

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ПЕРМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ АКАДЕМИКА Е.А. ВАГНЕРА»
МИНИСТЕРСТВА ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

УТВЕРЖДАЮ

Директор медико-фармацевтического
училища

 Л.Ф. Михалева

« 02 » сентября 2024 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

ОП.06 Общая и неорганическая химия

Направление подготовки (специальность)

33.02.01 «Фармация»

Форма обучения очная


Срок освоения дисциплины 1 курс

Срок освоения ООП 1 год 10 месяцев

Медико-фармацевтическое училище

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ПЕРМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ АКАДЕМИКА Е.А. ВАГНЕРА»
МИНИСТЕРСТВА ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

УТВЕРЖДАЮ
Директор медико-фармацевтического
училища


Л.Ф. Михалева
« 02 » сентября 2024 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

ОП.06 Общая и неорганическая химия

Направление подготовки (специальность)

33.02.01 «Фармация»

Форма обучения очная

Срок освоения дисциплины 1 курс, 1 семестр

Срок освоения ООП 1 года 10 месяцев

Медико-фармацевтическое училище

Рабочая программа учебной дисциплины разработана на основе:
ФГОС СПО по направлению подготовки (специальности)

33.02.01 Фармация

утвержденного Министерством просвещения РФ

«13» июля 2021 г.

Рабочая программа учебной дисциплины одобрена на заседании
методического совета Медико-фармацевтического училища,
от «02» сентября 2024 г. Протокол № 7

Председатель методического совета _____ /Л.Ф.Михалева

Разработчики рабочей программы:

Преподаватель _____ /В.А.Михалев

СОДЕРЖАНИЕ

- 1. ПАСПОРТ ПРОГРАММЫ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**
- 2. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**
- 3. УСЛОВИЯ РЕАЛИЗАЦИИ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**
- 4. КОНТРОЛЬ И ОЦЕНКА РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**

1. ПАСПОРТ ПРОГРАММЫ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ «ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

1.1. Область применения программы:

Программа учебной дисциплины является частью программы подготовки специалистов среднего звена в соответствии с ФГОС по специальности 33.02.01 Фармация.

1.2. Место дисциплины в структуре основной образовательной программы

Учебная дисциплина «Общая и неорганическая химия» является обязательной частью общепрофессионального цикла.

Особое значение дисциплина имеет при формировании и развитии ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07.

1.3. Цель и планируемые результаты освоения дисциплины

В рамках программы учебной дисциплины обучающимися осваиваются умения и знания

Код ПК, ОК ¹	Умения	Знания
ПК 2.5, ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07	<ul style="list-style-type: none">- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;- составлять уравнения реакций: окислительно-восстановительные, реакции ионного обмена;- проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;- проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;- использовать лабораторную посуду и оборудование;- применять правила охраны труда, техники безопасности и противопожарной безопасности	<ul style="list-style-type: none">- основные понятия и законы химии;- периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам;- общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе;- формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов;- типы и свойства химических связей (ковалентная, ионная, водородная);- характерные химические свойства неорганических веществ различных классов;- окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;- диссоциация электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты;- гидролиз солей;- реакции идентификации неорганических соединений, в том числе, используемых в качестве лекарственных средств

2. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

2.1. Объем учебной дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Объем часов
Объем образовательной программы учебной дисциплины	112
в т.ч. в форме практической подготовки	48
в том числе:	
теоретическое обучение	58
практические занятия	48
<i>Самостоятельная работа²</i>	-
Промежуточная аттестация	6

2.2. Тематический план и содержание учебной дисциплины

Наименование разделов и тем	Содержание учебного материала и формы организации деятельности обучающихся	Объем в часах	Коды компетенций и личностных результатов ³ , формированию которых способствует элемент программы
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>
Раздел 1. Теоретические основы химии		42	
Тема 1.1. Введение	Содержание учебного материала Основные понятия и законы химии. Задачи и значение общей и неорганической химии в подготовке будущего фармацевта.	2 2	ОК 01, ОК 02, ОК 07
Тема 1.2. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Теория строения вещества	Содержание учебного материала. Современное представление о строении атома. Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева в свете теории строения вещества. Химическая связь: полярная и неполярная ковалентные связи, ионная, водородная.	4 4	
Тема 1.3. Классы неорганических веществ	Содержание учебного материала Классификация неорганических веществ. Номенклатура. Химические свойства основных, кислотных, амфотерных оксидов и гидроксидов, солей. Генетическая связь между классами неорганических веществ	6 4	ОК 02, ОК 07

	В том числе практических занятий	2	
	Практическое занятие №1. Классы неорганических соединений.	2	
Тема 1.4. Комплексные соединения	Содержание учебного материала	4	ПК 2.5, ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07
	Строение, номенклатура, классификация, получение комплексных соединений. Виды химической связи в комплексных соединениях.	2	
	В том числе практических занятий	2	
	Практическое занятие № 2. Комплексные соединения.	2	
Тема 1.5. Растворы	Содержание учебного материала	8	ПК 2.5, ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07
	Понятие о дисперсных системах: коллоидные и истинные растворы. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента.	4	
	В том числе практических занятий	4	
	Практическое занятие № 3. Растворы.	2	
	Практическое занятие № 4. Растворы.	2	
Тема 1.6. Теория электролитической диссоциации	Содержание учебного материала	10	ПК 2.5, ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07
	Основные положения теории электролитической диссоциации. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, солей. Сильные и слабые электролиты. Химические реакции между электролитами. Условия необратимости реакций обмена. Молекулярные, полные и краткие ионные уравнения. Диссоциация воды. Понятие о pH растворов. Изменение окраски индикаторов в различных средах. Гидролиз солей. Типы гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза.	6	
	В том числе практических занятий	4	
	Практическое занятие № 5. Теория электролитической диссоциации.	2	
	Практическое занятие № 6. Теория электролитической диссоциации.	2	
Тема 1.7. Химические реакции	Содержание учебного материала	8	ПК 2.5, ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07
	Окислительно-восстановительные реакции. Окислители. Восстановители. Вещества с двойственной природой. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Расстановка коэффициентов электронно-	4	

	ионным методом (методом полуреакций).		
	В том числе практических занятий	4	
	Практическое занятие № 7. Химические реакции.	2	
	Практическое занятие № 8. Химические реакции.	2	
Раздел 2. Химия элементов и их соединений.		64	
Тема 2.1. Галогены	Содержание учебного материала	8	ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07
	Общая характеристика элементов VII группы главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Важнейшие соединения хлора: хлороводородная кислота, хлориды, кислородные соединения хлора и их свойства. Качественные реакции на хлорид, бромид и иодид-ионы. Применение соединений хлора, брома, иода в медицине. Техника безопасности при работе с хлороводородной кислотой и галогенами.	4	
	В том числе практических занятий	4	
	Практическое занятие № 9. Галогены.	4	
Тема 2.2. Халькогены	Содержание учебного материала	6	ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07
	Общая характеристика элементов VI группы главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Важнейшие соединения кислорода: пероксиды, оксиды. Важнейшие соединения серы: сульфиды, сульфиты, сульфаты. Тиосерная кислота. Тиосульфат натрия. Применение кислорода, серы и их соединений в фармации. Качественные реакции на сульфиды, сульфиты, сульфаты, тиосульфаты.	4	
	В том числе практических занятий	2	
	Практическое занятие № 10. Халькогены.	2	
Тема 2.3. Главная подгруппа V группы	Содержание учебного материала	8	ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07
	Общая характеристика элементов V группы главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Важнейшие соединения азота и их химические свойства: аммиак, нитриты, азотная кислота, нитраты. Фосфор. Фосфористая кислота и ее соли. Фосфорная кислота и ее соли. Применение в фармации соединений азота и фосфора. Качественные реакции	4	

	на катион аммония, анионы – нитрит, нитрат и фосфат.		
	В том числе практических занятий	4	
	Практическое занятие № 11. Главная подгруппа V группы.	4	
Тема 2.4.	Содержание учебного материала	8	ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07
Главная подгруппа IV группы	Общая характеристика элементов IV группы главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Оксиды углерода, свойства. Сравнительная характеристика карбонатов и гидрокарбонатов. Применение в медицине углерода и его соединений. Качественные реакции на карбонат- и гидрокарбонат-анионы.	4	
	В том числе практических занятий	4	
	Практическое занятие № 12. Главная подгруппа IV группы.	4	
Тема 2.5.	Содержание учебного материала	6	ПК 2.5, ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07
Главная подгруппа III группы	Общая характеристика элементов III группы главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Важнейшие соединения бора: оксид бора, борная кислота, тетраборат натрия. Амфотерный характер оксида алюминия и гидроксида алюминия. Применение соединений бора и алюминия в фармации. Качественные реакции на борат-, тетраборат-анионы и катион алюминия.	4	
	В том числе практических занятий	2	
	Практическое занятие № 13. Главная подгруппа III группы.	2	
Тема 2.6.	Содержание учебного материала	8	ОК 01, ОК 02. ОК 04, ОК 07
Главная подгруппа II и I групп	Общая характеристика элементов II и I групп главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева, их восстановительная способность. Основные свойства оксидов, гидроксидов. Качественные реакции на катионы кальция и магния, бария, натрия, калия. Применение в фармации соединений магния, кальция, бария, натрия, калия.	4	
	В том числе практических занятий	4	
	Практическое занятие № 14. Главная подгруппа II и I групп.	4	
Тема 2.7.	Содержание учебного материала	6	ПК 2.5,

Побочная подгруппа I и II групп	Особенности элементов побочной подгруппы I и II групп периодической системы Д.И. Менделеева. Соединения меди и серебра, цинка. Оксиды и гидроксиды. Комплексные соединения. Качественные реакции на катионы меди и серебра, цинка. Применение в фармации соединений меди, серебра, цинка.	2	ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07
	В том числе практических занятий	4	
	Практическое занятие № 15. Главная подгруппа II и I групп. Побочная подгруппа I и II групп.	4	
Тема 2.8. Побочная подгруппа VI и VII групп.	Содержание учебного материала	6	ПК 2.5, ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07
	Особенности элементов VI и VII групп побочной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Соединения хрома и марганца. Оксиды, гидроксиды. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома (VI) и марганца (VII). Применение соединений хрома и марганца в фармации.	2	
	В том числе практических занятий	4	
	Практическое занятие № 16. Побочная подгруппа VI группы. Побочная подгруппа VII группы	4	
Тема 2.9. Побочная подгруппа VIII группы.	Содержание учебного материала	8	ПК 2.5, ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07
	Общая характеристика элементов VIII группы побочной подгруппы Периодической системы Д.И. Менделеева. Соединения железа. Оксиды. Гидроксиды. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений железа. Качественные реакции на катионы железа (II, III). Применение соединений железа в фармации.	4	
	В том числе практических занятий	4	
	Практическое занятие № 17. Побочная подгруппа VIII группы.	4	
Промежуточная аттестация		6	
Всего		112	

3. УСЛОВИЯ РЕАЛИЗАЦИИ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

3.1. Для реализации программы учебной дисциплины должны быть предусмотрены следующие специальные помещения:

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 с лицензионным программным обеспечением, мультимедийная установка.

3.2. Информационное обеспечение реализации программы

Для реализации программы библиотечный фонд образовательной организации должен иметь печатные и/или электронные образовательные и информационные ресурсы для использования в образовательном процессе. При формировании библиотечного фонда образовательной организацией выбирается не менее одного издания из перечисленных ниже печатных изданий и (или) электронных изданий в качестве основного, при этом список может быть дополнен новыми изданиями.

3.2.1. Основные печатные издания

1. Бабков, А.В. Общая неорганическая химия / А.В. Бабков. – Москва: ГЭОТАР-Медиа, 2020. – 384с.
2. Общая и неорганическая химия для фармацевтов: учебник и практикум для среднего профессионального образования / В. В. Негребецкий [и др.]; под общей редакцией В. В. Негребецкого, И. Ю. Белавина, В. П. Сергеевой. — Москва: Издательство Юрайт, 2021. — 357 с.

3.2.2. Основные электронные издания

1. Апарнев, А.И. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум: учебное пособие для среднего профессионального образования / А.И. Апарнев, А.А. Казакова, Л.В. Шевницына. – 2-е изд., испр. и доп. – Москва: Издательство Юрайт, 2020. – 159 с. – (Профессиональное образование). – ISBN 978-5-534-04610-6. – Режим доступа: www.ura.it.ru/book/obschaya-i-neorganicheskaya-himiya-laboratornyy-praktikum-438421
2. Никитина, Н.Г. Общая и неорганическая химия в 2 ч. Часть 2. Химия элементов: учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н.Г. Никитина, В.И. Гребенькова. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва: Издательство Юрайт, 2020. – 322 с. –

(Профессиональное образование). – ISBN 978-5-534-03677-0. – Режим доступа: www.urait.ru/book/obschaya-i-neorganicheskaya-himiya-v-2-ch-chast-2-himiya-elementov-438696

3. Никитина, Н.Г. Общая и неорганическая химия. В 2 ч. Часть 1. Теоретические основы: учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н.Г. Никитина, В.И. Гребенькова. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва: Издательство Юрайт, 2020. – 211 с. – (Профессиональное образование). – ISBN 978-5-534-03676-3. – Режим доступа: www.urait.ru/book/obschaya-i-neorganicheskaya-himiya-v-2-ch-chast-1-teoreticheskie-osnovy-438695

4. Общая и неорганическая химия для фармацевтов: учебник и практикум для среднего профессионального образования / В. В. Негребецкий [и др.]; под общей редакцией В. В. Негребецкого, И. Ю. Белавина, В. П. Сергеевой. — Москва: Издательство Юрайт, 2021. — 357 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-02877-5. — Текст: электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://www.urait.ru/bcode/469547>

5. Суворов, А.В. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 1: учебник для среднего профессионального образования / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. – 6-е изд., испр. и доп. – Москва: Издательство Юрайт, 2020. – 343 с. – (Профессиональное образование). – ISBN 978-5-534-08659-1. – Режим доступа: www.urait.ru/book/obschaya-i-neorganicheskaya-himiya-v-2-t-tom-1-430968

6. Суворов, А.В. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 2: учебник для среднего профессионального образования / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. – 6-е изд., испр. и доп. – Москва: Издательство Юрайт, 2020. – 378 с. – (Профессиональное образование). – ISBN 978-5-534-02182-0. – Режим доступа: www.urait.ru/book/obschaya-i-neorganicheskaya-himiya-v-2-t-tom-2-437404

7. Кириллов, В. В. Основы неорганической химии: учебник / В. В. Кириллов. — Санкт-Петербург: Лань, 2020. — 352 с. — ISBN 978-5-8114-5783-0. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/147097>

8. Александрова, Э. А. Неорганическая химия. Теоретические основы и лабораторный практикум: учебник для СПО / Э. А. Александрова. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург: Лань, 2021. — 396 с. — ISBN 978-5-8114-8214-6. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/173131>

9. Капустина, А. А. Общая и неорганическая химия. Практикум: учебное пособие для СПО / А. А. Капустина, И. Г. Хальченко, В. В. Либанов. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург: Лань, 2021. — 152 с. — ISBN 978-5-8114-8887-2. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/183309>

3.2.3. Дополнительные источники

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. – Москва: Лань, 2018. – 752 с.

2. Глинка, Н.Л. Общая химия в 2 т. Том 1: учебник для СПО / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – Москва: Юрайт, 2020. – 353 с.

3. Глинка, Н.Л. Общая химия в 2 т. Том 2: учебник для СПО / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – Москва: Юрайт, 2020. – 383 с.

4. КОНТРОЛЬ И ОЦЕНКА РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Результаты обучения ⁴	Критерии оценки	Методы оценки
<p><i>Знания:</i></p> <p>основные понятия и законы химии; периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам; общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе; формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов; типы и свойства химических связей (ковалентная, ионная, водородная); характерные химические свойства неорганических веществ различных классов; окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена; диссоциация электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты; гидролиз солей; реакции идентификации неорганических соединений, в том числе, используемых в качестве лекарственных средств</p>	<ul style="list-style-type: none"> - объясняет основные понятия и теории химии; - излагает физический смысл порядкового номера, номера группы и периода, объясняет причины периодического изменения свойств химических элементов; - дает общую характеристику химических элементов по его положению в периодической системе; - объясняет единую природу химических связей; - анализирует свойства неорганических веществ на основе знаний о химическом составе; - выражает сущность ОВР, использует метод ионно-электронных полуреакций; - использует понятие сильный, слабый электролит при составлении реакции ионного обмена; - прогнозирует характер среды раствора солей по их формуле; - использует качественные реакции для идентификации неорганических соединений 	<p>Текущий контроль по каждой теме:</p> <ul style="list-style-type: none"> - устный опрос; - письменный опрос; - решение ситуационных задач. <p>Промежуточная аттестация проводится в форме экзамена. Экзамен включает в себя контроль усвоения теоретического материала; контроль усвоения практических умений.</p>
<p><i>Умения:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> - применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности; - составлять уравнения реакций: окислительно-восстановительные, реакции ионного обмена; 	<ul style="list-style-type: none"> - составляет уравнения реакций; - проводит расчеты по формулам и уравнениям реакций; - работает с реактивами, 	<ul style="list-style-type: none"> - экспертное наблюдение за ходом выполнения практической работы; - оценка

<ul style="list-style-type: none"> - проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции; - проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений; - использовать лабораторную посуду и оборудование; - применять правила охраны труда, техники безопасности и противопожарной безопасности 	<p>соблюдая правила техники безопасности, проводит качественные реакции на неорганические вещества;</p> <ul style="list-style-type: none"> - решает типовые задачи на вычисление концентрации вещества; - обоснованно, четко и полно дает ответы на вопросы; - соблюдает правила охраны труда, техники безопасности и противопожарной безопасности, применяет СИЗ 	<p>результатов выполнения и оформления практической работы</p>
--	--	--

5. ИЗМЕНЕНИЯ И ДОПОЛНЕНИЯ В РАБОЧУЮ ПРОГРАММУ ДИСЦИПЛИНЫ

№ п/п	Наименование темы	Изменения и дополнения вопросов	Сущность изменений и дополнений: сокращение, увеличение часов, изменение методики	Изменения и дополнения в материальном и методическом обеспечении, контроле знаний	Утверждение на заседании методического совета Медико-фармацевтического училища: № протокола, дата, подпись и ФИО председателя методического совета
1	2	3	4	5	6
1					

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ПЕРМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ АКАДЕМИКА Е.А. ВАГНЕРА»
МИНИСТЕРСТВА ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

КОНТРОЛЬНО-ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА

ОП.06 Общая и неорганическая химия

33.02.01 «Фармация»

Фармацевт

СОГЛАСОВАН
на заседании МС медико-
фармацевтического училища
«02» сентября 2024 г., протокол № 7
Председатель МС  Михалева Л.Ф.

Пермь 20__

**Паспорт
контрольно-оценочных средств
по дисциплине ОП 06 Общая и неорганическая химия**

Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
Раздел 1. Теоретические основы химии		
Тема 1.1. . Введение. Предмет и задачи химии	ОК 01, ОК 02, ОК 07	Фронтальный опрос. Индивидуальный устный (письменный) опрос. Тестовые задания
Тема 1.2. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Теория строения веществ	ОК 02, ОК 07	Тестовые задания Решение упражнений, написание химических реакций. Решение задач. Индивидуальный устный (письменный) опрос
Тема 1.3. Классы неорганических веществ	ОК 02, ОК 07	Тестовые задания Решение упражнений, написание химических реакций. Решение задач. Индивидуальный устный (письменный) опрос.
Тема 1.4. Комплексные соединения	ПК 2.5, ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07,	Индивидуальный устный (письменный) опрос. Химический диктант. Фронтальный опрос. Тестирование. Решение задач.
Тема 1.5. Растворы	ПК 2.5, ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07,	Написание химических реакций. Решение задач. Индивидуальный устный (письменный) опрос. Химический диктант.
Тема 1.6. Теория электролитической диссоциации	ПК 2.5, ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07,	Решение упражнений, написание химических реакций. Решение задач. Индивидуальный устный (письменный) опрос. Химический диктант.

Тема 1.7. Химические реакции	ПК 2.5, ОК 01, ОК 02, ОК 04, ОК 07,	Индивидуальный устный (письменный) опрос. Химический диктант. Решение упражнений, написание химических реакций. Решение задач. Тестирование.
Раздел 2. Химия элементов их соединений		
Тема 2.1. р-элементы. Галогены	ОК 01-ОК 02, , ОК04-ОК 06	Индивидуальный устный опрос. Химический диктант
Тема 2.2. Халькогены	ОК 01-ОК 02, , ОК04-ОК 06	Химический диктант. Решение упражнений. Тестовые задания
Тема 2.3. Главная подгруппа V группы	ОК 01-ОК 02, , ОК04-ОК 06	Химический диктант. написание химических реакций. Решение задач.
Тема 2.4. Главная подгруппа IV группы	ОК 01-ОК 02	Тестовые задания, Химический диктант. написание химических реакций. Решение задач
Тема 2.5. Главная подгруппа III группы	ОК 01-ОК 02	Тестовые задания, Химический диктант. написание химических реакций. Решение задач
Тема 2.6. Главная подгруппа II- I группы	ОК 01-ОК 02	Тестовые задания, Химический диктант. написание химических реакций. Решение задач
Тема 2.7. Побочная подгруппа I и II групп	ОК 01, ОК 02, ОК04-ОК 07	Химический диктант. написание химических реакций. Решение задач Тестовые задания
Тема 2.8. Побочная подгруппа VI и VII групп.	ОК 01-ОК 07	Химический диктант. написание химических реакций. Решение задач Тестовые задания

ПРИМЕРНЫЙ КОМПЛЕКТ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ ДЛЯ ВХОДНОГО КОНТРОЛЯ Вариант 1.

1. К кислотам относится каждое из веществ, указанных в ряду

1) H₂S, HNO₃, HBr 3) HCl, H₂SO₄, KCl

2) HI, H₃PO₄, NH₃ 4) HCl O₄, CH₄, H₂S

2. В порядке усиления неметаллических свойств химические элементы расположены в ряду

1) P → S → Cl 3) O → S → Se

2) N → P → As 4) S → P → Si

- 3.** Химический элемент, состав высшего оксида которого R_2O_7 , имеет распределение электронов по слоям:
 1) 2, 8, 5 3) 2, 8, 6
 2) 2, 8, 7 4) 2, 8, 8
- 4.** В соединении с водородом степень окисления -2 всегда имеет каждый из двух химических элементов:
 1) O, S 3) O, C
 2) S, N 4) S, Cl
- 5.** Реакция горения аммиака, уравнение которой $4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$, является реакцией
 1) без изменения степеней окисления, каталитической, экзотермической
 2) с изменением степеней окисления, некаталитической, эндотермической
 3) с изменением степеней окисления, некаталитической, экзотермической
 4) без изменения степеней окисления, некаталитической, экзотермической
- 6.** Ионы водорода и кислотного остатка при электролитической диссоциации образуют
 1) NaH_2PO_4 и Na_3PO_4 3) HNO_3 и NH_3
 2) H_2SO_4 и HBr 4) H_2SiO_3 и HCl
- 7.** В соответствии с сокращенным ионным уравнением $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2$ взаимодействуют
 1) $CuSO_4$ и $Fe(OH)_2$ 3) Cu_2SO_3 и $NaOH$
 2) $CuCl_2$ и $Ca(OH)_2$ 4) KOH и Cu_2S
- 8.** Оксид магния реагирует с
 1) CuO 3) HNO_3
 2) $Ca(OH)_2$ 4) KOH
- 9.** Основание и соль образуются при взаимодействии
 1) $Ba(OH)_2$ и KNO_3 3) $Cu(OH)_2$ и $ZnCl_2$
 2) $NaOH$ и $Fe_2(SO_4)_3$ 4) KOH и H_2SO_4
- 10.** С каждым из веществ, формулы которых $BaCl_2$, $Cu(OH)_2$, Fe , будет взаимодействовать
 1) сульфат цинка 3) гидроксид натрия
 2) нитрат магния 4) серная кислота
- 11.** С гидроксидом натрия, хлороводородной кислотой и хлоридом бария может реагировать
 1) $(NH_4)_2CO_3$ 3) $Mg(NO_3)_2$
 2) $CuSO_4$ 4) $AgCl$
- 12.** В периоде неметаллические свойства химических элементов с увеличением атомного номера усиливаются, потому что
 1) не изменяется число электронных слоев в атоме
 2) изменяется валентность элементов в водородных соединениях
 3) уменьшается число электронов внешнего электронного слоя
 4) увеличивается число электронов внешнего электронного слоя

Вариант 2.

- 1.** Вещества, формулы которых Na_2CO_3 , $Ca(HCO_3)_2$, K_2SiO_3 , относят к
 1) кислотам 3) основаниям
 2) солям 4) основным оксидам
- 2.** В ряду элементов кремний \rightarrow фосфор \rightarrow сера \rightarrow хлор
 1) увеличивается число электронных слоев в атомах
 2) увеличивается степень окисления элементов в их высших оксидах
 3) уменьшается число протонов в ядрах атомов
 4) уменьшается общее число электронов в атомах

- 3.** Химический элемент, в атомах которого распределение электронов по слоям 2, 8, 7, образует высший оксид состава
 1) C12O7 3) C12O5
 2) N2O5 4) Li2O
- 4.** В фосфате калия степень окисления фосфора равна
 1) +5 3) -3
 2) +3 4) -5
- 5.** Химическая реакция, уравнение которой $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$, является реакцией
 1) соединения, обратимой, некаталитической, эндотермической
 2) окислительно-восстановительной, обратимой, каталитической, экзотермической
 3) окисления, необратимой, каталитической, эндотермической
 4) восстановления, необратимой, некаталитической, экзотермической
- 6.** Диссоциации сульфата калия соответствует правая часть уравнения
 1) $\text{K}^+ + \text{HSO}_4^-$
 - 3) $2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
 2) $\text{K}^+ + \text{HSO}_4^-$
 2- 4) $2\text{K}^+ + \text{SO}_3^{2-}$
 2-
- 7.** Сущность реакции обмена между растворами нитрата серебра и соляной кислотой можно выразить сокращенным ионным уравнением
 1) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$ 3) $\text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{HCl}$
 2) $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- = \text{AgNO}_3$ 4) $\text{H}^+ + \text{NO}_3^- = \text{HNO}_3$
 - = HNO_3
- 8.** Оксид калия будет взаимодействовать с каждым из веществ, указанных в ряду
 1) HNO_3 , NaCl , H_2O 3) SO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HCl
 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2S , Ag_2O 4) P_2O_5 , H_2O , H_2SO_4
- 9.** Необратимая химическая реакция возможна между
 1) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и CuSO_4 3) NaOH и Cu_2SO_4
 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и CuCl_2 4) KOH и Cu_2S
- 10.** С каждым из веществ, формулы которых AgNO_3 , KOH , H_2SO_4 (конц.), Zn , будет реагировать
 1) соляная кислота 3) сульфат натрия
 2) хлорид меди (II) 4) карбонат кальция
- 11.** Реакции замещения соответствует уравнение
 1) $2\text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$
 2) $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{CH}_4 + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}_2 + 2\text{HCl}$
 4) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$
- 12.** Оксид углерода (IV) можно получить при взаимодействии
 1) карбоната кальция и азотной кислоты
 2) карбоната натрия и гидроксида бария
 3) углерода и воды
 4) гидроксида кальция и угольной кислоты

ПРИМЕРНЫЙ КОМПЛЕКТ ЗАДАНИЙ В ТЕСТОВОЙ ФОРМЕ

Общие положения неорганической химии

1. Какая из кислот является одноосновной?

- а) хромовая б) сернистая в) марганцевая г) кремниевая

2. Какая из приведенных ниже кислот не соответствует оксиду фосфора (V)?
 а) H_3PO_3 б) HPO_3 в) H_3PO_4 г) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
3. Амфотерные свойства проявляет высший оксид элемента:
 а) хлора б) кальция в) углерода г) цинка
4. Оксид серы (IV) тяжелее кислорода:
 а) в 22 раза б) в 20 раз в) в 2 раза г) в 33 раза
5. В каком из указанных случаев образуется соль:
 а) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{SO}_3$ б) $\text{CO}_2 + \text{C}$ в) $\text{CaO} + \text{K}_2\text{O}$ г) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NH}_3$
6. Молярная масса серной кислоты равна:
 а) 97 г/моль б) 25 г/моль в) 50 г/моль г) 98 г/моль
7. Основной солью является:
 а) гидроксид висмута (III) в) дигидрофосфат кальция
 б) дигидроксохлорид висмута (III) г) гидрокарбонат натрия
8. В результате, каких реакций получают сульфат бария:
 а) $\text{Ba} + \text{S}$ б) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$ в) $\text{BaO} + \text{SO}_2$ г) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
9. Какие из элементов образуют основные оксиды:
 а) В, Si б) S, N в) Ba, Na г) C, P
10. Соли кремниевой кислоты называют:
 а) нитраты б) силикаты в) карбонаты г) ацетаты
11. Какие из указанных гидроксидов могут образовывать основные соли:
 а) NaOH б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в) LiOH г) NH_4OH
12. Формула дихромата калия:
 а) CaCrO_4 б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в) CaCl_2 г) KCl
13. К реакциям замещения относят реакцию:
 а) $\text{HgO} \rightarrow 2\text{Hg} + \text{O}_2$ в) $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 б) $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$ г) $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
14. Какой объем займет 0,1 моль CO_2 при нормальных условиях?
 а) 4,4 л б) 2,24 л в) 2,24 мл г) 44 л
15. Сколько молекул содержится в 14 г N_2 ?
 а) $3,01 \cdot 10^{23}$ б) $6,02 \cdot 10^{23}$ в) $11,2 \cdot 10^{23}$ г) $22,4 \cdot 10^{23}$
16. Объем оксида серы (IV), выделившегося при взаимодействии 0,5 моль сульфита натрия с избытком соляной кислоты равен:
 а) 22,4 л б) 2,24 л в) 11,2 л г) 1,12 л
17. Масса молекулы воды равна:
 а) $3 \cdot 10^{-23}$ г б) $3 \cdot 10^{23}$ г в) $1,1 \cdot 10^{-25}$ г г) $1,1 \cdot 10^{23}$ г
18. Массовая доля серы в оксиде серы (IV) равна:
 а) 50%; б) 25%; в) 10%; г) 15%
19. Сколько г железа содержится в 50 г сульфата железа (II):
 а) 56 г б) 36,8 г в) 18,4 г г) 152 г
20. В оксиде одновалентного металла массовая доля кислорода 53,3%. Формула этого оксида: а) Li_2O б) Na_2O в) Ag_2O г) CaO

Общая и неорганическая химия

Вариант 1

1. К простым соединениям относят ...
 а. воду
 б. воздух
 в. песок
 г. кислород
2. Масса $4,214 \cdot 10^{23}$ молекул столовой соды равна ...
 а. 74,2 гр.
 б. 76,6 гр.

в. 78,2 гр.

г. 78,8 гр.

3. Постоянную валентность имеют все элементы ряда:

а. Li, S, V, Cu

б. Be, Ba, Rb, F

в. Ca, Sr, Cl, Mg

г. K, Mn, Zn, A

4. В реакции $MgO + H_2SO_4 \rightleftharpoons MgSO_4 + H_2O + \square Q$ химическое равновесие сместиться вправо

при а) понижении давления, б) повышении давления, в) повышении температуры, г) понижении температуры.

а. а, в

б. б, г

в. б

г. г

5. При растворении кусочка калия массой 23,4 гр. в 26,6 гр. воды массовая доля растворенного вещества составит ...

а. 62%

б. 64%

в. 66%

г. 68%

6. Формула средней соли ...

а. $MgOHCO_3$

б. $Ca(H_2PO_4)_2$

в. $NaHSiO_3$

г. $(NH_4)_2SO_4$

7. К слабым кислотам относят ...

а. сернистую

б. хлорную

в. фосфорную

г. угольную

8. С гашёной известью при н.у. реагирует ...

а. O_2

б. H_2O

в. HF

г. NO_2

9. Степень окисления кислотообразующего элемента в хлористой кислоте равна ...

а. -3

б. -5

в. +3

г. +5

10. Сумма коэффициентов реакции $S + HNO_3 \rightleftharpoons H_2SO_4 + NO \rightleftharpoons$ равна ...

а. 4

б. 5

в. 6

г. 7

11. Осадок выпадает при взаимодействии ...

а. нитрата магния и сульфата цинка

б. едкого кали и фосфорной кислоты

в. нитрита кальция и едкого натра

г. бромида меди (II) и хлорида алюминия

12. К 140 гр. 8,6%-ного раствора нитрата натрия добавили 40 гр. воды. Массовая доля соли в

полученном растворе ...

- а. 6,3%
- б. 6,5%
- в. 6,7%
- г. 6,9%

13. Степень окисления кислотообразующего элемента борной кислоты равна ...

- а. -1
- б. -3
- в. +1
- г. +3

14. Какой объём газа выделится при растворении 16,25 гр. цинкового порошка в избытке фосфорной кислоты?

- а. 3,36 л.
- б. 4,48 л.
- в. 5,6 л.
- г. 6,72 л.

29

15. Создавать аллотропные соединения НЕ способны атомы ...

- а. азота
- б. серы
- в. фосфора
- г. кислорода

16. К кислотным несолеобразующим оксидам относят ...

- а. Al_2O_3
- б. P_2O_5
- в. NO_2
- г. CO_2

17. В 200 мл. воды ($\rho=1$ гр./мл.) растворили хлорид натрия массой 40 гр. Массовая доля соли в растворе равна ...

- а. 15,2%
- б. 16,4%
- в. 16,7%
- г. 18,4%

18. Схема реакции нейтрализации:

- а. $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \square$
- б. $Al_2O_3 + N_2O \square$
- в. $HCl + CaO \square$
- г. $LiOH + HF \square$

19. Рассчитать содержание кальция в образце кальцита массой 200 гр. с массовой долей карбоната кальция 80%.

- а. 30%
- б. 32%
- в. 34%
- г. 36%

20. Определить общую массовую долю веществ, образовавшихся в результате взаимодействия 80 гр. 12%-ного раствора гидроксида лития и 210 гр. 14%-ного раствора серной кислоты.

- а. 7,6%
- б. 8,4%
- в. 9,8%
- г. 11%

21. Наивысшая валентность хрома ...

- а. 2
- б. 4
- в. 5
- г. 6

22. Твёрдым веществом при н.у. является ...

- а. HCl
- б. HF
- в. HBr
- г. HI

23. Сера выступает восстановителем в соединении ...

- а. K₂S
- б. _____H₂S
- в. S
- г. H₂SO₃

24. Количество электронов на предпоследнем электронном уровне атома скандия равно ...

- а. 2
- б. 5
- в. 8
- г. 9

25. С каким из перечисленных веществ НЕ реагирует оксид бария?

- а. H₂O
- б. CO₂
- в. LiOH
- г. Al₂O₃

26. При сгорании кусочка технической серы массой 10 гр. выделился газ объёмом 6,5 л.

Определить содержание серы в техническом образце, если выход реакции горения составил 96,7%.

- а. 92%
- б. 94%
- в. 96%
- г. 98%

27. Содержание натрия в алюминате натрия составляет ...

- а. 44,5%
- б. 46,2%
- в. 47,9%
- г. 48,2%

28. К амфотерным оксидам не относят ...

- а. PbO₂
- б. SnO₂
- в. Sb₂O₃
- г. FeO₂

Общая и неорганическая химия

Вариант 2

1. Выбрать схему реакции замещения:

- а. KOH + Mg
- б. ZnO + CaO
- в. HF + Hg
- г. Al + Fe₂O₃

2. К двусоставным кислотам относят ...

- а. борную
- б. хлорноватистую

в. мышьяковистую

г. кремниевую

3. При термическом разложении кусочка известняка массой 150 гр. с массовой долей карбоната кальция 80% выделился газ объёмом 25 л. Выход реакции составил ...

а. 91%

б. 92%

в. 93%

г. 94%

4. К кислым солям относится ...

а. $(\text{Al}(\text{OH})_2)_2\text{CO}_3$

б. KHSO_3

в. $(\text{MnOH})_3\text{PO}_4$

г. BaSO_4

5. К односоставным основаниям относят ...

а. бариевую воду

б. гашёную известь

в. едкий натр

г. гидроксид цинка

6. В реакции $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{Q}$ химическое равновесие сместится влево при

а. повышении давления

б. понижении давления

в. повышении концентрации O_2

г. понижении температуры

7. Массовая доля кислотообразующего элемента в глауберовой соли ...

а. 23,6%

б. 24,2%

в. 25,4%

г. 26,7%

8. С каким из перечисленных металлов реагирует железный колчедан?

а. никель

б. свинец

в. цинк

олово

9. Формула гидроксохлорита кальция ...

а. CaOHClO

б. CaOHClO_2

в. CaOHClO_3

г. CaOHClO_4

10. Количество электронов на предпоследнем электронном уровне атома кальция равно ...

а. 15

б. 16

в. 17

г. 18

11. Максимальная валентность фтора равна ...

а. 1

б. 2

в. 5

г. 7

12. К щелочным оксидам не относят ...

а. CaO

б. Li_2O

в. SrO

г. Fr_2O

13. Число, которое показывает, во сколько раз абсолютная масса атома элемента больше $1/12$ части абсолютной атомной массы атома углерода – это ...

- а. относительная атомная масса
- б. массовая доля элемента в веществе
- в. относительная молекулярная масса
- г. молярная масса вещества

14. Ряд, в котором элементы расположены по мере понижения степени электроотрицательности:

- а. бериллий, магний, кальций, скандий
- б. рубидий, калий, кальций, натрий
- в. бериллий, литий, натрий, калий
- г. калий, натрий, магний, кальций

31

15. При взрыве в вакуумном сосуде 1,2 гр. водорода и 5,6 гр. азота объём смеси ...

- а. уменьшился на 25%
- б. увеличился на 10%
- в. уменьшился на 50%
- г. не изменился

16. Плотность паров галогеноводорода по воздуху равна 4,41. Этот галогеноводород ...

- а. HF
- б. HCl
- в. HBr
- г. HI

17. С олеумом при н.у. не реагирует ...

- а. вода
- б. оксид натрия
- в. едкий калий
- г. оксид алюминия

18. Неодносоставной кислотой является ...

- а. бромоводородная
- б. сероводородная
- в. синильная
- г. йодоводородная

19. С каким из перечисленных веществ при н.у. НЕ будет реагировать порошок кальция?

- а. MgSO_4
- б. KOH
- в. H_2O
- г. N_2

20. Наибольшее содержание кислорода в ...

- а. глинозёме
- б. кремнезёме
- в. жжёной магнезии
- г. жжёной извести

21. Бескислородным кислотам относят ...

- а. мышьяковистую
- б. борную
- в. синильную
- г. хлорную

22. Плотность по водороду газовой смеси из 56 л. аргона и 28 л. азота при н.у. равна ...

- а. 16
- б. 18

- в. 19,5
г. 22
- 23.** В воде объёмом 200 мл. ($\rho=1$ гр./мл.) растворили образец соли, получив раствор с массовой долей соли 20%. К этому раствору добавили ещё 150 мл. воды. Концентрация соли в итоговом растворе составляет ...
- а. 10%
б. 12,5%
в. 15%
г. 17,5%
- 24.** Определить массовую долю соли, образовавшейся при взаимодействии 140 гр. 20%-ного раствора едкого натра и 145,5 гр. 31%-ного раствора фосфорной кислоты.
- а. 26,5%
б. 27,5%
в. 28,5%
г. 29,5%
- 25.** Жидкостью при н.у. является ...
- а. HBr
б. H₂S
в. HF
г. HCl
- 26.** Сумма коэффициентов и реакции сплавления оксидов цинка и железа (III) равна ...
- а. 3
б. 4
в. 5
г. 6
- 27.** Объёмные доли азота, фтора и хлора в газообразной смеси соответственно равны 2 : 2 : 1. Массовая доля азота в смеси равна
- а. 27,6%
б. 28,2%
в. 28,9%
г. 31,4%
- 28.** При н.у. кислоты HE реагируют с ...
- а. амфотерными основаниями и щелочами
б. щелочами и основными оксидами
в. солями и гидроксидами
г. щелочными и благородными металлами

Эталон ответов на тест «Общая и неорганическая химия»

Вариант 1

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

г а б г г г г в в в

11 12 13 14 15 16 17 18 19 20

а в г в а в в г б г

21 22 23 24 25 26 27 28

г г г г в в в г

Вариант 2

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

г г в б в б в в б г

11 12 13 14 15 16 17 18 19 20

а в а в в г в б б б

21 22 23 24 25 26 27 28

в б б в а в а г

7. КОМПЛЕКТ УПРАЖНЕНИЙ

ТЕМА 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

1. Определите фактор эквивалентности гидроксида бария, мышьяковой кислоты. Определите молярную массу эквивалента сульфата алюминия.
2. Дайте определение эквивалента вещества, фактора эквивалентности. Определите фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента угольной кислоты, сульфата железа(III).
3. Как взаимосвязаны моль, масса и молярная масса вещества? Сколько моль составляет 684г сульфата алюминия, сколько молекул содержится в этом количестве? Что показывает число Авогадро?
4. Определите эквивалент, фактор эквивалентности и рассчитайте молярную массу эквивалента гидроксида железа(II), сульфата хрома, оксида азота(V).
5. Определите количество фосфата магния, если масса его составляет 528 г, и молярную массу его эквивалента, определив фактор эквивалентности фосфата магния.

ТЕМА 2. СТРОЕНИЕ АТОМА И ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

1. Электронные формулы атомов имеют окончание: а) ...3d² 4s²; б) ...4d¹⁰ 5s¹; в) ...5s² 5p⁶. Составьте электронные формулы атомов этих элементов. Изобразите распределение электронов по квантовым ячейкам в атоме «а».
2. Напишите электронную формулу элемента, атом которого содержит на 3d – подуровне один электрон. В каком периоде, группе и подгруппе он находится и как называется?
3. Укажите значения квантовых чисел n и l для внешних электронов в атомах элементов с порядковыми номерами 11, 14, 23. Напишите электронное строение атома с порядковым номером 23.
4. Напишите полные электронные формулы элементов, имеющих окончание: а) ...2s² 2p³; б) ... 3d³ 4s²; в) ... 3d⁵ 4s¹. Укажите валентные электроны.
5. Внешний электронный уровень атома элемента имеет конфигурацию ...6s²6p³. Напишите полную электронную конфигурацию элемента. Назовите элемент и укажите его валентные электроны.

ПРИМЕРНЫЙ КОМПЛЕКТ ТЕРМИНОЛОГИЧЕСКИХ ДИКТАНТОВ

АКЦЕПТОРНЫЕ (ЭЛЕКТРОНОАКЦЕПТОРНЫЕ) СВОЙСТВА - способность атомов элемента притягивать (удерживать) электроны.

АЛЛОТРОПИЯ - явление существования химического элемента в виде двух или нескольких простых веществ, различных по строению и свойствам. Эти простые вещества, различные по строению и свойствам, называются аллотропными формами или аллотропными модификациями.

АМОРФНОЕ вещество - не кристаллическое вещество, т.е. вещество, не имеющее кристаллической решетки.

АМФОТЕРНОСТЬ - способность некоторых химических соединений проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от веществ, которые с ними реагируют.

АНИОНЫ - отрицательно заряженные ионы.

АТОМ - мельчайшая частица химического элемента, сохраняющая его химические свойства. Атом построен из субатомных частиц - протонов, нейтронов, электронов.

ВАЛЕНТНОСТЬ - число электронных пар, с помощью которых атом данного элемента связан с другими атомами.

ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ - один из видов межмолекулярных связей. Обусловлена в основном электростатическими силами. Для возникновения водородной связи нужно, чтобы в молекуле был один или несколько атомов водорода, связанных с небольшими, но электроотрицательными атомами, например: O, N, F.

ВОССТАНОВЛЕНИЕ (вещества) - химическая реакция, при которой электроны передаются данному веществу.

ВОССТАНОВИТЕЛЬ - вещество, способное отдавать электроны другому веществу (окислителю).

ГИДРАТАЦИЯ - связывание молекул (атомов, ионов вещества) с водой, не сопровождающееся разрушением молекул воды.

ГИДРАТЫ - соединения вещества с водой, имеющие постоянный или переменный состав и образующиеся в результате гидратации.

ДИФФУЗИЯ - перенос частиц вещества, приводящий к выравниванию его концентрации в первоначально неоднородной системе. Происходит в результате теплового движения молекул.

ДОНОРНЫЕ (ЭЛЕКТРОНОДОНОРНЫЕ) СВОЙСТВА - способность атомов элемента отдавать свои электроны другим атомам.

ЗАКОН АВОГАДРО. Равные объемы любых газов (при одинаковых температуре и давлении) содержат равное число молекул. 1 МОЛЬ любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.

ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ. Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

ИНГИБИТОРЫ - вещества, замедляющие химические реакции.

ИНДИКАТОРЫ (кисотно-основные) - вещества _____ сложного строения, имеющие разную окраску в растворах кислот и оснований.

ИОНЫ - отрицательно или положительно заряженные частицы, образующиеся при присоединении или отдаче электронов атомами элементов (или группами атомов).

КАТАЛИЗАТОРЫ - вещества, способные ускорять химические реакции, сами оставаясь при этом неизменными.

КАТИОНЫ - положительно заряженные ионы.

КИСЛОТА - сложное вещество, в молекуле которого имеется один или несколько атомов водорода, которые могут быть замещены атомами (ионами) металлов.

Оставшаяся часть молекулы кислоты называется кислотным остатком.

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ - связывание атомов с помощью общих (поделенных между ними) электронных пар. неполярная ковалентная связь образуется между атомами одного вида. Полярная ковалентная связь существует между двумя атомами в том случае, если их электроотрицательности не одинаковы.

КРИСТАЛЛИЗАЦИЯ - способ очистки вещества путем осаждения его из насыщенного раствора.

КРИСТАЛЛИЧЕСКАЯ РЕШЕТКА. Кристаллическая структура характеризуется правильным (регулярным) расположением частиц в строго определенных точках пространства кристалла. При мысленном соединении этих точек линиями получают пространственный каркас, который называют кристаллической решеткой.

МАССОВОЕ ЧИСЛО (A) - сумма числа протонов (Z) и нейтронов (N) в ядре атома какого-либо элемента ($A = Z + N$).

МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ - химическая связь в кристалле между положительно заряженными ионами металла посредством свободно перемещающихся (по всему объему кристалла) электронов с внешних оболочек атомов металла.

МОЛЕКУЛА - наименьшая частица какого-либо вещества, определяющая его

химические свойства и способная к самостоятельному существованию. Молекулы состоят из атомов.

МОЛЕКУЛЯРНАЯ ОРБИТАЛЬ - электронное облако, образующееся при слиянии внешних электронных оболочек атомов (атомных орбиталей) при образовании между ними химической связи.

МОЛЕКУЛЯРНОСТЬ РЕАКЦИИ - число исходных частиц, одновременно взаимодействующих друг с другом в одном элементарном акте реакции.

МОЛЯРНАЯ МАССА - масса одного моля вещества в граммах называется молярной массой вещества или грамм-молем (размерность г/моль).

МОЛЯРНОСТЬ (раствора) - концентрация раствора, выраженная в молях растворенного вещества на 1 литр раствора. Обозначается буквой М.

НЕЙТРОН - электрически нейтральная элементарная (т.е. неразделимая) частица с массой $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг. Нейтроны вместе с протонами входят в состав атомных ядер.

НЕПОДЕЛЕННАЯ ПАРА электронов - внешняя электронная пара атома, не участвующая в образовании химической связи.

ОКИСЛЕНИЕ (вещества) - химическая реакция, при которой электроны отбираются у данного вещества окислителем.

ОКИСЛИТЕЛЬ - вещество, способное отнимать электроны у другого вещества (восстановителя).

ОКСИДЫ - сложные вещества, состоящее из атомов двух элементов, один из которых - кислород.

ОКСИДЫ КИСЛОТНЫЕ - оксиды, которые взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды.

ОКСИДЫ ОСНОВНЫЕ - оксиды, которые взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды.

ОСНОВАНИЕ - сложное вещество, в котором атом (или атомы) металла связаны с гидроксигруппами (ОН-группами). Растворимые основания могут распадаться в растворе с образованием гидроксид-ионов ОН⁻.

ОСНОВАНИЕ АМФОТЕРНОЕ - сложное вещество, способное проявлять как кислотные, так и основные свойства в зависимости от партнера по реакции.

ПРАВИЛО ГУНДА. При заселении орбиталей с одинаковой энергией (например, пяти d-орбиталей) электроны в первую очередь расселяются поодиночке на вакантных ("пустых") орбиталях, после чего начинается заселение орбиталей вторыми электронами.

ПРАВИЛО ОКТЕТА. Атомы элементов стремятся к наиболее устойчивой электронной конфигурации. Самая распространенная устойчивая электронная конфигурация – с завершенной внешней электронной оболочкой из 8 электронов (с *октетом* электронов).

ПРИНЦИП ПАУЛИ. (*ЗАПРЕТ ПАУЛИ*). Никакие два электрона в одном атоме не могут характеризоваться одинаковым набором всех четырех квантовых чисел n , l , m и s .

ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО - вещество, которое состоит из атомов только одного элемента или из молекул, построенных из атомов одного элемента.

ПРОТОН - устойчивая элементарная (т.е. неразделимая) частица с элементарным (т.е. наименьшим из возможных) положительным электрическим зарядом и массой $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг. Протоны вместе с нейтронами входят в состав атомных ядер.

РАСТВОРИМОСТЬ - способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Мерой растворимости вещества при данных условиях является его содержание в насыщенном растворе.

РАСТВОРИТЕЛЬ. Из двух или нескольких компонентов раствора растворителем называется тот, который взят в большем количестве и имеет то же агрегатное состояние, что и у раствора в целом.

РЕАГЕНТЫ - исходные вещества в химической реакции.

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ - количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени в единице объема системы. Имеет размерность моль/л сек-1.

СЛОЖНОЕ ВЕЩЕСТВО - вещество, которое состоит из молекул, построенных из атомов разных элементов.

СМЕСЬ - вещество, состоящее из молекул или атомов двух или нескольких веществ (неважно - простых или сложных). Вещества, из которых состоит смесь, могут быть разделены. Примеры: воздух, морская вода, сплав двух металлов, раствор сахара и т.д.

СОЛИ - сложные вещества, в которых атомы металла связаны с кислотными остатками.

СОЛИ КИСЛЫЕ - соли, которые помимо ионов металла и кислотного остатка содержат ионы водорода.

СОЛИ ОСНОВНЫЕ - соли, которые помимо ионов металла и кислотного остатка содержат гидроксильные группы (ОН-группы).

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ. При образовании химических связей между атомами электроны частично передаются от менее электроноакцепторных атомов к более электроноакцепторным атомам. Количество отданных или принятых атомом электронов называется степенью окисления атома в молекуле.

ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ:

- **СОЕДИНЕНИЯ** - когда два (или более) вещества-реагента соединяются в одно, более сложное вещество;

- **РАЗЛОЖЕНИЯ** - когда одно сложное исходное вещество разлагается на два или несколько более простых;

- **ОБМЕНА** - когда реагенты обмениваются между собой атомами или целыми составными частями своих молекул.

- **ЗАМЕЩЕНИЯ** - реакции обмена, в которых участвует какое-либо простое вещество, замещающее один из элементов в сложном веществе;

- **НЕЙТРАЛИЗАЦИИ** - (важная разновидность реакций обмена): реакции обмена между кислотой и основанием, в результате которых образуется соль и вода;

- **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ** - реакции всех перечисленных выше типов, в которых происходит изменение степени окисления каких-либо атомов в реагирующих молекулах.

ЩЕЛОЧЬ - растворимое в воде сильное основание. Все щелочи (NaOH, KOH, Ba(OH)₂) в растворах распадаются на катионы металлов и гидроксид-ионы OH⁻.

ЭКЗОТЕРМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ (от греческого *exo* - вне, снаружи) - химические реакции, протекающие с выделением тепла.

ЭЛЕКТРОН - устойчивая элементарная (т.е. неразделимая) частица с элементарным (т.е. наименьшим из возможных) отрицательным электрическим зарядом и массой $9,11 \cdot 10^{-31}$ кг.

ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ - распределение электронов по энергетическим уровням, существующим в электронном облаке атома.

Электронную конфигурацию описывают разными способами: а) с помощью электронных формул, б) с помощью орбитальных диаграмм (см. "электронная формула", электронная ячейка").

ЭЛЕКТРОННАЯ ПАРА - два электрона, осуществляющие химическую связь. См. также "неподеленная пара".

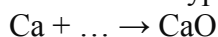
ЭЛЕКТРОННАЯ ФОРМУЛА - запись распределения имеющихся в атоме электронов по энергетическим уровням и орбиталиям. Например, электронная формула кислорода (элемент номер 8, атом содержит 8 электронов): $1s^2 2s^2 2p^4$. ЭНДОТЕРМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ (от греческого endon - внутри) - химические реакции, протекающие с поглощением тепла.

1 КОМПЛЕКТ ЗАДАНИЙ ДЛЯ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

Вещества и атомы химических элементов

Вариант 1

1. Составьте уравнения реакций:



2. Какие из следующих оксидов реагируют с водой: Li_2O ; SiO_2 ; P_2O_5 ?

3. Напишите уравнения химических реакций: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$

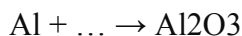
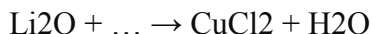
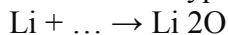
4. Напишите уравнения реакций: $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnO}$

5. Что такое оксиды?

Вещества и атомы химических элементов

Вариант 2

1. Составьте уравнения реакций:



2. Какие из следующих оксидов реагируют с водой: BaO ; CuO ; SO_3 ?

3. Напишите уравнения химических реакций: $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4$

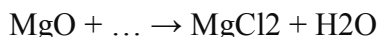
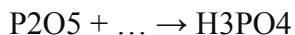
4. Напишите уравнения реакций: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$

5. Что такое основания?

Вещества и атомы химических элементов

Вариант 3

1. Составьте уравнения реакций:



43

2. Какие из следующих оксидов реагируют с водой: K_2O ; Fe_2O_3 ; Mn_2O_7 ?

3. Напишите уравнения химических реакций: $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2$

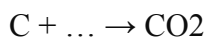
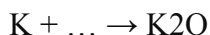
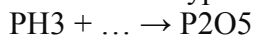
4. Напишите уравнения реакций: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$

5. Что такое основания?

Вещества и атомы химических элементов

Вариант 4

1. Составьте уравнения реакций:



2. Какие из следующих оксидов реагируют с водой: Na_2O ; Al_2O_3 ; N_2O_5 ?

3. Напишите уравнения химических реакций: $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$

4. Напишите уравнения реакций: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3$

5. Что такое оксиды?

11. КОМПЛЕКТ КАРТОЧЕК ДЛЯ ИНДИВИДУАЛЬНОЙ РАБОТЫ

Классы неорганических соединений

Карточка 1

1. Составьте уравнение реакции взаимодействия двух молей гидроксида натрия с одним молем ортофосфорной кислоты. Напишите графическую формулу образовавшейся соли.
2. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота: $Zn(OH)_2$, N_2O_5 , CaO , H_2SO_4 , KOH ?
3. Назовите соли $Zn(NO_3)_2$, $NaHS$, $CaOHCl$ и изобразите их формулы графически.

Карточка 2

1. Напишите химическую формулу гидрофосфата кальция и изобразите ее графически.
2. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные ниже превращения: $H_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4OH \rightarrow (NH_4)_2SO_4$.
3. Составьте уравнения реакций, доказывающие кислотный характер оксида серы (VI).

Карточка 3

1. Напишите уравнения реакций, подтверждающие амфотерные свойства оксида алюминия.
2. Какие новые соли можно получить в результате попарного соединения следующих растворов солей: сульфат меди, нитрат серебра, фосфат калия? Составьте уравнения реакций.
3. Осуществите следующие превращения: $Na \rightarrow NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4$

Карточка 4

1. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать вода: P_2O_5 , SiO_2 , NH_3 , CaO ? Составьте уравнения реакций.
2. Какая соль образуется при взаимодействии одного моля гидроксида цинка и двух молей ортофосфорной кислоты? Составьте уравнение реакции и графическую формулу соли.
3. Напишите уравнения реакций между соответствующими кислотами и основаниями, приводящих к образованию следующих солей: K_2S , Na_2HPO_4 , $CaOHCl$.

Карточка 5

1. Какая соль образуется при взаимодействии одного моля гидроксида калия с одним молем ортофосфорной кислоты? Напишите уравнение реакции и графическую формулу этой соли.
2. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой следующих оксидов: P_2O_5 , CO_2 , SO_2 ? Составьте уравнения реакций.
3. Осуществите следующие превращения:
 $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3$.

КОМПЛЕКТ ЗАДАЧ

1. При прокаливании известняка массой 13,5г потеря массы составила 5,5г. Вычислите массовую долю карбоната кальция в известняке (известняк кроме $CaCO_3$ содержит неразлагающиеся вещества).
2. Из перманганата калия массой 7,9г был получен кислород, который прореагировал с магнием. Какая масса оксида магния будет при этом получена?
3. На нейтрализацию 20г раствора гидроксида натрия затрачено 45г раствора соляной кислоты с массовой долей 1,46%. Рассчитайте массовую долю гидроксида натрия в исходном растворе.
4. На частичное восстановление оксида железа (III) массой 120г затратили водород объемом 5,6л (н.у.). Какой оксид железа образовался в результате реакции?
5. В воде массой 250г растворен гидроксид кальция. При действии избытка карбоната калия на этот раствор образовался осадок массой 3г. Вычислите массовую

долю гидроксида кальция в исходном растворе.

6. К раствору, содержащему 14,7г серной кислоты, добавили 8,4г гидроксида калия. Раствор упарили досуха. Какая соль осталась после упаривания?

7. При электролизе водного раствора хлорида калия получен гидроксид калия массой 22,4г. Определите массу воды, которая образуется при сгорании водорода, выделившегося в результате электролиза.

8. При взаимодействии 28г неизвестного металла X с 47,4г селена был получен селенид X_2Se_3 . Определите, какой металл был взят для реакции.

9. При взаимодействии 8,1г некоторого металла с кислородом был получен оксид массой 15,3г. Определите, какой металл был взят, если известно, что в оксиде он трехвалентен.

10. Смесь красного и белого фосфора массой 20г обработали сероуглеродом. Не растворившийся остаток отделили и взвесили, его масса составила 12,6г. Вычислите массовую долю белого фосфора в исходной смеси.

13. КОМПЛЕКТ ВОПРОСОВ ДЛЯ УСТНОГО / ПИСЬМЕННОГО ОПРОСА Семинар 1.

1. Основные принципы квантовой теории строения вещества: представления о корпускулярно-волновом дуализме явлений микромира, принцип неопределенности Гейзенберга, уравнение Шредингера, волновая функция, атомная орбиталь.

2. Квантовые _____ числа и их характеристика.

3. Принципы заполнения орбиталей многоэлектронных атомов в основном состоянии.

4. S-, p-, d-, f-элементы и их расположение в периодической системе. Особенности заполнения электронами электронных оболочек у атомов данных электронных семейств.

5. Закон Мозли, современная формулировка периодического закона.

6. Структура периодической системы. Свойства атомов химических элементов и периодичность их изменения (атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).

7. Значение периодического закона и системы элементов Д.И.Менделеева.

8. Природа химической связи, ее виды и основные характеристики (энергия и длина связи).

9. Ковалентная связь, теории ее образования (методы валентных связей и молекулярных орбиталей).

10. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность, кратность, полярность.

11. Гибридизация атомных орбиталей, типы гибридизации, геометрия молекул.

12. Донорно-акцепторная связь, механизм ее образования.

13. Ионная связь и ее свойства.

14. Металлическая связь и ее особенности.

15. Водородная связь и ее роль в биологических процессах.

16. Силы межмолекулярного взаимодействия (силы Ван-дер-Вальса).

Семинар 2.

1. Энергетика химических процессов:

2. Термодинамические системы, их классификации.

3. Термодинамические параметры и функции состояния системы.

4. Внутренняя энергия, I-ый закон термодинамики.

5. Стандартная энтальпия образования химического соединения – мера его термодинамической устойчивости.

6. Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствие из него.

7. Самопроизвольные процессы, энтропия химической реакции, второй закон термодинамики как критерий направления химической реакции для изолированных систем.
8. Энергия Гиббса, как критерий определения возможности и направления реакций.
9. Энтальпийный и энтропийный вклады в свободную энергию Гиббса. Их относительная роль.
10. Скорость химических реакций: факторы, влияющие на скорость химической реакции; влияние концентрации реагирующих веществ; закон действующих масс; влияние температуры; правило Вант-Гоффа; энергия активации, уравнение Аррениуса;
11. Химическое равновесие и условия его смещения, константа равновесия.
12. Скорость химических реакций и химическое равновесие в гетерогенных системах: особенности кинетики гетерогенных реакций; химическое равновесие в гетерогенных системах; фазовые равновесия.
13. Механизмы химических реакций: одностадийные реакции; сложные реакции; колебательные реакции; цепные реакции.
14. Катализ. Механизмы действия гомогенного и гетерогенного катализа.

Семинар 3.

1. Строение молекулы воды. Вода как растворитель. Химия воды. Жесткость воды и методы ее устранения. Применение воды.
2. Классификации дисперсных систем, растворов, физическая и химическая теории растворов.
3. Термодинамика растворения, растворимость веществ, растворимость жидких, твердых и газообразных веществ в воде.
4. Способы выражения состава растворов.
5. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов (давление пара растворителя над раствором, температура кипения, температура замерзания, осмотическое давление).
6. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Гидратация (сольватация) ионов. Степень диссоциации. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации.
7. Соли, кислоты, основания с точки зрения теории электролитической диссоциации.
8. Слабые электролиты. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
9. Сильные электролиты, теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля, активность, коэффициент активности, ионная сила растворов.
10. Ионные уравнения реакций.
11. Электролитическая диссоциация молекул воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель и гидроксильный показатели.
12. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.
13. Гидролиз солей. Типы гидролиза. Константа и степень гидролиза. Значение гидролиза. Амфотерные гидроксиды, их свойства.
14. Комплексные соединения. Структура комплексных соединений. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона. Факторы, влияющие на устойчивость комплексных соединений в растворах.

14. КОМПЛЕКТ МАТЕРИАЛОВ ДЛЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

1. Периодический закон Д.И. Менделеева. Электронное строение атомов. Связь электронного строения атомов элементов с их положением в периодической

системе.

2. Валентность. Степень окисления. Зависимость окислительно-восстановительных свойств от степени окисления.
3. Типы химических связей (ковалентная, ионная, донорно-акцепторная, водородная). Примеры веществ с разными типами связей.
4. Классификация неорганических веществ. Оксиды, основания, кислоты, соли. Их свойства.
5. Кислоты и основания с точки зрения теорий Аррениуса, Берстеда-Лоури, Льюиса
6. Протолитические кислоты и основания. Понятие о сопряженных кислотах и основаниях.
7. Комплексные соединения. Номенклатура и типы комплексных соединений.
8. Строение комплексных соединений (ион-комплексобразователь, лиганды, внешняя сфера, внутренняя сфера). Применение комплексных соединений в анализе и медицине.
9. ОВР. Типы. Важнейшие окислители и восстановители. Применение ОВР в медицине.
10. Растворы. Способы выражения концентраций раствора. Расчет массы вещества и растворителя. Фактор эквивалентности солей, кислот, оснований. Расчет фактора эквивалентности в ОВР.
11. Дисперсные системы. Коллоидные растворы. Образование мицелл. Коагуляция и седиментация. Причины вызывающие их.
12. Основные положения теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации.
13. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Основания, кислоты, соли с точки зрения теории электролитической диссоциации.
14. Три типа гидролиза солей. Способы усиления и подавления гидролиза. Значение гидролиза.
15. Общая характеристика элементов VII группы периодической системы Д.И. Менделеева. Общая характеристика галогенов. Хлор (характеристика элемента, возможные степени окисления, свойства, распространение в природе, способы получения).
16. Важнейшие соединения хлора. Хлороводород, соляная кислота, хлориды, их получение и свойства. Кислородные соединения хлора. Качественные реакции на хлорид, бромид и иодид-ионы. Биологическая роль галогенов, применение хлора, йода и их соединений в медицине и народном хозяйстве. Галогены и окружающая среда.
17. Общая характеристика элементов VI группы периодической системы Д.И. Менделеева. Общая характеристика халькогенов. Кислород. Аллотропия кислорода. Соединение кислорода с водородом
18. Сера. Характеристика, возможные степени окисления, свойства, распространение в природе, способы получения.
19. Важнейшие соединения серы. Сероводород. Действие сероводорода на организм. Сульфиды. Оксид (IV) и (VI). Сернистая кислота. Сульфиты. Серная кислота. Химические свойства разбавленной и концентрированной кислоты, техника безопасности при работе. Сульфаты. Тиосерная кислота. Тиосульфат натрия.
20. Общая характеристика элементов V группы, главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Азот (характеристика азота, степени окисления, свойства, распространение в природе, получение). Важнейшие соединения азота.
21. Фосфор, аллотропия фосфора, физические и химические свойства. Оксиды

- фосфора. Фосфористая кислота и ее соли. Фосфорная кислота и ее соли. Биологическая роль азота и фосфора. Применение в медицине и народном хозяйстве азота, фосфора и их соединений
22. Аммиак, способы получения, физические и химические свойства. Соли аммония, способы получения, свойства. Азотистая кислота. Нитриты. Азотная кислота, способы получения, физические и химические свойства, техника безопасности при работе. Нитраты.
23. Общая характеристика элементов IV группы главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Углерод (характеристика углерода, степени окисления, аллотропия углерода, адсорбция, распространение в природе, получение, свойства). Оксиды углерода, их получение, свойства. Угольная кислота и ее соли
24. Кремний. Распространение в природе. Оксид кремния (IV). Кремниевая кислота. Силикаты. Биологическая роль углерода. Применение в медицине и народном хозяйстве углерода и его соединений
25. Общая характеристика элементов III группы главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Бор (характеристика бора, степени окисления, свойства, распространение в природе, способы получения).
26. Алюминий. Характеристика алюминия, степени окисления, распространения в природе, получение, свойства. Соединения алюминия. Амфотерный характер свойств оксида алюминия и гидроксида алюминия. Биологическая роль, применение в медицине и народном хозяйстве соединений алюминия
27. Общая характеристика металлов, физические и химические свойства, металлическая связь. Общая характеристика металлов II группы главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева
28. Щелочноземельные металлы. Кальций и магний. Характеристика этих металлов, степени окисления, распространение в природе, получение, свойства. Свойства соединений магния и кальция. Оксиды, гидроксиды, сульфаты, карбонаты. Жесткость воды. Биологическая роль кальция и магния. Применение в медицине и народном хозяйстве магния, кальция и их соединений
29. Общая характеристика элементов I группы главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Характеристика натрия и калия, степень окисления, распространение в природе, получение, свойства. Соединения натрия и калия. Оксиды, гидроксиды, соли
30. Общая характеристика элементов I группы побочной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Характеристика меди и серебра, степени окисления, распространение в природе, получение, свойства. Соединения меди. Оксиды и гидроксиды. Соединения серебра. Оксид серебра. Нитрат серебра. Комплексные и коллоидные соединения серебра. Биологическая роль меди и серебра. Применение в медицине и народном хозяйстве. Качественные реакции на катионы меди и серебра
31. Общая характеристика элементов II группы побочной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Характеристика цинка и ртути, степени окисления, распространение в природе, получение, свойства. Соединение цинка. Оксид и гидроксид цинка. Амфотерность. Соли цинка. Качественные реакции на катионы цинка
32. Соединения ртути. Оксиды ртути. Соли ртути. Качественные реакции на катионы ртути. Биологическая роль цинка, влияние соединений ртути на живые организмы. Применение соединений ртути и цинка в медицине и народном хозяйстве
33. Общая характеристика элементов VI группы побочной подгруппы

периодической системы Д.И. Менделеева. Характеристика хрома, степени окисления, распространение в природе, получение, свойства. Соединения хрома. Оксиды, гидроксиды. Хроматы. Дихроматы. Окислительные свойства соединений хрома (VI). Биологическая роль хрома. Применение соединений хрома (VI).
34. Общая характеристика элементов VII группы побочной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Характеристика марганца, степени окисления, распространение в природе, получение, свойства. Соединения марганца. Оксиды. Гидроксиды. Марганцовая кислота. Калия перманганат, его окислительные свойства в кислой, нейтральной и щелочной средах. Биологическая роль марганца. Применение калия перманганата в медицине
35. Общая характеристика элементов VIII группы побочной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Характеристика железа, степень окисления, распространение в природе, получение, свойства. Соединения железа. Оксиды. Гидроксиды. Соли железа. Качественные реакции на катионы железа (II,III). Биологическая роль железа. Применение железа и его соединений в медицине и народном хозяйстве

15. КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ

КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ ЗАДАНИЙ В ТЕСТОВОЙ ФОРМЕ ВХОДНОГО КОНТРОЛЯ

(остаточных знаний)

Оценка «5» (отлично) – 100-80% правильных ответов

из 10 тестов не менее 8 правильных ответов

из 15 тестов не менее 12 правильных ответов

из 20 тестов не менее 16 правильных ответов

из 30 тестов не менее 24 правильных ответов

из 35 тестов не менее 28 правильных ответов

из 50 тестов не менее 40 правильных ответов

из 100 тестов не менее 80 правильных ответов

Оценка «4» (хорошо) – 79-70% правильных ответов

из 10 тестов не менее 7 правильных ответов

из 15 тестов не менее 10 правильных ответов

из 20 тестов не менее 14 ответов правильных

из 30 тестов не менее 21 правильных ответов

из 35 тестов не менее 24 правильных ответов

из 50 тестов не менее 35 правильных ответов

из 100 тестов не менее 70 правильных ответов

Оценка «3» (удовлетворительно) – 69-60% правильных ответов

из 10 тестов не менее 6 правильных ответов

из 15 тестов не менее 9 правильных ответов

из 20 тестов не менее 12 правильных ответов

из 30 тестов не менее 18 правильных ответов

из 35 тестов не менее 21 правильных ответов

из 50 тестов не менее 30 правильных ответов

из 100 тестов не менее 60 правильных ответов

Оценка «2» (неудовлетворительно) – менее 60% правильных ответов

из 10 тестов 5 и менее правильных ответов

из 15 тестов 10 и менее правильных ответов

из 20 тестов 11 и менее правильных ответов

из 30 тестов 17 и менее правильных ответов

из 35 тестов 20 и менее правильных ответов

из 50 тестов 29 и менее правильных ответов

из 100 тестов 59 и менее правильных ответов
КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ ТЕРМИНОЛОГИЧЕСКОГО ДИКТАНТА

Оценка «5» (отлично) – 100-90% правильных ответов

из 10 вопросов не менее 9 правильных ответов

из 15 вопросов не менее 14 правильных ответов

из 20 вопросов не менее 18 правильных ответов

Оценка «4» (хорошо) – 89-80% правильных ответов

из 10 вопросов не менее 8 правильных ответов

из 15 вопросов не менее 12 правильных ответов

из 20 вопросов не менее 16 ответов правильных

Оценка «3» (удовлетворительно) – 79-70% правильных ответов

из 10 вопросов не менее 7 правильных ответов

из 15 вопросов не менее 11 правильных ответов

из 20 вопросов не менее 14 правильных ответов

Оценка «2» (неудовлетворительно) – менее 70% правильных ответов

из 10 вопросов 6 и менее правильных ответов

из 15 вопросов 10 и менее правильных ответов

из 20 вопросов 13 и менее правильных ответов

КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ ЗАДАНИЙ В ТЕСТОВОЙ ФОРМЕ

Оценка «5» (отлично) – 100-90% правильных ответов

из 10 тестов не менее 9 правильных ответов

из 15 тестов не менее 14 правильных ответов

из 20 тестов не менее 18 правильных ответов

из 30 тестов не менее 27 правильных ответов

из 35 тестов не менее 31 правильных ответов

из 50 тестов не менее 45 правильных ответов

из 100 тестов не менее 90 правильных ответов

Оценка «4» (хорошо) – 89-80% правильных ответов

из 10 тестов не менее 8 правильных ответов

из 15 тестов не менее 12 правильных ответов

из 20 тестов не менее 16 ответов правильных

из 30 тестов не менее 24 правильных ответов

из 35 тестов не менее 28 правильных ответов

из 50 тестов не менее 40 правильных ответов

из 100 тестов не менее 80 правильных ответов

Оценка «3» (удовлетворительно) – 79-70% правильных ответов

из 10 тестов не менее 7 правильных ответов

из 15 тестов не менее 11 правильных ответов

из 20 тестов не менее 14 правильных ответов

из 30 тестов не менее 21 правильных ответов

из 35 тестов не менее 24 правильных ответов

из 50 тестов не менее 35 правильных ответов

из 100 тестов не менее 70 правильных ответов

Оценка «2» (неудовлетворительно) – менее 70% правильных ответов

из 10 вопросов 6 и менее правильных ответов

из 15 вопросов 10 и менее правильных ответов

из 20 вопросов 13 и менее правильных ответов

из 30 тестов 20 и менее правильных ответов

из 35 тестов 23 и менее правильных ответов

из 50 тестов 34 и менее правильных ответов

из 100 тестов 69 и менее правильных ответов

КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ ТЕОРЕТИЧЕСКОГО КОМПОНЕНТА

5 (*отлично*) – обучающийся демонстрирует знания в полном объеме программы основной учебной дисциплины, свободно владеет материалом смежных дисциплин, дает полные ответы на вопросы, выделяя при этом основные и самые существенные положения, приводит точные и полные формулировки, свободно владеет понятийным аппаратом учебной дисциплины, отвечает без наводящих вопросов, мыслит последовательно и логично, способен вести полемику, развивать положения предлагаемые преподавателем.

4 (*хорошо*) – обучающийся демонстрирует знания в полном объеме программы основной учебной дисциплины, в основном владеет материалом смежных учебных дисциплин, понимает предмет разбора, однако дает не вполне исчерпывающие ответы, отвечая на дополнительные наводящие вопросы, владеет понятийным аппаратом учебной дисциплины, мыслит последовательно и логично.

3 (*удовлетворительно*) – обучающийся демонстрирует знания основ изучаемой учебной дисциплины, владеет основами смежных учебных дисциплин, понимает предмет разбора, однако дает не вполне исчерпывающие ответы, на наводящие дополнительные вопросы отвечает в целом правильно, но не полно, испытывает затруднения при использовании понятийного аппарата учебной дисциплины.

2 (*неудовлетворительно*) – обучающийся не знает значительной части вопросов по основной и смежным учебным дисциплинам, затрудняется систематизировать материал и мыслить логично.

КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ РЕШЕНИЯ ПРОБЛЕМНО-СИТУАЦИОННОЙ ЗАДАЧИ

5 «отлично» – комплексная оценка предложенной ситуации; знание теоретического материала с учетом междисциплинарных связей, правильный выбор тактики действий; последовательное, уверенное выполнение практических умений в соответствии с алгоритмами действий;

4 «хорошо» – комплексная оценка предложенной ситуации, незначительные затруднения при ответе на теоретические вопросы, неполное раскрытие междисциплинарных связей; правильный выбор тактики действий; логическое обоснование теоретических вопросов с дополнительными комментариями педагога; последовательное, уверенное выполнение практических умений в соответствии с алгоритмом действий;

3 «удовлетворительно» – затруднения с комплексной оценкой предложенной ситуации; неполный ответ, требующий наводящих вопросов педагога; выбор тактики действий, в соответствии с ситуацией, возможен при наводящих вопросах педагога, правильное последовательное, но неуверенное выполнение практических умений в соответствии с алгоритмом действий;

2 «неудовлетворительно» – неверная оценка ситуации; неправильно выбранная тактика действий, приводящая к ухудшению ситуации, нарушению правил безопасности пациента (клиента аптеки) и медицинского персонала; неправильное выполнение практических умений.