

**Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«ИВАНОВСКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ СЕЛЬСКОХОЗЯЙСТВЕННАЯ
АКАДЕМИЯ ИМЕНИ Д.К. БЕЛЯЕВА»
(ФГБОУ ВО Ивановская ГСХА)**

**ФАКУЛЬТЕТ ВЕТЕРИНАРНОЙ МЕДИЦИНЫ И BIOTEХНОЛОГИИ
В ЖИВОТНОВОДСТВЕ**

УТВЕРЖДЕНА
проректором по учебной и
воспитательной работе
_____ М.С. Манновой
17 ноября 2021 г

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

«Неорганическая и аналитическая химия»

Специальность	36.05.01 Ветеринария		
Направленность(профиль)	Ветеринарно-санитарная экспертиза		
Уровень образовательной программы	Специалитет		
Форма обучения	Очная		
Трудоемкость дисциплины, ЗЕТ	4		
Трудоемкость дисциплины, час.	144		
Распределение часов дисциплины по видам работы:	Виды контроля:		
Контактная работа – всего	72	Экзамен	1
в т.ч. лекции	36		
Лабораторные	8		
Практические	28		
Самостоятельная работа	72		
Разработчики:			
Старший преподаватель кафедры естественнонаучных дисциплин			Т.А. Шаповалова
СОГЛАСОВАНО:			
Заведующая кафедрой естественнонаучных дисциплин			И.К. Наумова
		(подпись)	
Председатель методической комиссии факультета			С.В. Егоров
		(подпись)	
Документ рассмотрен и одобрен на заседании методической комиссии факультета			Протокол № 03 от 15 ноября 2021 года

Иваново 2021

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Целью освоения дисциплины является: дать студентам теоретические, методологические и практические знания, формирующие современную химическую основу для освоения профилирующих учебных дисциплин и выполнения основных профессиональных задач: профилактики и лечения болезней животных, повышения производства доброкачественных продуктов.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

В соответствии с учебным планом дисциплина относится к *	базовой части образовательной программы
Статус дисциплины	обязательная
Обеспечивающие (предшествующие) дисциплины	Школьный курс химии.
Обеспечиваемые (последующие) дисциплины	«Биологическая химия», «Физиология и этология животных», «Цитология, гистология и эмбриология», «Гигиена животных», «Ветеринарная фармакология. Токсикология», «Ветеринарно-санитарная экспертиза», «Безопасность жизнедеятельности», «Оперативная хирургия с топографической анатомией», «Общая и частная хирургия», «Клиническая диагностика», «Патологическая анатомия и судебная ветеринарная экспертиза», «Внутренние незаразные болезни», «Кормление животных с основами кормопроизводства», «Клиническая биохимия», «Лабораторная диагностика», и др.

- базовой/ вариативной

3. РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ) (ХАРАКТЕРИСТИКА ФОРМИРОВАНИЯ КОМПЕТЕНЦИЙ)

Шифр и наименование компетенции	Дескрипторы компетенции		Номер(а) раздела(ов) дисциплины (модуля), отвечающего(их) за формирование данного(ых) дескриптора(ов) компетенции
СК-1 Способность к использованию основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности ветеринарного врача.	Знает:	З-1. Законы и понятия естественнонаучной дисциплины, опирающиеся на базовые знания.	1 – 9
		З-2. Воспроизводит теоретические обоснования для решения учебно-практических задач.	1 – 9
	Умеет:	У-1. Объясняет сущность понятий и законов естественнонаучных дисциплин.	1 – 9
		У-2. Применяет полученные знания для решения учебно-практических задач.	1 – 9
	Владеет:	В-1. Выбирает методы решения учебно-практических задач.	1 – 9

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

4.1. Содержание дисциплины (модуля)

№ п/п	Темы занятий	Виды учебных занятий и трудоемкость, час.				Контроль знаний*	Применяемые активные и интерактивные технологии обучения
		лекции	практические (семинарские)	лабораторные	самостоятельная работа		
1. Введение. Основные законы и понятия химии							
1.1.	Введение. Определение химии, как науки. Химические явления и процессы, как проявление химического движения материи. Химический характер биологических законов. Основные понятия: моль, молярная масса, молярный объем газов, Число Авогадро. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности. Закон эквивалентов. Проявление закона эквивалентных отношений в живом организме.	4	4			КЛ, Т	
2. Энергия химических процессов.							
2.1.	Внутренняя энергия. Энтальпия. Энтропия. Свободная энергия. Факторы, определяющие направления химических реакций.	2	2		2	КЛ	
3. Кинетика химических процессов.							
3.1.	Основные понятия химической кинетики. Скорость химических реакций. Закон действия масс. Константа скорости. Молекулярность реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон Вант-Гоффа. Температурный коэффициент. Применение правила Вант-Гоффа для прогнозированного хранения лекарственных препаратов. Влияние температуры на скорость биологических процессов. Фотохимические реакции. Фотосинтез в биологических системах. Катализ. Ферменты, как катализаторы биохимических процессов.	2	1		2	КЛ, Т	
3.2.	Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.	2		1		ВЛР, УО	
4. Растворы							
4.1.	Дисперсные системы. Понятие о коллоидных и истинных растворах. Теплота растворения. Сольваты. Гидраты. Теория растворов. Способы выражения концентрации растворов. Растворимость твердых, жидких и газообразных веществ. Растворимость газов в крови и тканевых жидкостях.	2	4	2	12	ВЛР, КР.	

4.2.	Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Законы Рауля. Эбулиоскопическая и криоскопическая константа растворителя.. Осмос. Осмотическое давление. Роль осмотического давления в биологических системах. Тургор. Плазмолиз. Роль водных растворов в биологических системах. Свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент его физический смысл. Теория электролитической диссоциации. Роль гидратации ионов в биологических системах. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации; константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.	6	4		10	Т, УО	
4.3.	Протолитическое равновесие в воде. Водородный показатель. Равновесие состояния в растворах амфолитов. Влияние рН - среды и ионной силы раствора на биохимические процессы. Протолитическое равновесие в реакциях сольволиза. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Гидролитические процессы в живом организме.	4	4	2	12	ВЛР, К, Т,	
5. Строение атома. Периодический закон Д.И. Менделеева.							
5.1.	Основные положения и понятия квантовой механики. Электронное облако. Характеристика энергетического состояния электрона квантовыми числами. Принцип наименьшей энергии. Правило Клечковского. Принцип Паули. Правило Гунда. Электронные и электронно-графические формулы атомов. Ядро атома. Изотопы. Изобары.	2	1		4	КЛ, УО	
5.2.	Периодический закон Д. И. Менделеева и его трактовка в свете кванто-механической модели атома. Свойства атомов элементов (радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).	2	1		4	КЛ, Т,	
5.3.	Природа химической связи. Метод валентных связей. Гибридизация атомных орбиталей и геометрическая формула молекулы. «Сигма» и «Пи» связи. Ионная связь. Ковалентная связь. Дипольный момент. Длина связи, энергия связи, полярность связи. Водородная связь. (межмолекулярная и внутримолекулярная). Биологическое значение и роль водородной связи.	2	2		4	Т	
6. Окислительно-восстановительные реакции							
6.1.	Электронная теория окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители, восстановители. Окислительно-	2	2		4	КЛ, К	

5. ОРГАНИЗАЦИЯ И УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)

Организация самостоятельной работы студентов основана на ПВД-12 О самостоятельной работе обучающихся ФГБОУ ВПО «Ивановская ГСХА имени Д.К.Беляева»

5.1. Содержание самостоятельной работы по дисциплине (модулю)

– *Темы индивидуальных заданий:*

1. Определение предмета химии. Химическое единство мира.
2. Основные понятия химической термодинамики. Виды систем и функции состояния.
3. Первое начало термодинамики и его следствия.
4. Энтальпия, энтропия. Микро- и макросостояния вещества.
5. Средняя и истинная скорость химической реакции. Факторы влияющие на скорость реакции.
6. Катализ. Виды катализа, механизм каталитического действия..
7. Химическое равновесие.
8. Причины образования растворов. Физические и химические силы обуславливающие образование растворов.
9. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов.
10. Диффузия и осмос.
11. Свойства растворов электролитов.
12. Ионное произведение воды..
13. Механизм буферного действия.
14. Атомно-молекулярное учение.
15. Современное представление о строении атома с точки зрения квантовой теории.
16. Электронная теория ОВР.
17. Роль ОВР в организме.
18. Факторы влияющие на устойчивость комплексных соединений в растворах.

Темы, выносимые на самостоятельную проработку:

- Фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, закон сохранения массы, постоянства состава, закон эквивалентных отношений.
- Закон Гесса и следствия из него. Термохимические уравнения.
- Первое и второе начало термодинамики. Критерий самопроизвольного протекания процесса. Биохимическая термодинамика.
- Закон действующих масс для элементарной стадии химической реакции.
- Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса.
- Константа скорости реакции.
- Динамический характер химического равновесия.
- Принцип Ле-Шателье, равновесие в гетерогенных системах.
- Физико-химическая теория образования растворов Д.И.Менделеева.
- Способы выражения концентрации растворов.
- Первый и второй законы Рауля. Температуры кипения и кристаллизации растворов. Эбуллиоскопия и криоскопия.
- Закон Вант-Гоффа. Осмотическое давление, биологическое значение.
- Изотонические растворы.
- Теория электролитической диссоциации Аррениуса.
- Активность, ионная сила раствора.
- Закон разбавления Оствальда.
- рН и рОН растворов.
- Буферная емкость буферных растворов.

- Роль буферных систем в биологических процессах.
- Квантовые числа, энергетические уровни и подуровни атома, атомные орбитали.
- Принцип минимальной энергии. Правило Клечковского. Принцип Паули. Правило Гунда.
- Периодичность изменения свойств атомов: радиуса, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности.
- Природа химической связи
- Теория образования ковалентной связи: метод валентных связей, теория гибридизации и атомных орбиталей.
- Кратность и полярность ковалентной связи.
- Ионная связь, природа образования и свойства.
- Металлическая связь.
- Межмолекулярное взаимодействие, водородная связь.
- Структура периодической системы элементов. Природа периодичности свойств элементов.
- ОВР, стандартный окислительно-восстановительный потенциал.
- Уравнение Нернста.
- Роль ОВР в организме.
- Устойчивость комплексных соединений в растворах.
- Хелаты, внутриклеточные соединения.
- Химия S- элементов: водород, элементы IA-, IIА- подгруппы общие свойства.
- Химия P-элементов. IIIА-, IVА-, VA- подгруппы общие свойства.
- Химия d-элементов. Общие свойства и особенности переходных металлов.

5.2. Контроль самостоятельной работы

Аудиторная СРС включает использование специализированных дисплейных классов для выполнения отдельных видов СРС, тестирование и др. (читальный зал и ауд. 213) Внеаудиторная СРС включает, в частности, следующие виды деятельности:

- проработку учебного материала (по конспектам, учебной и научной литературе, электронных учебных ресурсов);
- изучение тем теоретического курса, запланированных для самостоятельного освоения;
- написание рефератов и выступления с докладами на практических занятиях.

Оценка результатов самостоятельной работы организуется в соответствии с действующей в академии бально – рейтинговой системой следующим образом:

- Тестовые опросы (промежуточные)
- устные опросы
- Выступление и защита реферата.

5.3. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы

При выполнении самостоятельной работы рекомендуется использовать основную и дополнительную литературу, методические указания и разработки кафедры, указанные в п.6.1. – 6.6.

Для выполнения студентами самостоятельной работы не предусмотрено методических рекомендаций и указаний. На лабораторно – практических занятиях студенты получают индивидуальные задания и выполняют их к следующему занятию.

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

6.1. Основная учебная литература, необходимая для освоения дисциплины (модуля)

1. Хомченко, Г.П. Неорганическая химия [учебник для вузов] М., Высш. шк. - 1987. 464с. (216)
2. Князев, Д.К. Неорганическая химия [учебник для студ. вузов] М., Дрофа - 2005. 591с. (93)
3. Аналитическая химия. Методы качественного и количественного анализа : учеб.-метод. пособие для студ. вуза / сост. И.К. Наумова, Т.А. Шутова, Л.Н. Дельцова, Т.А. Шаповалова. - Иваново : ИГСХА, 2008. - 60с (201)
4. И.К. Наумова, Т.А. Шаповалова. Лабораторно – практические работы по аналитической химии. Количественный анализ: учебно-метод. пособие /сост. – Иваново: ИГСХА. 2017 -52с.(200)

6.2. Дополнительная учебная литература, необходимая для освоения дисциплины (модуля)

1. Кусакина, Н.А. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа. [Электронный ресурс] / Н.А. Кусакина, Т.И. Бокова, Г.П. Юсупова. — Электрон. дан. — Новосибирск : НГАУ, 2010. — 118 с. — Режим доступа: <http://e.lanbook.com/book/4555> — Загл. с экрана.
2. Хомченко, Г.П. Неорганическая химия [учебник для с-х вузов] СПб., Квадро - 2013. 464с.(49)

6.3. Ресурсы сети «Интернет», необходимые для освоения дисциплины (модуля)

1. Образовательные сайты по неорганической химии с флеш - анимацией: https://infourok.ru/flesh-animacii_po_neorganicheskoy_himii-463729.htm
2. http://lotoskay.ucoz.ru/load/flesh_animacii/neorganicheskaja_khimija/184
3. Библиотека ИвГСХА http://www.ivgsha.ru/about_the_university/library/
4. Электронные ресурсы библиотеки ИвГСХА http://ivgsha.uberweb.ru/about_the_university/library/elektronnye-biblioteki.php?clear_cache=Y
5. Единое окно доступа к образовательным ресурсам <http://window.edu.ru>

6.4. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля)

- 1) Наумова И.К., Шутова Т.А., Шаповалова Т.А. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Иваново: Ивановская ГСХА. 2005 Методическое пособие
- 2) Наумова И.К., Шутова Т.А., Шаповалова Т.А. Строение атома. Химическая связь. Ивановская ГСХА. им. академика Д.К. Беляева, 2008 Методическое пособие
- 3) Наумова И.К., Шаповалова Т.А., Кузьмина Т.А. Растворы электролитов Ивановская ГСХА. им. академика Д.К. Беляева, 2017 г. Учебное пособие
- 4) Т.А. Шутова, Т.А. Шаповалова. Концентрация растворов. Ив.: ИГСХА, 2002 -24 с.
- 5) Наумова И.К., Шаповалова Т.А. Классы неорганических соединений Ивановская ГСХА. им. академика Д.К. Беляева, 2017 г. Учебное пособие
- 6) И.К. Наумова, Т.А. Шаповалова. Лабораторно – практические работы по аналитической химии. Количественный анализ: учебно-метод. пособие /сост. – Иваново: ИГСХА. 2017 -52с.

6.5. Информационные справочные системы, используемые для освоения дисциплины (модуля) (при необходимости)

- 1) Научная электронная библиотека <http://e-library.ru>
- 2) Информационно-правовой портал «Консультант» <http://www.consultant.ru>

6.6. Информационные технологии, используемые при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю) (при необходимости)

LMS Moodle

6.7. Программное обеспечение, используемое для освоения дисциплины

1. Операционная система типа Windows.
2. Интегрированный пакет прикладных программ общего назначения Microsoft Office.
3. Интернет браузеры.

7. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА, НЕОБХОДИМАЯ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)

№ п/п	Наименование специализированных аудиторий, кабинетов, лабораторий и пр.	Краткий перечень основного оборудования
1	Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа	укомплектована специализированной (учебной) мебелью, набором демонстрационного оборудования и учебно-наглядными пособиями, обеспечивающими тематические иллюстрации, соответствующие рабочей программе дисциплины, а также техническими средствами обучения (переносным мультимедийным проектором, портативным компьютером типа «Ноутбук», переносным раздвижным экраном), служащие для представления учебной информации большой аудитории.
2.	Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа, практических занятий, для групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации	укомплектована специализированной (учебной) мебелью, переносными техническими средствами обучения и лабораторным оборудованием (аптечка индивидуальная, 1 вытяжной шкаф, весы аналитические ВЛР-200 (6 шт), весы технические (2 шт), ФЭК-56, сушильный шкаф) комплекты лабораторной химической посуды, плитка электрическая.
3	Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа, практических занятий, для групповых и индивидуальных консультаций ,текущего контроля и промежуточной аттестации.	укомплектована специализированной (учебной) мебелью, переносными техническими средствами обучения и лабораторным оборудованием (аптечка индивидуальная 1 вытяжной шкафа, весы аналитические ВЛР-200 (6 шт), весы технические (1 шт), ФЭК-56, сушильный шкаф) комплекты лабораторной химической посуды, плитка электрическая.
4	Помещение для самостоятельной работы	укомплектовано специализированной (учебной) мебелью, оснащено компьютерной техникой (15 ПК) с возможностью подключения к сети "Интернет" и обеспечено доступом в электронную информационно-образовательную среду организации, принтером, 3 сканерами

Приложение № 1
к рабочей программе по дисциплине неорганическая и аналитическая
химия

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

«Неорганическая и аналитическая химия»

1. Перечень компетенций, формируемых на данном этапе

Шифр компетенции	Дескрипторы компетенции		Форма контроля и период его проведения*	Оценочные средства
1	3		4	5
СК-1	Знает:	З-1. Законы и понятия естественнонаучной дисциплины, опирающиеся на базовые знания.	К, УО,Т, Р,Э, 1-й сем.	Вопросы для устного опроса и коллоквиума, тестовые задания, тема реферата, комплект экзаменационных вопросов
		З-2. Воспроизводит теоретические обоснования для решения учебно-практических задач.	К, УО,Т, Р,Э, 1-й сем.	Вопросы для устного опроса и коллоквиума, тестовые задания, тема реферата, комплект экзаменационных вопросов
	Умеет:	У-1. Объясняет сущность основных понятий и законов естественнонаучных дисциплин.	К, УО,Т, Р,Э, 1-й сем.	Вопросы для устного опроса и коллоквиума, тестовые задания, тема реферата, комплект экзаменационных вопросов
		У-2. Применяет полученные знания для решения учебно-практических задач.	К, УО,Т, Р,Э, 1-й сем.	Вопросы для устного опроса и коллоквиума, тестовые задания, тема реферата, комплект экзаменационных вопросов
	Владеет:	В-1. Выбирает методы решения учебно-практических задач.	К, УО,Т, Р,Э, 1-й сем.	Вопросы для устного опроса и коллоквиума, тестовые задания, тема реферата, комплект экзаменационных вопросов

* Форма контроля: Э – экзамен, Период проведения – указывается семестр обучения. УО – устный опрос, Т – тест, Р – реферат, К – коллоквиум.

2. Показатели и критерии оценивания сформированности компетенций на данном этапе их формирования

При наличии в учебном плане экзамена по дисциплине, дифференцированного зачета, курсовой работы (проекта), отчета по результатам выполнения НИР, оцениваемых по четырехбалльной шкале:

Шифр компетенции	Дескрипторы компетенции		Критерии оценивания			
			«неудовлетвор. ответ»	«удовлетвор. ответ»	«хороший ответ»	«отличный ответ»
СК-1	Знает:	3-1. Законы и понятия естественнонаучной дисциплины, опирающиеся на базовые знания.	3-1. Не перечисляет основные законы и понятия естественнонаучной дисциплины, опирающиеся на базовые знания.	3-1. Перечисляет основные законы и понятия естественнонаучной дисциплины, опирающиеся на базовые знания.	3-1. Цитирует основные законы и понятия естественнонаучной дисциплины, опирающиеся на базовые знания.	3-1. Формулирует законы и понятия естественнонаучной дисциплины, выходящие за рамки изучаемого курса.
		3-2. Воспроизводит теоретические обоснования для решения учебно-практических задач.	3-2. Не перечисляет основные требования к решению и оформлению учебно-практических задач.	3-2. Перечисляет основные требования к решению и оформлению учебно-практических задач.	3-2. Выполняет основные требования к решению и оформлению учебно-практических задач.	3-2. Приводит аргументы в пользу выбора тех или иных методов решения в учебно-практической деятельности.
	Умеет:	У-1. Объясняет сущность основных понятий и законов естественнонаучных дисциплин.	У-1. Не объясняет сущность основных понятий и законов естественнонаучных дисциплин.	У-1. Объясняет сущность основных понятий и законов естественнонаучных дисциплин.	У-1. Поясняет эффективность тех или иных методов решения в практической деятельности.	У-1. Применяет полученные знания для решения проблемы в междисциплинарных контекстах, связанных с их областью изучения.
		У-2. Применяет полученные знания для решения учебно-практических задач.	У-2. Не выполняет основные требования к решению и оформлению учебно-практических задач.	У-2. Выполняет основные требования к решению и оформлению учебно-практических задач.	У-2. Демонстрирует углубленные знания, основанные на взаимосвязи теории с учебно-практической деятельностью.	У-2. Применяет полученные знания в дальнейшем изучении специальных дисциплин.
	Владеет:	В-1. Выбирает методы решения учебно-	В-1. Не демонстрирует знания решения	В-1. Демонстрирует знания решения учеб-	В-1. Выбирает наиболее эффективные ме-	В-1. Основываясь на теоретических зна-
			В-1. Не демонстрирует знания решения	В-1. Демонстрирует знания решения учеб-	В-1. Выбирает наиболее эффективные ме-	В-1. Основываясь на теоретических зна-

9. Сумма коэффициентов в уравнении реакции взаимодействия магния с соляной кислотой равна:
 а) 6 б) 5 в) 4 г) 3.
10. При взаимодействии 8 г серы и 28 г железа образуется сульфат железа FeS массой, г:
 а) 36; б) 20 в) 22 г) 18.
11. Относительная плотность метана CH₄ по водороду равна:
 а) 16,0; б) 8,0; в) 6,5; г) 4,0.
12. Плотность некоторого газа по азоту равна 2, тогда плотность его по воздуху равна:
 а) 1,750; б) 3,862 в) 1,931 г) 0,966.
13. В закрытом сосуде взорвали смесь, состоящую из равных объёмов кислорода и водорода. После реакции в сосуде присутствуют вещества:
 а) вода, водород; б) вода;
 в) вода, кислород; г) вода, водород, кислород.
14. Кислород в количестве 0,5 моль занимает объём (н. у.), л:
 а) 11,2; б) 22,4; в) 44,8; г) 12,4.
15. Азот N₂ массой 140 г занимает объём (н. у.):
 а) 10 л; б) 112 л; в) 22,4 м³; г) 1,12 м³.
16. Угарный газ CO объёмом 11,2 л (н. у.) имеет массу, г:
 а) 28; б) 14; в) 56; г) 280.
17. При нормальных условиях $3 \cdot 10^{23}$ молекул сероводорода H₂S занимают объём, л:
 а) 0,5; б) 22,4; в) 11,2; г) 3,0.
18. При разложении воды электрическим током получено 2 г водорода. Масса разложившейся воды равна, г:
 а) 10; б) 8; в) 18; г) 36.
19. Для получения 194 г сульфида цинка ZnS необходимо взять:
 а) 100 г Zn и 94 г S; б) 97 г Zn и 97 г S;
 в) 130 г Zn и 64 г S г) 65 г Zn и 129 г S.
20. Относительная плотность углекислого газа по воздуху равна:
 а) 1,52; б) 1,00; в) 22,00; г) 1,38.
21. Плотность некоторого газа по водороду равна 14, тогда плотность его по воздуху равна:
 а) 0,483; б) 0,966; в) 0,352; г) 0,746.
22. В закрытом сосуде взорвали смесь, состоящую из равных объёмов угарного газа CO и кислорода. После реакции в сосуде присутствуют вещества:
 а) кислород; б) углекислый газ;
 в) кислород, углекислый газ; г) угарный газ.
23. Наименьшая частица вещества, обладающая всеми его химическими свойствами, – это:
 а) атом; б) молекула; в) позитрон; г) нуклон.
24. Сложные вещества отличаются от простых:
 а) количеством атомов в молекуле б) порядком связывания атомов в молекуле в) другим признаком (каким?)
25. Даны простые вещества: сажа, озон, графит, кислород, алмаз, красный фосфор. Сколько всего химических элементов входит в состав этих веществ:
 а) 6 б) 3 в) 4 г) 2

26. Если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массы одного элемента, приходящиеся в этих соединениях на одну и ту же массу другого элемента, соотносятся между собой как небольшие целые числа. Таковую формулировку имеет закон:

- а) кратных отношений; б) постоянства состава;
в) эквивалентов; г) объемных отношений.

27. Автор закона сохранения массы веществ:

- а) Менделеев б) Ломоносов в) Пруст

28. Какой из указанных процессов относится к химическим:

- а) горение магниевой ленты б) вытягивание медной проволоки в) перегонка нефти

29. Какой из указанных процессов относится к физическим:

- а) ржавление гвоздя б) испарение воды с поверхности водоема
в) образование озона в атмосфере в процессе грозы.

30. Процесс распада электролита на ионы при его растворении или расплавлении называется:

- а) гидролиз; б) гидратация; в) диссоциация; г) сублимация.

31. Положительно заряженный электрод в химии называют:

- а) катод; б) анод; в) соленид; г) гидрат.

32. Частица, имеющая отрицательный заряд, называется:

- а) анион; б) катион; в) атом; г) молекула.

33. Из приведенных ниже формул солей выберите кислую соль:

- а) K_2SO_4 ; б) $(NH_4)_2[Fe(SO_4)_2]$; в) $(CuOH)_2CO_3$; г) NaH_2PO_4 .

34. Кислотами называются электролиты, при диссоциации которых образуются:

- а) катионы металлы и гидроксид-ион;
б) катион водорода и анион кислотного остатка;
в) катион металла и анион кислотного остатка.

35. Из приведенных ниже реакций выберите ту, которая не протекает до конца:

- а) $KCl + NaNO_3 = \dots$; б) $K_2CO_3 + HCl = \dots$;
в) $CuO + HNO_3 = \dots$; г) $NaOH + H_2SO_4 = \dots$.

36. В какой из приведенных ниже реакций наблюдаются два признака, позволяющих говорить о том, что данная реакция ионного обмена идет до конца?

- а) $KCl + NaOH = \dots$; б) $HCl + KOH = \dots$;
в) $Na_2CO_3 + HNO_3 = \dots$; г) $CaO + HNO_3 = \dots$.

37. Какая из приведенных схем относится к реакциям соединения:

- а) $H_2 + O_2 \rightarrow$; б) $K + H_2O \rightarrow$; в) $KCl + HBr \rightarrow$.

38. При н.у. 5 моль водорода занимает объем (в литрах), равный

- а) 11,2 б) 112 в) 22,4 г) 5,6

39. Масса 56 г железа соответствует количеству этого вещества (в моль), равному

- а) 10; б) 1; в) 15; г) 12.
 40. Относительная молекулярная масса вещества KMnO_4 равна:
 а) 168; б) 158; в) 136; г) 110.
 41. Какая из солей не подвергается гидролизу?
 а) NaCl ; б) K_2CO_3 ; в) Al_2S_3 ; г) Na_2S .
 42. Формулы только простых веществ образуют группу:
 а) NO , CO , KOH ; б) CH_4 , Fe , H_2S ;
 в) O_2 , S_8 , Ca ; г) N_2 , Mg , Na_2O

Тест №2

Тест №2

Тема «Химическая кинетика (скорость химической реакции, химическое равновесие)»

- Согласно принципу Ле- Шателье равновесие смещается в сторону
 - каталитической реакции
 - экзотермической реакции
 - эндотермической реакции
 - увеличение внешнего воздействия
 - ослабление внешнего воздействия
- В ходе химической реакции катализаторы
 - ускоряют реакцию
 - не влияют на скорость реакции
 - замедляют реакцию
 - прекращают реакцию
 - расходуется в ходе реакции
- Сместит равновесие вправо $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2 - Q$
 - введение катализатора
 - понижение температуры
 - повышение давления
 - повышение концентрации кислорода
 - понижение давления
- Гетерогенная реакция будет между
 - азот и кислород
 - хлор и водород
 - оксид азота и кислород
 - фтор и кислород
 - углерод и кислород
- Единица измерения скорости химической реакции
 - моль/с
 - моль/л
 - моль/л*с
 - г/моль
 - кДж/моль
- Реакция, идущая с уменьшением объема это..
 - $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$
 - $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$
 - $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
 - $2\text{NH}_3 = \text{N}_2 + 3\text{H}_2$
 - $2\text{HBr} = \text{H}_2 + \text{Br}_2$
- Увеличение концентрации кислорода в 3 раза в реакции $2\text{CuS} + 3\text{O}_2 = 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2$ приводит к....
 - увеличению скорости реакции в 9 раз
 - уменьшению скорости реакции в 27 раз
 - увеличению скорости реакции в 3 раза
 - уменьшению скорости реакции в 9 раз
 - увеличению скорости реакции в 27 раз
- Увеличение концентрации аммиака в 3 раза в реакции $4\text{NH}_3 + \text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ приводит к...
 - увеличению скорости реакции в 3 раза
 - увеличению скорости реакции в 81 раз
 - увеличению скорости реакции в 12 раз
 - увеличению скорости реакции в 60 раз
 - увеличению скорости реакции в 27 раз
- Уменьшение концентрации водорода в 2 раза, в реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$, приводит к...
 - увеличению скорости реакции в 2 раза
 - уменьшению скорости реакции в 3 раза
 - уменьшению скорости реакции в 6 раз
 - уменьшению скорости реакции в 8 раз
 - увеличению скорости реакции в 6 раз
- Увеличение концентрации кислорода в 3 раза в реакции $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$ приводит к....
 - увеличению скорости реакции в 9 раз
 - увеличению скорости реакции в 3 раз
 - увеличению скорости реакции в 27 раз
 - уменьшению скорости реакции в 3 раза
 - уменьшению скорости реакции в 9 раз

11. Увеличение концентрации продукта реакции в равновесной системе приводит к смещению равновесия в сторону...
- А) реакции образования исходных веществ В) реакции расщепления исходных веществ
 С) эндотермической реакции D) реакции, идущей с уменьшением числа молекул газов
 Е) реакции, идущей к увеличению числа молекул газов
12. Уменьшение концентрации кислорода в 2 раза, в реакции $4\text{NH}_3 + \text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ приводит к...
- А) увеличению скорости реакции в 2 раза В) уменьшению скорости реакции в 2 раза
 С) уменьшению скорости реакции в 10 раз D) уменьшению скорости реакции в 32 раза
 Е) уменьшению скорости реакции в 32 раза
13. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ при увеличении концентрации азота (II) в два раза?
- А) в 2 раза В) в 4 раза С) в 6 раз D) в 8 раз Е) в 7 раз
14. Скорость реакции $\text{A} + 3\text{B} = \text{AB}_3$ увеличится в 1000 раз при увеличении концентрации вещества В...
- А) в 20 раз В) в 10 раз С) в 5 раз D) в 25 раз Е) в 15 раз
15. Для процесса $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH} + \text{Q}$ сместят равновесие вправо факторы
1. понижение температуры 2. повышение концентрации CO
 3. понижение давления 4. повышение давления
 5. введение катализатора 6. повышение температуры
- А) 124 В) 234 С) 145 D) 246 Е) 135
16. Для обоих процессов, химическое равновесие сместит влево $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - \text{Q}$ $2\text{NH}_3 + \text{Q} = \text{N}_2 + 3\text{H}_2$
- А) увеличение давление В) уменьшение давление
 С) уменьшение концентрации N_2 D) увеличение концентрации N_2
 Е) понижение температуры
17. Скорость горения сероводорода при увеличении концентрации кислорода в 2 раза
- А) не изменится В) увеличивается в 4 раза С) уменьшается в 2 раза
 D) увеличивается в 8 раз Е) увеличивается в 2 раза
18. При протекании необратимой реакции концентрация реагирующих веществ
- А) не изменяется В) сначала увеличивается, потом уменьшается С) увеличивается
 D) сначала уменьшится, потом увеличивается Е) уменьшается
19. Какое условие будет способствовать увеличению выхода аммиака по реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 + \text{Q}$
- А) увеличение давления В) повышение температуры
 С) понижение концентрации водорода D) понижение давления
 Е) понижение концентрации азота
20. При увеличении концентрации А в 2 раза и снижении концентрации В в 2 раза, скорость снижается в 2 раза в реакции
- А) $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ В) $3\text{A} + 3\text{B} = 3\text{AB}$ С) $2\text{A} + 2\text{B} = 2\text{AB}$
 D) $2\text{A} + \text{B} = \text{A}_2\text{B}$ Е) $3\text{A} + 2\text{B} = \text{A}_3\text{B}_2$
21. Если скорость реакции $\text{A}_2 + \text{B}_2 = \text{C}$ возросла в 25 раз, то давление увеличивается
- А) 5 раз В) 25 раз С) 100 раз D) 75 раз Е) 125 раз
22. Чему равен температурный коэффициент реакции, если при повышении температуры на 30°C скорость реакции возрастет в 64 раза? А) 2 В) 3 С) 4 D) 5 Е) 6
23. Скорость реакции увеличится при повышении температуры на 40°C , если температурный коэффициент=2 в... А) 4 раза В) 9 раз С) 16 раз D) 27 раз Е) 81 раз
24. Если температура возросла на 40°C и скорость реакции увеличилась в 16 раз, то температурный коэффициент равен А) 4 В) 2 С) 3 D) 5 Е) 6

25. На скорость химической реакции не влияет
 А) концентрация реагирующих веществ В) форма сосуда С) повышение давление
 D) присутствие катализатора Е) повышение температуры
26. По правилу Вант-Гоффа скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза при...
 А) наличие катализатора В) повышение температуры
 С) повышение давления D) понижение давления
 Е) понижение температуры
27. Катализаторы – вещества, которые:
 А) смещают химическое равновесие В) увеличивают скорость реакции, участвуя в ней, но не расходуясь
 С) увеличивают скорость реакции, участвуют в ней и расходуются
 D) уменьшают скорость реакции Е) не влияют на скорость реакции
28. Символ, обозначающий скорость химической реакции, это..
 А) V В) Q С) C D) $\sqrt{\quad}$ Е) ν
29. Фактор, не влияющий на смещение химического равновесие в реакции
 $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3 + \text{Q}$
 А) повышение температуры В) применение катализатора С) уменьшение концентрации аммиака
 D) понижение давления Е) увеличение концентрации азота
30. Если скорость в реакции $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ возросла в 25 раз, то давление увеличилось..
 А) в 5 раз В) в 25 раз С) в 100 раз D) в 75 раз Е) в 125 раз
31. Как изменится скорость реакции $\text{A}_2 + \text{B}_2 = 2\text{AB}$ если концентрация исходных веществ увеличивается в 3 раза
 А) не изменится В) увеличивается в 3 раза С) увеличивается в 6 раз
 D) увеличивается в 9 раз Е) уменьшается в 6 раз
32. Реакция, идущая с увеличением объема это...
 А) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ В) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ С) $\text{H}_2 + \text{CuO} = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
 D) $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ Е) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$
33. К гомогенной реакции не относится
 А) $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ В) $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ С) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$
 D) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ Е) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$
34. Увеличение концентрации хлора в 3 раза в реакции $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ приводит к...
 А) увеличению скорости реакции в 3 раза В) уменьшению скорости реакции в 3 раза
 С) увеличению скорости реакции в 6 раз D) уменьшению скорости реакции в 6 раз
 Е) увеличению скорости реакции в 9 раз
35. Увеличении концентрации оксида азота NO_2 в 4 раза, в реакции
 $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 = \text{SO}_3 + \text{NO}$, приводит к...
 А) увеличению скорости реакции в 2 раза В) увеличению скорости реакции в 4 раза
 С) уменьшению скорости реакции в 4 раза D) уменьшению скорости реакции в 2 раза
 Е) уменьшению скорости реакции в 8 раз
36. Уменьшение концентрации кислорода в 3 раза, в реакции $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, приводит к...
 А) увеличению скорости реакции в 3 раза В) уменьшению скорости реакции в 3 раза
 С) уменьшению скорости реакции в 9 раз D) увеличению скорости реакции в 27 раз
 Е) уменьшению скорости реакции в 27 раз
37. Уменьшение концентрации водорода в 4 раза, в реакции $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$, приводит к... А) увеличению скорости реакции в 2 раза В) уменьшению скорости реакции в 2 раза
 С) уменьшению скорости реакции в 4 раз D) уменьшению скорости реакции в 8 раз
 Е) уменьшению скорости реакции в 8 раз
38. Уменьшение концентрации оксида серы (IV) в 3 раза в реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ приводит к...

- А) уменьшение в 6 раз В) уменьшение в 9 раз
 С) увеличение в 9 раз D) увеличение в 6 раз E) уменьшение в 3 раза
39. Уменьшение концентрации одного из реагирующих веществ на 0,03 моль/л при средней скорости химической реакции, равной 0,003 моль/л*с произойдет за....
 А) 10 сек В) 0,1 сек С) 20 сек D) 30 сек E) 1 сек
40. При повышении температуры на каждые 10⁰ скорость реакции увеличивается в 2 раза. При повышении температуры на 20⁰ С скорость реакции возрастет в ...
 А) 2 В) 4 С) 6 D) 5 E) 3
41. Если температуру понизить на 50⁰ С, а температурный коэффициент 3, то скорость реакции уменьшится в....
 А) 3 раза В) 81 раз С) 27 раз D) 243 раз E) 9 раз
42. Увеличение температуры смещает равновесие влево в системе
 А) $N_2 + O_2 = 2NO - Q$ В) $2H_2 + O_2 = 2H_2O + Q$
 С) $2SO_3 = 2SO_2 + O_2 - Q$ D) $2HCl = H_2 + Cl_2 - Q$ E) $I_2 + H_2 + Q = 2HI$
43. Сместит равновесие реакции $CO_2 + 2SO_2 = CS + O_2 + Q$ вправо можно
 А) уменьшит концентрацию SO_2 В) уменьшит давление
 С) увеличить давление D) увеличить концентрацию O_2 E) увеличить температуру
44. Средняя скорость реакции $A + B = 2C$, если начальная концентрация А равна 0,44 моль/л, а через 10 сек 0,22 моль/л
 А) 0,005 В) 0,0022 С) 0,01 D) 0,035 E) 0,02
45. Если давление увеличивается в 4 раза в реакции $A + B = 2AB$, то скорость реакции
 А) увеличивается в 4 раза В) увеличивается в 8 раз С) уменьшается в 4 раза
 D) увеличивается в 16 раз E) не изменится
46. На смещение химического равновесия реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3 + Q$ не влияет:
 А) применение катализатора В) повышении концентрации кислорода

Тест № 3

Тема «Электролитическая диссоциация веществ»

- К электролитам относится:
 - сахар
 - оксид меди (II)
 - оксид углерода (IV)
 - соляная кислота
- Формула слабого электролита:
 - $CuCl_2$
 - HCl
 - H_2SO_4
 - H_2S
- Вещества, которые при диссоциации образуют в качестве катионов ионы водорода, являются
 - кислотами
 - солями
 - щелочами
 - оксидами
- Вещество, которое в растворе полностью распадается на ионы.
 - аммиак
 - вода
 - серная кислота
 - гидроксид цинка
- Все ионы являются анионами в ряду:
 - Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^-
 - H^+ , Na^+ , Ca^{2+}
 - Cl^- , H^+ , K^+
 - CO_3^{2-} , Ca^{2+} , NO_3^-
- Наибольшее число катионов образуется при диссоциации 1 моль
 - $AlCl_3$
 - H_2S
 - Na_3PO_4
 - $Mg(NO_3)_2$
- Одновременно находиться в водном растворе **не могут** ионы
 - Zn^{2+} и OH^-
 - Zn^{2+} и Cl^-
 - Na^+ и SO_4^{2-}
 - K^+ и NO_3^-

8. Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата железа (III) равна
 а) 3 б) 4 в) 5 г) 6
9. К неэлектролитам относится:
 а) сахар б) хлорид натрия в) гидроксид натрия г) серная кислота
10. Формула сильного электролита
 а) H_2SO_3 б) CaCO_3 в) HNO_3 г) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
11. Вещества, которые при диссоциации образуют в качестве анионов только гидроксид-ионы, являются
 а) кислотами б) солями в) щелочами г) оксидами
12. Вещество, которое в растворе полностью распадается на ионы.
 а) вода в) соляная кислота
 б) оксид углерода (IV) г) гидроксид алюминия
13. Все ионы являются катионами в ряду:
 а) Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^- в) H^+ , Na^+ , Ca^{2+}
 б) Cl^- , H^+ , K^+ г) CO_3^{2-} , Ca^{2+} , NO_3^-
14. Наибольшее число анионов образуется при диссоциации 1 моль
 а) AlCl_3 б) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ в) Na_2CO_3 г) Na_2S
15. Одновременно находиться в водном растворе **не могут** ионы
 а) Ba^{2+} и SO_4^{2-} б) Zn^{2+} и Cl^- , в) Na^+ и OH^- г) K^+ и NO_3^-
16. Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации нитрата алюминия равна
 а) 3 б) 4 в) 5 г) 6
17. К электролитам относится:
 а) вода б) хлорид меди (II) в) сахар г) оксид углерода (IV)
18. Формула слабого электролита:
 а) CuCl_2 б) NaCl в) H_2SO_4 г) H_2CO_3
19. Вещества, которые при диссоциации образуют в качестве катионов ионы водорода, являются
 а) кислотами б) солями в) щелочами г) оксидами
20. Вещество, которое в растворе полностью распадается на ионы.
 а) соляная кислота в) гидроксид железа(III)
 б) вода г) гидроксид цинка
21. Все ионы являются анионами в ряду:
 а) CO_3^{2-} , Ca^{2+} , NO_3^- в) Ca^{2+} , H^+ , Na^+
 б) Cl^- , H^+ , K^+ г) Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^-
22. Наибольшее число катионов образуется при диссоциации 1 моль
 а) Na_2S б) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ в) K_3PO_4 г) AlCl_3
23. Одновременно находиться в водном растворе **не могут** ионы

- а) Ba^{2+} и SO_4^{2-} б) Zn^{2+} и Cl^- , в) Na^+ и SO_4^{2-} г) K^+ и NO_3^-
24. Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата алюминия равна
 а) 3 б) 4 в) 5 г) 6
25. К неэлектролитам относится:
 а) гидроксид натрия в) хлорид натрия
 б) оксид углерода (IV) г) серная кислота
26. Формула сильного электролита
 а) H_2SO_4 б) CaCO_3 в) H_2S г) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
27. Вещества, которые при диссоциации образуют в качестве анионов только гидроксид-ионы, являются
 а) солями б) кислотами в) щелочами г) оксидами
28. Вещество, которое в растворе полностью распадается на ионы.
 а) оксид железа (III) в) карбонат кальция
 б) оксид углерода (IV) г) гидроксид натрия
29. Все ионы являются катионами в ряду:
 а) Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^- в) H^+ , K^+ , Na^{2+}
 б) H^+ , K^+ , Cl^- г) NO_3^- , CO_3^{2-} , Ca^{2+}
30. Наибольшее число анионов образуется при диссоциации 1 моль
 а) FeCl_3 б) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ в) Na_2CO_3 г) Na_2S
31. Одновременно находиться в водном растворе **не могут** ионы
 а) Na^{2+} и SO_4^{2-} б) Zn^{2+} и Cl^- , в) Al^{3+} и OH^- г) K^+ и NO_3^-
32. Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации нитрата железа (III) равна
 а) 3 б) 4 в) 5 г) 6

Тест № 4

Тема «Гидролиз солей»

- Кислая среда в растворе :
 1) Na_2CO_3 2) FeCl_3 3) Na_3PO_4 4) KCl
- Щелочную среду имеет водный раствор:
 1) сульфид натрия 2) хлорида алюминия 3) бромид натрия 4) хлорида цинка
- Нейтральную среду имеет водный раствор:
 1) K_2SiO_3 2) CaCl_2 3) NH_4NO_3 4) ZnSO_4
- Только анион гидролизуется в растворе соли: 1) ацетат аммония 2) иодид калия 3) бромид алюминия 4) фторид натрия
- Только катион гидролизуется в растворе соли:
 1) ацетат натрия 2) сульфид свинца 3) нитрат железа(III) 4) фосфата калия
- И анион, и катион гидролизуются в растворе соли
 1) силикат натрия 2) сульфид аммония 3) ацетат калия 4) хлорид меди(II)
- В водных растворах не подвергается гидролизу хлорид

- 1) меди 2) калия 3) цинка 4) бериллия
8. $\text{pH} = 7$ в водном растворе соли:
- 1) сульфита калия 2) нитрата натрия 3) ацетата натрия 4) фторида калия
9. $\text{pH} = 7$ в водном растворе соли: 1) иодида кальция и сульфата аммония
2) нитрата железа(III) и нитрата алюминия
3) фосфата натрия и перманганата калия
4) карбоната калия сульфида натрия
10. $\text{pH} > 7$ в водном растворе соли:
1) нитрата меди (II) 2) нитрата бария 3) ацетата калия 4) карбоната натрия
11. Лакмус становится красным в водном растворе
1) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 2) Na_2SiO_3 3) CrCl_3 4) K_2S
12. Фенолфталеин приобретёт малиновую окраску в растворе
1) сульфата меди (II) 2) хлорида калия 3) карбоната натрия 4) нитрата бария
13. В растворе нитрата алюминия метилоранж имеет окраску
1) красную 2) жёлтую 3) оранжевую 4) бесцветную
14. Нейтральная среда в растворе
1) сульфита калия 2) нитрата натрия 3) ацетата натрия 4) фторида калия
15. Кислую среду имеет водный раствор
1) Na_3PO_4 2) KCl 3) Na_2CO_3 4) ZnSO_4
16. Щелочную среду имеет водный раствор: 1) фторида калия 2) хлорида алюминия 3) бромиды натрия 4) хлорида цинка
17. В водных растворах необратимо гидролизуются
А) нитрат железа(III) Б) нитрат железа(II) В) фосфат натрия
Г) сульфид алюминия Д) силикат аммония Е) нитрат цезия
1) А, Б, Е 2) В, Д 3) Г 4) Г, Д
18. Гидролизу по аниону подвергается соль: 1) хлорид бария; 2) нитрит калия; 3) хлорид аммония; 4) сульфат натрия.
19. В водных растворах не подвергается гидролизу хлорид
1) меди 2) бария 3) цинка 4) бериллия
20. Гидролиз идет по катиону: 1) NaHCO_3 2) FeCl_3 3) Na_3PO_4 4) KCl
21. $\text{pH} = 7$ в водном растворе соли:
1) ацетата натрия 2) хлорида бария 3) фосфата калия 4) бромиды меди (II)
22. $\text{pH} > 7$ в водном растворе соли: 1) сульфата меди (II) 2) карбонат калия 3) хлорид кальция 4) нитрат алюминия
23. $\text{pH} > 7$ в водном растворе соли: 1) K_2SiO_3 2) CaCl_2 3) NH_4NO_3 4) ZnSO_4
24. Лакмус станет синим в растворе
1) сульфида калия 2) сульфата натрия 3) хлорида цинка 4) нитрата магния
25. Фенолфталеин приобретёт малиновую окраску в растворе: 1) сульфата меди (II) 2) хлорида калия 3) силиката натрия 4) нитрата бария
26. Метилоранж приобретает розовую окраску в растворе:
1) KI 2) NaF 3) NaNO_2 4) CuSO_4

Тест № 5

Тема «Строение атома. Периодический закон Д.И. Менделеева. Химическая связь»

1. Неметаллические свойства элементов в ряду Si-P-S-Cl:

- а) остаются неизменными; б) усиливаются;
в) ослабевают; г) определенной закономерности не прослеживается.

2. Самым активным неметаллом среди элементов F, Cl, Br, I является:

- а) фтор; б) хлор; в) бром; г) иод.

3. Кислотным является оксид:

- а) магния; б) серы; в) алюминия; г) натрия.

4. Неметаллические свойства элементов в ряду O-N-C-B:

- а) остаются неизменными; б) усиливаются;
в) ослабевают; г) определенной закономерности не прослеживается.

5. Самым активным металлом среди элементов Mg, Ca, Sr, Ba являются:

- а) магний; б) кальций; в) стронций; г) барий.

6. Основным является оксид:

- а) углерода(4); б) магния; в) фосфора; г) алюминия.

6. Металлические свойства элементов в ряду Be-Ca-Sr-Ba:

- а) остаются неизменными; б) усиливаются;
в) ослабевают; г) определенной закономерности не прослеживается.

7. Самым активным неметаллом среди элементов Ge, As, Se, Br являются:

- а) германий; б) мышьяк; в) селен; г) бром.

3. Амфотерным является оксид:

- а) натрия; б) магния; в) кремния; г) алюминия.

8. Неметаллические свойства в ряду I-Br-Cl-F:

- а) остаются неизменными; б) усиливаются;
в) ослабевают; г) определенной закономерности не прослеживается.

9. Самым активным неметаллом среди элементов Na, Mg, Al, Si является:

- а) натрий; б) магний; в) алюминий; г) кремний.

10. Кислотные свойства сильнее выражены у оксида, формула которого:

- а) P_2O_5 ; б) SiO_2 ; в) SO_3 ; г) Al_2O_3 .

11. Неметаллические свойства элементов в ряду Si-P-S-Cl:

- а) остаются неизменными; б) усиливаются;
в) ослабевают; г) определенной закономерности не прослеживается.

12. Самым активным неметаллом среди элементов F, Cl, Br, I является:

- а) фтор; б) хлор; в) бром; г) иод.

13. Кислотным является оксид:

- а) магния; б) серы; в) алюминия; г) натрия.

14. Неметаллические свойства элементов в ряду O-N-C-B:

- а) остаются неизменными; б) усиливаются;
в) ослабевают; г) определенной закономерности не прослеживается.

15. Самым активным металлом среди элементов Mg, Ca, Sr, Ba являются:

- а) магний; б) кальций; в) стронций;
г) барий.

16. Определите гибридизацию центрального атома в молекуле BF_3

- 1) sp 2) sp^2 3) sp^3 4) d^2sp^3

17. Расположение sp^3 -гибридных орбиталей

- 1) линейное 2) тригональное
3) тетраэдрическое 4) октаэдрическое

18. Угол между sp -гибридными орбиталями равен

- 1) 180° 2) 120° 3) $109^\circ 28'$ 4) 90°

19. Соединение, орбитали всех атомов углерода которого находятся в sp^2 -гибридизации

- 1) пропен 2) бутен-1 3) этен 4) бутен-2

20. Какую геометрическую форму имеет молекула H_2O ?

- 1) линейную 2) треугольную

- 3) угловую 4) тетраэдрическую
21. Определите гибридизацию центрального атома в молекуле CO_2
 1) sp 2) sp^2 3) sp^3 4) sp^3d^2
22. Расположение sp^2 -гибридных орбиталей
 1) линейное 2) тригональное
 3) тетраэдрическое 4) октаэдрическое
23. Угол между sp^3 -гибридными орбиталями равен
 1) 180° 2) 120° 3) $109^\circ 28'$ 4) 90°
24. Соединение, орбитали всех атомов углерода которого находятся в sp^2 -гибридизации
 1) хлоропрен 2) изопрен
 3) этаная 4) пентадиен-1,3
25. Какую геометрическую форму имеет молекула NF_3 ?
 1) тетраэдрическую 2) угловую
 3) треугольную 4) пирамидальную
26. Между одинаковыми неметаллами образуется связь
 1) ионная 2) водородная
 3) ковалентная неполярная 4) ковалентная полярная
27. Ионная связь имеется в соединении
 1) H_2SO_4 2) CuSO_4 3) CCl_4 4) NOH
28. Ионной связи нет в соединении
 1) H_2O_2 2) Na_2O 3) NH_4Cl 4) NaOH
29. В молекуле CO имеются только
 1) σ -связи 2) π -связи
 3) одна σ - и одна π -связь 4) одна σ - и две π -связи
30. Укажите неполярную молекулу с полярными ковалентными связями
 1) HCl 2) BF_3 3) Cl_2 4) H_2O_2
31. Между разными неметаллами образуется связь
 1) ковалентная неполярная 2) ионная
 3) водородная 4) ковалентная полярная
32. Полярная ковалентная связь имеется в молекуле
 1) CO_2 2) KI 3) F_2 4) H_2
33. Водородная связь образуется между молекулами
 1) HCHO 2) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 3) CH_3OCH_3 4) CH_3COCH_3
34. Между атомами S и O в молекуле SO_2 имеются только
 1) σ -связь 2) π -связь
 3) одна σ - и одна π -связь 4) одна σ - и две π -связи
35. Укажите неполярную молекулу с полярными ковалентными связями
 1) BeF_2 2) H_2 3) CO 4) CH_2Cl_2
36. Между неактивными металлами и неактивными неметаллами образуется связь
 1) ковалентная полярная 2) ионная
 3) металлическая 4) ковалентная неполярная
37. Металлическая связь имеется в соединении
 1) FeO 2) FeCl_3 3) Fe 4) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
38. Полярной ковалентной связи нет в соединении
 1) H_2SO_4 2) Na_2SO_4 3) Na_2SO_3 4) Na_2S
39. В молекуле BF_3 имеются только
 1) π -связи 2) σ -связи
 3) одна σ - и одна π -связь 4) одна σ - и две π -связи
40. Укажите неполярную молекулу с полярными ковалентными связями

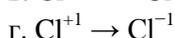
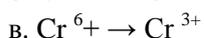
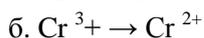
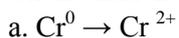
- 1) CO 2) F₂ 3) CH₄ 4) H₂8
41. Между активными металлами и активными неметаллами образуется связь
- 1) ковалентная полярная 2) ионная
3) металлическая 4) ковалентная неполярная
42. неполярная ковалентная связь имеется в молекуле
- 1) HCl 2) NaCl 3) SiF₄ 4) O₂
43. Водородная связь не образуется между молекулами
- 1) H₂O 2) HF 3) H₂S 4) HCOOH
44. В молекуле H₂O₂ имеются только
- 1) G-связи 2) П-связи
3) одна G- и одна П-связь 4) одна G- и две П-связи
45. Укажите неполярную молекулу с полярными ковалентными связями
- 1) O₂ 2) HCl 3) SO₂ 4) CO₂
46. Атомы каких элементов могут отдавать электроны, превращаясь в положительно заряженные ионы:
- а) С б) Li в) Ba г) P
47. Вещества с ионной связью:
- а) SO₂ б) KCl в) BaCl₂ г) NH₃. Выберите правильный ответ.
48. Вещества с молекулярной кристаллической решеткой:
- а) HF б) H₂ в) LiF г) BaCl₂. Выберите правильный ответ.
49. Большая температура плавления у: а) LiF б) HI в) I₂ г) HCl .
Выберите правильный ответ.
50. Степень окисления углерода +4 имеется в соединении:
- а) Na₂CO₃ б) CH₄ в) CO₂ г) SiC.
51. Атомы каких элементов могут принимать электроны, превращаясь в отрицательно заряженные ионы:
- а) Ca б) Na в) Br г) F?
52. Вещества с полярной ковалентной связью:
- а) P₂O₅ б) KF в) BaF₂ г) H₂S. Выберите правильный ответ.
53. Вещества с ионной кристаллической решеткой:
- а) KF б) CsCl в) HI г) Cl₂. Выберите правильный ответ.
54. Большая температура плавления у:
- а) KF б) HBr в) Br₂ г) H₂O. Выберите правильный ответ.
55. В каком соединении степень окисления углерода равна -4:
- а) CO₂ б) CCl₄ в) CH₄ г) H₂CO₃.

Тест №6

Тема «Окислительно-восстановительные реакции»

1. Окислитель – это атом, молекула или ион, который
- а) увеличивает свою степень окисления;
б) принимает электроны;
в) окисляется;
г) отдаёт свои электроны.
2. Процессу восстановления атомов серы соответствует схема
- а) SO₂ → SO₃
б) Na₂S → CuS
в) H₂SO₄ → H₂S
г) H₂SO₃ → SO₂
3. Установите соответствие

Схема изменения степеней окисления Процесс



1) окисление

2) восстановление

4. К окислительно-восстановительным реакциям относят

а) растворение натрия в кислоте;

б) растворение оксида натрия в кислоте;

в) растворение гидроксида натрия в кислоте;

г) растворение карбоната натрия в кислоте.

5. К типичным восстановителям относятся

а) оксид марганца (IV), оксид углерода (IV) и оксид кремния (IV);

б) вода, царская водка и олеум;

в) перманганат калия, манганат калия и хромат калия;

г) сероводород и щелочные металлы.

6. Из перечисленных ниже веществ самым сильным окислителем является

а) плавиковая кислота;

б) фтор;

в) кислород;

г) платина.

7. Реакцией диспропорционирования является

а) взаимодействие серы с концентрированной азотной кислотой;

б) взаимодействие магния с серой;

в) разложение оксида ртути (II);

г) растворение серы в концентрированном растворе щёлочи.

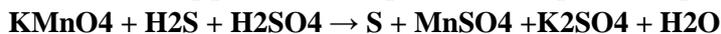
8. Сумма коэффициентов в левой части уравнения реакции между медью и разбавленной (1:1) азотной кислотой равна

а) 3; б) 5; в) 11; г) 14.

9. Слабая кислота, обладающая сильными окислительными свойствами:

а) HF; б) HClO₄; в) HClO; г) HClO₃.

10. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции



а) 8; б) 15; в) 16; г) 24.

11. При пропускании хлора через горячий раствор гидроксида калия один из продуктов – это

а) перхлорат калия;

б) хлорат калия;

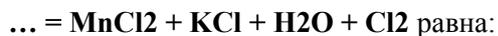
в) хлорит калия;

г) гипохлорит калия.

12. Какое количество сульфата железа (II) окисляется одним молем перманганата калия в кислой среде?

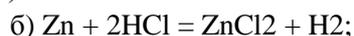
а) 1; б) 2; в) 10; г) 5.

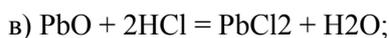
13. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции



а) 4; б) 8; в) 17; г) 18.

14. Соляная кислота – восстановитель в реакции





15. При нагревании концентрированной соляной кислоты с марганцем и оксидом марганца (IV) кислота выполняет функции соответственно:

- а) окислителя и восстановителя;
- б) восстановителя и окислителя;
- в) в обоих случаях восстановителя;
- г) в обоих случаях окислителя.

16. При взаимодействии меди с концентрированной азотной кислотой **НЕ** может образоваться

- а) нитрат меди (II);
- б) оксид азота (II);
- в) оксид азота (IV);
- г) оксид меди (II).

17. В качестве одного из продуктов реакции вода образуется при взаимодействии цинка с

- а) разбавленной серной кислотой;
- б) разбавленной уксусной кислотой;
- в) концентрированной фосфорной кислотой;
- г) разбавленной азотной кислотой.

18. Металлы, способные восстановить свинец из водного раствора его соли, расположены в ряду

- а) железо, цинк, медь;
- б) медь, серебро, золото;
- в) магний, цинк, железо;
- г) платина, серебро, марганец.

19. А) При восстановлении оксидом углерода(II) оксида железа (III) образуется оксид железа (II);

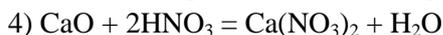
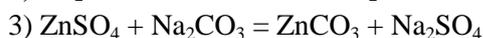
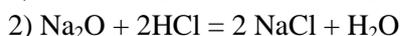
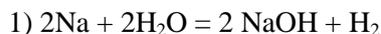
Б) При восстановлении оксидом углерода(II) оксида железа (III) образуется железо.

- а) верны оба утверждения;
- б) неверны оба утверждения;
- в) верно только А;
- г) верно только Б.

20. В растворе нитрит натрия

- а) проявляет только окислительные свойства;
- б) проявляет только восстановительные свойства;
- в) проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства;
- г) не проявляет ни окислительных, ни восстановительных свойств.

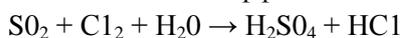
21. Какая из реакций, схемы которых приведены ниже, является окислительно-восстановительной:



22. Окислительно – восстановительную двойственность проявляет вещество, формула которого:

- 1) KClO_4 , 2) Cl_2O_3 , 3) Cl_2O_7 , 4) NaCl .

23. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



Сумма коэффициентов в уравнении равна:

- 1) 11; 2) 13; 3) 7; 4) 10.

24. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



Коэффициент перед формулой восстановителя равен:
1) 3; 2) 4; 3) 2; 4) 5.

25. Вещество проявляет окислительно - восстановительные свойства, если атом, входящий в его состав, может:

- 1) только отдавать электроны
- 2) только присоединять электроны
- 3) проявлять промежуточную степень окисления
- 4) иметь только постоянную степень окисления.

26. Какая из реакций, схемы которых приведены ниже, является окислительно-восстановительной:

- 1) $ZnCl_2 + H_2S = ZnS + 2HCl$
- 2) $CaO + CO_2 = CaCO_3$
- 3) $4HCl + MnO_2 = Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O$
- 4) $K_2O + 2HCl = 2KCl + H_2O$

27. Окислительно – восстановительную двойственность проявляет вещество, формула которого:

- 1) HNO_3 , 2) N_2O_5 , 3) Mg_3N_2 , 4) KNO_2 .

28. Определите схему процесса окисления:

+3 +2 +2 -2 +5 +2 -1 0

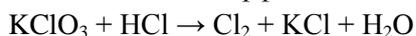
- 1) $Fe \rightarrow Fe$, 2) $O \rightarrow O$, 3) $Mn \rightarrow Mn$, 4) $2Cl \rightarrow Cl_2$

29. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



Коэффициент перед формулой восстановителя равен:
1) 6; 2) 3; 3) 1; 4) 5.

30. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



Сумма коэффициентов в уравнении равна: 1) 12; 2) 14; 3) 14; 4) 15.

31. Вещество проявляет только восстановительные свойства, если атом, входящий в его состав, может:

- 1) только отдавать электроны
- 2) только присоединять электроны
- 3) проявлять промежуточную степень окисления
- 4) иметь только постоянную степень окисления.

3.1.2. Методические материалы

Тестирование для текущей оценки успеваемости студентов проводится в форме бумажного теста. Студенту предлагается ответить на 14 вопросов закрытого типа 1 из 4-х.

Общее время, отведенное на тест 20 минут

Тест проверяется в ручном режиме и оценка сообщается студенту не позднее занятия следующего за тем, на котором проводился тест.

Тест считается пройденным при получении студентом оценки 3 (удовлетворительно – не менее 60% правильных ответов) в соответствии с ПВД-07.

3.2. Устный опрос

3.2.1. Перечень вопросов для устного опроса по следующим темам:

Тема «Основные законы и понятия химии»

1. Химические явления и процессы, как проявление химического движения материи.
2. Химический характер биологических законов.
3. Основные понятия: моль, молярная масса, молярный объем газов, Число Авогадро. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности.
4. Закон эквивалентов. Проявление закона эквивалентных отношений в живом организме.

Тема «Кинетика химических процессов»

1. Основные понятия химической кинетики.

2. Скорость химических реакций.
3. Закон действия масс. Константа скорости. Молекулярность реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
4. Закон Вант-Гоффа. Температурный коэффициент. Применение правила Вант-Гоффа для прогнозирования хранения лекарственных препаратов. Влияние температуры на скорость биологических процессов.
5. Фотохимические реакции. Фотосинтез в биологических системах. Катализ. Ферменты, как катализаторы биохимических процессов.
6. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Тема «Растворы»

1. Способы выражения концентрации растворов. Растворимость твердых, жидких и газообразных веществ. Растворимость газов в крови и тканевых жидкостях.
2. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Законы Рауля. Эбулиоскопическая и криоскопическая константа растворителя.
3. Осмос. Осмотическое давление. Роль осмотического давления в биологических системах. Тургор. Плазмолиз.
4. Роль водных растворов в биологических системах.
5. Свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент его физический смысл.
6. Теория электролитической диссоциации. Роль гидратации ионов в биологических системах. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации; константа диссоциации.
7. Протолитическое равновесие в воде. Водородный показатель. Равновесие состояния в растворах амфолитов. Влияние pH - среды и ионной силы раствора на биохимические процессы.
8. Протолитическое равновесие в реакциях сольволиза. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Гидролитические процессы в живом организме.

Тема «Строение атома. Периодический закон Д.И. Менделеева. Химическая связь»

1. Основные положения и понятия квантовой механики. Электронное облако. Характеристика энергетического состояния электрона квантовыми числами.
2. Принцип наименьшей энергии. Правило Клечковского. Принцип Паули. Правило Гунда.
3. Электронные и электронно-графические формулы атомов. Ядро атома.
4. Периодический закон Д. И. Менделеева и его трактовка в свете квантово-механической модели атома. Свойства атомов элементов (радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).
5. Природа химической связи. Метод валентных связей. Гибридизация атомных орбиталей и геометрическая формула молекулы. «Сигма» и «Пи» связи.
6. Ионная связь. Ковалентная связь. Дипольный момент. Длина связи, энергия связи, полярность связи.
7. Водородная связь. (межмолекулярная и внутримолекулярная). Биологическое значение и роль водородной связи.

Тема «Окислительно-восстановительные реакции»

1. Электронная теория окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители, восстановители.
2. Окислительно-восстановительные реакции в живом организме. Понятие о биохимических редоксистемах.
3. Окислительно-восстановительное равновесие.

Тема «Комплексные соединения»

1. Координационная теория строения комплексных соединений Вернера. Определение понятий: комплексные соединения, центральный атом, лиганды, координационное число, внутренняя, внешняя сфера.
2. Классификация. Химическая связь в комплексных соединениях.
3. Биологическая роль комплексных соединений. Гемоглобин и хлорофилл как комплексные соединения. Особенности присоединения кислорода к иону железа в гемоглобине. Понятие о бионеорганических соединениях, их роль в организме. Комплексные соединения как лекарственные препараты

Тема «Буферные растворы»

1. Протолитическое равновесие в буферных системах. Расчет pH в буферных растворах.
2. Буферная емкость. Биологическая роль буферных систем.

Тема «Химия S -,P-, d- элементов»

1. Химия S -,P-, d- элементов, биологическое значение, химические свойства.

3.2.2 Методические материалы

Критерии оценки устного опроса

«отлично» выставляется обучающемуся, если он четко выражает свою точку зрения по рассматриваемым вопросам, приводя соответствующие фактические доводы и примеры.

«хорошо» выставляется обучающемуся, если он допускает отдельные небольшие неточности погрешности при ответе.

«удовлетворительно» выставляется обучающемуся, если он обнаруживает пробелы в знаниях фактического и основного учебно-программного материала изучаемой дисциплины.

«неудовлетворительно» выставляется обучающемуся, если он обнаруживает существенные пробелы в знаниях основных теоретических положений учебной дисциплины, неумение с помощью преподавателя получить правильное решение конкретной практической задачи из числа предусмотренных рабочей программой учебной дисциплины.

3.3. Устный опрос (Коллоквиум)

3.3.1. Перечень вопросов для устного опроса коллоквиума 1,2.

Коллоквиум 1

1. Химические явления и процессы, как проявление химического движения материи.
2. Химический характер биологических законов.
3. Основные понятия: моль, молярная масса, молярный объем газов, Число Авогадро. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности.
4. Закон эквивалентов. Проявление закона эквивалентных отношений в живом организме.
5. Основные понятия химической кинетики.
6. Скорость химических реакций.
7. Закон действия масс. Константа скорости. Молекулярность реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
8. Закон Вант-Гоффа. Температурный коэффициент. Применение правила Вант-Гоффа для прогнозированного хранения лекарственных препаратов. Влияние температуры на скорость биологических процессов.
5. Фотохимические реакции. Фотосинтез в биологических системах. Катализ. Ферменты, как катализаторы биохимических процессов.
6. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

7. Из оксидов BaO, K₂O, TiO₂, CaO, Al₂O₃, MgO, ZnO выберите два оксида с наиболее выраженными основными свойствами. Укажите валентные электроны выбранных элементов
12. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 8 раз.
13. Определить число молей и число моль эквивалентов: 10 г серной кислоты, и 50 г сульфата хрома(III).

Коллоквиум 2

1. Способы выражения концентрации растворов. Растворимость твердых, жидких и газообразных веществ. Растворимость газов в крови и тканевых жидкостях.
2. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Законы Рауля. Эбулиоскопическая и криоскопическая константа растворителя.
3. Осмос. Осмотическое давление. Роль осмотического давления в биологических системах. Тургор. Плазмолиз.
4. Роль водных растворов в биологических системах.
5. Свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент его физический смысл.
6. Теория электролитической диссоциации. Роль гидратации ионов в биологических системах. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации; константа диссоциации.
7. Протолитическое равновесие в воде. Водородный показатель. Равновесие состояния в растворах амфолитов. Влияние pH - среды и ионной силы раствора на биохимические процессы.
8. Протолитическое равновесие в реакциях сольволиза. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Гидролитические процессы в живом организме.
9. Основные положения и понятия квантовой механики. Электронное облако. Характеристика энергетического состояния электрона квантовыми числами.
10. Принцип наименьшей энергии. Правило Клечковского. Принцип Паули. Правило Гунда.
11. Электронные и электронно-графические формулы атомов. Ядро атома.
12. Периодический закон Д. И. Менделеева и его трактовка в свете кванто-механической модели атома. Свойства атомов элементов (радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).
13. Природа химической связи. Метод валентных связей. Гибридизация атомных орбиталей и геометрическая формула молекулы. «Сигма» и «Пи» связи.
14. Ионная связь. Ковалентная связь. Дипольный момент. Длина связи, энергия связи, полярность связи.
15. Водородная связь. (межмолекулярная и внутримолекулярная). Биологическое значение и роль водородной связи.

3.3.2. Методические материалы

Критерии оценки коллоквиума «отлично», высокий уровень

Обучающийся показал прочные знания основных положений по теме коллоквиума в рамках раздела учебной дисциплины, умение самостоятельно решать практические задачи, делать обоснованные выводы.

«хорошо», повышенный уровень

Обучающийся показал прочные знания основных положений по теме коллоквиума в рамках раздела учебной дисциплины, умение самостоятельно решать конкретные практические задачи, предусмотренные рабочей программой, ориентироваться в рекомендо-

ванной справочной литературе, умеет правильно аргументировать полученные результаты.

«удовлетворительно», пороговый уровень

Обучающийся показал знание основных положений темы в пределах соответствующего раздела учебной дисциплины, умение получить с помощью преподавателя правильное решение конкретной практической задачи из числа предусмотренных в теме, знакомство с рекомендованной учебной литературой.

3.4. Реферативные работы

3.4.1. СПИСОК ТЕМ РЕФЕРАТОВ

1. Химия S – элементов, биологическое значение.
1. Химия Р – элементов, биологическое значение.
2. Химия d – элементов, биологическое значение.

3.4.2. Методические материалы

ПРАВИЛА ОФОРМЛЕНИЯ И ПОРЯДКЕ ЗАЩИТЫ РЕФЕРАТА ПО ДИСЦИПЛИНЕ

«Химия биогенных элементов»

Обучающийся выбирает тему реферата из предложенного списка (пункт программы 5.1.). В течение семестра должен быть подготовлен один реферат. Защита рефератов проходит на занятии, согласно календарно-тематическому плану.

Требования к оформлению реферата

В верхней части титульного листа указывается название учебного заведения, в котором проводится защита реферата. В центре листа размещаются название учебного предмета и формулировка темы; чуть ниже - фамилия, имя и отчество обучающегося и его принадлежность к курсу и факультету, фамилия, имя и отчество преподавателя. Внизу по центру указываются название населенного пункта, в котором написан реферат, и год его написания.

За титульным листом реферата следует его оглавление, которое состоит из четырех основных частей: введения, основной части, заключения и списка использованной для написания реферата литературы. При наличии приложений информация о них должна содержаться в оглавлении.

Во введении реферата указываются цель работы (или несколько целей), а также задачи, которые требуется решить для ее достижения. Объем введения может составлять две-три страницы текста,

Основная часть реферата содержит материал, который отобран обучающимся для рассмотрения проблемы. Он может быть разделен на параграфы. Средний объем основной части реферата - 10-15 страниц.

В заключении реферата обучающийся самостоятельно формулирует выводы. Объем заключения - 1-2 страницы.

В списке использованной для написания реферата литературы в алфавитной последовательности указываются все источники, которыми пользовался обучающийся при подготовке работы, согласно требованиям ГОСТ.

Процедура защиты реферата

Защита реферата проводится согласно календарно-тематическому плану занятий.

Реферат представляется к защите на листах формата А4. Текст на них должен быть отпечатан на компьютере. В исключительном случае допускается защита реферата, представленного в рукописном варианте. Процедура защиты реферата на экзамене представляет собой:

- выступление автора реферата (до 10 минут), в ходе которого обучающийся должен показать свободное владение материалом по заявленной теме;
- ответы на вопросы преподавателя и студентов группы.

Подготовка и защита реферата оценивается в баллах:

1. Оформление (максимально 4 балла)

- 1 балл – реферат распечатан из сети интернет, с указанием своей фамилии
- 2 балла – реферат распечатан из сети интернет, составлено содержание или список литературы
- 3 балла – самостоятельно написанный реферат, отсутствуют ссылки на источники используемой литературы в тексте.
- 4 балла – реферат оформлен по всем требованиям.

2. Выступление с докладом (максимально 4 балла)

- 1 балл – студент, не отрываясь читает доклад
- 2 балла – студент читает доклад, иногда отрываясь от текста, дает пояснения
- 3 балла – студент докладывает самостоятельно, иногда используя записи
- 4 балла – студент свободно владеет материалом, не использует при ответе

бумажные записи.

3. Ответы на вопросы преподавателя и однокурсников. (максимально 4 балла)

- 1 балл – студент ищет ответ в реферате и зачитывает его.
- 2 балла – Студент дает односложный ответ (да/нет)
- 3 балла – Студент отвечает на большинство вопросов, частично сопровождает пояснениями.

дает пояснениями.

- 4 балла – Ответы даны на все поставленные вопросы. с пояснениями. Свободно ориентируется в теме.

Свободно ориентируется в теме.

4.Оценочные средства к экзамену.

4.1. Вопросы выносимые на экзамен

1. Современная теория строения атома.
2. Основные положения протекания химических реакций с точки зрения термодинамики.
3. Качественный анализ.
4. Планетарная и квантово-механическая модель строения атома.
5. Понятие энтальпии.
6. Какие вещества могут являться окислителями: перманганат калия, соляная кислота, перекись водорода, серная кислота.
7. Водородный показатель.
8. Дробный и систематический анализ.
9. Постулаты Бора.
10. Закон Гесса.
11. Влияние различных факторов на гидролиз.
12. Количественный анализ.
13. Дисперсные системы.
14. Квантовые числа.
15. Основные понятия термодинамики.
16. Написать и уравнять методом электронного баланса реакцию: взаимодействие водорода с азотом.
17. Ионное равновесие воды.

18. Общие принципы и виды количественного анализа.
19. Водородный показатель раствора равен 3, определить концентрацию ионов гидроксила в растворе.
20. Физический смысл квантовых чисел и их цифровых значений.
21. Понятие энтропии.
22. К какому типу реакций относится реакция взаимодействия меди с серной кислотой: написать ее и аргументировать ответ.
23. Виды гидролиза.
24. Гравиметрический метод анализа.
25. Написать и уравнять методом электронного баланса реакцию: взаимодействие водорода с азотом.
26. Описание электронной структуры набором квантовых чисел.
27. Энергия Гиббса.
28. Рассчитать M_2 окислителя и восстановителя для реакции: цинк + азотная кислота.
29. Написать уравнения гидролиза по первой ступени: хлорида калия, ацетата натрия. Указать характер среды.
30. Найти массу щелочи (кон), необходимую для полной нейтрализации 10г серной кислоты.
31. Титриметрический анализ.
32. Полимеры и олигомеры.
33. Комплементарность.
34. К какому типу реакций относится реакция взаимодействия меди с серной кислотой: написать ее и аргументировать ответ.
35. Принцип Паули и запрет Паули.
36. Понятие скорости химической реакции.
37. Окисление и восстановление. Привести примеры.
38. Написать реакции гидролиза по первой ступени: KCN, - сульфата цинка.
39. Правила квантовой механики.
40. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
41. Гидролиз солей.
42. Укажите, какие вещества могут являться восстановителями: хлор молекулярный, анион хлора, перекись водорода, серная кислота.
43. Закон эквивалентов для реагирующих веществ.
44. Химическое и фазовое равновесие..
45. Принцип минимума энергии и правило Хунда.
46. Закон действующих масс для гомогенных реакций.
47. Порядок уравнивания ОВР.
48. Метод нейтрализации.
49. Понятие о высокомолекулярных соединениях.
50. Правило Клечковского и получение энергетического ряда Клечковского.
51. Закон действующих масс для гетерогенных реакций.
52. Условия образования и растворения осадков.
53. Укажите окислитель и восстановитель в реакции: взаимодействие железа с серной кислотой.
54. Напишите гидролиз, укажите характер среды: хлорид натрия, хлорид аммония.
55. Точка эквивалентности.
56. Основные понятия качественного и количественного анализа.

Примеры задач выносимых на экзамен:

1. Какое количество осадка образуется при взаимодействии 100 г нитрата серебра с 50 г соляной кислоты?
2. Концентрация ионов водорода в растворе 10⁻³ моль/л. Рассчитайте гидроксильный показатель.

3. Сколько литров воды необходимо добавить к 1,5 л 0,5 н раствора хлорида натрия, чтобы получить 0,1 н раствор.
4. Найти массу щелочи (кон), необходимую для полной нейтрализации 10 г серной кислоты.
5. Вычислить процентную концентрацию 1 н раствора хлорида натрия (плотность 1,2 г/мл).
6. Сколько литров воды необходимо добавить к 1,5 л 0,5 н раствора хлорида натрия, чтобы получить 0,1 н раствор.
7. Рассчитать Мэ окислителя и восстановителя для реакции: цинк + азотная кислота.
8. Водородный показатель раствора равен 3, определить концентрацию ионов гидроксила в растворе.
9. Определить объем 0,5 н серной кислоты, необходимый для нейтрализации 150 мл 0,1 н раствора КОН?
10. Найти массу щелочи (кон), необходимую для полной нейтрализации 10 г серной кислоты.
11. Написать уравнения реакций гидролиза солей по 1 ступени в молекулярном и ионном виде: - сульфата алюминия, - K_2S .
12. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 8 раз.
13. Определить число молей и число моль эквивалентов: 10 г серной кислоты, И 50 г сульфата хрома(III).
14. Вычислить, сколько глицерина $C_3H_5(OH)_3$ нужно растворить в 200 г воды, чтобы раствор замерзал при $-5^{\circ}C$. Криоскопическая постоянная воды 1,86 град.
15. Из скольких атомов состоит молекула йода в спиртовом растворе, если раствор 6,35 г йода в 100 г этанола кипит при $78,59^{\circ}C$?
16. Сколько граммов глюкозы $C_6H_{12}O_6$ было растворено в 0,5л воды, если температура кипения полученного раствора составила $102^{\circ}C$?
17. Чему равна температура замерзания раствора $AlCl_3$ с молярной концентрацией эквивалента 0,3 моль/л, если его степень диссоциации равна 60%?
18. В каком количестве воды надо растворить 6,84 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$, чтобы давление пара воды, равное при $65^{\circ}C$ 250 гПа, снизилось до 248 гПа?
19. Найдите относительную молярную массу неэлектролита, если его 10%-ный раствор кипит при $100,6^{\circ}C$.
20. Сколько воды надо прибавить к 2 л раствора сахара, чтобы понизить его осмотическое давление в 3 раза?
21. Рассчитайте массовую долю хлорида натрия в физиологическом растворе, осмотическое давление которого при $25^{\circ}C$ составляет 762,7 кПа ($\alpha=1$, $\rho=1г/см^3$).
22. Напишите уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах между серной кислотой и гидроксидом калия.
23. Напишите все возможные уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах между следующим кислотами и основаниями:
 $NaOH, Mg(OH)_2, H_2SO_3, H_3PO_4$
24. Составьте по три молекулярных уравнений реакций, которые выражаются ионно – молекулярными уравнениями:
 - а) $Mg^{2+} + CO_3^{2-} = MgCO_3$
 - б) $H^+ + OH^- = H_2O$
25. Вычислить концентрацию ионов OH^- и NH_4^+ в 0,5 М растворе NH_4OH , если константа диссоциации $K = 1,8 \times 10^{-5}$.

26. Сколько граммов ионов Ba^{2+} содержится в 200 мл насыщенного раствора карбоната бария, если $\text{PP}_{\text{BaCO}_3} = 8 \times 10^{-9}$.

27. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

- а) хлоридом кобальта и сульфидом калия;
- б) гидросиликатом калия и гидроксидом калия.

Чему равна концентрация каждого иона в насыщенном растворе сульфида серебра?

28. Какое из веществ: гидрокарбонат калия, сульфат кадмия, гидроксид бария будет взаимодействовать с серной кислотой? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

29. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:

- а) $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$;
- б) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_4\text{OH}$.

Чему равна растворимость сульфида кадмия в моль/л и г/моль?

30. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

- а) сульфат железа и нитрат стронция;
- б) нитрит натрия и соляная кислота.

31. Что называется ионным произведением воды? Чему оно равно? Дайте вывод выражения ионного произведения воды. Как влияет температура на ионное произведение воды?

32. Сколько граммов гидроксида натрия находится в состоянии полной диссоциации в 100 мл раствора, pH которого равен 13?

33. Рассчитать молярную концентрацию ионов водорода и гидроксида в растворе гидроксида натрия с $\text{pH} = 12,5$.

34. Найдите водородный показатель концентрированного раствора сильного электролита – 0,205 М HCl.

35. К 150 г 20% раствора сахарозы добавили 45 г глюкозы. Рассчитайте массовые доли углеводов в новом растворе.

36. Для нейтрализации 20 мл 0,1 н раствора кислоты потребовалось 6 мл раствора едкого натра. Определить нормальную концентрацию раствора едкого натра.

37. Нормальная концентрация раствора KNO_3 равна 0,2 моль/л. Найти процентную концентрацию раствора KNO_3 и молярную концентрацию раствора KNO_3 . Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

38. Вычислите молярную и молярную концентрацию эквивалента 20 % раствора хлорида кальция плотностью 1,178 г/мл.

39. Чему равна нормальность 30% раствора NaOH плотностью 1,328 г/мл? К 1 л этого раствора прибавили 5 л воды. Вычислите массовую долю полученного раствора.

40. К 3 л 10 % раствора HNO_3 плотностью 1,054 г/мл прибавили 5 л 2 % раствора той же кислоты плотностью 1,009 г/мл. Вычислите массовую долю в процентах и молярную концентрацию полученного раствора, объем которого равен 8 л.

41. Определить молярность, нормальность, молярность и титр 4 % раствора FeSO_4 объем которого равен 1,5 л, плотность 1037 кг/м^3

42. Сколько граммов раствора с массовой долей серной кислоты 96% необходимо влить в 1 л воды, чтобы получить раствор с массовой
43. Сколько мл 0,5 М и 0,1 М растворов азотной кислоты следует взять для приготовления 1000 мл 0,2 М раствора.
44. Составить электронные формулы и представить графически размещение электронов по квантовым ячейкам для указанных элементов. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин-валентности. Углерод, хлор.
45. Составьте электронные формулы и представьте графически размещение электронов по квантовым ячейкам для указанных элементов. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин-валентности.
46. Какое квантовое число определяет количество орбиталей в данном подуровне атома? Чему равно число орбиталей на s-, p-, d- и f- подуровнях?
47. Напишите значения всех четырех квантовых чисел для трех любых электронов на 4p-подуровне. Значениями какого квантового числа различаются три электрона указанного подуровня? Почему максимальное число электронов на p-подуровне равно 6?
48. Представьте электронные структуры Zn^{2+} ; S^{6+}
49. Как изменяются свойства гидроксидов элементов в периодах и группах с увеличением порядкового номера? Почему?
50. Какова современная формулировка Периодического закона? В чем причина периодической зависимости свойств элементов и образуемых ими соединений от заряда ядра атомов?
51. Проанализируйте изменения величины зарядов ядер, радиусов. Атомов, электроотрицательностей и степеней окисления 4 периода. Каковы закономерности этих изменений при движении — по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металличность элементов и характер их оксидов и гидроксидов?
52. Составьте формулы оксидов и гидроксидов марганца. Как изменяется кислотно-основной и окислительно-восстановительный характер этих соединений? Подчиняются ли эти соединения общей закономерности изменения свойств оксидов и гидроксидов?
53. Из оксидов As_2O_3 , P_2O_5 , GeO_2 , SO_3 , Al_2O_3 , V_2O_5 выберите два оксида с наиболее выраженными кислотными свойствами. Укажите валентные электроны выбранных элементов.
54. Из оксидов BaO , K_2O , TiO_2 , CaO , Al_2O_3 , MgO , ZnO выберите два оксида с наиболее выраженными основными свойствами. Укажите валентные электроны выбранных элементов.
55. Приведите современную формулировку периодического закона. Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, помещены соответственно перед калием, хотя имеют большую атомную массу. Как называются пары таких элементов?

56. Для гидросульфата натрия постройте графическую формулу и укажите виды химической связи в молекуле: ионная, ковалентная, полярная, ковалентная неполярная, координационная, металлическая, водородная.

57. Постройте графическую формулу нитрита аммония и укажите виды химической связи в этой молекуле. Покажите, какие (какая) связи «рвутся» при диссоциации. Объясните, что такое *водородная связь*? Приведите примеры ее влияния на свойства вещества.

58. Укажите виды химической связи в следующих молекулах: CH_3Br , CaO , J_2 , NH_4Cl . Каковы основные свойства данных видов связи? 59. Какая связь называется s- и какая — p-связью? Какая из них менее прочная? Изобразите структурные формулы этана C_2H_6 , этилена C_2H_4 и ацетилена C_2H_2 . Отметьте s- и p-связи на структурных схемах углеводородов.

60. Какие силы межмолекулярного взаимодействия называются диполь-дипольными (ориентационными), индукционными и дисперсионными? Объясните природу этих сил. Какова природа преобладающих сил межмолекулярного взаимодействия в каждом из следующих веществ: H_2O , HBr , Ar , N_2 , NH_3 ?

61. Приведите две схемы заполнения МО при взаимодействии двух АО с заселениями: а) электрон + электрон (1+1) и б) электрон + вакантная орбиталь (1+0). Определите ковалентность каждого атома и порядок связи. В каких пределах энергия связи? Какие из указанных связей в молекуле водорода H_2 и молекулярном ионе ?

62. Приведите электронную конфигурацию молекулы NO по методу МО. Как изменятся магнитные свойства и прочность связи при переходе от молекулы NO к молекулярному иону NO^+

4.2. Методические материалы

Условия и порядок проведения экзамена даны в Приложении № 2 к положению ПВД-07 «О проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся».

Бально-рейтинговая оценка знаний обучающихся составлена в соответствии с ПВД-07 «О проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся» ФГБОУ ВПО «Ивановская ГСХА имени Д.К. Беляева»

Текущий контроль:

- Посещение лекций - 1 балл (максимум 9 баллов)
- Посещение ЛПЗ – 0,5 балла (максимум 9 баллов)
- Подготовка и защита реферата (максимум 12 баллов)
- Опрос по теме - (максимум 5 баллов)
- Тестирование (тестов – максимум 30 баллов)

Итоговый контроль:

Экзамен – максимум 40 баллов.

Итого текущий и рубежный контроли: 60 баллов

Общая сумма баллов: максимальное количество 100 баллов.