

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



УТВЕРЖДАЮ

Проректор
по образовательной деятельности КФУ
Проф. Минзарипов Р.Г.

_____ 20__ г.

Программа дисциплины

Химия Б2.Б.12

Направление подготовки: 011200.62 - Физика

Профиль подготовки: не предусмотрено

Квалификация выпускника: бакалавр

Форма обучения: очное

Язык обучения: русский

Автор(ы):

Журавлева Ю.И.

Рецензент(ы):

-

СОГЛАСОВАНО:

Заведующий(ая) кафедрой:

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

Учебно-методическая комиссия Института физики:

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

Регистрационный No

Казань
2014

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) доцент, к.н. Журавлева Ю.И. Кафедра неорганической химии Химический институт им. А.М. Бутлерова, Yulia.Zyavkina@kpfu.ru

1. Цели освоения дисциплины

Понимать природу и сущность химических процессов и явлений. Знать термодинамические и кинетические закономерности протекания химических реакций. Иметь представления о классах неорганических соединений, их химических свойствах, о типах химических реакций, о закономерностях протекания реакций в газовой фазе, в растворах и твердой фазе. Знать типы химической связи и уметь предсказывать геометрическую структуру химических молекул.

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

Данная учебная дисциплина включена в раздел " Б2.Б.12 Общепрофессиональный" основной образовательной программы 011200.62 Физика и относится к базовой (общепрофессиональной) части. Осваивается на 2 курсе, 3 семестр.

Цикл ЕН

Дисциплина "Химия" относится к разделу общенаучных дисциплин (МЕН) в цикле ООП.

Дисциплина основывается на базовых знаниях, полученных студентами при изучении химии в курсе средней школы. Для глубокого усвоения дисциплины студент должен владеть химической терминологией; понимать смысл химических формул и символов, индексов и коэффициентов в химических уравнениях реакций; иметь представления об основных классах неорганических соединений; понимать различие между химическими и физическими явлениями; иметь представление об атомно-молекулярном учении; иметь навыки решения простейших расчетных задач.

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

В результате освоения дисциплины формируются следующие компетенции:

Шифр компетенции	Расшифровка приобретаемой компетенции
ОК-1 (общекультурные компетенции)	способностью использовать в познавательной и профессиональной деятельности базовые знания в области математики и естественных наук
ОК-16 (общекультурные компетенции)	способностью использовать в познавательной и профессиональной деятельности навыки работы с информацией из различных источников
ОК-17 (общекультурные компетенции)	способностью использовать в познавательной и профессиональной деятельности базовые знания в области информатики и современных информационных технологий, навыки использования программных средств и навыков работы в компьютерных сетях; умением создавать базы данных и использовать ресурсы Интернет
ПК-1 (профессиональные компетенции)	способностью использовать базовые теоретические знания для решения профессиональных задач
ПК-2 (профессиональные компетенции)	способностью применять на практике базовые профессиональные навыки

Шифр компетенции	Расшифровка приобретаемой компетенции
ПК-7 (профессиональные компетенции)	способностью формировать суждения о значении и последствиях своей профессиональной деятельности с учетом социальных, правовых, этических и природоохранных аспектов

В результате освоения дисциплины студент:

1. должен знать:

- понимать, что химия представляет собой дисциплину, интегрирующую основные достижения химических наук, которая является составной частью естествознания и служит необходимой ступенью для углубленного понимания специальных химических дисциплин.
- обладать теоретическими знаниями об основных законах химии, знать области применения этих законов и понимать их принципиальные возможности .
- ориентироваться в учебной, монографической, справочной и журнальной литературе в области общей химии.
- приобрести навыки выполнения простейших химических расчетов и основных приемов работы с различными классами неорганических веществ

2. должен уметь:

- понимать, что химия представляет собой дисциплину, интегрирующую основные достижения химических наук, которая является составной частью естествознания и служит необходимой ступенью для углубленного понимания специальных химических дисциплин.
- обладать теоретическими знаниями об основных законах химии, знать области применения этих законов и понимать их принципиальные возможности .
- ориентироваться в учебной, монографической, справочной и журнальной литературе в области общей химии.
- приобрести навыки выполнения простейших химических расчетов и основных приемов работы с различными классами неорганических веществ

3. должен владеть:

- понимать, что химия представляет собой дисциплину, интегрирующую основные достижения химических наук, которая является составной частью естествознания и служит необходимой ступенью для углубленного понимания специальных химических дисциплин.
 - обладать теоретическими знаниями об основных законах химии, знать области применения этих законов и понимать их принципиальные возможности .
 - ориентироваться в учебной, монографической, справочной и журнальной литературе в области общей химии.
 - приобрести навыки выполнения простейших химических расчетов и основных приемов работы с различными классами неорганических веществ
-
- понимать, что химия представляет собой дисциплину, интегрирующую основные достижения химических наук, которая является составной частью естествознания и служит необходимой ступенью для углубленного понимания специальных химических дисциплин.
 - обладать теоретическими знаниями об основных законах химии, знать области применения этих законов и понимать их принципиальные возможности .
 - ориентироваться в учебной, монографической, справочной и журнальной литературе в области общей химии.
 - приобрести навыки выполнения простейших химических расчетов и основных приемов работы с различными классами неорганических веществ

4. Структура и содержание дисциплины/ модуля

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетных(ые) единиц(ы) 144 часа(ов).

Форма промежуточного контроля дисциплины экзамен в 3 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. Основные понятия и законы химии.	3	1	2	2	0	письменная работа
2.	Тема 2. Основные классы неорганических соединений.	3	2	2	4	0	домашнее задание
3.	Тема 3. Строение атома. Квантовые числа. Периодичность свойств элементов. Периодический закон (начало).	3	3	2	4	0	домашнее задание
4.	Тема 4. Строение атома. Квантовые числа. Периодичность свойств элементов. Периодический закон (продолжение).	3	4	2	2	0	устный опрос
5.	Тема 5. Химическая связь и валентность.	3	5	2	4	0	домашнее задание
6.	Тема 6. Типы химической связи. Межмолекулярные взаимодействия.	3	6	2	2	0	устный опрос
7.	Тема 7. Термодинамика химических процессов.	3	7	2	2	0	домашнее задание
8.	Тема 8. Кинетика химических процессов.	3	8	2	2	0	устный опрос

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
9.	Тема 9. Растворы. Общее понятие. Способы выражения концентраций.	3	9	2	2	0	домашнее задание
10.	Тема 10. Растворы электролитов и неэлектролитов.	3	10	2	2	0	домашнее задание
11.	Тема 11. Химические реакции в водных растворах. Гидролиз.	3	11	2	2	0	устный опрос
12.	Тема 12. Окислительно-восстановительные процессы.	3	12	2	2	0	домашнее задание
13.	Тема 13. Гальванический элемент. Электролиз.	3	13	2	2	0	устный опрос
14.	Тема 14. Комплексные соединения. Строение. Номенклатура	3	14	2	2	0	домашнее задание
15.	Тема 15. Реакции в растворах комплексных соединений. Итоговая контрольная работа.	3	15	2	2	0	реферат
	Тема . Итоговая форма контроля	3		0	0	0	экзамен
	Итого			30	36	0	

4.2 Содержание дисциплины

Тема 1. Основные понятия и законы химии.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Современное содержание понятий: атом, молекула, элемент, простое и сложное вещество. Методы определения и/или расчета атомных, молекулярных масс, моля, эквивалента: 1) по относительной плотности газов; 2) по мольному объему газов; 3) по уравнению Клапейрона-Менделлева; 4) по правилу Дюлонга-Пти. Закон эквивалентов. Эквиваленты оксидов, кислот, оснований и солей. Закон постоянства состава: условия подчинения стехиометрическим законам, дальтони-ды и бертоллиды (фазы переменного состава). Газовые законы.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Современное содержание понятий: атом, молекула, элемент, простое и сложное вещество. Закон эквивалентов. Закон постоянства состава: условия подчинения стехиометрическим законам, дальтони-ды и бертоллиды (фазы переменного состава). Газовые законы.

Тема 2. Основные классы неорганических соединений.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Номенклатура неорганических соединений. Оксиды, солеобразующие и не-солеобразующие оксиды. Кислоты, кислородсодержащие и бескислородные кислоты. Основность кислот. Основания. Определения кислот и оснований по Ар-рениусу и Бренстеду-Лоури. Амфотерные соединения (оксиды и гидроксиды). Соли. Средние, кислые, основные, смешанные и двойные соли. Как записать уравнения перехода различных типов солей друг в друга. Как составить графические формулы неорганических соединений разных типов.

практическое занятие (4 часа(ов)):

Основные классы неорганических соединений. Оксиды. Основания. Кислоты. Соли. Лабораторная работа.

Тема 3. Строение атома. Квантовые числа. Периодичность свойств элементов. Периодический закон (начало).

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Строение атома. Изотопы и изобары. Квантовые числа: главное, побочное, магнитное, спиновое квантовое число. Периодический закон и Периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Принципы заполнения атомных орбиталей: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда, два правила Клечковского.

практическое занятие (4 часа(ов)):

Строение атома. Строение электронных оболочек атомов и ионов. Квантовые числа. Валентность.

Тема 4. Строение атома. Квантовые числа. Периодичность свойств элементов. Периодический закон (продолжение).

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Типы элементов: s-, p-, d-, f-элементы и их расположение в Периодической системе. Периодичность свойств элементов. Радиусы атомов и ионов. Орбитальные, эффективные, ковалентные, металлические и ионные радиусы. Эффекты проникновения и экранирования. Эффекты d- и f-сжатия. Явление кайносимметричности. Ионизационные потенциалы и сродство к электрону, изменение по периодам и группам. Электроотрицательность элементов. Различные шкалы электроотрицательности. Изменение электроотрицательности по периодам и группам. Что такое вторичная и внутренняя периодичность.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Периодичность свойств элементов. Периодический закон. Периодичность свойств атомов. Радиусы атомов и ионов. Орбитальные, эффективные, ковалентные, металлические и ионные радиусы. Эффекты d- и f-сжатия. Вторичная периодичность.

Тема 5. Химическая связь и валентность.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Типы химической связи. Характеристики ковалентной связи: энергия, прочность, полярность, геометрия, насыщаемость. Ковалентная связь с точки зрения метода валентных связей (ВС): принципы образования, донорно-акцепторное взаимодействие, гибридизация. s- и p-связывание. Одинарные, кратные и делокализованные связи. Двух- и многоцентровые связи.

практическое занятие (4 часа(ов)):

Химическая связь и валентность. Типы химической связи. Ковалентная связь с точки зрения теории валентных связей. Типы гибридизации атомных орбиталей и основные типы геометрии молекул.

Тема 6. Типы химической связи. Межмолекулярные взаимодействия.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Метод молекулярных орбиталей (МО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие орбитали. Порядок связи. Магнитные свойства молекул и частиц, пара- и диамагнетики. Водородная связь. Ионная, металлическая связь, их характеристики. Ван-дер-Ваальсовы силы. Межмолекулярные взаимодействия, специфические и неспецифические взаимодействия.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Ковалентная связь с точки зрения теории молекулярных орбиталей. Донорно-акцепторная, и водородная ковалентная связи. Ионная, металлическая связь, их характеристики.

Тема 7. Термодинамика химических процессов.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Химическая система. Понятие о термодинамических функциях: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, изобарно-изотермический потенциал. Способы передачи энергии: теплота и работа. Первый закон термодинамики. Закон Гесса. Стандартная энтальпия образования веществ. Второй закон термодинамики. Энтропия как мера беспорядка в системе. Изменение энергии Гиббса и направление протекания химических реакций. Стандартные энтропия и энергия Гиббса образования вещества. Термодинамически устойчивые и неустойчивые вещества. Гомо- и гетерогенные реакции.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Химическая система. Понятие о термодинамических функциях: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, изобарно-изотермический потенциал. Изменение энергии Гиббса и направление протекания химических реакций

Тема 8. Кинетика химических процессов.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Скорость химической реакции. Переходное состояние (активированный комплекс), интермедиат. Скорость реакции. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Константа скорости. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность реакций. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Катализ. Промежуточные стадии в гомо- и гетерогенных каталитических реакциях. Обратимые и необратимые химические процессы. Химическое равновесие. Константа равновесия. Принцип Ле Шателье-Брауна. Влияние на химическое равновесие температуры, давления и концентрации веществ.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Скорость химической реакции. Закон действия масс. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Константа скорости. Порядок и молекулярность реакций. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Обратимые и необратимые химические процессы. Химическое равновесие: истинное и ложное. Константа равновесия. Принцип Ле Шателье-Брауна.

Тема 9. Растворы. Общее понятие. Способы выражения концентраций.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Растворение как физико-химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении веществ. Сольватация. Сольваты. Особые свойства воды как растворителя. Гидраты. Кристаллогидраты. Растворимость веществ. Растворение твердых, жидких и газообразных веществ. Влияние температуры, давления и природы веществ на их взаимную растворимость. Способы выражения состава растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, молярная доля.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Растворение как физико-химический процесс. Растворимость веществ. Способы выражения состава растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, молярная доля. Коллигативные свойства растворов - неэлектролитов.

Тема 10. Растворы электролитов и неэлектролитов.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Электролитическая диссоциация. Влияние природы вещества на его способность к электролитической диссоциации в водном растворе. Механизм диссоциации. Гидратация ионов в растворе. Основания и кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Основные представления теории сильных электролитов. Концентрация ионов в растворе и активность. Равновесия в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Связь константы диссоциации со степенью диссоциации. Закон разбавления. Диссоциация воды. Константа диссоциации. Ионное произведение. Водородный показатель. Понятие о буферных растворах.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Электролитическая диссоциация. Гидратация ионов в растворе. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Равно-весия в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Связь константы диссоциации со степенью диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Диссоциация воды. Константа диссоциации. Ионное произведение. Водородный показатель. Понятие о буферных растворах. Произведение растворимости.

Тема 11. Химические реакции в водных растворах. Гидролиз.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Труднорастворимые электролиты. Равновесие между осадком и насыщенным раствором. Произведение растворимости. Влияние одноименных ионов на растворимость веществ. Обменные реакции между ионами в растворе. Общие условия протекания реакции обмена в растворах электролитов. Ионные уравнения. Гидролиз солей. Гидролиз солей по катиону и по аниону. Механизм гидролиза. Ступенчатый характер гидролиза. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей. Четыре типа солей в зависимости от гидролизуемости составляющих их ионов. Влияние природы, заряда и радиуса ионов на их гидролизуемость. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Влияние температуры на гидролиз солей.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Гидролиз солей. Гидролиз солей по катиону и по аниону. Механизм гидролиза. Четыре типа солей в зависимости от гидролизуемости составляющих их ионов.

Тема 12. Окислительно-восстановительные процессы.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Подбор коэффициентов: метод электронного баланса, электронно-ионный метод. Окислительно-восстановительные системы. Изображение окислительно-восстановительных (редокс-) систем методом полуреакций.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Окислительно-восстановительные процессы. Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Подбор коэффициентов: метод электронного баланса, ионно-электронный метод.

Тема 13. Гальванический элемент. Электролиз.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Окислительно-восстановительный (редокс-) потенциал как количественная характеристика редокс-системы. Уравнение Нернста. Стандартные редокс-потенциалы и способы их определения. Водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов. Редокс-потенциалы и оценка направления и полноты протекания окислительно-восстановительных реакций. Связь величин редокс-потенциалов систем с изменением энергии Гиббса. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных редокс-потенциалов. ЭДС гальванического элемента. Электролиз растворов и расплавов электролитов. Коррозия.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Окислительно-восстановительные системы. Окислительно-восстановительный (редокс-) потенциал как количественная характеристика редокс-системы. Уравнение Нернста. ЭДС гальванического элемента. Электролиз растворов и расплавов электролитов. Коррозия. Способы защиты от коррозии.

Тема 14. Комплексные соединения. Строение. Номенклатура

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Основные положения координационной теории Вернера: центральный атом, внешняя и внутренняя сфера, координационное число; ядро комплекса, его заряд. Номенклатура координационных соединений. Типичные комплексообразователи. Типичные лиганды. Моно- и полиядерные лиганды. Хелаты.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Строение комплексных соединений. Основные положения координационной теории Вернера: центральный атом, внешняя и внутренняя сфера, координационное число; ядро комплекса, его заряд, номенклатура координационных соединений. Типичные комплексообразователи. Типичные лиганды. Моно- и полиядерные лиганды. Хелаты.

Тема 15. Реакции в растворах комплексных соединений. Итоговая контрольная работа. лекционное занятие (2 часа(ов)):

Поведение комплексных соединений в растворах: диссоциация, лабильность, инертность, константы устойчивости и нестойкости комплексов. Современная теория строения комплексных соединений. Ковалентные (с донорно-акцепторной и дативной связью) и ионные комплексы. Применение метода валентных связей для описания строения комплексов. Гибридизация атомных орбиталей при комплексообразовании и геометрия комплексов. Теория кристаллического поля. Спектрохимический ряд. Низко- и высокоспиновые комплексы.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Современная теория строения комплексных соединений. Ковалентные (с донорно-акцепторной и дативной связью) и ионные комплексы. Гибридизация атомных орбиталей при комплексообразовании и геометрия комплексов. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Устойчивость: константа нестойкости и константа устойчивости комплексных форм.

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. Основные понятия и законы химии.	3	1	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
				подготовка к письменной работе	1	письменная работа
2.	Тема 2. Основные классы неорганических соединений.	3	2	подготовка домашнего задания	6	домашнее задание
3.	Тема 3. Строение атома. Квантовые числа. Периодичность свойств элементов. Периодический закон (начало).	3	3	подготовка домашнего задания	4	домашнее задание
4.	Тема 4. Строение атома. Квантовые числа. Периодичность свойств элементов. Периодический закон (продолжение).	3	4	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
				подготовка к устному опросу	2	устный опрос
5.	Тема 5. Химическая связь и валентность.	3	5	подготовка домашнего задания	4	домашнее задание

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
6.	Тема 6. Типы химической связи. Межмолекулярные взаимодействия.	3	6	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
				подготовка к устному опросу	1	устный опрос
7.	Тема 7. Термодинамика химических процессов.	3	7	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
8.	Тема 8. Кинетика химических процессов.	3	8	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
				подготовка к устному опросу	1	устный опрос
9.	Тема 9. Растворы. Общее понятие. Способы выражения концентраций.	3	9	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
10.	Тема 10. Растворы электролитов и неэлектролитов.	3	10	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
11.	Тема 11. Химические реакции в водных растворах. Гидролиз.	3	11	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
				подготовка к устному опросу	2	устный опрос
12.	Тема 12. Окислительно-восстановительные процессы.	3	12	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
13.	Тема 13. Гальванический элемент. Электролиз.	3	13	подготовка домашнего задания	1	домашнее задание
				подготовка к устному опросу	1	устный опрос
14.	Тема 14. Комплексные соединения. Строение. Номенклатура	3	14	подготовка домашнего задания	2	домашнее задание
15.	Тема 15. Реакции в растворах комплексных соединений. Итоговая контрольная работа.	3	15	подготовка к реферату	2	реферат
Итого					42	

5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения

Педагогические тренинги "Актуализация знаний по выбранной теме", проблемное обучение, модели дистанционного обучения с различными вариантами обратной связи.

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

Тема 1. Основные понятия и законы химии.

домашнее задание , примерные вопросы:

Решение задач и упражнений по теме "Основные понятия и законы химии"

письменная работа , примерные вопросы:

Решение задач на вывод формул химических соединений

Тема 2. Основные классы неорганических соединений.

домашнее задание , примерные вопросы:

Решение задач и упражнений по теме "Основные классы неорганических соединений".

Оформление лабораторной работы.

Тема 3. Строение атома. Квантовые числа. Периодичность свойств элементов. Периодический закон (начало).

домашнее задание , примерные вопросы:

Решение задач и упражнений по теме "Строение атома"

Тема 4. Строение атома. Квантовые числа. Периодичность свойств элементов. Периодический закон (продолжение).

домашнее задание , примерные вопросы:

Решение задач и упражнений по теме "Квантовые числа"

устный опрос , примерные вопросы:

по теме "строение атома"

Тема 5. Химическая связь и валентность.

домашнее задание , примерные вопросы:

Решение задач и упражнений по теме "химическая связь"

Тема 6. Типы химической связи. Межмолекулярные взаимодействия.

домашнее задание , примерные вопросы:

Решение задач и упражнений по теме "Типы химической связи"

устный опрос , примерные вопросы:

по теме "Химическая связь"

Тема 7. Термодинамика химических процессов.

домашнее задание , примерные вопросы:

Решение задач и упражнений по теме "Термодинамика и энергетика"

Тема 8. Кинетика химических процессов.

домашнее задание , примерные вопросы:

Решение задач и упражнений по теме "Кинетика"

устный опрос , примерные вопросы:

по теме "Термодинамика и кинетика химических процессов"

Тема 9. Растворы. Общее понятие. Способы выражения концентраций.

домашнее задание , примерные вопросы:

Решение задач и упражнений по теме "Растворы"

Тема 10. Растворы электролитов и неэлектролитов.

домашнее задание , примерные вопросы:

Решение задач и упражнений по теме "Электролиты". Оформление лабораторной работы.

Тема 11. Химические реакции в водных растворах. Гидролиз.

домашнее задание , примерные вопросы:

Решение задач и упражнений по теме "Гидролиз"

устный опрос , примерные вопросы:

по теме "Растворы"

Тема 12. Окислительно-восстановительные процессы.

домашнее задание , примерные вопросы:

Решение задач и упражнений по теме "окислительно-восстановительные реакции"

Тема 13. Гальванический элемент. Электролиз.

домашнее задание , примерные вопросы:

Решение задач и упражнений по теме "ЭДС гальванического элемента"

устный опрос , примерные вопросы:

по теме "окислительно-восстановительные реакции"

Тема 14. Комплексные соединения. Строение. Номенклатура

домашнее задание , примерные вопросы:

Решение задач и упражнений по теме "Номенклатура комплексных соединений"

Тема 15. Реакции в растворах комплексных соединений. Итоговая контрольная работа.

реферат , примерные темы:

Написание реферата по заданным темам из разделов изучаемой дисциплины

Тема . Итоговая форма контроля

Примерные вопросы к экзамену:

Примеры билетов к контрольным работам

Контрольная ♦ 1 .

Вариант 1.

1. Напишите электронную формулу и на основании электронно-ячеечной схемы определите возможные валентности элемента ♦75.

2. Напишите реакции получения, названия и формулы всех солей, образующихся при взаимодействии гидроксида таллия(III) с угольной кислотой.

3. Определите, подтвердив расчетом, возможно ли протекание при 500 и 1000 К следующей реакции:



$\Delta H^\circ_{298} = -206 - 135 \text{ кДж/моль}$

$S^\circ_{298} = 113 \text{ 92 223 Дж/моль град}$

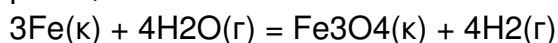
4. Как влияют изменения T и P на равновесие реакции, приведенной в 3 вопросе ?

Вариант 2.

1. Напишите электронную формулу и на основании электронно-ячеечной схемы определите возможные валентности элемента ♦52.

2. Напишите реакции получения, названия и формулы всех солей, образующихся при взаимодействии гидроксида хрома(III) с угольной кислотой.

3. Определите, подтвердив расчетом, возможно ли протекание при 800 и 1600 К следующей реакции:



$\Delta H^\circ_{298} = 0 - 242 - 1118 \text{ кДж/моль}$

$S^\circ_{298} = 27 \text{ 189 152 131 Дж/моль град}$

4. Как влияют изменения T и P на равновесие реакции, приведенной в 3 вопросе ?

Контрольная ♦ 2 .

Вариант 1.

1. Как приготовить 200 мл раствора серной кислоты с концентрацией 0.4 моль/л из раствора с концентрацией 2 моль/л ?

2. Каковы степень диссоциации и pH раствора слабой кислоты HA с концентрацией 0.2 моль/л ? Константа диссоциации этой кислоты - $2 \cdot 10^{-5}$.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду в растворе хлорида хрома(III).
4. Гальванический элемент состоит из стандартного оловянного электрода и медного в растворе сульфата меди(II) с концентрацией 0.0001 моль/л. Чему равна ЭДС этого элемента ? Стандартные потенциалы оловянного и медного электродов соответственно равны -0.14 и +0.34 В.
5. Подберите коэффициенты методом электронного баланса.
 $K_2UO_4 + PH_3 + HCl = UCl_2 + H_3PO_4 + \dots$

Вариант 2.

1. Какой объем раствора хлорида железа(III) с концентрацией 0.2 моль/л требуется для взаимодействия с 50 мл раствора гидроксида калия с концентрацией 0.3 моль/л?
2. Раствор слабого одноосновного основания MOH с концентрацией 0.01 моль/л имеет pH = 10. Определите константу диссоциации этого основания.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза и укажите среду в растворе K_3VO_4 .
4. Потенциал медного электрода равен +0.25 В. Чему равна концентрация ионов меди(II) в растворе ? Стандартный потенциал медного электрода равен +0.34 В.
5. Подберите коэффициенты методом электронного баланса.
 $MnO_2 + KClO_3 + KOH = K_2MnO_4 + KCl + \dots$

Приложение 2

к программе дисциплины

"Общая химия"

наименование дисциплины

ПРИМЕРЫ БИЛЕТОВ К ЗАЧЕТУ

◆ 1

1. Чему равен эквивалент ортофосфорной кислоты в реакции
 $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 = CaHPO_4 + 2H_2O$?
 А 196; Б 98; В 49; Г 32,7; Д 16,3.
2. Какова структура уровня с $n=5$ в атоме вольфрама ?
 А $5s^2 5p^6 5d^4$; Б $5s^2 5p^2 5d^4$; В $5s^0 5p^3 5d^8$; Г $5s^0 5p^3 5d^5 5f^3$; Д $5s^2 5p^6 5d^{10}$.
- 3.1. Какова гибридизация Fe^{3+} в соединении $H[FeCl_4]$?
 А нет гибридизации; Б sp; В sp^2 ; Г sp^3 ; Д $d^2 sp^3$; Е $sp^3 d^2$.
- 3.2. Какой станет ковалентность кремния после взаимодействия SiF_4 с избытком HF ?
 А 2; Б 3; В 4; Г 5; Д 6.
4. Для реакции $O_2 + 2SO_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ $K_p = 800$ при 5000С. Вычислите концентрацию O_2 , если известно, что концентрации SO_2 и SO_3 равны 1 и 2 моль/л соответственно.
 А $22 \cdot 800 / 12 = 3200$ моль/л; Б $22 / 800 \cdot 12 = 1/200$ моль/л; В $800 / (1+2)^2 = 89$ моль/л.
5. В системе установилось равновесие $2O_3 \rightleftharpoons 3O_2$, $\Delta H = 290$ кДж/моль. В какую сторону оно сместится при понижении температуры ?
 А не сместится; Б \rightleftharpoons ; В \leftarrow .
6. Каков знак ΔG таяния льда при 263 К:
 А $\Delta G > 0$; Б $\Delta G = 0$; В $\Delta G < 0$;
7. Предполагая диссоциацию полной, определите, при какой температуре будет кипеть раствор 10 г $BaCl_2$ в 500 мл воды ($E = 0.52$; $t_{кип} = 1000C$).
 А $10 \cdot (1000/500) \cdot 0,52 + 100$; Б $10 \cdot (100/500) \cdot 0,52 + 100$; В $(10/208) \cdot (1000/500) \cdot 0,52 + 100$;
 Г $3 \cdot (10/208) \cdot (1000/500) \cdot 0,52 + 100$; Д $(10/208) \cdot (800/1000) \cdot 0,52 + 100$.
8. В 10 л раствора содержится 36,5 г HCl. Вычислите pOH раствора.

А 14; Б 13; В 10; Г $\lg(36,5)+14$; Д $\lg(36,5/10) \approx 14$.

9.1. Предполагая, что концентрация комплексного иона $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ изменяется крайне мало, вычислите концентрацию NH_3 , получающегося по первой ступени диссоциации (Куст., $6=2,5 \cdot 10^4$), в 0,1 М растворе соли.

А $1/(2,5 \cdot 10^4 \cdot 0,1)$; Б $0,1/(2,5 \cdot 10^4)$; В 0,1; Г $[0,1/(2,5 \cdot 10^4)]^{1/2}$; Д $[1/(2,5 \cdot 10^4 \cdot 0,01)]^{1/2}$;

9.2. Чему равно координационное число комплексообразователя в комплексной соли $\text{Ba}[\text{Ni}(\text{C}_2\text{O}_4)_2(\text{NH}_3)_2]$?

А 2; Б 4; В 6; Г 8; Д 10.

10. Кдисс. слабой одноосновной кислоты равна 10^{-5} . Вычислите pH 0,1 н. раствора этой кислоты.

А 1; Б 6; В 3; Г 8; Д 4.

11. Вычислите ЭДС гальванического элемента состоящего из Fe-электрода, погруженного в 0,01 М раствор $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ и Ag-электрода, погруженного в 0,001 М раствор AgNO_3 .

$E_0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = \approx 0,44\text{В}$; $E_0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80\text{В}$.

А +0,242; Б +1,122; В $\approx 1,122$; Г - $\approx 0,242$; Д +1,476.

12. Рассмотрите окислительно-восстановительный процесс: $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{HClO} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}$, S, Cl^- . Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию и ответьте на вопросы.

1) Сколько молекул HClO участвует в реакции ? А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

2) Сколько молекул H_2SO_4 образуется ? А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

3) Чему равен эквивалент окислителя ? А $83 \cdot 2$; Б $83/2$; В $83/4$; Г $52,5 \cdot 2$; Д $52,5/2$.

◆ 2

1. Вычислите эквивалент кислоты, если 6 г кислоты содержит 0,1 г водорода, способного замещаться на металл ?

А 1/60; Б 1/6; В 6; Г 40; Д 60.

2. Сколько электронов находится на 4f-подуровне атома лантана ? А 0; Б 1; В 7; Г 9; Д 11.

3.1. Каков угол между связями в молекуле AsBr_3 (p3-негибридизованы) ?

А 450; Б 900; В 1090; Г 1200; Д 1800.

3.2. Какие из перечисленных частиц не могут существовать в устойчивом состоянии (метод МО)? А H_2^+ ; Б H_2 ; В H_2^+ ; Г He_2 ; Д HHe .

4. В равновесной газовой смеси $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ при 2500С и 202,6 кПа содержится 40,7% Cl_2 по объему. Вычислить парциальное давление PCl_5 .

А 82,5; Б 37,7; В 164,9; Г 75,4; Д 20,6 кПа.

5. В системе установилось равновесие $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{р-р})$. В какую сторону оно сместится при понижении давления ?

А не сместится; Б \rightleftharpoons ; В \leftarrow .

6. В каком из следующих случаев реакция неосуществима при любых температурах:

А $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$; Б $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$; В $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$; Г $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$;

7. Имеются два раствора: 1-ый раствор - 18,8 г фенола $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ в 500 г этилового спирта; 2-ой раствор - 27,8 г нитрофенола $\text{HOC}_6\text{H}_4\text{NO}_2$ в 500 г этилового спирта. Какой раствор будет кипеть при более высокой температуре ?

А 1-ый; Б 2-ой; В одинаково.

8. Концентрация слабой кислоты увеличивается в 100 раз. Во сколько раз увеличится (уменьшится) степень диссоциации кислоты ?

А $\sqrt{100}$ раз; Б $\sqrt{10}$ раз; В $\sqrt{10}$ раз; Г $\sqrt{100}$ раз; Д не изменится.

9.1. Запишите выражение для Кнест.1 комплекса $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.

А $[\text{Cu}^+][\text{NH}_3]^2/[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+]$; Б $\{[\text{Cu}^+][\text{NH}_3]^2[\text{Cl}^-]\}/[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]$; В $[\text{Cu}^+][\text{NH}_3]/[\text{Cu}(\text{NH}_3)^+]$;
Г $\{[\text{Cu}(\text{NH}_3)^+][\text{NH}_3]\}/[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+]$; Д $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+]/\{[\text{Cu}(\text{NH}_3)^+][\text{NH}_3]\}$.

9.2. Какие из перечисленных ионов бесцветны ?

А $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$; Б $[\text{CuF}_4]^{2-}$; В $[\text{CdCl}_4]^{2-}$; Г $[\text{FeCl}_4]^-$; Д $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

10. Кдисс.слабой одноосновной кислоты равна 10⁻⁴. Вычислите рН 0,01 н. раствора этой кислоты.

А 3; Б 4; В 5; Г 6; Д 7.

11. Вычислите ЭДС гальванического элемента состоящего из Ni-электрода, погруженного в 0,01 М раствор NiCl₂ и Au-электрода, погруженного в 5*10⁻⁴ М раствор Au₂(SO₄)₃.

E⁰(Au³⁺/Au) = +1,50В; E⁰(Ni²⁺/Ni) = -0,23В. А +1,730; Б -1,730; В -1,152; Г +1,152; Д +1,818.

12. Рассмотрите окислительно-восстановительный процесс: Fe₃O₄, HNO₃ → Fe³⁺, NO.

Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию и ответьте на вопросы.

1) Сколько молекул HNO₃ участвует в реакции ? А 1; Б 3; В 9; Г 14; Д 28.

2) Сколько воды образуется ? А 1; Б 3; В 9; Г 14; Д 28.

3) Чему равен эквивалент окислителя ? А 63/3; Б 63*11; В 63; Г 232; Д 232/3.

7.1. Основная литература:

Базовый учебник

1. Глинка Н.Л. Общая химия. - М.: Химия, 2009. - 720 с.

ОСНОВНАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. - М.: Химия, 2005. - 264 с.

2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. - М.: Высш. шк., 2009. - 639 с.

3. Методические указания к лабораторным работам по общей химии. Казань. Изд-во КГУ, 1998 г. - 36 с.

ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. - М.: Высш. шк., 1997. - 527 с.

2. Хаускрофт К. Современный курс общей химии. В 2-х т. / К. Хаускрофт, Э. Констебл. - М.: Мир, 2002. - Т.1 - 540 с.; Т.2 - 528 с.

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов. - М.: Интеграл-Пресс, 2004. -728 с.

2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. М.: Интеграл-Пресс, 2004. -240 с.

3. Неницеску К. Общая химия. -М: Мир, 1968. - 815 с.

4. Тимошенко Ю.М. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. Казань: Изд-во Казанского ун.-та, 1982. - 22с.

7.2. Дополнительная литература:

1. Хьюи Дж. Неорганическая химия - М.: Мир, 1985.- 465 с.

2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия . -М.: Высшая школа, 2008 г. -743 с.

3. Современная общая химия ./Под ред. Дж. Кемпбелла - М: -Мир, 1985. Т.1-3

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%20F2%E5%F1%F2-%EA%](http://kpfu.ru/docs/F1546424983/%C2%EE%EF%F0%EE%F1%FB%20%E8%20F2%E5%F1%F2-%EA%9)

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

Программа и вопросы для самостоятельной работы по курсу -

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

Сайт о химии ХИМИК - <http://www.xumuk.ru/encyklopedia/2/3124.html>

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

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины/модуля согласно утвержденному учебному плану

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

Мультимедийная аудитория, вместимостью более 60 человек. Мультимедийная аудитория состоит из интегрированных инженерных систем с единой системой управления, оснащенная современными средствами воспроизведения и визуализации любой видео и аудио информации, получения и передачи электронных документов. Типовая комплектация мультимедийной аудитории состоит из: мультимедийного проектора, автоматизированного проекционного экрана, акустической системы, а также интерактивной трибуны преподавателя, включающей тач-скрин монитор с диагональю не менее 22 дюймов, персональный компьютер (с техническими характеристиками не ниже Intel Core i3-2100, DDR3 4096Mb, 500Gb), конференц-микрофон, беспроводной микрофон, блок управления оборудованием, интерфейсы подключения: USB, audio, HDMI. Интерактивная трибуна преподавателя является ключевым элементом управления, объединяющим все устройства в единую систему, и служит полноценным рабочим местом преподавателя. Преподаватель имеет возможность легко управлять всей системой, не отходя от трибуны, что позволяет проводить лекции, практические занятия, презентации, вебинары, конференции и другие виды аудиторной нагрузки обучающихся в удобной и доступной для них форме с применением современных интерактивных средств обучения, в том числе с использованием в процессе обучения всех корпоративных ресурсов. Мультимедийная аудитория также оснащена широкополосным доступом в сеть интернет. Компьютерное оборудование имеет соответствующее лицензионное программное обеспечение.

Компьютерный класс, представляющий собой рабочее место преподавателя и не менее 15 рабочих мест студентов, включающих компьютерный стол, стул, персональный компьютер, лицензионное программное обеспечение. Каждый компьютер имеет широкополосный доступ в сеть Интернет. Все компьютеры подключены к корпоративной компьютерной сети КФУ и находятся в едином домене.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО и учебным планом по направлению 011200.62 "Физика" и профилю подготовки не предусмотрено .

Автор(ы):

Журавлева Ю.И. _____

"__" _____ 201__ г.

Рецензент(ы):

"__" _____ 201__ г.