

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

Кафедра «Физическая и прикладная химия»



УТВЕРЖДАЮ:
Первый проректор
/ Т.Р. Змызгова /
«30» 08 2023 г.

Рабочая программа учебной дисциплины

ХИМИЯ
образовательной программы высшего образования –
программы бакалавриата

03.03.02– Физика

Направленность:
Информационные технологии в физике

Формы обучения: очная

Курган 2023

Рабочая программа дисциплины «Химия» составлена в соответствии с учебным планом по программе бакалавриата Физика (Информационные технологии в физике), утвержденном для очной формы обучения «30» июня 2023 года.

Рабочая программа дисциплины одобрена на заседании кафедры «Физическая и прикладная химия» «30» июня 2023 года, протокол № 9.

Рабочую программу составил
доцент кафедры
«Физическая и прикладная химия»



А.И. Рыкова

Согласовано:

Заведующий кафедрой
«Физическая и прикладная химия»



Л.В. Мостальгина

Заведующий кафедрой
«Математика и физика»



М.В. Гаврильчик

Специалист по учебно-методической работе
учебно-методического отдела



Г.В. Казанкова

Начальник Управления
образовательной деятельности



И.В. Григоренко

1. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Всего: 3 зачетных единицы трудоемкости (108 академических часов)

Очная форма обучения

Вид учебной работы	На всю дисциплину	Семестр
		7
Аудиторные занятия (контактная работа с преподавателем), всего часов	90	90
в том числе:		
Лекции	30	30
Лабораторные работы	60	60
Практические занятия	-	-
Самостоятельная работа, всего часов		
в том числе:	18	18
Подготовка к зачёту	18	18
Курсовая работа	-	-
Другие виды самостоятельной работы	-	-
Вид промежуточной аттестации	Зачёт	Зачёт
Общая трудоемкость дисциплины и трудоемкость по семестрам, часов	108	108

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Дисциплина Химия относится к обязательной 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: основы физики твёрдого тела, основы электроники и цифровой техники, 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:

ОПК-1. Способен применять базовые знания в области физико-математических и (или) естественных наук в сфере своей профессиональной деятельности;

ОПК-2. Способен проводить научные исследования физических объектов, систем и процессов, обрабатывать и представлять экспериментальные данные;

В результате изучения дисциплины обучающийся должен:

знать: фундаментальные понятия, законы и теории классической и современной химии (ОПК-1);

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 (ОПК-2);

владеть: навыками экспериментальных исследований для возможности использования их в профессиональной деятельности (ОПК-2).

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	4	4
	P2	Основы химической термодинамики и кинетики. Химическое и фазовые равновесия	8	24
Рубеж 2	P3	Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей	6	12
	P4	Окислительно-восстановительные реакции	4	4
	P5	Основы электрохимии	8	16
Всего:			30	60

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. Химическое и фазовые равновесия

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.

Химическое равновесие. Истинное устойчивое химическое равновесие и изменение термодинамических функций. Динамический характер равновесия. Константа химического равновесия и способы ее выражения: кинетический и термодинамический. Уравнение изотермы химической реакции. Химическое сродство. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнение изобары и изохоры химической реакции. Константы равновесия гетерогенных реакций.

Понятия: фаза, число компонентов, число степеней свободы. Условия термодинамического равновесия между фазами. Правило фаз Гиббса. Равновесия в однокомпонентных системах. Диаграммы состояния воды. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Общая характеристика растворов, термодинамические свойства. Идеальные растворы. Закон Рауля. Отклонения от закона Рауля. Диаграмма: давление-состав раствора. Фазовая диаграмма кипения. Первый закон Коновалова. Перегонка и ректификация. Азеотропные смеси. Второй закон Коновалова. Осмотическое давление растворов неэлектролитов. Гипо-, изо- и гипертонические растворы. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Влияние температуры на растворимость. Критическая температура. Несмешивающиеся жидкости. Распределение растворимого вещества между двумя жидкими фазами. Закон распределения растворенного вещества между двумя фазами (закон Нернста-Шилова). Экстракция. Процессы экстракции в технологии продуктов питания.

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. Основы электрохимии

Движение ионов в электрическом поле. Подвижность ионов. Аномальная подвижность ионов H^+ и OH^- . Числа переноса. Абсолютная скорость ионов. Электропроводимость растворов электролитов. Удельная и молярная электропроводности, зависимость их от концентрации для слабых и сильных электролитов. Предельная молярная электропроводность. Связь между подвижностью и электропроводностью. Закон независимого движения ионов. Практическое применение электропроводности. Определение степени и константы диссоциации слабых электролитов.

Электродные процессы. Общие представления о механизме возникновения двойного электрического слоя. Строение двойного электрического слоя. Электродный потенциал. Электроды 1-го, 2-го рода, редокс-электроды. Электрохимический потенциал. Уравнение Нернста. Водородный электрод. Потенциалы в водородной шкале для водных растворов. Хлорид-серебряный электрод сравнения. Индикаторные электроды: хингидронный, стеклянный. Окислительно-восстановительный потенциал; его измерение. Гальванические элементы. Типы гальванических элементов: химические и концентрационные. Электродвижущие силы гальванических элементов. Элемент Даниэля-Якоби. Потенциометрический метод определения pH. Практическое использование метода потенциометрии. pH-метры в технологии и контроле производства пищевой продукции.

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	4
P2	Основы химической термодинамики и кинетики. Химическое и фазовые равновесия	Определение теплоты растворения соли	4
		Определение коэффициента распределения уксусной кислоты между водой и органическим растворителем	4
		Скорость химической реакции и факторы, влияющие на скорость реакции	4
		Изучение кинетики реакции тиосульфата натрия и серной кислоты	4
		Химическое равновесие	4
		Рубежный контроль №1	4
P3	Растворы. Ионные равновесия в растворах	Приготовление растворов	4
		Реакции ионного обмена в растворах электролитов	4

	электролитов. Гидролиз солей	Гидролиз солей	4
P4	Окислительно-восстановительные реакции	Окислительно-восстановительные реакции	4
P5	Основы электрохимии	Электропроводность растворов электролитов	4
		Измерение электродных потенциалов и ЭДС гальванических элементов	4
		Потенциометрическое определение концентрации нитрат-ионов	4
		Рубежный контроль №2	4
Всего:			60

5. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина Химия преподается в течение седьмого 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. 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 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 зачёта.

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 подготовку к лабораторным занятиям, к рубежным контрольным мероприятиям и подготовку к зачёту.

Рекомендуемый режим самостоятельной работы

Наименование вида самостоятельной работы	Рекомендуемая трудоемкость, акад. час.
Подготовка к зачёту	18
Всего:	18

6. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

6.1. Перечень оценочных средств

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

6.2. Система балльно-рейтинговой оценки работы обучающихся по дисциплине

№	Наименование	Содержание					
		Распределение баллов					
		Вид УР	Посещение и конспектирование лекций	Выполнение и защита ЛБ	Рубежный контроль №1	Рубежный контроль №2	Зачёт
1	Распределение баллов за семестры по видам учебной работы, сроки сдачи учебной работы (доводятся до сведения обучающихся на первом учебном занятии)	Балльная оценка	1	3	8	8	30
		Примечания	Всего: 15	3*13 Всего: 39	На 7 лабораторном	На 15 лабораторном	
2	Критерий пересчета баллов в традиционную оценку по итогам работы в семестре и зачета	60 и менее баллов – не зачтено; 61 и более баллов – зачтено.					
3	Критерии допуска к промежуточной аттестации, возможности получения автоматического зачета по дисциплине, возможность получения	<p>Для допуска к промежуточной аттестации по дисциплине за семестр обучающийся должен набрать по итогам текущего и рубежного контролей не менее 51 балла. В случае если обучающийся набрал менее 51 балла, то к аттестационным испытаниям он не допускается.</p> <p>Для получения зачёта без проведения процедуры промежуточной аттестации обучающемуся необходимо набрать в ходе текущего и рубежных контролей не менее 61 балла. В этом случае итог балльной оценки, получаемой обучающимся, определяется по количеству баллов, набранных им в ходе текущего и рубежных контролей. При этом, на усмотрение преподавателя, балльная оценка обучающегося может быть повышена за счет получения дополнительных баллов за академическую</p>					

	бонусных баллов	<p>активность.</p> <p>Обучающийся, имеющий право на получение оценки без проведения процедуры промежуточной аттестации, может повысить ее путем сдачи аттестационного испытания. В случае получения обучающимся на аттестационном испытании 0 баллов итог балльной оценки по дисциплине не снижается.</p> <p>За академическую активность в ходе освоения дисциплины, участие в учебной, научно-исследовательской, спортивной, культурно-творческой и общественной деятельности обучающемуся могут быть начислены дополнительные баллы. Максимальное количество дополнительных баллов за академическую активность составляет 30.</p> <p>Основанием для получения дополнительных баллов являются:</p> <ul style="list-style-type: none"> - выполнение дополнительных заданий по дисциплине; <p>дополнительные баллы начисляются преподавателем;</p> <ul style="list-style-type: none"> - участие в течение семестра в учебной, научно-исследовательской, спортивной, культурно-творческой и общественной деятельности КГУ.
4	<p>Формы и виды учебной работы для неуспевающих (восстановившихся на курсе обучения) обучающихся для получения недостающих баллов в конце семестра</p>	<p>В случае, если к промежуточной аттестации (зачёту) набрана сумма менее 51 балла, обучающемуся необходимо набрать недостающее количество баллов за счет выполнения дополнительных заданий, до конца последней (зачетной) недели семестра.</p> <p>Формы дополнительных заданий (назначаются преподавателем):</p> <ul style="list-style-type: none"> - выполнение и защита пропущенных лабораторных работ (при невозможности дополнительного проведения лабораторной работы преподаватель устанавливает форму дополнительного задания по тематике пропущенной лабораторной работы самостоятельно) 3 балла за лабораторную работу. - прохождение рубежного контроля (до 8 баллов). <p>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.</p>

6.3. Процедура оценивания результатов освоения дисциплины

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

Перед проведением каждого рубежного контроля преподаватель прорабатывает со студентами основной материал соответствующих разделов дисциплины в форме краткой лекции-дискуссии. Рубежные контроли подразумевают решение расчётных задач (8 задач) в течение двух академических часов с использованием справочных пособий. Преподаватель оценивает в баллах результаты работы каждого студента (1 балл за задачу) и заносит в ведомость учета текущей успеваемости.

На зачёте 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 зачёта заносятся преподавателем в экзаменационную ведомость, которая сдается в организационный отдел института в день зачёта, а также выставляются в зачетную книжку обучающегося.

6.4. Примеры оценочных средств для рубежных контролей и зачёта

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. Константа скорости газовой реакции 2-го порядка при 25 °C равна 103 л/(моль·с). Чему равна эта константа, если кинетическое уравнение выражено через давление в атмосферах?
7. Назовите все условия, при которых равновесие в системе смещается в сторону образования аммиака: $N_2(г.) + 3H_2(г.) \leftrightarrow 2NH_3(г.)$, $\Delta H^\circ = -92,4$ кДж.
8. Удельная электропроводность бесконечно разбавленных растворов KCl , KNO_3 и $AgNO_3$ при 25 °C равна соответственно 149,9, 145,0 и 133,4 $См\ м^2\ моль^{-1}$. Какова удельная электропроводность бесконечно разбавленного раствора $AgCl$ при 25 °C

Пример задания для рубежного контроля 2

1. Вычислите температуру кипения раствора, содержащего 10 г глицерина в 400 г воды.
2. Какой объем 20%-ого раствора серной кислоты (плотность 1,143 г/мл) потребуется для приготовления 500 мл 2 н. раствора?
3. Чему равна константа диссоциации муравьиной кислоты $HCOOH$, если степень диссоциации её в 0,1 М растворе равна 4,5%?
4. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно: $Ba(OH)_2$ и HCl ; $CaCl_2$ и Na_2CO_3 ; $NaCl$ и $AgNO_3$; KCl и $NaNO_3$? Объясните Ваши предположения, составьте необходимые уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.
5. 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.
6. Навеску 0,1285 г Na_2CO_3 растворили в воде, добавили 25,00 мл 0,2034 М раствора HCl , избыток кислоты оттитровали 23,42 мл 0,1256 М раствора $NaOH$. Рассчитать массовую долю примесей в соде.
7. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции и расставьте коэффициенты: $Cu_2S + HNO_3$ (конц.) $\rightarrow \dots$
8. Даны электроды Zn/Zn^{2+} ($a = 0,3$ моль/л) и Mn/Mn^{2+} ($a = 0,5$ моль/л). Запишите схему цепи, уравнения электродных процессов и реакции, протекающей в элементе. Вычислите электродные потенциалы и ЭДС элемента при 25 °C.

Примерный список вопросов к зачёту

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 и геометрия молекул. 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. Электродные процессы. Виды электродов. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста для электродного потенциала.
35. Гальванические элементы. Электродвижущие силы (ЭДС). Направление окислительно-восстановительных реакций. Электродвижущая сила и энергия Гиббса. Связь константы равновесия с ЭДС.
36. Химические источники электрической энергии (гальванические элементы, аккумуляторы).

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. 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

<http://elibrary.ru/defaultx.asp> – Научная электронная библиотека ELIBRARY.RU.

10. ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ, ПРОГРАММНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ И ИНФОРМАЦИОННЫЕ СПРАВОЧНЫЕ СИСТЕМЫ

При чтении лекций используются слайдовые презентации.
ЭБС «Лань»
ЭБС «Znanium.com»

11. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Материально-техническое обеспечение при реализации дисциплины соответствует требованиям ФГОС ВО по данной образовательной программе.

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.

12. ДЛЯ СТУДЕНТОВ, ОБУЧАЮЩИХСЯ С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ ДИСТАНЦИОННЫХ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ ТЕХНОЛОГИЙ

При использовании электронного обучения и дистанционных образовательных технологий (далее ЭО и ДОТ) занятия полностью или частично проводятся в режиме онлайн. Объём дисциплины и распределение нагрузки по видам работ соответствует п. 4.1. Распределение баллов соответствует п.6.2. либо может быть изменено в соответствии с решением кафедры, в случае перехода на ЭО и ДОТ в процессе обучения. Решение кафедры об используемых технологиях и системе оценивания достижений обучающихся принимается с учётом мнения ведущего преподавателя и доводится до сведения обучающихся.

Аннотация к рабочей программе дисциплины

«Химия»

образовательной программы высшего образования –
программы бакалавриата

03.03.02– Физика

Направленность:

Информационные технологии в физике

Трудоемкость дисциплины 3 ЗЕ (108 академических часов)

Семестр: 7 (очная форма обучения)

Форма промежуточной аттестации: зачёт

Содержание дисциплины

Электронное строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов. Химическая связь и строение вещества. Скорость химической реакции. Химическое и фазовые равновесия. Вода. Растворы неэлектролитов. Ионные равновесия и обменные реакции в растворах. Окислительно-восстановительные реакции. Электропроводность растворов. Электродные процессы.