

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Воронежский государственный технический университет»

**УТВЕРЖДАЮ**
Декан факультета РТЭ В.А. Небольсин
«31» августа 2021 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА
дисциплины
«Химия»

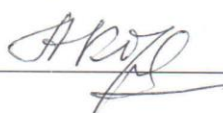
Направление подготовки 16.03.01 – Техническая физика

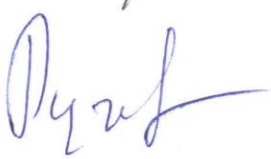
Профиль Физическая электроника

Нормативный период обучения 4 года

Форма обучения Очная

Год начала подготовки 2021 г.

Автор программы  /Корнеева А.Н./

**Заведующий кафедрой
химии и химической
технологии материалов**  /Рудаков О.Б./

Руководитель ОПОП  /Янченко Л.И./

Воронеж 2021

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Цели дисциплины

Цель изучения дисциплины: формирование у обучающихся компетенций, заключающихся в способности использовать основные законы и понятия химии в профессиональной деятельности, планировать и проводить необходимые эксперименты и интерпретировать их результаты, формирование ориентации и восприятия научно-технической информации в тех областях технической физики, которые связаны с химией.

1.2. Задачи освоения дисциплины: изучение представлений о роли химии и химических систем в окружающем мире; овладение теоретическими знаниями о строения атома, химических свойствах элементов и их соединений периодической системы Д.И. Менделеева, типов химической связи в соединениях и типов межмолекулярных взаимодействий; изучение законов термодинамики и кинетики для решения вопроса о возможности осуществления химических реакций в заданных условиях; изучение электрохимических процессов, химии металлов и неметаллов, овладение методами решения химических задач, приобретение навыков работы в химических лабораториях.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

Дисциплина «Химия» относится к дисциплинам обязательной части блока Б.1 учебного плана.

3. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Процесс изучения дисциплины «Химия» направлен на формирование следующих компетенций:

ОПК-1 - Способен использовать фундаментальные законы природы и основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции
ОПК-1	Знать основные теоретические представления о строении атома, молекулы, вещества, о природе химической связи в молекулах, зависимость химических свойств веществ от их строения, химическую термодинамику и кинетику, растворы, электрохимические и физико – химические процессы, используемые в профессиональной деятельности;
	уметь анализировать и применять химические законы для решения теоретических задач; находить взаимосвязь

	между положением элементов в периодической системе, положением элемента в ряду напряжений металлов, таблице растворимости; владеть методами практического исследования химических процессов; навыками проведения простейших химических экспериментов и определения некоторых количественных характеристик химических реакций; навыками обработки полученных результатов.
--	---

4. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Общая трудоемкость дисциплины «Химия» составляет 9 зачетные единицы.

Распределение трудоемкости дисциплины по видам занятий

Очная форма обучения

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры			
		1	2		
Аудиторные занятия (всего)	126	54	72		
В том числе:					
Лекции	54	18	36		
Практические занятия (ПЗ)	36	18	18		
Лабораторные работы (ЛР)	36	18	18		
Самостоятельная работа	153	54	99		
Курсовая работа	+	-	+		
Часы на контроль	45	-	45		
Виды промежуточной аттестации - экзамен, зачет	+	+	+		
Общая трудоемкость академические часы з.е.	324 9	108 3	216 6		

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

5.1. Содержание разделов дисциплины и распределение трудоемкости по видам занятий

очная форма обучения

№ п/п	Наименование темы	Содержание раздела	Лекц	Прак зан.	Лаб. зан.	СРС	Всего, час
		1 семестр					
1	Теоретические основы химии: основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений.	Введение в курс химии. Взаимосвязь химии с другими науками. Значение химических знаний для студентов, специализирующихся в области технической физики. Основные понятия и законы химии. Номенклатура, классификация, получение и химические свойства ок-	2	4	4	6	16

		сидов, оснований, кислот и солей.					
2	Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.	Ядерная модель атома. Двойственная природа электрона. Уравнение Шрёдингера. Волновая функция электрона Квантовые числа. Классификация электронных состояний, электронные уровни, подуровни и орбитали. Три принципа распределения в многоэлектронных атомах Электронные и электронографические формулы. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и электронная структура атомов. Современная формулировка периодического закона. Периодически изменяющиеся свойства атомов элементов (атомные радиусы, энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательность, валентность). Изменение химических свойств элементов и их соединений в группах и периодах.	4	4		12	20
3	Химическая связь. Реакции окисления - восстановления.	Квантово-механическая теория химической связи. Модель Гейтлера-Лондона. Ковалентная связь с позиций метода валентных связей (МВС), её характеристики: энергии образования и разрыва связей, полярность, направленность, кратность, насыщенность. Гибридизация атомных орбиталей. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.. Ионная связь. Представления о методе молекулярных орбиталей (ММО). Металлическая связь. Агрегатные состояния вещества. Межмолекулярное взаимодействие. Водородная связь. Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления. Основные типы реакций окисления-восстановления.	6	4	4	18	32
4	Основы химической термодинамики.	Первый закон термодинамики, Внутренняя энергия, Энтальпия. Теплоёмкость. Равновесные и обратимые процессы. Термодинамика. Закон Гесса и его следствия. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Расчёты тепловых эффектов химических реакций по таблицам стандартных значений энтальпий образования веществ. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второй закон термодинамики. Энтропия. Принцип возрастания энтропии. Энтропия и термодинамическая вероятность. Третий закон термодинамики. Движущие силы химических реакций. Термодинамические потенциалы - критерии направленности химических процессов. Уравнение изотермы реакции и стандартного сродства. Химическое равновесие. Закон действующих масс (ЗДМ) в гомогенных и гетерогенных системах. Различные способы выражения константы равновесия Влияние температуры на химическое равновесие (уравнения изобары и	6	6	10	18	40

		изохоры реакции Расчеты равновесий по таблицам стандартных изменений термодинамических величин (с помощью изменения энтропии реакции). Приведенная энергия Гиббса и расчет константы равновесия с помощью приведенной энергии Гиббса химической реакции.					
		Итого	18	18	18	54	108
		2 семестр					
5	Кинетика химических реакций.	Скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Влияние температуры на скорость реакции: правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Энергия активации. Механизм химических реакций. Смещение химического равновесия (принцип Ле-Шателье).	4	4	4	10	22
6	Дисперсные системы. Растворы.	Общие свойства растворов: способы выражения концентрации растворов; давление насыщенного пара бинарных растворов (законы Рауля и Генри). Понижение температуры кристаллизации и повышение температуры кипения растворов. Осмотическое давление. Активность. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Сильные электролиты. Равновесия в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH). Произведение растворимости (ПР). Гидролиз солей.	6	6	6	15	33
7	Электрохимические процессы. Коррозия и защита металлов от коррозии.	Возникновение скачка потенциала на границе металл-раствор (двойной электрический слой). Гальванические элементы. Потенциалы металлических и газовых электродов. Вычисление ЭДС. Концентрационные гальванические элементы. Электролиз. Законы Фарадея. Явление поляризации. Катодные процессы. Анодные процессы с растворимым и нерастворимым анодом. Применение электролиза. Классификация коррозионных процессов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Защита металлов от коррозии.	8	4	4	20	36
8	Химия металлов.	Получение металлов. Физические свойства металлов. Химические свойства металлов: взаимодействие с неметаллами, водой, щелочами, солями, кислотами. Окислительно-восстановительные свойства d-металлов. Сплавы и фазовые равновесия. Типы диаграмм состояния.	6	2	4	15	27
9	Химия неметаллов.	Физические и химические свойства неметаллов. Водород. Вода и её свойства. Особенности элементов А-групп периодической системы Д.И. Менделеева.	6			15	21
10	Элементы органической химии. Органические полимерные материалы.	Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова. Классификация органических соединений. Методы получения полимеров. Свойства полимеров и их применение.	4	2		10	16

11	Химическая идентификация веществ.	Виды и методы анализа: химические, физические, физико-химические. Качественный и количественный анализ. Гравиметрический и титриметрический анализы.	2			5	7
12	Курсовая работа					9	9
			36	18	18	99	171
Итого за год			54	36	36	153	279

5.2 Перечень практических занятий:

1 семестр

1. Решение задач по теме: «Основные понятия и законы химии»
2. Решение задач по теме: «Классы неорганических соединений»
3. Строение многоэлектронных атомов. Периодически изменяющиеся свойства атомов элементов
4. Периодически изменяющиеся свойства атомов элементов.
5. Решение задач по теме: «Химическая связь».
6. Решение задач по теме: «Реакции окисления- восстановления».
7. Решение задач по теме: «Первый закон термодинамики. Термохимия. Расчёты тепловых эффектов химических реакций»
8. Решение задач по теме: «Второй закон термодинамики. Энтропия – критерий направленности процессов. Расчёт энтропии некоторых процессов. Термодинамические потенциалы и направленность химических процессов»
9. Решение задач по теме: «Химическое равновесие (З.Д.М.). Расчёт химических равновесий по таблицам стандартных значений термодинамических величин (с помощью функции энтропии и функции приведенной энергии Гиббса)».

2 семестр

1. Решение задач по теме: «Зависимость скорости химических реакций от концентрации».
2. Решение задач по теме: «Зависимость скорости химических реакций от температуры».
3. Решение задач по теме: «Различные способы выражения концентрации растворов».
4. Решение задач по теме: «Слабые электролиты. Константа и степень диссоциации. Реакции обмена в растворах электролитов».
5. Решение задач по теме: «Ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение растворимости».
6. Решение задач по теме: «Понятие об электродном потенциале. Гальванические элементы». «Стандартный водородный электрод. Таблица стандартных электродных потенциалов»
7. Решение задач по теме: «Электролиз растворов и расплавов»
8. Решение задач по теме: «Общие свойства металлов. Окислительно-восстановительные свойства d-элементов». Семинар по теме: «Типы диаграмм состояния».
9. Семинар по теме: «Классификация органических соединений. Методы получения полимеров».

5.2 Перечень лабораторных работ:

1 семестр

1. Основные понятия и законы химии (4).
2. Реакции окисления-восстановления (4).
3. Термохимические измерения (6)
4. Термическая устойчивость карбонатов (4).

2 семестр

1. Скорость химических реакций. Химическое равновесие (4).
2. Реакции обмена в растворах электролитов. Гидролиз солей (6)
3. Электрохимические процессы (4).
4. Общие свойства металлов. Окислительно-восстановительные свойства d-элементов (4).

6. ПРИМЕРНАЯ ТЕМАТИКА КУРСОВЫХ РАБОТ

В соответствии с учебным планом освоение дисциплины предусматривает выполнение курсового проекта во 2 семестре.

Тематика курсовой работы: «Вычисление термодинамических функций заданного индивидуального вещества в интервале 100-500К. Исследование зависимости константы равновесия заданной химической реакции от температуры. Расчёт среднего значения теплового эффекта заданной химической реакции». Каждый студент имеет свой объект исследования, т.е. предусмотрена многовариантность выполнения курсовой работы.

Задачи, решаемые при выполнении курсовой работы:

- 1.произвести расчет термодинамических функций: изменение высокотемпературной составляющей энтальпии, энтропии, приведенной энергии Гиббса, изменение энергии Гиббса в интервале температур 100-500 К заданного вещества и представить графически;
- –описание получения, физических и химических свойств заданного вещества;
- 2.расчёт константы равновесия заданной химической реакции с шагом 1000 К в заданном температурном интервале двумя способами: по температурной зависимости теплового эффекта реакции и изменения её энтропии; а также с помощью температурной зависимости теплового эффекта реакции и изменения её приведенной энергии Гиббса в этом температурном интервале;
- построение зависимости $\ln K_p = f\left(\frac{1}{T}\right)$, её анализ и расчёт среднего значения теплового эффекта реакции.

Курсовая работа включает в себя графическую часть и расчетно-пояснительную записку.

7. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)

7.1. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

7.1.1 Этап текущего контроля

Результаты текущего контроля знаний и межсессионной аттестации оцениваются по следующей системе:

«аттестован»;

«не аттестован».

Компетенция	Результаты обучения,, характеризующие сформированность компетенции	Критерии оценивания	Аттестован	Не аттестован
ОПК-1	Знать основные теоретические представления о строении атома, молекулы, вещества, о природе химической связи в молекулах, зависимость химических свойств веществ от их строения, химическую термодинамику и кинетику, растворы, электрохимические и физико – химические процессы, используемые в профессиональной деятельности;	Активная работа на практических занятиях, Своевременное выполнение лабораторных работ	Выполнение работ в срок, предусмотренный графиком	Невыполнение работ в срок, предусмотренный графиком
	уметь анализировать и применять химические законы для решения теоретических задач; находить взаимосвязь между положением элементов в периодической системе, положением элемента в ряду напряжений металлов, таблице растворимости;	Анализировать и применять химические законы для решения практических задач; Грамотное объяснение проводимой лабораторной работы	Устный ответ Выполнение работ в срок, предусмотренный графиком	Отсутствие ответа. Невыполнение работ в срок, предусмотренный графиком та
	владеть методами практического исследования химических процессов; навыками проведения простейших химических экспериментов и определения некоторых количественных характеристик химических реакций; навыками обработки полученных результатов.	Выполнение контрольных работ и тестов Своевременный отчёт по выполненным лабораторным работам	Выполнение работ в срок, предусмотренный графиком	Невыполнение работ в срок, предусмотренный графиком

или

«отлично»;

«хорошо»;

«удовлетворительно»;

«неудовлетворительно».

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции	Критерии оценивания	Отлично	Хорошо	Удовл.	Неудовл.
ОПК-1	Знать основные теоретические представления о строении атома, молекулы, вещества, о природе химической связи в молекулах, зависимость химических свойств веществ от их строения, химическую термодинамику и кинетику, растворы, электрохимические и физико – химические процессы, используемые в профессиональной деятельности;	Тест	Выполнение теста на 90-100%	Выполнение теста на 80-90%	Выполнение теста на 70-80%	В тесте менее 70% правильных ответов
	уметь анализировать и применять химические законы для решения теоретических задач; находить взаимосвязь между положением элементов в периодической системе, положением элемента в ряду напряжений металлов, таблице растворимости;	Решение стандартных практических задач	Задачи решены в полном объеме и получены верные ответы	Продемонстрирован верный ход решения всех, но не получен верный ответ во всех задачах	Продемонстрирован верный ход решения в большинстве задач	Задачи не решены
	владеть методами практического исследования химических процессов; навыками проведения простейших химических экспериментов и определения некоторых количественных характеристик химических реакций; навыками обработки полученных результатов.	Решение прикладных задач в конкретной предметной области	Задачи решены в полном объеме и получены верные ответы	Продемонстрирован верный ход решения всех, но не получен верный ответ во всех задачах	Продемонстрирован верный ход решения в большинстве задач	Задачи не решены

7.2 Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Перечень контрольных заданий и тестов для текущего

контроля знаний:

1 семестр

1. Классы неорганических соединений.
2. Основные понятия и законы химии.
3. Электронное строение атомов и периодическая система элементов Д.И. Менделеева .
4. Реакции окисления-восстановления
5. Химическая термодинамика.

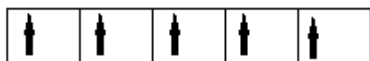
2 семестр

6. Скорость химических реакций. Химическое равновесие и его смещение.
7. Растворы: различные способы выражения концентрации растворов, расчёт pH и ПР.
- 8.. Электрохимические процессы Коррозия и защита металлов от коррозии. Типы диаграмм состояния.
- 9.Химия металлов.
- 10.Химия неметаллов
11. Элементы органической химии. Органические полимерные материал

Защита курсового проекта осуществляется согласно требованиям, предъявляемым к работе, описанным в методических материалах. Примерное время защиты на одного студента составляет 15 мин.

7.2.1 Примерный перечень заданий для подготовки к тестированию

1. В перечне формул кислот 1) HNO_3 2) H_2SO_3 3) HBr 4) 2,4) H_3PO_4 5) HCl укажите номера тех, которые образуют кислые соли. (2,4)
2. Укажите, в каком из приведенных рядов
 - 1) CO_2 , SO_2 , Al_2O_3
 - 2) CaO , N_2O_5 , Al_2O_3
 - 3) MgO , ZnO , Al_2O_3
 - 4) CO , NO_2 , Fe_2O_3все вещества взаимодействуют со щелочами. (1)
3. Укажите квантовое число 1) главное 2) орбитальное 3) магнитное 4) спиновое, уровень которого в электронной оболочке атома определяет энергетический уровень. (1)
4. Для атома с электронной формулой внешних электронов $4s^2 4p^1$ укажите атомный номер элемента. (31)
5. Установите последовательность расположения соединений
 - 1) K_2O 2) MgO 3) CaO 4) SO_3 5) Al_2O_3по увеличению полярности химической связи. (4,5,2,3,1)
6. Укажите молекулу 1) CH_4 2) BF_3 3) CO 4) CO_2 , в которой имеются sp^2 -гибридные орбитали. (BF_3)
7. Расположите следующие химические элементы: 1) F 2) Na 3) C 4) O в порядке возрастания их электроотрицательности. (Na, C ,O, F)
8. Определить порядковый номер в Периодической системе элемента, имеющего электронную структуру, выраженную формулой: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$. (23)
9. К какому типу химической связи относится связь между атомами в молекулах: а) KI , б) Br_2 , в) металла Sn.(а- ионная; б- ковалентная неполярная; в -металлическая)
10. Опишите четырьмя квантовыми числами следующую электронную структуру валентного слоя



атома: $5d$ ($n=5$; $l=2$; $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$; $m_s = +1/2$)

11. Напишите уравнение диссоциации HCN . ($\text{HCN} = \text{H}^+ + \text{CN}^-$)
12. Из каких солей $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CuSO_4 , AgNO_3 , ZnSO_4 - металл может быть вытеснен никелем ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , AgNO_3)
13. Куда сместится равновесие реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ в результате увеличения в системе давления. (В сторону прямой реакции)
14. Для обратимой реакции $\text{CaCO}_3(\text{к}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$; $\Delta H^\circ = 177,5 \text{ кДж}$

укажите направление смещения равновесия (1 - влево, 2 – вправо, 3 - не смещается) при повышении температуры. (2 - вправо)

7.2.2 Примерный перечень заданий для решения стандартных задач

1. При окислении 2 г двухвалентного металла образовалось 2,8 г оксида. Определите количество провозимодействовавшего кислорода и атомную массу металла. (0,8 г и 40)
2. В обратимой реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г})$ равновесие установилось при следующих концентрациях веществ (моль/л): $[\text{O}_2] = 0,3$; $[\text{SO}_2] = 0,7$; $[\text{SO}_3] = 0,5$. Вычислите константу равновесия реакции. (1,7)
3. Вычислите электродный потенциал цинка, опущенный в раствор его соли с активностью ионов Zn^{2+} 0,001 моль/л. (-0,85)
4. Из 2,0 г двухвалентного металла образовалось 2,8 г оксида. Определите: число атомов в химической формуле оксида. (2)
5. При окислении 2,81 г кадмия получено 3,21 г оксида кадмия. Вычислить эквивалент кадмия. (56,2)
6. Вычислить эквивалент H_2SO_4 в реакциях обмена, в результате которых образуется: а) кислые соли MeHSO_4 ; б) нормальные соли MeSO_4 . (а) 98, б) 49
7. Начальные концентрации исходных веществ реакции, протекающей по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ равны $\text{NO} = 0,06$ моль/л, $\text{O}_2 = 0,10$ моль/л. Вычислите концентрации O_2 и NO_2 , когда NO станет равным 0,04 моль/л. ($\text{O}_2 = 0,01$ моль/л, $\text{NO}_2 = 0,02$ моль/л.)
8. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 40 $^\circ\text{C}$, принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2. (2^{16} или 65536 раз)
9. Вычислить константу равновесия K для обратимой реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$, если начальные концентрации исходных веществ равны $\text{CO} = 0,10$ моль/л, $\text{H}_2\text{O} = 0,40$ моль/л, а в равновесии образовалось $\text{CO}_2 = 0,08$ моль/л (1)
10. Вычислить титр 0,1 н. раствора NaCl . (0,00585 г/мл)

7.2.3 Примерный перечень заданий для решения прикладных задач

1. Составить электронные и электрографические формулы кремния в нормальном и возбужденном состояниях. (... $3\text{S}^2 3\text{p}^2$; .. $3\text{S}^1 3\text{p}^3$)

2. При взаимодействии SiF_4 с HF образуется сильная H_2SiF_6 , которая диссоциирует на ионы H^+ и SiF_6^{2-} . Почему не протекает подобная реакция между CF_4 и F ? Каков тип гибридизации АО кремния в ионе SiF_6^{2-} . (нет валентных орбиталей на валентном уровне; $\text{sp}^3 \text{d}^2$)

3. Вычислить тепловой эффект реакции

$\text{Si} + 4\text{HCl}_{\text{г}} \rightarrow \text{SiCl}_4 + 2\text{H}_2\uparrow$ при 298 К, если энтальпии образования участников реакции равны: $\Delta H_{298}^0 \text{HCl} = -92,31$ кДж/моль
 $\Delta H_{298}^0 \text{SiCl}_4 = -662,200$ кДж/моль. (-293 кДж)

4. Возможна ли реакция $\text{SiCl}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{SiCl}_2 + 2\text{HCl}_{\text{г}}$ при 298 К, если даны термодинамические функции участников реакции:

вещество	ΔH_{298}^0 кДж/моль	S_{298}^0 Дж/(моль·К)
SiCl_4	-662,200	331,340
H_2	0	130,570
$\text{HCl}_{\text{г}}$	-92,31	186,786
SiCl_2	-163,06	281,495 (Реакция невозможна)

5. Увеличится или уменьшится энтропия реакции

$\text{SiCl}_4_{\text{г}} + 2\text{H}_{2\text{г}} \rightarrow \text{Si}_{\text{тв}} + 4\text{HCl}_{\text{г}}$? Вывод сделать, не вычисляя изменение энтропии реакции. (Увеличится)

6. Вычислить исходную концентрацию тетрахлорида кремния, если при наступлении равновесия реакции $\text{SiCl}_4 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{SiCl}_2 + 2\text{HCl}$ установились концентрации: $[\text{SiCl}_4] = 3$ моль/л; $[\text{H}_2] = 1$ моль/л; $[\text{H}_2] = 0,8$ моль/л . (3,4 моль/л)

7. Как изменится скорость прямой реакции $\text{SiH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SiH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза:

- а) уменьшится в 2 раза; б) уменьшится в 4 раза
- в) возрастет в 2 раза; г) возрастет в 4 раза;
- (уменьшится в 4 раза)

8. Записать константу равновесия реакции

$\text{Si}_{\text{ТВ}} + 4\text{HCl}_{\text{Г}} \leftrightarrow \text{SiCl}_{4\text{Г}} + 2\text{H}_{2\text{Г}}$ и определить, куда сместится равновесие при

увеличении общего давления системы? ($K = \frac{[\text{SiCl}_2][\text{H}_2]^2}{[\text{HCl}]^4}$; вправо)

9. Какое из перечисленных воздействий приведет к изменению значения константы равновесия химических реакций:

- а) изменение давления;
- б) изменение температуры;
- в) замена катализатора;
- г) изменение концентраций реагирующих веществ. (б)

10. Какие процессы идут на катоде и аноде при электролитическом нанесении меди на пластины кремния из раствора CuSO_4 с медным анодом? (восстановление; окисление)

7.2.4 Примерный перечень вопросов для подготовки к зачету

1. Основные понятия химии: атом, молекула, простые и сложные вещества, относительные атомные и молекулярные массы, моль, валентность, эквивалент.

Основные законы химии: закон постоянства состава, закон эквивалентов, закон Авогадро.

2. Классы неорганических соединений.

3. Квантово-механическая модель строения атома: опыты Резерфорда, постулаты и спиновое. Атомные орбитали. Электронные уровни и подуровни. теории Бора, ее недостатки. Уравнение Шредингера. Квантовые числа: главное, орбитальное, магнитное и спиновое

4. Распределение электронов в многоэлектронных атомах (принцип минимума энергии, принцип Паули, правило Гунда). Электронные и электронографические формулы (s-p-d-f-элементы).

5. Периодический закон Д.И. Менделеева и периодическая система. Периодическая система Д.И. Менделеева в свете представлений о сложном строении атома.

6. Периодически изменяющиеся свойства элементов: энергия ионизации (ионизационный потенциал), сродство к электрону, электроотрицательность. Изменение валентности в группах и периодах. Металлические и неметаллические свойства элементов и их соединений в периодической системе.

7. Химическая связь. Современные представления о механизме образования химической связи. Основные положения метода валентных связей (МВС) и характеристики ковалентной связи: энергия образования, энергия разрыва связи, длина связи, полярность связи, направленность связи, насыщенность связи.

8. Гибридизация атомных орбиталей. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи

9. Ионная связь. Условия образования связи, особенности веществ с ионным типом связи.

10. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Металлическая связь. Агрегатное состояние вещества. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь.

11. Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления. Основные типы реакций окисления-восстановления.

12. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия реакции. . Закон Гесса. Стандартные теплоты образования и сгорания Следствия закона Гесса.

13.. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второй закон термодинамики. Энтропия. Изменение энтропии в обратимом и необратимом процессах. Энтропия – критерий направленности процессов. Энтропия и термодинамическая вероятность. Движущие силы химических реакций

14. Термодинамические потенциалы (F , G). Критерии возможности самопроизвольного процесса и равновесия в закрытых системах.

15. Химическое равновесие. Уравнение изотермы химической реакции и стандартное изменение энергии Гиббса. Закон действующих масс. Различные способы выражения константы равновесия.. Влияние температуры на химическое равновесие (изобара и изохора реакции). Расчеты равновесий по таблицам стандартных изменений термодинамических величин (с помощью изменения энтропии реакции). Приведенная энергия Гиббса и расчет константы равновесия с помощью приведенной энергии Гиббса химической реакции.

7.2.5 Примерный перечень вопросов для подготовки к экзамену

1. Основные понятия химии: атом, молекула, простые и сложные вещества, относительные атомные и молекулярные массы, моль, валентность, эквивалент.

Основные законы химии: закон постоянства состава, закон эквивалентов, закон Авогадро. Классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты, соли (получения и свойства)

2. Квантово-механическая модель строения атома: опыты Резерфорда, постулаты теории Бора, ее недостатки. Уравнение Шредингера. Квантовые числа: главное, орбитальное, магнитное и спиновое.

3. Распределение электронов в многоэлектронных атомах (принцип минимума энергии, принцип Паули, правило Гунда). Электронные и электронографические формулы (s-p-d-f-элементы).

4. Периодический закон Д.И.Менделеева и периодическая система. Периодическая система Д.И.Менделеева в свете представлений о сложном строении атома.

5. Периодически изменяющиеся свойства элементов: энергия ионизации (ионизационный потенциал), сродство к электрону, электроотрицательность. Изменение валентности в группах и периодах. Металлические и неметаллические свойства элементов и их соединений в периодической системе.

6. Химическая связь. Современные представления о механизме образования химической связи. Основные положения метода валентных связей (МВС) и характеристики ковалентной связи: энергия образования, энергия разрыва связи, длина связи, полярность связи, направленность связи, насыщенность связи.

7. Гибридизация атомных орбиталей. Кратные связи. δ , π –связи. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Валентность элементов с точки зрения метода валентных связей.

8. Ионная связь. Условия образования связи, особенности веществ с ионным типом связи.

9. Метод молекулярных орбиталей (ММО). .Металлическая связь. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь.

10. Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления. Основные типы реакций окисления-восстановления. Окислительно-восстановительный эквивалент.

11. Общие понятия о скорости химических реакций. Скорость химической реакции..

Гомогенные, гетерогенные системы, зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации

12. Уравнение Аррениуса. Катализаторы. Химическое равновесие. Константа равновесия: влияние изменения внешних факторов на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.

13. Классификация и общие свойства растворов. Способы выражения концентрации растворов. Теория образования растворов.

14. Растворы неэлектролитов. Законы Рауля и Генри. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания. Осмотическое давление. Закон Вант Гоффа.

15. Растворы электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации растворов Аррениуса. Диссоциация солей, кислот, оснований.

16. Сильные и слабые электролиты. Реакции обмена в растворах электролитов. Константа диссоциации слабых электролитов. Закон разведения Оствальда.

17. Произведение растворимости. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH.

18. Гидролиз солей.

19. Электрохимические процессы. Понятие об электродном потенциале. Формула Нернста.

20. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах (ряд напряжений металлов). Катодные и анодные процессы при работе гальванического элемента.

21. Электролиз. Катодные и анодные процессы. Электролиз растворов и расплавов солей. Законы электролиза Фарадея. Последовательность разряда ионов на электродах. Применение электролиза.

22. Общие свойства металлов (получение, физические и химические свойства (металлов)).

23. Характеристика d-элементов, их физические и химические свойства.

24. Коррозия металлов. Коррозия химическая и электрохимическая. Атмосферная коррозия. Способы защиты от коррозии.

25. Сплавы металлов. Типы диаграмм состояния.

26. Водород и его свойства. Химия воды.

27. Краткая характеристика важнейших свойств элементов А-групп периодической системы Д.И. Менделеева.

28. Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова. Основные классы органических соединений.

29. Реакции полимеризации и поликонденсации получения полимеров.

30. Химические и физико-химические методы анализа.

7.2.6. Методика выставления оценки при проведении промежуточной аттестации

Результаты промежуточного контроля знаний оцениваются в 1 семестре зачётом по системе: зачтено;

не зачтено;

Зачёт может быть проведен по текущей успеваемости при условии выполнения всех контрольных заданий не менее, чем на 70%;

Зачёт может быть проведен в устной или письменной форме, согласно которому студент получает два вопроса из заранее известного ему списка, и задачу, которые должны быть выполнены не менее, чем на 70%.

Результаты промежуточного контроля знаний оцениваются во 2 семестре для очной формы обучения по четырехбалльной системе (экзаменом):

«отлично»;

«хорошо»;

«удовлетворительно»;

«неудовлетворительно».

Освоение дисциплины оценивается во 2 семестре на экзамене при ответе на вытаскиваемый студентом билет, в котором два теоретических вопроса и задача. Подготовка ответа не более 45 минут. Студенту задаётся дополнительный вопрос по теме, которая не нашла отражения в билете.

Ответ на билет и дополнительный вопрос на 90 -100% - отлично
на 80 - 90% - хорошо
на 70 - 80% - удовлетвор
менее 70% - неудовлетвор.

Или:

экзамен проводится по тест-билетам, каждый из которых содержит 10 вопросов и задачу. Каждый правильный ответ на вопрос в тесте оценивается 1 баллом, задача оценивается в 10 баллов (5 баллов верное решение и 5 баллов за верный ответ). Максимальное количество набранных баллов – 20.

1. Оценка «Неудовлетворительно» ставится в случае, если студент набрал менее 6 баллов.

2. Оценка «Удовлетворительно» ставится в случае, если студент набрал от 6 до 10 баллов

3. Оценка «Хорошо» ставится в случае, если студент набрал от 11 до 15 баллов.

4. Оценка «Отлично» ставится, если студент набрал от 16 до 20 баллов.)

7.2.7 Паспорт оценочных материалов

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	Основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений.	ОПК-1	Контрольная работа, устный опрос, зачёт экзамен
2	Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	ОПК-1	Контрольная работа, зачёт, экзамен
3	Химическая связь. Реакции окисления-восстановления	ОПК-1	Контрольная работа, устный опрос, зачёт. экзамен
4	Основы химической термодинамики.	ОПК-1	Тест, устный опрос, зачёт, курсовая работа
5	Кинетика химических реакций.	ОПК-	Тест, устный опрос, экзамен
6	Дисперсные системы. Растворы	ОПК-1	Контрольная работа, экзамен
7	Электрохимические процессы. Коррозия и защита металлов от коррозии.	ОПК-1	Контрольная работа, устный опрос, экзамен
8	Химия металлов	ОПК-1	Контрольная работа, устный опрос, экзамен
9	Химия неметаллов	ОПК-1	Контрольная работа, устный опрос, экзамен

10	Элементы органической химии. Органические полимерные материалы.	ОПК-1	Устный опрос, экзамен
11	Химическая идентификация веществ	ОПК-1	Экзамен

7.3. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Тестирование осуществляется с использованием выданных тест-заданий на бумажном носителе. Время тестирования 30 мин. Затем осуществляется проверка теста экзаменатором и выставляется оценка согласно методики выставления оценки при проведении промежуточной аттестации.

Решение стандартных задач осуществляется с использованием выданных задач на бумажном носителе. Время решения задач 30 мин. Затем осуществляется проверка решения задач экзаменатором и выставляется оценка, согласно методики выставления оценки при проведении промежуточной аттестации.

Решение прикладных задач осуществляется с использованием выданных задач на бумажном носителе. Время решения задач 30 мин. Затем осуществляется проверка решения задач экзаменатором и выставляется оценка, согласно методики выставления оценки при проведении промежуточной аттестации.

8 УЧЕБНО - МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

8.1 Перечень учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины

1. Коровин Н.В. Общая химия: учебник. М.: Высш. шк., 2010.- 558 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия: учебник для бакалавров. / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. -18-е изд., перераб и доп.- М.: Изд-во Юрайт, 2012.- 898 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. М.: Интеграл-Пресс, 2011.- 240 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: учебник. / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермаковой. М.: Интеграл-Пресс, 2005.- 730 с.
5. Корнеева В.В. Методические указания для самостоятельной подготовки и выполнения лабораторных работ № 1-6 по дисциплине «Химия» / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ФГБОУ ВО «ВГТУ», 2015.- 50 с.
6. Корнеева В.В. Методические указания для самостоятельной подготовки и выполнения лабораторных работ № 7-10 по дисциплине «Химия» / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ФГБОУ ВО «ВГТУ», 2015.- 39 с.
7. Корнеева В.В. Методические указания и контрольные задания для входного контроля знаний по теме «Классы неорганических соединений». / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ФГБОУ ВО «ВГТУ» Электрон., 2012.- 40 с.
8. Корнеева В.В. Методические указания для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование) по теме «Основные понятия и законы химии»

дисциплины «Химия». / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ФГБОУ ВО «ВГТУ» Электрон., 2012.- 35 с.

9. Корнеева В.В. Методические указания для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование) по теме «Строение атомов и периодический закон» дисциплины «Химия». / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ФГБОУ ВО «ВГТУ», 2016.- 40 с.

10. Корнеева В.В. Методические указания и контрольные задания для проверки самостоятельной работы и контроля знаний по теме «Реакции окисления - восстановления» дисциплины «Химия». / Корнеева А.Н., Небольсин В.А., Сушко Т.И. Воронеж: ГОУВПО «ВГТУ», 2010.- 32 с.

11. Корнеева В.В. Методические указания для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование) по теме «Скорость химических реакций химическое равновесие» дисциплины «Химия». / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ФГБОУ ВО «ВГТУ» Электрон., 2012.- 30 с.

12. Корнеева В.В. Методические указания для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование) по теме «Растворы» дисциплины «Химия». / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ФГБОУ ВО «ВГТУ», 2015.- 39 с.

13. Корнеева В.В. Методические указания для самостоятельной работы и контроля знаний (тестирование) по теме «Общие свойства металлов. Электрохимические процессы». / Корнеева А.Н., Небольсин В.А. Воронеж: ГОУВПО «ВГТУ», 2009.- 38 с.

14. Маршалкин, М. Ф. Химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / М. Ф. Маршалкин, И. С. Григорян, Д. Н. Ковалев. — Электрон. текстовые данные. — Ставрополь : Северо-Кавказский федеральный университет, 2015. — 228 с. — 27-8397. — Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/63225.html>

8.2 Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю), включая перечень лицензионного программного обеспечения, ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», современных профессиональных баз данных и информационных справочных систем

[OpenOffice Text](#), [OpenOffice Calc](#), Internet Explorer,

9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА, НЕОБХОДИМАЯ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА

ЛЕКЦИОННАЯ АУДИТОРИЯ, ОСНАЩЁННАЯ НАГЛЯДНЫМИ ПОСОБИЯМИ.
ХИМИЧЕСКАЯ ЛАБОРАТОРИЯ № 303/1

10. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

По дисциплине «Химия» читаются лекции, проводятся практические и лабораторные занятия в рамках дисциплины «Практикум по химии»

Основой изучения дисциплины являются лекции, на которых излагаются наиболее существенные и трудные вопросы, вопросы, не нашедшие от-

ражения в учебной литературе, а также проведение блиц-опроса по предыдущему материалу.

Практические занятия направлены на приобретение навыков теоретического расчета химических задач. Занятия проводятся путем решения конкретных задач в аудитории.

Лабораторные занятия направлены на приобретения знаний различных видов анализов, умений и навыков грамотно обращаться с химическими реактивами, навыков самостоятельно определять количественные характеристики химических реакций, на владение методами правильной обработки полученных результатов.

Методика выполнения курсовой работы излагается в 1 семестре и в учебно-методическом пособии. Выполняться этапы курсовой работы должны своевременно и в установленные сроки.

Большое значение по закреплению и совершенствованию знаний имеет самостоятельная работа студентов. Информацию о всех видах самостоятельной работы студенты получают на занятиях.

Контроль усвоения материала дисциплины производится проверкой контрольных работ, тестов, устных опросов. Освоение дисциплины оценивается на зачёте (1 сем.), выполнением и защитой курсовой работ (2 сем.) и на экзамене (2 сем.).

Вид учебных занятий	Деятельность студента
Лекция	Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; пометать важные мысли, выделять ключевые слова, термины. Проверка терминов, понятий с помощью энциклопедий, словарей, справочников с выписыванием толкований в тетрадь. Обозначение вопросов, терминов, материала, которые вызывают трудности, поиск ответов в рекомендуемой литературе. Если самостоятельно не удастся разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на лекции, на практическом занятии или на консультации.
Практические занятия	Работа с конспектом лекций, учебником, подготовка ответов к контрольным вопросам, решение задач в рамках дисциплины «Химия».
Лабораторные работы	Работа с конспектом лекций, учебником, методическими указаниями по выполнению лабораторных работ, письменный и устный отчёт по лабораторным работам в рамках дисциплины «Химия».
Курсовая работа	При выполнении курсовой работы используется лекционный и учебный материал по теме «Основы химической термодинамики». Проводятся консультации с преподава-

	телем.
Самостоятельная работа	Самостоятельная работа студентов способствует глубокому усвоения учебного материала и развитию навыков самообразования. Самостоятельная работа предполагает следующие составляющие: - работа с текстами: учебниками, справочниками, дополнительной литературой, а также проработка конспектов лекций; - выполнение домашних заданий и расчетов; - работа над темами для самостоятельного изучения; - участие в работе студенческих научных конференций, олимпиад; - подготовка к промежуточной аттестации
Подготовка к зачёту и экзамену	При подготовке к зачёту и экзамену необходимо ориентироваться на конспекты лекций, рекомендуемую литературу, решение задач на практических занятиях и выполненные лабораторные работы.

АННОТАЦИЯ
к рабочей программе дисциплины
Б1.Б. 14 «Химия»

Направление подготовки (специальность) 16.03.01 «Техническая физика»
(код, наименование направления

подготовки (специальности)

Направленность (профиль) Физическая электроника

(наименование профиля, магистерской программы, специализации по УП)

Квалификация (степень) выпускка бакалавр

(бакалавр, магистр, специалист)

Форма обучения очная

(очная, очно-заочная, заочная)

Срок освоения образовательной программы 4 года

Год начала подготовки 2018

Цели и задачи изучения дисциплины:

формирование у обучающихся компетенций, заключающихся в способности использовать основные законы химии в профессиональной деятельности.

Перечень формируемых компетенций

ОПК-1	способностью использовать фундаментальные законы природы и основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности
ОПК-8	способностью самостоятельно осваивать современную физическую, аналитическую и технологическую аппаратуру различного назначения и работать на ней

Общая трудоемкость дисциплины ЗЕТ: 6 ЗЕТ.

Форма итогового контроля по дисциплине: 2 семестр экзамен, 1 семестр зачет, 2 семестр курсовая работа.