

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ
ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)**

1.	Кафедра	Общих дисциплин
2.	Специальность	21.05.04 Горное дело
3.	Специализация	№3 Открытые горные работы
4.	Дисциплина (модуль)	Химия
5.	Форма обучения	заочная
6.	Год набора	2017

1. Методические рекомендации.

Приступая к изучению дисциплины, студенту необходимо внимательно ознакомиться с тематическим планом занятий, списком рекомендованной литературы. Следует уяснить последовательность выполнения индивидуальных учебных заданий. Самостоятельная работа студента предполагает работу с научной и учебной литературой, умение создавать тексты. Уровень и глубина усвоения дисциплины зависят от активной и систематической работы на лекциях, изучения рекомендованной литературы, выполнения контрольных письменных заданий.

При изучении дисциплины студенты выполняют следующие задания:

- изучают рекомендованную научно-практическую и учебную литературу;
- выполняют задания, предусмотренные для самостоятельной работы.

Основными видами аудиторной работы студентов являются лекции и практические / семинарские занятия.

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 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 информация 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.).

1.4. 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.

1.5 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.

1.6 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 и т.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

№ п/п	Тема	Интерактивная форма	Часы, отводимые на интерактивные формы		
			лекции	практические занятия	лаб. работы
4.	Основы химической термодинамики.	групповая дискуссия; тестирование	-	1	

5.	Кинетика и механизм химических реакций. Химическое равновесие.	тестирование;	-	1	
ИТОГО				2 часа	

2. Планы практических занятий

2. Планы практических занятий

Занятие 1. Строение атома. Химическая связь.

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]; [1 доп., с. 17-35]

Вопросы для групповой дискуссии

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 2. Коллигативные свойства идеальных растворов. Ионные реакции. Свойства растворов электролитов. Закон Рауля и следствия из него. Осмотическое давление

1. Правила записи уравнений химической реакции в ионно-молекулярной форме.
2. Константа диссоциации, как мера силы электролита. Расчет степени диссоциации слабых электролитов (закон Оствальда).
3. Водородный показатель рН. Расчет концентрации раствора по его рН.
4. Растворимость. Расчет растворимости малорастворимого соединения по величине его произведения растворимости (ПР)

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

Вопросы для групповой дискуссии

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 рН 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

Примерные темы лабораторных работ

№ п/п	Лабораторная работа	Номер темы	Кол-во часов
1.	Исследование скорости химических реакций и химического равновесия.	5	2
3.	Исследование окислительно-восстановительных реакций	7	2
Итого:			4

Приложение 2 к РПД Химия
Специальность 21.05.04 Горное дело
Специализация №3 Открытые горные работы
Форма обучения – заочная
Год набора - 2017

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ
ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)**

1.	Кафедра	Общих дисциплин
2.	Специальность	21.05.04 Горное дело
3.	Специализация	№3 Открытые горные работы
4.	Дисциплина (модуль)	Химия
5.	Форма обучения	заочная
6.	Год набора	2017

2. Перечень компетенций

- | |
|--|
| <p>– готовностью с естественнонаучных позиций оценивать строение, химический и минеральный состав земной коры, морфологические особенности и генетические типы месторождений твердых полезных ископаемых при решении задач по рациональному и комплексному освоению георесурсного потенциала недр (ОПК-4);</p> |
|--|

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 уравнивать 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 термодинамических 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., рН, 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 потенциалов; принцип действия гальванического	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:	
		элемента; процессы электролиза, особенности и количественные законы			
9. Основные методы химического исследования веществ и соединений. Химический, физико-химический и физический анализ.	ОПК-4	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	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), аргументировал 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

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

8 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.

6 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.

5 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. $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 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
7. Нитриту натрия соответствует формула:
1) Na_3N 2) NaNO_3 3) NaNO_2 4) NaHSO_3 5) Na_2NO_2

* - вопрос имеет несколько ответов

Ключ к ответам: 1-4; 2-3,4; 3-1,5; 4-1,3,4; 5-1,3; 6-2,4; 7-3

5.2. Типовой тест к теме №6

1. Укажите слабый электролит.
1. KCl 2. HCl 3. NaOH 4. HCN 5. $\text{Ba}(\text{OH})_2$
2. Наибольшее число ионов образуется при диссоциации в воде 1 моль соли, формула которой ...
1.: CaCl_2 2.: FeSO_4 3.: FeCl_3 4.: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
3. Укажите краткую ионно-молекулярную форму для молекулярного уравнения
$$\text{HNO}_2 + \text{KOH} = \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

1. $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ 2. $\text{H}^+ + \text{KOH} = \text{K}^+ + \text{H}_2\text{O}$ 3. $\text{HNO}_2 + \text{OH}^- = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{HNO}_2 + \text{KOH} = \text{K}^+ + \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$ 5. $\text{HNO}_2 + \text{K}^+ + \text{OH}^- = \text{K}^+ + \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$
4. Укажите молекулярную форму для краткого ионно-молекулярного уравнения
$$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3$$

1. $2\text{AlCl}_3 + 3\text{Cu}(\text{OH})_2 = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CuCl}_2$ 2. $\text{AlCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{OH} = \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$
3. $\text{AlCl}_3 + 3\text{KOH} = \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{KCl}$ 4. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CaSO}_4$
5. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Ba}(\text{OH})_2 = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{BaSO}_4$

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

1. $\text{CuCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 2. $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
3. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 4. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$

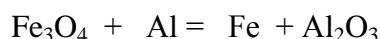
6. С каким из перечисленных веществ не взаимодействует Na_2S ?

1. CuSO_4 2. AgNO_3 3. HCl 4. NH_4Cl 5. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Ключ к ответам: 1-4, 2-3, 3-3, 4-3, 5-2, 6-4

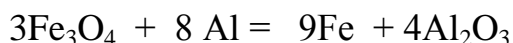
5.3. Типовая задача с решением

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



Решение:

1. Проверяем уравнение химической реакции, при необходимости уравниваем:



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

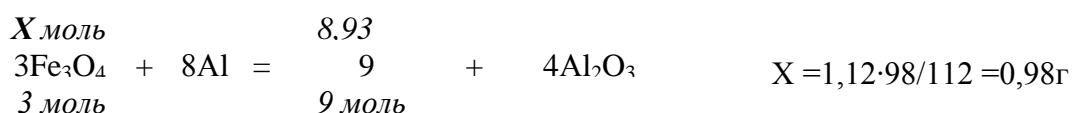
$$m \text{ Fe} = 500\text{г} \qquad m \text{ Fe}_3\text{O}_4 = ?$$

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

$$M \text{ Fe} = 56 \text{ г/моль} \qquad M \text{ Fe}_3\text{O}_4 = 232 \text{ г/моль}$$

4. Вычисляем количество вещества (ν), соответствующее заданным по условию задачи массам (моль): $\nu \text{ Fe} = 500/56 = 8,93 \text{ моль}$

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



$$\nu \text{ Fe}_3\text{O}_4 = X = 3 \cdot 8,93 / 9 = 2,98 \text{ моль}$$

6. Находим массу $m \text{ Fe}_3\text{O}_4$, соответствующую данному количеству вещества: (г)

$$m \text{ Fe}_3\text{O}_4 = \nu \text{ Fe}_3\text{O}_4 \cdot M \text{ Fe}_3\text{O}_4 = 2,98 \cdot 232 = 691,36 \text{ г}$$

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:



Задание к опыту 1:

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

Таблица 1

№ большой пробирки	Объем (мл)		Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $a/(a+b)$ (<u>ось X</u>)	Температура T (°C)	Время t (сек)	Скорость хим. реакции $v \cdot 100$ (сек ⁻¹) $v = 100 / t$ (<u>ось Y</u>)
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (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

- 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 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 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:

- 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 v по формуле $v(T_x) = v(T_y) \cdot \gamma^{\Delta T / 10}$ где $\Delta T = T_x - T_y$ ($T_x > T_y$),

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

- Вычислить скорость данной реакции при T_x (задается преподавателем). За T_y 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:

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

- 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?

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 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, её 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. 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).
 9. Основы термодинамики химических реакций, основные термодинамические функции (энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса). Термодинамический метод определения возможности и направления протекания химических процессов.
 10. Кинетика химических реакций: понятие скорости химической реакции; факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс для скорости реакции. Порядок реакции. Кинетические уравнения. Их применение.
 11. Влияние температуры на скорость реакции. Теория активных столкновений, энергия активации химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Влияние катализаторов на скорость реакций. Виды катализа.
 12. Химическое равновесие. Закон действующих масс для равновесия, константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Примеры его действия.
 13. Растворы. Классификация. Способы выражения состава (концентрации) растворов.
 14. Коллигативные свойства идеальных растворов. Осмос. Закон Вант-Гоффа. Закон Рауля и его следствия. Кипение и кристаллизация растворов.
 15. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты (привести примеры). Степень и константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину степени диссоциации электролитов.
 16. 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.
 17. Диссоциация воды. Понятие кислотности и щелочности растворов. Мера силы кислот и оснований. Водородный показатель и шкала pH. Методы измерения pH.
 18. 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). Взаимный гидролиз (на примере цианида аммония). Необратимый гидролиз (на примере хлорида алюминия).
 19. Окислительно-восстановительные реакции. Понятие «степень окисления». Процессы окисления и восстановления. Метод электронного баланса.
 20. Типы окислительно-восстановительных реакций (привести примеры). Типичные окислители (привести примеры). Типичные восстановители (привести примеры). Окислительно-восстановительная амфотерность (привести примеры).
 21. 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.
 22. Процессы электролиза. Их особенности (электролиз расплавов и растворов с инертным и активным анодом, порядок восстановления катионов и окисления анионов). Количественные законы электролиза (законы Фарадея).
 23. Электродный (окислительно-восстановительный) потенциал как характеристика окислительно-восстановительных свойств веществ. Коррозия металлов. Её разновидности. Методы защиты металлов от коррозии.
 24. Обзор методов химического анализа. Весовой и объёмный методы анализа.
 25. Физико-химические методы анализа.

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 К дис., рН, 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

Специальность 21.05.04 Горное дело
Специализация №3 Открытые горные работы

(код, направление, профиль)

ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА

Шифр дисциплины по РУП		Б1. Б.9	
Дисциплина		Химия	
Курс	1	семестр	2,3
Кафедра		Общих дисциплин	
Ф.И.О. преподавателя, звание, должность		Маслобоева С.М., к.т.н., доцент, ведущий специалист кафедры общих дисциплин Ермакова Э.Г., старший преподаватель кафедры общих дисциплин	
Общ. трудоемкость _{час/ЗЕТ}		252/7	Кол-во семестров
			2
		Форма контроля	Экзамен
ЛК _{общ./тек. сем.}	4/4	ПР/СМ _{общ./тек. сем.}	10/10
		ЛБ _{общ./тек. сем.}	4/4
		СРС _{общ./тек. сем.}	225/225

Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины:

- готовностью с естественнонаучных позиций оценивать строение, химический и минеральный состав земной коры, морфологические особенности и генетические типы месторождений твердых полезных ископаемых при решении задач по рациональному и комплексному освоению георесурсного потенциала недр (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
ОПК-4	Выполнение, расчет и оформление лабораторной работы.	2	24	В течение семестра
ОПК-4	Решение задач.	4	8	В течение семестра
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 оценивания в рамках балльно-рейтинговой системы МАГУ: «2» - 60 баллов и менее, «3» - 61-80 баллов, «4» - 81-90 баллов, «5» - 91-100 баллов.