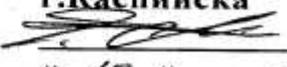
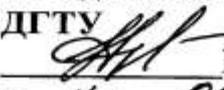


Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
ФГБОУ ВО « Дагестанский государственный технический университет»

РЕКОМЕНДОВАНО
К УТВЕРЖДЕНИЮ
Директор, председатель
совета филиала ДГТУ
г.Каспийска


М.К. Гасанов
« 18 » 05 2018г.

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по учебной
работе, председатель
методического совета
ДГТУ


Н. С. Суракатов
« 11 » 06 2018г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЬ)

Дисциплина Б1.Б7 ХИМИЯ

наименование дисциплины по ООП и код по ФГОС

для направления 15.03.05 - «Конструкторско-технологическое
обеспечение
машиностроительных производств»
шифр и полное наименование

по профилю «Технология машиностроения»
кафедра Химии

наименование кафедры, за которой -закреплена дисциплина

факультет филиала г. Каспийск

наименование факультета, где ведется дисциплина

Квалификация выпускника (степень.) бакалавр

Форма обучения очная, курс I семестр I

Всего трудоемкость в зачетных единицах (часах) (108ч.) 3 ЗЕТ
семестр

Лекции 34 (час) экзамен _____
семестр

Практические (семинарские занятия) - 34 час зачет - I
(семестр)

Лабораторные занятия - самостоятельная работа 40
(час)

Курсовой проект (работа. РГР) _

Зав.кафедрой

Начальник УО



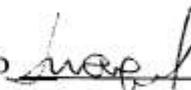

Г.М. Абакаров

Э.В.Магомаева



Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО с учетом рекомендаций ООП ВО по направлению 15.03.05 - Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств и профилю подготовки Технология машиностроения.

Программа одобрена на заседании выпускающей кафедры КТОМПиМ от 14.05.17 года, протокол № 9.

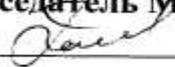
Зав. выпускающей кафедрой по данному направлению  К.Д.Махмудов
подпись ФИО

ОДОБРЕНО

Методической комиссией
направления 15.03.00 -
Конструкторско-
технологическое обеспечение
машиностроительных
производств
шифр и полное наименование
направления

АВТОР ПРОГРАММЫ
Г.М. Абакаров
д.х.н., профессор
ФИО, уч.степень, уч.звание,
подпись

 20 г.

Председатель МК  Ж.Б.Бегов

18.05 2018г.

1. Цели и задачи освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины (модуля) химия являются: Углубление имеющихся представлений и получение новых знаний и умений в области химии, без которых невозможно решение современных технологических, экологических, сырьевых и энергетических проблем, стоящих перед человечеством. Особенностью программы является фундаментальный характер ее содержания, необходимый для формирования у бакалавров общего химического мировоззрения и развития химического мышления.

Задачи дисциплины:

- Знать химию элементов и основные закономерности протекания химических реакций, принципы рационального и безопасного использования природных ресурсов, энергии и материалов.
- Уметь выполнять расчеты необходимые для выполнения лабораторного практикума и осуществлять научный эксперимент, а также иметь навыки самостоятельной работы с учебной, справочной и оригинальной литературой.
- Владеть навыками выполнения основных химических лабораторных операций, методологией обработки результатов эксперимента.

2. Место дисциплины в структуре ООП бакалавриата

Дисциплина относится к базовому математическому и естественнонаучному циклу Б1, Б7 для освоения программы по дисциплине «Химия» студент должен иметь базовое среднее (полное) общее образование или среднее техническое образование. Знания и умения, формируемые у обучающихся необходимы для решения экологических, сырьевых и энергетических проблем человечества.

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины (модуля).

Обучаемый по направлению 15.03.05 - «Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств» в соответствии с задачами профессиональной деятельности и целями основной образовательной программы должен обладать следующими компетенциями:

Общекультурные компетенции (ОК):

- способностью использовать основы философских знаний, анализировать главные этапы и закономерности исторического развития для осознания социальной значимости своей деятельности (ОК-1);
- способностью работать в команде, толерантно воспринимая социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия (ОК-4);

Профессиональные компетенции (ПК):

- способностью использовать методы стандартных испытаний по определению физико-механических свойств и технологических показателей материалов и готовых машиностроительных изделий, стандартные методы их проектирования, прогрессивные методы эксплуатации изделий (ПК-2).

4. Структура и содержание дисциплины (модуля) химия

4. Структура и содержание дисциплины «Математика»
 (Всего трудоемкость в зачетных единицах (часах) 3 ЗЕТ (108 час):
 лекции __34 (час); зачет 1 семестр 1 ЗЕТ (36 часа);;
 лабораторные __ (час); практические занятия 34 (час);
 самостоятельная работа 40 (час);
 курсовой проект- РГР - __

4.1.Содержание дисциплины.

Раздел дисциплины Тема лекции и вопросы.	Семе с тр	Недел я семе стра	Виды учебной самостоятельной работы студентов и	
			лк	пр
Лекции №1	1	1	2	2
Основные понятия и законы химии				
1 .Предмет и задачи химии				
2.Пути становления химии				
3.Понятие молекулы, атома, химических явлений, г-моль, г-				
4.Стехиометрические законы химии (Закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава веществ, закон				
5. Классы неорганических соединений				

Лекция №2		2	2	
Развитие учения о строении атома				
1. Состав ядра. Изотопы. История развития представлений о строении атома.				
2. Квантовые числа. Атомные орбитали , энергетические уровни и подуровни, основные принципы их заполнения: принцип наименьшей				
3. Электронные формулы атомов, валентные электроны. Явление «провала» электрона.				
4. Валентные возможности атомов.				
Лекция №3		3	2	
Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.				
2. Связь электронного строения атома с его положением в периодической системе				
3. Энергия ионизации. Сродство к электрону				
4. Электроотрицательность				
Лекция №4		4	2	
Химическая связь.				
1. Валентность.				
2. Степень окисления.				
2. Виды связи.				
Лекция №5		5	2	
1. Метод валентных связей.				
2. Гибридизация.				
3. Теория молекулярных орбиталей				
Лекция №6 Элементы химической термодинамики		6	2	
1. Энергетические эффекты химических реакций				
2. Внутренняя энергия и энтальпия.				
3. Термохимия. Термохимические законы и уравнения.				

4. Энтальпия образования химических соединений.			
5. Энтропия и ее изменение при химических процессах			
6. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца и их изменения при химических процессах. Условия самопроизвольного протекания химических реакций			
7. Условия химического равновесия. Обратимые и необратимые			
Лекция №7	7	2	
1. Химическая кинетика и химическое равновесие.			
2. Принцип Ле-Шателье.			
3. Смещение химического равновесия			
4. Скорость химических реакций.			
Лекция №8	8	2	
Растворы.			
1. Растворы неэлектролитов.			
2. Законы Рауля и Вант-Гоффа.			
3. Растворы электролитов			
4. Сильные, слабые электролиты			
Лекция №9	9	2	
Электролитическая диссоциация. 1. Степень и константа			
2. Активность.			
3. Способы выражения концентраций			
4. Произведение растворимости. Ионное произведение воды. Водородный показатель			
Лекция №10	10	2	
1. Гидролиз солей.			
2. Степень и константа гидролиза.			
3. Типичные случаи гидролиза			
Лекция №11	11	2	
Окислительно-восстановительные реакции.			
1. Окислители и восстановители.			

2. Окислительно-восстановительные реакции	-			
3. Электронно-ионные уравнения				
Основы электрохимии.				
1 Гальванические элементы. Электролиз				
Лекция №12		12	2	
Коррозия и защита металлов и сплавов				
1. Основные виды коррозии				
2. Химическая коррозия				
3. Электрохимическая коррозия				
4. Коррозия под действием блуждающих токов.				
5. Методы защиты от коррозии: легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия. Изменение свойств коррозионной среды. Ингибиторы коррозии.				
Лекция №13		13	2	
1. Комплексные соединения.				
2. Координационное число комплексообразователя.				
3. Константа нестойкости комплексного иона				
4. Константа нестойкости комплексного иона				
Лекция №14		14	2	
1. Химия элементов.				
2. Водород.				
3. Общие свойства металлов.				
4. Элементы IА-подгруппы и IIА-подгруппы.				
5. Жесткость воды				
Лекция №15	15	2		
1. Общие свойства неметаллов				
2. Элементы VIIА, VIА, VА, IVА, IIIА-подгрупп				
Лекция №16	16	2		

1. Общие свойства переходных элементов.			
2. Характеристика d-элементов.			
3.Соединения и свойства хрома и марганца.			
4. f-элементы			
Лекция №17 Химическая идентификация.	17	2	2
1. Вещество и его чистота			
2. Аналитический сигнал и его виды.			
3. Химическая идентификация			
4. Кислотно-основное и окислительно-восстановительное титрование.			
5. Гравиметрический и колориметрический анализ.			
6. Электрохимические методы анализа.			
8. Неорганическая химия и экология.			
9. Причины загрязнения окружающей среды.			
Итого:		34	34

4.2. СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

№	№ лекции из рабочей программы	Наименование лабораторного занятия	Кол-во часов	Рекомендуемая литература и методические разработки (№источника из списка литературы)
1	7	Химическая кинетика. Химическое равновесие	6	1,2,3,4,12
2	8	Растворы. Приготовление растворов различной концентрации. Электролитическая диссоциация.	8	1,2,3,4,13
3	10	Ионное произведение воды. Гидролиз солей	8	1,2,3,4,13
4	11	Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз	6	1,2,3,4,13
5	12	Коррозия и способы защиты металлов от коррозии	6	1,2,3,4,5,6,7,8, 14
		Итого:	34	

4.3. Тематика для самостоятельной работы студента

№	Тематика по содержанию дисциплины, выделенная для самостоятельно изучения	Кол-во часов из содержания дисциплины	Рек. лит. и инт.
1	Введение	2	
2	Электронное строение атома и систематика химических	2	1
3	Химическая связь	2	
4	Химия вещества в конденсированном состоянии	2	
5	Элементы химической термодинамики	2	
6	Химическое и фазовое равновесия	2	
7	Химическая кинетика	2	
8	Растворы	2	
9	Электрохимические процессы	2	
10	Коррозия и защита металлов	3	
11	Химия металлов	2	
12	Свойства p-металлов	3	
13	Свойства d-металлов I,II,IV-VIII групп	3	
14	Химия полупроводников	3	
15	Органические полимерные материалы	2	
16	Электрохимические системы	3	
17	Химическая идентификация	3	1,2,3,
Итого:		40	

5. Образовательные технологии.

При изучении дисциплины химия используются следующие образовательные технологии: лекции, практические и лабораторные работы. Некоторые разделы теоретического курса рассматриваются с использованием опережающей самостоятельной работы: студенты получают задания на изучение нового материала до его изложения на лекции. Для оценки усвоения теоретического материала студентами используются письменные и устные контрольные работы. Теоретический материал закрепляется на практических занятиях и при выполнении лабораторных работ. Отчеты по лабораторным работам защищаются.

Для активизации работы студента на каждой лабораторной работе проводится индивидуально-групповые и профессионально-ориентированные тренинги на основе реальных или модельных ситуаций применительно к профессиональной деятельности обучающихся. Конечная цель любого тренинга - переход от категории «знание» и «умение» к категории «владение».

На практических и лабораторных занятиях по химии проводятся 4 вида тренинга:

1) в обсуждение вопроса, предлагаемого преподавателем, участвует вся группа (темы: периодический закон и периодическая система элементов, гидролиз солей, коррозия металлов).

2) каждый студент получает индивидуальное задание (темы: строение атома, химическая кинетика, химическое равновесие, ОВР, электролиз).

3) задание тренинга выдается за месяц до назначенного занятия каждому студенту. На занятии каждый докладывает собранный материал, все вместе обобщают эту информацию и формулируют соответствующие выводы (темы: коррозия металлов, вяжущие вещества, полимеры).

4) студенту по выбору в начале семестра предлагаются темы рефератов, которые излагаются им и обсуждаются всеми на практической или лабораторной работе.

Удельный вес занятий проводивших в интерактивной форме составляет не менее 20% аудиторных занятий (10 час).

6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов.

Качество освоения дисциплины студентами контролируются тремя рубежными контрольными работами за семестр и экзаменом по окончании семестра.

Входная контрольная работа

- 1) Чем отличаются простые вещества от сложных веществ?
- 2) Поясните, в чем причина периодического изменения свойств химических элементов? Подтвердите ответ примерами строения атома.
- 3) Укажите, чем с точки зрения строения атома различаются элементы главной и побочной подгрупп одной группы.
- 4) Запишите отдельно вещества электролиты и неэлектролиты: HCl , CaO , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaOH , Fe_2O_3 , CO_2 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_2O .
- 5) Запишите уравнение диссоциации только тех веществ, для которых она возможна: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, K_3PO_4 , HNO_3 , Al_2O_3 .
- 6) Укажите, какие из веществ могут диссоциировать: а) 40% р-р H_2SO_4 ; б) сахарный сироп; в) безводная серная кислота; г) водный р-р хлороводорода.
- 7) Чем отличаются сильные и слабые электролиты друг от друга?
- 8) Каковы химические свойства соляной кислоты? Запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.
- 9) Запишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде: а) $\text{NaOH} + \text{FeCl}_3$; б) $\text{CaCO}_3 + \text{HNO}_3$
- 10) Запишите молекулярные и полные ионные уравнения реакций, сущность которых выражена схемами: а) $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$;
- 11) С какими из перечисленных веществ реагирует р-р KOH : NaCl , H_2O , CO_2 , CuSO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
- 12) Запишите молекулярные и полные ионные уравнения реакций, сущность которых выражена схемами: а) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$.
- 13) Запишите уравнение ступенчатой диссоциации серной кислоты и объясните, как будет изменяться окраска лакмуса, фенолфталеина, метилоранжа в растворе этой кислоты.
- 14) Закончите уравнения реакций: а) $\text{BaCl}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$; б) $\text{CuO} + \text{HCl} \rightarrow$.
- 15) С какими из перечисленных веществ реагирует разбавленная H_2SO_4 : CO_2 , CaO , ZnCl_2 , Al . Запишите молекулярные и ионные уравнения возможных реакций.
- 16) Запишите уравнения реакций следующих превращений:
 $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{KCl}$.
- 17) Закончите уравнение реакций: а) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaNO}_3 \rightarrow$; б) $\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
- 18) Какие химические свойства характерны для солей? Запишите молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.
- 19) Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций следующих превращений: $\text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgCl}_2$, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$.
- 20) Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций между следующими веществами: а) сульфатом алюминия и гидроксидом калия; б) хлоридом железа (III) и нитратом серебра.
- 21) Запишите уравнения реакций следующих превращений:
 $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$.
- 22) Закончите уравнения реакций в ионном виде: а) $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; б) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$

- 23) Запишите молекулярные и ионные уравнения следующих превращений:
 $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{BaSO}_4$.
- 24) Составьте электронный баланс, уравняйте реакцию: $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$.
- 25) Составьте электронный баланс: $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$.
- 26) Составьте электронный баланс: $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
- 27) Запишите молекулярные и ионные уравнения следующих превращений :
 $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_3$,
- 28) Запишите уравнения реакций следующих превращений:
- 29) Расставьте коэффициенты в уравнении реакции на основе электронного баланса: $\text{NaOH} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Укажите окислитель, восстановитель.
- 30) Запишите уравнения реакций следующих превращений:
 $\text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$.
- 31) Какая будет среда растворов карбоната калия, нитрата натрия в результате гидролиза? Подтвердите ответ уравнениями реакций.
- 32) Почему алюминий не подвергается коррозии?
- 33) Запишите уравнения реакций следующих превращений:
 $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Разберите первую реакцию как окислительно-восстановительный процесс.
- 34) Разберите окислительно-восстановительный процесс: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{FeSO}_4$. Составьте электронный баланс.
- 35) Почему щелочные металлы нельзя получить электролизом растворов хлоридов, а только электролизом их расплавов?
- 36) Какие химические свойства характерны для металлического железа? Запишите подтверждающие уравнения реакций.
- 37) Какие химические свойства характерны для металлического алюминия? Запишите подтверждающие уравнения реакций.
- 38) Запишите уравнения следующих превращений:
 $\text{Fe} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuCl}_2$.
- 39) Чем объяснить то, что металлы являются твердыми телами, хорошо проводящими электрический ток?
- 40) Какие химические свойства проявляет цинк? Запишите уравнения реакций, разберите одну из них как окислительно-восстановительную.
- 41) Какие из солей K_2CO_3 , K_2SO_4 , FeCl_3 подвергаются гидролизу? Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Указать среду раствора.

Перечень вопросов контрольной работы №1.

1. Понятие молекулы, атома, химических явлений, г-моль, г-эквивалент.
2. Стехиометрические законы химии (Закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава веществ, закон эквивалентов, закон Авогадро).
3. Квантово-механическая модель строения атома. Правила заполнения электронных орбиталей.

4. Формулировка периодического закона Д.И. Менделеева и структура современной периодической системы элементов. Закономерности изменения основных характеристик и свойств элементов и однотипных соединений в периодах и группах.
5. Химическая связь. Количественные характеристики. Типы связи.
6. Характеристика ковалентной связи с позиций метода ВС.
7. Количественные характеристики химической связи.
8. Типы гибридизации атомных орбиталей и структура молекул.
9. Полярность связи. Дипольный момент. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования связи. Свойства ковалентной связи.
10. Полярность связей и молекул.
11. Ионная связь. Особенности ионной связи.
12. Металлическая связь.
13. Межмолекулярное взаимодействие. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Водородная связь.
14. Комплетарность. Донорно-акцепторная связь
15. Комплексные соединения
16. Основные понятия химической термодинамики: термодинамическая система, параметр, функция, процесс.
17. Первый закон термодинамики, его применение к изобарным условиям. Закон Гесса.
18. Термохимические расчеты. Следствие из закона Гесса. Определение тепловых эффектов химических реакций при стандартных условиях.
19. Второй закон термодинамики. Энтропия. Энергия Гиббса. Направление самопроизвольного протекания процесса.

Перечень вопросов контрольной работы №2.

1. Химическая кинетика. Понятие скорости химической реакции. Ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Энергия активации. Понятие о катализе.
2. Константа скорости, ее зависимость от температуры.
3. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Факторы, влияющие на состояние равновесия.
4. Принцип Ле-Шателье. Константа равновесия.
5. Химическое равновесие в гетерогенных системах.
6. Фазовое равновесие. Правило фаз.
7. Растворы. Классификация растворов. Способы выражения концентрации растворов.
8. Растворы электролитов и неэлектролитов. Процесс электролитической диссоциации. Степени и константа диссоциации.

9. Характеристика растворов слабых электролитов. Диссоциация слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда.
10. Диссоциация воды. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель рН. Связь между рН и рОН.
11. Произведение растворимости малорастворимых соединений.
12. Гидролиз солей. Оценка рН среды. Необратимый гидролиз.
13. Типы дисперсных систем в зависимости от агрегатного состояния и степени дисперсности. Устойчивость дисперсных систем.
14. Коллоидные системы.
15. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР): определение, степень окисления, окислитель, восстановитель.
16. Классификация ОВР: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования. Стандартный электродный потенциал.
17. Составление уравнений ОВР методом электронного баланса.
18. Определение направления самопроизвольного протекания ОВР.

Перечень вопросов контрольной работы №3.

1. Основные виды коррозии
2. Химическая коррозия
3. Электрохимическая коррозия
4. Коррозия под действием блуждающих токов.
5. Методы защиты от коррозии: легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия.
6. Изменение свойств коррозионной среды.
7. Ингибиторы коррозии.
8. Комплексные соединения.
9. Координационное число комплексообразователя.
10. Константа нестойкости комплексного иона
11. Химия элементов. Водород.
12. Общие свойства металлов.
13. Элементы IА-подгруппы и IIА-подгруппы.
14. Жесткость воды
15. Общие свойства неметаллов
16. Элементы VIIА, VIА, VА, IVА, IIIА-подгрупп
17. Общие свойства переходных элементов.
18. Характеристика d-элементов.
19. Соединения и свойства хрома и марганца.
20. f-элементы

Перечень вопросов к зачету

1. Основные законы химии. Закон сохранения массы, закон постоянства состава. Закон эквивалентов.
2. Закон Авогадро и следствия из него.
3. Планетарная модель атома Резерфорда и ее недостатки.
4. Основные положения теории строения атома Н. Бора.

5. Характеристика энергетического состояния электрона квантовыми числами.
6. Атомные орбитали. Принцип Паули. Правило Хунда.
7. Максимальное число электронов на энергетических уровнях и подуровнях. Последовательность заполнения электронных оболочек атомов. Правила Клечковского.
8. Периодическая система Д. И. Менделеева как графический метод выражения периодического закона. Структура периодической системы. Ее значение.
9. Периодическая система элементов и ее связь со строением атома.
10. Ковалентная связь. Свойства ковалентной связи.
11. Ионная связь. Степень окисления атома в молекуле
12. Донорно-акцепторная связь
13. Водородная связь. Влияние водородной связи на свойства вещества.
14. Металлическая связь. Понятие об электронной и дырочной проводимости.
15. Термохимические уравнения. Закон Гесса и его следствия.
16. Скорость реакции в гомогенных и гетерогенных системах.
17. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действия масс. Константа скорости реакции.
18. Энергия активации. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
19. Гомогенный и гетерогенный катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Цепные реакции. Колебательные реакции.
20. Обратимые и необратимые процессы. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Константа равновесия.
21. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье и его значение. Влияние температуры, давления и концентрации реагентов на равновесие.
22. Растворы. Классификация растворов. Способы выражения концентрации растворов.
23. Растворы электролитов и неэлектролитов. Процесс электролитической диссоциации. Степени и константа диссоциации.
24. Характеристика растворов слабых электролитов. Диссоциация слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда.
25. Диссоциация воды. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель рН. Связь между рН и рОН.
26. Произведение растворимости малорастворимых соединений.
27. Гидролиз солей. Оценка рН среды. Необратимый гидролиз.
28. Типы дисперсных систем в зависимости от агрегатного состояния и степени дисперсности. Устойчивость дисперсных систем.
29. Коллоидные системы.
30. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР): определение, степень окисления, окислитель, восстановитель.
31. Классификация ОВР: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования. Стандартный электродный потенциал.
32. Составление уравнений ОВР методом электронного баланса.
33. Определение направления самопроизвольного протекания ОВР.

34. Вещество и его чистота
35. Аналитический сигнал и его виды.
36. Химическая идентификация
37. Кислотно-основное и окислительно-восстановительное титрование.
38. Гравиметрический и колориметрический анализ.
39. Электрохимические методы анализа.
40. Неорганическая химия и экология.
41. Причины загрязнения окружающей среды.

Перечень вопросов по проверке остаточных знаний.

1. Написать электронную формулу атома элемента с порядковым номером 26. Показать распределение электронов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится элемент?
2. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
 - а) FeCl_3 и KOH
 - б) MgCO_3 и HNO_3
3. Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: MgCl_2 , Na_2CO_3 , указать pH (>7 <)
4. Какое максимальное число электронов может занимать s-, p-, d- и f-орбитали данного энергетического уровня?
5. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
 - а) H_2SO_4 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 - б) FeCl_3 и NH_4OH
6. Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: $\text{Ni}(\text{NO})_2$ и K_2S , указать pH (>7 <)
7. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 4s или 3d; 5s или 4p? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 13.
8. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
 - а) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и HNO_3 ,
 - б) CdSO_4 и Na_2S
9. Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: FeCl_3 и Na_2SO_4 , указать pH (>7 <)
10. Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 22. К какому электронному семейству относится элемент?
11. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
 - а) NH_4Cl и $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 - б) K_2CO_3 и BaCl_2

12. Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: CH_3COOK и ZnSO_4 , указать pH ($>7<$)
13. Составьте электронную форму атома элемента с порядковым номером 25. К какому электронному семейству относится элемент?
14. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
а) FeCl_3 и KOH б) BeSO_4 и KOH
15. Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2CO_3 , указать pH ($>7<$)
16. Может ли быть на каком-нибудь подуровне атома p^7 - или d^{12} -электронов? Почему?
17. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
а) CuSO_4 и H_2S б) BaCO_3 и HNO_3
18. Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: CuSO_4 и ZnCl_2 , указать pH ($>7<$)
19. Составьте электронную форму атома элемента с порядковым номером 29. К какому электронному семейству относится элемент?
20. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
а) CaCl_2 и AgNO_3 б) CuSO_4 и H_2S
21. Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: CuCl_2 и K_2CO_3 , указать pH ($>7<$)
22. Может ли быть на каком-нибудь подуровне атома s^3 - или p^{15} -электронов? Почему?
23. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
а) FeSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ б) KHCO_3 и H_2SO_4
24. Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: Na_2S и NiCl_2 , указать pH ($>7<$)
25. Составьте электронную форму атома элемента с порядковым номером 30.
26. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
а) Na_2SO_4 и BaCl_2 б) K_2S и HCl
27. Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: NaCN и CuSO_4 , указать pH ($>7<$)
28. Составьте электронную форму атома элемента с порядковым номером 24.
29. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
а) NaHCO_3 и NaOH б) K_2SiO_3 и HCl
30. Составить ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: K_2CO_3 и CoCl_2 , указать pH ($>7<$).

7. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины химия
Рекомендуемая литература и источники информации (основная и
дополнительная)

№	Виды зая	Необходимая учебная, учебно-	Автор(ы)	Издательств о и год	Количество изданий	
					В библио теке	На кафедре
1	2	3	4	5	6	7
Основная литература						
1	лк, срс, лб	Общая химия	Н.Л.Глинка	Химия, 1960-1988г	937	10
2	лк, срс	Общая химия	В.В. Вольхин	«Лань» 2008	50	1
3	лк, срс	Общая и неорганическая химия	Н.Н.Павлов	«Дрофа» 2002	125	1
4	лк, лб	Химия	Э.С.Зайцев	«Академия» 2008	35	3
5	лк, срс	Курс химии ч.П.специальная для троительных институтов и факультетов	В.А.Киреев	«Высшая, школа» 1975	18	4
6	ПЗ, срс	Сборник задач и упражнений по общей и неорганической химии	В.Н.Павлов и др.	«Дрофа» 2005	50	1
7	лк, срс	Аналитическа я химия	В.П.Васильев	«Дрофа» 2007	100	2
Дополнительная литература						
8	лк, срс	Теоретические основы химии ч. I,II курс лекций	Г.М. Абакаров, М.Г.Мурса лова, Б.И.Ихласо ва, Х.А.Бугано в. Р.М.Гаджи мурадова	4.1-2009. ч.П-2010	10 10	40 40
9	лк. срс	Неорганическая химия	Д.А.Князев С.Н.Смарыгин	«Дрофа» 2005	125	1

10	лк, срс	Химия	Н. И. Волков, М.А.Мелих ова	«Академия» 20	30	I
11	пз, срс	Задачи и упражнения по общей химии	Н. Л. Глинка	«Высшая школа» 1964-1988	261	10
12	лб	Учебное пособие «Строение вещества»	Ихласова Б.И., Абакаров Г.М.	Махачкала - ДГТУ, 2009	10	30
13	лб, срс	Методические указания по общей химии для инженерных специальностей. Химическая кинетика и химическое равновесие.	Х.А. Буганов	Махачкала, ДГТУ, 1990	10	50
14	лб,срс	Методические указания к лабораторной работе «Коррозия металлов и	М.Г. Му рсалова, Р.М.Гаджи муралова, Г.М. Абакаров	Махачкала ДГТУ, 2007	37	20
15	лб,срс	Учебное пособие «Газовая	Г.М.Минха джев, Г.М. Абакаров	Махачкала ДГТУ, 2009	10	30
16	лб,срс	Учебное пособие «Хроматограф	Г.М.Минха джев. Г.М. Абакаров	Махачкала, ДГТУ, 2010	10	30

Программное обеспечение и Интернет-ресурсы.

1. <http://www-\uimik.ru>
2. <http://www.scirus.com>
3. <http://www.abc.chemistn.ru>
4. <http://www.chem.msu.sn/rus>
5. <http://djvu-inf/narod/ru/nclib.htm/>
6. <http://www.Lib-chemik.rii>
7. <http://www. a nchem.ru/ literature>

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины.

Для проведения лабораторных занятий используются специализированные лаборатории, приборы и оборудование. Химическая посуда: колбы, пипетки, бюретки, химические стаканы, цилиндры.

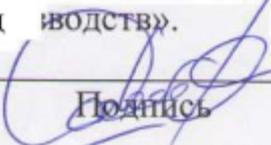
Реактивы: набор неорганических кислот, щелочей, солей, спирт, набор индикаторов.

Приборы: дистиллятор, набор ареометров, спиртовка, штативы для пробирок, сушильный шкаф, химические весы.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО с учетом рекомендаций ООП ВО по направлению 15.03.05 «Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств» и профилю подготовки «Технология машиностроения».

Рецензент от выпускающей кафедры ДГТУ по направлению 15.03.05

«Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств».


Подпись

Сальницкий Ф.А.