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

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Б1.Б.13 Химия

(название дисциплины (модуля) в соответствии с учебным планом)

основной профессиональной образовательной программы по специальности

21.05.05 Физические процессы горного или нефтегазового производства специализация №1 «Физические процессы горного производства»

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

высшее образование – специалитет

уровень профессионального образования: высшее образование – бакалавриат / высшее образование – специалитет, магистратура / высшее образование – подготовка кадров высшей квалификации

Горный инженер (специалист)

квалификация

очная

форма обучения

2019

год набора

Составитель:
Иваненко В.и., д.т.н., профессор кафедры общих дисциплин,
Ермакова Э.Г., старший преподаватель кафедры общих дисциплин

Утверждено на заседании кафедры общих дисциплин
(протокол № 06 от «24» мая 2019 г.)

Зав. кафедрой
_____ О.В. Савельева

1. ЦЕЛЬ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) – получение обучающимся базовых знаний по химии, как одной из фундаментальных естественнонаучных дисциплин, необходимых и достаточных для понимания сущности химико-технологических процессов; для последующего логического перехода к изучению цикла профессиональных дисциплин по специальности подготовки 21.05.05 Физические процессы горного или нефтегазового производства; приобретение некоторых практических навыков; развитие диалектического мировоззрения, логического химического мышления, формирование умения ориентироваться в вопросах современной химии, химической технологии и охраны окружающей среды.

В результате освоении содержания дисциплины «Химия» обучающийся должен:

знать:

— основные законы химии, классификацию и свойства химических элементов, веществ и соединений;

— основные представления о строении атома, молекулы, о природе химической связи в молекулах;

— теоретические основы строения вещества, зависимость химических свойств веществ от их строения;

— 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;

— реактивную способность веществ; основы химического, физико-химического и физического анализа.

уметь:

— применять химические законы для решения практических задач;

— находить связь между строением вещества и его химическими возможностями;

— использовать полученные знания при изучении специальных дисциплин и в процессе самостоятельной работы.

владеть:

— информацией о назначении и областях применения основных химических веществ и их соединений;

— приемами, навыками и инструментарием для решения химических задач в своей предметной области.

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

В результате освоения дисциплины формируются следующие компетенции:

- готовностью с естественно-научных позиций оценить строение, химический и минеральный состав горных пород, слагающих земную кору, морфологические особенности и генетические типы месторождений твердых полезных ископаемых при решении задач по рациональному и комплексному освоению георесурсного потенциала недр на суше, шельфе морей и на акваториях мирового океана (ОПК-4).

3. УКАЗАНИЕ МЕСТА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Данная дисциплина относится к базовой части образовательной программы по направлению подготовки 21.05.05 Физические процессы горного или нефтегазового производства, специализация №1 «Физические процессы горного производства».

Дисциплина изучается на первом году обучения (первый семестр). Дисциплина «Химия» представляет собой методологическую базу для усвоения обучающимися

содержания дисциплин: Б1.Б.17 «Горно-промышленная экология», Б1.Б.22 «Материаловедение», Б1.Б.25 «Переработка полезных ископаемых», Б1.В.ДВ.1.2 «Геология и геохимия нефти и газа». Также дисциплина «Химия» логически связана с дисциплинами: Б1.Б.8 «Безопасность жизнедеятельности», Б1.Б.12 «Физика», Б1.Б.16 «Геология» и др.

4. 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 6 зачетных единиц или 216 часов. (из расчета 1 ЗЕТ= 36 часов).

Курс	Семестр	Трудоемкость в ЗЕТ	Общая трудоемкость (час.)	Контактная работа			Всего контактных часов	Из них в интерактивной форме	Кол-во часов на СРС	Курсовые работы	Кол-во часов на контроль	Форма контроля
				ЛК	ПР	ЛБ						
1	1	6	216	16	16	8	40	10	140	-	36	экзамен
Итого:		**6**	**216**	**16**	**16**	**8**	**40**	**10**	**140**	**-**	**36**	**экзамен**

В интерактивной форме часы используются в виде: групповых дискуссий и тестирования на практических занятиях, работы в малых группах на лабораторных занятиях.

5. 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 часов	Из них в интерактивной форме	Кол-во часов на СРС	Кол-во часов на контроль
		ЛК	ПР	ЛБ				
1.	Введение. Основные понятия и законы химии. Классификация веществ.	2	4	-	6	1,5	20	-
2.	Строение атома и периодическая система. Классификация и свойства химических элементов.	2	1	-	3	0,25	12	-
3.	Химическая связь и строение молекул.	2	1	-	3	0,25	14	-
4.	Основы химической термодинамики.	2	2	-	4	0,5	16	

№ п/п	Наименование раздела, темы	Контактная работа			Всего контактных часов	Из них в интерактивной форме	Кол-во часов на СРС	Кол-во часов на контроль
		ЛК	ПР	ЛБ				
5.	Кинетика и механизм химических реакций. Химическое равновесие.	2	2	2	6	1,5	16	
6.	Природа растворов и ионные реакции.	4	4	2	10	3	22	
7.	Окислительно-восстановительные процессы.	1	-	2	3	1	12	
8.	Электрохимические процессы.	1	2	-	3	1	14	
9.	Химия элементов	-	-	2	2	1	14	
	Экзамен	**-**	**-**	**-**	**-**	**-**	**-**	**36**
	Итого:	**16**	**16**	**8**	**40**	**10**	**140**	**36**

Содержание 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. Валентные возможности атомов. 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 непереходных 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. Энергия связи, длина связи, валентный угол, характеристики полярности связи. Ковалентная связь (простая, кратная, σ-, π-). Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Понятие о гибридизации орбиталей и геометрической конфигурации молекул. Водородная связь, ее природа, энергия. 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. Основные термодинамические (ТД) понятия: ТД система, химическая фаза и компонент, гомо- и гетерогенные системы, ТД параметры и функции. Первый закон термодинамики, тепловой эффект изохорного и изобарного процессов. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпия образования вещества и химической реакции. Закон Гесса и его следствия, термохимические расчёты. Энтропия: второй закон термодинамики, закономерности изменения энтропии. Энергия Гиббса. Термодинамически устойчивые вещества. Самопроизвольные и не самопроизвольные процессы. Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических процессов.

Тема №5. **Кинетика и механизм химических реакций. Химическое равновесие.** Химическая кинетика. Система основных понятий химической кинетики: гомогенные и гетерогенные реакции; простые и сложные реакции; молекулярность, механизм химических реакций; последовательные, параллельные, цепные реакции. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действия масс для скоростей простых и сложных реакций. Кинетические уравнения, порядок реакции. Константа скорости химической реакции. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса, методы расчета энергии активации. Понятие о катализе. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы, механизм влияния катализатора на скорость химической реакции.

Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие с позиций термодинамики и кинетики. Закон действия масс для равновесия. Константа равновесия, ее связь с энергией Гиббса. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье, его практическое значение. Примеры его действия.

Тема №6. **Природа растворов и ионные реакции.** Вода и водные растворы. Растворимость. Разбавленные и насыщенные растворы. Способы выражения состава (концентрации) растворов: массовая доля растворённого вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента (нормальность), титр, моляльная концентрация, мольные доли. Перерасчёт одного способа выражения концентрации в другой. Кристаллогидраты (понятие, примеры). Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства идеальных растворов: давление насыщенного пара растворителя над раствором, температуры кипения и замерзания, осмотическое давление. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Показатели диссоциации: степень, константа, изотонический коэффициент. Особенности растворов сильных электролитов. Равновесие диссоциации слабого электролита. Факторы, влияющие на величину степени диссоциации электролитов. Произведение растворимости малорастворимых электролитов. Электролитическая диссоциация воды, ионное произведение воды. Водородный показатель и шкала pH. . Индикаторы. Ионно-молекулярная форма записи уравнений реакции. Направление и полнота протекания ионных реакций. Электропроводность растворов. Сила кислот и оснований. Свойства кислот оснований и солей с точки зрения ТЭД (теории электролитической диссоциации). Амфотерность. Гидролиз солей, его основные показатели: константа и степень гидролиза, водородный показатель.

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 процессы.** Взаимосвязь между ОВР и электрохимическим процессом. Механизм возникновения электродного потенциала на границе металл – раствор. Электродный (окислительно -восстановительный) потенциал как характеристика окислительно-восстановительных свойств веществ. Стандартные электродные потенциалы, их измерение с помощью водородного электрода. Таблица

стандартных потенциалов. Уравнение Нернста. Ряд напряжений (активности) металлов. Гальванический элемент, как источник электрической энергии. Принцип действия (привести примеры). Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента, ее связь с энергией Гиббса. Концентрационные элементы. Электролитический процесс, как обратный гальваническому. Электролиз расплавов и растворов веществ с инертным и активным анодом. Порядок восстановления катионов и окисления анионов. Количественные законы электролиза (законы Фарадея.) Применение электролиза. Коррозия металлов и способы защиты от коррозии.

Тема №9. **Химия элементов.** Неметаллы: подгруппа галогенов, подгруппа азота, химические свойства и соединения, применение в горном деле. Металлы, их классификация. Процессы комплексообразования. Количественные характеристики этих процессов.

6. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ, НЕОБХОДИМОГО 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. - 728 с.,
2. Коровин Н.В. Общая химия. Учебник для технических направлений и специальностей вузов. изд. испр. и доп. - М.: Высшая школа, 2003, 2007. - 557 с.

Дополнительная литература:

3. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2002.
4. Семиохин, И.А. Физическая химия: учебник / И.А. Семиохин. - М.: Изд-во МГУ, 2001
5. Никольский, А. Б. Химия : учебник и практикум для академического бакалавриата / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2017. — 507 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-534-03930-6. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: https://www.biblio-online.ru/bcode/405189
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. - М.: Интеграл-Пресс, 2001, 2002, 2007.

7. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

В образовательном процессе используются:

- учебные аудитории для проведения занятий лекционного типа, занятий семинарского типа, курсового проектирования (выполнения курсовых работ), групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации (оснащены мебелью аудиторной: столы, стулья, доска аудиторная; комплектом мультимедийного оборудования, включающим мультимедиапроектор, экран, переносной ноутбук для демонстрации презентаций; учебно-наглядными пособиями; обеспечивающими тематическими иллюстрациями);
- помещения для самостоятельной работы (оснащены компьютерными столами, стульями, доской аудиторной, компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет» и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду университета);
- помещения для хранения и профилактического обслуживания учебного оборудования (оснащены наборами инструментов, оборудованием, расходными материалами для монтажа, ремонта и обслуживания информационно-телекоммуникационной сети филиала и вычислительной техники);

- лаборатория информационных технологий (оснащена компьютерными столами, стульями, мультимедийным проектором, экраном проекционным, компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет» и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду университета);

- лаборатория химии (оснащена лабораторными химическими столами, стульями, стеллажами, шкафами вытяжными, столом-мойкой двойной, водонагревателем, дистиллятором, шкафом для хранения реактивов, плитками электрическими, штативами Бунзена и др. лабораторным оборудованием и набором реактивов, доской аудиторной, тематической иллюстрацией Периодическая система Д.И. Менделеева.)

7.1 ПЕРЕЧЕНЬ ЛИЦЕНЗИОННОГО ПРОГРАММНОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ

1. Microsoft Windows.
2. Microsoft Office / LibreOffice.

7.2 ЭЛЕКТРОННО-БИБЛИОТЕЧНЫЕ СИСТЕМЫ

ЭБС «Издательство Лань»[Электронный ресурс]: электронная библиотечная система / ООО «Издательство Лань». – Режим доступа: https://e.lanbook.com/;

ЭБС «Электронная библиотечная система ЮРАЙТ» [Электронный ресурс]: электронная библиотечная система / ООО «Электронное издательство ЮРАЙТ». – Режим доступа: https://biblio-online.ru/;

ЭБС «Университетская библиотека онлайн»[Электронный ресурс]: электронно-периодическое издание; программный комплекс для организации онлайн-доступа к лицензионным материалам / ООО «НексМедиа». – Режим доступа: https://biblioclub.ru/.

7.3 СОВРЕМЕННЫЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНЫЕ БАЗЫ ДАННЫХ

1. Электронная база данных Scopus.

7.4 ИНФОРМАЦИОННЫЕ СПРАВОЧНЫЕ СИСТЕМЫ

1. Электронный справочник "Информио" для высших учебных заведений http://www.informio.ru/

8. ИНЫЕ СВЕДЕНИЯ И МАТЕРИАЛЫ НА УСМОТРЕНИЕ ВЕДУЩЕЙ КАФЕДРЫ

Не предусмотрено.

9. ОБЕСПЕЧЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ ДЛЯ ЛИЦ С ОВЗ

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

Приложение 1 к РПД Химия
21.05.05 Физические процессы горного или нефтегазового производства,
Специализация №1 «Физические процессы горного производства»
Форма обучения – очная
Год набора - 2019

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

1.	Кафедра	Общих дисциплин
2.	Направление подготовки	21.05.05 изические процессы горного или нефтегазового производства
3.	Специализация	Физические процессы горного производства
4.	Дисциплина (модуль)	Химия
5.	Форма обучения	очная
6.	Год набора	2019

1. Методические рекомендации.

Приступая к изучению дисциплины, студенту необходимо внимательно ознакомиться с тематическим планом занятий, списком рекомендованной литературы. Следует уяснить последовательность выполнения и оформления лабораторных работ.

Основными видами аудиторной работы обучающихся являются лекции, практические/семинарские занятия и лабораторные работы.

1.1. Методические рекомендации по организации работы студентов во время проведения лекционных занятий.

Лекция – систематическое, последовательное, монологическое изложение преподавателем учебного материала. В ходе лекции преподаватель разъясняет основные, наиболее сложные понятия темы, связанные с ней теоретические и практические проблемы; дает рекомендации на практическое (семинарское) занятие, указания на самостоятельную работу, приводит список используемых и рекомендуемых источников для изучения конкретной темы. При подготовке лекции преподаватель руководствуется рабочей программой дисциплины.

В процессе лекций рекомендуется вести конспект, что позволит впоследствии вспомнить изученный учебный материал, дополнить содержание при самостоятельной работе с литературой, подготовиться к экзамену.

Желательно оставить в рабочих конспектах поля, на которых впоследствии делать пометки из рекомендованной литературы, дополняющие материал прослушанной лекции.

В конце лекции обучающиеся имеют возможность задать вопросы преподавателю по теме лекции.

Подготовка к лекции, оформление конспекта.

Уже с первой лекции от обучающихся требуется не просто внимание, но и самостоятельное оформление конспекта.

Конспектирование лекций – сложный вид вузовской аудиторной работы, предполагающий интенсивную умственную деятельность обучающегося. Конспект является полезным тогда, когда записано самое существенное и сделано это самим обучающимся. Не надо стремиться записать дословно всю лекцию. Такое «конспектирование» приносит больше вреда, чем пользы. Целесообразно вначале понять основную мысль, излагаемую лектором, а затем записать ее. Желательно запись осуществлять на одной странице листа или оставляя поля, на которых позднее, при самостоятельной работе с конспектом, можно сделать дополнительные записи, отметить непонятные места.

Конспект лекции лучше подразделять на пункты (соблюдая красную строку) согласно плану лекции, предложенному преподавателем. Следует обращать внимание на акценты, выводы, которые делает лектор, отмечая наиболее важные моменты в лекционном материале замечаниями «важно», «хорошо запомнить» и т.п. Это можно делать и с помощью разноцветных маркеров или ручек, подчеркивая термины и определения, выделяя формулы.

Целесообразно разработать собственную систему сокращений, аббревиатур и символов, которые впоследствии можно заменить обычными словами для быстрого зрительного восприятия текста.

В дальнейшей работе с конспектом лекций, помимо учебников, желательно использовать дополнительно рекомендованные преподавателем источники. Это позволит глубже понять изучаемую тему.

1.2. Методические рекомендации по подготовке к семинарским (практическим занятиям)

На практических занятиях осуществляется разбор решения химических задач и выполнение упражнений соответствующей тематики, выполняются практические работы. Практические занятия служат для закрепления изученного материала, развития умений и навыков подготовки, а также для контроля преподавателем степени подготовленности студентов по изучаемой дисциплине. Преподаватель может осуществлять текущий контроль знаний в виде тестовых заданий и в процессе выполнения практической работы на занятии. При подготовке к семинару обучающиеся имеют возможность воспользоваться консультациями преподавателя.

Подготовка к практическому (семинарскому) занятию.

В начале подготовки к практическому занятию необходимо ознакомиться с планом данного практического занятия, отражающим содержание изучаемой темы. Далее нужно разобрать согласно данному плану материал текущей лекции, затем изучить обязательную, дополнительную литературу и другие источники, рекомендованные к данной теме преподавателем и предусмотренные учебной программой. В процессе подготовки будет полезно доработать свой конспект лекции, делая в нем соответствующие записи из рекомендованных источников.

Все новые понятия и формулы необходимо выучить наизусть. Целесообразно с самого начала изучения курса вести глоссарий, в который систематически вносить новые понятия и формулы. Такой подход формирует способность обучающегося свободно владеть химической терминологией, обозначениями, формулами; правильно выполнять и оформлять практические работы.

Необходимо обратить особое внимание на самостоятельное изучение рекомендованных источников, так как при всей полноте конспектирования лекции, в ней невозможно изложить весь материал из-за лимита аудиторных часов. Наиболее эффективным методом получения дополнительных знаний является самостоятельная работа с учебниками, учебными пособиями, научной, справочной литературой, материалами периодических изданий и Интернета. Такой подход активизирует процесс овладения информацией, способствует пониманию изучаемого материала, формирует собственный взгляд на ту или иную конкретную проблему.

1.3. Методические рекомендации по подготовке к лабораторным занятиям

Лабораторные работы служат для применения изученного теоретического материала на практике, формирования навыков химического эксперимента, исследования свойств веществ и систем, а также для контроля преподавателем степени подготовленности студентов по конкретному разделу изучаемой дисциплины. Преподаватель может осуществлять текущий контроль знаний в виде отчетов по лабораторным работам.

В процессе подготовки к лабораторной работе необходимо ознакомиться с планом

данного лабораторного занятия, повторить материалы лекции и практического занятия по теме предстоящей лабораторной работы.

1.4. Методические рекомендации по работе с литературой.

Самостоятельная работа обучающихся направлена на самостоятельное изучение отдельных тем или вопросов учебной дисциплины и предполагает умение пользоваться специальными справочниками, таблицами, периодической системой Д.И.Менделеева. Данная работа включает освоение теоретического материала, выполнение индивидуальных письменных заданий (по согласованию с преподавателем), подготовку к семинарским занятиям, лабораторным работам и сдаче экзамена. Самостоятельная работа является обязательной для каждого обучающегося, ее объем по курсу дисциплины «Химия» определяется учебным планом.

При самостоятельной работе обучающиеся взаимодействуют с рекомендованными материалами при минимальном участии преподавателя.

Работу с литературными и другими источниками надо начинать с ознакомительного чтения. То есть необходимо просмотреть текст, выделяя его структурные единицы. При ознакомительном чтении закладками отмечаются те страницы, которые требуют более внимательного изучения.

В зависимости от результатов ознакомительного чтения выбирается дальнейший способ работы с источником. Если для разрешения поставленной задачи требуется изучение некоторых фрагментов текста, то используется метод выборочного чтения.

Избранные фрагменты или весь текст (если он целиком имеет отношение к теме) требуют вдумчивого, неторопливого чтения с «мысленной проработкой» материала. Такое чтение предполагает выделение: 1) главного в тексте; 2) основных аргументов; 3) выводов.

Следующим этапом работы с литературными источниками является создание (или дополнение уже имеющихся) конспектов, фиксирующих основные тезисы и аргументы. Можно делать записи на отдельных листах, которые потом легко систематизировать по отдельным темам изучаемого курса. Можно вести тематические тетради-конспекты по одной какой-либо теме. Важно помнить, что конспекты пишутся на одной стороне листа, с полями и достаточным для исправления и ремарок междустрочным расстоянием (эти правила соблюдаются для удобства редактирования). Если в конспектах приводятся цитаты, то непременно должно быть дано указание на источник (автор, название, выходные данные, № страницы). Впоследствии эта информации может быть использована при написании текста реферата или другого задания.

Таким образом, при работе с литературными и другими источниками важно уметь:

- сопоставлять, сравнивать, классифицировать, группировать, систематизировать информацию в соответствии с определенной учебной задачей;
- обобщать полученную информацию, оценивать прослушанное и прочитанное;
- фиксировать основное содержание сообщений; формулировать, устно и письменно, основную идею сообщения; составлять план, формулировать тезисы;
- обращаться за помощью, дополнительными разъяснениями к преподавателю, другим студентам.
- пользоваться справочными материалами различного характера, различного рода подсказками, опорами в тексте (ключевые слова и др.).

1.5. Методические рекомендации по подготовке к сдаче экзамена

Подготовка к экзамену способствует закреплению, углублению и обобщению знаний, получаемых, в процессе обучения, а также применению их к решению практических задач. Готовясь к экзамену, обучающийся ликвидирует имеющиеся пробелы в знаниях, углубляет, систематизирует и упорядочивает свои знания. На экзамене обучающийся демонстрирует то, что он приобрел в процессе изучения дисциплины.

В условиях применяемой в МАГУ балльно-рейтинговой системы подготовка к экзамену включает в себя самостоятельную и аудиторную работу обучающегося в течение всего периода изучения дисциплины и непосредственную подготовку в дни, предшествующие экзамену по разделам и темам дисциплины.

При подготовке к экзамену обучающимся целесообразно использовать не только материалы лекций и практических занятий, а также и рекомендованную преподавателем основную и дополнительную литературу.

При подготовке к промежуточной аттестации целесообразно:

- внимательно изучить перечень вопросов и определить, в каких источниках находятся сведения, необходимые для ответа на них;
- внимательно прочитать рекомендованную литературу;
- составить краткие конспекты ответов (планы ответов);
- повторить решение задач по тематике экзаменационного материала.

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

1.6. Методические рекомендации для занятий в интерактивной форме

В учебном процессе, в ходе чтения лекций и проведения практических и лабораторных занятий используются не только активные, но и интерактивные формы обучения.

Интерактивное обучение представляет собой способ познания, осуществляемый в формах совместной деятельности обучающихся, т.е. все участники образовательного процесса взаимодействуют друг с другом, совместно решают поставленные проблемы, моделируют ситуации, обмениваются информацией, оценивают действие коллег и свое собственное поведение, погружаются в реальную атмосферу делового сотрудничества по разрешению проблем.

В курсе изучаемой дисциплины «Химия» в интерактивной форме часы используются в виде групповых дискуссий и тестирования на практических занятиях (групповая дискуссия, как вовлечение студентов в процесс освоения нового материала в качестве активных участников; тестирование по отдельным темам дисциплины, показывающее степень усвоения материала, проблемные вопросы ит.п.; а также использование раздаточного и дидактического материала в виде таблиц, слайдов, с помощью которых иллюстрируется и систематизируется изучаемый материал).

В процессе проведения лабораторных занятий реализуется работа в малых группах, которая дает возможность всем обучающимся участвовать в работе, практиковать навыки сотрудничества, межличностного общения (в частности, умение вырабатывать общее мнение, разрешать возникающие разногласия).

В сочетании с внеаудиторной работой это способствует формированию и развитию профессиональных навыков обучающихся.

Тематика занятий с использованием интерактивных форм

<table>
<tr><th rowspan="2">№ п/п</th><th rowspan="2">Тема</th><th rowspan="2">Интерактивная форма</th><th colspan="3">Часы, отводимые на интерактивные формы</th></tr>
<tr><th>лекции</th><th>практические занятия</th><th>лаб.работы</th></tr>
<tr><td>1.</td><td>Введение. Основные понятия и законы химии. Классификация веществ.</td><td>тестирование</td><td>-</td><td>0,2</td><td>-</td></tr>
<tr><td>2.</td><td>Строение атома и периодическая система. Классификация и свойства химических элементов.</td><td rowspan="2">групповая дискуссия; тестирование</td><td>-</td><td rowspan="2">0,6
0,2</td><td rowspan="2">-</td></tr>
<tr><td>3.</td><td>Химическая связь и строение молекул.</td><td>-</td></tr>
</table>

4.	Основы химической термодинамики.	групповая дискуссия; тестирование	-	0,6 0,2	
5.	Кинетика и механизм химических реакций. Химическое равновесие.	тестирование; работа в малых группах	-	0,2	1,5
6.	Природа растворов и ионные реакции.	групповая дискуссия; тестирование; работа в малых группах	-	1,4 0,4	1,5
7.	Окислительно-восстановительные процессы.	работа в малых группах	-		1,5
8.	Электрохимические процессы.	тестирование	-	0,2	
9.	Химия элементов.	работа в малых группах	-		1,5
ИТОГО			**10 часов**		

2. Планы практических занятий

Занятие 1-2. Основные классы неорганических соединений. Простейшие стехиометрические расчеты (4 часа)

План:

1. Классификация неорганических соединений
2. Количество вещества. Моль. Расчет молярной массы. Расчеты по формуле соединения
3. Расчеты по уравнению (по схеме) реакции
4. Задачи на избыток-недостаток
5. Определение формулы соединения по его составу.
6. Расчеты с использованием основных газовых законов

Литература: [1, с. 19-25, 29-36]; [2, с. 14-17]; [3, Разд.1 гл.1 §1, гл.3]

Вопросы для самоконтроля

1. К какому классу можно отнести соединения: $NaHSO_4$, HCl, $Fe(OH)_3$?
2. Какие из ниже перечисленных оксидов являются несолеобразующими?
Fe_2O_3 , CO , SO_3 , Na_2O , N_2O
3. Какая из формул соответствует нитриту калия: KNO_3, KNO_2, $Ca(NO_3)_2$?
4. Чему равна молярная масса серной кислоты?
5. Что такое «молярный (мольный) объем газа»?
6. Чему равно число Авогадро?
7. Какова масса (в граммах) вещества гидроксид натрия количеством 1 моль?
8. Какие параметры газа связывает уравнение Менделеева-Клапейрона?
9. В чем отличие простейшей формулы соединения от истинной?
10. 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 3. Строение атома. Химическая связь. (2 часа)

1. Электронные и электронные графические формулы атомов элементов. Правила Клечковского. Их применение.
2. Определение основных свойств элемента исходя из его положения в ПС

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. Приведите пример энергетической диаграммы атома серы в основном и возбужденных состояниях.
5. Какое квантовое число определяет форму электронного облака?
6. Как меняется значение энергии ионизации атома элементов в главных подгруппах с увеличением порядкового номера?
7. Как происходит sp-, sp^2-, sp^3 – гибридизация? Приведите примеры.
8. Что такое «сигма» и «пи» - связь? Как они возникают?
9. Какие типы кристаллических решеток вам известны?
10. 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

Занятие 4. Термодинамические функции. Термохимические расчеты. (2 часа)

План:

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

Литература: [1, с. 168-186]; [2, с. 115-141]

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 ΔG реакции положительно, может ли она протекать самопроизвольно в прямом направлении?

Задание для самостоятельной работы

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

Занятие 5. Кинетика. Химическое равновесие. (2 часа)

План:

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

Литература: [1, с. 186-210]; [2, с. 186-182, 142-151]

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 6. Способы выражения концентрации растворов (2 часа)

План:

1. Массовая доля в % (процентная концентрация)
2. Молярная концентрация
3. Другие способы выражения концентрации раствора
4. Формулы пересчета

Литература: [1, с. 217-219]

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 7. Коллигативные свойства идеальных растворов. Ионные реакции. Свойства растворов электролитов. (2 часа)

1. Закон Рауля и следствия из него. Осмотическое давление
2. Правила записи уравнений химической реакции в ионно-молекулярной форме.
3. Константа диссоциации, как мера силы электролита. Расчет степени диссоциации слабых электролитов (закон Оствальда).
4. Водородный показатель pH. Расчет концентрации раствора по его pH.
5. Растворимость Расчет растворимости малорастворимого соединения по величине его произведения растворимости (ПР)

Литература: [1, с. 225-258]; [2, с. 204-242]

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.
5. Приведите пример сильного и слабого электролита
6. Что такое «степень диссоциации» электролита?
7. Вода относится к сильным электролитам?
8. Если pH раствора равен 4, можно ли сказать, что данный раствор кислый?
9. 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 № *465, 468, 477, 479, 484 , 510, 541, 544 (а,б), 556, 557, 562, 572*

Занятие 8. Электрохимия. (2 часа)

1. Стандартный электродный потенциал и таблица стандартных потенциалов. Уравнение Нернста.

2. Расчет ЭДС гальванического элемента.

3. Коррозия металлов.
4. Электролиз, порядок восстановления катионов и окисления анионов.
5. Электрохимические расчеты (законы Фарадея).
Литература: [1, с. 268-288]; [2, с. 260-337]

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: $AgNO_3$, $CuCl_2$, K_2SO_4, NaCl?

Задание для самостоятельной работы
Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Задачи № 652, 658, 687, 705

Примерные темы лабораторных работ

№ п/п	Лабораторная работа	Номер темы	Кол-во часов
1.	Исследование скорости химических реакций и химического равновесия.	5	2
2.	Исследование обменных реакций в растворах электролитов.	6	2
	Исследование процессов гидролиза солей и кислотности растворов.		
3.	Исследование окислительно-восстановительных реакций	7	2
4.	Процессы комплексообразования.	9	2
	Итого:		8

Приложение 2 к РПД Химия
21.05.05 Физические процессы горного или нефтегазового производства
Специализация №1 «Физические процессы горного производства».
Форма обучения – очная
Год набора – 2019

ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)

1. Общие сведения

1.	Кафедра	Общих дисциплин
2.	Направление подготовки	21.05.05 Физические процессы горного или нефтегазового производства
3.	Специализация	Физические процессы горного производства
4.	Дисциплина (модуль)	Химия
5.	Форма обучения	очная
6.	Год набора	2019

2. Перечень компетенций

- готовность с естественно-научных позиций оценить строение, химический и минеральный состав горных пород, слагающих земную кору, морфологические особенности и генетические типы месторождений твердых полезных ископаемых при решении задач по рациональному и комплексному освоению георесурсного потенциала недр на суше, шельфе морей и на акваториях мирового океана (ОПК-4).

3. 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-4	предмет изучения и основные понятия химии (элемент, атом, молекула, количество вещества и т. п.); основные стехиометрические 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 (стехиометрическими расчетами)	Тест. Решение задач.
2. Строение атома и периодическая система. Классификация и свойства химических элементов.	ОПК-4	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.
3. Химическая связь и строение молекул.	ОПК-4	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-4	основные термодинамические функции; закон Гесса, следствие из закона Гесса	рассчитать термодинамические характеристики, тепловой эффект химического процесса (реакции);	навыками термохимических расчетов; термодинамическим методом определения возможности (и направления) протекания химической реакции; приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Тест

Этап формирования компетенции (разделы, темы дисциплины)	Формируемая компетенция	Критерии и показатели оценивания компетенций			Формы контроля сформированности компетенций
		Знать:	**Уметь:**	**Владеть:**	
5. Кинетика и механизм химических реакций. Химическое равновесие.	ОПК-4	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 практического определения и расчета скорости химической реакции и температурного коэффициента ; приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Выполнение, расчет и оформление лабораторной работы. Тест
6. Природа растворов и ионные реакции.	ОПК-4	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, кислотность (щелочность) раствора с помощью индикаторов, возможность протекания гидролиза конкретной соли	навыками расчетов концентрации растворов, ионных равновесий (степень и К дис., pH, ПР, растворимость); навыками записи ионно-молекулярной формы уравнения реакции; приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Решение задач. Выполнение, расчет и оформление лабораторной работы. Тест — 2 шт.
7. Окислительно-восстановительные процессы.	ОПК-4	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;приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Выполнение, расчет и оформление лабораторной работы
8. Электрохимические процессы.	ОПК-4	Понятие электродного потенциала металла, уравнение Нернста, применение таблицы стандартных электродных	написать схему гальванического элемента, уравнения реакций процесса электролиза; определить продукты электролиза	навыками расчета ЭДС гальванического элемента, электрохимических расчетов с использованием закона Фарадея	Тест

Этап формирования компетенции (разделы, темы дисциплины)	Формируемая компетенция	Критерии и показатели оценивания компетенций			Формы контроля сформированности компетенций
		Знать:	**Уметь:**	**Владеть:**	
		потенциалов; принцип действия гальванического элемента; процессы электролиза, особенности и количественные законы			
9. Химия элементов	ОПК-4	Место расположения конкретных металлов и неметаллов в ПС, применение неметаллов в горном деле, классификацию металлов; процессы комплексообразования	определять свойства элементов, в том числе склонность к комплексообразованию, исходя из их места в ПС	приемами работы с простейшим лабораторным оборудованием и техникой безопасности при работе в химической лаборатории	Выполнение, расчет и оформление лабораторной работы

4. Критерии и шкалы оценивания

4.1. Тест

Процент правильных ответов	До 30	31-44	45-64	65-84	85-100
Количество баллов за решенный тест	0	1	2	3	4

4.2. Решение задач

2 балла выставляется, если студент верно решил предложенную задачу, предложил различные варианты ее решения (если существует несколько вариантов), аргументировав их, продемонстрировал знание терминологии, обозначений и формул.

1 балл выставляется, если студент решил предложенную задачу с незначительными ошибками, и/или были допущены ошибки в терминологии, обозначениях, формулах, написании уравнений реакций.

0 баллов - если студент не решил предложенную задачу или неверно указал варианты решения.

4.3. Оформление лабораторной работы

6 баллов выставляется, если отчет по работе сдан вовремя, ошибки и недочеты отсутствуют, расчеты и выводы верны, продемонстрировано знание терминологии, обозначений, формул и уравнений реакций.

5 баллов выставляется, если отчет по работе сдан вовремя, но имеются отдельные недочеты, в целом расчеты и выводы верны, продемонстрировано знание терминологии, обозначений, формул и уравнений реакций.

4 балла выставляется, если отчет по работе не сдан вовремя без уважительной причины; ошибки и недочеты отсутствуют, расчеты и выводы верны, продемонстрировано знание терминологии, обозначений, формул и уравнений реакций.

3 балла выставляется, если отчет по работе не сдан вовремя без уважительной причины; в отчете имеются отдельные недочеты, но в целом расчеты и выводы верны, продемонстрировано знание обозначений, формул и уравнений реакций.

2 балла выставляется, если отчет по работе не сдан вовремя без уважительной причины, имеются ошибки в расчетах и (или) уравнениях реакций.

0 баллов - если отчет по работе не сдан или работа не выполнена без уважительной причины.

4.4. Выполнение индивидуального расчетно-теоретического задания

20 баллов – даны четкие, полные, правильные ответы на теоретические вопросы; материал изложен логично, грамотно, ошибки и недочеты отсутствуют, расчеты и выводы верны, продемонстрировано знание терминологии, обозначений, формул и уравнений реакций;

15 баллов – ответы на теоретические вопросы недостаточно полные; материал изложен логично, грамотно, но имеются отдельные неточности; расчеты и выводы верны, продемонстрировано знание терминологии, обозначений, формул и уравнений реакций;

10 баллов – ответы на теоретические вопросы недостаточно полные; имеются отдельные ошибки в расчетах и (или) уравнениях реакций, обозначениях, формулах, ответах на вопросы, выводах;

5 баллов – ответы на теоретические вопросы даны частично, материал изложен неполно, непоследовательно, допущены грубые ошибки в терминологии, обозначениях, формулах; имеются ошибки в расчетах и (или) уравнениях реакций, выводах.

5. 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

5.1. Типовой тест к теме №1

1. Соединение KH_2PO_4 относится к классу(-ам):

1. кислот 2. оснований 3. гидроксидов 4. солей

2.* Какие из солеобразующих оксидов относятся к кислотным?

1. BeO ; 2. CaO ; 3. Cl_2O_7 ; 4. SO_3 ; 5. N_2O

3.* К классу солей относятся :

1. NaCl 2. $Mg(OH)_2$ 3. HBr 4. Cr_2O_3 5. KNO_2

4.* Гидроксид натрия реагирует с...

1. HNO_3 2. CaO 3. CO_2 4. $CuSO_4$

5.* К сильным кислотам относятся...

1. HCl 2. H_2S 3. HNO_3 4. KH

6.* Соединение SF_6 относится к ...

1. сульфидам 2. галогенидам 3. фторидам 4. сульфитам

***** - вопрос имеет несколько ответов

Ключ: 1-4; **2**-3,4; **3**-1,5; **4**-1,3,4; **5**-1,3; **6**-2,4

5.2. Типовой тест к теме №6

1. Укажите слабый электролит.

1. KCl 2. HCl 3. NaOH 4. HCN 5. $Ba(OH)_2$

2. Наибольшее число ионов образуется при диссоциации в воде 1 моль соли, формула которой ...

1.: $CaCl_2$ 2.: $FeSO_4$ 3.: $FeCl_3$ 4.: $Ca(NO_3)_2$

3. Укажите краткую ионно-молекулярную форму для молекулярного уравнения

$$HNO_2 + KOH = KNO_2 + H_2O$$

1. $H^+ + OH^- = H_2O$ 2. $H^+ + KOH = K^+ + H_2O$ 3. $HNO_2 + OH^- = NO_2^- + H_2O$

4. $HNO_2 + KOH = K^+ + NO_2^- + H_2O$ 5. $HNO_2 + K^+ + OH^- = K^+ + NO_2^- + H_2O$

4. Укажите молекулярную форму для краткого ионно-молекулярного уравнения

$$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3$$

1. $2AlCl_3 + 3Cu(OH)_2 = 2Al(OH)_3 + 3CuCl_2$ 2. $AlCl_3 + 3NH_4OH = Al(OH)_3 + 3NH_4Cl$

3. $AlCl_3 + 3KOH = Al(OH)_3 + 3KCl$ 4. $Al_2(SO_4)_3 + 3Ca(OH)_2 = 2Al(OH)_3 + 3CaSO_4$

5. $Al_2(SO_4)_3 + 3Ba(OH)_2 = 2Al(OH)_3 + 3BaSO_4$

5. Уравнение реакции, которая в водном растворе протекает практически до конца, имеет вид…

1. $CuCl_2 + K_2SO_4 \rightarrow$ 2. $CuCl_2 + H_2S \rightarrow$

3. $Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ 4. $NH_4Cl + H_2S \rightarrow$

6. С каким из перечисленных веществ не взаимодействует Na_2S?

1. $CuSO_4$ 2. $AgNO_3$ 3. HCl 4. NH_4Cl 5. $Pb(NO_3)_2$

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

5.3. Типовая задача с решением

Какая масса Fe_3O_4 необходима для получения 500г железа по реакции:

$$Fe_3O_4 + Al = Fe + Al_2O_3$$

Решение:

1. Проверяем уравнение химической реакции, при необходимости уравниваем:

$3Fe_3O_4 + 8\ Al = 9Fe + 4Al_2O_3$

2. *Устанавливаем, массы каких веществ заданы по условию задачи, массы каких веществ нужно определить:*

m Fe= 500г ***m*** Fe_3O_4 = ?

*3. Рассчитываем значения молярных масс (**M**) для этих веществ (г/моль):*

M Fe= 56 *г/моль* ***M***Fe_3O_4 = 232 *г/моль*

*4. Вычисляем количество вещества (**ν**) , соответствующее заданным по условию задачи массам (моль):* **ν** Fe= 500/56 =8,93 *моль*

5. По уравнению химической реакции рассчитываем количество искомого вещества (моль):

X *моль*		*8.93*				
$3Fe_3O_4$	+ 8Al =	9	+	$4Al_2O_3$		X =1,12·98/112 =0,98г
3 моль		*9 моль*				

ν Fe_3O_4 = ***X*** = 3*8,93 /9 = 2,98 *моль*

6. Находим массу m Fe_3O_4 , соответствующую данному количеству вещества: (г)

m Fe_3O_4 = **ν** Fe_3O_4 ·***M***Fe_3O_4 = 2,98·232 = **691,36** *г*

5.4. Типовые лабораторные работы

1. Лабораторная работа к теме №5 «Кинетика и механизм химических реакций. Химическое равновесие.»

Исследование скорости химических реакций и химического равновесия.

Цель работы: изучить влияние различных факторов на скорость химической реакции и смещение химического равновесия.

План работы.

Опыт 1. Зависимость скорости гомогенной реакции от концентрации реагирующих веществ.

В данном опыте мы изменяем концентрацию одного из реагирующих веществ (тиосульфата натрия), путем разбавления исходного раствора тиосульфата водой (согласно Таблице 1). Концентрация серной кислоты (как и температура) остается постоянной.

Используемая реакция:

$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = S\downarrow + H_2SO_3 + Na_2SO_4$

Задание к опыту 1:

1. Результаты измерений внести в сводную **Таблицу 1** для двух опытов. По полученным данным построить график зависимости скорости υ (ось ординат) от относительной концентрации ***(a/a+b)*** (ось абсцисс)

Таблица 1

№ большой пробирки	Объем (мл)		Относительная концентрация $Na_2S_2O_3$ ***a/(a+b)*** *(ось X)*	Температура **T** (ºC)	Время t (сек)	Скорость хим. реакции $\upsilon \cdot 100$ (сек $^{-1}$) υ = **100** / t *(ось Y)*
	$Na_2S_2O_3$ ***(a)***	H_2O ***(b)***				
1	6	0	1	-		
2	4	2	2/3	-		
3	3	3	1/2	-		
4	2	4	1/3	T_1=		
б/н	2	4	-	T_2=		раствор для опыта 2
б/н	2	4	-	T_3=		раствор для опыта 2

2. Сделать вывод: какая зависимость между концентрацией одного из реагирующих веществ и скоростью протекания реакции (при постоянной температуре) наблюдалась в исследуемом диапазоне концентраций.

Опыт 2. Зависимость скорости гомогенной реакции от температуры.

В данном опыте мы изменяем температуру прохождения реакции путем нагревания растворов $Na_2S_2O_3$ и H_2SO_4 (до смешивания), либо в течение некоторого времени (задается преподавателем), либо до определенной температуры. Концентрация растворов остается постоянной.

Задание к опыту 2:

1. Результаты измерений внести в сводную **Таблицу 1** для двух опытов. По полученным данным вычислить три значения температурного коэффициента реакции γ, используя три пары значений T и υ по формуле $\upsilon_{(Tx)} = \upsilon_{(Ty)} \cdot \gamma^{\Delta T / 10}$ где $\Delta T = Tx - Ty$ $(Tx > Ty)$,

Рассчитать γ средн. (среднее арифметическое значение из полученных).

2. Вычислить скорость данной реакции при *Tx* (*задается преподавателем*). За *Ty* взять любое из трех опытных значений *T* (см. Таблицу 1). Использовать для расчета скорости найденную величину γ средн.

Опыт 3. Зависимость скорости гетерогенных реакций от площади поверхности реагирующего вещества.

В данном опыте мы исследуем реакцию, протекающую при воздействии раствора соляной кислоты на твердое вещество - карбонат кальция (мел).

Задание к опыту 3:

1. Записать уравнение протекающей химической реакции. Обратима или необратима данная реакция (использовать соответствующий знак)?

2. Сделать вывод: как зависит скорость гетерогенной реакции от площади поверхности реагирующих веществ.

Опыт 4. Смещение химического равновесия вследствие изменения концентраций реагирующих веществ.

В данном опыте мы исследуем систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, используя для этого обратимую реакцию, протекающую в растворе между хлоридом железа (III) и роданидом (тиоцианатом) калия.

Растворы исходных реагентов практически бесцветны (раствор хлорида железа (III) имеет бледно-желтоватую окраску), тогда как один из продуктов реакции – роданид

(тиоцианат) железа (III) – придает раствору темно-красный цвет. Поэтому о направлении смещения равновесия можно судить по изменению цвета реакционной смеси.

Задание к опыту 4:

1. Записать уравнение протекающей реакции. Сравнить интенсивность окраски растворов в пробирках с эталоном и внести наблюдения в **Таблицу 2**.

Таблица 2

Номер пробирки	Химическая формула добавляемого вещества	Изменение интенсивности окраски по отношению к эталону (усиление, ослабление)	Направление смещения равновесия (влево, вправо)
1	$FeCl_3$		
2	KCl		

2. Сделать вывод: как влияет на смещение химического равновесия увеличение концентрации:- исходных реагентов? - продуктов реакции?

2. Лабораторная работа к теме №6 «Природа растворов и ионные реакции.» Исследование процессов гидролиза солей и кислотности растворов.

Цель работы: изучить свойства водных растворов электролитов с использованием цветных индикаторов; влияние гидролиза на величину pH водных растворов солей; влияние температуры на гидролиз.

План работы.

Опыт 1. Определение реакции среды в водном растворе.

В данном опыте мы исследуем водные растворы соляной кислоты, щелочи и дистиллированную воду с помощью следующих индикаторов: универсальный индикатор, метиловый оранжевый, фенолфталеин.

Задание к опыту 1:

1. Составить уравнения диссоциации исследуемых электролитов.
2. Определить реакцию среды в водных растворах электролитов с помощью индикаторов, результаты исследования внести в **Таблицу**.

Таблица

№ серии	Индикатор	**Кислота**	**Дист.вода**	**Щелочь**
		Значение **pH** для универсального индикатора		
1	Универсальный индикатор			
2	Метиловый оранжевый	Цвет раствора с индикатором		
3	Фенолфталеин			
Среда раствора (кислая, нейтральная, щелочная)				

Ответить на вопросы:

1. С помощью какого (каких) из индикаторов можно определить кислую среду раствора?

2. Фенолфталеин является индикатором на нейтральные, щелочные или кислые растворы?

Задание к опытам 2-6:

1. Выполнить предлагаемые эксперименты.

2. Записать наблюдения, уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

3. Сделать необходимые выводы о протекании (отсутствии) гидролиза исследуемой соли

Опыт 2. Исследование раствора соли *сильной* кислоты и *сильного* основания (NaCl)

В данном опыте мы исследуем с помощью индикаторов водный раствор поваренной соли (хлорида натрия).

Опыт 3. Исследование раствора соли *сильного* основания и *слабой* кислоты (Na_2CO_3)

В данном опыте мы исследуем с помощью индикаторов водный раствор карбоната натрия.

Опыт 4. Исследование раствора соли *слабого* основания и *сильной* кислоты ($ZnCl_2$)

В данном опыте мы исследуем с помощью индикаторов водный раствор хлорида цинка.

Опыт 5. Исследование раствора соли *слабого* основания и *слабой* кислоты (NH_4CH_3COO)

В данном опыте мы исследуем с помощью индикаторов водный раствор ацетата аммония.

Опыт 6. Взаимное усиление гидролиза. (Необратимый гидролиз)

В данном опыте мы исследуем реакции, протекающие в водном растворе между солями сульфат алюминия и карбонат натрия (с образованием нерастворимых и газообразных веществ).

Опыт 7. Влияние температуры на гидролиз.

В данном опыте мы исследуем (при помощи индикатора фенолфталеина) процесс гидролиза, протекающий, в водном растворе ацетата натрия при различной температуре.

Задание к опыту 7:

1. Выполнить предлагаемый эксперимент.
2. Записать уравнение протекающей реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме.
3. Записать наблюдения:

Цвет раствора соли с фенолфталеином *(до кипячения):* _____

Среда данного раствора вследствие протекающего гидролиза соли *(кислая или щелочная)*

Как изменилась интенсивность окраски раствора:

в процессе кипячения : (уменьшилась / возросла) гидролиз (усилился / уменьшился)

после охлаждения: : (уменьшилась / возросла) гидролиз (усилился / уменьшился)

4. Сделать вывод о влиянии температуры на гидролиз.

5.5. Вопросы к экзамену

1. Количество вещества, единицы измерения. Основные количественные (стехиометрические) законы и их применение (сохранения массы, сохранения энергии, постоянства состава, кратных отношений, закон Авогадро, эквивалентов, газовые законы; уравнения Клапейрона, Менделеева-Клапейрона; парциальное давление газа в смеси, закон парциальных давлений).
2. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура. Характерные свойства на примере отдельных представителей различных классов.
3. Модель атома по Бору. Постулаты Бора. Квантовые числа n, l, m, s. Количество и разновидность электронных орбиталей.
4. Принцип минимума энергии: правила Клечковского, их применение. Принцип Паули. Правило Хунда (Гунда). Электронные и электронно- графические формулы атомов элементов (на примере хлора и марганца в основном и возбужденном состоянии). Валентные электроны.
5. Периодический закон и система элементов Д.И. Менделеева. Структура периодической системы. Положение металлов и неметаллов в периодической системе

элементов. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность как характеристика свойств элемента. Аномалии в периодической системе элементов (провал электрона, диагональное сходство.). Электронные аналоги.

6. Химическая связь: определение, основные виды, характеристики. Ионная связь. Особенности соединений с ионной связью. Водородная связь, её особенности. Влияние водородных связей на свойства веществ. Особенности химической связи в металлах.

7. Ковалентная связь с точки зрения метода валентных связей, ее особенности (простая, кратная; типы связи (σ -, π - и δ – связь); полярность связи, направленность, насыщаемость). Механизм образования связи (обменный, донорно-акцепторный). Понятие о гибридизации орбиталей и геометрической конфигурации молекул.

8. Комплексные соединения. Их структура, особенности и классификация. Характер связи в комплексных соединениях. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости.

9. Основы термодинамики химических реакций, основные термодинамические функции (энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса). Энтальпия (теплота) образования. Расчет тепловых эффектов химических реакций (закон Гесса, следствие из закона Гесса).

10. Основы термодинамики химических реакций, основные термодинамические функции (энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса). Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических процессов.

11. Кинетика химических реакций: понятие скорости химической реакции; факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс для скорости реакции. Порядок реакции. Кинетические уравнения. Их применение.

12. Влияние температуры на скорость реакции. Теория активных столкновений, энергия активации химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Влияние катализаторов на скорость реакций. Виды катализа.

13. Химическое равновесие. Закон действующих масс для равновесия, константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Примеры его действия.

14. Растворы. Классификация. Способы выражения состава (концентрации) растворов.

15. Коллигативные свойства идеальных растворов. Осмос. Закон Вант-Гоффа. Закон Рауля и его следствия. Кипение и кристаллизация растворов.

16. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты (привести примеры). Степень и константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину степени диссоциации электролитов.

17. Типы ионных реакций в растворах (привести примеры). Направление протекания ионных реакций. Правила записи уравнений химической реакции в ионно-молекулярной форме. Понятие произведения растворимости. Равновесие в растворах электролитов. Понятие активности. Равновесие в растворах слабых электролитов. Ступенчатая диссоциация.

18. Диссоциация воды. Понятие кислотности и щелочности растворов. Мера силы кислот и оснований. Водородный показатель и шкала pH. Методы измерения pH.

19. Гидролиз солей. Его особенности. Количественные показатели гидролиза. Гидролиз соли сильного основания и слабой кислоты (на примере карбоната натрия). Гидролиз соли слабого основания и сильной кислоты (на примере хлорида цинка). Необратимый гидролиз (на примере сульфида алюминия). Взаимный гидролиз (пример).

20. Окислительно-восстановительные реакции. Понятие «степень окисления». Процессы окисления и восстановления. Метод электронного баланса.

21. Типы окислительно-восстановительных реакций (привести примеры). Типичные окислители (привести примеры). Типичные восстановители (привести примеры). Окислительно-восстановительная амфотерность (привести примеры).

22. Гальванический элемент. Принцип действия (на примере элемента Даниэля-Якоби). ЭДС гальванического элемента. Электродный потенциал металла. Его сущность. Уравнение Нернста. Стандартный потенциал и таблица стандартных потенциалов.

23. Процессы электролиза. Их особенности (электролиз расплавов и растворов с инертным и активным анодом, порядок восстановления катионов и окисления анионов). Количественные законы электролиза (законы Фарадея).

24. Электродный (окислительно-восстановительный) потенциал как характеристика окислительно-восстановительных свойств веществ. Коррозия металлов. Её разновидности. Методы защиты металлов от коррозии.

Тематика расчетных экзаменационных задач и типы уравнений реакций:

1. Расчеты по формулам и уравнениям химических реакций (применение основных стехиометрических и газовых законов).
2. Зависимость скорости химической реакции от концентрации и температуры (расчеты)
3. Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических реакций (термохимические расчеты)
4. Способы выражения концентрации растворов (расчеты)
5. Уравнения обменных реакций в растворах электролитов.
6. Расчеты ионных равновесий (степень и Кдис., pH, ПР, растворимость).
7. Уравнения реакций гидролиза солей.
8. Уравнения окислительно-восстановительных реакций.
9. Схемы гальванических элементов.
10. Уравнения реакций процесса электролиза.
11. Электрохимические расчеты.

ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА ДИСЦИПЛИНЫ

ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА

21.05.05 Физические процессы горного или нефтегазового производства
Специализация №1 «Физические процессы горного производства»

(код, направление, профиль)

ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА

Шифр дисциплины по РУП	**Б1.Б.13**						
Дисциплина	**Химия**						
Курс	**1**	семестр	**1**				
Кафедра	**Общих дисциплин**						
Ф.И.О. преподавателя, звание, должность	**Иваненко В.И., д.т.н., доцент, профессор кафедры общих дисциплин** **Ермакова Э.Г., старший преподаватель кафедры общих дисциплин**						
Общ. трудоемкость$_{час/ЗЕТ}$	**216/6**	Кол-во семестров	**1**	Форма контроля	**Экзамен**		
ЛК $_{общ./тек.\ сем.}$	**16/16**	ПР/СМ$_{общ./тек.\ сем.}$	**16/16**	ЛБ$_{общ./тек.\ сем.}$	**8/8**	СРС $_{общ./тек.\ сем.}$	**176/176**

Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины:

- готовность с естественно-научных позиций оценить строение, химический и минеральный состав горных пород, слагающих земную кору, морфологические особенности и генетические типы месторождений твердых полезных ископаемых при решении задач по рациональному и комплексному освоению георесурсного потенциала недр на суше, шельфе морей и на акваториях мирового океана (ОПК-4).

Код формируемой компетенции	**Содержание задания**	**Количество мероприятий**	**Максимальное количество баллов**	**Срок предоставления**
Вводный блок				
	Не предусмотрен			
Основной блок				
ОПК-4	Тест	7	28	В течение семестра в рамках учебного расписания
ОПК-4	Выполнение, расчет и оформление лабораторной работы.	4	24	В течение семестра в рамках учебного расписания
ОПК-4	Решение задач.	4	8	В течение семестра в рамках учебного расписания
Всего:			**60**	
ОПК-4	Экзамен		1 вопрос – 15 2 вопрос – 15 задача - 10	По расписанию
		Всего:	**40**	
		Итого:	**100**	
Дополнительный блок				
ОПК-4	Выполнение индивидуального расчетно-теоретического задания		20	По согласованию с преподавателем
		Всего:	**20**	

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.