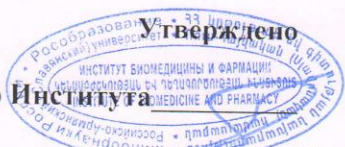


**ГОУ ВПО Российско-Армянский (Славянский)
университет**

Утверждено
Директор Института
«04» июля 2025, протокол № 21



УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование дисциплины: Неорганическая и аналитическая химия

Автор Енгоян Александр Пайлакович, профессор, доктор хим.наук

Направление подготовки: **Медицинская биохимия**

Наименование образовательной программы: **30.05.01 Медицинская биохимия**

1. АННОТАЦИЯ

1.1. Краткое описание содержания данной дисциплины;

Программа составлена в соответствии с "Требованиями (Федеральный компонент) к обязательному минимуму содержания и уровню подготовки бакалавра и дипломированного специалиста по циклу "Общие математические и естественнонаучные дисциплины" Учебная дисциплина „Неорганическая химия” является обязательным компонентом в подготовке специалистов по медико-биологическим направлениям. Первая часть (общая химия) дисциплины является базовой для освоения неорганической, аналитической, органической, физической, коллоидной, биологической, фармацевтической и других химических дисциплин, которые необходимы для успешной деятельности специалиста в качестве врача-биохимика.

1.2. Трудоемкость в академических кредитах и часах, формы итогового контроля (экзамен/зачет);

Общий объем составляет 4 академических кредита, 144 академических часов. Итоговый контроль – экзамен.

1.3. Взаимосвязь дисциплины с другими дисциплинами учебного плана специальности (направления)

Учебная дисциплина „Неорганическая химия” является обязательным компонентом в подготовке специалистов по медико-биологическим направлениям. Первая часть (общая химия) дисциплины является базовой для освоения неорганической, аналитической, органической, физической, коллоидной, биологической, фармацевтической и других химических дисциплин, которые необходимы для успешной деятельности специалиста в качестве врача-биохимика.

1.4. Результаты освоения программы дисциплины:

Код компетенции	Наименование компетенции	Код индикатора достижения компетенций	Наименование индикатора достижений компетенций
ОПК-1	Способен использовать и применять фундаментальные и прикладные медицинские, естественнонаучные знания для постановки и решения стандартных и инновационных задач профессиональной	ОПК-1.1	Знать основные естественнонаучные понятия законы, фундаментальные основы математических дисциплин и компьютерных наук, основы прикладной

	деятельности		математики
		ОПК-1.2	Уметь ставить и решать стандартные и инновационные задачи профессиональной деятельности
		ОПК-1.3	Владеть методами математического и компьютерного моделирования, необходимыми при решении указанных задач

2. УЧЕБНАЯ ПРОГРАММА

2.1. Цели и задачи дисциплины

• *Цель дисциплины*

- научить студентов применять теоретические знания к решению расчетных и практических задач,
- использовать периодическую систему Д. И. Менделеева для характеристики свойств элементов и их соединений,
- прогнозировать свойства соединений на основе их строения,
- пользоваться учебной и справочной литературой, проводить химические эксперименты.

• *Задачи дисциплины*

закключаются в изучении

основ современной химической науки: квантово-механических представлений о строении атомов, молекул и химической связи; строении вещества и зависимости между строением и химическими свойствами вещества;

периодического закона элементов Д. И. Менделеева;

кинетики и термодинамики химических реакций, динамических химических равновесий; кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в зависимости от степени окисления и положения элемента в периодической системе Д. И. Менделеева;

современной классификации и номенклатуры неорганических соединений;

свойств важнейших элементов и их соединений;

биологической роли элементов в живых организмах и применению неорганических соединений в медицине

2.2. **Трудоемкость дисциплины и виды учебной работы** (в академических часах и зачетных единицах)

Виды учебной работы	Всего, в акад. часах	Распределение по семестрам
		<u>1</u> сем
1	2	3
1. Общая трудоемкость изучения дисциплины по семестрам, в т. ч.:	144	144
1.1. Аудиторные занятия, в т. ч.:	64	64
1.1.1. Лекции	32	32
1.1.2. Лабораторные работы	32	32
1.1.3. Практические работы	32	32
1.2. Самостоятельная работа, в т. ч.:	35	35
Итоговый контроль (Экзамен)	13	13

2.3. **Содержание дисциплины**

2.3.1. **Тематический план и трудоемкость аудиторных занятий (модули, разделы дисциплины и виды занятий) по рабочему учебному плану**

Разделы и темы дисциплины	Всего (ак. часов)	Лекции (ак. часов)	Практ. (ак. часов)	Лабор. (ак. часов)
1	2=3+4+5	3	4	5
Тема 1. Введение. Этапы развития химии.	4	2	2	2
Тема 2. Строение вещества.	18	6	2	2
Тема 3. Термодинамика и кинетика химических	14	6	6	6
Тема 4. Растворы.	10	6	6	6
Тема 5. Окислительно-восстановительные процессы.	4	4	2	2
Тема 6. Химия биогенных элементов.	18	8	6	6
ИТОГО	96	32	32	32

2.3.2. Краткое содержание разделов дисциплины в виде тематического плана

Тема 1. Введение. Этапы развития химии.

Введение

Одной из естественных наук, изучающих окружающий нас материальный мир во всем многообразии его форм и превращений, является химия. Все в природе представляет собой различные виды движущейся материи. Превращения веществ и сопровождающие их явления – сущность химической формы движения материи. Простейшим носителем химической формы движения материи служит атом, в том числе ионизированный. В соответствии с космологией Большого взрыва атомы, а в дальнейшем и молекулы, возникли в процессе эволюции Вселенной от сверхплотного и сверхгорячего состояния до современного мира звезд и галактик. С формированием Земли как планеты на химическую эволюцию стала оказывать действие геологическая эволюция Земли. Химическая эволюция, в свою очередь, привела к появлению биологической формы движения. Химия – наука о составе, строении, свойствах, превращениях веществ и явлениях, их сопровождающих. Общая химия изучает теоретические представления и концепции, составляющие фундамент всей системы химических знаний. Неорганическая химия – это химия элементов Периодической системы и образованных ими простых и сложных веществ.

Литература: [1]-Введение, [2]-гл.1, [3]-часть 1.1

Ознакомление с этапами развития химических наук:

- а) натурофилософский период (Аристотель, Платон, Левкипп, Демокрит),
- б) алхимический период (IV-XVI вв.),
- в) период становления химии (XVI-XVIII вв.), теория флогистона Штала, закон сохранения массы Лавуазье и Ломоносова,
- г) период атомно-молекулярного учения (1860-1870 гг.),
- д) период классической химии: от периодического закона Менделеева до теории строения атома,
- е) современный этап развития химии – использование квантовой химии.

Основные понятия и количественные соотношения в химии: атомная и молекулярная масса, моль, молярная масса, число Авогадро, закон сохранения массы и энергии, закон постоянства состава, современная формулировка стехиометрических законов, газовые законы.

Литература: [1]-Введение, [2]-гл.1-2, [3]-часть 1.2

Тема 2. Строение вещества.

Строение атома

Классическая модель строения атома, нуклоны и электроны, квантовая механика, уравнение Шредингера, волновая функция Ψ , плотность вероятности и радиальная плотность вероятности нахождения электрона, понятие электронной орбитали, энергетические уровни и подуровни электронов, квантовые числа. Принцип Паули, правило Гунда, очередность заполнения электронных подуровней, правило Клечковского.

Литература: [1]-гл. 4, [2]-гл.3, [3]-часть 2.4

Периодический закон Менделеева.

Периодический закон и периодическая таблица Менделеева, связь между свойствами элементов и строением их атомов, изотопы. Свойства атомов: атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность.

Литература: [1]-гл. 4, [2]-гл.3, [3]-часть 2.5

Химическая связь.

Метод валентных связей, метод молекулярных орбиталей, пример образования молекулы водорода. неполярная и полярная ковалентная связь. Свойства ковалентной связи. Гибридизация. σ , π и δ -связи. Длина и энергия химической связи. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Другие типы химической связи: ионная, металлическая. Межмолекулярные взаимодействия, водородная связь.

Литература: [1]-гл 4, [2]-гл.4, [3]-часть 2.6

Комплексные соединения.

Комплексные соединения, координационная теория Вернера. Номенклатура, классификация и устойчивость комплексных соединений, природа химической связи в комплексных соединениях.

Литература: [1]-гл.4, [2]-гл.5, [3]-часть 3.14

Тема 3. Термодинамика и кинетика химических процессов.

Химическая термодинамика.

Основные понятия химической термодинамики. Обратимые и необратимые процессы, самопроизвольные процессы с диссипацией энергии или вещества.

Первое начало термодинамики, внутренняя энергия, энтальпия, тепловой эффект реакции, закон Гесса, энтальпия образования. Второе начало термодинамики, энтропия и вероятность процесса, свободная энергия Гиббса.

Взаимосвязь между процессами обмена веществ и энергии в организме.

Литература: [1]-гл. 1, [2]-гл.6, [3]-часть 3.11

Химическая кинетика.

Понятие скорости химической реакции. Теория столкновений, закон действующих масс, константа скорости реакции, теория активированного комплекса, энергия активации. Влияние концентрации, давления и температуры на скорость химической реакции. Кинетика сложных реакций. Катализ. Гомогенный, гетерогенный и ферментативный катализ, катализаторы, промоторы, каталитические яды, ингибиторы.

Литература: [1]- гл. 1 и 9, [2]-гл.6, [3]-часть 3.10

Химическое равновесие.

Понятие химического равновесия. Изменение свободной энергии системы, стабильные и метастабильные состояния, термодинамика химического равновесия, химический потенциал, константа химического равновесия, влияние концентрации, давления и температуры на положение химического равновесия, принцип Ле Шателье.

Литература: [1]- гл. 1, [2]-гл.6, [3]-часть 3.12

Тема 4. Растворы.

Растворы.

Классификация растворов, растворимость газов, жидкостей и твердых веществ, термодинамика растворения, диффузия. Способы выражения концентрации растворов: массовая и мольная доли, нормальная, молярная и моляльная концентрации, титр. Коллигативные свойства растворов. Эбулиоскопические и криоскопические константы.

Литература: [1]-гл.2, [2]-гл.7, [3]-часть 2.9

Электролитическая диссоциация.

Теория электролитической диссоциации, электролиты и неэлектролиты, диссоциация электролитов в водных растворах. Слабые и сильные электролиты, степень диссоциации и константа диссоциации. Понятия кислот и оснований по Бренстеду, диссоциация воды, водородный показатель pH, реакции между ионами. Гидролиз солей, константа равновесия

гидролиза и степень гидролиза, роль гидролиза биоорганических соединений в процессах жизнедеятельности.

Буферные растворы, рН буферных растворов.

Литература: [1]-гл. 3, [2]-гл. 7, [3]-часть 3.13

Тема 5. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз. Электродные потенциалы металлов.

Степень окисления и валентность, окислительно-восстановительные реакции, окислители и восстановители, составление О-В реакций, влияние среды на ход О-В реакций, биологическое значение О-В процессов. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. О-В реакции, протекающие на инертных электродах. Электролиз с растворимым анодом.

Законы Фарадея. Электродный потенциал, ряд стандартных электродных потенциалов металлов. Химические источники тока. Коррозия металлов.

Литература: [1]-гл.3, [2]-гл.7, [3]-часть 3.13 и 3.15

Тема 6. Химия биогенных элементов.

Химические элементы биосферы. Топография важнейших биогенных элементов в организме человека и их биологическая роль.

Химические элементы биосферы. Химические элементы в природе, макро- и микроэлементы в среде и организме человека, топография важнейших биогенных элементов в организме человека и их биологическая роль. Человек и биосфера, экология, связь между заболеваниями и биогеохимией местности.

Литература: [1]-гл. 5, [2]-гл.11

s-Элементы и их соединения. Общая характеристика и их биологическая роль и применение в медицине.

Общая характеристика s-элементов. Водород и его соединения. Общая характеристика щелочных металлов, их биологическая роль и применение в медицине. Общая характеристика щелочноземельных металлов, их биологическая роль и применение в медицине.

Литература: [1]-гл. 6, [2]-гл.14-16, [3]-часть 4.16 и 4.18

p-Элементы и их соединения. Общая характеристика и их биологическая роль и применение в медицине.

Общая характеристика р-элементов. Общая характеристика р-элементов IIIA-группы, биологическая роль р-элементов IIIA-группы и их соединений, применение в медицине. Общая характеристика р-элементов IVA-группы, биологическая роль р-элементов IVA-группы и их соединений, применение в медицине. Общая характеристика р-элементов VA-группы, биологическая роль р-элементов VA-группы и их соединений, применение в медицине. Общая характеристика р-элементов VIA-группы, биологическая роль р-элементов VIA-группы и их соединений, применение в медицине. Общая характеристика р-элементов (галогенов) VIIA-группы, биологическая роль галогенов и их соединений, применение в медицине.

Литература: [1]-гл. 8, [2]-гл.17-21, [3]-часть 4.17-4.19

d-Элементы и их соединения. Общая характеристика и их биологическая роль и применение в медицине.

Общая характеристика d-элементов VIБ-группы, их биологическая роль и применение в медицине. Общая характеристика d-элементов VIIБ-группы, биологическая роль соединений марганца, их применение в медицине. Общая характеристика d-элементов VIIIБ-группы (семейство железа и платины), биологическая роль d-элементов семейства железа, применение их соединений в медицине. Общая характеристика d-элементов IB-группы, биологическая роль d-элементов IB-группы применение их соединений в медицине.

Литература: [1]-гл. 7, [2]-гл.1, [3]-часть 1.1

2.3.3. Краткое содержание семинарских/практических занятий/лабораторного практикума
Семинарские занятия

- Развитие химии.
- Строение вещества.
- Термодинамика и кинетика химических процессов.
- Растворы.
- Окислительно-восстановительные процессы. Электролиз.
- Химия биогенных элементов.

Лабораторные занятия

- Строение вещества.
- Термодинамика и кинетика химических процессов.

- Растворы.
- Окислительно-восстановительные процессы. Электролиз.
- Химия биогенных элементов.

2.3.4. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Кабинет «Общей и неорганической химии», оснащенный оборудованием:

1. Рабочее место преподавателя;
2. Посадочные места по количеству обучающихся;
3. Доска классная;
4. Шкаф для реактивов;
5. Шкаф вытяжной;
6. Стол для нагревательных приборов;
7. Химическая посуда;
8. Реактивы и лекарственные средства;
9. Аппаратура, приборы: калькуляторы, весы, разновесы, дистиллятор, плитка электрическая, баня водяная, спиртометры, термометры химические, микроскоп биологический, ареометр;
10. Технические средства обучения: - компьютер или ноутбук с лицензионным программным обеспечением; - интерактивная доска и проектор, либо проектор и экран. Персональный компьютер, интернет, учебные компьютерные программы, проектор, слайдоскоп.

Офисные приложения (Microsoft Office Word, Excel, PowerPoint и др.).

- Программное обеспечение для просмотра файлов в форматах PDF, DJV и DJVu (Adobe Reader, WinDjView и др.).
 - Программное обеспечение для работы с архивированными файлами и папками (WinRAR, 7-Zip и др.).
 - Поисковые системы (Google, Yandex и др.).
- Программы “ISIS 2.1.4” и “Chemoffice” для графического отображения формул химических соединений и химических процессов, пространственного строения молекул. Программы полезны при изучении номенклатуры химических соединений, элементов квантовой механики, формы атомных и молекулярных орбиталей, механизма образования химической связи и других вопросов теоретической химии.

- Реферативная база данных научной периодики «Scopus» (<http://www.scopus.com/>)
Реферативно-библиографическая база данных научной периодики «Web of Science» (<http://www.webofknowledge.com/>).
- Медицинский информационный сайт <https://meduniv9r.com>
- Сеть патентной информации Европейского патентного ведомства «Espacenet» (<http://worldwide.espacenet.com/>).

2.4. Модульная структура дисциплины с распределением весов по формам контролей

Формы контролей	Вес формы (форм) текущего контроля в результирующей оценке текущего контроля (по модулям)		Вес формы промежуточного контроля в итоговой оценке промежуточного контроля		Вес итоговой оценки промежуточного контроля в результирующей оценке промежуточных контролей		Вес итоговой оценки промежуточного контроля в результирующей оценке промежуточных контролей (семестровой оценке)	Веса результирующей оценки промежуточных контролей и оценки итогового контроля в результирующей оценке итогового контроля
	M1 ¹	M2	M1	M2	M1	M2		
Вид учебной работы/контроля								
Контрольная работа <i>(при наличии)</i>			1	1				
Устный опрос <i>(при наличии)</i>	0.5	0.5						
Тест <i>(при наличии)</i>								
Лабораторные работы <i>(при наличии)</i>	0.5	0.5						
Письменные домашние задания <i>(при наличии)</i>								
Реферат <i>(при наличии)</i>								
Эссе <i>(при наличии)</i>								
Проект <i>(при наличии)</i>								
<i>Другие формы (при наличии)</i>								
Веса результирующих оценок текущих контролей в итоговых оценках промежуточных контролей					0.4	0.4		
Веса оценок промежуточных контролей в итоговых оценках промежуточных контролей					0.6	0.6		

¹ Учебный Модуль

Вес итоговой оценки 1-го промежуточного контроля в результирующей оценке промежуточных контролей							0.5	
Вес итоговой оценки 2-го промежуточного контроля в результирующей оценке промежуточных контролей							0.5	
Вес результирующей оценки промежуточных контролей в результирующей оценке итогового контроля								0.4
Вес итогового контроля (Экзамен/зачет) в результирующей оценке итогового контроля								0.6
	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$

3. Теоретический блок *(указываются материалы, необходимые для освоения учебной программы дисциплины)*

3.1. Материалы по теоретической части курса

а) Базовый учебник

1. «Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов»

под ред. Ю.А.Ершова, М., Из-во Высшая школа, 2000 или 2002 г.

б) Основная литература

2. «Общая и неорганическая химия», Я.А.Угай, М., Высшая школа, 2004 г.

3. «Общая химия», Л.С.Гузей, В.Н.Кузнецов, А.С.Гузей, под ред. проф. С.Ф.Дунаева, М. Из-во МГУ, 1999 г.

4. «Общая и неорганическая химия», Н.С.Ахметов, М., Из-во Высшая школа, 1998 г.

в) Дополнительная литература

5. «Теоретические основы общей химии», А.И.Горбунов, А.А.Гуров, Г.Г.Филиппов, В.Н.Шаповал, М. Из-во МГТУ им.Баумана, 2001 г.

6. «Химия», М.И.Гельфман, В.П.Юстратов, С-П – М - Краснодар, Из-во Лань, 2001г.

4. Фонды оценочных средств (указываются материалы, необходимые для проверки уровня знаний в соответствии с содержанием учебной программы дисциплины).

4.1. Вопросы семинарских занятий и для проверки уровня знаний

См. раздел. 4.7

4.2. Планы лабораторных работ и практикумов

План лабораторных работ и практикумов.

№	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ
1	2	3
1.	Развитие химии.	• Оборудование, правила работы и техники безопасности в химической лаборатории.
2.	Строение вещества.	• Определение молекулярной массы оксида углерода (IV). • Определение кристаллизационной воды медного купороса. • Строение атома. Состояние электрона в атоме. Электронные конфигурации атомов. • Периодический закон и свойства атомов (размеры атомов и ионов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность). • Химическая связь. Длина, энергия связи. Методы МО и ВС. Ковалентная связь и ее свойства. Гибридизация. Донорно-акцепторны механизм образования ковалентной связи. • Изучение реакций комплексообразования с неорганическими лигандами.

3.	Термодинамика и кинетика химических процессов.	• Основные понятия химической термодинамики. Первое начало термодинамики, внутренняя энергия, энтальпия. Расчет теплового эффекта реакции. Закон Гесса. - Второе начало термодинамики, энтропия, свободная энергия Гиббса. Расчет изменения энтропии при химической реакции. • Скорость химической реакции. Влияние температуры, концентрации реагирующих веществ и катализатора на скорость химической реакции. • Химическое равновесие. Факторы, влияющие на положение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. - Исследование смещения химического равновесия при изменении температуры и равновесных концентраций.
4.	Растворы.	• Растворы. Приготовление растворов указанной концентрации (молярной, нормальной, моляльной, массовой доли и мольной доли). Определение концентрации растворов методом титрования. • Электролитическая диссоциация. Определение слабых и сильных электролитов по электропроводности водных растворов. • Гидролиз солей. Буферные растворы. Определение pH среды гидролизированных солей и буферных растворов.
5.	Окислительно-восстановительные процессы.	• Электродные потенциалы. Гальванические элементы. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Коррозия металлов.
6.	Химия биогенных элементов.	• Химические элементы биосферы. Топография важнейших биогенных элементов в организме человека и их биологическая роль. • Общая характеристика s-элементов и их соединений. • Общая характеристика p-элементов и их соединений. • Общая характеристика d-элементов, их биологическая роль и применение в медицине.

4.3. Материалы по практической части курса

1. «Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов»,

под ред. В.А.Попкова, М., Из-во Высшая школа, 2001 г.

2. «Практикум по общей химии», под ред. Ю.А.Ершова, М., Из-во Высшая шк., 1993 г.

3. «Сборник задач и упражнений по общей химии», С.А.Пузаков, В.А.Попков, А.А.Филиппова, М., Из-во Высшая школа, 2003 г.

4. «Лабораторные работы по химии», Коровин Н., Мингулина Э., Рыжова Н., 3-е изд., М., Из-во Высшая школа, 2002 г.

5. «Лабораторный практикум по общей химии», Цыганов А.Р., Каль В.И., Минск, Из-во Ураджай, 1998 г.

4.4. Вопросы и задания для самостоятельной работы студентов

См. раздел 4.7

4.5. Тематика рефератов, эссе и других форм самостоятельных работ

Не предусмотрено

4.6. Образцы вариантов контрольных работ, тестов и/или других форм текущих и промежуточных контролей

Пример тестовой контрольной работы по теме «Строение вещества»

1. При затвердевании воды выделяется теплота. Теплота также выделяется при горении угля. Эти явления соответственно:

- 1) химическое и физическое;
- 2) физическое и химическое;
- 3) оба химических;
- 4) оба физических.

2. Индивидуальным веществом является:

- 1) морская вода;
- 2) сладкий чай;
- 3) поваренная соль;
- 4) воздух.

3. Массовая доля углерода в карбонате кальция равна:

- 1) 12%; 2) 40%; 3) 48%; 4) 100% .

4. Объем углекислого газа, образовавшегося при сжигании 22,4 л (н. у.) метана равен:

- 1) 11,2 л; 2) 22,4 л; 3) 33,6 л;
- 4) 44,8 л.

5. Свечение (горение) электролампочки и горение свечи относятся соответственно к явлениям:

- 1) химическому и физическому;
- 2) физическому и химическому;
- 3) химическим;
- 4) физическим.

6. Наиболее ярко выражены неметаллические свойства у атомов:

- 1) Sn; 2) Ge; 3) Si; 4) C.

7. Валентность серы в соединениях SO_3 , H_2S и Al_2S_3 соответственно равна:

- 1) II, II и II; 3) III, II и VI;
- 2) III, II и III; 4) VI, II и II.

8. Масса фосфора, необходимого для получения 0,1 моль оксида фосфора (V) равна:

1) 6,2 г; 2) 3,1 г; 3) 31 г; 4) 0,2 моль.

9. Электронная формула внешнего энергетического уровня атома серы:

- 1) $3s^23p^4$; 3) $2s^22^5$;
2) $2s^22p^4$; 4) $2s^22p^6$.

10. В ряду элементов $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Cl}$ метал-лические свойства и радиус атомов:

- 1) уменьшаются;
2) возрастают;
3) металлические свойства ослабевают, а радиус атома увеличивается;
4) металлические свойства усиливаются, а радиус атома уменьшается.

11. Валентность углерода в соединениях CO , CO_2 и CH_4 равна соответственно:

- 1) I, II и III; 3) II, II и IV;
2) I, II и IV; 4) III, IV и IV.

12. Фильтрованием можно разделить смесь:

- 1) бензин — вода;
2) речной песок — вода;
3) песок — древесные опилки;
4) растительное масло — вода.

13. Электронная формула внешнего энергетического уровня $\dots 3s^1$ соответствует атому:

- 1) Ne; 3) Mg;
2) Na; 4) K.

14. В ряду элементов $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Cl}$

- 1) неметаллические свойства ослабевают;
2) металлические свойства усиливаются;
3) металлические свойства не изменяются;
4) металлические свойства ослабевают.

15. Высшую валентность атом серы проявляет в соединении:

- 1) SO_2 . 3) H_2S ;
2) SO_3 . 4) FeS .

16. Электронная формула внешнего энергетического уровня $2s^22p^2$ соответствует атому:

- 1) серы; 3) кремния;
2) углерода; 4) кислорода.

17. Для разделения смеси вода — машинное масло может быть использовано различие компонентов:

- 1) по цвету;
2) по плотности;
3) по магнитным свойствам;
4) по размеру молекул.

18. Для очистки воды от растворенных в ней минеральных солей используется:

- 1) отстаивание; 3) фильтрование;
2) дистилляция; 4) декантация.

19. В главных подгруппах (А-подгруппах) периодической системы Д. И. Менделеева с увеличением заряда ядра радиус атомов, как правило:

- 1) увеличивается;
2) уменьшается;
3) не изменяется;
4) изменяется периодически.

20. Электронная формула внешнего энергетического уровня атома кремния:

- 1) $3s^23p^2$; 3) $4s4p^2$;
2) $3s^23p^4$; 4) $4s^24p^4$.

21. Массовая доля меди в сульфате меди (II) равна:

- 1) 10%; 3) 30%;
2) 20%; 4) 40%.

28. В малых периодах периодической системы Д. И. Менделеева с увеличением заряда ядер радиусы атомов:

- 1) увеличиваются;
2) изменяются периодически;

- 3) уменьшаются;
- 4) не изменяются.

5)

4.7. Перечень экзаменационных вопросов

1. Исторические этапы развития химии. Основные понятия и законы химии.
2. Классическая модель строения атома, нуклоны и электроны
3. Квантовая механика, уравнение Шредингера, волновая функция Ψ , плотность вероятности и радиальная плотность вероятности нахождения электрона
4. Понятие электронной орбитали, энергетические уровни и подуровни электронов, квантовые числа.
5. Электронные конфигурации атомов. Принцип Паули, правило Гунда, очередность заполнения электронных подуровней, правило Клечковского.
6. Периодический закон и периодическая таблица Менделеева, связь между свойствами элементов и строением их атомов, изотопы.
7. Свойства атомов: атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность.
8. Метод валентных связей, метод молекулярных орбиталей, пример образования молекулы водорода. неполярная и полярная ковалентная связь.
9. Свойства ковалентной связи. Гибридизация.
10. σ , π и δ -связи. Длина и энергия химической связи.
11. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
12. Ионная и металлическая связь.
13. Межмолекулярные взаимодействия, водородная связь.
14. Комплексные соединения, координационная теория Вернера.
15. Номенклатура, классификация и устойчивость комплексных соединений, природа химической связи в комплексных соединениях.
16. Чистые (индивидуальные) вещества, смеси, простые и сложные вещества, аллотропия.
17. Виды кристаллических решеток: атомные, ионные, металлические и молекулярные.
18. Основные понятия химической термодинамики. Обратимые и необратимые процессы, самопроизвольные процессы с диссипацией энергии или вещества.
19. Первое начало термодинамики, внутренняя энергия, энтальпия, тепловой эффект реакции, закон Гесса, энтальпия образования.
20. Второе начало термодинамики, энтропия и вероятность процесса, свободная энергия Гиббса.

21. Взаимосвязь между процессами обмена веществ и энергии в организме.
22. Понятие скорости химической реакции. Теория столкновений, закон действующих масс, константа скорости реакции, теория активированного комплекса, энергия активации.
23. Влияние концентрации, давления, температуры и катализаторов на скорость химической реакции.
24. Кинетика сложных реакций. Последовательные, параллельные, сопряженные реакции. Неразветвленные и разветвленные цепные реакции.
25. Кинетическая классификация химических реакций. Порядок и молекулярность реакций.
26. Катализ. Гомогенный, гетерогенный и ферментативный катализ, катализаторы, промоторы, каталитические яды, ингибиторы.
27. Понятие химического равновесия. Изменение свободной энергии системы, стабильные и метастабильные состояния.
28. Термодинамика химического равновесия, химический потенциал, константа химического равновесия.
29. Влияние концентрации, давления и температуры на положение химического равновесия, принцип Ле Шателье.
30. Классификация растворов, растворимость газов, жидкостей и твердых веществ, термодинамика растворения, диффузия.
31. Способы выражения концентрации растворов: массовая и мольная доли, нормальная, молярная и моляльная концентрации, титр.
32. Коллигативные свойства растворов. Эбулиоскопические и криоскопические константы.
33. Осмос, осмотическое давление.
34. Теория электролитической диссоциации, электролиты и неэлектролиты, диссоциация электролитов в водных растворах.
35. Слабые и сильные электролиты, степень диссоциации и константа диссоциации.
36. Понятия кислот и оснований по Бренстеду, диссоциация воды, водородный показатель pH , реакции между ионами.
37. Гидролиз солей, константа равновесия гидролиза и степень гидролиза, роль гидролиза биорганических соединений в процессах жизнедеятельности.
38. Буферные растворы, pH буферных растворов. Буферные растворы в организме человека.
39. Степень окисления и валентность, окислительно-восстановительные реакции.
40. Окислители и восстановители, составление О-В реакций, влияние среды на О-В реакции.

41. Биологическое значение О-В процессов.
42. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. О-В реакции, протекающие на инертных электродах. Электролиз с растворимым анодом.
43. Законы Фарадея.
44. Электродный потенциал, ряд стандартных электродных потенциалов металлов.
45. Химические источники тока.
46. Коррозия металлов, способы защиты от химической и электрохимической коррозии.
47. Химические элементы биосферы. Химические элементы в природе, макро- и микроэлементы в среде и организме человека, топография важнейших биогенных элементов в организме человека и их биологическая роль.
48. Человек и биосфера, экология, связь между заболеваниями и биогеохимией местности.
49. Общая характеристика s-элементов. Водород и его соединения.
50. Общая характеристика щелочных металлов, их биологическая роль и применение в медицине.
51. Общая характеристика щелочноземельных металлов, их биологическая роль и применение в медицине.
52. Общая характеристика p-элементов IIIA-группы, биологическая роль p-элементов IIIA-группы и их соединений, применение в медицине.
53. Общая характеристика p-элементов IVA-группы, биологическая роль p-элементов IVA-группы и их соединений, применение в медицине.
54. Общая характеристика p-элементов VA-группы, биологическая роль p-элементов VA-группы и их соединений, применение в медицине.
55. Общая характеристика p-элементов VIA-группы, биологическая роль p-элементов VIA-группы и их соединений, применение в медицине.
56. Общая характеристика p-элементов(галогенов) VIIA-группы, биологическая роль галогенов и их соединений, применение в медицине.
57. Общая характеристика d-элементов VIB-группы, их биологическая роль и применение в медицине.
58. Общая характеристика d-элементов VIIB-группы, биологическая роль соединений марганца, их применение в медицине.
59. Общая характеристика d-элементов VIIIB-группы(семейство железа и платины), биологическая роль d-элементов семейства железа, применение их соединений в

медицине.

60. Общая характеристика d–элементов IB-группы, биологическая роль d–элементов IB-группы применение их соединений в медицине.

4.8. Образцы экзаменационных билетов

**Государственное образовательное учреждение высшего
профессионального образования
РОССИЙСКО-АРМЯНСКИЙ (СЛАВЯНСКИЙ) УНИВЕРСИТЕТ
ИНСТИТУТ БИОМЕДИЦИНЫ И ФАРМАЦИИ**
Кафедра общей и фармацевтической химии
_____ учебный год

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ №

Предмет: **Неорганическая химия**

-
1. Состояние электрона в атоме.
 2. Ионная связь
 3. Способы выражения концентрации растворов.

Зав.кафедрой _____ Григорян А.М.

4.9. Образцы экзаменационных практических заданий

1. Приготовить 1 литр 0.5 молярного раствора гидроксида натрия
2. Определить pH раствора с помощью индикаторной бумаги
3. Определить концентрацию раствора гидроксида калия методом титрования.

4.10. Банк тестовых заданий для самоконтроля

См. Приложение 1

4.11. Методики решения и ответы к образцам тестовых заданий

1. При взаимодействии карбида алюминия с водой выделяется _____. Ответ: метан
2. Рассчитайте массу (в граммах) твёрдого остатка, полученного при пропускании 1,12 л аммиака над раскалённым оксидом меди (II) массой 20 г. Ответ запишите с точностью до десятых без указания единиц измерения. Ответ: 18,8

3. Определите объём кислорода (в литрах), необходимый для каталитического горения 11,2 л аммиака. Ответ запишите с точностью до целых без указания единиц измерения.

Ответ: 14

4. Навеску нитрида магния массой 10 г растворили в 169,5 мл 18,25%-ного раствора соляной кислоты (плотность 1,18 г/см³). Определите массовую долю кислоты в полученном растворе (в процентах). Ответ запишите с точностью до сотых без указания единиц измерения. Ответ: 3,48

5. Рассчитайте объём 30%-ного раствора серной кислоты, необходимой для растворения твёрдого остатка, полученного при разложении смеси 2,1 г карбоната магния и 18,9 г нитрата цинка. Плотность раствора серной кислоты 1,3 г/см³. Ответ запишите с точностью до десятых без указания единиц измерения. Ответ: 31,4

5. Методический блок

5.1. Методика преподавания

- 5.1.1. Методические рекомендации для студентов по подготовке к семинарским, практическим или лабораторным занятиям, по организации самостоятельной работы студентов при изучении конкретной дисциплины.

Обучение складывается из контактной работы, включающей лекционный курс и лабораторные занятия, и самостоятельной работы. Основное учебное время выделяется на практическую работу.

При изучении дисциплины «Общая и неорганическая химия» необходимо использовать литературные и электронные ресурсы, освоить практические умения осуществлять химический эксперимент.

В ходе **лекционных занятий** необходимо вести конспектирование учебного материала. Обращать внимание на категории, формулировки, раскрывающие содержание тех или иных химических явлений и процессов, научные выводы и практические рекомендации. Желательно оставить в рабочих конспектах поля, на которых делать пометки из рекомендованной литературы, дополняющие материал прослушанной лекции, а также подчеркивающие особую важность тех или иных теоретических положений. Задавать преподавателю уточняющие вопросы с целью понимания теоретических положений, разрешения спорных ситуаций. В ходе подготовки к практикуму или домашнего задания изучить основную литературу, ознакомиться с дополнительной литературой, новыми публикациями в периодических изданиях: журналах, газетах и т.д. При этом учесть

рекомендации преподавателя и требования учебной программы по дисциплине. Дорабатывать свой конспект лекции, делая в нем соответствующие записи из литературы, рекомендованной преподавателем и предусмотренной учебной программой.

Рекомендации по работе во время **лабораторных занятий** и по подготовке к ним: В процессе проведения лабораторных работ, студенты овладевают техникой проведения опытов, глубже и полнее вникают в суть химических процессов, знакомятся со свойствами важнейших веществ и их способом получения. Весь процесс выполнения лабораторных работ включает в себя теоретическую подготовку (ознакомление и конспектирование работы в рабочем журнале, тщательно продумать теоретические вопросы, прочитать и усвоить лекционные записи, порешать задания для самостоятельной работы, используя при необходимости справочники и задачки), сборку приборов, проведение опыта и измерений, наблюдений, написание уравнений химических реакций, числовую обработку результатов лабораторного эксперимента и сдачу (защиту) выполненной работы. В ходе работы необходимо строго соблюдать правила по технике безопасности; внимательно наблюдать за всеми изменениями; все измерения производить с максимальной точностью; для вычислений использовать микрокалькулятор. Все наблюдения необходимо тщательно записывать.

Своевременное и качественное выполнение **самостоятельной работы** базируется на соблюдении настоящих рекомендаций и изучении рекомендованной литературы. Студент может дополнить список использованной литературы современными источниками, не представленными в списке рекомендованной литературы, и в дальнейшем использовать собственные подготовленные учебные материалы при написании курсовых и дипломных работ. В учебном процессе вуза выделяют два вида самостоятельной работы: аудиторная, т.е. самостоятельная работа по дисциплине выполняется на учебных занятиях под непосредственным руководством преподавателя и по его заданию; внеаудиторная, т.е. самостоятельная работа выполняется студентом по заданию преподавателя, но без его непосредственного участия. Основными видами самостоятельной работы студентов с участием преподавателей являются: - конспектирование лекций; - выполнение и разбор заданий (в часы лабораторных/практических занятий); - выполнение и защита лабораторных работ (во время проведения лабораторных/практических работ); - выполнение курсовых работ в рамках дисциплин (руководство, консультирование и защита курсовых работ (в часы, предусмотренные учебным планом); - обобщение опыта в процессе прохождения и оформления результатов практик; - индивидуальные и групповые консультации.

Подготовка к зачетно-экзаменационной сессии является также самостоятельной работой студента. Основное в подготовке к сессии - повторение всего учебного материала дисциплины, по которому необходимо сдавать зачет. Кто хорошо усвоил учебный материал в течение семестра, тот успешно сдаст сессию. Не следует перебивать студента, ставить дополнительные или уточняющие вопросы, пока он не закончит своего изложения. Во время сдачи зачета с оценкой студент не имеет права пользоваться учебником, учебным пособием, конспектом, каким-либо источником. Однако в необходимых случаях преподаватель может предложить дополнительный вопрос. Дополнительные вопросы должны быть поставлены четко и ясно. При выставлении оценок экзаменатор принимает во внимание не столько знание материала, часто являющееся результатом механического запоминания прочитанного, сколько умение ориентироваться в нем, логически рассуждать, а равно применять полученные знания к практическим вопросам. Важно также учесть форму изложения. Если студент плохо работал в семестре, пропускал лекции, слушал их невнимательно, не конспектировал, не изучал рекомендованную литературу, то в процессе подготовки к сессии ему придется не повторять уже знакомое, а заново в короткий срок изучать весь учебный материал.