



Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«ИРКУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
ФГБОУ ВО «ИГУ»
кафедра общей и неорганической химии



Рабочая программа дисциплины

Наименование дисциплины: Б1.О.13 «Общая и неорганическая химия»

Направление подготовки: 05.03.06 «Экология и природопользование»

Тип образовательной программы: бакалавриат

Направленность (профиль) подготовки «Экологическая экспертиза»

Квалификация выпускника: Бакалавр

Форма обучения: очная с элементами электронного обучения и дистанционных образовательных технологий

Согласовано с УМК биолого-почвенного факультета

Протокол № 5 от «24» марта 2023г.

Председатель  А. Н. Матвеев

Рекомендовано кафедрой общей и неорганической химии

Протокол № 4
От «26»  2023г.
Зав. кафедрой  А. Ю. Сафронов

Иркутск 2023 г.

- I. Цели и задачи дисциплины (модуля)
- II. Место дисциплины (модуля) в структуре ОПОП.
- III. Требования к результатам освоения дисциплины (модуля)
- IV. Содержание и структура дисциплины (модуля)

4.1 Содержание дисциплины, структурированное по темам, с указанием видов учебных занятий и отведенного на них количества академических часов

4.2 План внеаудиторной самостоятельной работы обучающихся по дисциплине

4.3 Содержание учебного материала

4.3.1 Перечень семинарских, практических занятий и лабораторных работ

4.3.2. Перечень тем (вопросов), выносимых на самостоятельное изучение в рамках самостоятельной работы студентов

4.4. Методические указания по организации самостоятельной работы студентов

V. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины (модуля)

а) перечень литературы

б) периодические издания

в) список авторских методических разработок

г) базы данных, поисково-справочные и информационные системы

VI. Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)

6.1. Учебно-лабораторное оборудование:

6.2. Программное обеспечение:

6.3. Технические и электронные средства обучения:

VII. Образовательные технологии

VIII. Оценочные материалы для текущего контроля и промежуточной аттестации

I. Цели и задачи дисциплины (модуля):

Цель дисциплины – показать роль химии в системе наук, дать представление об основных свойствах и методах исследования химических соединений, научить использовать базис законов и понятий общей химии для усвоения и интерпретации углубленных знаний по другим разделам химии, содействовать развитию научного мировоззрения студентов.

Задачи: в результате изучения данного курса студенты должны познакомиться с теоретическими основами базовых разделов химии, освоить основные закономерности протекания различных типов химических реакций.

II. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

Данная учебная дисциплина относится к обязательной части учебного плана. Для изучения дисциплины необходимы компетенции, сформированные в результате обучения этого предмета в школе.

Курс химии имеет фундаментальное значение в становлении специалиста широкого профиля, биолога-исследователя и биолога-преподавателя (вуза, школы).

Освоение дисциплины является необходимой основой для последующего изучения таких дисциплин как «Органическая химия» и «Аналитическая, физическая и коллоидная химия», а также для выполнения квалификационных работ. Данная дисциплина призвана формировать у студентов фундамент знаний и умений, необходимых для дальнейшей научной и практической в области химии, биохимии, экологии. Результаты и достижения современной химии оказывают существенное влияние на развитие и решение как фундаментальных, так и практических задач общества. Теоретический арсенал химии широко используется практически во всех отраслях химической науки: аналитической и органической химии, биохимии, катализе, электрохимии, фотохимии, теории растворов и т.д. В связи с этим развитие теоретического и экспериментального базиса химии как междисциплинарной науки имеет общенаучное значение.

ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Процесс освоения дисциплины направлен на формирование компетенций в соответствии с ФГОС ВО по направлению подготовки 05.03.06 Экология и природопользование:

ОПК-1 Способен применять базовые знания фундаментальных разделов наук о Земле, естественно-научного и математического циклов при решении задач в области экологии и природопользования

Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с индикаторами достижения компетенций

Компетенция	Индикаторы компетенций	Результаты обучения
ОПК-1	ИДКОПК-1.3. Применяет базовые знания химии при проведении химико-аналитических исследований в области экологии и природопользования	Знать: основные химические понятия и законы Уметь: применять химические законы для решения практических задач, обращаться с химическими веществами Владеть: навыками работы с лабораторным оборудованием

III. СОДЕРЖАНИЕ И СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ

Объем дисциплины составляет 3 зачетных единиц, 108 часов

Из них 36 часов – практическая подготовка

Форма промежуточной аттестации: экзамен

4.1 Содержание дисциплины, структурированное по темам, с указанием видов учебных занятий и отведенного на них количества академических часов

№ п/п	Раздел дисциплины/темы	Всего часов	Из них практическая подготовка обучающихся	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу обучающихся, практическую подготовку и трудоемкость (в часах)			Самостоятельная работа	Формы текущего контроля успеваемости; Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Контактная работа преподавателя с обучающимися				
				Лекции	лабораторные занятия	Консультации		
1	ВВЕДЕНИЕ. ОСНОВНЫЕ СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ	9	6	1	6		2	Текущий контроль осуществляется во время проверки отчетов по выполненным лабораторным работам; Экзамен
2	СТРОЕНИЕ АТОМА	2		2				
3	ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ	3		2		1		
4	ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ	14	4	4	4		6	
5	ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ	15	4	4	4		6	
6	РАСТВОРЫ	34	20	4	20		10	
7	КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ	3	2	1	2			
Итого часов		108	36	18	36	1	24	29

4.2 План внеаудиторной самостоятельной работы обучающихся по дисциплине

Семестр	Название раздела, темы	Самостоятельная работа обучающихся			Оценочное средство	Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы
		Вид самостоятельной работы	Сроки выполнения	Трудоёмкость (час.)		
1	ВВЕДЕНИЕ. ОСНОВНЫЕ СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ	Написание отчета по выполненной лабораторной работе	К следующему занятию лабораторного типа	2	Проверка отчета	Методические указания и рекомендации
2	ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ	Написание отчета по выполненной лабораторной работе	К следующему занятию лабораторного типа	6	Проверка отчета	Методические указания и рекомендации
3	ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ	Написание отчета по выполненной лабораторной работе	К следующему занятию лабораторного типа	6	Проверка отчета	Методические указания и рекомендации
4	РАСТВОРЫ	Написание отчета по выполненной лабораторной работе	К следующему занятию лабораторного типа	10	Проверка отчета	Методические указания и рекомендации
Общий объем самостоятельной работы по дисциплине (час)				24		
Из них объем самостоятельной работы с использованием электронного обучения и дистанционных образовательных технологий (час)						

4.3. Содержание учебного материала

ВВЕДЕНИЕ

Место общей химии в системе химических наук. Основные этапы развития науки. Закон сохранения материи и энергии. Основные стехиометрические законы химии. Атомно-молекулярная теория. Химическая атомистика.

СТРОЕНИЕ АТОМА

Развитие представлений о строении атома. Модель Дж. Томсона. Общая характеристика атомных спектров. Спектр атома водорода. Планетарная модель Резерфорда. Теория строения атома Н. Бора. Вклад Зеемана и Зоммерфельда в развитие теории Бора.

Понятие о квантовой механике. Двойственная природа микрообъектов. Соотношение де Бройля. Соотношение неопределенностей, принцип неопределенности Гейзенберга. Уравнение Шредингера. Волновая функция, ее физический смысл. Решение уравнения Шредингера для одномерного потенциального ящика. Дискретность энергии электрона. Понятие о трехмерном потенциальном ящике. Результаты решения уравнения Шредингера для атома водорода.

Понятие о квантовых числах электрона в атоме, спин. Многоэлектронные атомы. Принцип минимума энергии, принцип Паули, правило Хунда (принцип максимальной мультиплетности). Емкость электронных оболочек. Электронные конфигурации атомов в их основных состояниях.

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Типы химической связи. Экспериментальные характеристики химической связи (длина связи, направленность связи, энергия связи). Количественная оценка полярности связи. Дипольный момент.

Понятие об ионной связи. Теория и энергетика ионной связи. Ненаправленность и ненасыщенность ионной связи. Ковалентная связь. Природа ковалентной связи. Квантовомеханические методы описания химической связи. Метод валентных связей. Валентность в рамках МВС. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Поляризация ковалентной связи. Направленность и насыщенность ковалентной связи. Концепция гибридизации. Кратность связи, σ - и π -связи. Метод молекулярных орбиталей. Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие орбитали. Порядок связи. Строение простейших двухатомных (гомоядерных и гетероядерных) частиц по методу МО ЛКАО. Изоэлектронные системы. Парамагнетизм.

Межмолекулярное взаимодействие. Виды межмолекулярного взаимодействия. Ван-дер-ваальсовы силы: ориентационный, индукционный и дисперсионный эффекты. Водородная связь. Различия в физических свойствах веществ с различным типом химической связи.

ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

Понятие о химической термодинамике. Термодинамические системы. Функции состояния. Понятие о внутренней энергии. Первое начало термодинамики. Теплота, работа и изменение энергии при химической реакции. Энтальпия, ее изменение в химическом процессе. Закон Лавуазье-Лапласа. Закон Гесса, его практическое значение. Энтальпия образования. Энтальпия сгорания. Энтальпия реакции. Понятие о стандартном состоянии. Стандартная энтальпия. Зависимость энтальпии от температуры. Изменение энтальпии при фазовых переходах. Стандартное изменение энтальпии при химических реакциях. Второе начало термодинамики. Понятие об энтропии. Энтропия как функция состояния. Квантовомеханическая природа энтропии. Зависимость энтропии от температуры. Изменение энтропии при фазовых переходах. Стандартная энтропия. Стандартное изменение энтропии при химических реакциях. Понятие о свободной энергии. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Стандартный изобарно-изотермический потенциал и направление химических процессов. Энтальпийный и энтропийный факторы и направление химических процессов.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ

Истинные и кажущиеся равновесия. Скорость химической реакции. Кинетический вывод закона действия масс. Молекулярность и порядок реакций. Сложные реакции – параллельные, последовательные, сопряженные, цепные. Кинетические кривые для исходных веществ и продуктов реакции. Влияние температуры на скорость реакции. Приближенное правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации, ее физический смысл, методы определения из опытных данных. Понятие о теории активных соударений и активном (переходном) комплексе.

Химическое равновесие. Обратимость химических процессов. Константа химического равновесия. Зависимость положения равновесия от температуры, концентрации и давления. Связь константы химического равновесия с энергией Гиббса. Использование величин стандартных изменений энтальпии и энтропии реакции для расчета констант равновесия. Принцип Ле Шателье.

Гомогенный и гетерогенный катализ. Влияние катализатора на константы скорости прямой и обратной реакций. Механизм катализа. Селективность катализа. Ингибиторы. Каталитические яды.

РАСТВОРЫ

Растворы как фаза переменного состава. Коллоидные растворы. Роль коллоидных растворов в науке и практике. Растворы твердые, газообразные и жидкие (водные и неводные). Способы выражения концентрации. Термодинамика и кинетика процесса растворения. Идеальные и реальные растворы.

Растворы неэлектролитов. Давление насыщенного пара бинарных растворов. Кипение и отвердевание растворов. Законы Рауля. Явление осмоса. Закон Вант-Гоффа. Методы определения молекулярных масс растворенных веществ.

Неподчинение растворов электролитов законам Рауля и Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент. Сильные и слабые электролиты. Равновесия в растворах слабых электролитов. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Закон разведения Оствальда. Кажущаяся степень диссоциации. Понятие об активности и коэффициенте активности. Вода как важнейший растворитель. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие об индикаторах. Буферные системы. Произведение растворимости. Условия образования и растворения плохо растворимых соединений. Гидролиз солей. Теории кислот и оснований: ранние теории, теория Аррениуса, протонная, электронная, теория сольво-систем, теория Усановича, теория ЖМКО. Электрохимические свойства растворов. Окислительно-восстановительные свойства и реакции. Электродные потенциалы. Ряд напряжений и его термодинамическое обоснование. Уравнение Нернста. Окислительно-восстановительные потенциалы. Понятие о гальваническом элементе. Химические источники тока. Процессы электролиза.

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Общая характеристика комплексных соединений. Центральный атом. Лиганды. Координационное число. Внутренняя сфера. Внешняя сфера. Классификации комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений. Теоретическое и прикладное значение комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений. Координационная теория Вернера как первая удачная попытка теоретического объяснения строения комплексных соединений. Успехи и ограничения теории Вернера. Метод валентных связей, теория кристаллического поля, теория поля лигандов и метод молекулярных орбиталей применительно к химической связи в комплексных соединениях.

3.3.1. Перечень семинарских, практических занятий и лабораторных работ

№ п/п	№ раздела, темы, дисциплины	Наименование семинаров, практических и лабораторных работ	Трудоемкость (час)		Оценочные средства	Формируемые компетенции / индикаторы*
			Всего	Из них практическая подготовка		
1	2	3	4	5	6	7
1	1	Атомно-молекулярное учение	1		Устный опрос	ОПК-3.1
2	1	Определение эквивалентной массы по объёму вытесненного водорода	1	1	Проверка отчетов	ОПК-3.1
3	1	Определение молярной массы диоксида углерода	1	1	Проверка отчетов	ОПК-3.1
4	2	Строение атома	1		Устный опрос	ОПК-3.1
5	3	Химическая связь	1		Устный опрос	ОПК-3.1
6	4	Основные понятия химической термодинамики. Тепловые эффекты химических реакций.	1		Устный опрос	ОПК-3.1
7	4	Определение энтальпии реакции нейтрализации сильного основания сильной кислотой.	2	2	Проверка отчетов	ОПК-3.1
8	4	Определение энтальпии реакции гидратации соли.	2	2	Проверка отчетов	ОПК-3.1
9	5	Химическая кинетика	1		Устный опрос	ОПК-3.1
10	5	Зависимость скорости реакции от концентрации вещества.	2	2	Проверка отчетов	ОПК-3.1
11	5	Влияние температуры на скорость реакции.	2	2	Проверка отчетов	ОПК-3.1
12	5	Каталитическое действие нитрат-иона на восстановление перманганата калия водородом	1	1	Проверка отчетов	ОПК-3.1
13	5	Автокаталитическое действие ионов	1	1	Проверка отчетов	ОПК-3.1

		марганца(II) на реакцию восстановления перманганата калия щавелевой кислотой.				
14	6	Растворы	1		Устный опрос	ОПК-3.1
15	6	Химическое равновесие в растворах электролитов.	1	1	Проверка отчетов	ОПК-3.1
16	6	Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов.	2	2	Проверка отчетов	ОПК-3.1
17	6	Гидролиз солей.	2	2	Проверка отчетов	ОПК-3.1
18	6	Окислительно-восстановительные реакции	1		Устный опрос	ОПК-3.1
19	6	Восстановительные свойства металлов	1	1	Проверка отчетов	ОПК-3.1
20	6	Окислительные и восстановительные свойства галогенов	2	2	Проверка отчетов	ОПК-3.1
21	6	Восстановительные свойства атомов d-элементов, находящихся в низкой степени окисления	1	1	Проверка отчетов	ОПК-3.1
22	6	Влияние pH среды на характер восстановления перманганата калия	2	2	Проверка отчетов	ОПК-3.1
23	6	Окислительные свойства бихромата калия	1	1	Проверка отчетов	ОПК-3.1
24	6	Пероксиды в окислительно-восстановительных процессах	1	1	Проверка отчетов	ОПК-3.1
25	7	Комплексные соединения	1		Устный опрос	ОПК-3.1
26	7	Различие между двойными солями и комплексными соединениями	1	1	Проверка отчетов	ОПК-3.1
27	7	Комплексные соединения в химических реакциях	1	1	Проверка отчетов	ОПК-3.1

4.3.2. Перечень тем (вопросов), выносимых на самостоятельное изучение

студентами в рамках самостоятельной работы (СРС)

№ п/п	Тема	Задание	Формируемая компетенция	ИДК
1	2	3	4	5
1	1	Написание отчета по выполненной лабораторной работе	ОПК-1	ОПК-1.3
2	4	Написание отчета по выполненной лабораторной работе	ОПК-1	ОПК-1.3
3	5	Написание отчета по выполненной лабораторной работе	ОПК-1	ОПК-1.3
4	6	Написание отчета по выполненной лабораторной работе	ОПК-1	ОПК-1.3

4.4. Методические указания по организации самостоятельной работы студентов

Каждый студент самостоятельно работает с методическими указаниями к лабораторным работам. Основным требованием по выполнению лабораторных работ является полное исчерпывающее описание всей проделанной работы, позволяющее судить о полученных результатах, степени выполнения и профессиональной подготовки студентов. На вводных занятиях студенты обязаны пройти инструктаж по безопасности труда и сделать отметку в регистрационном журнале; перед каждым экспериментом внимательно ознакомиться с методическими указаниями к лабораторным работам. Методические указания обеспечивают комплексный подход в учебной работе студентов, единство и преемственность требований к оформлению результатов работы на разных этапах обучения. С единых позиций приведены основные требования по структуре, оформлению и содержанию отчета по лабораторным работам.

Обязательными структурными элементами отчета по лабораторным работам являются: название и цель работы; краткие теоретические сведения; краткое описание экспериментальной установки и методики эксперимента; экспериментальные результаты; наблюдаемые эффекты и признаки химических реакций; проведение необходимых расчетов и анализ полученных результатов; выводы.

V. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

а) перечень литературы

1. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1997. 526 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Ленинград. «Химия», 1988. 272 с.
3. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Современная неорганическая химия. М.: Мир, 1969. Т. 1-3.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1998. 639 с.
5. Некрасов Б.В. Основы общей химии. М.: Химия, 1972-1973. Т. 1-2.
6. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. 3-е изд. М.: Химия, 1994. 588 с.

VI. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

6.1. Учебно-лабораторное оборудование:

Помещения для проведения лекционных занятий, укомплектованные необходимым оборудованием, приборной базой, а именно: аудитории, оснащенные мультимедийными средствами для проведения аудиторных занятий лекционного типа, лабораторные практикумы, оснащенные необходимым оборудованием и реактивами.

Оборудование:

№ п/п	Наименование	Количество
1.	Стаканы (0,05 - 0,5 л)	30
2.	Цилиндры	10
3.	Колбы плоскодонные	30
4.	Колбы для титрования	10
5.	Пипетки	20
6.	Бюретки	20
7.	Мерные колбы (25 - 100 мл)	10
8.	Кристаллизаторы	3
9.	Капельные воронки	5
10.	Промывные склянки	10
11.	Аппарат Киппа	2
12.	Бюксы с крышкой	20
13.	Колба Бунзена	3
14.	Воронка Бюхнера	3
15.	Воронка Шотта	5
16.	Пробирки химические	200
17.	Штативы для пробирок	20
18.	Спиртовки	20
19.	Калориметрическая установка	20
20.	Воронка химическая	30
21.	Термометр	40
22.	Секундомер	10
23.	Штатив (с набором колец и лапок)	2
24.	Электроплитки	5
25.	Электрическая механическая мешалка	7

26.	Магнитная мешалка	3
27.	Компрессор	1
28.	Лабораторный автотрансформатор	1
29.	Водяная баня	1
30.	Кислородная подушка	1
31.	Технические весы	1
32.	Аналитические весы Сарто-ГОСМ ЛВ 210-А	2
33.	Аналитические весы ВЛА-200	2
34.	Сушильный шкаф	2

VII. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В процессе изучения дисциплины используются как традиционные, так и инновационные технологии, активные и интерактивные методы и формы обучения. При прохождении дисциплины «Общая и неорганическая химия» предусмотрены

1) лекции с применением объяснительно-иллюстративных технологий, разбора конкретных ситуаций.

2) лабораторные занятия, во время которых со студентами обсуждаются вопросы лекций, выполняются лабораторные работы и проводится решение типовых и ситуационных задач;

3) самостоятельная работа студентов, включает написание отчетов по выполненным лабораторным работам и решение домашних задач;

4) консультирование студентов по изучаемым теоретическим и практическим вопросам.

VIII. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

Оценочные материалы текущего контроля:

Демонстрационные варианты заданий для проведения контрольной работы на темы: «Строение атома», «Реакции ионного обмена», «Гидролиз» и «Окислительно-восстановительные процессы»

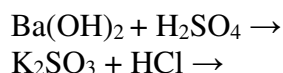
Вариант 1

I. Запишите электронные формулы элементов

Al, Ru

подчеркните валентные электроны.

II. Закончите уравнения реакций ионного обмена, запишите их в ионно-молекулярном виде (полные и сокращенные уравнения).

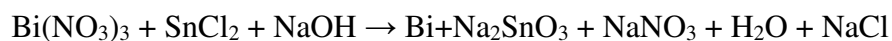
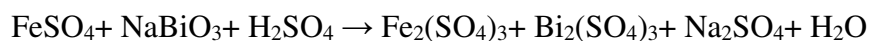


III. Запишите уравнения гидролиза (если он возможен) следующих солей

Na_2SiO_3 , AlCl_3 , KCl

(если гидролиз не возможен, обоснуйте почему)

IV. Определите коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции, пользуясь методом ионно-электронного баланса



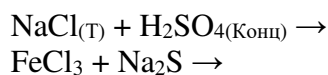
Вариант 2

I. Запишите электронные формулы элементов

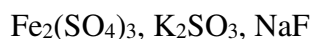
F, V

подчеркните валентные электроны.

II. Закончите уравнения реакций ионного обмена, запишите их в ионно-молекулярном виде (полные и сокращенные уравнения).



III. Запишите уравнения гидролиза (если он возможен) следующих солей



(если гидролиз не возможен, обоснуйте почему)

IV. Определите коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции, пользуясь методом ионно-электронного баланса



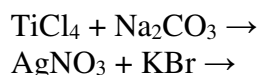
Вариант 3

I. Запишите электронные формулы элементов

Cl Cu

подчеркните валентные электроны.

II. Закончите уравнения реакций ионного обмена, запишите их в ионно-молекулярном виде (полные и сокращенные уравнения).

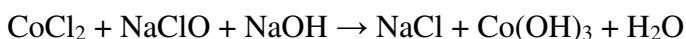


III. Запишите уравнения гидролиза (если он возможен) следующих солей



(если гидролиз не возможен, обоснуйте почему)

IV. Определите коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции, пользуясь методом ионно-электронного баланса



Примерные задания на тему «Атомно-молекулярное учение»:

1. Сколько атомов водорода содержится в 6 л воды при $T = 25^\circ\text{C}$ и $P = 1$ атм ?
2. При взаимодействии металла массой 2,2 г с водородом образовался гидрид массой 2,52 г. Определите эквивалентную массу металла и напишите формулу гидрида.
3. Сколько атомов водорода содержится в 6 л воды при $T = 105^\circ\text{C}$ и $P = 1$ атм ?
4. При взаимодействии металла массой 0,8 г с водородом образовался гидрид массой 0,82 г. Определите эквивалентную массу металла и напишите формулу гидрида.
5. В какой массе ортофосфорной кислоты H_3PO_4 содержится столько же молекул, сколько всего атомов содержится в 4,26 г оксида фосфора (V)?
6. При взаимодействии металла массой 10 г с водородом образовался гидрид массой 10,26 г. Определите эквивалентную массу металла и напишите формулу гидрида.
7. Сколько атомов кислорода содержится в 6 л воды при $T = 200^\circ\text{C}$ и $P = 1$ атм ?
8. При взаимодействии металла массой 5 г с водородом образовался гидрид массой 5,22 г. Определите эквивалентную массу металла и напишите формулу гидрида.

Оценочные материалы для промежуточной аттестации в форме экзамена.

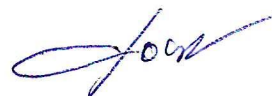
Примерный перечень вопросов и заданий к экзамену:

1. Основные положения теории Вернера. Общая характеристика комплексных соединений.
2. Явление осмоса. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
3. Влияние температуры на скорость химической реакции. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.
4. Производство растворимости. Условия образования и растворения осадков.
5. Метод МО, исходные положения. Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали. Молекулярные ионы водорода и простые молекулы с позиций метода МО.
6. Первое начало термодинамики. Внутренняя энергия и ее составляющие. Энтальпия. Тепловой эффект при изобарном и изохорном процессах.
7. Принцип неопределенности Гейзенберга, соотношение неопределенностей.
8. Уравнение Шредингера. Физический смысл волновой функции. Результаты решения уравнения Шредингера для одномерного потенциального ящика.
9. Термохимия: тепловой эффект, калориметрия, связь с термодинамикой.
10. Ковалентная связь с позиций метода валентных связей (кривые потенциальной энергии молекул, образование H_2 по Гейтлеру и Лондону, валентность).
11. Закон действия масс. Молекулярность и порядок реакции.
12. Метод валентных связей (исходные положения). Образование H_2O , NH_3 и других молекул
13. Растворы. Типы растворов. Растворы идеальные и реальные. Способы выражения концентраций растворов.
14. Принципы классификации комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений.

15. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Буферные растворы.
16. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Энтальпия образования, энтальпия сгорания, тепловой эффект реакции.
17. Метод валентных связей. Концепция гибридизации. Виды гибридизации.
18. Теории кислот и оснований. Протонная теория кислот и оснований.
19. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Общие причины ускорения реакций катализаторами.
20. Понятие об ионном типе связи. Энергия ионной решетки. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи.
21. Результаты решения уравнения Шредингера для атома водорода. Квантовые числа электрона в атоме водорода.
22. Слабые электролиты. Константа и степень диссоциации. Закон разведения Оствальда.
23. Энергетические характеристики атомов: энергия и потенциал ионизации, сродство к электрону, их значение в химии.
24. Константа химического равновесия. Связь константы с энтальпией, способ определения теплового эффекта реакции из кинетических данных.
25. Коллоидные растворы: виды, способы получения, свойства. Конус Тиндаля.
26. Метод молекулярных орбиталей. Исходные положения. Образование двухатомных молекул по методу МО ЛКАО.
27. Влияние изменения условий на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье (примеры).
28. Многоэлектронные атомы. Запрет Паули. Правило Хунда. Емкость электронных оболочек
29. Гидролиз солей: причины, типичные случаи гидролиза. Степень и константа гидролиза.
30. Виды межмолекулярного взаимодействия (ориентационное, индукционное, дисперсионное). Водородная связь.
31. Давление пара растворителя над раствором. Закон Рауля.
32. Волновые свойства микрообъектов. Соотношение де Бройля.
33. Скорость химического процесса. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Кинетическое уравнение скорости химической реакции.
34. Электрохимические свойства растворов: уравнение Нернста, ХИТ, электролиз.
35. Энтальпийный и энтропийный факторы и направление химических процессов.
36. Энтропия. Изменение энтропии в процессах. Стандартные энтропии. Второе начало термодинамики. Физический смысл энтропии.
37. Основные характеристики химической связи: длина, направленность, прочность.
38. Кипение и замерзание растворов. Закон Рауля.
39. Понятие об электроотрицательности. Поляризация связи, дипольный момент. Полярность связи. Количественная оценка полярности химической связи (метод валентных связей).
40. Влияние температуры на скорость реакции. Приближенное правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.
41. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие об индикаторах.
42. Основные аспекты применения координационных соединений. Комплексные соединения платины как противоопухолевые препараты. Проблемы разработки лекарственных форм на их основе.
43. Комплексы в гальванотехнике, аналитической химии и др. областях.

Разработчик:

доцент кафедры общей и неорганической химии



М. Д. Гоцко

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 05.03.06 «Экология и природопользование» профиль: «Экологическая экспертиза».

Программа рассмотрена на заседании кафедры общей и неорганической химии

«22» 02 2023 г.

Протокол № 4 Зав. кафедрой  А. Ю. Сафронов

Настоящая программа, не может быть воспроизведена ни в какой форме без предварительного письменного разрешения кафедры-разработчика программы.