

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

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



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

дисциплины

«Химия»

Направление подготовки 14.03.01 Ядерная энергетика и теплофизика

Профиль Техника и физика низких температур

Квалификация выпускника бакалавр

Нормативный период обучения 4 года

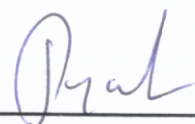
Форма обучения очная

Год начала подготовки 2021

Автор программы

 /В.А. Небольсин/

Заведующий кафедрой
химии и химической
технологии материалов

 /О.Б. Рудаков/

Руководитель ОПОП

 /О.В. Калядин/

Воронеж 2021

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Цели 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, выбирать и применять соответствующие методы моделирования химических процессов, формирование культуры мышления, ориентации и восприятия научно-технической информации в тех областях техники и физики низких температур, которые связаны с химией.

1.2. Задачи освоения дисциплины

Овладение теоретическими знаниями о строения атома, химических свойствах элементов и их соединений периодической системы 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; овладение методами решения химических задач.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

Дисциплина «Химия» относится к дисциплинам обязательной части блока Б1.

3. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

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

ОПК-1 - Способен использовать базовые знания естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции
ОПК-1	<p>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 профессиональной деятельности.</p> <p>Уметь анализировать и применять химические</p>

	законы для решения теоретических задач; находить взаимосвязь между положением элементов в периодической системе, положением элемента в ряду напряжений металлов, таблице растворимости
	Владеть навыками применения методов экспериментального исследования химических процессов

4. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины «Химия» составляет 10 з.е.

Распределение трудоемкости дисциплины по видам занятий

очная форма обучения

Виды учебной работы	Всего часов	Семестры	
		1	2
Аудиторные занятия (всего)	90	54	36
В том числе:			
Лекции	36	18	18
Практические занятия (ПЗ)	18	18	-
Лабораторные работы (ЛР)	36	18	18
Самостоятельная работа	189	45	144
Курсовая работа	+		+
Часы на контроль	81	45	36
Виды промежуточной аттестации - экзамен	+	+	+
Общая трудоемкость:			
академические часы	360	144	216
зач.ед.	10	4	6

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

5.1 Содержание разделов дисциплины и распределение трудоемкости по видам занятий

очная форма обучения

№ п/п	Наименование темы	Содержание раздела	Лек ц	Прак зан.	Лаб. зан.	СРС	Все го, час
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 физики низких температур. Основные понятия и законы химии. Номенклатура, классификация, получение и химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей.	2	4	4	17	27
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 много-электронных атомах. Электронные и	6	4		17	27

		электроннографические 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					
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. Валентность с точки зрения МВС. Ионная связь. Представления о методе молекулярных орбиталей (ММО). Металлическая связь. Водородная связь. Реакции окисления восстановления: межмолекулярное окисление- восстановление, внутримолекулярное окисление-восстановление	6	4	4	17	31
4	Основы химической термодинамики.	Первый закон термодинамики. Равновесные и обратимые процессы. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Расчёты тепловых эффектов химических реакций по таблицам стандартных значений теплот образования веществ. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второй закон термодинамики. Энтропия. Принцип возрастания энтропии. Энтропия и термодинамическая вероятность. Химическое равновесие. Закон действующих масс в гомогенных и гетерогенных системах. Влияние температуры на химическое равновесие.	4	6	10	17	37
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).	2	-	4	17	23
6	Дисперсные системы. Растворы.	Общие свойства растворов: способы выражения концентрации растворов; давление насыщенного пара бинарных растворов (законы Рауля и Генри). Осмотическое давление. Активность. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Сильные электролиты. Равновесия в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Произведение растворимости (ПР). Гидролиз солей.	6	-	6	17	29
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.	6	-	4	17	27

		Защита металлов от коррозии					
8	Химия металлов.	Получение металлов. Физические свойства металлов. Химические свойства металлов: взаимодействие с неметаллами, водой, щелочами, солями, кислотами. Окислительно-восстановительные свойства d-металлов.	2	-	4	17	23
9	Химическая идентификация веществ.	Виды и методы анализа: химические, физические, физико-химические. Качественный и количественный анализ. Гравиметрический и титриметрический анализы.	2	-		23	25
10	Курсовая работа					30	30
Итого			36	18	36	189	279

5.2 Перечень лабораторных работ

1 семестр:

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

2 семестр:

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

6. ПРИМЕРНАЯ ТЕМАТИКА КУРСОВЫХ ПРОЕКТОВ (РАБОТ) И КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

В соответствии с учебным планом освоение дисциплины предусматривает выполнение курсовой работы во 2 семестре для очной формы обучения.

Примерная тематика курсовой работы: «Анализ физико-химических свойств и методов получения индивидуальных веществ. Вычисление термодинамических функций заданного индивидуального вещества в интервале температур 100-500 К. Расчеты константы равновесия и теплового эффекта заданной химической реакции».

Задачи, решаемые при выполнении курсовой работы:

- а) Осуществить поиск литературных источников по теме работы;
- б) Систематизация и анализ найденной информации;
- в) Получение навыков решения прикладных задач с химической тематикой.

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

7. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО

ДИСЦИПЛИНЕ

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 профессиональной деятельностью	Активная работа на практических и лабораторных занятиях	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах
	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	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах
	Владеть моделированием и методами экспериментального исследования химических процессов, навыками применения методов математической обработки результатов.	Решение прикладных задач в конкретной предметной области	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах

7.1.2 Этап промежуточного контроля знаний

Результаты промежуточного контроля знаний оцениваются в 1, 2 семестре для очной формы обучения по четырехбалльной системе:

«отлично»;

«хорошо»;

«удовлетворительно»;

«неудовлетворительно».

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции	Критерии оценивания	Отлично	Хорошо	Удовл.	Неудовл.
ОПК-1	знать (переносится из	Тест	Выполнение теста на 90-	Выполнение теста на 80-	Выполнение теста на 70-	В тесте менее 70%

раздела 3 рабочей программы)		100%	90%	80%	правильных ответов
уметь (переносится из раздела 3 рабочей программы)	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 (переносится из раздела 3 рабочей программы)	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 Примерный перечень оценочных средств (типичные контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности)

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) 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_3

все вещества взаимодействуют со щелочами. (1)

3. Укажите квантовое число: 1) главное 2) орбитальное 3) магнитное или 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. Куда сместится равновесие реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ в результате увеличения в системе давления. (В сторону прямой реакции)

6. Для обратимой реакции $\text{CaCO}_3(\text{к}) \leftrightarrow \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$; $\Delta H^\circ = 177,5$ кДж укажите направление смещения равновесия (1 - влево, 2 - вправо, 3 - не смещается) при повышении температуры. (2 - вправо)

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. 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)

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.

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. Вычислить 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 до 200 °С, принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2. (216 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 (... $3s^2 3p^2$; ... $3s^1 3p^3$)

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 Si в ионе SiF_6^{2-} . (нет валентных орбиталей на валентном уровне; sp^3d^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 298К, если даны термодинамические функции участников реакции:

вещество	ΔH_{298}^0 248 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

Металлические и неметаллические свойства элементов и их соединений в периодической системе.

8. 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.

9. Гибридизация атомных орбиталей. Кратные связи. δ , π –связи. Донорноакцепторный механизм образования ковалентной связи. Валентность элементов с точки зрения метода валентных связей.

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

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

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

13. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Теплоемкость, ее зависимость от температуры. Теплоты хим. реакций и закон Гесса, его следствие.

14. Равновесие и обратимые процессы. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второй закон термодинамики. Энтропия. Изменение энтропии в обратимом и необратимом процессах. Принцип возрастания энтропии.

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

16. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Константы равновесия.

17. Влияние температуры на химическое равновесие.

18. Общие понятия о скорости химических реакций. Скорость химической реакции. Гомогенные, гетерогенные системы, зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации

19. Уравнение Аррениуса. Катализаторы. Химическое равновесие. Константа равновесия: влияние изменения внешних факторов на химическое равновесие. Принцип ЛеШателье.

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

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

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

23. Сильные и слабые электролиты. Реакции обмена в растворах

электролитов. Константа диссоциации слабых электролитов. Закон разведения Оствальда.

24. Произведение растворимости. Ионное произведение воды. Водородный показатель рН.

25. Гидролиз солей. 9. Электрохимические процессы. Понятие об электродном потенциале. Формула Нернста.

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

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

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

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

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

31. Химические и физико-химические методы анализа.

7.2.6. Методика выставления оценки при проведении промежуточной аттестации

Освоение дисциплины оценивается в 1 и 2 семестрах на экзаменах при ответе на выбранный 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% - неудовлетворит.

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	Наименование оценочного средства
1	Основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений.	ОПК-1	Тест, контрольная работа, защита лабораторных работ, требования к курсовому проекту.
2	Строение атома и периодическая	ОПК-1	Тест, защита лабораторных

	система элементов Д.И. Менделеева		работ, требования к курсовому проекту.
3	Химическая связь. Реакции окисления-восстановления	ОПК-1	Тест, защита лабораторных работ, требования к курсовому проекту.
4	Основы химической термодинамики	ОПК-1	Тест, защита лабораторных работ, требования к курсовому проекту.
5	Кинетика химических реакций.	ОПК-1	Тест, защита лабораторных работ, требования к курсовому проекту.
6	Дисперсные системы. Растворы	ОПК-1	Тест, защита лабораторных работ, требования к курсовому проекту.
7	Электрохимические процессы. Коррозия и защита металлов от коррозии.	ОПК-1	Тест, защита лабораторных работ, требования к курсовому проекту.
8	Химия металлов	ОПК-1	Тест, защита лабораторных работ, требования к курсовому проекту.
9	Химическая идентификация веществ	ОПК-1	Тест, защита лабораторных работ, требования к курсовому проекту.

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

Тестирование осуществляется, либо при помощи компьютерной системы тестирования, либо 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, либо при помощи компьютерной системы тестирования, либо 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, либо при помощи компьютерной системы тестирования, либо 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.

Защита курсовой работы, курсового проекта или отчета по всем видам практик осуществляется согласно требованиям, предъявляемым к работе, описанным в методических материалах. Примерное время защиты на одного студента составляет 20 мин.

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.: ИнтегралПресс, 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, включая перечень лицензионного программного обеспечения, ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», современных профессиональных баз данных и информационных справочных систем:

Перечень программного обеспечения, используемого при осуществлении образовательного процесса:

- приложение Microsoft Power Point;
- текстовый редактор Microsoft Office Word.

Перечень информационно-справочных систем:

- единая информационная образовательная среда университета «ЭИОС» ВГТУ»;
- электронная библиотечная система;
- научная электронная библиотека eLIBRARY.RU.

9 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА, НЕОБХОДИМАЯ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА

Материально-техническая база для осуществления образовательного процесса по дисциплине, имеющаяся в распоряжении ВГТУ:

- для проведения занятий лекционного типа, практических (семинарских) занятий, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, специализированная учебная аудитория 303/1, 417/2, 419/2 с комплектом учебной мебели;
- для самостоятельной работы обучающихся читальный зал и библиотечные каталоги научно-технической библиотеки ВГТУ; – мультимедийное оборудование (ноутбук, проектор).

Перечень программных продуктов, используемых при проведении различных видов занятий – презентации в Power Point по темам курса.

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

По дисциплине «Химия» читаются лекции, проводятся практические занятия и лабораторные работы, выполняется курсовая работа.

Основой изучения дисциплины являются лекции, на которых излагаются наиболее существенные и трудные вопросы, а также вопросы, не нашедшие отражения в учебной литературе.

Практические занятия направлены на приобретение практических навыков расчета параметров химических реакций. Занятия проводятся путем

решения конкретных задач в аудитории.

Лабораторные работы выполняются на лабораторном оборудовании в соответствии с методиками, приведенными в указаниях к выполнению работ.

Методика выполнения курсовой работы изложена в учебно-методическом пособии. Выполнять этапы курсовой работы должны своевременно и в установленные сроки.

Контроль усвоения материала дисциплины производится проверкой курсовой работы, защитой курсовой работы.

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 или на практическом занятии.
Практическое занятие	Конспектирование рекомендуемых источников. Работа с конспектом лекций, подготовка ответов к контрольным вопросам, просмотр рекомендуемой литературы. Прослушивание аудио- и видеозаписей по заданной теме, выполнение расчетно-графических заданий, решение задач по алгоритму.
Лабораторная работа	Лабораторные работы позволяют научиться применять теоретические знания, полученные на лекции при решении конкретных задач. Чтобы наиболее рационально и полно использовать все возможности лабораторных для подготовки к ним необходимо: следует разобрать лекцию по соответствующей теме, ознакомиться с соответствующим разделом учебника, проработать дополнительную литературу и источники, решить задачи и выполнить другие письменные задания.
Самостоятельная работа	Самостоятельная работа студентов способствует глубокому усвоению учебного материала и развитию навыков самообразования. Самостоятельная работа предполагает следующие составляющие: <ul style="list-style-type: none">- 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 промежуточной аттестации	Готовиться к промежуточной аттестации следует систематически, в течение всего семестра. Интенсивная подготовка должна начаться не позднее, чем за месяц-полтора до промежуточной аттестации. Данные перед экзаменом, экзаменом три дня эффективнее всего использовать для повторения и систематизации материала.