угля с оксидом меди (II):  $\text{C} + \text{CuO} = \text{Cu} + \text{CO}$ . Теплота, необходимая для осуществления процесса, обеспечивается горением углерода. Энтальпии образования оксида меди (II), угарного и углекислого газов равны: -162, -111 и -394 кДж/моль соответственно. Найти массу углерода (кг) необходимую для получения 1280 кг меди (потерями углерода на побочные процессы пренебречь).

**Этапы решения кейс-задачи:**

1. знакомство с ситуацией, ее особенностями (углерод расходуется в двух процессах: 1 — восстановление меди из оксида, 2 — горение углерода)

2. выделение основной проблемы (вопроса), требующей решения (необходимо учесть суммарный расход углерода)

3. предложение одного или нескольких вариантов решения (последовательности действий) с теоретическим обоснованием такового (таковых) (один из вариантов: 1. — найти массу углерода, необходимую для получения заданной массы меди (процесс 1), 2. — найти изменение энтальпии (тепловой эффект) процесса 1, 3. - найти тепловой эффект процесса 2\* при количестве углерода 1 моль (12г), 4. - найти массу углерода, процесс горения которой (процесс 2) обеспечит осуществление процесса 1), 5. найти суммарную массу углерода, израсходованную в процессах 1 и 2)

4. выбор варианта решения и решение кейса (формулы и расчеты)

### Примерные вопросы промежуточной аттестации (экзамен):

1. Понятия: моль; эквивалент. Основные стехиометрические и газовые законы (закон сохранения массы, эквивалентов, кратных отношений, закон Бойля – Мариотта, закон Гей-Люссака, закон Авогадро). Уравнения Клапейрона, Менделеева-Клапейрона. Парциальное давление газа в смеси. Закон парциальных давлений.
2. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура. Характерные свойства.
3. Модели строения атома. Модель атома по Бору. Постулаты Бора. Квантовые числа  $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $s$ . Количество и разновидность электронных орбиталей.
4. Строение электронной оболочки многоэлектронных атомов. Электронные и электронные графические формулы атомов элементов (на примере хлора и марганца в основном и возбужденном состоянии).
5. Принцип минимума энергии. Правила Клечковского. Их применение. Принцип Паули. Правило Хунда (Гунда). Валентные электроны.
6. Периодический закон и система элементов Д.И. Менделеева. Структура периодической системы. Положение металлов и неметаллов в периодической системе элементов. Аномалии в периодической системе элементов (провал электрона, диагональное сходство.). Электронные аналоги.
7. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность как характеристика свойств элемента. Строение ядра атома. Понятие о изотопах и радиоактивности.
8. Химическая связь и способы ее образования. Донорно-акцепторная, ионная связь. Водородная связь, её особенности.
9. Ковалентная связь (простая, кратная,  $\sigma$ -,  $\pi$ -, полярность связи, направленность). Гибридизация электронных орбиталей, геометрическая конфигурация молекул.
10. Основы термодинамики химических реакций: термодинамические функции (энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса). Теплота образования.
11. Расчет тепловых эффектов химических реакций (закон Гесса, следствие из закона Гесса).
12. Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических процессов.
13. Кинетика химических реакций: понятие скорости химической реакции; факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс для скорости реакции. Порядок реакции.
14. Влияние температуры на скорость реакции, правило Вант-Гоффа. Энергия активации химической реакции. Влияние катализаторов на скорость реакций.
15. Химическое равновесие. Закон действующих масс для равновесия. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Примеры его действия.
16. Вода и водные растворы. Растворимость. Способы выражения состава (концентрации) растворов.
17. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты (привести примеры).
18. Ионно-молекулярная форма записи уравнений реакции. Направление протекания ионных реакций. Произведение растворимости.

19. Диссоциация воды и ионное произведение воды. Водородный показатель и шкала рН. Сила кислот и оснований.
20. Гидролиз солей.
21. Свойства кислот оснований и солей с точки зрения ТЭД (теории электролитической диссоциации). Амфотерность.
22. Окислительно-восстановительные реакции. Понятие «степень окисления». Типы окислительно-восстановительных реакций (привести примеры).
23. Типичные окислители. Типичные восстановители, окислительно-восстановительная двойственность (амфотерность) (привести примеры). Метод электронного баланса. (привести пример).
24. Гальванический элемент. Принцип действия (привести примеры). ЭДС гальванического элемента. Электродный (окислительно -восстановительный) потенциал как характеристика окислительно-восстановительных свойств веществ. Уравнение Нернста. Стандартный потенциал и таблица стандартных потенциалов. Ряд активности металлов.
25. Процессы электролиза. Их особенности ( электролиз расплавов и растворов с инертным и активным анодом, порядок восстановления катионов и окисления анионов). Количественные законы электролиза (законы Фарадея).
26. Щелочные и щелочноземельные металлы. Строение атомов. Основные кислородные и водородные соединения, характерные химические свойства.
27. Элементы подгруппы углерода. Строение атомов, изменение химических свойств. Химические свойства углерода. Неорганические соединения углерода: диоксид углерода, угольная кислота, карбонаты, гидрокарбонаты, монооксид углерода.
28. Элементы подгруппы азота, строение атомов, изменение химических свойств. Аммиак и соли аммония. Оксиды азота, азотная и азотистая кислоты и их соли. Характерные химические свойства (в т.ч. окислительно-восстановительные).
29. Элементы подгруппы кислорода. Строение атомов. Окислительно-восстановительные свойства. Сероводород и сульфиды. Серная и сернистая кислоты, их соли.
30. Галогены. Бескислородные и кислородсодержащие кислоты хлора, их соли. Окислительно-восстановительные свойства галогенов и их соединений.

Вопросы 26-30 даются для самостоятельного изучения.

Тематика расчетных экзаменационных задач:

1. Расчеты по формулам и уравнениям химических реакций.
2. Расчеты термодинамических характеристик и направленности химических реакций.
3. Расчеты по кинетике (зависимость скорости реакции от концентрации реаг. веществ и температуры), смещение химического равновесия
4. Расчеты концентрации растворов.
5. Расчеты рН, ПР.
6. Расчеты по уравнению Нернста и закону Фарадея.

## **9. ПЕРЕЧЕНЬ ОСНОВНОЙ И ДОПОЛНИТЕЛЬНОЙ УЧЕБНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ).**

### **Основная литература:**

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Под ред. А.И. Ермакова.- изд. 28-е, перераб. и доп. - М.: Интеграл - Пресс, 2000;

### **Дополнительная литература:**

2. Коровин Н.В. Общая химия. Учебник для технических направлений и специальностей вузов. изд. испр. и доп. - М.: Высшая школа, 2000
3. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2002.
4. Никольский, А. Б. Химия : учебник и практикум для академического бакалавриата / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. — 2-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2016 [Электронный ресурс] — ЭБС ЮРАЙТ <https://www.biblio-online.ru/book/BA6C6F00-39AC-4AEB-A859-AF5CDE4EEB91>

### **Электронно-образовательные ресурсы (ЭОР):**

1. Университетская библиотека ONLINE <http://biblioclub.ru/>
2. Электронно-библиотечная система Юрайт <https://biblio-online.ru/>

## **10. ПЕРЕЧЕНЬ РЕСУРСОВ ИНФОРМАЦИОННО-ТЕЛЕКОММУНИКАЦИОННОЙ СЕТИ "ИНТЕРНЕТ" (ДАЛЕЕ - СЕТЬ "ИНТЕРНЕТ"), НЕОБХОДИМЫХ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ).**

1. Российская государственная библиотека - [www.rsl.ru](http://www.rsl.ru), [www.leninka.ru](http://www.leninka.ru)

## **11. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ.**

В процессе изучения дисциплины «Химия» используются следующие методы обучения и формы организации занятий:

– лекции: в ходе лекций преподаватель излагает и разъясняет основные, наиболее сложные понятия темы, а также связанные с ней теоретические и практические проблемы, дает рекомендации на семинарское занятие и указания на самостоятельную работу;

– практические (семинарские) занятия: на семинарах обсуждаются основные проблемы, освещенные в лекциях; разбирается решение задач соответствующей тематики. Занятия служат для закрепления изученного материала, развития умений и навыков решения задач, а также для контроля преподавателем степени подготовленности студентов по конкретному разделу изучаемой дисциплины. Преподаватель может осуществлять текущий контроль знаний в процессе решения задач на занятии, в виде тестовых заданий;

– консультации преподавателей: при подготовке к семинару студенты имеют возможность воспользоваться консультациями преподавателя;

– самостоятельная работа студентов, которая предполагает работу с учебной литературой, умение пользоваться специальными справочниками, периодической системой Д.И.Менделеева. Самостоятельная работа включает освоение теоретического материала в процессе подготовки к практическим занятиям и экзамену, а также выполнение индивидуальных письменных заданий (по согласованию с преподавателем).

При реализации программы «Химия» используются следующие образовательные технологии:

- внеаудиторная работа в форме консультаций и индивидуальных занятий со студентами (при необходимости).

Качество учебной работы студентов преподаватель оценивает с использованием технологической карты дисциплины, размещенной на сайте МАГУ.

## Практические занятия

### Занятие 1. Основные классы неорганических соединений. (2 часа)

Классификация неорганических соединений. Номенклатура бинарных соединений. Классификация и свойства оксидов. Понятие о пероксидах и гидридах. Классификация, номенклатура и свойства гидроксидов. Классификация, номенклатура и свойства солей.

*Литература:* [1, с. 29-34]

*Вопросы для самоконтроля*

1. К какому классу можно отнести соединения:  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{KH}$ ?
2. Какие из ниже перечисленных оксидов являются несолеобразующими?  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$
3. Какие из приведенных соединений относятся к пероксидам?  
 $\text{CO}_2$ ,  $\text{BaO}_2$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{O}_2$
4. Какая из формул соответствует нитриту калия:  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Ca}_3\text{N}_2$ ?
5. К каким из перечисленных соединений относится  $\text{Na}_2\text{S}$ : сульфитам, сульфидам, силикатам, галогенидам?
6. Что такое кристаллогидраты?

*Задание для самостоятельной работы*

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Задачи № 145, 149, 150, 152, 153

### Занятие 2-4. Простейшие стехиометрические расчеты (6 часов)

Количество вещества. Моль. Расчет молярной массы. Расчеты по формуле соединения. Расчеты по уравнению реакции. Расчет по схеме реакции. Задачи на избыток-недостаток. Количество вещества в эквивалентах. Расчет эквивалентной массы. Расчеты с использованием закона эквивалентов. Определение формулы соединения по его составу. Расчеты с использованием основных газовых законов. Парциальное давление газа в смеси.

*Литература:* [1, с. 19-25]; [2, с. 14-17]; [3, Разд.1 гл.1 §1, гл.3]

*Вопросы для самоконтроля*

1. Чему равна: молярная масса серной кислоты; эквивалентная масса серной кислоты?
2. Что такое «молярный (мольный) объем газа»?
3. Чему равно число Авогадро?
4. Какова масса (в граммах) вещества гидроксид натрия количеством 1 моль?
5. Какие параметры газа связывает уравнение Менделеева-Клапейрона?
6. В чем отличие простейшей формулы соединения от истинной?
7. Можно ли найти истинную молекулярную формулу соединения по его процентному массовому составу?

*Задание для самостоятельной работы*

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Задачи № 31, 35, 42, 55, 58, 64, 87, 92, 99, 106, 113, 119, 121

## **Занятие 5. Строение атома. Химическая связь. (2 часа)**

Электронные и электронные графические формулы атомов элементов. Правила Клечковского. Их применение. Определение основных свойства элемента исходя из его положения в ПС. Понятие о гибридизации орбиталей и геометрической конфигурации молекул.

*Литература:* [1, с. 37-157]; [2, с. 17-35]

*Вопросы для самоконтроля*

1. Что означает запись:  $3p^4$ ,  $3d^1$  ?
2. Какая из конфигураций электронных оболочек возможна:  $2s^2$ ,  $2p^5$ ,  $3f^3$ ,  $2d^3$ ,  $3d^{11}$ ,  $2p^8$ ?
3. Что такое «электронные аналоги»? Приведите пример.
4. Как происходит  $sp$ -,  $sp^2$ -,  $sp^3$  – гибридизация? Приведите примеры.
5. Что такое «сигма» и «пи» - связь? Как они возникают?
6. Какие типы кристаллических решеток вам известны?
7. Приведите пример соединения в котором реализуются водородные связи.

*Задание для самостоятельной работы*

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Задачи № 181, 182, 186, 187,190

## **Занятие 6-7. Термодинамические функции. Термохимические расчеты. (3 часа)**

Основные термодинамические функции. Расчет теплового эффекта реакции (следствие из закона Гесса). Термодинамический метод определения возможности (направления) протекания химической реакции.

*Литература:* [1, с. 168-186]; [2, с. 115-141]; [3, Разд.5 гл.1,2]

*Вопросы для самоконтроля*

1. Что такое «теплота образования» соединения?
2. Чему равны теплоты образования простых веществ?
3. Какой из природных процессов протекает с возрастанием энтропии: замерзание воды или таяние льда?
4. Какой знак имеет изменение энтальпии эндотермической реакции?
5. Если  $\Delta G$  прямой реакции положительно, может ли она протекать самопроизвольно в данных условиях?

*Задание для самостоятельной работы*

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Задачи № 286, 300, 303 (объяснить), 308

## **Занятие 7-8. Кинетика. Химическое равновесие. (3 часа)**

Понятие скорости химической реакции. Зависимость от концентрации реагентов. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

*Литература:* [1, с. 186-210]; [2, с. 186-182, 142-151]; [3, Разд.1 гл.1 §1, гл.3]

*Вопросы для самоконтроля*

1. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
2. Что такое «порядок реакции»?
3. Что такое «кинетическое уравнение» реакции?

4. В чем физический смысл коэффициента Вант-Гоффа??
5. В каком случае изменение давления приводит к смещению химического равновесия системы?

*Задание для самостоятельной работы*

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Задачи № 330, 332, 334, 336, 362, 365

### **Занятие 9. Способы выражения концентрации растворов (2 часа)**

Массовая доля в % (процентная концентрация). Молярная концентрация. Нормальная (эквивалентная) концентрация. Формулы пересчета и другие способы выражения концентрации раствора.

*Литература:* [1, с. 217-219]; [3, Разд.5 гл.5]

*Вопросы для самоконтроля*

1. Какую массу поваренной соли нужно растворить в 1 литре воды, чтобы получить одномолярный раствор соли?
2. Как можно определить концентрацию раствора щелочи (гидроксида натрия), при наличии в лаборатории раствора соляной кислоты с точно известной концентрацией?
3. Как можно определить концентрацию раствора кислоты по его плотности?
4. С помощью каких формул можно рассчитать молярную концентрацию раствора, зная его процентную концентрацию (по массе)?

*Задание для самостоятельной работы*

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Задачи № 395, 399, 410, 414, 429 (б)

### **Занятие 10. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. (2 часа)**

Коллигативные свойства идеальных растворов. Закон Рауля и следствия из него. Осмотическое давление.

*Литература:* [1, с. 225-230]; [2, с. 204-208]

*Вопросы для самоконтроля*

1. Приведите пример осмоса в быту, в природе.
2. Что такое «осмотическое давление»?
3. Какая вода кипит при более низкой температуре, пресная или соленая?
4. Зачем лед на дорогах зимой посыпают солью? Объясните.

*Задание для самостоятельной работы*

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Задачи № 465, 468, 477, 479, 484

### **Занятие 11-12. Свойства растворов электролитов. (4 часа)**

Ионные реакции в растворах. Правила записи уравнений ионно-молекулярной форме. Константа диссоциации, как мера силы электролита. Расчет степени диссоциации слабых электролитов (закон Оствальда). Водородный показатель pH. Расчет концентрации раствора по его pH. Растворимость. Расчет растворимости малорастворимого соединения по величине его произведения растворимости (ПР). Гидролиз.

*Литература:* [1, с. 231-258]; [2 с. 210-242]; [3, Разд.3 гл.2 §1,2,4]

*Вопросы для самоконтроля*

1. Приведите пример сильного и слабого электролита

2. Что такое «степень диссоциации» электролита?
3. Вода относится к сильным электролитам?
4. Если pH раствора равен 4, можно ли сказать, что данный раствор кислый?
5. Можно ли найти в специальной таблице значение ПР для нитрата калия?

*Задание для самостоятельной работы*

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Задачи № 510, 541, 544 (а,б), 556, 557, 562, 572

**Занятие 13. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). (2 часа)**

Процессы окисления и восстановления. Определение степени окисления элемента. Важнейшие окислители и восстановители. Проявление окислительно-восстановительной двойственности. Типы ОВР. Метод электронного баланса.

*Литература:* [1, с. 259-267]; [2, с. 251-259]; [3, Разд.5 гл.6 §1]

*Вопросы для самоконтроля*

1. Окисление — это процесс присоединения электронов?
2. Что такое «степень окисления» элемента?
3. Если элемент восстанавливается, его степень окисления понижается?
4. Перманганат калия — это окислитель или восстановитель? Объясните -почему.
5. Верно ли утверждение: «Углерод при взаимодействии с кислородом выступает в качестве восстановителя»?
6. Какие из соединений азота проявляют о-в двойственность:  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ?

*Задание для самостоятельной работы*

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Задачи № 615, 621, 624, 631

**Занятие 14-15. Электрохимия. (4 часа)**

Электродный (окислительно -восстановительный) потенциал как характеристика окислительно-восстановительных свойств веществ. Стандартный потенциал и таблица стандартных потенциалов. Уравнение Нернста. Гальванический элемент. ЭДС гальванического элемента. Коррозия металлов. Электролиз расплавов и растворов с инертным и активным анодом, порядок восстановления катионов и окисления анионов. Количественные законы электролиза (законы Фарадея).

*Литература:* [1, с. 268-288]; [2, с. 260-337]; [3, Разд.5 гл.6 §2-4]

*Вопросы для самоконтроля*

1. Какой из металлов будет более сильным восстановителем (при прочих равных условиях) цинк или кобальт?
2. Что такое «ряд напряжения» металлов?
3. Зависит ли ЭДС гальванического элемента от концентрации растворов электролитов?
4. Можно ли составить гальванический элемент из двух одинаковых электродов?
5. В паре «медь и свинец» какой из металлов гальванического элемента будет катодом?
6. При электролизе раствора какого соединения на инертных электродах будут выделяться только газы:  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaCl}$ ?

*Задание для самостоятельной работы*

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Задачи № 650, 652, 658, 687, 691, 694, 699, 702, 705

## **Занятие 16. Применение полученных навыков в решении задач с элементами аналитической химии и кейс-задач. (2 часа)**

Задачи с элементами аналитической химии. Решение кейс-задач

*Задание для самостоятельной работы*

1. Для разделения каких катионов можно использовать концентрированный раствор аммиака:  $Cu^{2+}$  и  $Mn^{2+}$ ;  $Fe^{2+}$  и  $Mn^{2+}$ ;  $Cu^{2+}$  и  $Ni^{2+}$ ;  $Fe^{2+}$  и  $Ni^{2+}$  ?
2. Найти массу хлорида калия в сильвините, если на титрование 25 мл раствора которого израсходовано 22,6 мл 0,0885 М раствора  $AgNO_3$ .
3. Наиболее технологичным и эффективным способом выделения металлов из растворов является электролиз. Годовой объем очищаемой воды равен  $1000 \text{ м}^3$ , а содержание в ней ионов  $Pd^{2+}$  составляет  $0,53 \text{ мг/дм}^3$ . Найти время (час.), необходимое для выделения всего палладия электролизом при силе тока 22,3 А и выходе по току 80%.

## **12. ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ ПРИ ОСУЩЕСТВЛЕНИИ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ), ВКЛЮЧАЯ ПЕРЕЧЕНЬ ПРОГРАММНОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ И ИНФОРМАЦИОННЫХ СПРАВОЧНЫХ СИСТЕМ (ПРИ НЕОБХОДИМОСТИ)**

Программное обеспечение:

1. MS Windows;
2. Офисный пакет LibreOffice;
3. Web-браузер.

В целях обучения студентов, усвоения и контроля полученных знаний используются собственные тестовые базы.

**13. ОПИСАНИЕ МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЙ БАЗЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)**

№ п/п	Наименование оборудованных учебных кабинетов, объектов для проведения занятий с перечнем основного оборудования	Фактический адрес учебных кабинетов и объектов, номер ауд.
1.	<p><i>Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа, занятий семинарского типа</i></p> <p>Мебель аудиторная (столы, стулья, доска аудиторная), мультимедийное оборудование (проектор, экран)</p>	<p>184209, Мурманская область, город Апатиты, улица Энергетическая, дом 19, здание Учебного корпуса № 3, ауд. 211</p>
2.	<p><i>Лаборатория химии</i></p> <p>Мебель лабораторная (столы, стулья, табуреты, шкафы, стеллажи), доска ученическая трехэлементная Лабораторная посуда и принадлежности, дистиллятор ДЭ-4 – 1 шт., шкаф вытяжной 1ШВ-2А-НЖ – 3 шт., шкаф вытяжной 1ШВ-1М-НЖ – 4 шт., стол-мойка двойная – 2 шт., мойка низкая одинарная – 1 шт., водонагреватель 80л – 1шт., колбагреватель ПЭ-4100 (V колбы 0,50л) – 1 шт., плитка электрическая – 3 шт., мешалки магнитные одинарные – 4 шт., шкаф для хранения реактивов- 1 шт., штативы Бунзена, спиртовки, термометры лабораторные (ртутные и спиртовые), набор ареометров, обеспечивающие тематические иллюстрации-1 шт.</p>	<p>184209, Мурманская область, город Апатиты, улица Энергетическая, дом 19, здание Учебного корпуса № 2, ауд. 310-311</p>
3.	<p><i>Помещение для самостоятельной работы студентов</i></p> <p>Доска аудиторная, столы компьютерные, стулья «Контакт» Мультимедийный проектор Toshiba TLP-X2000 – 1 шт., экран проекционный матовый – 1 шт. 13 ПЭВМ Монитор Acer AL 1917 19" – 13 шт., клавиатура – 13 шт., мышь – 13 шт.</p>	<p>184209, Мурманская область, город Апатиты, улица Энергетическая, дом 19, здание Учебного корпуса № 5, ЛИТ 3</p>

## 14. ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА ДИСЦИПЛИНЫ.

### ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА 14.03.01 Ядерная энергетика и теплофизика профиль Теплофизика

(код, направление, профиль)

### ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА ДИСЦИПЛИНЫ

Шифр дисциплины по РУП		Б1.В.ОД.4	
Дисциплина		Химия	
Курс	1	семестр	1
Кафедра			
Ф.И.О. преподавателя, звание, должность		Маслобоева С.М., канд. техн. наук, доцент; Ермакова Э.Г., старший преподаватель	
Общ. трудоемкость <sub>час/ЗЕТ</sub>			
144/4		Кол-во семестров	1
Интерактивные формы <sub>общ./тек. сем.</sub>		24/24	
ЛК <sub>общ./тек. сем.</sub>	16/16	ПР/СМ <sub>общ./тек. сем.</sub>	32/32
ЛБ <sub>общ./тек. сем.</sub>	-/-	Форма контроля	экзамен

Содержание задания	Количество мероприятий	Максимальное количество баллов	Срок предоставления
<b>Вводный блок</b>			
Не предусмотрен			
<b>Основной блок</b>			
Тест	6	24	На практических занятиях
Решение задач	12	24	На практических занятиях
Решение кейс-задач	3	12	На практических занятиях
<b>Всего:</b>		<b>60</b>	
Экзамен	Теоретический вопрос	15	В сроки сессии
	Теоретический вопрос	15	В сроки сессии
	Задача	10	В сроки сессии
<b>Всего:</b>		<b>40</b>	
<b>Итого:</b>		<b>100</b>	
<b>Дополнительный блок</b>			
Выполнение индивидуального теоретического задания		10	По согласованию с преподавателем
<b>Всего баллов по дополнительному блоку:</b>		<b>10</b>	

Шкала оценивая в рамках балльно-рейтинговой системы МАГУ: «2» - 60 баллов и менее, «3» - 61-80 баллов, «4» - 81-90 баллов, «5» - 91-100 баллов.

## 15. ИНЫЕ СВЕДЕНИЯ И МАТЕРИАЛЫ НА УСМОТРЕНИЕ ВЕДУЩЕЙ КАФЕДРЫ.

Не предусмотрено.

## 16. ОБЕСПЕЧЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ ДЛЯ ЛИЦ С ОВЗ

Для обеспечения образования инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья реализация дисциплины *Б1.В.ОД.4 Химия* может осуществляться в адаптированном виде, с учетом специфики освоения и дидактических требований, исходя из индивидуальных возможностей и по личному заявлению обучающегося.