



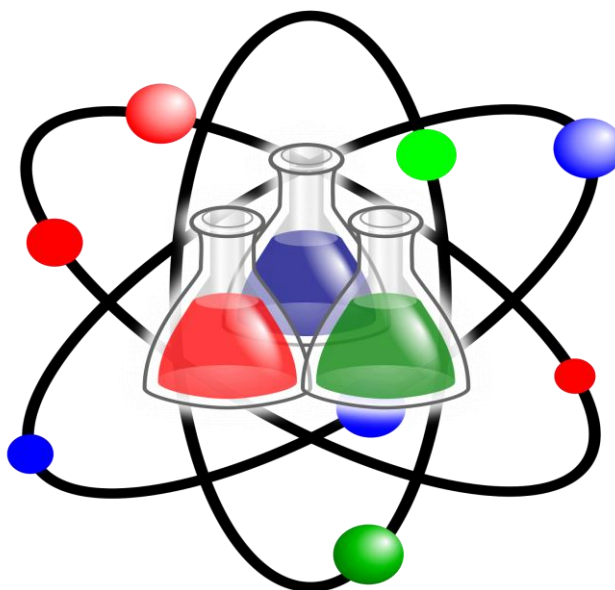
МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Филиал федерального государственного бюджетного
образовательного учреждения высшего образования
«Майкопский государственный технологический университет»
в поселке Яблоновском

Кафедра экономических, гуманитарных и естественнонаучных дисциплин

ХИМИЯ

**Методические рекомендации
по организации самостоятельной работы студента**

для направления подготовки
23.03.01 Технология транспортных процессов
(для всех форм обучения)



поселок Яблоновский, 2017

УДК 54(07)
ББК 24
М-54

Печатается по решению кафедры экономических, гуманитарных и естественнонаучных дисциплин Филиала МГТУ в поселке Яблоновском (протокол № 1 от 31.08.2017 г.)

Составитель: Цикуниб Саньят Моссовна, доцент, канд. техн. наук, доцент кафедры экономических, гуманитарных и естественнонаучных дисциплин Филиала ФГБОУ ВО «Майкопский государственный технологический университет» в поселке Яблоновском

Химия. Методические рекомендации по организации самостоятельной работы студента для направления подготовки 23.03.01 Технология транспортных процессов. – пос. Яблоновский, 2017. – 35 с.

Методические рекомендации составлены в соответствии с требованиями ГОС ВО и раскрывают теоретико-методологические характеристики и способы организации самостоятельной работы студентов, позволяющие более эффективно работать с учебной и научной литературой, критически осмысливать прочитанный и изученный материал по дисциплине «Химия».

СОДЕРЖАНИЕ:

ВВЕДЕНИЕ	3
1 Общие рекомендации по организации самостоятельной работы	5
2 Методические рекомендации по работе с конспектом лекций	6
3 Методические рекомендации по подготовке к лабораторным работам	7
4 Методические рекомендации по выполнению контрольных работ	9
5 Методические рекомендации по подготовке к экзамену	14
6 Перечень домашних заданий и других вопросов для самостоятельного изучения	17
СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ	27

ВВЕДЕНИЕ

Самостоятельная работа обучающихся всех форм и видов обучения является одним из обязательных видов образовательной деятельности, обеспечивающей реализацию требований Федеральных государственных стандартов высшего профессионального образования (ФГОС), созданных на основе Федерального закона от 29.12.2012 г. № 273-ФЗ «Об образовании в Российской Федерации».

Согласно требованиям нормативных документов самостоятельная работа обучающихся является обязательным компонентом образовательного процесса, так как она обеспечивает закрепление получаемых на лекционных занятиях знаний путем приобретения навыков осмысления и расширения их содержания, навыков решения актуальных проблем формирования общекультурных и профессиональных компетенций, научно-исследовательской деятельности, подготовки к семинарам, лабораторным работам, сдаче зачетов и экзаменов.

Самостоятельная работа обучающихся представляет собой совокупность аудиторных и внеаудиторных занятий и работ, обеспечивающих успешное освоение образовательной программы высшего профессионального образования в соответствии с требованиями ФГОС по дисциплине «Химия».

Самостоятельная работа решает следующие задачи:

- закрепление и расширение знаний, умений, полученных обучающимися во время аудиторных и внеаудиторных занятий, превращение их в стереотипы умственной и физической деятельности;
- приобретение дополнительных знаний и навыков по дисциплине «Химия»;
- формирование и развитие знаний и навыков, связанных с научно-исследовательской деятельностью;
- развитие ориентации и установки на качественное освоение изучаемой дисциплины;
- развитие навыков самоорганизации;
- формирование самостоятельности мышления, способности к саморазвитию, самосовершенствованию и самореализации;
- выработка навыков эффективной самостоятельной профессиональной теоретической, практической и учебно-исследовательской деятельности.

В результате освоения дисциплины студент должен обладать:

- способностью к самоорганизации и самообразованию;
- способностью применять систему фундаментальных знаний (математических, естественнонаучных, инженерных и экономических) для

идентификации, формулирования и решения технических и технологических проблем в области технологии, организации, планирования и управления технической и коммерческой эксплуатацией транспортных систем.

В результате освоения дисциплин, обучающийся должен демонстрировать следующие результаты образования:

– **знать:** основные понятия законы и модели химических систем; реакционную способность веществ; основные понятия, законы и модели коллоидной физической химии; свойства видов химических веществ и классов органических и неорганических веществ.

– **уметь:** проводить расчеты концентрации растворов различных соединений, определять изменение концентраций при протекании химических реакций, термодинамические характеристик химических реакций и концентрации веществ, проводить очистку веществ в лабораторных условиях, определять основные физические характеристики органических веществ.

– **владеть:** методами исследования в химии (планирование, обработка, постановка эксперимента); методами выделения и отчистки веществ, определение их состава; методами предсказания возможных химических реакций и их кинетику.

1 Общие рекомендации по организации самостоятельной работы

Изучение дисциплины следует начинать с проработки рабочей программы, методических указаний и разработок, указанных в программе, особое внимание уделяется целям, задачам, структуре и содержанию курса.

Рекомендуется:

- изучение материала, вынесенного на самостоятельную проработку;
- работа с лекционным материалом, предусматривающая проработку конспекта лекций и учебной литературы;
- поиск (подбор) и обзор литературы и электронных источников информации по курсу, написание реферата по выбранной теме;
- подготовка к практическим занятиям;
- подготовка к лабораторным работам;
- подготовка к зачету (экзамену).

Самостоятельная работа обеспечит подготовку обучающегося к текущим аудиторным занятиям и контрольным мероприятиям. Результаты этой подготовки проявляются в активности обучающегося на занятиях и в качестве выполненных контрольных и лабораторных работ.

Для овладения знаниями рекомендуется: чтение текста (учебника, первоисточника, дополнительной литературы); составление плана текста; графическое изображение структуры текста; конспектирование текста; работа со словарями и справочниками; работа с нормативными документами; использование компьютерной техники, Интернет.

Для закрепления и систематизации знаний рекомендуется: работа с конспектом лекции (обработка текста); повторная работа над учебным материалом (учебника, первоисточника, дополнительной литературы); составление плана и тезисов ответа; составление таблиц для систематизации учебного материала; изучение нормативных материалов; ответы на контрольные вопросы; составление библиографии.

Для формирования умений рекомендуется:

- решение задач и упражнений по образцу;
- решение вариантных задач и упражнений;
- решение ситуационных производственных (профессиональных) задач;
- подготовка к лабораторным работам;
- проектирование и моделирование разных видов и компонентов профессиональной деятельности.

Самостоятельная работа в реализуется:

1) непосредственно в процессе аудиторных занятий – на лекциях и практических занятиях – путем проведения экспресс-опросов по конкретным

темам, тестового контроля знаний;

2) в контакте с преподавателем вне рамок расписания – на консультациях по учебным вопросам, при выполнении индивидуальных заданий;

3) в библиотеке, дома, в общежитии.

Виды внеаудиторной самостоятельной работы студентов разнообразны: подготовка и написание рефератов, докладов; подбор и изучение литературных источников; подготовка к участию в научно-теоретических конференциях. Существуют следующие виды контроля: текущий, т.е. регулярное отслеживание уровня усвоения материала на лекциях, семинарских занятиях; самоконтроль, осуществляемый студентом в процессе изучения дисциплины при подготовке к контрольным работам; итоговый по дисциплине в виде зачета (экзамена).

2 Методические рекомендации по работе с конспектом лекций

Просмотрите конспект сразу после занятий. Пометьте материал конспекта лекций, который вызывает затруднения для понимания. Попробуйте найти ответы на затруднительные вопросы, используя предлагаемую литературу. Если самостоятельно не удалось разобраться в материале, сформулируйте вопросы и обратитесь на текущей консультации или на ближайшей лекции за помощью к преподавателю.

Каждую неделю рекомендуется отводить время для повторения пройденного материала, проверяя свои знания, умения и навыки по контрольным вопросам.

Ниже в таблице представлены содержание разделов дисциплины.

Таблица 1 – Содержание разделов дисциплины «Химия»

Наименование темы дисциплины	Содержание дисциплины
1	2
Основные понятия и законы химии	Введение. Роль и место химической науки в современном мире. Химия как раздел естествознания – наука о веществах и их превращениях. Основные понятия в химии: атом, химический элемент, молекула, простые и сложные вещества. Фундаментальные и частные законы.
Современное учение о строении атома	Строение атомов. Квантово - механическая модель атома. Двойственная природа электрона. Квантовые числа. Запрет Паули. Правило Хунда. Электронная конфигурация атома.
Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева.	Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Периодические и непериодические свойства элементов и их соединений. Общенаучное и философское значение закона Д.И. Менделеева.
Основные классы	Проявление периодического закона в кислотно-основных

неорганических соединений	свойствах неорганических соединений. Генетическая связь основных классов неорганических соединений. Химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей.
Химическая связь и строение молекул.	Основные типы и характеристики химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Гибридизация атомных орбиталей. Ионная химическая связь. Общие свойства соединений с ионной связью. Металлическая связь и свойства металлов. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь.
Химическая термодинамика и кинетика	Основы химической термодинамики. Энергетические эффекты химических процессов. Энтальпия. Термохимические законы. Закон Гесса и его следствия. Энтропия и ее изменение в химических процессах. Химическая кинетика и химическое равновесие. Влияние различных факторов на скорость реакции. Константа химического равновесия и изменение энергии Гиббса. Закон действующих масс. Принцип Ле Шателье. Понятие, виды, закономерности катализа. Механизм катализа. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ингибиторы.
Современная теория растворов	Растворы. Концентрация растворов. Основы физической теории растворов. Диффузия. Осмос. Классификация дисперсных систем. Способы выражения состава растворов. Коллоидные системы.
Теория электролитической диссоциации	Теория электролитической диссоциации. Типы электролитов. Реакции в растворах электролитов. Степень электролитической диссоциации. Свойства растворов электролитов, их электропроводность. Сильные и слабые электролиты. Водородный показатель среды.
Гидролиз солей	Гидролиз солей. Три типа гидролиза солей. Степень гидролиза. Управление процессом гидролиза.
Окислительно-восстановительные реакции	Степень окисления. Процессы окисления и восстановления. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.
Коррозия и защита металлов и сплавов.	Коррозия металлов, ее виды. Способы защиты металлов и сплавов от коррозии.
Жесткость воды и реакции солей жесткости в водных растворах	Качественное определение ионов жесткости и устранение жесткости воды

3 Методические рекомендации по подготовке к лабораторным занятиям

Студент допускается к выполнению лабораторной работы при наличии подготовленного лабораторного журнала, включающего название лабораторной работы, цель, краткие теоретические сведения, практическую часть (название опытов, таблицы и пр.).

Студент, не подготовившийся к выполнению лабораторной работы заранее, готовится к ней во время занятия и отрабатывает пропущенную работу во внеурочное время. В таком случае оценка в баллах при защите

лабораторной работы снижается.

Лабораторный практикум считается выполненным, если студент отработал и защитил все лабораторные работы.

С самого начала студент должен приучить себя к аккуратности, работать в лаборатории следует без лишней торопливости, соблюдать тишину и порядок на лабораторном столе.

Необходимо внимательно следить за ходом опыта, отмечая и записывая в лабораторный журнал все наблюдения (изменение окраски растворов, выпадение и растворение осадков, изменение температуры и т.д.). Отмеченные наблюдения, как правило, составляют основу выводов о результате исследуемого процесса, реакции.

Для проведения опыта не следует расходовать реактивов больше требуемого по методике количества. Если же случайно взяли избыток реактива, то эти излишки следует отправить в отходы во избежание загрязнения реактива. Нельзя путать пробки от капельных пипеток и реактивных склянок.

Работы с вредными, дурно пахнущими веществами, концентрированными кислотами и щелочами надо проводить осторожно и только в вытяжном шкафу при включенной вытяжке. Пролитую кислоту или раствор щелочи нейтрализуют, затем смывают струей воды из водопроводного крана, после чего приводят в порядок рабочее место.

Попавшую на тело кислоту или щелочь нужно быстро смыть струей воды, затем с помощью лаборанта обработать пораженное место специальными растворами, имеющимися в каждой лаборатории в доступном месте.

При порезах стеклом необходимо удалить из раны осколки стекла, смыть кровь 2 %-м раствором перманганата калия, смазать края раны йодом и забинтовать. При раздражении дыхательных путей удушливыми газами следует вывести пострадавшего на свежий воздух.

При всех несчастных случаях необходимо немедленно обратиться к лаборанту или преподавателю.

Отработанные растворы кислот и щелочей следует сливать в специальные банки для отходов, находящиеся в вытяжном шкафу.

Самостоятельно, без указания на то преподавателя, проводить дополнительные опыты не разрешается.

Запрещается принимать пищу в лаборатории.

По окончании работы необходимо вымыть использованную посуду, руки, а приведенное в порядок рабочее место сдать дежурному лаборанту.

ПРИМЕЧАНИЕ. Лабораторные работы зачитывается после защиты и выполнения тестовых заданий, которые необходимо получить у преподавателя.

Лабораторная работа № 1

«Изучение Периодической таблицы химических элементов (лабораторный практикум)»

Цель работы

Ознакомление с Периодической таблицей химических элементов. Научиться определять характеристику элемента по таблице.

Ознакомьтесь с формулировкой периодического закона. Разберитесь в построении периодической системы элементов, которая является графическим выражением периодического закона.

Обратите внимание на два основных принципа, заложенных Д.И. Менделеевым в построении периодической системы: закономерного сходства – группы (вертикальные ряды) и закономерного различия – периоды (горизонтальные ряды). Нужно уметь рассказывать о свойствах любого элемента по его месту в периодической системе.

Основные закономерности периодической системы, такие как периодическое изменение свойств элементов, наличие главной и побочной подгрупп, периодическое изменение атомных и ионных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, следует объяснить на основании современных представлений о строении атома. Состояние электрона в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами. Необходимо научиться определять их значения. В чем заключаются принцип Паули, принцип наименьшей энергии, правило Хунда, правила Клечковского? Нужно уметь писать электронные формулы и с их помощью объяснять свойства элементов, такие как основные валентные состояния, способность отдавать или принимать электроны, проявление металлических свойств, способность к комплексообразованию и др. Для описания свойств отдельных элементов или их групп очень важно знать, к какому электронному семейству (s, p, d или f) относится элемент.

Контрольные вопросы:

1. Современная формулировка Периодического закона.
2. Дать характеристику двум диагоналям:
Al-Ge-Sb и Zn-Ln-Pb.
3. Почему так похожи свойства лантана и лантаноидов, актиния и актиноидов?
4. Дать характеристику химического элемента по таблице:
 - 4.1 Li, Al, P
 - 4.2 Na, Be, Cl
 - 4.3 K, Ti, F
 - 4.4 Rb, Zn, Br

- 4.5 Ag, Mg, O
- 4.6 Cs, Ca, C
- 4.7 Fr, Sn, N
- 4.8 Hg, Sr, N
- 4.9 Cu, Fe, I
- 4.10 Ni, Mn, B
- 4.11 Mo, Au, P
- 4.12 Fe, Ag, C
- 4.13 Co, Al, S
- 4.14 Ni, Zn, Cl
- 4.15 Pt, Ca, O
- 4.16 Cd, Pb, H

Лабораторная работа № 2 **«Основные классы неорганических соединений»**

Цель работы

Ознакомление с важнейшими классами неорганических соединений: оксидами, основаниями, кислотами и солями; способами их получения и свойствами.

Вспомните, на какие основные классы делятся неорганические вещества в зависимости от состава. Простые вещества состоят из атомов одного элемента; сложные – из атомов двух или более элементов. Изучите химические свойства простых веществ (металлов, неметаллов, амфотерных простых веществ, благородных газов), а также строение и свойства сложных веществ (оксидов, оснований, кислот, солей). Научитесь различать основные, кислотные, амфотерные оксиды, несолеобразующие оксиды. Изучите свойства оснований, кислот, амфотерных гидроксидов. Разберитесь со строением и свойствами солей (средних, кислых, основных, двойных).

Вопросы для подготовки к лабораторной работе:

1. Какие бинарные соединения называются оксидами? Какими способами можно получить оксиды? Приведите примеры реакций.
2. Какие вещества называются кислотами? Приведите примеры реакций получения кислот.
3. Чем определяется основность кислот? Приведите примеры кислот различной основности.
4. Какие вещества называются основаниями? Приведите примеры реакций получения оснований.
5. Чем определяется кислотность оснований? Приведите примеры оснований различной кислотности.
6. Какие химические соединения относятся к классу солей? Приведите

примеры солей различных типов и способов их получения.

Контрольные вопросы и задачи:

1. Через какой промежуточный продукт, легко разлагающийся при нагревании, можно получить оксид металла из его соли? Покажите на примерах: а) $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$; б) $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO}$; в) $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

2. Возможно ли взаимодействие между оксидами:

а) Li_2O и SO_3 ; г) BaO и MgO ;

б) Na_2O и BeO ; д) N_2O_5 и ZnO ?

в) Al_2O_3 и K_2O ;

3. Анализом установлено, что в образце оксида бария массовая доля примеси сульфата бария составляет 10 %. Как был проведен анализ, и какой объем раствора нужного реагента концентрации 2 моль/л был затрачен на обработку навески массой 5 г? (*Ответ:* 30 мл реагента.)

4. С какими из перечисленных веществ взаимодействует соляная кислота: MgO ; AgNO_3 ; SO_3 ; CuSO_4 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; Cu ; Fe ; KOH ?

5. Какие свойства гидроксидов NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$ могут быть использованы для их разделения из твердой смеси?

6. Найдите массовую долю гидроксида натрия, превратившегося в карбонат за счет поглощения углекислого газа из воздуха, если масса гидроксида возросла с 200 г до 232,5 г. Чему равен объем поглощенного при этом CO_2 (условия нормальные). (*Ответ:* 50 %, 28 л.)

7. Какими способами можно получить из данной соли другую соль с тем же катионом или тем же анионом:

а) $\text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}$ б) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$

в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$ г) $\text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{BaCrO}_4$?

8. При помощи каких реакций можно осуществить следующие переходы:

а) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{FeOH}\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$

б) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}$

9. Какой объем CO_2 (условия нормальные) потребуется для растворения 1,0 г свежесажженного CaCO_3 ? Какие процессы произойдут в растворе:

а) при кипячении,

б) добавлении щелочи,

в) при добавлении соляной кислоты? (*Ответ:* 0,224 л.)

10. К какому классу относится каждое из следующих соединений: Cs_2O ; $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$; H_4SiO_4 ; NO_2 ; $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$?

Лабораторная работа № 3

«Химическая связь и строение молекул»

Цель работы

Знакомство с химической связью и строением молекул. Типы химических

связей: ковалентная, ионная, металлическая и водородная.

Метод валентных связей (ВС). Разберитесь, как тип химической связи отражается на строении молекул, почему существуют молекулы с линейным строением, плоскостным, тетраэдрическим. Изучите типы и свойства химической связи: внутримолекулярной и межмолекулярной. Ионная связь, возникающая за счет электростатического взаимодействия заряженных частиц, рассматривается как предельный случай ковалентной полярной связи. Понятие металлической связи отражает специфику объекта-металла. Особенностью водородной и Ван-дер-Ваальсовой связи является то, что в отличие от перечисленных видов связи, она осуществляется между молекулами, это вид межмолекулярного взаимодействия. Обратите внимание на влияние водородной связи на свойства вещества. Нужно уметь приводить примеры веществ с тем или иным типом связи

Контрольные вопросы и задачи:

1. Укажите типы химической связи в молекулах H_2 , Cl_2 , HBr , KCl , $CaCl_2$, NH_3 .
2. Молекулы каких веществ полярны: CH_4 , F_2 , KJ , H_2O , Br_2 , SO_2 ? Используя таблицу электроотрицательностей, укажите, к какому из атомов смещена электронная пара.
3. На основании сравнения величин электроотрицательности для р-элементов проследите, как изменяется полярность связи в молекулах: NH_3 , PH_3 , AsH_3 .
4. Что такое донорно-акцепторная связь? Укажите, между какими атомами проявляется этот тип связи в соединениях $[Zn(NH_3)_2]Cl_2$ и $K_4[Fe(CN)_6]$. Какой атом или ион является донором, и какой – акцептором электронов?
5. Приведите схему образования молекулы N_2 с учетом перекрывания электронных облаков соединяющихся атомов. Что такое σ - и π -связь? Сколько σ - и π -связей в молекуле азота?
6. Приведите примеры соединений с ковалентной (полярной и неполярной) связью, с ионной и донорно-акцепторной связью. Какие свойства ковалентной связи отличают ее от ионной?
7. Распределите вещества по возрастанию полярности их молекул: HJ , HF , HBr , HCl . Как меняются в полученном вами ряду кислотноосновные свойства? Почему?
8. Какой характер имеют связи в молекулах NCI_3 , CS_2 , PCl_5 , OF_2 , CO_2 ? Используя значения электроотрицательностей, укажите для каждого соединения направление смещения общей электронной пары.
9. Молекула воды и молекула диоксида углерода содержат по две полярные связи. Почему молекула H_2O полярна, а CO – неполярна?
10. Используя таблицу электроотрицательностей, укажите направления смещения общей электронной пары для следующих полярных связей: $H - F$, $C = O$, $C - F$, $B - F$, $S = O$. Какие механизмы образования ковалентных связей Вы знаете? Приведите примеры.

11. Укажите тип гибридизации атомных орбиталей в молекулах SiH₄ и BF₃. Полярны ли эти молекулы? Как они построены? Приведите рисунок.

12. Какой тип гибридизации атомных орбиталей осуществляется в молекулах NH₃ и BeCl₂. Как построены эти молекулы? Обоснуйте ответ.

13. Что такое дипольный момент, и в каких единицах он измеряется? Как построены молекулы CO₂ и SO₂, если дипольный момент первой молекулы равен 0, а второй – 1,6 Д?

14. Что такое относительная электроотрицательность (ЭО)? От чего зависит и как изменяется в пределах одной подгруппы ЭО? Как с помощью значений ЭО можно оценить полярность связей?

15. Какой тип гибридизации атомных орбиталей осуществляется в молекулах SiF₄ и BeCl₂? Как построены эти молекулы, полярны ли они?

Лабораторная работа № 4

«Установление характера и расчеты тепловых эффектов различных реакций»

Цель работы

Знакомство с основными термодинамическими функциями состояния системы, основными началами термодинамики, с термодинамическими расчетами.

Контрольные вопросы и задачи:

1. Какие из следующих термодинамических функций относятся к функциям состояния системы: теплота, энтальпия, энтропия, работа расширения газа, свободная энергия Гиббса?

2. Какой смысл имеют знаки «плюс» или «минус» перед термодинамическими функциями: энтальпией, теплотой, работой, энтропией?

3. Опишите способ определения стандартной энтальпии нейтрализации сильной кислоты сильным основанием. Объясните, почему результаты нейтрализации гидроксида натрия азотной, хлороводородной и серной кислотами одинаковы, но отличаются от результатов нейтрализации уксусной кислотой?

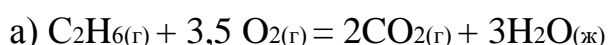
4. Сформулируйте первый закон термодинамики. Изменение теплоты реакции можно выразить через величины ΔH и ΔU. В чем различие между ними? Напишите уравнение связи ΔH и ΔU.

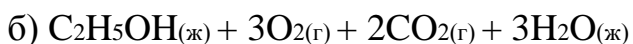
5. Величину ΔH или ΔU целесообразнее использовать при изучении химических реакций. Почему?

6. Сформулируйте закон Гесса, следствие из закона Гесса.

7. При образовании 1 моля газообразного HF выделилось 270,7 кДж теплоты. Чему равна стандартная энтальпия образования фтороводорода?

8. Вычислите изменение стандартной энтальпии при 298 К следующих реакций:





9. В смеси, состоящей из 22,4 л фтора и 44,8 л водорода, произошла реакция. Определите изменение стандартной энтальпии реакции.

10. Найдите знак изменения энтропии в следующих процессах:

а) сгорание водорода;

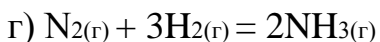
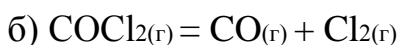
б) конденсация водяного пара;

в) разложение воды на водород и кислород;

г) испарение ацетона;

д) замерзание воды;

е) растворение хлорида калия в воде; и знак изменения энтропии в следующих реакциях:



11. Растворение гидроксида натрия в воде сопровождается увеличением температуры, при растворении же нитрата аммония температура уменьшается. В чем дело?

12. Для каких условий справедливо соотношение $\Delta H = T \cdot \Delta S$? При каких условиях это не так?

13. Вычислите стандартную энтропию испарения воды при условии, что $\Delta H_{исп.} = 41,0$ кДж/моль.

14. Возможна ли при комнатной температуре (298 К) реакция $H_{2(г)} + Cl_{2(г)} = 2HCl_{(г)}$, если $\Delta H_{х.р} = -185$ кДж/моль и $\Delta S_{х.р} = 20$ Дж/(моль·К).

15. Вычислите величину изменения стандартной энергии Гиббса и определите возможность протекания реакции $Fe_2O_{3(тв)} + H_{2(г)} = 2Fe_{(тв)} + 3H_2O_{(г)}$ при температурах 300 и 800 К.

16. Изменением какой термодинамической функции определяется возможность самопроизвольного протекания процесса: а) при постоянном давлении и температуре; б) в изолированной системе?

17. Сформулируйте условия самопроизвольного протекания реакций, сопровождающихся: а) увеличением энтропии и энтальпии; б) уменьшением энтальпии и энтропии; в) увеличением энтропии и уменьшением энтальпии; г) уменьшением энтропии и увеличением энтальпии.

Лабораторная работа № 5

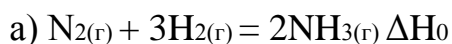
«Влияние различных факторов на скорость реакций»

Цель работы

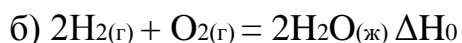
Знакомство с закономерностями протекания химических реакций, факторами, влияющими на скорость реакции и на химическое равновесие.

Контрольные вопросы и задачи:

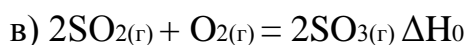
1. Объясните, что означают термины: скорость реакции, константа скорости.
2. В каких единицах измеряется скорость химической реакции?
3. Сформулируйте определение обратимой и необратимой реакции.
4. Какую зависимость выражает закон действия масс. Напишите уравнение скорости для реакций $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{HCl}(\text{г})$ $\text{C}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г})$
5. Как зависит скорость реакции от температуры? Что называется энергией активации? Что такое активные молекулы?
6. От каких факторов зависит скорость гомогенной реакции? Гетерогенной? Приведите примеры.
7. Какие вещества называются катализаторами? Каков механизм ускоряющего действия катализатора?
8. Что называется химическим равновесием? Почему оно называется динамическим? Какие концентрации реагирующих веществ называют равновесными?
9. Что называют константой химического равновесия? Зависит ли она от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, давления? Каковы особенности математической записи для константы равновесия в гетерогенных системах?
10. Напишите математические формулы для расчета скорости реакций, протекающих между: а) водородом и кислородом; б) оксидом азота (II) и кислородом; в) диоксидом углерода и раскаленным углем; г) азотом и водородом с образованием аммиака. Как изменятся скорости реакций при увеличении в два раза концентрации обеих веществ?
11. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры на 50 градусов, если температурный коэффициент равен 3?
12. Напишите уравнение констант равновесия следующих реакций, учитывая агрегатное состояние веществ:
 - а) $2\text{KCl}_{(\text{водн})} + \text{Na}_2\text{SO}_4_{(\text{водн})} = 2\text{NaCl}_{(\text{водн})} + \text{K}_2\text{SO}_4_{(\text{водн})}$
 - б) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$
 - в) $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$
 - г) $\text{C}(\text{т}) + 2\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г})$
 - д) $\text{CaCO}_3(\text{т}) = \text{CaO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г})$
 В каком направлении будет смещаться равновесие при повышении давления?
13. В каком направлении будет смещаться равновесие при повышении температуры и давления для следующих реакций:



$x.p < 0$;



$x.p < 0$;



$x.p > 0$;



$x.p < 0$.

Лабораторная работа № 6

«Растворы. Классификация. Приготовление растворов»

Цель работы.

Приобрести навыки расчета и приготовления растворов с заданной концентрацией. Познакомится с одним из методов объемного анализа - методом титрования.

Изучение темы следует начать с определения раствора (однородная система переменного состава, в простейшем случае состоящая из растворителя и растворенного вещества и продуктов их взаимодействия) и способов выражения его концентрации (массовая доля, молярная доля, молярная концентрация – молярность, молярная концентрация эквивалентов вещества – нормальность, моляльность, титр).

Контрольные вопросы и задачи:

1. Что такое раствор? Какими способами можно выразить содержание растворенного вещества в растворе?
2. Дайте определение величин, характеризующих состав раствора, которые имеют наибольшее применение.
3. В 300 г воды растворили 30 г хлорида натрия. Определите массовую долю соли в полученном растворе.
4. Определите молярную концентрацию раствора хлорида аммония, содержащего 40 г соли в 500 мл раствора.
5. Какая масса фосфорной кислоты содержится в растворе объемом, равным 0,3 л, если его молярная концентрация эквивалента равна 0,5 моль/л?
6. После упаривания раствора гидроксида натрия с массовой долей 10 % ($\rho = 1,115$ г/мл) и объемом, равным 6 л, масса раствора стала равной 1420 г. Вычислите массовую долю щелочи в полученном растворе.
7. В 250 мл раствора содержится 7,5 г сульфата алюминия. Чему равна молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента данного раствора?
8. Чему равна моляльность раствора, приготовленного из глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) массой 9 г и воды объемом, равным 500 мл?
9. Рассчитайте титр раствора соляной кислоты: а) с молярной концентрацией, равной 0,05 моль/л; б) с массовой долей 2 % и плотностью, равной 1,008 г/мл.
10. Сколько мл раствора серной кислоты с массовой долей, равной 94 % ($\rho = 1,84$ г/мл), потребуется для приготовления 3 л раствора этой же кислоты с

массовой долей, равной 40 %, и плотностью 1,31 г/мл?

11. Какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей, равной 20 % ($\rho = 1,10$ г/мл), потребуется для приготовления 800 мл раствора этой кислоты с молярной концентрацией 0,5 моль/л?

12. Дан раствор фосфорной кислоты с массовой долей 40 % ($\rho = 1,25$ г/мл). Определите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, молярность и титр данного раствора кислоты.

13. Смешали 300 г раствора серной кислоты с массовой долей, равной 40 %, и 250 мл 10 % раствора этой же кислоты ($\rho = 1,07$ г/мл). Определите массовую долю кислоты в полученном растворе.

14. Вычислите, какая масса гидроксида калия потребуется для нейтрализации 0,5 л раствора азотной кислоты с массовой долей 40 % ($\rho = 1,25$ г/мл)?

15. На нейтрализацию раствора щелочи объемом, равным 60 мл, израсходовано 35 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л. Вычислите молярную концентрацию эквивалента щелочи.

16. К 1 л соляной кислоты с массовой долей 30 % ($\rho = 1,15$ г/мл) прибавили 2 л воды. Найдите массовую долю кислоты в полученном растворе.

17. Для растворения гидроксида железа(III) потребовалось 0,3 л раствора азотной кислоты с массовой долей 30 % ($\rho = 1,18$ г/мл). Какая масса исходного гидроксида железа(III) была растворена данной кислотой?

18. Рассчитайте, какой объем диоксида углерода (н.у.) можно получить при действии на раствор карбоната натрия 100 мл серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,6 моль/л?

19. К 200 мл раствора хлорида бария с массовой долей 20 % ($\rho = 1,203$ г/мл) прибавили избыток раствора сульфата калия. Вычислите массу образовавшегося осадка.

20. Каким объемом раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,25 моль/л можно нейтрализовать: а) 111 г гидроксида кальция; б) 250 мл раствора гидроксида бария с молярной концентрацией 0,5 моль/л?

Лабораторная работа № 7

«Электролитическая диссоциация. Определение водородного показателя природных и сточных вод»

Цель работы

Изучение процессов, протекающих в электролитах; электролитическая диссоциация, степень и константа диссоциации, ионообменные реакции, электрическая проводимость, произведение растворимости. Цель работы-приобрести навыки составления молекулярных и ионных уравнений реакций, протекающих в растворах электролитов. Научиться определять направление протекания ионных реакций.

Рассматривая растворы электролитов, обратите внимание на то, чем определяется сила электролита (степень диссоциации). При написании

уравнений реакций в ионно-молекулярном виде следует помнить, что вещества, выпадающие в осадок, выделяющиеся в виде газов, и слабые электролиты записываются в молекулярном виде. Следует знать, что к слабым электролитам применим закон действия масс. Диссоциация слабых электролитов обратима, и поэтому её можно описать, используя понятие константы равновесия, которую в данном случае называют константой электролитической диссоциации. Константа диссоциации слабого электролита связана со степенью его диссоциации законом разбавления Оствальда.

Ознакомьтесь с константой диссоциации воды и ее ионным произведением. Следует иметь ясное представление о величинах ионного произведения воды; водородного (рН) и гидроксильного (рОН) показателей, которые характеризуют степень кислотности и щелочности растворов. Величина рН играет большую роль в протекании многих технологических процессов. В зависимости от рН среды изменяют свой цвет индикаторы. Запомните примеры кислотно-основных индикаторов. Изучите гетерогенные равновесия, правила образования и растворения осадков

Контрольные вопросы и задачи:

1. Что называют электролитической диссоциацией?
2. Какие реакции называются ионно-обменными?
3. Как рассчитать степень диссоциации электролита?
4. Чем отличаются сильные и слабые электролиты? Приведите примеры электролитов сильных, слабых и средней силы.
5. В каком случае обменные реакции протекают до конца? Приведите примеры.
6. Какие из приведенных пар веществ реагируют между собой в растворе практически до конца? Составьте уравнения реакций в молекулярной, полной ионной (ионно-молекулярной) и сокращенной ионной формах.
7. Завершите приведенные ниже ионные уравнения. Приведите примеры двух уравнений в молекулярной форме, соответствующих этому ионному уравнению:
 - а) ион водорода + гидроксид-ион...;
 - б) карбонат-ион + ион водорода ...;
 - в) ион серебра + гидроксид-ион
8. Каким молекулярным и ионно-молекулярным уравнениям соответствуют следующие сокращенные ионные уравнения?
 - ж) $Zn^{2+} + OH^- \rightarrow ZnOH^+ + H^+$;
9. Какие из приведенных ниже веществ реагируют практически до конца:
 - а) соляная кислота и нитрат серебра; б) серная кислота и хлорид натрия;

в) сульфат натрия и гидроксид бария; г) азотная кислота и гидроксид калия; д) хлорид натрия и гидроксид калия? Ответ обоснуйте.

10. Закончите уравнения реакций. Запишите для каждой реакции ионное уравнение.

11. Могут ли в растворе одновременно находиться следующие пары веществ:

а) NaOH и P₂O₅, б) Ba(OH)₂ и CO₂, в) KOH и NaOH, г) NaHSO₄ и BaCl₂, д) HCl и Al(NO₃)₃? Ответ поясните.

12. Меняется ли концентрация ионов Ba²⁺ в насыщенном растворе при добавлении в него сухого Na₂SO₄ (температура постоянна)?

13. Какое из веществ: Al(OH)₃; H₂SO₄; Ba(OH)₂ – будет взаимодействовать с гидроксидом калия? Выразите эти реакции молекулярными и ионными уравнениями.

14. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются сокращенными ионными уравнениями:



15. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакции взаимодействия в растворах между:

16. Какое из веществ: KHCO₃, CH₃COOH, NiSO₄, Na₂S – взаимодействует с раствором серной кислоты? Запишите молекулярные и ионные уравнения этих реакций.

17. Предложите несколько реагентов для полного осаждения всех ионов бария в растворе хлорида бария. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Лабораторная работа № 8

«Окислительно-восстановительные реакции и их использование в химическом анализе»

Цель работы

Ознакомиться с процессами окисления, восстановления атомов в химических реакциях, понятием степени окисления атомов в соединениях, научиться составлять электронный баланс и подбирать коэффициенты в сложных уравнениях окислительно-восстановительных реакций.

Приступая к изучению этой темы, следует вспомнить понятия «степень окисления» и «валентность». Степенью окисления называют условный заряд атома в молекуле, вычисляемый исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов. Под валентностью понимают число химических связей, которыми данный атом соединен с другими атомами.

Валентность и степень окисления различаются. Так, в молекуле Cl₂ оба атома хлора одновалентны, а степень окисления их равна нулю; в ионе аммония

NH_4 + валентность азота равна четырем, а степень окисления азота равна -3. Необходимо безошибочно определять степень окисления любого атома в молекуле.

Окислительно-восстановительными реакциями называются реакции, в ходе которых изменяется степень окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Окислительно-восстановительная реакция представляет собой единство двух процессов: окисления (повышения степени окисления) и восстановления (понижения степени окисления). Следует помнить, что атомы, находящиеся в низшей степени окисления, проявляют себя в реакции как восстановители (например, сера в H_2S -2, азот в N -3 H_3 , хлор в HCl -); в высшей степени окисления – как окислители (атом серы в составе $\text{H}_2\text{S} + 6\text{O}_4$, азота в $\text{HN} + 5\text{O}_3$, хлора в $\text{HCl} + 7\text{O}_4$); в промежуточной степени окисления могут быть и окислителями, и восстановителями (сера в составе $\text{H}_2\text{S} + 4\text{O}_3$, азот в $\text{HN} + 3\text{O}_2$, хлор в $\text{HCl} + 1\text{O}$, $\text{HCl} + 3\text{O}_2$, Cl_2 0). Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций применяют метод электронного баланса (для газов и твердых веществ) или метод электронно-ионного баланса (для растворов).

Окислительный (восстановительный) эквивалент вещества – это часть моля, отвечающая одному присоединенному (отданному) каждой молекулой электрону. При определении эквивалентной массы окислителя (восстановителя) следует его молярную массу разделить на число принятых (отданных) в результате реакции электронов.

Изучая эту тему, следует разобраться, от каких факторов зависит направление окислительно-восстановительных реакций. Что такое стандартные потенциалы окислителей и восстановителей? Научитесь пользоваться таблицей окислительно-восстановительных потенциалов для решения вопроса о возможности протекания окислительно-восстановительной реакции.

Контрольные вопросы и задачи:

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Что называется степенью окисления, как она определяется у элементов в сложных соединениях?
3. В чем заключается сущность процессов окисления и восстановления?
4. Какие простые вещества элементов периодической системы Д.И. Менделеева обладают наиболее сильными окислительными и восстановительными свойствами?
5. Назовите часто применяемые окислители и восстановители.
6. Какие из приведенных ниже уравнений являются окислительно-восстановительными? Укажите в них окислитель и восстановитель. Ответ мотивируйте:

- а) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 б) $2\text{NaBr} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 в) $\text{PBr}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{HBr} + \text{H}_3\text{PO}_3$
 г) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$
 д) $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$
 е) $\text{Mn(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 ж) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

7. Пользуясь периодической системой Д.И. Менделеева, укажите, как будут изменяться восстановительные свойства атомов в группе галогенов и в группе щелочноземельных металлов.

8. Между какими из элементов Fe, S, Br, Na, Cs, I, Se, Ra могут протекать окислительно-восстановительные процессы? Напишите схему этих процессов.

9. Окисление или восстановление происходит при переходах:

- а) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}_2$ для азота;
 б) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{CrSO}_4$ для хрома;
 в) $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4$ для марганца;
 г) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4$ для марганца?

10. Подберите коэффициенты для следующих окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса и укажите окислители и восстановители:

- а) $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 б) $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
 в) $\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Ag} + \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 г) $\text{Na}_2\text{MoO}_4 + \text{HCl} + \text{Al} \rightarrow \text{MoCl}_2 + \text{AlCl}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 д) $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 е) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{Fe} + \text{ZnSO}_4$
 ж) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 з) $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Лабораторная работа № 9 **«Коррозия металлов. Защита от коррозии»**

Цель работы

Ознакомление с процессами химической и электрохимической коррозии, протекающими в различных средах, и некоторыми методами борьбы с коррозией.

Контрольные вопросы и задачи:

1. Что такое коррозия металлов? Классифицировать коррозию по механизмам ее протекания.
2. Охарактеризуйте сущность электрохимической коррозии.

3. Что такое гальванические микроэлементы? Какие процессы протекают по анодному и катодному механизмам при коррозии в кислой и нейтральной средах.

4. Что такое кислородная и водородная деполяризация?

5. От каких факторов зависит скорость коррозии?

6. Почему в железной бочке можно хранить сильно концентрированную и нельзя хранить разбавленную серную кислоту?

7. Если на стальной предмет нанести каплю воды, то коррозии подвергается средняя, а не внешняя часть смоченного металла. После высыхания капли в ее центре появляется пятно ржавчины. Чем это можно объяснить? Какой участок металла, находящийся под каплей воды, является анодным и какой – катодным? Составьте уравнения соответствующих процессов.

8. Перечислите известные методы защиты металлов от коррозии. Чем следует руководствоваться при их выборе?

9. В чем заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите пример протекторной защиты железа в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте уравнения анодного и катодного процессов.

10. Напишите уравнения электродных реакций, протекающих при катодной защите стальных труб.

Лабораторная работа № 10

«Качественное определение ионов жесткости и устранение жесткости воды»

Цель работы

Изучить методику расчета и определения pH растворов.

Контрольные вопросы:

1. Что называют ионным произведением воды?
2. Как можно рассчитать коэффициенты активности ионов?
4. От каких параметров зависит константа диссоциации?
5. Какие растворы называют нейтральными, кислыми, щелочными?
6. В каких пределах изменяется водородный показатель?
7. Рассчитайте ионную силу раствора и активности ионов в 0,08 М растворе $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
8. Рассчитайте активности и коэффициенты активности ионов в растворе, полученном смешением 1 л 0,05 М раствора CuSO_4 и 1 л 0,01 М раствора
9. Рассчитайте активности ионов в 0,02 М растворе NaCl .
10. Рассчитайте pH 0,01 М раствора HNO_3 .
11. Рассчитайте концентрацию ионов OH^- в 0,05 М растворе NH_4OH .

12. Чему равна концентрация раствора уксусной кислоты CH_3COOH , pH которого равен 5,2?

13. Определите pH раствора, в 1 л которого содержится 0,1 г NaOH.

14. Рассчитайте pH: а) 0,01 М раствора хлорной кислоты HClO_4 ;

б) 0,001 М раствора бромоводородной кислоты HBr ; в) 0,01 М раствора гидроксида калия KOH .

15. Рассчитайте pH: а) 0,004 М раствора гидроксида аммония NH_4OH , если степень его диссоциации равна 0,08; б) 0,0001 М раствора фтористоводородной кислоты HF , если константа диссоциации равна $3,53 \cdot 10^{-4}$.

4 Методические рекомендации по выполнению контрольных работ

Контрольная работа выполняется по вариантам. На бланке указывается курс, группа, ФИО обучающегося. Вопросы строятся на основе тестовых заданий. В тестовых заданиях, выбирается правильный(ые) ответ(ы).

Проверка контрольной работы позволяет выявить и исправить допущенные обучающимися ошибки, указать, какие вопросы дисциплины ими недостаточно усвоены и требуют доработки. Обучающийся должен внимательно ознакомиться с письменными замечаниями преподавателя и приступить к их исправлению, для чего еще раз повторить соответствующий материал.

Тестовые задания по дисциплине «Химия»

Указания: Все задания имеют по четыре варианта ответа, из которых правильный только один.

Часть А.

A1. Эти естественные науки изучают строение вещества:

- 1) химия и физика;
- 2) физика и география;
- 3) география и биология;
- 4) биология и химия.

A2. Химия – это наука о превращениях:

- 1) одних химических элементов в другие;
- 2) твердых веществ в жидкости, а жидкостей в газы;
- 3) одних изотопов в другие;
- 4) одних веществ в другие.

A3. Изучая растворы солей, щелочей и кислот, С.А.Аррениус предположил распад этих веществ на ионы в водных растворах. В результате доказательства предположения появилась ... электролитической диссоциации (определить пропущенное слово).

- 1) Проблема;

- 2) гипотеза;
- 3) теория;
- 4) противоречие.

A4. Хозяйкам известно, что белье можно сушить на морозе. В процессе, благодаря которому возможна сушка белья, вода находится в агрегатных состояниях:

- 1) твердом и газообразном;
- 2) твердом и жидком;
- 3) жидком и газообразном;
- 4) только в твердом.

A5. Пища является источником энергии и строительным материалом для живых существ. Энергия выделяется в результате ... процесса.

- 1) Химического;
- 2) физического;
- 3) биологического;
- 4) физико-химического.

A6. Химики используют различные методы разделения смесей. Для разделения двух смешивающихся жидкостей подходит:

- 1) фильтрование;
- 2) дистилляция;
- 3) выпаривание;
- 4) центрифугирование.

A7. Одним из признаков чистоты вещества является плавление его в одной точке (строго при одной температуре). Если вещество постепенно переходит из твердого состояния в жидкое, сначала просто размягчаясь, а затем постепенно плавясь, то его, по всей видимости, следует отнести к веществам:

- 1) кристаллическим;
- 2) амфотерным;
- 3) аморфным;
- 4) анизотропным.

A8. Выпадение росы происходит в результате процесса:

- 1) испарения;
- 2) сублимации;
- 3) конденсации;
- 4) парообразования.

A9. Агрегатное состояние вещества, при котором легко изменить его форму, но трудно объем, называется:

- 1) твердым;
- 2) жидким;
- 3) газообразным;
- 4) кристаллическим.

A10. Кристаллическая решетка определяет в значительной степени свойства вещества. Так, вещества с молекулярной кристаллической решеткой бывают летучи и нередко имеют запах. Вещества с атомной решеткой обычно имеют высокую твердость. Растворы и расплавы веществ с ионной решеткой

электропроводны. Вещества с металлической решеткой имеют высокую электро- и теплопроводность. Определите вещество с ионной кристаллической решеткой:

- 1) алюминий;
- 2) поваренная соль;
- 3) алмаз;
- 4) сероводород.

A11. Смеси разделяются на гомогенные и гетерогенные. Гетерогенная смесь содержит вещества в разных агрегатных состояниях либо несмешивающиеся жидкости или твердые вещества. Гомогенная смесь – это однородная смесь, она не имеет границы разделения фаз. Примером гомогенной смеси является:

- 1) кефир;
- 2) стиральный порошок;
- 3) молоко;
- 4) формалин.

A12. В чем отличие смеси от индивидуального вещества?

- 1) Состоит из атомов;
- 2) состоит из молекул;
- 3) состоит из ионов;
- 4) обычно обладает переменным составом.

A13. Под химической реакцией, как известно, понимается превращение одних веществ в другие. Какой процесс не является химической реакцией?

- 1) Образование пара;
- 2) горение газа;
- 3) варка яиц;
- 4) полимеризация.

A14. В процессе фотосинтеза растения поглощают углекислый газ и выделяют кислород. Фотосинтез – это энергозатратный процесс. Отсутствие какого фактора не снижает скорость реакции фотосинтеза?

- 1) Ветра;
- 2) воды;
- 3) солнечного света;
- 4) питательных веществ.

A15. В четыре пробирки, наполненные газами, учитель поочередно вносит тлеющую лучинку. При внесении в одну из пробирок происходит характерный хлопок. В этой пробирке находился газ:

- 1) водород;
- 2) кислород;
- 3) азот;
- 4) хлор.

A16. Углекислый газ пропустили в четыре пробирки, наполненные растворами веществ. В одной из пробирок наблюдали помутнение раствора. Это был раствор:

- 1) гидроксида лития;
- 2) гидроксида калия;

- 3) гидроксида натрия;
- 4) гидроксида бария.

A17. Образование синего цвета при нанесении спиртового раствора йода на кусок колбасы может свидетельствовать о наличии в его составе:

- 1) мяса;
- 2) жира;
- 3) крахмала;
- 4) клетчатки.

A18. При нагревании сахара сначала происходит его плавление, а затем обугливание. Описанные процессы соответственно можно отнести к:

- 1) физическому, физическому;
- 2) физическому, химическому;
- 3) химическому, физическому;
- 4) химическому, химическому.

A19. При помещении куска резины в жидкий азот резина становится хрупкой, как стекло. При ударе по ней молоточком она рассыпается на мелкие осколки. В первом и втором предложении описаны процессы, соответственно:

- 1) физический, физический;
- 2) физический, химический;
- 3) химический, физический;
- 4) химический, химический.

A20. Часто говорят, что вода – идеальный растворитель. Но далеко не все вещества хорошо растворимы в воде. Нерастворимое в воде вещество – это:

- 1) стиральный порошок;
- 2) растительное масло;
- 3) поваренная соль;
- 4) спирт.

A21. Какая молекула состоит из двух атомов азота и пяти атомов кислорода?

- 1) NO₂;
- 2) N₂O₅;
- 3) NO;
- 4) N₂O₃.

A22. Для нахождения относительной молекулярной массы вещества необходимо просуммировать массы всех атомов, входящих в состав молекулы. Например, $M_r(\text{Na}_2\text{O}) = 2 \times 23 + 16 = 62$.

Чему равна относительная молекулярная масса азотной кислоты HNO₃?

- 1) 72;
- 2) 82;
- 3) 63;
- 4) 47.

A23. Массовой долей элемента называется отношение массы этого элемента к массе всего вещества. Полученную величину (доля от единицы) часто выражают в процентах:

$$\omega = \frac{m(\text{эл.})}{m(\text{в-ва})} \cdot 100(\%).$$

Чему равна массовая доля (в %) серы в оксиде серы(VI) SO₃?

- 1) 25;
- 2) 40;
- 3) 50;
- 4) 75.

A24. Зная массовую долю элемента в веществе, можно всегда найти его массу:

$$m(\text{эл.}) = \frac{\omega(\%) \cdot m(\text{в-ва})}{100(\%)}$$

Какую максимальную массу (в кг) меди можно выделить из 20 кг оксида меди (CuO)?

1) 20; 2) 8; 3) 16; 4) 12.

A25. Моль – это количество вещества, содержащее $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных фрагментов вещества (число Авогадро). Для расчета количества вещества нужно число структурных единиц в его порции разделить на число Авогадро:

$$v = \frac{N}{N_A}$$

Рассчитайте количество моль в порции кислорода O_2 , содержащей $1,505 \cdot 10^{24}$ молекул.

1) 1,25; 2) 2,5; 3) 5; 4) 7,5.

A26. Количество вещества можно рассчитать по его известной массе. Для этого массу вещества нужно разделить на его молярную массу:

$$v = \frac{m}{M}$$

Рассчитайте количество вещества (в моль) сахара в столовой ложке, содержащей 34,2 г. Формула сахарозы – $C_{12}H_{22}O_{11}$.

1) 10; 2) 0,1; 3) 0,5; 4) 7.

A27. Установлено, что 1 моль идеального газа при температуре $0^\circ C$ и давлении 1 атм. (н.у.) занимает объем 22,4 л. Для расчета количества вещества по известному объему газа надо объем этого газа разделить на молярный объем (22,4 л):

$$v = \frac{V}{V_M}$$

Рассчитайте количество вещества молекулярного азота (N_2), если его объем равен 5,6 л (н.у.).

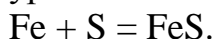
1) 0,125; 2) 0,25; 3) 0,5; 4) 0,75.

A28. Мы редко имеем дело с чистыми веществами. Большинство окружающих нас веществ либо применяется в смесях, либо содержит примеси. Рассчитайте массу (в г) чистого вещества серной кислоты в 75 г ее 5%-го раствора, используя формулу:

$$m(\text{в-ва}) = \frac{\omega(\%) \cdot m(\text{смеси})}{100(\%)}$$

1) 1,25; 2) 2,5; 3) 3,75; 4) 5.

A29. Железо при нагревании реагирует с серой согласно следующему уравнению:



Рассчитайте массу (в г) железа, необходимую для получения 22 г сульфида железа FeS.

1) 16; 2) 20; 3) 13; 4) 14.

A30. В хирургической практике для ингаляционного наркоза иногда применяют гемииоксид азота (закись азота). В результате восстановления 11,2 л гемииоксида азота водородом образовалось 11,2 л азота и 9 г воды. Определите формулу гемииоксида азота.

1) N_2O ; 2) NO ; 3) N_2O_3 ; 4) NO_2 .

Часть В.

В1. Установите соответствие между веществом и его агрегатным состоянием при обычных условиях.

Вещество	Агрегатное состояние
а) Озон;	1) Твердое;
б) оксид углерода(II);	2) жидкое;
в) ртуть;	3) газообразное.
г) бром.	

В2. Установите соответствие между веществом и его типом.

Вещество	Тип вещества
а) Бромная вода;	1) Индивидуальное
б) нашатырный спирт;	вещество;
в) водород;	2) смесь.
г) формалин.	

В3. Установите соответствие между формулой вещества и его молярной массой.

Формула веществ	Молярная масса
а	1) 98;
а) CaO ;	2) 56;
б) NH_3 ;	3) 115;
в) H_3PO_4 ;	4) 17;
г) $BaSO_4$.	5) 233.

В4. Установите соответствие между формулой вещества и его названием.

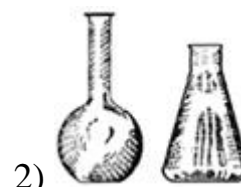
Молекулярная формула	Название вещества
а) I_2 ;	1) Бром;
б) PH_3 ;	2) фосфин;
в) FeS_2 ;	3) аммиак;
г) NH_3 .	4) йод;
	5) пирит.

В5. Установите соответствие между названием и рисунком химической посуды.

Химическая посуда Внешний вид

да

- а) Колбы;
 б) мерные цилиндры (мензурки);
 в) пробирки;
 г) фарфоровые чашки.



В6. Вещества, имеющие молекулярное строение, – это:

- 1) угарный газ;

- 2) алмаз;
- 3) белый фосфор;
- 4) чугун;
- 5) поваренная соль;
- 6) сахар.

В7. Процессы, которые можно отнести к химическим превращениям, – это:

- 1) конденсация воды;
- 2) скисание молока;
- 3) выцветание фотографии;
- 4) горение бумаги;
- 5) плавление серы;
- 6) деформация пружины.

В8. Масса или объем газа (н.у.), соответствующие 0,5 моль вещества, – это:

- 1) 22 г углекислого газа CO_2 ;
- 2) 15 г этана C_2H_6 ;
- 3) 32 г оксида серы(VI) SO_3 ;
- 4) 9 г воды H_2O ;
- 5) 50 г серной кислоты H_2SO_4 ;
- 6) 10 г аммиака NH_3 .

В9. В стиральные порошки для предотвращения слеживания обычно добавляют безводный сульфат натрия. Он поглощает воду, образуя кристаллогидрат согласно уравнению: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Рассчитайте, сколько граммов воды могут поглотить 710 г сульфата натрия? (Ответ округлите до целых.)

В10. Рассчитайте массовую долю (в %) сахара в чае, полученном при добавлении в стакан трех чайных ложек сахара (одна чайная ложка вмещает 10 г сахара). Масса воды в стакане составляла 220 г. (Ответ округлите до целых.)

5 Методические рекомендации по подготовке к зачету (экзамену)

Студенты сдают зачеты (экзамены) в конце теоретического обучения. К зачету (экзамену) допускается студент, выполнивший в полном объеме задания, предусмотренные в рабочей программе. В случае пропуска каких-либо видов учебных занятий по уважительным или неуважительным причинам студент самостоятельно выполняет и сдает на проверку в письменном виде общие или индивидуальные задания, определяемые преподавателем.

Зачет (экзамен) по теоретическому курсу проходит в устной или письменной форме (определяется преподавателем) на основе перечня вопросов, которые отражают содержание действующей рабочей программы учебной дисциплины.

Студентам рекомендуется:

- готовиться к зачету (экзамену) в группе (два-три человека);
- внимательно прочитать вопросы к зачету (экзамену);

– составить план ответа на каждый вопрос, выделив ключевые моменты материала;

– изучив несколько вопросов, обсудить их с однокурсниками.

Ответ должен быть аргументированным.

Результаты сдачи зачетов оцениваются отметкой «зачтено» или «не зачтено». Результаты сдачи экзаменов оцениваются отметкой «отлично», «хорошо», «удовлетворительно» или «неудовлетворительно».

Примерный перечень вопросов к экзамену по дисциплине «Химия»

1. Основные понятия и законы химии.
2. Современное учение о строении атома.
3. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Современная трактовка.
4. Основные классы неорганических соединений.
5. Химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей.
6. Основные типы и характеристики химической связи.
7. Гибридизация атомных орбиталей.
8. Энтальпия системы и ее изменения.
9. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса.
10. Энтропия и ее изменения. Энергия Гиббса.
11. Химическое равновесие. Условия его достижения.
12. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
13. Катализ и его закономерности.
14. Гомогенный катализ.
15. Гетерогенный катализ.
16. Скорость химических реакций.
17. Зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ.
18. Зависимость скорости реакции от температуры (правило Вант-Гоффа).
19. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ.
20. Тепловой эффект химических реакций.
21. Энергетика химических процессов.
22. Растворы. Определение и классификация.
23. Способы выражения состава (концентрации) растворов.
24. Основы физической теории растворов. Диффузия. Осмос.
25. Классификация дисперсных систем.
26. Коллоидные системы.
27. Теория электролитической диссоциации.
28. Водородный показатель среды рН.
29. Гидролиз солей.
30. Степень окисления. Правила определения степени окисления.
31. Управление процессом гидролиза.
32. Классификация окислительно-восстановительных реакций

33. Коррозия металлов, ее виды
34. Способы защиты металлов и сплавов от коррозии.
35. Жесткость воды и реакции солей жесткости в водных растворах

6 Перечень домашних заданий и других вопросов для самостоятельного изучения

Тема 1. Основные понятия и законы химии

Подготовка к аудиторным занятиям. Составление плана конспекта. Работа с основной и дополнительной литературой.

Решение задач:

1. На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла требуется 2,24 л водорода (н.у.). Вычислите эквивалентную массу оксида и эквивалентную массу металла. Чему равна атомная масса металла?

2. Сколько металла, эквивалентная масса которого 12,16 г/моль, взаимодействует с 310 см³ кислорода (н.у.)?

3. Вычислите эквиваленты и эквивалентные массы NaHSO₄, ZnOHNO₃, H₂SO₄, NaHCO₃, Fe(OH)₂Cl, Al(OH)₃, KAl(SO₄)₂ в реакциях, выраженных уравнениями: 1. NaHSO₄ + NaOH = Na₂SO₄ + H₂O 2. ZnOHNO₃ + HNO₃ = Zn(NO₃)₂ + H₂O 3. H₂SO₄ + NaOH = NaHSO₄ + H₂O 4. Fe(OH)₂Cl + 2HCl = FeCl₃ + 2H₂O 5. H₂SO₄ + 2KOH = K₂SO₄ + 2H₂O 6. Al(OH)₃ + 3HNO₃ = Al(NO₃)₃ + 3H₂O 7. KAl(SO₄)₂ + 2BaCl₂ = KCl + AlCl₃ + 2BaSO₄

Тема 2. Современное учение о строении атома

Подготовка к аудиторным занятиям. Составление плана конспекта. Работа с основной и дополнительной литературой

Тема 3. Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева.

Подготовка к аудиторным занятиям. Составление плана конспекта. Работа с основной и дополнительной литературой.

Решение задачи: Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 52 и 74.

Тема 4. Основные классы неорганических соединений

Подготовка к аудиторным занятиям. Составление плана конспекта. Работа с основной и дополнительной литературой. Подготовка к лабораторным работам.

Решение задач:

1. Напишите уравнения реакций получения всех теоретически возможных солей при взаимодействии H₂SO₄ и Mg(OH)₂. Назовите соли.

2. Переведите средние соли (фосфат натрия и хлорид железа (III)) в кислые или основные. Напишите названия полученных солей.

3. Составьте формулы кислой кальциевой соли сернистой кислоты и основной соли никеля серной кислоты. Как превратить эти соли в средние? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Тема 5. Химическая связь и строение молекул.

Подготовка к аудиторным занятиям. Составление плана конспекта. Работа с основной и дополнительной литературой. Подготовка к лабораторным работам.

Решение задач:

1. Укажите тип химической связи в молекуле F₂.
2. Какую валентность, обусловленную неспаренными электронами, может проявлять фосфор в нормальном и возбужденном (*) состояниях?
3. Что такое гибридизация валентных орбиталей? Какое строение имеют молекулы типа АВ_n, если связь в них образуется за счет sp-, sp² -, sp³ - гибридизации орбиталей атома А?

Тема 6. Химическая термодинамика и кинетика

Подготовка к аудиторным занятиям. Составление плана конспекта. Работа с основной и дополнительной литературой. Подготовка к лабораторным работам.

Решение задач:

1. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе $2\text{SO}_2\text{г} + \text{O}_2\text{г} \rightleftharpoons 2\text{SO}_3\text{г}$, если объем газовой смеси уменьшить в три раза?
2. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70 °С, если температурный коэффициент реакции γ равен 2.
3. Расчет константы равновесия реакции по равновесным концентрациям реагирующих веществ и определение исходных концентраций.
4. Расчет равновесных концентраций реагирующих веществ по константе равновесия Константа равновесия гомогенной системы $\text{CO(г)} + \text{H}_2\text{O(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(г)} + \text{H}_2\text{(г)}$ при 850 °С равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации: $c_{\text{CO}} = 0,3$ моль/л, $c_{\text{H}_2\text{O}} = 0,2$ моль/л.
5. Смещение химического равновесия Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению $\text{PCl}_5\text{(г)} \rightleftharpoons \text{PCl}_3\text{(г)} + \text{Cl}_2\text{(г)}$; $\Delta H = + 92,5\text{кДж}$. Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции – разложение PCl_5 ?

Тема 7. Современная теория растворов

Подготовка к аудиторным занятиям. Составление плана конспекта. Работа с основной и дополнительной литературой. Подготовка к лабораторным работам.

Решение задач:

1. Массовая доля (процентная концентрация). Определите массу нитрата калия, который надо растворить в воде, чтобы получить 100 мл раствора с массовой долей KNO_3 0,2 (20 %). Плотность раствора $\rho = 1,15$ г/см³.
2. Мольная доля. В 44,1 г воды растворили 2 г гидроксида натрия. Рассчитайте мольную долю NaOH .

3. Молярная концентрация раствора (молярность раствора). Определите массу нитрата натрия, которая требуется для приготовления 2 л 0,1 м (децимолярного раствора).

Тема 8. Теория электролитической диссоциации

Подготовка к аудиторным занятиям. Составление плана конспекта. Работа с основной и дополнительной литературой. Подготовка к лабораторным работам.

Решение задач: Напишите уравнения реакции диссоциации следующих веществ: KHSO_3 , H_3PO_4 , $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.

Тема 9. Гидролиз солей

Подготовка к аудиторным занятиям. Составление плана конспекта. Работа с основной и дополнительной литературой. Подготовка к лабораторным работам.

Решение задач:

1. Что нужно сделать, чтобы подавить гидролиз соли CuSO_4 при приготовлении ее раствора?

2. Рассчитайте константу гидролиза хлорида аммония, если константа диссоциации NH_4OH $K_d = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

3. Вычислить степень гидролиза (h) 0,1 М ацетата натрия и pH этого раствора.

Тема 10. Окислительно-восстановительные реакции

Подготовка к аудиторным занятиям. Составление плана конспекта. Работа с основной и дополнительной литературой. Подготовка к лабораторным работам.

Решение задач:

1. Исходя из степени окисления (с.о.) азота, серы и марганца в соединениях NH_3 , HNO_2 , HNO_3 , H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , MnO_2 , KMnO_4 определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

2. Могут ли протекать окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а) H_2S и HJ ; б) H_2S и H_2SO_4 ; в) H_2SO_3 и HClO_4 ?

3. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме: $\text{K} + 7\text{MnO}_4 + \text{H}_3 + 3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn} + 2\text{SO}_4 + \text{H}_3 + 5\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Тема 11. Коррозия и защита металлов и сплавов.

Подготовка к аудиторным занятиям. Составление плана конспекта. Работа с основной и дополнительной литературой. Подготовка к лабораторным работам.

Тема 12. Жесткость воды и реакции солей

жесткости в водных растворах

Подготовка к аудиторным занятиям. Составление плана конспекта. Работа с основной и дополнительной литературой. Подготовка к лабораторным работам.

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Елфимов В.И. Основы общей химии [Электронный ресурс]: учебное пособие / В.И. Елфимов. - М.: ИНФРА-М, 2015. - 256 с. - ЭБС «Znanium. com» - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=469079>
2. Иванов В.Г. Основы химии [Электронный ресурс]: учебник / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: ИНФРА-М, 2014. - 560 с. - ЭБС «Znanium. com» - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=421658>
3. Семенов, И.Н. Химия [Электронный ресурс]: учебник / Семенов И.Н., Перфилова И.Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2016. - 656 с. - ЭБС «IPRbooks» - Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/49800>

Информационно-телекоммуникационные ресурсы сети «Интернет» Электронно-библиотечные системы

1. Znanium.com. Базовая коллекция: электронно-библиотечная система. – Режим доступа: <http://znanium.com/catalog>.
2. IPRBooks. Базовая коллекция: электронно-библиотечная. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/586.html>.

Электронные библиотеки

1. Национальная электронная библиотека (НЭБ): федеральная государственная информационная система. - Режим доступа: URL: <https://нэб.рф/>
2. Электронная библиотека: библиотека диссертаций: сайт / Российская государственная библиотека. – Режим доступа: URL: <http://diss.rsl.ru/?lang=ru>.
3. Научная электронная библиотека eLIBRARY.RU. – Режим доступа: <https://elibrary.ru/defaultx.asp>.
4. Научная электронная библиотека CYBERLENINKA: Режим доступа – <https://cyberleninka.ru/>
5. Электронный каталог библиотеки ФГБОУ ВО МГТУ – Режим доступа: <http://lib.mkgtu.ru:8004/catalog/fo12>;

ХИМИЯ

**Методические рекомендации
по организации самостоятельной работы студента**

для направления подготовки
23.03.01 Технология транспортных процессов
(для всех форм обучения)

Составитель: Цикуниб Саньят Моссовна