

НЕФТЕЮГАНСКИЙ ИНДУСТРИАЛЬНЫЙ КОЛЛЕДЖ
(филиал) федерального государственного бюджетного образовательного учреждения
высшего образования «Югорский государственный университет»

Методические указания
по выполнению практических и лабораторных работ
по дисциплине «Химия»
для специальностей
08.02.09, 15.02.01, 21.02.01, 21.02.02

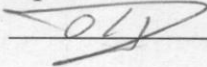
ОДОБРЕНО

Предметной (цикловой)

комиссией

Протокол № 1 от 15.09.16

Председатель П(Ц)К



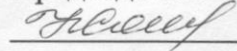
О.В. Гарбар

УТВЕРЖДЕНО

заседанием методсовета

Протокол № 1 от 22.09.16

Председатель методсовета



Н.И. Савватеева

Методические указания по выполнению практических и лабораторных работ по дисциплине «Химия» разработаны на основании программы учебной дисциплины по техническим специальностям среднего профессионального образования.

Организация-разработчик: Нефтеюганский индустриальный колледж (филиал) федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего образования «Югорский государственный университет»

Разработчик: Манакова С.М. – преподаватель НИК (филиала) ФГБОУ ВО «ЮГУ»

Содержание	Стр.
Пояснительная записка	4
Рекомендации к оформлению отчета по выполнению лабораторной и практической работы	4
Критерии оценки работ	5
Перечень лабораторных работ	5
Перечень практических работ	5
Лабораторная работа № 1 Структура таблицы химических элементов	6
Лабораторная работа № 2 Дисперсные системы и их свойства	8
Практическая работа № 1 Приготовление раствора заданной концентрации	12
Лабораторная работа № 3 Химические свойства кислот и оснований	13
Лабораторная работа № 4 Гидролиз солей	17
Лабораторная работа № 5 Виды химических реакций и скорость их протекания.	19
Лабораторная работа №6 Металлы и их свойства	22
Практическая работа №2 Решение экспериментальных задач	25
Лабораторная работа №7 Составление моделей молекул органических веществ	27
Лабораторная работа № 8 Нефть и нефтепродукты	29
Лабораторная работа №9 Химические свойства кислородсодержащих органических соединений.	31
Лабораторная работа № 10 Химические свойства азотсодержащих органических соединений	35
Практическая работа № 3 Решение экспериментальных задач	37
Список литературы	41
Приложение 1 Инструкция по охране труда для студентов при работе в кабинете химии	42
Приложение 2. Справочные таблицы	45

Пояснительная записка

Методические указания по выполнению практических и лабораторных работ по дисциплине «Химия» (далее Методические указания) составлены в соответствии с рабочей программой дисциплины «Химия» для студентов 1 курса технических специальностей.

Целью методических указаний является:

- организация самостоятельной работы студентов на практических и лабораторных занятиях;
- закрепление и углубление теоретических знаний;
- приобретение навыков работы с литературными источниками.

В методических указаниях представлен перечень практических и лабораторных работ с указанием номера темы, по которой данная работа выполняется и количество часов, отведенных на выполнение каждой работы.

Даны рекомендации по оформлению работ, указан порядок выполнения и список литературы, необходимой при подготовке и выполнении практической и лабораторной работы студентами.

Практические и лабораторные работы проводятся в соответствии с календарно - тематическим планированием по данной дисциплине и выполняются во время практических занятий.

Практические и лабораторные работы проводятся студентами в парах. Невыполненные по причине пропусков практические и лабораторные работы выполняются студентом самостоятельно и сдаются на проверку преподавателю в установленные сроки.

Результаты выполнения практических и лабораторных заданий выставляются преподавателем в журнал учебных занятий.

В дальнейшем, при изменении Федеральных государственных образовательных стандартов, в методические указания могут вноситься изменения.

Рекомендации к оформлению отчета по выполнению лабораторных и практических работ

- Оформление отчетов по выполнению практических работ осуществляется в тетради по биологии для практических и лабораторных работ.
- От предыдущей работы отступают 3-4 клетки и записывают дату проведения. В центре следующей строки записывают номер практической работы. Далее, каждый раз с новой строки записывают тему и цель работы.
- Рисунки должны иметь размер не меньше, чем 6×6 см. и обозначения составных частей.
- Рисунки должны располагаться на левой стороне тетрадного листа, подписи к рисункам — под рисунком.
- Таблицы заполняются четко и аккуратно. Таблица должна занимать всю ширину тетрадной страницы.
- Схемы должны быть крупными и четкими, выполненными простым карандашом (допускается использование цветных карандашей), содержать только главные, наиболее характерные особенности, детали.
- Ответы на вопросы должны быть аргументированы и изложены своими словами.
- В конце каждой работы записывается вывод по итогам выполненной работы (вывод формулируется исходя из цели работы).

Критерии оценки работ

- Наличие описания цели, задач выполняемой работы, хода работы и запись краткой формулировки вывода по выполненной работе (удовлетворительно);
- Наличие описания цели, задач выполняемой работы, хода работы и развернутая и достаточно полная формулировка вывода по выполненной работе (хорошо);
- Наличие описания цели, задач выполняемой работы, хода работы, развернутая и достаточно полная формулировка вывода по данной работе и выполнение дополнительного задания (отлично).

Перечень лабораторных работ

№ п/п	Наименование лабораторных работ
1	Структура таблицы химических элементов
2	Дисперсные системы и их свойства
3	Химические свойства кислот и оснований
4	Гидролиз солей
5	Виды химических реакций и скорость их протекания
6	Металлы и их свойства
7	Модели молекул
8	Нефть и нефтепродукты
9	Химические свойства кислородсодержащих органических соединений
10	Химические свойства азотсодержащих органических соединений

Перечень практических работ

№ п/п	Наименование практических работ
1	Растворы
2	Решение экспериментальных задач
3	Решение экспериментальных задач

Раздел 1. Общая и неорганическая химия

Тема 1.2 Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома

Лабораторная работа № 1 Структура таблицы химических элементов

Цель: научиться составлять электронные и электронно-графические схемы строения атомов химических элементов по предложенному образцу.

Обеспеченность занятия

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».

Теоретический материал

Сведения, которые можно получить о каждом элементе из периодической таблицы элементов: порядковый (атомный номер), символ элемента, название элемента, относительная атомная масса, распределение электронов по слоям.

Порядковый номер = Численный заряд ядра = Число протонов = Число электронов

Основными структурными единицами системы элементов являются период и группа.

Период – это горизонтальный ряд элементов, в котором имеет место закономерное изменение свойств элементов от типично металлических к типично неметаллическим и далее к благородным газам.

Номер периода = Число заполненных электронных слоёв = Номер внешнего электронного слоя

В таблице семь периодов. В 1-м периоде всего два элемента. Во 2-м и 3-м периодах содержится по восемь элементов. Это малые периоды. Затем идут большие периоды: в 4-м и 5-м периодах – восемнадцать элементов, в 6-м – тридцать два элемента, а в 7-м (последнем) пока известно двадцать восемь химических элементов.

В системе 10 рядов. Малые периоды состоят из одного ряда. Большие периоды – из двух рядов: верхний ряд – чётный, нижний – нечётный.

Группы периодической системы (вертикальные столбцы) содержат элементы, свойства которых подобны. Каждая группа состоит из двух подгрупп: главной и побочной.

Подгруппы, в которые входят элементы малых и больших периодов, называются главными.

Подгруппы, в которые входят элементы только больших периодов, называются побочными.

Элементы, имеющие одинаковое число внешних электронов, стоят в одной и той же группе. Номер группы = Число внешних электронов

Правила написания электронной формулы

1. Число электронных слоёв в атоме определяется номером периода, в котором находится элемент.
2. Число электронов на внешнем уровне для элементов главных подгрупп равно номеру группы.

- У атомов элементов побочных подгрупп сначала заполняется предвнешний уровень, а затем снова внешний.

Вопросы для закрепления теоретического материала

- Сформулируйте закон периодичности.
- Почему число элементов в периодах соответствует ряду чисел 2-8-18-32
- Как изменяются металлические свойства элементов главных подгрупп
- Как изменяются неметаллические свойства элементов главных подгрупп
- Сравните неметаллические свойства элементов в ряду Ge – As – Se

Задание

К Вашему порядковому номеру в учебном журнале прибавить 20. Полученный результат соответствует порядковому номеру химического элемента в периодической системе Д.И. Менделеева. Для выбранного атома составьте схему строения по предложенному образцу.

Инструкция по выполнению

- С помощью простого карандаша, линейки и ручки, покажите какую информацию можно получить о данном химическом элементе из таблицы «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
- Определите: период, ряд, группу и подгруппу для данного химического элемента.
- Составьте электронно – графическую схему строения атома данного химического элемента.
- Составьте электронную схему строения атома данного химического элемента.

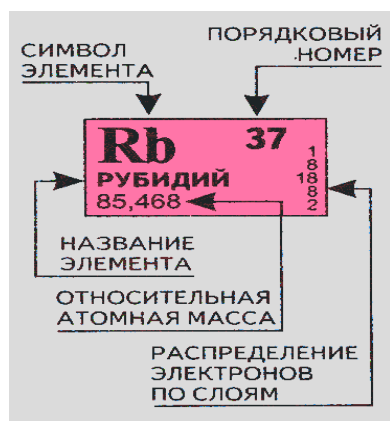
Образец отчёта

Лабораторная работа №1 Структура таблицы химических элементов.

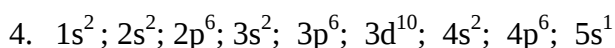
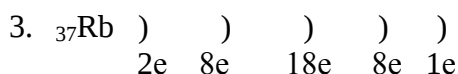
Цель: научиться составлять электронные и электронно-графические схемы строения атомов химических элементов по предложенному образцу.

Рубидий.

1.



- Период 5
 Ряд 6
 Группа I
 Подгруппа а



5п. ↑
 4п. ↑↓ ↑↓ ↑↑ ↑↓
 3п. ↑↓ ↑↓ ↑↑ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓
 2п. ↑↓ ↑↓ ↑↑ ↑↓
 1п. ↑↓

Вывод в соответствии с целью работы.

Литература О – 1 , с 34 – 38

Тема 1.3 Строение вещества.

Лабораторная работа № 2 Дисперсные системы и их свойства

Цель: на практике познакомиться со свойствами и способами приготовления суспензий и эмульсий.

Задание:

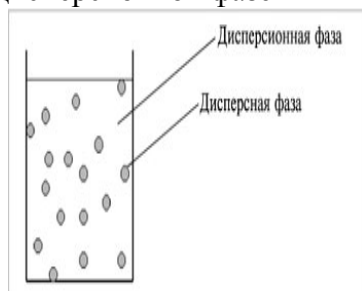
1. Ознакомиться с теоретическим материалом.
2. Ответить на контрольные вопросы.
3. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ
4. Выполнить опыты в соответствии с инструкцией и записать данные в таблицы.
5. Сделать вывод.

Обеспеченность занятия

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Оборудование: химический стакан, мерная ложка, фарфоровая ступка.
3. Реактивы: Вода, моторное масло, мел (карбонат кальция), ПАВ (эмульгатор).

Теоретический материал

Дисперсные системы – это системы, в которых мелкие частицы вещества, или дисперсная фаза, распределены в однородной среде (жидкость, газ, кристалл), или дисперсионной фазе



Размер частиц дисперсной фазы характеризуется дисперсностью. В зависимости от неё дисперсные системы можно разделить на высокодисперсные, или собственно коллоидные, и низкодисперсные (грубодисперсные).

Размер частиц низкодисперсных систем составляет 10^{-3} мм. и больше. Размер частиц высокодисперсных систем лежит в интервале 10^{-6} – 10^{-4} мм (от 1 до 100 нм), что, как минимум, на порядок больше размера частиц в истинных растворах (10^{-7} мм).

Химия дисперсных систем изучает поведение вещества в сильно раздробленном, высокодисперсном состоянии, характеризующемся очень высоким отношением общей площади поверхности всех частиц к их общему объему или массе (степень дисперсности).

Важнейшая особенность дисперсного состояния вещества состоит в том, что энергия системы главным образом сосредоточена на поверхности раздела фаз. При диспергировании, или измельчении, вещества происходит значительное увеличение площади поверхности частиц (при постоянном суммарном их объеме).

Поэтому область химии дисперсных систем (и коллоидных растворов) считают химией поверхностных явлений.

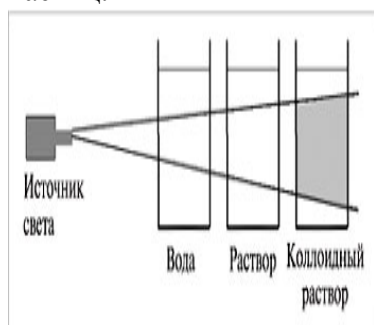
Свойства вещества в раздробленном, или дисперсном, состоянии значительно отличаются от свойств того же вещества, находящегося в недисперсном состоянии, т.е. в виде куска твердого тела или некоторого объема жидкости.

Классификация дисперсных систем

Дисперсная фаза	Дисперсионная среда	Название системы	Примеры
Газ	Газ	(Дисперсная система не образуется)	-
	Жидкость	Пена	Пена газированной воды, пузырьки газа в жидкости, мыльная пена
	Твердое тело	Твердая пена	Пенопласт, микропористая резина, пемза, хлеб, сыр
Жидкость	Газ	Аэрозоль	Туман, облака, струя из аэрозольного баллона
	Жидкость	Эмульсия	Молоко, сливочное масло, майонез, крем, мазь
	Твердое тело	Твердая эмульсия	Жемчуг, опал
Твердое тело	Газ	Аэрозоль, порошок	Пыль, дым, мука, цемент
	Жидкость	Суспензия, золь (коллоидный раствор)	Глина, паста, ил, жидкие смазочные масла с добавкой графита или MoS
	Твердое тело	Твердый золь	Сплавы, цветные стекла, минералы

Конус Тиндаля тем ярче, чем выше концентрация и больше размер частиц. Интенсивность светорассеяния усиливается при коротковолновом излучении и при значительном отличии показателей преломления дисперсной и дисперсионной фаз. С уменьшением диаметра частиц максимум поглощения смещается в коротковолновую часть спектра, и высокодисперсные системы рассеивают более короткие световые волны и поэтому имеют голубоватую окраску.

На спектрах рассеяния света основаны методы определения размера и формы частиц.



Методы исследования дисперсных систем (определение размера, формы и заряда частиц) основаны на изучении их особых свойств, обусловленных гетерогенностью и дисперсностью, в частности оптических. Коллоидные растворы обладают оптическими свойствами, отличающими их от настоящих растворов, — они поглощают и рассеивают проходящий через них свет. При боковом рассматривании дисперсной системы, через которую проходит узкий световой луч, внутри раствора на темном фоне виден светящийся голубоватый так называемый конус Тиндаля.

Суспензия иначе взвесь (англ. suspension) — дисперсная система, в которой твердые частицы дисперсной фазы находятся во взвешенном состоянии в жидкой дисперсионной среде.

Суспензии подразделяют на грубодисперсные (размер частиц — от 1 мкм до долей миллиметра) и мелкодисперсные (от 100 до 1000 нм). Первые неустойчивы и склонны к коагуляции. Суспензии, в которых частицы движутся свободно, называют

золями; если же частицы дисперсной фазы связаны в пространственную структуру, суспензию называют гелем. Суспензии получают методом диспергирования (измельчение твердых тел в жидкости) или конденсации (выделение твердой фазы из пересыщенных растворов). Суспензии имеют ряд общих свойств с порошками, они подобны по дисперсности. Если порошок поместить в жидкость и перемешать, то получится суспензия, а при высушивании суспензия снова превращается в порошок. Поэтому способы получения суспензий и порошков одинаковы, лишь при получении суспензий появляется дополнительная технологическая стадия – смешивание порошка с дисперсионной средой. Концентрированные суспензии (пасты) могут быть получены как в результате оседания более разбавленных суспензий, так и непосредственно растиранием порошков или массивных твердых тел с жидкостями.

Коагуляция *иначе* агрегация; флокуляция (англ. coagulation) — слипание коллоидных частиц друг с другом и образование из них более сложных агрегатов.

Коагуляция представляет собой процесс укрупнения частиц, а седиментация является конечным результатом этого процесса, однако термин «коагуляция» часто используют для обозначения данного явления в целом.

Золь *иначе* лиозоль; аэрозоль; коллоидный раствор (англ. sol) — высокодисперсная коллоидная система (коллоидный раствор) с жидкой (лиозоль) или газообразной (аэрозоль) дисперсионной средой, в объеме которой распределена другая (дисперсная) фаза в виде мелких твердых частиц, капелек жидкости или пузырьков газа.

Примером аэрозоля на основе жидкости является туман — взвесь капель воды в воздухе; находящийся в воздухе дым или пыль — пример твердотельного аэрозоля.

Гель (англ. gel) — (от лат. *gelo* - застываю или *gelatus* - замороженный, неподвижный): Гель представляет собой студенистое тело, способное сохранять форму и обладающее упругостью и эластичностью. Примеры веществ, образующих гели: аморфный (гелеобразный) гидроксид алюминия переменного состава $Al_2O_3 \cdot nH_2O$, гидрогели кремниевых кислот ($nSiO_2 \cdot mH_2O$). При их высушивании получают, соответственно, алюмогель и силикагель — пористые вещества, используемые в качестве сорбентов и носителей для катализаторов.

Эмульсия (новолат. emulsio, от лат. emulgeo — дою, выдаиваю) — дисперсная система, состоящая из микроскопических капель жидкости (дисперсной фазы), распределенных в другой жидкости (дисперсионной среде).

Эмульсии могут быть образованы двумя любыми несмешивающимися жидкостями; в большинстве случаев одной из фаз эмульсий является вода, а другой - вещество, состоящее из слабополярных молекул (жидкие углеводороды, жиры). Например, молоко — одна из первых изученных эмульсий: в нём капли молочного жира распределены в водной среде.

Эмульсии относятся обычно к грубодисперсным системам, поскольку капельки дисперсной фазы имеют размеры от 1 до 50 мкм. Эмульсии низкой концентрации — неструктурированные жидкости. Высококонцентрированные эмульсии — структурированные системы.

Тип эмульсии зависит от состава и соотношения ее жидких фаз, от количества и химической природы эмульгатора, от способа эмульгирования и некоторых других факторов.

Прямые, с каплями неполярной жидкости в полярной среде (типа «масло в воде») Для эмульсий типа м/в хорошими эмульгаторами могут служить растворимые в воде мыла (натриевые и калиевые соли жирных кислот).

Обратные, или инвертные (типа «вода в масле»). Для эмульсии типа в/м хорошими эмульгаторами могут быть нерастворимые в воде мыла (кальциевые, магниевые и алюминиевые соли жирных кислот).

Так же эмульсии разделяются на лиофильные и лиофобные:

Леофильные эмульсии образуются самопроизвольно и термодинамически устойчивы.

Леофобные эмульсии возникают при механическом, акустическом или электрическом эмульгировании (диспергировании), а также вследствие конденсационного образования капель дисперсной фазы в пересыщенных растворах или расплавах. Они термодинамически неустойчивы и длительно существуют лишь в присутствии эмульгаторов — веществ, облегчающих диспергирование и препятствующих коалесценции (слипанию).

Эмульсии широко используют в различных отраслях промышленности:

- Пищевая промышленность (сливочное масло, маргарин);
- Мыловарение;
- Переработка натурального каучука;
- Строительная промышленность (битумные материалы, пропиточные композиции);
- Автомобильная промышленность (получение смазочно-охлаждающих жидкостей);
- Сельское хозяйство (пестицидные препараты);
- Медицина (производство лекарственных и косметических средств);
- Живопись.
- Нефтехимия

Вопросы для закрепления теоретического материала

1. Чем насыщенный раствор отличается:
 - а) от разбавленного;
 - б) от концентрированного;
 - в) от пересыщенного;
 - г) от ненасыщенного?
2. Назовите составные части дисперсной системы и их отличия друг от друга.
3. Назовите основной признак, отличающий коллоидные системы от других видов дисперсных систем.
4. Поясните, чем гели отличаются от зольей; приведите по одному примеру таких коллоидных систем.
5. Что такое коагуляция, назовите её виды, приведите по одному примеру различных видов коагуляции.
6. Какова роль эмульсий в нефтяной промышленности.

Инструкция по выполнению

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. В ступке из кусочка мела приготовить порошок.
3. В стакан насыпать ложку порошка мела и постепенно при помешивании стеклянной палочкой добавить воды.
4. Запишите наблюдения в таблицу
5. В пробирку налейте $\frac{1}{4}$ часть воды и столько же масла. Тщательно перемешайте.
6. Добавьте каплю ПАВ (эмульгатора) и перемешайте ещё раз.
7. Сравните результаты. Запишите наблюдения в таблицу
8. Изучите образцы дисперсных систем
9. Заполните таблицу

Образец отчёта

Лабораторная работа № 2 Дисперсные системы и их свойства.

Цель: на практике познакомиться со свойствами и способами приготовления суспензий и эмульсий.

Название опыта	что делаете	Наблюдения и их объяснения
Приготовление суспензии карбоната кальция в воде.		
Получение эмульсии моторного масла.		

Вывод в соответствии с целью работы.

Литература О–4 , с 51- 60

Тема 1.4 Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация

Практическая работа № 1 **Приготовление раствора заданной концентрации**

Цель: научиться готовить раствор с заданной концентрацией.

Обеспеченность занятия

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Весы, разновесы, мерные колбы объёмом 0,5 л. и 1 л., пипетки, хлорид натрия, соляная кислота, ложка-шпатель, стакан, стеклянная палочка.

Теоретический материал

Концентрацией раствора называется весовое содержание растворённого вещества в определённом весовом количестве или в определённом объёме раствора.

В химии применяют следующие способы выражения концентрации раствора: процентная, молярная, моляльная и нормальная.

Процентная концентрация выражается числом граммов растворённого вещества, содержащимся в 100 г. раствора. Например, 20%-ный раствор поваренной соли – это раствор, в 100 г. которого содержится 20 г. соли и 80 г. воды.

Молярная концентрация выражается количеством молей растворённого вещества, содержащимся в 1 л. раствора. Раствор, содержащий 1 моль растворённого вещества в литре, называется одномолярным (1 М раствор), содержащий 0,1 моля, называется децимолярным (0,1 М раствор).

Моляльная концентрация – концентрация растворённого вещества в молях на 1000 г. растворителя.

Нормальная концентрация выражается числом грамм-эквивалентов растворённого вещества, содержащимся в 1 л. 1 г-экв. растворённого вещества, называется одномолярным (1 н. раствор), содержащий 0,1 г-экв. в 1 л. называется децинормальным (0,1 н. раствор).

Вопросы для закрепления теоретического материала

1. Объясните, в чём сущность процесса растворения?
2. Почему процесс растворения бывает эндотермическим?
3. Чем насыщенный раствор отличается от:
 - а) разбавленного;
 - б) концентрированного;
 - в) пересыщенного;
 - г) ненасыщенного?
4. Перечислите известные вам способы выражения концентрации раствора.
5. Что такое нормальность и молярность раствора?

Задание

1. Приготовить 1 л раствора хлорида натрия с молярной концентрацией 0,155 М.
2. Приготовить 0,5 л раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,10 М из раствора с массовой долей соляной кислоты 20% ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$). Помните: $m = \rho V$

Инструкция по выполнению

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Рассчитайте массу хлорида натрия. Для расчетов используйте формулы:
3. $C = v : V$; $v = C \cdot V$; $m = v \cdot M$; $m = C \cdot V \cdot M$
4. Взвесьте на весах рассчитанную навеску.
5. Перенести навеску соли в мерную колбу.
6. Прилейте в колбу немного воды и перемешать стеклянной палочкой до полного растворения соли.
7. Налейте в мерную колбу воды до метки.



Образец отчёта

Практическое занятие № 1 Приготовление растворов заданной концентрации.

Цель: научиться готовить раствор с заданной молярной концентрацией.

Номер и содержание задачи	Что делали	Расчёты	Наблюдения

Вывод в соответствии с целью работы.

Литература О – 1 , с 52 – 58

Тема 1.5 Классификация неорганических соединений и их свойства

Лабораторная работа № 3

Химические свойства кислот и оснований

Цель: отработать навыки составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном видах.

Обеспеченность занятия

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Растворимость кислот, солей и оснований в воде».
3. Растворы: серной кислоты, гидроксида натрия; индикатора метилоранж; нитрат бария, оксид кальция; кювета для капельного анализа, пипетка, стеклянная палочка, универсальная индикаторная бумага, синий лакмус

Теоретический материал

Химические свойства неорганических кислот

1. Изменяют окраску индикаторов: лакмус-красный, метилоранж-красный (только для растворимых кислот).
2. Взаимодействие с металлами, стоящими до водорода
$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca} = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2 \qquad 2\text{HCl} + \text{Ca} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$$
3. Взаимодействие с основными оксидами
$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaO} = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \qquad 2\text{HCl} + \text{CaO} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
4. Взаимодействие с основаниями
$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \qquad 2\text{HCl} + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
5. Взаимодействие с амфотерными оксидами
$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{ZnO} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \qquad 2\text{HCl} + \text{ZnO} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
6. Взаимодействие с солями, если образуется малорастворимое, летучее или малодиссоциирующее вещество
$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl} \qquad 2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$
7. При нагревании слабые кислоты легко разлагаются
$$\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2 \qquad \text{H}_2\text{S} = \text{H}_2 + \text{S}$$

Получение неорганических кислот

Кислородсодержащие

1. Кислотный оксид + вода
$$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 \quad \text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$$
2. Металл + сильный окислитель
$$3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$$
3. Соль + менее летучая кислота
$$\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HNO}_3 + \text{NaHSO}_4$$

Бескислородные

1. Водород + неметалл
$$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$$
2. Соль + менее летучая кислота
$$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HCl} + \text{NaHSO}_4$$

Химические свойства оснований

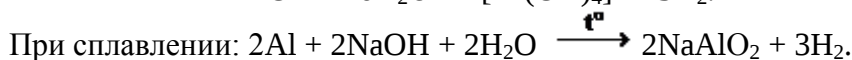
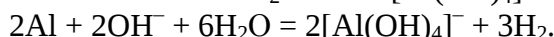
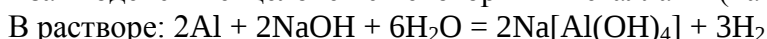
1. Диссоциация:
$$\text{KOH} + n\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{K}^+ \times m\text{H}_2\text{O} + \text{OH}^- \times d\text{H}_2\text{O} \text{ или сокращенно: } \text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{OH}^-.$$
Многокислотные основания диссоциируют по нескольким ступеням (в основном диссоциация протекает по первой ступени). Например, двухкислотное основание Fe(OH)_2 диссоциирует по двум ступеням: $\text{Fe(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{FeOH}^+ + \text{OH}^-$ (1 ступень);
$$\text{FeOH}^+ \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{OH}^-$$
 (2 ступень).
2. Взаимодействие с индикаторами (щелочи окрашивают фиолетовый лакмус в синий цвет, метилоранж – в желтый, а фенолфталеин – в малиновый):
индикатор + OH^- (щелочь) $\rightleftharpoons$ окрашенное соединение.
3. Разложение с образованием оксида и воды (см. таблицу). Гидроксиды щелочных металлов устойчивы к нагреванию (плавятся без разложения). Гидроксиды щелочно-

земельных и тяжелых металлов обычно легко разлагаются. Исключение составляет Ba(OH)_2 , у которого $t_{\text{разл}}$ достаточно высока (примерно 1000 °C). $\text{Zn(OH)}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$.

Таблица температуры разложения некоторых гидроксидов металлов

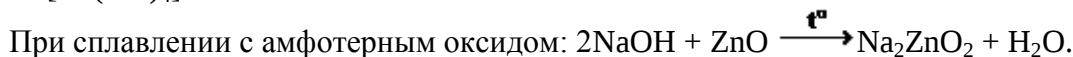
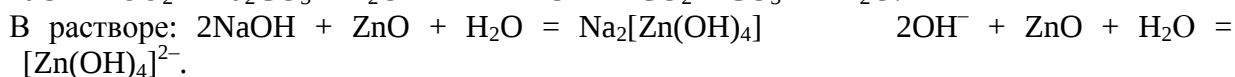
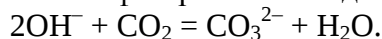
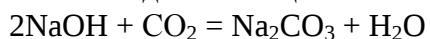
Гидроксид	$t_{\text{разл}}, ^\circ\text{C}$	Гидроксид	$t_{\text{разл}}, ^\circ\text{C}$	Гидроксид	$t_{\text{разл}}, ^\circ\text{C}$
LiOH	925	Cd(OH)_2	130	Au(OH)_3	150
Be(OH)_2	130	Pb(OH)_2	145	Al(OH)_3	>300
Ca(OH)_2	580	Fe(OH)_2	150	Fe(OH)_3	500
Sr(OH)_2	535	Zn(OH)_2	125	Bi(OH)_3	100
Ba(OH)_2	1000	Ni(OH)_2	230	In(OH)_3	150

4. Взаимодействие щелочей с некоторыми металлами (например, Al и Zn):

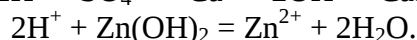
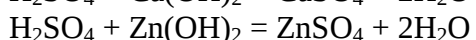
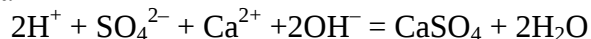
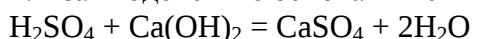


5. Взаимодействие щелочей с неметаллами: $6\text{NaOH} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

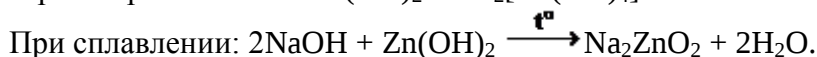
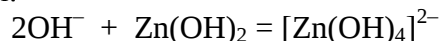
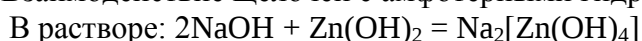
6. Взаимодействие щелочей с кислотными и амфотерными оксидами:



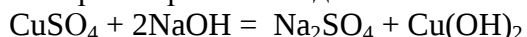
7. Взаимодействие оснований с кислотами



8. Взаимодействие щелочей с амфотерными гидроксидами:



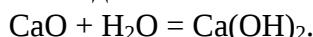
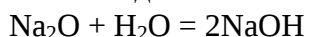
9. Взаимодействие щелочей с солями. В реакцию вступают соли, которым соответствует нерастворимое в воде основание:



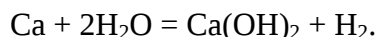
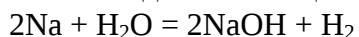
Получение оснований

1. Нерастворимые в воде основания получают путем взаимодействия соответствующей соли со щелочью: $2\text{NaOH} + \text{ZnSO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Zn(OH)}_2$ $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn(OH)}_2$

2. Взаимодействием оксида металла с водой:

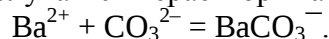
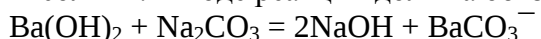


3. Взаимодействием щелочных и щелочно-земельных металлов с водой:



4. Электролизом растворов солей: $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{э}} \text{H}_2 + 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2.$

5. Обменным взаимодействием гидроксидов щелочно-земельных металлов с некоторыми солями. В ходе реакции должна обязательно получаться нерастворимая соль.



Вопросы для закрепления теоретического материала

1. Какие вещества называют кислотами?
2. С какими из перечисленных веществ взаимодействует соляная кислота: MgO ; AgNO_3 ; SO_3 ; CuSO_4 ; Ca(OH)_2 ; Cu ; Fe ; KOH ?
3. Укажите валентность кислотных остатков, входящих в состав солей, формулы которых MgBr_2 ; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; KMnO_4 ; Na_2CO_3 ; AlPO_4 ; CuSO_4 ; $\text{Fe(NO}_3)_3$; Al_2S_3 ; PbCl_4 ; KI .

4. С какими из перечисленных веществ взаимодействует гидроксид калия: MgO ; AgNO_3 ; SO_3 ; CuSO_4 ; Ca(OH)_2 ; Cu ; Fe ; KOH ?
5. От чего зависит число гидроксильных групп в основаниях?

Задание

1. Экспериментально исследуйте свойства кислот и оснований капельным методом.
2. Составьте соответствующие уравнения химических реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
3. Сделать вывод

Инструкция по выполнению

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните опыты.
3. Результаты внесите в таблицу

Опыт №1 Свойства кислот

В семь кювет для капельного анализа внести по 4 капли серной кислоты .
Внести в кювету в соответствии с указанным номером следующие реактивы:

- № 1 индикатор метиловый оранжевый;
- № 2 индикатор лакмус синий;
- № 3 индикатор универсальный;
- № 4 стружку магния;
- № 5 оксид кальция;
- № 6 индикатор метиловый оранжевый;
- № 7 соль бария.

Запишите наблюдаемые явления в таблицу

Опыт №2 Свойства оснований

В пять кювет для капельного анализа внесите по 2 капли щёлочи.
Внести в кювету в соответствии с указанным номером следующие реактивы :

- № 1. индикатор метиловый оранжевый
- № 2. индикатор лакмус синий
- № 3. индикатор универсальный
- № 4. индикатор фенолфталеин
- № 5. индикатор метиловый оранжевый.

Запишите наблюдаемые явления в таблицу

Образец отчёта

Лабораторная работа № 3 Химические свойства кислот и оснований.

Цель: отработать навыки составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном виде.

Название опыта	Что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
----------------	-------------	----------------------------	-------------------

Испытание растворов кислот индикаторами.		Цвет фенолфталеина- Цвет лакмуса - Цвет метилоранжа-	
Испытание растворов щелочей индикаторами.		Цвет метилоранжа Цвет синего лакмуса- Цвет фенолфталеина-	
Взаимодействие металлов с кислотами.			
Взаимодействие кислот с оксидами металлов.			
Взаимодействие кислот с основаниями.			
Взаимодействие кислот с солями.			

Вывод в соответствии с целью работы.

Литература О-4 с.29 - 35

Лабораторная работа № 4 **Гидролиз солей**

Цель: отработать навыки составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном видах.

Обеспеченность занятия

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Растворимость кислот, солей и оснований в воде».
3. Растворы солей: карбонат калия, карбонат натрия, нитрат калия, сульфат алюминия, сульфат железа (III), сульфат меди (II), хлорид железа (III), хлорид натрия, хлорид цинка, гидроксид натрия.

4. Оборудование: штатив с пробирками, предметные стёкла, пипетка, стеклянная палочка.

Теоретический материал

Различают средние, кислые и основные соли. Существуют также двойные соли, образованные разными металлами и одним кислотным остатком $KAl(SO_4)_2$. Средние соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла или гидроксогрупп основания кислотными остатками: $NaCl$, K_2SO_4 , $AlPO_4$.

Гидролиз соли - взаимодействие ионов соли с водой, когда образуется слабый электролит.
 $[H^+] = [OH^-]$ - среда нейтральная,
 $[H^+] > [OH^-]$ - среда кислая,
 $[OH^-] > [H^+]$ - среда щелочная.

Классификация электролитов

Степень электролитической диссоциации	Сила электролита		Примеры
$\alpha > 30\%$	сильные	кислоты	$H_2SO_4, HNO_3, HCl, HBr, HI$
		основания	$Me(OH)_n$ Р., М. в воде
		соли	Р. в воде
$3\% < \alpha < 30\%$	средние	кислоты	HF, H_2SO_3, H_3PO_4
		основания	$Fe(OH)_3$
$\alpha < 3\%$	слабые	кислоты	$H_2S, H_2CO_3, H_2SiO_3, CH_3COOH$
		основания	$Me(OH)_n$ Н. в воде и NH_4OH
		соли	М. в воде

В зависимости от своего состава соли по-разному реагируют с водой, поэтому можно выделить 4 типа гидролиза солей.

1. Соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты ($CuCl_2, NH_4Cl, Fe_2(SO_4)_3$ гидролиз по катиону) $CuCl_2 \rightleftharpoons Cu^{+2} + 2Cl^-$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $Cu^{+2} + 2Cl^- + H^+ + OH^- \rightleftharpoons CuOH^+ + H^+ + 2Cl^-$ Выводы: $[H^+] > [OH^-] \Rightarrow pH < 7 \Rightarrow$ среда раствора кислая $\Rightarrow$ окраска индикаторов изменяется	2. Соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты. (K_2CO_3, Na_2S — гидролиз по аниону) $K_2CO_3 \rightleftharpoons 2K^+ + CO_3^{2-}$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $2K^+ + CO_3^{2-} + H^+ + OH^- \rightleftharpoons HCO_3^- + 2K^+ + OH^-$ Выводы: $[H^+] < [OH^-] \Rightarrow pH > 7 \Rightarrow$ среда раствора щелочная $\Rightarrow$ окраска индикаторов изменяется
3. Соль образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты ($CH_3COONH_4, AlCl_3, (NH_4)_2CO_3$ — гидролиз по катиону и по аниону) $Fe_2(CO_3)_3 \rightleftharpoons 2Fe^{+3} + 3CO_3^{2-}$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $2Fe^{+3} + 3CO_3^{2-} + H^+ + OH^- \rightleftharpoons Fe(OH)_3 \downarrow + CO_2 \uparrow + H_2O$ идёт до конца Выводы: Характер среды определяется относительной силой кислоты и основания.	4. Соль образована катионом сильного основания и анионом сильной кислоты. (<u>гидролизу не подвергаются</u> ($NaCl, K_2SO_4, Ba(NO_3)_2$)). $NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $Na^+ + Cl^- + H^+ + OH^- \rightleftharpoons Na^+ + Cl^- + H^+ + OH^-$ Выводы: $[H^+] = [OH^-] \Rightarrow pH = 7 \Rightarrow$

	среда раствора нейтральная $\Rightarrow$ окраска индикаторов не изменяется
--	---

Вопросы для закрепления теоретического материала

1. С какими из перечисленных веществ взаимодействует хлорид бария: MgO ; AgNO_3 ; SO_3 ; CuSO_4 ; Ca(OH)_2 ; Cu ; Fe ; KOH ?
2. Составьте уравнения реакций гидролиза солей ZnCl_2 , CuSO_4 , AgNO_3
3. Составьте формулы кальциевых солей бромоводородной, угольной и фосфорной кислот.

Задание

1. Повторить теоретический материал
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Провести эксперимент, соблюдая правила техники безопасности.
4. Оформить отчет.

Инструкция по выполнению

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Исследуйте растворы солей.

На полоску универсальной индикаторной бумаги нанесите пипетками по одной капле раствора каждой соли (из списка реактивов).

Результаты наблюдений занесите в таблицу. (Примечание: среда раствора в таблице и цвет индикатора должны соответствовать друг другу.)

3. Составьте уравнения реакций гидролиза солей. С помощью уравнений реакций объясните происходящие реакции.

Образец отчёта

Лабораторная работа № 4 Гидролиз солей.

Цель: отработать навыки составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном видах.

Формула соли	Цвет универсального индикатора			Какими основаниями и кислотами сильными ($\uparrow$) или слабыми ($\downarrow$) соль образована:
	Нейтральная	Кислая	Щелочная	
1. K_2CO_3			синий	kt $\uparrow$ основания и an $\downarrow$ кислоты
2.				
3.				
4.				
5.				
6.				
7.				
8.				
9.				

Вывод в соответствии с целью работы

Литература О – 4,35 -38

Тема 1.6 Химические реакции

Лабораторная работа № 5 Виды химических реакций и скорость их протекания.

Цель: закрепить теоретические знания условий химических реакций и скорости их протекания.

Обеспеченность занятия

- 1 Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
- 2 Таблица «Растворимость кислот, солей и оснований в воде».
- 3 Реактивы: растворы сульфата цинка, сульфата меди, сульфат никеля, карбонат натрия, ацетат натрия, гидроокисел натрия, соляная кислота, уксусная кислота. Гранулы цинка, меди, кальция, оксида меди.

Теоретический материал

Виды реакций: Все химические реакции подразделяют на простые и сложные. Простые химические реакции, в свою очередь, обычно подразделяют на четыре типа: реакции соединения, реакции разложения, реакции замещения и реакции обмена.

Признаки химических реакций:

- изменение цвета (например, светлое железо покрывается во влажном воздухе бурым налётом оксида железа - химическая реакция взаимодействия железа с кислородом);
- выпадение осадка (например, если через известковый раствор (раствор гидроксида кальция) пропустить углекислый газ, выпадет белый нерастворимый осадок карбоната кальция);
- выделение газа (например, если капнуть лимонной кислотой на пищевую соду, то выделится углекислый газ);
- образование веществ слабых электролитов (например, реакции при которых одним из продуктов реакции является вода);
- свечение раствора.

Реакции обмена между растворами электролитов идут до конца, если образуется малодиссоциирующее вещество, или вещество, практически нерастворимое, выделяющееся из раствора в виде осадка или газа.

РИО



Обратимые - реакции между ионами в водных растворах веществ, если все продукты реакции растворимы в воде.



Необратимые - реакции между ионами в водных растворах веществ, если один из продуктов реакции уходит из сферы реакции в виде **воды, газа, осадка**.



Алгоритм составления реакций ионного обмена (РИО)
в молекулярном, полном и кратком ионном виде

1). Записываем уравнение РИО в молекулярном виде:	Взаимодействие серной кислоты и хлорида бария: $\overset{\text{II}}{\text{H}_2}\overset{\text{II}}{\text{SO}_4} + \overset{\text{I}}{\text{Ba}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}_2} = \overset{\text{II}}{\text{Ba}}\overset{\text{II}}{\text{SO}_4} + 2\overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$
2). Используя таблицу растворимости указываем растворимость веществ в воде: - если продукт является М или Н – оно выпадает в осадок, справа от химической формулы ставим знак ↓; - если продукт является газом, справа от химической формулы ставим знак ↑.	$\overset{\text{P}}{\text{H}_2}\overset{\text{P}}{\text{SO}_4} + \overset{\text{H}}{\text{Ba}}\overset{\text{P}}{\text{Cl}_2} = \overset{\text{P}}{\text{Ba}}\overset{\text{P}}{\text{SO}_4} \downarrow + 2\overset{\text{P}}{\text{H}}\overset{\text{P}}{\text{Cl}}$ Молекулярный вид
3). Записываем уравнение РИО в полном ионном виде.	$\underline{2\text{H}^+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + \underline{2\text{Cl}^-} = \text{BaSO}_4 \downarrow + \underline{2\text{H}^+} + \underline{2\text{Cl}^-}$ Полный ионный вид
4). Записываем уравнение реакции в кратком ионном виде. Сокращаем одинаковые ионы, вычёркивая их из уравнения реакции.	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ Краткий ионный вид Вывод – данная реакция необратима, т.е. идёт до конца, т.к. образовался осадок $\text{BaSO}_4 \downarrow$

Вопросы для закрепления теоретического материала

Составить уравнение реакции по схемам:

- $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS}$
- $\text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_2$
- $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_3$

Задание

- Повторить теоретический материал.
- Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
- Провести эксперимент, соблюдая правила техники безопасности.
- Оформить отчет.

Инструкция по выполнению лабораторной работы

- Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
- Проведите опыты.
- Заполните таблицу.

Опыт №1 Реакция замещения меди железом в растворе медного купороса

В 2 пробирки порознь поместить по 5 капель растворов сульфатов меди и сульфата цинка.

В первую пробирку с CuSO_4 поместить кусочек цинка, во вторую с ZnSO_4 – кусочек меди. Через 4-5 минут, слить растворы из пробирок, достать кусочки металлов на фильтровальную бумагу.

Написать молекулярное уравнение реакции. Составить электронные уравнения.

Опыт №2 Реакции, идущие с образованием осадка

В пробирку внести 2-3 капли 0,5н. раствора сульфата меди (2), добавить 2-3 капли 2н. раствора гидроксида натрия.

Описать наблюдения. Отметить цвет образующегося осадка.

Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнение проведенной реакции.

Опыт №3 Зависимость скорости взаимодействия соляной кислоты с металлами от их природы

В 3 пробирки поместить гранулы Ca, Zn, Cu. В каждую внести 7-8 капель HCl. Описать наблюдения.

Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции.

Опыт №4 Зависимость скорости взаимодействия цинка с соляной кислотой от ее концентрации

В 3 пробирки поместить гранулы Zn и внести в 1ю пробирку 2Н HCl, во вторую 1Н HCl, в 3ю 1Н HCl.

Описать наблюдения.

Образец отчёта

Лабораторная работа № 5 Виды химических реакций и скорость их протекания.

Цель: закрепить теоретические знания условий химических реакций и скорости их протекания.

Название опыта	что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
Реакция замещения меди железом в растворе медного купороса			
Реакции, идущие с образованием осадка.			
Зависимость скорости взаимодействия соляной кислоты с металлами от их природы			
Зависимость скорости взаимодействия цинка с соляной кислотой от ее концентрации.			

Вывод делать в соответствии с целью работы

Литература 0.2.с 41 - 44

Тема 1.7 Металлы и неметаллы

Лабораторная работа №6 Металлы и их свойства

Цель: закрепить знания свойств железа.

Обеспеченность занятия

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Реактивы: железо (порошок, пластина, скрепка), соляная кислота, сульфат меди
3. Спиртовка

Теоретический материал

Железо — элемент побочной подгруппы восьмой группы четвёртого периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева

Железом обычно называют его сплавы с малым содержанием примесей (до 0,8 %), которые сохраняют мягкость и пластичность чистого металла. Но на практике чаще применяются сплавы железа с углеродом: сталь (до 2,14 вес. % углерода) и чугун (более 2,14 вес. % углерода), а также нержавеющая (легированная) сталь с добавками легирующих металлов (хром, марганец, никель и др.). Совокупность специфических свойств железа и его сплавов делают его «металлом № 1» по важности для человека.

В природе железо редко встречается в чистом виде, чаще всего оно встречается в составе железо-никелевых метеоритов. Распространённость железа в земной коре — 4,65 % (4-е место после O, Si, Al^[2]). Считается также, что железо составляет большую часть земного ядра.

Сидерит — FeCO_3 — содержит примерно 35 % железа. Обладает желтовато-белым (с серым или коричневым оттенком в случае загрязнения) цветом. Плотность равна 3 г/см³ и твёрдость 3,5—4,5 по шкале Мооса.

Марказит — FeS_2 — содержит 46,6 % железа. Встречается в виде жёлтых, как латунь, бипирамидальных ромбических кристаллов с плотностью 4,6—4,9 г/см³ и твёрдостью 5—6 по шкале Мооса.

Лёллингит — FeAs_2 — содержит 27,2 % железа и встречается в виде серебристо-белых бипирамидальных ромбических кристаллов. Плотность равна 7—7,4 г/см³, твёрдость 5—5,5 по шкале Мооса.

Миспикель — FeAsS — содержит 34,3 % железа. Встречается в виде белых моноклинных призм с плотностью 5,6—6,2 г/см³ и твёрдостью 5,5—6 по шкале Мооса.

Мелантерит — $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — реже встречается в природе и представляет собой зелёные (или серые из-за примесей) моноклинные кристаллы, обладающие стекляннным блеском, хрупкие. Плотность равна 1,8—1,9 г/см³.

Вивианит — $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ — встречается в виде сине-серых или зелено-серых моноклинных кристаллов с плотностью 2,95 г/см³ и твёрдостью 1,5—2 по шкале Мооса.

Помимо вышеописанных минералов железа существуют:

ильменит — FeTiO_3
магнетит — $(\text{Fe}, \text{Mg})[\text{Fe}_2\text{O}_4]$
фиброферрит — $\text{FeSO}_4(\text{OH}) \cdot 4,5\text{H}_2\text{O}$
ярозит — $\text{KFe}_3(\text{SO}_4)_2(\text{OH})_6$
кокимбит — $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$
рёмерит — $\text{Fe}^{2+}\text{Fe}^{3+}_2(\text{SO}_4)_4 \cdot 14\text{H}_2\text{O}$

альмандин — $\text{Fe}_3\text{Al}_2[\text{SiO}_4]_3$
андрадит — $\text{Ca}_3\text{Fe}_2[\text{SiO}_4]_3$
гиперстен — $(\text{Fe}, \text{Mg})_2[\text{Si}_2\text{O}_6]$
геденбергит — $(\text{Ca}, \text{Fe})[\text{Si}_2\text{O}_6]$
эгирин — $(\text{Na}, \text{Fe})[\text{Si}_2\text{O}_6]$
шамозит —

графтонит — $(\text{Fe}, \text{Mn})_3(\text{PO}_4)_2$
скородит — $\text{Fe}^{3+}\text{AsO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
штрэнгит — $\text{FePO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
фаялит — Fe_2SiO_4

$\text{Fe}^{2+}_4\text{Al}[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}](\text{OH})_6 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
нонтронит —
 $(\text{Fe}^{3+}, \text{Al})_2[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$

В промышленности железо получают из железной руды, в основном из гематита (Fe_2O_3) и магнетита ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$).

Для выплавки железа из руды разработан доменный процесс с получением в нем чугуна, поступающего затем на выработку стали.

По цвету свежего излома различают два вида чугуна: а) серый и б) белый. Оба эти вида отличаются по физическим и химическим свойствам.

Серый чугун (называемый также мягким) несколько ковков и обладает вязкостью, достаточной для возможности употреблять его в форме отливок.

Белый чугун (жесткий) тверд и хрупок и для применения в виде изделий не годит. При обработке образцов соляной или серной кислотой белый чугун растворяется без остатка, тогда как при такой же обработке серого всегда остается черный графитовый остаток.

При быстром охлаждении (например, при поливке водой) раскаленного серого чугуна, почти всякий серый чугун делается белым, если же такой отбеленный чугун опять накалишь и охлаждать медленно, то он снова делается серым.

Вопросы для закрепления теоретического материала

1. Цель закалки стали.
2. Назначение отпуска стали.
3. Определение чугунов.
4. Укажите руды железа.

Задание

1. Повторить теоретический материал
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Провести эксперимент, соблюдая правила техники безопасности.
4. Оформить отчет.

Инструкция по выполнению

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните опыты.
3. Результаты внесите в таблицу

Опыт №1 Определение ионов железа

В пробирку №1 внести соль железа двухвалентного. В пробирку №2 внести соль железа трёхвалентного. В каждую пробирку вводим раствор гидроокиси натрия. Заполните таблицу

Опыт №2 Химические свойства железа

а) В пустую пробирку налейте 2мл раствора соляной кислоты и опустите туда кусочек железа (скрепку, кнопку). Нагрейте содержимое на спиртовке. Что вы наблюдаете? Какая соль получилась? Чтобы проверить правильность вашего предположения о возможной формуле соли, проведите анализ на обнаружение ионов Fe^{+2} и Fe^{+3} . Для этого добавьте в

пробирку гидроксид натрия. Что вы наблюдаете? Сделайте вывод о составе полученной соли.

б) Опустите кусочек железа в раствор медного купороса (CuSO_4). Каковы признаки реакции? Каков состав полученной соли?

Напишите соответствующие химические реакции.

Образец отчёта

Лабораторная работа № 6 Металлы и их свойства.

Цель: закрепить знания свойств железа.

Название опыта	Что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
Определение ионов железа			
Химические свойства железа			

Вывод делать в соответствии с целью работы

Литература 0.1 с.72 - 75

Практическая работа №2

Решение экспериментальных задач
(по теме Тема 1.7 Металлы и неметаллы)

Цель: закрепить навыки составления уравнений химических реакций.

Обеспеченность занятия

- 1 Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
- 2 Пробирки, штатив для пробирок.
- 3 Растворы иодида калия, бромида натрия, хлорида натрия, нитрата серебра.
- 4 Индикаторы – лакмус, фенолфталеин, метилоранж.

Теоретический материал

Галогены (от греч. halos - соль и genes - образующий) - элементы главной подгруппы VII группы периодической системы: фтор, хлор, бром, йод, астат.

Электронное строение и некоторые свойства атомов и молекул галогенов

Символ элемента	F	Cl	Br	I	At
Порядковый номер	9	17	35	53	85
Строение внешнего электронного слоя	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$	$6s^2 6p^5$
Энергия ионизации, эВ	17,42	12,97	11,84	10,45	~9,2
Сродство атома к электрону, эВ	3,45	3,61	3,37	3,08	~2,8

Относительная электроотрицательность (ЭО)	4,0	3,0	2,8	2,5	~2,2
Радиус атома, нм	0,064	0,099	0,114	0,133	–
Межъядерное расстояние в молекуле Э ₂ , нм	0,142	0,199	0,228	0,267	–
Энергия связи в молекуле Э ₂ (25°С), кДж/моль	159	243	192	157	109
Степени окисления	-1	-1, +1, +3, +4, +5, +7	-1, +1, +4, +5, +7	-1, +1, +3, +5, +7	–
Агрегатное состояние	Бледно-зелёный газ	Зеленовато-желтый газ	Бурая жидкость	Темно-фиолетовые кристаллы	Черные кристаллы
t°пл.(°С)	-219	-101	-8	114	227
t°кип.(°С)	-183	-34	58	185	317
ρ (г·см ⁻³)	1,51	1,57	3,14	4,93	–
Растворимость в воде (г / 100 г воды)	реагирует с водой	2,5 : 1 по объему	3,5	0,02	–

Общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня - nS^2nP^5 .

С возрастанием порядкового номера элементов увеличиваются радиусы атомов, уменьшается электроотрицательность, ослабевают неметаллические свойства (увеличиваются металлические свойства); галогены - сильные окислители, окислительная способность элементов уменьшается с увеличением атомной массы.

Молекулы галогенов состоят из двух атомов.

С увеличением атомной массы окраска становится более темной, возрастают температуры плавления и кипения, а также плотность.

Сила галогеноводородных кислот возрастает с увеличением атомной массы.

Галогены могут образовывать соединения друг с другом (например, BrCl)

Вопросы для закрепления теоретического материала

- Составьте формулы всех кислот, образованных галогенами, запишите их названия.
- Поставьте знак <, > или = вместо *:
 - заряд ядра: Cl * Br; I * F; Cl * P;
 - число электронных слоёв: Cl * Br; I * F; Cl * P;
 - число электронов на внешнем уровне: Cl * Br; I * F; Cl * P;
 - радиус атома: Cl * Br; I * F; Cl * P;
 - восстановительные свойства: Cl * Br; I * F; Cl * P;
 - окислительные свойства: Cl * Br; I * F; Cl * P.
- Дайте характеристику соляной кислоты:
 - по наличию кислорода -
 - по основности -
 - по растворимости в воде -
 - по степени электролитической диссоциации -
 - по летучести -
 - по стабильности -

Задание

- Повторить теоретический материал.
- Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
- Подтвердить опытным путём качественный состав соляной кислоты.
- Оформить отчет.

Инструкция по выполнению

- 1 Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
- 2 Определите качественный состав соляной кислоты по схеме:
В три пробирки прилейте по 1-2 мл раствора соляной кислоты;
В первую пробирку добавьте несколько капель лакмуса; во вторую – метилоранжа, а в третью пробирку – фенолфталеин;
- 3 Заполните таблицу №1.
- 4 Определите наличие хлорид-иона в растворе соляной кислоты:
 - В пробирку прилейте 1 -2 мл раствора соляной кислоты;
 - Добавьте к раствору соляной кислоты раствор нитрата серебра;
 - Заполните таблицу №2.

Образец отчёта

Практическая работа №2 Решение экспериментальных задач.

Цель: закрепить навыки составления уравнений химических реакций.

Таблица № 1

Название индикатора	Цвет индикатора в нейтральной среде	Цвет индикатора в кислой среде
лакмус		
метилоранж		
фенолфталеин		

Таблица № 2

Название опыта	Что делали? Что наблюдали? Выводы.	Составьте уравнения реакций между веществами
Определение хлорид - иона		$\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$

Вывод делать в соответствии с целью работы

Литература 0.1 с 72 – 75

Раздел 2. Органическая химия.

Тема 2.1 Основные понятия органической химии и теория строения органических соединений

Лабораторная работа №7

Составление моделей молекул органических веществ

Цель: научиться составлять модели молекул различной сложности.

Обеспеченность занятия

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Пластин.
3. Спички.

Теоретический материал

Предельными углеводородами называются углеводороды, в молекулах которых атомы углерода связаны между собой простой (одинарной) связью, а все остальные валентности насыщены атомами водорода.

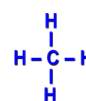
Первые четыре члена ряда предельных углеводородов метан CH_4 , этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} имеют тривиальные (от лат. *trivialis* – обычный, простой) названия. Начиная с углеводорода C_5 , их названия производятся от соответствующих греческих числительных, в некоторых случаях применяются латинские названия, например: пентан C_5H_{12} , гексан C_6H_{14} , октан C_8H_{18} .

Каждый член гомологического ряда, как видно из приведенных примеров, отличается на группу CH_2 , называемой гомологической разностью. Если число атомов углерода обозначить через n , то число атомов водорода в нем будет $2n+2$, общая формула углеводородов $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

Если от молекулы предельного углеводорода отнять один атом водорода, то такой остаток молекулы называется радикалом.

Сведения об особенностях строения алканов

1. Простейшим представителем насыщенных углеводородов является метан, структурная формула которого



2. sp^3 -гибридизация характерна для атомов углерода в (алканах) – в частности, в метане.

3. Атом углерода в молекуле метана расположен в центре тетраэдра, атомы водорода – в его вершинах.

4. Валентные углы между направлениями связей равны между собой и составляют угол $109^\circ 28'$.

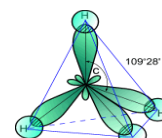


Рисунок 1

5. В этане есть углерод - углеродные связи..

$L(\text{C}-\text{C}) = 0,154 \text{ нм}$.

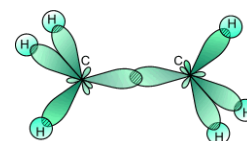


Рисунок 2

Вопросы для закрепления теоретического материала

1. Какие вещества называют органическими?
2. В чем отличие органических веществ от неорганических веществ?
3. Что общего и в чем различия в строении а) гомологов, б) изомеров
4. Определите молекулярную формулу вещества, если оно содержит С-20%, Н-80%, а плотность вещества по водороду примерно равна 15.

Задание

1. Составьте сокращённые структурные формулы углеводородов: метана, этана, пропана, бутана, изобутана, пентана и всех его изомеров.
2. Изготовьте модели молекул углеводородов: метана, этана, пропана, бутана, изобутана, пентана и всех его изомеров.

Инструкция по выполнению практического занятия

1. Составьте сокращённые структурные формулы углеводородов: метана, этана, пропана, бутана, изобутана, пентана и всех его изомеров.
2. Изготовьте модели молекул углеводородов:
- Модель молекулы метана.

Соберите модель молекулы метана, используя для этого спички и пластилин. Для этого из пластилина (в наборе 16 шариков) выберите четыре шарика, а из пластилина (в наборе 7 шариков) – один шарик. В качестве стержней можно использовать спички.

Учтите, что в молекуле метана угол между химическими связями С–Н составляет $109^{\circ}28'$, т. е. молекула имеет тетраэдрическое строение (см. рис. 1).

- Модель молекулы этана.

Соберите модель молекулы этана, используя для этого спички и пластилин. Учтите, что в молекуле этана угол между химическими связями С–Н составляет $109^{\circ}28'$, а углерод-углеродные связи $L(C-C) = 0,154$ нм. (см. рис. 2).

- Модель молекулы пропана.

Соберите модель молекулы пропана, используя для этого спички и пластилин.

- Модели молекул бутана и изобутана.

Соберите модель молекулы н-бутана, используя пластилин. Подумайте и переделайте модель н-бутана в модель молекулы изобутана. Учтите, что в бутане атомы углерода расположены по отношению друг к другу под углом 109° , т. е. углеродная цепь должна иметь зигзагообразное строение. В молекуле изобутана все связи центрального атома углерода направлены к вершинам правильного тетраэдра.

Сравните строение этих углеводородов.

- Модели молекул пентана и всех его изомеров.

Соберите модель молекулы н-пентана и всех его изомеров последовательно, используя пластилин.

Образец отчёта

Практическое занятие № 12 Составление моделей молекул органических веществ.

Цель: научиться составлять модели молекул различной сложности.

№ задания	Название вещества	Шаростержневая модель молекулы	Сокращенная структурная формула	Молекулярная формула

Вывод делать в соответствии с целью работы

Литература 0-1 с 78 – 80

Тема 2.2 Углеводороды и их природные источники

Лабораторная работа № 8 Нефть и нефтепродукты

Цель: изучить свойства природных источников углеводородов.

Обеспеченность занятия

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Коллекции «Продукты нефтепереработки», учебные схемы «Перегонка нефти. Трубочатая печь и ректификационная колонна», «Фрагмент установки каталитического крекинга нефтепродуктов», «Коксохимическое производство», «Основные научные принципы современного химического производства», «Выход продукта и отходы производства. Экологические проблемы».

Теоретический материал

Нефть – природная смесь углеводородов, обычно содержащая три вида углеводородов (в зависимости от месторождения) – парафины, цикланы и арены (ароматические).

Крекинг – процесс расщепления углеводородов нефти с образованием более легких углеводородов.

Термический крекинг протекает при 470–550 °С. Процесс медленный. Образуются углеводороды с неразветвленной цепью, в том числе непредельные углеводороды, легко окисляющиеся и полимеризующиеся. Продукт неустойчив при хранении.

Каталитический крекинг протекает при 450–500 °С в присутствии катализаторов. Скорость процесса больше, чем при термическом крекинге. Происходит изомеризация (разветвление). Продукт обладает большей детонационной стойкостью. Непредельных углеводородов в смеси меньше, следовательно, образующийся бензин более устойчив при хранении.

Пиролиз – это высокотемпературный (700 °С и больше) крекинг без доступа воздуха (продукты – этен, этин, бензол, толуол и др.). При радикальном разрыве σ -связей (связи С–С примерно в середине углеродной цепи и связи С–Н в 2-положении от места разрыва связи С–С) из одной молекулы алкана образуется две сравнительно короткие молекулы новых алкана и алкена. Например, из н-октана получается н-бутан и бутен-1:



Дальнейший пиролиз можно описать такими реакциями:

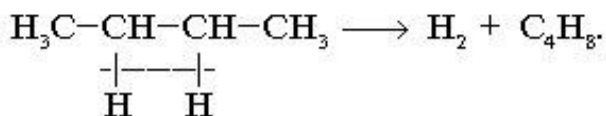
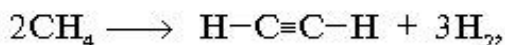
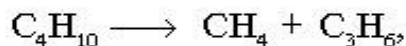
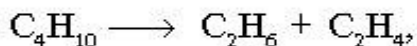
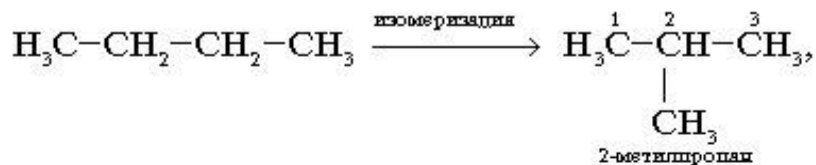
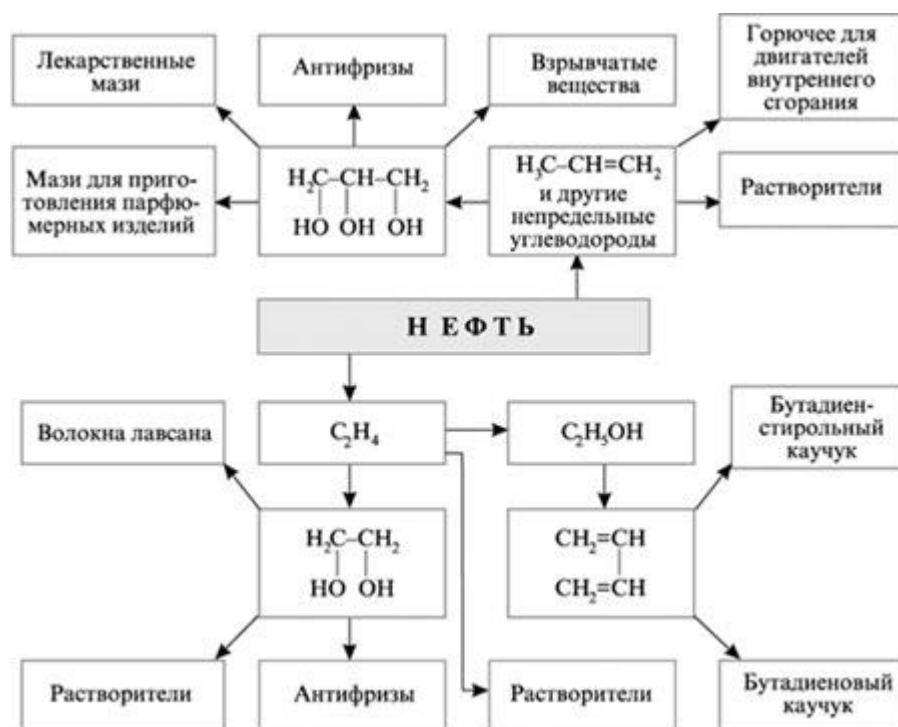


Схема использования продуктов нефтепереработки



Вопросы для закрепления теоретического материала

1. Чем отличаются попутные газы от природного газа?
2. Какие смазочные масла используют на производстве?
3. Назовите важнейшие нефтепродукты и укажите их область применения.
4. Чем отличается процесс крекинга нефти от её перегонки?
5. Чем отличается термический крекинг от каталитического? Дайте характеристику бензинов термического и каталитического крекингов.

Задание

Рассмотрите выданные коллекции с образцами продуктов нефтепереработки. Охарактеризуйте свойства этих продуктов и области их применения.

Инструкция по выполнению

1. Рассмотрите образец нефти и нефтепродуктов.
2. Охарактеризуйте его по разным признакам.
3. Запишите его состав и свойства в таблицу для отчёта.
4. По аналогии проведите работу с другими образцами из коллекции.

Образец отчёта

Лабораторная работа № 8 Нефть и нефтепродукты.

Цель: изучить свойства природных источников углеводородов.

	Природный и попутный газы	Нефть	Уголь
1. Агрегатное состояние и состав			
2. Запасы			
3. Переработка			
4. Применение			

Продукты нефтепереработки	Свойства (агрегатное состояние, цвет, особенности)	Применение
1. Газ		
2. Бензин		
3. Лигроин		
4. Керосин		
5. Мазут		
6. Гудрон		

Вывод делать в соответствии с целью работы

Литература 0-1.с 80-90

Тема 2.3 Кислородсодержащие органические соединения».

Лабораторная работа №9

Химические свойства кислородсодержащих органических соединений.

Цель: формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

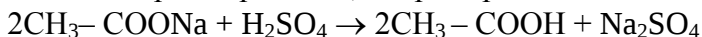
Обеспеченность занятия

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Раствор гидроксида натрия, карбонат натрия, карбонат кальция, оксид меди (II), уксусная кислота, лакмус синий, цинк; штатив с пробирками, водяная баня, прибор для нагревания, спички, держатель для пробирок.

Теоретический материал

Карбоновые кислоты - органические соединения, в молекулах которых содержатся одна или несколько карбоксильных групп, соединённых с углеводородным радикалом или атомом водорода.

Получение: В лаборатории карбоновые кислоты можно получить из их солей, действуя на них серной кислотой при нагревании, например:



В промышленности получают окислением углеводородов, спиртов и альдегидов.

Химические свойства:

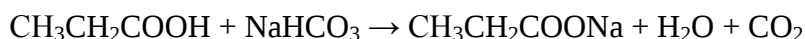
1. Из-за смещения электронной плотности от гидроксильной группы О-Н к сильно поляризованной карбонильной группе С=О молекулы карбоновых кислот способны к электролитической диссоциации: $\text{R-COOH} \rightarrow \text{R-COO}^- + \text{H}^+$
2. Карбоновые кислоты обладают свойствами, характерными для минеральных кислот. Они реагируют с активными металлами, основными оксидами, основаниями, солями слабых кислот.

$$2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Mg} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg} + \text{H}_2$$

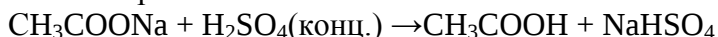
$$2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CaO} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{H-COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H-COONa} + \text{H}_2\text{O}$$

$$2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$



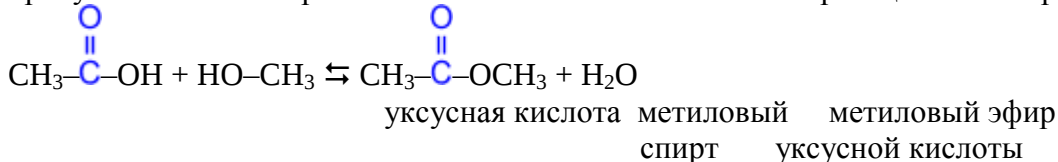
Карбоновые кислоты слабее многих сильных минеральных кислот



3. Образование функциональных производных:

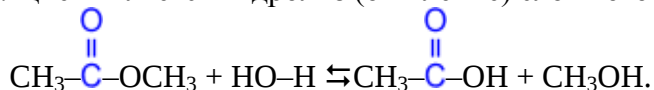
а) при взаимодействии со спиртами (в присутствии концентрированной H_2SO_4) образуются сложные эфиры.

Образование сложных эфиров при взаимодействии кислоты и спирта в присутствии минеральных кислот называется реакцией этерификации.



Общая формула сложных эфиров $\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\parallel}}\text{C}-\text{OR}'$ где R и R' – углеводородные радикалы: в сложных эфирах муравьиной кислоты – формиатах $\text{R}=\text{H}$.

Обратной реакцией является гидролиз (омыление) сложного эфира:

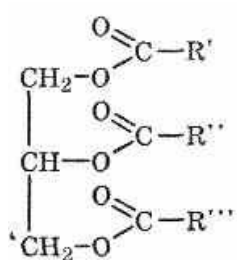


Глицерин (1,2,3-тригидроксипропан; 1,2,3-пропантриол) (гликос — сладкий) химическое соединение с формулой $\text{HOCH}_2\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2\text{OH}$ или $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$.

Простейший представитель трёхатомных спиртов. Представляет собой вязкую прозрачную жидкость.

Глицерин — бесцветная, вязкая, гигроскопичная жидкость, неограниченно растворимая в воде. Сладкий на вкус(гликос — сладкий). Хорошо растворяет многие вещества.

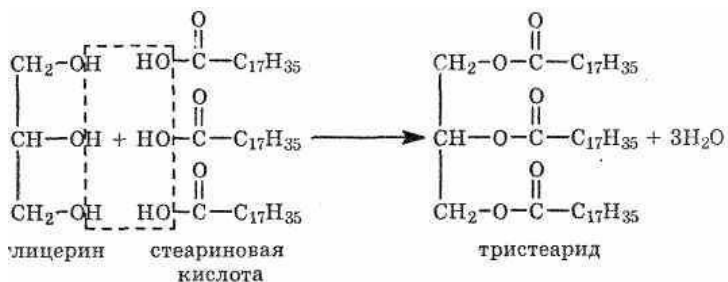
Глицерин этерефицируется карбоновыми и минеральными кислотами. Эфиры глицерина и высших карбоновых кислот — жиры.



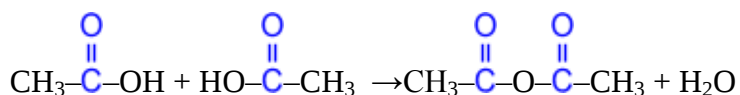
Жиры — это смеси сложных эфиров, образованных трехатомным спиртом глицерином и высшими жирными кислотами. Общая формула жиров, где R — радикалы высших жирных кислот:

Чаще всего в состав жиров входят предельные кислоты: пальмитиновая $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ и стеариновая $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$, и непредельные кислоты: олеиновая $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ и линолевая $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$.

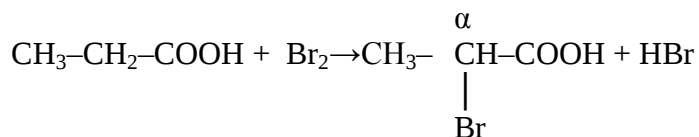
Общее название соединений карбоновых кислот с глицерином — триглицериды.



б) при воздействии водоотнимающих реагентов в результате межмолекулярной дегидратации образуются ангидриды



Галогенирование. При действии галогенов (в присутствии красного фосфора) образуются α-галогензамещённые кислоты:



α-бромпропионовая кислота (2-бромпропановая кислота)

Применение: в пищевой и химической промышленности (производство ацетилцеллюлозы, из которой получают ацетатное волокно, органическое стекло, киноплёнку; для синтеза красителей, медикаментов и сложных эфиров).

Вопросы для закрепления теоретического материала

1. Какие органические соединения относятся к карбоновым кислотам?
2. Почему среди карбоновых кислот нет газообразных веществ?
3. Чем обусловлены кислотные свойства карбоновых кислот?
4. Почему изменяется цвет индикаторов в растворе уксусной кислоты?
5. Какие химические свойства для глюкозы и глицерина являются общими, и чем эти вещества отличаются друг от друга? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Задание

1. Повторить теоретический материал по теме практического занятия.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Исследовать свойства кислородсодержащих органических соединений.
4. Оформить отчет.

Инструкция по выполнению

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните опыты.
3. Результаты внесите в таблицу.

Опыт № 1 Испытание раствора уксусной кислоты лакмусом

Разбавьте полученную уксусную кислоту небольшим количеством воды и прибавьте несколько капель синего лакмуса или опустите в пробирку индикаторную бумажку.

Опыт № 2 Взаимодействие уксусной кислоты с карбонатом кальция

В пробирку насыпьте немного мела (карбоната кальция) и прилейте раствор уксусной кислоты.

Опыт № 3 Свойства глюкозы и сахарозы

а) В пробирку внесите 5 капель раствора глюкозы, каплю раствора соли меди (II) и при взбалтывании несколько капель раствора гидроксида натрия до образования светло-синего раствора. Такой опыт проделывали с глицерином.

б) Полученные растворы нагрейте. Что наблюдаете?

Опыт № 4 Качественная реакция на крахмал

К 5-6 каплям крахмального клейстера в пробирке прибавьте каплю спиртового раствора йода.

Образец отчёта

Лабораторная работа № 9 Химические свойства кислородсодержащих органических соединений.

Цель: формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

Название опыта	Что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
опыт № 1 Испытание раствора уксусной кислоты лакмусом			
опыт № 2 Взаимодействие уксусной кислоты с карбонатом кальция			
опыт № 3 Свойства глюкозы и сахарозы			
опыт № 4 Качественная реакция на крахмал			

Вывод делать в соответствии с целью работы

Литература 0-2 с. 94-98

Лабораторная работа № 10
Химические свойства азотсодержащих органических соединений

Цель: отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

Обеспеченность занятия

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Раствор белка, растворы сульфата меди (II) и щёлочи, азотная кислота, водный раствор аммиака, шерсть, штатив с пробирками, прибор для нагревания, держатель, тигельные щипцы, спички.

Теоретический материал

Пептиды и белки представляют собой высокомолекулярные органические соединения, построенные из остатков α -аминокислот, соединенных между собой пептидными связями.

Ни один из известных нам живых организмов не обходится без белков. Белки служат питательными веществами, они регулируют обмен веществ, исполняя роль ферментов – катализаторов обмена веществ, способствуют переносу кислорода по всему организму и его поглощению, играют важную роль в функционировании нервной системы, являются механической основой мышечного сокращения, участвуют в передаче генетической информации.

Функции белков в природе универсальны.

Белки входят в состав мозга, внутренних органов, костей, кожи, волосяного покрова и т.д. Основным источником α -аминокислот для живого организма служат пищевые белки, которые в результате ферментативного гидролиза в желудочно-кишечном тракте дают α -аминокислоты.

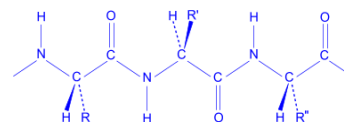
Многие α -аминокислоты синтезируются в организме, а некоторые необходимые для синтеза белков α -аминокислоты не синтезируются в организме и должны поступать извне.

Такие аминокислоты называются незаменимыми.

К ним относятся валин, лейцин, треонин, метионин, триптофан и др. При некоторых заболеваниях человека перечень незаменимых аминокислот расширяется.

Пептиды и белки различают в зависимости от величины молекулярной массы. Условно считают, что пептиды содержат в молекуле до 100 (соответствует молекулярной массе до 10000), а белки – свыше 100 аминокислотных остатков (молекулярная масса от 10000 до нескольких миллионов).

Первичная структура белка – специфическая аминокислотная последовательность, т.е. порядок чередования α -аминокислотных остатков в полипептидной цепи.



Вторичная структура белка – конформация полипептидной цепи, т.е. способ скручивания цепи в пространстве за счет водородных связей между группами NH и CO. Одна из моделей вторичной структуры – спираль.

Третичная структура белка – трехмерная конфигурация закрученной спирали в пространстве, образованная за счет дисульфидных мостиков –S–S– между цистеиновыми остатками и ионных взаимодействий.

Четвертичная структура белка – структура, образующаяся за счет взаимодействия между разными полипептидными цепями. Четвертичная структура характерна лишь для некоторых белков, например гемоглобина.

Химические свойства

1) Денатурация.

Утрата белком природной (нативной) конформации, сопровождающаяся обычно потерей его биологической функции, называется денатурацией. С точки зрения структуры белка – это разрушение вторичной и третичной структур белка, обусловленное воздействием кислот, щелочей, нагревания, радиации и т.д. Первичная структура белка при денатурации сохраняется. Денатурация может быть обратимой (так называемая, ренатурация) и

необратимой. Пример необратимой денатурации при тепловом воздействии – свертывание яичного альбумина при варке яиц.

2) Гидролиз белков – разрушение первичной структуры белка под действием кислот, щелочей или ферментов, приводящее к образованию α - аминокислот, из которых он был составлен.

3) Качественные реакции на белки:

а) Биуретовая реакция – фиолетовое окрашивание при действии солей меди (II) в щелочном растворе. Такую реакцию дают все соединения, содержащие пептидную связь.

б) Ксантопротеиновая реакция – появление желтого окрашивания при действии концентрированной азотной кислоты на белки, содержащие остатки ароматических аминокислот (фенилаланина, тирозина).

Вопросы для закрепления теоретического материала

1. Что такое денатурация? Укажите условия денатурации белковых молекул.
2. Какие группы атомов и типы связей наиболее характерны для большинства белковых молекул?
3. Как можно доказать наличие белков в продуктах питания, в шерстяных и шелковых тканях?
4. Какие вещества образуются при гидролизе белков в организме?
5. Чем отличается гидролиз белков от гидролиза полисахаридов?

Задание

1. Повторить теоретический материал по теме практического занятия.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Исследовать свойства белков.
4. Оформить отчет.

Инструкция по выполнению

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните опыты.
3. Результаты внесите в таблицу.

Опыт № 1 Свойства белков

- а) В пробирку налейте 2 мл раствора белка и добавьте 2 мл раствора щелочи, а затем несколько капель раствора медного купороса (сульфата меди (II)).
- б) В пробирку с 2 мл раствора белка добавьте несколько капель азотной кислоты. Нагрейте содержимое пробирки. Охладите смесь и добавьте к ней по каплям 2–3 мл нашатырного спирта.
- в) Подожгите несколько шерстяных нитей. Охарактеризуйте запах горящей шерсти.
- г) К 3–4 мл раствора белка в воде добавьте несколько капель раствора медного купороса (сульфата меди (II)).

Образец отчёта

Лабораторная работа № 10 Химические свойства азотсодержащих органических соединений.

Цель: отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

Название опыта	Что делаете	Наблюдения и их объяснения
----------------	-------------	----------------------------

--	--	--

Вывод делать в соответствии с целью работы

Литература 0-1.с 98-101

Практическая работа № 3 **Решение экспериментальных задач**

(по теме 2.4 Азотсодержащие органические соединения. Полимеры)

Цель: закрепить теоретические знания о свойствах полимеров.

Обеспеченность занятия

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Прокладка огнезащитная керамическая, щипцы тигельные (или пинцет), штатив для пробирок, пробирки ПХ -14, стеклянная палочка, спиртовка, спички, промывалка, сосуд для отходов, пипетки (или стеклянные трубочки с оплавленными краями, диаметр трубки 2-3 мм, длина 100-120 мм), гранулы (или кусочки): полиэтилена, поливинилхлорида, полистирола, полиметилметакрилата; раствор гидроксида натрия (5%), раствор серной кислоты (1:5), раствор перманганата калия (розовый), бромная (или йодная вода), дистиллированная вода.

Теоретический материал

Пластмассами называют материалы, изготавливаемые на основе полимеров. Пластмассы сочетают в себе разнообразные ценные качества, такие как лёгкость, прочность, химическая стойкость, которые обусловили проникновение их в различные отрасли народного хозяйства. Кроме полимеров (их часто называют смолой) в пластмассах почти всегда содержатся другие компоненты, придающие материалу определённые качества. Полимерное вещество является для них связующим.

В пластмассы входят наполнители (древесная мука, ткань, асбест, стекловата), которые улучшают их механические свойства.

Пластификаторы – повышают эластичность, устраняют хрупкость.

Стабилизаторы – способствуют сохранению свойств пластмасс в процессе их переработки и использования.

Красители придают необходимую окраску.

Обычные способы получения полимеров – это реакции полимеризации, лежащие в основе получения термопластичных пластмасс, и реакции поликонденсации, лежащие в основе получения термореактивных пластмасс.

Термопластичные полимеры при нагревании размягчаются и в этом состоянии легко изменяют форму, которую сохраняют при охлаждении. При следующем нагревании они снова размягчаются и могут принимать новую форму.

Термореактивные полимеры при нагревании сначала становятся пластичными, при дальнейшем нагревании утрачивают пластичность, становятся неплавкими. Повторно переработать такой полимер в новое изделие невозможно.

Наиболее типичными способами получения изделий из термопластичных пластмасс является литьё под давлением и экструзия (выдавливание), а из термореактивных пластмасс – горячее прессование.

Краткая характеристика некоторых пластмасс

Полиэтилен – твёрдый, жирный на ощупь, белого цвета термопластичный полимер. Стоек по отношению к агрессивным средам. Благодаря высокой температуре плавления, обладает существенными преимуществами перед другими материалами (полиэтиленом, полиметилметакрилатом, поливинилхлоридом), близким по свойствам.

Полипропилен идёт на изготовление высокопрочной изоляции, труб, деталей машин, химической аппаратуры. Благодаря высокой механической прочности, его используют для изготовления канатов, сетей, технических тканей.

Поливинилхлорид – обладает большой химической стойкостью, хорошими электроизоляционными свойствами и большой механической прочностью. Термопластичный полимер, на его основе изготавливают два вида пластмасс: винипласт, обладающий значительной жесткостью и пластикат – более мягкий материал.

Винипласт идёт на изготовление химически стойкой аппаратуры, ванн для никелирования, жестких плёнок. Пластикат используется для изоляции, для производства предметов широкого потребления (плащей, сумок, линолеума, клеенок, для получения материалов, заменяющих кожу – в производстве обуви).

Полистирол – стоек, к действию кислот и щелочей (кроме концентрированной азотной кислоты), обладает очень хорошими электроизоляционными свойствами, термопластичен. Его применяют в электротехнике, радиотехнике, а также в быту (посуда, шкатулки, пуговицы)

Пенополистирол – лёгкий и прочный материал, имеет широкое применение в строительстве, в вагоностроении, самолётостроении, судостроении; в качестве изоляции в холодильниках, в переправочных спасательных средствах.

Получают поропласты путём нагревания высокомолекулярной смолы с веществом, размягчающимся при высокой температуре (например, с карбонатом аммония). При нагревании образуется газ, вспенивающий смолу, которая после охлаждения остаётся пронизанной мелкими порами, в результате чего полученный материал становится легче воды и является прекрасным тепло- и звуко- изолятором.

Полиметилметакрилат – за свою прозрачность называется органическим стеклом. Обладает удовлетворительной прочностью и значительно меньшей хрупкостью, чем обычное силикатное стекло, способностью пропускать ультрафиолетовые лучи. Термопластичный полимер, находит применение в строительстве, в часовом деле, различных отраслях промышленности и в быту.

Фенолформальдегидная смола – обычно используется в смеси с наполнителями, красителями, а затем уже производят формование изделий способом горячего прессования.

Введение различных наполнителей позволяет получить материалы, имеющие ценные свойства. Так текстолит и стеклотекстолит, армированные текстильными тканями и стеклотканью, по прочности близки к дюралюминию и стали.

Текстолит – хлопчатобумажная ткань, пропитанная фенолформальдегидной смолой и спрессованная при повышенной температуре. Устойчив к нагрузкам. Легко поддаётся механической обработке. Применяется для изготовления шарикоподшипников, шестерёнок для машин, работающих при больших нагрузках.

Стеклотекстолит – стеклянная ткань и стеклянное волокно, пропитанное фенолформальдегидной смолой и спрессованное. Механически и коррозионноустойчивый материал. Применяют для изготовления деталей больших размеров (автоцистерны, кузова автомобилей)

Вопросы для закрепления теоретического материала

1. Дайте определения следующим понятиям: полимеры, структурное звено, степень полимеризации.
2. В чем разница между реакциями полимеризации и поликонденсации?
3. Какие полимеры называются термопластичными?
4. Какие полимеры называются термореактивными?
5. Дайте классификацию волокон.

Задание

1. Повторить теоретический материал по теме практического занятия.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Исследовать свойства термопластичных полимеров.
4. Оформить отчет.

Инструкция по выполнению

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните опыты.
3. Результаты внесите в таблицу.

Опыт № 1 Исследование термопластичности полимеров

Зажмите в тигельных щипцах (или пинцетом) гранулу (кусочек) полиэтилена и подержите его над пламенем горелки. Что наблюдаете?

Положите нагретый полиэтилен на керамическую прокладку (при отсутствии керамической прокладки можно использовать кусочки кафельной плитки) и с помощью стеклянной палочки (свободным от наконечника концом) попытайтесь изменить его форму. Меняется ли она?

Попытайтесь изменить форму гранулы после остывания. Удалось ли это? Проведите подобные исследования с образцами поливинилхлорида, полистирола, полиметилметакрилата.

Внимание! Нагревание образцов проводить осторожно (под пламенем спиртовки до появления изменений). Не доводить до разложения.

Опыт № 2 Исследование горючести полимеров:

Зажмите в тигельных щипцах или с помощью пинцета кусочек (гранулу) полиэтилена, внесите его в пламя спиртовки и держите до загорания полиэтилена.

Удалите щипцы с гранулой полиэтилена из пламени. Продолжает ли полиэтилен гореть вне пламени?

Исследуйте горючесть поливинилхлорида, полистирола, полиметилметакрилата, обратите внимание на характер их горения в пламени горящих полимеров.

Опыт № 3 Отношение полимеров к растворам кислот и щелочей:

Разместите в штативе для пробирок 8 пробирок ПХ-14 (в два ряда). Налейте в четыре пробирки первого ряда по 1-2 мл (20 – 40 капель) раствора серной кислоты (1:5).

Поместите в пробирки поочередно по грануле (кусочку) полиэтилена, поливинилхлорида, полистирола, полиметилметакрилата.

Налейте в четыре пробирки второго ряда по 1-2 мл (20 – 40 капель) раствора гидроксида натрия (5%) и поместите в них по грануле (кусочку) вышеперечисленных полимеров.

Для вливания в пробирки растворов кислот и щелочей используйте пипетки или стеклянные трубочки. При использовании трубочек, их следует опускать в склянки с растворами кислот.

Опыт № 4 Отношение полимеров к бромной воде и раствору перманганата калия
Освободите штатив от использованных пробирок и разместите в нём 8 чистых пробирок в 2 ряда.

Налейте в 4 пробирки первого ряда 1-2 мл бромной воды.

Поместите в них поочерёдно по грануле (кусочку) полиэтилена, поливинилхлорида, полистирола, полиметилметакрилата налейте в 4 пробирки второго ряда по 1-2 мл розового раствора перманганата калия. Поместите в них по грануле (кусочку) перечисленных выше полимеров.

Оставьте полимеры в растворах поочерёдно встряхните пробирки с содержимым. Что наблюдаете? Произошли ли какие либо изменения с бромной водой и раствором перманганата калия? Сделайте выводы.

Оставьте содержимое всех пробирок на 8-10 минут.

Слейте растворы кислоты и щелочи из пробирок с полимерами в сосуд для отходов.

Промойте тщательно образцы дистиллированной водой из промывалки и слейте воду после промывки в сосуд для отходов. Что наблюдаете? Произошли ли какие либо изменения с образцами?

Образец отчета

Лабораторная работа № 10 Химические свойства азотсодержащих органических соединений.

Цель: закрепить теоретические знания о свойствах полимеров.

Что делали	Признаки реакции	Уравнение реакции	Выводы
опыт № 1 Исследование термопластичности полимеров			
опыт № 2 Исследование горючести полимеров			
опыт № 3 Отношение полимеров к растворам кислот и щелочей			
опыт № 4 Отношение полимеров к бромной воде и раствору перманганата калия			

Литература 0-1.с.98-101

Литература

Основная

1. Габриелян, О. С. Химия для профессий и специальностей технического профиля [Текст]: учебник / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов. – 6-е изд., стер. – М.: Издательский центр «Академия», 2013. – 256с., [8]л. цв. ил.
2. Богомолова, И.В. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Богомолова И.В. - М.: Альфа-М, ИНФРА-М, 2016. - 336 с.- -Режим доступа: <http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=538925> (ЭБС Znanium)

Дополнительная

1. Ерохин Ю. М. Сборник тестовых заданий по химии [Текст]: учеб. пособие / Ю. М. Ерохин. – М.: Издательский центр «Академии», 2012. – 128 с.
2. Щербина, А.Э. Органическая химия. Основной курс [Электронный ресурс]: учебник / А.Э. Щербина, Л.Г. Матусевич; Под ред. А.Э. Щербины. - М.: НИЦ ИНФРА-М; Мн.: Нов. знание, 2013. - 808 с. -Режим доступа: <http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=415732> (ЭБС Znanium)

Интернет-ресурсы

1. [www. hemi. wallst. ru](http://www.hemi.wallst.ru) (Образовательный сайт для школьников «Химия»).
2. [www. chemistry-chemists. com](http://www.chemistry-chemists.com) (электронный журнал «Химики и химия»).

Приложение 1

Инструкция по охране труда для студентов при работе в кабинете химии

1.Требования безопасности перед началом работы в кабинете химии

Перед началом работы в кабинете химии студенты обязаны:

- надеть спецодежду и средства индивидуальной защиты необходимые для проводимой лабораторной, практической работы или опыта;
- пройти инструктаж по требованиям безопасности;
- твердо уяснить порядок и правила безопасности проведения опыта;
- проверить наличие и надежность посуды, приборов и других предметов, необходимых для выполнения задания;
- освободить рабочее место от всех ненужных материалов и предметов.

2.Требования безопасности во время работы в кабинете химии

1. Во время работы в кабинете химии соблюдайте порядок и чистоту на рабочем месте, выполняйте требования безопасности. Беспорядочность, поспешность, небрежность в работе и нарушение требований безопасности могут привести к несчастному случаю.
2. Приступайте к выполнению задания только после разрешения преподавателя.
3. Выполняйте только ту работу, которая предусмотрена заданием. Производить работы не связанные с заданием или указанием преподавателя, запрещается.
4. Не отвлекайтесь сами и не отвлекайте других от работы посторонними разговорами.
5. При выполнении задания пользуйтесь посудой, приборами и реактивами выданными преподавателем. Брать посуду, реактивы и т.п. с других столов не разрешается.
6. Химические вещества для опыта берите строго в количестве, предусмотренном методикой опыта или указанием преподавателя.
7. Перед тем как взять реактивы, необходимые для опыта, прочтите этикетку на таре (банке или склянке) во избежание ошибки.

8. Не берите реактивы незащищенными руками. Для этого используйте фарфоровые ложки, шпатели или совочки.
9. Не выливайте в раковины остатки кислот, щелочей сернистых соединений, огнеопасных жидкостей, а также растворы, полученные после опыта. Эти растворы следует сливать в специальные склянки.
10. Насыпайте или наливайте реактивы на столе (сухие – над листом бумаги, жидкие над противнем)
11. Рассыпанный или пролитый случайно реактив не ссыпайте и не сливайте обратно в тару к основному реактиву.
12. При определении веществ по запаху не наклоняйтесь над горлом сосуда и не вдыхайте сильно пары и выделяющийся газ. Для этого нужно легким движением ладони над горлом сосуда направлять пары или газ к носу и вдыхать осторожно.
13. Снимайте сосуды с жидкостью, нагретой до температуры кипения или близкой к ней, осторожно, защитив руку полотенцем.
14. Не заглядывайте в сосуд (даже в пробирку) сверху во избежание несчастного случая от выброса жидкости.
15. Разливайте кислоты и др. агрессивные жидкости из бутылей большей емкости в расходные склянки с помощью сифона, используя в качестве источника давления резиновую грушу, ручной насос или ножную воздуходувку.
16. При разбавлении концентрированных кислот водой лейте кислоту в воду, а не наоборот, постоянно помешивая. Внесение воды к концентрированной кислоте (особенно серной) вызовет сильное разогревание и разбрызгивание, что может привести к ожогам.
17. При разбавлении концентрированных кислот, смешивании их друг с другом и при смешивании веществ, сопровождающихся выделением тепла, пользуйтесь только тонкостенной химической или фарфоровой посудой.
18. Не заливайте горячие или даже теплые жидкости в толстостенные сосуды и приборы, не добавляйте в них серную кислоту.
19. Во избежание ожогов полости рта, а также отравления не набирайте растворы кислот, щелочей и других агрессивных жидкостей в пипетку ртом. Для этих целей используйте пипетки с различными ловушками или резиновые груши.
20. При работе с кислотами и щелочами пользуйтесь резиновыми перчатками, защитными очками и другими средствами индивидуальной защиты.
21. Растворяйте щелочи в фарфоровой посуде путем медленного прибавления к воде небольших порций при непрерывном помешивании. Куски щелочи берите только пинцетом.
22. Отработанные кислоты и щелочи сливайте в канализацию только после нейтрализации.
23. Работайте с органическими растворителями только в вытяжном шкафу.
24. При работе с легковоспламеняющимися растворителями все горелки, находящиеся в вытяжном шкафу, потушите, а электронагреватели с открытой спиралью - выключите.
25. Посуда, в которой проводятся опыты, перед заполнением должна быть сухой и чистой.
26. Работу, связанную с опасностью воспламенения, вспышки или взрыва, выполняйте стоя.
27. При опытах с растворителями не оставляйте рабочее место без присмотра.
28. Количество растворителей находящихся в кабинете химии не должно превышать потребности для проводимого урока.
29. Сосуды с горячей жидкостью не закрывайте притертой пробкой до полного их остывания.
30. При переносе сосудов с горячей жидкостью, берите их руками, защищенными полотенцем, при этом большой сосуд держите одной рукой за дно, другой за горлышко.
31. Большие химические стаканы поднимайте двумя руками так, чтобы отогнутые края (бортики) стакана опирались на указательные и большие пальцы.

32. Во избежание порезов рук концы стеклянных трубок и палочек должны быть оплавлены.
33. Нагревая жидкость в пробирке или колбе, держите их так, чтобы отверстие пробирки или горлышко колбы было направлено в сторону от себя и соседей по работе.
34. Не пользуйтесь стеклянной посудой или приборами, имеющими хотя бы небольшие трещины – запрещено
35. Правильно пользуйтесь вытяжным шкафом
- вытяжной шкаф включайте не менее чем за 15 мин. до начала работы.
 - створки вытяжного шкафа во время работы держите максимально закрытыми (опущенными) с небольшим зазором для тяги.
 - открывайте их только на время обслуживания установленных в шкафу приборов или для другой необходимости на высоту, удобную для работы, но не более половины оконного проема.
 - поднятые створки во время работы в вытяжном шкафу закрепляйте с помощью имеющихся для этой цели приспособлений.
36. Во избежание проникновения вредных паров и газов из вытяжного шкафа в помещение кабинета вентиляция должна быть отрегулирована так, чтобы в шкафу создавалось небольшое разрежение.

3. Требования безопасности в аварийных ситуациях

1. При любой аварийной ситуации немедленно прекратить занятия и сообщите о случившемся руководителю занятий.
2. При получении травмы в результате несчастного случая, немедленно сообщите об этом руководителю занятий.
3. При появлении признаков утомления, недомогания и плохого самочувствия во время занятий сообщите об этом преподавателю и немедленно обратитесь к врачу.
4. В случаях, когда разбился прибор, склянка с агрессивной жидкостью и т.п., и начинают выделяться ядовитые пары и газы, немедленно сообщите об этом преподавателю и по его указанию покиньте помещение
5. Если в случае аварии пролиты растворители немедленно сообщите об этом преподавателю. Ничего не убирать самостоятельно.
6. В случае, если разбилась лабораторная посуда, не собирайте осколки незащищенными руками, а используйте для уборки щетку и совок.

4. Требования безопасности по окончании занятий

После окончания проведения практических лабораторных работ необходимо:

- погасить спиртовку специальным колпачком;
- привести свое рабочее место в порядок;
- сдать все химреактивы, приборы и оборудование преподавателю или лаборанту
- отработанные жидкости собрать в специальные емкости емкостью не менее 3л для последующего уничтожения;
- установки и приборы, в которых использовались или образовались опасные вещества, оставить в вытяжном шкафу с работающей вентиляцией. Демонтаж установки проводит учитель лично
- снять спецодежду и СИЗ и тщательно вымыть руки с мылом.

Важнейшие кислоты и кислотные остатки

Таблица 1.

кислота	название кислоты	кислотный остаток	название кислотного остатка
HNO_3	азотная	NO_3	нитрат
HNO_2	азотистая	NO_2	нитрит
H_3BO_3	борная	BO_3	борат
HBr	бромистоводородная	Br	бромид
HI	иодистоводородная	I	иодид
H_2SiO_3	кремниевая	SiO_3	силикат
HMnO_4	марганцевая	MnO_4	перманганат
H_3PO_4	фосфорная	PO_4	фосфат
H_2S	сероводородная	S	сульфид
H_2SO_4	серная	SO_4	сульфат
H_2SO_3	сернистая	SO_3	сульфит
H_2CO_3	угольная	CO_3	карбонат
HF	фтористоводородная, или плавиковая	F	фторид
HCl	хлористоводородная, или соляная	Cl	хлорид
H_2CrO_4	хромовая	CrO_4	хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	дихромовая	Cr_2O_7	дихромат
HCN	цианистоводородная, или синильная	CN	цианид

Растворимость солей, кислот, оснований в воде

Таблица 2

(при комнатной температуре) Катион	Анионы										
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ⁺	P	P	P	P	P	M	P	-	H	P	P
Na ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Mg ²⁺	H	PK	P	P	P	M	P	H	PK	P	PK
Ca ²⁺	M	HK	P	P	P	M	P	H	PK	M	PK
Sr ²⁺	M	HK	P	P	P	P	P	H	PK	PK	PK
Ba ²⁺	P	PK	P	P	P	P	P	H	PK	HK	PK
Sn ²⁺	H	P	P	P	M	PK	P	H	H	P	H
Pb ²⁺	H	H	M	M	M	PK	P	H	H	H	H
Al ³⁺	H	M	P	P	P	Г	P	Г	HK	P	PK
Cr ³⁺	H	P	P	P	P	Г	P	Г	H	P	PK
Mn ²⁺	H	P	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Fe ²⁺	H	M	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Fe ³⁺	H	P	P	P	-	-	P	Г	H	P	PK
Co ²⁺	H	M	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Ni ²⁺	H	M	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Cu ²⁺	H	M	P	P	-	H	P	Г	H	P	H
Zn ²⁺	H	M	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Cd ²⁺	H	P	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Hg ²⁺	H	P	P	M	HK	HK	P	H	H	P	H
Hg ₂ ²⁺	H	P	HK	HK	HK	PK	P	H	H	M	H
Ag ⁺	H	P	HK	HK	HK	HK	P	H	H	M	H

Условные обозначения:

P – вещество хорошо растворимо в воде

M – малорастворимо

H – практически нерастворимо в воде, но легко растворяется в слабых или разбавленных кислотах

PK – нерастворимо в воде и растворяется только в сильных неорганических кислотах

HK – нерастворимо ни в воде, ни в кислотах

Г – полностью гидролизуеться при растворении и не существует в контакте с водой

- вещество вообще не существует

ПСХЭ Д.И.Менделеева (Периодическая система химических элементов)

Таблица 3

Группа → Период ↓	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 Н Водород																	2 He Гелий
2	3 Li Литий	4 Be Бериллий											5 B Бор	6 C Углерод	7 N Азот	8 O Кислород	9 F Фтор	10 Ne Неон
3	11 Na Натрий	12 Mg Магний											13 Al Алюми- ний	14 Si Кремний	15 P Фосфор	16 S Сера	17 Cl Хлор	18 Ar Аргон
4	19 K Калий	20 Ca Кальций	21 Sc Скандий	22 Ti Титан	23 V Ванадий	24 Cr Хром	25 Mn Марганец	26 Fe Железо	27 Co Кобальт	28 Ni Никель	29 Cu Медь	30 Zn Цинк	31 Ga Галлий	32 Ge Германий	33 As Мышьяк	34 Se Селен	35 Br Бром	36 Kr Криптон
5	37 Rb Рубидий	38 Sr Стронций	39 Y Иттрий	40 Zr Цирконий	41 Nb Ниобий	42 Mo Молибден	43 Tc Технеций	44 Ru Рутений	45 Rh Родий	46 Pd Палладий	47 Ag Серебро	48 Cd Кадмий	49 In Индий	50 Sn Олово	51 Sb Сурьма	52 Te Теллур	53 I Иод	54 Xe Ксенон
6	55 Cs Цезий	56 Ba Барий	*	72 Hf Гафний	73 Ta Тантал	74 W Вольфрам	75 Re Рений	76 Os Осмий	77 Ir Иридий	78 Pt Платина	79 Au Золото	80 Hg Ртуть	81 Tl Таллий	82 Pb Свинец	83 Bi Висмут	84 Po Полоний	85 At Астат	86 Rn Радон
7	87 Fr Франций	88 Ra Радий	**	104 Rf Резер- фордий	105 Db Дубний	106 Sg Сиборгий	107 Bh Борий	108 Hs Хассий	109 Mt Мейтне- рий	110 Ds Дармшта- дтий	111 Rg Рентге- ний	112 Cn Копер- ниций	113 Uut Унунтрий	114 Fl Флеровий	115 Uup Унунпен- тий	116 Lv Ливермо- рий	117 Uus Унунсеп- тий	118 Uuo Унуноктий
8	119 Uue Унунен- ний	120 Ubn Унби- нилий	***															
Лантаноиды *				57 La Лантан	58 Ce Церий	59 Pr Празеодим	60 Nd Неодим	61 Pm Прометий	62 Sm Самарий	63 Eu Европий	64 Gd Гадоли- ний	65 Tb Тербий	66 Dy Диспро- зий	67 Ho Гольмий	68 Er Эрбий	69 Tm Тулий	70 Yb Иттербий	71 Lu Лютеций
Актиноиды **				89 Ac Актиний	90 Th Торий	91 Pa Протоак- тиний	92 U Уран	93 Np Нептуний	94 Pu Плутоний	95 Am Америций	96 Cm Кюрий	97 Bk Берклий	98 Cf Калифор- ний	99 Es Эйнштей- ний	100 Fm Фермий	101 Md Менделе- вий	102 No Нобелий	103 Lr Лоурен- сий
Суперактиноиды ***				121 Ubu Унбиуний	122 Ubb Унбибий	123 Ubt Унбитрий	124 Ubq Унбиква- дий	125 Ubp Унбипен- тий	126 Ubh Унбигек- сий									

Распределение электронов по квантовым уровням и подуровням

Таблица 4

Оболочка	Энергетический уровень n	Энергетический подуровень l	Магнитное число m	Число орбиталей	Предельное число электронов
K	1	0 (s)	0	1	2
L	2	0 (s) 1 (p)	+1, 0, -1	1 3 4	2 6 8
M	3	0 (s) 1 (p) 2 (d)	0 +1, 0, -1 +2, +1, 0, -1, -2	1 3 9 5	2 6 18 10
N	4	0 (s) 1 (p) 2 (d) 3 (f)	0 +1, 0, -1 +2, +1, 0, -1, -2 +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	1 3 16 5 7	2 6 32 10 14

Наименование предельных углеводородов

Таблица 5

Формула	Название	Число изомеров	Формула радикала	Название радикала
CH_4	Метан	1	CH_3-	Метил
C_2H_6	Этан	1	C_2H_5-	Этил
C_3H_8	Пропан	1	C_3H_7-	Пропил
C_4H_{10}	Бутан	2	C_4H_9-	Бутил
C_5H_{12}	Пентан	3	$\text{C}_5\text{H}_{11}-$	Пентил
C_6H_{14}	Гексан	5	$\text{C}_6\text{H}_{13}-$	Гексил
C_7H_{16}	Гептан	9	$\text{C}_7\text{H}_{15}-$	Гептил
C_8H_{18}	Октан	18	$\text{C}_8\text{H}_{17}-$	Октил
C_9H_{20}	Нонан	35	$\text{C}_9\text{H}_{19}-$	Нонил
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	Декан	75	$\text{C}_{10}\text{H}_{21}-$	Децил (декил)

Функциональные группы органических соединений

Таблица 6

Функциональная группа		Класс соединения
обозначение	название	
-F, -Cl, -Br, -I	галоген	Галогенопроизводные углеводородов
-OH	гидроксил	Спирты, фенолы

-C=O	карбонил	Альдегиды, кетоны
-COOH	карбоксил	Карбоновые кислоты
-NH ₂	аминогруппа	амины
-NO ₂	нитрогруппа	нитросоединения
-HS	меркаптогруппа	тиолы (меркаптаны)

Классы органических соединений и названия характеристических групп (в порядке уменьшения старшинства)

Таблица 7

Класс	Функциональная группа	наименование	
		в префиксе	в суффиксе
Катионы	-X ⁺	онио	оний
Карбоновые кислоты	-COOH -(C)OONH [*]	карбокси -	карбоновая кислота овая кислота
Сульфоновые кислоты	-SO ₃ H	сульфо	сульфовая кислота
Амиды	-CONH ₂ -(C)ONH ₂	карбамоил -	карбоксамид амид
Нитрилы	-CN -(C)N	циано -	карбонитрил нитрил
Альдегиды	-CHO -(C)HO	формил оксо	карбальдегид аль
Кетоны	C=O	оксо	он
Спирты, фенолы	-OH	гидрокси	ол
Тиолы	-SH	меркапто	тиол
Амины	-NH ₂	амино	амин
Двойная связь	=	-	ен
Тройная связь		-	ин
Простые эфиры ^{**}	-OR	алкокси, арокси	-
Галогенпроизводные	-F	фтор	-
	-Cl	хлор	-
	-Br	бром	-
	-I	иод	-
Нитрозосоединения	-NO	нитрозо	-
Нитросоединения	-NO ₂	нитро	-
Дiazosоединения	-N ₂	диазо	-
Азиды	-N ₃	азидо	-

^{*} Атом углерода в скобках включается в название исходного соединения