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. Таюрский Д.А.

_____ "____" _____20___ г.

подписано электронно-цифровой подписью

Программа дисциплины

Химия Б1.Б.8

Направление подготовки: 05.03.01 - Геология
Профиль подготовки: Геофизика
Квалификация выпускника: бакалавр
Форма обучения: очное
Язык обучения: русский

Автор(ы):

Амиров Р.Р. , Медянцева Э.П., Зиганшин М.А.

Рецензент(ы):

Галяметдинов Ю.Г.

СОГЛАСОВАНО:

Заведующий(ая) кафедрой: Амиров Р. Р.
Протокол заседания кафедры No ___ от "____" _____ 201__г

Учебно-методическая комиссия Института геологии и нефтегазовых технологий:
Протокол заседания УМК No ____ от "____" _____ 201__г

Регистрационный No 355617

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 ; Медянцева Э.П., Зиганшин М.А.

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.8 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)	владением 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 реактивов, 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	5	Письменное домашнее задание
2.	Тема 2. Периодические свойства атомов и их соединений. Периодический закон. Периодическая система.	1	5	4	0	5	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	5	Письменное домашнее задание
4.	Тема 4. Химическая термодинамика. Химическое равновесие. Кинетика химических реакций	1	7-9	4	0	5	Устный опрос
5.	Тема 5. Жидкое состояние вещества. Общие свойства растворов. Коллигативные свойства растворов. Сильные и слабые электролиты.	1	10-11	4	0	5	Письменное домашнее задание
6.	Тема 6. Кислотно-основные взаимодействия. Теории кислот и оснований.	1	12	0	0	5	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	6	Контрольная работа
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	3	Устный опрос
9.	Тема 9. Кислотно-основное титрование. Стандартизация растворов. Окислительно-восстановительные реакции. Кислотно-основное титрование сильных и слабых кислот и оснований.	2	5-6	3	0	3	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	2	0	2	Письменное домашнее задание
11.	Тема 11. Окислительно-восстановительное титрование: перманганатометрическое определение восстановителей и окислителей.	2	10	2	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	2	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 бертоллиды. 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 Бройля. Волновая функция. Электронные орбитали.

лабораторная работа (5 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 (5 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.

ЭЛЕКТРОННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИНФОРМАЦИОННО-АНАЛИТИЧЕСКАЯ СИСТЕМА КФУ

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 (5 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 энтальпия системы, связь с тепловым эффектом реакции. Стандартная энтальпия 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 ингибирование. Реакции автокаталитические, последовательные, параллельные, сопряженные, цепные. Химическое равновесие: истинное и ложное. Константа химического равновесия. Влияние различных факторов на равновесие. Принцип Ле-Шателье - Брауна.

лабораторная работа (5 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 (5 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 (5 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 (6 часа(ов)):

Дисперсные системы. Классификация по агрегатному состоянию. Коллоидные растворы.

ЭЛЕКТРОННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИНФОРМАЦИОННО-АНАЛИТИЧЕСКАЯ СИСТЕМА КФУ

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, лиганды, координационное число, заряд комплексного иона, внешняя и внутренняя сферы. Типичные комплексообразователи и лиганды. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в качестве центрального атома и лигандов. Дентатность лигандов. Номенклатура координационных соединений, изомерия.

лабораторная работа (3 часа(ов)):

Теории кислот и оснований Аррениуса, Бренстеда и Льюиса.

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 (3 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 (2 часа(ов)):

Строение атома и валентности p-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.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Перманганатометрическое определение восстановителей и окислителей.

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Окислительно-восстановительное титрование.

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

лекционное занятие (2 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)):

Аналитические возможности потенциометрии: измерение pH

лабораторная работа (2 часа(ов)):

Влияние температуры, одноименных ионов и pH на растворимость веществ.

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	5	домашнее задание
2.	Тема 2. Периодические свойства атомов и их соединений. Периодический закон. Периодическая система.	1	5	подготовка домашнего задания	5	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	5	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	5	устный опрос
5.	Тема 5. Жидкое состояние вещества. Общие свойства растворов. Коллигативные свойства растворов. Сильные и слабые электролиты.	1	10-11	подготовка домашнего задания	5	домашнее задание
6.	Тема 6. Кислотно-основные взаимодействия. Теории кислот и оснований.	1	12	подготовка домашнего задания	5	домашнее задание
7.	Тема 7. Электрохимия. Фазовые равновесия.Коллоидные системы	1	13-18	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
				подготовка к контрольной работе	4	Контрольная работа
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	подготовка к устному опросу	1	устный опрос
9.	Тема 9. Кислотно-основное титрование. Стандартизация растворов. Окислительно-восстановительные реакции. Кислотно-основное титрование сильных и слабых кислот и оснований.	2	5-6	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
10.	Тема 10. Электродные потенциалы. Химические источники тока. Электролиз. Коррозия. Окислительно-восстановительное титрование. Особенности стандартизации титрантов.Общая характеристика неметаллов	2	7-9	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
11.	Тема 11. Окислительно-восстановительное титрование: перманганатометрическое определение восстановителей и окислителей.	2	10	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
12.	Тема 12. Общая характеристика металлов. Комплексонометрическое титрование: определение отдельных ионов металлов и жесткости воды	2	11-13	подготовка к устному опросу	2	устный опрос
13.	Тема 13. Аналитические возможности потенциометрии: измерение pH	2	14	подготовка к контрольной работе	2	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:

Основные законы химии. Современное содержание понятий: атом, молекула, элемент, простое и сложное вещество. Методы определения и/или расчета атомных, молекулярных, формульных масс, моля, эквивалента. Закон постоянства состава: условия подчинения стехиометрическим законом, дальтониды и бертоллиды (фазы переменного состава). Основные классы неорга-нических соединений.

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

домашнее задание , примерные вопросы:

Строение атома. Периодичность свойств элементов. Теории строения атома Бора-Зоммерфельда. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Хунда. Волновые свойства электрона, соотношение Лиу де Бройля. Волновая функция, электронные орбитали. Периодиче-ский закон и периодическая система. Особенности за-полнения атомных орбиталей (правила Клечковского) и формирование периодов. S-, p-, d- и f-Элементы и их расположение в ПС. Периодичность свойств атомов. Радиусы атомов и ионов. Ионизационные потенциалы и энергии сродства к электрону, изменение по периодам и группам. Элеткроотрицательность элементов. Различ-ные шкалы электротрицательности. Изменение элек-троотрицательности 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.

домашнее задание , примерные вопросы:

Химическая связь и валентность. Эволюция представлений о химической связи и валентности. Теории Косселя и Льюиса. Квантомеханическое теории: теория валентных связей (ВС), теория молекулярных орбиталей (МО). Типы химической связи. Связывающие, разрыхляющие, несвязывающие и внутренние орбитали. Характеристики ковалентной связи: энергия, прочность, полярность, геометрия, насыщаемость. Локализация, делокализация, гибридизация, и - связывание. Днорно-акцепторная, металлическая, водородные связи. Ионная связь, ее характеристики. Поляризуемость и поляризующее действие ионов. 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:

Химические реакции. Основные задачи химической термодинамики и химической кинетики. Определение по-тенциальной возможности и полноты протекания химиче-ской реакции. Возможность практического осуществления химических реакции. Гомо- и гетерогенные реакции. Ско-рость химической реакции. Закон действующих масс. Фак-торы, определяющие скорость химической реакции. Кон-станта скорости. Многостадийные процессы. Порядок и мо-лекулярность реакций. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия актива-ции. Переходное состояние (активированный комплекс), интермедиат. Уравнение Аррениуса. Катализ. Промежуточные стадии в гомо- и гетерогенных каталитических реакциях. Адсорбция химическая и физическая. Каталитические яды. Ингибиторы. Цепные химические реакции. 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 Kp 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:

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

домашнее задание , примерные вопросы:

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

Контрольная работа , примерные вопросы:

1. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Константа равновесия. 2. Растворы электролитов. Степень диссоциации. pH. Буферные растворы. 3. Растворы сильных электролитов. Электропроводность растворов электролитов. Кондуктометрия. 4. Электроды, классификация. Электродные потенциалы. Гальванические элементы. 5. Потенциометрия. Потенциометрическое титрование. 6. Химическая кинетика. Понятие скорости химической реакции. Константа скорости химической реакции, методы её определения. 7. Факторы, влияющие на скорость химических процессов. Основы молекулярной кинетики. 8. Сложные реакции. Фотохимические и цепные реакции. Катализ, ферментативный катализ, применение катализаторов. 9. Поверхностные явления. Поверхностное натяжение растворов. Сорбционные процессы. Адсорбция на поверхности жидкостей. ПАВ 10. Дисперсные системы, классификация, свойства, получение. Микрогетерогенные дисперсные системы. Эмульсии, суспензии, аэрозоли, пены, порошки. 11. Строение мицеллы. Свойства дисперсных систем. Устойчивость и коагуляция лиофобных золей.

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.

устный опрос , примерные вопросы:

Основные задачи химической термодинамики и химической кинетики. Определение потенциальной возможности и полноты протекания химической реакции. Возможность практического осуществления химических реакции. Гомо- и гетерогенные реакции. Скорость химической реакции. Закон действующих масс. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Константа скорости. Многостадийные процессы. Порядок и молекулярность реакций. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Переходное состояние (активированный комплекс), интермедиат. Уравнение Аррениуса. Катализ. Промежуточные стадии в гомо- и гетерогенных каталитических реакциях. Адсорбция химическая и физическая. Каталитические яды. Ингибиторы. Цепные химические реакции. Природа актив-ных частиц. Стадии протекания радикальных химических реакций. Химическое равновесие: истинное и ложное. Кон-станта химического равновесия. Принцип Ле Шателье-Брауна. Химическая система. Понятии о термодинамических функциях: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, изобарно-изотермический потенциал. Первый и второй законы термодинамики. Изменение энергии Гиббса и направление протекание процесса. Роль энтальпийного и энтропийного факторов, температуры в оценке возможности и полноты протекания реакций при разных температурах. Стандартные теплота, энтропия и энергия Гиббса образования вещества. Закон Гесса и следствие из него. Термодинамически устойчивые и неустойчивые вещества. Кинетический и термоди-намический контроль, химических реакций.

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

домашнее задание , примерные вопросы:

Основания и кислоты с точки зрения теории электролити-ческой диссоциации. Ион гидроксония. Амфотерные гидроксиды. Кислотно-основной характер диссоциации в зависимости от положения элемента в ПС. Сильные и сла-бые электролиты. Степень диссоциации электролитов, фак-торы, ее определяющие. Представление о теории сильных электролитов. Концентрация ионов в растворе и ак-тивность. Равновесия в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации, факторы, определяющие ее величину, связь со степенью диссоциации. Закон разбавления Оставльда. Теории кислот и оснований Бренстеда и Льюса

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

домашнее задание , примерные вопросы:

Электролиз. Электрический ток как сильнейший окисляющий и восстанавливающий агент. Интертные и активные электроды. Схемы процессов на электродах при элеткролизе расплавов и водных растворов. При электролизе расплава $CaCl_2$ на аноде выделяется: а) Ca б) Cl_2 в) как Ca, так и Cl_2 г) H_2

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

домашнее задание , примерные вопросы:

Окислительно-восстановительные (редокс-) процессы. Окислительно-восстановительные реакции, их типы, составление уравнений. Подбор коэффициентов: метод электронного баланса и ионно-электронный метод. Окислительно-восстановительные системы. Уравнение Нернста. Стандартные редокс-потенциалы и способы их определения. Водородный электрод, электроды сравнения. Электрохимический ряд напряжений металлов. Гальванический элемент, его э.д.с. Редокс-потенциалы и оценка направления и полноты протекания окислительно-восстановительных реакций. Зависимость между величинами редокс-потенциалов систем и изменением энергии Гиббса. Подбор окислителей восстановителей с учетом стандартных редокс-потенциалов. Электролиз. Электрический ток как сильнейший окисляющий и восстанавливающий агент. Интертные и активные электро-ды. Схемы процессов на электродах при элеткролизе рас-плавов и водных растворов.

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

устный опрос , примерные вопросы:

Общий обзор металлов. Особенности физических свойств металлов. Металлическая связь и ее особенности. Формы нахождения металлов в природе. Руды. Полиметаллические руды. Редкие и рассеянные металлы. Принципы обогащения руд. Общие методы получения металлов. Пирометаллургия. Применяемые восстановители. Гидрометаллургия. Электрометаллургия. Химические свойств металлов: взаимодействие неметаллами, кислотами, щелочами, дру-гими металлами. Обзор свойств металлических элементов побочных групп. Металлы IB-VIIIBгрупп. Химия переход-ных элементов (d-элементов). Особенности химии d-элементов. Закономерности в изменении свойств простых веществ и соединений переходных элементов в периодах и группах. Переходные элементы как комплексообразователи. Оксиды и гидрооксиды d-элементов (кислотно- основные и

Тема 13. Аналитические возможности потенциометрии: измерение pH

контрольная работа , 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 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 выраженными основными свойствами: а) Na2O б) BeO в) MgO г) BaO д) Li2O 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 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 Kp для реакции A + B = C? а) б) в) г)

Тема . Итоговая форма контроля

Тема . Итоговая форма контроля

Примерные вопросы к экзамену:

ПРИМЕРЫ БИЛЕТОВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ

Контрольная работа № 2

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 NF3. Какова ее геометрия?

4. Вычислите теплоту образования N2O (г), исходя из термохимического уравнения:

C (гр) + 2 N2O (г) CO2 (г) + 2 N2 (г) ΔHр-ции = -557.5 кДж,

если

ΔHºобр-я (CO2 (г)) = -393.5 кДж/моль.

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

2 SO3 (г) O2 (г) + 2 SO2 (г) (ΔH > 0).

Темы 13-17

1. Рассчитайте молярность и нормальность 40%-ного раствора $CaCl_2$ (ρ = 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 (Кд = 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:

$K_2FeO_4 + HI \rightarrow FeI_2 + I_2 + KI + H_2O$

Темы 18-25

1. Вычислить pH 0.5%-ного раствора хлорной кислоты

2. Вычислить pH 0.1 М раствора аммиака. K (NH_3) = 1.8?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: $H_3PO_4 + 2NaOH$ □ $Na_2HPO_4 + 2H_2O$?

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 Ca(OH)2 + 2 моль HCl б) 1 моль H3PO4 + 2 моль KOH

в) 2 моль H3PO4 + 3 моль Ca(OH)2 г) 1 моль CuCl2 + 1 моль H2S

14. Сульфат металла можно получить при взаимодействии:

а) железа с серой при нагревании

б) железа с разбавленной серной кислотой

в) меди с H2SO4 (конц.)

г) железа с водным раствором CuSO4

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

а) HCl б) KOH в) H2CO3 г) Ca(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 P2O5?

а) водой б) соляной кислотой

в) гидроксидом калия г) углекислым газом

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

20. Запишите выражение для константы равновесия реакции

N2 (г) + 3H2 (г) ⇄ 2NH3 (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?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 Kp для реакции A + B = 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 273K, если температурный коэффициент реакции равен 2? а) 10 раз 6) 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 $CuSO_4$ г) негидратированные ионы SO_4^{2-}

4. Сумма коэффициентов в сокращенном ионном уравнении реакции CO_2 с избытком водного раствора KOH равна:

а) 5 б) 9 в) 3 г) 6

5. В водных растворах каких солей среда щелочная?

а) Na_2CO_3 б) $KHCO_3$ в) $CuCl_2$ г) $NaNO_3$

6. Укажите электролиты среди нижеперечисленных соединений:

1) NaOH 2) CO 3) HNO_3

4) CH_4 5) $ZnCl_2$ 6) C_2H_5OH

7. В растворе фосфата калия больше всего ионов:

1) H^+ 2) K^+ 3) PO_4^{3-} 4) HPO_4^{2-} 5) $H_2PO_4^-$ 6) OH^-

8. Буферный раствор могут образовать смеси:

а) CH_3COOH и NaCl б) $NaHCO_3$ и Na_2CO_3

в) CH_3COOH и CH_3COONa г) $NaHCO_3$ и NaOH (изб.)

9. При электролизе расплава $CaCl_2$ на аноде выделяется:

а) Ca б) Cl_2 в) как Ca, так и Cl_2 г) H_2

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

ЗАДАНИЯ 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 $ЭO_2$. Укажите формулу его водородного соединения:

а) $ЭH_2$ б) ЭН в) $ЭH_3$ г) $ЭH_4$

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) H_2O - H_2S - H_2Se б) HBr - HCl - HI
в) NH_3 - H_2O - HF г) H_2Se - H_2S - 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) CO_2 в) N_2O г) CaO
12. Два типа кислых солей образует кислота:
а) угольная б) сероводородная в) сернистая
г) ортофосфорная
13. Химическое взаимодействие возможно между солями:
а) K_2S и $CuSO_4$ б) $Ca(NO_3)_2$ и K_2CO_3
в) $BaSO_4$ и KCl г) $AgNO_3$ и KCl
14. Укажите группу, все вещества в которой реагируют с водным раствором $CuCl_2$:
а) $AgNO_3$, Na_2CO_3, Ag б) NaOH, K_3PO_4, Fe
в) K_2S, HNO_3, H_3PO_4 г) $Ba(OH)_2$, Na_2CO_3, $AgNO_3$
15. Укажите (а) слабые и (б) сильные кислоты:
1) H_2S 2) HF 3) H_2SO_3 4) $HClO_4$ 5) H_2SiO_3 6) H_2SO_4
7) H_3PO_4 8) HNO_3 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
H_2 (г) + Br_2 (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) $FeCl_3$ б) KH_2PO_4 в) $NaHCO_3$ г) KOH
21. В пробирках с какими веществами влажная лакмусовая бумажка краснеет?
а) NH_3 б) HCl в) SO_2 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 сливании водных растворов K_2CO_3 и $BaCl_2$?

ЭЛЕКТРОННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИНФОРМАЦИОННО-АНАЛИТИЧЕСКАЯ СИСТЕМА КФУ

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) $KMnO_4$

ЗАДАНИЯ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ИТОГОВОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ИТОГАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

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 рекциях.
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:

ЭЛЕКТРОННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИНФОРМАЦИОННО-АНАЛИТИЧЕСКАЯ СИСТЕМА КФУ

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

2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник. - Электрон. дан. - СПб. : Лань, 2014. - 744 с. - Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684

3. 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

4. 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

5. 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:

1. 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

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

3. 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. - 56 с.

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 Геофизика .

Автор(ы):
Амиров Р.Р. _____
Медянцева Э.П., Зиганшин М.А. _____
"__" _____ 201 __ г.

Рецензент(ы):
Галяметдинов Ю.Г. _____
"__" _____ 201 __ г.