МЧС РОССИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования

«Уральский институт Государственной противопожарной службы
Министерства Российской Федерации по делам гражданской обороны,
чрезвычайным ситуациям и ликвидации последствий стихийных бедствий»

Кафедра общеобразовательных дисциплин

ХИМИЯ

Методические рекомендации для подготовки к зачету

Специальность 20.02.04 Пожарная безопасность
Квалификация: специалист по пожарной безопасности
(базовая подготовка)

Екатеринбург
2023

Химия [Электронный ресурс]: методические рекомендации для подготовки к зачету. Специальность 20.02.04 Пожарная безопасность/ Т.В. Якубова. – Екатеринбург: УрИ ГПС МЧС России, 2023. – 28 с.

Составитель:
Т.В. Якубова, доцент кафедры общеобразовательных дисциплин Уральского института ГПС МЧС России.

Методические рекомендации по подготовке к зачету по дисциплине «Химия» предназначены для студентов, обучающихся по специальности 20.02.04 Пожарная безопасность, и составлены в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования по специальности 20.02.04 Пожарная безопасность, согласно рабочей программе дисциплины «Химия».

© Уральский институт ГПС МЧС России, 2023

СОДЕРЖАНИЕ

Введение……..…….. 4

1. Подготовка к зачету в период семестра ……..…. 5

1.1. Как слушать и записывать лекции …….…..... 5

1.2. Как правильно составить конспект……..... 6

1.2.1 Конспектирование литературных источников……..... 6

1.2.2 Конспектирование лекций……..… 7

1.3. Как работать с литературой……..... 8

2. Подготовка к зачету в период промежуточной аттестации…. . . . 9

3. Рекомендации по подготовке к зачету ……. ……. 10

3.1. План проведения зачета. . ……. 11

3.2. Критерии оценки ответа …….……..... 12

4. Список рекомендуемой литературы для подготовки к зачету. . … 12

5. Практические задания для подготовки к зачету. . ……...…… 13

6. Пример ответа на билет к зачету. …….……... 25

Список использованной литературы …….…...… 28

ВВЕДЕНИЕ

Химия является общетеоретической дисциплиной и в профессиональной подготовке выпускников УрИ ГПС МЧС России закладывает основу для профессиональной подготовки техников пожарной безопасности, дает необходимый объем общих знаний по фундаментальным законам химической науки и знаний по классификации, физико-химическим свойствам неорганических и органических веществ.

Изучаемые вопросы дисциплины направлены на формирование у студентов научного мировоззрения, базируются на знаниях, полученных при изучении школьных курсов химии и физики. Данная дисциплина является одной из основных для успешного изучения последующих дисциплин «Теория горения и взрыва», «Термодинамика и теплопередачи».

Целями освоения дисциплины «Химия» являются:

– формирование современных научных представлений о веществе, его свойствах, о практическом использовании, о механизмах и способах превращения одних веществ в другие;

– изучение основных химических законов; ознакомление с методологией химических расчетов.

В результате изучения курса химии, обучающиеся должны приобрести знания, которые помогут решать профессиональные вопросы, связанные с реакционной способностью и совместимостью веществ, в том числе с водой, способах дегазации токсичных веществ, ориентироваться в многочисленном многообразии соединений, устанавливать связь между строением и свойствами веществ.

Изучение студентами дисциплины химия по специальности 20.02.04 Пожарная безопасность (квалификация техник) заканчивается сдачей зачета.

Смысл сдачи зачета заключается в возможности оценки имеющихся у вас знаний и умений.

Готовясь к зачету, не стоит тратить время попусту. Каждый час, проведённый за изучением материала, должен принести результат. Другими словами, вам нужна стратегия, которая позволит подойти к зачету с максимальным багажом знаний по соответствующему предмету и вспомнить всё, что от вас потребуется.

Из данного материала вы узнаете, как правильно организовать своё время, эффективно подготовиться к сессии и сдать зачет.

Вы извлечёте гораздо больше пользы при подготовке к зачету, если правильно организуете процесс обучения.

1. ПОДГОТОВКА К ЗАЧЕТУ В ПЕРИОД СЕМЕСТРА

При подготовке к зачету важное значение имеет правильное распределение времени, благодаря которому вы получите возможность хорошо усвоить каждую порцию, каждый слой информации. Таким образом, запоминаемый материал сможет основательно укорениться в вашей долговременной памяти. Не забывайте, что изучение нового материала – это кумулятивный процесс, который отталкивается от того, что вы уже знаете.

Выбор темпа изучения материала поможет вам максимально использовать свой внутренний потенциал. Если вы знаете, что до зачета осталось две недели, и вложите всю свою энергию в одно «суперзанятие», то не получите ничего, кроме «суперусталости». Это может сравниться с забегом на супердлинную дистанцию – если вы сразу же возьмёте слишком быстрый темп, то к концу забега выдохнетесь настолько, что не сможете ускориться и обогнать своих конкурентов. Таким образом, выбрав правильный темп изучения материала, вы сможете максимально использовать свою энергию.

Если вы действительно хотите запомнить всё, что вынесено на зачет, придерживайтесь следующих правил:

1. Начинайте готовиться к зачету заранее, как минимум за несколько недель или даже несколько месяцев.
2. Учите материал часто и регулярно.
3. Организуйте время изучения материала.
4. Периодически проверяйте, хорошо ли вы запомнили материал.

Помните, что подготовка к зачету должна вестись систематически в течение семестра, учебного года, всего периода обучения в вузе.

1.1. Как слушать и записывать лекции

Лекция, во-первых, является наиболее экономичной формой получения информации, так как в ней сообщается о наиболее оперативных и современных знаниях, разбираются проблемные, спорные вопросы, даются ссылки на конкретный материал из смежных дисциплин, широко используется местный материал, показываются способы применения изученного материала на практике; лекция формирует систему мышления, раскрывает внутреннюю логику науки.

Во-вторых, лекция является более эффективным видом усвоения знаний, так как преподаватель вводит обучающихся в науку, приучает к систематизации знаний, даёт возможность ориентироваться в учебниках и учебных пособиях.

В-третьих, преподаватель вводит обучающихся в «лабораторию» своих мыслей, думает вслух вместе с аудиторией, увлекает открывающимися перспективами. Только на лекциях обучающийся может почувствовать, что наука создаётся не где-нибудь в «тридевятом царстве», а рядом, в

том же здании, в тех же лабораториях, в которых он учится, теми людьми, которые его учат.

В-четвёртых, через лекции обучающийся постигает методику научного исследования, самостоятельной работы. Эффективность усвоения лекционного материала зависит от активности, сознательности, желания обучающегося. Пассивное восприятие лекции даёт невысокие результаты.

В-пятых, продуктивная работа на лекции обеспечивает целенаправленное восприятие учебной информации, понимание её сущности и закрепление её в памяти.

Восприятие новой учебной и научной информации – сложный процесс умственной деятельности. К нему надо серьёзно готовиться, эта подготовка состоит из систематического просмотра записей предыдущих занятий. Воспроизведение в памяти прослушанного материала содействует установлению межсистемных логических связей и более активному и успешному восприятию нового.

Конспектирование лекции развивает навыки литературного изложения, влияет на качество овладения знаниями, их запоминание и целостное восприятие. Запись лекции помогает осознать план и логику изложения, осмыслить материал, сосредоточить внимание на основных вопросах, разобраться в новом материале, додумать и расширить его с помощью учебной литературы. Конспект лекции – опора памяти, материал для подготовки к практическим занятиям и зачету.

Целесообразно записывать лишь самое главное, а не всё, так как стремясь записать всё дословно, обучающийся делает пропуски, упуская самое главное. В итоге получается запись, лишённая логического смысла.

Не следует конспектировать лекцию и на столько кратко, что упускаются при этом основные положения, т. е. нельзя ограничиваться записью заголовка, плана и рекомендуемой литературы. Такие записи не отражают основного содержания, и пользоваться ими невозможно. Мысль преподавателя желательно излагать собственными словами. Такая форма записи позволит не только понять услышанное, но и усвоить его. Осмысливая, перерабатывая поступающую информацию, можно сохранить устойчивое внимание и предотвратить механическое запоминание.

1.2. Как правильно составить конспект

1.2.1 Конспектирование литературных источников

Конспект – краткое письменное изложение основного содержания лекций, речи, каких-либо работ. Техника конспектирования позволяет постоянно его углублять, обогащать новыми положениями, уточнять выводы, включать в него новые материалы, факты и обобщения.

Чтобы в процессе конспектирования чётко и кратко выражать свои мысли, необходимо соблюдать следующие требования:

- отбирать в содержании прочитанного главное, основное, отделять его от второстепенного, несущественного;

- точно передавать мысли автора (именно мысли, а не слова и выражения), формулируя их своими словами, а в качестве подтверждения можно выписать краткую, но убедительную цитату, обязательно указывая страницу;

- не вносить в конспект свои собственные мысли и замечания (фиксировать их можно и нужно, но вне конспекта, на полях);

- добиваться максимальной краткости записей (в этом помогают графики, схемы, диаграммы, таблицы, а также применение как общепринятой, так и индивидуально проработанной системы сокращений);

- многословные, объёмные записи свидетельствуют о том, что материал не усвоен или не найдена разница между главными и второстепенными мыслями;

- аккуратно оформлять конспект, обязательно оставляя поля, заголовки разделов выделять более крупным шрифтом. Аккуратно и красиво оформленная запись (с полями, абзацами, выделениями) даст возможность быстрее найти нужное место и будет способствовать лучшему усвоению знаний.

1.2.2 Конспектирование лекций

1. Дословно записывать тему и план.

2. Следить за мыслью преподавателя во время изложения нового материала, распределять своё внимание между отдельными положениями лекции.

3. Основной теоретический материал конспектировать с максимальной точностью и полнотой, вспомогательный – с предельной сжатостью. Если лектор ссылается на какой-либо источник, надо его отметить, чтобы потом можно было обратиться к нему при самостоятельной работе.

4. Обращать внимание на тон и манеру изложения, интонации (главные положения выделяются и произносятся громче).

6. Записи по каждому предмету вести в отдельной тетради, не разрозненных листах, которые, как правило, теряются.

7. Записи должны быть понятными, компактными, на странице нужно размещать побольше текста. Это улучшит его обозреваемость: глаз «схватит» больше строк.

8. Интервалы между строк должны быть достаточными для вписывания в случае необходимостями нового текста.

9. Текст стоит записывать только шариковой ручкой.

10. Быстро и чётко переносить схемы, графики, таблицы с доски в конспект. При передаче рисунков пользоваться цветными карандашами.

11. Большое значение имеет обработка записей. Она заключается в дописывании незаконченных фраз, исправлении и уточнении новых терминов и. п. Постарайтесь перечитать свои записи вскоре после лекции -

пока воспоминания ещё «свежи». Это поможет более тщательно зафиксировать информацию в памяти.

12. При конспектировании лекции оставляйте в тетради широкие поля, чтобы дополнять материалами из учебников, пособий, первоисточников. Выделяйте главы и разделы, подчёркивайте основное. Выделение – это замечательный способ привлечь внимание к основным понятиям.

13. Писать чётко, сжато, понятно. Изучать недостатки своего почерка и стараться устранять их. Это легче и экономнее, чем постоянно тратить время на разбор непонятной записи.

14. Писать не только аккуратно, но и быстро: не менее 120 букв в минуту. При желании можно записывать и 150 букв в минуту, достаточно лишь потренироваться.

15. При конспектировании пользоваться сокращениями слов и условными значками: например, СО (степень окисления), хим. св-ва (химические свойства), ē (электрон) и т. д. Там, где это возможно, используйте схемы и другие визуальные средства.

16. Перечитывая свои записи, обратите особое внимание на пропуски. Постарайтесь восстановить информацию, которую вы пропустили.

17. Добиваться того, чтобы ведение конспекта стало интересной работой, а внешний вид записей доставлял эстетическое удовольствие.

1.3. Как работать с литературой

Обучение в институте – многоплановый и непрерывный процесс. Особое место в нём занимает работа с учебной и научной литературой. От умения работать с книгой в значительной степени зависит эффективность обучения, качество знаний, общеобразовательный и культурный уровень.

Необходимо овладеть и способом углубленного чтения, т. е. приёмами и умениями осмысливания, запоминания основных идей читаемого текста – чтением с проработкой. В книге А. А. Жуковского «Как самостоятельно учиться» предлагается четыре способа чтения.

1. Чтение-просмотр, когда книгу бегло перелистывают, изредка задерживаясь на определённых страницах. Цель такого просмотра – первое знакомство с книгой, получение общего представления о её содержании.

2. Чтение выборочное или неполное, когда читают основательно и сосредоточенно, но не весь текст, а только нужные для определённой цели страницы, абзацы.

3. Чтение полное или сплошное, когда внимательно прочитывают весь текст, но никакой особой работы с ним не ведут, не делают и основательных записей, ограничиваясь лишь краткими заметками или условными пометками в самом тексте (конечно, в собственной книге).

4. Чтение с проработкой материала, т. е. изучение содержания книги, предполагающее серьёзное углубление в текст и составление различного рода записей прочитанного.

2. ПОДГОТОВКА К ЗАЧЕТУ В ПЕРИОД ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

Важный момент перед зачетом — заставить себя заняться подготовкой. В это время хочется делать все что угодно: вспомнить давно позабытые и отложенные дела, отвлечься под предлогом, что пора бы и позвонить родителям, лишь бы отдалить момент, когда придется сидеть с книжкой и тетрадкой над столом и готовиться.

Надо сделать над собой усилие. Это важно и нужно. Но не надо и впадать в крайность. Лучше установите для себя норму — скажем, один час, или одна тема. Разобрали одну тему — сделайте передышку.

Прежде чем что-то учить, надо определиться с теми источниками, которые Вы используете. Обычно информации либо слишком много, либо слишком мало.

Готовясь к зачету, нужно иметь вопросы и учебники, учебные пособия для повторения, а не только конспект.

Сдававшие ваш предмет друзья или знакомые будут полезны только в том случае, если:

- они хорошо знают материал;
- вы знаете, что вам надо у них узнать. Кроме того, далеко не каждый человек обладает способностью хорошо объяснять.

В процессе подготовки каждый рабочий период необходимо завершать активным отдыхом, включающим быструю ходьбу, пробежку, лёгкие физические упражнения. Движение ускоряет обмен веществ, повышает жизненный тонус и быстро снижает усталость.

Полезно ополаскивать холодной водой кожу лица, шеи, ступни ног. Это способствует лучшему усвоению учебного материала, значительно облегчает подготовку к зачету.

Отрицательно влияют на продуктивность труда искусственные стимуляторы. Крепкий кофе, чай, различные фармакологические средства после кратковременного положительного эффекта приводят к ослаблению функций коры головного мозга. При курении на стенках сосудов мозга откладывается фибрин, уменьшая их сечение, вследствие чего ухудшается питание мозга кровью.

Готовиться к зачету вместе с другом не следует (если только он не разбирается в материале лучше вас) — такая подготовка чаще всего оборачивается долгими разговорами на отвлекающие темы и пустой тратой времени.

Перед сном нужно хотя бы пролистать пройденные материалы: попытаться, глядя на заголовок, вспомнить общее содержание вопроса (если не получается — просмотрите раздел). Психологи утверждают, что лучше всего запоминается информация, полученная во время засыпания и во время пробуждения.

Можно писать шпаргалки! Во время написания шпаргалок вы еще раз прорабатываете материал. Но пользоваться ими не стоит. Когда в кар-

мане лежит такая «горящая» бумага, голова работает плохо и все мысли только о том, как же ей воспользоваться. Не взяли ее на экзамен ─ голова включается в работу. Так что лучше написать и оставить.

Таким образом, накануне зачета:

1. Готовьтесь! Тщательно изучайте материал.
2. Не бойтесь приближения зачета: рассматривайте зачет как возможность показать обширность своих знаний и получить вознаграждение за проделанную вами работу.
3. Хорошо выспитесь в ночь перед зачетом.
4. Отведите себе время с запасом**,** особенно для дел, которые надо выполнить перед зачетом**.**
5. Расслабьтесь перед зачетом.
6. Не старайтесь повторить весь материал в последнюю минуту.
7. Не ходите на зачет с пустым желудком.
8. Возьмите конфету или что-нибудь другое, чтобы отвлечься от волнения.

3. РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПОДГОТОВКЕ К ЗАЧЕТУ

Экзамены и зачеты – решающий этап учёбы. Они не лотерея, как это иногда представляется, а отчёт за полученные знания перед собой, товарищами, учебным заведением и родителями.

Экзамены и зачеты являются неотъемлемой частью учебного процесса, естественным его завершением. Подготовка к зачетам содействует обобщению и закреплению знаний, приведению их в стройную систему, устранению имеющихся пробелов. Зачет дисциплинирует обучающихся, приучает владеть собой, учит выражать свои мысли, вести дискуссию – всё это необходимо человеку для его последующей деятельности.

Поймите: главная цель преподавателей, принимающих зачет – проверить качество усвоения изучаемого вами предмета. На основе этой проверки оценивается не только ваше личное отношение к учёбе, но и труд преподавателей, всего коллектива учебного заведения.

Допуск студента к промежуточной аттестации осуществляется по итогам его текущей работы в семестре. Основными видами текущего контроля являются: выполнение проверочных и лабораторных работ, работа на практических занятиях.

Контрольные мероприятия и максимальное количество баллов, которое могут набрать студенты, представлены в технологической карте изучения дисциплины химия по семестрам.

К зачету допускаются студенты, выполнившие график контрольных мероприятий, предусмотренный при изучении дисциплины (лабораторные работы).

Для подготовки к сдаче зачета по теоретической части курса рекомендуется воспользоваться конспектом лекций, а также литературой, перечень которой представлен в рабочей программе дисциплины.

Задачи к билетам подбираются аналогичные тем задачам, которые решались на практических занятиях и (или) предлагались на самостоятельную подготовку. Для подготовки к зачету, к практическим занятиям и к выполнению проверочных и контрольных работ обучающиеся могут воспользоваться учебными пособиями, разработанными преподавателями кафедры, в которых приводятся теоретический материал, образцы решения задач и задания на самостоятельную подготовку. Выполнение заданий на самостоятельную подготовку позволит подготовиться к практической части билета. При выполнении данных заданий следует во время консультаций предъявлять решения на проверку преподавателю с целью разбора ошибок и объяснения преподавателем правильного решения.

3.1. План проведения зачета

Итоговая аттестация проводится по билетам в письменной форме. В каждом билете формулируются десять заданий в тестовой форме.

Для проведения зачета, на кафедре разрабатываются следующие материалы:

– учебно-методическая документация;
– билеты для проведения зачета;
– программные вопросы для подготовки к зачету.

В аудитории, где проводится зачет, должны находиться следующие документы и материалы:

– рабочая учебная программа по дисциплине;
– учебно-методическая документация для проведения зачета;
– билеты для проведения зачета;
– экзаменационная ведомость;
– зачетные книжки обучающихся;
– журнал учебной группы;
– средства материального обеспечения и справочные материалы, разрешённые для использования на зачете согласно перечню, приведённому в методической разработке для проведения зачета.

На проведение зачета предусмотрено 4 часа – две пары.

В начале зачета преподаватель проверяет готовность группы к зачету.

Студенты берут билеты и приступают к выполнению заданий в течение первой пары. В конце пары преподаватель собирает работы на проверку.

Преподаватель объявляет результаты зачета учебной группе после окончания второй пары, отведенной на зачет.

По окончании зачета итоговая оценка выставляется в экзаменационную ведомость и зачетную книжку. Экзаменационная ведомость подписывается преподавателем и сдается на факультет.

Обучающийся, не сдавший зачет, может быть допущен к повторной сдаче в период, предусмотренный для пересдачи.

3.2. Критерии оценки ответа

Оценка знаний и умений обучающихся на зачете проводится по пяти балльной системе.

Оценка "отлично" – 5 баллов ставится за ответ, в котором 91-100% правильных ответов.

Оценка "хорошо" – 4 балла, если правильных ответов 75-90%.

Оценка "удовлетворительно" – 3 балла, если правильных ответов 51-74%.

Если правильных ответов 50% и меньше – ответ считается неудовлетворительным – 2 балла.

В зачетную книжку выставляется оценка отлично, хорошо или удовлетворительно, из расчета суммы баллов набранных студентом в ходе зачета.

Студент, набравший 2 балла, считается не сдавшим зачет.

4 СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЗАЧЕТУ

Основная литература

1. Вольхин В.В. Основной курс. Общая химия: 2-е изд. перераб. доп.- СПб.: Лань, 2008. – 464с.

2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2008.- 240 с.

3. Органическая химия: учебное пособие для СПО/Т.И. Хаханина, Н.Г. Осипенкова. – М.: Юрайт, 2017. - 396с.

Дополнительная литература

7. Артеменко А. И. Органическая химия: Учеб. Пособие/ А.И. Артеменко. 2-е изд., перераб. – М.: Высш. Шк., 2005.-605 с.

8. Вайтнер В. В. Классификация и химические свойства неорганических веществ / В. В. Вайтнер, И. М. Фоминых - Учебно-методическое пособие. - Екатеринбург, УрИ ГПС МЧС России, 2013. – 22 с.

9. Вайтнер В. В. Классы неорганических веществ / В. В. Вайтнер, И. М. Фоминых - Учебно-методическое пособие для курсантов факультета инженеров пожарной безопасности. Специальность 280104.65 – Пожарная безопасность. - Екатеринбург, УрИ ГПС МЧС России, 2007. – 20 с.

10. Вайтнер В. В. Основные закономерности протекания химических процессов / В. В. Вайтнер, И. М. Фоминых - Учебно-методическое пособие для курсантов, обучающихся по специальности 280705 – Пожарная безопасность и 280700 – Техносферная безопасность. - Екатеринбург, УрИ ГПС МЧС России, 2013. – 36 с.

11. Вайтнер В. В. Органическая химия. Часть 1, Часть 2 / В. В. Вайтнер, С. Н. Пазникова. - Учебно-методическое пособие по дисциплине химия для курсантов первого курса, обучающихся по специальности 280104.65 - Пожарная безопасность. – Екатеринбург, УрИ ГПС МЧС России, 2008. - Часть 1 - 70 с. Часть 2 - 40 с.
12. Вайтнер В. В. Строение атома и периодический закон / В. В. Вайтнер. - Учебно-методическое пособие для курсантов факультета инженеров пожарной безопасности. Специальность 280705 – Пожарная безопасность. - Екатеринбург, УрИ ГПС МЧС России, 2013. – 21 с.
13. Вайтнер В. В. Химия. Информационно-справочный материал / В. В. Вайтнер, С. Н. Пазникова, Т. В. Штеба. - Учебно-методическое пособие для курсантов факультета инженеров пожарной безопасности. Специальность 280104.65 – Пожарная безопасность. - Екатеринбург, УрИ ГПС МЧС России, 2014. - 19 с..
14. Пазникова С. Н., Фоминых И. М. Органическая химия. Сборник задач. – Екатеринбург: УрИ ГПС МЧС России, 2009. - 61 с.

5. ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАДАНИЯ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЗАЧЕТУ

Понятие степени окисления

Для характеристики состояния элементов в соединениях введено понятие степени окисления. *Степень окисления* – это условный электрический заряд данного атома элемента в соединении, вычисленный исходя из того, что соединение состоит из ионов. Определение степени окисления проводят, используя правила.

1. Степень окисления атома элемента в простом веществе, например в H_2, N_2 и т. д. равна нулю. Степень окисления металлов в элементарном состоянии также принимается равной нулю.

2.Степень окисления элемента в виде одноатомного иона в соединении, имеющем ионное строение, равна заряду данного иона, например Na^+I^-, $Mg^{2+}Cl^-_2$.

3. В соединениях с ковалентными полярными связями отрицательный заряд относят к более электроотрицательному элементу, причем принимают следующие степени окисления:

- степень окисления фтора в соединениях равна –1;
- атомы кислорода в большинстве соединений проявляют степень окисления, равную -2. Исключения составляют пероксиды (H_2O_2), где степень окисления равна -1у фторокислорода OF_2 степень окисления равна +2;
- степень окисления атомов водорода в соединениях +1, за исключением солеобразующих гидридов, например LiH, где степень окисления атома водорода равна -1;

- щелочные и щелочно-земельные металлы проявляют в соединениях степень окисления +1 и +2 соответственно.

Алгебраическая сумма степеней окисления атомов элементов в составе частицы равна заряду этой частицы. Для определения степени окисления атомов элементов составляют простейшие алгебраические уравнения. Например, в молекулах MnO_2, K_2MnO_4, $KMnO_4$ степень окисления марганца (x):

MnO_2	$x + 2\cdot(-2) = 0$	$x = +4$
K_2MnO_4	$2\cdot(+1) + x + 4\cdot(-2) = 0$	$x = +6$

Заряд иона равен алгебраической сумме степеней окисления атомов элементов, входящих в состав иона.

NO_3^-	$x + 3\cdot(-2) = -1$	$x = +5$
SO_4^{2-}	$x + 4\cdot(-2) = -2$	$x = +6$
$Cr_2O_7^{2-}$	$2x + 7\cdot(-2) = -2$	$x = +6$

Аналогичным способом можно определить степень окисления атомов элементов в любых соединениях.

ЗАДАНИЕ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ.

Укажите степень окисления подчеркнутых элементов:

$\underline{K}Cl\underline{O_4}$, $\underline{Pb}O_2$,$\underline{N}H_3$,$Na_2\underline{S}O_4$, $\underline{Cu}$, $\underline{Ca}(HCO_3)_2$

Основные классы неорганических веществ

Состав веществ в химии выражают химическими формулами, при составлении которых руководствуются правилом электронейтральности:

- сумма степеней окисления всех атомов (или зарядов всех ионов) в формуле равна нулю.

При написании формул степени окисления атомов (заряды ионов указаны в таблице растворимости) приписывают как индексы крест-накрест:

$H^+NO_3^-$ цифру один не указывают, следовательно формула будет HNO_3;

Na^+OH^- (1 и 1) $\rightarrow$ NaOH;

$H^+SO_4^{2-}$ (2 и 1) $\rightarrow$ H_2SO_4

Если сумма степеней окисления атомов или зарядов ионов равна нулю, то индексы не требуются

$Ba^{2+}SO_3^{2-} \rightarrow$ $BaSO_3$

Если ион сложный (состоит из нескольких элементов) его следует заключить в скобки:

$Cr^{3+}OH^- \rightarrow$ $Cr(OH)_3$;

$\overset{1}{Fe}^{3+}\overset{3}{SO_4}^{2-} \rightarrow \quad Fe_2(SO_4)_3$;

при возможности индексы сокращают:

$\overset{2}{Sn}^{4+}\overset{4}{SO_4}^{2-} \qquad Sn(SO_4)_2$

Сложные вещества образованы атомами разных элементов:

- оксиды – это соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород (в степени окисления –2) – $Э_xO_y$;
- гидроксиды – химические соединения, в состав которых входят элемент, кроме фтора и кислорода, и одна или несколько гидроксогрупп – $Э(OH)_n$;
- кислоты – это соединения, состоящие из иона (ионов) водорода и иона кислотного остатка: $H_nЭO_m$;
- соли – это соединения, которые состоят из основных и кислотных остатков.

Пример 1. Укажите класс предложенных соединений:
CaO, HNO_3, $Mg(OH)_2$, Na_2CO_3, Al_2O_3, SiO_2, $KHSO_3$, Mn_2O_7, HF, $Cr(OH)_3$, $SnOHCl$.

Решение:

- Оксиды, общая формула $Э_xO_y$: CaO, Al_2O_3, SiO_2, Mn_2O_7.

Оксиды неметаллов – кислотные (кроме несолеобразующих оксидов (NO, N_2O, CO,)

Характер оксидов металлов определяют исходя из степени окисления металла (табл. 1)

CaO – основный оксид – оксид металла в низкой степени окисления +2;

Al_2O_3 – амфотерный оксид – оксид металла в степени окисления +3;

SiO_2 – кислотный оксид – оксид неметалла;

Mn_2O_7 – кислотный оксид – оксид металла в высшей степени окисления +7.

- Гидроксиды, общая формула $Э(OH)_n$: $Mg(OH)_2$, $Cr(OH)_3$.

$Mg(OH)_2$ – основание – гидроксид металла в низкой степени окисления +2;

$Cr(OH)_3$ – амфотерный гидроксид – гидроксид металла в степени окисления +3.

- Кислоты, общая формула H_mA: HNO_3, HF.
- Средние соли, содержат ионы Me^{n+}; A^{m-}.

Na_2CO_3 – средняя соль – не содержит в своём составе способных замещаться ионов водорода и гидроксогрупп.

- Кислые соли, содержат ионы Me^{n+}; H^+; A^{m-}.

$KHSO_3$ – кислая соль – содержит в составе кислотного остатка ион водорода.

- Основные соли, содержат ионы Me^{n+}; OH^- ; A^{m-}.

$SnOHCl$ – основная соль – содержит ион OH^- в своем составе.

Задание для самостоятельного решения.

Укажите класс предложенных соединений:
CaO, HNO_3, $Mg(OH)_2$, Na_2CO_3, Al_2O_3, SiO_2, $KHSO_3$, Mn_2O_7, HF, $Cr(OH)_3$, $SnOHCl$.

Пример 2. Напишите уравнения реакций взаимодействия NaOH и H_2SO_4 с оксидами SO_3, NiO, Al_2O_3.

Решение:

При написании уравнений реакции следует учесть, что кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями, а основные оксиды с кислотами, амфотерные оксиды взаимодействуют и с кислотами (проявляя основные свойства) и с основаниями (проявляя кислотные свойства).

SO_3 – кислотный оксид – с кислотами не взаимодействует, взаимодействует с основаниями:

$$SO_3 + 2\ NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$$

H_2O

H_2SO_4

(при написании формулы соли для определения кислотного остатка следует составить формулу кислоты, соответствующей кислотному оксиду).

NiO – основный оксид – с основаниями не взаимодействует, взаимодействует с кислотами:

$$NiO + 2\ HNO_3 = Ni(NO_3)_2 + H_2O$$

Al_2O_3 – амфотреный оксид, взаимодействует с кислотами:

$$Al_2O_3 + 6\ HNO_3 = 2\ Al(NO_3)_3 + 3\ H_2O$$

и с основаниями (при написании формулы соли для определения кислотного остатка также составим формулу кислоты, соответствующей амфотерному оксиду):

$$Al_2O_3 + 2\ NaOH = NaAlO_2 + H_2O$$

H_2O

$H_2Al_2O_4$ - $HAlO_2$

Задание для самостоятельного решения.

Напишите уравнения реакций взаимодействия NaOH и H_2SO_4 с оксидами N_2O_3, SnO_2, Na_2O, Mn_2O_7, SrO, P_2O_5, SiO_2

Таблица 1

ОСОБЕННОСТИ СОСТАВА НЕОРГАНИЧЕКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Основные оксиды	Амфотерные оксиды	Кислотные оксиды
оксиды металлов в низших степенях окисления +1, +2 –K_2O, MnO, CaO.	оксиды некоторых металлов, в степенях окисления: +2 – BeO, ZnO, SnO, PbO и др.; +3 – Al_2O_3, Ga_2O_3, Cr_2O_3, и др.; +4 – SnO_2, PbO_2, MnO_2 и др.	оксиды неметаллов – CO_2, Cl_2O_7; и металлов, в высших степенях окисления +5, +6,+7– V_2O_5, CrO_3, Mn_2O_7.

Основания	Амфотерные гидроксиды	Кислоты
$Me(OH)_n$ гидроксиды металлов в низких степенях окисления +1, +2 – KOH, $Mn(OH)_2$ и др., а также NH_4OH.	$Me(OH)_n = H_nMeO_n$ гидроксиды некоторых металлов, в степенях окисления: +2 – $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$ и др.; +3 – $Al(OH)_3$, $Ga(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, и др.; +4 – $Sn(OH)_4$, $Pb(OH)_4$ и др.	H_mA кислородсодержащие (фактически являются кислотными гидроксидами): H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4 и др; бескислородные: HCl, H_2S и др.

Основные соли	Средние соли	Кислые соли
Me^{n+}; OH^- ; A^{m-} содержат гидроксогруппу, например, $CuOHNO_3$, $Fe(OH)_2Cl$ и др.	$Me^{n+}(NH_4^+)$; A^{m-} не содержат в своём составе способных замещаться ионов водорода и гидроксогрупп, например, $CuCl_2$, Na_2CO_3 , NH_4NO_3 и др.	$Me^{n+}(NH_4^+)$; H^+; A^{m-} содержат в составе кислотного остатка ион водорода, например, $NaHCO_3$, $Ca(HSO_3)_2$, NH_4HSO_4 и др.

Примечание: Me^{n+} - катион (металл в той или иной степени окисления или NH_4^+); A^{m-} - анион (кислотный остаток).

ПРИМЕР 4. Напишите уравнения возможных реакций взаимодействия H_2SO_4 и NaOH с предложенными веществами – HNO_3, $Cd(OH)_2$, $Sn(OH)_2$.

Решение:

HNO_3 – кислота, с кислотами не взаимодействует, реагирует с основаниями, с образованием соли и воды:

$$HNO_3 + NaOH = NaNO_3 + H_2O$$

$Cd(OH)_2$ – основание, с основаниями не взаимодействует, взаимодействует с кислотами, продуктами реакции являются соль и вода:

$$Cd(OH)_2 + H_2SO_4 = CdSO_4 + 2\ H_2O$$

$Sn(OH)_2$ – амфотерный гидроксид реагирует с кислотами, проявляя основный характер:

$$Sn(OH)_2 + H_2SO_4 = SnSO_4 + 2\ H_2O$$

и с основаниями, проявляя кислотный характер (для написания формулы полученной соли удобно записать амфотерный гидроксид в форме кислоты):

$$Sn(OH)_2 + 2\ NaOH = Na_2SnO_2 + 2\ H_2O$$

H_2SnO_2 →

ЗАДАНИЕ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ.

Напишите уравнения возможных реакций взаимодействия H_2SO_4 и NaOH с предложенными веществами – H_3PO_4, $Fe(OH)_2$, $Al(OH)_3$, HCl, KOH, $Be(OH)_2$.

ПРИМЕР 5. Напишите уравнения возможных реакций взаимодействия NaOH и H_2SO_4 с солями $FeCl_3$, K_3PO_4, $NaHCO_3$, $(CuOH)_2SO_4$.

Решение:

Соли способны взаимодействовать с кислотами и основаниями, вступая в реакции ионного обмена, протекание которых возможно, если в качестве продукта реакции образуется малорастворимое соединение, слабый электролит или газ:

$$FeCl_3 + 3\ NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3\ NaCl$$

Реакция возможна в связи с образованием малорастворимого $Fe(OH)_3$.

$$FeCl_3 + H_2SO_4 \neq$$

Реакция невозможна, так как в результате ее можно было ожидать образование $Fe_2(SO_4)_3$ и HCl, но оба вещества растворимы и являются сильными электролитами.

$$K_3PO_4 + NaOH \neq$$

Реакция невозможна, так как в результате ее можно было ожидать образование KOH и Na_3PO_4, но оба вещества растворимы и являются сильными электролитами.

$$NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$$

Реакция взаимодействия кислой соли и основания возможна. Она приводит к образованию средней соли и воды (слабый электролит).

$$2\ NaHCO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2\ H_2CO_3\ (H_2O + CO_2)$$

Реакция взаимодействия кислой соли и кислоты возможна. Она приводит к образованию слабой, неустойчивой кислоты H_2CO_3 и средней соли.

$$(CuOH)_2SO_4 + 2\ NaOH = 2\ Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

Реакция взаимодействия основной соли и основания (щелочи) возможна и приводит к образованию нерастворимого основания $Cu(OH)_2$ и средней соли.

$$(CuOH)_2SO_4 + H_2SO_4 = 2\ CuSO_4 + 2\ H_2O$$

Реакция взаимодействия основной соли и кислоты возможна и приводит к образованию средней соли и воды (слабый электролит).

ЗАДАНИЕ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ.

Напишите уравнения возможных реакций взаимодействия NaOH и H_2SO_4 с солями $CuSO_4$, K_2CO_3, K_2HPO_4, MgOHCl.

Термодинамика химических процессов

Для проведения термодинамических расчетов используют справочные данные (таблицы термодинамических величин), в которых приводятся чаще всего стандартные энтальпии образования, энергии Гиббса образования и энтропии различных веществ: ΔH^0_{298}, ΔG^0_{298}, ΔS^0_{298}.

Стандартная энтальпия образования простых веществ принимаются равными нулю. Если элемент образует несколько простых веществ, то стандартным считается состояние элемента в виде наиболее устойчивой в данных условиях модификации (кислород, ромбическая сера, графит, кристаллический йод, жидкий бром и др.).

Для расчета ΔH^0 химических реакций применяют закон Гесса или его следствия. Расчетные данные относятся к мольным соотношениям веществ, которые указаны стехиометрическими коэффициентами химического уравнения.

ПРИМЕР для реакции $C_{(к)} + 2H_{2(г)} = CH_{4(г)}$
определить тепловой эффект реакции.

Решение

Приведем значения $\Delta H^o_{обр}$ веществ, участвующих в реакции:

Вещество	$C_{(к)}$	$H_{2(г)}$	$CH_{4(г)}$
$\Delta H^o_{обр}$ кДж/моль	0	0	-74,85

Произведем расчет стандартного изменения энтальпии реакции:

$\Delta H^o_{х.р.} = \sum(n*\Delta H^o_{прод.}) - \sum(n*\Delta H^o_{исх.в.}) = \Delta H^o_{CH4} - (\Delta H^o_{C} + 2\ \Delta H^o_{H2}) =$
$= -74,85$ кДж

$\Delta H^{o}_{x.p.} < 0$ – реакция экзотермическая, идет с выделением тепла.

ЗАДАНИЕ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ.

Для указанных реакций определить тепловой эффект реакции:

$2SO_{2(г)}+2H_2O_{(ж)}+O_{2(г)} = 2H_2SO_{4(ж)}$

$CO_{2(г)} + C_{(к)} = 2CO_{(г)}$

$2NO_{2(г)} = N_2O_{4(г)}$

$2CaO_{(к)}+4NO_{2(г)} + 3O_{2(г)} = 2Ca(NO_3)_{2(к)}$

Электролитическая диссоциация.

Электролитами называют вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток.

К электролитам относятся неорганические кислоты, а также основания, амфотерные гидроксиды и соли. Они распадаются в водных растворах и расплавах на катионы (K^{n+}) и анионы (A^{m-}).

Процесс распада молекул электролитов на ионы в среде растворителя получил название **электролитической диссоциации (или ионизации)**.

Для количественной характеристики силы электролита используют понятие степени электролитической диссоциации (ионизации) – α, которая равна отношению числа молекул, распавшихся на ионы (n), к общему числу молекул электролита, введенных в раствор (N):

$$\alpha = n / N.$$

Таким образом, α выражают в долях единицы.

По степени диссоциации электролиты условно подразделяют на сильные ($\alpha \approx 1$) и слабые ($\alpha < 1$).

Сильные электролиты

1) Соли (средние, кислые: $Al_2(SO_4)_3$, $NaHCO_3$)

2) Неорганические кислоты: HNO_3, H_2SO_4, HCl, HBr, HI, $HClO_4$ и др.

3) Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов: KOH, NaOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ и др.

Сильные электролиты диссоциируют в водном растворе практически нацело:

$Al_2(SO_4)_3 = 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$ $\quad$ $NaHCO_3 = Na^+ + HCO_3^-$

$HNO_3 = H^+ + NO_3^-$ $\quad$ $H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}$

$Ba(OH)_2 = Ba^{2+} + 2OH^-$

Слабые электролиты

1) Почти все органические кислоты: CH_3COOH, $H_2C_2O_4$ и др.

2) Некоторые неорганические кислоты: H_2CO_3, H_2S, HCN, H_2SiO_3, HNO_2, H_2SO_3, H_3PO_4 и др.

3) Гидроксиды металлов основного характера (кроме щелочных и щелочноземельных) и гидроксид аммония NH_4OH.

4) Амфотерные гидроксиды: $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$ и др.

Для слабых электролитов диссоциация – обратимый процесс, для которого справедливы общие законы равновесия.

Диссоциацию слабых электролитов характеризует константа равновесия, называемая константой диссоциации (ионизации) – Кд:

$$CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

$$Кд = \frac{[CH_3COO^-]\cdot[H^+]}{[CH_3COOH]}.$$

Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато, и каждую ступень равновесного состояния характеризует своя константа диссоциации (причем $Кд_1$ всегда больше $Кд_2$ и т.д), например, при

диссоциации H_2S: 1-я ступень $H_2S \leftrightarrow H^+ + HS^-$, $Кд_1 = \frac{[H^+]\cdot[HS^-]}{[H_2S]} = 6\cdot10^{-8}$;

2-я ступень $HS^- \leftrightarrow H^+ + S^{2-}$, $Кд_2 = \frac{[H^+].[S^{2-}]}{[HS^-]} = 1\cdot10^{-14}$;

где [ ] – *равновесные концентрации ионов и молекул*.

диссоциация $Cu(OH)_2$: 1-я ступень $Cu(OH)_2 \leftrightarrow Cu(OH)^+ + OH^-$

2-я ступень $Cu(OH)^+ \leftrightarrow Cu^{2+} + OH^-$

Амфотерные гидроксиды, например $Pb(OH)_2$, диссоциируют по основному типу:

$Pb(OH)_2 \leftrightarrow PbOH^+ + OH^-$

$PbOH^+ \leftrightarrow Pb^{2+} + OH^-$

и кислотному: $H_2PbO_2 \leftrightarrow H^+ + HPbO_2^-$

$HPbO_2^- \leftrightarrow H^+ + PbO_2^{2-}$

Пример Напишите уравнения диссоциации и константы диссоциации для слабых электролитов ($Cr_2(SO_4)_3$, $Al(OH)_3$)

$Al(OH)_3$ – амфотерный гидроксид**,** диссоциирует по основному типу

$Al(OH)_3 \leftrightarrow Al(OH)^+_2 + OH^-$

$Al(OH)^+_2 \leftrightarrow AlOH^{2+} + OH^-$

$AlOH^{2+} \leftrightarrow Al^{3+} + OH^-$

и кислотному:

$H_3AlO_3 \leftrightarrow H_2AlO_3^-$

$H_2AlO_3^- \leftrightarrow H_2AlO_3^{2-}$

$HAlO_3^{2-} \leftrightarrow H^+ + AlO_3^{3-}$

$Cr_2(SO_4)_3$ - сильный электролит, диссоциирует в водном растворе практически нацело:

$Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-}$

ЗАДАНИЕ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

Напишите уравнения диссоциации и константы диссоциации для слабых электролитов: $Ni(CH_3COO)_2$, $Zn(OH)_2$, HF, $ZnCl_2$, Na_2S.

Основные понятия органической химии

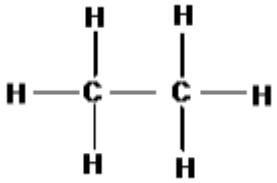
Теория химического строения, которой мы сейчас пользуемся, разработана А.М.Бутлеровым, профессором Казанского, а затем Петербургского университетов.

Основные положения теории Бутлерова:

1. Положение о химическом строении.

Молекулы органических соединений имеют определенное химическое строение, под которым понимают последовательность соединения атомов дру

г с другом в соответствии с их валентностью. Химическое строение вещества можно установить, изучая реакции его разложения или синтеза в мягких условиях и выразить его структурной формулой, например, для этана:



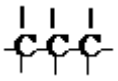
или сокращенной структурной формулой, где черточки ставятся только между атомами углерода: CH_3-CH_3.

При составлении структурных формул необходимо учитывать основные особенности атома углерода:

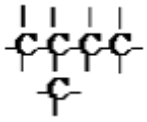
a) углерод, как правило, четырехвалентен;



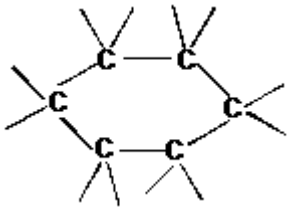
b) атомы углерода могут соединяться друг с другом, образуя цепи:
открытые неразветвленные,



открытые разветвленные



c) циклические



d) углерод может затратить на соединение с другим атомом одну, две, три единицы валентности, образуя при этом простую связь:



двойную связь:



тройную связь: -C≡C-;

е) углерод может соединяться как с металлами, так и с неметаллами.

2. Положение о зависимости свойств от химического строения.

Свойства органических веществ зависят не только от количества и природы атомов, входящих в его молекулу, но и от того, в каком порядке они соединяются. Это положение позволило дать объяснение явлению изомерии, когда вещества, имеющие одинаковые эмпирические формулы, но различное химическое строение отличаются по свойствам.

Были выявлены разновидности структурной изомерии:

а) изомерия углеродной цепи

CH_3-CH_2-CH_2-CH_3
бутан

$CH_3 – CH – CH_3$
$|$
CH_3
изобутан

б) изомерия положения (кратных связей или заместителей)

CH_2=CH-CH_2-CH_3
бутен -1

CH_3-CH=CH-CH_3
бутен-2

Классификация органических соединений

Развитие теории химического строения позволило Бутлерову провести четкую классификацию органических соединений.

По строению углеродного скелета все органические вещества делятся на три основных вида:

I. Соединения с открытой цепью углеродных атомов (жирные, алифатические, ациклические).

II. Соединения с замкнутой цепью углеродных атомов (карбоциклические, изоциклические).

III. Соединения с замкнутой цепью, состоящей не только из атомов углерода, но и других элементов (гетероатомов), например: N, O, S (гетероциклические соединения).

Внутри каждого раздела проводится более детальная классификация по признаку состава и наличия функциональных групп.

Основные классы органических соединений

Название класса соединений	Функциональная группа	Пример соединения	Название соединения
Алканы, C_nH_{2n+2}	Все связи **C-C** одинарные	$CH_3 - CH_3$	Этан
Алкены, C_nH_{2n}	Одна двойная связь **C= C**	$CH_2 = CH_2$	Этен (этилен)
Алкины, C_nH_{2n-2}	Одна тройная связь **C≡C**	HC≡CH	Этин (ацителен)
Спирты	- OH гидроксильная	$CH_3 – CH_2$- OH	Этанол
Альдегиды	**H** / —**C** \\ **O** карбонильная	$CH_3 – C – H$ ‖ O	Уксусный альдегид (этаналь)
Кетоны	**C=O** / \	$CH_3 – C – CH_3$ ‖ O	Пропанон (ацетон)
Карбоновые кислоты	—**C** \\ **O** **O H** карбоксильная	$CH_3 – CH = O$ | OH	Этановая кислота (уксусная кислота)

6. ПРИМЕР ОТВЕТА НА ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ

Образец билета для сдачи экзамена

ФГБОУ ВО Уральский институт ГПС МЧС России	БИЛЕТ № Кафедра химии и процессов горения Дисциплина химия	Утверждаю Начальник кафедры подполковник вн.сл. Пазникова С.Н. «__ _ __ 20__» ___ _ __г.
1) Укажите соответствие между подчеркнутыми элементами и указанной степенью окисления: A)$\underline{Mg}SO_4$; C) $\underline{S}O_4^{-2}$; B)$\underline{Mg}$; D) $(Cu\underline{OH})_2SO_4$	1) 0 2) +1 3) +2 4) +6	
2) Выберите уравнение реакции взаимодействия серной кислоты и гидроксида натрия	1) $H_2S + 2NaOH = Na_2S + 2H_2O$ 2) $HCl + NaOH = NaCl + H_2O$ 3) $H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$ 4) $H_2SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_3 + 2H_2O$	
3) Выберите правильный вариант ответа, константа диссоциации для CH_3COOH будет иметь вид	1) $Кд = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}$ 2) $Кд = \frac{[CH_3COO^-]\cdot[H^+]}{[CH_3COOH]}$ 3) $Кд = \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-][H^+]}$ 4) Константа диссоциации не записывается так как кислота сильная.	
4) Для реакции $H_2O(г)+2Fe_3O_4(т)\rightarrow 3Fe_2O_3(т)+H_2(г)$ рассчитать стандартную энтальпию	1) -234,6 кДж 2) 536,75 кДж 3) -474,09 кДж 4) 9,53 кДж	
5) К кому классу неорганических соединений относится :SiO_2	1) кислота 2) основание 3) оксид 4) соль	
6) Укажите структурную формулу 3,4-дихлорбутен-1	1) $CH_2Cl – CHCl – CH = CH_2$ 2) $CH_3 – CH_2 – CCl = CHCl$ 3) $CH_2Cl – CHCl – CH_2 – CH = CH_2$ 4) $CH_2Cl – \underset{\displaystyle CH_2Cl}{\underset{\vert}{CH}} – CH_3$	

7) Запишите реакцию горения (окисления) метана	1) $CH_4 + O_2 = C + 2H_2O$ 2) $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$ 3) $CH_4 + 1{,}5O_2 = CO + 2H_2O$ 4) $CH_4 + O_2 = CO_2 + 2H_2$
8) Галогенирование непредельных углеводородов –это присоединение	1) Cl_2 2) H_2O 3) H_2 4) HCl
9) Для бутана выберите формулу его изомера	1) $CH_3 – CH_2 – CH_3$ 2) $CH_3 – CH_2 – CH_2 – CH_2 – CH_3$ 3) $CH_3 – CH(CH_3) – CH_3$ 4) $CH_3 – CH_2 – CH(CH_3) – CH_3$
10) Из представленных соединений укажите вещество, которое относится к кетонам	1) $HC(OH)=O$ 2) $H_3C – C(CH_3)=O$ 3) $H_3C – OH$ 4) $H_2C =O$

1) Определим степень окисления подчеркнутых элементов:
   $\underline{Mg}S O_4$ $x + (-2) = 0$ $x = +2$
   $\underline{Mg}$ $x = 0$ так как степень окисления металлов в элементарном состоянии равно нулю.
   SO_4^{2-} $x + 4\cdot(-2) = -2$ $x = +6$
   $(Cu\underline{OH})_2SO_4$ $2\cdot2 + 2\cdot(-2) + 2x + (-2) = 0$ $x = +1$
   Ответ: A) 3; B) 1; C) 4; D) 2

2) Запишем уравнение реакции взаимодействия серной кислоты и гидроксида натрия:
   $H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$
   Ответ: 3

3) Запишем константу диссоциации для CH_3COOH:
   CH_3COOH – уксусная кислота является слабой, следовательно, запишем константу диссоциации.
   $$Кд = \frac{[CH_3COO^-]\cdot[H^+]}{[CH_3COOH]}$$
   Ответ: 2

4) Для реакции
$H_2O(г)+2Fe_3O_4(т)\rightarrow 3Fe_2O_3(т)+H_2(г)$ рассчитаем стандартную энтальпию.
Выпишем, необходимы данные из информационно справочного материала:

Вещество	$H_2O(г)+$	$Fe_3O_4(т)$	$Fe_2O_3(т)$	$H_2(г)$
$\Delta H^o_{обр}$ кДж/моль	-241,81	-1117,13	-822,16	0

Произведем расчет стандартного изменения энтальпии реакции:

$\Delta H^o_{х.р.} = \sum(n*\Delta H^o_{прод.}) - \sum(n*\Delta H^o_{исх.в.}) = (3\Delta H_{Fe2O3}+\Delta H^o_{H2}) - (\Delta H^o_{H2O} +2\ \Delta H^o_{Fe3O4}) = 9,53$ кДж

Ответ : 4

5) SiO_2 - оксид – это соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород (в степени окисления –2)

Ответ : 3

6) Структурная формула 3,4-дихлорбутен-1 будет иметь вид
$CH_2Cl – CHCl – CH = CH_2$

Ответ: 1

7) Реакция горения (окисления) метана $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$

Ответ : 2

8) Галогенирование непредельных углеводородов –это присоединение Cl_2, например, $CH_2 = CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl –CH_2Cl$

Ответ: 1

9) Из предложенных соединений запишем формулу изомера бутана

$$CH_3 – \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} – CH_3$$

Изомер – вещества, имеющие одинаковую молекулярную формулу, но различное строение молекул.

Ответ : 3

10) Функциональная группа кетонов

Кето́ны — органические вещества, в молекулах которых карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами.

Следовательно, вещество $H_3C – \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}=O$

Ответ : 2

СПИСОК ИСПОЛЬЗУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Психологические аспекты подготовки к сессии [Текст]: метод. пособие для студентов БГУИР. / Сост. Е. В. Семашко. - Минск: БГУИР, 2007. - 36 с.
2. Вербицкий А. А. Активное обучение в высшей школе [Текст]/ А. А. Вербицкий - М., 2001. - 230 с.
3. Гримак Л.П. Резервы человеческой психики [Текст]/ Л. П. Гримак - М., 1998. - 180 с.
4. Арденн Д. Б. Развитие памяти [Текст]/ Д. Б. Арден - М., 1999.- 320 с.
5. Макшанов С. И. Психогимнастика [Текст]/ С. И. Макшанов – М., 2001.- 180 с.
6. Цукерман Г. А. Психология саморазвития [Текст]/ Г. А. Цукерман – М., 2003.- 450с.
7. Холодная М. А. Психология интеллекта: парадоксы исследования [Текст] / М. А. Холодная - М., 1996.- 120 с.
8. Вавилов С.И. Несколько замечаний о книгах [Текст]/ С.И. Вавилов - М., 1998.- 180 с.
9. Поварник С.И. Как читать книгу [Текст]/ С.И. Поварник - Л., 1991.- 330 с.
10. Жуковский А. А. Как самостоятельно учиться [Текст]/ А.А. Жуковский - М., 1996.- 230 с.
11. Химия. Сборник заданий и задач для самостоятельной работы [Текст]: учебно-метод. пособие. Специальность 280705 Пожарная безопасность / сост. И. М. Фоминых. - Екатеринбург : УрИ ГПС МЧС России, 2014. - 57 с.