



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«ИРКУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
ФГБОУ ВО «ИГУ»
Кафедра гидрологии и природопользования



Рабочая программа дисциплины (модуля)

Наименование дисциплины (модуля) Б1.Б.10 Общая химия

Направление подготовки 05.03.06 Экология и природопользования

Тип образовательной программы академический бакалавриат

Направленность (профиль) Природопользование

Квалификация выпускника – БАКАЛАВР

Форма обучения очная, заочная

Согласовано с УМК географического
факультета
Протокол № 3
От «17» апреля 2019 г.
Председатель _____ Вологжина С.Ж.

Рекомендовано кафедрой:
Протокол № 10
от «08» апреля 2019 г.
Зав. кафедрой _____ Аргучинцева А.В.

Иркутск 2019 г.

СОДЕРЖАНИЕ

| | |
|---|----|
| 1. Цели и задачи дисциплины | 3 |
| 2. Место дисциплины в структуре ОПОП..... | 3 |
| 3. Требования к результатам освоения дисциплины..... | 3 |
| 4. Объем дисциплины и виды учебной работы..... | 5 |
| 5. Содержание дисциплины..... | 5 |
| 5.1. Содержание разделов и тем дисциплины..... | 5 |
| 5.2. Разделы дисциплины и междисциплинарные связи с обеспечиваемыми (последующими) дисциплинами..... | 8 |
| 5.3. Разделы (модули) и темы дисциплины и виды занятий..... | 9 |
| 6. Перечень семинарских, практических занятий и лабораторных работ..... | 10 |
| 6.1. План самостоятельной работы студентов..... | 11 |
| 6.2. Методические указания по организации самостоятельной работы студентов..... | 12 |
| 7. Примерная тематика курсовых проектов (работ) (при наличии)..... | 12 |
| 8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины: | 12 |
| а) федеральные законы и нормативные документы (при наличии);..... | 12 |
| б) основная литература; | 12 |
| в) дополнительная литература;..... | 13 |
| г) программное обеспечение;..... | 13 |
| д) базы данных, поисково-справочные и информационные системы..... | |
| 9. Материально-техническое обеспечение дисциплины..... | 13 |
| 10. Образовательные технологии..... | 13 |
| 11. Оценочные средства (ОС)..... | 14 |
| 11.1. Оценочными средствами для входного контроля являются тестовые задания с открытыми вопросами..... | 14 |
| 11.2. Оценочные средства текущего контроля | 14 |
| 11.3. Оценочные средства для промежуточной аттестации (в форме экзамена)..... | 14 |

1. Цели и задачи дисциплины:

Цель дисциплины: показать роль химии в системе наук, научить использовать законы и понятия общей химии в разделах других наук, научить обработке информации, систематизации структурного материала, выявлению и интерпретации закономерностей, присущих строению химических систем, установлению зависимости физических и химических свойств от состава системы.

Задачи курса: в результате изучения данного курса студенты должны познакомиться с основами обработки информации, систематизацией структурного материала, выявлением и интерпретацией закономерностей, присущих строению химических веществ, с установлением зависимости физических и химических свойств от состава вещества.

Базируясь на знаниях, приобретённых студентами в средней школе, развить и углубить основные фундаментальные понятия, полученные ранее (строение атома, химическая связь, скорость химических реакций и др.);

- дать представление об установлении общих законов и принципов возникновения упорядоченности;
- обучить студентов современным подходам к изучению химических процессов;
- закрепить необходимый понятийный аппарат;
- сформировать умение применять на практике полученные знания;
- дать представление о роли химии в процессе познания законов природы.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП

Дисциплина «Химия» относится к базовой части профессионального цикла. Для освоения данной дисциплины обучающиеся используют знания, умения, практические навыки, способы деятельности и установки, сформированные в ходе изучения предметов «физика», «математика» в школе. Освоение дисциплины «Химия» необходимо для понимания химических основ гидрометеорологии.

3. Требования к результатам освоения дисциплины.

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование общекультурной компетенции ОПК-2.

В результате изучения дисциплины студент должен

Знать:

– теоретические основы общей химии, существо реакций и процессов, используемых в химии, подходы к изучению химических процессов, выявлять закономерности, присущие химическим системам.

Уметь:

- подготовить объекты исследования по заданной методике, работать на применяемой аппаратуре, применять основные законы химии при обсуждении полученных результатов, подготовить отчёт о выполненной работе.

Владеть:

– понятийным аппаратом и полученными теоретическими представлениями общей химии, основами химических методов анализа неорганических соединений, методологией выбора необходимых реакций, иметь навыки их применения при проведении реакций, навыками работы с учебной и учебно–методической литературой.

4. Объём дисциплины и виды учебной работы

| Вид учебной работы | Всего часов / зачётных единиц | Семестры | | | |
|---|-------------------------------------|----------|---|---|---|
| | | 1 | 2 | 3 | 4 |
| Аудиторные занятия (всего) | 44 | 44 | | | |
| В том числе: | | | | | |
| Лекции | 14 | 14 | | | |
| Практические занятия (ПЗ) | | | | | |
| Семинары (С) | | | | | |
| Лабораторные работы (ЛР) | 28 | 28 | | | |
| Самостоятельная работа (всего) | 28 | 28 | | | |
| КСР | 2 | 2 | | | |
| Контактная работа | 46 | 46 | | | |
| Вид промежуточной аттестации (экзамен) | 36 | 36 | | | |
| Общая трудоёмкость часы/зачётные единицы | 108/3 | 108/3 | | | |

5. Содержание дисциплины

5.1. Содержание разделов и тем дисциплины

1. Атомно-молекулярное учение

Основные понятия и законы химии

Атом. Молекула. Химический элемент. Простые и сложные вещества. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса. Моль. Молярная масса. Химический эквивалент вещества. Расчёт химического эквивалента кислот, оснований, солей. Валентность. Степень окисления элемента. Закон сохранения массы веществ. Закон постоянства состава вещества. Закон Авогадро, следствия из закона Авогадро. Молярный объём газа. Число Авогадро. Уравнение Менделеева-Клапейрона, его использование при расчётах. Универсальная газовая постоянная, её физический смысл. Методы определения молярных масс газообразных веществ (по относительной плотности газов, по закону Авогадро, по уравнению Менделеева-Клапейрона).

2. Строение атома

Открытия, доказывающие сложность строения атома (открытие катодных лучей, рентгеновских лучей, явления радиоактивности). Первые модели атома (модель Дж.Дж. Томсона, модель Резерфорда), несостоятельность этих представлений. Современные представления о строении атома. Двойственная природа электрона. Уравнение де Бройля. Принцип неопределённости Гейзенберга. Понятие об уравнении Шрёдингера. Смысл волновой функции ψ . Квантовые числа электрона. Атомные орбитали, электронные облака. Представление о форме s-, p-, d-электронных облаков. Многоэлектронные атомы. Принцип запрета Паули. Правило Гунда. Ёмкость электронных оболочек. Принцип составления электронных формул атомов элементов.

3. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева

Периодический закон Д.И. Менделеева в свете теории строения атома. Структура периодической системы элементов: периоды, семейства, подсемейства, группы, подгруппы. Смысл порядкового номера химического элемента, номера периода, номера группы. Особое положение водорода, гелия, лантаноидов, актиноидов. Периодическое изменение некоторых свойств атомов (радиусов атомов и ионов, потенциала ионизации сродства к электрону, электроотрицательности). Характеристика химического элемента и его важнейших соединений по положению его в периодической системе элементов Д.И. Менделеева.

4. Химическая связь

Природа химической связи. Типы химической связи. Основные характеристики химической связи (энергия, длина, валентные углы, кратность). Ковалентная связь, её свойства (насыщаемость, направленность, поляризуемость). Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Ионная связь. Металлическая связь, причина её делокализации. Водородная связь.

5. Основные понятия химической термодинамики

Тепловой эффект химических реакций. Термохимические реакции, запись уравнений термохимических реакций. Классификация тепловых эффектов. Теплота образования. Теплота сгорания. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект реакций при изохорном и изобарном процессах. Внутренняя энергия, её составляющие. Энтальпия. Стандартная энтальпия. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса (расчёт ΔH реакции по теплотам образования и по теплотам сгорания веществ). Энтропия. Энтропия – мера неупорядоченности системы. Энтропия и термодинамическая вероятность системы. Влияние агрегатного состояния, температуры, давления на энтропию. Стандартная энтропия. Химическое «средство», мера химического «средства». Принцип Бергто. Энтальпийный и энтропийный факторы. Термодинамический потенциал системы. Свободная энергия Гиббса. Свободная энергия Гельмгольца. Направление химических процессов. Связь изобарного потенциала с другими термодинамическими величинами (энтальпией и энтропией).

6. Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Скорость химических реакций. Условия, необходимые для начала реакции. Факторы, влияющие на скорость реакций: влияние природы реагирующих веществ, концентрации, закон действующих масс; влияние температуры. Активные частицы, энергия активации; влияние катализатора, катализ гомогенный, гетерогенный, положительный, отрицательный, механизм гомогенного катализа, особенности каталитических процессов; влияние излучения, фотохимические процессы, их механизм, цепные реакции с неразветвлёнными и разветвлёнными цепями.

Реакции обратимые и необратимые. Равновесие системы как динамическое состояние. Константа равновесия. Факторы, влияющие на равновесие системы: концентрация веществ, температура, давление. Условия смещения равновесия, принцип Ле Шателье. Правило Вант Гоффа.

7. Растворы

Классификация растворов по агрегатному состоянию веществ, по размеру растворённых частиц. Истинные растворы. Процесс растворения вещества в растворителе – физико-химический процесс. Гидратация (сольватация). Растворимость твёрдых веществ, жидкостей, газов в воде. Закон Генри. Растворы насыщенные, ненасыщенные. Концентрация раствора, способы её выражения (массовая доля растворённого вещества, процентная концентрация, молярность, моляльность, нормальность, титр).

Свойства растворов электролитов. Электролитическая диссоциация, обратимость процесса. Основные положения теории электролитической диссоциации. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, солей. Ступенчатая диссоциация.

Степень и константа диссоциации. Ионные реакции, ионные уравнения. Смещение ионных равновесий в растворах электролитов.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие об индикаторах.

Гидролиз. Типичные случаи гидролиза солей. Гидролиз солей с многовалентными ионами. Кислые и основные соли. Влияние различных факторов на гидролиз (концентрация веществ, температура). Гидролиз обратимый и необратимый.

8. Окислительно-восстановительные реакции

Процесс окисления. Процесс восстановления. Окислительно-восстановительная реакция – единый процесс. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность. Подбор коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса и методом составления электронно-ионных уравнений (метод полуреакций).

9. Комплексные соединения

Основные положения теории Вернера. Строение комплексной частицы. Комплексообразователь, лиганды, координационное число, внутренняя и внешняя сферы. Определение заряда комплексного иона и степени окисления комплексообразователя. Классификация комплексных соединений. Изомерия. Равновесия в растворах комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона. Двойные соли.

5.2. Разделы дисциплины и междисциплинарные связи с обеспечиваемыми (последующими) дисциплинами

| № п/п | Наименование обеспечиваемых (последующих) дисциплин | № разделов и тем данной дисциплины, необходимых для изучения обеспечиваемых (последующих) дисциплин (вписываются разработчиком) | | | | | | | | |
|-------|---|---|---|---|--|--|--|--|--|--|
| | | 5 | 6 | 7 | | | | | | |
| 1 | Химия окружающей среды | 5 | 6 | 7 | | | | | | |
| 2 | Экологический мониторинг | 5 | 6 | 7 | | | | | | |
| 3 | Промышленная экология | 5 | 6 | 7 | | | | | | |
| 4 | Учение о гидросфере | 5 | 6 | 7 | | | | | | |

5.3. Разделы (модули) и темы дисциплины и виды занятий

| № п/п | Наименование раздела дисциплины | Лекции | Практ. Зан. | Семинары | Лаб. Зан. | СРС | Всего |
|-------|---|--------|-------------|----------|-----------|-----|-------|
| 1 | Атомно–молекулярное учение | | | | 8 | 3 | 11 |
| 2 | Строение атома | 2 | | | | 3 | 5 |
| 3 | Периодический закон и периодическая система элементов | 1 | | | | 3 | 4 |
| 4 | Химическая связь | 1 | | | | 3 | 4 |
| 5 | Основные понятия химической термодинамики | 2 | | | 4 | 4 | 10 |
| 6 | Скорость химических реакций. Химическое равновесие | 2 | | | 4 | 3 | 9 |
| 7 | Растворы | 2 | | | 4 | 3 | 9 |
| 8 | Окислительно–восстановительные реакции | 2 | | | 4 | 3 | 9 |
| 9 | Комплексные соединения | 2 | | | 4 | 3 | 9 |
| | Всего часов | 14 | | | 28 | 28 | 70 |
| | КСР | | | | | | 2 |
| | Контроль | | | | | | 36 |
| | Всего | | | | | | 108 |

6. Перечень семинарских, практических занятий и лабораторных работ

| № п/п | № раздела и темы дисциплины | Наименование лабораторных работ | Трудоёмкость (часы) | Оценочные средства | Формируемые компетенции |
|-------|------------------------------------|---|---------------------|--|-------------------------|
| 1 | Техника безопасности в лаборатории | Правила работы в лаборатории, меры безопасности и первой помощи. | 4 | Собеседование. | ОПК–2 |
| 2 | Тема 1 Атомно-молекулярное учение | 1) Определение молярной массы оксида углерода (IV). 2) Определение эквивалента металла по объёму вытесненного водорода | 4 4 | Отчёт по работе. Отчёт по работе. Практические задания по теме. | ОПК–2 |
| 3 | Тема 5 Основные понятия | Определение энтальпии реакции нейтрализации | 4 | Отчёт по работе. Практические задания по теме. | ОПК–2 |

| | | | | | |
|---|---|--|---|---|-------|
| | химической термодинамики | сильного основания сильной кислотой | | | |
| 4 | Тема 6 Скорость химической реакции. Химическое равновесие | 1)Зависимость скорости реакции от концентрации. 2) Зависимость скорости реакции от температуры. | 4 | Отчёт по работе. Практические задания по теме. | ОПК–2 |
| 5 | Тема 7 Растворы | 1)Электролитическая диссоциация. 2)Ионные реакции. 3)Гидролиз солей. | 4 | Отчёт по работе. Практические задания по теме. | ОПК–2 |
| 6 | Тема 8 Окислительно-восстановительные реакции | Окислительно-восстановительные реакции | 4 | Отчёт по работе. Практические задания по теме. | ОПК–2 |

6.1. План самостоятельной работы студентов

| № п/п | Тема | Вид самостоятельной работы | Задания | Рекомендуемая литература | Количество часов |
|-------|--|---|---|---|------------------|
| 1 | 1.Атомно–молекулярное учение | Подготовка отчёта по лабораторной работе | Составление отчёта, решение задач | См. №№ 6–7 в списке основной литературы | 3 |
| 2 | 2. Строение атома | Подготовка к собеседованию | Квантовые числа электрона, составление электронных формул элемента | См. №№ 1–4 в списке основной литературы | 3 |
| 3 | 3.Периодический закон и периодическая система элементов | Подготовка к собеседованию | Охарактеризовать элемент по положению его в периодической системе элементов | См. №№ 1–4 в списке основной литературы | 3 |
| 4 | 4.Химическая связь | Подготовка к собеседованию | Определить тип химической связи в указанных соединениях | См. №№ 1–4 в списке основной литературы | 3 |
| 5 | 5.Основные понятия химической термодинамики Тепловые эффекты химических реакций | Подготовка к лабораторным работам по теме | Решение задач | См. №№ 1,2,5,6 в списке основной литературы | 4 |
| 6 | 6.Скорость химических реакций. | Подготовка к лабораторным работам по теме | Решение задач | См. №№ 1–6 в списке основной литературы | 3 |

| | | | | | |
|---|--|---|----------------------------|---|---|
| | Химическое равновесие | | | литературы | |
| 7 | 7.Растворы | Подготовка к лабораторным работам по теме | Решение задач | См. №№ 1,5,6 в списке основной литературы | 3 |
| 8 | 8.Окислительно – восстановительные реакции | Подготовка к лабораторным работам по теме | Подготовка к собеседованию | См. №№ 5,6 в списке основной литературы | 3 |
| 9 | 9.Комплексные соединения | Подготовка к лабораторным работам по теме | Подготовка к собеседованию | См. №№ 5,6 в списке основной литературы | 3 |

6.2. Методические указания по организации самостоятельной работы студентов

Самостоятельная работа студентов, связанная с подготовкой отчётов по выполненным лабораторным работам, закреплением теоретического материала в виде выполнения практических заданий и подготовкой к устной беседе проводится во внеаудиторное время.

Структура отчёта по лабораторной работе:

1. Цель работы.
2. Теоретическая часть. Краткое описание проведения лабораторной работы.
3. Выполнение расчётных, графических и контрольных заданий в соответствии с методическими указаниями к каждой работе.
4. Вывод на основе полученных результатов.

Методические рекомендации по выполнению и обработке экспериментальных данных по каждой лабораторной работе описаны в методических рекомендациях, подготовленных преподавателями кафедры.

7. Курсовые работы: не предусмотрены.

8. Учебно–методическое и информационное обеспечение дисциплины:

а) основная литература:

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Н.Л. Глинка. – Изд. стер. – М.: КноРус, 2012. – 746 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Н.Л. Глинка. – Изд. стер. – М.: КноРус, 2013. – 746 с.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учебное пособие для ВУЗов. 7 изд. / Н.С. Ахметов. – М.: Высш.шк., 2009. – 743 с.
4. Коровин Н.В. Общая химия. Учеб. для ВУЗов, учебник / Н.В. Коровин. – М.: Высш.шк., 2009. – 557 с.
5. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Пособие. / Н.Л. Глинка. – М.: Высш.шк., 2005. – 240 с.
6. Сафронов А.Ю., Стальмакова В.А., Димова Л.М., Дмитриченко М.Ю., Мункуева М.Т. Неорганическая химия. Часть 1. Методические указания к лабораторным работам. Иркутск: Изд-во Иркутского государственного университета, 2009. – 44 с.
7. Димова Л.М., Худякова Р.В. Общая химия. Методические указания к лабораторным работам. Иркутск: Изд-во Иркутского государственного университета, 2006. – 28 с.

б) дополнительная литература:

1. Карапетянц М.Х. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие для ВУЗов. / М.Х. Карапетянц, С.И. Дракин. – М.: Химия, 1994. – 588 с.
2. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учеб. для хим. спец. вузов / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1994. – 527с.

в) программное обеспечение:

интернет-источники:

1. www.chem.isu.ru/faculty/programs.html
2. Основы химии. Интернет-учебник. (А. В. Мануйлов, В. И. Родионов) www.hemi.nsu.ru
3. www.alleng.ru/edu/chem9.htm – база интернет-учебников по общей химии
4. www.xenoid.ru/adverts/chem_books.php – база отсканированных книг по химии
5. chemistry-chemists.com/Uchebniki.html – учебники по химии.

9. Материально–техническое обеспечение дисциплины

Лаборатории для проведения лабораторных работ укомплектованы необходимым оборудованием в соответствии с требованиями, необходимыми для выполнения запланированных лабораторных работ. В достаточном количестве имеются: штативы с набором колец и лапок, аппараты Киппа, калориметры, теххимические и аналитические весы, спиртовки, секундомеры, пробирки, пробиркодержатели, бюретки, колбы, реактивы.

10. Образовательные технологии

В процессе изучения дисциплины используются как традиционные, так и инновационные технологии, активные и интерактивные методы и формы обучения. При изучении дисциплины «Химия» предусмотрены:

- 1) лекции с применением технологий объяснительно–иллюстративных объяснений;
- 2) лабораторные работы (выполняются индивидуально);
- 3) решение задач;
- 4) самостоятельная работа студентов, включающая подготовку к занятиям в форме изучения теоретического материала лекции, подготовку к выполнению лабораторных работ, к текущему контролю успеваемости;
- 5) консультирование студентов по изучаемым теоретическим и практическим вопросам.

11. Оценочные средства (ОС)

11.1. Оценочными средствами для входного контроля являются тестовые задания с открытыми вопросами.

11.2. Оценочные средства текущего контроля

Назначение ОС текущего контроля – выявить сформированность у обучающихся компетенции ОПК–2.

Для проведения текущего контроля успеваемости ОС включают устный опрос по темам при выполнении лабораторных работ, проверку отчётов по лабораторным работам, проведение контрольных работ.

Примеры контрольных работ.

Билет № 1.

1. Дайте характеристику элемента по положению его в периодической системе элементов: порядковый номер, номер периода, группы (пояснить с точки зрения теории строения атома), в какой подгруппе находится; укажите высшую и низшую степени окисления, формулу высшего оксида и гидроксида, их характер; составьте электронную формулу данного элемента.
2. Напишите уравнение электролитической диссоциации серной кислоты, гидроксида бария, фосфата калия.
3. Составьте уравнение реакции между растворами хлорида железа (+3) и гидроксида натрия в молекулярной и ионной формах.

Билет № 2.

1. Составьте уравнение гидролиза солей: карбоната натрия Na_2CO_3 , сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
2. Подберите коэффициенты в уравнениях реакций:
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KOH} + \text{KI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_3\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

11.3. Оценочные средства для промежуточной аттестации (в форме экзамена).

Примерный перечень вопросов к экзамену.


1. Химический элемент. Относительная атомная масса. Аллотропия. Простые и сложные вещества.
2. Относительная молекулярная масса. Моль. Молярная масса. Число Авогадро.
3. Химический эквивалент вещества. Расчёт химического эквивалента простого вещества, кислот, оснований, солей. Закон эквивалентов.
4. Валентность. Степень окисления элемента.
5. Закон сохранения массы веществ.
6. Закон постоянства состава веществ, к каким соединениям он применим.
7. Закон простых объёмных отношений Гей Люссака.
8. Закон Авогадро. Следствия из закона Авогадро. Молярный объём газа.

9. Уравнение Менделеева-Клапейрона, его использование при расчётах. Универсальная газовая постоянная, её физический смысл.
10. Относительная плотность газов. Определение молярной массы газообразных и летучих веществ по относительной плотности газов.
11. Методы определения молярных масс газообразных и летучих веществ.
12. Открытия, доказывающие сложность строения атома (открытие катодных лучей, рентгеновских лучей, явления радиоактивности).
13. Первые модели атома (модель Дж. Дж. Томсона, модель Резерфорда), несостоятельность этих представлений. Модель атома водорода по Бору.
14. Современные представления о строении атома. Двойственная природа электрона. Уравнение де Бройля. Принцип неопределённости Гейзенберга.
15. Понятие об уравнении Шрёдингера. Смысл волновой функции ψ .
16. Квантовые числа электрона.
17. Атомные орбитали. Электронное облако, представление о форме s-, p-, d- электронных облаков.
18. Многоэлектронные атомы. Принцип запрета Паули. Правило Гунда. Ёмкость электронных оболочек.
19. Принцип составления электронных оболочек атомов элементов.
20. Периодический закон Д.И. Менделеева в свете теории строения атома.
21. Структура периодической системы элементов: периоды, семейства, группы, подгруппы. Смысл порядкового номера химического элемента, номера периода, номера группы. Особое положение водорода, гелия, лантаноидов и актиноидов в периодической системе элементов.
22. Характеристика химического элемента и его важнейших соединений по положению его в периодической системе элементов.
23. Природа химической связи. Типы химической связи. Основные характеристики химической связи (энергия, длина, валентные углы, кратность).
24. Ковалентная связь, её свойства (насыщаемость, направленность, поляризуемость). Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи.
25. Ионная связь. Металлическая связь, причина её делокализации. Водородная связь.
26. Тепловой эффект химических реакций. Термохимические реакции, запись уравнений термохимических реакций.
27. Классификация тепловых эффектов. Теплота образования, теплота сгорания веществ.
28. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект реакций при изохорном и изобарном процессах. Внутренняя энергия, её составляющие. Энтальпия. Стандартная энтальпия.

29. Закон Гесса, следствия из закона Гесса (расчёт ΔH реакций по теплотам образования и по теплотам сгорания веществ).
30. Энтропия. Влияние агрегатного состояния, температуры, давления на энтропию. Стандартная энтропия.
31. Химическое «сродство», мера химического «сродства». Энтальпийный и энтропийный факторы. Термодинамический потенциал системы.
32. Свободная энергия Гиббса. Свободная энергия Гельмгольца. Направление химических процессов. Связь изобарного потенциала с энтальпией и энтропией.
33. Скорость химических реакций. Условия, необходимые для начала реакции. Влияние природы реагирующих веществ, концентрации, температуры. Закон действующих масс.
34. Влияние катализаторов на скорость реакции. Катализ положительный, отрицательный, гомогенный, гетерогенный. Механизм гомогенного катализа. Особенности каталитических процессов.
35. Влияние излучения на скорость химических реакций. Фотохимические процессы, их механизм. Цепные реакции с неразветвлёнными и разветвлёнными цепями.
36. Реакции обратимые и необратимые. Равновесие системы как динамическое состояние. Константа равновесия.
37. Влияние концентрации, температуры, давления на равновесие системы. Принцип Ле Шателье. Правило Вант Гоффа.
38. Классификация растворов по агрегатному состоянию веществ, по размеру растворённых веществ.
39. Процесс растворения. Гидратация (сольватация). Растворимость твёрдых веществ, жидкостей, газов в воде. Закон Генри.
40. Растворы насыщенные, ненасыщенные. Концентрация раствора, способы её выражения.
41. Массовая доля растворённого вещества. Процентная концентрация раствора.
42. Моль. Молярная концентрация. Моляльная концентрация.
43. Электролитическая диссоциация. Обратимость процесса. Основные положения теории электролитической диссоциации.
44. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, солей. Ступенчатая диссоциация.
45. Ионные реакции, ионные уравнения. Смещение ионных равновесий в растворах электролитов.
46. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие об индикаторах.

47. Гидролиз. Типичные случаи гидролиза солей. Кислые и основные соли. Влияние концентрации раствора, температуры на гидролиз. Гидролиз обратимый и необратимый.
48. Процесс окисления. Процесс восстановления. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность.
49. Подбор коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях.
50. Комплексные соединения. Основные положения теории Вернера. Строение комплексной частицы.
51. Определение заряда комплексного иона, степени окисления комплексообразователя. Классификация комплексных соединений.
52. Изомерия комплексных соединений.
53. Константа нестойкости комплексного иона. Двойные соли.

Разработчик:



ст. преподаватель

Т.Н. Ясько

Программа рассмотрена на заседании кафедры общей и неорганической химии

«31» август 2016 г.

Протокол № 1 Зав. кафедрой, д-р хим. наук, проф.  /А.Ю. Сафронов /

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

**Лист согласования, дополнений и изменений
на 2017/2018 учебный год**

В соответствии с приказом Министерства образования и науки РФ от 5 апреля 2017 г. №301 «Об утверждении Порядка организации и осуществления образовательной деятельности по образовательным программам высшего образования - программам бакалавриата, программам специалитета, программам магистратуры» на титульном листе рабочей программы дисциплины признать утратившим силу пункт «Степень (квалификация) выпускника», утвердить пункт «Квалификация выпускника».

Изменения одобрены Ученым Советом географического факультета, протокол № 1 от 4 сентября 2017 г.

Зав. кафедрой
гидрологии и природопользования



Аргучинцева А.В.