

Фармацевтический филиал
ГБПОУ «Свердловский областной медицинский колледж»

Рассмотрен и одобрен на заседании
ЦМК химии

Протокол № 1
«30» августа 2022 г.

Председатель ЦМК
Е.А. /Е.А. Бабилова/

Утверждаю
зав. учебной частью

Е.В. Щипанова
«30» августа 2022 г.



**ОБУЧАЮЩИЙ МОДУЛЬ
К ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ
ОП.06 ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ 1 КУРСА
специальность
33.02.01 Фармация**

2022-2023 уч. год

Обучающий модуль по организации промежуточной аттестации студентов I курса по дисциплине ОП.06 Общая и неорганическая химия составлен на основании «Положения о проведении промежуточной аттестации обучающихся» (ПК-07-2022) приказ № 15-ОД от 24.02.2022 г

ОБЩИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

Обучающий модуль определяет порядок организации и проведения промежуточной аттестации обучающихся I курса.

Промежуточная аттестация осуществляется согласно требованиям ФГОС СПО по специальности 33.02.01 Фармация.

Вид промежуточной аттестации – экзамен по дисциплине ОП.06 Общая и неорганическая химия, который проводится в виде устного ответа на теоретические вопросы.

Обучающиеся должны ответить на вопросы, контролирующие знания и умения: решать типовые задачи на вычисление концентрации вещества; расставлять коэффициенты в ОВР методом полуреакций, прогнозировать характер среды раствора солей по их формуле; предложить качественные реакции для идентификации неорганических соединений.

Объем учебного материала, выносимый на экзамен, соответствует объему учебного материала всего семестра.

К проведению экзамена должны быть подготовлены следующие документы:

- варианты заданий;
- материалы справочного характера;
- экзаменационная ведомость;
- пакет экзаменатора.

Промежуточная аттестация проводится в соответствии с расписанием экзаменов, утвержденным руководителем Фармацевтического филиала ГБПОУ «СОМК».

Форма отчетности: экзаменационная ведомость, журнал учебных занятий, сводная ведомость успеваемости студентов.

КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ

Уровень подготовки студентов на экзамене определяется оценками:

1. Отлично (5) – оценка выставляется в случае полного ответа на все вопросы билета. Возможны незначительные неточности, опiski и оговорки, которые студент исправляет в процессе беседы с преподавателем.

2. Хорошо (4) – оценка выставляется, если студент отвечает на каждый вопрос билета, однако, допускает единичные ошибки в расстановке коэффициентов или в названиях веществ. При этом полностью понимает химизм процессов и знает значение данного вопроса для будущей профессиональной деятельности или дальнейшего обучения. Допускает небольшие ошибки. Отвечает на вопрос по решению задачи. Дает верные формулы и имеет небольшие опiski в расчетах.
3. Удовлетворительно (3) – оценка выставляется в случае неполного ответа на два вопроса и полного отсутствия ответа на один из вопросов самостоятельно, при этом может дать частичный ответ с помощью преподавателя.
4. Неудовлетворительно (2) – оценка выставляется, если студент не дает правильных ответов на большинство вопросов билета и совершает грубые ошибки, хотя бы в двух вопросах билета. А также при нерешенной задаче в случае ответа на два первых вопроса.

Баллы по вопросам распределяются следующим образом:

А) полный ответ на вопрос по ОВР - 2 балла с градацией:

незначительные ошибки - 1,5 балла;

одна ошибка (неверно рассчитано количество электронов, неверно указаны процессы или роль веществ в ОВР процессе – 1 балл

существенные ошибки в количестве более одной – 0,5 балла

нет ответа – 0 баллов

Б) полный ответ по вопросу о качественных реакциях, т.е.

уравнение написано полностью с коэффициентами, если это требуется, названы вещества и указан аналитический эффект

– 2 балла

градация:

пропущен коэффициент в реакции (незначительные ошибки)-1,5 б;

уравнение написано верно, но нет аналитического эффекта или наоборот – 1 балл;

ошибки в уравнении и неточность в аналитическом эффекте – 0,5 б;

нет ответа – 0 баллов.

В) задача решена верно – 1 балл;

градация:

одно незначительная ошибка в формулах – 0,5 балла;

формулы верны, но ошибка в расчетах – 0,5 балла

нет ответа – 0 баллов.

ПЕРЕЧЕНЬ ТЕМ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

Тема 1.2. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Теория строения вещества.

Периодический закон Д.И. Менделеева в свете учения о строении атомов. Периодичность в изменении атомных и ионных радиусов, энергии ионизации и сродства к электрону, валентности, металлических и неметаллических свойств элементов. Периоды, группы, подгруппы и семейства элементов. Характеристика свойств элемента по строению его атома и положению в периодической системе. Значение периодического закона в развитии химии. Природа и свойства ковалентной, ионной, водородной, металлической связи.

Тема 1.3. Классы неорганических соединений

Классификация неорганических соединений. Оксиды, кислоты, основания, соли: определение, классификация, способы получения, физические и химические свойства, применение. Амфотерные оксиды и гидроксиды, свойства. Генетическая связь между классами неорганических соединений.

Тема 1.4. Комплексные соединения

Основные положения теории А. Вернера. Составные части комплексного соединения (КС). Элементы-комплексообразователи, координационные числа комплексообразователей. Характеристика лигандов, координационное число. Классификации и номенклатура. Поведение комплексных соединений в растворах. Применение комплексных соединений.

Тема 1.5. Растворы

Дисперсные системы и их классификация. Взвеси (суспензии, эмульсии), истинные растворы и коллоидные системы. Способы выражения концентрации: массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр.

Тема 1.6. Теория электролитической диссоциации

Показатели электролитической диссоциации (константа, степень) их определение по свойствам растворов. Сильные и слабые электролиты. Равновесие диссоциации воды, ионное произведение воды, водородный показатель водных растворов. Кислая, щелочная и нейтральная среды. Ионная теория кислот и оснований. Диссоциация одно- и многоосновных кислот и оснований. Амфотерность оснований. Гидролиз солей, его причины и

механизм. Типы реакций гидролиза. гидролиз. Подавление гидролиза в технологии приготовления лекарственных препаратов.

Тема 1.7. Химические реакции

Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Основные понятия определения: окислители и восстановители. Классификация окислительно – восстановительных реакций. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронно-ионных полуреакций.

Тема 2.1. Галогены

Строение и свойства простых веществ, изменение окислительно-восстановительных свойств, диспропорционирование в воде и щелочах. Галогеноводородные кислоты, их сила и окислительно-восстановительные свойства. Качественные реакции на галогенид- ионы. Применение галогенов и их соединений в фармации и медицине.

Тема 2.2. Халькогены

Кислород: распространенность, природные соединения, окислительная активность, применение в медицине. Озон: окислительная активность, применение. Пероксид водорода: строение, свойства, применение в фармации. Окислительно-восстановительные свойства серы, взаимодействие с кислотами и щелочами. Свойства сероводородной кислоты. Гидролиз сульфидов, качественные реакции на сульфид-анион. Соединения серы в положительных степенях окисления. Сернистая кислота и ее соли. Окислительно-восстановительные свойства сернистой кислоты и сульфитов. Качественные реакции на сульфит-анион. Серная кислота: водоотнимающие и окислительные свойства, взаимодействие с металлами и неметаллами. Соли серной кислоты (сульфаты, гидросульфаты, "купоросы", "квасцы"), их свойства, применение в фармации. Состав и наиболее характерные свойства тиосерной кислоты и тиосульфатов. Качественные реакции. Применение в анализе и фармации.

Тема 2.3. Главная подгруппа V группы

Общая характеристика элементов, закономерности изменения физико-химических свойств. Строение молекул аммиака и катиона аммония, свойства, физиологическое воздействие. Качественные реакции на катион аммония. Применение в фармации. Азотистая кислота и нитриты, их свойства, окислительно-восстановительная двойственность. Качественные реакции. Азотная кислота: окислительные свойства, взаимодействие с металлами и

неметаллами. Качественные реакции на нитрат- ион. Применение азота и его важнейших соединений в фармации.

Фосфор. Фосфористая и фосфорные кислоты и их соли. Качественные реакции на фосфат-анион. Применение соединений фосфора в фармации.

Тема 2.4. Главная подгруппа IV группы

Общая характеристика элементов, закономерности изменения физико-химических свойств. Углекислый газ, свойства. Угольная кислота и ее соли. Качественные реакции на карбонат-ионы. Применение неорганических соединений углерода в фармации. Кремневые кислоты и силикагель. Простые силикаты и стекла. Применение соединений кремния в фармации.

Тема 2.5. Главная подгруппа III группы

Электронное строение атомов, общая характеристика элементов, закономерности изменения физико-химических свойств.

Строение и свойства борной кислоты и боратов. Качественные реакции на тетраборат-анион. Применение борной кислоты и тетрабората натрия в фармации.

Амфотерные свойства оксида и гидроксида алюминия, алюминаты. Применение соединений алюминия в фармации.

Тема 2.6. Главная подгруппа II и I групп.

Элементы второй группы главной подгруппы, характерные химические свойства. Качественные реакции на катионы магния, кальция, бария. Применение соединений магния, кальция, бария в фармации и медицине.

Элементы первой группы главной подгруппы, характерные химические свойства. Оксиды, пероксиды, гидроксиды, соли. Свойства гидроксидов и карбонатов гидрокарбонатов щелочных металлов. Качественные реакции на катионы натрия, калия. Применение соединений натрия, калия, лития в фармации.

Тема 2.7. Побочная подгруппа I и II групп

Электронное строение атомов, степени окисления в соединениях. Оксиды, гидроксиды, соли и комплексные соединения меди, серебра их устойчивость, окислительно-восстановительные свойства. Качественные реакции на катионы меди(+2), серебра. Применение соединений меди и серебра в фармации.

Соединения цинка и ртути: оксиды, гидроксиды, соли, комплексные соединения: реактив Несслера. Качественные реакции на катионы цинка. Применение соединений цинка в фармации.

Тема 2.8. Побочная подгруппа VI и VII групп.

Электронное строение атомов, степени окисления. Соединения хрома, марганца (оксиды, гидроксиды, соли), закономерности изменения их свойств в зависимости от степени окисления атома.

Хроматы и дихроматы, их взаимные переходы, окислительные свойства. Применение соединений хрома в химическом анализе.

Кислоты марганца и их соли. Окислительно-восстановительные свойства соединений. Применение соединений марганца в фармации и химическом анализе.

Тема 2.9. Побочная подгруппа VIII группы

Электронное строение атомов, степени окисления. Оксиды и гидроксиды, закономерности изменения их свойств с ростом степени окисления элемента. Соли, их окислительно-восстановительные свойства и гидролиз. Комплексные соединения, их строение, свойства. Качественные реакции на катион железа +2,+3.

ЛИТЕРАТУРА

Основные источники:

1. Бабков А.В., Общая и неорганическая химия / Бабков А. В., Барабанова Т. И., Попков В.А. -Москва: ГЭОТАР - Медиа, 2016. – 384 с.
2. Растворы: учебное пособие для студентов по дисциплинам «Общая и неорганическая химия» и «Аналитическая химия» / сост. преподаватель химии Т.В. Главатских – Екатеринбург; Фармацевтический филиал ГБПОУ «СОМК», 2017. – 73 с.
3. Качественные реакции катионов и анионов: учебное пособие для студентов по дисциплине «Общая и неорганическая химия» / сост. Т.Н. Ведерникова; Фармацевтический филиал ГБПОУ «СОМК», – Екатеринбург; 2017. – 27 с.
4. Пособие для самостоятельной работы студентов по общей и неорганической химии / сост. Главатских Т.В.; Фармацевтический филиал ГБОУ СПО «СОМК», – Екатеринбург; 2015. – 45 с.

Дополнительная литература:

1. Негребецкий, В.В. Общая и неорганическая химия для фармацевтов : учебник и практикум для СПО / Бурцева А.А, Негребецкий В.В. и др.- Москва: Юрайт, 2017 – 357 с.

2. Никитина, Н.Г. Общая и неорганическая химия. В 2 ч. Часть 1. Теоретические основы : учебник и практикум для СПО / Никитина Н.Г., Гребенькова В- Москва: Юрайт, 2018 – 211 с.
3. Никитина, Н.Г. Общая и неорганическая химия в 2 ч. Часть 2. Химия элементов : учебник и практикум для СПО / Никитина Н.Г., Гребенькова В. И - Москва: Издательство Юрайт, 2018 – 322 с.

Интернет – ресурсы, электронные учебные пособия и учебники:

1. Журнал "Химия и химики" Режим доступа: <http://chemistry-chemists.com/>
2. Виртуальная химическая школа. Режим доступа: <http://maratak.m.narod.ru/>
3. АЛХИМИК. Режим доступа: <http://www.alhim>

РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ ОП.06 ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1. Готовиться к промежуточной аттестации необходимо с первых дней семестра: не пропускать лекций, работать над закреплением лекционного материала, выполнять все практические и лабораторные работы.

2. Приступать к повторению и обобщению материала необходимо задолго до сессии (примерно за месяц).

3. Готовиться к экзамену рекомендуется каждый день в одном и том же помещении и на одном и том же рабочем месте, так как в этом случае устанавливается ассоциативная взаимосвязь между окружающей обстановкой и процессом переработки информации. Это дает возможность в дальнейшем на экзамене воспроизводить все мельчайшие детали этой обстановки, а через установившиеся ассоциативные связи – саму информацию, которую требовалось запомнить непосредственно для экзамена. Возможны и другие искусственные приемы для запоминания.

Одним из важных условий укрепления памяти является ее постоянная тренировка. Повторение – это самое действенное и результативное упражнение.

4. При подготовке к экзамену по дисциплине «Общая и неорганическая химия» перед студентом должны находиться кроме конспектов и учебников рабочие тетради, используемые для упражнений на практических занятиях, тетради для домашних работ, справочная и дополнительная литература. Для повторения свойств веществ, прописывайте уравнения реакций обязательно не менее трех раз: сначала по текстам, а затем делайте попытку – без подсказки источника. Ручка и бумага – верные помощники в этом деле.

5. Начинать повторение следует с чтения конспектов. Прочитав внимательно материал по дисциплине, приступите к тщательному повторению по темам и разделам. На этом этапе повторения следует использовать учебник и рекомендованную преподавателем дополнительную литературу. Нельзя ограничиваться при повторении только конспектами, ибо в них все записано весьма кратко, сжато и только самое основное. Материал учебника может и облегчить повторение, но иногда может и усложнить. Поэтому необходимо пользоваться рекомендациями и разъяснениями преподавателя, на что опираться в первую очередь, повторяя материал по темам.

6. Рекомендуется при повторении использовать следующие приемы овладения знаниями:

- про себя или вслух рассказывать материал;
- составить самому себе различные вопросы и отвечать на них,

- руководствуясь программой (применять самоконтроль);
- делать дополнительные записи, схемы, помогающие обобщить материал, анализировать и синтезировать его;
 - рассказывать повторенный и усвоенный материал своим товарищам, отвечать на их вопросы и критически оценивать изложенное;
 - повторяя и обобщая, записывать в блокнот все непонятное, всякие сомнения, вновь возникающие вопросы и обязательно выяснить их на консультациях.

Повторение надо закончить приблизительно за день до экзамена, чтобы повторенный и закрепленный материал «отстоялся» в сознании и памяти. В этом случае останется некоторый резерв времени на доработку каких-либо упущений, а ответы на экзамене будут спокойнее, увереннее, без лишнего напряжения. Признаком плохого тона считается чтение конспектов у дверей аудитории, где часть студентов уже сдает экзамен. Это демонстрация худшего вида школярства, безответственности, равнодушия к занятиям.

**Вопросы для обучающихся
к промежуточной аттестации по учебной дисциплине
ОП.06. «Общая и неорганическая химия»
на 2022-2023 учебный год.**

1. Контрольные вопросы по теме «Теория электролитической диссоциации»

1. Напишите уравнение реакции гидролиза хлорида цинка в молекулярном и ионном виде.
2. Напишите уравнение реакции гидролиза сульфида натрия в молекулярном и ионном виде.
3. Напишите уравнение реакции гидролиза сульфита натрия в молекулярном и ионном виде.
4. Напишите уравнение реакции гидролиза сульфида аммония в молекулярном и ионном виде.
5. Напишите уравнение гидролиза гипохлорит калия в молекулярном и ионном виде.
6. Напишите уравнение гидролиза нитрита натрия в молекулярном и ионном виде.
7. Напишите уравнение гидролиза гидрофосфата калия в молекулярном и ионном виде.
8. Напишите уравнение гидролиза нитрата меди (II).
9. Напишите уравнение гидролиза цианида аммония.
10. Напишите уравнение гидролиза ацетата свинца (+2).
11. Напишите уравнение гидролиза нитрата алюминия.
12. Напишите уравнение реакции гидролиза хлорида железа (+2) в молекулярном и ионном виде.
13. Напишите уравнение реакции гидролиза фторида калия в молекулярном и ионном виде.
14. Объясните возможность протекания гидролиза иодида бария.

2. Контрольные вопросы по теме «Растворы». Задачи на вычисление концентрации вещества.

1. Рассчитайте массовую долю гидрокарбоната натрия в растворе, если 15 г его растворено в 435 г воды.
2. Рассчитайте массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе, если 10 г его растворено в 190 г воды.
3. Рассчитайте, сколько грамм воды и соли надо взять для приготовления 300 г раствора магния сульфата с массовой долей 25 %?
4. Вычислите массу хлорида кальция необходимую для приготовления 200 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,3 моль/л

5. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента раствора перманганата калия объемом 300 мл при условии проведения ОВР в кислой среде. Масса перманганата калия 31,6 г; ($z = 5$).
6. К раствору массой 250 г с содержанием вещества 12% добавили 300 мл воды. Какова массовая доля полученного раствора?
7. Рассчитайте, сколько грамм воды и соли нужно взять для приготовления 250 грамм раствора с массовой долей, равной 20 %?
8. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента раствора гидроксида кальция, если навеска его массой 14,8 г растворена в 500 мл раствора.
9. Сколько грамм воды и гидроксида натрия нужно взять для приготовления 400 грамм раствора с массовой долей, равной 10 %?
10. Рассчитайте молярную концентрацию раствора серной кислоты, если 1,96 г содержится колбе объемом 200 мл.
11. Рассчитайте, сколько грамм воды и соли необходимо взять для приготовления 700 мл раствора с плотностью 1,2 г/мл и массовой долей 20 %.
12. Рассчитайте, сколько грамм йода надо взять для приготовления 20 г спиртового раствора йода с массовой долей 5 %.
13. В 200 граммах спиртового раствора содержится 10 граммов йода. Определите массовую долю йода в растворе.
14. Определить молярную концентрацию уксусной кислоты с массовой долей растворенного вещества 48% и плотностью 1,3 г/мл.
15. Рассчитайте, какой объем раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,2 моль/л взаимодействует с 30 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л
16. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента натрия гидроксида в растворе объемом 200 мл, если масса вещества 8 г.
17. Вычислите массовую долю натрия гидрокарбоната в растворе, если 20 г натрия гидрокарбоната содержится в 400 г раствора.
18. Вычислите массовую долю вещества в растворе, полученном при сливании 120 г. раствора с массовой долей 16% и 280 г раствора с массовой долей 4% .
19. Массовая доля соли в растворе массой 500 г равна 20 %. Чему равна массовая доля нового раствора, если выпарили 150 г воды?
20. Массовая доля гидроксида натрия в растворе массой 800 г равна 10 %. Чему равна массовая доля нового раствора, если выпарили 200 г воды?
21. Определите массу хлорида кальция, необходимого для приготовления 200 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,2 моль/л. $M_m(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ г/моль}$
22. Массовая доля соли в растворе массой 600 г равна 20 %. Чему равна массовая доля нового раствора, если добавили 200 г воды?
23. Определите массу хлорида бария, необходимого для приготовления 500 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л. $M_m(\text{BaCl}_2) = 208 \text{ г/моль}$
24. Вычислите массовую долю вещества в растворе, полученном при сливании 60 г. раствора с массовой долей 14 % и 240 г раствора с массовой долей 8% .

25. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента бария гидроксида в растворе объемом 350 мл, если масса вещества 34,2 г
26. В 300 мл раствора с плотностью 1,3 г/мл содержится 25 граммов соли. Определите массовую долю вещества в растворе.
27. Какой объем раствора азотной кислоты с массовой долей 68% и плотностью 1,4 г/мл требуется для приготовления 50 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента 2 моль/л?
28. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента раствора серной кислоты, если в 300 мл раствора содержится 9,8 г вещества.

3. Контрольные вопросы по качественным реакциям открытия ионов.

1. Напишите уравнение качественной реакции на сульфат – ион.
2. Напишите уравнение качественной реакции на борат-ион.
3. Напишите уравнение качественной реакции на катион бария.
4. Напишите уравнение качественной реакции на катион цинка с комплексным соединением.
5. Напишите уравнение качественной реакции на катион железа (+3) с комплексным соединением.
6. Напишите уравнение качественной реакции на катион магния.
7. Напишите уравнение качественной реакции на катион железа (II) с комплексным соединением.
8. Напишите уравнение качественной реакции на катион натрия.
9. Напишите уравнение качественной реакции на карбонат-анион (реакция осаждения).
10. Напишите уравнение качественной реакции на катион калия с органической кислотой. Какие условия необходимы для проведения реакции.
11. Напишите уравнение реакции получения гидроксида алюминия и докажите его кислотно-основные свойства с помощью уравнений реакций.
12. Качественная реакция в «газовой камере». На какой ион выполняется? Напишите уравнения реакций.
13. Качественная реакция на тиосульфат анион с раствором соли. Укажите аналитический эффект и написать уравнение реакции.
14. Качественная реакция на ион серебра с органическим соединением. Напишите уравнение реакции, и указать аналитический эффект
15. Напишите уравнение качественной реакции на катион кальция.
16. Напишите уравнение качественной реакции на сульфит-анион.
17. Напишите реакции образования реактива Несслера.

4. Контрольные вопросы по теме «Химические реакции»

Подберите коэффициенты методом ионно – электронных полуреакций:

1. $\text{NaI} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{KBr} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
9. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
11. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
12. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
13. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HI} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
14. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
15. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
16. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
17. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
18. $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow ?$
19. $\text{Mn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

5. Ситуационные задачи.

1. К водному раствору соли прибавлен сульфат магния и аммиачный буферный раствор, получен белый осадок, растворимый в кислотах. Соль, какого аниона содержалась в растворе? Напишите уравнение реакции.
2. При действии винной кислоты на раствор соли выпал белый осадок. На какой катион проведена качественная реакция и в каких условиях. напишите уравнения реакции.
3. При действии гексацианоферрата (II) калия и сульфида натрия на раствор соли металла в обеих пробирках получились белые осадки. Какой катион входит в состав исследуемой соли? Напишите уравнения реакций, прошедших в пробирках.
4. На анализ поступил светло-голубой порошок, который при растворении в воде образует голубой раствор. При добавлении гидроксида натрия выпадает голубой осадок, а при дальнейшем добавлении раствора аммиака образуется ярко-синий раствор. Катион, какого металла входит в состав порошка? Напишите уравнение реакции.
5. На анализ поступил белый кристаллический порошок, окрашивающий пламя горелки в фиолетовый цвет и при взаимодействии с раствором нитрата серебра, образующий белый осадок, растворимый в водном растворе аммиака. Какое вещество поступило на анализ? Напишите уравнения реакций.

6. На анализ поступил белый кристаллический порошок, окрашивающий пламя горелки в кирпично-красный цвет и при взаимодействии с раствором нитрата серебра, образующий желтоватый осадок, практически нерастворимый в гидроксиде аммония. Какое вещество поступило на анализ. Напишите уравнения реакции.
7. На анализ поступил белый кристаллический порошок, окрашивающий пламя горелки в желтый цвет, а при взаимодействии с раствором соли бария образуется белый осадок, нерастворимый в растворах кислот и в растворах щелочей. Какое вещество поступило на анализ? Напишите уравнения реакции.
8. При добавлении гидроксида натрия к раствору соли появился голубой осадок, при прокаливании его образуется порошок черного цвета. Соль, какого катиона подверглась анализу?
9. При действии калия иодида на раствор соли образовался раствор красно – бурого цвета, если реакцию проводить в слое хлороформа, то слой окрасится в фиолетовый цвет. Соль, какого катиона содержалась в растворе. Напишите уравнение реакции.
10. При добавлении к раствору соли антипирина и кислоты получился изумрудно-зеленый раствор. Какой анион содержала соль? Напишите уравнение реакции.
11. При действии хлороводородной кислоты на бесцветный раствор выделился осадок желтого цвета и пузырьки газа. Какой ион содержится в растворе? Напишите уравнение реакции
12. Соль окрашивает бесцветное пламя горелки в желтый цвет, а при действии на не разбавленной серной кислоты выделяется бурый газ. Какое вещество поступило на анализ? Напишите уравнения реакции.
13. На анализ поступил белый кристаллический порошок, окрашивающий пламя горелки в кирпично-красный цвет и при взаимодействии с раствором соли нитрата серебра, образуется белый осадок, нерастворимый в азотной кислоте и растворимый в растворе аммиака. Какое вещество поступило на анализ? Напишите соответствующие уравнения реакции.
14. На анализ поступил бесцветный раствор соли, который окрасил пламя горелки в желто-зеленый цвет, а при добавлении нитрата серебра получился желтый осадок, нерастворимый в азотной кислоте. Какая соль находилась в растворе? Докажите уравнениями реакций.
15. При действии роданида аммония на раствор соли образовался кроваво - красный раствор. Соль, какого катиона содержалась в растворе. Напишите уравнение реакции.

Алгоритм ответа на ситуационную задачу:

1. Указанный аналитический эффект свидетельствует о взаимодействии ионов.
2. Поведение осадка в растворах кислот и щелочей, при нагревании.
3. Написание краткого ионного и молекулярного уравнения реакции.

Фармацевтический филиал
Государственного бюджетного профессионального образовательного
учреждения «Свердловский областной медицинский колледж»
(ГБПОУ «СОМК»)

<p>Рассмотрено на заседании ЦМК <u>химии</u> Протокол № _____ от «__» _____ 20__ г.</p> <p>Председатель ЦМК <u>Е.А.Бабилова</u></p> <p>_____</p> <p>(подпись)</p>	<p>Экзаменационный билет № ____</p> <p>Промежуточная аттестация</p> <p>по учебной дисциплине ОП. 06. Общая и неорганическая химия</p> <p>специальность <u>33.02.01 Фармация</u> <small>(указать код, наименование)</small> <u>базовая подготовка</u> <small>(указать уровень подготовки)</small></p> <p><u>очная форма обучения</u> <small>(указать форму обучения)</small></p> <p>101 группа</p>	<p>Утверждено на заседании МС Протокол № _____ от «__» _____ 20__ г.</p> <p>Зав. учебной частью <u>Е.В. Щипанова</u></p> <p>_____</p> <p>(подпись) от «__» _____ 20__ г.</p>
Преподаватель _____		

Билет № ____

1. Подберите коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции:



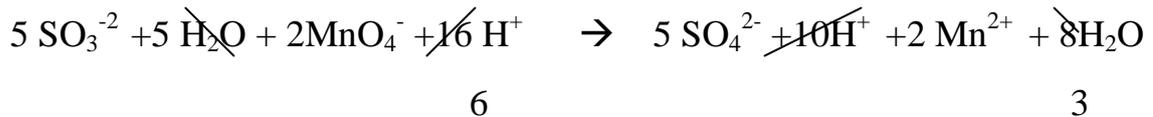
2. Напишите качественную реакцию на карбонат-анион (реакция с кислотой).

3. Решите задачу:

В 200 граммах спиртового раствора содержится 10 граммов йода.
Определите массовую долю йода в растворе.

ЭТАЛОН ОТВЕТА

1. Подберите коэффициенты в окислительно - восстановительной реакции:



$$-10 + (-2) + (+6) = -6$$

$$-10 + (+4) + 0 = -6,$$

2. Напишите качественную реакцию на карбонат-анион (реакция с кислотой).



кислота пузырьки газа
хлороводородная

3. Решите задачу:

В 200 граммах спиртового раствора содержится 10 граммов йода. Определите массовую долю йода в растворе.

Дано:
 $m(p-ра) = 200\text{г}$
 $m(\text{йода}) = 10\text{ г}$

 $w\% (\text{йода}) - ?$

Решение
 1. Находим массовую долю йода в этом растворе:

$$W = \frac{m(v-ва)}{m(p-ра)} \cdot 100\% = \frac{10}{200} \cdot 100\% = 5\%$$

Ответ: Массовая доля йода составляет 5%