

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Курганский государственный университет»
(КГУ)

Кафедра физической и прикладной химии



УТВЕРЖДАЮ:
Первый проректор
/ С.Н. Щербич /
сс. 2019 г.

Рабочая программа учебной дисциплины

ХИМИЯ

образовательной программы высшего образования –
программы бакалавриата

03.03.02– Физика

Направленность:

Фундаментальная физика

Формы обучения: очная

Курган 2019

Рабочая программа дисциплины «Химия» составлена в соответствии с учебным планом по программе бакалавриата Физика (Фундаментальная физика), утвержденном для очной формы обучения «29» августа 2019 года.

Рабочая программа дисциплины одобрена на заседании кафедры «Физическая и прикладная химия» «18» 09 2019 года, протокол № 1.

Рабочую программу составил
доцент кафедры
«Физическая и прикладная химия»

А.И. Рыкова

Согласовано:

Заведующий кафедрой
«Физическая и прикладная химия»

Л.В. Мосталыгина

Заведующий кафедрой
«Физика»

В.И. Бочагов

Специалист по учебно-методической работе
учебно-методического отдела

Г.В. Казанкова

Начальник Управления
образовательной деятельности

С.Н. Синицын

1. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Всего: 3 зачетных единицы трудоемкости (108 академических часов)

Очная форма обучения

Вид учебной работы	На всю дисциплину	Семестр
		1
Аудиторные занятия (контактная работа с преподавателем), всего часов	36	36
в том числе:		
Лекции	16	16
Лабораторные работы	20	20
Практические занятия	-	-
Самостоятельная работа, всего часов	72	72
в том числе:		
Подготовка к экзамену	27	27
Курсовая работа	-	-
Другие виды самостоятельной работы	45	45
Вид промежуточной аттестации	Экзамен	Экзамен
Общая трудоемкость дисциплины и трудоемкость по семестрам, часов	108	108

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Дисциплина Химия относится к базовой части дисциплин блока 1.

Освоение обучающимися дисциплины Химия опирается на знания, умения, навыки и компетенции, приобретенные в школьном курсе химии, физики и математики. Студент должен владеть элементарными химическими понятиями, химическим языком, иметь представление о работе с химическими реактивами и оборудованием. Знания, умения и навыки, полученные при освоении дисциплины Химия, являются необходимыми для освоения последующих дисциплин: электротехника, физика конденсированного состояния, биофизика, теория и методика обучения физике.

3. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ

Целью освоения дисциплины Химия является обобщение, систематизация и углубление знаний по химии; осуществление интеграции материала на основе общности понятий, законов, теорий, подходов к классификации веществ и закономерностей протекания химических реакций.

Задачами изучения дисциплины являются:

- освоение системы знаний о фундаментальных законах, теориях, фактах химии, необходимых для понимания научной картины мира;
- овладение умениями характеризовать вещества, материалы и химические реакции; выполнять лабораторные эксперименты; проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям; осуществлять поиск химической информации и оценивать ее достоверность; ориентироваться и принимать решения в проблемных ситуациях.

Компетенции, формируемые в результате освоения дисциплины: способность использовать в профессиональной деятельности базовые естественнонаучные знания, включая знания о предмете и объектах изучения, методах исследования, современных концепциях, достижениях и ограничениях естественных наук (ОПК-1).

В результате изучения дисциплины обучающийся должен:

знать: фундаментальные понятия, законы и теории классической и современной химии;

уметь: анализировать данные, полученные в результате эксперимента, грамотно объяснять результаты эксперимента; работать с химическими веществами, лабораторным оборудованием и адаптировать знания и умения, полученные в курсе химии к решению конкретных задач, связанных с профессиональной деятельностью;

владеть: навыками экспериментальных исследований для возможности использования их в профессиональной деятельности.

4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

4.1. Учебно-тематический план

Рубеж	Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Количество часов контактной работы с преподавателем	
			Лекции	Лабораторные работы
Рубеж 1	P1	Периодический закон и Периодическая система химических элементов и строение вещества	2	2
	P2	Основы химической термодинамики и кинетики	4	6
Рубеж 2	P3	Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей	4	6
	P4	Окислительно-восстановительные реакции	2	2
	P5	Химия комплексных соединений	2	2
	P6	Основы органической химии	2	2
Всего:			16	20

4.2. Содержание лекционных занятий

Тема 1. Периодический закон и Периодическая система химических элементов и строение вещества

Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность. Электронное строение атома. Модели атома (Томсона, Резерфорда, Бора, современная квантово-механическая модель). Волновая функция, состояние электрона в атоме, квантовые числа. Правила заполнения атомных орбиталей, принцип Паули. Строение атомных ядер, изотопы. Устойчивые и неустойчивые ядра.

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Современная формулировка и физический смысл периодического закона. Значение периодического закона. Свойства атомов и веществ, изменяющиеся периодически.

Химическая связь. Виды химической связи. Механизмы образования и свойства ковалентной связи. Метод валентных связей. Кратные связи. Полярность связи и дипольный момент, полярность молекулы. Образование атомной кристаллической решетки. Ионная связь и ее свойства. Водородная связь. Силы Ван-дер-Ваальса.

Тема 2. Основы химической термодинамики и кинетики

Внутренняя энергия и её свойства. Энтальпия. Термохимия. Значение первого закона термодинамики для изучения геохимических процессов. Энтропия и её свойства. Термодинамическая классификация реакций.

Понятие скорости реакции. Средняя и истинная скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Зависимость скорости от температуры и природы веществ. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Катализ. Механизм и виды катализа. Скорость реакции в гетерогенных системах.

Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие. Условия смещения равновесия, принцип Ле-Шателье. Константа химического равновесия.

Тема 3. Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов.

Гидролиз солей

Вода как растворитель, аномальные свойства воды. Классификация многокомпонентных систем: дисперсные системы (взвеси, коллоидные системы), истинные растворы. Способы выражения состава растворов. Механизм процесса растворения. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Растворимость жидких и газообразных веществ. Закон Генри. Закон Рауля и следствия из него. Физико-химические свойства разбавленных растворов: осмос, криоскопия, эбуллиоскопия. Закон Вант-Гоффа.

Отклонение свойств разбавленных растворов солей, кислот и оснований от законов Рауля и Вант-Гоффа. Электролитическая диссоциация. Ионы. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Состояние сильных электролитов в растворе. Ионная сила раствора. Понятие об активности и коэффициенте активности ионов и молекул. Применение закона действующих масс к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Основной и кислотный тип диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Протолитическая теория кислот и оснований. Теория Льюиса. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Концентрация ионов водорода в нейтральной, кислой, щелочной средах. Водородный показатель, рН. Индикаторы.

Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Разные случаи гидролиза. Обратимый и необратимый гидролиз. Факторы, смещающие направление гидролиза солей. Ступенчатый гидролиз. Роль гидролиза в химических процессах, в процессах выветривания минералов и горных пород.

Тема 4. Окислительно-восстановительные реакции

Степень окисления элементов. Классификация реакций в свете электронной теории. Основные понятия теории ОВР (окислитель, восстановитель, окисление, восстановление). Методы составления уравнений ОВР: метод электронного и электронно-ионного баланса. Влияние среды на протекание ОВР (на примере соединений марганца и хрома). Важнейшие окислители и восстановители. Значение ОВР в живой и неживой природе.

Тема 5. Химия комплексных соединений

Координационные соединения. Классификация, изомерия и номенклатура комплексных соединений. Природа химической связи в комплексных соединениях. Электролитическая диссоциация комплексных соединений (первичная, вторичная). Константа нестойкости. Значение комплексообразования в химии, биологии, геологии.

Тема 6. Основы органической химии

Классификация и принципы номенклатуры органических соединений. Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова и основные направления её развития. Изомерия органических соединений. Электронные эффекты в молекулах органических соединений и их влияние на реакционную способность веществ. Особенности реакций в органической химии (понятие субстрата и реагента). Подходы к классификации реакций. Механизмы реакций.

Природные источники углеводородов. Природный газ: основные месторождения, состав, направления использования. Нефть и попутный газ: месторождения, состав. Переработка нефти (первичная и вторичная). Пиролиз. Риформинг. Вопросы экологии, связанные с добычей и транспортировкой углеводородов. Каменный уголь. Основные продукты коксования каменного угля и их применение.

4.3. Лабораторные занятия

Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Наименование практического занятия	Норматив времени, час
P1	Периодический закон и Периодическая система химических элементов и строение вещества	Определение молярной массы эквивалента (лб)	2
P2	Основы химической термодинамики и кинетики	Основы химической термодинамики (решение задач)	2
		Скорость химической реакции и факторы, влияющие на скорость реакции (лб)	2
		Химическое равновесие (лб) Рубежный контроль №1	2

Р3	Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей	Растворы. Способы приготовления растворов (лб)	2
		Реакции ионного обмена в растворах электролитов (лб)	2
		Гидролиз солей (лб)	2
Р4	Окислительно-восстановительные реакции	Окислительно-восстановительные реакции (лб)	2
Р5	Химия комплексных соединений	Состав, строение и свойства комплексных соединений (лб)	2
Р6	Основы органической химии	Органические соединения. Углеводороды (лб) Рубежный контроль №2	2
Всего:			20

5. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина Химия преподается в течение первого семестра в виде лекционных и лабораторных занятий, на которых происходит объяснение, усвоение и проверка изучаемого материала.

В преподавании дисциплины применяются образовательные технологии: метод проблемного изложения материала; самостоятельное ознакомление студентов с источниками информации, использование иллюстративных и справочных материалов (таблицы, справочники).

При прослушивании лекций рекомендуется в конспекте отмечать все важные моменты, на которых заостряет внимание преподаватель, в частности те, которые направлены на качественное выполнение соответствующей лабораторной работы.

Залогом качественного выполнения лабораторных работ является самостоятельная подготовка к ним накануне путем повторения материалов лекций и методических рекомендаций. Рекомендуется подготовить вопросы по неясным моментам и обсудить их с преподавателем в начале лабораторной работы.

Преподавателем запланировано применение на лабораторных занятиях технологий развивающей кооперации, коллективного взаимодействия, разбора конкретных ситуаций, поэтому приветствуется взаимооценка и обсуждение результатов работы.

Некоторые лабораторные занятия предусматривают решение расчётных задач. Приветствуется работа в команде, совместная деятельность, направленная на решение общей поставленной задачи, междисциплинарное обучение, подразумевающее использование знаний из разных областей, группируемых и концентрируемых в контексте конкретно решаемой задачи.

Для текущего контроля успеваемости преподавателем используется балльно-рейтинговая система контроля и оценки академической активности. Поэтому настоятельно рекомендуется тщательно прорабатывать материал дисциплины при самостоятельной работе, участвовать во всех формах обсуждения и взаимодействия, как на лекциях, так и на лабораторных занятиях в целях лучшего освоения материала и получения высокой оценки по результатам освоения дисциплины.

В качестве рубежного контроля используется решение расчётных задач с обязательным использованием справочной литературы. Промежуточная аттестация проводится в форме экзамена.

Самостоятельная работа студента, наряду с лабораторными аудиторными занятиями в группе выполняется (при непосредственном/опосредованном контроле преподавателя) по учебникам и учебным пособиям. Выполнение самостоятельной работы подразумевает самостоятельное изучение разделов дисциплины, подготовку к лабораторным занятиям, к рубежным контрольным мероприятиям и подготовку к экзамену.

Рекомендуемый режим самостоятельной работы

Наименование вида самостоятельной работы	Рекомендуемая трудоемкость, акад. час.
Самостоятельное изучение тем дисциплины	31
Периодический закон и Периодическая система химических элементов и строение вещества	4
Основы химической термодинамики и кинетики	7
Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей	8
Окислительно-восстановительные реакции	4
Химия комплексных соединений	4
Основы органической химии	4
Подготовка к лабораторным занятиям (по 1 часу на каждое занятие)	10
Подготовка к рубежным контролям (по 2 часа на каждый рубеж)	4
Подготовка к экзамену	27
Всего:	72

6. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

6.1. Перечень оценочных средств

1. Балльно-рейтинговая система контроля и оценки академической активности студентов в КГУ.
2. Отчеты студентов по лабораторным работам.
3. Расчетные задачи.
4. Задания для рубежных контролей 1 и 2.
5. Перечень вопросов на экзамен.

6.2. Система балльно-рейтинговой оценки работы студентов по дисциплине

№	Наименование	Содержание						
		Распределение баллов						
1	Распределение баллов за семестры по видам учебной работы, сроки сдачи учебной работы (доводятся до сведения студентов на первом учебном занятии)	Вид УР	Посещение ЛК и ЛБ	Выполнение и защита ЛБ	Решение задач	Рубежный контроль №1	Рубежный контроль №2	Экзамен
		Балльная оценка	1	4	4	6	6	30
		Примечания	ЛК1*8 ЛБ1*10 Всего: 18	4*9 Всего: 36	4*1 Всего: 4	На 4 лабораторном	На 10 лабораторном	
2	Критерии перерасчета баллов в традиционную оценку по итогам работы в семестре и экзамена	60 и менее баллов – неудовлетворительно (не зачтено); 61....73 – удовлетворительно 74....90 – хорошо 91....100 – отлично.						
3	Критерии допуска к промежуточной аттестации, возможности получения автоматического зачета (экзаменационной оценки) по дисциплине, возможность получения бонусных баллов	Для допуска к экзамену студент должен набрать по итогам текущего и рубежного контроля не менее 50 баллов, выполнить все лабораторные работы. Для получения экзаменационной оценки «удовлетворительно» «автоматически» студенту необходимо набрать за семестр 68 баллов. Студенту, набравшему минимум 68 баллов, могут быть добавлены дополнительные (бонусные) баллы за активность на консультациях, активное участие в научной и методической работе, оригинальность принятых решений в ходе выполнения лабораторных работ, за участие в значимых учебных и внеучебных мероприятиях кафедры и выставлена за экзамен «автоматически» оценка «хорошо» или «отлично».						
4	Формы и виды учебной работы для неуспевающих (восстановившихся на курсе обучения) студентов для получения недостающих баллов в конце семестра	В случае если к промежуточной аттестации набрана сумма менее 50 баллов и не выполнены все задания, то студенту необходимо выполнить дополнительные задания до конца последней (зачетной) недели семестра. При этом необходимо проработать материал всех пропущенных лабораторных работ. Формы дополнительных заданий (назначаются преподавателем): - конспектирование материала пропущенных лекций (1-2 балла); - выполнение и защита пропущенных лабораторных работ (2-4 балла) (при невозможности дополнительного проведения лабораторной работы преподаватель устанавливает форму дополнительного задания по тематике пропущенной лабораторной работы самостоятельно) – до 6 баллов; - рубеж 1 (6 баллов), рубеж 2 (6 баллов).						

		- Ликвидация академических задолженностей, возникших из-за разности в учебных планах при переводе или восстановлении, проводится путем выполнения дополнительных заданий, форма и объем которых определяется преподавателем.
--	--	--

6.3. Процедура оценивания результатов освоения дисциплины

Оценка качества освоения программы дисциплины Химия включает текущий контроль успеваемости (посещение и работа на лабораторных занятиях, решение и обсуждение задач), рубежный контроль и итоговую аттестацию.

Перед проведением каждого рубежного контроля преподаватель прорабатывает со студентами основной материал соответствующих разделов дисциплины в форме краткой лекции-дискуссии. Оба рубежных контроля подразумевают решение расчётных задач в течение 1 академического часа с использованием справочных пособий. Преподаватель оценивает в баллах результаты работы каждого студента и заносит в ведомость учета текущей успеваемости.

На экзамене студент в личной беседе с преподавателем отвечает на два вопроса из предложенного перечня и решает расчетную задачу. При ответе на каждый вопрос студент получает до 10 баллов, в сумме до 30 баллов. Время, отводимое студенту на подготовку к ответу, составляет 1 астрономический час.

Результаты текущего контроля успеваемости и экзамена заносятся преподавателем в экзаменационную ведомость, которая сдается в организационный отдел института в день экзамена, а также выставляются в зачетную книжку студента.

6.4. Примеры оценочных средств для рубежных контролей и экзамена

Пример задания для рубежного контроля 1

1. Понятие относительной атомной и относительной молекулярной массы. Расчет относительной молекулярной массы на примере соединений: $Mg(OH)_2$, H_3PO_4 , $Fe_2(SO_4)_3$.
2. Охарактеризуйте по плану элемент с порядковым номером 24.
3. Даны вещества: Cl_2 , $ZnCl_2$, SO_3 . Определите:
 - а) вид химической связи;
 - б) тип кристаллической решетки в твердом состоянии;
 - в) свойства веществ (агрегатное состояние, летучесть, температура кипения и плавления, растворимость в воде).
4. Рассчитайте энтальпию реакции при стандартных условиях: $C_6H_{12}(ж) \rightarrow C_6H_6(ж) + 3H_2(г)$. Необходимые данные возьмите в справочнике. Экзо- или эндотермической является данная реакция?
5. Скорость гомогенной реакции $A + 2B = C$ при молярных концентрациях $C_A = 0,5$ моль/л и $C_B = 0,6$ моль/л равна 0,018 моль/л·мин. Определите константу скорости этой реакции.
6. Назовите все условия, при которых равновесие в системе смещается в сторону образования аммиака: $N_2(г.) + 3H_2(г.) \leftrightarrow 2NH_3(г.)$, $\Delta H^0 = -92,4$ кДж.

Пример задания для рубежного контроля 2

1. Вычислите температуру кипения раствора, содержащего 10 г глицерина в 400 г воды.
2. Чему равна константа диссоциации муравьиной кислоты HCOOH , если степень диссоциации её в 0,1 М растворе равна 4,5%?
3. Укажите, какие из солей, формулы которых: NaCl , K_2CO_3 , ZnSO_4 , NH_4SCN подвергаются гидролизу. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза. В какой цвет будет окрашен фиолетовый лакмус в водных растворах данных солей.
4. Расположите комплексные соединения Pd^{2+} , Hg^{2+} , Pt^{2+} и Cd^{2+} с лигандом Br^- в порядке уменьшения устойчивости. Необходимые данные возьмите в справочнике.
5. Покажите двойственность окислительно-восстановительных свойств фосфора как простого вещества. Приведите примеры уравнений реакций, в которых фосфор является:
а) окислителем; б) восстановителем, в) проявляет окислительно-восстановительную двойственность.
6. Некоторое органическое вещество содержит по массе 85,7% углерода и 14,3% водорода. Плотность данного вещества по водороду равна 21. Определите структурную формулу вещества, если известно, что оно обесцвечивает бромную воду и имеет нециклическое строение.

Список вопросов к экзамену

1. Экспериментальные обоснования сложности строения атома. Атомная модель Томсона. Планетарная модель строения атома Резерфорда. Постулаты Бора.
2. Основные положения квантовой механики. Вероятностная модель атома водорода. Волновая функция, атомная орбиталь, электронное облако.
3. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа, их физический смысл.
4. s, p, d, f-орбитали. Емкость энергетических уровней. Принципы заполнения электронами атомных орбиталей.
5. Таблица химических элементов. Периодический закон и периодическая система химических элементов в свете теории строения атома.
6. Периодичность в изменении свойств элементов: радиусы атомов, энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности, валентности и степени окисления.
7. Периодичность в изменении свойств кислородных и водородных соединений элементов по периодам и группам.
8. Химическая связь. Виды связи. Основные характеристики химической связи.
9. Свойства ковалентной связи (насыщаемость, полярность связи и молекулы, поляризуемость связи), механизмы образования ковалентной связи.
10. Гибридизация орбиталей. σ и π связи. Кратность связи.
11. Ионная связь, механизм ее образования. Металлическая связь. Свойства ионной и металлической связи.
12. Типы кристаллических решёток. Зависимость свойств веществ от вида связи и типа кристаллической решётки.
13. Понятие о скорости химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.
14. Закон действия масс. Константа скорости реакции, её физический смысл.
15. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Активные молекулы и энергия активации. Уравнение Аррениуса.
16. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.
17. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
18. Тепловые эффекты реакций. Термохимические законы и уравнения.

19. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпия образования химических соединений.
20. Энтропия и её изменение при химических процессах и фазовых переходах. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Энергия Гиббса.
21. Классификация растворов. Механизм процесса растворения. Гидратная теория Д.И.Менделеева.
22. Концентрация растворов. Процентная концентрация, массовая доля растворённого вещества. Молярная концентрация растворов. Нормальная концентрация растворов. Эквивалент элемента и сложного вещества.
23. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
24. Теория электролитической диссоциации. Основные положения теории. Механизм диссоциации веществ с различными видами связи.
25. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
26. Степень диссоциации электролитов. Сильные и слабые электролиты.
27. Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разведения Оствальда.
28. Реакции обмена в растворах электролитов. Направленность реакций обмена в растворах электролитов.
29. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.
30. Гидролиз солей в водных растворах. Случаи гидролиза. Степень гидролиза. Константа гидролиза.
31. Степень окисления элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Методы электронного и электронно-ионного баланса.
32. Важнейшие окислители и восстановители. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций.
33. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Их роль в природе и технике.
34. Понятия о комплексных соединениях. Номенклатура комплексных соединений.
35. Свойства комплексных соединений. Комплексные соединения в природе.
36. Основы органической химии. Причины многообразия органических соединений. Теория химического строения органических веществ А.М. Бутлерова. Направления развития теории.
37. Классификация и номенклатура органических соединений. Функциональные группы. Поли- и гетерофункциональные вещества.
38. Особенности реакций в органической химии. Классификация реакций по характеру изменения субстрата и по природе реагента.
39. Природный газ. Каменный уголь. Месторождения. Состав. Основные направления переработки и использование.
40. Нефть. Месторождения и разведанные запасы. Состав нефти. Первичная переработка нефти и крекинг нефтепродуктов. Продукты переработки нефти и их использование.

6.5. Фонд оценочных средств

Полный банк заданий для текущего, рубежных контролей и промежуточной аттестации по дисциплине, показатели, критерии, шкалы оценивания компетенций, методические материалы, определяющие процедуры оценивания образовательных результатов, приведены в учебно-методическом комплексе дисциплины.

7. ОСНОВНАЯ И ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ УЧЕБНАЯ ЛИТЕРАТУРА

7.1. Основная учебная литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов. – Л.: Химия, 2012. – 720 с.
2. Коровин В.Н. Общая химия. – М.: Высшая школа, 2006. – 557 с.
3. Основы химии [Электронный ресурс] / Егоров А. С., Попков В. А., Иванченко Н. М. – М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014. – <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429747.html>
4. Общая химия [Электронный ресурс] : учебник / А. В. Жолнин ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Жолнина. – М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014. – <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429563.html>

7.2. Дополнительная учебная литература:

1. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов. – М.: Химия, 1994. – 592 с.
2. Слесарев В.И. Химия. Основы химии живого. – С-Пб.: Госхимиздат, 2000. – 768 с.
3. Рабинович В.А. Хавин З.Я. Краткий химический справочник. – Л: Химия, 1991. – 432 с.
4. Справочник по общей и неорганической химии [Электронный ресурс] / Лидин Р. А. – 2-е изд., испр. и доп. – М. : КолосС, 2013. – <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785953204651.html>

8. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

В ходе самостоятельной работы обучающийся изучает теоретический материал, используя источники из перечня основной и дополнительной учебной литературы, а также учебно-методические материалы, подготовленные преподавателем:

Химия и экология. Методические указания для подготовки к лабораторным занятиям для студентов направления подготовки 03.03.02 – Физика. – 38 с.

9. РЕСУРСЫ СЕТИ «ИНТЕРНЕТ», НЕОБХОДИМЫЕ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1. <http://elibrary.ru/defaultx.asp> – Научная электронная библиотека ELIBRARY.RU.
2. <http://window.edu.ru/unilib> – ЕДИНОЕ ОКНО доступа к электронным библиотекам вузов России.
3. ЭБС «Консультант студента» – <http://www.studmedlib.ru/> (вход зарегистрированным пользователям).
4. ЭБС «Знаниум» – <https://znanium.com/>.

10. ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ, ПРОГРАММНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ И ИНФОРМАЦИОННЫЕ СПРАВОЧНЫЕ СИСТЕМЫ

При чтении лекций используются слайдовые презентации.

Минимальные требования к операционной системе и программному обеспечению компьютера, используемого при показе слайдовых презентаций: WindowsXP, FoxitReaderPro версия 1.3.

11. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

По всем видам учебной деятельности в рамках дисциплины Химия используются учебные аудитории для проведения занятий (лекции, лабораторные занятия, групповые и индивидуальные консультации, текущий и промежуточный контроль), укомплектованные специализированной мебелью и техническими средствами обучения, служащими для представления учебной информации большой аудитории.

Лабораторный практикум проводится в специализированной лаборатории кафедры «Физическая и прикладная химия», оснащённой необходимым оборудованием и реактивами.

Аннотация к рабочей программе дисциплины

«ХИМИЯ»

образовательной программы высшего образования –
программы бакалавриата

03.03.02– Физика

Направленность:

Фундаментальная физика

Трудоемкость дисциплины 3 ЗЕ (108 академических часов)

Семестр: 1 (очная форма обучения)

Форма промежуточной аттестации: экзамен

Содержание дисциплины

Электронное строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов. Химическая связь и строение вещества. Скорость химической реакции. Химическое равновесие. Вода. Растворы неэлектролитов. Ионные равновесия и обменные реакции в растворах. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные реакции. Основы органической химии.