

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
«Воронежский государственный технический университет»



УТВЕРЖДАЮ  
Декан ФМАТ В.И. Ряжских..  
«31» августа 2019 г.

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА  
дисциплины «Спец. главы химии»**

Направление подготовки: 22.03.02 Металлургия  
Профиль Технология литейных процессов

Нормативный период обучения 4 года  
Форма обучения очная  
Год начала подготовки 2019 г.

Автор программы \_\_\_\_\_ /Корнеева В.В.  
Заведующий кафедрой  
Химии и химической технологии \_\_\_\_\_ /Рудаков О.Б./  
Руководитель ОПОП \_\_\_\_\_ /Печёнкина Л.С./

Воронеж 2019

## 1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

**1. Цели дисциплины** - обеспечение фундаментальной химической подготовки, позволяющей будущим специалистам ориентироваться в научно-технической информации, использовать принципы и законы химии, а также результаты химических открытий в тех областях, в которых они будут осуществлять свою профессиональную деятельность.

**1.2. Задачи освоения дисциплины:** освоение основных химических теорий, позволяющих более глубоко понять природу и механизм химических процессов, протекающих в металлургических системах; приобретение навыков моделирования и постановки эксперимента химических процессов, умения объяснения их результатов

## 2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

Дисциплина «Спец. главы химии» относится к дисциплинам вариативной части блока Б.1 учебного плана.

## 3. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Процесс изучения дисциплины «Спец. главы химии» направлен на формирование следующих компетенций:

ПК-5- Способность выбирать и применять соответствующие методы моделирования физических, химических и технологических процессов.

Компетенция	Результаты обучения, характеризующие сформированность компетенции
ОПК-1	<b>Знать</b> разделы химии, характеризующие скорость химических реакций, свойства растворов, металлов и электрохимических процессов, необходимых для понимания и моделирования металлургических систем, применяемых в профессиональном поле деятельности;
	<b>уметь</b> - рассчитывать количественные соотношения взаимодействующих химических систем;
	<b>владеть</b> навыками постановки эксперимента с различными химическими системами, записи уравнений химических реакций, умением объяснять их результаты.

## 4. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Общая трудоемкость дисциплины «Химия» составляет 5 зачетных единиц.

Распределение трудоемкости дисциплины по видам занятий

Очная форма обучения

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры
		2
<b>Аудиторные занятия (всего)</b>	<b>54</b>	<b>54</b>
В том числе:		
Лекции	36	36
Практические занятия (ПЗ)		
Лабораторные работы (ЛР)	18	18
<b>Самостоятельная работа</b>	<b>90</b>	<b>90</b>
Курсовая работа	-	-
Контрольная работа	-	-
Вид промежуточной аттестации – экзамен	36	36
Общая трудоемкость	час	180
	зач. ед.	5

## 5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

### 5.1 Содержание разделов дисциплины и распределение трудоемкости по видам занятий

#### очная форма обучения

№ п/п	Наименование темы	Содержание раздела	Лекц	Лаб. зан.	СРС	Всего, час
1	Энергетика химических процессов. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие.	Тепловые эффекты химических реакций. Термохимические уравнения. Общие понятия о скорости химических реакций. Факторы влияющие на скорость реакций в гомогенных системах. Константа скорости. Скорость гетерогенных химических реакций. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Обратимые и необратимые химические реакции. Константа химического равновесия. Влияние изменения концентрации, температуры, давления на смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.	8	6	15	29
2	Дисперсные системы. Растворы	Дисперсные системы. Классификация и общие свойства растворов. Способы выражения концентрации растворов. Электролиты и неэлектролиты. Сильные и слабые электролиты. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Реакции обмена в растворах электролитов. Ионно-молекулярные уравнения реакций. Ионное произведение воды. . Водородный показатель. Произведение растворимости. Гидролиз солей.	6	4	15	25
3	Электрохимические процессы	Возникновение двойного электрического слоя на границе металл-раствор. Понятие об	8	4	15	27

		<p>электродном потенциале. Гальванические элементы. Стандартный водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов.</p> <p>Уравнение Нернста. Зависимость электродного потенциала от природы электрода и концентрации электролита. Стандартные электродные потенциалы. Катодные и анодные процессы при работе гальванического элемента</p> <p>Электролиз. Законы электролиза Фарадея. Напряжение разложения. Выход по току.</p> <p>Катодные и анодные процессы. Электролиз растворов и расплавов солей. Последовательность разряда ионов на электродах</p>				
4	Химия металлов	<p>Общие свойства металлов. Изменение свойств металлов в группах и периодах периодической системы. Методы восстановления металлов. физические свойства металлов</p> <p>Восстановительная способность и активность металлов. Взаимодействие металлов 1-8 групп с простыми веществами, водой, кислотами, растворами солей и щелочей. Свойства d-элементов и их соединений</p>	8	4	15	27
5	Коррозия и защита металлов от коррозии	<p>Химическая коррозия металлов. Законы роста пленок на металлах. Электрохимическая коррозия.</p> <p>Анодные и катодные процессы при электрохимической коррозии металлов. Атмосферная коррозия. Способы защиты от коррозии</p>	4		15	19
	Химическая идентификация веществ	<p>Виды и методы анализа: химические, физические, физико-химические. Качественный и количественный анализ. Гравиметрический и титриметрический анализы.</p>	2		15	17
<b>Итого</b>			<b>36</b>	<b>18</b>	<b>90</b>	<b>144</b>

### 5.1 Перечень практических занятий.

Не предусмотрены учебным планом

### 5.2 Перечень лабораторных работ

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

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

Не предусмотрено учебным планом

## 7. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ «СПЕЦ. ГЛАВЫ ХИМИИ»

### 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
ПК-5	<b>Знать</b> разделы химии, характеризующие скорость химических реакций, свойства растворов, металлов и электрохимических процессов, необходимых для понимания и моделирования металлургических систем, применяемых в профессиональном поле деятельности;	Своевременное выполнение лабораторных работ. Активная работа на лабораторных занятиях	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах
	<b>уметь</b> - рассчитывать количественные соотношения взаимодействующих химических систем;	Анализировать и применять химические законы для решения практических задач.	Выполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах	Невыполнение работ в срок, предусмотренный в рабочих программах
	<b>владеть</b> навыками постановки эксперимента с различными химическими системами, записи уравнений химических реакций, умением объяснять их результаты	Выполнение контрольных работ и тестов Оформление лабораторных работ.	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 во 2 семестре для очной формы обучения по четырём балльной системе экзаменом:

«отлично»

«хорошо»

«удовлетворительно»

«неудовлетворительно»

Компетенция	Результаты обучения,	Критерии оценивания	Отлично	Хорошо	Удовл	Неудовл
-------------	----------------------	---------------------	---------	--------	-------	---------

	<b>характеризующие сформированность компетенции</b>					
ПК-5	<b>Знать</b> разделы химии, характеризующие скорость химических реакций, свойства растворов, металлов и электрохимических процессов, необходимых для понимания и моделирования металлургических систем, применяемых в профессиональном поле деятельности;	билет	Выполнение вопросов билета на 90-100 %	Выполнение вопросов билета на 80-90 %	Выполнение вопросов билета на 70-80 %	В вопросах билета менее 70 % правильных ответов
	<b>уметь</b> - рассчитывать количественные соотношения взаимодействующих химических систем;	билет	Выполнение билета на 90-100%	Выполнение билета на 80-90%	Выполнение билета а на 70-80%	В билете менее 70% правильных ответов
	<b>владеть</b> навыками постановки эксперимента с различными химическими системами, записи уравнений химических реакций, умением объяснять их результаты	билет	Выполнение теста на 90-100%	Выполнение билета на 80-90%	Выполнение билета на 70-80%	В билете менее 70% правильных ответов

## **7.2 Примерный перечень оценочных средств (типовые 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. Размерность скорости химической реакции имеет вид
 

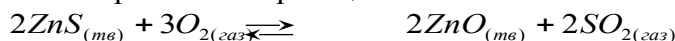
а) моль·с/л;	в) моль/(л·с)	(в)
б) л/(моль·с)	г) с·моль <sup>-1</sup> ·л <sup>-1</sup>	
2. С увеличением температуры скорость химической реакции
 

а) не изменяется	в) уменьшается	(б)
б) увеличивается	г) изменяется неравномерно	
3. Для обратимой реакции  $\text{CaCO}_3(\text{к}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$  - 177,5 кДж укажите направление смещения равновесия (1 - влево, 2 – вправо, 3 - не смещается) при повышении температуры (2)

4. Куда сместится равновесие реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$  в результате увеличения в системе давления?

(вправо)

5. Константа равновесия реакции



соответствует выражению

$$1) K = \frac{C_{\text{ZnO}} \cdot C_{\text{SO}_2}}{C_{\text{ZnS}} \cdot C_{\text{O}_2}} \quad 2) K = \frac{C_{\text{O}_2}^3}{C_{\text{SO}_2}^2} \quad 3) K = \frac{C_{\text{SO}_2}^2}{C_{\text{O}_2}^3}$$

$$4) K = \frac{C_{\text{ZnS}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}^3}{C_{\text{ZnO}}^2 \cdot C_{\text{SO}_2}^2} \quad 5) K = \frac{C_{\text{ZnO}}^2 \cdot C_{\text{SO}_2}^2}{C_{\text{ZnS}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}^3} \quad (3)$$

6. Количество вещества (число моль), содержащееся в 1000 г растворителя, это способ выражения концентрации

- а) массовая доля      в) моляльность  
б) нормальность      г) молярность      (в)

7. pH нейтрального раствора равно а) 5,5; б) 6,6; в) 7.      (в)

8. Произведения растворимости  $\text{NiC}_2\text{O}_4$  и  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  одинаковы ( $4 \cdot 10^{-10}$ ). Какое соотношение между растворимостями (моль/л) этих солей правильно:

а)  $C_{\text{NiC}_2\text{O}_4} > C_{\text{Na}_3\text{AlF}_6}$ ; б)  $C_{\text{NiC}_2\text{O}_4} = C_{\text{Na}_3\text{AlF}_6}$ ; г)  $C_{\text{NiC}_2\text{O}_4} < C_{\text{Na}_3\text{AlF}_6}$ ?      (г)

9. Составить молекулярное уравнение для реакции, которая выражается ионным уравнением  $\text{Pb}^{2+} + \text{I}^- = \text{PbI}_2$

10. На аноде протекает реакция: а) восстановления; б) окисления-восстановления; в) окисления.      (в)

### 7.2.2 Примерный перечень заданий для решения стандартных задач

1.. 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  $\text{O}_2$  и  $\text{NO}_2$ , когда  $\text{NO}$  станет равным 0,04 моль/л. ( $\text{O}_2 = -0,01$  моль/л,  $\text{NO}_2 = 0,02$  моль/л.)

2. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 40 до 200 °С, принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2. ( $2^{16}$  или 65536раз)

3. 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 равновесии образовалось  $\text{CO}_2 = 0,08$  моль/л (1)

4. Вычислить титр 0,1 н. раствора  $\text{NaCl}$ . (0,00585 г/мл)

5. В обратимой реакции  $2\text{SO}_2(г) + \text{O}_2(г) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(г)$  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)

6. Вычислите электродный потенциал цинка, опущенный в раствор его соли с активностью ионов  $\text{Zn}^{2+}$  0,001 моль/л. (-0,85)

7. Определить pH раствора соли  $\text{Li}_2\text{S}$ : а)  $< 7$ ; б) 7; в)  $> 7$       (в)

8. Потенциал серебряного электрода составил 95% от значения его стандартного электродного потенциала, Чему равна концентрация ионов  $\text{Ag}^+$  (моль/л)? (0,2)

9. При взаимодействии цинковой пластинки, помещённой в раствор соли  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , её масса: а) увеличилась; б) не изменилась; в) уменьшилась?      (а)

10. Какую массу  $\text{NaNO}_3$  нужно растворить в 400 г воды, чтобы приготовить 20% раствор? (100 г)

### 7.2.3 Примерный перечень заданий для решения прикладных задач

1. Проведен полный гидролиз 1,28 дикарбида кальция. Получен прозрачный раствор объемом 4 л. Вычислите pH этого раствора.  
(12,7)
2. Вычислите степень чистоты (%) малахита – карбоната дигидроксомеди (II), если для перевода в раствор всей меди из навески малахита массой 22,2 г израсходовано 320 мл 1 н. азотной кислоты.  
(80)
3. Вычислите минимальный объем (л) воды, необходимой для полного растворения 0,963 г хлорида серебра (I). Произведение растворимости соли  $1,8 \cdot 10^{-10}$ .  
(500 л)
4. Установите, выпадает ли (ответ- да,нет). Осадок, если смешать равные объемы 0.002 М растворов хлорида кальция и сульфата натрия. Произведение растворимости осадка  $3,7 \cdot 10^{-5}$ .  
(нет)
5. Закончить уравнение химической реакции. Расставить коэффициенты с помощью метода электронного баланса. Определить окислитель и восстановитель. Указать коэффициент перед окислителем.  
(3)  
$$\text{NaNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$$
6. К 200 мл 0,2 моль/дм<sup>3</sup> раствора соляной кислоты прилили 300 мл раствора гидроксида калия с молярной концентрацией 0,15 моль/дм<sup>3</sup>. Вычислить pH образовавшегося раствора (изменением объема при смешении растворов пренебречь).  
(11,70)
7. Соль, полученную при растворении железа в горячей азотной кислоте, обработали раствором гидроксида натрия. Выпавший осадок отфильтровали и прокалили. Продукт реакции сплавляли с железом. Полученное вещество восстановили оксидом углерода (II) (напишите уравнения описанных реакций).  
(конечный продукт Fe)
8. Гальванический элемент составлен из стандартного цинкового электрода и хромового электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы  $\text{Cr}^{3+}$ . При какой концентрации ионов  $\text{Cr}^{3+}$  ЭДС этого элемента будет равна нулю?  
(0,068 моль/л)
9. При температуре 50<sup>0</sup> С реакция протекает за 2 мин. 15 с. За сколько времени закончится эта реакция при 70<sup>0</sup> С, если в данном температурном интервале температурный коэффициент скорости реакции равен 3.  
(15 с.)
10. Проведен электролиз водного раствора смеси хлорида бария и нитрата ртути (II) на инертных электродах. Определите продукты на катоде и аноде. в\В. Ответе укажите сумму порядковых номеров элементов, отвечающих этим продуктам  
(97)

### 7.2.5 Примерный перечень вопросов для подготовки к экзамену

1. Общие понятия о скорости химических реакций. Скорость химической реакции. Гомогенные, гетерогенные системы, зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации
2. Уравнение Аррениуса. Катализаторы.
3. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Влияние изменения внешних факторов на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
4. Классификация и общие свойства растворов. Способы выражения концентрации растворов. Теория образования растворов.
5. Растворы неэлектролитов. Законы Рауля и Генри. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания. Осмотическое давление.



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

7. Сильные и слабые электролиты. Реакции обмена в растворах электролитов. Константа диссоциации слабых электролитов.

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

9. Гидролиз солей.

10. Электрохимические процессы. Понятие об электродном потенциале. Гальванические элементы. Катодные и анодные процессы. Формула Нернста равновесного электродного потенциала.

11. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах (ряд напряжений металлов).

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

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

14. Общие свойства металлов (получение, физические и химические свойства) и окислительно-восстановительные свойства d-металлов.

### 7.2.3 Примерный перечень заданий для решения прикладных задач

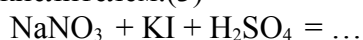
3. Проведен полный гидролиз 1,28 дикарбида кальция. Получен прозрачный раствор объемом 4 л. Вычислите рН этого раствора. (11,7)

4. Вычислите степень чистоты (%) малахита – карбоната дигидроксомеди (||), если для перевода в раствор всей меди из навески малахита массой 22,2 г израсходовано 320 мл 1 н. азотной кислоты. (80)

3. Вычислите минимальный объем (л) воды, необходимой для полного растворения 0,963 г хлорида серебра (I). Произведение растворимости соли  $1,8 \cdot 10^{-10}$ . (500д)

4. Установите, выпадает ли (ответ- да, нет). Осадок, если смешать равные объемы 0,002 М растворов хлорида кальция и сульфата натрия. Произведение растворимости осадка  $3,7 \cdot 10^{-5}$ . (нет)

5. Закончить уравнение химической реакции. Расставить коэффициенты с помощью метода электронного баланса, Определить окислитель и восстановитель. Указать коэффициент перед окислителем. (3)



6. К 200 мл 0,2 моль/дм<sup>3</sup> раствора соляной кислоты прилили 300 мл раствора гидроксида калия с молярной концентрацией 0,15 моль/дм<sup>3</sup>. Вычислить рН образовавшегося раствора (изменением объема при смешении растворов пренебречь). (11,70)

7. Соль, полученную при растворении железа в горячей азотной кислоте, обработали раствором гидроксида натрия. Выпавший осадок отфильтровали и прокалили. Продукт реакции сплавляли с железом. Полученное вещество восстановили оксидом углерода (II). Напишите уравнения описанных реакций. (конечный продукт Fe)

8. Гальванический элемент составлен из стандартного цинкового электрода и хромового электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы  $\text{Cr}^{3+}$ . При какой концентрации ионов  $\text{Cr}^{3+}$  ЭДС этого элемента будет равна нулю? (0,068 моль/л)

9. При температуре 50<sup>0</sup> С реакция протекает за 2 мин. 15 с. За сколько времени закончится эта реакция при 70<sup>0</sup> С, если в данном температурном интервале температурный коэффициент скорости реакции равен 3. (15 с.)

10. Проведен электролиз водного раствора смеси хлорида бария и нитрата ртути (II) на инертных электродах. Определите продукты на катоде и аноде. в\В. Ответе укажите сумму порядковых номеров элементов, отвечающих этим продуктам (97)

### 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.

2. Основные законы химии: закон сохранения массы, закон постоянства состава, закон эквивалентов, закон Авогадро.

3. Классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты, соли (получения и свойства)

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

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

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

7. 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.

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.  $\delta$ ,  $\pi$ -связи. Донорно-акцепторный 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.

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

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

14. Уравнение Аррениуса. Катализаторы.

15. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Влияние изменения внешних факторов на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.

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

17. Растворы неэлектролитов. Законы Рауля и Генри. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания. Осмотическое давление.

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

19. Сильные и слабые электролиты. Реакции обмена в растворах электролитов. Константа диссоциации слабых электролитов.

20. Производство растворимости. Ионное произведение воды. Водородный показатель рН.

21. Гидролиз солей.

22. Электрохимические процессы. Понятие об электродном потенциале. Гальванические элементы. Катодные и анодные процессы. Формула Нернста равновесного электродного потенциала.

24. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах (ряд напряжений металлов).

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

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

27. Общие свойства металлов (получение, физические и химические свойства) и окислительно-восстановительные свойства d-металлов.

28. Химические и физико-химические методы анализа.

### **7.2.6. Методика выставления оценки при проведении промежуточной аттестации**

*Экзамен проводится по билетам, каждый из которых содержит 2 вопроса и задачу. Каждый правильный ответ на вопрос оценивается 1 баллом (90-100 %) задача оценивается в 3 балла (задача решена в полном объеме и получен верный ответ). Оценка «Неудовлетворительно» ставится в случае, если студент набрал менее 3 баллов (В вопросах билета менее 70 % правильных ответов. и задача не решена).*

*2. Оценка «Удовлетворительно» ставится в случае, если студент набрал от 3 балла.*

*3. Оценка «Хорошо» ставится в случае, если студент набрал от 4 балла.*

*4. Оценка «Отлично» ставится, если студент набрал 5 баллов.)*

### **7.27 Паспорт оценочных материалов**

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	Энергетика химических процессов. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие.	ПК-5	Тест, экзамен
2	Дисперсные системы. Растворы	ПК-5	Контрольная работа, экзамен
3	Электрохимические процессы	ПК-5	Контрольная работа экзамен
4	Химия металлов	ПК-5	Тест, экзамен
5	Коррозия и защита металлов	ПК-5	Контрольная работа, экзамен

6	Химическая идентификация веществ	ПК-5	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 лабораторные занятия и самостоятельная работа студентов.

Основой изучения дисциплины являются лекции, на которых излагаются наиболее существенные и трудные вопросы, вопросы, не нашедшие отражения в учебной литературе, а также проведение блиц-опроса по предыдущему материалу.

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

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 экзамене.

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.
Лабораторные работы	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: - работа с текстами: учебниками, справочниками, дополнительной литературой, а также проработка конспектов лекций;

	<ul style="list-style-type: none"><li>- выполнение домашних заданий и расчетов;</li><li>- работа над темами для самостоятельного изучения;</li><li>- участие в работе студенческих научных конференций, олимпиад;</li><li>- подготовка к промежуточной аттестации</li></ul>
Подготовка к экзамену	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 три дня эффективнее всего использовать для повторения и систематизации материала.