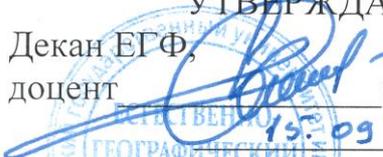


Государственное образовательное учреждение высшего образования
Приднестровский государственный университет им. Т.Г. Шевченко

ЕСТЕСТВЕННО-ГЕОГРАФИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

Кафедра химии и методики преподавания химии

УТВЕРЖДАЮ
Декан ЕГФ,
доцент  С.И. Филипенко
15.09 2017г.


РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

на 2017/2018 учебный год

Учебной ДИСЦИПЛИНЫ «ХИМИЯ»

Направление подготовки:

06.03.01 «Биология»

Профили обучения:

«Зоология»

«Физиология»

«Биоэкология»

квалификация (степень) выпускника

бакалавр

Форма обучения:

Очная

Тирасполь - 2017

Рабочая программа дисциплины «**Химия**»

/сост. И.И. Магурян – Тирасполь: ГОУ ПГУ, 2017 - 23_ с.

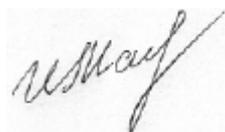
Рабочая программа предназначена для преподавания дисциплины Б.1Б.11«Химия» в 1 и 2 семестрах *обязательной части математического и естественнонаучного цикла* Государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования Приднестровской Молдавской Республики студентам очной формы обучения по направлению подготовки 06.03.01 «Биология» (уровень бакалавриата).

Рабочая программа составлена на основании учебных планов подготовки бакалавров по профилю «Биология» на Естественно-географическом факультете, утвержденного Научно-методическим советом Приднестровского государственного университета им. Т.Г. Шевченко,

с учетом Федеральных Государственных образовательных стандартов высшего профессионального образования:

- утвержденных приказом № 944 Минобрнауки России от 07.08.2014 г

Составитель



/ И.И. Магурян, ст. преп. /

СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ

1. Цели и задачи освоения ХИМИИ

Цель освоения химии - освоение теоретических основ современной химии, ее методологических подходов и понимание процессов жизнедеятельности на основе химических знаний; формирование представления о возможности применения закономерностей и методов химии в профессиональной деятельности биологов.

Основными задачами дисциплины являются:

- доказательство места и роли химии в системе биологических знаний, в жизни и практической деятельности человека;
- формирование представлений о многообразии химических веществ, их систематике, строении, свойствах и закономерностях превращений в результате природных и техногенных процессов;
- обеспечение возможностей усвоения студентами комплекса химических знаний, необходимых для изучения специальных дисциплин по направлению и профилю подготовки, а также для использования приобретенных химических знаний в дальнейшей практической деятельности.

Настоящая программа составлена в соответствии современному уровню развития химической науки и требованиям к подготовке высококвалифицированных биологов-бакалавров.

Изложение теоретических вопросов во всех разделах курса позволяет ориентировать студентов на глубокое понимание причинно-следственных связей, а не на простое запоминание материала. Программа построена с учетом постепенного перехода от анализа отдельных явлений к комплексным представлениям об их взаимосвязи и взаимообусловленности. Данный подход обеспечивает выработку общекультурных и профессиональных компетенций будущих специалистов.

2. Место ХИМИИ в структуре ООП ВО

Химия представляет собой дисциплину базовой (обязательной) математической и естественнонаучной части учебного цикла (Б.1.Б.11) основной образовательной программы подготовки бакалавров по направлению «Биология».

Для изучения химии по программе подготовки бакалавров необходимы удовлетворительные знания этого предмета в объеме программы полного среднего образования, а также в области других естественнонаучных и математических дисциплин, в частности, физики, основ безопасности жизнедеятельности, информатики. Формированию химического мышления способствует изучение законов диалектики и других разделов философии.

3. Требования к результатам освоения ХИМИИ

Результатом успешного освоения химии является демонстрация студентом следующей компетенции:

№	Код компетенции	Содержание компетенции (или ее части)	В результате изучения дисциплины обучающиеся должны		
			Знать	Уметь	Владеть
1.	ОПК-2	способностью использовать экологическую грамотность и базовые знания в	Законы общей химии, свойства элементов и соединений,	- использовать основные методы химического исследования	инструментарием для решения химических задач в области биологии - информацией о

		<p>области физики, химии, наук о Земле и биологии в жизненных ситуациях; прогнозировать последствия своей профессиональной деятельности, нести ответственность за свои решения</p>	<p>составляющих основу биологических систем и основные понятия качественного и количественного анализа</p>	<p>веществ и соединений и обрабатывать полученные результаты; - проводить химическую идентификацию биологически важных веществ - применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин, выделять конкретное химическое и физико-химическое содержание в прикладных задачах профессиональной деятельности</p>	<p>назначении и областях применения основных химических веществ и их соединений в биологии - обобщенными приемами исследовательской деятельности (постановка задачи в лабораторной работе или отдельном опыте, теоретическое обоснование и экспериментальная проверка ее решения); - элементарными приемами работы в химической лаборатории и навыками обращения с веществом, общими правилами техники безопасности при обращении с химической посудой, лабораторным оборудованием и химическими реактивами</p>
--	--	---	--	---	---

4. Структура и содержание дисциплины

4.1. Распределение трудоемкости дисциплины в з.е./ч и видов учебной работы по семестрам:

Семестр	Количество часов							Форма промежуточного контроля
	Трудоемкость, з.е./часы	В том числе						
		Всего	Ауд	Лекций	Лаб. раб.	Практич. занят.	Самост. работы	
1	2/72	72	56	24	32	-	16	-
2	2/72	72	44	20	24	-	28	зачет

4.2. Тематический план по видам учебной деятельности

Лекции

№ п/п	Наименование раздела химии	Объем часов	Тема лекции	Учебно-наглядные пособия
	1 семестр			
1	Основные закономерности химических процессов.	8	1. Фундаментальные понятия химии. Законы стехиометрии. 2. Энергетика химических процессов. Термодинамическое и химическое равновесие. 3. Химическая кинетика и катализ. 4. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье. Константа химического равновесия.	РМ, МП, МР
2	Строение вещества	8	1. Квантовые теории о строении атома и ядерных превращениях. Доказательство периодического закона Д.И. Менделеева на основе теории строения атома. 2. Основные положения различных теорий химической связи 3. Комплексные соединения.	Т, П, КЗ, МС, МП, МР, презентация
3	Химические системы	8	1. Общие свойства растворов. Способы выражения состава растворов. Физико-химическая природа процесса растворения. Растворимость веществ. Факторы, влияющие на растворимость веществ. 2. Коллигативные свойства разбавленных растворов	КЗ, РМ, МП, МР, МС, презентация

			<p>неэлектролитов и электролитов. Осмос, осмотическое давление растворов. Изотонические, гипертонические и гипотонические растворы. I-III законы Рауля.</p> <p>3. Химическое равновесие в растворах сильных и слабых электролитов. Гидролиз. Буферные системы.</p> <p>4. Окислительно - восстановительные реакции. Электрохимические процессы.</p>	
	Итого за 1 семестр:	24		
	2 семестр			
1	Химическая идентификация вещества. Качественный анализ.	10	<ol style="list-style-type: none"> 1. Основы качественного анализа. Аналитический сигнал. Классификация методов качественного анализа. Химические и инструментальные методы. 2. Аналитические реакции. Специфические и избирательные реакции. Условия выполнения аналитических реакций. 3. Системы классификации катионов и анионов. Групповые реагенты. 4. Дробный и систематический анализ. 5. Амфотерность, гидролиз, коллоидные частицы в качественном анализе. Роль комплексных соединений в качественном анализе. 	КЗ, РМ, МП, МР, МС, презентация
2	Количественный анализ. Химическая экология.	10	<ol style="list-style-type: none"> 1. Классификация методов количественного анализа. Объемный (титриметрический) анализ. Сущность объемного анализа. Титрант. Проба. Точка эквивалентности и методы ее определения. 2. Методы объемного анализа. Кривые титрования. Расчеты в объемном анализе. 3. Весовой анализ. Весовая и осаждаемая формы. 4. Физико-химические методы анализа. 5. Качественный и количественный 	КЗ, РМ, МП, МР, МС, презентация

			анализ в охране окружающей среды	
	Итого за 2 семестр:	20		

Практические (и семинарские) занятия

№ п/п	Наименование раздела химии	Объем часов	Тема практического (семинарского) занятия	Учебно-наглядные пособия
	1 семестр			
1	Основные закономерности химических процессов.	10	1. Фундаментальные химические понятия: v , m_a , A_r , M , $v_э$, $M_э$, их определение и расчеты, в том числе по химическим формулам и уравнениям. 2. Расчеты по основным стехиометрическим законам химии. 3. Термохимические и термодинамические расчеты. Направление химического процесса. 4. Кинетические и каталитические процессы. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье. Расчеты. 5. Итоговое занятие по темам Термодинамика и Кинетика.	Т,П, МП, МР, презентации
2	Строение вещества	2	1. Строение атома. Ядерные реакции. Особенности химических свойств радиоактивных элементов. Воздействие радиоактивного излучения на человека. (семинар)	МС, С, презентация
3	Химические системы	8	1. Коллигативные свойства растворов. Способы выражения состава растворов. 2. Равновесие в растворах сильных и слабых электролитов. 3. Реакции гидролиза и принцип действия буферных систем. 4. Итоговое занятие по теме теория истинных растворов.	МП, МР
4	Основные закономерности электрохимических процессов.	2	1. Уравнивание окислительно-восстановительных реакций. Расчеты электродного потенциала и ЭДС гальванического элемента.	МР, МП
Итого за 1 семестр:		22		

Лабораторные работы

№ п/п	Наименование раздела химии	Объем часов Ст/зч	Тема лабораторного занятия	Учебно-наглядные пособия
	1 семестр			
1	Основные закономерности химических процессов.	6	<ol style="list-style-type: none"> 1. Определение молярной массы эквивалента металла и его молярной массы. 2. Свойства основных классов неорганических соединений. 3. Изучение зависимости скорости химической реакции от концентрации. Изучение условий смещения химического равновесия. 	ХР
2	Строение вещества	-	-	-
3	Химические системы	4	<ol style="list-style-type: none"> 1. Исследование механизма гидролиза. 2. Приготовление буферных растворов и изучение механизма буферного действия. 	ЛО, ХР
	Итого за 1 семестр	10		
	2 семестр			
1	Химическая идентификация вещества. Качественный анализ.	18	<ol style="list-style-type: none"> 1. Аналитические реакции катионов I и II группы по кислотно-основной системе классификации. 2. Анализ смеси катионов II группы. 3. Качественные реакции катионов II и IV группы. 4. Реакции, характерные для катионов V и VI групп. 5. Аналитические реакции анионов I-III групп. 	ЛО, ХР

2	Количественный анализ. Химическая экология.	6	<ol style="list-style-type: none"> 1. Кислотно-основное титрование. Определение содержания гидроксида натрия в растворе неизвестной концентрации. 2. Метод редоксиметрии. Определение содержания железа в соли Мора методом перманганатометрии. 3. Комплексонометрическое титрование. Определение общей жесткости воды. 	ЛО, ХР
Итого за 2 семестр		24		

Учебно-наглядные пособия: плакат (П), таблица (Т), стенд (С), карточки с заданиями (КЗ), раздаточный материал (РМ), методическое пособие (МП), методические рекомендации (МР), мультимедийные средства (МС), лабораторное оборудование (ЛО), химические реактивы (ХР).

4.3. Самостоятельная работа студента

Раздел дисциплины	№ п/п	Тема и вид СРС	Трудоемкость (в часах) Стац/заочн
Раздел 1	1	Основные химические понятия и законы.	ДЗ – 2 ч
	2	Термодинамика химических процессов.	ДЗ – 2 ч
	3	Кинетика и химическое равновесие.	ДЗ – 2 ч
ВСЕГО:			6
Раздел 2	1	Строение атома. Квантовые числа. Правила Клечковского.	ДЗ – 4 ч
ВСЕГО:			4
ИТОГО за 1 семестр:			16
Раздел 4	4	Уравнивание ОВР.	ДЗ – 4 ч
ВСЕГО:			4
Раздел 5	1	Основы качественного анализа.	ДЗ – 10
	2	Основы количественного анализа.	ДЗ – 14
ВСЕГО:			24
ИТОГО за 2 семестр:			28

Виды самостоятельной работы студентов (СРС): выполнение домашнего задания теоретического или практического характера (ДЗ), выполнение контрольной работы заочником (КР).

5. Образовательные технологии

В рамках учебного курса предусмотрено:

- чтение *проблемных лекций* по темам: «Строение атома», «Гидролиз солей», «Окислительно-восстановительные процессы», - чтение лекций с применением

мультимедийных технологий по темам: «Основные законы химии», «Строение атомного ядра, радиоактивные превращения», «Химические источники тока»;

- проведение семинаров и практических занятий *с разбором конкретных ситуаций* по темам «Определение эквивалентной массы веществ», «Энергетические эффекты химических процессов», «Кинетика и химическое равновесие», «Теория растворов», «Уравнивание окислительно-восстановительных реакций», «Аналитические реакции и их применение»;

- проведение групповых лабораторных занятий *с последующей «защитой результатов исследования, и контрольной лабораторной работы* на распознавание неизвестного вещества и определение его количества;

- выполнение *серии домашних работ теоретического характера по пройденному лекционному материалу.*

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

В процессе обучения студент должен полностью выполнить учебный план, предусмотренный настоящей рабочей учебной программой по ХИМИИ по всем видам учебных занятий и набрать 3 зачетных единицы трудоемкости (1 з.е. приходится на все виды аттестации). В частности, студент должен выполнить все предусмотренные программой лабораторные работы, практические занятия, 12 домашних заданий расчетного или теоретического характера.

Текущий контроль осуществляется в различных формах: входное тестирование, проверка выполнения каждым студентом письменных домашних заданий по решению химических задач и заданий системного обобщающего характера, обучающее тестирование, прием отчетов по лабораторным работам, заслушивание докладов на семинарах по подготовленной тематике. *Входное и обучающее тестирование, выполнение домашних заданий (по выбору) и лабораторных работ является обязательным.*

Рубежный контроль обеспечивается путём:

-выполнения каждым студентом комплексных контрольных заданий (модулей).

Всего выполняется 2 модульных задания по 25 вопросов в каждом.

Промежуточный контроль включает в себя:

- зачет в устной форме по итогам изучения аналитической химии (2семестр)

Уровень достигнутых компетенций оценивается с применением бально-рейтинговой системы.

Степень успешности освоения дисциплины в системе зачетных единиц оценивается суммой баллов, исходя из 100 максимально возможных.

Структура баллов, составляющих балльную оценку преподавателя, включает:

№ п/п	Форма контроля	Сумма баллов за все задания
1.	Выполнение ДЗ и КТ,	24
2.	Подготовка доклада на семинар	6
3.	Тестовый контроль (входной, обучающий)	20
4.	Модульный контроль	50
	Итого:	100

9. Примеры контрольных вопросов и заданий для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины, а также

для контроля самостоятельной работы обучающегося по отдельным разделам ХИМИИ ОБЩЕЙ И АНАЛИТИЧЕСКОЙ

9.1. Текущий контроль

9.1.1. Вариант входного теста на проверку остаточных знаний по химии

Входной тест предлагается студентам на первом практическом занятии по химии для проверки остаточных знаний по программе общего среднего образования, содержит преимущественно понятийный аппарат и задачи на основные законы стехиометрии. Тест содержит 10 вопросов. Время выполнения задания – не более 40 минут.

1. При одинаковых температуре и давлении 1 л газообразного азота и 1 л газообразного аммиака имеют равные:
1) массы; 2) плотности; 3) число молекул; 4) скорости движения молекул.
2. «Каким бы способом не было получено вещество, оно всегда имеет постоянный качественный и количественный состав». Это формулировка закона:
1) кратных отношений; 2) постоянства состава;
3) сохранения массы; 4) эквивалентов.
3. Вычислите количество вещества гидроксида цинка, если масса его составляет 990 г
1) 20 моль 2) 5 моль 3) 10 моль 4) 2,5 моль
4. Какой объем займет при нормальных условиях аммиак, если его масса равна 34 г?
1) 22,4 л 2) 11,2 л 3) 44,8 л 4) 56 л
5. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$
6. Щелочную среду имеет раствор:
1) KCl; 2) CrCl₃; 3) NH₄Br; 4) Na₂SO₃
7. Степень окисления азота в нитрате магния равна:
1) -3 2) +3 3) +5 4) +2
8. Масса (в граммах) хлорида железа (III), которую следует добавить к 46 мл 10 %-го раствора хлорида железа (III) (пл. 1,085 г/мл), чтобы получить 15 %-ный раствор, равна
1) 2,5 2) 2,9 3) 3,8 4) 16,7
9. Сумма коэффициентов в уравнении необратимой электролитической диссоциации $\text{Na}_3(\text{HSO}_4)\text{CO}_3$ равна
1) 6 2) 7 3) 9 4) 10
10. В молекулярном уравнении окислительно-восстановительной реакции
 $\text{S} + \text{KOH (конц.)} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
сумма коэффициентов равна
1) 15 2) 9 3) 12 4) 23

9.1.2. Вариант обучающего теста для закрепления знаний по темам

«Основные химические понятия и законы химии» и «Строение атома».

Тест рассчитан на трудоемкость 1 академический час (40 минут) и предлагается как упражнение для закрепления понятийного аппарата и навыков элементарных вычислений (из предложенных вариантов ответов лишь один верный).

1. «Вещества вступают друг с другом в химические реакции в количествах, пропорциональных их эквивалентным массам». Это формулировка закона:
1) кратных отношений; 2) постоянства состава; 3) сохранения массы;

- 4) эквивалентов.
2. Молярная масса эквивалента ортофосфорной кислоты равна (г/моль):
 1) 98; 2) 49; 3) 24,87; 4) 32,67
3. Смешали равные объемы H_2 и Cl_2 . Как изменится объем смеси после протекания реакции:
 1) не изменится; 2) увеличится в 2 раза;
 3) уменьшится в 2 раза; 4) увеличится в 1,5 раза
4. При нагревании HBr полностью разлагается. При этом объем газа не изменяется. Какие продукты образуются в результате реакции разложения:
 1) атомы H и Br 2) молекулы H_2 и Br_2
 3) молекулы H_2 и атомы Br 4) атомы H и молекулы Br_2
5. Ядро атома криптона-80 содержит:
 1) 80p и 36n 2) 36p и 80n 3) 36p и 44e 4) 36p и 44n
6. Ион, имеющий в своем составе 18 электронов и 16 протонов, обладает зарядом:
 1) +18 2) -18 3) +2 4) -2
7. Три частицы Ne^0 , Na^+ и F^- - имеют одинаковое:
 1) массовое число 2) число нейтронов 3) число протонов 4) число электронов
8. Число неспаренных электронов у иона Co^{3+} равно:
 1) 3 2) 4 3) 5 4) 6
9. Молярная масса эквивалента металла равна 12 г/моль. Молярная масса эквивалента его оксида равна (г/моль):
 1) 24 2) 20 3) 28 4) нельзя определить
10. На нейтрализацию кислоты, массой 2,45 г идет гидроксид натрия, массой 2 г. Молярная масса эквивалента данной кислоты (г/моль) равна:
 1) 49 2) 98 3) 32,7 4) 40

9.1.3. Вариант домашнего задания по теме «Комплексные соединения»

Домашнее задание содержит 3 вопроса комплексного характера, позволяющих закрепить полученные знания, развить определенную степень компетенций. Общая трудоемкость задания – 1 академический час (60 минут).

1. Определите заряды комплексообразователей, их координационные числа и дайте названия следующим комплексным соединениям: $K_2[PtCl_4(OH)_2]$; $[Ni(NH_3)_6]S_2O_3$; $[Cr(H_2O)_3F_3]$; $[Fe(H_2O)_6][HgI_4]$.

2. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений: а) аммония диамминотетратиоцианохромат (3); б) аква triамминодихлорокобальта (3) хлорид; в) аква triамминодихлороалюминия триацетатоферрат (2); г) октакарбонилдиродий.

3. По значению констант нестойкости определите наиболее устойчивый комплексный ион:

$$1) K_{\text{нест.}} [Ag(NH_3)_2]^+ = 9,3 \cdot 10^{-8} \quad 2) K_{\text{нест.}} [Ag(NO_2)_2]^- = 1,8 \cdot 10^{-3}$$

$$3) K_{\text{нест.}} [Ag(CN)_2]^- = 1,1 \cdot 10^{-21} \quad 4) K_{\text{нест.}} [Ag(S_2O_3)_2]^{3-} = 1,1 \cdot 10^{-13}$$

9.2. Рубежный контроль

9.2.1. Модульный контроль № 1 (по итогам 1 семестра – Общая химия)

Задание включает в себя 25 вопросов теоретического и практического (решение задач) характера

Модульный контроль осуществляется в аудитории, в присутствии преподавателя, в течение одной академической пары.

Общая сумма баллов при правильном решении заданий модуля составляет 25.

Участие каждого студента в модульном рубежном контроле является **обязательным**.

Образец содержания заданий модуля №1

Модуль №1.

1. При одинаковых температуре и давлении 1 л газообразного хлора и 1 л газообразного фтора имеют равные:
1) массы; 2) плотности; 3) число молекул; 4) скорости движения молекул.
2. «Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе продуктов реакции». Это формулировка закона:
1) кратных отношений; 2) постоянства состава; 3) сохранения массы;
4) эквивалентов.
3. Из перечисленных процессов к эндотермическим относится:
1) взаимодействие натрия с водой; 2) растворение концентрированной серной кислоты в воде; 3) разложение гидроксида меди (II); 4) разряд молнии.
4. Критерий самопроизвольного протекания химических реакций в реальных природных системах:
1) $\Delta G < 0$; 2) $\Delta G > 0$; 3) $\Delta S > 0$; 4) $\Delta H < 0$.
5. «Тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ», - это формулировка:
1) закона Гесса; 2) закона Дальтона; 3) следствия из закона Гесса;
4) закона Рауля.
6. Для реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ при увеличении концентрации оксида азота (II) в 2 раза скорость реакции:
1) возрастет в 9 раз; 2) возрастет в 2 раза; 3) замедлится в 3 раза;
4) возрастет в 4 раза.
7. Катализатор ускоряет химическую реакцию благодаря:
1) снижению энергии активации; 2) повышению энергии активации;
3) возрастанию теплоты реакции; 4) уменьшению теплоты реакции.
8. В каких указанных ниже случаях имеет место каталитическая реакция?
1) скорость реакции взаимодействия водорода с бромом увеличивается при нагревании;
2) интенсивность реакции горения угля возрастает после его измельчения;
3) скорость реакции разложения оксида азота (I) увеличивается при внесении в него губчатой платины;
4) скорость реакции горения фосфора повышается при внесении его в атмосферу чистого кислорода.
9. Физиологический раствор хлорида натрия имеет массовую долю NaCl:
1) 3 % 2) 0,85 %; 3) 0,5 %; 4) 10 %
10. Молярной долей растворенного вещества в растворе называется:
1) отношение массы растворенного вещества к массе раствора;
2) отношение количества растворенного вещества к сумме количеств веществ всех компонентов раствора;
3) отношение количества растворенного вещества к объему раствора (в л);
4) отношение количества растворенного вещества к массе растворителя (в кг).
11. Раствор азотной кислоты полностью ионизирован в воде. Чему равно значение pH 0,001 М раствора HNO_3 ?:
1) 1; 2) 10; 3) 12; 4) 3
12. В растворе объемом 1 л, содержащем 0,1 моль $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, суммарное число молей ионов Fe^{3+} и NO_3^- равно:

- 1) 0,1 2) 0,2 3) 0,3 4) 0,4.
13. Когда в раствор кислоты приливают избыток раствора щелочи, pH среды может измениться следующим образом:
 1) возрастет с 7 до 8; 2) возрастет с 3 до 8;
 3) уменьшится с 7 до 6; 4) уменьшится с 9 до 5.
14. Наиболее слабой кислотой из приведенных ниже является:
 1) H_2SO_4 ; 2) HNO_3 3) HNO_2 4) HI
15. Какое из указанных веществ при растворении в воде дает слабощелочную реакцию среды:
 1) NH_3 ; 2) HI ; 3) SO_3 ; 4) H_2S .
16. Какая частица имеет большее число электронов, чем протонов?
 1) атом калия; 2) атом фтора; 3) ион фтора; 4) ион натрия
17. Какой из элементов имеет наименьшее значение сродства к электрону?
 1) F; 2) Cl; 3) Br; 4) I
18. В каком из соединений между атомами образуется ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму?
 1) KCl ; 2) CCl_4 ; 3) CO_2 ; 4) NH_4Cl
19. Щелочную среду имеет раствор:
 1) KCl ; 2) $CrCl_3$; 3) $CuBr_2$; 4) CH_3COONa
20. Из приведенных элементов четвертого периода наиболее ярко выраженными неметаллическими свойствами обладает:
 1) цинк, 2) мышьяк; 3) медь; 4) бром
22. Валентные орбитали атома азота в молекуле аммиака NH_3 гибридизованы по типу:
 1) sp ; 2) sp^2 ; 3) sp^3 ; 4) $d^2 sp^3$
23. При помещении эритроцитов в гипертонический раствор:
 1) не происходит изменения объема и функционирования клеток;
 2) происходит сморщивание клеток; 3) идет цитолиз; 4) наблюдается гемолиз эритроцитов
24. Ионная связь между атомами имеет место в веществе:
 1) PH_3 ; 2) SO_2 ; 3) NaF ; 4) $BrCl$
25. Окисление имеет место в процессе:
 1) $KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4$; 2) $Cl_2 \rightarrow HCl$; 3) $HNO_3 \rightarrow NO$ 4) $S \rightarrow SO_2$.

9.2.2. Модульный контроль № 2 (по итогам 2 семестра – Аналитическая химия)

Задание включает в себя 25 вопросов теоретического и практического характера.

Модульный контроль осуществляется в аудитории, в присутствии преподавателя, в течение одной академической пары.

Общая сумма баллов при правильном решении заданий модуля составляет 25.

Участие каждого студента в модульном рубежном контроле является **обязательным**.

Образец содержания заданий модуля № 2

Модуль №2.

1. Качественные аналитические реакции при анализе «сухим путем» можно выполнить методом:
1) замещения; 2) растирания;
3) «над водой»; 4) воздушно-капельным путем.
2. Реакции и реагенты, которые позволяют открывать несколько ионов (или веществ) в присутствии других ионов или веществ, называются:
1) избирательные; 2) специфические;
3) окислительно-восстановительные; 4) реакции разложения.
3. Титриметрический метод анализа осуществляется при помощи:
1) бюретки; 2) делительной воронки;
3) микроскопа; 4) фотоэлектрокалориметра.
4. Чувствительность аналитической реакции можно охарактеризовать при помощи:
1) предельной концентрации; 2) константы ионизации;
3) равновесной концентрации; 4) активной концентрации.
5. Растворимость электролитов при введении в их раствор каких-либо сильных электролитов с одноименным ионом (например, $\text{BaCO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3$):
1) понижается; 2) повышается;
3) не изменяется; 4) сначала повышается, а затем – понижается.
6. Кристаллы гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, получение которых используется для качественного определения ионов Ca^{2+} , имеют следующую форму:
1) кубическую; 2) сферическую; 3) игольчатую; 4) треугольную.
7. Летучая соль, какого металла при проведении пирохимического анализа окрашивает пламя газовой горелки в желтый цвет:
1) K^+ ; 2) Na^+ ; 3) Ba^{2+} ; 4) Ca^{2+} ?
8. В какой цвет окрашивается пламя газовой горелки при внесении соли бария Ba^{2+} :
1) желто-зеленый; 2) фиолетовый;
3) желтый; 4) карминово-красный?
9. Групповым реагентом в качественном анализе называется:
1) реактив, который позволяет выделить из анализируемого раствора целую группу ионов (катионов и анионов);
2) реагент, который позволяет открывать данный ион (или вещество) в присутствии других ионов или веществ,
3) аммиачная буферная смесь; 4) красная кровяная соль.
10. По кислотно-основной системе классификации - групповым реагентом 2-ой аналитической группы катионов является 2н раствор:
1) HCl ; 2) HNO_3 ; 3) NaOH ; 4) H_2SO_4 .
11. Какая аналитическая группа катионов по кислотно-основной системе классификации не имеет группового реагента:
1) 6 гр. 2) 2 гр. 3) 1 гр. 4) 5 гр.?
12. Какие ионы входят в состав группы анионов, имеющей в качестве группового реагента нейтральный раствор хлорида бария:
1) NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^- ; 2) SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} ;
3) K^+ , Na^+ , NH_4^+ ; 4) Cl^- , Br^- , I^- ?
13. Когда в раствор кислоты приливают избыток щелочи, то pH среды может изменяться следующим образом:
1) возрастать с 7 до 8; 3) уменьшаться с 7 до 6;
2) возрастать с 2 до 10; 4) уменьшаться с 9 до 5.
14. Для обнаружения иона никеля Ni^{2+} в растворе можно использовать реагент:
1) реактив Чугаева; 2) реактив Несслера;
3) роданид аммония; 4) хлорид кобальта (2).

15. Гексацианоферрат (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ образует с катионом железа Fe^{3+} соединение:
- 1) зеленого цвета;
 - 2) темно-синего цвета;
 - 3) черного цвета;
 - 4) кроваво-красного цвета.
16. В аммиачном растворе не образуется осадок:
- 1) $AgCl$;
 - 2) $AgBr$;
 - 3) $BaSO_4$;
 - 4) $Ca_3(PO_4)_2$.
17. Какой катион при взаимодействии с сероводородной водой дает осадок желтого цвета:
- 1) Fe^{2+} ;
 - 2) Cu^{2+} ;
 - 3) Ni^{2+} ;
 - 4) Cd^{2+} ?
18. При добавлении иодида калия KI к белому осадку хлорида серебра - $AgCl$ осадок:
- 1) остается белым;
 - 2) становится красным;
 - 3) становится желтым;
 - 4) становится черным.
19. Для отделения ионов свинца Pb^{2+} смесь хлоридов серебра, свинца и ртути(1) обрабатывают:
- 1) раствором серной кислоты;
 - 2) кипящей дистиллированной водой;
 - 3) раствором азотной кислоты;
 - 4) «царской водкой».
20. Методы количественного титриметрического (объемного) анализа основаны на:
- 1) точном измерении объемов реактивов, затраченных на химическую реакцию с анализируемым веществом;
 - 2) точном измерении масс осаждаемой и весовой форм;
 - 3) определении объема газа, выделившегося в ходе реакции,
 - 4) определении изменения окраски анализируемого раствора в процессе титрования.
21. Вычисления в объемном анализе основаны на законе:
- 1) Авогадро;
 - 2) Фарадея;
 - 3) постоянства состава;
 - 4) эквивалентов.
22. Весовая и осаждаемая формы – это понятия из:
- 1) объемного анализа;
 - 2) весового (гравиметрического) анализа;
 - 3) газового анализа;
 - 4) качественного анализа.
23. В основе методов перманганатометрии объемного анализа лежат реакции:
- 1) нейтрализации;
 - 2) комплексообразования;
 - 3) осаждения;
 - 4) окисления-восстановления.
24. Какую из предложенных реакций можно использовать при проведении метода нейтрализации (объемного количественного анализа):
- 1) $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
 - 2) $NH_4OH + H_2SO_4 \rightarrow$;
 - 3) $NH_4OH + CH_3COOH \rightarrow$;
 - 4) $KMnO_4 + KNO_2 + KOH \rightarrow$.
25. Точку эквивалентности при проведении объемного анализа методом нейтрализации можно определить:
- 1) «сухим» путем;
 - 2) по изменению окраски метилового оранжевого;
 - 3) при помощи спектрофотометра;
 - 4) по образованию комплекса синего цвета иода с крахмалом.

9.3. Промежуточный контроль

9.3.1. Перечень вопросов к зачету химии для студентов-биологов

1. Основные количественные понятия химии (моль, молярная масса, эквивалент, молярная масса эквивалента). Законы стехиометрии.
2. Фундаментальные химические понятия: атом; молекула; вещество; химический элемент; химическое соединение; химическая структура. Доказательство сложности состава атома. Доквантовые представления о строении атома (теории Д. Томпсона, Э. Резерфорда, Н. Бора, их недостатки).
3. Основные положения квантовой теории строения атома. Двойственная природа электрона. Физический смысл уравнения Де Бройля.
4. Распределение электронной плотности в атоме согласно принципу Паули, правилам Хунда и Клечковского. Электронные и электронно-графические формулы химических элементов.
5. Протонно-нейтронная модель строения атомного ядра. Изотопы и изобары. Явление радиоактивности. Типы радиоактивного излучения.
6. Закон периодического изменения свойств химических элементов и их соединений Д.И. Менделеева. Структура Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева: период, его длина, электронные семейства элементов; группы и подгруппы; порядковый номер элемента.
7. Основные представления о причинах возникновения и природе химической связи в веществе. Ковалентная связь.
8. Природа химической связи, описанная по методу валентных связей. Свойства «σ», «π» и «δ» - связей.
9. Механизм образования ковалентной связи (обменный, донорно-акцепторный, дативный). Причины гибридизации электронных орбиталей и пространственное строение молекул.
10. Природа химической связи в конденсированных системах: Ван-дер-ваальсовы силы; водородная связь.
11. Комплексные соединения. Классификация. Номенклатура. Структура и свойства комплексообразователей и лигандов. Координационное число. Устойчивость комплексных соединений. Константы нестойкости.
12. Характеристика термодинамических систем и процессов. Их свойства и классификации. Параметры и функции состояния термодинамической системы.
13. Виды энергий термодинамической системы. Их эквивалентность и взаимопревращения.
14. Внутренняя энергия и энтальпия, теплота и работа. Первый закон термодинамики.
15. Тепловой эффект химического процесса и теплоемкость системы. Стандартные условия.
16. Основы термохимии. Закон И. Гесса и следствия из него. Термохимические расчеты.
17. Энтропия химической системы. Второй закон термодинамики.
18. Связанная энергия термодинамической системы и ее свободная энергия (Гиббса и Гельмгольца). Направление самопроизвольного протекания химического процесса. Третий закон термодинамики.
19. Закон действующих масс для равновесного процесса. Константа равновесия. Правило Ле Шателье о смещении химического равновесия.
20. Скорость химической реакции. Влияние различных факторов на скорость химического процесса. Основной закон химической кинетики. Реакции I-го порядка.
21. Теория активированного комплекса С. Аррениуса. Влияние температуры на скорость химических реакций. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.
22. Каталитические процессы. Типы катализаторов и их свойства. Механизм каталитического действия.

23. Общая характеристика растворов, их классификация. Теория процесса растворения. Качественные характеристики состава раствора: насыщение, растворимость.
24. Количественные показатели состава раствора: доля (молярная, массовая, объемная), молярная, моляльная и нормальная концентрация, титр. Переходы от одного способа выражения состава раствора к другому.
25. Осмос и осмотическое давление раствора. Закон Вант - Гоффа. Значение осмоса в природе и в технике.
26. Свойства разбавленных растворов нелетучих веществ: давление насыщенного пара над раствором. Первый и второй законы Рауля.
27. Химическое равновесие в растворах: сольватация, диссоциация, диффузия. Условия обратимости и необратимости процесса диссоциации. Ступенчатая диссоциация.
28. Основные положения теории электролитической диссоциации С. Аррениуса. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации для равновесных процессов в растворах электролитов. Закон Оствальда для слабых электролитов.
29. Теория равновесия в растворах сильных электролитов Дебая – Хюккеля. «Кажущаяся» степень диссоциации и активность ионов. Ионная сила раствора.
30. Ионные равновесия и ионные обмены в растворах электролитов. Уравнения ионных процессов. Признаки обратимости и необратимости ионных процессов.
31. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель, его значение для природных процессов. Измерение рН.
32. Индикаторы и их применение при определении кислотности или основности исследуемого раствора.
33. Произведение растворимости ограниченно растворимых соединений. Гетерогенное равновесие: твердая фаза | раствор. Правило произведения растворимости.
34. Обратимый и необратимый гидролиз неорганических веществ в процессе растворения. Уравнения гидролиза.
35. Основной гидролиз по катионному типу. Примеры уравнений простого и ступенчатого гидролиза. Степень и константа гидролиза. Определение кислотности раствора.
36. Кислотный гидролиз по анионному типу. Примеры уравнений простого и ступенчатого гидролиза. Степень и константа гидролиза. Определение основности раствора.
37. Кислотно-основный гидролиз по катионно-анионному типу. Степень и константа гидролиза. Определение рН раствора.
38. Общая характеристика окислительно-восстановительных систем, их классификация. Типы окислительно-восстановительных реакций. Их значение в природе и технике.
39. Основные понятия качественного анализа.
40. Основные понятия количественного анализа.
41. Специфические, избирательные и групповые реакции.
42. Титрование, титрант, точка эквивалентности.
43. Методы и способы титрования.

10. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины ХИМИЯ

10.1. Учебники

1. Под ред. Ершова Ю.А. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов –М. , В.шк. , 2003. -565 стр.
2. Коровин Н.В. Общая химия: – М.: Высш. шк., 2006. - 557 с.
3. Коржуков Н.Г. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие.- М.: «МИСИС»: ИНФРА - М., 2004. – 511 с.
5. Гузей Л.С. , Кузнецов В.Н., Гузей А.С. Общая химия: Учебник для вузов. - М.: Изд-

во МГУ, 1999. – 332 с.

6. Угай А.Я. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. – М.: Высш. шк., 2002. – 431 с.

7. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для химико-технологических вузов. - М.: Высш. шк., 2002. – 743 с.

10.2. Задачники

1. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии (под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной): Учебное пособие. – М.: Интеграл – пресс, 2003. – 240 с.

2. Блинов Л.Н. и др. Неорганическая химия: Сборник задач и упражнений. Учебное пособие. – С.Пб., Изд-во СПб ГТУ, 2001. – 267 с.

3. Зайцев О.С. Задачи, упражнения и вопросы по химии: Учебное пособие. - М.: Химия, 1996. – 430 с.

4. Романцева Л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии: Учебное пособие. – М.: Высш. шк., 1991. – 360 с.

5. Витинг Л. М., Резницкий Л. А. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие. – М.: Высш. шк., 1991. – 257 с.

10.3. Практикум

1. Бомешко Е.В., Попова Н.К. Практикум по общей химии: Учебное пособие для инженерных специальностей. – Тирасполь: Изд-во ПГУ, 2006. - 78 с.

2. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадьгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учебное пособие. - М.: Изд-во МГУ, 2000. – 115 с.

3. Гузей Л.С. и др. Практикум по общей и неорганической химии: Учебное пособие. – М.: Изд-во МГУ, 2000.-126 с.

4. Соколовская Е.М., Зайцев О.С. Практикум по общей химии: Учебное пособие. – М.: Изд-во МГУ, 1991. – 167 с.

11. Материально-техническое обеспечение дисциплины ХИМИЯ

Кафедра химии и методики преподавания химии, расположенная в г. Тирасполь, ул. 25 Октября, 81 (корпус В, 4-й этаж) располагает лабораториями для проведения лабораторных, практических занятий, коллоквиумов по общей, неорганической, аналитической химии.

12. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины

Самостоятельная работа студентов составляет не менее 50% от общей трудоемкости дисциплины и является важнейшим компонентом образовательного процесса, формирующим личность студента, его мировоззрение и культуру безопасности, развивающим его способности к самообучению и повышению своего профессионального уровня.

Цели самостоятельной работы.

Формирование способностей к самостоятельному познанию и обучению, поиску литературы, обобщению, оформлению и представлению полученных результатов, их критическому анализу, поиску новых и неординарных решений, аргументированному отстаиванию своих предложений, умений подготовки выступлений и ведения дискуссий.

Организация самостоятельной работы.

Самостоятельная работа заключается в изучении отдельных тем курса по заданию преподавателя по рекомендуемой им учебной литературе, в выполнении домашнего задания, в проведении реферативного исследования, в подготовке к лабораторному практикуму, семинарам, практическим занятиям, к рубежным контролям, экзамену.

13. Технологическая карта дисциплины ХИМИЯ (Общая и аналитическая)

Курс I группа 102 семестр I, II

Преподаватель – лектор и ведущий лабораторно-практические занятия
ст. преподаватель Магурян И.И.

Кафедра Химии и методики преподавания химии ЕГФ

Весовой коэффициент дисциплины в совокупной рейтинговой оценке, рассчитываемой по всем дисциплинам 4 з. е.

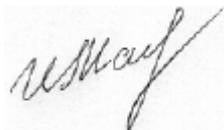
Наименование дисциплины / курса	Уровень//ступень образования (бакалавриат, специалитет, магистратура)	Статус дисциплины в рабочем учебном плане (А, Б, В, Г) (если введена модульно-рейтинговая система)	Количество зачетных единиц / кредитов		
ХИМИЯ	бакалавриат	Б. 1	4 з.е.		
Смежные дисциплины по учебному плану (перечислить):					
Физика, Математика, Зоология, Ботаника					
ВВОДНЫЙ МОДУЛЬ (входной рейтинг-контроль, проверка «остаточных» знаний по смежным дисциплинам)					
Тема, задание или мероприятие входного контроля	Виды текущей аттестации	Аудиторная или внеаудиторная	Минимальное количество баллов	Максимальное количество баллов	
Входной тест	Письм.	Ауд.	1	10,0	
Итого:			1	10,0	
БАЗОВЫЙ МОДУЛЬ (проверка знаний и умений по дисциплине)					
Тема, задание или мероприятие текущего контроля	Виды текущей аттестации	Аудиторная или внеаудиторная	Минимальное количество баллов	Максимальное количество баллов	
Модуль № 1. Основные понятия и законы химии. Строение вещества. Основные классы неорганических соединений. Общие закономерности протекания химических процессов. Окислительно - восстановительные системы	Письм.	Ауд.	5,0	25,0	
Модуль № 2. Качественный и количественный анализ	Письм.	Ауд.	5,0	25,0	
Домашнее задание – всего 12 по всем разделам курса	Письм.	Вне ауд.	5,0	20,0	
Отчеты по лабораторному практикуму и задания по практическим занятиям	Письм. и устно	Вне ауд. и ауд.	5,0	10,0	
Входное и обучающее тестирование	Письм.	Ауд.	10,0	20,0	
Итого:			30,0	100,0	

Необходимый минимум для получения итоговой оценки 63 балла или допуска к итоговой аттестации - 50 баллов.

Дополнительные требования для студентов, отсутствующих на занятиях по уважительной причине: устное собеседование с преподавателем по проблемам

пропущенных практических занятий, обязательная отработка пропущенных лабораторных занятий, выполнение внеаудиторных письменных домашних заданий и контрольных работ.

Составитель



/ И. И. МАГУРЯН, ст. преподаватель/

Зав. кафедрой



/ Т.В. ЩУКА, к.х.н., доцент/

Согласовано:

1. Зав. выпускающей кафедрой  /С.И.Филипенко, доц., к.б.н.