

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное учреждение
высшего профессионального образования
"Казанский (Приволжский) федеральный университет"
Институт геологии и нефтегазовых технологий



УТВЕРЖДАЮ

Проректор по образовательной деятельности КФУ

Проф. Татарский Да



20__ г.

подписано электронно-цифровой подписью

Программа дисциплины
Химия Б1.Б.7

Направление подготовки: 05.03.01 - Геология

Профиль подготовки: Геология и геохимия горючих ископаемых

Квалификация выпускника: бакалавр

Форма обучения: очное

Язык обучения: русский

Автор(ы):

Амиров Р.Р.

Рецензент(ы):

Медяницева Э.П.

СОГЛАСОВАНО:

Заведующий(ая) кафедрой: Амиров Р. Р.

Протокол заседания кафедры № ____ от "____" 201__ г

Учебно-методическая комиссия Института геологии и нефтегазовых технологий:

Протокол заседания УМК № ____ от "____" 201__ г

Регистрационный № 350917

Казань

2017

Содержание

1. Цели освоения дисциплины
2. Место дисциплины в структуре основной образовательной программы
3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины /модуля
4. Структура и содержание дисциплины/ модуля
5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения
6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов
7. Литература
8. Интернет-ресурсы
9. Материально-техническое обеспечение дисциплины/модуля согласно утвержденному учебному плану

Программу дисциплины разработал(а)(и) заведующий кафедрой, д.н. (профессор) Амиров Р.Р.
Кафедра неорганической химии Химический институт им. А.М. Бутлерова ,
Rustem.Amirov@kpfu.ru

1. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины "Химия" являются: формирование у студентов понятий о теоретических основах этой научной дисциплины, ее особенностях, связи с геологией и другими науками, и ее практической значимости. В результате освоения данной дисциплины должны быть сформированы современные представления о строении атома и химической связи. Обучающиеся должны получить представление об энергетике и кинетике химических процессов, теоретических основах окислительно-восстановительных реакций и химии комплексных соединений, об основных закономерностях протекания реакций в растворах. На основе полученных теоретических представлений обучающиеся должны уметь анализировать свойства элементов и их соединений, получить навык прогнозирования строения и свойств простых и комплексных соединений, навыки проведения экспериментального и теоретического физико-химического исследования закономерностей протекания химических и физических процессов. В результате освоения данной дисциплины должны быть сформированы также представления об аналитических возможностях основных типов химических реакций, используемых в аналитической практике. Обучающиеся должны получить представление, навыки работы и знания об аналитических и метрологических характеристиках химических методов анализа.

2. Место дисциплины в структуре основной образовательной программы высшего профессионального образования

Данная учебная дисциплина включена в раздел " Б1.Б.7 Дисциплины (модули)" основной образовательной программы 05.03.01 Геология и относится к базовой (общепрофессиональной) части. Осваивается на 1 курсе, 1, 2 семестры.

Дисциплина "Химия" относится к разделу Б2.Б4 математического и естественнонаучного цикла, и является фундаментом для изучения студентами в дальнейшем теоретических основ прочих химических наук и дисциплин профессионального цикла направления "Геология". Дисциплина дает студенту представление об общих понятиях и законах химии, современных представлениях о строении атома и химической связи, углубляет и расширяет познания обучаемых в энергетике и кинетике химических процессов, знакомит с введением в теорию растворов, окислительно-восстановительных реакций, химии комплексных соединений, термодинамики и электрохимии. Эта часть является фундаментом для характеристики элементов, значительно расширяя и углубляя знания, полученные в ходе школьного курса. В рамках дисциплины "Химия" такое построение материала позволяет на более высоком уровне прослеживать общие закономерности во взаимосвязи "состав - строение - реакционная способность", прогнозировать свойства элементов и их соединений, предсказывать результаты химических реакций, в том числе с точки зрения профессиональной подготовки студентов по дисциплинам направления "Геология".

Для успешного освоения дисциплины "Химия" студенты должны иметь представление об основных типах реакций, используемых в химии, полученные в ходе изучения школьного курса химии, должны знать основные понятия и законы физики и владеть основными приемами математических расчетов, а также владеть базовыми навыками проведения лабораторных работ.

Полученные при освоении дисциплины знания облегчают освоение базового курса "Общая геология", профессиональных дисциплин "Минералогия", "Геохимия", "Кристаллография", "Гидрогеология", "Гидрогеохимия", "Литология", а также специальной дисциплины "Экологическая гидрогеохимия" и других курсов по выбору.

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины /модуля

В результате освоения дисциплины формируются следующие компетенции:

Шифр компетенции	Расшифровка приобретаемой компетенции
ОК-7 (общекультурные компетенции)	способностью к самоорганизации и самообразованию
ОПК-2 (профессиональные компетенции)	владение представлениями о современной научной картине мира на основе знаний основных положений философии, базовых законов и методов естественных наук
ОПК-3 (профессиональные компетенции)	способностью использовать в профессиональной деятельности базовые знания математики и естественных наук

В результате освоения дисциплины студент:

1. должен знать:

общие закономерности протекания химических реакций в газах, растворах и твердой фазе, основы химической термодинамики, кинетики и электрохимии

2. должен уметь:

применять теоретические знания о строении, изменении состава и реакционной способности реагирующих веществ для предсказания особенностей протекания реакций, состава, строения и свойств продуктов; пользоваться Периодической системой.

3. должен владеть:

навыками химического эксперимента с учетом правил техники безопасности при использовании химических реагентов, анализа результатов опытов и формулирования обоснованных выводов, проводить аналитические операции, связанные с титриметрическими методами анализа.

4. должен демонстрировать способность и готовность:

Владение основными законами общей химии, готовность интерпретировать закономерности в изменении свойств элементов в связи с их электронным строением (положением в периодической системе), прогнозировать свойства веществ на примере однотипных соединений, иметь способность анализировать результаты эксперимента и делать обоснованные прогностические выводы.

4. Структура и содержание дисциплины/ модуля

Общая трудоемкость дисциплины составляет 5 зачетных(ые) единиц(ы) 180 часа(ов).

Форма промежуточного контроля дисциплины экзамен в 1 семестре; экзамен во 2 семестре.

Суммарно по дисциплине можно получить 100 баллов, из них текущая работа оценивается в 50 баллов, итоговая форма контроля - в 50 баллов. Минимальное количество для допуска к зачету 28 баллов.

86 баллов и более - "отлично" (отл.);

71-85 баллов - "хорошо" (хор.);

55-70 баллов - "удовлетворительно" (удов.);

54 балла и менее - "неудовлетворительно" (неуд.).

4.1 Структура и содержание аудиторной работы по дисциплине/ модулю

Тематический план дисциплины/модуля

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
1.	Тема 1. Введение в общий курс дисциплины "Химия". Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений. Теории строения атома. Строение электронных оболочек.	1	1-4	2	0	7	Письменное домашнее задание
2.	Тема 2. Периодические свойства атомов и их соединений. Периодический закон. Периодическая система.	1	5	4	0	6	Письменное домашнее задание
3.	Тема 3. Введение в современные теории химической связи. Метод валентных связей. Особенности различных видов химической связи. Межмолекулярные взаимодействия. Агрегатные состояния вещества.	1	6-7	4	0	6	Письменное домашнее задание
4.	Тема 4. Химическая термодинамика. Химическое равновесие. Кинетика химических реакций	1	7-9	4	0	4	Устный опрос
5.	Тема 5. Жидкое состояние вещества. Общие свойства растворов. Коллигативные свойства растворов. Сильные и слабые электролиты.	1	10-11	4	0	6	Письменное домашнее задание
6.	Тема 6. Кислотно-основные взаимодействия. Теории кислот и оснований.	1	12	0	0	4	Письменное домашнее задание

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
7.	Тема 7. Электрохимия. Фазовые равновесия. Коллоидные системы	1	13-18	0	0	3	Письменное домашнее задание
8.	Тема 8. Реакции в растворах. Понятие о методах разделения, обнаружения и определения. Титриметрические методы анализа. Комплексные соединения. Термодинамика и кинетика реакций с участием комплексных соединений.	2	1-4	3	0	4	Устный опрос
9.	Тема 9. Кислотно-основное титрование. Стандартизация растворов. 9. Окислительно-восстановительные реакции. Кислотно-основное титрование сильных и слабых кислот и оснований.	2	5-6	3	0	2	Письменное домашнее задание
10.	Тема 10. Электродные потенциалы. Химические источники тока. Электролиз. Коррозия. Окислительно-восстановительное титрование. Особенности стандартизации титрантов. Общая характеристика неметаллов	2	7-9	3	0	2	Письменное домашнее задание
11.	Тема 11. Окислительно-восстановительное титрование: перманганатометрическое определение восстановителей и окислителей.	2	10	0	0	2	Письменное домашнее задание

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
12.	Тема 12. Общая характеристика металлов. Комплексонометрическое титрование: определение отдельных ионов металлов и жесткости воды	2	11-13	3	0	2	Устный опрос
13.	Тема 13. Аналитические возможности потенциометрии: измерение pH	2	14	2	0	2	Контрольная работа
.	Тема . Итоговая форма контроля	1		0	0	0	Экзамен
.	Тема . Итоговая форма контроля	2		0	0	0	Экзамен
	Итого			32	0	50	

4.2 Содержание дисциплины

Тема 1. Введение в общий курс дисциплины "Химия". Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений. Теории строения атома. Строение электронных оболочек.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Предмет химии. Химия и геология. Современное содержание понятий: атом, молекула, элемент, простое и сложное вещество. Аллотропия. Моль. Закон сохранения массы веществ. Закон постоянства состава, условия его соблюдения. Дальтониды и бертолиды. Закон Авогадро. Мольный объем. Уравнение Клапейрона-Менделеева. Строение атома по Бору-Зоммерфельду. Квантовые числа. Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Правило Гунда. Волновые свойства электрона, соотношение Луи де Б्रойля. Волновая функция. Электронные орбитали.

лабораторная работа (7 часа(ов)):

Важнейшие классы неорганических соединений: оксиды (пероксиды), кислоты, соли (средние, кислые, основные, двойные, смешанные, комплексные).

Тема 2. Периодические свойства атомов и их соединений. Периодический закон. Периодическая система.

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Периодический закон и периодическая система. Особенности заполнения атомных орбиталей. s-, p-, d-, f-элементы. Периодичность свойств атомов. Радиусы атомов и ионов. Ионизационные потенциалы и энергия сродства к электрону, изменение по периодам и группам. Электроотрицательность элементов и ее изменение по периодам и группам. Вторичная периодичность. Строение ядра. Радиоактивность. Распространенность и устойчивость элементов в природе.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Электроотрицательность элементов и ее изменение по периодам и группам.

Тема 3. Введение в современные теории химической связи. Метод валентных связей. Особенности различных видов химической связи. Межмолекулярные взаимодействия. Агрегатные состояния вещества.

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Развитие теории химической связи и валентности. Теория Косселя и Льюиса.

Квантовохимические теории: спиновая теория, теория валентных связей, теория молекулярных орбиталей. Ковалентная связь: механизмы образования (обменный, донорно-акцепторный) и свойства (энергия, длина, угол связи, насыщаемость, направленность, поляризуемость). Сигма и пи-связи. Гибридизация орбиталей.

Металлическая, ионная, водородная связи. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия. Энергия и природа ММВ по сравнению с энергией и природой химической связи. Межмолекулярная водородная связь.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Зависимость физических свойств веществ с молекулярной структурой от характера ММВ. Влияние водородной связи на физические свойства веществ. Особенности физических свойств воды.

Тема 4. Химическая термодинамика. Химическое равновесие. Кинетика химических реакций

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Химическая термодинамика и химическая кинетика. Термодинамические параметры и функции состояния систем. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия и энталпия системы, связь с тепловым эффектом реакции. Стандартная энталпия образования веществ как мера стабильности их. Энтропия как мера беспорядка системы. Энергия Гиббса и ее изменение в химических процессах. Второй закон термодинамики. Критерии самопроизвольного протекания реакции. Гомо- и гетерогенные системы. Скорость химических процессов. Закон действующих масс. Факторы, определяющие скорость химических реакций. Константа скорости. Молекулярность и порядок реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Катализ и ингибиция. Реакции автокатализические, последовательные, параллельные, сопряженные, цепные. Химическое равновесие: истинное и ложное. Константа химического равновесия. Влияние различных факторов на равновесие. Принцип Ле-Шателье - Брауна.

лабораторная работа (4 часа(ов)):

Влияние температуры на скорость химической реакции. Константа химического равновесия, способы определения.

Тема 5. Жидкое состояние вещества. Общие свойства растворов. Коллигативные свойства растворов. Сильные и слабые электролиты.

лекционное занятие (4 часа(ов)):

Истинные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Вода как растворитель. Сольватация и гидратация. Сольваты и гидраты. Растворимость веществ. Влияние температуры, давления, природы растворенных веществ и растворителя на растворимость. Закон Генри. Диаграмма состояния воды. Коллигативные свойства растворов. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация, механизм диссоциации. Гидратация ионов в растворе. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов, влияние на нее различных факторов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Способы выражения состава раствора: молярность, моляльность, массовая, объемная и мольная доли и проценты. Степень диссоциации электролитов, влияние на нее различных факторов.

Тема 6. Кислотно-основные взаимодействия. Теории кислот и оснований.

лабораторная работа (4 часа(ов)):

Теории кислот и оснований Аррениуса, Бренстеда и Льюиса. Сходство и различие в понятиях кислоты и основания, кислотно-основном взаимодействии и его продуктах в разных теориях.

Тема 7. Электрохимия. Фазовые равновесия. Коллоидные системы

лабораторная работа (3 часа(ов)):

Дисперсные системы. Классификация по агрегатному состоянию. Коллоидные растворы.

Тема 8. Реакции в растворах. Понятие о методах разделения, обнаружения и определения. Титриметрические методы анализа. Комплексные соединения. Термодинамика и кинетика реакций с участием комплексных соединений.
лекционное занятие (3 часа(ов)):

Труднорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Влияние температуры, одноименных ионов и pH на растворимость веществ. Критерии образования осадков. Гидролиз солей. Гидролиз солей по катиону и аниону. Механизм гидролиза. Влияние природы соли, заряда, радиуса ионов на их гидролизуемость. Степень и константа гидролиза. Влияние концентраций, температуры и pH на степень гидролиза солей. Координационная теория Вернера: центральный атом, лиганда, координационное число, заряд комплексного иона, внешняя и внутренняя сферы. Типичные комплексообразователи и лиганда. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в качестве центрального атома и лигандов. Дентатность лигандов. Номенклатура координационных соединений, изомерия.

лабораторная работа (4 часа(ов)):

Гидролиз солей. Гидролиз солей по катиону и аниону. Механизм гидролиза.

Тема 9. Кислотно-основное титрование. Стандартизация растворов. Окислительно-восстановительные реакции. Кислотно-основное титрование сильных и слабых кислот и оснований.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Диссоциация воды, константа диссоциации и ионное произведение. Водородный показатель (pH). Понятие о буферных растворах.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Окислительно-восстановительные реакции, их классификации (внутримолекулярные, межмолекулярные, самоокисление-самовосстановление). Подбор коэффициентов методом электронного баланса.

Тема 10. Электродные потенциалы. Химические источники тока. Электролиз. Коррозия. Окислительно-восстановительное титрование. Особенности стандартизации титрантов. Общая характеристика неметаллов

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Строение атома и валентности р-элементов III-VIIa подгрупп. Изменение атомных радиусов, ионизационных потенциалов, сродства к электрону, электроотрицательностей элементов по периодам и группам. Изменение устойчивости соединений с высшей степенью окисления атомов по группам. Характер химической связи в соединениях. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразование. Особенности свойств соединений элементов II и VI периодов. Изменение кислотно-основных и металлических свойств элементов по группам и периодам.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Редокс-потенциал как количественная характеристика окислительно-восстановительных систем. Уравнение Нернста. Стандартный и реальный потенциалы. Водородный электрод и электроды сравнения. Гальванические элементы. Электрохимический ряд напряжений металлов. Концентрационные цепи. Аккумуляторы. Редокс-потенциал и направление протекания ОВР. Электрохимическая коррозия металлов, способы защиты от нее. Электролиз расплавов и растворов. Инертные и активные электроды. Схемы процессов на электродах.

Тема 11. Окислительно-восстановительное титрование: перманганатометрическое определение восстановителей и окислителей.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Электролиз расплавов и растворов. Инертные и активные электроды.

Тема 12. Общая характеристика металлов. Комплексонометрическое титрование: определение отдельных ионов металлов и жесткости воды

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Особенности строения атома. Положение в периодической системе. Металлическая связь и ее особенности. Проводники, полупроводники, диэлектрики. Нахождение металлов в природе. Руды, полиметаллические руды. Принципы обогащения руд. Общие способы получения металлов: пирометаллургия, гидрометаллургия, электрометаллургия. Способ получения особо чистых металлов (термическое разложение карбонилов, иодидов и других соединений), метод зонной плавки.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Устойчивость комплексных частиц в растворах, характер диссоциации (первичная, вторичная). Ступенчатые и общие константы устойчивости. Классификация координационных соединений.

Тема 13. Аналитические возможности потенциометрии: измерение pH

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Водородный показатель (pH).

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Понятие о буферных растворах.

4.3 Структура и содержание самостоятельной работы дисциплины (модуля)

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
1.	Тема 1. Введение в общий курс дисциплины "Химия". Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений. Теории строения атома. Строение электронных оболочек.	1	1-4	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
2.	Тема 2. Периодические свойства атомов и их соединений. Периодический закон. Периодическая система.	1	5	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
3.	Тема 3. Введение в современные теории химической связи. Метод валентных связей. Особенности различных видов химической связи. Межмолекулярные взаимодействия. Агрегатные состояния вещества.	1	6-7	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
4.	Тема 4. Химическая термодинамика. Химическое равновесие. Кинетика химических реакций	1	7-9	подготовка к устному опросу	6	устный опрос
5.	Тема 5. Жидкое состояние вещества. Общие свойства растворов. Коллигативные свойства растворов. Сильные и слабые электролиты.	1	10-11	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
6.	Тема 6. Кислотно-основные взаимодействия. Теории кислот и оснований.	1	12	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
12.	Тема 12. Общая характеристика металлов. Комплексонометрическое титрование: определение отдельных ионов металлов и жесткости воды	2	11-13	подготовка к устному опросу	4	Устный опрос
13.	Тема 13. Аналитические возможности потенциометрии: измерение pH	2	14	подготовка к контрольной работе	4	Контрольная работа
Итого					44	

5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения

- компьютерные презентации лекций
- интерактивный опрос по темам лабораторных работ;
- разбор конкретных ситуаций (вопросов) после интерактивного опроса;

6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

Тема 1. Введение в общий курс дисциплины "Химия". Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений. Теории строения атома. Строение электронных оболочек.

домашнее задание , примерные вопросы:

1. Электронная формула внешнего энергетического уровня ?5s25p2 соответствует атому элемента: а) 38Sr б) 32Ge в) 42Mo г) 50Sn 2. В атоме титана число свободных 3d-орбиталей равно: а) 0 б) 1 в) 2 г) 3

Тема 2. Периодические свойства атомов и их соединений. Периодический закон.

Периодическая система.

домашнее задание , примерные вопросы:

3. В ряду химических элементов C - Si - Ge - Sn неметаллические свойства: а) возрастают б) убывают в) не изменяются г) изменяются немонотонно 9. В ряду оксидов SiO₂ - P₂O₅ - SO₃ их кислотные свойства: а) последовательно нарастают б) не изменяются в) ослабевают г) изменяются немонотонно 10. Укажите формулу оксида с наименее выраженным основными свойствами: а) Na₂O б) BeO в) MgO г) BaO д) Li₂O

Тема 3. Введение в современные теории химической связи. Метод валентных связей.

Особенности различных видов химической связи. Межмолекулярные взаимодействия.

Агрегатные состояния вещества.

домашнее задание , примерные вопросы:

4. Какая химическая связь возникает между атомами элементов с порядковыми номерами 8 и 16? а) ионная б) ковалентная в) металлическая г) водородная 5. Ковалентная неполярная связь реализуется в соединении: а) Na₂O б) O₂ в) NaCl г) HCl 6. Молекулярную кристаллическую решетку имеет а) графит б) алмаз в) вода г) литий 7. Степень окисления углерода в ионе составляет: а) +2 б) -2 в) +4 г) +5 8. Цинк реагирует с каждым из двух веществ а) вода и соляная кислота б) гидроксид натрия и соляная кислота в) гидроксид натрия и вода г) хлорид натрия и кислород

Тема 4. Химическая термодинамика. Химическое равновесие. Кинетика химических реакций

устный опрос , примерные вопросы:

19. Учитывая термохимическое уравнение C (тв) + O₂ (г) ⇌ CO₂ (г) + 412 кДж, определите, какая масса угля сожжена, если выделилось 206 кДж теплоты? а) 12 г б) 12 кг в) 6 г г) 12000 мг 21. В каких единицах может измеряться скорость химической реакции? а) моль?л⁻¹с⁻¹ б) л?моль⁻¹ в) с?моль⁻¹ г) моль?л⁻¹мин⁻¹ 22. Укажите выражение, связывающее энтропию с термодинамической вероятностью системы. а) S=dQ/T б) S=lnk+lnW в) lnS=kW г) S=kW 23. Чему равно изменение внутренней энергии в изолированной системе? а) ΔU = Qv б) ΔU = ΔH + pΔV в) ΔU = 0 г) ΔU = q-A 24. Чему равна константа химического равновесия K_p для реакции A + B = C? а) б) в) г)

Тема 5. Жидкое состояние вещества. Общие свойства растворов. Коллигативные свойства растворов. Сильные и слабые электролиты.

домашнее задание , примерные вопросы:

1. Какие утверждения справедливы для насыщенных растворов? а) может быть разбавленным б) не может быть разбавленным в) всегда является концентрированным г) не всегда является концентрированным 2. Сильными электролитами являются: а) разбавленный водный раствор серной кислоты б) насыщенный водный раствор сероводорода в) водный раствор гидроксида калия г) водный раствор хлорида натрия 3. Какие частицы отсутствуют в разбавленном водном растворе сульфата меди(II)? а) атомы меди б) гидратированные ионы меди в) молекулы CuSO₄ г) негидратированные ионы SO₄²⁻

Тема 6. Кислотно-основные взаимодействия. Теории кислот и оснований.

домашнее задание , примерные вопросы:

21. В пробирках с какими веществами влажная лакмусовая бумажка краснеет? а) NH₃ б) HCl в) SO₂ г) CO 22. Вещества, которые при диссоциации в воде могут образовывать как ионы водорода, так и гидроксид-ионы, называются: а) кислотами б) амфотерными гидроксидами в) основаниями г) кислыми солями

Тема 7. Электрохимия. Фазовые равновесия. Коллоидные системы

Тема 8. Реакции в растворах. Понятие о методах разделения, обнаружения и определения. Титrimетрические методы анализа. Комплексные соединения.

Термодинамика и кинетика реакций с участием комплексных соединений.

Тема 9. Кислотно-основное титрование. Стандартизация растворов.

Окислительно-восстановительные реакции. Кислотно-основное титрование сильных и слабых кислот и оснований.

Тема 10. Электродные потенциалы. Химические источники тока. Электролиз. Коррозия. Окислительно-восстановительное титрование. Особенности стандартизации титрантов. Общая характеристика неметаллов

Тема 11. Окислительно-восстановительное титрование: перманганатометрическое определение восстановителей и окислителей.

Тема 12. Общая характеристика металлов. Комплексонометрическое титрование: определение отдельных ионов металлов и жесткости воды

Устный опрос , примерные вопросы:

23. Какая пара ионов участвует в образовании осадка при слиянии водных растворов K_2CO_3 и $BaCl_2$? а) $CO_3^{2-} + K^+ \rightarrow$ б) $Ba^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow$ в) $Cl^- + K^+ \rightarrow$ г) $CO_3^{2-} + Cl^- \rightarrow$ 24. Какое вещество не подвергается гидролизу? а) $ZnSO_4$ б) $LiCl$ в) Cr_2S_3 г) K_2CO_3 25. Укажите сильные электролиты среди нижеперечисленных соединений: а) $HClO_4$ б) CH_3COOH в) KNO_3 г) H_2CO_3 26. В растворе некоторой соли содержится один моль катионов металла и 106.5 г ионов Cl^- . Укажите формулу соли: а) $NaCl$ б) $FeCl_3$ в) $CaCl_2$ г) $KClO_3$ 27. Буферным свойством обладает смесь: а) $(CH_3COO)_2Pb$ и CH_3COOH б) NH_4NO_3 и NH_4OH в) NH_4NO_3 и HNO_3 г) $Cu(OH)_2$ и $CuCl_2$ 28. При электролизе расплава $NiSO_4$ на катоде выделяется: а) Ni б) H_2 в) O_2 г) S 29. Какие свойства в ОВР проявляет иодид-ион? а) только окислителя б) ни окислителя, ни восстановителя в) только восстановителя г) и окислителя, и восстановителя 30. Двойственные окислительно-восстановительные свойства в ОВР характерны для: а) SO_2 б) S в) HNO_3 г) $KMnO_4$

Тема 13. Аналитические возможности потенциометрии: измерение рН

Контрольная работа , примерные вопросы:

(раздел "Аналитическая химия") 1. Роль аналитической химии в развитии геологии. 2. Аналитические характеристики реакций. 3. Периодический закон и аналитические классификации ионов металлов. 4. Систематический и дробный анализ. Специфика проведения анализов. 5. Какие отличительные свойства имеет аналитический сигнал? 6. Классификация методов анализа. 7. Основные сведения о пробоподготовке образцов. 8. Титриметрия как метод химического анализа. 9. Классификация погрешностей: случайные и систематические. 10. Понятие о молярной массе эквивалента в кислотно-основных реакциях. 11. Понятие о факторе эквивалентности в окислительно-восстановительных реакциях. 12. Сущность буферного действия, понятие о буферной емкости растворов. 13. Особенности титрования сильных и слабых кислот и оснований. 14. Кислотно-основные индикаторы 15. Особенности построения кривых титрования. 16. Типы и свойства комплексных соединений, используемые в аналитических целях. 17. Комплексоны, как титранты. 18. Характеристика и аналитические возможности комплексонометрического титрования. 19. Металлохромные индикаторы. 20. Перманганатометрия, как вариант титриметрического анализа, основанный на реакциях окисления-восстановления. 21. Аналитические возможности окислительно-восстановительного титрования. 22. Потенциометрия, как пример электрохимического метода анализа для проведения измерения рН растворов и потенциометрического титрования.

Тема . Итоговая форма контроля

Тема . Итоговая форма контроля

Примерные вопросы к экзамену:

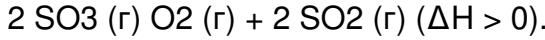
ПРИМЕРЫ БИЛЕТОВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ

Темы 1-12

1. Напишите формулы и названия всех солей, образованных гидроксидом лантана(III) и угольной кислотой. Напишите реакцию перехода средней соли в кислую.
2. Напишите электронную формулу и определите возможные валентности элемента ♦ 49.
3. Методом ВС изобразите образование связей в молекуле NF_3 . Какова ее геометрия?
4. Вычислите теплоту образования N_2O (г), исходя из термохимического уравнения:
 C (гр) + 2 N_2O (г) CO_2 (г) + 2 N_2 (г) ΔH_p -ции = -557.5 кДж,
если

ΔH° обр-я (CO_2 (г)) = -393.5 кДж/моль.

5. Напишите выражение для константы равновесия и объясните влияние изменений температуры и давления на равновесие реакции



Темы 13-17

1. Рассчитайте молярность и нормальность 40%-ного раствора $CaCl_2$ ($\rho = 1.40$ г/мл). Какой объем H_2SO_4 с концентрацией 0.3 моль/л может прореагировать с 5 мл этого раствора?

2. Определите степень диссоциации и pH раствора слабой кислоты HA ($K_d = 10^{-7}$) с концентрацией 0.1 моль/л.

3. Напишите уравнение реакции гидролиза Na_2MoO_4 и укажите среду раствора.

4. Подберите коэффициенты окислительно-восстановительной реакции:



Темы 18-25

1. Вычислить pH 0.5%-ного раствора хлорной кислоты

2. Вычислить pH 0.1 M раствора аммиака. $K(NH_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}$.

3. Вычислить концентрацию раствора хлористоводородной кислоты, если на титрование 10 мл раствора затратили 11.5 мл раствора едкого натра с концентрацией 0.2008 н.

4. Что такое фактор эквивалентности? Что необходимо обязательно знать для его вычисления? Чему равен фактор эквивалентности фосфорной кислоты в реакции: $H_3PO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2HPO_4 + 2H_2O$?

ПРИМЕРЫ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ ДЛЯ КОНТРОЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ ПО ОТДЕЛЬНЫМ РАЗДЕЛАМ ДИСЦИПЛИНЫ

Темы 1-12

1. Электронная формула внешнего энергетического уровня $?5s25p2$ соответствует атому элемента:

а) 38Sr б) 32Ge в) 42Mo г) 50Sn

2. В атоме титана число свободных 3d-орбиталей равно:

а) 0 б) 1 в) 2 г) 3

3. В ряду химических элементов C - Si - Ge - Sn неметаллические свойства:

а) возрастают б) убывают

в) не изменяются г) изменяются немонотонно

4. Какая химическая связь возникает между атомами элементов с порядковыми номерами 8 и 16?

а) ионная б) ковалентная в) металлическая г) водородная

5. Ковалентная неполярная связь реализуется в соединении:

а) Na_2O б) O_2 в) $NaCl$ г) HCl

6. Молекулярную кристаллическую решетку имеет

а) графит б) алмаз в) вода г) литий

7. Степень окисления углерода в ионе составляет:

а) +2 б) -2 в) +4 г) +5

8. Цинк реагирует с каждым из двух веществ

а) вода и соляная кислота б) гидроксид натрия и соляная кислота

в) гидроксид натрия и вода г) хлорид натрия и кислород

9. В ряду оксидов SiO_2 - P_2O_5 - SO_3 их кислотные свойства:

а) последовательно нарастают б) не изменяются

в) ослабевают г) изменяются немонотонно

10. Укажите формулу оксида с наименее выраженными основными свойствами:

а) Na_2O б) BeO в) MgO г) BaO д) Li_2O

11. Какие вещества образуют соль в реакциях с оксидом марганца(VII)?

- а) оксид калия б) гидроксид натрия
- в) оксид серы(VI) г) оксид фосфора(V)

12. Укажите символы элементов, образующих как основные, так и амфотерные, и кислотные оксиды:

- а) Cl б) Cr в) Al г) Mn

13. Укажите схемы реакций, продуктом которых является средняя соль (взяты водные растворы):

- а) 1 моль $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2$ моль HCl б) 1 моль $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2$ моль KOH
- в) 2 моль $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3$ моль $\text{Ca}(\text{OH})_2$ г) 1 моль $\text{CuCl}_2 + 1$ моль H_2S

14. Сульфат металла можно получить при взаимодействии:

- а) железа с серой при нагревании
- б) железа с разбавленной серной кислотой
- в) меди с H_2SO_4 (конц.)
- г) железа с водным раствором CuSO_4

15. Укажите формулы реагентов, которые переводят гидрокарбонат калия в карбонат калия:

- а) HCl б) KOH в) H_2CO_3 г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

16. Двухосновными кислотами являются:

- а) уксусная б) серная
- в) ортофосфорная г) угольная

17. С какими веществами из перечисленных взаимодействуют щелочи?

- а) растворимыми солями меди б) слабыми кислотами
- в) амфотерными гидроксидами г) основными оксидами

18. С чем реагирует CaO , но не реагирует P_2O_5 ?

- а) водой б) соляной кислотой
- в) гидроксидом калия г) углекислым газом

19. Учитывая термохимическое уравнение $\text{C} (\text{тв}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{г}) + 412 \text{ кДж}$, определите, какая масса угля сожжена, если выделилось 206 кДж теплоты?

- а) 12 г б) 12 кг в) 6 г г) 12000 мг

20. Запишите выражение для константы равновесия реакции

$\text{N}_2 (\text{г}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 (\text{г})$, и укажите, в какую сторону сместится равновесие при увеличении концентрации водорода?

- а) вправо б) влево в) не сместится

21. В каких единицах может измеряться скорость химической реакции?

- а) моль \cdot л $^{-1}$ с $^{-1}$ б) л $^{-1}$ моль $^{-1}$ в) с $^{-1}$ моль $^{-1}$ г $^{-1}$ г) моль \cdot л $^{-1}$ мин $^{-1}$

22. Укажите выражение, связывающее энтропию с термодинамической вероятностью системы.

- а) $S = dQ/T$ б) $S = \ln k + \ln W$ в) $\ln S = kW$ г) $S = kW$

23. Чему равно изменение внутренней энергии в изолированной системе?

- а) $\Delta U = Qv$ б) $\Delta U = \Delta H + p\Delta V$ в) $\Delta U = 0$ г) $\Delta U = q - A$

24. Чему равна константа химического равновесия K_p для реакции $\text{A} + \text{B} = \text{C}$?

- а) б) в) г)

25. Укажите уравнение, описывающее правило фаз Гиббса.

- а) $c = k - f + 2$ б) $c = 2 - k + f$ в) $c = f - k - 2$ г) $c = k - f - 1$

26. Укажите правильную зависимость потенциала водородного электрода от pH.

- а) б) в) г)

27. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 223 до 273К, если температурный коэффициент реакции равен 2? а) 10 раз б) 32 раз в) 15 раз г) 5 раз

Темы 13-17

1. Какие утверждения справедливы для насыщенных растворов?

- а) может быть разбавленным
- б) не может быть разбавленным
- в) всегда является концентрированным
- г) не всегда является концентрированным

2. Сильными электролитами являются:

- а) разбавленный водный раствор серной кислоты
- б) насыщенный водный раствор сероводорода
- в) водный раствор гидроксида калия
- г) водный раствор хлорида натрия

3. Какие частицы отсутствуют в разбавленном водном растворе сульфата меди(II)?

- а) атомы меди б) гидратированные ионы меди
- в) молекулы CuSO₄ г) негидратированные ионы SO₄²⁻

4. Сумма коэффициентов в сокращенном ионном уравнении реакции CO₂ с избытком водного раствора KOH равна:

- а) 5 б) 9 в) 3 г) 6

5. В водных растворах каких солей среда щелочная?

- а) Na₂CO₃ б) KHSO₃ в) CuCl₂ г) NaNO₃

6. Укажите электролиты среди нижеперечисленных соединений:

- 1) NaOH 2) CO 3) HNO₃
- 4) CH₄ 5) ZnCl₂ 6) C₂H₅OH

7. В растворе фосфата калия больше всего ионов:

- 1) H⁺ 2) K⁺ 3) PO₄³⁻ 4) HPO₄²⁻ 5) H₂PO₄⁻ 6) OH⁻

8. Буферный раствор могут образовать смеси:

- а) CH₃COOH и NaCl б) NaHCO₃ и Na₂CO₃
- в) CH₃COOH и CH₃COONa г) NaHCO₃ и NaOH (изб.)

9. При электролизе расплава CaCl₂ на аноде выделяется:

- а) Ca б) Cl₂ в) как Ca, так и Cl₂ г) H₂

10. Окислительные свойства простых веществ возрастают слева направо в рядах:

- а) хлор, бром, фтор б) бром, хлор, фтор
- в) сера, водород, кислород г) углерод, азот, кислород

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ИТОГОВОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ИТОГАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1. Укажите число электронов на внешнем энергетическом уровне атома меди в основном состоянии:

- а) 2 б) 1 в) 10 г) 18

2. В атоме кремния в основном состоянии имеется ____ полностью незаполненных орбиталей:

- а) 1 б) 6 в) 5 г) 3

3. Укажите символ элемента с наименее выраженными металлическими свойствами:

- а) Mg б) Ca в) Be г) Ba

4. Формула высшего оксида элемента ЭО₂. Укажите формулу его водородного соединения:

- а) ЭН₂ б) ЭН в) ЭН₃ г) ЭН₄

5. Какая химическая связь наименее прочная?

- а) металлическая б) ионная в) водородная г) ковалентная

6. В ряду HCl - HF происходит увеличение:

- а) кислотных свойств б) длины связей
- в) полярности связей г) восстановительных свойств

7. Какая связь возникает при взаимодействии между собой атомов элементов с конфигурацией валентных электронов ?3d54s2 и ?3d64s2 ?

- а) ионная б) ковалентная полярная
- в) водородная г) металлическая

8. Усиление межмолекулярного взаимодействия в веществе проявляется в:

- а) переходе из газообразного состояния в жидкое
- б) устойчивости молекулярных кристаллов
- в) повышении температур плавления и кипения веществ
- г) увеличении адсорбции газов поверхностями твердых тел

9. Длина связи увеличивается в ряду:

- а) H₂O - H₂S - H₂Se б) HBr - HCl - HI
- в) NH₃ - H₂O - HF г) H₂Se - H₂S - HCl

10. Из молекул состоят кристаллы:

- а) сахара б) соли в) алмаза г) серебра

11. И с водой, и с соляной кислотой реагирует:

- а) CuO б) CO₂ в) N₂O г) CaO

12. Два типа кислых солей образует кислота:

- а) угольная б) сероводородная в) сернистая
- г) ортофосфорная

13. Химическое взаимодействие возможно между солями:

- а) K₂S и CuSO₄ б) Ca(NO₃)₂ и K₂CO₃
- в) BaSO₄ и KCl г) AgNO₃ и KCl

14. Укажите группу, все вещества в которой реагируют с водным раствором CuCl₂:

- а) AgNO₃, Na₂CO₃, Ag б) NaOH, K₃PO₄, Fe
- в) K₂S, HNO₃, H₃PO₄ г) Ba(OH)₂, Na₂CO₃, AgNO₃

15. Укажите (а) слабые и (б) сильные кислоты:

- 1) H₂S 2) HF 3) H₂SO₃ 4) HClO₄ 5) H₂SiO₃ 6) H₂SO₄

- 7) H₃PO₄ 8) HNO₃ 9) HI

16. При взаимодействии 4 г кальция с хлором выделилось 78.5 кДж теплоты. Рассчитайте теплоту образования хлорида кальция (кДж/моль).

- а) 1570 б) 392.5 в) 785 г) 15.7

17. Запишите выражение для константы равновесия реакции

H₂ (г) + Br₂ (г) ⇌ 2HBr (г), и укажите, в какую сторону сместится равновесие при увеличении давления?

- а) вправо б) влево в) не сместится

18. Какие параметры влияют на скорость химической реакции?

- а) концентрация исходных веществ в) температура
- б) концентрация продуктов реакции г) катализатор
- д) энергия активации процесса?

19. Растворимость кислорода в воде возрастает

- а) с увеличением давления б) при повышении температуры
- в) при понижении давления г) при понижении температуры

20. Укажите формулы веществ, которые в водном растворе диссоциируют ступенчато:

- а) FeCl₃ б) K₂PO₄ в) NaHCO₃ г) KOH

21. В пробирках с какими веществами влажная лакмусовая бумажка краснеет?

а) NH₃ б) HCl в) SO₂ г) CO

22. Вещества, которые при диссоциации в воде могут образовывать как ионы водорода, так и гидроксид-ионы, называются:

а) кислотами б) амфотерными гидроксидами

в) основаниями г) кислыми солями

23. Какая пара ионов участвует в образовании осадка при слиянии водных растворов K₂CO₃ и BaCl₂?

а) CO₃²⁻ + K⁺ → б) Ba²⁺ + CO₃²⁻ →

в) Cl⁻ + K⁺ → г) CO₃²⁻ + Cl⁻ →

24. Какое вещество не подвергается гидролизу?

а) ZnSO₄ б) LiCl в) Cr₂S₃ г) K₂CO₃

25. Укажите сильные электролиты среди нижеперечисленных соединений:

а) HClO₄ б) CH₃COOH в) KNO₃ г) H₂CO₃

26. В растворе некоторой соли содержится один моль катионов металла и 106.5 г ионов Cl⁻. Укажите формулу соли:

а) NaCl б) FeCl₃ в) CaCl₂ г) KClO₃

27. Буферным свойством обладает смесь:

а) (CH₃COO)₂Pb и CH₃COOH б) NH₄NO₃ и NH₄OH

в) NH₄NO₃ и HNO₃ г) Cu(OH)₂ и CuCl₂

28. При электролизе расплава NiSO₄ на катоде выделяется:

а) Ni б) H₂ в) O₂ г) S

29. Какие свойства в ОВР проявляет иодид-ион?

а) только окислителя б) ни окислителя, ни восстановителя

в) только восстановителя г) и окислителя, и восстановителя

30. Двойственные окислительно-восстановительные свойства в ОВР характерны для:

а) SO₂ б) S в) HNO₃ г) KMnO₄

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ

(раздел "Аналитическая химия")

1. Роль аналитической химии в развитии геологии.

2. Аналитические характеристики реакций.

3. Периодический закон и аналитические классификации ионов металлов.

4. Систематический и дробный анализ. Специфика проведения анализов.

5. Какие отличительные свойства имеет аналитический сигнал?

6. Классификация методов анализа.

7. Основные сведения о пробоподготовке образцов.

8. Титриметрия как метод химического анализа.

9. Классификация погрешностей: случайные и систематические.

10. Понятие о молярной массе эквивалента в кислотно-основных реакциях.

11. Понятие о факторе эквивалентности в окислительно-восстановительных реакциях.

12. Сущность буферного действия, понятие о буферной емкости растворов.

13. Особенности титрования сильных и слабых кислот и оснований.

14. Кислотно-основные индикаторы

15. Особенности построения кривых титрования.

16. Типы и свойства комплексных соединений, используемые в аналитических целях.

17. Комплексоны, как титранты.

18. Характеристика и аналитические возможности комплексонометрического титрования.

19. Металлохромные индикаторы.

20. Перманганатометрия, как вариант титриметрического анализа, основанный на реакциях окисления-восстановления.
21. Аналитические возможности окислительно-восстановительного титрования.
22. Потенциометрия, как пример электрохимического метода анализа для проведения измерения pH растворов и потенциометрического титрования.

7.1. Основная литература:

Основная литература

Глинка Н.Л. Общая химия. М. Интеграл-Пресс. 2008. 727 с.

Ахметов, Наиль Сибгатович.Общая и неорганическая химия : учебник для студентов химико-технологических специальностей вузов / Н. С. Ахметов .? Изд. 7-е, стер. ? Москва : Высшая школа, 2009 .? 742, [1] с.

Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия. [Электронный ресурс] - 3-е изд., испр., доп. - Санкт-Петербург: Лань, 2011. - 496 с. Режим доступа:

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4034

Неорганическая химия: учебное пособие / И.В. Богомолова. - М.: Альфа-М: ИНФРА-М, 2009. - 336 с.: ил.; 60x90 1/16. - (ПРОФИЛЬ). (переплет) ISBN 978-5-98281-187-5, 2000 экз.

<http://znanium.com/bookread.php?book=176341>

Свердлова Н.Д. Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения. [Электронный ресурс] - Санкт-Петербург: Лань, 2013. - 352 с.

Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=13007

7.2. Дополнительная литература:

Дополнительная литература

Химия нефти и газа: учебное пособие / В.Д. Рябов. - М.: ИД ФОРУМ, 2012. - 336 с.: ил.; 60x90 1/16. - (Высшее образование). (переплет) ISBN 978-5-8199-0390-2, 800 экз.

<http://znanium.com/bookread.php?book=328497>

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. - М.: Интеграл-Пресс, 2008.-240 с.

В помощь первокурснику при изучении общей и неорганической химии. Учебно-методическое пособие/ Казан. федер. ун-т; [науч. ред.: д.х.н., проф. Р.Р. Амиров. ?Казань: [Казанский университет], 2014. - 56с

7.3. Интернет-ресурсы:

Вопросы и тест-контроль для самостоятельной работы по курсу общая химия -

<http://kpfu.ru/docs/F1546424983/%C2%EE%EF%F0%EE%F1%FB%20%E8%20%F2%E5%F1%F2-%EA%>

Задания по курсу химии - http://kpfu.ru/docs/F852305647/Geo_GeoEco_zaoch.pdf

Курс лекций по физической и коллоидной химии - <http://kpfu.ru/docs/F2047204685/chem0014.pdf>

Практическое руководство к лабораторным работам по физической и коллоидной химии. - <http://kpfu.ru/docs/F1434993556/chem0005.pdf>

Программа и вопросы для самостоятельной работы по курсу "Общая химия" -

<http://kpfu.ru/docs/F1173885026/chem0001.pdf>

Тестовые задания по химии - <http://kpfu.ru/docs/F560311606/chem0033.pdf>

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины(модуля)

Освоение дисциплины "Химия" предполагает использование следующего материально-технического обеспечения:

1. Мультимедийный проектор и ноутбук.
2. Лаборатории химического института

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО и учебным планом по направлению 05.03.01 "Геология" и профилю подготовки Геология и геохимия горючих ископаемых .

Автор(ы):

Амиров Р.Р. _____
"___" 201 ___ г.

Рецензент(ы):

Медяницева Э.П. _____
"___" 201 ___ г.