

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«МУРМАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГАОУ ВО «МГТУ»)

«ММРК имени И.И. Месяцева» ФГАОУ ВО «МГТУ»



УТВЕРЖДАЮ
Начальник ММРК имени И.И. Месяцева
ФГАОУ ВО «МГТУ»

И.В. Артеменко

«25» мая 2022 года



МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ

учебного предмета: ОУП.10 Химия

программы подготовки специалистов среднего звена (ППССЗ)

специальности: 35.02.11 Промышленное рыболовство

по программе базовой подготовки

форма обучения: очная

Мурманск
2022

Рассмотрено и одобрено на заседании
Методической комиссией преподавателей
дисциплин профессионального цикла
специальностей отделения Промышленное
рыболовство

Председатель МК
Беляева Е.В.

Разработано
Федеральным государственным
образовательным стандартом среднего
(полного) общего образования,
утвержденным приказом Минобрнауки
России от 17 мая 2012 г. № 413 с
изменениями и дополнениями от 29 июня
2017 г. № 613

Протокол № 9 от «16» мая 2022 г.

Автор (составитель): Беляева Е.В., специалист по учебно-методической работе «ММРК имени И.И. Месяцева» ФГАОУ ВО «МГТУ», преподаватель «ММРК имени И.И. Месяцева» ФГАОУ ВО «МГТУ»

Эксперт (рецензент): Пшекина А.Б., преподаватель «ММРК имени И.И. Месяцева» ФГАОУ ВО «МГТУ»

А. Содержание

А. Содержание.....	3
Пояснительная записка.....	4
Перечень практических и лабораторных работ.....	8
Лабораторная работа № 1.....	10
Лабораторная работа № 2.....	13
Лабораторная работа № 3.....	18
Практическая работа № 1.....	23
Практическая работа № 2.....	26
Практическая работа № 3.....	29
Практическая работа № 4.....	32
Лабораторная работа № 4.....	34
Лабораторная работа № 5.....	37
Лабораторная работа № 6.....	39
Лабораторная работа № 7.....	41
Лабораторная работа № 8.....	43
Практическая работа № 5,6.....	47
Лабораторная работа № 9.....	49

Пояснительная записка.

1.1 Методические указания по практическим и лабораторным работам обучающихся по учебной дисциплине «Химия» разработана в соответствии с составлена в соответствии с ФГОС СОО, утвержденным приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 17 мая 2012 г. N 413 с изменениями и дополнениями от 29 июня 2017 г. №613.

1.2 Цели и задачи практической (лабораторной) работы – целью проведения практических и лабораторных работ является закрепление теоретических знаний и приобретение необходимых практических навыков и умений по отдельным темам курса. Наряду с формированием умений и навыков в процессе лабораторных и практических занятий обобщаются, систематизируются, углубляются и конкретизируются теоретические знания, вырабатывается способность и готовность использовать теоретические знания на практике, развиваются интеллектуальные умения и ключевые компетенции.

1.3 Требования к результатам освоения:

В результате освоения учебной дисциплины обучающийся должен уметь:

- У1 – уверенно пользоваться химической терминологией, символикой и химической номенклатурой;
- У2 – применять основные законы химии для решения задач;
- У3 – проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;
- У4 – пользоваться основными методами научного познания, используемыми в химии: наблюдение, описание, измерение, эксперимент;
- У5 – обрабатывать, объяснять результаты проведенных опытов и делать выводы;
- У6 – правильно использовать лабораторную посуду и оборудование;
- У7 – соблюдать правила техники безопасности при работе в химической лаборатории;

знать:

- З1 – основные понятия и законы химии;
- З2 – теоретические основы общей, неорганической и органической химии;
- З3 – классификацию химических реакций и закономерности их протекания;
- З4 – характеристики различных классов органических и неорганических веществ;
- З5 – правила использования химических веществ, а также экологический аспект их влияния на окружающую среду и организм человека;
- З6 – правила безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием.

Процесс изучения дисциплины Химия направлен на формирование компетенций в соответствии с ФГОС СПО (табл. 1).

Компетенции, формируемые дисциплиной Химия в соответствии с ФГОС СОО

Таблица 1

Код компетенции	Содержание компетенции	Требования к знаниям, умениям, практическому опыту
КК 1. Ценностно-смысловые компетенции	<ul style="list-style-type: none">• понимать ценность смысла общечеловеческой культуры, науки, производства, религии;	У 1 – У7, 31 – 36

	<ul style="list-style-type: none"> • уметь ориентироваться в окружающем мире и осознавать свою роль и предназначение; • уметь проявлять эмоциональную устойчивость; • уметь выбирать цели учебной деятельности, повседневной жизни; • уметь выбирать ценностно-смысловые ориентиры для поступков и решений; • уметь нести ответственность за результаты обучения и совершаемые поступки; • уметь принимать решения; 	
КК 2. Общекультурные компетенции.	<ul style="list-style-type: none"> • уважать интересы представителей других народов, религий; • проявлять терпимость к другим мнениям и позициям; • владеть эффективными способами организации свободного времени; • знать и владеть бытовыми навыками; • знать основы семейных, социальных, общественных явлений и традиций; 	У 1 – У7, 31 – 36
КК 3. Учебно-познавательные компетенции.	<ul style="list-style-type: none"> • владеть приемами организации продуктивной учебно-познавательной деятельности: • уметь приобретать знания из различных источников; • грамотно формулировать образовательный запрос; • уметь структурировать и расширять полученные знания; • использовать компьютерные технологии для поиска информации и её представления; • уметь контролировать образовательный процесс; • уметь отыскивать причины явлений, событий; • уметь аналитически мыслить; • уметь контролировать свою работу; • уметь планировать, анализировать свою работу; • уметь давать самооценку учебной и познавательной деятельности; • уметь самостоятельно выявлять совершенные ошибки, пробелы в знаниях, умениях и навыках; • уметь работать самостоятельно; • проявлять готовность к самообразованию; • владеть функциональной грамотностью: • владеть измерительными навыками; • уметь использовать вероятностные, статистические методы познания; • уметь отличать факты от домыслов 	У 1 – У7, 31 – 36
КК 4.	<ul style="list-style-type: none"> • уметь осуществлять поиск, отбор, 	У 1 – У7, 31 – 36

<p>Информационно-коммуникативные компетенции.</p>	<p>систематизацию, анализ, обработку и сохранение информации;</p> <ul style="list-style-type: none"> • уметь оценить полезность и целенаправленность полученной информации; • уметь представлять информацию в различных формах (на рисунках, графиках, таблицах, чертежах, диаграммах и пр.); • владеть современными информационными технологиями стандартного программного обеспечения; • владеть техническими средствами информации: телевизор, магнитофон, компьютер, принтер, модем, факс, копир и т.п.; • владеть информационными технологиями: аудио- видеозапись, электронная почта, СМИ, Интернет; • владеть навыками устной и письменной речи; • знать языки, способы взаимодействия с окружающими и удаленными событиями и людьми; • владеть навыками работы с документами; • уметь написать (заполнить) заявление, объяснительную, анкету, опросный лист, тест, письмо и пр.; • уметь задавать вопросы; • уметь представлять и отстаивать свою точку зрения в диалоге и полилоге; • уметь сотрудничать с другими людьми; • уметь работать в группе, команде; • владеть социальными ролями в коллективе; • уметь презентовать себя и свой коллектив 	
<p>КК 5. Социально-трудовые компетенции.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • владеть этикой гражданско-правовых, трудовых взаимоотношений: выполнение роли гражданина, наблюдателя, избирателя, члена семьи; • знать экономико-правовые основы; • уметь анализировать социально-экономическую ситуацию, положение рынка труда; • знать права и обязанности в области профессионального самоопределения: осознание своей роли в профессиональном пространстве; оценка своих профессиональных потребностей и задатков; выбор будущей профессии; построение собственной профессиональной карьеры; • обладать навыками рациональной самоорганизации рабочего времени; 	<p>У 1 – У7, 31 – 36</p>

	<ul style="list-style-type: none"> • обладать готовностью к реализации трудовых прав и обязанностей в экономической роли: представителя, потребителя, покупателя, клиента, производителя; • уметь действовать с личной и общественной выгодой 	
<p>КК 6. Компетенции личного совершенствования</p>	<ul style="list-style-type: none"> • освоить способы физического, духовного, интеллектуального саморазвития; • освоить способы эмоциональной саморегуляции и самоподдержки; • уметь планировать и организовывать свою деятельность; • владеть способами самоопределения и самопознания; • владеть способами развития личностных качеств: гуманность, отзывчивость, организованность, ответственность, откровенность, уверенность в себе, самокритичность, корпоративность, рефлексия, эмоциональная устойчивость, креативность мышления и др.; • уметь включаться в общественную работу: различные кружки, секции, молодежные объединения и т.д.; • владеть медицинскими и санитарными знаниями и навыками (знание и соблюдение норм здорового образа жизни, правил личной гигиены; половой и сексуальной грамотности, умение оказывать первую медицинскую помощь); • владеть навыками безопасной жизнедеятельности; • знать основы экологии, уметь бережно относиться к окружающей среде 	<p>У 1 – У7, 31 – 36</p>

Перечень практических и лабораторных работ

Наименование разделов и тем	Наименование практической (лабораторной) работы	Цель работы	Формы текущего контроля
1	2	3	4
Раздел 1 Общая химия			
Тема 1.4. Закономерности протекания химических реакций	Лабораторная работа № 1. Экспериментальное изучение влияния различных факторов на скорость химической реакции.	Ознакомление с кинетическими закономерностями протекания химических реакций; экспериментальное изучение влияния различных факторов на скорость реакции	Защита лабораторной работы.
Тема 1.5. Растворы. Теория электролитической диссоциации	Лабораторная работа № 2. Свойства кислот, оснований, солей.	Исследование свойств растворов сильных и слабых электролитов. Изучение реакций в растворах электролитов и приобретение навыков составления уравнений этих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде	Защита лабораторной работы.
	Лабораторная работа № 3. Гидролиз солей.	Изучить условия протекания процессов гидролиза солей и влияние факторов, обуславливающих смещение ионного равновесия при гидролизе	Защита лабораторной работы.
Тема 1.6. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы.	Практическая работа № 1. Упражнения на расстановку коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса.	Изучить теорию окислительно-восстановительных реакций, составить уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод электронного баланса	Защита практической работы.
Тема 1.8. Химия элементов.	Практическая работа № 2. Общие свойства металлов.	Составление уравнений химических реакций, подтверждающих общие химические свойства металлов, рассмотрение этих свойств с точки зрения окислительно-восстановительных процессов	Защита практической работы.
Раздел 2 Органическая химия			
Тема 2.2. Предельные углеводороды.	Практическая работа № 3. Решение расчетных задач по теме «Алканы». Определение молекулярной формулы газообразного углеводорода по его плотности и массовой доле	Закрепить знание номенклатуры и свойств предельных углеводородов, умение решать задачи.	Защита практической работы.

	химических элементов или по продуктам сгорания		
Тема 2.3. Непредельные углеводороды	Практическая работа № 4. Решение упражнений и расчетных задач по теме «Непредельные углеводороды»	Закрепить знание номенклатуры и свойств непредельных углеводородов, умение решать задачи.	Защита практической работы.
	Лабораторная работа № 4. Качественное определение углерода и водорода в органических соединениях	Научиться осуществлять качественный анализ органических веществ, выполнить упражнения по теме: «Предельные углеводороды»	Защита лабораторной работы.
Тема 2.4. Циклические и ароматические углеводороды	Лабораторная работа № 5. Сравнительная характеристика предельных и непредельных углеводородов	Изучить свойства гексана и этилена, сделать вывод о сходствах и различиях в свойствах предельных и непредельных УВ	Защита лабораторной работы.
Тема 2.5. Гидроксильные соединения.	Лабораторная работа № 6. Сравнительная характеристика предельных спиртов	Изучить и сравнить физические и химические свойства этанола и глицерина	Защита лабораторной работы.
Тема 2.6. Альдегиды и кетоны	Лабораторная работа № 7. Получение и свойства альдегидов	Экспериментально изучить методы получения и свойства альдегидов	Защита лабораторной работы.
Тема 2.7. Карбоновые кислоты и их производные.	Лабораторная работа № 8. Свойства карбоновых кислот	Экспериментально изучить общие и специфические свойства уксусной кислоты, как представителя карбоновых кислот	Защита лабораторной работы.
	Практическая работа № 5. Генетическая связь между углеводородами и кислородосодержащими органическими веществами	Обобщить и закрепить знания по органической химии	Защита практической работы.
Тема 2.8 Углеводы	Лабораторная работа № 9. Химические свойства углеводов	Практически изучить свойства глюкозы, сахарозы и крахмала	Защита лабораторной работы.
	Практическая работа № 6. Генетическая связь между углеводородами и кислородосодержащими органическими веществами	Обобщить и закрепить знания по органической химии	Защита практической работы.

Лабораторная работа № 1

«Экспериментальное изучение влияния различных факторов на скорость химической реакции»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.4. Закономерности протекания химических реакций.

Цель занятия: ознакомление с кинетическими закономерностями протекания химических реакций; экспериментальное изучение влияния различных факторов на скорость реакции.

Реактивы и оборудование: секундомер, пробирки, химический стакан, пипетки на 5мл и 10 мл, 2н раствор серной кислоты H_2SO_4 , 0,2н раствор тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$, вода дистиллированная.

Задание:

1. Экспериментально изучить влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций.
2. Оформить отчет по лабораторной работе, сделав выводы.

Основные теоретические положения.

Химические взаимодействия осуществляются в определенном временном интервале. Это позволяет характеризовать химический процесс величиной скорости.

Под *скоростью химической реакции* понимают изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени. При этом безразлично, о каком из участвующих в реакции веществе идет речь: все они связаны между собой уравнением реакции. Размерность скорости реакции равна [моль/(л·с)].

Средняя скорость гомогенной реакции за данный промежуток времени есть изменение концентрации веществ ΔC (уменьшение концентрации исходного вещества или увеличение концентрации конечного продукта) во времени (τ). Поскольку величина скорости может быть только положительной, берется модуль соответствующего отношения:

$$v = \left| \frac{\Delta C}{\Delta \tau} \right|. \quad (1)$$

Истинная, или мгновенная, скорость гомогенной реакции (скорость в данный момент времени) есть изменение концентрации веществ, отнесенное к бесконечно малому промежутку времени; выражается пределом, к которому стремится отношение ΔC при $\tau \rightarrow 0$:

$$v = \left| \frac{dC}{d\tau} \right|. \quad (2)$$

Для экспериментального определения величины скорости химической реакции необходимо следить за концентрацией исходных веществ и продуктов реакции через определенные промежутки времени. В первом приближении скорость реакции (относительную скорость) можно оценить по величине

$$v = \frac{1}{\tau}. \quad (3)$$

где τ – интервал времени, проходящий от момента введения исходных веществ в реакцию до момента обнаружения каких-либо видимых изменений в системе (изменение цвета, прозрачности, образования осадка и т.п.).

Такая временная характеристика скорости реакции наиболее проста в экспериментальном отношении и как относительная величина может быть использована для сравнения скоростей химических реакций, проводимых при разных условиях. Это позволяет изучать зависимость скорости реакции от различных факторов.

Основные факторы, от которых зависит величина скорости химических реакций:

- природа реагирующих веществ,
- температура,

- концентрации реагирующих веществ,
- присутствие катализаторов,
- площадь поверхности реагирующих веществ (для реакций с участием твердых веществ).

При повышении температуры скорость реакций, как правило, резко возрастает. Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10°C , называется *температурным коэффициентом скорости* (γ) этой реакции. Для большинства реакций $\gamma = 2 - 3$ (правило Вант-Гоффа). Формула Вант-Гоффа позволяет рассчитать, во сколько раз возрастает скорость реакции при заданном увеличении температуры:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad (4)$$

Зависимость скорости реакции от текущих концентраций реагирующих веществ выражается кинетическим уравнением: скорость реакции в каждый момент времени пропорциональна произведению концентраций исходных реагирующих веществ, возведенных в некоторые степени.

Для реакции $aA + bB = cC + dD$

$$v = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n, \quad (5)$$

где C_A^m и C_B^n – текущие концентрации веществ А и В соответственно, k – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции, m – частный порядок реакции по реагенту А, n – частный порядок реакции по реагенту В.

Сумма частных порядков называется общим порядком реакции. Частный порядок реакции по данному реагенту указывает на характер зависимости скорости реакции от концентрации этого реагента и определяется экспериментальным путем. Для этого необходимо провести изучаемую реакцию несколько раз, варьируя начальную концентрацию рассматриваемого реагента (при этом концентрации других реагентов остаются постоянными) и измеряя каждый раз величину скорости. На основании полученных экспериментальных данных строится график зависимости скорости реакции от концентрации реагента. По виду полученного графика оценивают величину частного порядка:

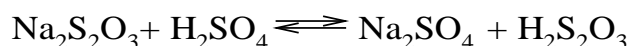
- 1) прямая, параллельная оси абсцисс – частный порядок равен нулю;
- 2) прямая, исходящая из начала координат – частный порядок равен 1;
- 3) ветвь параболы – частный порядок < 1 или > 1 (в зависимости от порядка параболы).

Вещества, не расходующиеся в результате протекания реакции, но влияющие на ее скорость, называются *катализаторами*. Явление изменения скорости реакции под действием таких веществ называется *катализом*, а такие реакции – *каталитическими*.

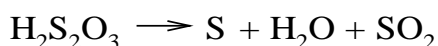
Порядок выполнения задания:

Опыт. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

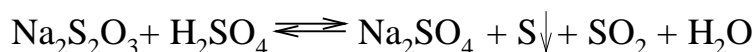
Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ изучим на реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:



Получаемая тиосерная кислота неустойчива и легко разлагается:



Суммарно процесс можно представить так:



О прохождении реакции можно судить по изменению прозрачности раствора. В результате реакции выделяется свободная сера, что вызывает его помутнение.

Для исследования влияния концентрации одного из реагирующих веществ на скорость данной реакции следует провести ее несколько раз, варьируя концентрацию раствора одного исходного реагента, но оставляя концентрацию второго реагента постоянной.

Изменяя концентрацию тиосульфата натрия, замерим время от момента слива растворов до начала помутнения. По этому промежутку времени (τ) будем судить об относительной скорости химической реакции.

Ход работы:

1. В три пробирки пипеткой (на 10 мл) наберите по 1 мл раствора 2н серной кислоты.
2. В три других пробирки пипетками (на 5 мл) наберите раствор 0,2н тиосульфата натрия и воду в количествах, указанных в таблице 1 (пипетки не путать!)
3. Парно сливая приготовленные растворы тиосульфата натрия и серной кислоты в химический стакан, замерьте по секундомеру время от момента слива растворов до начала помутнения. Время запишите в таблицу 1. Раствор с осадком вылейте, стакан тщательно вымойте, сполосните дистиллированной водой и проводите в нем следующий опыт.
4. Рассчитайте относительные скорости проведенных трех реакций по формуле:

$$v = \frac{1}{\tau}$$

Результаты опытов запишите в таблицу 1.

5. Рассчитайте относительную концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ по формуле

$$C_{\text{отн}} = \frac{a}{a + b + c},$$

где a – объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл; b – объем раствора H_2SO_4 , мл; c – объем H_2O , мл.

Результаты опытов запишите в таблицу 1.

Результаты опытов по определению зависимости скорости химической реакции от концентрации исходных реагентов

Таблица 1

Номер опыта	Объем, мл			Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($C_{\text{отн}}$)	Время до начала помутнения τ , с	Относительная скорость реакции $v = 1/\tau$
	Раствор соли		Кислота H_2SO_4 (b)			
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (a)	H_2O (c)				
1	1	2	1			
2	2	1	1			
3	3	0	1			

6. Постройте график зависимости относительной скорости реакции от относительной концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

7. Сделайте вывод о влиянии концентрации на скорость реакции. Отметьте характер зависимости скорости данной реакции от концентрации (прямая, проходящая через начало координат, парабола). Каков порядок изучаемой реакции по данному реагенту? Сделайте обобщенный вывод о том, как меняется скорость реакции с увеличением концентрации реагирующих веществ.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторного задания

Вопросы для самоконтроля:

1. Скорость химической реакции для гомогенных и гетерогенных процессов. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
2. Молекулярность и порядок реакции.
3. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант Гоффа. Температурный коэффициент скорости химической реакции.
4. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
5. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Селективность действия катализатора. Автокатализ.

Рекомендуемая литература:

1. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
2. Леонова, Г.Г. Химия : учебное пособие / Г.Г. Леонова. — Санкт-Петербург: Лань, 2019. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-3977-5. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/125726>
3. Лобанова, В.Г. Химия. Основы химии: учебное пособие / В.Г. Лобанова, В.В. Поливанская; под редакцией В.И. Деляна. — Москва: МИСИС, 2018. — 52 с. — ISBN 978-5-90695-324-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/115297>
4. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Дябло О. В., Решетникова Е. А. - Ростов н/Д: Изд-во ЮФУ, 2018. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785927524112.html>
5. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>
6. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Никольский А.Б., Суворов А.В. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785938083110.html>
7. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
8. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
9. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
11. Михалев Л.А., Пассет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии: Учебное пособие для техникумов, 1995г.- 276 с.
12. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
13. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММПК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Лабораторная работа № 2

«Свойства кислот, оснований, солей»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.5. Растворы. Теория электролитической диссоциации

Цель занятия: исследование свойств растворов сильных и слабых электролитов. Изучение реакций в растворах электролитов и приобретение навыков составления уравнений этих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Приборы, оборудование и реактивы:

Спиртовка; пробирки; пипетки на 2 мл; 2н раствор соляной кислоты HCl; 2н раствор гидроксида натрия NaOH; 2н и 0,1н растворы уксусной кислоты CH₃COOH; 2н и 0,1н растворы аммиака NH₄OH; концентрированный и разбавленный растворы серной кислоты H₂SO₄; 0,5н раствор хлорида кальция CaCl₂; 0,5н раствор соды Na₂CO₃; 2н раствор ацетата натрия CH₃COONa, 0,5н раствора хлорида аммония NH₄Cl, 0,5н раствор хлорида железа FeCl₃, 0,5н раствор хлорида

бария $BaCl_2$; цинк; кристаллические хлорид аммония NH_4Cl и ацетат натрия CH_3COONa ; индикаторы (лакмус, метилоранжевый, фенолфталеин).

Основные теоретические положения:

Электролитами называют вещества, расплавы или водные растворы которых подвергаются *электролитической диссоциации*, т. е. распадаются на ионы – положительно (катионы) и отрицательно (анионы) заряженные частицы.

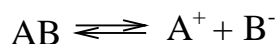
В водном растворе вокруг ионов электролита в результате притягивания молекул воды своими отрицательными полюсами (атомы кислорода) к положительным ионам, а положительными полюсами (атомы водорода) к отрицательным ионам возникает гидратная оболочка, являющаяся основной причиной диссоциации электролита. Молекулы воды во много раз ослабляют притяжение ионов электролита друг к другу, связи между катионами и анионами разрываются, и происходит разъединение гидратированных ионов.

Количественной характеристикой равновесия процесса электролитической диссоциации является степень диссоциации (α) – отношение числа диссоциированных молекул к общему числу молекул электролита в растворе, выражаемое либо в долях единицы, либо в процентах.

Сильными считаются электролиты, которые в разбавленных растворах находятся преимущественно в виде ионов, *слабыми* – такие, которые в разбавленных растворах находятся преимущественно в виде молекул.

Степень электролитической диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, температуры и от концентрации раствора. Более универсальной характеристикой электролита является его константа диссоциации (K) – константа равновесия процесса диссоциации, которая не зависит от концентрации.

Для процесса диссоциации некоторого электролита



константа диссоциации будет равна отношению равновесных концентраций образовавшихся ионов к равновесной концентрации молекулярной формы электролита:

$$K = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]} \quad (1)$$

При составлении *ионно-молекулярных уравнений реакций* (реакций с участием не только молекул, но и ионов) следует руководствоваться следующими правилами:

- химические формулы сильных электролитов записываются в ионной форме, т.е. в виде ионов, образующихся в результате их диссоциации;
- в молекулярном виде следует записывать формулы слабых электролитов, неэлектролитов (простые вещества, оксиды, газообразные вещества), трудно- и малорастворимых веществ (Приложение 2).

Для составления ионно-молекулярного уравнения необходимо:

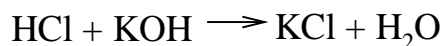
- записать молекулярное уравнение реакции;
- составить полное ионно-молекулярное уравнение, для чего формулу каждого из участников реакции записать в молекулярной или ионной форме в соответствии с указанными выше правилами;
- составить краткое ионно-молекулярное уравнение, исключив из полного уравнения одинаковые ионы, т.е. те ионы, которые присутствуют в обеих частях уравнения в неизменном виде, а, следовательно, не участвуют в реакции.

Формулы веществ, трудно- или малорастворимых, а также летучих соединений принято помечать вертикальной стрелкой («↓» для веществ, выпадающих в осадок, или «↑» для веществ, улетучивающихся из сферы реакции).

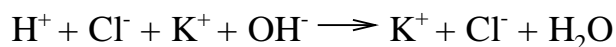
Примеры составления ионно-молекулярных уравнений реакций

Реакции, идущие с образованием слабого электролита

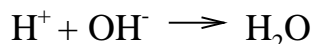
1. Реакции нейтрализации, протекающие с образованием слабого электролита – воды:



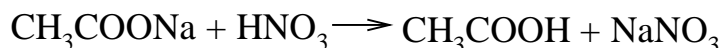
Полное ионно-молекулярное уравнение (формулы сильных электролитов, растворимых в воде, – соляной кислоты, гидроксида калия и хлорида калия – представлены в ионной форме, формула слабого электролита – воды – записана в молекулярной форме):



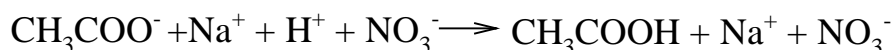
Краткое ионно-молекулярное уравнение (сокращены одинаковые ионы: катионы калия и хлорид-анионы):



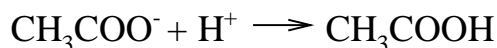
2. Реакции, идущие с образованием слабых кислот или оснований:



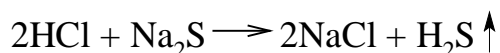
Полное ионно-молекулярное уравнение (формулы сильных электролитов, растворимых в воде, – ацетата натрия, азотной кислоты и нитрата натрия – записаны в ионном виде, формула слабой уксусной кислоты представлена в молекулярной форме):



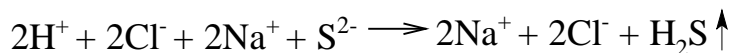
Краткое ионно-молекулярное уравнение (сокращены одинаковые ионы: катионы натрия и нитрат-анионы):



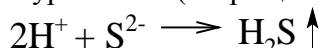
Реакции, идущие с образованием газообразного продукта



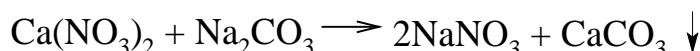
Полное ионно-молекулярное уравнение (формулы сильных электролитов, растворимых в воде, – хлороводородной кислоты и хлорида натрия – представлены в ионном виде, формула слабой легколетучей сероводородной кислоты – в молекулярной форме):



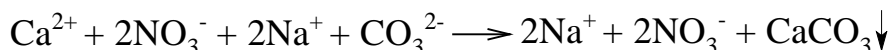
Краткое ионно-молекулярное уравнение (сокращены катионы натрия и хлорид-анионы):



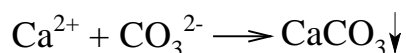
Реакции, идущие с образованием трудно- и малорастворимых соединений



Полное ионно-молекулярное уравнение (все участники реакции относятся к классу солей – сильных электролитов, однако карбонат кальция является труднорастворимым веществом, поэтому формула этой соли записана в молекулярной форме, тогда как формулы всех остальных солей – в ионной):



Краткое ионно-молекулярное уравнение (сокращены катионы натрия и нитрат-анионы):



Порядок выполнения задания:

Выполнить опыты в соответствии с заданием преподавателя.

Опыт 1. Определение величины pH по окраске индикаторов

1. Налейте в три пробирки по 2 мл дистиллированной воды и прибавьте в каждую из них по 1–2 капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого или фенолфталеина. Отметьте в таблице 1 цвет каждого индикатора в нейтральной среде.

2. Налейте в три пробирки по 2 мл 2н раствора соляной кислоты HCl и прибавьте в каждую из них по 1–2 капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого или фенолфталеина. Отметьте в таблице 1 цвет каждого индикатора в кислой среде.

3. Налейте в три пробирки по 2 мл 2 н раствора гидроксида натрия NaOH и прибавьте в каждую из них по 1–2 капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого или фенолфталеина. Отметьте в таблице 1 цвет каждого индикатора в щелочной среде.

Таблица 1 – Окраска индикаторов в зависимости от pH среды

Среда	Окраска индикатора		
	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеин
Нейтральная			
Кислая			
Щелочная			

Опыт 2. Сравнение относительной силы кислот и оснований

2.1 Сравнение относительной силы соляной и уксусной кислот

Налейте в одну пробирку примерно на треть ее высоты раствор 2 н соляной кислоты HCl, в другую – столько же раствора 2 н уксусной кислоты CH₃COOH. В обе пробирки поместите по кусочку цинка (по возможности одинакового размера).

Какой газ выделяется в пробирках? Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионном виде. В какой пробирке процесс идет более энергично?

2.2 Сравнение относительной силы гидроксидов натрия и аммония

Налейте в две пробирки по 2 мл 0,5 н раствора хлорида кальция. В одну из них добавьте 2 мл 2 н раствора гидроксида натрия, а в другую – такой же объем 2 н раствора аммиака (гидроксида аммония).

Что наблюдается? Сделайте вывод о различии в относительной силе гидроксидов.

Опыт 3. Направление протекания реакций в растворах электролитов

3.1 Образование малорастворимых веществ

В две пробирки внесите небольшое количество (по 2 – 3 капли) следующих растворов: в первую – раствор 0,5 н хлорида железа FeCl₃, во вторую – 0,5 н хлорида бария BaCl₂. В первую пробирку добавьте немного 2н раствора гидроксида натрия NaOH, во вторую – разбавленную серную кислоту.

Наблюдайте образование осадков, отметьте их цвет. Напишите молекулярные и ионные уравнения этих реакций. В каком направлении протекают эти реакции?

3.2 Образование газообразных веществ

Поместите в две пробирки по 5 – 7 капель 0,5н раствора соды Na₂CO₃.

Проверьте наличие в растворе иона CO₃²⁻, для чего в одну пробирку добавьте несколько капель 0,5н раствора хлорида кальция CaCl₂. Какое вещество выпало в осадок? Напишите ионное уравнение реакции.

Добавьте во вторую пробирку несколько капель разбавленной серной кислоты и наблюдайте выделение газа. Подогрейте слегка пробирку, дождитесь конца выделения газа и добавьте несколько капель 0,5 н раствора хлорида кальция CaCl₂. Почему не выпадает осадок CaCO₃? Напишите ионное уравнение реакции взаимодействия соды с серной кислотой.

3.3 Образование слабых кислот и оснований

Поместите в две пробирки по 5 – 7 капель: в первую – 2 н раствора ацетата натрия CH₃COONa, во вторую – 0,5 н раствора хлорида аммония NH₄Cl.

Добавьте в первую пробирку несколько капель разбавленной серной кислоты, перемешайте раствор стеклянной палочкой и слегка подогрейте. Определите по запаху, что

реакция протекала в сторону образования слабой уксусной кислоты. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций.

Во вторую пробирку добавьте 2 н раствор гидроксида натрия NaOH и подогрейте раствор. Определите по запаху образование аммиака. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции образования слабого основания NH₄OH, и уравнение его распада на аммиак и воду.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие вещества называются электролитами?
2. Почему растворы и расплавы электролитов являются проводниками электрического тока?
3. Что такое электролитическая диссоциация?
4. Каков механизм электролитической диссоциации?
5. Что называют степенью диссоциации электролита? Константой диссоциации электролита? От чего они зависят?
6. В чем заключается основное отличие сильных электролитов от слабых?
7. Напишите уравнения диссоциации следующих электролитов: KNO₃, CuSO₄, HCN, NaOH, H₂S, HNO₂, NH₄OH. Составьте выражения для констант диссоциации этих электролитов.
8. Какие химические уравнения называются молекулярными? Полными ионно-молекулярными? Краткими ионно-молекулярными?
9. По каким правилам составляют ионно-молекулярные уравнения реакций?
10. В каких случаях реакция обмена между электролитами возможна?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Леонова, Г.Г. Химия : учебное пособие / Г.Г. Леонова. — Санкт-Петербург: Лань, 2019. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-3977-5. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/125726>
4. Лобанова, В.Г. Химия. Основы химии: учебное пособие / В.Г. Лобанова, В.В. Поливанская; под редакцией В.И. Деляна. — Москва: МИСИС, 2018. — 52 с. — ISBN 978-5-90695-324-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/115297>
5. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Дябло О. В., Решетникова Е. А. - Ростов н/Д: Изд-во ЮФУ, 2018. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785927524112.html>
6. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>
7. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
8. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
9. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
11. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Лабораторная работа № 3 «Гидролиз солей»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.5. Растворы. Теория электролитической диссоциации

Цель занятия: изучить условия протекания процессов гидролиза солей и влияние факторов, обуславливающих смещение ионного равновесия при гидролизе.

Приборы, оборудование и реактивы:

Мерные цилиндры объемом 100 мл; колбы на 100 мл; пипетки на 10 мл; водные растворы солей (хлорид калия KCl, хлорид алюминия AlCl₃, карбонат натрия Na₂CO₃, карбонат аммония (NH₄)₂CO₃; хлорид олова SnCl₂); вода дистиллированная; 0,1 М раствор соляной кислоты HCl; индикаторы (универсальный индикатор, фенолфталеин, метилоранжевый), спиртовка.

Основные теоретические положения:

Гидролизом соли называется обменная реакция взаимодействия соли с водой, приводящая к смещению равновесия диссоциации воды и, как правило, к изменению кислотности среды.

Гидролизу могут подвергаться только те соли, ионы которых способны связывать H⁺ или OH⁻ ионы воды в малодиссоциированные соединения, т.е. соли, образованные слабыми кислотами и (или) слабыми основаниями. Соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями, гидролизу не подвергаются.

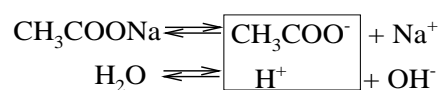
В результате гидролиза солей образуется либо кислота (кислая соль) и основание, либо основание (основная соль) и кислота. Следовательно, процесс гидролиза соли можно рассматривать как процесс, обратный реакции нейтрализации. Так как реакции нейтрализации обычно идут практически до конца, то равновесие реакции гидролиза смещено в сторону реагирующих веществ. Концентрация продуктов гидролиза соли, как правило, мала.

Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой

Реакция среды при гидролизе соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, – щелочная (pH>7).

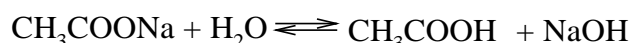
Гидролиз ацетата натрия CH₃COONa

В водном растворе:

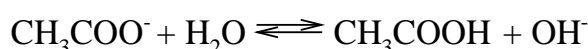
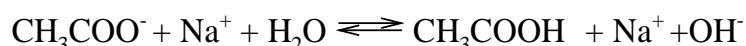


Ионы CH₃COO⁻ и H⁺ связываются, образуя слабую малодиссоциированную уксусную кислоту и вызывая смещение равновесия диссоциации воды вправо, в сторону увеличения концентрации OH⁻.

Уравнение реакции гидролиза ацетата натрия:



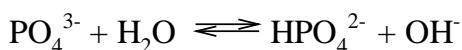
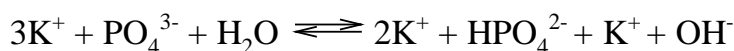
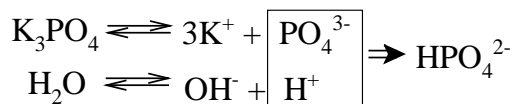
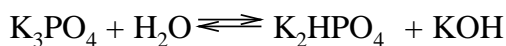
В ионной форме:



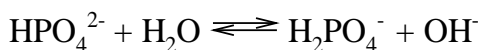
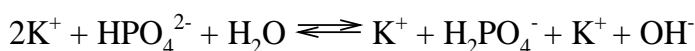
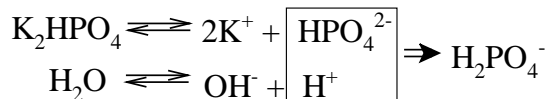
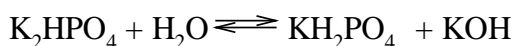
Гидролиз фосфата калия K₃PO₄

Эта соль образована сильным основанием и трехосновной слабой кислотой. Гидролиз солей, образованных многоосновными слабыми кислотами, проходит ступенчато:

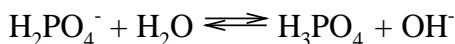
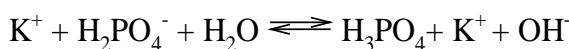
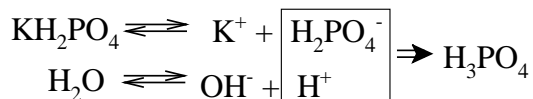
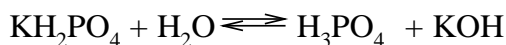
I ступень:



II ступень:



III ступень:



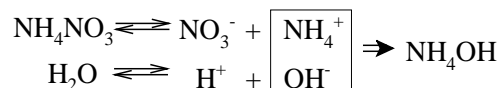
Наиболее полно гидролиз протекает по I ступени и практически не протекает по второй и третьей. В растворе при обычных условиях обнаруживаются лишь продукты гидролиза по I ступени. Лишь при условиях, особо благоприятствующих гидролизу, можно обнаружить продукты II и III ступеней гидролиза.

Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой

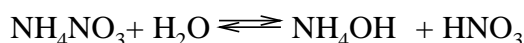
Реакция среды при гидролизе соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, – кислая ($\text{pH} < 7$).

Гидролиз нитрата аммония NH_4NO_3

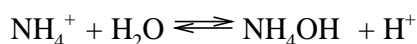
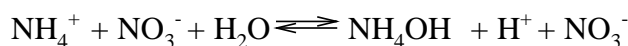
Нитрат аммония диссоциирует на ионы NO_3^- и ионы NH_4^+ . Ионы NH_4^+ связывают ионы OH^- воды, вызывая смещение равновесия диссоциации воды в сторону увеличения концентрации H^+ -ионов в растворе.



Уравнение гидролиза в молекулярной форме:



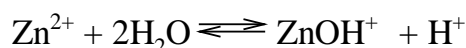
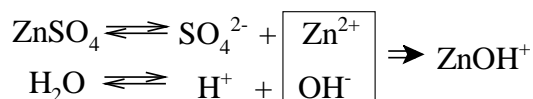
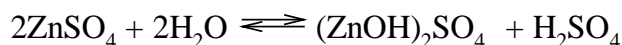
В ионной форме:



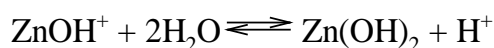
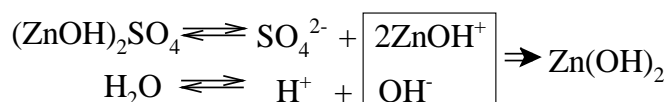
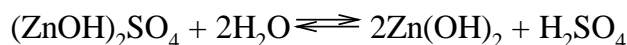
Гидролиз сульфата цинка ZnSO_4

Сульфат цинка образован сильной кислотой и слабым двухкислотным основанием. Гидролиз этой соли может протекать по 2 ступеням, хотя при обычных условиях практически ограничивается лишь I ступенью.

I ступень:



II ступень:



Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой

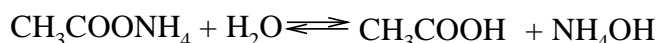
Подобные соли легче других подвергаются гидролизу, так как ионы этих солей одновременно связываются обоими ионами воды с образованием двух слабых электролитов.

Реакция среды в растворах таких солей зависит от относительной силы кислоты и основания, т.е. водные растворы таких солей могут иметь нейтральную, кислую или щелочную реакцию в зависимости от констант диссоциации образующихся кислот и оснований.

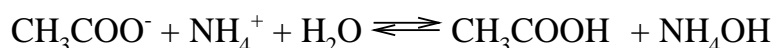
Гидролиз ацетата аммония $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

Соль $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ образована слабым основанием NH_4OH и слабой кислотой CH_3COOH одинаковой силы. $K_{\text{дис.}}\text{NH}_4\text{OH} = 1.8 \cdot 10^{-5}$; $K_{\text{дис.}}\text{CH}_3\text{COOH} = 1.8 \cdot 10^{-5}$.

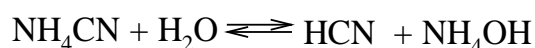
Реакция гидролиза в молекулярной форме:



В ионно-молекулярной форме:



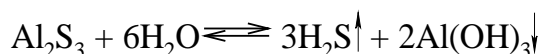
Поскольку концентрация ацетат-ионов и ионов аммония в растворе одинаковы, а константы диссоциации кислоты и основания равны, то реакция среды будет нейтральной (pH=7). В результате реакции гидролиза цианида аммония NH_4CN ($K_{\text{дис.}}\text{HCN} = 7.2 \cdot 10^{-10}$; $K_{\text{дис.}}\text{NH}_4\text{OH} = 1.8 \cdot 10^{-5}$).



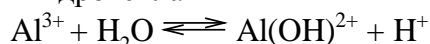
среда будет слабощелочной (pH>7).

Гидролиз соли, образованной слабым многокислотным основанием и слабой многоосновной кислотой, например, Al_2S_3 .

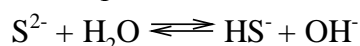
Уравнение реакции гидролиза этой соли:



Ион алюминия связывает ион гидроксила



а сульфид-ион связывает ионы водорода:



В результате в растворе нет накопления ни ионов H^+ , ни ионов OH^- , гидролиз протекает до полного разложения соли с образованием продуктов $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2S .

Степень гидролиза

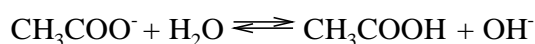
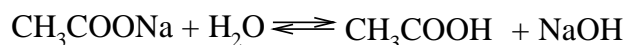
Количественно процесс гидролиза можно характеризовать степенью гидролиза h (%).

$$\alpha_h (\%) = \frac{\text{число гидролизованных молекул соли}}{\text{общее число растворенных молекул соли}} \cdot 100\%$$

Основные факторы, влияющие на степень гидролиза соли:

- природа соли (чем более слабым электролитом образована данная соль, тем в большей степени она подвержена гидролизу);
- концентрация соли (по мере уменьшения концентрации соли ее гидролиз усиливается, так как гидролиз соли лимитирован ничтожным количеством H^+ и OH^- -ионов, образующихся при диссоциации воды. Чем больше ионов воды приходится на долю ионов соли, тем полнее идет гидролиз);
- температура (с увеличением температуры диссоциация воды несколько возрастает, что благоприятствует протеканию гидролиза);
- добавление кислоты, щелочи или других солей (влияние добавления в раствор соли кислоты, основания или другой соли можно определить исходя из принципа Ле-Шателье. В том случае, когда добавляемые электролиты связывают продукты гидролиза соли, гидролиз соли усиливается. Если же добавляемый электролит увеличивает концентрацию продуктов гидролиза или связывает исходные вещества, то гидролиз соли уменьшается).

Например:



Прибавление к этому раствору щелочи, т.е. ионов OH^- , или другой соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, смещает равновесие гидролиза в сторону реагирующих веществ, а добавление кислоты, т.е. ионов H^+ , или соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием, смещает равновесие гидролиза в сторону продуктов реакции.

Порядок выполнения задания:

Выполнить опыты в соответствии с заданием преподавателя.

Опыт 1. Различные случаи гидролиза солей

а) соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой

В две пробирки налейте раствор соли хлорида калия KCl . Затем в первую пробирку добавьте несколько капель фенолфталеина, а во вторую – несколько капель раствора метилоранжевого. Отметьте окраску растворов в пробирках. Результаты наблюдений запишите в таблицу 1.

б) соли, образованные катионами слабого основания и анионами сильной кислоты.

В две пробирки налейте раствор соли хлорида алюминия AlCl_3 . Затем в первую пробирку добавьте несколько капель универсального индикатора, а во вторую – несколько капель раствора метилоранжевого. Отметьте окраску растворов в пробирках. Результаты наблюдений запишите в таблицу 1.

в) соли, образованные катионами сильного основания и анионами слабой кислоты.

В две пробирки налейте раствор соли карбоната натрия Na_2CO_3 . Затем в первую пробирку добавьте несколько капель универсального индикатора, а во вторую – несколько капель раствора метилоранжевого. Отметьте окраску растворов в пробирках. Результаты наблюдений запишите в таблицу 1.

Затем

г) соли, образованные катионами слабого основания и анионами слабой кислоты.

В две пробирки налейте раствор соли карбоната аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Затем в первую пробирку добавьте несколько капель универсального индикатора, а во вторую – несколько

капель раствора метилоранжевого. Отметьте окраску растворов в пробирках. Результаты наблюдений запишите в таблицу 1.

Сделайте выводы о кислотности (щелочности) среды: $pH > 7$; $pH < 7$ или $pH = 7$.. Составьте уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

Изменение pH растворов при гидролизе различных солей

Таблица 1

Растворенная соль	KCl	AlCl ₃	Na ₂ CO ₃	(NH ₄) ₂ CO ₃
Цвет индикатора:				
фенолфталеин				
метилоранжевый				
универсальный				
pH				

Уравнения реакций:

- в молекулярном виде;
- в ионном виде.

Вывод:

Опыт 2. Совместный гидролиз солей. Смещение равновесия гидролиза

В два мерных цилиндра налейте дистиллированной воды. В первый цилиндр добавьте по одному микрошпателью соли хлорида алюминия AlCl₃, а во второй - добавьте по одному микрошпателью соли карбоната натрия Na₂CO₃. Полученный раствор карбоната натрия добавьте к раствору хлорида алюминия. В результате сливания двух вышеуказанных растворов происходит образование соли, полученной из слабых оснований и кислоты. Эта соль подвергается полному гидролизу.

Напишите молекулярные и ионные уравнения. Сделайте вывод.

Опыт 3. Влияние температуры на степень гидролиза соли

Налейте в колбу до половины ее объема дистиллированной воды и внесите в нее 2 – 3 микрошпателя карбоната натрия Na₂CO₃. Прибавьте 1 – 2 капли фенолфталеина. Какова окраска индикатора в растворе? Каково значение pH среды?

Первую колбу с раствором оставьте для сравнения, а вторую колбу с приготовленным раствором нагрейте. Как изменилась окраска раствора? Какой вывод об изменении концентрации ионов OH⁻ в растворе можно сделать на основании изменения окраски фенолфталеина?

Напишите ионное уравнение гидролиза этой соли. Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза солей и дайте объяснение.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое гидролиз солей? Дайте определение.
2. Какие соли подвергаются гидролизу? Приведите примеры.
3. Как рассчитать константу гидролиза?
4. Какие факторы влияют на гидролиз солей и почему?
5. Как влияет нагревание раствора на протекание гидролиза?
6. Как влияет разбавление на протекание гидролиза?

7. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: NaCN, ZnBr₂, Fe₂(SO₄)₃, KNO₂, K₂SO₃, CH₃COONa, Pb(NO₃)₂, NH₄Cl, Na₂S, K₃PO₄, NH₄NO₃, K₂CO₃, CuCl₂, KCN, NiSO₄, (NH₄)₂SO₄, FeCl₃, Ba(NO₂)₂, AlBr₃,

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Леонова, Г.Г. Химия : учебное пособие / Г.Г. Леонова. — Санкт-Петербург: Лань, 2019. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-3977-5. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/125726>
4. Лобанова, В.Г. Химия. Основы химии: учебное пособие / В.Г. Лобанова, В.В. Поливанская; под редакцией В.И. Деляна. — Москва: МИСИС, 2018. — 52 с. — ISBN 978-5-90695-324-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/115297>
5. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Дябло О. В., Решетникова Е. А. - Ростов н/Д: Изд-во ЮФУ, 2018. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785927524112.html>
6. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>
7. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
8. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
9. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
11. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Практическая работа № 1

«Упражнения на расстановку коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса».

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.6 Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы.

Цель занятия: изучить теорию окислительно-восстановительных реакций, составить уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод электронного баланса.

Оснащение: памятка «Алгоритм составления ОВР методом электронного баланса»; Памятка «Правила определения степени окисления элемента», письменные принадлежности.

Теоретическая справка:

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)- это химические реакции, при протекании которых степени окисления элементов изменяются.

Изменение степеней окисления в ходе ОВР обусловлено полным или частичным переходом электронов от атома одного элемента к атомам другого элемента.

- Частицы (атомы, молекулы, ионы), которые отдают электроны, называются восстановителями.

- Процесс отдачи электронов называется окислением. В результате процесса окисления алгебраическая величина степени окисления элемента повышается.

- Частицы, которые присоединяют электроны, называются окислителями.

- Процесс присоединения электронов называется восстановлением. В результате процесса восстановления алгебраическая величина степени окисления понижается.

Алгоритм составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса	Пример
1. Запишите схему реакции. 2. Определите степень окисления атомов до, и после реакции. Подчеркните знаки химических элементов, которые меняют степень окисления.	$\text{Na}^0 + \text{O}_2^0 \longrightarrow \text{Na}_2^{+1}\text{O}^{-2}$
3. Составьте электронные уравнения (показать процесс отдачи и присоединения электронов). Найдите наименьшее кратное для чисел 1 и 4. Оно равно 4. Определите коэффициенты при окислителе и восстановителе. Подпишите: окислитель — восстановитель, процесс окисления и восстановления.	восстановитель $\text{Na}^0 - \text{e} \longrightarrow \text{Na}^{+1}$ 4 процесс окисления окислитель $\text{O}_2^0 + 4\text{e} \longrightarrow 2\text{O}^{-2}$ 1 процесс восстановления
3. Составьте окончательное уравнение	$4\text{Na}^0 + \text{O}_2^0 \longrightarrow 2\text{Na}_2^{+1}\text{O}^{-2}$

Задание:

1. Выполнить задания в соответствии со своим вариантом.

Вариант 1

1. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций (приведенных ниже) методом электронного баланса. Укажите, какое вещество окисляется, какое восстанавливается. Что является окислителем и что восстановителем.

1. $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$
2. $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$
3. $\text{PH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

2. Определите степень окисления элементов в соединениях:

H_2 , Ca_3P_2 , H_2SO_3 , WO_3 , Sn .

3. Определите степень окисления каждого элемента, расставьте коэффициенты методом электронного баланса:
- а) $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$;
- б) $\text{TiCl}_4 + \text{Na} \rightarrow \text{NaCl} + \text{Ti}$;

Вариант 2.

1. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций (приведенных ниже) методом электронного баланса. Укажите, какое вещество окисляется, какое восстанавливается. Что является окислителем и что восстановителем.

- $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO}$
- $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
- $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
- $\text{N}_2\text{O} + \text{C} \rightarrow \text{N}_2 + \text{CO}_2$
- $\text{HNO}_{3(\text{P})} + \text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$

2. Определите степень окисления элементов в соединениях:
 $\text{Zn}, \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, \text{S}_8, \text{WO}_3, \text{Sn}$.

3. Определите степень окисления каждого элемента, расставьте коэффициенты методом электронного баланса:
- а) $\text{FeO} + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$;
- б) $\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2$.

Форма контроля – оценка за выполнение практического задания

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое степень окисления?
2. Как определяется значение степени окисления?
3. Почему металлы в соединениях проявляют только положительные степени окисления, а неметаллы - как положительные, так и отрицательные?
4. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
5. Какие вещества называются окислителями, и какие восстановителями?
6. Что такое процесс окисления и процесс восстановления?
7. На какие типы делятся все окислительно-восстановительные реакции?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Леонова, Г.Г. Химия : учебное пособие / Г.Г. Леонова. — Санкт-Петербург: Лань, 2019. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-3977-5. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/125726>
4. Лобанова, В.Г. Химия. Основы химии: учебное пособие / В.Г. Лобанова, В.В. Поливанская; под редакцией В.И. Деляна. — Москва: МИСИС, 2018. — 52 с. — ISBN 978-5-90695-324-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/115297>
5. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Дябло О. В., Решетникова Е. А. - Ростов н/Д: Изд-во ЮФУ, 2018. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785927524112.html>
6. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>

7. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
8. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
9. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
11. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Перечень информационных ресурсов «Интернет»:

1. программный комплекс «Экзаменатор», разработанный Центром информационных технологий МГТУ для обеспечения организации и поддержки процесса тестирования знаний обучающихся ММРК имени И.И. Месяцева ФГБОУ ВО «МГТУ» по любым дисциплинам учебных планов специальностей всех форм обучения;
2. электронный каталог научной, учебной литературы и периодических изданий;
3. виртуальная справочная служба в режиме on-line.

Практическая работа № 2

«Общие свойства металлов»

Раздел 1 Общая химия.

Тема 1.8 Химия элементов.

Цель занятия: составление уравнений химических реакций, подтверждающих общие химические свойства металлов, рассмотрение этих свойств с точки зрения окислительно-восстановительных процессов.

Оснащение: таблица «периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», справочные таблицы, калькулятор, письменные принадлежности..

Теоретическая справка:

Общие химические свойства металлов

М + неметалл → бинарное соединение (соль, оксид)

Е $+ \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Li - Al}} \text{Me}(\text{OH})_n + \text{H}_2$

$\xrightarrow{\text{Mn - Cd}} \text{Me}_2\text{O}_n + \text{H}_2$

Т $+ \text{кислота} \xrightarrow{\text{Li - Pb}} \text{соль} + \text{H}_2$

$+ \text{соль} \rightarrow \text{соль}' + \text{Me}'$

Л $+ \text{Me}'_2\text{O}_n \rightarrow \text{Me}' + \text{Me}_2\text{O}_m$

Задание:

1. Выполнить задания в соответствии со своим вариантом.

Вариант № 1

Часть 1. Общая характеристика металлов.

1. Исключите лишний элемент:

а) Sc; б) Ti; в) As; г) Sn.

2. Какая из следующих групп элементов содержит только металлы?

а) Li; Be; B в) H; Li; Na

б) K; Ca; Sr г) Se; Te; Po

3. С увеличением порядкового номера элемента в главной подгруппе II группы Периодической системы свойства элементов и образуемых ими простых веществ изменяются следующим образом:

Свойства:

а) восстановительные свойства;

б) радиус атома;

в) электроотрицательность;

г) число электронов на внешнем уровне;

Изменения:

1. усиливаются

3. увеличиваются

2. уменьшаются

4. не изменяются.

4. Соотнесите:

Название металла

Число электронов на внешнем уровне

1. Франций

а) 1

2. Галлий

б) 2

3. Стронций

в) 3

4. Свинец

г) 4

5. Атом магния имеет электронную формулу:

а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

в) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^2$

б) $1s^2 2s^2$

г) $1s^2 2s^2 2p^2$

6. Тип связи в простом веществе меди:

а) ковалентная полярная

б) ковалентная неполярная;

в) ионная;

г) металлическая

7. Какие физические свойства являются общими для большинства металлов:

1) Электропроводность;

2) Теплопроводность

3) Высокая температура плавления; 4) Металлический блеск

а) 1,2,3,4

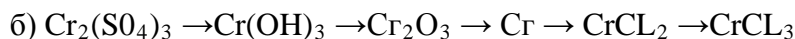
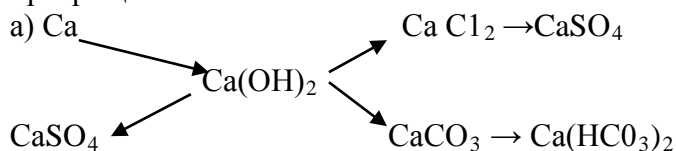
в) 1,2,4;

б) 1,3,4

г) 1,2

Часть II. Химические свойства металлов.

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Часть III. Общие способы получения металлов.

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций получения:

а) Меди из оксида меди (II) с помощью углерода и оксида углерода (II);

б) Хрома из оксида хрома (III) с помощью алюминия.

Вариант № 2.

Часть 1. Общая характеристика металлов.

1. Какая из следующих групп элементов содержит только металлы?

- а) Ta; I; Aq в) Cd; Ir; B
б) W;Nd;Zn г) Ga; Xe; Fr

2. В ряду элементов Ba - Sr - Ca - Mg наблюдается следующее изменение свойств:

Свойства:

- 1) восстановительные свойства;
2) число энергетических уровней;
3) электроотрицательность;
4) число валентных электронов;

Изменение:

- а) уменьшается в) не изменяются
б) ослабевают; г) увеличиваются

3. Соотнесите:

Название металла Число электронов на внешнем уровне

1. Индий а) 1;
2. Радий б) 2;
3. Олово в) 3;
4. Рубидий г) 4

4. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома свинца:

- а) $6S^26P^2$ в) $6P^2$
б) $5S^25P^2$ г) $6P^4$

5. Тип связи в простом веществе цезии:

- а) ковалентная полярная;
б) ковалентная неполярная;
в) ионная;
г) металлическая

6. Какое физическое свойство не является общим для всех металлов?

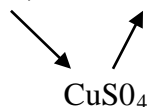
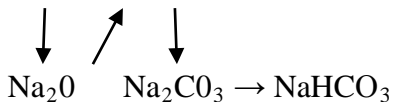
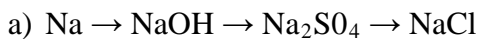
- а) электропроводность; б) теплопроводность;
в) твердое агрегатное состояние при нормальных условиях;
г) металлический блеск.

7. Температура плавления щелочных металлов с увеличением порядкового номера элемента:

- а) увеличивается; в) не изменяется
б) уменьшается; г) верного ответа нет.

Часть II. Химические свойства металлов.

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Часть III. Общие способы получения металлов.

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций получения:

- а) Кадмия из оксида кадмия (II) с помощью водорода;
б) Марганца из оксида марганца (IV) с помощью алюминия.

Форма контроля – оценка за выполнение практического задания

Вопросы для самоконтроля:

1. Какова сущность металлической связи?
2. Какие физические свойства характерны для металлов?
3. Какие химические свойства характерны для металлов и как они связаны со строением их атомов?
4. Приведите примеры металлов, которые взаимодействуют с растворами кислот и щелочей. Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Как изменяются свойства металлов в ряду стандартных электродных потенциалов? Почему водород помещён в этот ряд?
6. Какие из перечисленных металлов будут реагировать с раствором хлороводородной кислоты: марганец, серебро, висмут.

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Леонова, Г.Г. Химия : учебное пособие / Г.Г. Леонова. — Санкт-Петербург: Лань, 2019. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-3977-5. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/125726>
4. Лобанова, В.Г. Химия. Основы химии: учебное пособие / В.Г. Лобанова, В.В. Поливанская; под редакцией В.И. Деляна. — Москва: МИСИС, 2018. — 52 с. — ISBN 978-5-90695-324-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/115297>
5. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Дябло О. В., Решетникова Е. А. - Ростов н/Д: Изд-во ЮФУ, 2018. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785927524112.html>
6. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>
7. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
8. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
9. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
11. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Практическая работа № 3

«Решение расчетных задач по теме «Алканы».

Определение молекулярной формулы газообразного углеводорода по его плотности и массовой доле химических элементов или по продуктам сгорания»

Раздел 2 Органическая химия.

Тема 2.2. Предельные углеводороды.

Цель занятия: закрепить знание номенклатуры и свойств предельных углеводородов, умение решать задачи.

Оснащение: справочные таблицы, калькулятор, письменные принадлежности.

Теоретическая справка:

Алгоритм для названия вещества по систематической номенклатуре

Номенклатура углеводов
Задание: Назовите вещество по систематической номенклатуре а) $\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ – АЛКАНЫ $\begin{array}{c} \quad \\ \text{C}_2\text{H}_5 \quad \text{CH}_3 \end{array}$
1) Выбирают самую длинную углеродную цепь и нумеруют её, начиная с того конца, к которому ближе простейшая боковая цепь.
2) Цифрой указывают положение боковой цепи (радикала) и называют её, если боковых цепей несколько, называют в алфавитном порядке, одинаковые боковые цепи объединяют в названии с помощью частицы ди - два, три - три, тетра - четыре. 3-МЕТИЛ - 2-ЭТИЛ
3) Называют основную цепь исходя из общего количества атомов углерода в ней 3-МЕТИЛ - 2-ЭТИЛПЕНТАН
4) Суффикс -ан в названии указывает на наличие одинарных связей в молекуле.

Решение типовой задачи.

Необходимо запомнить следующее:

1. Выведите молекулярную формулу вещества — это значит установить качественный и количественный состав его молекул.

2. Число атомов элемента пропорционально его массе и обратно пропорционально его атомной массе.

Типовая задача.

Массовая доля элементов в органическом веществе соответственно равна 0,8182 (или 81,82%) углерода; 0,1818 (или 18,18%) водорода. Относительная его плотность по водороду — 22 (D). Выведите формулу вещества.

Решение.

1. Находим относительную молекулярную массу вещества:

$$D(\text{H}) = \frac{Mr(\text{вещества})}{Mr(\text{водорода})}$$

Отсюда

$$M_r(\text{вещества}) = D(\text{H}) \times M_r(\text{водорода})$$

$$M_r(\text{вещества}) = 22 \times 2 = 44$$

2. Находим, сколько массовых частей приходится на углерод:

$$44 \times 0,8182 = 36$$

3. Находим, сколько массовых частей приходится на водород:

$$44 \times 0,1818 = 8$$

4. Находим соотношение атомов в молекуле вещества C_xH_y

$$x:y = \frac{36}{12} : \frac{8}{1} = 3:8$$

Следовательно, формула органического вещества — C_3H_8 .

Ответ: Формула органического вещества — C_3H_8 .

Задание:

1. Выполнить задания в соответствии со своим вариантом.

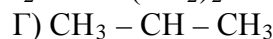
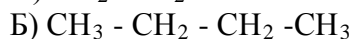
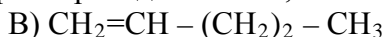
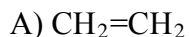
Вариант 1.

1. Составьте структурные формулы 3-х изомерных углеводов, отвечающих составу C_6H_{12} . Назовите их по международной номенклатуре.

2. Составьте структурную формулу углеводорода, название которого:

4,4-диметилпентан

3. Какие из веществ, формулы которых приведены ниже, являются гомологами пропана?



4. Задача: найдите молекулярную формулу алкена, массовая доля в котором составляет 14,3%. Относительная плотность этого вещества по водороду 21

5. Напишите структурные формулы:

а) 2,4 - диметилпентана;

б) 3,3 - диметилгексана;

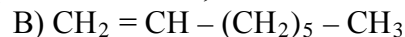
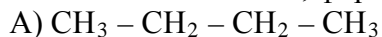
в) 2,3,5 - триметилгептана.

Вариант 2

1. Составьте структурные формулы 3-х изомерных углеводородов, отвечающих составу C_4H_{10} . Назовите их по международной номенклатуре.

2. Составьте структурную формулу углеводорода, название которого: 2,3- диметилгептан.

3. Какие из веществ, формулы которых приведены ниже, являются гомологами пентана?



4. Задача: Найдите молекулярную формулу алкина, массовая доля водорода в котором составляет 11,1%. Относительная плотность его по воздуху равна 1,863.

5. Напишите структурные формулы четырёх изомеров октана C_8H_{18} и назовите их.

Форма контроля – оценка за выполнение практического задания

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие вещества называются изомерами?
2. Какая изомерия характерна для алканов?
3. С какого углеводорода в ряду алканов начинается изомерия?
4. Какие правила необходимо выполнять, для того чтобы дать название разветвлённому углеводороду?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Леонова, Г.Г. Химия : учебное пособие / Г.Г. Леонова. — Санкт-Петербург: Лань, 2019. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-3977-5. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/125726>
4. Лобанова, В.Г. Химия. Основы химии: учебное пособие / В.Г. Лобанова, В.В. Поливанская; под редакцией В.И. Деляна. — Москва: МИСИС, 2018. — 52 с. — ISBN 978-5-90695-324-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/115297>
5. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Дябло О. В., Решетникова Е. А. - Ростов н/Д: Изд-во ЮФУ, 2018. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785927524112.html>
6. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>
7. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.

8. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
9. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
11. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Практическая работа № 4

«Решение упражнений и расчетных задач по теме «Непредельные углеводороды»

Раздел 2 Органическая химия.

Тема 2.2. Непредельные углеводороды.

Цель занятия: закрепить знание номенклатуры и свойств непредельных углеводородов, умение решать задачи.

Оснащение: справочные таблицы, калькулятор, письменные принадлежности.

Теоретическая справка:

Алгоритм для названия вещества по систематической номенклатуре

Номенклатура углеводородов
Задание: Назовите вещество по систематической номенклатуре
б) $\text{CH}_2 = \underset{\substack{ \\ \text{CH}_3}}{\text{CH}} - \underset{\substack{ \\ \text{CH}_3}}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ – АЛКЕНЫ
1) Выбирают самую длинную углеродную цепь и нумеруют, начиная с того конца, к которому ближе двойная связь.
2) Цифрами указывают положение боковых цепей и называют их в алфавитном порядке, если боковые цепи одинаковые, употребляют части ди - два, три - три, тетра - четыре. 3,4 - диметил
3) Называют основную цепь исходя из количества атомов углерода в ней 3,4 - диметилпентен - 1
4) Суффикс -ен показывает на наличие двойной связи, цифра 1 - на её расположение.

Задание:

1. Выполнить задания в соответствии со своим вариантом.

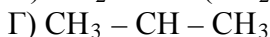
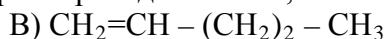
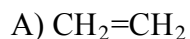
Вариант 1.

1. Составьте структурные формулы 3-х изомерных углеводородов, отвечающих составу C_6H_{12} . Назовите их по международной номенклатуре.

2. Составьте структурную формулу углеводорода, название которого:

4,4-диметилпентен-1

3. Какие из веществ, формулы которых приведены ниже, являются гомологами пропена?



5. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Дябло О. В., Решетникова Е. А. - Ростов н/Д: Изд-во ЮФУ, 2018. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785927524112.html>
6. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>
7. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
8. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
9. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
11. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Лабораторная работа № 4

«Качественное определение углерода и водорода в органических соединениях»

Раздел 2. Органическая химия

Тема 2.2. Предельные углеводороды.

Цель занятия: научиться осуществлять качественный анализ органических веществ, выполнить упражнения по теме: «Предельные углеводороды»

Основные теоретические положения.

Углеводородами называют органические соединения, состоящие из двух элементов – углерода и водорода. Таких соединений очень много. Их общая формула C_xH_y , где x и y связаны между собой определенным соотношением. Это соотношение зависит от того, к какому классу углеводородов принадлежит вещество.

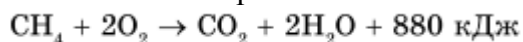
Алканы (предельные, насыщенные или парафиновые углеводороды) — углеводороды, в молекулах которых атомы связаны одинарными связями и которые соответствуют общей формуле C_nH_{2n+2} .

Название «алканы» - название предельных углеводородов по международной номенклатуре. Парафины – исторически сохранившееся название предельных углеводородов.

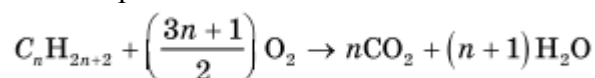
Предельные углеводороды при обычных условиях обладают большой химической инертностью. Это объясняется тем, что все σ -связи углерод — углерод и углерод — водород в них весьма прочны (энергии этих связей порядка 380 кДж/моль). К реакциям присоединения они вообще не способны вследствие насыщенности всех связей атомов углерода. С большинством химических реагентов алканы или вовсе не реагируют, или реагируют чрезвычайно медленно. Так, концентрированная серная кислота, обугливающая многие органические соединения, на предельные углеводороды не действует при комнатной температуре. Сильные окислители (например, перманганат калия) при комнатной температуре тоже не действуют на алканы.

При сравнительно невысоких температурах протекает лишь небольшое число реакций, при которых происходит замена атомов водорода предельных углеводородов на различные атомы и группы — *реакции замещения*.

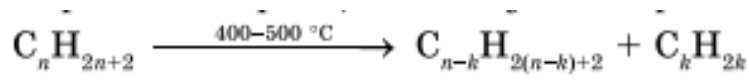
1. **Горение предельных углеводородов** — это свободнорадикальная экзотермическая реакция, которая имеет очень большое значение при использовании алканов в качестве топлива:



В общем виде реакцию горения алканов можно записать следующим образом:

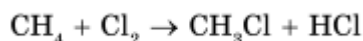


2. Термическое расщепление углеводородов.

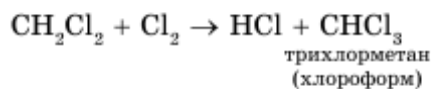
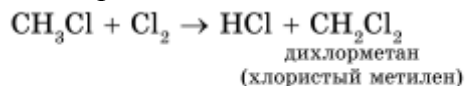


3. Реакции замещения.

Наиболее характерными для алканов являются реакции свободнорадикального замещения, в ходе которого атом водорода замещается на атом галогена или какую-либо группу. Уравнение характерной реакции *галогенирования*:

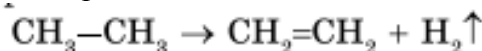


В случае избытка галогена хлорирование может пойти дальше, вплоть до полного замещения всех атомов водорода на хлор:

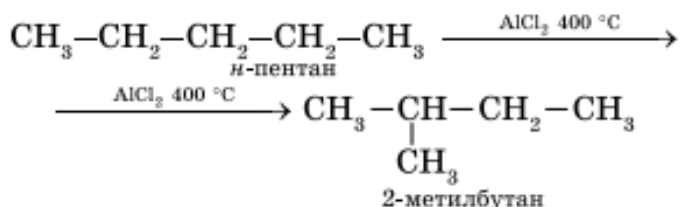


Полученные вещества широко используются как растворители и исходные вещества в органических синтезах.

4. Реакция дегидрирования (отщепления водорода). В ходе пропускания алканов над катализатором (Pt, Ni, Al₂O₃, Cr₂O₃) при высокой температуре (400-600 °C) происходит отщепление молекулы водорода и образование алкена:



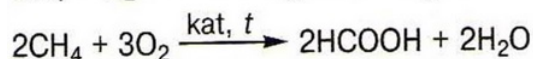
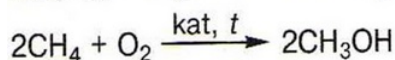
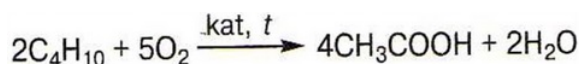
5. Изомеризация. При нагревании линейных углеводородов с катализатором изомеризации (хлоридом алюминия) происходит образование веществ с разветвленным углеродным скелетом:



6. Каталитическое окисление.

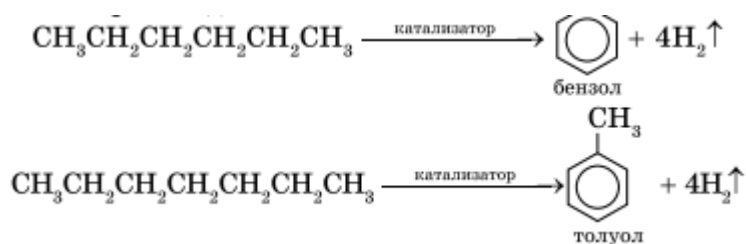
На холоду кислород на алканы не действует, но в присутствии катализаторов (солей марганца, солей карбоновых кислот и т.д.) углеводороды окисляются, что приводит к образованию различных кислородсодержащих органических соединений.

Роль катализаторов, вероятно, заключается в создании на стадии инициирования цепи высокой концентрации бирадикальной формы молекул кислорода, которые оказываются способными разорвать С-Н-связь. В зависимости от применяемого катализатора можно получить разные продукты:



7. Ароматизация.

Алканы с шестью или более углеродными атомами в цепи в присутствии катализатора циклизуются с образованием бензола и его производных:



Ход выполнения работы:

Оборудование и реактивы: лабораторный штатив, пробирки, пробка с газоотводной трубкой, спиртовая горелка, CuO, C₁₄H₃₀ (парафин), CuSO₄ безводный, Ca(OH)₂.

Задание 1. Опыт «Качественное определение углерода и водорода в парафине».

Поместите в сухую пробирку 1 г порошка оксида меди (II) и очень немного (0,2 г) парафина. Пробирку с парафином следует подогреть, чтобы твердый нефтепродукт расплавился. Придав пробирке горизонтальное положение, внесите в нее немного обезвоженного медного купороса и закройте пробкой с газоотводной трубкой так, чтобы порошок сульфата меди (II) находился возле пробки. Конец газоотводной трубки опустите в пробирку с известковой водой.

Нагревайте несильно смесь веществ и наблюдайте за изменениями.

Вопросы:

1. Что замечаете на стенках пробирки?
2. Какие изменения происходят с сульфатом меди (II)?
3. О содержании какого элемента свидетельствует помутнение известковой воды?
4. Что образовалось из оксида меди (II) и какие наблюдения это подтверждают?
5. Сделайте вывод о качественном составе парафина на основании проведенного опыта.
6. Составьте уравнение реакции полного окисления оксидом меди (II) предельного углеводорода, в состав молекулы которого входят 14 атомов углерода.

Задание 2. Упражнения.

1. Составьте структурную формулу 2,3-диметилпентана. Напишите молекулярную формулу этого вещества и составьте структурные формулы трех изомеров. Дайте им названия.
2. Какие галогенпроизводные надо взять, чтобы получить по реакции Вюрца: а) н-гексан б) 2,5-диметилгексан? Приведите уравнения реакции.
3. Массовая доля углерода в углеводороде равна 83,3%. Его плотность по воздуху составляет 2,5. Определите, какие углеводороды соответствуют условию задачи.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что называется изомерами? Приведите примеры.
2. Чем отличается электронная формула этана от структурной?
3. Какие из перечисленных формул отвечают предельным углеводородам: C₄H₈, C₃H₈, C₄H₁₀?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.

3. Леонова, Г.Г. Химия : учебное пособие / Г.Г. Леонова. — Санкт-Петербург: Лань, 2019. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-3977-5. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/125726>
4. Лобанова, В.Г. Химия. Основы химии: учебное пособие / В.Г. Лобанова, В.В. Поливанская; под редакцией В.И. Деляна. — Москва: МИСИС, 2018. — 52 с. — ISBN 978-5-90695-324-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/115297>
5. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Дябло О. В., Решетникова Е. А. - Ростов н/Д: Изд-во ЮФУ, 2018. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785927524112.html>
6. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>
7. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
8. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
9. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
11. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Лабораторная работа № 5

«Сравнительная характеристика предельных и непредельных углеводородов»

Раздел 2. Органическая химия

Тема 2.3. Непредельные углеводороды.

Цель занятия: изучить свойства гексана и этилена, сделать вывод о сходствах и различиях в свойствах предельных и непредельных УВ.

Реактивы и оборудование: раствор гексана, метан, бромная вода, раствор перманганата калия, смесь концентрированной серной кислоты и этилового спирта. Штатив с пробирками, зажим для пробирок, стеклянная палочка, газоотводная трубка.

Порядок выполнения работы:

Часть 1. Свойства предельных углеводородов.

Опыт 1. Горение гексана.

Обмокните стеклянную палочку в гексан и внесите её в пламя спиртовки. Обратите внимание на светящееся пламя. Почему?

Опыт 2. Взаимодействие метана с растворами:

а) бромной воды, б) перманганата калия.

а) Метан пропустили через раствор бромной воды. Что наблюдаете? Почему так происходит?

б) Прodelайте аналогичный опыт с раствором KMnO_4 . Почему не протекает реакция?

Задание:

1. Составьте уравнение реакции хлорирования этана (2 стадии). Укажите тип реакции.

Часть 2. Получение этилена опытным путем.

1. В пробирку налейте смесь этилового спирта и концентрированной серной кислоты (1:3), добавьте песок для равномерного нагревания смеси. Закройте пробирку газоотводной трубкой и закрепите ее в штативе. Осторожно нагрейте.
2. В другую пробирку налейте 2-3 мл бромной воды. Опустите газоотводную трубку до дна пробирки с бромной водой и пропустите через нее выделяющийся газ. Обратите внимание на изменение окраски бромной воды.
3. В третью пробирку налейте разбавленный раствор KMnO_4 и пропустите через него газ. Отметьте изменение окраски раствором.

Задание:

1. Какой газ выделяется при нагревании этилового спирта с серной кислотой? Составьте уравнение дегидратации этилового спирта.
2. Что происходит при пропускании газа через бромную воду и раствор KMnO_4 ? Составьте уравнение реакции: а) Между этиленом и бромной водой (Br_2)
б) Окисление этилена раствором KMnO_4 .

Укажите тип реакции.

В выводе к работе сравните свойства предельных и непредельных УВ, объясните причину сходства и различия на основе строения молекул.

Ответьте на следующие вопросы:

1. Какие углеводороды называются непредельными и как их подразделяют? Напишите общие формулы непредельных углеводородов.
2. Какие виды изомерии наблюдаются у непредельных углеводородов? Приведите примеры.
4. Изобразите сокращённые структурные формулы всех углеводородов, молекулярная формула которых C_5H_{10} . Подпишите под ними названия.
5. Почему число изомеров у углеводородов ряда этилена больше, чем у предельных углеводородов? Для доказательства приведите изомеры углеводородов с молекулярными формулами C_4H_{10} и C_4H_8 .
6. Какие вещества относятся к углеводородам ряда ацетилена? Даны молекулярные формулы следующих углеводородов: C_2H_2 , C_4H_4 , C_4H_6 . Составьте их структурные формулы и подпишите названия.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы.

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Леонова, Г.Г. Химия : учебное пособие / Г.Г. Леонова. — Санкт-Петербург: Лань, 2019. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-3977-5. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/125726>
4. Лобанова, В.Г. Химия. Основы химии: учебное пособие / В.Г. Лобанова, В.В. Поливанская; под редакцией В.И. Деляна. — Москва: МИСИС, 2018. — 52 с. — ISBN 978-5-90695-324-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/115297>
5. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Дябло О. В., Решетникова Е. А. - Ростов н/Д: Изд-во ЮФУ, 2018. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785927524112.html>
6. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>
7. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
8. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
9. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.

10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
11. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Лабораторная работа № 6

«Сравнительная характеристика предельных спиртов»

Раздел 2. Органическая химия

Тема 2.5. Гидроксильные соединения.

Цель: Изучить и сравнить физические и химические свойства этанола и глицерина.

Оборудование и реактивы: пробирки, спиртовка, пробиркодержатель, метанол, этанол, бутанол, изоамиловый спирт, глицерин, металлический натрий, растворы гидроксида натрия и сульфата меди (II).

Основные теоретические положения:

Спиртами называют соединения, содержащие одну или несколько гидроксильных групп, непосредственно связанных с углеводородным радикалом.

Если углеводородный радикал обозначить буквой **R**, то в общем виде формулу молекулы спирта можно изобразить так:



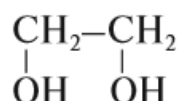
По числу гидроксогрупп спирты делят на:

✓ *одноатомные*



в состав молекулы входит одна гидроксогруппа OH;

✓ *многоатомные*



в состав молекул входит две или более (*много*) гидроксогрупп.

Изомерия. Номенклатура.

АЛКАН + ОЛ

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ – этанол

$\text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2$ - пропантриол (глицерин)



Характерная изомерия:

- ✓ Углеродной цепи
- ✓ Положение функциональной группы – OH
- ✓ Межклассовая (спирты изомерны простым эфирам $\text{R} - \text{O} - \text{R}$)

Ход выполнения работы:

Часть 1. Одноатомные спирты.

Опыт 1. Растворимость спиртов в воде.

В четыре пробирки налили примерно по 2 мл метилового, этилового, бутилового и изоамилового спиртов. Добавили в каждую из пробирок по 3 мл воды и взболтали.

Задание:

1. Что Вы наблюдаете?
2. Сделайте вывод о растворимости в воде различных спиртов. Объясните причину.

Опыт 2. Горение спиртов.

В фарфоровые чашки наливают по 2 мл спиртов, располагая их в порядке увеличения их молярных масс. Поджигают лучиной и сравнивают характер горения.

Задание:

1. Запишите наблюдения.
2. Составьте уравнение горения этанола.

Опыт 3. Взаимодействие спиртов с натрием.

К 1 мл метанола, этанола, бутанола добавьте кусочек натрия. Запишите наблюдения.

Задание:

1. Составьте уравнение реакции взаимодействия этанола.
2. Сделайте вывод о свойствах одноатомных спиртов.

Часть 2. Многоатомные спирты.

Опыт 1. Изучение физических свойств глицерина:

Изучите агрегатное состояние, цвет, запах, плотность, растворимость в воде.

Задание:

1. Запишите наблюдения.

Опыт 2. Взаимодействие глицерина с натрием.

К 1 мл глицерина добавьте кусочек натрия.

Задание:

1. Запишите наблюдения.
2. Составьте уравнение реакции.
3. Сделайте вывод о свойствах многоатомных спиртов.

Опыт 3. Проведите качественную реакцию на глицерин.

К 1 мл гидроксида натрия добавьте 2-3 капли сульфата меди. К образовавшемуся осадку прилейте несколько капель глицерина. Наблюдайте растворение осадка и образование ярко-синего раствора глицерата меди.

Задание:

1. Составьте уравнение реакций образования:
 - а. гидроксида меди (II)
 - б. глицерата меди.

В общем выводе к работе отметьте, в чем сходство и различие в свойствах одноатомных и многоатомных спиртов. Почему?

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие вещества называются спиртами? Приведите примеры одноатомных спиртов.
2. Один из атомов водорода в молекулах одноатомных спиртов является более подвижным. Поясните почему?
3. Какие соединения называются многоатомными спиртами? Приведите примеры.

4. Охарактеризуйте химические свойства многоатомных спиртов. Напишите уравнения соответствующих реакций и перечислите одинаковые и различные свойства одноатомных и многоатомных спиртов.
5. Составьте электронную формулу фенола и поясните, почему атом водорода в гидроксильной группе более подвижен, чем в молекулах одноатомных спиртов.

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Леонова, Г.Г. Химия : учебное пособие / Г.Г. Леонова. — Санкт-Петербург: Лань, 2019. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-3977-5. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/125726>
4. Лобанова, В.Г. Химия. Основы химии: учебное пособие / В.Г. Лобанова, В.В. Поливанская; под редакцией В.И. Деляна. — Москва: МИСИС, 2018. — 52 с. — ISBN 978-5-90695-324-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/115297>
5. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Дябло О. В., Решетникова Е. А. - Ростов н/Д: Изд-во ЮФУ, 2018. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785927524112.html>
6. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>
7. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
8. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
9. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
11. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Лабораторная работа № 7 «Получение и свойства альдегидов»

Раздел 2. Органическая химия

Тема 2.6. Альдегиды и кетоны

Цель: экспериментально изучить методы получения и свойства альдегидов.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, держатель для пробирок, медная проволока этанол, формалин, раствор гидроксида натрия и сульфата меди (II).

Основные теоретические положения

Альдегиды – это органические вещества, молекулы которых содержат альдегидную группу, связанную с углеводородным радикалом.

Изомерия. Номенклатура.

Алкан + аль : HCON – метаналь (муравьиный альдегид, 40-% раствор – формалин)
CH₃CON – этаналь (уксусный альдегид, ацетальдегид)

Характерный виды изомерии: - углеродной цепи, межклассовая (с кетонами).

Качественные реакции на группу –СОН:

- а) окисление аммиачным раствором оксида серебра (реакция «серебряного зеркала»);
- б) окисление гидроксидом меди (II).

Ход выполнения работы:

Часть 1. Получение альдегидов

Опыт 1. Окисление этилового спирта оксидом меди (II).

Налейте в пробирку 0,5 мл этилового спирта и погрузите в него раскалённую медную проволоку. Обратите внимание на появление запаха альдегида и восстановление меди.

Задание:

1. Составьте уравнение реакции окисления этилового спирта оксидом меди (II).
2. Назовите полученный альдегид.
3. Сделайте вывод о возможном способе получения альдегидов.

Часть 2. Свойства альдегидов.

Опыт 2. Окисление муравьиного альдегида оксидом серебра.

В чистую пробирку налейте 0,5 мл аммиачного раствора оксида серебра. Прибавьте несколько капель формалина. Осторожно нагрейте смесь.

Задание:

1. Напишите уравнение реакции взаимодействия муравьиного альдегида с оксидом серебра.
2. Назовите полученное вещество.

Опыт 3. Окисление альдегида гидроксидом меди (II).

К двум каплям раствора сульфата меди (II) прилейте 1 мл раствора гидроксида натрия. К полученному осадку гидроксида меди прибавьте 0,5 мл формалина. Смесь осторожно нагрейте. Наблюдайте изменение окраски.

Задание:

1. Составьте уравнение реакции получения гидроксида меди (II);
2. Составьте уравнение реакции взаимодействия гидроксида меди с муравьиным альдегидом.

В выводе укажите какие свойства (окислительные и восстановительные) проявляют альдегиды в данных реакциях и какие вещества являются продуктами.

Упражнения:

1. Составьте структурные формулы 3-х изомерных альдегидов $C_5H_{10}O$. Назовите их по международной номенклатуре.
2. Осуществите цепочку превращений:
 $C \rightarrow CH_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow CH_3COH \rightarrow CH_3COOH$
3. Задача: Определите массу уксусного альдегида, который получили окислением 391 г этанола, если массовая доля выхода продукта составляет 90% от теоретически возможного.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие органические вещества называются альдегидами?
2. Как получают альдегиды?
3. С помощью каких реактивов можно определить альдегидную группу?
4. Какие органические вещества называются кетонами?
5. Чем отличаются альдегиды от кетонов? Укажите их важнейшие свойства.
6. Как можно доказать, что в данном растворе содержится кетой? Приведите уравнение соответствующей реакции.

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Леонова, Г.Г. Химия : учебное пособие / Г.Г. Леонова. — Санкт-Петербург: Лань, 2019. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-3977-5. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/125726>
4. Лобанова, В.Г. Химия. Основы химии: учебное пособие / В.Г. Лобанова, В.В. Поливанская; под редакцией В.И. Деляна. — Москва: МИСИС, 2018. — 52 с. — ISBN 978-5-90695-324-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/115297>
5. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Дябло О. В., Решетникова Е. А. - Ростов н/Д: Изд-во ЮФУ, 2018. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785927524112.html>
6. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>
7. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
8. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
9. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
11. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Лабораторная работа № 8 «Свойства карбоновых кислот»

Раздел 2. Органическая химия

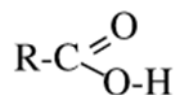
Тема 2.7. Карбоновые кислоты и их производные

Цель: экспериментально изучить общие и специфические свойства уксусной кислоты, как представителя карбоновых кислот

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, держатель для пробирок, растворы: гидроксида натрия, уксусной кислоты, серной кислоты (к), этилового спирта; оксид кальция, магний (или цинк), карбонат натрия, индикаторы-фенолфталеин, лакмус.

Теоретическая справка

Карбоновые кислоты – органические вещества, молекулы которых содержат карбоксильную группу – COOH, связанную с углеводородным радикалом.



Их делят на различные группы (классы) по некоторым признакам:

1. По строению (составу) углеводородного радикала кислоты делят на:

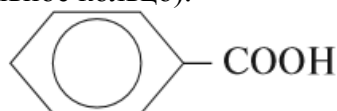
– *Предельные*, в углеводородном радикале только простые связи:



– *Непредельные* (в углеводородном радикале есть кратная связь);



– *Ароматические* (имеется бензольное кольцо).



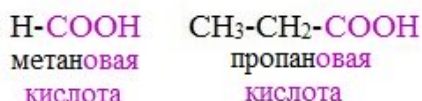
2. По количеству карбоксильных групп в молекуле карбоновые кислоты подразделяются на:

- ✓ *Одноосновные* - 1 карбоксильная группа
- ✓ *Двухосновные* - 2 карбоксильных группы
- ✓ *Трехосновные* - 3 карбоксильных группы

Названия карбоновых кислот формируются путем добавления суффикса "**-овая**" к названию алкана с соответствующим числом атомов углерода и слова кислота: **метановая** кислота, **этановая** кислота, **пропановая** кислота, и т.д.

Алгоритм составления названий карбоновых кислот

По *систематической (заместительной) номенклатуре IUPAC* названия карбоновых кислот образуют из названий соответствующих углеводородов с добавлением суффикса **-овая** и слова **кислота**.



Правила составления названий карбоновых кислот по систематической (заместительной) номенклатуре ИЮПАК:

1. За основу выбирают самую длинную углеводородную цепь, содержащую карбоксильную группу.
2. Нумерацию главной углеродной цепи начинают с атома углерода карбоксильной группы.
3. Указывают положение заместителей и их названия, первым из них указывается наиболее простой. Несколько одинаковых заместителей указывают с помощью приставки **-ди**, **-три**, **-тетра** и т. д.
4. К названию соответствующего алкана прибавляют суффикс **-овая** и слово **кислота**.



По систематической номенклатуре названия **непредельных кислот** образуются от названия соответствующего алкена (алкина, диена), добавляя к нему суффикса **-овая** и цифрой указывают положение двойной связи. Нумерацию углеродной цепи начинают с атома углерода карбоксильной группы.

Названия **многоосновных кислот** производят от названия соответствующего углеводорода с добавлением суффиксов «**диовая**», **-триовая** и т.д. и слова «**кислота**»:

HOOC-COOH - **этандиовая (щавелевая) кислота**

$\text{HOOC-CH}_2\text{-COOH}$ - **пропандиовая (малоновая) кислота**

Часто карбоксильную группу рассматривают как заместитель в молекуле углеводорода. При этом в названии употребляют словосочетание «**карбоновая кислота**» и в нумерацию атомов углерода цепи атом углерода карбоксильной группы не включают.

Данный способ чаще применяют в случаях, когда карбоксильная группа связана с циклической структурой.



Изомерия карбоновых кислот

Для предельных карбоновых кислот характерна структурная изомерия: углеродного скелета, межклассовая изомерия со сложными эфирами.

Ход работы:

Часть 1. Общие свойства кислот.

Опыт 1. Диссоциация.

Проверить действие уксусной кислоты на индикатор лакмус. Составьте уравнение её диссоциации.

Опыт 2. Взаимодействие со щелочами.

К 1-2 каплям гидроксида натрия добавьте уксусную кислоту до полной нейтрализации (опыт проводите в присутствии фенолфталеина). Запишите наблюдения. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакций.

Опыт 3. Взаимодействие с металлами.

К 2 мл раствора кислоты добавить магний (цинк). Наблюдайте выделение водорода. Запишите наблюдения. Составьте молекулярное и ионное уравнение реакции.

Опыт 4. Взаимодействие с оксидами металлов.

В пробирку с небольшим количеством оксида меди (II) добавить 2 мл кислоты. Запишите наблюдения. Составьте уравнения реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 5. Взаимодействие с солями.

К 1 мл раствора натрия карбоната прилейте 1 мл раствора кислоты. Какой газ выделяется? Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции.

Часть 2. Особенности органических кислот.

Опыт 6. Взаимодействие карбоновых кислот со спиртами.

Налейте в пробирку по 2 мл органической кислоты (к), этилового спирта и серной кислоты (к) (осторожно). Содержимое пробирки вылейте в другую пробирку с водой. Через несколько минут на поверхности всплывает уксусно-этиловый эфир, который можно узнать по характерному запаху.

Запишите наблюдения, составьте уравнения реакции этерификации.

В выводе отметьте, почему органические кислоты проявляют черты сходства с неорганическими и в чём их особенность.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие соединения относятся к карбоновым кислотам; как их классифицируют? Приведите по одному примеру из каждой группы кислот.
2. Поясните сущность взаимного влияния карбоксильной группы и радикала в молекулах карбоновых кислот.
3. Какие свойства карбоновых кислот сходны со свойствами неорганических кислот? Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Почему для муравьиной кислоты характерна реакция «серебряного зеркала», а другие карбоновые кислоты не обладают таким свойством. Напишите уравнение соответствующей реакции.

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Леонова, Г.Г. Химия : учебное пособие / Г.Г. Леонова. — Санкт-Петербург: Лань, 2019. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-3977-5. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/125726>
4. Лобанова, В.Г. Химия. Основы химии: учебное пособие / В.Г. Лобанова, В.В. Поливанская; под редакцией В.И. Деляна. — Москва: МИСИС, 2018. — 52 с. — ISBN 978-5-90695-324-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/115297>
5. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Дябло О. В., Решетникова Е. А. - Ростов н/Д: Изд-во ЮФУ, 2018. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785927524112.html>
6. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>
7. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
8. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
9. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
11. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Практическая работа № 5,6

«Генетическая связь между углеводородами и кислородосодержащими органическими веществами»

Раздел 2. Органическая химия

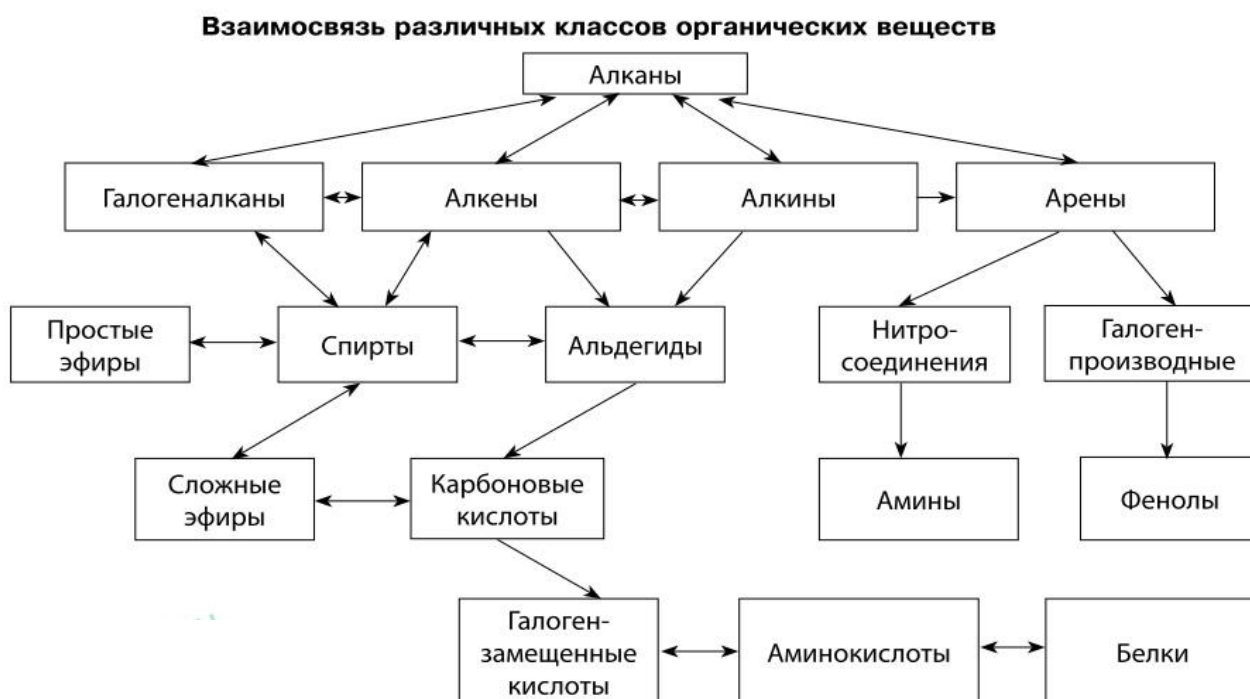
Тема 2.7. Карбоновые кислоты и их производные

Цель работы: обобщить и закрепить знания по органической химии

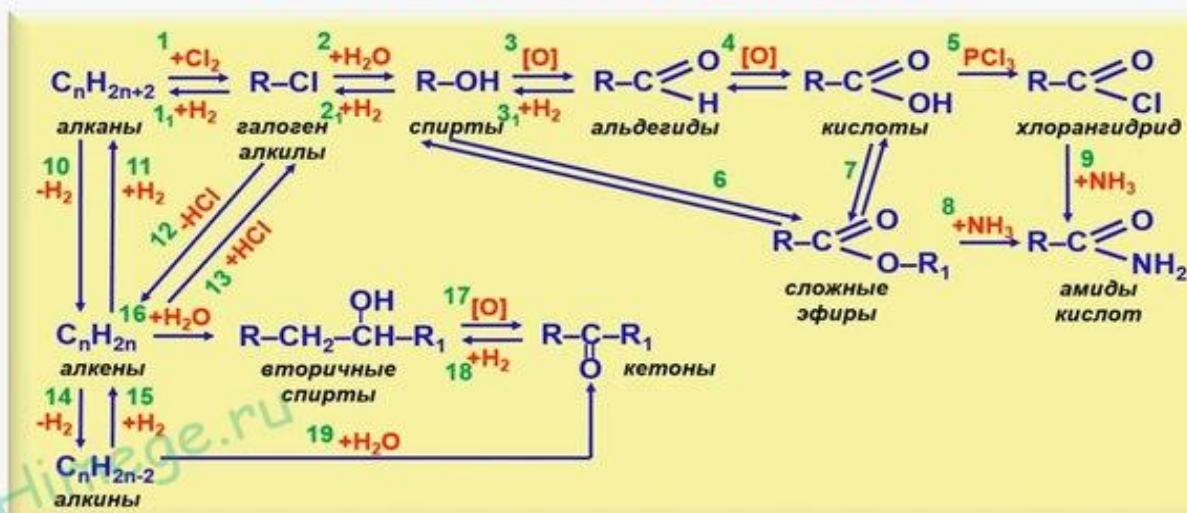
Задание:

1. Выполнить задания в соответствии со своим вариантом.

Основные теоретические положения:

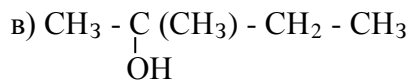
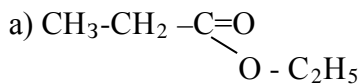


ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ



Вариант 1.

1. Распределите вещества, формулы которых приведены ниже, по классам соединений и назовите их:



2. Составьте структурные формулы 2 изомеров и 2 гомолога для вещества в). Назовите эти вещества.

3. Напишите структурные формулы следующих веществ:

- 3,3-диметилгексан;
- 4-метилпентан;
- 2,4,6-тринитрофенол;
- 2,2-диметилпропаналь;
- 3-метилбутановая кислота.

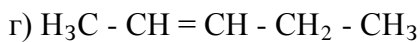
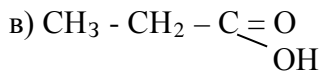
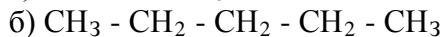
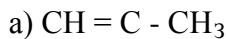
2. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



5. При взаимодействии этанола массой 13,8 г с оксидом меди (II) получили альдегид, масса которого составила 9,24 г. Рассчитайте массовую долю выхода альдегида.

Вариант 2.

1. Распределите вещества, формулы которых приведены ниже, по классам соединений и назовите их:



2. Составьте структурные формулы 2 изомеров и 2 гомолога для вещества г). Назовите эти вещества.

3. Напишите структурные формулы следующих веществ:

- 3-этилгептан;
- 2,3-диметилпентен-1;
- 2-метилбутанол-2;
- 2,3-диметилпентаналь;
- 3-хлорпропановая кислота.

4. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



5. При взаимодействии уксусной кислоты массой 120 г с хлором получили 170 г хлоруксусной кислоты. Определите массовую долю выхода продукта реакции.

Форма контроля – оценка за выполнение практической работы.

Вопросы для самоконтроля:

- Какие углеводороды называются непредельными и как их подразделяют?
- Какие виды изомерии наблюдаются у непредельных углеводородов? Приведите примеры.
- Почему число изомеров углеводорода ряда этилена больше, чем у предельных углеводородов?
- Как классифицируют углеводы и почему?
- Какое общее химическое свойство присуще дисахарозам и полисахарозам?
- Почему число изомеров у УВ ряда этилена больше, чем у предельных УВ?

7. Какие вещества относятся к углеводородам ряда ацетилена?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Леонова, Г.Г. Химия : учебное пособие / Г.Г. Леонова. — Санкт-Петербург: Лань, 2019. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-3977-5. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/125726>
4. Лобанова, В.Г. Химия. Основы химии: учебное пособие / В.Г. Лобанова, В.В. Поливанская; под редакцией В.И. Деляна. — Москва: МИСИС, 2018. — 52 с. — ISBN 978-5-90695-324-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/115297>
5. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Дябло О. В., Решетникова Е. А. - Ростов н/Д: Изд-во ЮФУ, 2018. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785927524112.html>
6. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>
7. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
8. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
9. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
11. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

Лабораторная работа № 9 «Химические свойства углеводов»

Раздел 2. Органическая химия

Тема 2.8 Углеводы

Цель работы: практически изучить свойства глюкозы, сахарозы и крахмала

Задание:

Основные теоретические положения:

Углеводы широко распространены в природе и играют большую роль в биологических процессах живых организмов и человека.

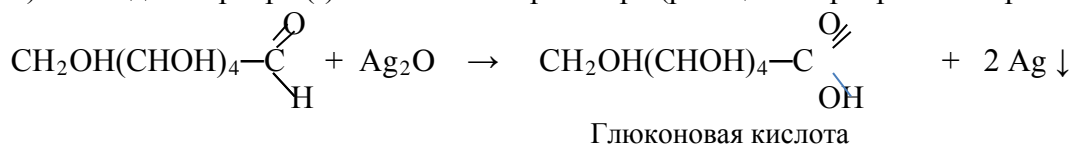
Углеводы в зависимости от их строения можно подразделить на *моносахариды*, *дисахариды* и *полисахариды*.

Важнейшим из моносахаридов является глюкоза $C_6H_{12}O_6$. Она принадлежит к гексозам, так как в её молекуле содержится 6-ть атомов углерода, а так же является альдегидспиртом, потому что содержит 1-ую альдегидную и 5-ть гидроксильных групп.

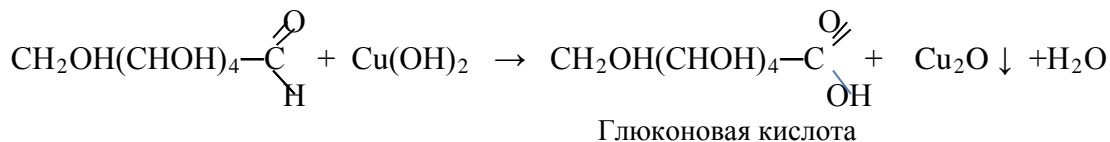
Химические свойства глюкозы обусловлены наличием в молекуле альдегидной и гидроксильных групп.

Как и альдегиды, глюкоза реагирует:

1) с оксидом серебра (I) в аммиачном растворе (реакция «серебряного зеркала»):

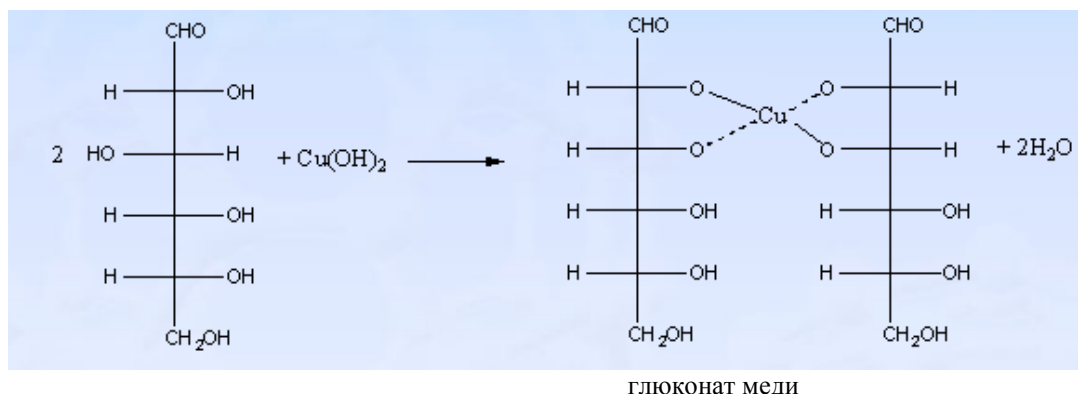


2) с гидроксидом меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$



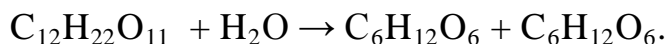
Как и спирты, глюкоза реагирует:

1) с гидроксидом меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$



Наибольшее значение из дисахаридов имеет сахароза.

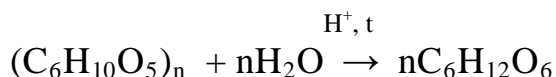
Сахароза не даёт реакций, свойственных моносахаридам, так отсутствуют свободные альдегидная и кетонная группа, но легко гидролизуется с образованием глюкозы и фруктозы (в кислой среде – H_2SO_4 ; t):



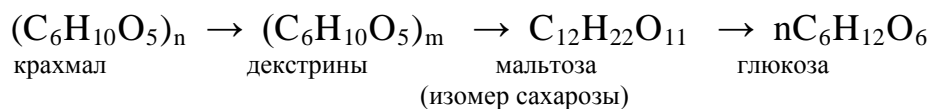
Простейшим представителем полисахаридов является крахмал. Химическая формула крахмала $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$, где n - достигает нескольких тысяч.

Характерной реакцией крахмала является его взаимодействие с иодом. Если к охлаждённому крахмальному клейстеру добавить раствор йода, то появляется синее окрашивание. При нагревании клейстера оно исчезает, а при охлаждении появляется вновь. Этим свойством пользовались при определении крахмала в пищевых продуктах.

Крахмал сравнительно легко подвергается гидролизу:



В зависимости от условий гидролиз крахмала может протекать ступенчато, с образованием различных промежуточных продуктов:



Содержание и порядок выполнения работы

Реактивы: дистиллированная вода H_2O ; растворы глюкозы $C_6H_{12}O_6$, гидроксида натрия $NaOH$, сульфата меди $CuSO_4$, нитрата серебра $AgNO_3$, аммиака NH_4OH , гидроксида кальция $Ca(OH)_2$, йода в спирте I_2 , иодида калия KI , серной кислоты H_2SO_4 , кристаллическая сахароза, крахмальный клейстер.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, держатель для пробирки, спички, фильтр, химическая воронка, стеклянная трубка, химический стакан на 50 мл.

Ход выполнения работы:

Опыт 1. Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II)

Налейте в пробирку 2 - 3 мл раствора глюкозы $C_6H_{12}O_6$ и столько же разбавленного раствора гидроксида натрия $NaOH$. Затем добавьте несколько капель раствора сульфата меди $CuSO_4$. Пробирку с полученным раствором нагрейте. При нагревании наблюдайте переход окраски синего цвета в жёлто-красный цвет и образование осадка оксида меди (I) Cu_2O .

Задания.

1. Напишите уравнения реакций гидроксида натрия $NaOH$ с сульфатом меди $CuSO_4$ и глюкозы $C_6H_{12}O_6$ с гидроксидом меди (II) $Cu(OH)_2$.
2. Сделайте вывод о качественной реакции на глюкозу.

Опыт 2. Взаимодействие глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра (I) (реакция «серебряного зеркала»)

В пробирку налейте 1 мл раствора нитрата серебра $AgNO_3$ и добавьте по каплям разбавленный раствор аммиака NH_4OH до растворения образовавшегося осадка оксида серебра (I). Затем к аммиачному раствору оксида серебра (I) Ag_2O прилейте 1-1,5 мл раствора глюкозы и нагрейте пробирку в пламени спиртовки. Наблюдайте выделение серебра на стенках пробирки в виде зеркального налета.

Задания.

1. Напишите уравнение глюкозы $C_6H_{12}O_6$ с аммиачным раствором оксида серебра (I).
2. Сделайте вывод о качественной реакции на глюкозу.

Опыт 3. Взаимодействие сахарозы с гидроксидом кальция.

Всыпьте в пробирку 1 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ и прилейте 5 мл дистиллированной воды. К полученному раствору, непрерывно взбалтывая, добавляйте по каплям свежеприготовленной суспензии гидроксида кальция $Ca(OH)_2$, до образования осадка. Это свидетельствует о том, что гидролиз кальция содержится в избытке.

Примерно, через 5 минут, полученную смесь отфильтруйте. Немного фильтрата влейте в пробирку и через стеклянную трубку продолжительное время продувайте в него вдыхаемый воздух. Отметьте происходящие изменения.

Задания.

1. Составьте уравнения соответствующих реакций.
2. На основании опыта сделайте вывод о растворимости сахара кальция.
3. Почему при продувании воздуха через раствор сахара кальция вначале образовался осадок, а затем растворился?

Опыт 4 Взаимодействие крахмала с йодом

В две пробирки налейте по 3-5 мл крахмального клейстера $(C_6H_{10}O_5)_n$. В одну пробирку добавьте немного раствора йода в спирте I_2 , а в другую раствор иодида калия KI . Отметьте происходящие изменения.

Задания.

1. Сделайте вывод, почему синее окрашивание появилось только в первой пробирке.

Опыт 5. Гидролиз крахмала

В пробирку налейте 2 мл крахмального клейстера ($C_6H_{10}O_5$)_n., добавьте 6 мл воды H_2O и осторожно прилейте 0,5-1,0 мл раствора серной кислоты H_2SO_4 . Кипятите смесь в течение 5 минут, затем нейтрализуйте ее раствором гидроксида натрия $NaOH$ и добавьте немного свежеприготовленного осадка $Cu(OH)_2$.

Задания.

1. Что происходит с крахмалом при его нагревании в присутствии с серной кислотой H_2SO_4 ?
2. О чем свидетельствует появление осадка желтого и красного цвета?
3. Напишите уравнения:
 - а) гидролиза крахмала ($C_6H_{10}O_5$)_n.
 - б) глюкозы $C_6H_{12}O_6$ с гидроксидом меди (II) $Cu(OH)_2$.

Форма контроля – оценка за выполнение лабораторной работы.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие вещества относятся к углеводам, и почему им было дано такое название?
2. Как классифицируют углеводы и почему?
3. Как опытным путём можно доказать, что в молекуле глюкозы имеются пять гидроксильных групп и альдегидная группа?
4. Какие химические свойства для глюкозы и глицерина являются общими, и чем эти вещества отличаются друг от друга? Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Какое общее химическое свойство присуще дисахарозам и полисахарозам? Какие индивидуальные реакции характерны для крахмала и глюкозы?

Рекомендуемая литература:

1. Конспект лекций.
2. Саенко О.Е. Химия: учебник для колледжей: общеобразовательная подготовка/ О.Е. Саенко. – Ростов н/Д: Феникс, 2018. – 282 с.
3. Леонова, Г.Г. Химия : учебное пособие / Г.Г. Леонова. — Санкт-Петербург: Лань, 2019. — 208 с. — ISBN 978-5-8114-3977-5. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/125726>
4. Лобанова, В.Г. Химия. Основы химии: учебное пособие / В.Г. Лобанова, В.В. Поливанская; под редакцией В.И. Деляна. — Москва: МИСИС, 2018. — 52 с. — ISBN 978-5-90695-324-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/115297>
5. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Дябло О. В., Решетникова Е. А. - Ростов н/Д: Изд-во ЮФУ, 2018. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785927524112.html>
6. Химия: Учебник для вузов [Электронный ресурс] / Семенов И. Н., Перфилова И. Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN978593882915.html>
7. Ерохин Ю.М. Химия: Учебное пособие – М.: Академия, 2014. – 400с.
8. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. Пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.
9. Хомченко Н.Г. Общая химия. Учебник для техникумов. М.: Химия, 1987г.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2000г. – 358 с.
11. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп.. – М.: ООО «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 480 с.
12. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач для поступающих в вузы. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: «Издательство Новая Волна»: Издатель Умеренков, 2002. – 278 с.

