

Министерство образования Новосибирской области
государственное бюджетное профессиональное образовательное учреждение
Новосибирской области
«НОВОСИБИРСКИЙ ПРОФЕССИОНАЛЬНО-ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ КОЛЛЕДЖ»

СОГЛАСОВАНО:

Заместитель директора
по учебной работе

_____ С.В. Белина

«___» _____ 2020г.

Директор С.С. Лузан

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ
по выполнению практических работ студентов
по учебной дисциплине
ОУД.15 Химия
(Технический профиль)
44.02.06 Профессиональное обучение (по отраслям)
09.02.05 Прикладная информатика (по отраслям).
(базовый уровень)

Новосибирск
2020

Комплект контрольно-измерительных материалов (контрольно-оценочных средств) разработан на основе Федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования по специальностям 44.02.06 Профессиональное обучение (по отраслям) (специализации 08.02.01 Строительство и эксплуатация зданий и сооружений и 09.02.03 Программирование в компьютерных системах), 09.02.05 Прикладная информатика (по отраслям) (базовый уровень), программы учебной дисциплины Химии (Технический профиль).

Организация-разработчик:

государственное бюджетное профессиональное образовательное учреждение Новосибирской области «Новосибирский профессионально-педагогический колледж»

Разработчики:

Дмитриенко К. Е., преподаватель

Рассмотрено на заседании предметно-цикловой комиссии
общеобразовательных и гуманитарных дисциплин

Протокол № 1 от 01 сентября 2020 г.

Председатель ПЦК _____ / Е.П.Виниченко /

Содержание

Пояснительная записка	4
Содержание лабораторно-практических занятий по химии - гр. 121. 141. 181	8
Приложения: Лабораторно-практические занятия №1-38	11

Пояснительная записка

Преподавание основ химии не может осуществляться без организации лабораторно-практического химического эксперимента.

Настоящие методические рекомендации преследуют цель способствовать активизации познавательного интереса студентов к вопросам химии в быту и на производстве. Рекомендации ориентированы на подготовку к освоению профессиональных компетенций и на подготовку к овладению общими компетенциями согласно ФГОС по специальностям 44.02.06 Профессиональное обучение (по отраслям) (специализации 08.02.01 Строительство и эксплуатация зданий и сооружений и 09.02.03 Программирование в компьютерных системах), 09.02.05 Прикладная информатика (по отраслям).

Химический эксперимент – источник знания о веществе и химической реакции – активизирует познавательную деятельность, воспитывает устойчивый интерес к предмету, создает условия для формирования исследовательских умений, развивает творческие способности обучающихся.

Цель лабораторно-практических опытов - приобретение новых знаний, изучение нового материала. В них первоначально отрабатываются способы действия, при этом обучающиеся работают обычно парами (или группами по 4-6 человек), а также проводят в конце изучения темы с целью закрепления, конкретизации знаний, формирования практических умений и совершенствования уже имеющихся умений учащихся. На практических занятиях обучающиеся проводят опыты самостоятельно, пользуясь инструкцией.

*В результате освоения дисциплины обучающийся должен **уметь**:*

- называть изученные вещества по тривиальной или международной номенклатуре;

- определять валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, характер среды в водных растворах неорганических и органических соединений, окислитель и восстановитель, принадлежность веществ к разным классам неорганических и органических соединений;
- характеризовать элементы малых периодов по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических и органических соединений; строение и химические свойства изученных неорганических и органических соединений;
- объяснять: зависимость свойств веществ от их состава и строения, природу химической связи (ионной ковалентной, металлической и водородной), зависимость скорости химической реакции и положение химического равновесия от различных факторов;
- выполнять химический эксперимент: по распознаванию важнейших неорганических и органических соединений;
- проводить: самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Интернета); использовать компьютерные технологии для обработки и передачи химической информации и ее представления в различных формах;
- связывать: изученный материал со своей профессиональной деятельностью;
- решать: расчетные задачи по химическим формулам и уравнениям;
- использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни:
- для объяснения химических явлений, происходящих в природе, быту и на производстве;

- определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;
- экологически грамотного поведения в окружающей среде;
- оценки влияния химического загрязнения окружающей среды на организм человека и другие живые организмы;
- безопасного обращения с горючими и токсичными веществами и лабораторным оборудованием;
- приготовления растворов заданной концентрации в быту и на производстве;
- критической оценки достоверности химической информации, поступающей из разных источников.

знать:

- важнейшие химические понятия: вещество, химический элемент, атом, молекула, относительные атомная и молекулярная массы, ион, аллотропия, изотопы, химическая связь, электроотрицательность, валентность, степень окисления, моль, молярная масса, молярный объем газообразных веществ, вещества молекулярного и немолекулярного строения, растворы, электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление, тепловой эффект реакции, скорость химической реакции, катализ, химическое равновесие, углеродный скелет, функциональная группа, изомерия, гомология;
- основные законы химии: сохранения массы веществ, постоянства состава веществ, Периодический закон Д.И. Менделеева;
- основные теории химии; химической связи, электролитической диссоциации, строения органических и неорганических соединений;
- важнейшие вещества и материалы: важнейшие металлы и сплавы; серная, соляная, азотная и уксусная кислоты; благородные газы, водород, кислород, галогены, щелочные металлы; основные, кислотные

и амфотерные оксиды и гидроксиды, щелочи, углекислый и угарный газы, сернистый газ, аммиак, вода, природный газ, метан, этан, этилен, ацетилен, хлорид натрия, карбонат и гидрокарбонат натрия, карбонат и фосфат кальция, бензол, метанол и этанол, сложные эфиры, жиры, мыла, моносахариды (глюкоза), дисахариды (сахароза), полисахариды (крахмал и целлюлоза), анилин, аминокислоты, белки, искусственные и синтетические волокна, каучуки, пластмассы.

Лабораторно-практические работы проводятся в совокупности с теоретическим материалом изучаемой темы, как составная часть занятия по химии.

В соответствии с рабочей программой учебной дисциплины Химия на выполнение лабораторно-практических занятий студентов гр. 121. 141. 181 по специальностям 44.02.06 Профессиональное обучение (по отраслям) (специализации 08.02.01 Строительство и эксплуатация зданий и сооружений и 09.02.03 Программирование в компьютерных системах), 09.02.05 Прикладная информатика (по отраслям) предусмотрено 38 академических часа: 18 часов в курсе «Общая и неорганическая химия» и 20 часов в курсе «Органическая химия».

Все лабораторно-практические занятия (ЛПЗ) разделены по соответствующим общим для них разделам (ПР) и оцениваются преподавателем не отдельными работами, а этими разделами.

Содержание лабораторно-практических занятий по химии

- гр. 121. 141. 181

1 семестр «Общая и неорганическая химия» – 18 часов

ПР-1 Решение расчетных задач. Строение атома. Валентность.: (4ч.)

ЛПЗ №1 Расчёты по формулам.

ЛПЗ №2 Решение расчетных задач по уравнению реакции на нахождение массы (количества вещества, объёма) по известной массе (количеству вещества, объёму).

ЛПЗ №3 Характеристика элемента по его положению в таблице.

ЛПЗ №4 Определение степени окисления и валентности в соединениях.

ПР-2 Растворы. Свойства соединений основных классов неорганической химии.: (5ч.)

ЛПЗ №5 Приготовление раствора заданной концентрации.

ЛПЗ №6 Решение задач на массовую долю растворенного вещества.

ЛПЗ №7 Испытание растворов кислот индикаторами. Взаимодействие кислот с металлами; оксидами, основаниями и солями.

ЛПЗ №8 Испытание растворов щелочей индикаторами. Взаимодействие щелочей с солями. Разложение нерастворимых оснований.

ЛПЗ №9 Взаимодействие солей с металлами и друг с другом. Гидролиз солей различного типа.

ПР-3 Окислительно-восстановительные реакции. Скорость химических реакций.: (2ч.)

ЛПЗ №10 Составление окислительно-восстановительных реакций с использованием метода электронного баланса.

ЛПЗ №11 Зависимость скорости химической реакции от различных факторов.

ПР-4 Свойства металлов и неметаллов.: (5ч.)

ЛПЗ №12 Химические свойства металлов.

ЛПЗ №13 Устранение временной и постоянной жесткости.

ЛПЗ №14 Знакомство с образцами металлов и сплавов.

ЛПЗ №15 Знакомство с образцами неметаллов и их соединений.

ЛПЗ №16 Окислительно-восстановительные свойства типичных неметаллов.

ПР-5 Решение счетных и экспериментальных задач по неорганической химии.: (2ч.)

ЛПЗ №17 Решение расчётных задач на определение практического и теоретического выхода продукта реакции. Решение вариативных задач.

ЛПЗ №18 Решение экспериментальных задач, тестов по неорганической химии.

2 семестр «Органическая химия» – 20 часов

ПР-6 Предельные углеводороды: (4ч.)

ЛПЗ №19 Изготовление моделей молекул предельных углеводородов.

ЛПЗ №20 Составление структурных формул изомеров, гомологов алканов. Составление названий предельных углеводородов.

ЛПЗ №21 Качественное определение углерода, водорода и хлора в органических соединениях.

ЛПЗ №22 Получение метана и изучение его свойств: горение, отношение к бромной воде и раствору перманганата калия.

ПР-7 Непредельные углеводороды. Природные источники углеводородов.: (4ч.)

ПЛЗ №23 Получение этилена и опыты с ним.

ПЛЗ №24 Решение задач на нахождения молекулярной формулы газообразного углеводорода.

ЛПЗ №25 Знакомство с коллекцией с образцами каучука.

ЛПЗ №26 Знакомство с образцами углеводов и продуктами их переработки.

ПР-8 Спирты. Карбоновые кислоты.: (2ч.)

ЛПЗ №27 Свойства спиртов.

ЛПЗ №28 Получение и свойства карбоновых кислот.

ПР-9 Углеводы.: (2ч.)

ЛПЗ №29 Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди (II), с аммиачным раствором оксида серебра (I). Качественные реакции на крахмал.

ЛПЗ №30 Решение экспериментальных задач на идентификацию органических соединений.

ПР-10 Белки.: (2ч.)

ЛПЗ №31 Обратимая и необратимая денатурация белков.

ЛПЗ №32 Исследование качественных реакций на белки.

ПР-11 Полимеры.: (4ч.)

ЛПЗ №33 Знакомство с образцами пластмасс.

ЛПЗ №34 Распознавание пластмасс.

ЛПЗ №35 Знакомство с образцами волокон.

ЛПЗ №36 Распознавание волокон.

ПР-12 Решение задач и тестов по органической химии.: (4ч.)

ЛПЗ №37 Решение задач на распознавание органических веществ.

ЛПЗ №38 Решение задач, тестов по органической химии.

Лабораторно-практическое занятие №1

Тема «Расчёты по химическим формулам»

Учебная цель: формировать умение производить расчёты по химическим формулам.

Учебные задачи:

1. Научиться пользоваться алгоритмом решения задач.
2. Уметь грамотно оформлять и решать задачи.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для практически-лабораторных занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Произведите расчёты согласно заданиям в карточке.

Задание №1 Диоксид углерода, н.у., 4 моль

1. CO_2 (по условию)
2. $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + M(\text{O}) \cdot 2 = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ г/моль}$
3. $n(\text{CO}_2) = 4 \text{ моль}$ (по условию)
4. $m(\text{CO}_2) = n \cdot M = 4 \cdot 44 = 176 \text{ г.}$
5. $v(\text{CO}_2) = n \cdot V_m = 4 \cdot 22,4 = 89,6 \text{ л.}$
6. $N = n \cdot N_A = 4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 24,08 \text{ молекул}$
7. $D(\text{H}_2) = M(\text{CO}_2) : M(\text{H}_2) = 44 : 2 = 22$
8. $D(\text{воз.}) = M(\text{CO}_2) : M(\text{воз.}) = 44 : 29 = 1,5$

Задания № 2, 3, 4, 5 выполняются и записываются согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия с учётом методики анализа результатов, полученных в ходе выполнения задания № 2, 3, 4, 5.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Заполните известные Вам пункты плана из инструкции.
2. Найдите неизвестные данные.
3. Вычисления производите в Международной системе единиц (Си).

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Напишите молекулярную формулу указанного вещества.
2. Используя таблицу «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», вычислите молекулярную массу указанного вещества.
3. Определите количество вещества в данной порции газа.
4. Вычислите массу данного вещества.
5. Вычислите объём данного вещества.

6. Определите число частиц, содержащихся в данной порции газа.
7. Определите плотность газа по водороду.
8. Определите плотность газа по воздуху.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какую информацию даёт формула CO_2 ?
2. Сформулируйте основные положения атомно–молекулярного учения.
3. Какие величины могут находиться рядом с химическим знаком?
4. Приведите примеры простых веществ и назовите их формулы.
5. Приведите примеры сложных веществ и назовите их формулы.
6. Сформулируйте законы: постоянства состава вещества, сохранения массы вещества, Авогадро.

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Запишите условие Задания № 1 и произведите расчёты по плану инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия с учётом методики анализа результатов, полученных в ходе выполнения задания № 1.
4. Выполните Задания № 2, 3, 4, 5.
5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, насколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №1 «Расчёты по химическим формулам».

Учебная цель: формировать умение производить расчёты по химическим формулам.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.
5.
6.

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <http://nsportal.ru/npo-spo/khimicheskaya-i-biotekhnologii/library/2013/08/26/sbornik-metodicheskikh-ukazaniy-dlya>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Химическая формула – это выражение состава (качественного и количественного) вещества при помощи химических знаков и индексов.

Молярная масса (M) – величина, равная отношению массы вещества (m) к соответствующему количеству вещества (n). $M = m : n$ (г/моль)

Количество вещества (n) – это число структурных частиц этого вещества (атомов, молекул, электронов, ионов и др.), заключённых в данном образце.

$$n = N : N_A = N : 6,02 * 10^{23} \text{ (моль)}$$

$$n = m : M \text{ (моль)} \rightarrow m = n * M \text{ (гр.)}$$

$$n = v : V_M = v : 22,4 \text{ (моль)}$$

В Международной системе единиц (Си) за единицу количества вещества принят моль.

Моль – количество вещества, которое содержит столько частиц (атомов, молекул, ионов и др.) сколько содержится атомов углерода в 0,012 кг. (12г.) $^{12}_6\text{C}$, примерно $6*10^{23}$ частиц.

Величина $6*10^{23}$ моль⁻¹ относится к фундаментальным физическим постоянным и называется **постоянной Авогадро (N_A)**. $N_A = n * 6,02 * 10^{23}$ (молекул)

Молярный объём газа – величина равная отношению объёма (v) вещества к количеству (n) этого вещества: $V_M = V : n \rightarrow V = n * V_M$ (л.)

Относительная плотность одного газа по другому (D) – это отношение плотностей двух газов при одинаковых условиях.

Относительная плотность одного газа по другому равна отношению их молекулярных или относительных молекулярных масс.

Относительная плотность – величина безразмерная – показывает, во сколько раз один газ тяжелее другого.

$$D(\text{H}_2) = M(X) : M(\text{H}_2) = M(X) : 2; \quad D(\text{воздуху}) = M(X) : M(\text{воздуха}) = M(X) : 29$$

Лабораторно-практическое занятие №2

Тема «Решение расчетных задач по уравнению реакции на нахождение массы (количества вещества, объёма) по известной массе (количеству вещества, объёму)».

Учебная цель: формировать умение производить расчёты по уравнению химической реакции.

Учебные задачи:

1. Научиться пользоваться алгоритмом решения задач.
2. Уметь грамотно оформлять и решать задачи.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Произведите расчёты согласно заданиям в карточке.

Задание №1 Какая масса воды образуется при сжигании 4г водорода?

Задание №2 Какую массу алюминия необходимо взять для реакции с серной кислотой, чтобы получить 68,4г сульфата алюминия?

Задание №3 Какая масса магния вступит в реакцию с серной кислотой, если в результате реакции выделяется 5,6л водорода (при н.у.)?

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Заполните известные Вам пункты плана из инструкции.
2. Найдите неизвестные данные.
3. Вычисления производите в Международной системе единиц (СИ).

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия (Алгоритм решения задачи)

1. Внимательно прочитывают условия задачи, записывают в левой части известные числовые данные в «Дано», а искомые – в «Найти».
2. В правой части записывают уравнение соответствующей химической реакции, уравнивают его с помощью коэффициентов и подчёркивают: а) одной чертой – то, что известно, б) двумя чертами – то, что необходимо найти.
3. Если в условиях дана масса или объём чистого вещества, то их переводят в количество вещества по формуле $\nu = m / M$ или $\nu = V / V_m$.
4. Вычисляют количество искомого вещества по известному количеству вещества в соотношении коэффициентов в уравнении реакции искомого к известному по формуле $\nu_{(\text{искомого})} = (K_{(\text{искомого})} / K_{(\text{известного})}) \cdot \nu_{(\text{известного})}$.
5. Переводят найденную величину количества вещества в искомую массу или искомый объём по формуле $m_{(\text{искомого})} = \nu_{(\text{искомого})} \cdot M$ или $V_{(\text{искомого})} = \nu_{(\text{искомого})} \cdot V_m$.
6. Записывают ответ.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какой закон используют при решении расчётных задач по уравнениям реакций?
2. По какой формуле можно рассчитать количество вещества, если известны:
 - а) масса вещества,
 - б) объём вещества.
3. Что показывает молярная масса вещества и как её рассчитать?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Запишите условие Задания №1 и произведите расчёты по плану инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия с учётом методики анализа результатов, полученных в ходе выполнения задания №1. Запишите решение задачи в таблицу.
4. Выполните Задания № 2, 3.
5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №2 «Решение расчетных задач по уравнению реакции на нахождение массы (количества вещества, объёма) по известной массе (количеству вещества, объёму)».

Учебная цель: формировать умение производить расчёты по уравнению химической реакции.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

№ задания	Решение задачи
Задание 1	
Задание 2	
Задание 3	

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2005.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Химическая формула – это выражение состава (качественного и количественного) вещества при помощи химических знаков и индексов.

Молярная масса (М) – величина, равная отношению массы вещества (m) к соответствующему количеству вещества (n). $M = m : n$ (г/моль)

Количество вещества (n) - это число структурных частиц этого вещества (атомов, молекул, электронов, ионов и др.), заключённых в данном образце.

$$n = m : M \text{ (моль)} \rightarrow m = n * M \text{ (гр.)}$$

$$n = v : V_M = v : 22,4 \text{ (моль)}$$

В Международной системе единиц (СИ) за единицу количества вещества принят моль.

Моль – количество вещества, которое содержит столько частиц (атомов, молекул, ионов и др.) сколько содержится атомов углерода в 0,012 кг. (12г.) $^{12}_6\text{C}$, примерно $6 \cdot 10^{23}$ частиц.

Величина $6 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹ относится к фундаментальным физическим постоянным и называется **постоянной Авогадро (N_A)**. $N_A = n * 6,02 * 10^{23}$ (молекул)

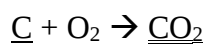
Молярный объём газа – величина равная отношению объёма (v) вещества к количеству (n) этого вещества: $V_M = V : n \rightarrow V = n * V_M$ (л.)

Образец решения:

Какой объём углекислого газа выделится при сгорании 60 грамм углерода?

<u>Дано:</u>
m (C) = 60г
<u>Найти:</u>
V (CO ₂) - ?

Решение:



$$M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль}$$

$$1) \quad v(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{60\text{г}}{12 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 5 \text{ моль}$$

$$2) \quad v(\text{CO}_2) = (1/1) v(\text{C}) = (1/1) \cdot 5 \text{ моль} = 5 \text{ моль}$$

$$3) \quad V(\text{CO}_2) = v(\text{CO}_2) \times V_m = 5 \text{ моль} \times 22,4 \text{ л/моль} = 112 \text{ л}$$

Ответ: V (CO₂) = 112 л.

Лабораторно-практическое занятие №3

Тема «Характеристика элемента по его положению в таблице».

Учебная цель: формировать умение работать с таблицей «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», составлять электронные и электронно-графические схемы строения атомов химических элементов по предложенному образцу.

Учебные задачи:

1. Научиться видеть, что Периодическая таблица химических элементов – графическое отображение периодического закона.
2. Рассмотреть структуру периодической таблицы: периоды (малые и большие), группы (главная и побочная).
3. Уметь определять строение электронных оболочек атомов элементов малых периодов и особенности строения электронных оболочек атомов элементов больших периодов (переходных элементов) по положению химического элемента в Периодической системе.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
4. Ручка.
5. Простой карандаш.
6. Линейка.

Задания для лабораторно-практического занятия:

В карточке указаны химические элементы, определите их положение в Периодической системе и составьте схемы строения их атомов по предложенному образцу.

Вариант №	Элемент
1	As
2	Sr
3	Zn
4	Br
5	Cs
6	Ag
7	Se
8	Ba
9	V

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Выберите химический элемент из предложенного списка.
2. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, охарактеризуйте выбранный вами химический элемент.
3. Работу со следующим химическим элементом следует начинать только после полного разбора предыдущего элемента.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. 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».
2. Определите: период, ряд, группу и подгруппу, в которых находится данный химический элемент.
3. Составьте электроно–графическую схему строения атома данного химического элемента.
4. Составьте электронную схему строения атома данного химического элемента.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Сформулируйте закон периодичности.
2. Почему число элементов в периодах соответствует ряду чисел 2-8-18-32?
3. На основе теории строения атомов поясните, почему группы элементов разделены на главные и побочные.
4. По каким признакам различают s-; p-; d-; f-элементы?
5. Почему численное значение валентности не всегда совпадает с числом электронов на наружных энергетических уровнях?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Произведите разбор химического элемента по предложенному в инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия алгоритму.
4. Разберите согласно предложенному образцу все химические элементы, предложенные в карточке.
5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №3 «Характеристика элемента по его положению в таблице».

Учебная цель: формировать умение работать с таблицей «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», составлять электронные и электронно-графические схемы строения атомов химических элементов по предложенному образцу.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

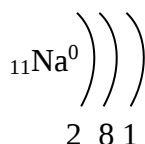
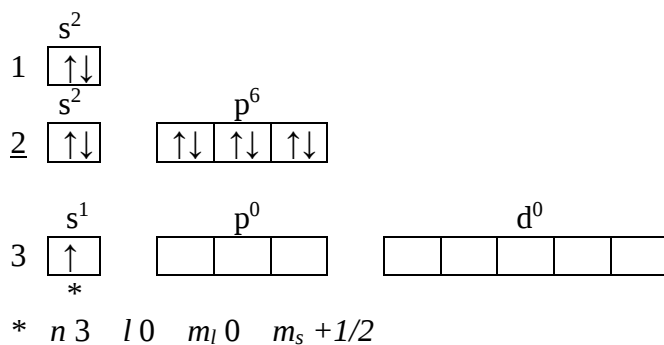
1.
2.
3.
4.
5.

Описание Na.

1. 3 период (малый), I группа, главная подгруппа, подгруппа Щелочных металлов.
Порядковый номер 11. Ar = 23.

2. ${}_{11}^{23}\text{Na}$ ($11p^+$; $12n^0$) $11e^-$

3. ${}_{11}^{23}\text{Na}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



это s-элемент, на внешнем энергетическом уровне 1 электрон.

4. $\text{Na}^0 - 1e^- \rightarrow \text{Na}^+$ катион натрия, восстановитель, окисляется

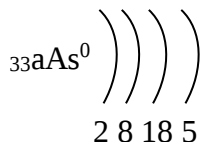
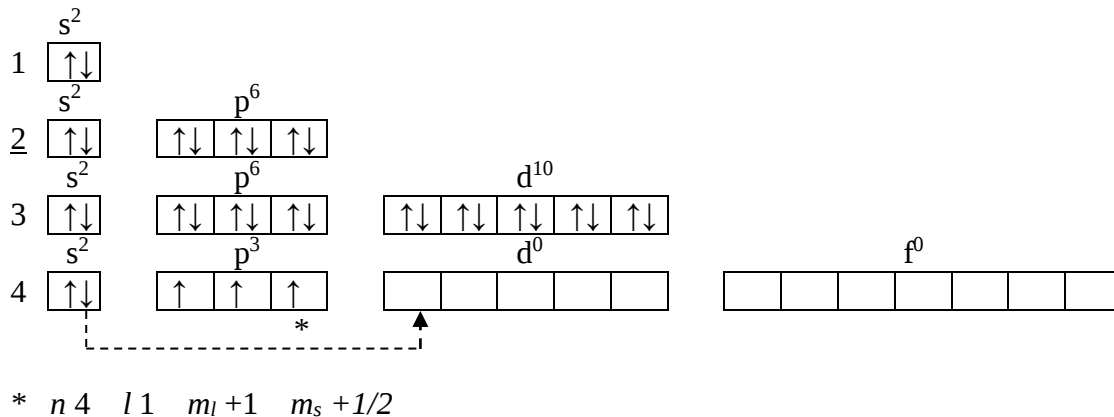
5. Na – типичный металлический элемент, щелочной металл, проявляет восстановительные свойства.

Описание As.

1. Положение в ПСХЭ 4 период (большой), V группа, главная подгруппа, подгруппа азота. Порядковый номер 33. Ar = 75.

2. Состав атома ${}_{33}^{75}\text{As}$ ($33p^+$; $42n^0$) $33e^-$

3. Строение атома ${}_{33}^{75}\text{As}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$



это р-элемент, на внешнем энергетическом уровне 5 электронов.

4. Свойства $\text{As}^0 + 3\text{e}^- \rightarrow \text{As}^{-3}$ анион мышьяка, окислитель, восстанавливается

$\text{As}^0 - 3\text{e}^- \rightarrow \text{As}^{+3}$ катион мышьяка, восстановитель, окисляется

$\text{As}^0 - 5\text{e}^- \rightarrow \text{As}^{+5}$ катион мышьяка, восстановитель, окисляется

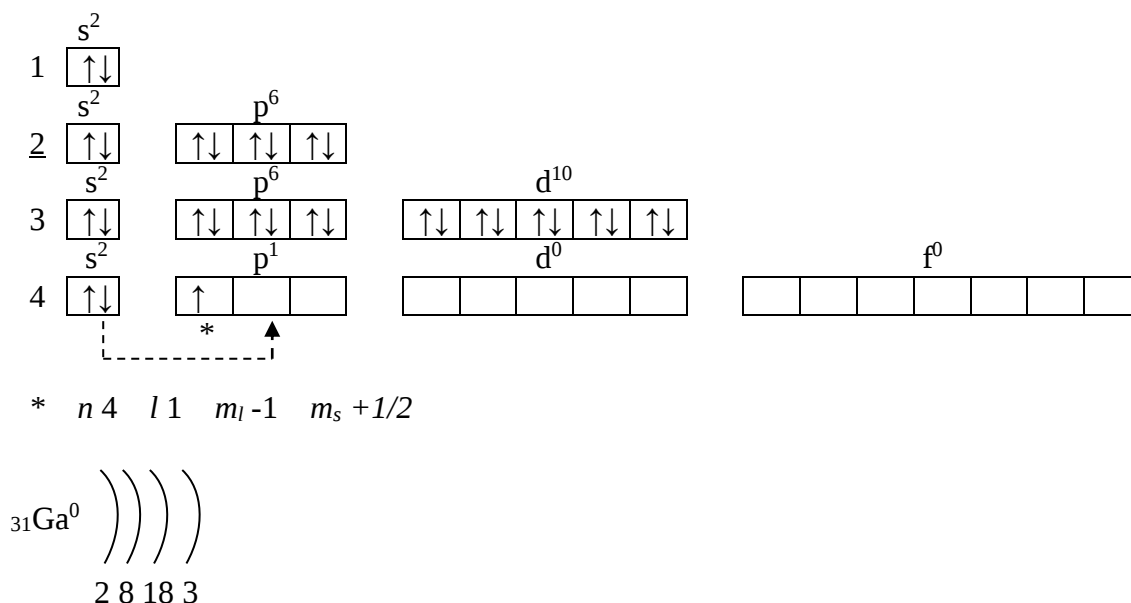
5. Вывод As – неметаллический элемент, проявляет и окислительные, и восстановительные свойства.

Описание Ga.

1. Положение в ПСХЭ 4 период (большой), III группа, главная подгруппа, подгруппа бора. Порядковый номер 31. Ar = 70.

2. Состав атома ${}_{31}^{70}\text{Ga}^0$ (31p^+ ; 39n^0) 31e^-

3. Строение атома ${}_{31}^{70}\text{Ga}^0$ $1\text{s}^2 2\text{s}^2 2\text{p}^6 3\text{s}^2 3\text{p}^6 4\text{s}^2 3\text{d}^{10} 4\text{p}^1$



это р-элемент, на внешнем энергетическом уровне 3 электрона.

4. Свойства $\text{Ga}^0 - 3\text{e}^- \rightarrow \text{Ga}^{+3}$ катион галлия, восстановитель, окисляется

5. Вывод Ga – амфотерный металлический элемент, проявляет восстановительные свойства.

Аналогично разберите все предложенные в карточке химические элементы.

Вывод: Выполнив задания практически-лабораторного занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <http://nsportal.ru/npo-spo/khimicheskaya-i-biotekhnologii/library/2013/08/26/sbornik-metodicheskikh-ukazaniy-dlya>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Периодическая система – это графическое изображение закона периодичности.

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.

Число нейтронов = Атомная масса минус число протонов.

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.

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

Состояние электрона в атоме: квантовые числа.

В современной модели атома состояние в нем электрона определяется четырьмя параметрами – квантовыми числами.

n – главное квантовое число,

l – орбитальное квантовое число,

m_l – магнитное квантовое число,

m_s – спинное квантовое число.

n – соответствует энергетическому уровню (или периоду ПСХЭ).

Главное квантовое число n характеризует энергию и размеры орбитали и электронного облака, принимает значения целых чисел – от 1 до бесконечности ($n = 1, 2, 3, 4, 5, 6 \dots$). Орбитали, имеющие одинаковые значения n , близки между собой по энергии и по размерам, они образуют один энергетический уровень.

l – соответствует энергетическому подуровню: $l = n - 1$.

Если $n = 1$,	то $l = 0$	0 – это s-подуровень
Если $n = 2$,	то $l = 0$	0 – это s-подуровень

	$l = 1$	1 – это <i>p</i> -подуровень
Если $n = 3$,	то $l = 0$	0 – это <i>s</i> -подуровень
	$l = 1$	1 – это <i>p</i> -подуровень
	$l = 2$	2 – это <i>d</i> -подуровень
Если $n = 4$,	то $l = 0$	0 – это <i>s</i> -подуровень
	$l = 1$	1 – это <i>p</i> -подуровень
	$l = 2$	2 – это <i>d</i> -подуровень
	$l = 3$	3 – это <i>f</i> -подуровень

Побочное (орбитальное) квантовое число l характеризует формы орбиталей и облаков, принимает значения целых чисел от **0** до **$n - 1$** .

m_l – соответствует положению электронной орбитали в пространстве на энергетическом подуровне и принимает значения «-», «0», «+».

0 (на <i>s</i> -подуровне)	0 (1 положение в пространстве)
1 (на <i>p</i> -подуровне)	-1,0,+1 (3 положения в пространстве)
2 (на <i>d</i> -подуровне)	-2,-1,0,+1,+2 (5 положений в пространстве)
3 (на <i>f</i> -подуровне)	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3 (7 положений в пространстве)

Магнитное квантовое число m_l характеризует ориентацию орбиталей (электронных облаков) в пространстве и принимает значения целых чисел от $-l$ через 0 до $+l$. Число значений m_l определяет число орбиталей на подуровне.

m_s – соответствует спину (вращение электрона вокруг своей оси по часовой или против часовой стрелки) и обозначается: $+1/2$ и $-1/2$.

Спиновое квантовое число m_s , спин (от англ. *spin* – кружение, вращение) – характеризует вращение электрона вокруг своей оси и принимает только два значения: $+1/2$ и $-1/2$. Электрон со спином $+1/2$ – это первичный на орбитале электрон, условно изображают так:

↑ ;

со спином $-1/2$ – это повторный на орбитале электрон, условно изображают так:

↑↓ .

Помните: Квантовыми числами описывается только последним поставленный электрон.

Лабораторно-практическое занятие №4

Тема «Определение степени окисления и валентности в соединениях».

Учебная цель: формировать умение определять степени окисления и валентности в соединениях.

Учебные задачи:

1. Научиться пользоваться алгоритмом определения степени окисления и валентности в соединениях.
2. Уметь грамотно расставлять степени окисления элементов в соединении.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Определите степени окисления и валентности элементов в соединениях согласно заданиям в карточке.

Задание №1 Определите степени окисления элементов в соединениях:

K_2CrO_4 , H_3PO_4 , Na_2SO_3 , MnO , Na_2SO_4 , Na_3PO_4 , $K_2Cr_2O_7$, HNO_3

Задание №2 Определите валентности элементов в соединениях:

H_2S , SO_3 , SiO_2 , CO_2 , $AlCl_3$, K_2S , MnO_4 .

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Заполните известные Вам пункты плана из инструкции.
2. Найдите неизвестные данные.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия (Алгоритм решения задачи)

1. Алгоритм нахождения степени окисления элементов в соединении (на примере H_2SO_4 и $Fe(OH)_3$):

- Расставляем «+» и «-» степени окисления над элементами в соединении (обычно один элемент «-» - это самый электроотрицательный элемент, который пишется чаще всего последним, кроме некоторых соединений, например, гидроксидов, а остальные – это «+»):



- Определяем известные степени окисления (например, в H_2SO_4 и $Fe(OH)_3$, нам известна степень окисления водорода +1 и степень окисления кислорода -2, неизвестна степень окисления серы и железа, обозначим их за «х» и «у» соответственно):

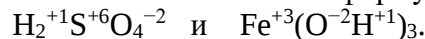


- Так как в целом сумма положительных степеней окисления равна числу отрицательных степеней окисления и равна нулю, то решаем уравнение

$$(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0 \quad \text{и} \quad y + ((-2) \cdot 1 + (+1) \cdot 1) \cdot 3 = 0$$

$$x = +6 \quad \text{и} \quad y = +3,$$

следовательно, степень окисления элементов в формулах –



2. Алгоритм нахождения валентности элементов в соединении (на примере Fe_2O_3):

- Определяем элемент с постоянной валентностью (в соединении Fe_2O_3 - это кислород, у которого валентность равна II), а над элементов с неизвестной валентностью ставим – «х»:



- Найдём (определим) общую валентность, перемножив индекс (число атомов элемента в соединении) на валентность, и решим уравнение:

$$2 \cdot (x) = 3 \cdot (\text{II}) \quad (\text{общая валентность в этом соединении равна 6})$$

$$x = 3$$

следовательно, валентность элементов в соединении –



Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Что такое степень окисления?
2. Как определить элемент с «-» степенью окисления?
3. Что такое валентность?
4. Какие элементы имеют постоянную валентность?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для практически-лабораторных занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к практически-лабораторному занятию.
3. Запишите условие Задания №1 и произведите определения степеней окисления элементов в соединении по плану инструкции по выполнению практически-лабораторного занятия с учётом методики анализа результатов, полученных в ходе выполнения задания №1. Запишите решение задания в таблицу.
4. Запишите условие Задания №2 и произведите определения валентности элементов в соединении по плану инструкции по выполнению практически-лабораторного занятия с учётом методики анализа результатов, полученных в ходе выполнения задания №2. Запишите решение задания в таблицу.

5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами практически-лабораторного занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №4 «Определение степени окисления и валентности в соединениях».

Учебная цель: формировать умение определять степени окисления и валентности в соединениях.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.

№ задания	Решение
Задание 1	
Задание 2	

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

- 1) <http://festival.1september.ru/articles/601167/>
- 2) <https://infourok.ru/urok-himii-valentnost-himicheskikh-elementov-klass-1039957.html>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Химическая формула – это выражение состава (качественного и количественного) вещества при помощи химических знаков и индексов.

Валентность обозначается римской цифрой, которая ставится над знаком химического элемента в формуле вещества.

Атомы одних химических элементов имеют постоянную валентность, а других переменную.

Водород и фтор всегда одновалентны, а кислород – двухвалентен. Другие элементы с постоянной валентностью находятся в I–III группах периодической системы, причем значение валентности каждого элемента совпадает с номером группы. Например, элемент

I группы натрий одновалентен, элемент II группы кальций двухвалентен, а элемент III группы алюминий трехвалентен. Исключениями являются элементы I группы медь (значение валентности – 1 и 2) и золото (1 и 3).



Большинство элементов имеют переменную валентность (т.е. в разных соединениях один и тот же элемент может проявлять разную валентность).

ХАРАКТЕРНЫЕ ЗНАЧЕНИЯ ВАЛЕНТНОСТЕЙ НЕКОТОРЫХ АТОМОВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ		
элементы	валентность	примеры соединений
H, F, Li, Na, K	I	H ₂ , HF, Li ₂ O, NaCl, KBr
O, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn	II	H ₂ O, MgCl ₂ , CaH ₂ , SrBr ₂ , BaO, ZnCl ₂
B, Al	III	BCl ₃ , AlBr ₃
C, Si	IV	CO ₂ , CH ₄ , SiO ₂ , SiCl ₄
Cu	I, II	Cu ₂ O, CuO
Fe	II, III	FeCl ₂ , FeCl ₃
Cr	II, III, VI	CrCl ₂ , CrCl ₃ , CrO ₃
S	II, IV, VI	H ₂ S, SO ₂ , SO ₃
N	III, IV	NH ₃ , NH ₄ Cl, HNO ₃
P	III, V	PH ₃ , P ₂ O ₅ , H ₃ PO ₄
Sn, Pb	II, IV	SnCl ₂ , SnCl ₄ , PbO, PbO ₂
Cl, Br, I	I, III, V, VII	HCl, ClF ₃ , BrF ₅ , IF ₇

ХИМИЯ 8
Таблица №14 (24)

Степень окисления является важной характеристикой состояния атома в молекуле. Валентность, определяется по числу неспаренных электронов в атоме, орбиталями с неподеленными электронными парами, только в процессе возбуждения атома. Высшая валентность элемента, как правило, равна номеру группы. Степень окисления в соединениях с разными химическими связями образуется неодинаково.

1) В соединениях с ионной связью степени окисления элементов равно зарядам ионов.

2) В соединениях с ковалентной неполярной связью (в молекулах простых веществ) степень окисления элементов равно 0.



3) У молекул с ковалентно-полярной связью степень окисления определяется подобно молекулам с ионной химической связью.

Степень окисления элемента – это условный заряд его атома, в молекуле, если считать, что молекула состоит из ионов.

Степень окисления атома в отличие от валентности имеет знак. Она может быть положительной, отрицательной и нулевой.

Степень окисления обозначается арабскими цифрами с зарядом над символам элемента (Mg^{+2} , Ca^{+2} , Na^{+1} , Cl^{-1}).

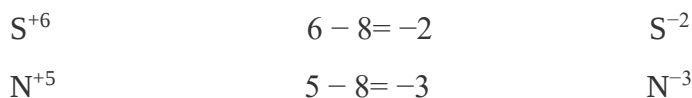
Положительная степень окисления – равна числу электронов, отданных данным атомам. Атом может отдать все валентные электроны (для главных групп это электроны внешнего уровня) соответствующее номеру группы, в котором находится элемент, проявляя при этом высшую степень окисления (исключение OF_2). Например: высшая степень окисления главной подгруппы II группы равна +2 (Zn^{+2}). Положительную степень проявляют как металлы и неметаллы, кроме F, He, Ne. Например: C^{+4} , Na^{+1} , Al^{+3}

Отрицательная степень окисления равна числу электронов, принятых данным атомом, ее проявляют только неметаллы. Атомы неметаллов присоединяют столько электронов, сколько их не хватает до завершения внешнего уровня, проявляя при этом отрицательную степень.

У элементов главных подгрупп IV-VII групп минимальная степень окисления численно равна

Номер группы – 8 = «минимальная отрицательная степень окисления»

Например:



Значение степени окисления между высшим и низшим степенями окислений называется промежуточными:

Высшая	Промежуточные	Низшая
C^{+4}	$\text{C}^{+3}, \text{C}^{+2}, \text{C}^0, \text{C}^{-2}$	C^{-4}
N^{+5}	$\text{N}^{+3}, \text{N}^0$	N^{-3}

Для определения степени окисления атома в соединении следует учитывать ряд положений:

1. Степень окисления F во всех соединениях равна «-1»: $\text{Na}^{+1}\text{F}^{-1}$, $\text{H}^{+1}\text{F}^{-1}$
2. Степень окисления кислорода в большинстве соединений равна (-2) исключение: OF_2 , где степень окисления $\text{O}^{+2}\text{F}^{-1}$
3. Водород в большинстве соединений имеет степень окисления +1, кроме соединения с активными металлами, где степень окисления (-1) : $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$
4. Степень окисления металлов главных подгрупп I, II, III групп во всех соединениях равна соответственно +1, +2, +3.

Элементы с постоянной степенью окисления это:

А) щелочные металлы (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) - степень окисления +1

Б) элементы II главной подгруппы группы кроме (Hg): Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd - степень окисления +2

В) элемент III группы: Al – степень окисления +3

Г) F (-1)

Лабораторно-практическое занятие №5

Тема «Приготовление раствора заданной концентрации.»

Цель: научиться готовить раствор с заданной молярной концентрацией.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Калькулятор.
7. Оборудование: стакан, пипетка, весы, стеклянная лопаточка, мерный цилиндр. Весы, разновесы, мерные колбы объёмом 0,5 л. и 1 л., пипетки, Реактивы: сахар, поваренная соль, пищевая сода, холодная кипяченая вода

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание №1 Приготовьте раствор вещества с указанной массовой долей вещества (данные указаны в таблице для десяти вариантов).

Произведите расчеты: определите, какую массу вещества и воды потребуется взять для приготовления раствора, указанного для вашего варианта.

№ варианта	Наименование веществ	Массовая доля вещества	Масса раствора
1	сахар	10 %	200 г
2	поваренная соль	15 %	150 г
3	пищевая сода	5 %	100 г
4	сахар	20 %	50 г
5	поваренная соль	25%	100 г
6	пищевая сода	30 %	150 г
7	сахар	45%	200 г
8	поваренная соль	35 %	150 г
9	пищевая сода	50 %	100 г
10	сахар	5 %	50 г

Задание №2 Приготовить 1 л раствора хлорида натрия с молярной концентрацией 0,155 М.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите эксперименты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

Произведите расчеты: определите, какую массу вещества и воды потребуется взять для приготовления раствора

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

2. Отвесьте соль и поместите ее в стакан.
3. Прилейте в колбу немного воды и перемешать стеклянной палочкой до полного растворения соли.
4. Отмерьте измерительным цилиндром необходимый объем воды и вылейте в колбу с навеской соли.
5. Чтобы не перелить воду, последние капли добавлять с помощью пипетки.
6. Внимание! При отмеривании жидкости глаз наблюдателя должен находиться в одной плоскости с уровнем жидкости. Уровень жидкости прозрачных растворов устанавливают по нижнему мениску.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

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 процентная концентрация раствора?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполните эксперимент - задание №1, руководствуясь, инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия.
4. Выполните эксперимент - задание №2, руководствуясь, инструкция по лабораторно-практического занятия.
5. Заполните таблицу.
6. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №5 «Приготовление растворов заданной концентрации».

Учебная цель: научиться готовить раствор с заданной концентрацией.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.
5.

Номер и содержание задачи	Что делали?	Расчёты	Наблюдения
---------------------------	-------------	---------	------------

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ дисциплина «Химия» общеобразовательного цикла. Составитель: Сидорова Надежда Михайловна, преподаватель государственного профессионального образовательного учреждения «Первомайское многопрофильное училище»
3. <http://nsportal.ru/npo-spo/khimicheskaya-i-biotekhnologii/library/2013/08/26/sbornik-metodicheskikh-ukazaniy-dlya>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

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) и т.д.

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) и т.д.

Лабораторно-практическое занятие №6

Тема «Решение задач на массовую долю растворенного вещества».

Учебная цель: формировать умение производить расчёты по уравнению химической реакции.

Учебные задачи:

1. Научиться пользоваться алгоритмом решения задач.
2. Уметь грамотно оформлять и решать задачи.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практически-лабораторных занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для практически-лабораторных занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Произведите расчёты согласно заданиям в карточке.

Задание №1 Какой объём CO_2 выделится при взаимодействии 100г 10,6%-ного раствора карбоната натрия Na_2CO_3 с избытком раствора соляной кислоты HCl ?

Задание №2 Какая масса 10%-ного раствора серной кислоты провзаимодействует с 19,5г алюминия при получении сульфата алюминия?

Задание №3 490г 5%-го раствора серной кислоты полностью прореагировало с 280г раствора гидроксида калия. Рассчитайте, какова массовая доля KOH во взятом растворе.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Заполните известные Вам пункты плана из инструкции.
2. Найдите неизвестные данные.
3. Вычисления производите в Международной системе единиц (СИ).

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия (Алгоритм решения задачи)

1. Внимательно прочитывают условия задачи, записывают в левой части известные числовые данные в «Дано», а искомые – в «Найти».
2. В правой части записывают уравнение соответствующей химической реакции, уравнивают его с помощью коэффициентов и подчёркивают: а) одной чертой – то, что известно, б) двумя чертами – то, что необходимо найти.
3. Если в условиях дан объём раствора, то его вначале переводят в массу раствора по формуле $m_{(\text{р-ра})} = V_{(\text{р-ра})} \cdot \rho_{(\text{р-ра})}$, а затем его переводят в массу чистого вещества по формуле $m = (\omega \cdot m_{(\text{р-ра})}) / 100\%$, после чего рассчитывают количество вещества.
4. Если в условиях дана масса раствора, то его переводят вначале в массу чистого вещества по формуле $m = (\omega \cdot m_{(\text{р-ра})}) / 100\%$, а затем рассчитывают количество вещества.
5. Если в условиях дана масса или объём чистого вещества, то их переводят в количество вещества по формуле $\nu = m / M$ или $\nu = V / V_m$.

6. Вычисляют количество искомого вещества по известному количеству вещества в соотношении коэффициентов в уравнении реакции искомого к известному по формуле $v_{\text{(искомого)}} = (K_{\text{(искомого)}} / K_{\text{(известного)}}) \cdot v_{\text{(известного)}}$.
7. Переводят найденную величину количества вещества в искомую массу или искомый объем по формуле $m_{\text{(искомого)}} = v_{\text{(искомого)}} \cdot M$ или $V_{\text{(искомого)}} = v_{\text{(искомого)}} \cdot V_m$.
8. Если необходимо по условию найти массу раствора, то найденную массу чистого вещества переводят в массу раствора по формуле $m_{\text{(р-ра)}} = (m / \omega) \cdot 100\%$.
9. Если необходимо по условию найти объем раствора, то найденную массу чистого вещества переводят сначала в массу раствора, который затем переводят в объем раствора по формуле $V_{\text{(р-ра)}} = m_{\text{(р-ра)}} / \rho_{\text{(р-ра)}}$
10. Записывают ответ.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Что такое раствор?
2. Что показывает массовая доля вещества в растворе?
3. Как связаны между собой объем и масса раствора?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Запишите условие Задания №1 и произведите расчёты по плану инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия с учётом методики анализа результатов, полученных в ходе выполнения задания №1. Запишите решение задачи в таблицу.
4. Выполните Задания № 2, 3.
5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №6 «Решение задач на массовую долю растворенного вещества».

Учебная цель: формировать умение производить расчёты по уравнению химической реакции.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

№ задания	Решение задачи
Задание 1	

Задание 2	
Задание 3	

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Химическая формула – это выражение состава (качественного и количественного) вещества при помощи химических знаков и индексов.

Молярная масса (М) – величина, равная отношению массы вещества (**m**) к соответствующему количеству вещества (**v**). $M = m / n$ (г/моль)

Количество вещества (n) – это число структурных частиц этого вещества (атомов, молекул, электронов, ионов и др.), заключённых в данном образце.

$$v = m / M \text{ (моль)} \rightarrow m = v \cdot M \text{ (гр.)}$$

$$v = V / V_M = v / 22,4 \text{ (моль)}$$

В Международной системе единиц (СИ) за единицу количества вещества принят моль.

Моль – количество вещества, которое содержит столько частиц (атомов, молекул, ионов и др.) сколько содержится атомов углерода в 0,012 кг. (12г.) $^{12}_6\text{C}$, примерно $6 \cdot 10^{23}$ частиц.

Молярный объём газа – величина равная отношению объёма (V) вещества к количеству (v) этого вещества: $V_m = V / n \rightarrow V = n \cdot V_m$ (л.)

Массовая доля растворённого вещества – это отношение массы растворённого вещества к массе раствора. $\omega = m / m_{\text{(р-ра)}}$

Процентная концентрация – это массовая доля растворённого вещества в процентах. $\omega = (m / m_{\text{(р-ра)}}) \cdot 100\%$

Образец решения:

№1

К раствору массой 180 г с массовой долей уксусной кислоты 20% прибавили карбонат калия. Определите объём выделившегося оксида углерода (IV).

Дано:

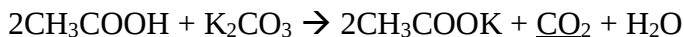
$$m_{\text{(р-ра CH}_3\text{COOH)}} = 180\text{г}$$

$$\omega_{\text{(CH}_3\text{COOH)}} = 20\%$$

Найти:

$$V(\text{CO}_2) - ?$$

Решение:



- 4) Так как в реакции участвует не раствор, а чистое вещество, то найдем массу CH_3COOH в растворе:

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{\omega_{\text{(CH}_3\text{COOH)}} \cdot m_{\text{(р-ра CH}_3\text{COOH)}}}{100\%} = \frac{20\% \cdot 180\text{г}}{100\%} = 36\text{г}$$

- 5) Переведем массу CH_3COOH в количество вещества.

$$v_{\text{пр}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{36\text{г}}{60\frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,6 \text{ моль}$$

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ г/моль}$$

$$6) \nu(\text{CO}_2) = (1/2) \cdot \nu(\text{C}) = 1/2 \cdot 0,6 \text{ моль} = 0,3 \text{ моль}$$

(Коэффициент искомого вещества делим на коэффициент вещества, по которому находим).

$$7) V(\text{CO}_2) = \nu(\text{CO}_2) \times V_m = 0,3 \text{ моль} \times 22,4 \text{ л/моль} = 6,72 \text{ л}$$

Ответ: $V(\text{CO}_2) = 6,72 \text{ л}$.

№2

Какая масса раствора с массовой долей гидроксида натрия 4% расходуется на полную нейтрализацию серной кислоты массой 29,4г?

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 29,4 \text{ г}$$

$$\omega\%(\text{NaOH}) = 4\%$$

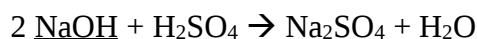
Найти:

$$m(\text{р-ра NaOH}) - ?$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$$

Решение:



8) Переведем числовые данные задачи в количество вещества.

$$\nu_{\text{пр}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{29,4 \text{ г}}{98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,3 \text{ моль}$$

$$9) \nu(\text{NaOH}) = (2/1) \cdot \nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = (2/1) \cdot 0,3 \text{ моль} = 0,6 \text{ моль}$$

(Коэффициент искомого вещества делим на коэффициент вещества, по которому находим).

10) Переведем количество вещества NaOH в массу:

$$m(\text{NaOH}) = \nu(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 0,6 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 24 \text{ г}$$

11) Так как в реакции участвует не раствор, а чистое вещество, то найдем массу раствора NaOH:

$$m(\text{р-ра NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{\omega\%(\text{NaOH})} \cdot 100\% = \frac{24 \text{ г}}{4\%} \cdot 100\% = 600 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{р-ра NaOH}) = 600 \text{ г}$.

№3

Для полной нейтрализации 10%-го раствора ортофосфорной кислоты массой 245г потребовалось 240г раствора гидроксида натрия. Рассчитайте, какова массовая доля NaOH во взятом растворе.

Дано:

$$m(\text{р-ра H}_3\text{PO}_4) = 245 \text{ г}$$

$$\omega\%(\text{H}_3\text{PO}_4) = 10\%$$

$$m(\text{р-ра NaOH}) = 240 \text{ г}$$

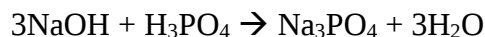
Найти:

$$\omega\%(\text{NaOH}) - ?$$

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$$

Решение:



1) Так как в реакции участвует не раствор, а чистое вещество, то найдем массу H_3PO_4 в растворе:

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{\omega\%(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot m(\text{р-ра H}_3\text{PO}_4)}{100\%} = \frac{10\% \cdot 245 \text{ г}}{100\%} = 24,5 \text{ г}$$

2) Переведем массу H_3PO_4 в количество вещества/

$$\nu_{\text{пр}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{24,5 \text{ г}}{98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,25 \text{ моль}$$

$$3) \nu(\text{NaOH}) = (3/1) \cdot \nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = (3/1) \cdot 0,25 \text{ моль} = 0,75 \text{ моль}$$

(Коэффициент искомого вещества делим на коэффициент вещества, по которому находим).

4) Переведем количество вещества NaOH в массу:

$$m(\text{NaOH}) = \nu(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 0,75 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 30 \text{ г}$$

5) Найдем массовую долю ($\omega\%$) NaOH в растворе:

$$\omega_{\%}(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{р} - \text{ра NaOH})} \cdot 100\% = \frac{30 \text{ г}}{240 \text{ г}} \cdot 100\% = 12,5\%$$

Ответ: $\omega\%$ (NaOH) = 12,5%.

Лабораторно-практическое занятие №7

Тема «Испытание растворов кислот индикаторами. Взаимодействие металлов с кислотами; кислот с оксидами, основаниями и солями.»

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

Учебные задачи:

1. Познакомиться экспериментально с химическими свойствами кислот.
2. Закрепить умения составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Растворимость кислот, солей и оснований в воде».
3. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
4. Ручка.
5. Простой карандаш.
6. Линейка.
7. Растворы: серной кислоты, гидроксида натрия; индикатора метилоранж; солей - нитрат бария, оксид кальция; кювета для капельного анализа, пипетка, стеклянная палочка, универсальная индикаторная бумага, синий лакмус

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание № 1. Экспериментально исследуйте свойства оснований капельным методом.

Задание № 2. Составьте соответствующие уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. В кювет для капельного анализа внести по 4 капли серной кислоты. Затем добавьте в кювету:
 - **опыт № 1.** индикатор метиловый оранжевый;
 - **опыт № 2.** индикатор лакмус синий;
 - **опыт № 3.** индикатор универсальный;
 - **опыт № 4.** стружку магния;
 - **опыт № 5.** оксид кальция;
 - **опыт № 6.** индикатор метиловый оранжевый, а далее гидроксид натрия;
 - **опыт № 7.** соль бария.
3. Запишите наблюдаемые явления.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

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. Каким методам выполняются опыты по определению химических свойств неорганических кислот?
4. Приведите по две формулы кислот разной основности и назовите их.
5. 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 .

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполнив опыты № 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, запишите наблюдения в таблицу и выполните задание.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Практически-лабораторное занятие №7 «Испытание растворов кислот индикаторами. Взаимодействие металлов с кислотами; кислот с оксидами, основаниями и солями».

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

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.
5.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
Испытание растворов кислот индикаторами.		Цвет фенолфталеина- Цвет лакмуса - Цвет метилоранжа-	_____

Взаимодействие металлов с кислотами.			
Взаимодействие кислот с оксидами металлов.			
Взаимодействие кислот с основаниями.			
Взаимодействие кислот с солями.			

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2005.
2. <http://nsportal.ru/npo-spo/khimicheskaya-i-biotekhnologii/library/2013/08/26/sbornik-metodicheskikh-ukazaniy-dlya>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

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

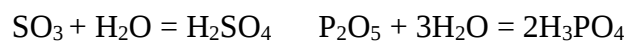
$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl} \qquad 2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$
7. При нагревании слабые кислоты легко разлагаются

$$\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2 \qquad \text{H}_2\text{S} = \text{H}_2 + \text{S}$$

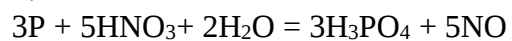
Получение неорганических кислот

Кислородсодержащие

1. Кислотный оксид + вода



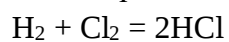
2. Металл + сильный окислитель



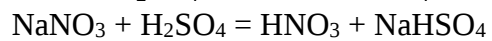
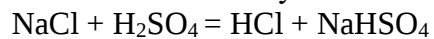
3. Соль + менее летучая кислота

Бескислородные

1. Водород + неметалл



2. Соль + менее летучая кислота



Лабораторно-практическое занятие №8

Тема «Испытание растворов щелочей индикаторами. Взаимодействие щелочей с солями. Разложение нерастворимых оснований».

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

Учебные задачи:

1. Познакомиться экспериментально с химическими свойствами оснований.
2. Закрепить умения составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Растворимость кислот, солей и оснований в воде».
3. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
4. Ручка.
5. Простой карандаш.
6. Линейка.
7. Растворы: соляной, серной кислот; гидроксида натрия; индикаторов: фенолфталеина, метилоранжа; солей: сульфат меди (II); держатель, прибор для нагревания, спички, фарфоровая чашка, кювета для капельного анализа, пипетка, стеклянная палочка, универсальная индикаторная бумага, синий лакмус.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание № 1. Экспериментально исследуйте свойства оснований капельным методом.

Задание № 2. Составьте соответствующие уравнения химических реакций в молекулярном и ионном видах.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. В пять кювет для капельного анализа внесите по 2 капли щёлочи. Затем добавьте в кювету:
 - опыт № 1. индикатор метиловый оранжевый
 - опыт № 2. индикатор лакмус синий
 - опыт № 3. индикатор универсальный
 - опыт № 4. индикатор фенолфталеин
 - опыт № 5. индикатор метиловый оранжевый, а далее кислоту.
3. Прикрепите держатель к фарфоровой чашке.
 - опыт № 6 в фарфоровую чашку внести по 2 капли щёлочи и по каплям добавить соль меди.
4. Прикрепите держатель к фарфоровой чашке.
 - опыт № 7 в фарфоровую чашку внести по 2 капли щёлочи и нагрейте.

5. Запишите наблюдаемые явления в таблицу.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какие вещества называют основаниями?
2. Перечислите известные вам классификации оснований.
3. С какими из перечисленных веществ взаимодействует гидроксид калия: MgO ; $AgNO_3$; SO_3 ; $CuSO_4$; $Ca(OH)_2$; Cu ; Fe ; KOH ?
4. От чего зависит число гидроксильных групп в основаниях?
5. Как получить гидроксид кальция, исходя из кальция, кислорода и воды? Напишите уравнения реакций.

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполнив опыты № 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 запишите наблюдения в таблицу и выполните задание.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, насколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №8 «Испытание растворов щелочей индикаторами. Взаимодействие щелочей с солями. Разложение нерастворимых оснований».

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

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.
5.

Название опыта	Рисун ок того что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
Испытание растворов щелочей		Цвет метилоранжа Цвет синего лакмуса-	_____

индикаторами.		Цвет универсального - Цвет фенолфталеина- Цвет метилоранжа в кислоте -	
Взаимодействие щелочей с солями.			
Разложение нерастворимых оснований.			

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <http://nsportal.ru/npo-spo/khimicheskaya-i-biotekhnologii/library/2013/08/26/sbornik-metodicheskikh-ukazaniy-dlya>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

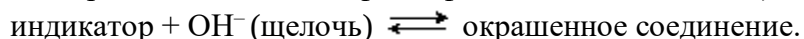
Химические свойства оснований:

1. Диссоциация:



Многokислотные основания диссоциируют по нескольким ступеням (в основном диссоциация протекает по первой ступени). Например, двухкислотное основание $\text{Fe}(\text{OH})_2$ диссоциирует по двум ступеням: $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{FeOH}^+ + \text{OH}^-$ (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):



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 $\text{Ba}(\text{OH})_2$, у которого $t_{\text{разл}}$ достаточно высока (примерно 1000 °C). $\text{Zn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}.$

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):

В растворе: $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$

$2\text{Al} + 2\text{OH}^- + 6\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3\text{H}_2$.

При сплавлении: $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2$.

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:

$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.

В растворе: $2\text{NaOH} + \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ $2\text{OH}^- + \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$.

При сплавлении с амфотерным оксидом: $2\text{NaOH} + \text{ZnO} \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

7. Взаимодействие оснований с кислотами:

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$.

8. Взаимодействие щелочей с амфотерными гидроксидами:

В растворе: $2\text{NaOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ $2\text{OH}^- + \text{Zn}(\text{OH})_2 = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$

При сплавлении: $2\text{NaOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

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

$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$.

Получение оснований:

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

2. Взаимодействием оксида металла с водой:

$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$.

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

$2\text{Na} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$.

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

5. Обменным взаимодействием гидроксидов щелочно-земельных металлов с некоторыми

солями. В ходе реакции должна обязательно получаться нерастворимая соль.

$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaOH} + \text{BaCO}_3 \downarrow$ $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{BaCO}_3 \downarrow$.

Лабораторно-практическое занятие №9

Тема «Взаимодействие солей с металлами и друг с другом. Гидролиз солей различного типа»

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

Учебные задачи:

1. Исследовать растворы различных солей на протекание реакций гидролиза.
2. Познакомиться экспериментально с химическими свойствами солей.
3. Провести химические реакции, которые характерны для солей.
4. Научиться определять реакцию среды растворов солей различных типов.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Растворимость кислот, солей и оснований в воде».
3. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
4. Ручка.
5. Простой карандаш.
6. Линейка.
7. 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, железо (гвоздь); штатив с пробирками, предметные стекла, пипетка, стеклянная палочка.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание № 1. Экспериментально исследуйте свойства солей.

Задание № 2. Составьте соответствующие уравнения химических реакций в молекулярном и ионном видах.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

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

2. Исследуйте растворы солей.

– **опыт №1** на полоску универсальной индикаторной бумаги нанесите пипетками по одной капле раствора каждой соли (из списка реактивов). Результаты наблюдений занесите в таблицу №1. (**Примечание: среда раствора в таблице и цвет индикатора должны соответствовать друг другу.**)

3. Составьте уравнения реакций гидролиза солей, растворы которых имели, кислую или щелочную среду раствора. С помощью уравнений реакций объясните происходящие реакции.

4. - **опыт № 2.** Изучения свойств солей. Опыт выполняется капельным методом.

На предметное стекло нанести отдельно по одной капле хлорида бария и сульфата меди (II)

Затем добавьте в каплю: № 1. карбонат натрия; № 2. гидроксид натрия

5. – **опыт № 3** В пробирку поместить гвоздь и добавить 3 капли сульфата меди (II).

6. Запишите наблюдаемые явления в таблицу № 2.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. С какими из перечисленных веществ взаимодействует хлорид бария: MgO ; $AgNO_3$; SO_3 ; $CuSO_4$; $Ca(OH)_2$; Cu ; Fe ; KOH ?

2. При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения: $Ba \rightarrow BaCl_2 \rightarrow BaSO_4$?

3. Составьте формулы кальциевых солей бромоводородной, угольной и фосфорной кислот.

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для практически-лабораторных занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполнив опыты № 1, 2, 3 запишите наблюдения в таблицы и выполните задание.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие № 9 «Взаимодействие солей с металлами и друг с другом. Гидролиз солей различного типа».

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

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

- 1.....
- 2.....
- 3.....

Таблица № 1

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

Таблица № 2

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
Взаимодействие солей металлами.			
Взаимодействие солей друг с другом.			
Гидролиз солей различного типа.			

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2005.
2. <http://nsportal.ru/npo-spo/khimicheskaya-i-biotekhnologii/library/2013/08/26/sbornik-metodicheskikh-ukazaniy-dlya>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

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

Лабораторно-практическое занятие №10

Тема «Составление окислительно-восстановительных реакций с использованием метода электронного баланса».

Учебная цель: формировать умение составлять окислительно-восстановительных реакций с использованием метода электронного баланса.

Учебные задачи:

1. Научиться пользоваться алгоритмом составления окислительно-восстановительных реакций с использованием метода электронного баланса.

2. Уметь грамотно уравнивать окислительно-восстановительные реакции, пользуясь методом электронного баланса.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».

2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».

3. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.

4. Карточки – задания.

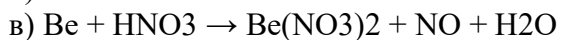
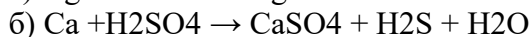
5. Калькулятор.

6. Ручка.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Пользуясь методом электронного баланса уравнийте окислительно-восстановительные реакции, согласно заданиям в карточке.

Задание №1 Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах следующих окислительно-восстановительных реакций с участием металлов:



Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Заполните известные Вам пункты плана из инструкции.

2. Найдите неизвестные данные.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия (Алгоритм решения задачи)

1. Алгоритм составления окислительно-восстановительных реакций с использованием метода электронного баланса (на примере H_2SO_4 и $\text{Fe}(\text{OH})_3$):

- Подсчитать изменения степени окисления для каждого из элементов, входящих в уравнение химической реакции
- Элементы, степень окисления которых в результате произошедшей реакции не изменяется - не принимаются во внимание
- Из остальных элементов, степень окисления которых изменилась - составляется баланс, заключающийся в подсчете количества приобретенных или потерянных электронов
- Для всех элементов, потерявших или получивших электроны (количество которых отличается для каждого элемента) находится наименьшее общее кратное
- Найденное значение и есть базовые коэффициенты для составления уравнения.
- Визуально алгоритм решения задачи с помощью метода электронного баланса представлен на диаграмме.



Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Что такое степень окисления?
2. Как определить элемент с «—» степенью окисления?
3. Что такое окислительно-восстановительные реакции?
4. Какие типы окислительно-восстановительных реакций существуют?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Запишите условие Задания №1 и произведите подбор коэффициентов в данных окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса по плану инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия с учётом методики

анализа результатов, полученных в ходе выполнения задания №1. Запишите решение задания в таблицу.

4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №10 «Составление окислительно-восстановительных реакций с использованием метода электронного баланса».

Учебная цель: формировать умение составлять окислительно-восстановительных реакций с использованием метода электронного баланса.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.

№ задания	Решение
Задание 1	A) Б) В)

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. http://profmeter.com.ua/communication/learning/course/course6/lesson326/?LESSON_P ATH=455.577.326

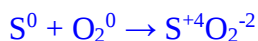
Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Окислительно–восстановительными – это химические реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, т.е. это реакции, сопровождающиеся переходом электронов от одних атомов или ионов к другим. Подавляющее большинство химических реакций относятся к окислительно-восстановительным, они играют исключительно важную роль.

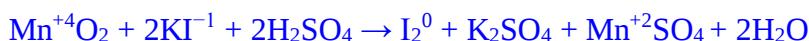
Классификация окислительно-восстановительных реакций.

1) Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции.

Окислитель и восстановитель находятся в разных веществах; обмен электронами в этих реакциях происходит между различными атомами или молекулами:

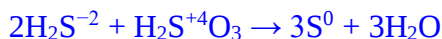


S – восстановитель; O₂ – окислитель



KI – восстановитель; MnO₂ – окислитель.

Сюда же относятся реакции между веществами, в которых атомы одного и того же элемента имеют разные степени окисления



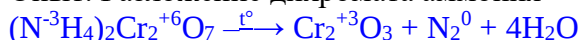
2) Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции.

Во внутримолекулярных реакциях окислитель и восстановитель находятся в одной и той же молекуле. Внутримолекулярные реакции протекают, как правило, при термическом разложении веществ, содержащих окислитель и восстановитель.



Cl⁺⁵ – окислитель; O⁻² – восстановитель

Опыт. Разложение дихромата аммония



Cr⁺⁶ – окислитель; N⁻³ – восстановитель.

3) Диспропорционирование.

Это окислительно-восстановительные реакции, в которых один элемент одновременно повышает и понижает степень окисления.



Важнейшие окислители и восстановители.

Типичными окислителями являются:

1. Простые вещества, атомы которых обладают большой электроотрицательностью. Это, в первую очередь, элементы главных подгрупп VI и VII групп периодической системы: кислород, галогены (Cl₂, Br₂, F₂, I₂, O, O₂). Из простых веществ самый сильный окислитель – фтор.
2. Катион H⁺ и ионы металлов в их высшей степени окисления: Sn⁴⁺, Pb⁴⁺, Fe³⁺, Au³⁺ и др.
3. Соединения, в которых элементы проявляют высшую степень окисления (определяется номером группы) Соединения, содержащие некоторые сложные анионы, элементы в которых находятся в высоких положительных степенях окисления: KMn⁺⁷O₄, K₂Cr₂⁺⁶O₇, H₂S⁺⁶O₄, HN⁺⁵O₃, KCl⁺⁷O₄, KI⁺⁷O₄ и др.

К восстановителям относят:

1. Простые вещества, атомы которых обладают низкой электроотрицательностью – активные металлы. Восстановительные свойства могут проявлять и неметаллы, например, водород и углерод.
2. Некоторые катионы металлов низшей степени окисления в соединениях (Sn²⁺, Cu⁺, Fe²⁺, Cr²⁺), которые, отдавая электроны, могут повышать свою степень окисления.
3. Некоторые соединения, содержащие такие простые анионы как, например I⁻, S²⁻.

4. Соединения, содержащие сложные анионы ($(S^{4+}O_3)^{2-}$, $(HP^{3+}O_3)^{2-}$ и др.) или соединения ($C^{+2}O$, $N_2^{+1}O$ и др.), в которых элементы могут, отдавая электроны, повышать свою положительную степень окисления.

Важнейшие восстановители и окислители

Восстановители	Окислители
Металлы. Водород, Уголь. Оксид углерода (II) (CO). Сероводород (H ₂ S); Оксид серы (IV) (SO ₂); сернистая кислота H ₂ SO ₃ и ее соли. Галогеноводородные кислоты и их соли. Катионы металлов в низших степенях окисления: SnCl ₂ , FeCl ₂ , MnSO ₄ , Cr ₂ (SO ₄) ₃ . Азотистая кислота HNO ₂ ; Аммиак NH ₃ ; Гидразин NH ₂ NH ₂ ; Оксид азота(II) (NO). Катод при электролизе.	Галогены. Перманганат калия (KMnO ₄); манганат калия (K ₂ MnO ₄); оксид марганца (IV) (MnO ₂). Дихромат калия (K ₂ Cr ₂ O ₇); хромат калия (K ₂ CrO ₄). Азотная кислота (HNO ₃). Серная кислота (H ₂ SO ₄) конц. Оксид меди(II) (CuO); оксид свинца(IV) (PbO ₂); оксид серебра (Ag ₂ O); пероксид водорода (H ₂ O ₂). Хлорид железа(III) (FeCl ₃). Бертоллева соль (KClO ₃). Анод при электролизе.

В лабораторной практике наиболее часто используются следующие окислители:

- перманганат калия (KMnO₄);
- дихромат калия (K₂Cr₂O₇);
- азотная кислота (HNO₃);
- концентрированная серная кислота (H₂SO₄);
- пероксид водорода (H₂O₂);
- оксиды марганца (IV) и свинца (IV) (MnO₂, PbO₂);
- расплавленный нитрат калия (KNO₃) и расплавы некоторых других нитратов.

К восстановителям, которые применяются в лабораторной практике относятся:

- магний (Mg), алюминий (Al) и другие активные металлы;
- водород (H₂) и углерод (C);
- иодид калия (KI);
- сульфид натрия (Na₂S) и сероводород (H₂S);
- сульфит натрия (Na₂SO₃);
- хлорид олова (SnCl₂).

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

А) Электронный баланс — метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. *Число электронов, отданное восстановителем равно числу электронов, получаемых окислителем.*

Метод электронного баланса не исключает и обыкновенного подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, но может заметно облегчить такой подбор.

Уравнение составляется в несколько стадий:

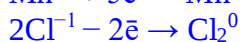
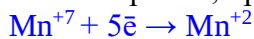
1. Записывают схему реакции.



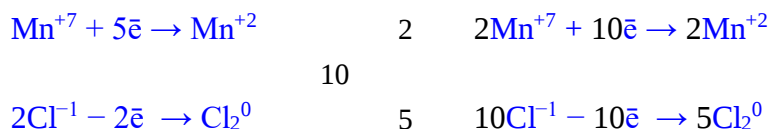
2. Проставляют степени окисления над знаками элементов, которые меняются.



3. Выделяют элементы, изменяющие степени окисления и определяют число электронов, приобретенных окислителем и отдаваемых восстановителем.



4. Уравнивают число приобретенных и отдаваемых электронов, устанавливая тем самым коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления.



5. Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.



Чтобы проверить правильность составленного уравнения, подсчитываем число атомов каждого элемента в его правой и левой частях.

Лабораторно-практическое занятие №11

Тема «Зависимость скорости химической реакции от различных факторов».

Учебная цель: выявить зависимость скорости химической реакции от различных факторов.

Учебные задачи:

1. Изучить основные факторы, влияющие на скорость химических реакций.
2. Отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Учебно-методическая литература: сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Лабораторное оборудование: штатив с пробирками, шпатель, спиртовка, спички.
3. Реактивы: металлы гранулированные магний (Mg), цинк (Zn), железо (Fe), растворы соляной кислоты (HCl), серной кислоты (H_2SO_4), пероксида водорода (H_2O_2), тиосульфата натрия ($Na_2S_2O_3$) разной концентрации (25 г/л и 200 г/л), твёрдый оксид марганца (MnO_2), кусочки мрамора и измельчённый мрамор ($CaCO_3$).
4. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
5. Раздаточные материалы: инструкционные карты (по одной на стол).
6. Ручка, карандаш, линейка.

Задания для лабораторно-практического занятия:

1. Проведите лабораторные опыты.
2. Запишите, что наблюдали во время опытов.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите эксперименты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.
2. Следующий эксперимент следует начинать только после полного разбора предыдущего эксперимента.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при проведении лабораторно-практических занятий в кабинете химии и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните опыты.

Опыт № 1. «Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ».

Налейте в три пробирки раствор соляной кислоты HCl. В первую пробирку положите гранулу магния, во вторую – гранулу цинка, в 3-ю – гранулу железа. Что наблюдаете? Какая из реакций самая быстрая?

Опыт №2. «Зависимость скорости химической реакции от температуры».

В две пробирки прилейте раствор соляной кислоты одинаковой концентрации. Нагрейте одну из пробирок с раствором. Одновременно поместите гранулы цинка в пробирки с растворами соляной кислоты. Что наблюдаете?

Опыт №3. «Зависимость скорости химической реакции от присутствия катализатора».

В две пробирки прилейте раствор пероксида водорода H_2O_2 . В первую пробирку добавьте немного твёрдого оксида марганца (IV) MnO_2 . Вторую пробирку оставьте для сравнения. Что наблюдаете, оцените скорость разложения пероксида водорода с катализатором и без него.

Опыт №4. «Зависимость скорости реакций от концентрации реагирующих веществ».

В две пробирки прилейте одинаковые объёмы раствора серной кислоты. Одновременно прилейте в обе пробирки растворы тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ разной концентрации (25 г/л и 200 г/л). Засеките время, через которое в пробирках появится осадок серы. Объясните причину разновременного появления осадка.

Опыт №5. «Зависимость скорости реакций от площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ».

Поместите в первую пробирку кусочек мрамора, а во вторую – измельчённый мрамор. Прилейте в обе пробирки одинаковые объёмы раствора соляной кислоты. Что наблюдаете?

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какие факторы и как влияют на скорость химической реакции?
2. Почему скоропортящиеся продукты хранят в холодильнике?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия, оборудование и реактивы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполните эксперименты, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу.
4. Сформулируйте и запишите вывод о проделанной работе.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №11 «Зависимость скорости химической реакции от различных факторов».

Учебная цель: выявить зависимость скорости химической реакции от различных факторов.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.

	Наименование опыта	Ход опыта	Наблюдения	Уравнения реакций	Объяснение наблюдений

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. http://www.parikmaher-ekb.ru/userFiles/file/Volohan/UMK_LabRab_Himia.doc

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Скорость химической реакции – это величина, показывающая, как изменяются концентрации исходных веществ или продуктов реакции за единицу времени.

Зависимость скорости реакций от различных факторов:

Факторы	Зависимость
Концентрация	При повышении концентрации хотя бы одного из реагирующих веществ скорость химической реакции возрастает. Причиной повышения скорости является увеличение числа столкновений реагирующих частиц за счёт увеличения частиц в единице объёма.
Температура	Химические реакции, протекающие в гомогенных системах (смеси газов, жидкие растворы), осуществляется за счет соударения частиц. Однако, не всякое столкновение частиц реагентов ведет к образованию продуктов. Только частицы, обладающие повышенной энергией – активные частицы, способны осуществить акт химической реакции. С повышением температуры увеличивается число активных частиц, следовательно, химические реакции при высоких температурах протекают быстрее, чем при низких температурах.
Катализатор	<i>Катализаторы</i> – это вещества, которые повышают скорость химической реакции. Они вступают во взаимодействие с реагентами с образованием промежуточного химического соединения и освобождаются в конце реакции. Влияние, оказываемое катализаторами на химические реакции, называется <i>катализом</i> .
Площадь соприкосновения реагирующих веществ	Для увеличения площади соприкосновения реагирующих веществ, их измельчают. Наибольшей степени измельчения достигают путем растворения веществ. Быстрее всего вещества реагируют в растворах.
Природа реагирующих веществ	Например, металлы магний и железо реагируют с соляной кислотой одинаковой концентрации с различной скоростью. Это связано с разной химической активностью металлов.

Лабораторно-практическое занятие №12

Тема «Химические свойства металлов»

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

Учебные задачи:

1. Познакомиться экспериментально с химическими свойствами металлов.
2. Закрепить умения составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Растворы: серной кислоты, образцы металлов, сера, пробирки, штатив.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание № 1. Экспериментально исследуйте свойства металлов.

Задание № 2. Составьте соответствующие уравнения химических реакций.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

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

2. Проведение химической реакции: окисление металлов

-Для этого внести в пламя спиртовки очищенную медную проволоку, после чего видно, что на проволоке появился черный налет.

оксид меди (черного цвета)

-Внести в пробирку стружки железа и порошок серы, аккуратно встряхнуть, нагреть пробирку. Видно, что образовалась масса сульфида железа.

-Провести химическую реакцию между раствором соляной кислоты и таблетками цинка.

-Налейте в фарфоровую тарелку дистиллированной воды, осторожно внести пинцетом очищенный кусочек натрия. В результате видно бурное выделение водорода, а при помощи фенолфталеина можно обнаружить образование щелочи.

-Внести в пробирку кусочки железа, добавить 10 % раствор сульфата меди. Через некоторое время можно заметить появление бурого налета на кусочках железа. Это говорит о том, что произошла химическая реакция между металлом и солью более слабого металла.

Запишите наблюдаемые явления.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какие вещества называют металлами?
2. Все ли металлы способны вытеснять водород из кислот?
3. С чем могут взаимодействовать металлы?
4. Отличаются ли металлы по химической активности?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.

1. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.

2. Выполнив опыты, запишите наблюдения в таблицу и выполните задание.

3. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №12 «Химические свойства металлов».

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

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.
5.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

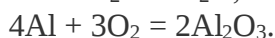
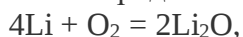
Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2011.
2. <https://kopilkaurokov.ru/himiya/prochee/mietodichieskiie-riekomiendatsii-dlia-vypolnieniia-praktichieskikh-i-laboratornykh-rabot>

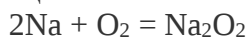
Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Взаимодействие с простыми веществами

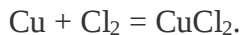
С кислородом большинство металлов образует оксиды – амфотерные и основные:



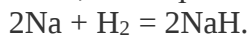
Щелочные металлы, за исключением лития, образуют пероксиды:



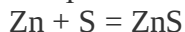
С галогенами металлы образуют соли галогеноводородных кислот, например,



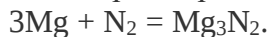
С водородом самые активные металлы образуют ионные гидриды – солеподобные вещества, в которых водород имеет степень окисления -1.



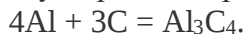
С серой металлы образуют сульфиды – соли сероводородной кислоты:



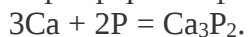
С азотом некоторые металлы образуют нитриды, реакция практически всегда протекает при нагревании:



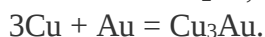
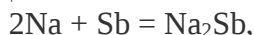
С углеродом образуются карбиды:



С фосфором – фосфиды:

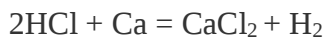
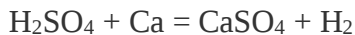


Металлы могут взаимодействовать между собой, образуя интерметаллические соединения:



Металлы могут растворяться друг в друге при высокой температуре без взаимодействия, образуя сплавы.

1. Взаимодействие с кислотами



Лабораторно-практическое занятие №13

Тема «Устранение временной и постоянной жесткости».

Учебная цель: ознакомиться с видами жесткости воды и методами ее устранения.

Учебные задачи:

1. Научиться устранять временную и постоянную жесткости.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Лабораторный штатив, стеклянная палочка, химические стаканы (3 шт.) емкостью не менее 150 мл, горелка (спиртовка), спички.

Вода, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, CaCl_2 , MgSO_4 , раствор гашёной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$, раствор соды Na_2CO_3 ,

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание № 1. Устранить временную (карбонатную) жёсткость.

Задание № 2. Устранить постоянную (карбонатная) жёсткость.

Задание № 3. Устранить постоянную (некарбонатная) жёсткость.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

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

2. Выполните **опыт №1** устранение временной (карбонатной) жёсткости.

Зажгите газовую горелку (спиртовку). Налейте в стакан воды из-под крана (желательно добавить немного $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ или $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ для наглядности) и поставьте на штатив. Доведя до кипения, несколько минут кипятите.

Объясните причину появления осадка в стакане.

На основании проделанного опыта сделайте выводы. Запишите наблюдаемые явления.

3. Выполните **опыт №2** устранение постоянной (карбонатной) жёсткости.

Налейте в стакан воды из-под крана (желательно добавить немного $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ или $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ для наглядности) и добавьте немного раствора гашёной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Объясните причину появления осадка в стакане.

На основании проделанного опыта сделайте выводы. Запишите наблюдаемые явления.

4. Выполните **опыт №3** устранение постоянной (некарбонатной) жёсткости.

Налейте в стакан воды из-под крана (желательно добавить немного CaCl_2 или MgSO_4 для наглядности) и добавьте немного раствора соды Na_2CO_3 .

Объясните причину появления осадка в стакане.

На основании проделанного опыта сделайте выводы. Запишите наблюдаемые явления.

Заполните таблицу на основе полученных знаний о жесткости воды.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какие соединения кальция и магния и в каком виде встречаются в природе? Какие соединения кальция используются в технике и в быту?
2. Что такое жесткость воды? Какие виды жесткости воды различают?
3. Какие могут быть последствия от использования жесткой воды в промышленности и в быту?
4. Присутствием каких соединений обусловлена временная жесткость? Присутствием каких соединений обусловлена постоянная жесткость воды?
5. Какими способами устраняют временную жесткость? Какими способами устраняют постоянную жесткость?
6. Для устранения жесткости воды иногда применяют ортофосфат натрия Na_3PO_4 . На чём основано применение этой соли? Ответ подтвердите, составив соответствующие уравнения реакций.

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполните опыты №1, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу.
4. Выполните опыты №2, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу.
5. Выполните опыты №3, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу.
6. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №13 «Устранение временной и постоянной жесткости».

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

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

4.
5.
6.

Жесткость воды и способы ее устранения				
Состав жесткой воды		Вид жидкости		Способы устранения
катионы	анионы	по составу	по способу её устранения	
Ca ²⁺ Mg ²⁺	HCO ₃ ⁻			1) 2)
	Cl ⁻ SO ₄ ²⁻			1) 2)
	HCO ₃ ⁻ Cl ⁻ SO ₄ ²⁻			1) 2)

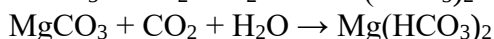
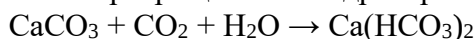
Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. http://educationecology.blogspot.ru/2016/09/blog-post_26.html

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Общие сведения: содержащиеся в природе нерастворимые в воде карбонаты магния и кальция под воздействием воды и присутствующего в воздухе углекислого газа способны превращаться в гидрокарбонаты, которые хорошо растворяются в воде.



Этот процесс широко осуществляется в природных условиях, приводя к выносу размываемых известняков поверхностные воды, а затем – в моря и океаны.

В природные воды переходят и содержащиеся в земной коре растворимые соли CaCl₂, CaSO₄, MgCl₂, MgSO₄.

В жесткой воде плохо развариваются продукты питания, так как катионы кальция с белками пищи образуют нерастворимые соединения. Постоянное употребление жесткой воды может привести к отложению солей (мочекаменная болезнь) в организме человека. В такой воде плохо завариваются чай, кофе. В ней труднее развариваются многие продукты, их питательная ценность уменьшается. Жёсткая вода непригодна для многих технических целей. Из-за образования накипи непригодна для использования в паровых котлах, вредна для металлических конструкций, трубопроводов. В жесткой воде плохо мылится мыло и возрастает его расход. Жёсткой водой нельзя пользоваться при проведении некоторых технологических процессов, например при крашении. В то же время, использование слишком мягкой воды может приводить к коррозии труб, так как, в этом случае отсутствует кислотно-щелочная буферность, которую обеспечивает гидрокарбонатная (временная) жёсткость. Потребление жёсткой или мягкой воды обычно не является опасным для здоровья, хотя есть данные о том, что высокая жёсткость способствует образованию мочевых камней, а низкая – незначительно увеличивает риск сердечно-

сосудистых заболеваний. Вкус природной питьевой воды, например, воды родников, обусловлен именно присутствием солей жёсткости.

Жёсткость природных вод может варьироваться в довольно широких пределах и в течение года непостоянна. Увеличивается жёсткость из-за испарения воды, уменьшается в сезон дождей, а также в период таяния снега и льда.

Временную (карбонатную) жёсткость устраняют кипячением.

При длительном кипячении растворимые $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ переходят в нерастворимые соединения и выпадают в осадок. Поэтому карбонатную жёсткость называют также временной жёсткостью. Количественно временную жёсткость характеризуют содержанием гидрокарбонатов, удаляющихся из воды при её кипячении в течение часа. Жёсткость, остающаяся после такого кипячения, называется постоянной.

Постоянную (карбонатную) жёсткость устраняют добавлением гашёной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Постоянную (некарбонатную) жёсткость устраняют добавлением соды Na_2CO_3 .

В целях одновременного устранения обоих видов жёсткости применяют смесь гашёной извести и соды – содово-известковый метод.

Лабораторно-практическое занятие №14

Тема «Знакомство с образцами металлов и сплавов».

Учебная цель: ознакомить на основе коллекционного материала с образцами металлов и важнейших сплавов на их основе, с признаками классификации, их применением и их роли в создании материальной культуры.

Учебные задачи:

1. Ознакомиться с коллекциями с образцами металлов и сплавов.
2. Закрепить знания по теме «Металлы и сплавы»

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практически-лабораторных занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Коллекции «Металлы и сплавы».

Задания для лабораторно-практического занятия:

Рассмотрите выданные коллекции с образцами металлов и сплавов. Охарактеризуйте их свойства и области применения.

Можно использовать коллекцию интернет-ресурса. Виртуальная лаборатория: http://www.virtulab.net/index.php?option=com_content&view=article&id=257:2009-11-14-22-37-18&catid=57:2009-11-14-21-25-00&Itemid=108

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, рассмотрите выданную коллекцию с образцами металлов и сплавов.
2. Охарактеризуйте свойства этих продуктов и области их применения.
3. Работу со следующим образцом следует начинать только после полного разбора предыдущего.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Рассмотрите образец № 1.
2. Охарактеризуйте его по разным признакам.
3. Запишите его состав, свойства и применение в таблицу для отчёта.
4. По аналогии проведите работу с другими образцами из коллекции.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какими свойствами обладают металлы?
2. На какие группы делят металлы?
3. Что такое сплавы и какими они обладают особенностями?
4. На какие группы делят сплавы?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для практически-лабораторных занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Рассмотрите коллекцию «Металлы и сплавы».
4. Запишите предложенные для работы образцы металлов и их отличия по внешнему виду и свойствам.
5. Запишите предложенные для работы образцы сплавов, их отличия по составу и их применение.
6. Данные наблюдений занесите в таблицу.
7. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №14 «Знакомство с образцами металлов и сплавов».

Учебная цель: ознакомить на основе коллекционного материала с образцами металлов и сплавов, их применением.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.

Металлы

Образцы	Физические свойства (агрегатное состояние, цвет, твердость, блеск)	Применение

Сплавы

Образцы	Состав	Физические свойства (агрегатное состояние, цвет, твердость, блеск)	Применение

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <http://allrefs.net/c26/4dfdt/p19/>
3. <http://www.xumuk.ru/encyklopedia/2/4178.html>
4. <http://www.neuch.ru/referat/51953.html>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Общие свойства металлов

С химической точки зрения **металл** – это элемент, который во всех соединениях проявляет положительную степень окисления. Из известных в настоящее время 109 элементов 86 являются металлами. Основной отличительной особенностью металлов является наличие в конденсированном состоянии свободных, не связанных с определенным атомом электронов. Эти электроны способны перемещаться по всему объему тела. Наличие свободных электронов определяет всю совокупность свойств металлов. В твердом состоянии большинство металлов имеет кристаллическую высокосимметричную структуру одного из типов: кубическую объемноцентрированную, кубическую гранецентрированную или гексагональную плотноупакованную.

Существует техническая классификация металлов. Обычно выделяют следующие группы: **черные металлы** (Fe); **тяжелые цветные металлы** (Cu, Pb, Zn, Ni, Sn, Co, Sb, Bi, Hg, Cd), **легкие металлы** с плотностью менее 5 г/см³ (Al, Mg, Ca и т.д.), **драгоценные металлы** (Au, Ag и **платиновые металлы**) и **редкие металлы** (Be, Sc, In, Ge и некоторые другие).

В химии металлы классифицируются по их месту в периодической системе элементов. Различают металлы главных и побочных подгрупп. Металлы главных подгрупп называют непереходными. Эти металлы характеризуются тем, что в их атомах происходит последовательное заполнение *s*- и *p*-электрон-ных оболочек.

Типичными металлами являются **s-элементы** (щелочные Li, Na, K, Rb, Cs, Fr и щелочноземельные Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra металлы). Данные металлы расположены в Ia и IIa подгруппах (т. е., в главных подгруппах I и II групп). Этим металлам отвечает конфигурация валентных электронных оболочек ns^1 или ns^2 (*n* – главное квантовое число).

К *p*-металлам относятся элементы IIIa (Al, Ga, In, Tl), IVa (Ge, Sn, Pb), Va (Sb, Bi) и VIa (Po) групп с главными квантовыми числами 3, 4, 5, 6. Данным металлам отвечает конфигурация валентных электронных оболочек ns^2p^z (*z* может принимать значение от 1 до 4 и равно номеру группы минус 2).

В атомах металлов побочных подгрупп, называемых переходными металлами, происходит застраивание *d*- и *f*-оболочек, в соответствии с чем их делят на *d*-группу и две *f*-группы лантаноиды и актиноиды.

К переходным металлам относят 37 элементов *d*-группы и 28 металлов *f*-группы. К **металлам *d*-группы** относят элементы Ib (Cu, Ag, Au), IIb (Zn, Cd, Hg), IIIb (Sc, Y, La, Ac), IVb (Ti, Zr, Hf, Db), Vb (V, Nb, Ta, J), VIb (Cr, Mo, W, Rf), VIIb (Mn, Tc, Re, Bh) и VIII групп (Fe, Co, Ni, Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Rt, Hn, Mt, Db, J, Rf, Bh, Hn, Mt). Этим элементам отвечает конфигурация $3d^x4s^2$. Исключения составляют некоторые атомы, в

том числе атомы хрома с полузаполненной $3d^5$ -оболочкой ($3d^5 4s^1$) и меди – с полностью заполненной $3d^{10}$ -оболочкой ($3d^{10} 4s^1$). Эти элементы обладают некоторыми общими свойствами:

- 1) все они образуют сплавы между собой и другими металлами;
- 2) наличие частично заполненных электронных оболочек обуславливает способность d -металлов образовывать парамагнитные соединения;
- 3) в химических реакциях они проявляют переменную валентность (за немногими исключениями), а их ионы и соединения, как правило, окрашены.

Нахождение металлов в природе и способы получения.

Вследствие высокой химической активности, металлы в природе находятся в виде различных соединений, и только малоактивные (благородные) металлы – платина, золото и т.п. – встречаются в самородном (свободном) состоянии.

Наиболее распространенными природными соединениями металлов являются оксиды (гематит Fe_2O_3 , магнетит Fe_3O_4 , куприт Cu_2O , корунд Al_2O_3 , пиролюзит MnO_2 и др.), сульфиды (галенит PbS , сфалерит ZnS , халькопирит $CuFeS$, киноварь HgS и т.д.), а также соли кислородосодержащих кислот (карбонаты, силикаты, фосфаты и сульфаты). Щелочные и щелочноземельные металлы встречаются преимущественно в виде галогенидов (фторидов или хлоридов).

Основная масса металлов получается путем переработки полезного ископаемого – руды. Поскольку металлы, входящие в состав руд, находятся в окисленном состоянии, то их получение осуществляется путем реакции восстановления.

Сплавы – макроскопические однородные системы, состоящие из двух или более металлов (реже – металлов и неметаллов) с характерными металлическими свойствами. В более широком смысле сплавы-любые однородные системы, полученные сплавлением металлов, неметаллов, неорганическими соединениями и т.д. Многие сплавы (напр., бронза, сталь, чугун) были известны в глубокой древности и уже тогда имели обширное практическое применение. Техническое значение металлических сплавов объясняется тем, что мног. их свойства (прочность, твердость, электрическое сопротивление) гораздо выше, чем у составляющих их чистых металлов.

Называют сплавы исходя из названия элемента, содержащегося в них в наибольшем количестве (основной элемент, основа), например сплавы железа, сплавы алюминия. Элементы, вводимые в сплавы для улучшения их свойств, называются легирующими, а сам процесс называется легированием.

По характеру металла-основы различают черные сплавы (основа – Fe), цветные сплавы (основа – цветные металлы), сплавы редких металлов, сплавы радиоактивных металлов. По числу компонентов сплавы делят на двойные, тройные и т.д.; по структуре – на гомогенные (однородные) и гетерогенные (смеси), состоящие из нескольких фаз (последние могут быть стабильными и метастабильными); по характерным свойствам – на тугоплавкие, легкоплавкие, высокопрочные, жаропрочные, твердые, антифрикционные, коррозионностойкие, сплавы со специальными свойствами и др. По технологии производства выделяют литейные (для изготовления деталей методом литья) и

деформируемые (подвергаемые ковке, штамповке, прокатке, прессованию и др. видам обработки давлением).

Окружающие нас металлические предметы редко состоят из чистых металлов. Только алюминиевые кастрюли или медная проволока имеют чистоту около 99,9%.

В большинстве же других случаев люди имеют дело со сплавами. Так, различные виды железа и стали, содержат наряду с металлическими добавками незначительные количества углерода, которые оказывают решающее влияние на механическое и термическое поведение сплавов. Все сплавы имеют специальную маркировку, т.к. сплавы с одним названием (например, латунь) могут иметь разные массовые доли других металлов.

Для изготовления сплавов применяют различные металлы. Самое большое значение среди всех сплавов имеют, стали различных составов. Простые конструкционные стали, состоят из железа относительно высокой чистоты с небольшими (0,07—0,5%) добавками углерода. Так, чугун, получаемый в доменной печи, содержит около 10% других металлов, из них примерно 3% составляет углерод, а остальные — кремний, марганец, сера и фосфор. А легированные стали, получают, добавляя к железу кремний, медь, марганец, никель, хром, вольфрам, ванадий и молибден.

Никель наряду с хромом является важнейшим компонентом многих сплавов. Он придает сталям высокую химическую стойкость и механическую прочность.

Так, известная нержавеющая сталь содержит в среднем 18% хрома и 8% никеля. Для производства химической аппаратуры, сопел самолетов, космических ракет и спутников требуются сплавы, которые устойчивы при температурах выше 1000°C, то есть не разрушаются кислородом и горючими газами и обладают при этом прочностью лучших сталей. Этим условиям удовлетворяют сплавы с высоким содержанием никеля. Большую группу составляют медно-никелевые сплавы.

Сплав меди, известный с древнейших времен, - бронза содержит 4-30% олова (обычно 8-10%). До наших дней сохранились изделия из бронзы мастеров Древнего Египта, Греции, Китая. Из бронзы отливали в средние века орудия и многие другие изделия. Знаменитые Царь-пушка и Царь-колокол в Московском Кремле также отлиты из сплава меди с оловом. В настоящее время в бронзах олово часто заменяют другими металлами, что приводит к изменению их свойств. Алюминиевые бронзы, которые содержат 5-10% алюминия, обладают повышенной прочностью. Из такой бронзы чеканят медные монеты. Очень прочные, твердые и упругие бериллиевые бронзы содержат примерно 2% бериллия. Пружины, изготовленные из бериллиевой бронзы, практически вечны.

Широкое применение в народном хозяйстве нашли бронзы, изготовленные на основе других металлов: свинца, марганца, сурьмы, железа и кремния.

Сплав мельхиор содержит от 18 до 33% никеля (остальное медь). Температура плавления мельхиора составляет 1170°C. Он имеет красивый внешний вид. Из мельхиора изготавливают посуду и украшения, чеканят монеты («серебро»). Похожий на мельхиор сплав - нейзильбер - содержит, кроме 15% никеля, до 20% цинка. Этот сплав используют для изготовления художественных изделий, медицинского инструмента. Медно-

никелевые сплавы константан (40% никеля) и манганин (сплав меди, никеля и марганца) обладают очень высоким электрическим сопротивлением. Их используют в производстве электроизмерительных приборов. Характерная особенность всех медно-никелевых сплавов - их высокая стойкость к процессам коррозии - они почти не подвергаются разрушению даже в морской воде. Сплавы меди с цинком с содержанием цинка до 50% носят название латунь. Латунь "60" содержит, например, 60 весовых частей меди и 40 весовых частей цинка. Для литья цинка под давлением применяют сплав, содержащий около 94% цинка, 4% алюминия и 2% меди. Это дешевые сплавы, обладают хорошими механическими свойствами, легко обрабатываются. Латунь благодаря своим качествам нашли широкое применение в машиностроении, химической промышленности, в производстве бытовых товаров. Для придания латуням особых свойств в них часто добавляют алюминий, никель, кремний, марганец и другие металлы. Из латуней изготавливают трубы для радиаторов автомашин, трубопроводы, патронные гильзы, памятные медали, а также части технологических аппаратов для получения различных веществ.

По следующим рецептам можно получить легкоплавкие сплавы. Сплав Ньютона: 31 массовая часть свинца, 19 частей олова и 50 частей висмута. Температура плавления 95 °С. Сплав Вуда: 25 частей свинца, 12,5 частей олова, 50 частей висмута и 12,5 частей кадмия. Температура плавления 60°С. Ложка из такого сплава расплавится, если ею помешать горячий кофе. Раньше это демонстрировали в качестве шуточного опыта. Однако перемешанный таким образом напиток ядовит из-за солей свинца и висмута!

Промышленные медно-никелевые сплавы условно можно разделить на две группы: конструкционные (или коррозионностойкие) и электротехнические (термоэлектродные сплавы и сплавы сопротивления).

К конструкционным сплавам относятся, кундаль, мельхиор, нейзильбер и др. Мельхиорами называют двойные и более сложные сплавы на основе меди, основным легирующим компонентом которых является никель. Для повышения коррозионной стойкости в морской воде их дополнительно легируют железом и марганцем. Нейзильберы по сравнению с мельхиорами характеризуются высокой прочностью из-за дополнительного легирования цинком. Кундалями называются сплавы тройной системы Cu-Ni-Al. Никель и алюминий при высоких температурах растворяются в меди в больших количествах, но с понижением температуры растворимость резко уменьшается. По этой причине сплавы системы Cu-Ni-Al эффективно упрочняются закалкой и старением. Сплавы под закалку нагревают до 900-1000°С, а затем подвергают старению при 500-600°С. Упрочнение при старении обеспечивают дисперсные выделения фаз Ni_3Al и $NiAl$. Мельхиор, нейзильбер, кундали отличаются высокими механическими и коррозионными свойствами, применяются для изготовления теплообменных аппаратов в морском судостроении (конденсаторные трубы и термостаты), медицинского инструмента, деталей точной механики и химической промышленности, деталей приборов в электротехнике, радиотехнике и для изготовления посуды. Мельхиор марки МН19 и нейзильбер марки МНЦ15-20 используются как резистивные сплавы.

К сплавам электротехническим относятся сплавы сопротивления – манганин (МНМц3-12) и константан (МНМц40-165) и сплавы для термоэлектродов и компенсационных проводов: копель (МНМц43-0,5).

Лабораторно-практическое занятие №15

Тема «Знакомство с образцами неметаллов и их соединений».

Учебная цель: ознакомить на основе коллекционного материала с образцами неметаллов и важнейших их соединений.

Учебные задачи:

1. Ознакомиться с коллекциями с образцами неметаллов и важнейших их соединений.
2. Закрепить знания по теме «Неметаллы и их соединения»

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Коллекции «Неметаллы и их соединения».

Задания для лабораторно-практического занятия:

Рассмотрите выданные коллекции с образцами неметаллов и важнейших их соединений. Охарактеризуйте их свойства и области применения.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, рассмотрите выданную коллекцию с образцами неметаллов и важнейших их соединений.
2. Охарактеризуйте свойства этих продуктов и области их применения.
3. Работу со следующим образцом следует начинать только после полного разбора предыдущего.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Рассмотрите образец № 1.
2. Охарактеризуйте его по разным признакам.
3. Запишите его состав, свойства и применение в таблицу для отчёта.
4. По аналогии проведите работу с другими образцами из коллекции.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Чем неметаллы отличаются от металлов?
2. Какие элементы-неметаллы являются биогенными?
3. Какими свойствами обладают неметаллы?
4. Какое значение для человека имеют простые веществ неметаллы?
5. Какое значение имеют соединения неметаллов?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.

2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала лабораторно-практическому занятию.
3. Рассмотрите коллекцию «Неметаллы и их соединения».
4. Запишите предложенные для работы образцы неметаллов и их отличия по внешнему виду и свойствам.
5. Запишите предложенные для работы образцы важнейших соединений неметаллов, их отличия по составу и их применение.
6. Данные наблюдений занесите в таблицу.
7. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №15 «Знакомство с образцами неметаллов и их соединений».

Учебная цель: ознакомить на основе коллекционного материала с образцами неметаллов и важнейших их соединений.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.
5.

Неметаллы

Образцы	Физические свойства (агрегатное состояние, цвет, твердость, блеск)	Применение

Важнейшие соединения неметаллов

Образцы	Состав	Физические свойства (агрегатное состояние, цвет, твердость, блеск)	Применение

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <http://globuss24.ru/doc/konspekt-uroka-po-himii-prostie-veshchestva-nemetalli-8-klass>
3. <http://www.kristallikov.net/page20.html>
4. [http://edufuture.biz/index.php?title=Неметаллы_\(Химия_11_класс\)](http://edufuture.biz/index.php?title=Неметаллы_(Химия_11_класс))

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Неметаллы – это простые вещества, образованные *p*-элементами и одним *s*-элементом – водородом

Особенности строения атомов неметаллов:

1. 4 и более электронов на внешнем уровне;
2. небольшой радиус атома;
3. атомы неметаллов стремятся принять недостающие до 8 электроны;
4. молекулы простых веществ галогенов, кислорода, азота и водорода – состоят из двух атомов (F_2 , H_2 , N_2 , O_2), а озона, фосфора, серы – из большего числа атомов (O_3 , P_4 , S_8), инертных газов – из одного атома (He , Ne , Ar , Kr).

Виды связи, характерные для неметаллов:

- ионная (KCl);
- ковалентная (неполярная – в простых веществах (Cl_2);
- полярная – в соединениях неметаллов (SCl_2).

Положение неметаллов в Периодической системе Д. И. Менделеева: по диагонали В–Ат и над ней (кроме четных рядов больших периодов) — всего 22 из 118 элементов.

Общие физические свойства неметаллов

Для неметаллов более характерно различие в свойствах, чем общность. При обычных условиях неметаллы находятся в разных агрегатных состояниях:

Газообразное	Жидкое	Твердое
водород, кислород,	бром	йод, бор, углерод
азот, фтор, хлор		кремний, сера, фосфор, графит и др.

Металлический блеск:

активированный уголь, кристаллический йод и кремний

(относительность деления на металлы и неметаллы не только элементов, но и простых веществ);

Теплопроводность, электропроводность:

большинство твердых неметаллов не проводят тепло и электричество, кремний и черный фосфор обладают полупроводниковыми свойствами, а графит – электро- и теплопроводностью.

Пластичность:

твердые неметаллы не обладают и пластичностью, они хрупкие.

Растворимость:

в воде неметаллы нерастворимы или малорастворимы. Некоторые из них (галогены, сера) лучше растворяются в органических растворителях, белый фосфор – в сероуглероде. Фтор в воде растворять нельзя, так как он бурно реагирует с водой.

Цвет:

неметаллы имеют различную окраску (желтая сера, черный графит, красный и белый фосфор и т. д.). Причем в подгруппах сверху вниз окраска усиливается: фтор – светло-зеленый газ, хлор – желто-зеленый газ, бром – красно-бурная жидкость, йод – темно-фиолетовые кристаллы.

Следовательно, простые вещества – неметаллы в отличие от металлов характеризуются большим разнообразием физических свойств, что обусловлено различным их строением.

Si, Te, B, H, P, As, I, Se, C, S, Br, Cl, N, O, F

Слева направо ЭО увеличивается, окислительные свойства усиливаются, восстановительные свойства ослабевают

Распространённость неметаллов:

Кислород и кремний являются наиболее распространенными элементами, на их долю приходится около 70% массы земной коры. К числу редких элементов относятся йод, селен, теллур и некоторые другие, на их долю приходятся тысячные доли процента массы земной коры. Многие соединения неметаллов являются обязательной составной частью растительных и животных организмов. К элементам-органогенам («рождающие» органические вещества: белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты) относятся: кислород О (на его долю приходится около 60% массы тела человека), С, Н, N, Р и S. В небольших количествах в организмах животных и растений содержатся F, O, I.

Способность атомов одного химического элемента образовывать несколько простых веществ называют **аллотропией**, а эти простые вещества – **аллотропными видоизменениями или модификациями**.

Причины аллотропии:

- 1) различным числом атомов в молекуле (O_2 и O_3);
- 2) образование различных кристаллических форм.

Неметаллы (**сера, углерод, кремний, фосфор, кислород**) образуют аллотропные модификации:

Фосфор

БЕЛЫЙ ФОСФОР – воскообразное, прозрачное вещество, с характерным запахом. Состоит молекул P_4 . Самовозгорается на воздухе, ядовит. Используется при изготовлении фосфорной кислоты (для получения пищевых фосфатов и синтетических моющих средств). Применяется при изготовлении зажигательных и дымовых снарядов, бомб.

КРАСНЫЙ ФОСФОР имеет цвет от алого до темно-коричневого и фиолетового. Существует несколько кристаллических форм с различными свойствами. Используют в изготовлении минеральных удобрений, спичечном производстве. Фосфор применяется в производстве сплавов цветных металлов, сплавов. Соединения фосфора служат исходными веществами для производства медикаментов.

При нормальном давлении и температурах до $98,38^\circ\text{C}$ стабильна **РОМБИЧЕСКАЯ** аллотропная модификация **СЕРЫ**, образующая лимонно-желтые кристаллы.

Сера

Выше $95,39^\circ\text{C}$ стабильна **МОНОКЛИННАЯ** модификация серы.

Резиноподобную **ПЛАСТИЧЕСКУЮ** серу получают при резком охлаждении расплавленной серы (выливая расплав в холодную воду). Эти модификации состоят из нерегулярных зигзагообразных цепей S_n . При длительном выдерживании при температурах $20-95^\circ\text{C}$ все модификации серы превращаются в ромбическую.

Такой неметалл, как сера, используют для производства серной кислоты, пороха, спичек. Также он применяется при вулканизации каучука. Ее применяют в производстве красителей и люминофоров. А коллоидная сера необходима в медицине.

Сера нашла применение и в сельском хозяйстве. Ее используют, как фунгицид, для борьбы с различными вредителями.

Такой необходимый микроэлемент, как сера, в организме человека выступает в роли минерала красоты, так как благодаря ней, кожа, ногти и волосы, будут оставаться здоровыми. Также, не стоит забывать, что сера принимает участие в формировании хрящевой и костных тканей, помогает улучшить работу суставов, укрепляет нашу мышечную ткань и выполняет еще много других функций, которые очень важны для здоровья человека.

Кислород

Полноценная жизнь человека зависит от воздуха, которым он дышит, а в воздухе содержатся неметаллы и соединения между ними. Обеспечением важнейших функций нашего организма, занимается кислород, а азот и другие газообразные вещества его разбавляют, и тем самым защищают наши дыхательные пути.

От проникновения губительного УФ излучения, на защиту нашего организма становится озон.

КИСЛОРОД O_2 – газ без цвета, вкуса и запаха, мало растворим в воде, поддерживает горение и дыхание. В атмосфере земли образуется в процессе фотосинтеза.

ОЗОН – O_3 – газ голубого цвета, с характерным запахом, очень реакционноспособен. Образуется во время грозы и в хвойных лесах. Основная масса O_3 в атмосфере расположена в виде слоя – озоносферы – на высоте от 10 до 50 км с максимумом концентрации на высоте 20-25 км. Этот слой предохраняет живые организмы на Земле от вредного влияния коротковолновой ультрафиолетовой радиации Солнца. В промышленности O_3 получают действием на воздух электрического разряда. Используют для обеззараживания воды и воздуха.

Соединения, содержащие кислород, очень многочисленны и разнообразны: оксиды, пероксиды, гидроксиды, кислоты, соли, органические кислородосодержащие соединения (эфиры, спирты, кетоны, альдегиды, углеводы, аминокислоты и др.)

Углерод

АЛМАЗ, минерал, кристаллическая модификация самородного углерода, по блеску, красоте и твердости превосходящий все минералы.

Размеры кристаллов варьируют от микроскопических до очень крупных, масса самого крупного алмаза «Куллинан», найденного в 1905 в Южной Африке 3106 кар (0,621 кг).

Алмаз — самое твердое из всех природных веществ. По шкале Мооса относительная твердость алмаза равна 10,

ГРАФИТ, минерал, наиболее распространенная и устойчивая в земной коре модификация углерода. Структура слоистая. Темно-серые до черных чешуйчатые массы. Огнеупорен, электропроводен, химически стоек. Используется в производстве плавильных тиглей, в литейном деле, при изготовлении электродов, щелочных аккумуляторов, карандашей и т. д. Графит получают также искусственно – нагреванием антрацита без доступа воздуха. Блоки из чистого искусственного графита используют в ядерной технике, в качестве покрытия для сопел ракетных двигателей и т. д.

Углерод как элемент входит в состав некоторых неорганических соединений в виде карбонатов, гидрокарбонатов, карбидов. А кроме того в составе органических соединений углерод – обязательный компонент.

Олово

Аллотропные модификации олова представляет собой одна – металл, а другая – неметалл: белое олово – металл, серое олово проявляет свойства неметалла.

Явление аллотропии для неметаллов более характерно, чем для металлов.

Водород

Такая разновидность неметаллов, как водород, широко применяется в химической промышленности. Его используют для синтеза аммиака, метанола, хлороводорода, а также для гидрогенизации жиров. Также, не обойтись без участия водорода, в качестве восстановителя и при производстве многих металлов и их соединений.

Широко применяется водород и в медицине. При обработке ран и для остановки мелких кровотечений используют трех процентный раствор перекиси водорода.

Водород как элемент входит в состав многих неорганических соединений в виде кислот, кислых солей, бинарных соединений с другими неметаллами (вода, аммиак, сероводород и др.). А кроме того в составе органических соединений водород – обязательный компонент.

Галогены (хлор Cl₂, фтор F₂, хлор Cl₂, бром Br₂, йод I₂, астат At₂)

НЕМЕТАЛЛ	КЕМ И КОГДА ВПЕРВЫЕ ПОЛУЧЕН	ОБЛАСТИ ПРИМЕНЕНИЯ
Йод	1811 год, Куртуа, Франция	Спиртовой раствор используют для дезинфекции, в орг. химии при синтезах
Аргон	1894, Рэлей, Англия	аргоновые лампы
Фосфор	1669, Брандт, Германия	изготовление спичек, фосфорной кислоты
Бром	1826, Балар, Франция	изготовление лекарств

Хлор

При нормальных условиях **хлор** - это желтовато–зелёный газ с резким удушливым запахом. Температура кипения хлора равна (-33,6°C), а температура плавления (-100,98°C). Отлично растворяется в холодной воде, 1 объём воды растворяет около 2 объёмов хлора с образованием двух кислот: соляной кислоты (HCl) и хлорноватистой (HClO), последняя не стойкая и распадается на атомарный кислород и соляную кислоту. Полученная кислота является одной из сильных кислот. Хлор очень ядовит даже при такой малой концентрации как 0,001 мг на 1 дм³ воздуха. Этот газ в 2.5 раза тяжелее воздуха, поэтому всегда будет находится у самой земли в виде желтовато-зелёного тумана.

При содержании хлора в воздухе 0,9 мл/л смерть наступает в течение пяти минут. В небольших количествах (человек чувствует хлор уже при концентрации его в воздухе 0,003 мл/л), он сильно раздражает слизистые оболочки дыхательных путей и вызывает кашель.

Хлор содержится в земной коре по массе 0,017%. В некоторых горных районах он покрывает основание грунта и потому приводит к гибели насекомых, мелких грызунов и микроорганизмов.

Анионы хлора играют важную биологическую роль для человека, так как принимают участие в активизации некоторых ферментов. С их помощью поддерживается благоприятная среда в желудке и поддерживается осмотическое давление. Хлор, как правило, попадает в организм человека, благодаря поваренной соли NaCl при приеме пищи.

Хлор имеет прекрасное дезинфицирующее свойство. Он уничтожает практически все живые организмы в сфере своего влияния, что делает его полезным в медицине и домашнем хозяйстве (порошки, хлорка – то же хлорная вода, соды с содержанием хлора).

Сухой хлор такой способности не имеет. **Раствор хлора** в воде носит название «хлорной воды» которая имеет прекрасное свойство отбеливания материалов (тканей, дерева, бумаги и т.д.). Раствор хлора «уничтожает» краску на одежде, поэтому если не хотите, чтобы ваша кофточка или рубашка покрылась белыми пятнами - не используйте такую воду при стирке цветного белья. Достаточно просто поместить влажную крашенную ткань в струю хлора, как вскоре она потеряет свой цвет и превратится в чисто-белую.

Для производства соляной кислоты, каучука, винилхлорида, пластмасс, а также и многих органических веществ, применяют хлор. Его используют в таких промышленности, как текстильная и бумажная, в качестве отбеливающего средства. На бытовом уровне, хлор незаменим для обеззараживания питьевой воды, так как, обладая окислительными свойствами, он имеет сильное дезинфицирующее действие. Такими же свойствами обладают и хлорная вода, и известь.

В медицинских целях, как правило, в качестве физраствора, используется хлорид натрия. На его основе производят многие водорастворимые лекарства.

Фтор

Фтор F_2 – ярко-жёлтый газ, с оранжевым оттенком ($t_{пл} -220^{\circ}C$, $t_{кип} -188^{\circ}C$).

По поводу истинного цвета **фтора** возникало немало разногласий: из-за необычайно высокой реакционной способности редко кто осмеливался получать этот газ в достаточном количестве в прозрачном сосуде. Но последующие исследования подтвердили окраску фтора.

Бром

Бром Br_2 — легколетучая жидкость тёмно-красного цвета ($t_{пл} -7^{\circ}C$, $t_{кип} + 59^{\circ}C$), растворимая в воде (при $20^{\circ}C$ растворяется 3,6 г бром (Br_2) в 100 мл воды) и органических растворителях. Пары брома сильно ядовиты. Ожоги бромом очень болезненны и долго не заживают. Если бром или бромная вода попала на кожу, надо немедленно промыть место ожога большим количеством воды, а затем раствором соды, которая нейтрализует бром.

Йод

Йод (I_2) в обычном состоянии – тёмно-серые кристаллы с металлическим блеском. В таком виде его можно расплавить, нагрев до температуры $133,5^{\circ}C$. ($t_{пл}=114^{\circ}C$, $t_{кип}=185^{\circ}C$) хорошо знаком каждому с детства: 5-процентный водно-спиртовой раствор йода используют для дезинфекции ран и порезов. Если вылить раствор йода в фарфоровую чашечку и оставить на несколько часов, то спирт испарится и выделится кристаллический йод в виде серых кристаллов с металлическим блеском, хорошо растворимых в органических растворителях. При небольшом нагревании кристаллический йод возгоняется, образуя пары фиолетового цвета.

Кристаллический йод в воде не растворяется, а в спирте растворяется хорошо. Спиртовой раствор йода имеет бурый цвет (он продаётся в аптеке в виде 5-10% раствора йода). Пары йода имеют тёмно-фиолетовый окрас.

Йод – прекрасное профилактическое средство против излучения. Его добавление к пище способствует укреплению щитовидной железы, которая больше всего подвержена радиоактивному влиянию. Для усвоения йода организмом в пищу используют йодированную соль (KI – йодид калия). Эту соль в виде добавок к пищевой соли ($NaCl$) можно приобрести в продуктовых магазинах.

Любопытно то, что реакционная способность йода в «разноцветных» растворах (фиолетовый и коричневый) – неодинакова. Так, в коричневых растворах йод намного активнее, чем в фиолетовых, например быстрее реагирует с медью. Это объясняется тем, что молекулы йода могут взаимодействовать с молекулами растворителя, образуя комплексы, в которых йод более активен. Именно растворитель играет решающую роль в проявлении активности йода!

При добавлении растительного масла к раствору йода можно наблюдать переход йода из водной фазы в органическую (экстракцию). Процесс экстракции заметно ускорится, если смесь энергично встряхивать.

Йод – один из очень важных элементов для организма человека. Нормальная доза для потребления его человеком исчисляется в микрограммах, но его отсутствие в организме – опасно для жизни человека. Йод принимает участие в синтезе гормонов щитовидной железы, которые в свою очередь отвечают за нормальный рост и развитие человеческого организма; йод очень необходим для правильной работы мозга!

Йод и бром широкое применение получили в синтезе полимерных материалов, а также для изготовления различных медицинских препаратов.

Лабораторно-практическое занятие №16

Тема «Окислительно-восстановительные свойства типичных неметаллов».

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

Учебные задачи:

1. Познакомиться экспериментально с химическими окислительно-восстановительными свойствами неметаллов.
2. Закрепить умения составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Растворы: серной кислоты, образцы металлов, сера, пробирки, штатив.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание № 1. Экспериментально исследуйте окислительно-восстановительные свойства неметаллов.

Задание № 2. Составьте соответствующие уравнения химических реакций.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Проведение химической реакции:

-Подожгите спирт в спиртовке. Видно, что спирт горит, т.е. взаимодействует с кислородом.

-Внести в пламя спиртовки химической ложечкой серу, после чего видно, что появляется синее пламя и ощущается неприятный запах

-Внести в пробирку стружки железа и порошок серы, аккуратно встряхнуть, нагреть пробирку. Видно, что образовалась масса сульфида железа.

-Провести химическую реакцию между концентрированным раствором азотной кислоты и кристаллической серой.

Запишите наблюдаемые явления.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какие вещества называют неметаллами?
2. Все ли металлы способны вытеснять водород из кислот?
3. С чем могут взаимодействовать неметаллы как восстановители?
4. С чем могут взаимодействовать неметаллы как окислители?
5. Отличаются ли неметаллы по химической активности?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполнив опыты, запишите наблюдения в таблицу и выполните задание.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №16 «Окислительно-восстановительные свойства типичных неметаллов».

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

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.
5.

Название опыта	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2011.
2. <https://otvet.mail.ru/question/67852821>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

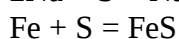
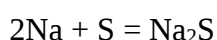
Si, Te, B, H, P, As, I, Se, C, S, Br, Cl, N, O, F

Слева направо ЭО увеличивается, окислительные свойства усиливаются, восстановительные свойства ослабевают

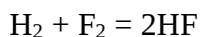
Химические свойства

I. Окислительные свойства неметаллов

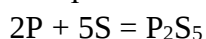
1. Окислительные свойства неметаллов проявляются при взаимодействии с металлами



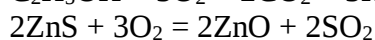
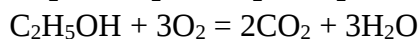
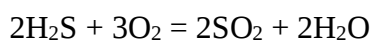
2. Неметаллы играют роль окислителя при взаимодействии с водородом



3. Любой неметалл выступает в роли окислителя в реакциях с теми неметаллами, которые имеют низкую ЭО



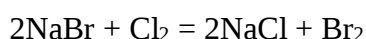
4. Окислительные свойства проявляются в реакциях с некоторыми сложными веществами



5. Неметаллы могут играть роль окислителя в реакциях со сложными веществами

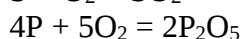
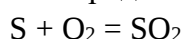


6. Более активные неметаллы (с большей ЭО) вытесняют из соединений менее активные неметаллы



II. Восстановительные свойства неметаллов

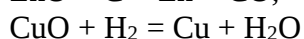
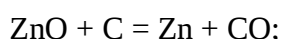
7. Все неметаллы выступают в роли восстановителей при взаимодействии с кислородом



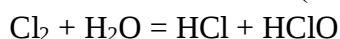
8. Многие неметаллы выступают в роли восстановителей в реакциях со сложными веществами-окислителями



9. Наиболее сильные восстановительные свойства имеют углерод и водород



10. Существуют и такие реакции, в которых один и тот же неметалл является одновременно и окислителем, и восстановителем. Это реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования)



Лабораторно-практическое занятие №17

Тема «Решение расчётных задач на определение практического и теоретического выхода продукта реакции. Решение вариативных задач».

Учебная цель: формировать умение производить расчёты по уравнению химической реакции.

Учебные задачи:

1. Научиться пользоваться алгоритмом решения задач.
2. Уметь грамотно оформлять и решать задачи.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Произведите расчёты согласно заданиям в карточке.

Задание №1 При пропускании 170г аммиака через раствор соляной кислоты получили 500г хлорида аммония. Сколько % это составляет от теоретически возможного выхода.

Задание №2 При пропускании 11,2л аммиака через раствор азотной кислоты, получили 15г нитрата аммония. Сколько % это составляет от теоретически возможного выхода.

Задание №3 Найти массовую долю выхода продукта реакции, если его теоретическая масса 1,5 кг, а практическая масса 950 г?

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Заполните известные Вам пункты плана из инструкции.
2. Найдите неизвестные данные.
3. Вычисления производите в Международной системе единиц (СИ).

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия (Алгоритм решения задачи)

1. Внимательно прочитывают условия задачи, записывают в левой части известные числовые данные в «Дано», а искомые – в «Найти».
2. В правой части записывают уравнение соответствующей химической реакции, уравнивают его с помощью коэффициентов и подчёркивают: а) одной чертой – то, что известно, б) двумя чертами – то, что необходимо найти.
3. Если в условиях дана масса или объём чистого вещества, то их переводят в количество вещества по формуле $\nu = m / M$ или $\nu = V / V_m$.
4. Вычисляют количество искомого вещества по известному количеству вещества в соотношении коэффициентов в уравнении реакции искомого к известному по формуле $\nu_{(\text{искомого})} = (K_{(\text{искомого})} / K_{(\text{известного})}) \cdot \nu_{(\text{известного})}$.

5. Переводят найденную величину количества вещества в искомую массу по формуле $m_{\text{(искомого)}} = V_{\text{(искомого)}} \cdot M$ (это масса, которая должна была бы теоретически получиться, если бы не было потерь)
6. Вычисляем практический выход по формуле: $\eta_{\text{практ.}} = (m_{\text{практ.}} / m_{\text{теор.}}) \cdot 100\%$
7. Записывают ответ.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какой закон используют при решении расчётных задач по уравнениям реакций?
2. Что показывает молярная масса вещества и как её рассчитать?
3. По какой формуле можно рассчитать практический выход вещества?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Запишите условие Задания №1 и произведите расчёты по плану инструкции по лабораторно-практическому занятию с учётом методики анализа результатов, полученных в ходе выполнения задания №1. Запишите решение задачи в таблицу.
4. Выполните Задания № 2, 3.
5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №17 «Решение расчётных задач на определение практического и теоретического выхода продукта реакции. Решение вариативных задач».

Учебная цель: формировать умение производить расчёты по уравнению химической реакции.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

№ задания	Решение задачи
Задание 1	
Задание 2	
Задание 3	

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2005.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Химическая формула – это выражение состава (качественного и количественного) вещества при помощи химических знаков и индексов.

Молярная масса (М) – величина, равная отношению массы вещества (m) к соответствующему количеству вещества (n). $M = m : n$ (г/моль)

Количество вещества (n) - это число структурных частиц этого вещества (атомов, молекул, электронов, ионов и др.), заключённых в данном образце.

$$n = m : M \text{ (моль)} \rightarrow m = n * M \text{ (гр.)}$$

$$n = v : V_M = v : 22,4 \text{ (моль)}$$

В Международной системе единиц (СИ) за единицу количества вещества принят моль.

Моль – количество вещества, которое содержит столько частиц (атомов, молекул, ионов и др.) сколько содержится атомов углерода в 0,012 кг. (12г.) $^{12}_6\text{C}$, примерно $6 \cdot 10^{23}$ частиц.

Величина $6 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹ относится к фундаментальным физическим постоянным и называется **постоянной Авогадро (N_A)**. $N_A = n * 6,02 * 10^{23}$ (молекул)

Молярный объём газа – величина равная отношению объёма (v) вещества к количеству (n) этого вещества: $V_M = V : n \rightarrow V = n * V_M$ (л.)

Массовая доля выхода продукта – это отношение массы полученного вещества к массе, которая должна была бы получиться в соответствии с расчётом по уравнению реакции: $\eta_{\text{масс}} = (m_{\text{практ.}} / m_{\text{теор.}}) \cdot 100\%$.

Объёмная доля выхода продукта – это отношение объёма полученного вещества к объёму, которая должна была бы получиться в соответствии с расчётом по уравнению реакции: $\eta_{\text{объём}} = (V_{\text{практ.}} / V_{\text{теор.}}) \cdot 100\%$.

Образец решения:

При каталитическом окислении аммиака массой 17г получили оксид азота (II) объёмом 20л. Определите, какую долю составляет этот выход от теоретического.

<u>Дано:</u> $m(\text{NH}_3) = 17\text{г}$ $V'(\text{NO}) = 20\text{л}$	<u>Решение:</u>
<u>Найти:</u> $\eta_{\%}(\text{NO}) - ?$	
$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$	



12) Переведем числовые данные задачи в количество вещества:

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} = \frac{17\text{г}}{17 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 1 \text{ моль}$$

13) Рассчитаем, сколько было бы получено продукта из данного количества вещества реагента.

Так как $v_{\text{т}}(\text{NO}) = v_{\text{т}}(\text{NH}_3)$, то $v_{\text{пр}}(\text{NO}) = v_{\text{пр}}(\text{NH}_3) = 1 \text{ моль}$

(Коэффициент искомого вещества делим на коэффициент вещества, по которому находим).

$$14) V(\text{NO}) = v_{\text{пр}}(\text{NO}) \times V_m = 1 \text{ моль} \times 22,4 \text{ л/моль} = 22,4 \text{ л}$$

15) Рассчитаем, какова объёмная доля выхода продукта реакции (NO) от теоретически возможного:

$$\eta_{\%}(\text{NO}) = \frac{V'(\text{NO})}{V(\text{NO})} \cdot 100\% = \frac{20,1}{22,4,1} \cdot 100\% = 89,3\%$$

Ответ: $\eta_{\%}(\text{NO}) = 89,3\%$.

Лабораторно-практическое занятие №18

Тема «Решение экспериментальных задач по неорганической химии».

Учебная цель: закрепить навыки составления уравнений химических реакций.

Учебные задачи:

1. Повторить знания по теме "Галогены";
2. Научиться распознавать соли – галогениды.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Пробирки, штатив для пробирок; растворы: иодида калия, бромида натрия, хлорида натрия, нитрата серебра; индикаторов – лакмус, фенолфталеина, метилоранжа; хлор, медь.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание №1. Провести качественные реакции на галогены.

Задание №2. Определить качественный состав соляной кислоты.

Задание №3. Предложить способы получения хлорида меди (II). Составить соответствующие уравнения химических реакций.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Посмотрите видео – эксперимент к опыту № 1: Качественные реакции галогенидов - солей галогенводородных кислот HCl , HBr , HI .
3. **Опыт №1 Качественные реакции галогенидов – солей галогенводородных кислот HCl , HBr , HI .**
 - В три пробирки прилейте по 1-2мл растворов хлорида натрия, бромида натрия и йодида калия;
 - В каждую пробирку добавьте несколько капель раствора нитрата серебра;
 - Заполните таблицу № 1.
4. Посмотрите видео – эксперименты: «Обнаружение хлорид-ионов» и «Действие кислот на индикаторы» к опыту № 2: Определение качественного состава соляной кислоты.
5. **Опыт № 2 Определение качественного состава соляной кислоты**

- 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;
 - Заполните таблицу № 2.
6. 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 № 3.
7. Посмотрите видео – эксперимент «Взаимодействие хлора с медью» к опыту № 3
Получение хлорида меди (II).
8. Предложите ещё два различных способа получения хлорида меди (II). Составьте уравнения соответствующих химических реакций.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

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

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполнив опыты № 1 и № 2 запишите наблюдения и выполните задания.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №18 «Решение экспериментальных задач по неорганической химии».

Учебная цель: закрепить навыки составления уравнений химических реакций.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.

2.
3.

Таблица № 1

Название опыта	Что делали? Что наблюдали? Выводы.	Составьте уравнения реакций между веществами
Качественные реакции галогенидов галогенводородных кислот HCl, HBr, HI.		$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
		$\text{NaBr} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
		$\text{KI} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$

Таблица № 2

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

Таблица № 3

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

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005
2. <http://nsportal.ru/npo-spo/khimicheskaya-i-biotekhnologii/library/2013/08/26/sbornik-metodicheskikh-ukazaniy-dlya>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

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

Таблица. 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°C), 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	Зеленоватый-желтый газ	Бурая жидкость	Темно-фиолетовые кристаллы	Черные кристаллы
t°пл.(°C)	-219	-101	-8	114	227
t°кип.(°C)	-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	–

1) Общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня – ns^2np^5 .

2) 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.

3) Молекулы галогенов состоят из двух атомов.

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

5) Сила галогеноводородных кислот возрастает с увеличением атомной массы.

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

Лабораторно-практическое занятие №19

Тема «Изготовление моделей молекул предельных углеводородов»

Учебная цель: научиться составлять модели молекул различной сложности.

Учебные задачи:

1. Изучить особенности строения молекул органических веществ.
2. Найти общие признаки и различия гомологов и изомеров.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Пластилин.
7. Спички.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание № 1. Составьте сокращённые структурные формулы углеводородов: метана, этана, пропана, бутана, изобутана, пентана и всех его изомеров.

Задание № 2. Изготовьте модели молекул углеводородов: метана, этана, пропана, бутана, изобутана, пентана и всех его изомеров.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, выполните задания.
2. Собирать модель следующего органического соединения следует начинать только после полной сборки предыдущей модели.

Инструкция по выполнению лабораторно-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 C–H 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 C–H 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.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какие вещества называют органическими?
2. В чем отличие органических веществ от неорганических веществ?
3. Что общего и в чём 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.

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.

1. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.

2. Выполните задания № 1 и № 2. Сколько моделей: а) гомологов, б) изомеров было собрано во время лабораторно-практического занятия?

3. Заполните таблицу.

4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №19 «Изготовление моделей молекул предельных углеводородов».

Учебная цель: научиться составлять модели молекул различной сложности.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.

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

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <https://kopilkaurokov.ru/himiya/prochee/mietodichieskiie-riekomiendatsii-dlia-vypolnieniia-praktichieskikh-i-laboratornykh-rabot>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Для того чтобы понять сущность работы, надо знать, что:

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.

$L(C-C) = 0,154 \text{ нм.}$

Рисунок 2

Лабораторно-практическое занятие №20

Тема «Составление структурных формул изомеров, гомологов алканов. Составление названий предельных углеводородов».

Учебная цель: формировать умение составлять структурные формулы изомеров, гомологов, составлять названия предельных углеводородов.

Учебные задачи:

1. Научиться пользоваться алгоритмом составления структурных формул изомеров, гомологов алканов и составления названий предельных углеводородов.
2. Уметь грамотно составлять структурные формулы изомеров, гомологов алканов и составлять названия предельных углеводородов.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

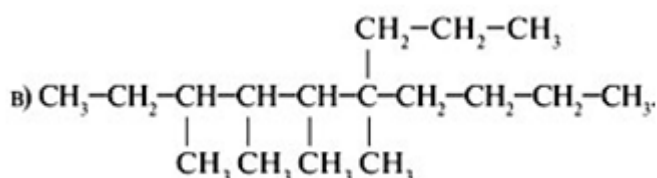
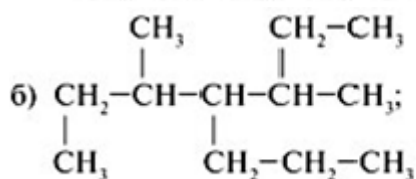
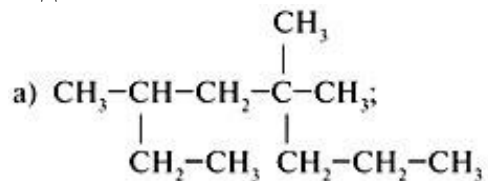
Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание №1 Составьте структурные формулы двух изомеров и двух гомологов следующих алканов:

а) 2,5-диметил-3,4-диэтилгексана.

б) 2,4,5,5-тетраметил-3-этилоктана

Задание №2 Составьте названия следующих алканов:



Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

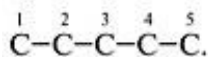
4. Заполните известные Вам пункты плана из инструкции.
5. Найдите неизвестные данные.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия (Алгоритм решения задачи)

1. Алгоритм для составления структурных формул изомеров, гомологов алканов (на примере «Для 2,2,3-триметилпентана составить формулы двух гомологов и двух изомеров»):

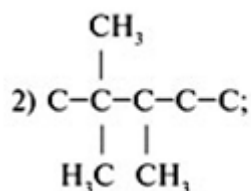
- Проанализировать название углеводорода, начиная с конца слова.

1. «Пентан» – в главной цепи находится пять атомов углерода:

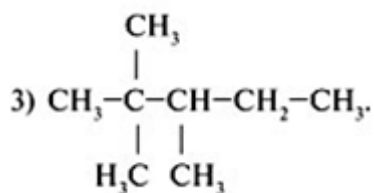


2. «Диметил» – в состав углеводорода входят два радикала CH_3 .

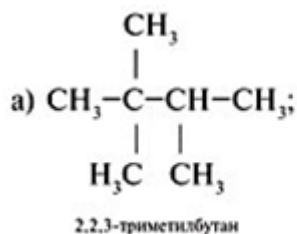
3. «2, 3-» – радикалы находятся у 2-го и 3-го углеродных атомов:

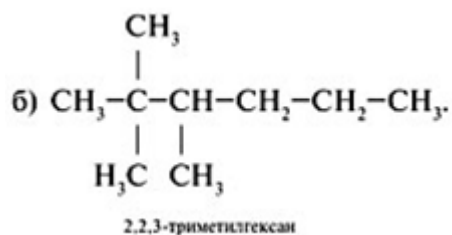


4. Дописать недостающие атомы водорода, соблюдая четырехвалентность атома углерода:

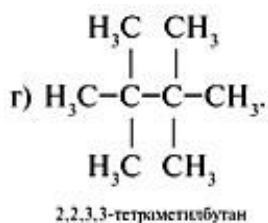
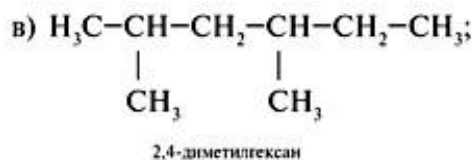


- Составить формулы гомологов, сохраняя строение (разветвление 2,2,3-триметил-). Для этого уменьшить главную цепь на группу CH_2 (гомологическая разность) – примера или увеличить главную цепь на CH_2 – пример б:

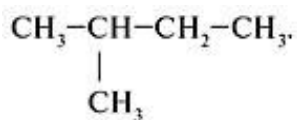




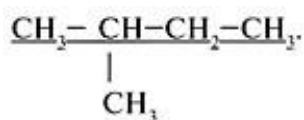
- Составляя формулы изомеров, изменить строение, сохраняя состав исходного углеводорода (C₈H₁₈), примеры в, г:



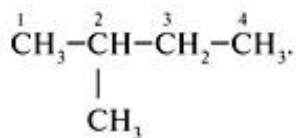
2. Алгоритм для составления названий алканов (на примере «*Назвать вещество по систематической номенклатуре*»):



- Выбрать главную цепь (наиболее длинная цепь углеродных атомов):



- Пронумеровать атомы углерода в главной цепи с того конца, к которому ближе стоит заместитель (углеводородный радикал):



- Последовательно назвать:

1) номер углеродного атома, с которым связан радикал (2);

2) радикал (метил);

3) углеводород, которому соответствует длинная цепь (бутан).

- В итоге получаем название: 2-метилбутан.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Что такое алканы?
2. Что такое гомологи?
3. Что такое изомеры?
4. Какие виды изомерии бывают?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Запишите условие Задания №1 и составьте структурные формулы изомеров, гомологов следующих алканов по плану инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия с учётом методики анализа результатов, полученных в ходе выполнения задания №1. Запишите решение задания в таблицу.
4. Запишите условие Задания №2 и составьте названия следующих алканов по плану инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия с учётом методики анализа результатов, полученных в ходе выполнения задания №2. Запишите решение задания в таблицу.
5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №20 «Составление структурных формул изомеров, гомологов алканов. Составление названий предельных углеводородов».

Учебная цель: формировать умение составлять структурные формул изомеров, гомологов, составлять названия предельных углеводородов.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.

№ задания	Решение
Задание 1	а) б)
Задание 2	а) б) в)

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

- 1) <http://gigabaza.ru/doc/73108.html>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

В органической химии обычно пользуются структурными формулами, поскольку атомы имеют пространственное расположение в молекуле.

Структурные формулы – это язык органической химии.

Структурная формула – изображение химических связей между атомами в молекуле с учетом их валентности.

В структурных формулах ковалентная связь обозначается черточкой. Как и в структурных формулах неорганических веществ, каждая черточка означает общую электронную пару, связывающую атомы в молекуле. Используются также **эмпирические** и **электронные** формулы.

Гомологический ряд.

Соединения каждого класса составляют гомологические ряды.

Гомологический ряд – это бесконечный ряд органических соединений, имеющих сходное строение и, следовательно, сходные химические свойства и отличающихся друг от друга на любое число CH_2 - групп (гомологическая разность).

Примером гомологического ряда может служить ряд предельных углеводородов (алканов). Простейший его представитель – метан CH_4 . Гомологами метана являются: этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} , пентан C_5H_{12} , гексан C_6H_{14} , гептан C_7H_{16} и т. д. Формула любого последующего гомолога может быть получена прибавлением к формуле предыдущего углеводорода гомологической разности.

Состав молекул всех членов гомологического ряда может быть выражен одной общей формулой. Для рассмотренного гомологического ряда предельных углеводородов такой формулой будет $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, где n – число атомов углерода.

Гомологические ряды могут быть построены для всех классов органических соединений. Зная свойства одного из членов гомологического ряда, можно сделать выводы о свойствах других представителей того же ряда.

В рациональной номенклатуре используется число атомов углерода, которое является корнем в названии соединения. А принадлежность соединения к тому или иному классу определяется в названии суффиксом или префиксом.

Основы номенклатуры органических соединений.

В настоящее время признана *систематическая номенклатура* ИЮПАК (IUPAC — Международный союз теоретической и прикладной химии).

Среди вариантов систематических номенклатур, рекомендуемых ИЮПАК, наиболее распространенной является **заместительная номенклатура**. В соединении выделяется некая *основа*, в которой произведено *замещение* атомов водорода на иные атомы или группы. Для понимания общих принципов построения названий органических соединений по заместительной номенклатуре *необходимо* в первую очередь *усвоить номенклатуру углеводородов*. Вместе с тем правила ИЮПАК позволяют употреблять названия

органических соединений, построенные на основе устаревших **тривиальной** и **рациональной** номенклатур.

По правилам ИЮПАК в рациональной номенклатуре название органического соединения строится из названия главной цепи, образующего корень слова, и названий функций, используемых в качестве приставок или суффиксов.

Для правильного построения названия необходимо провести выбор главной цепи и нумерацию атомов углерода в ней.

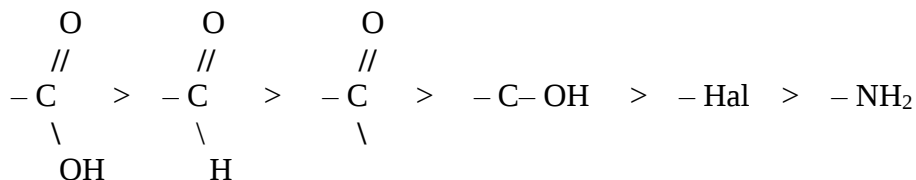
1. В углеводородах.

- а. В корне названия лежит «углеродный скелет» (число атомов углерода), в суффиксе – наличие (или отсутствие) кратной связи, в префиксе – название углеводородного радикала и (или) заместителя.
- б. Пронумеровывают самую длинную углеродную цепочку с того конца, с которого ближе расположены по старшинству (по преимуществу):
кратная связь > заместитель > углеводородный радикал;
и цифрой указывают их местоположение в углеродной цепи.

2. В органических соединениях с функциональными группами.

- а. В основе названия соединения лежит родоначальная структура («углеродный скелет»), которая и составляет основу названия, корень слова.
- б. Характеристические группы и заместители (структурные элементы) обозначаются префиксами (приставками) и суффиксами.

Характеристические группы подразделяются по старшинству:



Выявляют старшую группу, которую обозначают в суффиксе. Все остальные заместители называют в префиксе в алфавитном порядке.

- в. В название включают обозначение кратных связей (-связей), которое идёт сразу после корня названия.
- г. Нумерацию начинают с того конца углеродной цепи, к которой ближе расположена старшая характеристическая группа.
- д. Углеводородные радикалы обозначаются в префиксе.

В заместительной номенклатуре название соединения представляет собой составное слово, корень которого включает название родоначальной структуры. Названия заместителей обозначаются префиксами (приставками) и суффиксами.

Заместитель – это любой атом или группа атомов, замещающих атом водорода в родоначальной структуре.

Функциональная группа – это атом или группа атомов неуглеводородного характера, которые определяют принадлежность соединения к определенному классу.

Характеристическая группа – это функциональная группа, связанная с родоначальной структурой. Для построения названия в первую очередь определяют тип характеристической группы (если она присутствует). Когда характеристических групп в соединении несколько, то выделяют *старшую характеристическую группу*. Для

характеристических групп условно установлен порядок старшинства. В таблице эти группы приведены в порядке убывания старшинства. Затем определяют родоначальную структуру, в которую обязательно должна входить старшая характеристическая группа.

Изомерия и её виды.

Изомерия – это явление, при котором могут существовать вещества с одинаковым составом молекул (т.е. одинаковая молекулярная формула), но разным химическим строением и свойствами (т.е. разная структурная формула). А изомеры – это вещества в изомерии.

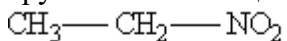
*Все изомеры делят на два больших класса – **структурные изомеры** и **пространственные изомеры**.*

***Структурными называют изомеры**, отвечающие различным структурным формулам органических соединений (с разным порядком соединения атомов).*

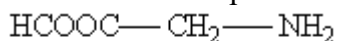
***Пространственные изомеры** имеют одинаковые заместители у каждого атома углерода и отличаются лишь их взаимным расположением в пространстве.*

Структурная изомерия.

1) *Межклассовая изомерия* – соединения, содержащие различные функциональные группы и относящиеся к различным классам органических соединений:

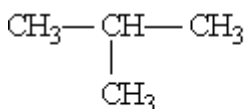


нитроэтан



аминоуксусная кислота
(глицин)

2) *Изомерия углеродного скелета* – соединения одного класса, отличающиеся положением атомов углерода в молекуле:

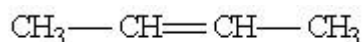


2-метилпропан
(изобутан)

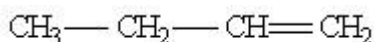


бутан

3) *Изомерия положения кратной связи* – соединения одного класса, отличающиеся положением заместителя или кратной связи в молекуле:

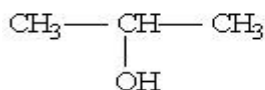


бутен-2



бутен-1

4) *Изомерия положения заместителей* – соединения одного класса, отличающиеся положением заместителя в молекуле:



пропанол-2

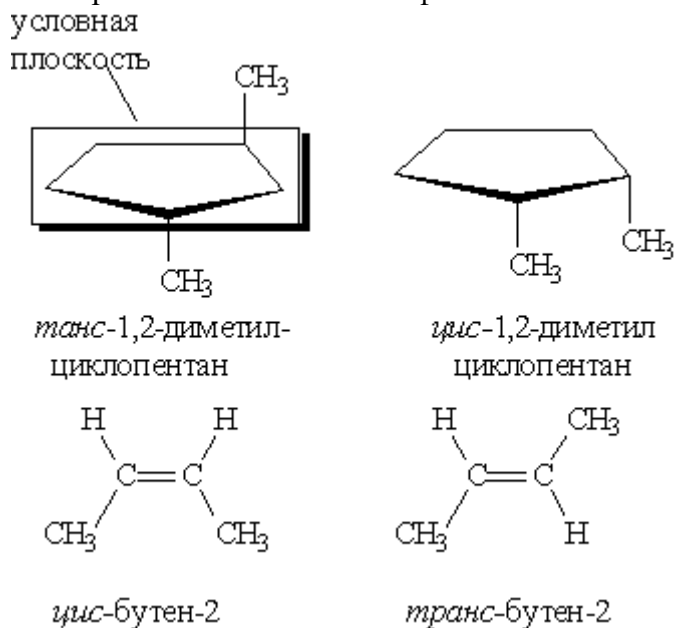


пропанол-1

Пространственные изомеры (стереоизомеры).

Сtereoизомеры можно разделить на два типа: *геометрические изомеры* и *оптические изомеры*.

1. Геометрическая изомерия характерна для соединений, содержащих двойную связь или цикл. В таких молекулах часто возможно провести условную плоскость таким образом, что заместители у различных атомов углерода могут оказаться по одну сторону (*цис-*) или по разные стороны (*транс-*) от этой плоскости. Если изменение ориентации этих заместителей относительно плоскости возможно только за счет разрыва одной из химических связей, то говорят о наличии геометрических изомеров. Геометрические изомеры отличаются своими физическими и химическими свойствами.



Оптическими изомерами называют молекулы, зеркальные изображения которых несовместимы друг с другом.

Таким свойством обладают молекулы, имеющие *асимметрический центр* – атом углерода, связанный с *четырьмя различными заместителями*. Например, в виде двух оптических изомеров существует молекула *молочной кислоты* $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$, содержащая один асимметрический центр.

Сравнение понятий изомер и гомолог:

Понятие	Качественный состав	Количественный состав	Химическое строение	Химические свойства
Изомеры	одинаковый	одинаковый	различное	различные
Гомологи	одинаковый	различный	сходное	сходные

Лабораторно-практическое занятие №21

Тема «Качественное определение углерода, водорода и хлора в органических соединениях».

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

Учебные задачи:

1. Научиться определять содержание в органических соединениях углерода, хлора, водорода в органических соединениях.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Штатив с пробирками, пробки с газоотводными трубками, лабораторный штатив, стеклянная палочка, химические стаканы (2 шт.) емкостью не менее 150 мл, горелка (спиртовка), спички.
7. Парафин, вазелин, хлороформ (или дихлорэтан), сульфат меди (II) безводный, раствор гидроксида кальция, оксид меди (II), спирт и галогенопроизводные органические вещества — склянки № 1 и № 2.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание №1. Определить содержание водорода и углерода в парафинах.

Задание №2. Определить содержание хлора в хлороформе.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните **опыт №1 определение качественного состава парафина**

Зажгите газовую горелку (спиртовку). Подержите 2—3 с над пламенем сухой стакан в перевернутом состоянии. Почему запотел стакан?

Смочите (сполосните) стакан раствором гидроксида кальция и снова в таком же состоянии подержите над пламенем. Объясните причину появления белых пятен на стенках стакана.

На основании обнаруженных воды и оксида углерода (IV) сделайте вывод о качественном составе сгоревшего вещества.

3. Зажгите парафиновую свечу и аналогичным путем установите качественный состав парафина. Проведите опыт по обнаружению свободного углерода в пламени свечи.

Составьте уравнение реакции горения парафина свечи, приняв, что в его молекуле содержится 16 атомов углерода.

Примечание: опыты 1 или 2 проводятся по выбору.

4. Соберите прибор и испытайте его на герметичность.

В сухую пробирку поместите 2— 2,5 г оксида меди и немного вазелина, чтобы его хватило только для пропитки подогретого оксида меди (II). Закрепите пробирку в штативе горизонтально и внесите в нее не более 0,5 г сульфата меди (II), разместив около отверстия пробирки. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку с известковой водой. Нагревайте пламенем горелки (спиртовки) смесь оксида меди (II) с вазелином.

Наблюдайте, какие изменения происходят с известковой водой. По окончании опыта, прежде чем погасить пламя горелки, поднимите вверх лапку штатива с прибором и выньте газоотводную трубку из пробирки. (Почему это надо проделать?)

На основании результатов опыта сделайте вывод о качественном составе вазелина. Составьте уравнение реакции полного окисления оксидом меди предельного углеводорода, в состав которого входит 16 атомов углерода

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какие органические соединения относятся к алканам?
2. Что такое гомологи и изомеры
3. Чем обусловлены основные свойства алканов?
4. Реакции горения алканов?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполните опыты № 1, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №21 «Качественное определение углерода, водорода в органических соединениях».

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

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.
5.

Название	Рисунок	Наблюдения и их	Уравнения реакций
----------	---------	-----------------	-------------------

опыта	того что делаете	объяснения	
Определение состава органических соединений			

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2011
2. <https://kopilkaurokov.ru/himiya/prochee/mietodichieskiie-riekomendatsii-dlia-vypolnieniia-praktichieskikh-i-laboratornykh-rabot>

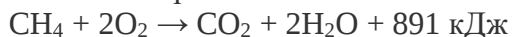
Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Алканы являются простейшими из углеводородов. Это насыщенные ациклические углеводороды. Их молекулы не содержат кратных связей или замкнутых цепей из атомов углерода. Алканы чаще, чем другие углеводороды, встречаются в быту. Природный газ, топливо для зажигалок, бензин, вазелин, парафин состоят главным образом из алканов.

Благодаря теории химического строения А. М. Бутлерова мы можем прямо сейчас предсказать состав и строение алканов, отталкиваясь от четырёхвалентности углерода. Рассмотрим некоторые из этих углеводородов и проследим взаимосвязь их строения и свойств.

Метан – первый из алканов. Углеродный скелет его молекулы содержит всего один атом углерода, поэтому все четыре его валентности заняты атомами водорода, что соответствует составу CH_4 :

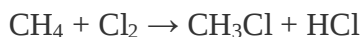
Связи C—H неполярны, а молекула симметрична, поэтому взаимодействие между молекулами в метане слабое. В совокупности с небольшой молекулярной массой это приводит к низкой температуре кипения метана (-162°C), поэтому при обычных условиях метан представляет собой газ. Метан является основным компонентом природного газа и используется главным образом как топливо, потому что при его сжигании выделяется очень много энергии:



Чистый метан при поджигании на воздухе спокойно сгорает голубым пламенем. Но если метан предварительно перемешался с воздухом, наверняка произойдёт взрыв. Именно поэтому при утечке газа запрещается включать и выключать электроприборы, так как при срабатывании выключателя между контактами проскакивает искра.

Метан почти не растворяется в воде и лишён окраски и запаха. Газ, поступающий по трубам в газовые плиты, пахнет благодаря добавкам специальных веществ (одорантов), позволяющих быстро обнаружить утечку газа по запаху.

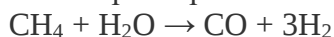
В химическом отношении метан – весьма инертное вещество, потому что связи C—H в его молекуле прочны и неполярны. При обычных условиях он почти ни с чем не взаимодействует, однако при небольшом нагревании вступает в реакцию с кислородом (сгорает), а под действием света реагирует с наиболее активными галогенами:



Очень сильное нагревание приводит к термическому разложению метана – пиролизу:



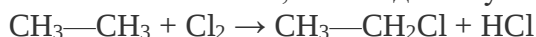
Большое промышленное значение имеет конверсия метана – взаимодействие с водяным паром при высокой температуре:



Образующаяся смесь угарного газа и водорода – синтез-газ – является сырьём для получения многих органических веществ.

Этан – следующий углеводород ряда алканов. В его молекуле два атома углерода, поэтому структурная формула этана $\text{CH}_3\text{—CH}_3$:

Во многом этан подобен метану: состав близок, в молекуле содержатся такие же связи C—H . И действительно, этан – горючий газ без цвета и запаха, плохо растворим в воде, химически малоактивен, взаимодействует с хлором на свету:



Однако есть и отличия: молекулярная масса этана выше, поэтому выше температура кипения (-89°C); наличие же связи C—C позволяет этану участвовать в реакции дегидрирования без изменения углеродного скелета:



Пропан – алкан, углеродный скелет которого содержит три атома углерода. Поскольку углеродная цепь не должна быть замкнутой, два из трёх атомов будут находиться на концах цепи, а третий – в середине: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$.

Пропан «наследует» свойства этана, только температура кипения пропана ещё выше (-42°C), а взаимодействие с хлором даёт уже два продукта (замещение идёт как на центральном атоме углерода, так и на крайнем).

Обратите внимание: структурно пропан отличается от этана появлением звена $\text{—CH}_2\text{—}$ в середине молекулы, и точно таким же звеном отличается этан от метана. Оказывается, что принцип «наследования» свойств при появлении в углеродном скелете нового звена $\text{—CH}_2\text{—}$ соблюдается для самых разных органических веществ. Такие «родственные» друг другу вещества называются гомологами, отличающее их звено $\text{—CH}_2\text{—}$ называется гомологической разностью, а всё семейство родственных соединений – гомологическим рядом. Все члены такого ряда отличаются друг от друга по молекулярному составу на целое число звеньев $\text{—CH}_2\text{—}$, поэтому можно вывести общую молекулярную формулу для всех членов гомологического ряда. В частности, состав любого алкана подчиняется общей формуле $\text{C}_x\text{H}_{2x+2}$, где x – натуральное число.

Интересно знать! Факт принадлежности всех алканов одному гомологическому ряду можно доказать строго. Возьмём произвольный алкан, молекула которого содержит x атомов углерода, и заменим любой концевой фрагмент —CH_3 на атом водорода. Таким образом мы перейдём к алкану, содержащему на один атом углерода меньше, а состав уменьшится на гомологическую разность. Повторяя эту операцию, рано или поздно мы получим молекулу метана, а из неё – молекулу водорода H_2 . Итак, мы отняли x раз звено $\text{—CH}_2\text{—}$ и получили H_2 . Значит, исходный алкан имеет состав $\text{C}_x\text{H}_{2x+2}$ и является гомологом метана (водород H_2 в гомологический ряд не включают).

Оказывается, что среди всех углеводородов только в молекулах алканов соотношение $\text{H}:\text{C}$ по числу атомов превышает 2:1. Благодаря этому алканы отличаются от остальных углеводородов тем, что массовая доля водорода в них превышает $1/7 \approx 14.3\%$, а при полном сгорании алкана воды образуется большее количество молей, чем углекислого газа. Это позволяет легко определить состав алкана $\text{C}_x\text{H}_{2x+2}$ по продуктам полного сгорания при решении задач:

Бутан содержит четырёхатомный углеродный скелет и имеет молекулярную формулу C_4H_{10} . Однако четыре атома углерода можно соединить уже двумя способами: либо в линейную цепь, либо в разветвлённую. В результате получается два вещества

одного и того же молекулярного состава, но с разной структурой, – два структурных изомера:

Изомер с разветвлённым скелетом был назван изобутаном. За счёт более компактной структуры межмолекулярное взаимодействие в нём слабее и температура кипения ниже. Отличаются изомеры и по химическим свойствам; более того, изобутан можно получить из бутана:



Дальнейшее увеличение числа атомов углерода приводит к росту количества возможных изомеров и плавному изменению физических свойств. Алканы, содержащие от 5 до 10 атомов углерода в молекуле, представляют собой, как правило, бесцветные горючие жидкости с характерным запахом, хорошо растворимые друг в друге и в неполярных органических растворителях, но не смешивающиеся с водой (алканы всплывают на её поверхность). При ещё большем увеличении молекулярной массы растут температуры плавления и кипения, уменьшается летучесть и ослабевает запах. Например, алканы диапазона C_{18} — C_{35} входят в состав твёрдого парафина, из которого делают свечи.

Получать алканы проще всего из нефти и природного газа, где они содержатся в большом количестве. Из химических способов получения наиболее распространённым является гидрирование ненасыщенных ациклических углеводородов при нагревании на никелевом катализаторе.

Лабораторно-практическое занятие №22

Тема «Получение метана и изучение его свойств: горение, отношение к бромной воде и раствору перманганата калия».

Учебная цель: развивать навыки работы в химической лаборатории.

Учебные задачи:

1. Научиться получать метан.
2. Исследовать свойства метана.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических работ в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Прибор для получения газов, пробирки, газоотводная трубка, промывалка, фарфоровые чашки, кристаллизатор, лучина, огнезащитная прокладка, стакан, штатив, цилиндр, натронная известь, ацетат натрия, водный раствор перманганата калия, раствор брома в воде (бромная вода), реакционная смесь этилового спирта и серной концентрированной кислоты (1:3), спиртовка, спички.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание № 1. Получить метан путём нагревания натронной извести NaOH с ацетатом натрия CH_3COONa .

Задание № 2. Изучить свойства метана.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

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

2. Опыт № 1 Получение метана

- Получите натронную известь с ацетатом натрия у учителя.
- Соберите прибор для получения газов.
- Поместите полученные реактивы, тщательно их перемешайте и осторожно, равномерно нагрейте смесь.

Внимание!!!

Соблюдайте осторожность. Вы работаете с концентрированной щелочью.

Опыт № 2 Окисление метана кислородом воздуха (горение) Поверните газоотводную трубку отверстием вверх и подожгите выделяющийся газ.

Опыт № 3 Взаимодействие метана с раствором перманганата калия. Пропустите выделяющийся метан в пробирку с водным раствором перманганата калия, подкисленного серной кислотой.

Внимание!!!

Соблюдайте осторожность. Вы работаете с концентрированной щелочью.

Опыт № 4 Взаимодействие этилена с бромной водой. Выделяющийся метан пропустим через раствор брома в воде, который называют бромной водой.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Напишите структурные формулы следующих углеводородов: 2-метилпропан; 2-метилбутан; 2-метилпентан; 2,4-диметилгексан; 2,2-диметил-4-этилгексан.
2. Какие углеводороды называются предельными?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполните опыты № 1, 2, 3, 4.
4. Заполните таблицу.
5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №22 «Получение метана и изучение его свойств: горение, отношение к бромной воде и раствору перманганата калия».

Учебная цель: развивать навыки работы в химической лаборатории.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснение	Уравнения реакций
----------------	--------------------------	----------------------------	-------------------

Получение и свойства этилена		Какой газ выделяется?	Закончите уравнение реакции: $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{NaOH} \rightarrow$ Укажите тип реакции, назовите продукты реакции?
		Каким пламенем горит метан?	$\text{CH}_4 + \text{O}_2 \xrightarrow{t}$ Назовите тип реакции и продукты?
		Что происходит с раствором марганцовки?	Закончите уравнение реакции: $\text{CH}_4 + [\text{O}] + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{KMnO}_4}$
		Что происходит с бромной водой?	Закончите уравнение реакции: $\text{CH}_4 + \text{Br}_2 \rightarrow$

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <http://pktik.kz/assets/files/YchebnieMateriali/predelnie.doc>
3. <http://znaniya.com/task/12317125>

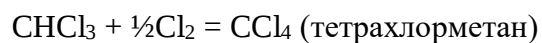
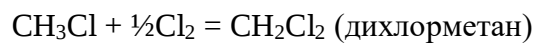
Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Метан (лат. *Methanum*) – простейший углеводород из ряда предельных углеводородов, бесцветный газ (в нормальных условиях) без запаха, химическая формула – CH_4 . Малорастворим в воде, легче воздуха. При использовании в быту, промышленности в метан обычно добавляют одоранты (обычно тиолы) со специфическим «запахом газа». Метан нетоксичен и неопасен для здоровья человека.

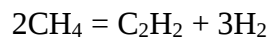
Метан – первый член гомологического ряда насыщенных углеводородов (алканов), наиболее устойчив к химическим воздействиям. Подобно другим алканам вступает в реакции радикального замещения (галогенирования, сульфохлорирования, сульфоокисления, нитрования и др.), но обладает меньшей реакционной способностью. Специфична для метана реакция с парами воды, которая протекает на $\text{Ni}/\text{Al}_2\text{O}_3$ при 800—900 С или без катализатора при 1400—1600 С; образующийся синтез-газ может быть использован для синтеза метанола, углеводородов, уксусной кислоты, ацетальдегида и других продуктов.

Горит в воздухе голубоватым пламенем, при этом выделяется энергия около 39 МДж на 1 м³. С воздухом образует взрывоопасные смеси при объёмных концентрациях от 5 до 15 процентов.

Вступает с галогенами в реакции замещения (например, $\text{CH}_4 + 3\text{Cl}_2 = \text{CHCl}_3 + 3\text{HCl}$), которые проходят по свободно радикальному механизму:

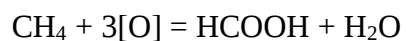


Выше 1400° С разлагается по реакции:



Устойчив к действию многих окислителей. Например, окраска не изменяется при пропускании метана через раствор перманганата калия, или раствор бромной воды.

Хотя его можно окислить до муравьиной кислоты при 150—200 °С и давлении 30—90 атм по цепному радикальному механизму:



Лабораторно-практическое занятие №23

Тема «Получение и свойства этилена».

Учебная цель: развивать навыки работы в химической лаборатории.

Учебные задачи:

1. Научиться получать этилен.
2. Исследовать свойства этилена.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических работ в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Прибор для получения газов, водный раствор перманганата калия, раствор брома в воде (бромная вода), реакционная смесь этилового спирта и серной концентрированной кислоты (1:3), спиртовка, спички.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание № 1. Получить этилен путём нагревания смеси этилового спирта с концентрированной серной кислотой.

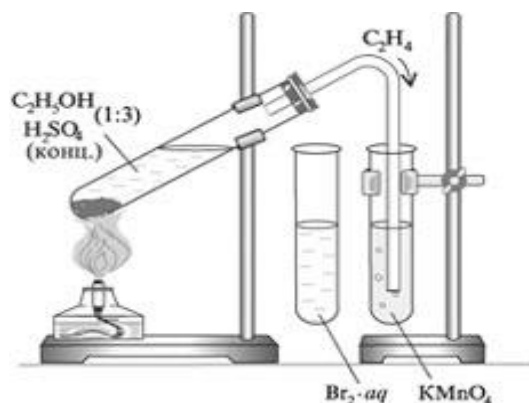
Задание № 2. Изучить свойства этилена.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. **Опыт № 1 Получение этилена**



- Получите готовую реакционную смесь у учителя.

- Соберите прибор для получения газов.
- Осторожно, равномерно нагрейте смесь.

Внимание!!!

Соблюдайте осторожность. Вы работаете с концентрированной серной кислотой.

Опыт № 2 Окисление этилена кислородом перманганата калия. Пропустите выделяющийся газ в пробирку с водным раствором перманганата калия, подкисленного серной кислотой.

3. Опыт № 3: Взаимодействие этилена с бромной водой. Выделяющийся этилен пропустим через раствор брома в воде, который называют бромной водой.

4. Опыт № 4 Окисление этилена кислородом воздуха (горение). Поверните газоотводную трубку отверстием вверх и подожгите выделяющийся газ.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Напишите структурные формулы следующих углеводородов и назовите их по женовской номенклатуре: метилэтилен, этилэтилен, диметилэтилен, метилэтилэтилен.
2. Напишите структурные формулы следующих углеводородов: 2-метилпропен – 1; 2-метилбутен–3; 2-метилпентен –2; 2,4-диметилгексен –3; 2,2-диметил –4-этилгексен–3.
3. Какие углеводороды называются полиметиленовыми?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполните опыты № 1, 2, 3, 4.
4. Заполните таблицу.
5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

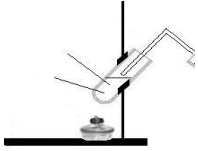
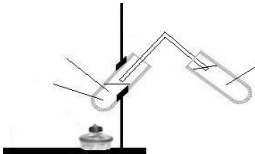
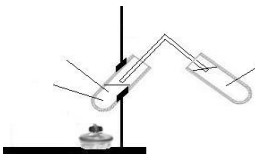
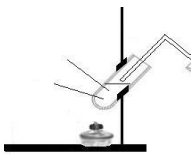
Лабораторно-практическое занятие №23 «Получение и свойства этилена».

Учебная цель: развивать навыки работы в химической лаборатории.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснение	Уравнения реакций
----------------	--------------------------	----------------------------	-------------------

Получение и свойства этилена		Какой газ выделяется?	Закончите уравнение реакции: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} \xrightarrow{t>140^\circ\text{C}, \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})} \rightarrow$ Укажите тип реакции, назовите продукты реакции?
		Что происходит с раствором марганцовки?	Закончите уравнение реакции: $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + [\text{O}] + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{KMnO}_4} \rightarrow$ Назовите продукты и тип реакции?
		Что происходит с бромной водой?	Закончите уравнение реакции: $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow$ Назовите продукты и тип реакции?
		Почему этилен горит более светящимся пламенем, чем этан?	Закончите уравнение реакции: $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \rightarrow$ Назовите тип реакции и продукты?

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <http://nsportal.ru/npo-spo/khimicheskaya-i-biotekhnologii/library/2013/08/26/sbornik-metodicheskikh-ukazaniy-dlya>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Этилен (по ИЮПАК: **этен**) – органическое химическое соединение, описываемое формулой C_2H_4 . Является простейшим алкеном (олефином), изологом этана. При нормальных условиях – бесцветный горючий газ со слабым запахом. Частично растворим в воде (25,6 мл в 100 мл воды при 0°C), этаноле (359 мл в тех же условиях). Хорошо растворяется в диэтиловом эфире и углеводородах. Содержит двойную связь и поэтому относится к ненасыщенным или непредельным углеводородам. Играет чрезвычайно важную роль в промышленности, а также является фитогормоном. Этилен – самое производимое органическое соединение в мире. Этилен обладает наркотическим действием.

Этилен – химически активное вещество. Так как в молекуле между атомами углерода имеется двойная связь, то одна из них, менее прочная, легко разрывается, и по месту разрыва связи происходит присоединение, окисление, полимеризация молекул.

- Галогенирование: Происходит обесцвечивание бромной воды. Это качественная реакция на непредельные соединения. $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$

- Гидрирование: $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}-\text{H} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_3$ (под действием Ni)

- Гидрогалогенирование: $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{Br}$

- Гидратация: Эту реакцию открыл А.М. Бутлеров, и она используется для промышленного получения этилового спирта. $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (под действием катализатора).

- Окисление: Этилен легко окисляется. Если этилен пропускать через раствор перманганата калия, то он обесцветится. Эта реакция используется для отличия предельных и непредельных соединений. Окись этилена – непрочное вещество, кислородный мостик разрывается и присоединяется вода, в результате образуется этиленгликоль:

- Горение: $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

- Полимеризация (получение полиэтилена): $n\text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$

Лабораторно-практическое занятие №24

Тема «Решение задач на нахождения молекулярной формулы газообразного углеводорода».

Учебная цель: формировать умение производить расчёты по нахождению молекулярной формулы газообразного углеводорода.

Учебные задачи:

1. Научиться пользоваться алгоритмом решения задач.
2. Уметь грамотно оформлять и решать задачи.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
4. Карточки – задания.
5. Калькулятор.
6. Ручка.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Произведите расчёты согласно заданиям в карточке.

Задание №1 Определите молекулярную формулу алкана, если его относительная плотность по водороду равна 15.

Задание №2 Установите молекулярную формулу алкена и продукта взаимодействия его с 1 моль бромоводорода, если это монобромпроизводное имеет относительную плотность по воздуху 4,24.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Заполните известные Вам пункты плана из инструкции.
2. Найдите неизвестные данные.
3. Вычисления производите в Международной системе единиц (СИ).

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия (Алгоритм решения задачи)

На примере задачи: «Определите молекулярную формулу алкана, обнаруженного в кожуре яблок, молекулярная масса которого равна 436»,

1. Вспомнить общую формулу названного класса органических соединений, данного в условии задачи.



2. Если молекулярная масса не дана, а известно относительная плотность газообразного вещества, то вначале её вычисляют по формуле:

$$M(\text{в-ва}) = D(\text{в-ва}) \cdot M(\text{в-ва, по которому сравнивают})$$

3. Записать сумму масс атомов химических элементов в молекуле, выразив неизвестные индексы через «n». Приравнять полученное выражение к известной молекулярной или молярной массе вещества.

$$12n + 2n + 2 = 436$$

4. Рассчитать значение «n» и записываем общую формулу органического соединения.

$$n = 31 \rightarrow C_{31}H_{64}$$

5. При необходимости дать название веществу, записать его структурную формулу и формулы его изомеров.

6. Записать ответ.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

5. Что такое относительная плотность D? Как её можно рассчитать?
6. Какие общие формулы углеводов вы знаете?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Запишите условие Задания №1 и произведите расчёты по плану инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия с учётом методики анализа результатов, полученных в ходе выполнения задания №1. Запишите решение задачи в таблицу.
4. Выполните Задания № 2.
5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №24 «Решение задач на нахождения молекулярной формулы газообразного углеводорода».

Учебная цель: формировать умение производить расчёты по уравнению химической реакции.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.

№ задания	Решение задачи
Задание 1	

Задание 2	

Вывод: Выполнив лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2005.

Лабораторно-практическое занятие №25

Тема «Знакомство с коллекцией с образцами каучука»

Учебная цель: ознакомить на основе коллекционного материала с образцами каучуков и образцами изделий из резины, их применением.

Учебные задачи:

1. Ознакомиться с коллекциями с образцами каучуков и образцами изделий из резины.
2. Закрепить знания по теме «Углеводороды и их природные источники»

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Коллекции «Каучуки и образцы изделий из резины».

Задания для лабораторно-практического занятия:

Рассмотрите выданные коллекции с образцами каучуков и образцами изделий из резины. Охарактеризуйте их свойства и области применения.

Можно использовать коллекцию интернет-ресурса. Виртуальная лаборатория: http://www.virtulab.net/index.php?option=com_content&view=article&id=285:2009-11-14-22-37-18&catid=57:2009-11-14-21-25-00&Itemid=108

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, рассмотрите выданную коллекцию с образцами каучуков и образцами изделий из резины.
2. Охарактеризуйте свойства этих продуктов и области их применения.
3. Работу со следующим образцом следует начинать только после полного разбора предыдущего.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Рассмотрите образец № 1.
2. Охарактеризуйте его по разным признакам.
3. Запишите его состав, свойства и применение в таблицу для отчёта.
4. По аналогии проведите работу с другими образцами из коллекции.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. К каким органическим соединениям относятся каучуки?
2. Какие бывают синтетические каучуки?
3. На какие группы делятся каучуки по их назначению?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Рассмотрите коллекцию «Каучуки и образцы изделий из резины».
4. Запишите предложенные для работы образцы каучуков и их отличие по составу.
5. Запишите предложенные для работы образцы изделий из резины и их применение.
6. Данные наблюдений занесите в таблицу.
7. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, насколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №25 «Знакомство с коллекцией с образцами каучука».

Учебная цель: ознакомить на основе коллекционного материала с образцами каучуков, их применением.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

Образцы	Физические свойства	Применение
Каучук ...		

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <http://30school.ru/referaty/khimiya/alkadieny-kauchuk.html>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

В современной промышленности важную роль играют эластомеры – высокомолекулярные вещества, сохраняющие эластичность в широком интервале температур. Эластомеры легко изменяют форму при внешнем воздействии, а после окончания воздействия принимают исходную форму. Типичными эластомерами являются каучуки.

- Натуральный каучук. Натуральный каучук получается из природного сырья — сока дерева гевеи, распространенного в Южной Америке (главным образом в Бразилии). На

Лабораторно-практическое занятие №26

Тема «Знакомство с образцами углеводородов и продуктами их переработки»

Учебная цель: формировать умения экспериментально подтверждать изученные теоретические положения.

Учебные задачи:

1. Изучить состав и свойства продуктов нефтепереработки и коксования каменного угля
2. Классифицировать изученные образцы продуктов нефтепереработки и коксования каменного угля по разным признакам.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Коллекции «Продукты нефтепереработки», «Продукты коксохимической переработки каменного угля»; учебные схемы «Перегонка нефти. Трубчатая печь и ректификационная колонна», «Фрагмент установки каталитического крекинга нефтепродуктов», «Коксохимическое производство», «Основные научные принципы современного химического производства», «Выход продукта и отходы производства. Экологические проблемы».

Задания для лабораторно-практического занятия:

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

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, рассмотрите выданные коллекции с образцами продуктов нефтепереработки и коксования каменного угля.
2. Охарактеризуйте свойства этих продуктов и области их применения.
3. Работу со следующим образцом следует начинать только после полного разбора предыдущего.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Рассмотрите образец № 1.
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.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

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.

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Рассмотрите предложенные для работы образцы.
4. Заполните таблицы.
5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №26 «Знакомство с образцами углеводородов и продуктами их переработки».

Учебная цель: формировать умения экспериментально подтверждать изученные теоретические положения.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.
5.

ПИУ	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		

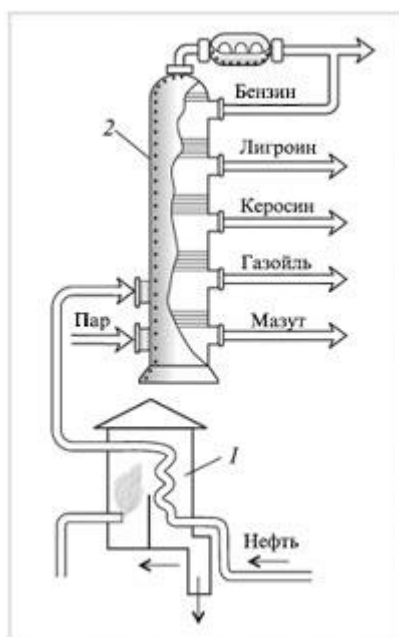
Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <http://nsportal.ru/npo-spo/khimicheskaya-i-biotekhnologii/library/2013/08/26/sbornik-metodicheskikh-ukazaniy-dlya>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Схема трубчатой печи (1) и ректификационной колонны (2)



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 (т. е. с меньшей температурой кипения)

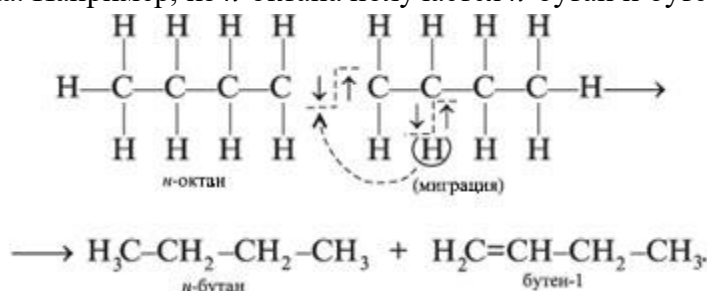


Схема получения в лабораторных условиях жидких и газообразных продуктов перегонки нефти (установка И.Т.Сыроежкина)

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 *n*-октана получается *n*-бутан и бутен-1:



Дальнейший пиролиз можно описать такими реакциями:

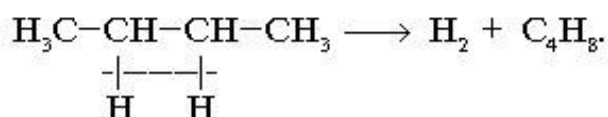
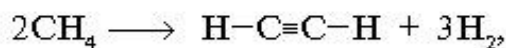
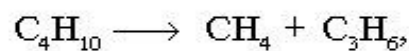
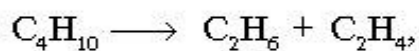
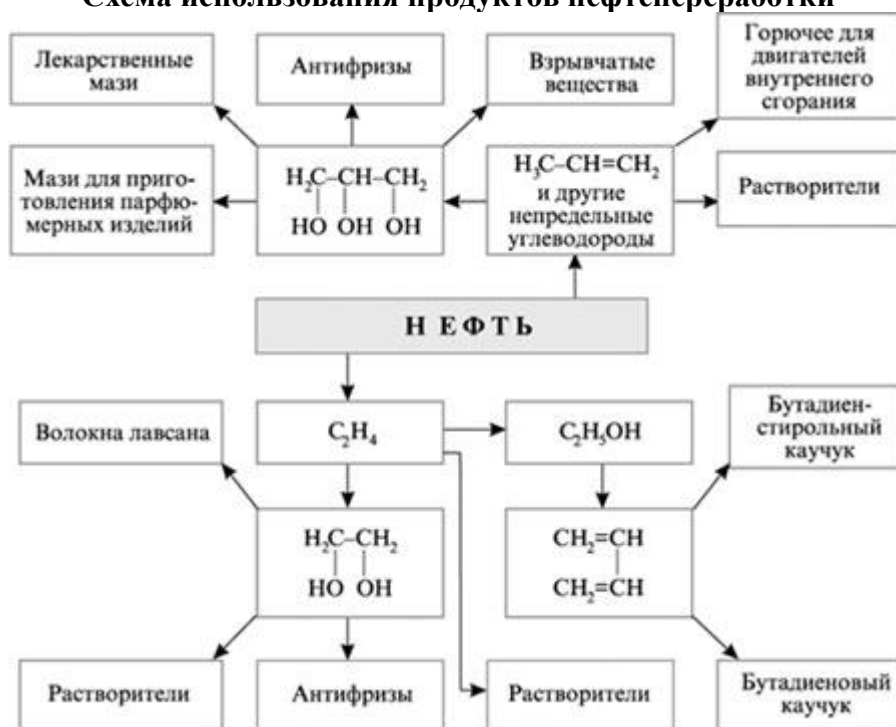


Схема использования продуктов нефтепереработки



Каменный уголь – твердое горючее ископаемое растительного происхождения.

Составные части каменного угля: горючая или органическая часть (основная), влага и минеральные включения, образующие при сжигании золу. Горючая масса содержит элементы С, Н, N, О и S. В настоящее время ученые разрабатывают экономически выгодные методы получения синтетического жидкого топлива гидрированием угля (с использованием эффективных катализаторов). Другим перспективным способом получения жидкого топлива является его синтез из оксида углерода(II) и водорода.

Продукты пиролиза каменного угля

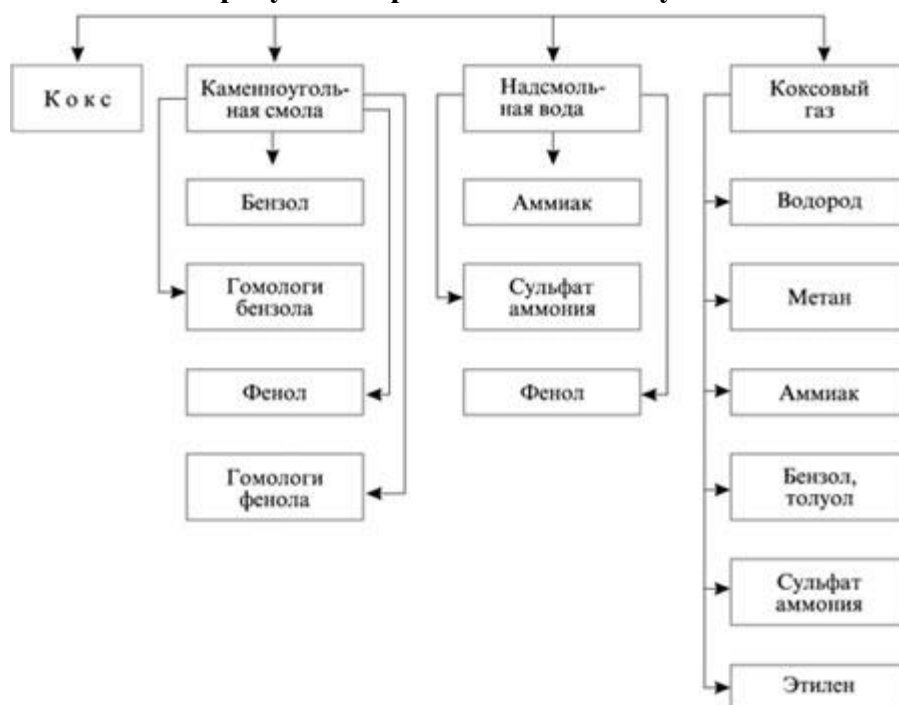
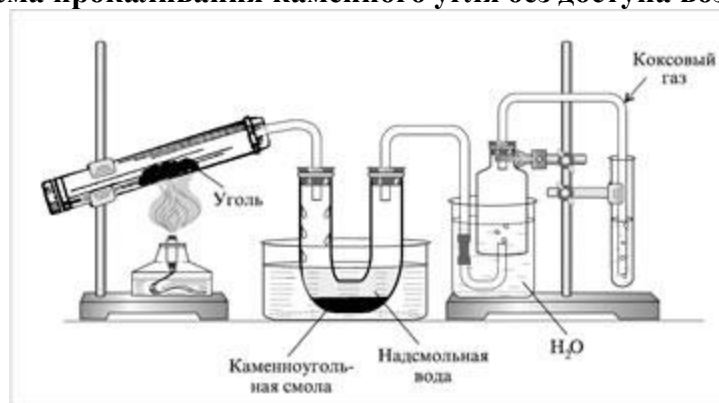


Схема прокаливания каменного угля без доступа воздуха



Лабораторно-практическое занятие №27

Тема «Свойства спиртов».

Учебная цель: изучить на практике свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов.

Учебные задачи:

1. Закрепить знания по теме "Спирты".
2. Развивать умение формулировать выводы из проделанной работы.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Учебно-методическая литература: сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Лабораторное оборудование: пробирки, металлические щипцы, фильтровальная бумага, фарфоровая чашка, газоотводная трубка, спички, штатив для пробирок.
3. Реактивы: этанол (C_2H_5OH), металлический натрий (Na); сульфат меди ($CuSO_4$), гидроксид натрия ($NaOH$), глицерин.
4. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
5. Раздаточные материалы: инструкционные карты (по одной на стол);
6. Ручка, карандаш, линейка.

Задания для лабораторно-практического занятия:

1. Проведите лабораторные опыты.
2. Запишите, что наблюдали во время опытов, составьте уравнения реакций.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при проведении лабораторно-практического занятия в кабинете химии и распишитесь в журнале по ТБ.

2. Проведите опыты.

1. Этиловый спирт.

Опыт № 1. Рассмотрите выданный вам в пробирке образец этилового спирта. Понюхайте его. Что ощущаете? В другую пробирку прилейте несколько капель выданного вам спирта, добавьте 2 мл дистиллированной воды и содержимое взболтайте. Что можно сказать о растворимости этилового спирта в воде?

Опыт № 2. В фарфоровую чашку налейте небольшое количество этилового спирта. С помощью лучинки подожгите спирт в чашке. Обратите внимание на цвет пламени. Зафиксируйте наблюдения.

Опыт № 3. В пробирку с этиловым спиртом металлическими щипцами поместите кусочек натрия, предварительно промокнув его в фильтровальной бумаге. Что наблюдаете? Выделяющийся газ соберите в пустую пробирку. Не переворачивая пробирку, поднесите к ней зажженную спичку. Зафиксируйте наблюдения и объясните.

2. Глицерин.

Опыт № 4. К 1 мл дистиллированной воды в пробирке прилейте 1 мл глицерина и смесь взболтайте. Затем добавьте еще 1 мл глицерина и еще раз перемешайте смесь. Что можно сказать о растворимости глицерина в воде?

Опыт № 5. К 2 мл раствора щелочи в пробирке прилейте несколько капель раствора сульфата меди (II). Что наблюдаете? К полученному осадку прибавьте по каплям глицерин и смесь взболтайте. Что наблюдаете?

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Как определяют атомность спиртов?
2. Что такое функциональная группа?
3. При помощи каких реакций можно осуществить следующий цикл превращений:

$$C \rightarrow CH_4 \rightarrow CH_3Cl \rightarrow C_2H_6 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_5OH \rightarrow C_2H_5ONa$$

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия, оборудование и реактивы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполните опыты, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения и выполните задания.
4. Сформулируйте и запишите вывод о проделанной работе.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №27 «Свойства спиртов».

Учебная цель: изучить на практике свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

	Ход опыта	Наблюдения	Химические уравнения реакций
1. Этиловый спирт			
2. Глицерин			

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. http://www.parikmaher-ekb.ru/userFiles/file/Volohan/UMK_LabRab_Himia.doc

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

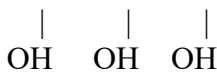
Спирты – это производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильную группу. Гидроксильная группа – OH является функциональной группой спиртов, которая определяет их свойства.

Спирты по количеству OH-групп подразделяются на одноатомные и многоатомные:



Этано

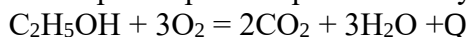
(одноатомный)



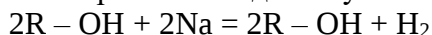
глицерин (трехатомный)

Химические свойства одноатомных спиртов.

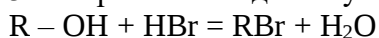
1. Спирты горят с образованием углекислого газа и воды:



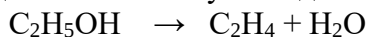
2. Спирты взаимодействуют с металлическим натрием, образуя соли – алкоголяты:



3. Спирты взаимодействуют с галогеноводородами:



4. При сильном нагревании спирта с концентрированной серной кислотой происходит отщепление молекулы воды и образуется непредельный углеводород:



этилен

Глицерин – вязкая бесцветная, сладкая на вкус жидкость. Хорошо растворим в воде, нетоксичен.

Многоатомные спирты вступают во все реакции, характерные для одноатомных спиртов. Присутствие нескольких гидроксильных групп в составе многоатомных спиртов придает им слабые кислотные свойства. В отличие от одноатомных спиртов, они взаимодействуют с гидроксидами металлов.

Качественной реакцией на многоатомные спирты является их взаимодействие со свежеполученным осадком гидроксида меди (II), который растворяется с образованием ярко-синего раствора.

Лабораторно-практическое занятие №28

Тема «Получение и свойства карбоновых кислот».

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

Учебные задачи:

1. Изучить свойства карбоновых кислот.
2. Практически исследовать химические свойства карбоновых кислот общие со свойствами минеральных кислот на примере уксусной кислоты.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. 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.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание № 1. Получить уксусную кислоту

Задание № 2. Исследовать свойства уксусной кислоты.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните **опыт № 1 Получение уксусной кислоты**
 - Поместите в пробирку 3-5 г ацетата натрия и прибавьте немного концентрированной серной кислоты.
 - Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, свободный конец которой опустить в пустую пробирку, находящуюся в стакане с холодной водой.
 - Нагревайте смесь до тех пор, пока в пробирке - приемнике не соберётся немного уксусной кислоты.
3. Выполните **опыт № 2 Испытание раствора уксусной кислоты лакмусом.**
 - Разбавьте полученную уксусную кислоту небольшим количеством воды и прибавьте несколько капель синего лакмуса или опустите в пробирку индикаторную бумажку.
4. Выполните **опыт № 3 Взаимодействие уксусной кислоты с магнием.**

- В пробирку с раствором уксусной кислоты бросьте кусочек ленты или стружки магния.

- Подожгите выделяющийся газ.

5. Выполните **опыт № 4 Взаимодействие уксусной кислоты с карбонатом кальция.**

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

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

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. С какими металлами реагирует уксусная кислота?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.

2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.

3. Выполните опыты № 1, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу. Напишите уравнение реакции взаимодействия ацетата натрия с серной кислотой

4. Выполните опыты № 2, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу.

5. Выполните опыты № 3, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу. Напишите уравнение реакции в молекулярном и сокращённом ионном видах.

6. Выполните опыты № 4 согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу. Напишите уравнение реакции в молекулярном и сокращённом ионном видах.

7. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №28 «Получение и свойства карбоновых кислот».

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

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

4.
5.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
Свойства уксусной кислоты			

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

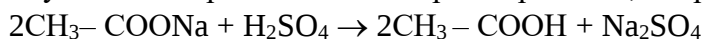
1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <http://nsportal.ru/npo-spo/khimicheskaya-i-biotekhnologii/library/2013/08/26/sbornik-metodicheskikh-ukazaniy-dlya>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

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

Классификация карбоновых кислот

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

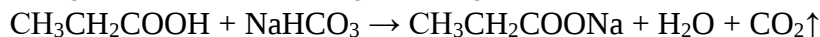
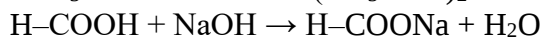
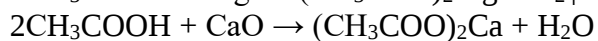
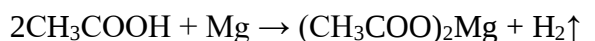


В промышленности получают окислением углеводородов, спиртов и альдегидов.

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: $\text{R-COOH} \rightarrow \text{R-COO}^- + \text{H}^+$ Сила карбоновых кислот в водном растворе невелика.

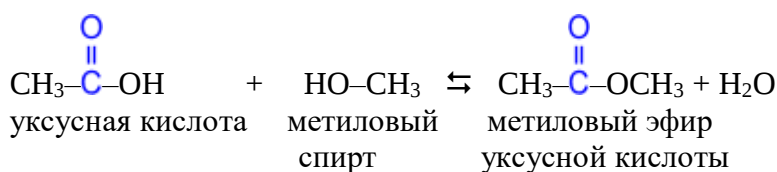
2. Карбоновые кислоты обладают свойствами, характерными для минеральных кислот. Они реагируют с активными металлами, основными оксидами, основаниями, солями слабых кислот.



Карбоновые кислоты слабее многих сильных минеральных кислот (HCl , H_2SO_4 и т.д.) и поэтому вытесняются ими из солей: $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaHSO}_4$

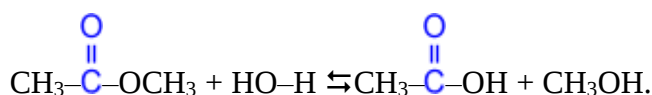
3. Образование функциональных производных:

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 (ester с латинского "эфир").



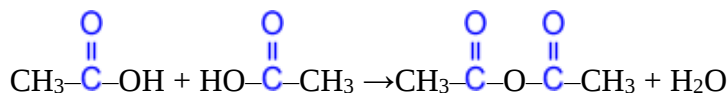
Общая формула сложных эфиров $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OR}'$, где R и R' – углеводородные радикалы: в сложных эфирах муравьиной кислоты – формиатах $-\text{R}=\text{H}$.

Обратной реакцией является гидролиз (омыление) сложного эфира:

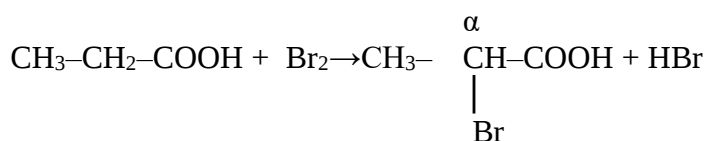


Как видно, процесс этерификации обратимый.

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



2. 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).

Лабораторно-практическое занятие №29

Тема «Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди (II). Качественные реакции на крахмал».

Учебная цель: практически познакомиться с важнейшими химическими свойствами глюкозы, сахарозы и крахмала.

Учебные задачи:

1. Провести эксперимент, соблюдая правила по технике безопасности.
2. Записать уравнения химических реакций в молекулярном виде.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Раствор глюкозы, крахмал, растворы CuSO_4 и NaOH , раствор йода (I_2), кусочек чёрного хлеба; штатив с пробирками, прибор для нагревания, держатель, спички.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание № 1. Определите что общего в свойствах глицерина и глюкозой? Что доказывает опыт с глюкозой? Наличие какой функциональной группы доказывают опыты, к какому классу веществ относится глюкоза.

Задание № 2. Определите конечный продукт ферментативного гидролиза крахмала.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

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

2. Выполните **опыт № 1. 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) Полученный раствор нагрейте. Что наблюдаете?

3. Выполните **опыт №2. Свойства крахмала.**

При помощи шпателя поместите в пробирку крахмал и прилейте 2 мл воды. Содержимое взболтать. Далее вылейте небольшими порциями содержимое пробирки (при помешивании) в стакан с 5-6 мл горячей воды. Полученный крахмальный клейстер – коллоидный раствор – использовать для проведения последующих опытов.

а) **Качественная реакция на крахмал.** К 5-6 каплям крахмального клейстера в пробирке прибавьте каплю спиртового раствора йода.

б) **Ферментативный гидролиз крахмала.** Под действием пищеварительного фермента амилазы происходит гидролиз крахмала. Хорошо разжеванный маленький кусочек чёрного хлеба пометите в пробирку. Прилейте к нему каплю раствора соли меди (II) и несколько капель раствора NaOH до появления слабо-голубого окрашивания. Содержимое пробирки нагрейте.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какие вещества относятся к углеводам, и почему им было дано такое название?
2. Какие химические свойства для глюкозы и глицерина являются общими, и чем эти вещества отличаются друг от друга? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Составьте уравнения реакций при помощи, которых сахарозу можно превратить в этанол.

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполните опыты № 1, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу. Составьте уравнение реакции глюкозы с гидроксидом меди (II).
4. Выполните опыты № 2, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу.
5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практической работы и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №29 «Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди (II). Качественные реакции на крахмал».

Учебная цель: практически познакомиться с важнейшими химическими свойствами глюкозы, сахарозы и крахмала.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
----------------	--------------------------	----------------------------	-------------------

Реакция серебряного зеркала глюкозы			
Взаимодействи е глюкозы с гидроксидом меди (II)			
Качественная реакция на крахмал			_____
Взаимодействи е сахарозы с гидроксидом меди (II)			

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <http://nsportal.ru/npo-spo/khimicheskaya-i-biotekhnologii/library/2013/08/26/sbornik-metodicheskikh-ukazaniy-dlya>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме аниятия

Углеводы – природные соединения. Являясь основным компонентом пищи, углеводы поставляют большую часть энергии, необходимой для жизнедеятельности. Некоторые углеводы входят в состав нуклеиновых кислот, осуществляющих биосинтез белка и передачу наследственных признаков.

Углеводы широко распространены в природе и играют большую роль в биологических процессах живых организмов и человека. К ним относятся, например, виноградный сахар или глюкоза, свекловичный (тростниковый) сахар или сахароза, крахмал и клетчатка. Название "углеводы" возникло в связи с тем, что химический состав большинства соединений этого класса выражался общей формулой $C_n(H_2O)_m$. Дальнейшее исследование углеводов показало, что такое название является неточным. Во-первых, найдены углеводы, состав которых не отвечает этой формуле. Во-вторых, известны соединения (формальдегид CH_2O , уксусная кислота $C_2H_4O_2$), состав которых хотя и соответствует общей формуле $C_n(H_2O)_m$, но по свойствам они отличаются от углеводов.

Углеводы в зависимости от их строения можно подразделить на моносахариды, дисахариды и полисахариды.

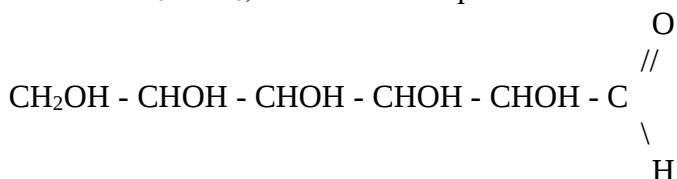
В молекулах моносахаридов может содержаться от четырех до десяти атомов углерода. Названия всех групп моносахаридов, а также названия отдельных представителей оканчиваются на - **оза**. Поэтому в зависимости от числа атомов углерода

в молекуле моносахариды подразделяют на **тетрозы**, **пентозы**, **гексозы** и т. д. Наибольшее значение имеют гексозы и пентозы.

Классификация углеводов

Простые (не подвергаются гидролизу)	Сложные (подвергаются гидролизу)	
Моносахариды	Олигосахариды (Дисахариды)	Полисахариды
Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ Фруктоза $C_6H_{12}O_6$ Рибоза $C_5H_{10}O_5$	Сахароза (дисахарид) $C_{12}H_{22}O_{11}$	Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ Целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$

Глюкоза $C_6H_{12}O_6$, химическое строение глюкозы можно выразить формулой:

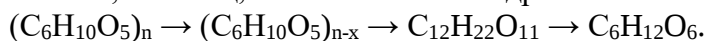


Вывод: глюкоза – многоатомный альдегидоспирт. Изомер глюкозы - фруктоза - кетонспирт.

В водном растворе глюкозы находятся в динамическом равновесии три изомерные формы: α -форма, альдегидная и β -форма.

К дисахаридам относятся: сахароза (сахар), мальтоза, лактоза. Все они имеют молекулярную формулу $C_{12}H_{22}O_{11}$. Часто сведения о строении веществ можно получить путём расщепления – гидролиза молекул. Анализ продуктов гидролиза позволяет обнаружить фруктозу и глюкозу. (Молекулы сахарозы состоят из остатков α -глюкозы и β -фруктозы).

Крахмал – полисахарид. Это белый аморфный порошок, не растворимый в воде. В горячей воде крахмальные зёрна набухают и образуют коллоидный раствор, называемый крахмальным клейстером. Крахмал - природное высокомолекулярное соединение, формула $(C_6H_{10}O_5)_n$ (n - от нескольких сотен до нескольких тысяч). О строении крахмала можно судить по продуктам его гидролиза. Гидролиз обычно проходит постепенно: в начале образуются продукты с меньшей молекулярной массой, чем крахмал, – декстрины, затем дисахарид – мальтоза и, наконец, глюкоза. Схема гидролиза:



Установлено, что в результате гидролиза крахмала образуется α -глюкоза. Отсюда **вывод:** макромолекулы крахмала состоят из остатков α - глюкозы. (При неполном гидролизе получается смесь декстринов и глюкозы, называемая патокой).

Лабораторно-практическое занятие №30

Тема «Решение экспериментальных задач на идентификацию органических соединений».

Учебная цель: закрепить навыки экспериментальной идентификации химических веществ.

Учебные задачи:

1. Повторить знания по теме "Кислородосодержащие органические вещества";
2. Научиться проводить качественные реакции на органические вещества.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Пробирки, штатив для пробирок; растворы: иодида калия, бромида натрия, хлорида натрия, нитрата серебра; индикаторов – лакмус, фенолфталеина, метилоранжа; хлор, медь.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание №1. Провести качественные реакции на многоатомные спирты.

Задание №2. Провести качественные реакции на фенол.

Задание №3. Провести качественные реакции на карбоновые кислоты.

Задание №4. Провести качественные реакции на глюкозу.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. **Опыт №1** Провести качественные реакции на многоатомные спирты.
 - В пробирку прилейте 1 -2 мл раствора глицерина;
 - Добавьте к раствору глицерина 1-2 мл свежеприготовленного раствора гидроксида меди (II);
 - Заполните таблицу № 1.
- Заполните таблицу № 1.
3. **Опыт № 2** Провести качественные реакции на фенол.
 - В пробирку прилейте 1 -2 мл раствора фенола;
 - Добавьте к раствору фенола 1-2 мл хлорида железа (III);

- Заполните таблицу № 2.
- 4. **Опыт №3** Провести качественные реакции на карбоновые кислоты.
 - В две пробирки прилейте по 1-2мл растворов уксусной кислоты;
 - В одну пробирку индикаторную бумагу (например, синюю лакмусовую), а во вторую – 1-2 мл раствора щелочи (например, гидроксида натрия);
 - Заполните таблицу № 3.
- 5. **Опыт № 4** Провести качественные реакции на глюкозу.
 - В три пробирки прилейте по 1-2 мл раствора глюкозы;
 - В первую и во вторую пробирки добавьте 1-2 мл свежеприготовленного раствора гидроксида меди (II); во вторую – нагрейте на спиртовке, а в третью пробирку – 1-2 мл аммиачного раствора оксида серебра (I) и тоже нагрейте на спиртовке;
 - Заполните таблицу № 2.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какие характерные особенности в свойствах у многоатомных спиртов?
2. Какие характерные особенности в свойствах у фенолов?
3. Какие характерные особенности в свойствах у карбоновых кислот?
4. Какие характерные особенности в свойствах у глюкозы?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполнив опыты № 1, № 2, №3 и №4 запишите наблюдения и выполните задания.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №30 «Решение экспериментальных задач на идентификацию органических соединений».

Учебная цель: закрепить навыки составления уравнений химических реакций.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.

Таблица № 1

Название опыта	Что делали? Что наблюдали? Выводы.	Составьте уравнения реакций между веществами
Качественные реакции на многоатомные спирты.		

Таблица № 2

Название опыта	Что делали? Что наблюдали? Выводы.	Составьте уравнения реакций между веществами
Качественные реакции на фенол.		

Таблица № 3

Название опыта	Что делали? Что наблюдали? Выводы.	Составьте уравнения реакций между веществами
Качественные реакции на карбоновые кислоты.		

Таблица № 4

Название опыта	Что делали? Что наблюдали? Выводы.	Составьте уравнения реакций между веществами
Качественные реакции на глюкозу.		

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Лабораторно-практическое занятие №31

Тема «Обратимая и необратимая денатурация белков».

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

Учебные задачи:

1. Познакомиться с важнейшими химическими свойствами белков.
2. Практически исследовать процессы растворения белка в воде, необратимой денатурации белков.
3. Познакомиться с качественными реакциями на белки.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Учебно-методическая литература: сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Лабораторное оборудование: штатив с пробирками, держатель для пробирок, спиртовка, спички.
3. Реактивы: раствор куриного белка, раствор гидроксида натрия (NaOH), раствор сульфата меди (CuSO_4), концентрированная азотная кислота (HNO_3).
4. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
5. Ручка, карандаш, линейка.

Задания для лабораторно-практического занятия:

1. Проведите лабораторные опыты.
2. Запишите, что наблюдали во время опытов.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при проведении лабораторно-практического занятия в кабинете химии и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните эксперименты.

Опыт № 1. К раствору куриного белка добавьте небольшое количество воды. Что происходит? Сделайте общий вывод о растворимости белка.

Опыт № 2. Нагрейте раствор куриного белка. Что происходит?

Опыт № 3. Добавьте к раствору куриного белка раствор сульфата меди (II). Что происходит?

Опыт № 4. К раствору куриного белка добавьте азотную кислоту что происходит? Нагрейте. Что изменилось?

Опыт № 5. К раствору белка прилейте раствор сульфата меди (II) и раствор гидроксида натрия. Что наблюдаете?

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Что такое денатурация? Укажите условия денатурации белковых молекул.

2. Как можно доказать наличие белков в продуктах питания, в шерстяных и шёлковых тканях?
3. Какие вещества образуются при гидролизе белков в организме?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия, оборудование и реактивы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполните опыты, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу.
4. Сформулируйте и запишите вывод о проделанной работе.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №31 «Обратимая и необратимая денатурация белков».

Учебная цель: отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения
Растворение белков в воде		
Денатурация раствора белка куриного яйца при нагревании		
растворами солей тяжелых металлов		

Цветные реакции белков		
Ксантопротеиновая реакция		
Биуретовая реакция		

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. http://www.parikmaher-ekb.ru/userFiles/file/Volohan/UMK_LabRab_Himia.doc

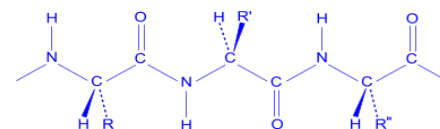
Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Белки – 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, обладают свойствами гормонов (например, инсулин), исполняют роль ферментов – катализаторов, способствуют переносу кислорода по всему организму, играют важную роль в функционировании нервной системы, являются механической основой мышечного сокращения, участвуют в передаче генетической информации и т.д. Как видно, 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. Аминокислоты бывают заменимые и незаменимые. Заменимые α -аминокислоты синтезируются в организме, а незаменимые должны поступать в организм извне. При некоторых заболеваниях человека перечень незаменимых аминокислот расширяется.

В белках выделяют четыре уровня структур:

Первичная структура белка – порядок чередования α -аминокислотных остатков в полипептидной цепи – линейная структура.



Вторичная структура белка – скручивание полипептидной линейной цепи за счет возникновения водородных связей между группами C=O и NH . Чаще всего спиралевидная структура.

Третичная структура белка – упаковка вторичной спирали в клубок – клубочковидная или глобулярная структура.

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. Под действием сильных кислот или оснований, солей тяжелых металлов, при нагревании, радиации и т.д. происходит свертывание белков, называемое денатурацией. При денатурации происходят изменения во вторичной и третичной структурах белка, а первичная структура сохраняется. При этом их биологические функции полностью теряются. Денатурация может быть обратимой (так называемая, ренатурация) и необратимой. Пример необратимой денатурации при тепловом воздействии – свертывание яичного белка 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. При действии на белки солей меди (II) в щелочной среде возникает фиолетовое окрашивание.

б) Ксантопротеиновая реакция. При действии на белки концентрированной азотной кислоты образуется белый осадок, который при нагревании желтеет.

Лабораторно-практическое занятие №32

Тема «Исследование качественных реакций на белки».

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

Учебные задачи:

1. Познакомиться с важнейшими химическими свойствами белков.
2. Практически исследовать процессы растворения белка в воде, необратимой денатурации белков.
3. Познакомиться с качественными реакциями на белки, научиться распознавать их.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Раствор белка, растворы сульфата меди (II) и щёлочи, азотная кислота, водный раствор аммиака «нашатырный спирт», шерсть; штатив с пробирками, прибор для нагревания, держатель, тигельные щипцы, спички.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание № 1. Проведите эксперименты.

Задание № 2. Запишите, что наблюдали во время экспериментов.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

3. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите эксперименты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.
3. Следующий эксперимент следует начинать только после полного разбора предыдущего эксперимента.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните эксперименты. **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)).

Вопросы для закрепления теоретического материала лабораторно-практическому занятию:

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 шёлковых тканях?
4. Какие вещества образуются при гидролизе белков в организме?
5. Чем отличается гидролиз белков от гидролиза полисахаридов?

Порядок выполнения отчёта лабораторно-практическому занятию

1. В тетради лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала лабораторно-практическому занятию.
3. Выполните эксперименты, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

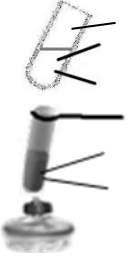
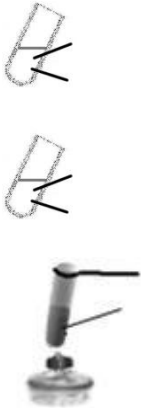
Лабораторно-практическое занятие №32 «Исследование качественных реакций на белки».

Учебная цель: отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.
5.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения
Растворение белков в воде		
Цветные реакции белков Биуретовая реакция		

Ксантопротеиновая реакция		
Обнаружение белков в молоке и в мясном бульоне		
Денатурация раствора белка куриного яйца спиртом растворами солей тяжелых металлов при нагревании		

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <http://nsportal.ru/npo-spo/khimicheskaya-i-biotekhnologii/library/2013/08/26/sbornik-metodicheskikh-ukazaniy-dlya>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

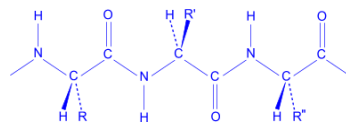
Пептиды и белки представляют собой высокомолекулярные органические соединения, построенные из остатков α -аминокислот, соединенных между собой пептидными связями.

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 и т.д. Как видно, 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). При этом в пептидах различают олигопептиды, содержащие в цепи не более 10 аминокислотных остатков, и полипептиды, содержащие до 100 аминокислотных остатков.

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).

Лабораторно-практическое занятие №33

Тема «Знакомство с образцами пластмасс»

Учебная цель: ознакомить на основе коллекционного материала с образцами пластмасс, их применением.

Учебные задачи:

1. Ознакомиться с коллекциями с образцами пластмасс.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Коллекция «Пластмассы».

Задания лабораторно-практического занятия:

Рассмотрите выданные коллекции с образцами пластмасс. Охарактеризуйте их свойства и области применения.

Можно использовать коллекцию интернет-ресурса. Виртуальная лаборатория: http://www.virtulab.net/index.php?option=com_content&view=article&id=285:2009-11-14-22-37-18&catid=57:2009-11-14-21-25-00&Itemid=108

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, рассмотрите выданную коллекцию с образцами пластмасс.
2. Охарактеризуйте свойства этих продуктов и области их применения.
3. Работу со следующим образцом следует начинать только после полного разбора предыдущего.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Рассмотрите образец № 1.
2. Охарактеризуйте его по разным признакам.
3. Запишите его состав, свойства и применение в таблицу для отчёта.
4. По аналогии проведите работу с другими образцами из коллекции.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какие вещества можно отнести к пластмассам?
2. Какие пластмассы можно отнести к термопластичным?
3. Какие пластмассы можно отнести к термореактивным?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.

2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Рассмотрите коллекцию «Пластмассы».
4. Запишите предложенные для работы образцы пластмасс.
5. Данные наблюдений занесите в таблицу.
6. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №33 «Знакомство с образцами пластмасс».

Учебная цель: ознакомить на основе коллекционного материала с образцами пластмасс, их применением.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

Образцы	Физические свойства	Применение

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Пластмассы являются одним из самых распространенных искусственных, отсутствующих в природе и потому получаемых в процессе химической обработки, материалов, появление которых относится к 20 веку, веку бурного развития новых технологий. Их распространенность, применение обусловлено рядом их специфических свойств. Например, их широкое применение в машиностроении, промышленности позволяет экономить расход дорогих цветных металлов, снижать массу изделий, повышать их долговечность, снизить трудоемкость продукции. Одним из преимуществ является также возможность не разделения процессов изготовления продукции путем совмещения процессов формообразования заготовки и получения готовых деталей. Процесс обработки является высоко автоматизированным, с незначительным уровнем механической доработки.

Пластмассы также широко используют в практике строительства. Этому способствуют их свойства. Их используют как самостоятельные строительные изделия, так и в сочетании с бетоном, керамикой, стеклом, деревом и т. д. Использование пластмасс позволяет существенно снизить вес конструкций, повысить индустриальность

строительных работ, сократить трудовые затраты, снизить стоимость строительства, добиться значительной экономии цветных и черных металлов, древесины и других дефицитных материалов.

Пластмассы (или пластические массы) – это композиционные материалы на основе природных или искусственных полимеров, обладающие текучестью (пластичностью) и способные при нагревании под давлением принимать заданную форму и устойчиво сохранять ее после охлаждения, т.е. обладающие пластическими свойствами в условиях переработки и не обладающие этими свойствами в условиях эксплуатации. Таким образом, при обычных температурах пластмассы представляют собой твердые, упругие тела.

Получение полимеров основано на реакциях полимеризации, поликонденсации и обменного взаимодействия полимеров с другими веществами.

Способ производства полимера определяет строение его молекул, среднюю молекулярную массу (M), количество остаточных примесей и таким образом влияет на комплекс свойств материала.

По химической стойкости пластмассы не имеют себе равных среди металлов. Они устойчивы не только к действию влаги воздуха, но и таких сильнодействующих химических веществ, как кислоты и щелочи.

Обычно пластмассы являются диэлектриками. Отдельные сорта пластмасс представляют собой лучшие диэлектрики из всех известных в современной технике.

В настоящее время известен целый ряд пластмасс, обладающих значительной тепло- и морозостойкостью, что позволяет применять их для изготовления изделий, работающих в широком интервале температур.

По своим антифрикционным свойствам многие пластмассы значительно превосходят лучшие антифрикционные сплавы металлов. Многие типы пластмасс при использовании их для подшипников не требуют смазки, другие же могут «смазываться» просто водой.

Наряду с большой механической прочностью некоторые виды пластмасс обладают прекрасными оптическими свойствами.

Обычно пластмассы имеют твердую, блестящую поверхность, не нуждающуюся в полировке, лакировке или поверхностной окраске. Внешний вид их не изменяется от обычных атмосферных воздействий.

Для пластмасс характерны следующие свойства:

- низкая плотность (малый вес) (обычно $1,0\text{--}1,8\text{ г/см}^3$, в некоторых случаях до $0,02\text{--}0,04\text{ г/см}^3$);
- высокая коррозионная стойкость. Пластмассы не подвержены электрохимической коррозии, на них не действуют слабые кислоты и щелочи. Есть пластмассы, стойкие к действию концентрированных кислот и щелочей, некоторые пластмассы по химической стойкости превосходят золото и платину. Большинство пластмасс безвредны в санитарном отношении;
- устойчивость к атмосферным воздействиям;
- высокие диэлектрические свойства;
- хорошая окрашиваемость в любые цвета. Некоторые пластмассы могут быть изготовлены прозрачными, не уступающими по своим оптическим свойствам стеклам;
- механические свойства широкого диапазона. В зависимости от природы выбранных полимеров и наполнителей пластмассы могут быть твердыми и прочными или же гибкими и упругими. Ряд пластиков по своей механической прочности превосходит чугун и бронзу. При одной и той же массе пластмассовая конструкция может по прочности соответствовать стальной;

- антифрикционные свойства. Пластмассы могут служить полноценными заменителями антифрикционных сплавов (оловянистых бронз, баббитов и др.). Например, полиамидные подшипники скольжения длительное время могут работать без смазки;

- высокие теплоизоляционные свойства (низкая теплопроводность). Все пластмассы, как правило, плохо проводят теплоту, а теплопроводность таких теплоизоляторов, как пено- и поропласты, почти в 10 раз меньше, чем у обычных пластмасс;

- стойкость к резким сменам температуры, в частности, стабильность размеров;

- высокие адгезионные свойства;

- высокая эластичность;

- оптической прозрачностью;

- разнообразие цветовой гаммы (не требуют окраски);

- хорошие технологические свойства. Изделия из пластмасс изготавливают способами безотходной технологии (без снятия стружки) – литьем, прессованием, формованием с применением невысоких давлений или в вакууме; простота формирования изделий; меньшие затраты энергии для переработки, чем металлические материалы;

- легко обрабатываются: их легко пилить, строгать, сверлить, придавая им разнообразную форму.

Недостатком большинства пластмасс является их невысокая теплостойкость (до 100 – 120°C). В настоящее время верхний температурный предел для некоторых видов поднялся до 300–400°C. Пластмассы могут работать при умеренно низких температурах (до –70°C), а в отдельных случаях – при криогенных температурах. Недостатками пластмасс также являются их низкая твердость, склонность к старению, ползучесть, нестойкость к большим статическим и динамическим нагрузкам.

Однако положительные свойства значительно превосходят их недостатки, что обуславливает высокие темпы роста ежегодного производства пластмасс.

5. Классификация пластмасс

Пластмассы различаются.

1. В зависимости от состава различают:

- омополимеры;
- сополимеры;
- элементоорганические

2. По строению макромолекул:

- линейная неразветвленная;
- разветвленную;
- сшитая;
- сетчатая;
- паркетная;
- сшитая трехмерно-объемная, с густой сеткой поперечных химических связей.

3. По способу получения на изготовленные:

- полимеризацией
- поликонденсацией

4. По поведению при тепловой обработке:

- термопластичные (термопласты).

- термореактивные (реактопласты).

5. По физико-механическим свойствам пластические массы делят на две основные группы:

- эластики.
- пластики.

Пластики в зависимости от модуля упругости и упругих деформаций подразделяются на:

- Жесткие пластмассы.
- Полужесткие пластмассы.
- Мягкие пластмассы.

6. По композиционному составу различают два вида пластмасс:

- Ненаполненные пластмассы.
- Наполненные пластмассы.
- Газонаполненные.

7. По виду наполнителя пластмассы подразделяют на:

- пресс-порошки,
- волокниты,
- слоистые пластики.

8. По назначению и отличительным признакам пластмассы бывают:

- Пластмассы общего назначения.
- Высокопрочные пластмассы.
- Антикоррозионные пластмассы.
- Прозрачные пластмассы.
- Морозостойкие пластмассы.
- Теплостойкие пластмассы.
- Электроизоляционные пластмассы.
- Теплоизоляционные пластмассы.

Лабораторно-практическое занятие №34
Тема «Распознавание пластмасс».

Учебная цель: практически познакомиться с проведением качественных реакций на распознавание представителей пластмасс.

Учебные задачи:

1. Провести эксперимент, соблюдая правила по технике безопасности.
2. Записать результаты наблюдений и уравнения химических реакций в молекулярном виде.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Образцы пластмасс под номерами, спиртовка, спички, стеклянные палочки, тигельные щипцы, асбестовые сетки, жестяная пластинка, фарфоровая чашка, штатив пробирочный, пробирки, ацетон, дихлорэтан.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Выданы четыре пакетика с образцами пластмасс (без надписей):

Вариант 1

- а) фенопласт;
- б) целлулоид;
- в) полиэтилен;
- г) капрон.

Вариант 2

- а) поливинилхлорид;
- б) полистирол;
- в) полиметилметакрилат;
- г) целлулоид.

Определите по характерным свойствам, какая пластмасса находится в каждом из пакетиков.

Задание № 1. Исследуйте выданные образцы пластмасс по внешнему виду, сравните с данными таблицы «Распознавание пластмасс» и занесите свои наблюдения в отчёт о проделанной работе.

Задание № 2. Исследуйте выданные образцы пластмасс по отношению пластмасс к нагреванию, сравните с данными таблицы «Распознавание пластмасс» и занесите свои наблюдения в отчёт о проделанной работе.

Задание № 3. Исследуйте выданные образцы пластмасс по отношению пластмасс к характеру горения, сравните с данными таблицы «Распознавание пластмасс» и занесите свои наблюдения в отчёт о проделанной работе.

Задание № 4. Исследуйте выданные образцы пластмасс по отношению пластмасс к действию растворителей (**а.** ацетон, **б.** дихлорэтан), сравните с данными таблицы «Распознавание пластмасс» и занесите свои наблюдения в отчёт о проделанной работе.

Сделайте выводы: под каким номером образец какой пластмассы находится.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните **опыт № 1. Исследование по внешнему виду.**

Распознавание пластмасс следует начать с внешнего осмотра (цвет, твёрдость, эластичность и т. д.) Обратите внимание на то, что образцы из полиэтилена жирны на ощупь, полупрозрачны, эластичны, механически прочны, могут иметь различную окраску. Образцы из поливинилхлорида эластичны, механически прочны, могут иметь различную окраску. Полистирольные образцы прозрачны, хрупки, различной окраски. Образцы из орг. стекла прозрачны, жестки, различной окраски, механически прочны. Фенолформальдегидные пластмассы тёмных тонов (от коричневого цвета до чёрного), жестки, прочны. Изделия из целлулоида эластичны, различной окраски, имеют характерный рисунок (под мрамор, малахит). Данные эксперимента сравните с данными таблицы «Распознавание пластмасс».

3. Выполните **опыт №2. Отношение к нагреванию.**

Жестяную пластину с образцом полимера подержите с помощью тигельных щипцов над пламенем спиртовки. Нагревание образца ведите несколько секунд. Затем стеклянной палочкой попытайтесь изменить его форму. После остужения можно снова нагреть этот образец и снова изменить его форму. Данные эксперимента сравните с данными таблицы «Распознавание пластмасс».

4. Выполните **опыт №3. Характер горения.**

Кусочек образца пластмассы внесите тигельными щипцами в пламя спиртовки. Когда образец загорится, выньте его из пламени и подержите над жестяной пластиной. Продолжает ли он гореть вне пламени? Каким пламенем горит? Погасите пламя, если обильно выделяется копоть. Данные эксперимента сравните с данными таблицы «Распознавание пластмасс».

5. Выполните **опыт №4. Отношение к действию растворителей.**

- а) В пробирку налейте 2 мл раствора ацетона и добавьте кусочек образца пластмассы.
- б) В пробирку налейте 2 мл раствора дихлорэтана и добавьте кусочек образца пластмассы.

Понаблюдайте за результатом: растворяется, не растворяется или набухает. Данные эксперимента сравните с данными таблицы «Распознавание пластмасс».

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Чем принципиально отличаются реакции полимеризации и поликонденсации?
2. Как пластмассы разделяются по отношению к нагреванию?

3. Какие преимущества у пластмасс перед металлами?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполните опыты, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу. Составьте уравнение реакций.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №34 «Определение пластмасс».

Учебная цель: при помощи характерных действий и химических реакций решить экспериментальные задачи с использованием органических веществ.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

№ образца	Внешний вид пластмассы	Отношение к нагреванию	Характер горения	Действие растворителей		Название пластмассы
				ацетон	дихлорэтан	

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <https://sites.google.com/site/himulacom/zvonok-na-urok/10-klass---tretij-god-obucenia/urok-no64-prakticeskaa-rabota-no-6-raspoznvanie-plastmass-i-volon>

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

Пластмассы являются одним из самых распространенных искусственных, отсутствующих в природе и потому получаемых в процессе химической обработки, материалов, появление которых относится к 20 веку, веку бурного развития новых технологий. Их распространенность, применение обусловлено рядом их специфических свойств. Например, их широкое применение в машиностроении, промышленности

позволяет экономить расход дорогих цветных металлов, снижать массу изделий, повышать их долговечность, снизить трудоемкость продукции. Одним из преимуществ является также возможность не разделения процессов изготовления продукции путем совмещения процессов формообразования заготовки и получения готовых деталей. Процесс обработки является высоко автоматизированным, с незначительным уровнем механической доработки.

Пластмассы также широко используют в практике строительства. Этому способствуют их свойства. Их используют как самостоятельные строительные изделия, так и в сочетании с бетоном, керамикой, стеклом, деревом и т. д. Использование пластмасс позволяет существенно снизить вес конструкций, повысить индустриальность строительных работ, сократить трудовые затраты, снизить стоимость строительства, добиться значительной экономии цветных и черных металлов, древесины и других дефицитных материалов.

Пластмассы (или пластические массы) – это композиционные материалы на основе природных или искусственных полимеров, обладающие текучестью (пластичностью) и способные при нагревании под давлением принимать заданную форму и устойчиво сохранять ее после охлаждения, т.е. обладающие пластическими свойствами в условиях переработки и не обладающие этими свойствами в условиях эксплуатации. Таким образом, при обычных температурах пластмассы представляют собой твердые, упругие тела.

Получение полимеров основано на реакциях полимеризации, поликонденсации и обменного взаимодействия полимеров с другими веществами.

Способ производства полимера определяет строение его молекул, среднюю молекулярную массу (M), количество остаточных примесей и таким образом влияет на комплекс свойств материала.

По химической стойкости пластмассы не имеют себе равных среди металлов. Они устойчивы не только к действию влаги воздуха, но и таких сильнодействующих химических веществ, как кислоты и щелочи.

Обычно пластмассы являются диэлектриками. Отдельные сорта пластмасс представляют собой лучшие диэлектрики из всех известных в современной технике.

В настоящее время известен целый ряд пластмасс, обладающих значительной тепло- и морозостойкостью, что позволяет применять их для изготовления изделий, работающих в широком интервале температур.

По своим антифрикционным свойствам многие пластмассы значительно превосходят лучшие антифрикционные сплавы металлов. Многие типы пластмасс при использовании их для подшипников не требуют смазки, другие же могут «смазываться» просто водой.

Наряду с большой механической прочностью некоторые виды пластмасс обладают прекрасными оптическими свойствами.

Обычно пластмассы имеют твердую, блестящую поверхность, не нуждающуюся в полировке, лакировке или поверхностной окраске. Внешний вид их не изменяется от обычных атмосферных воздействий.

Для пластмасс характерны следующие свойства:

- низкая плотность (малый вес) (обычно $1,0\text{--}1,8\text{ г/см}^3$, в некоторых случаях до $0,02\text{--}0,04\text{ г/см}^3$);
- высокая коррозионная стойкость. Пластмассы не подвержены электрохимической коррозии, на них не действуют слабые кислоты и щелочи. Есть пластмассы, стойкие к действию концентрированных кислот и щелочей, некоторые пластмассы по химической стойкости превосходят золото и платину. Большинство пластмасс безвредны в санитарном отношении;
- устойчивость к атмосферным воздействиям;
- высокие диэлектрические свойства;

- хорошая окрашиваемость в любые цвета. Некоторые пластмассы могут быть изготовлены прозрачными, не уступающими по своим оптическим свойствам стеклам;
- механические свойства широкого диапазона. В зависимости от природы выбранных полимеров и наполнителей пластмассы могут быть твердыми и прочными или же гибкими и упругими. Ряд пластиков по своей механической прочности превосходит чугун и бронзу. При одной и той же массе пластмассовая конструкция может по прочности соответствовать стальной;
- антифрикционные свойства. Пластмассы могут служить полноценными заменителями антифрикционных сплавов (оловянистых бронз, баббитов и др.). Например, полиамидные подшипники скольжения длительное время могут работать без смазки;
- высокие теплоизоляционные свойства (низкая теплопроводность). Все пластмассы, как правило, плохо проводят теплоту, а теплопроводность таких теплоизоляторов, как пено- и поропласты, почти в 10 раз меньше, чем у обычных пластмасс;
- стойкость к резким сменам температуры, в частности, стабильность размеров;
- высокие адгезионные свойства;
- высокая эластичность;
- оптической прозрачностью;
- разнообразие цветовой гаммы (не требуют окраски);
- хорошие технологические свойства. Изделия из пластмасс изготавливают способами безотходной технологии (без снятия стружки) – литьем, прессованием, формованием с применением невысоких давлений или в вакууме; простота формирования изделий; меньшие затраты энергии для переработки, чем металлические материалы;
- легко обрабатываются: их легко пилить, строгать, сверлить, придавая им разнообразную форму.

Недостатком большинства пластмасс является их невысокая теплостойкость (до 100 – 120°C). В настоящее время верхний температурный предел для некоторых видов поднялся до 300–400°C. Пластмассы могут работать при умеренно низких температурах (до –70°C), а в отдельных случаях – при криогенных температурах. Недостатками пластмасс также являются их низкая твердость, склонность к старению, ползучесть, нестойкость к большим статическим и динамическим нагрузкам.

Однако положительные свойства значительно превосходят их недостатки, что обуславливает высокие темпы роста ежегодного производства пластмасс.

5. Классификация пластмасс

Пластмассы различаются.

1. В зависимости от состава различают:

- омополимеры;
- сополимеры;
- элементоорганические

2. По строению макромолекул:

- линейная неразветвленная;
- разветвленную;
- сшитая;
- сетчатая;
- паркетная;

- сшитая трехмерно-объемная, с густой сеткой поперечных химических связей.

3. По способу получения на изготовленные:

- полимеризацией
- поликонденсацией

4. По поведению при тепловой обработке:

- термопластичные (термопласты).
- термореактивные (реактопласты).

5. По физико-механическим свойствам пластические массы делят на две основные группы:

- эластики,
- пластики.

Пластики в зависимости от модуля упругости и упругих деформаций подразделяются на:

- Жесткие пластмассы.
- Полужесткие пластмассы.
- Мягкие пластмассы.

6. По композиционному составу различают два вида пластмасс:

- Ненаполненные пластмассы.
- Наполненные пластмассы.
- Газонаполненные.

7. По виду наполнителя пластмассы подразделяют на:

- пресс-порошки,
- волокниты,
- слоистые пластики.

8. По назначению и отличительным признакам пластмассы бывают:

- Пластмассы общего назначения.
- Высокопрочные пластмассы.
- Антикоррозионные пластмассы.
- Прозрачные пластмассы.
- Морозостойкие пластмассы.
- Теплостойкие пластмассы.
- Электроизоляционные пластмассы.
- Теплоизоляционные пластмассы.

Таблица РАСПОЗНАВАНИЕ ПЛАСТМАСС

№	Название пластмасс	Внешние признаки	Характер горение	Отношен нагрева
1	Полиэтилен	Внешне сходен с парафином. Мягкий, эластичный материал. Тонкие плёнки прозрачные. Цвет различный.	Горит синеватым пламенем, распространя слабый запах горящего парафина. При горении отделяются капли полиэтилена. Вне племени продолжает гореть.	Размягча можно выт нить.
2	Поливинилхлорид	Относительно мягкий. При пониженной температуре становится твёрдым и хрупким. Цвет различный.	Горит коптящим пламенем, вне пламени не горит.	Размягчае 50-60°, в разлагаетс 120°)
3	Полистирол	Твёрдый, хрупкий, почти прозрачный или непрозрачный. Цвет различный.	Горит коптящим пламенем, распространя специфический запах. Вне пламени продолжат гореть.	Размягча легко мо вытянуть
4	Полиметилметакрилат	Относительно твёрдый, прозрачный	Горит желтым с синей каймой у краёв пламенем, с характерным потрескиванием, распространя резкий запах.	Размягча
5	Целлулоид	Эластичный, относительно мягкий, прозрачный материал	Горит очень быстро, оставляя следы золы	Разлагаю
6	Фенолформальдегидн ые смолы (фенопласты)	Твёрдый, хрупкий материал тёмного цвета с блестящей поверхностью.	Горят, распространя запах фенола, вне пламени постепенно гаснут.	Разлагаю
7	Мочевиноформальдеги дные смолы (аминопласты)	Твёрдый, хрупкий материал различного цвета	Почти не горят, обугливаются, распространя резкий запах.	Разлагаю

Лабораторно-практическое занятие №35

Тема «Знакомство с образцами волокон».

Учебная цель: ознакомить на основе коллекционного материала с образцами волокон, их применением.

Учебные задачи:

1. Ознакомиться с коллекциями с образцами волокон.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Коллекция «Волокна».

Задания для лабораторно-практического занятия:

Рассмотрите выданные коллекции с образцами волокон. Охарактеризуйте их свойства и области применения.

Можно использовать коллекцию интернет-ресурса. Виртуальная лаборатория: http://www.virtulab.net/index.php?option=com_content&view=article&id=285:2009-11-14-22-37-18&catid=57:2009-11-14-21-25-00&Itemid=108

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, рассмотрите выданную коллекцию с образцами волокон.
2. Охарактеризуйте свойства этих продуктов и области их применения.
3. Работу со следующим образцом следует начинать только после полного разбора предыдущего.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Рассмотрите образец № 1.
2. Охарактеризуйте его по разным признакам.
3. Запишите его состав, свойства и применение в таблицу для отчёта.
4. По аналогии проведите работу с другими образцами из коллекции.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какие вещества можно отнести к волокнам?
2. На какие группы можно подразделить волокна?
3. Какие волокна нашли широкое промышленное применение?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.

2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Рассмотрите коллекцию «Волокна».
4. Запишите предложенные для работы образцы волокон.
5. Данные наблюдений занесите в таблицу.
6. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №35 «Знакомство с образцами волокон».

Учебная цель: ознакомить на основе коллекционного материала с образцами волокон, их применением.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

Образцы	Физические свойства	Применение

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М.,2005.
2. http://ami-tex.ru/stati3/novosti_na_glavnoj/klassifikaciya_volokon

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

В зависимости от происхождения текстильные волокна делят на натуральные и химические.

К натуральным относятся волокна, создаваемые самой природой, без участия человека. Они могут быть растительного, животного или минерального происхождения и состоят из веществ, которые относятся к природным полимерам. Это целлюлоза у растительных волокон и белки у волокон животного происхождения.

Химические волокна подразделяют на искусственные и синтетические.

Искусственные волокна получают путем химической переработки природных полимеров растительного и животного происхождения, из отходов целлюлозного производства и пищевой промышленности. Сырьем для них служат древесина, семена, молоко и т.п. Наибольшее применение в швейной промышленности имеют текстильные материалы на основе искусственных целлюлозных волокон, таких как вискозное, полинозное, медно-аммиачное, триацетатное, ацетатное.

Синтетические волокна получают путем химического синтеза полимеров, т.е. создания имеющих сложную молекулярную структуру веществ из более простых, чаще всего из продуктов переработки нефти и каменного угля. Это полиамидные, полиэфирные, полиуретановые волокна, а также полиакрилонитрильные (ПАН), поливинилхлоридные (ПВХ), поливинилспиртовые, полиолефиновые.

Основные вещества, составляющие волокна, в подавляющем большинстве относятся к органическим высокомолекулярным соединениям. Главные особенности строения этих веществ:

- молекулы состоят из большого числа (сотни и тысячи) атомов, связанных между собой основными химическими связями. Подобные молекулы называются макромолекулами;
- макромолекулы состоят из большого числа повторяющихся звеньев. Число, которым выражается количество повторяющихся звеньев, называется коэффициентом полимеризации. Он может иметь величину от нескольких сотен до нескольких десятков тысяч;
- число звеньев у отдельных макромолекул того же химического состава может существенно колебаться.

Особенностями строения высокомолекулярных соединений объясняется ряд особенностей их свойств. Так, например, ввиду больших молекулярных масс невозможен их переход в газообразное состояние, а их растворы имеют большую вязкость. Высокомолекулярные соединения не имеют отчетливо выраженной температуры плавления.

Синтез высокомолекулярных соединений представляет собой процесс соединения с помощью химических связей многих молекул низкомолекулярных соединений (мономеров) в единую молекулу.

Известны два вида реакций, при которых образуются высокомолекулярные соединения: реакция полимеризации и реакция поликонденсации. При полимеризации элементарный состав полученных и исходных веществ одинаков, а при реакции поликонденсации — существенно отличен, так как в этом случае реакция идет с одновременным выделением каких-либо простых веществ, например воды, аммиака и др. В реакции полимеризации и поликонденсации может вступать ограниченное число органических низкомолекулярных соединений, и то при определенных условиях.

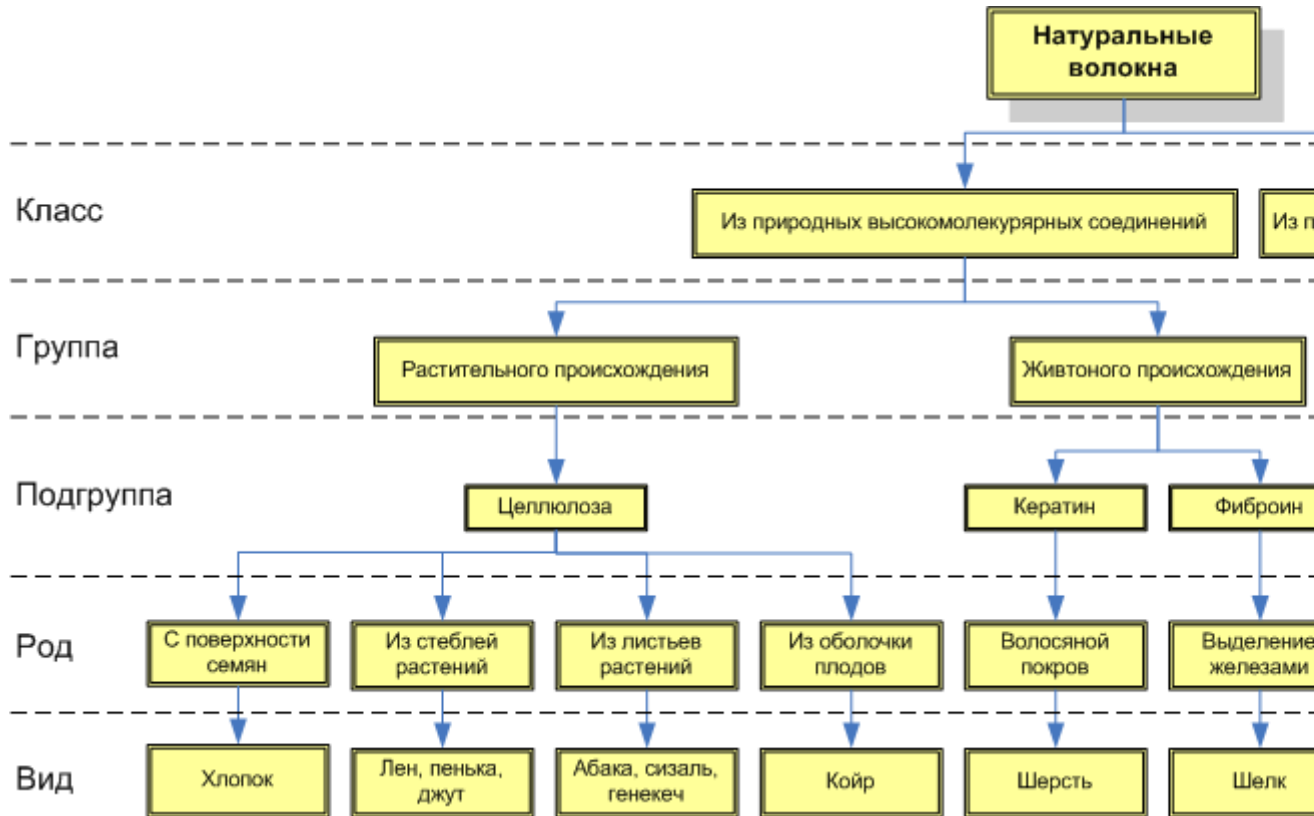
Большинство текстильных волокон состоит из веществ, макромолекулы которых имеют линейную структуру, т. е. когда каждое звено связано только с двумя соседними звеньями. Если "А" и "В" — звенья разного химического состава, то линейную структуру можно изобразить следующим образом: для простого полимера -А-А-А-А-А-А- для сополимера регулярной структуры -А-В-А-В--А-В-

для сополимера нерегулярной структуры -А-В-В-А--В-А-А-В-

для блок-сополимера -А-А-А-В-В-В- Согласно современным представлениям, макромолекулы полимера — это длинные гибкие образования, в которых отдельные повторяющиеся звенья соединены между собой химическими связями, причем отдельные группы в звеньях могут вращаться относительно этих связей и тем самым макромолекулы могут принимать различную изогнутую форму как в растворе, так и в твердом состоянии.

Классификация волокон

Классификация натуральных волокон представлена на рисунке, где указано происхождение химического соединения из которого состоит волокно (класс и группа), название полимера (подгруппа), происхождение волокна (род) и вид волокна.

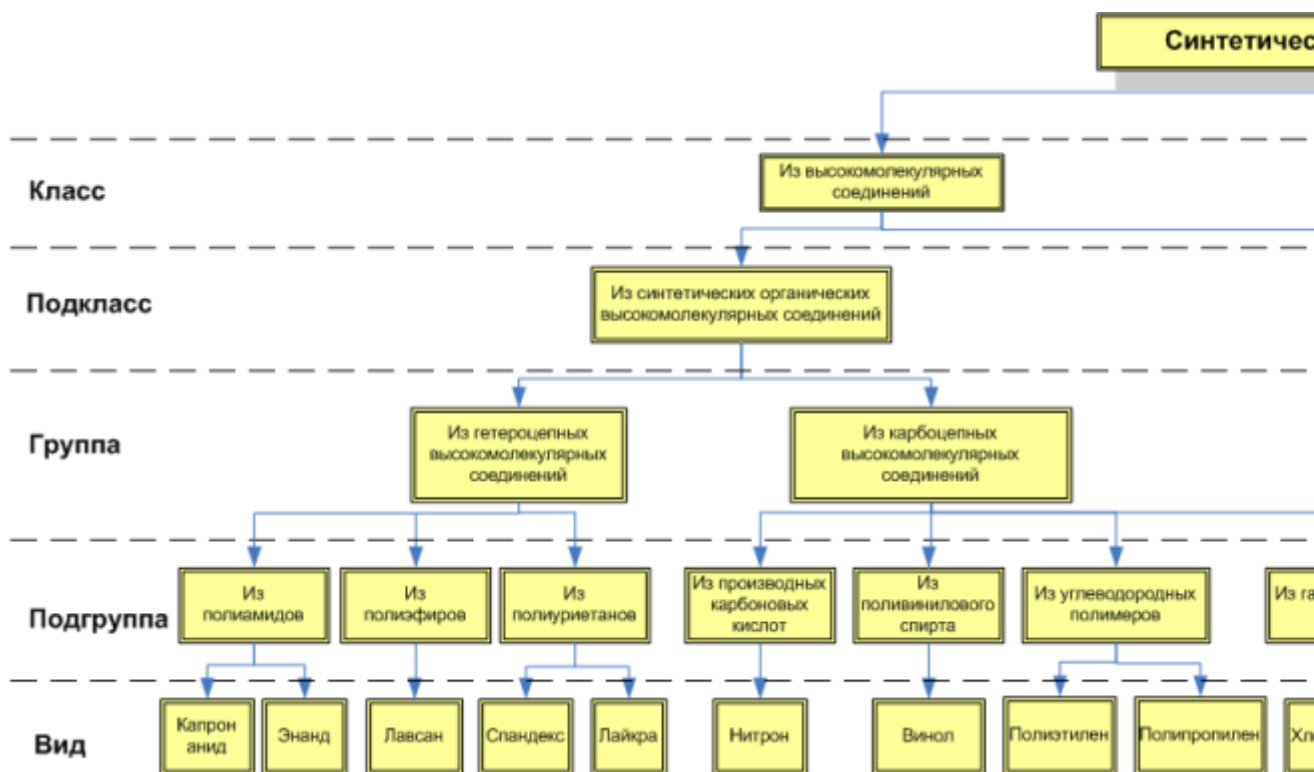


Таким образом, натуральные волокна могут быть растительного, животного или минерального происхождения. В последнем случае по химическому составу асбест представляет собой водные силикаты магния, железа, кальция, и залегает в горных породах в виде жил и прожилок. Его волокна, прилегая друг к другу, образуют плотную компактную массу, которая после расщепления превращается в асбестовое волокно.

Искусственные волокна в основном получают из органических высокомолекулярных соединений, имеющих в природе в готовом виде. Классификация этих волокон представлена на рисунке.



В особенно большой класс объединены синтетические волокна, т.е. волокна, которые получают из высокомолекулярных соединений, синтезируемых с помощью реакции полимеризации и поликонденсации из низкомолекулярных органических соединений, сырьем для которых являются продукты переработки нефти и каменного угля. Таких соединений существует очень много, но широкое промышленное применение получило небольшое количество волокон.



Химическая промышленность выпускает следующие виды продукции: жгут, волокна, монопилиты и комплексные нити. Жгут состоит из большого количества элементарных

нитей (10 — 15 тыс.) и используется для получения волокон (для этого жгут разрезают или разрывают на отрезки заданной длины).

Лабораторно-практическое занятие №36

Тема «Распознавание волокон».

Учебная цель: практически познакомиться с проведением качественных реакций на распознавание представителей волокон.

Учебные задачи:

1. Провести эксперимент, соблюдая правила по технике безопасности.
2. Записать результаты наблюдений и уравнения химических реакций в молекулярном виде.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Образцы волокон и образцами тканей под номерами, спиртовка, спички, стеклянные палочки, тигельные щипцы, асбестовые сетки, жестяная пластинка, фарфоровая чашка, штатив пробирочный, пробирки, синяя и красная лакмусовые бумаги, раствор HNO_3 , раствор H_2SO_4 , раствор KOH , ацетон.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Выданы четыре пакетика с образцами волокон или образцами тканей (без надписей):

Вариант 1

- а) вискозное волокно;
- б) нитрон;
- в) шерсть;
- г) лавсан.

Вариант 2

- а) хлопчатобумажное волокно;
- б) ацетатное волокно;
- в) хлорин;
- г) капрон.

Определите по характерным свойствам, какое волокно или какая ткань находится в каждом из пакетиков.

Задание № 1. Исследуйте выданные образцы волокон или образцы тканей по отношению к горению и продуктам, им образованным, сравните с данными таблицы «Распознавание волокон» и занесите свои наблюдения в отчёт о проделанной работе.

Задание № 2. Исследуйте выданные образцы волокон или образцы тканей к разложению нагреванием, сравните с данными таблицы «Распознавание волокон» и занесите свои наблюдения в отчёт о проделанной работе.

Задание № 3. Исследуйте выданные образцы волокон или образцы тканей по отношению к действию кислот и щелочи (**а.** HNO_3 , **б.** H_2SO_4 , **в.** KOH), сравните с данными

таблицы «Распознавание пластмасс» и занесите свои наблюдения в отчёт о проделанной работе.

Задание № 4. Исследуйте выданные образцы волокон или образцы тканей по отношению к действию растворителей (ацетона), сравните с данными таблицы «Распознавание волокон» и занесите свои наблюдения в отчёт о проделанной работе.

Сделайте выводы: под каким номером образец какого волокна или образец какой тканей находится.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните **опыт № 1. Процесс горения и продукты сжигания.**

Анализ волокна или образца ткани начинают с испытания путём сжигания. Пучок волокна или кусочек ткани тигельными щипцами внесите в пламя. Как только он загорится, уберите его из пламени и тщательно рассмотрите. Если волокно (или ткань) перестанет гореть, его снова зажигают. При этом необходимо проследить:

- а) с какой скоростью происходит горение,
- б) запах продуктов горения,
- в) характер остатка после горения.

Данные эксперимента сравните с данными таблицы «Распознавание волокон».

3. Выполните **опыт №2. Реакции на продукты разложения.**

Кусочек образца волокна или образца ткани положите в фарфоровую чашку и поместите в пламя спиртовки. Нагревание образца ведите до его разложения. Затем исследуйте остатки разложения намоченной лакмусовой бумажкой синего и красного цвета. Данные эксперимента сравните с данными таблицы «Распознавание волокон».

4. Выполните **опыт №3. Отношение к кислотам и щёлочи.**

а) В пробирку налейте 2 мл раствора HNO_3 и добавьте кусочек образца волокна или образца ткани.

б) В пробирку налейте 2 мл раствора H_2SO_4 и добавьте кусочек образца волокна или образца ткани.

в) В пробирку налейте 2 мл раствора KOH и добавьте кусочек образца волокна или образца ткани.

Понаблюдайте за результатом реакций. Данные эксперимента сравните с данными таблицы «Распознавание волокон».

5. Выполните **опыт №4. Отношение к действию растворителей.**

а) В пробирку налейте 2 мл раствора ацетона и добавьте кусочек образца волокна или образца ткани.

Понаблюдайте за результатом: растворяется или не растворяется. Данные эксперимента сравните с данными таблицы «Распознавание волокон».

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Что собой представляют волокна?
2. Какие волокна относятся к природным волокнам?
3. Какие волокна относятся к искусственным волокнам?
4. Какие волокна относятся к синтетическим волокнам?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполните опыты, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №34 «Определение волокон».

Учебная цель: при помощи характерных химических реакций решить экспериментальные задачи с использованием органических веществ.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.
4.

№ образца волокна	Характер горения.	Реакции на продукты разложения	Действие кислот и щелочей при 18 – 20°			Действие растворителей (ацетон)	Название волокна
			HNO ₃	H ₂ SO ₄	KOH		

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. <https://sites.google.com/site/himulacom/zvonok-na-urok/10-klass---tretij-god-obucenia/urok-no64-prakticeskaa-rabota-no-6-raspoznvanie-plastmass-i-volon>
3. http://ami-tex.ru/stati3/novosti_na_glavnoj/klassifikaciya_volon

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

В зависимости от происхождения текстильные волокна делят на натуральные и химические.

К натуральным относятся волокна, создаваемые самой природой, без участия человека. Они могут быть растительного, животного или минерального происхождения и состоят из веществ, которые относятся к природным полимерам. Это целлюлоза у растительных волокон и белки у волокон животного происхождения.

Химические волокна подразделяют на искусственные и синтетические.

Искусственные волокна получают путем химической переработки природных полимеров растительного и животного происхождения, из отходов целлюлозного производства и пищевой промышленности. Сырьем для них служат древесина, семена, молоко и т.п. Наибольшее применение в швейной промышленности имеют текстильные материалы на основе искусственных целлюлозных волокон, таких как вискозное, полинозное, медно-аммиачное, триацетатное, ацетатное.

Синтетические волокна получают путем химического синтеза полимеров, т.е. создания имеющих сложную молекулярную структуру веществ из более простых, чаще всего из продуктов переработки нефти и каменного угля. Это полиамидные, полиэфирные, полиуретановые волокна, а также полиакрилонитрильные (ПАН), поливинилхлоридные (ПВХ), поливинилспиртовые, полиолефиновые.

Основные вещества, составляющие волокна, в подавляющем большинстве относятся к органическим высокомолекулярным соединениям. Главные особенности строения этих веществ:

- молекулы состоят из большого числа (сотни и тысячи) атомов, связанных между собой основными химическими связями. Подобные молекулы называются макромолекулами;
- макромолекулы состоят из большого числа повторяющихся звеньев. Число, которым выражается количество повторяющихся звеньев, называется коэффициентом полимеризации. Он может иметь величину от нескольких сотен до нескольких десятков тысяч;
- число звеньев у отдельных макромолекул того же химического состава может существенно колебаться.

Особенностями строения высокомолекулярных соединений объясняется ряд особенностей их свойств. Так, например, ввиду больших молекулярных масс невозможен их переход в газообразное состояние, а их растворы имеют большую вязкость. Высокомолекулярные соединения не имеют отчетливо выраженной температуры плавления.

Синтез высокомолекулярных соединений представляет собой процесс соединения с помощью химических связей многих молекул низкомолекулярных соединений (мономеров) в единую молекулу.

Известны два вида реакций, при которых образуются высокомолекулярные соединения: реакция полимеризации и реакция поликонденсации. При полимеризации элементарный состав полученных и исходных веществ одинаков, а при реакции поликонденсации — существенно отличен, так как в этом случае реакция идет с одновременным выделением каких-либо простых веществ, например воды, аммиака и др. В реакции полимеризации и поликонденсации может вступать ограниченное число органических низкомолекулярных соединений, и то при определенных условиях.

Большинство текстильных волокон состоит из веществ, макромолекулы которых имеют линейную структуру, т. е. когда каждое звено связано только с двумя соседними

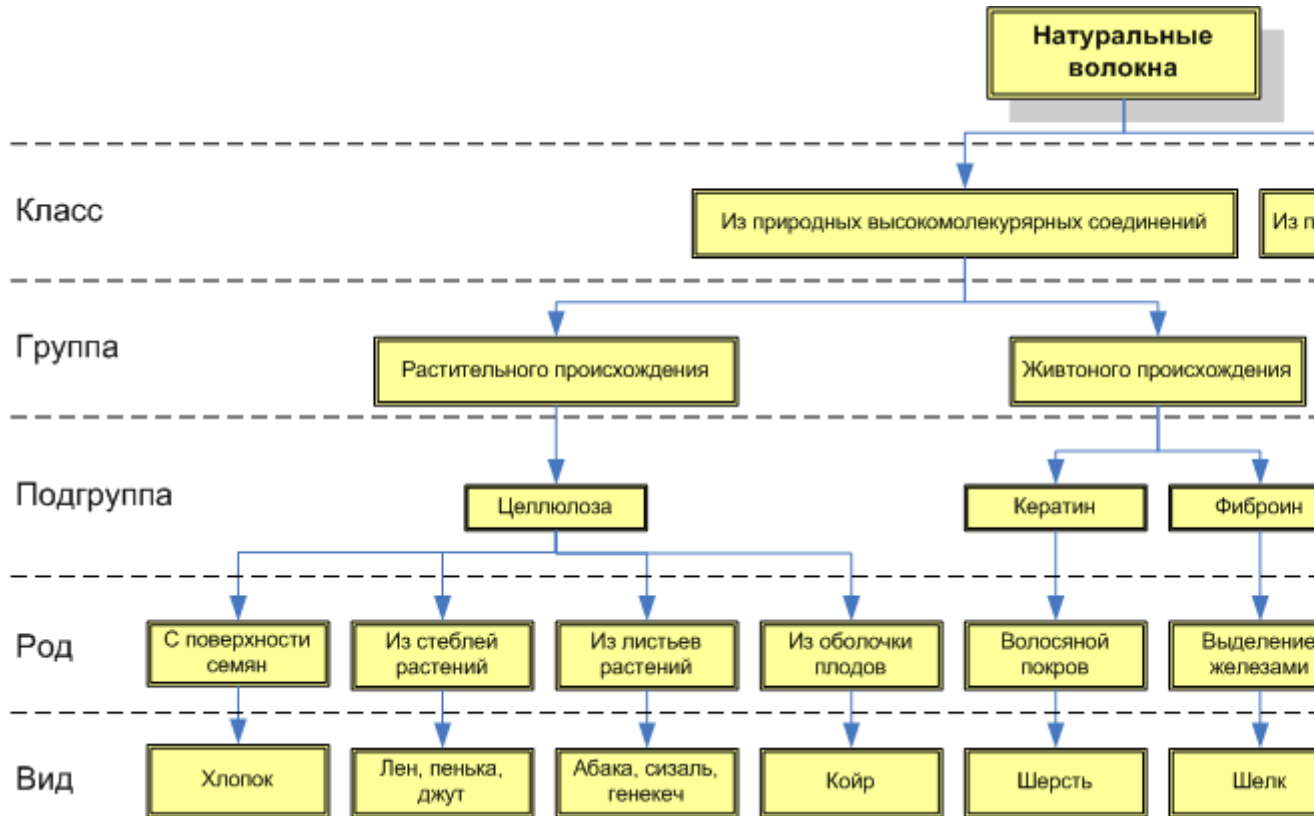
звеньями. Если "А" и "В" — звенья разного химического состава, то линейную структуру можно изобразить следующим образом: для простого полимера -А-А-А-А-А-А- для сополимера регулярной структуры -А-В-А-В--А-В-

для сополимера нерегулярной структуры -А-В-В-А--В-А-А-В-

для блок-сополимера -А-А-А-В-В-В- Согласно современным представлениям, макромолекулы полимера — это длинные гибкие образования, в которых отдельные повторяющиеся звенья соединены между собой химическими связями, причем отдельные группы в звеньях могут вращаться относительно этих связей и тем самым макромолекулы могут принимать различную изогнутую форму как в растворе, так и в твердом состоянии.

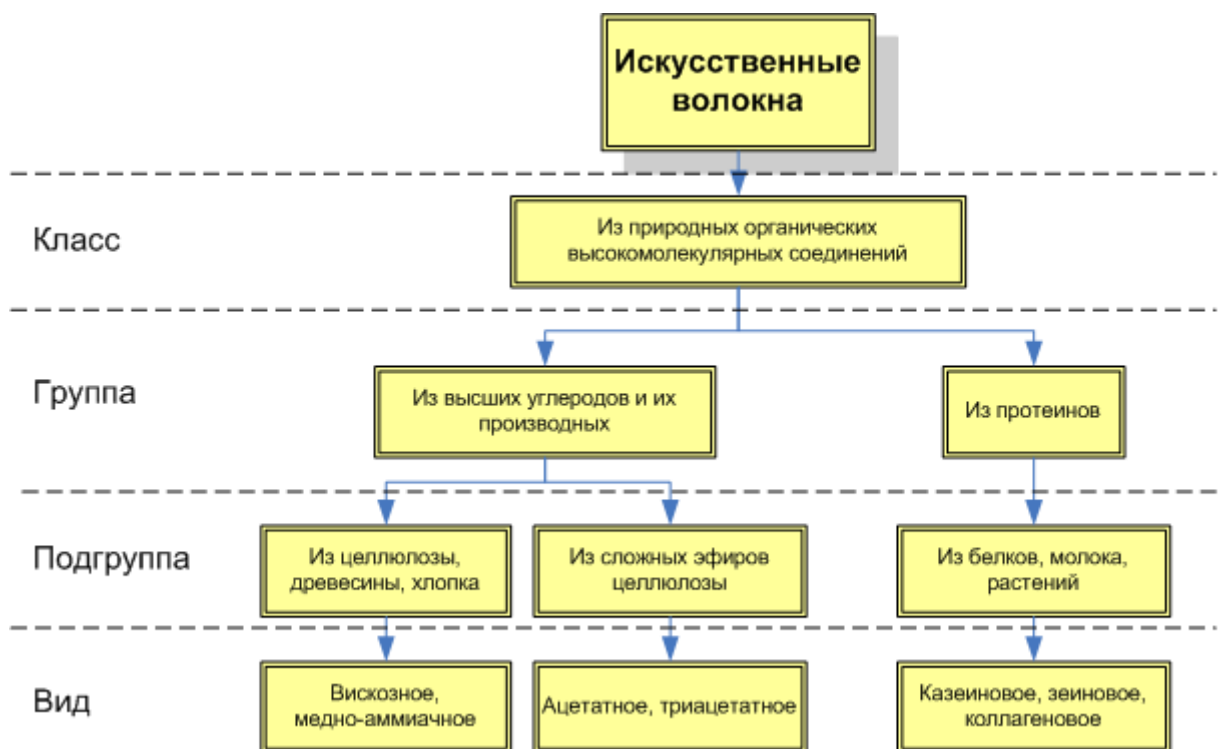
Классификация волокон

Классификация натуральных волокон представлена на рисунке, где указано происхождение химического соединения из которого состоит волокно (класс и группа), название полимера (подгруппа), происхождение волокна (род) и вид волокна.

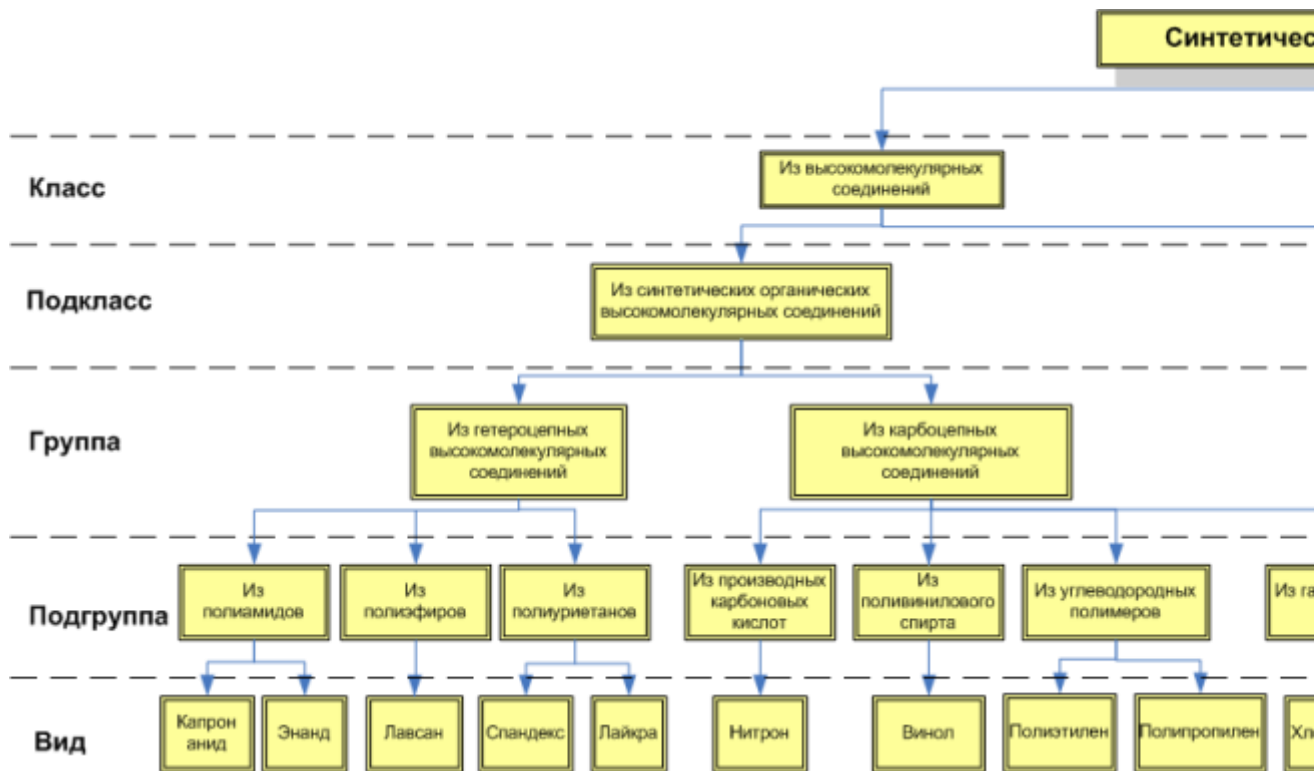


Таким образом, натуральные волокна могут быть растительного, животного или минерального происхождения. В последнем случае по химическому составу асбест представляет собой водные силикаты магния, железа, кальция, и залегает в горных породах в виде жил и прожилок. Его волокна, прилегая друг к другу, образуют плотную компактную массу, которая после расщепления превращается в асбестовое волокно.

Искусственные волокна в основном получают из органических высокомолекулярных соединений, имеющих в природе в готовом виде. Классификация этих волокон представлена на рисунке.



В особенно большой класс объединены синтетические волокна, т.е. волокна, которые получаются из высокомолекулярных соединений, синтезируемых с помощью реакции полимеризации и поликонденсации из низкомолекулярных органических соединений, сырьем для которых являются продукты переработки нефти и каменного угля. Таких соединений существует очень много, но широкое промышленное применение получило небольшое количество волокон.



Химическая промышленность выпускает следующие виды продукции: жгут, волокна, монопилиты и комплексные нити. Жгут состоит из большого количества элементарных

нитей (10 — 15 тыс.) и используется для получения волокон (для этого жгут разрезают или разрывают на отрезки заданной длины).

Таблица РАСПОЗНАВАНИЕ ВОЛОКОН

№	Волокно	Реакции на продукты разложения	Сжигание	Действие кислот и щелочей	
				HNO ₃	H ₂ S
1	Вискозное	Окрашивает синюю лакмусовую бумагу в красный цвет	Горит быстро, с запахом жженой бумаги. После горения остаются следы золы.	Растворяется, образуя бесцветный раствор	Растворяется, образуя бесцветный раствор
2	Ацетатное	Окрашивает синюю лакмусовую бумагу в красный цвет	Горит быстро, образуя нехрупкий спекшийся шарик темно-бурого цвета. Вне пламени не горит.	Растворяется, образуя бесцветный раствор	Растворяется, образуя бесцветный раствор
3	Хлопок (хлопчатобумажная ткань)	Окрашивает синюю лакмусовую бумагу в красный цвет	Горит быстро, с запахом жженой бумаги. После горения остается серый пепел	Растворяется, образуя бесцветный раствор	Растворяется, образуя бесцветный раствор
4	Шерсть Натуральный шелк	Окрашивает красную лакмусовую бумагу в синий цвет	Горят медленно, с запахом жженных перьев. После горения образуется хрупкий шарик черного цвета, растирающийся в порошок	Набухают и окрашиваются в желтый цвет	Разрушаются
5	Капрон	Окрашивает красную лакмусовую бумагу в синий цвет	Горит коптящим пламенем с образованием темного твердого блестящего шарика. При горении распространяется неприятный запах.	Растворяется, давая бесцветный раствор.	
6	Лавсан	На стенках пробирки образуется желтое кольцо	Горит коптящим пламенем с образованием темного твердого блестящего шарика. Вытягиваются нити.	Не растворяется	Растворяется
7	Хлорин	Образующийся хлороводород окрашивает влажную синюю лакмусовую бумагу в красный цвет, даёт осадок с AgNO ₃	Горит небольшим коптящим пламенем, образуя черный хрупкий шарик. Вне пламени не горит.	Не растворяется	Не растворяется
8	Нитрон	Окрашивает красную лакмусовую	Горит, образуя темный рыхлый неблестящий шарик	Не растворяется	Растворяется

		бумагу в синий цвет			
--	--	------------------------	--	--	--

Лабораторно-практическое занятие №37

Тема «Решение задач на распознавание органических веществ»

Учебная цель: практически познакомиться с проведением качественных реакций на распознавание представителей органических соединений важнейшими химическими свойствами глюкозы, сахарозы, крахмала и белков.

Учебные задачи:

1. Провести эксперимент, соблюдая правила по технике безопасности.
2. Записать уравнения химических реакций в молекулярном виде.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Раствор глюкозы, крахмал, сахароза, белок растворы CuSO_4 и NaOH , раствор йода (I_2), азотная кислота; штатив с пробирками, прибор для нагревания, держатель, химическая ложечка, спички.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание № 1. Определите что общего в свойствах глицерина и глюкозой? Что доказывает опыт с глюкозой? Наличие какой функциональной группы доказывают опыты, к какому классу веществ относится глюкоза.

Задание № 2. Определите конечный продукт ферментативного гидролиза крахмала.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните **опыт № 1. 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) Полученный раствор нагрейте. Что наблюдаете?
 - в). Докажите, что сахароза содержит углерод (ваши предложения!).
3. Выполните **опыт №2. Свойства крахмала.**

При помощи шпателя поместите в пробирку крахмал и прилейте 2 мл воды. Содержимое взболтать. Далее вылейте небольшими порциями содержимое пробирки (при помешивании) в стакан с 5-6 мл горячей воды. Полученный крахмальный клейстер – коллоидный раствор - использовать для проведения последующих опытов.

а) **Качественная реакция на крахмал.** К 5-6 каплям крахмального клейстера в пробирке прибавьте каплю спиртового раствора йода.

4. Выполните опыт №3. 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)).

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Какие химические свойства для глюкозы и глицерина являются общими, и чем эти вещества отличаются друг от друга? Напишите уравнения соответствующих реакций.
2. Чем отличается гидролиз белков от гидролиза полисахаридов?
3. Что такое денатурация? Укажите условия денатурации белковых молекул.
4. Какие группы атомов и типы связей наиболее характерны для большинства белковых молекул?
5. Как можно доказать наличие белков в продуктах питания, в шерстяных и шёлковых тканях?
6. Какие вещества образуются при гидролизе белков в организме?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполните опыты, согласно инструкции по выполнению лабораторно-практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу. Составьте уравнение реакций.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №37 «Решение задач на распознавание органических веществ».

Учебная цель: практически познакомиться с важнейшими химическими свойствами глюкозы, сахарозы, крахмала и белков.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
Реакция серебряного зеркала глюкозы Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II)			
Качественная реакция на крахмал			_____
Взаимодействие сахарозы с гидроксидом меди (II)			
Горение сахарозы			
Качественные реакции для белков			

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005.
2. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ дисциплина «Химия» общеобразовательного цикла Составитель: Сидорова Надежда Михайловна, преподаватель государственного профессионального образовательного учреждения «Первомайское многопрофильное училище»

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия

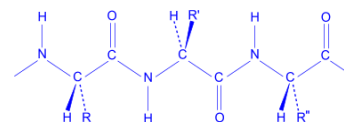
Углеводы – природные соединения. Являясь основным компонентом пищи, углеводы поставляют большую часть энергии, необходимой для жизнедеятельности. Некоторые углеводы входят в состав нуклеиновых кислот, осуществляющих биосинтез белка и передачу наследственных признаков.

Углеводы широко распространены в природе и играют большую роль в биологических процессах живых организмов и человека. К ним относятся, например, виноградный сахар или глюкоза, свекловичный (тростниковый) сахар или сахароза,

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 и т.д. Как видно, 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). При этом в пептидах различают олигопептиды, содержащие в цепи не более 10 аминокислотных остатков, и полипептиды, содержащие до 100 аминокислотных остатков.

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).

Лабораторно-практическое занятие №38

Тема «Решение задач, тестов по органической химии».

Учебная цель: закрепить навыки составления уравнений химических реакций.

Учебные задачи:

1. Повторить знания по теме курса "Органическая химия";
2. Научиться проводить качественные реакции на органические вещества.

Содержание лабораторно-практического занятия:

Обеспеченность лабораторно-практического занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторно-практических занятий по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторно-практических занятий в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Пробирки, штатив для пробирок; растворы: иодида калия, бромида натрия, хлорида натрия, нитрата серебра; индикаторов – лакмус, фенолфталеина, метилоранжа; хлор, медь.

Задания для лабораторно-практического занятия:

Задание №1. Провести качественные реакции на белки.

Задание №2. Провести качественные реакции на глюкозу.

Задание №3. Провести качественные реакции на многоатомные спирты.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторно-практического занятия

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторно-практического занятия, проведите опыты.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Инструкция по выполнению лабораторно-практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. **Опыт №1** Провести качественные реакции на белки.
 - В две пробирки прилейте по 1-2мл растворов яичного белка;
 - В каждую пробирку добавьте несколько капель азотной кислоты и щелочного раствора сульфата меди (II) соответственно ;
 - Заполните таблицу № 1.
3. **Опыт № 2** Провести качественные реакции на глюкозу.
 - В три пробирки прилейте по 1-2 мл раствора глюкозы;
 - В первую и во вторую пробирки добавьте 1-2 мл свежеприготовленного раствора гидроксида меди (II); во вторую – нагрейте на спиртовке, а в третью пробирку – 1-2 мл аммиачного раствора оксида серебра (I) и тоже нагрейте на спиртовке;
 - Заполните таблицу № 2.
4. **Опыт №3** Провести качественные реакции на многоатомные спирты.
 - В пробирку прилейте 1 -2 мл раствора глицерина;

- Добавьте к раствору глицерина 1-2 мл свежеприготовленного раствора гидроксида меди (II);
- Заполните таблицу № 3.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию:

1. Что такое белки, каковы состав и структуры белков?
2. Каковы свойства белков и качественные реакции на них?
3. Что такое углеводы, каково строение молекулы глюкозы?
4. Как строение молекулы глюкозы влияет на её химические свойства?
5. Что такое многоатомные спирты и чем они отличаются от одноатомных спиртов?
6. Как по свойствам можно различить многоатомные и одноатомные спирты между собой?

Порядок выполнения отчёта по лабораторно-практическому занятию

1. В тетради для лабораторно-практических занятий напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию.
3. Выполнив опыты № 1, № 2 и №3 запишите наблюдения и выполните задания.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторно-практического занятия и реализованы ли образовательные результаты.

Образец отчёта по лабораторно-практическому занятию

Лабораторно-практическое занятие №38 «Решение задач, тестов по органической химии».

Учебная цель: закрепить навыки составления уравнений химических реакций.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторно-практическому занятию

1.
2.
3.

Таблица № 1

Название опыта	Что делали? Что наблюдали? Выводы.	Составьте уравнения реакций между веществами
Качественные реакции на белки.		Белок + $\text{HNO}_3 \rightarrow$
		Белок + $\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$

Таблица № 2

Название опыта	Что делали? Что наблюдали? Выводы.	Составьте уравнения реакций между веществами
Качественные реакции на глюкозу.		

Таблица № 3

Название опыта	Что делали? Что наблюдали? Выводы.	Составьте уравнения реакций между веществами
Качественные реакции на многоатомные спирты.		

Вывод: Выполнив задания лабораторно-практического занятия я (см. учебные задачи и образовательные результаты).

Список используемых источников:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2005

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторно-практического занятия