

Муниципальное бюджетное общеобразовательное учреждение  
«Средняя общеобразовательная школа № 89 с углубленным изучением отдельных предметов»  
(МБОУ «СОШ №89»)

РАССМОТРЕНО  
на заседании ПК  
протокол № 5 от 30.05 2022  
ПРИНЯТО  
на заседании педагогического совета  
протокол № 11 от 30 августа 2022



УТВЕРЖДАЮ  
Директор школы  
С.А. Коротаяева  
Приказ № 81/2 от 31 августа 2022

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА**  
элективного курса  
«Практическая химия»  
11 класс

## Пояснительная записка

Рабочая программа по химии (элективный курс «Практическая химия, 11 класс») рассчитана на углубленное изучение предмета, ориентирована на учащихся 11 общеобразовательных классов. Рабочая программа разработана с учетом требований Федерального государственного образовательного стандарта среднего общего образования к результатам освоения и к структуре основной образовательной программы среднего общего образования, с учетом актуальных задач воспитания, обучения и развития обучающихся, их возрастных и иных особенностей, а также условий, необходимых для развития их личностных и познавательных качеств.

Данная программа составлена на основе авторской программы по химии к учебнику *Еремин В. В., Кузьменко Н. Е., Дроздов А. А., Лунин В. В.* Химия. Углубленный уровень. 11 класс. Издательство «Дрофа». Основой для составления программы по химии (элективный курс «Практическая химия, 11 класс») послужило методическое пособие: **Химия**. Углубленный уровень. 10—11 классы: рабочая программа к линии УМК В. В. Лунина: учебно-методическое пособие / В. В. Еремин, А. А. Дроздов, И. В. Еремина, Э. Ю. Керимов. — М. : Дрофа, 2017. — 324, [1] с.

### Описание места предмета в учебном плане

В учебном плане на изучение химии (элективный курс «Практическая химия, 11 класс») отводится 102 часа (из расчёта 3 учебных часа в неделю).

Курс	Кол-во часов в неделю	Кол-во учебных недель	Количество часов в год
11 класс	3	34	102
Итого:			102

### Формы промежуточной и итоговой аттестации

Промежуточная аттестация проводится в форме тестов, зачетных, лабораторных, практических, самостоятельных работ. Итоговая аттестация предусмотрена в виде зачета в соответствии с решением педагогического совета и уставу школы.

**Уровень обучения** – общеобразовательный.

**Срок реализации рабочей учебной программы** – 1 год.

### Учебно-методический комплект

класс	программа	Учебно-методический комплект			
		учебник, профиль	автор	год издания	издательство
11	Общеобразовательная (углубленное изучение)	Химия. Углубленный уровень	<i>Еремин В. В., Кузьменко Н. Е., Дроздов А. А., Лунин В. В.</i>	2017	Дрофа

**Тематический план  
11 класс**

№ п/п	Наименование разделов и тем	Всего часов	В том числе на:		
			Лабораторные работы	Практические работы	Зачетные работы
1	<b>Неметаллы</b>	30	1	4	
2	<b>Металлы</b>	30	1	7	
3	<b>Строение вещества</b>	6			
4	<b>Химические реакции</b>	15	1	3	
5	<b>Химическая технология</b>	3			
6	<b>Химия в повседневной жизни и на службе общества</b>	3			
7	<b>Химия в современной науке</b>	3			
8	<b>Сложные вопросы и задачи ЕГЭ</b>	12			1
	<b>Итого:</b>	<b>102</b>	<b>3</b>	<b>14</b>	<b>1</b>

# Планируемые результаты освоения элективного курса “Практическая химия. 11 класс”

## Личностные, метапредметные и предметные результаты обучения

В сфере личностных универсальных учебных действий будут сформированы внутренняя позиция обучающегося, адекватная мотивация учебной деятельности, включая учебные и познавательные мотивы, ориентация на моральные нормы и их выполнение, способность к моральной децентрации.

В сфере регулятивных универсальных учебных действий выпускники овладеют всеми типами учебных действий, направленных на организацию своей работы в школе и вне её, включая способность принимать и сохранять учебную цель и задачу, планировать её реализацию (в том числе во внутреннем плане), контролировать и оценивать свои действия, вносить соответствующие коррективы в их выполнение.

В сфере познавательных универсальных учебных действий выпускники научатся воспринимать и анализировать сообщения и важнейшие их компоненты - тексты, использовать знаково-символические средства, в том числе овладеют действием моделирования, а также широким спектром логических действий и операций, включая общие приёмы решения задач.

В сфере коммуникативных универсальных учебных действий выпускники приобретут умения учитывать позицию собеседника (партнёра), организовывать и осуществлять сотрудничество и кооперацию с учителем и сверстниками, адекватно воспринимать и передавать информацию, отображать предметное содержание и условия деятельности в сообщениях, важнейшими компонентами которых являются тексты.

### Личностные универсальные учебные действия

#### *У выпускника будут сформированы:*

- внутренняя позиция школьника на уровне положительного отношения к школе, ориентации на содержательные моменты школьной действительности и принятия образца «хорошего ученика»;
- широкая мотивационная основа учебной деятельности, включающая социальные, учебно-познавательные и внешние мотивы;
- учебно-познавательный интерес к новому учебному материалу и способам решения новой задачи;
- ориентация на понимание причин успеха в учебной деятельности, в том числе на самоанализ и самоконтроль результата, на анализ соответствия результатов требованиям конкретной задачи, на понимание оценок учителей, товарищей, родителей и других людей;
- способность к оценке своей учебной деятельности;
- основы гражданской идентичности, своей этнической принадлежности в форме осознания «Я» как члена семьи, представителя народа, гражданина России, чувства сопричастности и гордости за свою Родину, народ и историю, осознание ответственности человека за общее благополучие;
- ориентация в нравственном содержании и смысле, как собственных поступков, так и поступков окружающих людей;
- знание основных моральных норм и ориентация на их выполнение;
- развитие этических чувств — стыда, вины, совести как регуляторов морального поведения; понимание чувств других людей и сопереживание им;
- установка на здоровый образ жизни;

- основы экологической культуры: принятие ценности природного мира, готовность следовать в своей деятельности нормам природоохранного, нерасточительного, здоровьесберегающего поведения;
- чувство прекрасного и эстетические чувства на основе знакомства с мировой и отечественной художественной культурой.

***Выпускник получит возможность для формирования:***

- *внутренней позиции обучающегося на уровне положительного отношения к образовательному учреждению, понимания необходимости учения, выраженного в преобладании учебно-познавательных мотивов и предпочтении социального способа оценки знаний;*
- *выраженной устойчивой учебно-познавательной мотивации учения;*
- *устойчивого учебно-познавательного интереса к новым общим способам решения задач;*
- *адекватного понимания причин успешности/неуспешности учебной деятельности;*
- *положительной адекватной дифференцированной самооценки на основе критерия успешности реализации социальной роли «хорошего ученика»;*
- *компетентности в реализации основ гражданской идентичности в поступках и деятельности;*

**Формирование ИКТ-компетентности учащихся**

Выделение программы формирования ИКТ-компетентности в отдельную подпрограмму формирования универсальных учебных действий диктуется задачами общества, в котором предстоит жить и работать выпускникам. В этом обществе человек будет учиться всю жизнь, а информационные объекты в работе любого профессионала станут гипермедийными (то есть, будут объединять текст, наглядно-графические объекты, цифровые данные, неподвижные и движущиеся изображения, звук, ссылки и базы данных), передаваемыми устно, телекоммуникационно, размещаемыми в Интернете.

В результате изучения **предмета** на ступени среднего общего образования выпускник:

- *получит* положительную мотивацию учебной деятельности, формирования личностного смысла учения, самостоятельности и личной ответственности за свои поступки в информационной деятельности, на основе представлений о нравственных нормах, социальной справедливости и свободе;
- *познакомится* с различными средствами ИКТ, освоит общие безопасные принципы работы ними; осознает возможности различных средств ИКТ для использования в обучении, развития собственной познавательной деятельности и общей культуры;
- *освоит* основы обработки и поиска информации при помощи средств ИКТ; научится вводить различные виды информации в компьютер: текст, изображение, цифровые данные; создавать редактировать, сохранять и передавать гипермедиа-сообщения с помощью средств ИКТ;
- научится оценивать потребность в дополнительной информации для решения учебных задач и самостоятельной познавательной деятельности; определять возможные источники ее получения; критически относиться к информации и к выбору источника информации;
- *научится* планировать, проектировать и моделировать процессы в простых учебных и практических ситуациях.

**Знакомство со средствами ИКТ, гигиена работы с компьютером**

***Выпускник научится:***

- использовать безопасные для органов зрения, нервной системы, опорно-двигательного аппарата приемы работы с компьютером и другими средствами ИКТ; выполнять компенсирующие физические упражнения (мини-зарядку);

- организовывать систему папок для хранения собственной информации в компьютере, именовать файлы и папки.

## **Технология ввода информации в компьютер: ввод текста, изображения, цифровых данных**

### **Выпускник научится:**

- вводить информацию в компьютер, сохранять полученную информацию;
- владеть клавиатурным письмом на русском языке; уметь набирать текст с использованием химических формул.

## **Обработка и поиск информации**

### **Выпускник научится:**

- подбирать оптимальный по содержанию, эстетическим параметрам и техническому качеству результат, использовать сменные носители (флэш-карты);
- собирать числовые данные в естественнонаучных наблюдениях и экспериментах, используя цифровые датчики (расстояния, времени, массы, температуры), камеру и другие средства ИКТ;
- пользоваться основными функциями стандартного текстового редактора, следовать основным правилам оформления текста: вводить и сохранять текст, изменять шрифт, начертание, размер, цвет текста, следовать правилам расстановки пробелов вокруг знаков препинания, правила оформления заголовка и абзацев; использовать полуавтоматический орфографический контроль (подсказку возможных вариантов исправления неправильно написанного слова по запросу);
- искать информацию в соответствующих возрасту компьютерных (цифровых) словарях и справочниках, базах данных, контролируемом Интернете, системе поиска внутри компьютера (по стандартным свойствам файлов, по наличию данного слова); составлять список используемых информационных источников (в том числе с использованием ссылок).

### **Выпускник получит возможность научиться:**

- грамотно формулировать запросы при поиске в Интернете и базах данных, оценивать, интерпретировать и сохранять найденную информацию;
- критически относиться к информации и к выбору источника информации.

## **Создание, представление и передача сообщений**

### **Выпускник научится:**

- создавать текстовые сообщения с использованием средств ИК: вводить текст с клавиатуры компьютера, составлять текст из готовых фрагментов; редактировать, оформлять и сохранять текст;
- готовить и проводить презентацию (устное сообщение с аудио-видео поддержкой) перед небольшой аудиторией: создавать план презентации, выбирать аудиовизуальную поддержку, писать пояснения и тезисы для презентации;
- создавать диаграммы и пр.;
- размещать сообщение в информационной образовательной среде образовательного учреждения;
- пользоваться основными средствами телекоммуникации (электронная почта с приложением файлов, чат, аудио- и видео- чаты, форум); участвовать в коллективной коммуникативной деятельности в информационной образовательной среде, фиксировать ход и результаты общения на экране и в файлах.

### **Выпускник получит возможность научиться:**

- представлять данные графически (в случае небольшого числа значений – столбчатая диаграмма, в случае большого числа значений – «непрерывная кривая»);

## **Функциональная грамотность:**

Личностные результаты:

- способность и готовность практического применения предметных знаний при выборе профессии;
- способность и готовность справляться с учебными ситуациями, требующими формулировки собственной позиции (нравственной, гражданской и т.д.) в вопросах имеющих общечеловеческое общение;
- способность и готовность к критическому мышлению; использованию алгоритмов решения проблем функционально заданных учебных ситуациях.

Метапредметные результаты:

- владение понятием «функциональная грамотность»; умение оперировать указанным понятием в самопрезентации учебных достижений;
- наличие опыта индивидуальной и (или) групповой работы с функционально заданными учебными ситуациями;
- наличие опыта выполнения межпредметного учебного исследования по одному или нескольким компонентам функциональной грамотности;
- наличие опыта участия в учебных мероприятиях, требующих владения глобальными компетенциями, креативности, критического мышления

## **Предметные результаты**

*Предметные результаты освоения основной образовательной программы среднего общего образования отражают:*

- 1) сформированность системы знаний об общих химических закономерностях, законах, теориях;
- 2) сформированность умений исследовать свойства неорганических и органических веществ, объяснять закономерности протекания химических реакций, прогнозировать возможность их осуществления;
- 3) владение умениями выдвигать гипотезы на основе знаний о составе, строении вещества и основных химических законах, проверять их экспериментально, формулируя цель исследования;
- 4) владение методами самостоятельного планирования и проведения химических экспериментов с соблюдением правил безопасной работы с веществами и лабораторным оборудованием; сформированность умений описания, анализа и оценки достоверности полученного результата;
- 5) сформированность умений прогнозировать, анализировать и оценивать с позиций экологической безопасности.

## **Планируемые результаты освоения элективного курса «Практическая химия. 11 класс»**

### **Предметные:**

*Ученик научится:*

- методам и приемам решения задач различных типов;
- понимать химические свойства и способы получения неорганических веществ с указанием условий протекания химических реакций;
- понимать строение вещества и явления, которые могут с ним происходить;
- понимать процессы, происходящие в растворах;
- называть неорганические продукты, образующиеся в окислительно-восстановительных реакциях в различных средах;

- сравнивать, находить общее и отличие, классифицировать, систематизировать, обобщать, делать вывод;
- составлять алгоритм решения задачи;
- обсуждать решение задачи и доказывать свою точку зрения;
- применять при решении химических задач знания по математике, физике, биологии, экологии;
- работать в паре, группе, индивидуально.

### **Метапредметные:**

*Ученик получит возможность научиться:*

- оценивать влияние веществ на окружающую среду и здоровье человека;
- использовать основные законы физики при решении химических задач;
- использовать математические инструменты при решении химических задач

### **Личностные:**

*Ученик получит возможность научиться:*

- Умению обобщать, систематизировать, анализировать, выделять главное;
- Работать в группе;
- Применять волевые качества в условиях самостоятельной работы.

### **Формой контроля результативности программы является:**

- решение индивидуальных домашних заданий;
- тестирование;
- собеседование;
- опрос;
- практические работы;
- зачет.



## Содержание элективного курса “Практическая химия. 11 класс”

### Тема 1. Неметаллы (30ч).

**Водород.** Получение, физические и химические свойства (реакции с металлами и неметаллами, восстановление оксидов и солей). Гидриды. Топливные элементы.

**Галогены.** Общая характеристика элементов главной подгруппы VII группы. Физические свойства простых веществ. Закономерности изменения окислительной активности галогенов в соответствии с их положением в периодической таблице. Порядок вытеснения галогенов из растворов галогенидов. Хлор — получение в промышленности и лаборатории, реакции с металлами и неметаллами. Взаимодействие хлора с водой и растворами щелочей. Кислородные соединения хлора. Гипохлориты, хлораты и перхлораты как типичные окислители. Особенности химии фтора, брома и иода. Качественная реакция на иод. Галогеноводороды — получение, кислотные и восстановительные свойства. Хлороводород. Галогеноводородные кислоты и их соли. Соляная кислота и ее соли. Качественные реакции на галогенид-ионы. Применение галогенов и их важнейших соединений.

**Элементы подгруппы кислорода.** Общая характеристика элементов главной подгруппы VI группы. Физические свойства простых веществ. Озон как аллотропная модификация кислорода. Озон как окислитель. Позитивная и негативная роль озона в окружающей среде. Сравнение свойств озона и кислорода. Вода и пероксид водорода как водородные соединения кислорода — сравнение свойств. Пероксид водорода как окислитель и восстановитель. Пероксиды металлов. Сероводород — получение, кислотные и восстановительные свойства. Сульфиды. Сернистый газ как кислотный оксид. Окислительные и восстановительные свойства сернистого газа. Получение сернистого газа в промышленности и лаборатории. Сернистая кислота и ее соли. Серный ангидрид. Серная кислота. Свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты. Действие концентрированной серной кислоты на сахар, металлы, неметаллы, сульфиды. Термическая устойчивость сульфатов. *Кристаллогидраты сульфатов металлов.* Качественная реакция на серную кислоту и ее соли.

**Элементы подгруппы азота.** Общая характеристика элементов главной подгруппы V группы. Физические свойства простых веществ. Азот и его соединения. Строение молекулы азота. Физические и химические свойства азота. Получение азота в промышленности и лаборатории. Нитриды. Аммиак — его получение, физические и химические свойства. Основные свойства водных растворов аммиака. Аммиак как восстановитель. Соли аммония. Поведение солей аммония при нагревании. Качественная реакция на ион аммония. Применение аммиака. Оксиды азота, их получение и свойства. Оксид азота (I). Окисление оксида азота (II) кислородом. Димеризация оксида азота (IV). Азотистая кислота и ее соли. Нитриты как окислители и восстановители. Азотная кислота — физические и химические свойства, получение. Азотная кислота как окислитель (отношение азотной кислоты к металлам и неметаллам). Зависимость продукта восстановления азотной кислоты от активности металла и концентрации кислоты. Нитраты, их физические и химические свойства (окислительные свойства и термическая устойчивость), применение. Фосфор и его соединения. Аллотропия фосфора. Физические свойства фосфора. Химические свойства фосфора (реакции с кислородом, галогенами, металлами, сложными веществами-окислителями, щелочами). Получение и применение фосфора. Фосфин. Фосфиды. Фосфорный ангидрид. Ортофосфорная и метафосфорная кислота. *Фосфористая кислота и ее соли. Фосфорноватистая кислота и ее соли.*

**Подгруппа углерода.** Общая характеристика элементов главной подгруппы IV группы.

Углерод. Аллотропия углерода. Сравнение строения и свойств графита и алмаза. Фуллерен как новая молекулярная форма углерода. Уголь: химические свойства, получение и применение угля. Карбиды. Гидролиз карбида кальция и карбида алюминия. Карбиды переходных металлов (железа, хрома и др.) как сверхпрочные материалы. Синтез-газ как основа современной промышленности. Оксиды углерода. Уголь и угарный газ как восстановители. Реакция угарного газа с расплавами щелочей. Синтез формиатов. Образование угарного газа при неполном сгорании угля. Биологическое действие угарного газа. Получение и применение угарного газа. Углекислый газ: получение, химические свойства (взаимодействие углекислого газа с водой, щелочами, магнием, пероксидами металлов). Угольная кислота и ее соли. Карбонаты и гидрокарбонаты: их поведение при нагревании. Качественная реакция на карбонат-ион. Кремний. Физические и химические свойства кремния. Реакции с углем, кислородом, хлором, магнием, растворами щелочей, сероводородом. Силан — водородное соединение кремния. Силициды. Получение и применение кремния. Оксид кремния (IV), его строение, физические и химические свойства, значение в природе и применение. Кремниевые кислоты и их соли. Гидролиз силикатов. Силикатные минералы — основа земной коры. Алумосиликаты. **Благородные (инертные) газы.** Общая характеристика элементов главной подгруппы VIII группы. Особенности химических свойств. Применение благородных газов.

## **Тема 2. Металлы (30ч)**

**Общий обзор элементов — металлов.** Свойства простых веществ-металлов. Электрохимический ряд напряжений металлов. Металлические кристаллические решетки. Коррозия металлов и способы защиты от нее. Сплавы. Характеристика наиболее известных сплавов. Получение и применение металлов.

**Щелочные металлы.** Общая характеристика элементов главной подгруппы I группы. Свойства щелочных металлов. Распознавание катионов лития, натрия и калия. Натрий и калий — представители щелочных металлов. Характерные реакции натрия и калия. Получение щелочных металлов. Оксиды и пероксиды натрия и калия. Соединения натрия и калия. Соли натрия, калия, их значение в природе и жизни человека. Сода и едкий натр — важнейшие соединения натрия.

**Бериллий, магний, щелочноземельные металлы.** Общая характеристика элементов главной подгруппы II группы. Бериллий, магний, щелочноземельные металлы. Амфотерность оксида и гидроксида бериллия. Окраска пламени солями щелочноземельных металлов. Магний и кальций, их общая характеристика на основе положения в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева и строения атомов. Получение, физические и химические свойства, применение магния, кальция и их соединений. Соли магния и кальция, их значение в природе и жизни человека. Жесткость воды и способы ее устранения.

**Алюминий.** Распространенность в природе, физические и химические свойства (отношение к кислороду, галогенам, растворам кислот и щелочей, алюмотермия). Производство алюминия. Применение алюминия. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия. Соли алюминия. Полное разложение водой солей алюминия со слабыми двухосновными кислотами. Алуминаты в твердом виде и в растворе. Комплексные соединения алюминия.

**Металлы побочных подгрупп.** Общая характеристика переходных металлов I—VIII групп. Особенности строения атомов переходных металлов. Общие физические и химические свойства. Применение металлов.

**Хром.** Физические свойства хрома. Химические свойства хрома (отношение к водяному

пару, кислороду, хлору, растворам кислот). Получение и применение хрома. Соединения хрома. Изменение окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов хрома с ростом степени окисления. Амфотерные свойства оксида и гидроксида хрома (III). Окисление солей хрома (III) в хроматы. Взаимные переходы хроматов и дихроматов. Хроматы и дихроматы как окислители.

**Марганец.** Физические свойства марганца. Химические свойства марганца (отношение к кислороду, хлору, растворам кислот). Получение и применение марганца. Оксид марганца (IV) как окислитель и катализатор. Перманганат калия как окислитель.

**Железо.** Нахождение в природе. Значение железа для организма человека. Физические свойства железа. Химические свойства железа (взаимодействие с кислородом, хлором, серой, углем, водой, кислотами, растворами солей). Сплавы железа с углеродом. Получение и применение железа соединений железа (III) в реакциях с восстановителями (иодидом, сероводородом и медью). Цианидные комплексы железа. Качественные реакции на ионы железа (II) и (III).

**Медь.** Нахождение в природе. Биологическая роль. Физические и химические свойства (взаимодействие с кислородом, хлором, серой, кислотами-окислителями, хлоридом железа (III)). Получение и применение меди. Оксид и гидроксид меди (II). Соли меди (II). Медный купорос. Аммиакаты меди (I) и меди (II). Получение оксида меди (I) восстановлением гидроксида меди (II) глюкозой. Получение хлорида и иодида меди (I).

**Серебро.** Физические и химические свойства (взаимодействие с сероводородом в присутствии кислорода, кислотами-окислителями). Осаждение оксида серебра при действии щелочи на соли серебра. Аммиакаты серебра как окислители. Качественная реакция на ионы серебра. Применение серебра.

**Золото.** Физические и химические свойства (взаимодействие с хлором, «царской водкой»). Золотохлороводородная кислота.

**Цинк.** Физические и химические свойства (взаимодействие с галогенами, кислородом, серой, водой, растворами кислот и щелочей). Получение и применение цинка. Амфотерность оксида и гидроксида цинка. Важнейшие соли цинка.

### **Тема 3. Строение вещества (6ч)**

**Строение вещества. Атомно-молекулярное учение.** Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Качественный и количественный состав вещества. Молярная и относительная молекулярная массы вещества. Мольная доля и массовая доля элемента в веществе. **Строение атома.** Нуклиды. Изотопы. Ядерные реакции. Применение радионуклидов медицине. Современная модель строения атома. Корпускулярно-волновые свойства электрона. Атомная орбиталь. Особенности строения энергетических уровней атомов *d*-элементов. Электронная конфигурация атома. Классификация химических элементов (*s*-, *p*-, *d*, *f*-элементы). Электронные конфигурации положительных и отрицательных ионов. Основное и возбужденные состояния атомов. Валентные электроны. Периодический закон. Формулировка закона в свете современных представлений о строении атома. Мироззренческое и научное значение Периодического закона Д. И. Менделеева. Радиус атома. Закономерности в изменении свойств простых веществ, водородных соединений, высших оксидов и гидроксидов в периодах и группах. Электроотрицательность. **Химическая связь.** Электронная природа химической связи. Виды химической связи. Ковалентная связь и ее характеристики (энергия связи, длина связи, валентный угол, кратность связи, полярность, поляризуемость). Ковалентная неполярная и полярная связь. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной полярной связи. Геометрия молекулы. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь и ее влияние на свойства вещества. Межмолекулярные взаимодействия.

**Агрегатные состояния вещества.** Газы. Газовые законы. Уравнение Клапейрона—Менделеева. Закон Авогадро. Закон объемных отношений. Относительная плотность газов. Средняя молярная масса смеси. Строение твердых тел: кристаллические и аморфные вещества. Типы кристаллических решеток: атомная, молекулярная, ионная, металлическая. Зависимость физических свойств вещества от типа кристаллической решетки. Причины многообразия веществ. Современные представления о строении твердых, жидких и газообразных веществ.

**Дисперсные системы.** Коллоидные растворы. Истинные растворы. Дисперсная фаза и дисперсионная среда. Суспензии и эмульсии. Золи и гели. Опалесценция. Эффект Тиндаля. Коагуляция. Седиментация. Синерезис.

#### **Тема 4. Химические реакции (15 ч).**

**Классификация химических реакций** по различным признакам сравнения. Гомогенные и гетерогенные реакции. Классификация по знаку теплового эффекта. Обратимые и необратимые реакции. Каталитические и некаталитические реакции. Реакции с изменением и без изменения степени окисления элементов в соединениях. **Энергетика химических реакций.** Тепловой эффект химической реакции. Эндотермические и экзотермические реакции. Термохимические уравнения. Теплота образования вещества. Закон Гесса и следствия из него. Энергия связи. *Понятие об энтальпии и энтропии.* Энергия Гиббса и критерии самопроизвольности химической реакции.

**Обратимые реакции.** Химическое равновесие. Константа равновесия. Принцип Ле Шателье. Равновесные состояния. Смещение химического равновесия под действием различных факторов: концентрации реагентов или продуктов реакции, давления, температуры. Роль смещения равновесия в технологических процессах.

**Скорость химических реакций,** ее зависимость от различных факторов: природы реагирующих веществ, концентрации реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора, площади поверхности реагирующих веществ. Реакции гомогенные и гетерогенные. Закон действующих масс. Правило Вант-Гоффа. Катализаторы. Роль катализаторов в природе и промышленном производстве. Ферменты как биологические катализаторы.

**Реакции в растворах электролитов.** Качественные реакции на ионы в растворе. Кислотно-основные взаимодействия в растворах. Амфотерность. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН) раствора. Сильные и слабые электролиты. Расчет рН растворов сильных кислот и щелочей. Реакции ионного обмена. Полные и сокращенные ионные уравнения. Гидролиз солей. Гидролиз по катиону, по аниону, по катиону и по аниону. Реакция среды растворов солей: кислотная, щелочная и нейтральная. Полный необратимый гидролиз. Применение гидролиза в промышленности.

**Окислительно-восстановительные реакции.** Типы окислительно-восстановительных реакций. Окисление и восстановление. Окислители и восстановители. Метод электронного и электронноионного баланса. Поведение веществ в средах с разным значением рН. Перманганат калия как окислитель. Окислительно-восстановительные реакции в природе, производственных процессах и жизнедеятельности организмов. Электрохимический ряд напряжений (активности) металлов (ряд стандартных электродных потенциалов).

**Электролиз** расплавов и водных растворов электролитов (кислот, щелочей и солей). Практическое применение электролиза для получения щелочных, щелочноземельных металлов, алюминия.

#### **Тема 5. Химическая технология (3ч)**

**Основные принципы химической технологии.** Общие представления о

промышленных способах получения химических веществ.

**Производство серной кислоты** контактным способом. Химизм процесса. Сырье для производства серной кислоты. Технологическая схема процесса, процессы и аппараты.

**Производство аммиака.** Химизм процесса. Определение оптимальных условий проведения реакции. Принцип циркуляции и его реализация в технологической схеме.

**Металлургия.** Черная металлургия. Производство чугуна. Доменный процесс (сырье, устройство доменной печи, химизм процесса). Производство стали в кислородном конвертере и в электропечах.

### **Тема 6. Химия в повседневной жизни и на службе общества (3ч)**

Химия пищи. Жиры, белки, углеводы, витамины, ферменты. Рациональное питание. Пищевые добавки. Пищевые добавки, их классификация. Запрещенные и разрешенные пищевые добавки. Основы пищевой химии. Химия в медицине. Понятие о фармацевтической химии и фармакологии. Разработка лекарств. Лекарственные средства, их классификация. Противомикробные средства (сульфаниламидные препараты и антибиотики). Анальгетики (аспирин, анальгин, парацетамол, наркотические анальгетики). Проблемы, связанные с применением лекарственных препаратов. Вредные привычки и факторы, разрушающие здоровье (избыточное потребление жирной пищи, курение, употребление алкоголя, наркомания). Косметические и парфюмерные средства. Бытовая химия. Понятие о поверхностно активных веществах. Моющие и чистящие средства. Отбеливающие средства. Правила безопасной работы с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии.

Гипс. Известь. Цемент, бетон. Клеи. Подбор оптимальных строительных материалов в практической деятельности человека. Минеральные и органические удобрения. Средства защиты растений. Пестициды: инсектициды, гербициды и фунгициды. Репелленты. Стекло, его виды. Силикатная промышленность. Традиционные и современные керамические материалы. Сверхпроводящая керамика. Понятие о керметах, материалах с высокой твердостью. Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия. Экология и проблема охраны окружающей среды. «Зеленая» химия.

### **Тема 7. Химия в современной науке (3ч)**

Методология научного исследования. Методы научного познания в химии. Субъект и объект научного познания. Постановка проблемы. Сбор информации и накопление фактов. Гипотеза и ее экспериментальная проверка. Теоретическое объяснение полученных результатов. Индукция и дедукция. Экспериментальная проверка полученных теоретических выводов с целью распространения их на более широкий круг объектов. Химический анализ, синтез, моделирование химических процессов и явлений как метода научного познания. Наноструктуры. Введение в проектную деятельность. Проект. Типы и виды проектов, этапы реализации проекта. Особенности разработки проектов (постановка целей, подбор методик, работа с литературными источниками, оформление и защита проекта). Источники химической информации. Поиск химической информации по названиям, идентификаторам, структурным формулам. Работа с базами данных.

### **Тема 8. Сложные вопросы и задачи ЕГЭ (12ч)**

**Способы выражения количественного состава раствора:** массовая доля растворенного вещества (процентная концентрация), молярная концентрация. Растворение как физико-химический процесс. Кристаллогидраты.

**Типы расчетных задач:**

1. Нахождение молекулярной формулы углеводорода по его плотности и массовой доле элементов, входящих в его состав или по продуктам сгорания.

2. Расчеты массовой доли (массы) химического соединения в смеси.
3. Расчеты массы (объема, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси).
4. Расчеты массовой или объемной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного.
5. Расчеты теплового эффекта реакции.
6. Расчеты объемных отношений газов при химических реакциях.
7. Расчеты массы (объема, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определенной массовой долей растворенного вещества.
8. Расчет константы равновесия по равновесным концентрациям веществ.
9. Расчет равновесных концентраций веществ, если известны исходные концентрации веществ и константа равновесия.
10. Расчет pH раствора сильной кислоты и сильного основания, если известна их концентрация.
11. *Расчеты с использованием уравнений электролиза.*

Тематическое планирование, в том числе с учетом рабочей программы воспитания с указанием количества часов, отводимых на освоение каждой темы

11 класс

№ урока	Последовательность тем и уроков в теме	Кол-во часов	Воспитательная составляющая урока, раздела, главы
<b>Тема 1. Неметаллы</b>		<b>30</b>	
1	Водород. Галогены	3	1)привлечение внимания к обсуждаемой на уроке информации, активизация познавательной деятельности; 2)побуждение школьников соблюдать на уроке общепринятые нормы поведения, принципы учебной дисциплины и самоорганизации; 3)привлечение внимания к ценностному аспекту изучаемых на уроках явлений, 4)групповая работа или работа в парах, что учит взаимодействию в коллективе.
2	<i>Практическая работа №1</i> «Решение задач по теме «Галогены. Водород»»	3	
3	Халькогены	3	
4	<i>Практическая работа №2</i> «Решение задач по теме «Халькогены»»	3	
5	Подгруппа азота	3	
6	<i>Практическая работа №3</i> «Решение задач по теме «Подгруппа азота»»	3	
7	Свойства серной и азотной кислот, как кислот-окислителей	3	
8	Подгруппа углерода	3	
9	<i>Практическая работа №4</i> «Решение задач по теме «Подгруппа углерода»»	3	
10	<i>Лабораторная работа № 1</i> «Качественные реакции на ионы неметаллов VIIA, VIA, VA, IVA групп»	3	
<b>Тема 2. Металлы</b>		<b>30</b>	
11	Металлы главных подгрупп ( IA, IIА, IIIА - алюминий)	3	1)привлечение внимания к обсуждаемой на уроке информации, активизация познавательной деятельности; 2)побуждение школьников соблюдать на уроке общепринятые нормы поведения, принципы учебной дисциплины и самоорганизации; 3)привлечение внимания к ценностному аспекту изучаемых на уроках явлений, 4)групповая работа или работа в парах, что учит взаимодействию в коллективе.
12	<i>Практическая работа №5</i> «Металлы IA, IIА групп»»	3	
13	<i>Практическая работа №6</i> «Алюминий как представитель IIIА группы»»	3	
14	Металлы побочных подгрупп	3	
15	<i>Практическая работа №7</i> «Хром и его соединения»»	3	
16	<i>Практическая работа №8</i> «Марганец и его соединения»»	3	
17	<i>Практическая работа №9</i> «Железо и его соединения»»	3	
18	<i>Практическая работа №10</i> «Медь и ее соединения»»	3	
19	<i>Практическая работа №11</i> «Серебро и его соединения»»	3	
20	<i>Лабораторная работа № 2</i> «Качественные реакции на ионы, образованные металлами »	3	
<b>Тема 3. Строение вещества</b>		<b>6</b>	
21	Строение атома. Электронные конфигурации атомов	3	1)привлечение внимания к обсуждаемой на уроке информации, активизация познавательной
22	Химическая связь. Агрегатные состояния вещества. Дисперсные системы	3	

			<p>деятельности;</p> <p>2) привлечение внимания к ценностному аспекту изучаемых на уроках явлений, умение выражать и отстаивать свою точку зрения.</p>
<b>Тема 4. Химические реакции</b>		<b>15</b>	
23	Классификация химических реакций. Тепловой эффект химической реакции. <i>Практическая работа №12 «Решение задач по термохимическим уравнениям (ТХУ)»</i>	3	1) возможность приобрести навык самостоятельного решения теоретической проблемы, навык генерирования и оформления собственных идей;
24	Скорость химических реакций. Химическое равновесие <i>Практическая работа № 13 «Решение задач по теме «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»</i>	3	2) групповая работа или работа в парах, которые учат школьников командной работе и взаимодействию с другими детьми.
25	Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз.	3	
26	<i>Практическая работа №14 «ОВР. Электролиз»</i>	3	
27	Реакции в растворах электролитов. <i>Лабораторная работа №3 «Ионные реакции. Гидролиз солей»</i>	3	
<b>Тема 5. Химическая технология</b>		<b>3</b>	
28	Производство серной кислоты. Производство аммиака. Металлургия	3	привлечение внимания школьников к ценностному аспекту изучаемых на уроках явлений, организация их работы с получаемой на уроке социально значимой информацией – инициирование ее обсуждения, высказывания учащимися своего мнения по ее поводу, выработки своего к ней отношения.
<b>Тема 6. Химия в повседневной жизни и на службе общества</b>		<b>3</b>	
29	Химия в быту, медицине, фармакологии, промышленности, сельском хозяйстве	3	привлечение внимания школьников к ценностному аспекту изучаемых на уроках явлений, организация их работы с получаемой на уроке социально значимой информацией – инициирование ее обсуждения, высказывания учащимися своего мнения по ее поводу, выработки своего к ней отношения.
<b>Тема 7. Химия в современной науке</b>		<b>3</b>	
30	Методы научного познания в химии. Источники химической информации	3	привлечение внимания школьников к ценностному аспекту изучаемых на уроках явлений, организация их работы с получаемой на уроке социально значимой



			информацией – инициирование ее обсуждения, высказывания учащимися своего мнения по ее поводу, выработки своего к ней отношения.
<b>Тема 8. Сложные вопросы и задачи ЕГЭ</b>		<b>12</b>	возможность приобрести навык самостоятельного решения теоретической проблемы.
31	Нахождение молекулярной формулы углеводорода по его плотности и массовой доле элементов, входящих в его состав или по продуктам сгорания.	3	
32	Расчеты массы (объема, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определенной массовой долей растворенного вещества.	3	
33	Зачет	3	
34	Комбинированные задачи. Анализ работы	3	
	<b>ИТОГО:</b>	<b>102 ч</b>	Из них 3 лабораторные работы, 14 практических работ

### Примечания к контрольно-измерительным материалам (КИМам):

1. Представленные образцы КИМов предназначены для отработки практически и лабораторно-практически теоретического содержания курса, часть вопросов осваивается в совместной работе, часть выполняется как домашняя или зачетная работа, при этом учащиеся могут выполнять как одинаковые задания, так и задания индивидуальные.
2. В качестве итоговой зачетной работы используется вариант ЕГЭ, взятый с сайта ФИПИ или других.

# Контрольно-измерительные материалы

## Практическая работа №1 «Решение задач по теме «Галогены. Водород»»

### 1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель.

- 1.1.  $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \dots \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \dots + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$
- 1.2.  $\text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \dots \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots + \text{H}_2\text{O}$
- 1.3.  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KIO}_3 + \dots \rightarrow \dots + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots + \text{H}_2\text{O}$
- 1.4.  $\text{KNO}_2 + \dots + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \dots + \dots$
- 1.5.  $\text{Cl}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{N}_2 + \dots$
- 1.6.  $\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 1.7.  $\text{MnSO}_4 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots + \dots + \dots$
- 1.8.  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \dots \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \dots + \text{H}_2\text{O}$
- 1.9.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots + \text{H}_2\text{O}$
- 1.10.  $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \dots + \dots + \dots$

### 2. Запишите уравнения описанных реакций

**2.1.** Газ, выделившийся при взаимодействии концентрированной соляной кислоты с перманганатом калия, был пропущен через горячий раствор гидроксида калия. Образовавшаяся соль- окислитель прореагировала с новой порцией концентрированной соляной кислоты с образованием этого же газа. Его пропустили через холодный раствор гидроксида калия.

**2.2.** В результате реакции концентрированной соляной кислоты с сильным окислителем оранжевого цвета образовался раствор зеленого цвета и выделился желто-зеленый ядовитый газ. Он прореагировал на свету с водородом. Получившийся газ растворили в концентрированном растворе азотной кислоты. Вновь выделился ядовитый желто-зеленый газ, который прореагировал с железом.

**2.3.** Расплав хлорида калия подвергли электролизу. Образовавшийся на аноде газ растворили в воде. Полученная при этом сильная кислота далее прореагировала с железом с образованием бесцветного горючего газа. Через полученный раствор соли пропустили газ, выделившийся при электролизе расплава хлорида калия на аноде.

**2.4.** Газ, выделившийся при взаимодействии оксида марганца (IV) и концентрированной соляной кислоты, пропустили при нагревании через раствор гидроксида калия. Одна из полученных при этом солей прореагировала с концентрированной соляной кислотой с образованием того же газа, который пропустили затем через известковую воду при комнатной температуре.

**2.5.** Соляную кислоту прибавили к перманганату калия. Образовавшийся газ пропустили через горячий раствор гидроксида калия. Соль, выделившуюся при охлаждении раствора, отделили, добавили в раствор соляной кислоты и нагрели, в результате выделился желто-зеленый газ. Смесь этого газа с водородом взорвали при освещении.

**2.6.** Твердое вещество, образующееся при взаимодействии хлора с натрием, нагрели с концентрированной серной кислотой. Выделяющийся газ растворили в воде и в раствор добавили сульфид алюминия. Полученную соль выделили и добавили в подкисленный серной кислотой раствор перманганата натрия, при этом выделился желто-зеленый газ.

**2.7.** На концентрированную соляную кислоту подействовали раствором дихромата калия, при этом окраска раствора из оранжевой стала зеленой. Выделившийся газообразный продукт реакции пропустили через холодный раствор гидроксида натрия. Раствор нагрели. Соль, которая выделяется при охлаждении раствора, отфильтровали и нагрели, получив соль высшей кислородсодержащей кислоты.

**2.8.** Через раствор бромида натрия пропустили хлор до прекращения реакции. Полученный раствор подвергли электролизу, используя графитовые электроды. Продукт, образовавшийся на аноде, поглотили горячим раствором гидроксида калия. В полученный раствор добавили иодоводородную кислоту, в результате выпал осадок темного цвета.

**2.9.** Твердый хлорид калия обработали избытком концентрированной серной кислоты. Выделившийся ядовитый газ растворили в воде и в раствор добавили оксид свинца (IV). Газообразный продукт реакции поглотили холодным известковым молоком. После добавления в полученную смесь соляной кислоты выделился ядовитый газ желто-зеленого цвета.

**2.10.** Через раствор бромида калия пропустили газообразный хлор. Образовавшуюся красно-бурую жидкость ввели во взаимодействие с водородом при нагревании. Продукт реакции

поглотили раствором карбоната натрия и в полученный раствор добавили нитрат серебра – образовался бледно-желтый (кремовый) осадок.

**2.11.** К раствору иодида натрия добавили бром. Образовавшееся простое вещество далее прореагировало с сероводородом, а полученная при этом кислота – с оксидом марганца (IV) с образованием того же простого вещества. Его растворили в концентрированной азотной кислоте, при этом образовалась новая кислота и выделился бурый газ.

**2.12.** Иод обработали концентрированной азотной кислотой при нагревании. Продукт реакции осторожно нагрели. Образовавшийся оксид провзаимодействовал с угарным газом. Образовавшееся при этом простое вещество растворили в теплом растворе гидроксида калия.

### 3. Тесты

**3.1. Число полностью заполненных энергетических подуровней для частицы Cl<sup>-</sup> равно:** 1) 2 2) 3; 3) 4; 4) 5

**3.2. В ряду HClO – HClO<sub>2</sub> – HClO<sub>3</sub> – HClO<sub>4</sub> кислотные свойства соединений:** 1) усиливаются 2) ослабевают 3) не изменяются 4) изменяются периодически

**3.3. Радиус атома увеличивается в ряду:** 1) азот, кислород, фтор 2) фтор, хлор, бром 3) бром, хлор, фтор 4) кислород, фтор, хлор

**3.4. Верны ли следующие суждения о свойствах хлора?**

А. Хлор реагирует как с активными, так и с неактивными металлами.

Б. Хлор не растворяется в воде.

1) верно только А 2) верно только Б 3) верны оба суждения 4) оба суждения неверны

**3.5. Длина связи увеличивается в ряду веществ, формулы которых:** 1) HCl, CCl<sub>4</sub>, Cl<sub>2</sub>O 2) HF, ClF<sub>5</sub>, F<sub>2</sub> 3) HBr, BrF<sub>5</sub>, Br<sub>2</sub> 4) I<sub>2</sub>, IF<sub>5</sub>, HI

**3.6. Число π-связей в молекуле хлористой кислоты равно:** 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 5

**3.7. Число общих электронных пар в молекулах галогенов равно** 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4

**3.8. Элемент, высшая степень окисления которого равна нулю:** 1) фтор 2) хлор 3) бром 4) иод

**3.9. Высшую степень окисления проявляет хлор в соединении, формула которого:** 1) NaClO<sub>3</sub> 2) Cl<sub>2</sub> 3) Al(OH)<sub>2</sub>Cl 4) Mg(ClO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>

**3.10. Допущена ошибка в записи уравнения химической реакции** 1) Cu + Cl<sub>2</sub> = CuCl<sub>2</sub> 2) Fe + Cl<sub>2</sub> = FeCl<sub>2</sub> 3) 2P + 3Cl<sub>2</sub> = 2PCl<sub>3</sub> 4) 2Na + Cl<sub>2</sub> = 2NaCl

**3.11. Хлор взаимодействует со всеми веществами набора:** 1) HCl; CO; Na 2) KBr; NaOH; Fe 3) NaF; Ba(OH)<sub>2</sub>; Al 4) NaI; Cu(OH)<sub>2</sub>; H<sub>2</sub>

**3.12. Бром можно получить взаимодействием бромида натрия с:** 1) водородом 2) хлором 3) серой 4) иодом

**3.13. Хлороводород можно получить реакцией** 1) конц. серной кислоты с раствором хлорида натрия 2) конц. серной кислоты с твердым хлоридом натрия 3) разб. серной кислоты с раствором хлорида натрия 4) разб. серной кислоты с твердым хлоридом натрия

**3.14. Не реагирует с разбавленной соляной кислотой** 1) медь 2) железо 3) цинк 4) магний

**3.15. Как гидроксид алюминия, так и соляная кислота могут взаимодействовать с** 1) CuO; 2) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; 3) CO<sub>2</sub>; 4) NaOH

**3.16. Соляная кислота не взаимодействует ни с одним из двух веществ** 1) цинком и гидроксидом натрия 2) медью и оксидом меди (II) 3) ртутью и оксидом углерода (IV) 4) магнием и аммиаком.

**3.17. Хлорид железа (II) можно получить реакцией** 1) соляной кислоты с железом 2) хлора с железом 3) раствора хлорида меди (II) с раствором сульфата железа (II) 4) железа с раствором хлорида магния.

**3.18. К реакциям замещения относится взаимодействие хлора с** 1) этеном 2) железом 3) этаном 4) алюминием

**3.19. Наиболее активно при комнатной температуре водород реагирует с** 1) фтором 2) хлором 3) бромом 4) иодом

**3.20. В уравнении диссоциации хлората кальция сумма коэффициентов равна:** 1) 3 2) 4 3) 5 4) 6

**3.21. Восстановительные свойства наиболее выражены у:** 1) HF 2) HCl 3) HBr 4) HI

**3.22. Фенолфталеин изменит свою окраску в растворе:** 1) хлорида натрия; 2) гипохлорита калия; 3) хлорида цинка; 4) бромида калия.

**3.23. Наименее ядовит из галогенов** 1) фтор 2) хлор 3) бром 4) иод

**3.24. Вещество, с помощью которого можно осушить хлороводород** 1) безводный карбонат калия 2) кристаллический гидроксид натрия 3) конц. серная кислота 4) раствор гидроксида натрия

**3.25. Во фразе «зубная паста с фтором» речь идет** 1) о химическом элементе 2) о простом

веществе 3) об атомах фтора 4) о молекулах фтора

**3.26. Отбеливает ткани и убивает болезнетворные бактерии** 1) жидкий хлор 2) сухой газообразный хлор 3) хлороводород 4) хлор в присутствии воды.

**3.27. Различить водные растворы иодида, бромиды, хлорида и фторида калия можно с помощью раствора** 1) гидроксида кальция 2) нитрата магния 3) нитрата серебра 4) карбоната натрия

**3.28. Выберите верное утверждение.** 1) Лакмус в растворе соляной кислоты приобретает синюю окраску. 2) Фенолфталеин в растворе соляной кислоты бесцветен. фенолфталеин – изменяют окраску в растворе соляной кислоты; 3) Метиоранж в растворе соляной кислоты становится желтым. 4) Все индикаторы – метилоранж, лакмус и фенолфталеин – изменяют окраску в растворе соляной кислоты.

**3.29. Хлор реагирует с** 1) раствором хлорида железа (II) 2) раствором гидроксида калия 3) раствором серной кислоты 4) раствором иодида калия 5) кислородом 6) водой

**3.30. Хлор реагирует с** 1) железом 2) бромидом калия 3) кислородом 4) гидроксидом бария 5) оксидом кремния (IV) 6) сульфатом бария

**3.31. Соляная кислота реагирует с** 1) нитратом кальция 2) сульфидом железа (II) 3) оксидом магния 4) иодом 5) медью 6) перманганатом калия

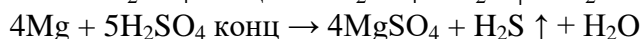
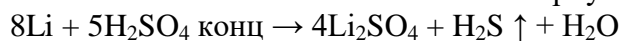
**3.32. Концентрированная соляная кислота реагирует с** 1)  $MnO_2$  2)  $NH_3$  3)  $Br_2$  4)  $Hg$  5)  $NaNO_3$  6)  $CaCO_3$

## Практическая работа №2 «Решение задач по теме «Халькогены»»

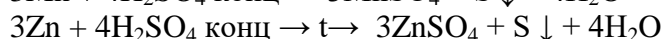
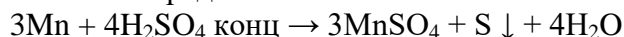
### Теория: «Свойства серной кислоты как окислителя»

**1. Концентрированная** серная кислота реагирует с металлами, даже стоящими после водорода. Но кроме платины и золота – эти металлы слишком малоактивны.

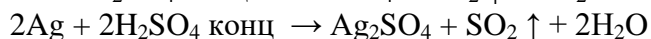
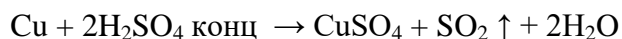
-Активные металлы восстанавливают серную кислоту до  $H_2S$ :



-Металлы средней активности восстанавливают серную кислоту до S:



-Малоактивные металлы восстанавливают серную кислоту до  $SO_2$ :



Некоторые металлы (конкретно нужно запомнить — **Fe, Al, Cr**) при контакте с концентрированной серной кислотой покрываются защитной пленкой – и реакция не идет. Поэтому серную кислоту без всякой опасности перевозят в железных цистернах. Это явление называют **пассивацией**.

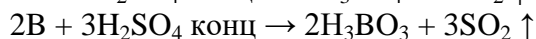
То, что железо, алюминий и хром пассивируются не означает, что реакция невозможна. Просто нужно **нагреть** – при нагревании от защитной пленки не остаётся и следа.

### 2. Взаимодействие неметаллов с концентрированной серной кислотой.

Не все неметаллы реагируют с концентрированной серной кислотой: лишь те, что *проявляют восстановительные свойства*. Поэтому **кислород, азот и галогены не вступают в эти реакции**.

Мы рассмотрим взаимодействие с фосфором, углеродом, бором, серой. Неметаллы – не такие активные восстановители как типичные металлы – поэтому серная кислота восстанавливается до  $SO_2$ .

Неметалл окисляется до высшей степени окисления: образуется оксид. Поскольку оксид неметалла – кислотный, то он тут же в момент получения реагирует с водой и образуется *кислота*:

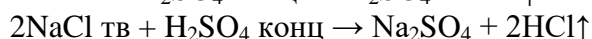


Угольная кислота не образуется – получается углекислый газ:



### 3. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с галогенидами.

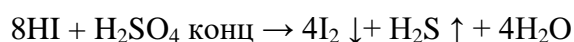
Галогениды металлов – это соли галогеноводородов ( $HF, HCl, HBr, HI$ ). Галогеноводороды – летучие кислоты, а  $HF$  еще к тому же и слабая. Поэтому серная кислота их вытесняет из солей:



Соли нужно брать твердые, не раствор. Тогда галогеноводороды будут вытесняться в виде газов. А к фториду можно и в раствор прилить кислоты, так как фтороводородная кислота – слабая, она вытеснится. Только останется в растворе, вот и вся разница.

С хлоридами и фторидами происходит простая реакция обмена, *без изменения степеней окисления*.

А вот бромиды и иодиды – восстановители. После вытеснения галогеноводорода он тут же окисляется. Поэтому реакции концентрированной серной кислоты с бромиды и иодиды протекают с изменением степеней окисления. Бромоводород и иодоводород окисляются так же, как и их соли:  $2HBr + H_2SO_4 \text{ конц} \rightarrow Br_2 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$



**1. Укажите справедливые утверждения для элементов подгруппы кислорода:**

- а) с ростом атомного номера электроотрицательность уменьшается;
- б) с ростом атомного номера прочность связи в водородных соединениях возрастает;
- в) оксидам серы, селена и теллура состава  $\text{ЭO}_2$  отвечают гидроксиды с кислотными свойствами;
- г) число энергетических уровней в атоме увеличивается с ростом атомного номера.

**2. В ряду  $\text{H}_2\text{O} \text{ --- } \text{H}_2\text{S} \text{ --- } \text{H}_2\text{Se} \text{ --- } \text{H}_2\text{Te}$  сила кислот:**

- а) уменьшается; б) возрастает; в) остаётся неизменной; г) уменьшается, затем возрастает.

**3. Вода образуется в результате реакций:** а)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$  б)  $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow$

- в)  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$  г)  $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$

**4. При окислении 12г некоторого металла получено 16,8г оксида. Какой объём (л, н.у.) кислорода затрачен на окисление:** а) 3,36; б) 2,24; в) 4,48; г) 6,72.

**5. Какие пары веществ можно брать для получения в одну стадию оксида серы(IV):**

- а)  $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$  б)  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{разб}} \rightarrow$  в)  $\text{KHSO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$  г)  $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$

**6. Какой минимальный объём воздуха (л, н.у.) нужен для полного окисления 10л сероводорода:** а) 70; б) 71,4; в) 15; г) 80.

**7. При взаимодействии какого металла и концентрированной серной кислоты в качестве одного из продуктов реакции может образоваться сероводород:** а) Mg; б) Cu; в) Ag; г) Au.

**8. Сколько электронных пар осуществляют химическую связь в молекуле серной кислоты:**

- а) 8; б) 3; в) 4; г) 2.

**9. Укажите формулы веществ, реагирующих с разбавленной серной кислотой:**

- а)  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ; б)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ; в)  $\text{KNO}_3$ ; г) Cu.

**10. С помощью каких веществ можно обнаружить в растворе сульфат – ион:**

- а) хлорид бария; б) хлорид калия; в) нитрат серебра(I); г) нитрат натрия.

**11. Концентрированная серная кислота в отличие от разбавленной серной кислоты:**

- а) при обычных условиях реагирует с железом и алюминием; б) вытесняет из кристаллических хлоридов хлороводород; в) окислитель за счёт ионов  $\text{H}^+$ ; г) окислитель за счёт ионов  $\text{S}^{+6}$ .

**12. При приготовлении водных растворов серной кислоты необходимо:** а) приливать воду в кислоту; б) приливать кислоту в воду; в) порядок сливания веществ не имеет значения.

**13. Сумма коэффициентов перед формулами веществ в ОВР, протекающей по схеме равна:**



- а) 41; б) 43; в) 50; г) 52.

**14. Серная кислота может быть получена по реакции:**

- а)  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  б)  $\text{SO}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$  в)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$  г)  $\text{S} + \text{HNO}_{3\text{конц}} \rightarrow$

**15. В 100г воды растворили 40г серной кислоты. Какова массовая доля серной кислоты в полученном растворе(%):** а) 28,6; б) 35; в) 46,5; г) 48,4.

**16. Какую массу серной кислоты можно получить из 2 моль не содержащего примесей пирита, если потери в производстве составляют 5%:** а) 370,4; б) 372,4; в) 376; г) 392.

**17. Отметьте схемы возможных реакций с участием сульфата калия:**

- а)  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$  б)  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$  в)  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}} \rightarrow$  г)  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NaNO}_3 \rightarrow$

**18. Как можно объяснить, что для получения водорода в лаборатории взаимодействием металлов с разбавленной серной кислотой не используется кальций, барий и свинец:**

- а) металлы стоят в электрохимическом ряду напряжений правее водорода;
- б) металлы не способны проявлять восстановительные свойства; в) поверхности металлов пассивируются за счёт образования плёнки плохо растворимых сульфатов.

**19. В результате протекания какой реакции образуется сульфид:**

- а)  $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \text{ ----}$  б)  $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \text{ ----}$
- в)  $\text{NaHS} + \text{NaOH} \text{ ----}$  г)  $\text{SO}_2 + \text{KOH} \text{ ----}$

**20. В 1л воды растворили 1,12 л сероводорода. Концентрация сероводорода в полученном растворе равна (в моль л):** а) 0,1; б) 0,05; в) 2; г) 0,4.

## Практическая работа №3 «Решение задач по теме «Подгруппа азота»»

**1. Решите задачи.** В ответе запишите уравнения реакций, которые указаны в условии задачи, и приведите все необходимые вычисления (указывайте единицы измерения искомых физических величин).

**1.1.** При прокаливании соли массой 12,8г получили 7,2г воды и 4,48л (н.у.) бесцветного газа, который при обычных условиях реагирует только с литием и имеет плотность по метану 1,75. Определите формулу соли.

**1.2.** Нитрит натрия массой 6,9г внесли при нагревании в 110г раствора хлорида аммония с массовой долей 10%. Какой объем азота (н.у.) выделится при этом и какова массовая доля поваренной соли в получившемся растворе? (114,1г, 5,1%).

**1.3.** В 60 г 18 %-ной ортофосфорной кислоты растворили 2,84 г оксида фосфора (V) и полученный раствор прокипятили. Какая соль и в каком количестве образуется, если к полученному раствору добавить 30 г гидроксида натрия?

**1.4.** В 120 мл раствора азотной кислоты с массовой долей 7 % (плотностью 1,03 г/мл) внесли 12,80 г карбида кальция. Сколько миллилитров 20 %-ной соляной кислоты (плотностью 1,10 г/мл) следует добавить к полученной смеси для её полной нейтрализации?

**1.5.** Нитрит натрия массой 13,8 г внесли при нагревании в 220 г раствора хлорида аммония с массовой долей 10 %. Какой объём (н. у.) азота выделится при этом и какова массовая доля хлорида аммония в получившемся растворе?

### 3. Тесты.

**3.1. Элемент с наиболее ярко выраженными неметаллическими свойствами:** 1) азот; 2) фосфор; 3) мышьяк; 4) сурьма

**3.2. В молекуле  $\text{NH}_3$  химическая связь:** 1) ионная 2) ковалентная полярная 3) ковалентная неполярная 4) металлическая

**3.3. Не имеет аллотропных форм:** 1) кислород 2) фосфор 3) азот 4) сера

**3.4. От азота к висмуту радиус атома** 1) увеличивается 2) не изменяется 3) уменьшается

**3.5. Связь в молекуле азота** 1) одинарная 2) двойная 3) тройная

**3.6. Тип связи в аммиаке** 1) ковалентная неполярная 2) ковалентная полярная 3) металлическая

**3.7. Степень окисления фосфора в  $\text{PH}_3$**  1) -3 2) +3 3) +5 4) +2 5) +1

**3.8. Кислотные свойства ослабевают в ряду:**

1)  $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5$

2)  $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$

3)  $\text{As}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5$

**3.9. Самая сильная кислота:** 1) фосфорная 2) азотная 3) мышьяковая

**3.10. Водородное соединение, которое образует азот обладает свойствами:**

1) основными, 2) Кислотными 3) амфотерными

**3.11. Между молекулами аммиака возможно образование связи:** 1) ионной 2) ковалентной неполярной; 3) водородной; 4) металлической

**3.12. Оксид азота (II) является оксидом:** 1) основным; 2) амфотерным; 3) кислотным; 4) несолеобразующий.

**3.13. Молекула аммиака имеет строение:** 1) линейное; 2) пирамидальное; 3) зигзагообразное; 4) плоское.

**3.14. Угол связи в молекуле аммиака:** 1)  $109^\circ$  2)  $107^\circ$  3)  $100^\circ$  4)  $105^\circ$

**3.15. Аммиак реагирует с** 1) щелочами; 2) кислотами; 3) солями

**3.16. Аммиак горит в присутствии катализатора с образованием:** 1) азота и воды; 2) оксида азота(II) и воды; 3) азота и водорода;

**3.17. Аммиак горит без катализатора с образованием:** 1) азота и воды; 2) оксида азота(II) и воды; 3) азота и водорода;

**3.18. Раствор аммиака реагирует с веществами:** 1) соляная кислота и кислород; 2) серная кислота и гидроксид натрия; 3) фосфорная кислота и оксид бария

**3.19. Ион аммония образуется по механизму:** 1) обменному и радикальному; 2) обменному и донорно-акцепторному; 3) обменному и ионному;

**3.20. Азот в ионе аммония имеет валентность:** 1) 3; 2) 4; 3) 5

- 3.21. Какие свойства проявляет аммиак в ОВР:** 1) окислительные; 2) восстановительные; 3) и окислительные и восстановительные; 4) не проявляет окислительно-восстановительных свойств.
- 3.22. Минимальная степень окисления для азота равна:** 1)  $-5$ ; 2)  $-2$ ; 3)  $-3$ ; 4)  $-1$ .
- 3.23. Оксид фосфора (V) является оксидом:** 1) основным; 2) амфотерным; 3) кислотным; 4) несолеобразующим.
- 3.24. Какой оксид азота образуется в атмосфере во время грозы:** 1)  $N_2O_5$ ; 2)  $N_2O_3$ ; 3)  $NO$ ; 4)  $N_2O$
- 3.25. Какая соль разлагается с выделением аммиака:** 1)  $NH_4NO_2$ ; 2)  $NH_4NO_3$ ; 3)  $NH_4Cl$ ; 4)  $NaNO_3$ .
- 3.26. При комнатной температуре азот реагирует с:** 1) натрием; 2) калием; 3) литием; 4) кальцием.
- 3.27. При взаимодействии сульфата аммония со щёлочью при нагревании образуется газ:** 1)  $N_2$ ; 2)  $NH_3$ ; 3)  $NO$ ; 4)  $HCl$ .
- 3.28. Какая химическая связь образуется при реакции аммиака и хлороводорода:** 1) ионная; 2) ковалентная неполярная; 3) металлическая.
- 3.29. Какая соль получится при реакции 67,2 л аммиака и 98 г фосфорной кислоты?** 1) фосфат аммония; 2) гидрофосфат аммония; 3) дигидрофосфат аммония
- 3.30. Верны ли суждения**  
А) Аммиак применяют в производстве азотных удобрений;  
Б) Раствор аммиака обладает кислотными свойствами.  
1) верно только А; 2) верно только Б; 3) верны оба суждения; 4) неверны оба суждения
- 3.31. Из предложенного списка реактивов выберите два, которые способны растворить фосфор.** 1) вода; 2) разбавленная соляная кислота; 3) концентрированная азотная кислота; 4) концентрированная щёлочь; 5) насыщенный раствор хлорида натрия.
- 3.32. Из предложенного перечня веществ выберите два вещества, с которыми реагируют магний и фосфор.** 1) раствор гидроксида калия; 2) концентрированная серная кислота; 3) соляная кислота; 4) разбавленная серная кислота; 5) концентрированная азотная кислота.



## Практическая работа №4 «Решение задач по теме «Подгруппа углерода»»

### Вариант I

1. Тип кристаллической решетки графита: а) молекулярная; б) ионная; в) атомная; г) металлическая.
2. Силикагель – вещество, формула которого: а)  $\text{SiO}_2$  б)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ; в)  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ ; г) нет правильного ответа.
3. Сырье для производства стекла является смесь: а) известняк и глина; б) глина и вода; в) песок, сода и известняк; г) гашеная известь и песок.
4. Применение кокса в металлургии основано на его свойстве: а) восстанавливает металлы; б) твердое вещество; в) окисляет металлы; г) способность к адсорбции.
5. Число электронов на внешнем электронном слое атомов неметаллов равно: а) номеру периода; б) порядковому номеру; в) номеру группы; г) заряду ядра.
6. Атом углерода проявляет низшую положительную степень окисления в соединении, формула которого: а)  $\text{CO}$ ; б)  $\text{CO}_2$ ; в)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ; г)  $\text{CS}_2$ .
7. Уголь является окислителем в реакции с: а) кислородом; б) железом(II) оксидом; в) магнием; г) все перечисленные.
8. Оксиды углерода(II) и (IV) сходны между собой: а) качественным составом; б) количественным составом; в) оба проявляют восстановительные свойства; г) оба являются кислотными оксидами.
9. При нагревании разлагается вещество, формула которого: а)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; б)  $\text{CaCO}_3$ ; в)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ; г)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ .
10. В схеме превращений  $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{CO}_2$  буквой «А» зашифровано вещество, формула которого: а)  $\text{CO}$ ; б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; в)  $\text{CaCO}_3$ ; г) все перечисленные.
11. Какая реакция не протекает до конца? а)  $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \dots$ ; б)  $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \dots$ ; в)  $\text{KOH} + \text{CO}_2 = \dots$ ; г)  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \dots$ .
12. В реакции  $\text{CO} + \text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{CO}_2$  оксид углерода(II) проявляет свойства: а) восстановительные; б) окислительные; в) эта реакция не идет; г)  $\text{CO}$  является катализатором реакции.
13. Из оксида углерода (II) объемом 10 л можно получить оксид углерода (IV) объемом: а) 20 л; б) 10 л; в) 15 л; г) 5 л.
14. Из оксида углерода (IV) количеством вещества 0,2 моль можно получить 20 %-ный раствор карбоната натрия массой: а) 10,6 г; б) 106 г; в) 21,2 г; г) 212 г.
15. К раствору, содержащему 28,8 г силиката натрия, добавили раствор, содержащий 7,3 г соляной кислоты. Образовался осадок массой: а) 8,7 г; б) 7,8 г; в) 15,6 г; г) 20,5 г.
16. Необратимо протекает реакция ионного обмена между растворами:
  - 1) сульфата калия и гидроксида натрия
  - 2) силиката натрия и хлорида кальция
  - 3) фторида аммония и соляной кислоты
  - 4) хлорида натрия и азотной кислоты
17. Какую формулу имеет соединение, в котором степени окисления химических элементов равны +3 и -4? 1)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  2)  $\text{Al}_4\text{C}_3$  3)  $\text{N}_2\text{O}_3$  4)  $\text{CaSi}_2$
18. Оксид углерода(IV) реагирует с: 1) гидроксидом кальция; 2) хлоридом меди(II); 3) оксидом серы (VI); 4) углеродом; 5) азотной кислотой

### Вариант II

1. Тип кристаллической решетки алмаза: а) молекулярная; б) ионная; в) атомная; г) металлическая.
2. К вяжущим строительным материалам относятся: а) стекло; б) цемент; в) керамика; г) силикагель.
3. Качественной реакцией на карбонат-ион является взаимодействие с: а) сильной кислотой; б) натрий силикатом; в) щелочью; г) калий сульфатом.
4. Карборунд применяется в технике благодаря свойству: а) низкая температура плавления; б) твердость; в) цвет; г) все перечисленные.
5. С увеличением порядкового номера элемента в периоде электроотрицательность неметаллов: а) увеличивается; б) уменьшается; в) сначала увеличивается, затем уменьшается; г) не изменяется.
6. Свойства углерод(IV) оксида: а) взаимодействует с водой и щелочами; б) газ без цвета с резким запахом; в) восстанавливает металлы; г) взрывоопасный газ.

7. Атом углерода проявляет высшую положительную степень окисления в соединении, формула которого: а)  $\text{CH}_4$ ; б)  $\text{CO}_2$ ; в)  $\text{CO}$ ; г)  $\text{HCO}$ .
8. Уголь является восстановителем в реакции с: а) фтором; б) серой; в) кислородом; г) все перечисленные.
9. При нагревании разлагается вещество, формула которого: а)  $\text{KHCO}_3$ ; б)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ; в)  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ ; г)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
10. В схеме превращений  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$  буквой «А» зашифровано вещество, формула которого: а)  $\text{Ca}$ ; б)  $\text{Ca(OH)}_2$ ; в)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ; г)  $\text{CaCl}_2$
11. Для протекания реакции  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$  необходимым условием является: а) охлаждение; б) измельчение исходного  $\text{CaCO}_3$ ; в) наличие катализатора; г) нагревание.
12. В промышленности углекислый газ получают: а) крекингом нефтепродуктов; б) сжиганием древесины; в) разложением известняка; г) электролизом соды.
13. Для сгорания 100 л оксида углерода (II) необходим кислород объемом (н.у.) а) 50 л; б) 25 л; в) 500 л; г) 250 л.
14. К карбонату натрия массой 106 г добавили раствор, содержащий соляную кислоту массой 73 г. Объем выделившегося газа (н.у.): а) 4,48 л; б) 44,8 л; в) 22,4; г) 2,24 л.
15. Из силиката натрия массой 20 г, содержащего 20 % примесей, получили кремниевую кислоту массой: а) 8,4 г; б) 10,2 г; в) 15,2 г; г) 20,2 г.
16. Наибольшее число анионов образуется при полной диссоциации 1 моль:  
1) карбоната натрия                      2) силиката калия                      3) нитрата натрия                      4) нитрата бария
17. Для осуществления превращения  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3$  можно последовательно использовать: 1)  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ; 2)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ; 3)  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ; 4)  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Ca(NO}_3)_2$
18. Оксид кремния вступает в реакцию с: 1) водой; 2) гидроксидом натрия; 3) оксидом фосфора(V); 4) соляной кислотой; 5) карбонатом кальция

### Вариант III

1. Сырьем для производства керамических изделий служит: а) сода, известняк и кремнезем; б) кремнезем; в) гашеная известь и песок; г) глина.
2. Структурной единицей кремнезема является: а)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ; б)  $\text{SiO}_2$ ; в)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ; г)  $\text{CaSiO}_3$ .
3. Высшая положительная степень окисления атома неметалла обычно равна: а) порядковому номеру; б) номеру группы; в) номеру периода; г) заряду ядра.
4. Тип химической связи между атомами углерода в графите: а) ковалентная неполярная; б) ионная; в) ковалентная полярная; г) металлическая.
5. Соли угольной кислоты можно обнаружить с помощью ионов: а)  $\text{SO}_4^{2-}$ ; б)  $\text{OH}^-$ ; в)  $\text{H}^+$ ; г)  $\text{Na}^+$ .
6. Углерод(II) оксид и углерод(IV) оксид сходны между собой: а) газы без цвета и запаха; б) восстанавливают металлы; в) взаимодействуют со щелочами (при обычных условиях); г) нет правильного ответа.
7. Отрицательную степень окисления атом кремния проявляет в соединении, формула которого: а)  $\text{Mg}_2\text{Si}$ ; б)  $\text{SiO}_2$ ; в)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ; г)  $\text{SiC}$ .
8. Кремний является восстановителем в реакции с: а) углем; б) кальцием; в) магнием; г) нет правильного ответа.
9. При нагревании разлагается вещество, формула которого: а)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ; б)  $\text{BaCO}_3$ ; в)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ; г) все перечисленные.
10. В схеме превращений  $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2$  буквой «А» зашифровано вещество, формула которого: а)  $\text{Si}$ ; б)  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ ; в)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ; г) б и в.
11. Какая реакция используется для обнаружения  $\text{CO}_2$ ? а)  $\text{KOH} + \text{CO}_2 = \dots$ ; б)  $\text{Mg} + \text{CO}_2 = \dots$ ; в)  $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \dots$ ; г)  $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \dots$ .
12. Каким способом нельзя получить оксид углерода(II)? а)  $\text{C} + \text{O}_2 =$ ; б)  $\text{CO}_2 + \text{C} =$ ; в)  $\text{C} + \text{H}_2\text{O} =$ ; г)  $\text{CaCO}_3 =$
13. Если пропустить 2,24 л углекислого газа через 200 г 17,1% -ного раствора гидроксида бария образуется осадок массой а) 39,4 г; б) 394 г; в) 19,7 г; г) 197 г.
14. Из силиката калия массой 30,8 г получили кремниевую кислоту массой 14 г. Выход продукта реакции составил: а) 99,7 %; б) 97,7 %; в) 89,7 %; г) 79,7 %
15. Если в реакцию  $\text{C} + \text{HNO}_3 = \text{CO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$  вступают 6 моль восстановителя, то масса окислителя (в г) а) 50,4 г; б) 504 г; в) 25,2 г; г) 252 г.
16. Электрический ток проводит:  
1) расплав оксида кремния                      2) расплав серы                      3) раствор аммиака                      4) раствор спирта

**17. С раствором карбоната калия реагирует:**

1) оксид магния      2) оксид углерода(II)      3) гидроксид меди(II)      4) азотная кислота

**18. Оксид углерода(IV) реагирует с:** 1) гидроксидом кальция; 2) хлоридом меди(II); 3) оксидом серы (VI); 4) углеродом; 5) азотной кислотой

#### *Вариант IV*

**1. Древесный уголь применяется в противоязгах и в процессе очистки сахара благодаря свойству:** а) черный цвет; б) растворимость; в) способность адсорбировать; г) все перечисленные.

**2. Растворимым стеклом называют:** а) водный раствор силикатов натрия и калия; б) кремниевую кислоту; в) кремний(IV) оксид; г) водный раствор натрий карбоната.

**3. Минимальная отрицательная степень окисления атома неметалла равна:** а) номеру группы; б) номеру периода; в) порядковому номеру; г) разности номера группы и числа 8.

**4. Тип химической связи между атомами в алмазе:** а) ковалентная неполярная; б) ионная; в) ковалентная полярная; г) металлическая.

**5. Кремний (IV) оксид не реагирует с:** а) натрий гидроксидом; б) калий карбонатом; в) кальций оксидом; г) водой.

**6. Кремний является окислителем в реакции с веществом, формула которого:** а) Fe; б) C; в) Mg; г) все перечисленные.

**7. Высшую положительную степень окисления атом углерода проявляет в соединении, формула которого:** а) CH<sub>4</sub>; б) CO; в) SiC; г) CF<sub>4</sub>.

**8. Углерод(II) оксид и углерод (IV) оксид отличаются между собой:** а) цветом; б) запахом; в) качественным составом; г) способностью восстанавливать металлы из их оксидов.

**9. При нагревании разлагается вещество, формула которого:** а) K<sub>2</sub> SiO<sub>3</sub>; б) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; в) H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>; г) все перечисленные.

**10. В схеме превращений Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> → А → Б → Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> буквой «А» и «Б» зашифрованы вещества, формулы которых:** а) А – SiO<sub>2</sub>, Б - H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> б) А – K<sub>2</sub> SiO<sub>3</sub>, Б – K<sub>2</sub> SiO<sub>3</sub>; в) А - H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, Б – SiO<sub>2</sub>. г) А – SiO<sub>2</sub>, Б – SiO<sub>2</sub>.

**11. Реакция, с помощью которой нельзя получить кремниевую кислоту:** а) H<sub>2</sub>O + SiO<sub>2</sub> = ... ; б) K<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> + CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O = ... ; в) Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> + HCl = ... ; г) K<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> + HNO<sub>3</sub> = ... .

**12. Какой металл может гореть в атмосфере CO<sub>2</sub>?** а) Медь; б) никель; в) магний; г) серебро..

**13. К карбонату кальция массой 200 г добавили раствор, содержащий азотную кислоту массой 126 г. Объем выделившегося газа ( н.у.):** а) 67,2 л; б) 56 л; в) 44,8 л ; г) 22,4 л.

**14. При сплавлении песка с 64,2 г соды, сдержавшей 5 % примесей, получили силикат натрия массой:** а) 74 г ; б) 72 г; в) 70,2 г; г) 71 г

**15. Из смеси, содержащей силикат калия, количеством вещества 3 моль и серной кислоты массой 196 г, получили кремниевую кислоту массой:** а) 234 г; б) 156 г; в) 112 г ; г) 88 г.

**16. Какую формулу имеет соединение, в котором степени окисления химических элементов равны + 3 и - 4 ?** 1) Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>      2) Al<sub>4</sub>C<sub>3</sub>      3) N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>      4) CaSi<sub>2</sub>

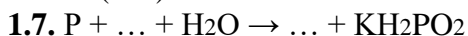
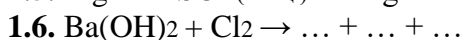
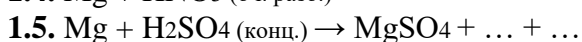
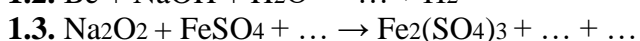
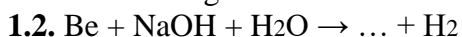
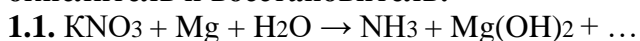
**17. Какое из указанных соединений имеет ионную химическую связь:**

1) оксид кремния      2) бромид калия      3) магний      4) сероводород

**18. Оксид кремния вступает в реакцию с:** 1) водой; 2) гидроксидом натрия; 3) оксидом фосфора(V); 4) соляной кислотой; 5) карбонатом кальция

## Практическая работа №5 «Металлы IA, IIA групп»»

**1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель:**



**2. Запишите уравнения описанных реакций.**

2.1. Натрий растворили в воде. Раствор нейтрализовали серной кислотой и добавили хлорид бария. Осадок отфильтровали, раствор выпарили. Твердый остаток расплавили и пропустили через расплав электрический ток.

2.2. Натрий нагрели в атмосфере водорода. Продукт реакции растворили в воде. Раствор нейтрализовали соляной кислотой и выпарили. Твердый остаток нагрели с избытком концентрированной серной кислоты.

2.3. Через раствор гидроксида калия пропустили избыток сернистого газа и нейтрализовали раствором гидроксида калия. В полученный раствор добавили избыток соляной кислоты и выпарили. Через расплавленный остаток пропустили электрический ток.

2.4. К хлориду натрия добавили подкисленный серной кислотой раствор перманганата калия. Полученный газообразный продукт реакции пропустили через горячий раствор гидроксида натрия. Раствор охладили. Выделившиеся кристаллы отфильтровали, смешали с оксидом марганца (IV) и нагрели. В образовавшемся бесцветном газе сожгли серу.

2.5. Расплав гидроксида натрия подвергли электролизу. Полученное на катоде вещество нагрели с водородом и продукт реакции подвергли гидролизу. Через полученный раствор пропустили смесь бурого газа и кислорода.

2.6. Натрий сожгли в кислороде. К продукту реакции добавили новую порцию натрия и вещества нагрели. Образовавшееся вещество нагрели с углекислым газом. Продукт реакции растворили в воде и через раствор пропустили избыток углекислого газа.

2.7. Раствор хлорида натрия подвергли электролизу. Через раствор, образовавшийся в электролизере, пропустили на холоде хлор. Одну из полученных солей выделили из раствора и обработали при нагревании концентрированной серной кислотой. При этом выделился бесцветный газ с резким запахом. Образовавшуюся соль восстановили при нагревании водородом.

2.8. Гидрокарбонат калия прокалили. К раствору полученной соли добавили раствор бромид алюминия. После выделения газа и отделения образовавшегося осадка раствор оставшейся соли подвергли электролизу. Выделившееся на аноде вещество прореагировало при нагревании с гидроксидом калия.

2.9. Ортофосфат кальция прокалили с коксом и песком. Полученное простое вещество окислили подкисленным раствором перманганата калия. К полученной кислой соли добавили избыток раствора гидроксида калия, а затем – раствора хлорида кальция, при этом выпал осадок белого цвета.

2.10. Через раствор гидроксида бария пропустили избыток сероводорода. Образовавшееся вещество нейтрализовали избытком гидроксида бария. Полученную соль подвергли гидролизу при нагревании. Образовавшаяся щелочь прореагировала при нагревании с фосфором.

2.11. Сульфат бария восстановили при нагревании с водородом. К полученной соли прилили соляную кислоту. Образовавшийся раствор подвергли электролизу. Выделившийся на аноде желто-зеленый газ прореагировал при нагревании с раствором, образовавшимся в электролизере.

2.12. Карбонат магния растворили в соляной кислоте. Полученный раствор выпарили, к остатку добавили натрий и нагрели. Продукт реакции нагрели с серой. Образовавшееся вещество обработали горячим концентрированным раствором перекиси водорода.

2.13. Барий растворили в воде. Через образовавшийся раствор пропустили сернистый газ. Выпавший белый осадок отфильтровали и растворили в соляной кислоте. К раствору добавили серную кислоту.

**3. Тесты.**

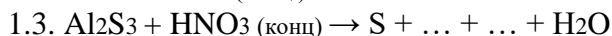
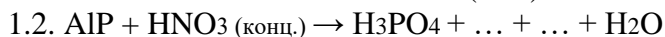
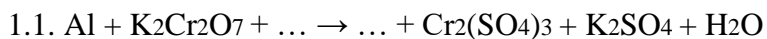
3.1. Гидроксид калия реагирует с 1) медью 2) цинком 3) кислородом 4) оксидом магния 5) хлоридом аммония 6) гидросульфатом калия

3.2. Гидроксид натрия в растворе реагирует с 1) хлором 2) оксидом алюминия 3) нитратом калия 4) оксидом азота (V) 5) водородом 6) карбонатом магния.

3.3. Оксид кальция реагирует с 1)  $\text{SiO}_2$  2)  $\text{Al}_2\text{O}_3$  3)  $\text{Na}_2\text{O}$  4)  $\text{KCl}$  5)  $\text{HI}$  6)  $\text{CuSO}_4$

## Практическая работа №6 «Алюминий как представитель IIIА группы»»

### 1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель



### 2. Запишите уравнения описанных реакций.

2.1. Металлический алюминий растворили в растворе гидроксида натрия. Через полученный раствор пропустили избыток углекислого газа. Выпавший осадок прокалили и полученный продукт сплавляли с карбонатом натрия.

2.2. Оксид алюминия сплавляли с содой. Полученный продукт растворили в соляной кислоте и обработали избытком аммиачной воды. Выпавший осадок растворили в избытке раствора гидроксида калия.

2.3. К раствору сульфата алюминия прибавили гидроксид натрия. Выпавший осадок отфильтровали и прокалили. Остаток смешали с гидроксидом натрия и смесь нагрели до плавления. Продукт реакции прореагировал с соляной кислотой.

2.4. Сульфид алюминия растворили в воде. Образующееся вещество белого цвета отделили и прокалили. Остаток растворили в азотной кислоте. Раствор выпарили, твердый остаток прокалили.

2.5. Гидроксид алюминия растворили в азотной кислоте. Воду испарили, остаток прокалили. Полученное твердое вещество подвергли электролизу в расплавленном криолите. Образовавшийся металл нагрели с концентрированным раствором, содержащим нитрат калия и гидроксид калия, при этом выделился бесцветный газ с резким запахом.

2.6. Нитрат алюминия нагрели. Образовавшееся при разложении твердое вещество сплавляли с содой. Твердый продукт реакции обработали азотной кислотой. При добавлении к полученному раствору аммиачной воды выпал белый осадок.

2.7. Алюминиевую проволоку, очищенную от оксидной пленки, опустили в воду. Полученный осадок отделили и сплавляли со щелочью. Вторую часть такой же проволоки опустили в раствор щелочи. Когда закончилось выделение бесцветного газа, через полученный раствор пропустили углекислый газ – выпал осадок белого цвета.

2.8. К алюминию прилили горячую концентрированную азотную кислоту. Полученную соль выпарили и прокалили, твердое вещество растворили при нагревании в растворе гидросульфата калия. Когда к образовавшемуся раствору добавили раствор аммиака, выпал осадок белого цвета.

2.9. Алюминий обработали очень разбавленной азотной кислотой. При взаимодействии полученной соли алюминия с раствором гидроксида натрия выпал белый осадок. Его нагрели до разложения. Образовавшееся вещество растворили в расплавленном криолите и подвергли электролизу.

2.10. Алюминий прокалили с коксом. Полученное вещество обработали соляной кислотой. Когда прекратилось выделение бесцветного газа, оставшееся вещество подвергли гидролизу при нагревании. Выпал белый осадок. Его сплавляли с гидроксидом калия.

2.11. К раствору хлорида алюминия добавили аммиачную воду. Выпавший белый осадок растворили в соляной кислоте. К полученному раствору соли добавили раствор сульфида натрия, при этом образовался белый осадок и выделился газ с запахом тухлых яиц. Белый осадок растворили в избытке гидроксида натрия.

### 3. Тесты.

3.1. Гидроксид алюминия в присутствии воды реагирует со всеми веществами набора 1) диоксид углерода, хлорид магния, бромоводород 2) оксид серы (IV), сульфат цинка, магний 3) хлороводород, гидроксид лития, оксид серы (VI) 4) иодоводород, диоксид кремния, гидроксид бария.

3.2. Алюминий реагирует с 1) раствором серной кислоты; 2) раствором гидроксида калия; 3) раствором хлорида магния; 4) оксидом бария; 5) хромом; 6) водой.

## Практическая работа №7 «Хром и его соединения»»

### 1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель.

- 1.1.  $K_2Cr_2O_7 + \dots + H_2O \rightarrow Cr(OH)_3 + Na_2SO_4 + \dots$
- 1.2.  $SO_2 + K_2Cr_2O_7 + \dots \rightarrow K_2SO_4 + \dots + H_2O$
- 1.3.  $Na_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow \dots + \dots + H_2O + Na_2SO_4$
- 1.4.  $K_2CrO_4 + (NH_4)_2S + KOH + H_2O \rightarrow \dots + S + NH_3$
- 1.5.  $CrCl_2 + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + \dots + \dots$
- 1.6.  $Cr_2(SO_4)_3 + KMnO_4 + \dots \rightarrow K_2CrO_4 + \dots + K_2SO_4 + H_2O$
- 1.7.  $H_2O_2 + Na_3[Cr(OH)_6] \rightarrow \dots + H_2O + NaOH$
- 1.8.  $P_2O_3 + H_2Cr_2O_7 + \dots \rightarrow H_3PO_4 + CrPO_4$

### 2. Запишите уравнения описанных реакций.

- 2.1. Серо-зеленый осадок амфотерного гидроксида хрома растворили в избытке щелочи, раствор стал изумрудно-зеленым. Его окислили бромом в щелочной среде. Раствор стал желтым. Когда к нему прилили серную кислоту, раствор стал оранжевым. При пропускании через подкисленный оранжевый раствор сероводорода цвет стал зеленым и выпал осадок.
- 2.2. Гидроксид хрома (III) обработали разбавленной серной кислотой. При добавлении в полученный раствор избытка гидроксида калия наблюдали образование осадка зеленого цвета, который растворился в избытке щелочи. Раствор нейтрализовали избытком соляной кислоты.
- 2.3. Гидроксид хрома (III) прокалили. Остаток перенесли в горячий концентрированный раствор гидроксида калия, содержащий нитрат натрия. После охлаждения в раствор, имевший желтый цвет, добавили серную кислоту, цвет изменился на оранжевый. Раствор охладили, твердое вещество оранжевого цвета отфильтровали. Кристаллы растворили в воде и добавили раствор гидроксида натрия, при этом восстановилась первоначальная желтая окраска.
- 2.4. Дихромат аммония нагрели, в результате цвет вещества изменился с оранжевого на зеленый. Остаток смешали с карбонатом натрия и нагрели. Твердый продукт реакции внесли в горячий концентрированный раствор гидроксида натрия и добавили бром; раствор приобрел желтый цвет. При добавлении хлорида бария выпал осадок желтого цвета.

### 3. Тесты.

- 3.1. Хром при н.у. реагирует с: 1) водой 2) соляной кислотой 3) гидроксидом калия 4) концентрированной серной кислотой
- 3.2. При взаимодействии хрома с соляной кислотой образуются 1)  $CrCl_2$  и  $H_2$  2)  $CrCl_3$  и  $H_2O$  3)  $CrCl_2$  и  $H_2O$  4)  $CrCl_3$  и  $H_2$
- 3.3. Оксид хрома (III) реагирует с каждым из веществ 1)  $HCl$  и  $H_2O$  2)  $H_2O$  и  $NaCl$  3)  $NaCl$  и  $NaOH$  4)  $NaOH$  и  $HCl$
- 3.4. При прокаливании  $Cr(OH)_3$  образуются вода и 1) оксид хрома (II) 2) оксид хрома (III) 3) оксид хрома (IV) 4) хром
- 3.5. Хром так же, как алюминий и железо: 1) способен образовывать соединения со степенью окисления +6; 2) пассивируется холодными концентрированными  $H_2SO_4$  и  $HNO_3$ ; 3) образует оксид со степенью окисления +3 зеленого цвета; 4) образует типичный кислотный оксид.
- 3.6. Кислотными свойствами обладает: 1)  $Cr$  2)  $CrO$  3)  $Cr_2O_3$  4)  $CrO_3$
- 3.7. Иону  $Cr^{3+}$  соответствует электронная конфигурация: 1)  $[Ar]3d^54s^1$  2)  $[Ar]3d^14s^0$  3)  $[Ar]3d^34s^0$  4)  $[Ar]3d^44s^0$
- 3.8. Оксиды хрома  $CrO_3 - Cr_2O_3 - CrO$  расположены в порядке увеличения 1) степени окисления хрома 2) окислительных свойств 3) основных свойств 4) растворимости в воде

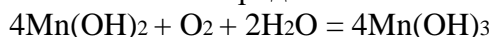
## Практическая работа №8 «Марганец и его соединения»»

### Теоретическое введение

Марганец является элементом побочной подгруппы VII группы. Это *d*-металл. Электронная структура внешнего энергетического уровня его атома выражается формулой  $3d^5 4s^2$ . Типичные степени окисления марганца +2, +4, +7, менее свойственные +3, +6. Для химии марганца очень характерны окислительно-восстановительные реакции. При этом в кислой среде для марганца устойчива степень окисления +2, в сильнощелочной +6, в нейтральной +4.

В соответствии с возможными степенями окисления марганец образует оксиды:  $Mn^{+2}O$ ,  $Mn_2^{+3}O_3$ ,  $Mn^{+4}O_2$ ,  $Mn^{+6}O_3$ ,  $Mn_2^{+7}O_7$

С повышением степени окисления марганца ослабевают основные и усиливаются кислотные свойства оксидов и гидроксидов.  $MnO$  и  $Mn_2O_3$  и соответствующие им гидроксиды  $Mn(OH)_2$  и  $Mn(OH)_3$  имеют основной характер. Нерастворимый в воде  $Mn(OH)_2$  на воздухе вследствие окисления кислородом постепенно переходит в бурый  $Mn(OH)_3$ :

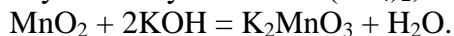


Окончательным продуктом окисления является коричневый оксид-гидроксид марганца:



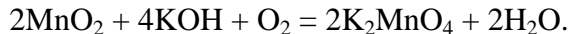
Соли марганца (II) и их концентрированные растворы обычно окрашены в светло-розовый цвет. Соединения марганца (II) – восстановители.

Оксид марганца (IV)  $MnO_2$  – темно-бурое нерастворимое в воде вещество, наиболее устойчивое кислородное соединение марганца при обычных условиях. Обладает слабо выраженными амфотерными свойствами. С концентрированной  $H_2SO_4$  он дает крайне неустойчивую соль  $Mn(SO_4)_2$ , а при сплавлении со щелочами образует манганиты:



$MnO_2$  – сильный окислитель, при этом он восстанавливается до солей марганца (II):  $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$ .

Действием более сильных окислителей  $MnO_2$  может быть окислен до соединений Mn (VI), Mn (VII):



$K_2MnO_4$  – манганат калия, соль не выделенной в свободном состоянии марганцовистой кислоты  $H_2MnO_4$ . Не получен и оксид Mn (VI) –  $MnO_3$ . Растворы манганатов окрашены в темно-зеленый цвет, присущий ионам  $MnO_4^{2-}$ . Они устойчивы только в сильнощелочной среде, при разбавлении раствора водой манганаты диспропорционируют:



Все производные Mn (VI) являются окислителями, особенно в кислой среде. Однако при действии более сильных окислителей они превращаются в соединения марганца (VII):  $K_2MnO_4 + Cl_2 = 2KMnO_4 + 2KCl$ .

Оксид марганца (VII)  $Mn_2O_7$  – зеленовато-черная жидкость, сильный окислитель. Растворим в воде. Отвечающая ему марганцовая кислота  $HMnO_4$  известна только в растворах. Эти растворы, а также растворы ее солей (перманганаты), окрашены в фиолетово-малиновый цвет, характерный для иона  $(MnO_4)^-$ . При нагревании перманганаты разлагаются с выделением кислорода:  $2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$ .

Производные Mn (VII) – сильные окислители. В кислой среде они восстанавливаются до солей марганца (II), в нейтральной, а также в слабокислой и слабощелочной – до  $MnO_2$ , в сильнощелочной до манганатов, которые затем постепенно переходят в соединения Mn (IV).

### Задачи и упражнения для самостоятельного решения

**1. Как получить сульфат марганца (II) из:** а) оксида марганца (II); б) металлического марганца; в)  $KMnO_4$ ? Составить соответствующие уравнения реакций.

**2. Какая масса перманганата калия потребуется для окисления 7,6 г  $FeSO_4$  в кислой среде?** (Ответ: 1,58 г).

**3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:**  $KMnO_4 + PH_3 + H_2SO_4 = H_3PO_4 + \dots$

**Какая масса  $H_3PO_4$  образуется, если в реакции участвовало 17 г  $PH_3$ ?**

(Ответ: 49 г).

**4. Под действием  $HNO_3$  манганаты диспропорционируют следующим образом:**  $3K_2MnO_4 + 4HNO_3 = 2KMnO_4 + MnO_2 + 4KNO_3 + 2H_2O$ .

Какой объем раствора  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,185$  г/мл) с массовой долей 30 % необходим для получения 9,48 г перманганата калия? (Ответ: 21,3 мл).

5. Как получить соединения марганца (VI) из соединений с более высокой и с более низкой степенью окисления? Составить соответствующие уравнения реакций.

6. Окисление сульфата железа (II) перманганатом калия в нейтральной среде протекает по уравнению  $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe(OH)SO}_4 + \dots$

Какая масса перманганата калия потребуется для окисления 7,6 г  $\text{FeSO}_4$ ? (Ответ: 2,63 г).

7. Закончить уравнения реакций: а)  $\text{MnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$ ; б)  $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{KOH} = \dots$ ;

в)  $\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} = \text{сплавление } \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$

8. Закончить уравнения реакций, в которых соединения марганца проявляют свойства: а) окислительные  $\text{Fe(OH)}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \dots$ ; б) восстановительные  $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 = \dots$ ;

в) окислительные и восстановительные одновременно  $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \dots$

9. Почему оксид марганца (IV) может проявлять и окислительные и восстановительные свойства? Закончить уравнения реакций:

а)  $\text{MnO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$ ; б)  $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \dots$

10. Как меняется степень окисления марганца при восстановлении  $\text{KMnO}_4$  в кислой, щелочной и нейтральной среде? Закончить уравнения реакций: а)  $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$ ; б)  $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} = \dots$ ; в)  $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$

11. Восстановление перманганата калия сульфатом железа (II) в кислой среде протекает по уравнению  $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$

На восстановление  $\text{KMnO}_4$  израсходовано 47 мл 0,208 н. раствора  $\text{FeSO}_4$ . Какая масса  $\text{KMnO}_4$  содержалась в исходном растворе? (Ответ: 0,154 г).

12. Закончить уравнения реакций: а)  $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4$  (разб.) = ...; б)  $\text{MnCl}_2 + \text{KOH} = \dots$ ;

в)  $\text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \dots$ ; г)  $\text{Mn} + \text{HNO}_3$  (разб.) = ...

13. Окисление сульфата железа (II) перманганатом калия в щелочной среде протекает по уравнению  $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{KOH} = \text{Fe(OH)SO}_4 + \dots$

Какая масса перманганата калия потребуется для окисления 7,6 г  $\text{FeSO}_4$ ? (Ответ: 7,9 г).

14. Как можно перевести в растворимое состояние марганец? Составить соответствующие уравнения реакций.

15. Закончить уравнения реакций:  $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$

16. Закончить уравнения реакций: а)  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.) = ...; б)  $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{HCl} = \dots$ ;

в)  $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{NaOH} = \dots$ ; г)  $\text{MnO}_2 + \text{KOH} = \dots$

17. Закончить уравнения реакций: а)  $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 = \dots$ ; б)  $\text{Mn(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \dots$ ;

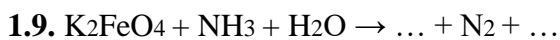
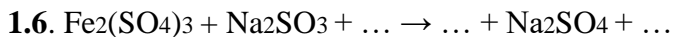
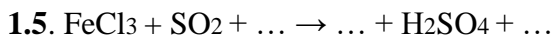
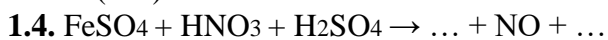
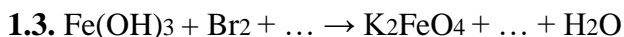
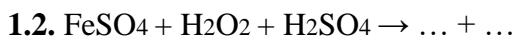
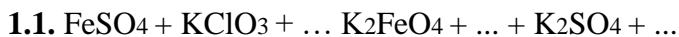
в)  $\text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \dots$ ; г)  $\text{MnCl}_2 + \text{NaOH} = \dots$

Реакции б), в), г) написать в молекулярном и ионно-молекулярном виде.



## Практическая работа №9 «Железо и его соединения»»

**1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель**



**2. Запишите уравнения описанных реакций.**

2.1. Оксид железа (III) сплавляли с содой. Полученный продукт внесли в воду. Выпавший осадок растворили в иодоводородной кислоте. Выделившийся галоген связали тиосульфатом натрия.

2.2. К твердому веществу, полученному при обжиге пирита, прилили азотную кислоту. Образовавшуюся соль выделили и прокалили. Твердый остаток нагрели с несолеобразующим оксидом углерода и получили металл.

2.3. Оксид железа (III) обработали галогеноводородной кислотой, являющейся сильнейшим восстановителем. В полученный раствор добавили гидроксид калия, выпал бурый осадок. При нагревании с концентрированным раствором гидроксида калия этот осадок растворился. Когда через полученный раствор пропустили углекислый газ, опять выпал бурый осадок.

2.4. Гидроксид железа (II) растворили в разбавленной серной кислоте. В раствор добавили цинк до прекращения выделения осадка. Осадок отделили и нагрели в атмосфере хлора, получив хорошо растворимое вещество бурого цвета. После добавления в раствор этого вещества железного порошка окраска исчезла.

2.5. Сульфат железа (II) растворили в воде и пропустили хлор, наблюдая появление бурого окрашивания. В полученный раствор добавили едкий натр, выпавший осадок бурого цвета отфильтровали и прокалили. К остатку добавили концентрированный раствор гидроксида калия и бром, смесь нагрели.

2.6. К раствору нитрата железа (III) добавили гидроксид натрия. Выпавший осадок отделили и растворили в серной кислоте, получив раствор бурого цвета. В раствор добавили йодид калия, при этом выделился осадок темного цвета. Осадок отфильтровали и нагрели с железом.

2.7. Продукт взаимодействия железа с хлором растворили в воде. В раствор добавили гидроксид калия. Осадок бурого цвета отфильтровали, перенесли в горячий концентрированный раствор гидроксида натрия и добавили нитрат натрия. После окончания реакции окрашенное вещество отделили, растворили в воде и через раствор пропустили сероводород, наблюдая образование осадка.

2.8. Железо растворили в соляной кислоте. Раствор нейтрализовали гидроксидом натрия. Образовавшийся светло-зеленый осадок отделили и растворили в разбавленной серной кислоте. В полученный раствор добавили нитрат бария.

2.9. Железо растворили при нагревании в концентрированной серной кислоте, получив раствор бурого цвета. Соль выделили, растворили в воде и добавили железный порошок. В полученный бесцветный раствор добавили гидроксид натрия. К образовавшемуся светло-зеленому осадку прилили раствор перекиси водорода, вещество приобрело бурый цвет.

2.10. Нитрат железа (II) прокалили. Образовавшееся твердое вещество красно-коричневого цвета нагрели в атмосфере угарного газа. Полученное простое вещество перенесли в горячую концентрированную азотную кислоту. После прекращения выделения газа раствор осторожно выпарили и сухой остаток прокалили.

2.11. Нагретое железо внесли в сосуд с бромом. Полученное вещество растворили в воде и добавили в раствор гидроксид калия. Образовавшийся осадок бурого цвета отфильтровали и прокалили, к остатку прилили иодоводородную кислоту. Выпал осадок темного цвета.

### 3. Тесты.

#### 3.1. Верны ли следующие суждения о соединениях железа?

А. Гидроксид железа (III) обладает амфотерными свойствами.

Б. Оксид железа (II) обладает основными свойствами.

1) Верно только А; 2) Верно только Б; 3) Верны оба суждения; 4) Оба суждения неверны

#### 3.2. Верны ли следующие суждения о железе и его соединениях?

А. Железо в соединениях проявляет только степень окисления +2.

Б. Оксид железа (III) проявляет окислительные свойства в реакции с оксидом углерода (II).

1) Верно только А; 2) Верно только Б; 3) Верны оба суждения; 4) Оба суждения неверны

#### 3.3. Верны ли следующие суждения о свойствах оксидов железа и алюминия?

А. И алюминий, и железо образуют устойчивые оксиды в степени окисления +3.

Б. Оксид железа (III) является амфотерным.

1) Верно только А; 2) Верно только Б; 3) Верны оба суждения; 4) Оба суждения неверны

3.4. Гидроксид железа (III) реагирует с каждым из веществ ряда 1) HCl; H<sub>2</sub>O; KOH 2) HNO<sub>3</sub>; H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; Ba(OH)<sub>2</sub> 3) Fe(OH)<sub>2</sub>; NaOH; HNO<sub>3</sub> 4) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; KOH; H<sub>2</sub>O

3.5. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с хлоридом железа (II) образуются 1) сульфат железа (III), диоксид серы, хлороводород, вода 2) сульфат железа (II), хлороводород, вода 3) сульфат железа (III), диоксид серы, хлор, вода 4) сульфат железа (II), хлор, вода

3.6. Наименее вероятная реакция в доменном процессе 1) CO<sub>2</sub>+C=2CO;

2) 3Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>+CO=2Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>+CO<sub>2</sub>; 3) 3FeO+CO<sub>2</sub>=Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>+CO; 4) Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>+CO=3FeO+CO<sub>2</sub>

3.7. С наибольшей скоростью коррозия происходит в опыте, в котором железный гвоздь

1) помещают в стакан с дистиллированной водой; 2) помещают в стакан с раствором хлорида натрия; 3) с присоединенной к нему медной проволокой помещают в стакан с раствором хлорида натрия; 4) с присоединенной к нему цинковой проволокой помещают в стакан с раствором хлорида натрия.

3.9. Установите соответствие между названием вещества и его химической формулой

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

ФОРМУЛА

А) хлорное железо

1) Fe<sub>3</sub>C

Б) железный купорос

2) FeCl<sub>3</sub>

В) желтая кровяная соль

3) K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]

Г) красная кровяная соль

4) FeSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O

5) K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]

## Практическая работа №10 «Медь и ее соединения»

**1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель. Укажите признаки реакций:**

- 1.1.  $\text{CuI} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \dots + \text{I}_2 + \dots + \dots$
- 1.2.  $\text{CuCl}_2 + \text{SO}_2 + \dots \rightarrow \dots + \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 1.3.  $\text{P} + \text{CuSO}_4 + \dots \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots + \text{Cu}$
- 1.4.  $\text{Cu} + \text{HCl} (\text{конц.}) + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{H}[\text{CuCl}_2] + \dots + \dots$
- 1.5.  $\text{Cu}_2\text{O} + \dots + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{MnSO}_4 + \dots + \dots$

**2. Запишите уравнения описанных реакций:**

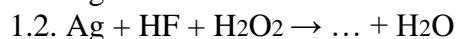
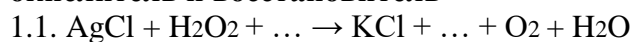
- 2.1. Металлическую медь обработали при нагревании иодом. Полученный продукт растворили в концентрированной серной кислоте при нагревании. Образовавшийся раствор обработали гидроксидом калия. Выпавший осадок прокалили. Запишите уравнения описанных реакций.
- 2.2. К раствору хлорида меди (II) добавили избыток раствора соды. Выпавший осадок прокалили, а полученный продукт нагрели в атмосфере водорода. Полученный порошок растворили в разбавленной азотной кислоте. Запишите уравнения описанных реакций.
- 2.3. Оксид меди (I) нагрели в избытке кислорода. Продукт реакции растворили в серной кислоте. При нейтрализации раствора гидроксидом калия образуется осадок голубого цвета. Осадок отфильтровали и растворили в соляной кислоте. Запишите уравнения описанных реакций.
- 2.4. Медь растворили в концентрированной азотной кислоте. Раствор осторожно выпарили и остаток прокалили, получив вещество черного цвета. После нагревания этого вещества в атмосфере водорода цвет изменяется на красный. При обработке остатка концентрированной серной кислотой выделяется газ с резким запахом и образуется раствор голубого цвета.
- 2.5. Медь нагревали к концентрированной серной кислоте. Образовавшееся вещество растворили в воде и добавили раствор хлорида бария. Осадок отфильтровали, в фильтрат добавили раствор едкого натра. Выпавший синий осадок отделили и растворили в водном растворе аммиака до появления василькового окрашивания. Запишите уравнения описанных реакций.
- 2.6. Нитрат меди (II) прокалили. Полученное вещество черного цвета нагрели в угарном газе. Образовавшееся твердое вещество сожгли в атмосфере хлора и продукт реакции растворили в воде. В полученный раствор добавили иодид калия и наблюдали выпадение осадка.

**3. Тесты.**

- 3.1. **Медь в соединениях имеет:** 1) постоянную валентность 2) переменную валентность 3) валентность, равную нулю 4) отрицательную валентность
- 3.2. **Невозможно взаимодействие между:** 1) железом и сульфатом меди (II) 2) медью и нитратом золота (III) 3) медью и хлоридом цинка 4) кадмием и хлоридом меди (II)
- 3.3. **Сплав на основе меди – это:** 1) бронза 2) латунь 3) мельхиор 4) все перечисленные
- 3.4. **В состав латуни входят металлы:** 1) медь и цинк 2) медь и свинец 3) медь и железо 4) медь и олово
- 3.5. **В состав мельхиора входят металлы:** 1) медь и никель; 2) медь и цинк; 3) медь и олово; 4) медь и свинец.
- 3.6. **Молекулярная формула малахита:** 1)  $\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3$ ; 2)  $\text{Cu}(\text{OH})\text{CO}_3$ ; 3)  $\text{CuOHCO}_3$ ; 4)  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
- 3.7. **Медь реагирует с** 1) раствором хлорида железа (III); 2) раствором гидроксида калия; 3) раствором нитрата серебра; 4) соляной кислотой; 5) хлором; 6) водой.

## Практическая работа №11 «Серебро и его соединения»»

### 1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель



### 2. Запишите уравнения описанных реакций:

2.1. Вещество серебристо-белого цвета, полученное при прокаливании нитрата серебра, поместили в атмосферу озона и немного нагрели. Образованное темно-коричневое вещество полностью растворили в растворе аммиака. Через полученный бесцветный раствор пропустили сероводород до выпадения черного осадка.

2.2. Серебро растворили с разбавленной азотной кислоте. К полученной соли добавили раствор гидроксида натрия. Выпавший осадок темно-коричневого цвета растворили в растворе аммиака. Через полученный раствор пропустили ацетилен до выпадения осадка бледно-желтого цвета.

2.3. Серебро поместили в атмосферу, содержащую кислород и сероводород. Полученное вещество черного цвета разделили на две части. Первую часть подвергли обжигу. Вторую часть растворили в горячей концентрированной азотной кислоте, полученную соль выделили и прокалили.

### 3. Тесты:

3.1. Электронная конфигурация атома серебра: 1)  $[\text{Kr}]4d^{10}5s^1$  2)  $[\text{Kr}]4d^95s^2$

3)  $[\text{Kr}]4d^{10}5s^2$  4)  $[\text{Kr}]4d^95s^1$

3.2. Электронная конфигурация иона  $\text{Ag}^+$ : 1)  $[\text{Kr}]4d^95s^1$  2)  $[\text{Kr}]4d^95s^0$

3)  $[\text{Kr}]4d^{10}5s^0$  4)  $[\text{Kr}]4d^{10}5s^1$

3.3. Оксид серебра реагирует с каждым из двух веществ: 1)  $\text{KOH}$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  2)  $\text{HCl}$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  3)  $\text{NaOH}$ ;  $\text{H}_2\text{O}$  4)  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{H}_2$

3.4. Нитрат серебра реагирует с каждым из двух веществ: 1)  $\text{NaCl}$ ;  $\text{H}_2\text{O}$  2)  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{HCl}$  3)  $\text{HCl}$ ;  $\text{NaOH}$  4)  $\text{HCl}$ ;  $\text{Mg}(\text{OH})_2$

3.5. При разложении нитрата серебра образуются: 1) серебро, оксид азота (IV), кислород; 2) оксид серебра (I), оксид азота (IV); 3) серебро, оксид азота (II); 4) оксид серебра (I), оксид азота (IV), кислород.

3.6. Окислительные свойства не характерны для: 1) нитрата серебра; 2) металлического серебра; 3) оксида серебра; 4) гидроксида диамминсеребра (I)

3.7. Реакция «серебряного зеркала» не характерна для: 1) муравьиной кислоты; 2) глюкозы; 3) сахарозы; 4) уксусного альдегида

3.8. Комплексное соединение образуется в реакции между: 1) нитратом серебра и хлоридом натрия 2) оксидом серебра и азотной кислотой 3) хлоридом серебра и раствором аммиака 4) нитратом серебра и гидроксидом натрия.

3.9. Соль  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  диссоциирует следующим образом: 1)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \leftrightarrow \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ + \text{Cl}^-$

2)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3 + \text{Cl}^-$

3)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + (\text{NH}_3)_2\text{Cl}^-$

4)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + (\text{NH}_3)_2 + \text{Cl}^-$

3.10. Верны ли следующие суждения о нитрате серебра? А. Нитрат серебра называют «ляпис».

Б. Кристаллы нитрата серебра оставляют на коже черные пятна.

1) верно только А 2) верно только Б 3) верны оба суждения 4) оба суждения неверны

3.11. При обычных условиях серебро реагирует с: 1) разбавленным раствором серной кислоты 2) концентрированным раствором азотной кислоты 3) водой 4) кислородом 5) концентрированным раствором серной кислоты

## Практическая работа №12 «Решение задач по термохимическим уравнениям (ТХУ)»»

1. В результате реакции, термохимическое уравнение которой  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3 + 198 \text{ кДж}$ , выделилось 297 кДж теплоты. Объем израсходованного оксида серы (IV) равен...
2. Дано термохимическое уравнение:  $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} + 1204 \text{ кДж}$ . В результате реакции выделилось 903 кДж теплоты. Какая масса магния (в граммах) сгорела?
3. В соответствии с термохимическим уравнением реакции  $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO} + 635,1 \text{ кДж}$  количество теплоты, выделяющееся при горении 10 г кальция, равно...
4. В реакцию, протекающую в соответствии с термохимическим уравнением  $4\text{Li} + 2\text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O} + 1198 \text{ кДж}$ , вступило 1 моль лития. Количество выделившейся теплоты равно ...
5. Теплота образования оксида алюминия равна 1676 кДж/моль. Определите тепловой эффект реакции, в которой при взаимодействии алюминия с кислородом получено 25,5 г  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .
6. Теплота образования оксида меди (II) равна 156 кДж/моль. Количество теплоты, выделившееся при окислении 32 г меди, равно...
7. В реакцию, протекающую в соответствии с термохимическим уравнением  $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3 + 509 \text{ кДж}$ , вступило 108 г алюминия. Количество выделившейся теплоты равно...
8. Составьте термохимическое уравнение реакции, если известно, что при взаимодействии 0,5 моль натрия с хлором образуется хлорид натрия и выделяется 205 кДж теплоты.
9. При сжигании 64 г серы выделилось 594 кДж теплоты. Теплота образования сернистого газа равна ... кДж/моль.
10. При растворении цинка в серной кислоте выделилось 4 г водорода и 305 кДж. Определить, сколько теплоты выделится при растворении 97 г цинка.
11. В результате реакции с термохимическим уравнением  $2\text{AgNO}_{3(\text{тв})} = 2\text{Ag}_{(\text{тв})} + 2\text{NO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} - 317 \text{ кДж}$ , поглотилось 15,85 кДж теплоты. Масса выделившегося серебра равна...
12. В результате реакции, термохимическое уравнение которой  $4\text{NH}_{3(\text{г})} + 5\text{O}_{2(\text{г})} = 4\text{NO}_{(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 902 \text{ кДж}$ , выделилось 1127,5 кДж теплоты. Объем (н.у.) образовавшегося при этом оксида азота (II) равен...
13. В результате реакции, термохимическое уравнение которой  $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2 + 91 \text{ кДж}$ , выделилось 182 кДж теплоты. Масса образовавшегося кислорода равна...
14. Теплота образования сульфида натрия равна 372 кДж/моль. Количество теплоты, образующееся при взаимодействии 230 г натрия с избытком серы, равно..
15. При взаимодействии 5,6 л (н.у.) фтора, с избытком лития выделилось 308 кДж теплоты. Теплота образования фторида лития равна... кДж/моль.
16. При окислении 80 г кальция выделилось 1270 кДж теплоты. Теплота образования оксида кальция равна ... кДж/моль.
19. При сжигании 1 моль ацетилена выделяется 1350 кДж теплоты. Ск. теплоты выделяется при сжигании 2 м<sup>3</sup> ацетилена?
17. Теплота сгорания ацетилена равна 1350 кДж/моль. Какое количество теплоты выделится при сгорании ацетилена объемом 1 л (н.у.)?
18. На основании термохимического уравнения реакции горения метана  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 890 \text{ кДж}$  рассчитайте, какой объем метана надо сжечь, чтобы получить  $4,45 \cdot 10^5 \text{ кДж}$  энергии.
19. Согласно термохимическому уравнению реакции  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 802 \text{ кДж}$ , количество теплоты, выделившейся при сжигании 24 г метана, равно...
20. Найти тепловой эффект реакции горения метана, если при сгорании 0,1 моль его выделяется 89,3 кДж теплоты.

## Практическая работа № 13 «Решение задач по теме «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»»

### Классификация химических реакций в неорганической и органической химии

#### 1. К реакциям обмена и соединения относятся соответственно

- 1)  $C_6H_5OH + NaOH = C_6H_5ONa + H_2O$  и  $2Cu + O_2 = 2CuO$   
2)  $CH_4 + Cl_2 = CH_3Cl + HCl$  и  $2H_2 + O_2 = 2H_2O$   
3)  $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$  и  $K_2SO_3 + 2HCl = 2KCl + SO_2\uparrow + H_2O$   
4)  $NH_4OH \rightleftharpoons NH_3 + H_2O$  и  $2Al + 3CuSO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3Cu$

#### 2. Реакциями обмена и замещения соответственно являются

- 1)  $Zn + HCl \rightarrow$  и  $CH_4 + Cl_2 \rightarrow$  2)  $HCOOH + CaO \rightarrow$  и  $C_6H_6 + HNO_3 \rightarrow$   
3)  $CH_3COOH + Na \rightarrow$  и  $C_2H_4 + H_2 \rightarrow$  4)  $HCOOH + NaOH \rightarrow$  и  $C_2H_4 + O_2 \rightarrow$

3. Простое вещество может быть получено в реакциях 1) соединения и замещения 2) замещения и разложения 3) разложения и обмена 4) обмена и соединения

4. Простое вещество не может быть получено ни в одной из реакций 1) обмена и разложения 2) разложения и замещения 3) замещения и соединения 4) соединения и обмена

#### 5. Какое взаимодействие относится к реакции замещения?

- 1)  $FeS_2 + O_2 \rightarrow$  2)  $C_2H_4 + H_2 \rightarrow$  3)  $CaO + H_2O \rightarrow$  4)  $KI + Cl_2 \rightarrow$

#### 6. Уравнением окислительно-восстановительной реакции является

- 1)  $CaCO_3 \rightarrow$  2)  $2NH_3 \rightarrow$  3)  $SO_3 + H_2O \rightarrow$  4)  $NaOH + HCl \rightarrow$

#### 7. Уравнением окислительно-восстановительной реакции является

- 1)  $2NO + O_2 \rightarrow$  2)  $N_2O_5 + H_2O \rightarrow$  3)  $NaOH + HNO_3 \rightarrow$  4)  $CuO + HNO_3 \rightarrow$

8. Окислительно-восстановительная реакция соединения протекает между 1) хлороводородом и аммиаком 2) аммиаком и кислородом 3) кислородом и сернистым газом; 4) сернистым газом и оксидом кальция

#### 9. Экзотермической является реакция

- 1)  $CaCO_3 = CaO + CO_2$  2)  $N_2 + O_2 = 2NO$  3)  $2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2$  4)  $2CO + O_2 = 2CO_2$

#### 10. Экзотермической является реакция

- 1)  $MgCO_3 \rightarrow MgO + CO_2$  2)  $Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$  3)  $C + CO_2 \rightarrow 2CO$  4)  $2CH_4 \rightarrow C_2H_2 + 3H_2$

11. Об эндотермической реакции речь идет в утверждении 1) электрический разряд молнии способствует превращению кислорода в озон; 2) при добавлении концентрированной серной кислоты к воде пробирка нагрелась; 3) метан горит бесцветным пламенем; 4) при взаимодействии натрия с водой могут наблюдаться вспышки

#### 12. Обратимой реакции соответствует уравнение:

- 1)  $KOH + HCl = KCl + H_2O$  2)  $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$   
3)  $FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 + 3NaCl$  4)  $Na_2O + 2HCl = 2NaCl + H_2O$

#### 13. Какое определение неприменимо к реакции: $2NaNO_3(тв) \rightarrow 2NaNO_2(тв) + O_2(г) - Q$

- 1) Гомогенная; 2) Эндотермическая; 3) Реакция разложения; 4) Окислительно-восстановительная

#### 14. Какое определение неприменимо к реакции: $N_2(г) + 3H_2(г) \rightleftharpoons 2NH_3(г) + Q?$

- 1) Гетерогенная; 2) Экзотермическая; 3) Реакция соединения; 4) Окислительно-восстановительная

#### 15. Какая реакция с участием воды обратима при обычных условиях?

- 1)  $CH_3COOCH_3 + H_2O = CH_3COOH + CH_3OH$  2)  $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ ;  
3)  $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2$  ; 4)  $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$

#### 16. Какое из перечисленных веществ обратимо реагирует с кислородом?

- 1) Оксид серы (IV) 2) Фосфор 3) Цезий 4) Оксид азота (II)

17. Взаимодействие водорода с хлором относится к реакциям: 1) разложения, эндотермическим 2) обмена, экзотермическим 3) соединения, эндотермическим 4) соединения, экзотермическим

### Скорость реакции, ее зависимость от различных факторов.

Упражнение: Указать, как изменится скорость каждой из реакций в зависимости от

перечисленных факторов? (уменьшается, увеличивается, не зависит)

	Тип реакции: гомогенная или гетерогенная	Увеличение темпера-туры	Увеличен ие давления	Измель-чение твёрдого вещества	Концент-рация указан-ного вещества
$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 3\text{CO}(\text{г}) \rightarrow 2\text{Fe}(\text{тв}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$					CO
$\text{CCl}_4(\text{г}) \rightarrow \text{C}(\text{т}) + 2\text{Cl}_2(\text{г}) - Q$					Cl <sub>2</sub>
$\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{C}(\text{тв}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{г}) - Q$					CO
$\text{C}(\text{тв}) + 2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{N}_2(\text{г}) + Q$					N <sub>2</sub>
$\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + Q$					H <sub>2</sub>
$\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) \rightarrow 3\text{S}(\text{тв}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) - Q$					H <sub>2</sub> S

### Тесты

1. Для уменьшения скорости химической реакции необходимо: 1) увеличить концентрацию реагирующих веществ; 2) ввести в систему катализатор 3) повысить температуру; 4) понизить температуру

2. С наибольшей скоростью при обычных условиях протекает реакция

1) Zn + HCl (5%р-р); 2) Zn + HCl (10%р-р); 3) Zn + HCl (20% р-р); 4) NaOH (5% р-р) + HCl (5%р-р)

3. С наибольшей скоростью протекает взаимодействие между

1) AgNO<sub>3</sub>(р-р) и NaCl(р-р) 2) CaCO<sub>3</sub> и HCl(р-р) 3) Zn и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 4) Mg и O<sub>2</sub>

4. При обычных условиях с наименьшей скоростью протекает реакция между

1) Fe и O<sub>2</sub> 2) Na и O<sub>2</sub> 3) CaCO<sub>3</sub> и HCl(р-р) 4) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(р-р) и BaCl<sub>2</sub>(р-р)

5. С наибольшей скоростью при комнатной температуре протекает реакция

1) углерода с кислородом 2) железа с раствором уксусной кислоты  
3) Железа с соляной кислотой 4) растворов гидроксида натрия и серной кислоты

6. Какая из реакций самая быстрая? 1) Горение серы. 2) Взрыв смеси водорода и кислорода. 3) Ржавление железа. 4) Образование алмазов в кимберлитовых трубках.

7. Для увеличения скорости реакции  $4\text{Fe}(\text{тв}) + 3\text{O}_2(\text{газ}) = 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + Q$  следует 1) уменьшить температуру 2) увеличить температуру 3) уменьшить концентрацию кислорода 4) увеличить количество железа

8. Для увеличения скорости реакции  $2\text{AgNO}_3(\text{тв}) = 2\text{Ag}(\text{тв}) + 3\text{O}_2(\text{г}) + 2\text{NO}_2(\text{г}) - 157 \text{ кДж}$  необходимо 1) увеличить концентрацию AgNO<sub>3</sub>; 2) уменьшить давление в системе; 3) увеличить степень измельченности AgNO<sub>3</sub>; 4) уменьшить температуру

9. Для увеличения скорости взаимодействия железа с хлороводородной (соляной) кислотой следует 1) добавить ингибитор; 2) повысить давление; 3) понизить температуру; 4) увеличить концентрацию HCl

10. Для увеличения скорости реакции  $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + Q$  необходимо 1) увеличить концентрацию CO; 2) уменьшить концентрацию O<sub>2</sub>; 3) понизить давление; 4) понизить температуру

11. Скорость реакции водорода с азотом увеличится при 1) понижении температуры 2) понижении давления 3) разбавлении смеси воздухом 4) использовании катализатора

12. Скорость реакции оксида углерода (II) с водородом увеличится при 1) понижении температуры; 2) повышении давления; 3) разбавлении смеси азотом; 4) понижении концентрации CH<sub>3</sub>OH

13. Скорость реакции  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 + Q$  уменьшится при 1) повышении температуры 2) понижении давления 3) повышении давления 4) разбавлении раствора кислоты

14. Скорость реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$  не зависит от 1) давления кислорода 2) общего объема газовой смеси 3) температуры газовой смеси 4) концентрации кислорода

15. Скорость химической реакции между медью и азотной кислотой зависит от 1) массы меди 2) объема кислоты 3) концентрации кислоты 4) Увеличения давления

16. На скорость химической реакции  $2\text{NH}_3(\text{г}) = \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$  не влияет изменение 1) концентрации аммиака 2) давления 3) температуры 4) концентрации водорода

### Задачи по химической кинетике

1. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры на 40°C? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.
2. Скорость некоторой реакции при повышении температуры от 40°C до 70°C увеличилась в 8 раз. Определить значение температурного коэффициента скорости реакции.
3. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 64 раза, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?
4. Как изменится скорость прямой реакции  $2\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$  при увеличении давления в системе в 2 раза?
5. Имеется равновесие  $2\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$ . Давление в системе увеличили в 6 раз. Во сколько раз увеличится скорость реакции?
6. Как изменится скорость реакции  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SO}_2 + \text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  после разбавления реагирующей смеси в 4 раза?
7. Как изменится скорость реакции  $\text{X}_2 + 2\text{Y}_2 = 2\text{XY}_2$ , если увеличить давление в 6 раз (реакция проходит в газовой фазе)

### Химическое равновесие.

**Упражнение.** Указать тип реакции по тепловому эффекту, и показать стрелкой направление смещения равновесия реакции под воздействием указанных факторов.

	Тип реакции (экзо-эндо-термическая)	Увеличение температуры	Увеличение давления	Увеличение концентрации данного в-ва
$\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_2_{(г)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(г)} + Q$				CO
$\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(г)} - Q$				N <sub>2</sub>
$\text{N}_2\text{O}_{4(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_2_{(г)} - Q$				NO <sub>2</sub>
$4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + Q$				Cl <sub>2</sub>
$\text{CCl}_{4(г)} \rightleftharpoons \text{C}_{(г)} + 2\text{Cl}_{2(г)} - Q$				Cl <sub>2</sub>
$\text{CO}_{2(г)} + 2\text{C}_{(тв.)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(г)} - Q$				CO
$\text{C}_{(тв.)} + 2\text{N}_2\text{O}_{(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(г)} + 2\text{N}_2_{(г)} + Q$				N <sub>2</sub> O
$\text{SO}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{S}_{(г)} \rightleftharpoons 3\text{S}_{(тв.)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} - Q$				H <sub>2</sub> S

### **Тесты.**

#### **1. Какое утверждение правильно описывает химическую реакцию в равновесии?**

- 1) Концентрации продуктов и исходных веществ равны.
- 2) Концентрации продуктов и исходных веществ – постоянны.
- 3) Скорость прямой реакции меньше скорости обратной реакции.
- 4) Скорость прямой реакции больше скорости обратной реакции.

**2. Система находится в состоянии равновесия:  $\text{N}_2\text{O}_{4(г)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(г)}$  Какое утверждение правильно описывает систему?**

- 1) Скорости прямой и обратной реакции равны.
- 2) Скорости прямой и обратной реакции увеличиваются.
- 3) Концентрации N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> и NO<sub>2</sub> равны.
- 4) Концентрации N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> и NO<sub>2</sub> увеличиваются.

**3. Система находится в равновесии:  $\text{A}_{(г)} + \text{B}_{(г)} \rightleftharpoons \text{AB}_{(г)} + Q$ . Концентрацию вещества А можно повысить:**

- 1) понизив температуру;
- 2) использовав катализатор;
- 3) повысив концентрацию вещества АВ;
- 4) повысив концентрацию вещества В

#### **4. Изменение давления смещает равновесие в системе**

- 1)  $3\text{H}_{2(г)} + \text{N}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(г)}$
- 2)  $\text{H}_{2(г)} + \text{S}_{(тв.)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}_{(г)}$
- 3)  $\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(г)}$
- 4)  $\text{H}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{HCl}_{(г)}$

#### **5. Давление не влияет на равновесие в реакции**

- 1)  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
- 2)  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$
- 3)  $\text{C} + \text{CO} \rightleftharpoons 2\text{CO}$
- 4)  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$

**6. Как влияет увеличение давления на положение равновесия:  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(тв.)} + 3\text{CO}_{(г)} \rightleftharpoons 2\text{Fe}_{(тв.)} + 3\text{CO}_{2(г)}$ ?**

- 1) Не влияет
- 2) Равновесие смещается влево
- 3) Равновесие смещается вправо
- 4) Реакция



прекращается

**7. Что надо сделать, чтобы сместить равновесие  $\text{FeO}_{(тв)} + \text{CO} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(тв)} + \text{CO}_2 + \text{Q}$ , в сторону продуктов?** 1) Увеличить давление 2) Уменьшить давление 3) Увеличить температуру 4) Уменьшить температуру

**8. В системе  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + \text{Q}$  равновесие сместится в сторону продуктов реакции при** 1) добавлении катализатора 2) повышении температуры 3) понижении давления 4) уменьшении концентрации аммиака

**9. Химическое равновесие в системе  $\text{CCl}_4(г) \rightleftharpoons \text{C}_{(тв)} + 2\text{Cl}_2(г) - \text{Q}$  сместится в сторону исходного вещества при** 1) повышении температуры; 2) повышении давления; 3) понижении давления; 4) внесении катализатора

**10. Одновременное понижение температуры и увеличение давления:** 1) увеличивает выход аммиака; 2) не влияет на выход аммиака; 3) уменьшает выход аммиака; 4) уменьшает время достижения равновесия в реакции синтеза аммиака.

**11. При одновременном повышении температуры и понижении давления химическое равновесие сместится вправо в системе**

1)  $\text{H}_2 + \text{S} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{Q}$  2)  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + \text{Q}$  3)  $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2 - \text{Q}$  4)  $2\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{Cl}_2 - \text{Q}$

**12. Реакция, равновесие которой сместится влево как при понижении температуры, так и при повышении давления:**

1)  $2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2\text{SO}_2 - \text{Q}$  2)  $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2 + \text{Q}$  3)  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - \text{Q}$  4)  $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$

**13. В реакции  $\text{C}_2\text{H}_4(г) + \text{H}_2\text{O}(г) \rightleftharpoons \dots$  увеличить выход этанола можно**

1) повысив давление 2) повысив температуру 3) понизив концентрацию  $\text{H}_2\text{O}$  4) применив катализатор

**14. В системе  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$  смещению химического равновесия в сторону образования сложного эфира будет способствовать** 1) добавление метанола 2) повышение давления 3) повышение концентрации эфира 4) добавление гидроксида натрия

## Практическая работа №14 «ОВР. Электролиз»

### Реакции окислительно-восстановительные. Коррозия металлов.

1. Из перечисленных веществ самым сильным окислителем является ...

- 1) плавиковая кислота 2) фтор 3) кислород 4) платина

2. Какое вещество способно проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? 1) Li 2) F<sub>2</sub> 3) S 4) HClO<sub>4</sub>

3. Схеме превращения S<sup>-2</sup> → S<sup>+4</sup> соответствует уравнение

- 1) H<sub>2</sub>S + Cl<sub>2</sub> = S + 2HCl 2) H<sub>2</sub>S + 3H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц) = 4SO<sub>2</sub> + 4H<sub>2</sub>O  
3) 2H<sub>2</sub>S + SO<sub>2</sub> = 3S + 2H<sub>2</sub>O 4) H<sub>2</sub>S + 8HNO<sub>3</sub> (конц) = H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + 8NO<sub>2</sub> + 4H<sub>2</sub>O

4. В реакции с литием сера выступает как окислитель, потому что 1) у атома серы больше электронов, чем у атома лития; 2) электроотрицательность серы больше, чем лития; 3) заряд ядра атома серы больше, чем у лития; 4) сера может повысить свою степень окисления

5. В реакции H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> + 2Fe(OH)<sub>2</sub> = 2Fe(OH)<sub>3</sub> пероксид водорода 1) окислитель; 2) восстановитель 3) окислитель и восстановитель одновременно 4) сильная кислота

6. В реакции 2NO<sub>2</sub> + NaOH = NaNO<sub>3</sub> + NaNO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O оксид азота (IV) 1) окислитель; 2) окислитель и восстановитель одновременно; 3) восстановитель; 4) несолеобразующий оксид

7. При взаимодействии с натрием сера проявляет ... свойства.

- 1) окислительные 2) основные 3) кислотные 4) восстановительные

8. При взаимодействии с кислородом фосфор проявляет ... свойства.

- 1) восстановительные 2) основные 3) кислотные 4) окислительные

9. Водород проявляет свойства окислителя при взаимодействии с

- 1) кислородом 2) азотом 3) кальцием 4) хлором

10. В реакции, уравнение которой 3P + 5HNO<sub>3</sub> + 2H<sub>2</sub>O = 3H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> + 5NO, фосфор

- 1) окисляется; 2) восстанавливается; 3) принимает электроны 4) не изменяет степень окисления

11. Восстановительные свойства железо проявляет в реакции:

- 1) FeO + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = FeSO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>O 2) Fe(OH)<sub>2</sub> + 2HCl = FeCl<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O  
3) 2FeCl<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub> = 2FeCl<sub>3</sub> 4) FeCl<sub>2</sub> + 2NaOH = Fe(OH)<sub>2</sub> + 2NaCl

12. Химический элемент алюминий является восстановителем в реакции

- 1) 3MnO<sub>2</sub> + 4Al = 3Mn + 2Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> 2) 2AlCl<sub>3</sub> = 2Al + 3Cl<sub>2</sub>  
3) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + 6HCl = 2AlCl<sub>3</sub> + 3H<sub>2</sub>O 4) AlCl<sub>3</sub> + 3NaOH = Al(OH)<sub>3</sub> + 3NaCl

13. Оксид серы (IV) является восстановителем в реакции, уравнение которой

- 1) SO<sub>2</sub> + 2NaOH = Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O 2) SO<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>S = 3S + 2H<sub>2</sub>O  
3) SO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O = H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> 4) 2SO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> = 2SO<sub>3</sub>

14. Химический элемент натрий не является восстановителем в реакции

- 1) 2Na + Cl<sub>2</sub> = 2NaCl 2) NaOH + HCl = NaCl + H<sub>2</sub>O 3) 2Na + 2H<sub>2</sub>O = 2NaOH + H<sub>2</sub> 4) 2Na + O<sub>2</sub> = Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

15. В какой реакции углерод проявляет свойства восстановителя?

- 1) Mg + CO<sub>2</sub> → 2) FeO + CO → 3) MgO + CO<sub>2</sub> → 4) C + H<sub>2</sub> →

16. Какое вещество может вступить в окислительно-восстановительную реакцию с FeCl<sub>3</sub> и в обменную реакцию с AgNO<sub>3</sub> 1) Хлор; 2) Гидроксид калия; 3) Сульфид калия; 4) Соляная к-та

17. Установите соответствие

СХЕМА РЕАКЦИИ

ОКИСЛИТЕЛЬ

- 1) HNO<sub>3</sub> + NO → NO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O А) HNO<sub>3</sub>  
2) NO<sub>2</sub> + C → N<sub>2</sub> + CO<sub>2</sub> Б) NO  
3) SO<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub> → SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> В) NO<sub>2</sub>  
4) SO<sub>2</sub> + C → S + CO<sub>2</sub> Г) C  
Д) SO<sub>2</sub>  
Е) Cl<sub>2</sub>

18. Установите соответствие

СХЕМА РЕАКЦИИ	ВОССТАНОВИТЕЛЬ
1) Si + C → SiC	А) Si
2) NO <sub>2</sub> + Mg → MgO + N <sub>2</sub>	Б) C
3) SO <sub>2</sub> + O <sub>2</sub> → SO <sub>3</sub>	В) Mg
4) NO <sub>2</sub> + SO <sub>2</sub> → SO <sub>3</sub> + NO	Г) NO <sub>2</sub>
	Д) SO <sub>2</sub>
	Е) O <sub>2</sub>

**19. Установите соответствие:**

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ	ОКИСЛИТЕЛЬ
1) $2\text{NO} + 2\text{H}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	А) $\text{H}_2$
2) $2\text{NH}_3 + 2\text{Na} = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2$	Б) $\text{N}_2$
3) $\text{H}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaH}$	В) $\text{NO}$
4) $4\text{NH}_3 + 6\text{NO} = 5\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	Г) $\text{NH}_3$

**20. Установите соответствие между схемой химической реакции и изменением степени окисления восстановителя.**

СХЕМА РЕАКЦИИ	ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ВОССТАНОВИТЕЛЯ
А) $\text{FeCl}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \text{HCl}$	1) $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^{+2}$
Б) $\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$	2) $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2^0$
В) $\text{KClO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$	3) $2\text{O}^{-2} \rightarrow \text{O}_2^0$
Г) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{HI} \rightarrow \text{FeI}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$	4) $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$
	5) $\text{Cl}^{+7} \rightarrow \text{Cl}^-$
	6) $\text{Cl}_2^0 \rightarrow 2\text{Cl}^-$

**21. В уравнении реакции полного сгорания сероводорода в кислороде коэффициент перед формулой окислителя равен** 1) 1 2) 2 3) 3 4) 4

**22. В уравнении реакции, схема которой  $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$  коэффициент перед формулой восстановителя равен** 1) 2 2) 4 3) 6 4) 8

**Коррозия**

**23. Что происходит при химической коррозии металлов:** 1) окисление металла; 2) реакция разложения

3) восстановление металла; 4) передача электронов от окислителя металлу

**24. Коррозия сплава железа протекает быстрее:** 1) в воде, насыщенной кислородом; 2) в дистиллированной воде; 3) в жесткой воде; 4) в воде, насыщенной кислородом и углекислым газом.

**25. Коррозия железа замедлится при контакте его с:** 1) оловом 2) никелем 3) цинком 4) медью

**26. Коррозия железа усилится при контакте его с:** 1) цинком; 2) магнием 3) никелем 4) алюминием

**Используя метод электронного баланса, составьте уравнения реакций.**

**Определите окислитель и восстановитель. Укажите признаки реакций**

1. $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots + \dots$	28. $\text{NH}_3 + \text{KClO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{KCl} + \dots$
2. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \dots \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \dots + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$	29. $\text{Cl}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{N}_2 + \dots$
3. $\dots + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \dots$	30. $\text{KMnO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{N}_2 + \dots + \dots$
4. $\text{KNO}_2 + \dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots + \text{KOH}$ .	31. $\text{Zn} + \text{KNO}_3 + \dots \rightarrow \text{NH}_3 + \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \dots$
5. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \dots + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$	32. $\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \dots \rightarrow \text{MnSO}_4 + \dots + \text{H}_2\text{SO}_4$
6. $\text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \dots \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots + \text{H}_2\text{O}$ .	33. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}(\text{разб}) + \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 + \dots + \text{KCl} + \dots$
7. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KMnO}_4 + \dots \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	34. $\text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \dots + \text{CO}_2$
8. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KIO}_3 + \dots \rightarrow \dots + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots + \text{H}_2\text{O}$ .	35. $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots + \dots$
9. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots$	36. $\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{NH}_3 + \text{KMnO}_4 + \dots \rightarrow \dots + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .	37. $\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots$
11. $\text{KNO}_2 + \dots + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \dots + \dots$	38. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{FeSO}_4 + \dots \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots$
12. $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \dots \rightarrow \dots + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$	39. $\text{Be} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots + \text{H}_2$
13. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \dots + \dots$	40. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O} + \text{NaOH}$
14. $\text{FeCl}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{HCl} + \dots + \dots$	41. $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \dots + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
15. $\text{HCOH} + \text{KMnO}_4 + \dots \rightarrow \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots + \dots$	42. $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \dots + \dots + \dots$
16. $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \dots \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{CrPO}_4$ .	43. $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \dots$
17. $\text{PH}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \dots + \text{HNO}_3$ .	44. $\text{MnSO}_4 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots + \dots + \dots$
18. $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \dots \rightarrow \text{NO} + \dots$	45. $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) \rightarrow \dots + \dots + \dots$
19. $\text{PH}_3 + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{HCl} + \dots$	46. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \dots + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

20. $\text{PH}_3 + \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots + \dots$	47. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots + \dots + \text{KOH}$
21. $\text{NO} + \text{KClO} + \dots \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{KCl} + \dots$	48. $\text{NaMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \dots \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \dots + \text{H}_2\text{O}$
22. $\text{KNO}_2 + \dots + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \dots + \dots$	49. $\text{K}_2\text{CrO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots + \text{S} + \text{NH}_3$
23. $\text{KIO}_3 + \dots + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	50. $\text{S} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaS} + \text{BaSO}_3 + \dots$
24. $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \dots \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$	51. $\text{CrCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \dots + \dots$
25. $\text{P} + \text{HClO}_3 + \dots \rightarrow \text{HCl} + \dots$	52. $\text{NaClO}_3 + \text{MnO}_2 + \dots \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{NaCl} + \dots$
26. $\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \dots \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots + \text{H}_2\text{O}$	53. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \dots \rightarrow \text{CO}_2 + \text{MnSO}_4 + \dots + \dots + \text{H}_2\text{O}$
27. $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \dots \rightarrow \dots + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	54. $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \dots \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \dots + \text{H}_2$

### Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей, кислот).

1. Какое из веществ дает одинаковые продукты при электролизе водного раствора и расплава? 1)  $\text{CuCl}_2$  2)  $\text{KBr}$  3)  $\text{KOH}$  4)  $\text{AgNO}_3$

2. Электролиз раствора сульфата меди описывается уравнением:

- 1)  $\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$  2)  $2\text{CuSO}_4 = 2\text{Cu} + \text{SO}_2 + \text{O}_2$   
 3)  $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$  4)  $2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2$

3. При электролизе водного раствора нитрата марганца (II) на катоде выделяются

- 1) марганец 2) кислород 3) марганец и водород 4) марганец и кислород

4. Кислород выделяется на аноде при электролизе водного раствора 1) хлорида меди (II); 2) бромида цинка; 3) алюмокалиевых квасцов; 4) сульфида натрия

5. Кислород выделяется на аноде при электролизе водного раствора

- 1) хлорида натрия 2) йодида натрия 3) бромида натрия 4) фторида натрия

6. При электролизе раствора соли меди (II) выделяется кислород. Какая это соль?

- 1) Бромид 2) Нитрат 3) Хлорид 4) Сульфид

7. При электролизе раствора хлорида калия вблизи катода среда

- 1) щелочная 2) кислая 3) нейтральная 4) соленая

8. Электролиз водного раствора соли можно использовать для получения

- 1) кальция 2) бария 3) цинка 4) лития

9. Только газообразные продукты выделяются на катоде и аноде при электролизе водного раствора 1)  $\text{MnCl}_2$  2)  $\text{KCl}$  3)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  4)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

10. Электролиз водного раствора соли нельзя использовать для получения

- 1) магния 2) меди 3) цинка 4) хрома

11. Кислород выделяется на аноде при электролизе водного раствора 1) нитрата лития; 2) бромида хрома (III); 3) хлорида меди (II); 4) фторида натрия; 5) сульфата железа (II); 6) йодида бария

12. Кислород не выделяется на аноде при электролизе водного раствора 1) сульфида лития; 2) хлорида хрома (III); 3) сульфата цинка; 4) фторида калия; 5) нитрата никеля (II); 6) бромида кальция

13. Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза его водного раствора на инертных электродах:

ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ	ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА
А) $\text{KBr}$	1) $\text{Cu}$ , $\text{O}_2$ , $\text{H}_2$
Б) $\text{KOH}$	2) $\text{Cu}$ , $\text{O}_2$
В) $\text{MgSO}_4$	3) $\text{H}_2$ , $\text{O}_2$
Г) $\text{CuSO}_4$	4) $\text{H}_2$ , $\text{Br}_2$
	5) $\text{Mg}$ , $\text{O}_2$ , $\text{H}_2$
	6) $\text{K}$ , $\text{O}_2$ , $\text{H}_2$

14. Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза его водного раствора на инертных электродах.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА
А) $\text{AlCl}_3$	1) металл, галоген
Б) $\text{RbOH}$	2) гидроксид металла, хлор, водород
В) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	3) металл, кислород
Г) $\text{AuCl}_3$	4) водород, галоген
	5) водород, кислород
	6) металл, кислота, кислород

15. Установите соответствие между формулой вещества и продуктом, который образуется на

**катоде в результате электролиза водного раствора этого вещества.**

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТ ЭЛЕКТРОЛИЗА
А) KBr	1) водород
Б) K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	2) калий
В) HNO <sub>3</sub>	3) серебро
Г) AgNO <sub>3</sub>	4) кислород
	5) сера
	6) оксид азота (IV)

**16. Установите соответствие между формулой соли и уравнением процесса, протекающего на аноде при электролизе её водного раствора.**

ФОРМУЛА СОЛИ	УРАВНЕНИЕ АНОДНОГО ПРОЦЕССА
А) KBr	1) $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
Б) AlCl <sub>3</sub>	2) $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
В) CuSO <sub>4</sub>	3) $2\text{Cl}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{Cl}_2$
Г) AgNO <sub>3</sub>	4) $2\text{Br}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{Br}_2$
	5) $\text{SO}_4^{2-} - 2\text{e} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{O}_2$
	6) $2\text{NO}_3^- - 2\text{e} \rightarrow 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$

**17. Установите соответствие между формулой соли и уравнением анодного процесса в водном растворе.**

ФОРМУЛА СОЛИ	УРАВНЕНИЕ АНОДНОГО ПРОЦЕССА
А) Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	1) $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
Б) CuCl <sub>2</sub>	2) $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
В) SbCl <sub>3</sub>	3) $2\text{Cl}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{Cl}_2$
Г) Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	4) $\text{Sb}^{3+} + 3\text{e} \rightarrow \text{Sb}^0$
	5) $\text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O} - 8\text{e} \rightarrow \text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+$
	6) $4\text{NO}_3^- - 4\text{e} \rightarrow 2\text{N}_2\text{O} + 5\text{O}_2$

**18. Установите соответствие между формулой соли и продуктами, образующимися на аноде при электролизе его водного раствора.**

Формула соли	Продукты на аноде
А) CH <sub>3</sub> COONa	1) металл
Б) Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	2) кислород
В) K <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	3) оксид серы (IV)
Г) AlCl <sub>3</sub>	4) этан, углекислый газ
	5) галоген
	6) оксид азота (IV)

## **Лабораторная работа № 1 «Качественные реакции на ионы неметаллов VIIA, VIA, VA, IVA групп»**

**Цель:** познакомиться практически с качественными реакциями на некоторые ионы неметаллов.

Вспомните правила безопасности, которые надо соблюдать при проведении опытов, подберите необходимое оборудование.

### **Ход работы:**

Используя предложенные справочные таблицы «Качественные реакции на катионы и анионы», проведите опыты по обнаружению ионов 1)  $\text{NH}_4^+$  в составе  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ( $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ); 2)  $\text{Cl}^-$  в составе  $\text{AlCl}_3$ ; 3)  $\text{SiO}_3^{2-}$  в составе  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ; 4)  $\text{CO}_3^{2-}$  в составе  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; 5)  $\text{I}^-$  в составе  $\text{KI}$ ; 6)  $\text{Br}^-$  в составе  $\text{NaBr}$ ; 7)  $\text{PO}_4^{3-}$  в составе  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , 8)  $\text{SO}_4^{2-}$  в составе  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Напишите к проведенным опытам сначала краткие ионные уравнения, затем молекулярные уравнения, опишите признаки реакций.

### **Вопросы**

1. Что такое качественные реакции?
2. Приведите примеры биологической роли двух из представленных ионов.

## **Лабораторная работа № 2 «Качественные реакции на ионы, образованные металлами»**

**Цель:** познакомиться практически с качественными реакциями на некоторые ионы металлов.

Вспомните правила безопасности, которые надо соблюдать при проведении опытов, подберите необходимое оборудование.

### **Ход работы:**

Используя предложенную таблицу, проведите опыты по обнаружению ионов 1)  $\text{Ca}^{2+}$  в составе  $\text{CaCl}_2$ ; 2)  $\text{Al}^{3+}$  в составе  $\text{AlCl}_3$ ; 3)  $\text{Cu}^{2+}$  в составе  $\text{CuSO}_4$ ; 4)  $\text{Zn}^{2+}$  в составе  $\text{ZnSO}_4$ ; 5)  $\text{Fe}^{2+}$  в составе  $\text{FeSO}_4$ ; 6)  $\text{Fe}^{3+}$  в составе  $\text{FeCl}_3$ ; 7)  $\text{Ba}^{2+}$  в составе  $\text{BaCl}_2$ .

Напишите к проведенным опытам сначала краткие ионные уравнения, затем молекулярные уравнения, опишите признаки реакций.

### **Вопросы**

1. Что такое качественные реакции?
2. Какую биологическую роль играют ионы  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ?
3. Какие из проведенных опытов требуют особого порядка смешивания и почему?

## Лабораторная работа №3 «Ионные реакции. Гидролиз солей»»

**Цель:** осуществить практически предложенные реакции замещения и обмена, реакции гидролиза солей, закрепить навык написания ионных уравнений.

Вспомните правила безопасности, которые надо соблюдать при проведении опытов, подберите необходимое оборудование.

### Часть 1. Ионные реакции

**1.1. Осуществите реакции серной и уксусной кислот со следующими веществами:** А) цинк; Б) гидроксид железа (III), предварительно его получив; В) хлорид бария (с серной кислотой), карбонат натрия (с уксусной кислотой).

Для выявления присутствия уксусной кислоты при проведении анализа проводят реакцию с хлоридом железа (III)  $\text{FeCl}_3$ , при этом появляется красная окраска, обусловленная образованием основного ацетата железа:



**1.2. Осуществите реакцию между железом и сульфатом меди (II).**

**1.3. Напишите молекулярные и ионные уравнения, учитывая, что серная и уксусная кислоты – разные по силе электролиты. Укажите признаки реакций.**

**Сделайте вывод: какие условия необходимы, чтобы реакция в растворе протекала до конца?**

### Часть 2. Гидролиз солей

**2.1. Определите характер среды у веществ:**  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Составьте молекулярное, полное ионное и краткое ионное уравнения.

**2.2. Прилейте в пробирку хлорид железа (III) насыпьте порошка цинка. Объясните появление пузырьков газа и выпадение рыжего осадка. Составьте молекулярное и краткое ионное уравнения.**

**2.3. Осуществите превращения:**  $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots$ ;  $\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots$ . Объясните наблюдаемые явления. Составьте молекулярное и краткое ионное уравнения.

### Часть 3. Решите задачи

**3.1.** Определите pH 0,1 моль/л раствора соляной кислоты.

**3.2.** Вычислите концентрацию гидроксид – ионов в растворе, если концентрация ионов водорода равна  $10^{-4}$  моль/л. Определите характер среды.

**3.3.** Определите концентрацию ионов водорода и гидроксид – ионов в растворе, характер среды, если pH=8.

### Теоретическая часть:

**Электrolитическая диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты.**

#### Упражнения.

1. Составить схемы диссоциации (в одну или несколько ступеней) следующих электролитов: нитрат бария; сероводородная кислота; гидроксид бария; гидроксид магния; гидрофосфат калия; сульфат алюминия; фосфат аммония.

2. Сколько моль ионов образуется в растворах перечисленных веществ при диссоциации 1 моль вещества: хлорид магния; хлорид железа (III); нитрат аммония; фосфат калия; гидроксид бария; ацетат калия.

3. Составить формулу вещества, при диссоциации которой в растворе содержатся следующие

ионы: а)  $\text{Na}^+$ ,  $\text{HS}^-$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{S}^{2-}$  - вещество \_\_\_\_\_  
б)  $\text{H}^+$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{NH}_4^+$  - вещество \_\_\_\_\_

### Тесты.

1. Электролитом является каждое вещество в ряду: 1)  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{ZnSO}_4$  2)  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{OCH}_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  3)  $\text{KOH}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{MgF}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$  4)  $\text{PbCO}_3$ ,  $\text{AlBr}_3$ ,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$
  2. Лучшей электрической проводимостью будет обладать 1 л водного раствора, содержащий 0,1 моль: 1) углекислого газа 2) хлорида кальция 3) хлора 4) аммиака
  3. Раствор хлороводорода проводит электрический ток по причине 1) полярности молекул хлороводорода 2) хорошей растворимости этого газа 3) наличия ковалентной связи в его молекуле 4) электролитической диссоциации
  4. Наиболее слабым электролитом является: 1)  $\text{HF}$  2)  $\text{HBr}$  3)  $\text{HCl}$  4)  $\text{HI}$
- К сильным и слабым электролитам соответственно относятся
- 1)  $\text{HClO}_4$  и  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  2)  $\text{HNO}_2$  и  $\text{NaOH}$  3)  $\text{HI}$  и  $\text{HF}$  4)  $\text{KNO}_3$  и  $\text{RbOH}$
5. В качестве катионов только ионы  $\text{H}^+$  образуются при диссоциации 1)  $\text{NaOH}$ ; 2)  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  3)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  4)  $\text{CH}_4$
  6. Ионы  $\text{I}^-$  образуются при диссоциации 1)  $\text{KIO}_3$  2)  $\text{KI}$  3)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{I}$  4)  $\text{NaIO}_4$
  7. В качестве анионов только ионы  $\text{OH}^-$  образуются при диссоциации: 1)  $\text{CH}_3\text{OH}$ ; 2)  $\text{Zn}(\text{OH})\text{Br}$  3)  $\text{NaOH}$  4)  $\text{CH}_3\text{COOH}$
  8. Какие из утверждений о диссоциации оснований в водных растворах верны?  
А. Основания в воде диссоциируют на катионы металла (или подобный им катион  $\text{NH}_4^+$ ) и гидроксид-анионы  $\text{OH}^-$   
Б. Никаких других анионов, кроме  $\text{OH}^-$ , основания не образуют.
- 1) верно только А 2) верно только Б 3) верны оба утверждения 4) оба утверждения неверны
9. Наибольшее количество хлорид-ионов образуется в растворе при диссоциации 1 моль 1) хлорида меди(II) 2) хлорида железа(III) 3) хлорида кальция 4) хлорида лития
  10. В разбавленном растворе серной кислоты наиболее высока концентрация частиц 1)  $\text{H}^+$  2)  $\text{SO}_4^{2-}$  3)  $\text{HSO}_4^-$  4)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
  11. При полной диссоциации одного моля вещества образуется 3 моля ионов. Формула этого вещества 1)  $\text{HNO}_3$  2)  $\text{LiOH}$  3)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  4)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
  12. В четырех сосудах содержится по одному литру перечисленных ниже веществ с концентрацией 1 моль/л. Укажите, в каком растворе содержится больше всего ионов: 1)  $\text{K}_2\text{SO}_4$  2)  $\text{KOH}$  3)  $\text{H}_3\text{PO}_4$  4)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
  13. В четырех сосудах содержится по одному литру перечисленных ниже веществ с концентрацией 0,5 моль/л. Укажите, в каком растворе содержится меньше всего ионов: 1)  $\text{NaCl}$  2)  $\text{CaCl}_2$  3)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  4)  $\text{HF}$
  14. Ряд веществ, расположенных по возрастанию степени диссоциации 1)  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ; 2)  $\text{KOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HNO}_3$ ; 3)  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; 4)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$
  15. Больше количество (в молях) ионов образуется при растворении 1 моль 1) сахара 2) сульфата железа (III) 3) хлорида алюминия 4) уксусной кислоты
  16. Диссоциация по трем ступеням возможна в растворе 1) хлорида алюминия 2) нитрата алюминия 3) ортофосфата калия 4) ортофосфорной кислоты
  17. Укажите вещество с наибольшей степенью диссоциации в растворе с концентрацией 1 моль/л: 1)  $\text{HF}$  2)  $\text{HCl}$  3)  $\text{HNO}_2$  4)  $\text{NH}_3$
  18. Наименьшую степень диссоциации имеет 1) сульфид натрия 2) ацетат калия 3) азотная кислота 4) пропионовая кислота
  19. При диссоциации 1 моль  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  образуются 1) 1 моль ионов алюминия и 1 моль сульфат-ионов 2) 1 моль ионов алюминия и 3 моль сульфат-ионов 3) 2 моль ионов алюминия и 3 моль сульфат-ионов 4) 2 моль ионов алюминия, 3 моль ионов серы и 12 моль ионов кислорода
  20. При диссоциации 1 моль  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  образуются 1) 2 моль ионов аммония и 1 моль сульфат-ионов; 2) 2 моль аммиака, 2 моль ионов водорода, 1 моль сульфат-ионов; 3) 1 моль ионов аммония и 1 моль сульфат-ионов; 4) 2 моль азота, 8 моль водорода, 1 моль серы, 4 моль кислорода.
  21. В уравнении электролитической диссоциации соли  $\text{K}_3\text{Na}(\text{SO}_4)_2 \rightarrow \dots$  сумма коэффициентов перед формулами ионов равна 1) 4 2) 5 3) 6 4) 7
  22. Водный раствор органического вещества проводит электрический ток. Это вещество 1) этиловый спирт 2) сахароза 3) ацетон 4) уксусная кислота



23. Наибольшей электропроводностью обладает раствор, 1 л которого содержит 1 моль: 1)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  2)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  3)  $\text{H}_2\text{S}$  4)  $\text{CH}_3\text{COONa}$

### Реакции ионного обмена

1. Газ выделяется при взаимодействии растворов 1) сульфата калия и азотной кислоты; 2) хлороводородной кислоты и гидроксида хрома; 3) серной кислоты и сульфита калия; 4) карбоната натрия и гидроксида бария

2. Гидроксид калия может быть получен в реакции ионного обмена в растворе между:

1) гидроксидом натрия и хлоридом калия; 2) гидроксидом бария и сульфатом калия

3) гидроксидом меди (II) и хлоридом калия; 4) хлоридом калия и водой

3. В схеме реакции  $\text{ZnS} + \dots = \text{ZnSO}_4 + \dots$ , протекающей до конца в водном растворе, обозначены вещества: 1)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{S}$  2)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$  3)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  4)  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{BaS}$

4. Какое сокращенное ионное уравнение соответствует реакции водных растворов гидрокарбоната натрия и гидроксида натрия: 1)  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ ;

2)  $\text{NaHCO}_3 + \text{OH}^- = \text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ ; 3)  $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ ; 4)  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

5. Взаимодействию сульфата меди и сероводорода отвечает сокращенное ионное уравнение:

1)  $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS} + 2\text{H}^+$ ; 2)  $\text{CuSO}_4 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{SO}_4$ ; 3)  $\text{CuSO}_4 + \text{S}^{2-} = \text{CuS} + \text{SO}_4^{2-}$ ;

4)  $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$

6. Краткое ионное уравнение реакции  $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$  соответствует взаимодействию:

1) меди с серой 2) сероводородной кислоты с хлоридом меди

3) гидроксида меди(II) с сероводородной кислотой; 4) сульфида натрия с хлоридом меди

7. Сокращенное ионное уравнение  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$  соответствует молекулярному уравнению: 1)  $\text{BaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; 2)  $2\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ; 3)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; 4)  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3$

8. Левая часть краткого ионного уравнения реакции  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ =$  соответствует взаимодействию в растворе 1) угольной кислоты и гидроксида натрия; 2) углекислого газа и воды; 3) карбоната кальция и соляной кислоты 4) азотной кислоты и карбоната натрия

9. Сокращенное ионное уравнение  $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2$  соответствует взаимодействию веществ: 1)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  и  $\text{KOH}$  2)  $\text{FeSO}_4$  и  $\text{LiOH}$  3)  $\text{Na}_2\text{S}$  и  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$  4)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и  $\text{FeCl}_3$

10. Сокращенное ионное уравнение  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$  соответствует молекулярному уравнению: 1)  $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  2)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

3)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  4)  $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

11. В водном растворе будут присутствовать только ионы  $\text{Al}^{3+}$  и  $\text{SO}_4^{2-}$ , если полностью прореагируют 1)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  и  $\text{BaSO}_4$  3)  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  2)  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  4)  $\text{Al}_2\text{O}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$

12. При сливании растворов каких веществ происходит реакция, описываемая сокращенным ионным уравнением  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ :

1) Гидроксид бария и азотная кислота 2) Гидроксид меди и серная кислота

3) Гидроксид натрия и уксусная кислота 4) Гидрокарбонат натрия и гидроксид натрия

13. Сокращенное ионное уравнение реакции  $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$  соответствует взаимодействиям таких веществ: 1) Гидроксида бария с оксидом серы (VI); 2) Хлорида бария с сульфатом натрия; 3) Оксида бария с сульфатом калия; 4) Карбоната бария с серной кислотой

14. Левая часть краткого ионного уравнения реакций  $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} =$  соответствует взаимодействию в растворе: 1) сульфида железа (II) и серной кислоты; 2) водорода и серы;

3) сульфида натрия и соляной кислоты 4) воды и оксида серы (IV)

15. Левая часть краткого ионного уравнения реакции  $3\text{OH}^- + \text{Fe}^{3+} = \dots$  соответствует взаимодействию в растворе: 1) нитрата железа (III) и гидроксида натрия; 2) оксида железа (III) и воды; 3) гидроксида калия и оксида железа (III); 4) гидроксида натрия и фосфата железа (III)

16. Реакция между карбонатом магния и уксусной кислотой отражается кратким ионным уравнением 1)  $\text{MgCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; 2)  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{CH}_3\text{COOH} = 2\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; 3)  $\text{MgCO}_3 + 2\text{CH}_3\text{COOH} = \text{Mg}^{2+} + 2\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; 4)  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

17. Установите соответствие между исходными веществами и суммой всех коэффициентов в сокращенном ионном уравнении реакции.

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА                      СУММА КОЭФФИЦИЕНТОВ

A)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH}$                       1) 3

B)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3$                       2) 4

B)  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HCl}$                         3) 5

Г)  $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$                         4) 6





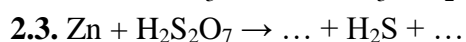
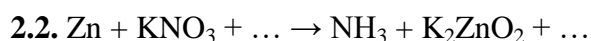
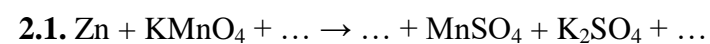
## Тест по теме «Цинк»

### 1. Задания с выбором ответа:

- 1.1. Оксид цинка реагирует со всеми веществами набора** 1) диоксид углерода, гидроксид натрия, хлорид лития 2) хлороводород, бромная вода, сульфат калия 3) диоксид кремния, оксид магния, бромид натрия 4) водород, оксид серы (IV), гидроксид калия
- 1.2. Допущена ошибка в уравнении химической реакции** 1)  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ; 2)  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (сплавление); 3)  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{H}_2\text{O}$  (растворение); 4)  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 1.3. Гидроксид цинка легко растворяется в водном растворе** 1)  $\text{CO}_2$  2)  $\text{MgCl}_2$  3)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  4)  $\text{NaOH}$
- 1.4. Гидроксид цинка нельзя растворить в** 1) серной кислоте 2) гидроксиде натрия 3) аммиаке 4) воде
- 1.5. Сокращенное ионное уравнение  $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2$  соответствует взаимодействию растворов:** 1) сульфата цинка и аммиака 2) нитрата цинка и гидроксида алюминия 3) сульфида цинка и гидроксида натрия 4) нитрата цинка и гидроксида бария
- 1.6. Для уменьшения скорости химической реакции  $\text{Zn}_{(\text{тв})} + 2\text{HCl}_{(\text{г})} = \text{ZnCl}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})} + 231 \text{ кДж}$  необходимо** 1) увеличить концентрацию водорода 2) увеличить массу цинка 3) уменьшить температуру 4) увеличить концентрацию хлороводорода.
- 1.7. При электролизе раствора хлорида цинка на катоде выделилось 3,25 г металла, а на аноде газ объемом (в литрах, н.у.):** 1) 1,12 2) 3,6 3) 2,4 4) 4,48.
- 1.8. Цинк выделяет водород из раствора** 1) хлорида алюминия (конц.) 2) карбоната натрия (конц.) 3) этанола (конц.) 4) серной кислоты (разб.) 5) серной кислоты (конц.) 6) глюкозы (разб.)
- 1.9. Оксид цинка реагирует с** 1) оксидом магния 2) оксидом серы (IV) 3) хлоридом натрия; 4) гидроксидом натрия 5) водой 6) медью.

### Задания с развернутым решением

**2. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции, определите окислитель и восстановитель**



### 3. Напишите уравнения описанных реакций

**3.1.** Несколько гранул цинка погрузили в раствор едкого натра. После окончания реакции в раствор добавили избыток азотной кислоты. Раствор выпарили, сухой остаток растворили в воде и пропустили через раствор электрический ток с помощью угольных стержней. Полученное на катоде твердое вещество окислили щелочным расплавом бертолетовой соли.

**3.2.** Цинковый порошок растворили в концентрированной серной кислоте. В полученный раствор добавили нитрат бария. Выпавший белый осадок отделили, раствор выпарили и сухой остаток прокалили. Образовавшийся твердый продукт реакции сплавил с поташом.

**3.3.** К раствору хлорида цинка прилили раствор аммиака, образовавшийся осадок растворили в избытке гидроксида натрия. При добавлении к раствору полученной соли соляной кислоты выпал осадок. Его отделили и сплавил с гидроксидом калия.

**3.4.** Сульфид цинка подвергли обжигу. Полученное твердое вещество растворили в гидроксиде натрия. К раствору добавляли серную кислоту до выпадения осадка белого цвета, который растворили в аммиаке.

## Тесты. «Кислоты. Соли»

### *Характерные химические свойства кислот*

*Характерные химические свойства солей: средних, кислых, основных; комплексных (на примере соединений алюминия и цинка)*

### Ряд активности металлов:

Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au

### Примерный ряд кислот по их силе

$H_2SO_4 > HCl = HNO_3 > H_3PO_4 > HF > HNO_2 > CH_3COOH > H_2CO_3 > H_2S > H_2SiO_3$

### Кислоты.

1. Разбавленная серная кислота реагирует с каждым из двух веществ  
1)  $Na_2SiO_3$  и  $HNO_3$  2)  $FeO$  и  $KNO_3$  3)  $Ag$  и  $Cu(OH)_2$  4)  $Fe$  и  $Al_2O_3$
2. Какое из перечисленных веществ может реагировать соляной кислотой?  
1)  $KBr$  2)  $CaSO_4$  3)  $BaSO_4$  4)  $CuO$
3. Какая из кислот может растворить гидроксид железа (II)? 1)  $H_2S$ ; 2)  $H_2SiO_3$ ; 3)  $HOCl$ ; 4)  $HNO_3$
4. Разбавленная серная кислота может реагировать с каждым из двух веществ 1) серой и магнием; 2) оксидом железа (II) и оксидом кремния (IV); 3) гидроксидом калия и хлоридом калия; 4) нитратом бария и гидроксидом меди (II)
5. Ортофосфорная кислота реагирует с: 1) медью при нагревании; 2) оксидом кальция; 3) нитратом натрия; 4) аммиаком; 5) оксидом серы (IV); 6) гидроксидом калия
6. С раствором серной кислоты взаимодействует каждое из двух веществ 1) хлорид бария и оксид углерода (IV); 2) магний и хлорид бария; 3) хлорид натрия и фосфорная кислота; 4) медь и гидроксид калия
7. Для кремниевой кислоты характерно 1) разложение при нагревании; 2) взаимодействие с углекислым газом; 3) изменение окраски индикатора 4) вытеснение угольной кислоты из её солей
8. И гидроксид калия и бромоводородная кислота реагируют с 1) карбонатом кальция 2) оксидом кремния; 3) оксидом хрома (III); 4) нитратом свинца (II); 5) алюминием; 6) сульфатом меди (II)
9. В какой реакции возможно образование кислой соли:  
1)  $Fe(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow$  2)  $CsOH + H_3PO_4 \rightarrow$  3)  $NaOH + HCl \rightarrow$  4)  $Cu(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$
10. В какой реакции возможно образование основной соли:  
1)  $Al(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow$  2)  $RbOH + H_3PO_4 \rightarrow$  3)  $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$  4)  $LiOH + CO_2 \rightarrow$
11. В каких реакциях ортофосфорная кислота выступает как одноосновная:  
1)  $6KOH + 2H_3PO_4 = 2K_3PO_4 + 3H_2O$  4)  $LiOH + H_3PO_4 = LiH_2PO_4 + H_2O$   
2)  $NH_3 + H_3PO_4 = NH_4H_2PO_4$  5)  $2NH_3 + H_3PO_4 = (NH_4)_2HPO_4 + H_2O$   
3)  $2NaOH + H_3PO_4 = Na_2HPO_4 + 2H_2O$  6)  $3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$

### Соли.

12. Какое вещество под действием соляной кислоты превращается в хлорид меди (II)? 1)  $Cu$  2)  $CuBr_2$  3)  $CuO$  4)  $CuSO_4$
13. Каким веществом надо подействовать на гидроксид магния, чтобы получить нитрат магния? 1)  $Ba(NO_3)_2$  2)  $NO_2$  3)  $HNO_3$  4)  $Cu(NO_3)_2$
14. Какое вещество переведёт  $Al(OH)_2NO_3$  в среднюю соль: 1)  $NaOH$  2)  $Ca(OH)_2$  3)  $HNO_3$  4)  $Ca(NO_3)_2$
15. Каким веществом следует подействовать на  $Mg(HSO_3)_2$ , чтобы превратить его в среднюю соль? 1)  $SO_2$  2)  $H_2SO_3$  3)  $NaHSO_3$  4)  $Mg(OH)_2$
16. Хлорид железа (II) реагирует с каждым из двух веществ 1)  $MgO$  и  $HCl$  2)  $HNO_3$  и  $CO_2$  3)  $Zn$  и  $AgNO_3$  4)  $CaO$  и  $CO_2$
17. Химическая реакция возможна между 1)  $Cu$  и  $HCl$ ; 2)  $Fe$  и  $Na_3PO_4$ ; 3)  $Ag$  и  $Mg(NO_3)_2$ ; 4)  $Zn$  и  $FeCl_2$
18. Какой из металлов вытесняет железо из сульфата железа (II)? 1)  $Cu$  2)  $Zn$  3)  $Sn$  4)  $Hg$
19. Раствор сульфата меди (II) реагирует с каждым из двух веществ 1)  $HCl$  и  $H_2SiO_3$  2)  $O_2$  и

$\text{HNO}_3$  3)  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  4)  $\text{NaOH}$  и  $\text{BaCl}_2$

**20. Какое вещество может реагировать с водным раствором сульфата меди (II)?** 1)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$   
2)  $\text{H}_3\text{PO}_4$  3)  $\text{K}_2\text{S}$  4)  $\text{HCl}$

**21. Хлорид аммония реагирует с** 1)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  2)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  3) разб.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  4)  $\text{NH}_3$

**22. Раствор сульфата меди (II) взаимодействует с** 1)  $\text{KOH}$  2)  $\text{SO}_2$  3)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  4)  $\text{Zn}$   
5)  $\text{KCl}$  6)  $\text{K}_2\text{SO}_4$

**23. При нагревании раствора гидрокарбоната кальция** 1) образуется только газ; 2) образуется только осадок; 3) образуются и газ, и осадок; 4) изменяется окраска раствора

**24. Для гидрокарбоната натрия не характерно** 1) разложение при нагревании; 2) взаимодействие с гидроксидом натрия; 3) взаимодействие с соляной кислотой; 4) вытеснение натрия более активным металлом из водного раствора

**25. Для карбоната калия не характерно взаимодействие в растворе с** 1) хлоридом кальция  
2) сульфатом бария; 3) оксидом углерода (IV); 4) азотной кислотой

**26. И с цинком, и с нитратом бария реагирует в растворе** 1)  $\text{MgSO}_4$ ; 2)  $\text{FeCl}_2$ ; 3)  $\text{CuSO}_4$ ; 4)  $\text{CuCl}_2$

**27. И с гидроксидом натрия, и с серной кислотой реагирует в растворе**

1)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  2)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  3)  $\text{ZnCl}_2$  4)  $\text{FeCl}_2$

**28. Карбонат калия в растворе не взаимодействует с** 1) азотной кислотой 2) углекислым газом  
3) сульфатом натрия 4) хлоридом меди (II)

**29. С водными растворами хлороводорода, гидроксида бария и хлорида меди (II) реагирует**  
1)  $\text{CaCO}_3$  2)  $\text{K}_2\text{SO}_3$  3)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  4)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

**30. С гидроксидом натрия, хлороводородной кислотой и хлоридом бария может реагировать**  
1)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  2)  $\text{CuSO}_4$  3)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  4)  $\text{Zn}$

## Тесты. Химическая связь. Кристаллические решетки

### ВАРИАНТ 1

1. Ионная химическая связь - это.....

2. Веществом с ковалентной полярной связью является: а)  $MgCl_2$ , б)  $CH_4$ , в)  $NaBr$ , г)  $K_3N$

3. Запишите схему образования химической связи для веществ: а)  $K_3N$ , б)  $CH_4$ ,

4. Молекулярную кристаллическую решетку имеет вещество: а)  $CaO$ , б)  $Cu$ , в)  $CO_2$ , г)  $NaBr$ .

5. Наиболее ярко выраженный ионный характер имеет хим. связь: а)  $O-Br$ , б)  $P-Br$ , в)  $K-Br$ , г)  $Br-Br$ .

6. В каком соединении между атомами есть ковалентная связь, образованная по донорно-акцепторному механизму? а)  $CH_3NO_2$ , б)  $NH_4NO_2$ , в)  $C_4H_{10}$ , г)  $H_2O$ .

7. Водородная связь образуется между: а) молекулами водорода, б) молекулами метана, в) атомами металлов, г) молекулами воды.

8. Атомную кристаллическую решетку имеет вещество с формулой: а)  $NaCl$ , б)  $SiC$ , в)  $I_2$ , г)  $Cu$ .

### ВАРИАНТ 2

1. Ковалентная химическая связь - это.....

2. Веществом с ионной связью является: а)  $MgCl_2$ , б)  $CH_4$ , в)  $Br_2$ , г)  $NH_3$

3. Запишите схему образования химической связи для веществ: а)  $NH_3$ , б)  $Br_2$ .

4. Ионную кристаллическую решетку имеет вещество: а)  $CaO$ , б)  $Cu$ , в)  $CO_2$ , г)  $HBr$ ,

5. Наиболее выраженный ковалентный характер имеет хим. связь: а)  $H-Br$ , б)  $Na-Br$ , в)  $K-Br$ , г)  $Br-Br$ .

6. В каком соединении между атомами есть ковалентная связь, образованная по донорно-акцепторному механизму? а)  $CH_3NO_2$ , б)  $NH_4OH$ , в)  $C_4H_{10}$ , г)  $H_2O$ .

7. Водородная связь образуется между: а) молекулами фенола и воды, б) молекулами этана, в) атомами металлов, г) атомами углерода и молекулами водорода

8. Атомную кристаллическую решетку имеет вещество с формулой: а)  $KCl$ , б)  $SiO_2$ , в)  $H_2$ , г)  $Cu$ .

## Химическая связь. Упражнения

1. Определить тип химической связи в следующих веществах:

Вещество	Медь	Хлорид фосфора	Серная кислота	Озон	Алмаз
Тип связи					
Вещество	Метан	Оксид бария	Хлор	Сера $S_8$	Аммиак
Тип связи					

2. Подчеркните вещества, в которых МЕЖДУ молекулами существует водородная связь: сернистый газ; лёд; озон; этанол; этилен; уксусная кислота; фтороводород.

3. Дополните предложения: а) Чем больше радиусы атомов, образовавших связь, тем длина связи \_\_\_\_\_ б) Чем больше кратность (одинарная, двойная или тройная) связи, тем её прочность \_\_\_\_\_ ; в) Чем больше разность электроотрицательностей между двумя атомами, тем полярность связи \_\_\_\_\_

4. Сравните длину, прочность и полярность связей в молекулах: а) длина связи:  $HCl$  \_\_\_  $HBr$ ; б) прочность связи  $PH_3$  \_\_\_  $NH_3$ ; в) полярность связи  $CCl_4$  \_\_\_  $CH_4$  ; г) прочность связи:  $N_2$  \_\_\_  $O_2$ ; д) длина связи между атомами углерода в этилене и в ацетилене: \_\_\_\_\_; е) полярность связей в  $NH_3$  \_\_\_  $H_2O$

## Тесты. А4. Химическая связь

1. Валентность атома — это: 1) число химических связей, образованных данным атомом в соединении; 2) степень окисления атома; 3) число отданных или принятых электронов; 4) число электронов, недостающее для получения электронной конфигурации ближайшего инертного газа

2. Оцените правильность суждений о химической связи.

А. При образовании химической связи энергия всегда выделяется

Б. Энергия двойной связи меньше, чем энергия одинарной связи.

1) верно только А 2) верно только Б 3) верны оба суждения 4) оба суждения неверны

3. В веществах, образованных путем соединения одинаковых атомов, химическая связь

1) ионная 2) ковалентная полярная 3) водородная 4) ковалентная неполярная

4. Соединениями с ковалентной полярной и ковалентной неполярной связью являются соответственно 1) вода и сероводород; 2) бромид калия и азот; 3) аммиак и водород; 4) кислород и метан

5. За счет общей электронной пары хим. связь образована в соединении 1) KI; 2) HBr; 3) Li<sub>2</sub>O; 4) NaBr
6. Выберите пару веществ, все связи в которых — ковалентные: 1) NaCl, HCl; 2) CO<sub>2</sub>, BaO; 3) CH<sub>3</sub>Cl, CH<sub>3</sub>Na; 4) SO<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub>
7. Вещество с ковалентной полярной связью имеет формулу: 1) KCl; 2) HBr; 3) P<sub>4</sub> 4) CaCl<sub>2</sub>
8. Соединение с ионным характером химической связи: 1) хлорид фосфора; 2) бромид калия; 3) оксид азота (II) 4) барий
9. В аммиаке и хлориде бария химическая связь соответственно: 1) ионная и ковалентная полярная; 2) ковалентная неполярная и ионная; 3) ковалентная полярная и ионная; 4) ковалентная неполярная и металлическая
10. Веществом с ковалентной полярной связью являются 1) оксид серы (IV); 2) кислород; 3) гидрид кальция 4) алмаз
11. В каком ряду перечислены вещества только с ковалентной полярной связью:  
1) CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> 2) NH<sub>3</sub>, HBr, CO<sub>2</sub> 3) PCl<sub>3</sub>, KCl, CCl<sub>4</sub> 4) H<sub>2</sub>S, SO<sub>2</sub>, LiF
12. В каком ряду перечислены вещества только с ионным типом связи:  
1) F<sub>2</sub>O; LiF; SF<sub>4</sub> 2) PCl<sub>3</sub>; NaCl; CO<sub>2</sub> 3) KF; Li<sub>2</sub>O; BaCl<sub>2</sub> 4) CaF<sub>2</sub>; CH<sub>4</sub>; CCl<sub>4</sub>
13. Соединение с ионной связью образуется при взаимодействии  
1) CH<sub>4</sub> и O<sub>2</sub> 2) NH<sub>3</sub> и HCl 3) C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> и HNO<sub>3</sub> 4) SO<sub>3</sub> и H<sub>2</sub>O
14. В каком веществе все химические связи — ковалентные неполярные?  
1) Алмаз 2) Оксид углерода (IV) 3) Золото 4) Метан
15. Связь, образующаяся между элементами с порядковыми номерами 15 и 53  
1) ионная; 2) металлическая; 3) ковалентная неполярная; 4) ковалентная полярная
16. Водородная связь образуется между молекулами: 1) этана; 2) бензола; 3) водорода; 4) этанола
17. В каком веществе есть водородные связи? 1) Сероводород 2) Лед 3) Бромоводород 4) Бензол
18. В каком веществе есть одновременно ионные и ковалентные химические связи? 1) Хлорид натрия 2) Хлороводород 3) Сульфат натрия 4) Фосфорная кислота
19. Более выраженный ионный характер имеет химическая связь в молекуле 1) бромида лития 2) хлорида меди 3) карбида кальция 4) фторида калия
20. Тремя общими электронными парами образована ковалентная связь в молекуле 1) азота 2) сероводорода 3) метана 4) хлора
21. Сколько электронов участвует в образовании химических связей в молекуле воды? 1) 2; 2) 3; 3) 4; 4) 18
22. Четыре ковалентные связи содержит молекула: 1) CO<sub>2</sub> 2) C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> 3) P<sub>4</sub> 4) C<sub>3</sub>H<sub>4</sub>
23. Число связей в молекулах увеличивается в ряду 1) CHCl<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>; 2) CH<sub>4</sub>, SO<sub>3</sub>; 3) CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>; 4) SO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>
24. В каком соединении ковалентная связь между атомами образуется по донорно-акцепторному механизму? 1) KCl 2) CCl<sub>4</sub> 3) NH<sub>4</sub>Cl 4) CaCl<sub>2</sub>
25. Какая из перечисленных молекул требует наименьшей затраты энергии для разложения на атомы? 1) HI 2) H<sub>2</sub> 3) O<sub>2</sub> 4) CO
26. Укажите молекулу, в которой энергия связи — наибольшая: 1) N≡N; 2) H-H; 3) O=O 4) H-F
27. Укажите молекулу, в которой химическая связь — самая прочная: 1) HF; 2) HCl; 3) HBr; 4) HI
28. Укажите ряд, характеризующийся увеличением длины химической связи  
1) O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> 2) N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> 3) F<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> 4) N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>
29. Длина связи Э-О увеличивается в ряду 1) оксид кремния(IV), оксид углерода(IV); 2) оксид серы(IV), оксид теллура(IV); 3) оксид стронция, оксид бериллия; 4) оксид серы(IV), оксид углерода(IV)
30. В ряду CH<sub>4</sub> – SiH<sub>4</sub> происходит увеличение 1) прочности связей 2) окислительных свойств; 3) длины связей 4) полярности связей
31. В каком ряду молекулы расположены в порядке увеличения полярности связей?  
1) HF, HCl, HBr 2) H<sub>2</sub>Se, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>O 3) NH<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>, AsH<sub>3</sub> 4) CO<sub>2</sub>, CS<sub>2</sub>, CSe<sub>2</sub>
32. Наиболее полярна ковалентная связь в молекуле: 1) CH<sub>4</sub> 2) CF<sub>4</sub> 3) CCl<sub>4</sub> 4) CBr<sub>4</sub>
33. Укажите ряд, в котором полярность возрастает: 1) AgF, F<sub>2</sub>, HF 2) Cl<sub>2</sub>, HCl, NaCl 3) CuO, CO, O<sub>2</sub> 4) KBr, NaCl, KF
- Аб. Зависимость свойств веществ от особенностей их кристаллической решетки.



## Упражнения.

### 1. Определить тип кристаллической решетки в веществах:

Вещество	CaO	O <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>	NaCl	SiO <sub>2</sub>
Тип решетки					
Вещество	натрий	кремний	барий	фосфор	сера
Тип решетки					

### 2. Заполнить таблицу:

Вещество	Бром	Бор	Барий	Поваренная соль
Тип решетки				
Какие частицы в узлах решетки?				
Какими связями связаны частицы в решетке?				
Тв, ж, газ?				

Тесты. 1. Установите соответствие между типом кристаллической решетки и свойствами веществ.

ТИП КР. РЕШЕТКИ	СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ
А) ионная	1) твердые, тугоплавкие, не растворяются в воде
Б) металлическая	2) хрупкие, легкоплавкие, не проводят электрический ток
В) атомная	3) пластичные, имеют различные температуры плавления, проводят электр. ток
Г) молекулярная	4) твердые, тугоплавкие, хорошо растворяются в воде

2. Вещества, обладающие твёрдостью, тугоплавкостью, хорошей растворимостью в воде, как правило, имеют кристаллическую решетку: 1) молекулярную; 2) атомную 3) ионную 4) металлическую

3. Вещества твердые, прочные, с высокой температурой плавления, расплавы которых проводят электрический ток, имеют кристаллическую решетку: 1) металлическую; 2) молекулярную; 3) атомную; 4) ионную

4. Оцените правильность суждений о связи между строением и свойствами вещества.

*А. Среди веществ молекулярного строения есть газообразные, жидкие и твёрдые при обычных условиях.*

*Б. Вещества с атомной кристаллической решеткой при обычных условиях твёрдые.*

1) верно только А 2) верно только Б 3) верны оба суждения 4) оба суждения неверны

5. Оцените правильность суждений о связи между строением и свойствами вещества:

*А. Если между частицами в кристалле прочная химическая связь, то вещество тугоплавко.*

*Б. Все твёрдые вещества имеют немолекулярное строение*

1) верно только А 2) верно только Б 3) верны оба суждения 4) оба суждения неверны

6. Какие из приведенных утверждений верны:

*А. Вещества с молекулярной решеткой имеют низкие температуры плавления и низкую электропроводность.*

*Б. Вещества с атомной решеткой пластичны и обладают высокой электропроводностью.*

1) верно только А 2) верно только Б 3) верны оба суждения 4) оба суждения неверны

7. Вещества с атомной кристаллической решеткой 1) очень твёрдые и тугоплавкие; 2) проводят электрический ток в расплавах; 3) хрупкие и легкоплавкие; 4) проводят электрический ток в растворах

8. Для твердых веществ с металлической кристаллической решеткой характерна высокая... 1) растворимость в воде; 2) электроотрицательность атомов; 3) летучесть; 4) электропроводность

9. Из разноимённо заряженных ионов состоят кристаллы 1) сахара; 2) гидроксида натрия; 3) алмаза; 4) серебра

10. Какие частицы образуют кристалл нитрата натрия? 1) Атомы Na, N и O 2) Ионы Na<sup>+</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup> 3) Ионы Na<sup>+</sup>, N<sup>5+</sup>, O<sup>2-</sup> 4) Молекулы NaNO<sub>3</sub>

11. Утверждение о том, что структурной частицей данного вещества является молекула, справедливо только для 1) алмаза 2) поваренной соли 3) кремния 4) азота

12. Укажите вещество, которое в твердом состоянии имеет молекулярную кристаллическую решетку: 1) Графит 2) Натрий 3) Гидроксид натрия 4) Водород

13. Укажите вещество, которое в твердом состоянии имеет атомную кристаллическую решетку: 1) Хлороводород 2) Хлор 3) Оксид кремния (IV) 4) Оксид кальция

14. Кристаллическая решетка льда: 1) атомная; 2) молекулярная; 3) ионная; 4) металлическая

15. Из молекул состоят кристаллы. 1) сахара 2) соли 3) алмаза 4) серебра

16. Атомная кристаллическая решетка у простого вещества: 1) алмаз; 2) медь 3) фтор 4)

олово

**17. Ионную кристаллическую решетку имеет** 1) вода; 2) фторид натрия; 3) серебро; 4) бром

**18. Кристаллическую структуру, подобную структуре алмаза, имеет:**

1) кремнезем  $\text{SiO}_2$ ; 2) оксид натрия  $\text{Na}_2\text{O}$ ; 3) оксид углерода(II)  $\text{CO}$ ; 4) белый фосфор  $\text{P}_4$

**19. Немолекулярное строение имеет каждое из двух веществ:** 1)  $\text{S}_8$  и  $\text{O}_2$ ; 2) Fe и  $\text{NaCl}$ ; 3)  $\text{CO}$  и Mg 4)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{I}_2$

**20. Молекулярное строение имеет** 1) ртуть; 2) бром; 3) гидроксид натрия; 4) сульфат калия

**21. Вещества атомного и молекулярного строения, соответственно** 1) оксид кремния, оксид углерода (IV); 2) оксид кальция, оксид серы (IV); 3) кремний, алмаз; 4) хлорид натрия, хлорид фосфора (V)

**22. Молекулярную кр. решетку имеет** 1) кремний 2) оксид углерода(IV) 3) диоксид кремния 4) нитрат аммония

**23. Молекулярную кристаллическую решетку имеет** 1)  $\text{HBr}$  2)  $\text{K}_2\text{O}$  3)  $\text{BaO}$  4)  $\text{KCl}$

**24. Ионную кристаллическую решетку имеет каждое из веществ, расположенных в ряду**

1) натрий, хлорид натрия, гидрид натрия; 2) кальций, оксид кальция, карбонат кальция; 3) бромид натрия, сульфат калия, хлорид железа (II); 4) фосфат магния, хлорид калия, оксид фосфора (V)

**25. Немолекулярное строение имеют все неметаллы группы:** 1) углерод, бор, кремний; 3) кислород, сера, азот; 2) фтор, бром, йод; 4) хлор, фосфор, селен

**26. Молекулярную кристаллическую решетку имеет каждое из двух веществ:** 1) графит и алмаз; 2) кремний и йод; 3) хлор и оксид углерода(IV); 4) хлорид бария и оксид бария

**27. Молекулярная кристаллическая решетка характерна для каждого из веществ, расположенных в ряду:** 1) хлорид калия, азот, метан; 2) иод, диоксид углерода, озон; 3) алюминий, бром, алмаз; 4) водород, сульфат магния, оксид железа (III)

Справочные таблицы для выполнения лабораторных и практических работ

Таблица 1. Качественные реакции на катионы

Катион	Реактив, условия	Признаки
$H^+$ кислоты	лакмус	Красное окрашивание
	Метиловый оранжевый	Розовый цвет раствора
$NH_4^+$	Раствор щелочи, $OH^-$ , $t^\circ$	Выделение газа аммиака с резким запахом $NH_4^+ + OH^- = NH_3 \uparrow + H_2O$
$Ag^+$	Соляная кислота или р-р хлорида, $Cl^-$	Белый творожистый осадок, растворимый в аммиачной воде. $Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow$
$Ca^{2+}$	Р-р карбоната, $CO_3^{2-}$	Белый осадок карбоната кальция. $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3 \downarrow$
$Ba^{2+}$	Р-р серной кислоты или сульфата, $SO_4^{2-}$	Белый осадок, нерастворимый в кислотах. $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$
$Al^{3+}$	Р-р щелочи, $OH^-$	$Al^{3+} + 3 OH^- = Al(OH)_3 \downarrow$ , в избытке щелочи растворяется
$Cu^{2+}$	пламя	Зеленое окрашивание
	вода	Гидратированные ионы $Cu^{2+}$ имеют голубую окраску
	Р-р щелочи, $OH^-$	Голубой студенистый осадок. $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$
$Fe^{2+}$	Р-р щелочи, $OH^-$	Зеленый осадок. $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2 \downarrow$
	Р-р красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$	Темно-синий осадок турнбулевой сини $K_3[Fe(CN)_6] + Fe^{2+} = KFe^{II}[Fe^{III}(CN)_6] \downarrow + 2K^+$
$Fe^{3+}$	Р-р щелочи, $OH^-$	Красно-бурый осадок. $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3 \downarrow$
	Р-р желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$	Темно-синий осадок берлинской лазури $K_4[Fe(CN)_6] + Fe^{2+} = KFe^{III}[Fe^{II}(CN)_6] \downarrow + 3K^+$
	Р-р роданида калия или аммония, $SCN^-$	Кроваво-красное окрашивание р-ра $Fe^{3+} + 3SCN^- = Fe(SCN)_3$

Таблица 2. Определение ионов щелочных и щелочноземельных металлов по окрашиванию пламени

Катион	Реактив	Характерные признаки
$Li^+$	Пламя	Красно-малиновое окрашивание
$Na^+$	Пламя	Желтое окрашивание
$K^+$	Пламя	Фиолетовое окрашивание
$Rb^+$	Пламя	Буро-красное окрашивание
$Cs^+$	Пламя	Голубое окрашивание
$Ca^{2+}$	Пламя	Кирпично-красное окрашивание
$Sr^{2+}$	Пламя	Карминово-красное окрашивание
$Ba^{2+}$	Пламя	Желто-зеленое окрашивание

Таблица 3. Качественные реакции на анионы

Анион	Реактив	Признак реакции
$\text{Cl}^-$	Р-р нитрата серебра, $\text{AgNO}_3$	Белый творожистый осадок, растворимый в аммиачной воде. $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$
$\text{Br}^-$	Р-р нитрата серебра, $\text{AgNO}_3$	Желтоватый творожистый осадок, растворимый в аммиачной воде. $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr} \downarrow$
$\text{I}^-$	Р-р нитрата серебра, $\text{AgNO}_3$	желтый творожистый осадок, растворимый в аммиачной воде. $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI} \downarrow$
$\text{S}^{2-}$	Растворимые соли меди(II) или свинца (II), $\text{Cu}^{2+}$ или $\text{Pb}^{2+}$	Черный осадок. $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS} \downarrow$ $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS} \downarrow$
$\text{SO}_3^{2-}$	Р-ры кислот, $\text{H}^+$	Сернистый газ $\text{SO}_2$ с резким запахом. $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{SO}_2 \uparrow$
$\text{SO}_4^{2-}$	Растворимые соли бария, $\text{Ba}^{2+}$	Белый осадок, нерастворимый в кислотах. $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
$\text{CO}_3^{2-}$	Р-ры кислот, $\text{H}^+$	Газ без запаха: $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2 \uparrow$ Который с известковой водой образует меловой осадок (помутнение): $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
$\text{SiO}_3^{2-}$	Р-ры кислот, $\text{H}^+$	Студенистый осадок кремниевой кислоты $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$
$\text{NO}_3^-$	Конц. $\text{H}_2\text{SO}_4$ и $\text{Cu}$ , $t^\circ$	Образуется голубой р-р, содержащий ионы $\text{Cu}^{2+}$ , выделяется газ бурого цвета ( $\text{NO}_2$ ). $\text{NaNO}_3(\text{крист.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$ $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
$\text{PO}_4^{3-}$	Р-р нитрата серебра (I), $\text{AgNO}_3$	Светло-желтый осадок, растворимый в азотной кислоте $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$
ОН <sup>-</sup> щелочи	Лакмус	Синий цвет раствора
	Метилловый оранжевый	Желтый цвет раствора
	Фенолфталеин	Малиновый цвет раствора