МБОУ «Гимназия№14»

Элективный курс по химии «Химия для любознательных»

для 8 класса

Составитель учитель высшей квалификационной категории Хусаинова С.Х.

Город Казань, 2016 год

2

Оглавление

Стр

1.Аннотация к элективному курсу«Химия для любознательных» 3

2. Пояснительная записка 4

3. Учебно-тематическое планирование занятий элективного курса 7

4. Содержание тем элективного курса 11

5.Темы сообщений и проектных работ учащихся 13

6. Приложение №1 «Растворимость. Растворы» 14

7. Приложение №2 «Индикаторы» 19

8. Приложение №3 «Явление люминесценции и его применение 29

9. Приложение №4 «Катализ» 40

3

Аннотация к элективному курсу«Химия для любознательных»

Химия как учебный предмет средней школы, наряду с другими предметами, формирует личность учащихся. Элективный курс предназначен для учащихся восьмых классов средней общеобразовательной школы,учитывает возрастные особенности детей данного возраста и являетсядоступным для восприятия*.*Содержание элективных занятий тесно связано с общеобразовательным курсом и способствует углублению знаний, получаемых на уроках химии. Обучение химии в школе основано на химическом эксперименте. Химический эксперимент и прежде всего лабораторные опыты и практические занятия служат главным фактором проявления интереса к предмету. Попытка заменить реальный эксперимент виртуальным - не лучший выход из положения, так как человек живет в реальном мире окружающих его веществ, а не в виртуальном. Большая часть времени курса отведена на практические занятия, цель которых, наряду с развитием навыков проведения химического эксперимента, способствовать формированию в учащихся качеств исследователя. Высокая практическая направленность курса будет способствовать тому, что ученик получит практические знания и умения, которые пригодятся ему в повседневной жизни.   
 Данный элективный курс является межпредметным. Содержание курса является актуальным, так как способствует повышению интереса учащихся к познанию химии и ориентирует на профессии, связанные с химией.

4

Пояснительная записка

Элективный курс «Химия для любознательных» предназначен для учащихся восьмых классов. Именно в первый год обучения у учащихся складывается отношение к новому учебному предмету*.* Данный курс позволит привить устойчивый интерес к химии, приобрести практические умения и навыки работы в химической лаборатории.

Содержание элективных занятий тесно связано с общеобразовательным курсом и способствует углублению знаний, получаемых на уроках химии. Понятие – это основная форма человеческого знания. Вне понятий нет мышления. Процесс мышления – это оперирование понятиями. В 8 классе учащиеся на уроках знакомятся с понятиями раствор, катализатор, индикатор. Раствор, являясь простым и наглядным объектом в школьном обучении, может служить основой для изучения вещества и химической реакции. С понятием «раствор» тесно связано понятие «индикатор». При изучении индикаторов юные химики знакомятся с явлением люминесценции и его практическим применением. Также одним из фундаментальных понятий химии является понятие “катализатор”. Изучение катализаторов имеет большое значение для многих отраслей химической, пищевой и фармацевтической промышленности. Элективный курс предполагает углубление знаний по данным темам, также активизацию самостоятельной деятельности учащихся.

Обучение химии в школе основано на химическом эксперименте. Химический эксперимент служит фактором проявления интереса к предмету. Практические работы, предусмотренные курсом, способствуют развитию экспериментальных навыков, наблюдательности, умения работать с лабораторным оборудованием, делать выводы.  
Продолжительность курса составляет 17 часов, один час в неделю. **Цели:**  образовательная: - развивать учебную мотивацию учащихся через интерес к химической науке развивающая: - способствовать интеллектуальному развитию учащихся, развитию их логического мышления для постановки и решения практических проблем воспитательные: ­ - формировать научное мировоззрение и понимание того, что химическое образование как обязательный элемент культуры необходим каждому; - воспитывать трудолюбие, нравственность, интерес к науке, бережное отношение к природе - подготовить учащихся к самостоятельному выбору профильного обучения на старшей ступени школьного образования **Задачи:**

5 - показать учащимся необходимость химических знаний для развития различных отраслей науки, промышленности, сельского хозяйства, медицины, сферы обслуживания, экологии;

 - научить школьников планировать эксперимент, выдвигать гипотезы о способах решения экспериментальных задач, сформировать умения делать индуктивные и дедуктивные умозаключения и выводы,

-развить мастерство проведения химического эксперимента для разработки научно – исследовательских проектов.

- научить учащихся сотрудничать в группе, осуществлять само- и взаимоконтроль

**Педагогическая целесообразность** программы состоит в том, что возникает возможность изучать предмет на более высоком уровне, привлекая к этому заинтересованных учащихся, с последующим развитием у них творческих способностей.

**Направленность программы** заключается в формировании у юных химиков понятий о применении химических знаний в современной жизни.

**Методы, формы обучения**

Элективный курс «Химия для любознательных» реализуется с использованием современных педагогических технологий: личностно-ориентированного обучения, проблемного и группового обучения, а также компьютерных технологий.

**Формы и методы работы**: лекция, демонстрационный эксперимент, лабораторная работа, практическая работа. При выборе опытов учитывались педагогические требования – опыт должен быть наглядным, убедительным и безопасным.  
**Формы организации учебных занятий**: коллективные, групповые, индивидуальные

**Предполагаемые результаты обучения**  
По окончании курса учащиеся должны уметь:  
 - самостоятельно работать с источниками информации (литературные источники, интернет-ресурсы) - наблюдать и описывать явления и свойства веществ; обращаться с химической посудой и лабораторным оборудованием – технически правильно проводить химические эксперименты, соблюдать правила техники безопасности при работе с химическими реактивами и оборудованием

- составлять уравнения химических реакций, характеризующих происходящие химические процессы и свойства изучаемых веществ – представлять результаты работы в форме отчета (письменного или устного)  
– сотрудничать в группе ; -использовать приобретенные знания и умения в дальнейшем изучении химии **Инструментарий для оценивания результатов обучения**   
 В данном элективном курсе текущий контроль достижений является инструментом положительной мотивации и своевременной коррекции

6

работы учащихся учителем. Текущий контроль предполагает проведение бесед с учащимися по изучаемым темам, проблемам, составление конспектов лекционных занятий и отчётов по практическим работам.

Итоговый контроль осуществляется в форме индивидуальных творческих работ учащихся: электронных презентаций, докладов, коллекций, устного собеседования.

Целесообразно проводить итоговую аттестацию по результатам изучения курса в виде итоговой конференции.  
Оценка выставляется в форме «зачтено\ не зачтено»

7

Учебно-тематическое планирование занятий элективного курса

«Химия для любознательных»

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Тема | № занятия | Тема занятия | Форма занятия | Форма контроля | Образовательный продукт |
| Тема №1. Т/Б при работе в кабинете химии | 1 | Т/Б при работе в кабинете химии, основные лабораторные операции | Беседа с учащимися, практическая работа «Ознакомление с    химической посудой, нагревательными приборами, основные приемы лабораторных работ» | Наблюдение активности учащихся, тестирование | Памятка о правилах Т/Б, отчёт по практической работе |
| Тема №2  Растворы | 2 | Растворимость. Растворение - физико-химический процесс. Концентрации растворов. Применение растворов. | Лекция,  демонстрационные опыты, сообщения учащихся, лабораторная работа «Приготовление растворов веществ с определённой концентрацией растворённого вещества». | Наблюдение деятельности учащихся, тестирование | Опорный конспект, отчёт по лабораторной работе, сообщения учащихся |
|  | 3 | Виды растворов: ненасыщенные, насыщенные, перенасыщенные | Лекция, демонстрационные опыты, лабораторная работа «Приготовление ненасыщенных, насыщенных, перенасыщенных растворов. Кристаллизация в перенасыщенном растворе » | Беседа с учащимися, консультация | Опорный конспект, ответы на вопросы, отчёт по лабораторной работе, |
|  | 4 | Кристаллы. Применение кристаллов | Лекция, сообщения учащихся, лабораторная работа «Выращивание кристаллов из перенасыщенных растворов» | Наблюдение деятельности учащихся, беседа с учащимися | Презентации, сообщения учащихся, кристаллы, отчёт по лабораторной работе |
|  | 5 | Оформление коллекции кристаллов для кабинета химии | Практическая работа «Изготовление коллекции кристаллов» | Наблюдение деятельности учащихся, консультация | Коллекция кристаллов, отчёт по практической работе |
| Тема №3  Индикаторы | 6 | Из истории индикаторов. Природные индикаторы | Сообщения учащихся, лабораторная работа «Получение индикаторов из растений» | Наблюдение деятельности учащихся, консультация | Сообщения учащихся, природные индикаторы, отчёт по лабораторной работе |
|  | 7 | Изменение окраски растительных индикаторов в разных средах, водородный показатель | Практическая работа «Применение растительных индикаторов для определения рН среды» | Наблюдение деятельности учащихся, консультация | Отчёт по практической работе |
|  | 8 | Химические индикаторы, их классификация, применение | Лекция, демонстрационный опыт, лабораторная работа «Определения рН среды химическими индикаторами» | Наблюдение активности учащихся | Опорный конспект, ответы на вопросы, отчёт по лабораторной работе |
|  | 9 | Получение индикаторов фенолфталеина и флуоресцеина | Демонстрационные опыты, беседа с учащимися | Наблюдение активности учащихся, беседа с учащимися | Опорный конспект, индикаторы фенолфталеин и флуоресцеин, |
| Тема №4  Явление люминесценции | 10 | Фотолюминесценция флуоресцеина. Явление люминесценции, его природа и виды | Лекция, сообщения учащихся, демонстрационный опыт | Наблюдение активности учащихся, беседа с учащимися | Опорный конспект, презентация |
|  | 11 | Получение люминофоров. Практическое применение люминесценции | Демонстрационные опыты, сообщения учащихся | Наблюдение активности учащихся, беседа с учащимися | Сообщения учащихся, коллекция люминофоров |
| Тема №5 Явление катализа. Катализаторы | 12 | Катализ в истории химии. Природа действия катализатора | Демонстрационные опыты, сообщения учащихся | Наблюдение активности учащихся, беседа с учащимися | Сообщения учащихся, опорный конспект |
|  | 13 | Виды катализа: гомогенный и гетерогенный | Демонстрационные опыты, сообщения учащихся, беседа с учащимися | Наблюдение активности учащихся, беседа с учащимися | Сообщения учащихся, опорный конспект |
|  | 14 | Свойства катализатора | Сообщения учащихся, беседа с учащимися | Наблюдение активности учащихся, беседа с учащимися | Сообщения учащихся, опорный конспект |
|  | 15 | Ферменты. Катализаторы в повседневной жизни | Сообщения учащихся, лабораторная работа «Разложение пероксида водорода под действием фермента-каталазы» | Наблюдение деятельности учащихся, консультация, беседа с учащимися | Сообщения учащихся, опорный конспект, отчёт по лабораторной работе |
|  | 16 | Катализ в промышленности. Оформление коллекции катализаторов для кабинета химии | Сообщения учащихся, практическая работа «Изготовление коллекции катализаторов» | Наблюдение деятельности учащихся, консультация, беседа с учащимися | Сообщения учащихся, опорный конспект, отчёт по практической работе, коллекция катализаторов |
| Тема №6 Подведение итогов | 17 | Конференция | Защита исследовательских работ, проектов | Итоговый контроль | Проекты учащихся, презентации |

11

**Содержание тем учебного курса**

Тема №1. Т/Б при работе в кабинете химии (1 час)

1. Т/Б при работе в кабинете химии, основные лабораторные операции.

Содержание: правила техники безопасности при работе с химическим оборудованием и реактивами

Практическая работа «Ознакомление с    химической посудой, нагревательными приборами. Основные приемы лабораторных работ».

Тема №2 Растворы(4 часа)

1.Растворимость. Растворение - физико-химический процесс. Концентрации растворов. Применение растворов.

Содержание: теория растворов (физическая и химическая), самый распространённый на Земле растворитель - вода, концентрация и применение растворов.

Лабораторная работа «Приготовление растворов веществ с определённой концентрацией растворённого вещества».

2.Виды растворов: ненасыщенные, насыщенные, перенасыщенные

Содержание: ненасыщенные, насыщенные, перенасыщенные растворы

Демонстрационный опыт: «Мгновенная кристаллизация из перенасыщенного раствора ацетата натрия» Лабораторная работа «Приготовление ненасыщенных, насыщенных,

перенасыщенных растворов. Кристаллизация в перенасыщенном растворе». (Получение кристаллов при быстром охлаждении насыщенного раствора соли).

3. Кристаллы. Применение кристаллов

Содержание: аморфное и кристаллическое состояние вещества; рост кристаллов в природе из раствора, расплава, пара; свойства кристаллов (анизотропия, симметрия, однородность); применение кристаллов в быту и технике.

Лабораторная работа «Выращивание кристаллов из перенасыщенных растворов солей» (Приготовить насыщенные растворы солей: сульфата меди(2), алюмокалиевых и хромокалиевых квасцов, хлорида натрия и др. и следить за ростом кристаллов в течение нескольких дней).

4.Оформление коллекции кристаллов для кабинета химии

Практическая работа «Изготовление коллекции кристаллов» (из выращенных кристаллов оформить наглядное пособие для кабинета химии).

Тема №3 Индикаторы(4 часа)

1. Из истории индикаторов. Природные индикаторы Содержание: история открытия индикаторов, природные индикаторы. Лабораторная работа «Получение индикаторов из растений» (из растительного сырья: ягод ежевики, лепестков розы, гладиолусов, мальвы, васильков и др.)

2. Изменение окраски растительных индикаторов в разных средах Содержание: водородный показатель, рН среды, исследование изменения окраски ранее полученных индикаторов в разных средах.

12

Практическая работа «Применение растительных индикаторов для определения рН среды» 3. Химические индикаторы, их классификация, применение Содержание: классификация химических индикаторов, их применение. Демонстрационный опыт: «Окисление-восстановление индикатора метиленового синего» Лабораторная работа «Определения рН среды химическими индикаторами» 4. Получение индикаторов фенолфталеина и флуоресцеина Содержание: индикаторы фенолфталеин и флуоресцеин, их применение Демонстрационные опыты «Получение индикаторов фенолфталеина и флуоресцеина»

Тема №4 Явление люминесценции (2 часа) 1.Фотолюминесценция флуоресцеина. Явление люминесценции, его природа и виды Содержание: явление люминесценции, физическая природа и виды люминесценции, Демонстрационный опыт: «Получение люминесцентного индикатора эозина» 2.Получение люминофоров. Практическое применение люминесценции Содержание: органические и неорганические люминофоры, практическое применение люминесценции Демонстрационный опыт: «Получение люминофоров на основе борной кислоты»

Тема №5 Явление катализа. Катализаторы (5 часов) 1. Катализ в истории химии. Природа действия катализатора Содержание: развитие науки о катализе, энергия активации. Демонстрационный опыт: «Получение диэтилового эфира» 2.Виды катализа: гомогенный и гетерогенный Содержание: гомогенный и гетерогенный катализ Демонстрационные опыты: «Разложение пероксида водорода, горение сахара, взаимодействие алюминия и йода» 3.Свойства катализатора Содержание: активность и селективность катализатора, отравление и старение катализатора, ингибиторы Демонстрационный опыт: «Ингибирование реакции взаимодействия раствора серной кислоты с железом» 4. Ферменты. Катализаторы в повседневной жизни Содержание: ферменты - органические катализаторы, их свойства

Лабораторная работа «Разложение пероксида водорода под действием фермента-каталазы» 5. Катализ в промышленности. Оформление коллекции катализаторов для кабинета химии

Содержание: Применение катализаторов в промышленности: производство серной кислоты, аммиака, каучука и др.

13

Практическая работа «Изготовление коллекции катализаторов»

Тема №6 Подведение итогов

Конференция.

Содержание: подвести итоги, заслушать отчёты о проведении исследовательских работ, проектов.

**Темы сообщений и проектных работ учащихся**

[Выращивание кристаллов из водного раствора методом охлаждения](http://project.1september.ru/work.php?id=560763)

[Выращивание кристаллов из насыщенного раствора сахара](http://project.1september.ru/work.php?id=604341)

Вода — уникальное вещество природы

Изучение явления катализа с помощью химического эксперимента

[Индикаторы вокруг нас](http://project.1september.ru/work.php?id=588053)

[Индикаторы из природных материалов](http://project.1september.ru/work.php?id=603283)

[Искусственные кристаллы](http://project.1september.ru/work.php?id=581640)

Катализаторы в быту

Катализ в промышленности

Люминесценция в природе

Люминесценция в практической деятельности человека

[Определение индикаторов в овощах и фруктах](http://project.1september.ru/work.php?id=586908)

[Получение и изучение индикаторов](http://project.1september.ru/work.php?id=603280)

[Самодельные индикаторы и их практическое значение](http://project.1september.ru/work.php?id=557515)

Способы очистки питьевой воды.

[Съедобные индикаторы](http://project.1september.ru/work.php?id=589374)

Ферменты – органические катализаторы Явление люминесценции и его практическое применение

14

**Приложение №1 «Растворение. Растворимость веществ в воде»**

**Оглавление**  стр

1. Значение растворов 14

2. История учения о растворах 14

3. Физическая и химическая теория растворов 15

4. Вода – самый распространённый на Земле растворитель 15

5. Свойства растворов 16

6. Факторы, от которых зависит растворимость твёрдых веществ в воде16

7. Классификация растворов по содержанию растворённого вещества 17

8. Химический эксперимент 17

9. Список литературы 18

1**. Значение растворов**

Тема «Растворы» очень важная, важнее не придумаешь. Потому что растворы - повсюду. Чай – раствор. Морская волна - раствор. Рассол, в котором лежат огурцы – раствор. Да и сам огурец – тоже раствор. Растворы могут быть не только жидкими, но и газообразными, и твёрдыми. Так что воздух – и впрямь раствор: однородная смесь газов. И золотое кольцо – тоже раствор, твёрдый раствор, сплав золота и меди. Наша солнечная система образовалась благодаря процессам, протекающим в газообразных растворах. Наконец, в растворах протекают и большинство химических реакций, имеющих техническое применение: процессы получения серной кислоты и соды, металлургические процессы, процессы, лежащие в основе пивоварения, приготовления красящих веществ, беления, крашения. Растворы привлекали внимание людей ещё тогда, когда наука химия делала первые шаги.

**2.** **История учения о растворах**

«Corpora non aqunt nisi soluta». «Вещества не взаимодействуют, если они не находятся в растворённом состоянии». Эта старинная формула унаследована от алхимиков. Наряду с «философским камнем», который якобы мог служить для превращения любого металла в золото, неосуществлённой мечтой алхимиков остался и универсальный растворитель «алкагест» - вещество, которое растворяет всё. Этот чудесный растворитель позволил бы совершать опыты со всеми веществами. Ведь реакции протекают в растворах. Конечно, опыты алхимиков с целью получения универсального растворителя остались безрезультатными. Поиски алкагеста прекратились, когда люди, наконец, догадались, что такое вещество просто не в чем будет держать: ведь по определению оно должно растворять любую посуду. Но даже ведущиеся вслепую поиски могут дать интересный результат. Алхимикам и их

последователям удалось открыть многие растворители. Стало ясно, что вещества имеют разную растворимость в различных растворителях. Была установлена зависимость между растворимостью вещества и температурой. Опыт, накопленный в лабораториях алхимиков, был обобщён новым поколением химиков. Имена самых крупных учёных химиков, работавших в

15

16-18 веках, связаны с развитием учения о растворах. Появились и первые теории о растворах.

**3.** **Физическая и химическая теория растворов**

Во второй половине 19 века вопрос о взаимодействии растворяемого вещества с растворителем вызывал многочисленные споры и серьёзные разногласия. В теории растворов были развиты два основных направления: физическое и химическое. Представители этих направлений не могли найти пути примирения на протяжении нескольких десятилетий.

Физическая теория растворов предложена Я.Х. Вант - Гоффом, профессором химии и минералогии в Амстердаме, который рассматривал процесс растворения подобным испарению. Поведение растворённого вещества в растворителе он сравнивал с поведением газа, распределённого в другом газе. Растворяемое вещество стремится равномерно распределиться по всему объёму растворителя.

Химическая теория растворов связана с именем Д.И. Менделеева. Растворение веществ часто происходит с выделением или поглощением тепла, а иногда с изменением объёма. Менделеев считал, что эти явления указывают на какие-то взаимодействия между растворённым веществом и растворителем. В настоящее время принята физико-химическая теория растворов, то есть произошло объединение физической и химической зрения на растворы. Это стало возможным благодаря трудам русских учёных Ивана Алексеевича Каблукова и Владимира Александровича Кмстяковского.

По современной теории раствор - это однородная (гомогенная ) система, состоящая из частиц растворённого вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия.

**4. Вода – самый распространённый на Земле растворитель**

Растворителями могут быть всем известная вода, помимо этого бензин, керосин, спирт, ацетон и другие вещества. Мы часто пользуемся растворителями. Например, испачканную жировыми пятнами одежду можно очистить при помощи бензина, который хорошо растворяет жир.

Для нас особое значение имеют водные растворы, так как вода – одно из самых распространённых веществ на Земле и хороший растворитель. Растворимость некоторых веществ в воде удивительна. Всем известна прекрасная растворимость в ней сахара – почти полкило на сто граммов кипятка. Вода немного растворяет даже стекло. Вспомним особенности строения молекулы воды: молекула её довольно прочная. Связи между атомом кислорода и водородными атомами ковалентные полярные. Молекула имеет угловое строение, то есть является диполем.

О

/ \

H H Вода плохо проводит электрический ток и является, следовательно, слабым электролитом. Вначале экспериментальным путём докажем, что растворение

16

– физико-химический процесс. 1. Рассмотрим физическую сторону этого процесса. Проведём опыт по диффузии в жидкостях.

2. Раскроем химическую сущность процесса растворения

а) При образовании раствора температура может измениться. Иногда это изменение не превышает нескольких градусов, а в некоторых случаях изменение температуры настолько значительно, что раствор становится холодным или горячим. Проведём химический эксперимент (лабораторный и демонстрационный). Тепловые явления, происходящие при растворении веществ в воде, доказывают, что растворитель и растворяемое вещество взаимодействуют. Изменение цвета при растворении веществ в воде также доказывает взаимодействие вещества с водой.

Посмотрим химический эксперимент. Растворов огромное множество и они разнообразные. Но при этом имеют общие свойства.

**5. Свойства растворов**

1.Растворы прозрачны и при их длительном хранении не наблюдается выпадение осадка (если хранить при неизменной температуре и без испарения жидкости).

2. Растворы имеют переменный состав (могут содержать больше или меньше вещества)

3. Растворы замерзают при более низкой температуре, чем вода, а закипает при более высокой температуре. Понижение температуры плавления при образовании растворов находит разнообразное практическое применение.

Например, для охлаждения двигателей внутреннего сгорания в зимних условиях вместо воды используют антифризы. Наиболее распространены антифризы, представляющие собой раствор этиленгликоля в воде. Температура замерзания такого раствора может достигать -490С. Растворённые в океанской воде соли понижают температуру плавления льда.

6. **Факторы, от которых зависит растворимость твёрдых веществ в воде.**

1. Во – первых, от природы растворяемого вещества (то есть от строения вещества)

Все вещества по растворимости в воде делятся на хорошо растворимые (растворимость свыше одного грамма в воде массой 100 граммов при температуре 200С), малорастворимые (растворимость меньше одного грамма) и практически нерастворимые (растворимость меньше 0,1 грамма).

Однако, совсем нерастворимых в воде веществ не существует. Ещё 2500 лет назад персидский царь Кир во время походов пользовался водой, сохраняемой в серебряных сосудах. В древней Индии для обеззараживания воды от патогенной микрофлоры в неё погружали раскалённое серебро. Многовековой опыт показал, что ионы серебра подавляют размножение многих болезней.

Во – вторых, растворимость твёрдых веществ зависит от температуры. Рассмотрим графики растворимости различных солей в зависимости от температуры. Как меняется растворимость твёрдых веществ от температуры?

17

Рассмотрим графики растворимости твёрдых веществ. 7.**Классификация растворов по содержанию растворённого вещества**

Растворы по содержанию растворённого вещества делятся на ненасыщенные, насыщенные, перенасыщенные. Ненасыщенные растворы – это такие растворы, в которых вещество при данной температуре ещё растворяется. Насыщенные растворы – это такие растворы, в которых вещество при данных условиях больше не растворяется. Перенасыщенные растворы - это такие растворы, в которых при данной температуре вещества содержится больше, чем в насыщенном растворе. Перенасыщенные растворы можно получить способом охлаждения насыщенного при высокой температуре раствора или методом удаления растворителя (воды) из насыщенного раствора испарением.

Из перенасыщенного раствора избыток растворённого твёрдого вещества выделяется в виде кристаллов.

8.**Химический эксперимент**

**Опыт №1.Диффузия**.

Реактивы и оборудование: желатин пищевой, перманганат калия, медный купорос, вода, колба, ложечка для перемешивания, электрическая плитка, пинцет, два химических стакана Методика проведения эксперимента:

Чайную ложечку желатина опустите в стакан с холодной водой и оставьте на час-другой, чтобы порошок успел набухнуть. Перелейте смесь в колбу. Нагревайте смесь на слабом огне; следите, чтобы она ни в коем случае не закипела! Размешивайте содержимое колбы до тех пор, пока желатин полностью не растворится. Горячий раствор перелейте в два стакана. Когда он остынет, в середину одного стакана быстрым и осторожным движением введите пинцет, в котором зажат кристаллик перманганата калия. Слегка разожмите пинцет и быстро выньте его. В другой стакан внесите кристаллик медного купороса. Желатин замедляет процесс диффузии, и несколько часов подряд вы сможете наблюдать очень интересную картину: вокруг кристалликов будет расти окрашенный шар. **Опыт №2.Явления при растворении веществ** Реактивы и оборудование: пробирки, нитрат калия, гидроксид натрия, безводный сульфат меди(II) Методика проведения эксперимента:

Поместите в три пробирки нитрат калия , гидроксид натрия, безводный сульфат меди(II) (по 2 г). Добавьте в каждую пробирку по 5 мл воды. Обратите внимание на тепловые явления, которые можно определить на ощупь, и на изменение цвета в третьей пробирке. **Опыт №3 Примерзающий стакан** Реактивы и оборудование: химический стакан, дощечка, нитрат аммония

18

Методика проведения эксперимента:

 Для проведения опыта необходим химический стакан и легкая дощечка. Дно стакана следует слегка смочить водой, после чего его ставят на дощечку. Затем в стакан наливают примерно 100 мл воды, после чего при интенсивном перемешивании добавляют около 50г нитрата аммония. Перемешивание продолжают в течение минуты. По достижении минимальной температуры раствора стакан осторожно приподнимают. Дощечка поднимается вместе с ним, так как она уже успела примерзнуть к стакану. **Опыт №4.Мгновенная кристаллизация пересыщенного раствора ацетата натрия.** Реактивы и оборудование: колба с перенасыщенным раствором ацетата натрия Методика проведения эксперимента: Пересыщенный раствор ацетата натрия приготовьте заранее. Для этого поместите в колбу 400 г соли и 250 мл дистиллированной воды, колбу поставьте в водяную баню. Если раствор окажется мутным, отфильтруйте его в горячем состоянии через комок ваты. Прозрачный раствор прокипятите в течение нескольких минут в открытой колбе, затем осторожно перенесите его на демонстрационный стол и охладите, избегая толчков. Горло колбы закройте ватным тампоном. Во время демонстрации нужно осторожно погрузить в раствор стеклянную палочку с прилипшим кристалликом сухой соли. Кристалл, попадая в раствор, вызывает мгновенную кристаллизацию, что напоминает замерзание воды в колбе.

**Список литературы**

1. Алиакберова Л.Ю. Занимательная химия. М.: АСТ-ПРЕСС, 2002 2.Володин В.А. Энциклопедия для детей. Том 17. Химия. М.: Аванта+,2002.

3.Ольгин О. Опыты без взрывов, Химия, М., 1986.

4.Пармёнов К.Я., Сморгонский Л.М., Цветков.Л.А., Книга для чтения по химии, часть 2, М., Учпедгиз, 1951

5.Петров М.М., Михилёв А.а., Кукушкин Ю.Н,, Неорганическая химия, Ленинград, Химия, 1974

6. Савина Л.А. Я познаю мир. Химия М.: АСТ: Астрель,2005.

19

**Приложение №2 Индикаторы**

**Оглавление** **стр**

1.Индикаторы 19

2.Из истории индикаторов 19

3.Классификация индикаторов 20

4. Химические индикаторы фенолфталеин и флуоресцеин 23

5. Природные индикаторы из растений 26

6.Химический эксперимент

6.1.Методика получения химических индикаторов 27 фенолфталеина и флуоресцеина

6.2.Методика изготовления индикаторов 28 из природного сырья.

7.Список литературы 28

**1.Индикаторы**  Химические индикаторы – это органические и неорганические вещества, введение которых в анализируемый раствор позволяет установить конец химической реакции или концентрацию водородных ионов по легко заметному признаку. Индикаторы химические используют главным образом в титриметрическом анализе для установления точки эквивалентности (конечной точки титрования). В присутствии индикаторов химических в этой точке или вблизи от неё могут наблюдаться изменение цвета, появление или исчезновение мутности, свечение и так далее, обусловленные изменением определённого свойства исследуемого раствора. Первые индикаторы были растительного происхождения, современные же индикаторы - в основном продукты химического синтеза.

**2.Из истории индикаторов**

Вероятно, самый старый кислотно-основный индикатор- лакмус. Ещё в 1640 году ботаники описали гелиотроп - душистое растение с тёмно-лиловыми цветками, из которых было выделено красящее вещество. Этот краситель, наряду с соком фиалок, стал широко применяться химиками в качестве индикатора, который в кислой среде был красным, а в щелочной - синим. Об этом можно прочитать в трудах знаменитого физика и химика 17 века Роберта Бойля. Вначале с помощью нового индикатора исследовали минеральные воды, а примерно с 1670 года его начали использовать в химических опытах. В 1704 году немецкий учёный М. Валентин назвал эту краску лакмусом; это слово и осталось во всех европейских языках. Вскоре оказалось, что лакмус можно добывать и из более дешёвого сырья, например, из некоторых лишайников. Хотя лакмус в течение нескольких столетий верно служит людям, его состав так до конца и не изучен. В этом нет ничего удивительного: ведь лакмус – это сложная смесь природных соединений. Считается, что красящими веществами лакмуса являются индофенолы, которые в кислой среде

20

существуют в катионной форме, а в щелочной – в анионной форме. В 19 веке на смену лакмусу пришли более прочные и дешёвые синтетические красители, поэтому использование лакмуса ограничивается лишь грубым определением кислотности среды. Для этой цели служат полоски фильтровальной бумаги, пропитанные раствором лакмуса. В аналитической практике применение лакмуса ограничено тем, что по мере подкисления он изменяет окраску постепенно, а не в узком интервале рН, как многие современные индикаторы. На смену лакмусу в аналитической химии пришёл лакмоид – краситель резорциновый синий, который отличается от природного лакмуса по строению, но сходен с ним по окраске: в кислой среде он красный, а в щелочной – синий. В наши дни известны несколько сот кислотно-основных индикаторов, искусственно синтезированных начиная с середины 19 века.

**3.Классификация индикаторов**

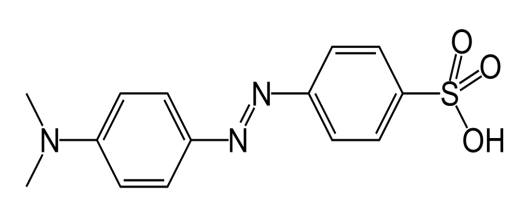
Известные в настоящее время визуальные индикаторы делят на несколько типов по очень важным в практическом отношении признакам.  **По обратимости** возникновения или исчезновения внешнего эффекта реакции различают **обратимые и необратимые индикаторы**. Обратимые индикаторы – это соединения, способные существовать в двух или более формах, причём переход одной формы в другую обратим. Большинство известных индикаторов относится к этому типу. Например, индикатор метиловый оранжевый окрашен в жёлтый цвет в щелочной среде, а в кислой среде – в красный цвет. Переход жёлтой формы в красную может происходить любое число раз в зависимости от изменения рН раствора, то есть в зависимости от недостатка или избытка введённого титранта или определяемого вещества. Необратимые индикаторы – это соединения, которые разрушаются при введении избытка реагента и окраска которых не восстанавливается добавлением анализируемого раствора. Тот же метиловый оранжевый может быть примером необратимого индикатора в окислительно-восстановительных реакциях. Одна избыточная капля титранта окислителя необратимо обесцвечивает индикатор. Необратимые индикаторы менее удобны и применяются редко. Индикаторы различают **по типу реакции титрования**, для регистрации окончания которой их применяют. **Кислотно-основные** индикаторы – это окрашенные органические соединения, существующие в двух формах, в зависимости от рН раствора. Чаще обе формы отличаются по окраске, это так называемые двухцветные индикаторы (лакмус, метиловый оранжевый и др.). Реже применяют одноцветные индикаторы, у которых окрашена только одна форма, как у фенолфталеина. Известно около200 кислотно-основных индикаторов,

относящихся к различным классам органических соединений. Наиболее широкое распространение получили индикаторы группы трифенилметана 1 (фенолфталеин, феноловый красный и др.) и группы азосоединений

21

(метилоранж, метиловый красный и др.).

Механизм изменения окраски индикаторов при изменении кислотности среды обычно рассматривают с позиций ионной и хромофорной теорий. Согласно ионной теории, кислотно-основные индикаторы представляют собой слабые органические кислоты или основания, которые в растворах могут существовать в ионизированной и в неионизированной формах. Эти формы окрашены в разные цвета и находятся в равновесии, зависящем от рН среды. Изменение кислотности раствора приводит к смещению равновесия диссоциации либо вправо (увеличение рН), либо влево (уменьшение рН). Это сопровождается изменением соотношения молекулярной и ионной форм индикатора и, следовательно, изменением окраски раствора. Хромофорная теория кислотно-основных индикаторов связывает изменение их окраски с изменением строения индикаторов в результате внутримолекулярной перегруппировки. Своё название эта теория получила от того, что окраска органических соединений приписывается наличию в них особых атомных групп (обычно содержащих кратные связи), называемых хромофорами. К хромофорам относятся нитрогруппа-N=O, способная превращаться в группу НО-N, азогруппа –N=N-, переходящая при определённых условиях в группу =N-NH-, несколько близко расположенных друг к другу карбонильных групп >C=O или двойных связей и т.п. Следует отметить , что превращение изомерных форм друг в друга у индикаторов – процесс обратимый. Обратимая изомерия называется таутомерией, а соответствующие изомеры – таутомерами. В растворе любого кислотно-основного индикатора согласно хромофорной теории присутствуют его таутомерные формы, которые находятся в равновесии друг с другом и обладают разной окраской. Ионная и хромофорная теории совершенно различно освещают процессы, происходящие с индикаторами. Однако они не исключают, а, наоборот очень удачно дополняют друг друга, так как ионизация молекул индикатора обычно предшествует внутримолекулярной перегруппировке. При изменении рН раствора все кислотно-основные индикаторы изменяют свою окраску не скачкообразно, а плавно, то есть в определённом интервале значений рН, называемом интервалом перехода окраски индикатора. Каждый индикатор имеет свой интервал перехода, который зависит от особенностей структуры индикатора и его способности к ионизации.

Строение кислотно-основного индикатора метилового оранжевого 

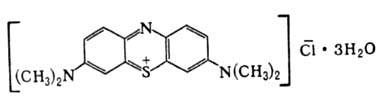
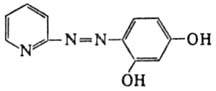
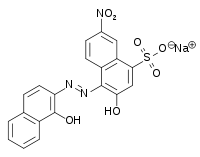
**Окислительно-восстановительные индикаторы –** вещества, способные окисляться или восстанавливаться в определённых интервалах значений

22

окислительного потенциала и изменять при этом свою окраску. Эти индикаторы (например, метиленовый синий, дифениламин, крахмал) используют в тетриметрических методах анализа, основанных на реакциях окисления-восстановления.

Строение окислительно-восстановительного индикатора

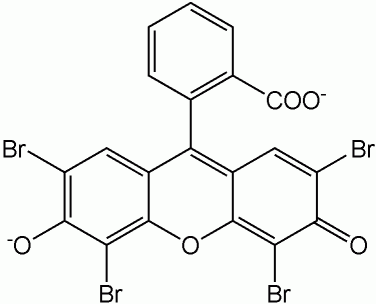
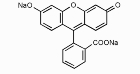
метиленового синего

 Окисленная и восстановленная формы метиленового синего различно окрашены: окисленная – голубая, восстановленная – бесцветная.  **Комплексонометрические индикаторы –** вещества, образующие с определёнными ионами окрашенные комплексные соединения. Такие индикаторы называют также металлохромными или металлоиндикаторами, используют в титриметрическоом методе анализа, основанном на применении аминополикарбоновых кислот. В качестве комплексонометрических индикаторов используют преимущественно водорастворимые органические красители – эриохром чёрный, ксиленовый оранжевый, кислотный хром тёмно-синий **.**  **С**троение  **к**омплексонометрических индикаторов пиридилазорезорцина и эриохрома чёрного  

**Адсорбционные индикаторы –** вещества, в присутствии которых в точке эквивалентности, устанавливаемой методом осаждения (например, при титровании ионов хлора стандартным раствором нитрата серебра), изменяется цвет осадка. В качестве таких индикаторов применяют главным образом красители (например, эозин, флуоресцеин).

Строение адсорбционных индикаторов

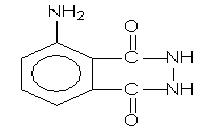
23

Эозина y флуоресцеин натрия

**Люминесцентные индикаторы –** способны люминесцировать или тушить люминесценцию при изменении рН раствора. По характеру свечения делятся на флуоресцентные и хемилюминесцентные. Флуоресцентные индикаторы изменяют люминесценцию при освещении растворов УФ светом, источником которого могут быть ртутная, дуговая или электрическая лампы. Для наблюдения за изменением флуоресценции применяют флуориметры. Хемилюминесцентные индикаторы не требуют внешнего источника возбуждения, так как свечение возникает в результате энергии, выделяющейся при протекании химических процессов. Наибольшее применение находят люминол, люцигенин, лофин, силоксен и др. Эти индикаторы применяют для титрования мутных и окрашенных растворов, когда переход окраски цветопеременных индикаторов неразличим.

Строение хемилюминесцентного индикатора люминола

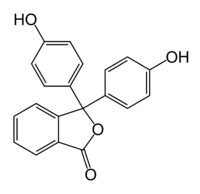


**Осадительные индикаторы *–*** приводят к образованию осадка с избытком титранта. Примером такого индикатора может служить K2CrO4, добавляемый в виде нескольких капель к раствору хлорида, титруемому раствором AgNO3. Ag+- ионы осаждают как Cl-, так и CrO42-, но поскольку растворимость AgNO3  значительно меньше Ag2CrO4, то хромат серебра не осаждается пока не будут связаны все хлорид-ионы. МЭ определяется по моменту, когда чисто-белый осадок AgCl принимает кирпичный оттенок Ag2CrO4  от одной избыточной капли титранта.

**4. Химические индикаторы фенолфталеин и флуоресцеин**

24

Фенолфталеин Это простейший фталевый краситель. Его синтез впервые осуществлён в 1871 году немецким химиком Байером.

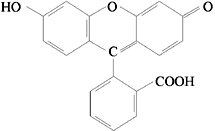
**[](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D0%B0%D0%B9%D0%BB:Phenolphthalein.png)**

**Фенолфталеи́н** (*4,4'-диоксифталофенон* или *3,3-бис-(4-гидроксифенил)фталид*) — трифенилметановый краситель, [кислотно-основный индикатор](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D0%B8%D1%81%D0%BB%D0%BE%D1%82%D0%BD%D0%BE-%D0%BE%D1%81%D0%BD%D0%BE%D0%B2%D0%BD%D1%8B%D0%B5_%D0%B8%D0%BD%D0%B4%D0%B8%D0%BA%D0%B0%D1%82%D0%BE%D1%80%D1%8B), изменяющий окраску от бесцветной (при [pH](http://ru.wikipedia.org/wiki/PH) < 8,2) до красно-[фиолетовой](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D0%B8%D0%BE%D0%BB%D0%B5%D1%82%D0%BE%D0%B2%D1%8B%D0%B9), «малиновой» (в щелочной); но в концентрированной щелочи — вновь бес[цветен](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A6%D0%B2%D0%B5%D1%82). В концентрированной серной кислоте образует [розовый](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D0%BE%D0%B7%D0%BE%D0%B2%D1%8B%D0%B9_%D1%86%D0%B2%D0%B5%D1%82) [катион](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D0%B0%D1%82%D0%B8%D0%BE%D0%BD).

Применение: в качестве индикатора Фенолфталеин меняет окраску в зависимости от уровня [pH](http://ru.wikipedia.org/wiki/PH) среды. Он способен существовать в нескольких формах, которые превращаются одна в одну при изменении кислотности.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Форма | In | H2In | In2− | In(OH)3− |
| Структура | [Phenolphthalein-very-low-pH-2D-skeletal.png](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D0%B0%D0%B9%D0%BB:Phenolphthalein-very-low-pH-2D-skeletal.png) | [Phenolphthalein-low-pH-2D-skeletal.svg](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D0%B0%D0%B9%D0%BB:Phenolphthalein-low-pH-2D-skeletal.svg) | [Phenolphthalein-mid-pH-2D-skeletal.svg](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D0%B0%D0%B9%D0%BB:Phenolphthalein-mid-pH-2D-skeletal.svg) | [Phenolphthalein-high-pH-2D-skeletal.svg](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D0%B0%D0%B9%D0%BB:Phenolphthalein-high-pH-2D-skeletal.svg)  8 |
| pH | < 0 | 0−8.2 | 8.2−12.0 | >12.0 |
|  |  |  |  |  |
| Реакция среды | сильнокислая | слабокислая и нейтральная | щелочная | сильнощелочная |
| Цвет | [Оранжевый](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9E%D1%80%D0%B0%D0%BD%D0%B6%D0%B5%D0%B2%D1%8B%D0%B9) | Бесцветный | Розовый или [фуксиновый](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D1%83%D0%BA%D1%81%D0%B8%D1%8F_%28%D1%86%D0%B2%D0%B5%D1%82%29) | бесцветный |

Флуоресцеин.

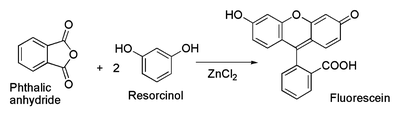
С20Н12О5

25

Жёлтые кристаллы, плохо растворимые в воде, лучше — в [спирте](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%AD%D1%82%D0%B0%D0%BD%D0%BE%D0%BB) и водных [щелочах](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A9%D1%91%D0%BB%D0%BE%D1%87%D1%8C), температура плавления 314—316 °C (с разложением). В водных растворах существует в виде смеси (1: 1) бензоидной и хиноидной форм и обладает сильной жёлто-зелёной [флуоресценцией](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D0%BB%D1%83%D0%BE%D1%80%D0%B5%D1%81%D1%86%D0%B5%D0%BD%D1%86%D0%B8%D1%8F) (отсюда и название).

Получение

Получают флуоресцеин конденсацией [фталевого ангидрида](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D1%82%D0%B0%D0%BB%D0%B5%D0%B2%D1%8B%D0%B9_%D0%B0%D0%BD%D0%B3%D0%B8%D0%B4%D1%80%D0%B8%D0%B4) с [резорцином](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D0%B5%D0%B7%D0%BE%D1%80%D1%86%D0%B8%D0%BD):

[](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D0%B0%D0%B9%D0%BB:ZnCl2_fluorescein.png)

Краситель поглощает падающий свет и тотчас излучает его обратно. Излучаемый свет обладает меньшей энергией и, следовательно, характеризуется большими длинами волн, чем поглощённый. Это явление называется флуоресценцией, а краситель - флуоресцеином. Одну каплю раствора добавим в большую пробирку с водой и перемешаем. Если теперь посмотреть на раствор против света, то он выглядит жёлтым. Если же смотреть на него в отражённом свете – сверху или по направлению падающего света на тёмном фоне, то заметна зелёная флуоресценция. Благодаря флуоресценции можно обнаружить этот краситель в самой малой концентрации. Флуоресценция хорошо заметна даже при растворении 1 г этого вещества в 40000 л воды. 250 г этого красителя достаточно для подцвечивания воды в бассейне для плавания длиной 100 м, шириной 25 м и глубиной 2 м. Способность флуоресцеина необычайно легко обнаруживаться в ничтожно малых концентрациях используют для определения направления подземных водных течений. 9 Примером может служить решение вопроса об «исчезновении» Дуная. В верховье этой реки, вблизи железнодорожной станции Иммединген, большая часть дунайской воды теряется в рыхлых известняковых породах. Чтобы установить направление движения воды в 1887 году вблизи этой станции в Дунай высыпали 10 кг флуоресцеина. Через 60 часов один из выставленных постов обнаружил в маленькой речушке Аах в Хегау отчётливую флуоресценцию. Тем самым было доказано, что вода Дуная большей частью просачивается в испещрённый трещинами известняк, достигает удалённой за 15 км речки Аах и оттуда выходит в подземное озеро, примыкающее к Боденскому озеру. Применение: -в производстве красителей: эозина, уранина -в качестве подцветки для препаратов бытовой химии; -для определения утечки воды в теплосетях; -как индикатор в нефтепромысловых работах

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  |  |  |
|  |
|  | |  |

26

-при отслеживании направления грунтовых вод;

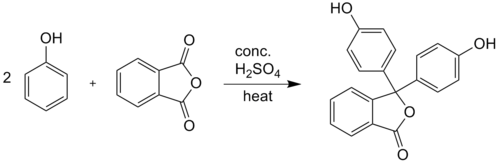
5. **Природные индикаторы из растений.** Если нет настоящих химических индикаторов, для определения кислотности среды можно успешно применять … домашние, полевые и садовые цветы и даже сок многих ягод – вишни, черноплодной рябины, смородины. Розовые, малиновые или красные цветы герани, лепестки пиона или цветного горошка станут голубыми, если опустить их в щелочной раствор. Также посинеет в щелочной среде сок вишни или смородины. Наоборот, в кислоте те же «реактивы» примут розово-красный цвет. Растительные кислотно-основные индикаторы здесь – красящие вещества по имени антоцианы. Антоцианы и другие растительные пигменты способны менять цвет в зависимости от pH среды (клеточного сока). Антоцианы имеют преимущественно красный цвет в кислой среде и синий цвет в щелочной. Именно антоцианы придают разнообразные оттенки розового, красного, голубого и лилового многим цветам и плодам. Красящее вещество свёклы бетаин в щелочной среде обесцвечивается, а в кислой – краснеет. Хозяйки это давно приметили и используют такое свойство свекольного отвара, но не для анализа. Чтобы борщ был ярко-красным, в него перед окончанием варки добавляют немного пищевой кислоты – уксусной или лимонной; цвет меняется буквально на глазах. Даже обычный чай является индикатором. Многие из вас наверно замечали, что если в чай положить лимон, то он светлеет, то есть в кислой среде чай светлее. И последнее о растительных индикаторах. Некогда было в моде писать приглашения на лепестках цветов; а писали их в зависимости от цветка и желаемого цвета надписи раствором кислоты или щёлочи, пользуясь тонким пером или заострённой палочкой. Попробуйте, если хотите, писать таким образом, но лепестки и растворы для письма подберите самостоятельно. Имейте в виду, что раствор должен быть не слишком концентрированным, иначе можно повредить нежный лепесток. Летом можно заготовить лепестки цветов и ягоды, из которых по мере необходимости готовить растворы, и таким образом обеспечить себя индикаторами.

6. **Химический эксперимент**

**6.1 Получение индикатора фенолфталеина**.

27

Синтезируется путём конденсации [фенола](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D0%B5%D0%BD%D0%BE%D0%BB) и [фталевого ангидрида](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D1%82%D0%B0%D0%BB%D0%B5%D0%B2%D1%8B%D0%B9_%D0%B0%D0%BD%D0%B3%D0%B8%D0%B4%D1%80%D0%B8%D0%B4) при 105—110 °C в присутствии ZnCl2 или концентрированной [серной кислоты](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%B5%D1%80%D0%BD%D0%B0%D1%8F_%D0%BA%D0%B8%D1%81%D0%BB%D0%BE%D1%82%D0%B0).

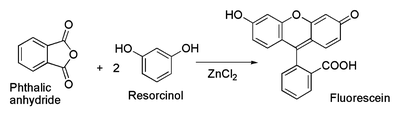
[](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D0%B0%D0%B9%D0%BB:PhenolphthaleinSynthesis.png)

В фарфоровой чаше тщательно перемешаем несколько кристаллов гидроксибензола (фенола) с трёхкратным количеством фталевого ангидрида. Пипеткой будем добавлять по каплям серную кислоту – до тех пор, пока смесь полностью не пропитается жидкостью. Теперь при непрерывном перемешивании стеклянной палочкой подвергнем содержимое чашки на малом пламени горелки через асбестированную сетку нагреванию в течение нескольких минут. Когда появится белый дым, ненадолго прекратим нагревание, иначе потеряется слишком много фталевого ангидрида, который кипит при 131,6 градуса по Цельсию. В конце опыта мы увидим, что плав приобретает окраску от коричнево-красной до оранжевой. Реакция окончена. Выльем плав в химический стакан с водой. При этом выпадает в осадок белый порошок, состоящий, в основном, из фенолфталеина наряду с некоторым количеством непрореагировавшего фталевого ангидрида. Присоединим к суспензии остатки плава из чашки, ополаскивая её водой. Ещё раз энергично размешаем содержимое стакана стеклянной палочкой,

дадим ему отстояться и декантацией (сливанием) отделим воду от осадка. Растворим полученный фенолфталеин в небольшом количестве спирта. Этот раствор мы можем использовать в качестве индикатора. Если добавление к его раствору одной капли щёлочи вызывает интенсивное малиновое окрашивание, которое при добавлении кислоты снова исчезает, то мы можем быть уверены, что синтез удался.

**6.2**.**Получение индикатора флуоресцеина**.

Получают флуоресцеин конденсацией [фталевого ангидрида](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D1%82%D0%B0%D0%BB%D0%B5%D0%B2%D1%8B%D0%B9_%D0%B0%D0%BD%D0%B3%D0%B8%D0%B4%D1%80%D0%B8%D0%B4) с [резорцином](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D0%B5%D0%B7%D0%BE%D1%80%D1%86%D0%B8%D0%BD):

[](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D0%B0%D0%B9%D0%BB:ZnCl2_fluorescein.png)

28

Разотрите в порошок один объём резорцина и 0,8 объёма фталевой кислоты (ангидрида). Поместите смесь порошков в чашечку для выпаривания и добавьте несколько капель концентрированной серной кислоты. Тщательно перемешайте смесь и начните греть на спиртовке. Сначала она начнёт плавиться с боков, превращаясь в ярко-красный расплав. Затем, всё, что было в чашечке, переплавится. Когда это произойдёт, снимите чашку с огня и поставьте остывать. Остудив чашечку, добавьте несколько миллилитров концентрированного раствора гидроксида натрия или калия и перемешайте. Получится тёмно-красная (почти чёрная) или зеленоватая жидкость (в принципе это уже готовый флуоресцеин) и вы можете перелить её в баночку и сохранить до применения.

**6.3** **Получение растительных индикаторов**.

Для приготовления растительных индикаторов (вытяжки) берут 50 граммов растительного сырья, измельчают, заливают 200 мл воды, кипятят 1-2 минуты. Затем раствор охлаждают и отфильтровывают. Полученный фильтрат разбавляют спиртом (2:1) с целью предохранения его от порчи. Из вытяжек готовят индикаторные бумажки, т.е. соответствующими растворами пропитывают фильтровальную бумагу.

**7. Список литературы**.

1. Алиакберова Л.Ю. Занимательная химия. М.: АСТ-ПРЕСС, 2002.
2. Барковский Е.В. Аналитическая химия. Минск: Высшая школа, 2004.
3. Беспалов П.И. Этот удивительный мир индикаторов: Химия в школе, 1998 , №6.
4. Володин В.А. Энциклопедия для детей. Том 17. Химия. М.: Аванта+, 2002.
5. Гроссе Э., Вайсмантель Х. Химия для любознательных. Л.: Химия, 1987.
6. Глинка Н.Л. Общая химия. Л.: Химия, 1986.
7. Крицман В.А., Станцо В.В. Энциклопедический словарь юного химика. М.: Педагогика, 1990.
8. Савина Л.А. Я познаю мир. Химия М.: АСТ: Астрель, 2005.
9. Смирнов Ю.И. Занимательные рассказы о химии. СПб: ИКФ, МИМ-Экспресс, 1995 (серия «Хочу всё знать»).

29

**Приложение №3 Явление люминесценции и его практическое применение**

**Оглавление** с**тр**

1. Люминесценция, люминофоры 29

2.. Развитие учения о люминесценции 30

3. Физическая природа люминесценции 30

4. Виды люминесценции 31

5. Хемилюминесценция 32 6.Биолюминесценция 34

7. Применение люминесценции 36 8.Химический эксперимент 37

8.1. Получение индикатора флуоресцеина 37 8.2. Получение индикатора эозина 38

8.3. Получение люминофоров 38

9. Список литературы 38

**1Люминесценция, люминофоры**

Люминесценция - (от лат . lumen, родительный падеж luminis - свет и -escent - суффикс, означающий слабое действие), свечение веществ, избыточное над их тепловым излучением при данной температуре и возбужденное какими-либо источниками энергии. Примеры люминесценции - свечение гниющего дерева, некоторых насекомых, экрана телевизора.

Тепловое излучение в видимой области спектра заметно только при температуре тела в несколько сотен или тысяч градусов, в то время как люминесцировать оно может при любой температуре. Люминесценцию поэтому часто называется холодным свечением.

Что такое холодный свет?

Как правило, все знакомые нам источники света излучают тепло. Это и солнечный свет, и костер (чем не источник света в темном лесу), и электрическая лампочка. Однако кто не знает жуков-светлячков! А ведь они светятся! Причем безо всякого тепла. Просто светятся.

Это и есть холодный свет, а процесс называется свечением. Подобное свечение характерно также для некоторых глубоководных рыб, медуз, грибов, бактерий и т.д.

Впрочем, холодный свет наблюдается и в неживой природе. Например, в полной темноте светится фосфор. Нарисуй фосфорной краской деления на циферблате, и часами можно пользоваться даже ночью.

Вещества, в которых возбуждается люминесценция, называются люминофорами (от лат. lumen – свет игреч. phoros - несущий). По

30

химической природе люминофоры разделяются на неорганические и органические. Свечение неорганических люминофоров (кристаллофосфоров) обусловлено в большинстве случаев присутствием посторонних катионов, содержащихся в малых количествах (до 0,001%). Такие примеси (активаторы) обычно являются катионами металлов; например, свечение сульфида цинка активируется катионом меди. Неорганические люминофоры применяют в люминесцентных лампах, электронно-лучевых трубках, для изготовления рентгеновских экранов, служат индикаторами радиации и др. Органические люминофоры (люмогены) применяют для изготовления ярких флуоресцентных красок, люминесцирующих материалов, используют в чувствительном люминесцентном анализе в химии, биологии, медицине и криминалистике.

**2.Развитие учения о люминесценции**

     Природные явления люминесценции — северное сияние, свечение некоторых насекомых, минералов, гниющего дерева — были известны с очень давних времён, однако систематически изучать люминесценцию стали с конца 19 века (Э. и А. Беккерели, Ф. Ленард, У. Крукс и другие). Интерес к исследованию свечения различных веществ привёл В. К. Рентгена к открытию рентгеновских лучей, а в 1896 А. Беккерель, занимавшийся изучением люминофоров, открыл явление радиоактивности. В установлении основных законов люминесценции, а также в развитии её применений исключительное значение имели работы советской школы физиков, созданной C.И. Вавиловым.

|  |  |
| --- | --- |
|  |  |

 Президент АН СССР С И. Вавилов в рабочем кабинете.

|  |  |
| --- | --- |
| **3.Физическая природа люминесценции.** |  |

Физическая природа люминесценции состоит в излучательных переходах электронов атомов или молекул из возбуждённого состояния в основное.

Поток света состоит из фотонов. Каждый фотон был когда-либо испущен возбужденной молекулой (или атомом). Молекула может поглотить фотон (квант энергии), перейдя при этом в возбуждённое состояние. В

31

возбуждённой молекуле один внешний электрон переходит на более высокую орбиту. Возбуждённая молекула менее устойчива и стремится вернуться в более устойчивое состояние. Она может:  
1. Излучить квант в виде света.  
2. Превратить энергию возбуждения в кинетическую энергию собственных колебаний, т.е. в тепло.  
3. Передать энергию другой молекуле.  
4. Вступить в химическую реакцию сама с собой (изомеризация!) или с другой молекулой.  
5. "Отпустить" электрон и превратиться в положительно заряженный ион.  
Возбудить молекулу можно разными воздействиями: путём нагрева, механическим путём, в результате химической реакции, при облучении светом и т. д. Некоторые соли урана дают вспышку света, если их положить на наковальню и ударить по ним молотком.Теперь о видах возбужденного состояния. Их несколько. Электрон имеет спин- направление вращения. Два электрона, находящихся на одной орбите, должны иметь разные спины (принцип Паули). При возбуждении один электрон перескакивает на более

высокую орбиту. Если он сохраняет спин, то такое антипараллельное состояние называется синглетным. Время, через которое электрон "соскальзывает" вниз составляет 10-9 сек. Молекула в этот момент излучает

квант энергии (свет). Это явление принято называть флюоресценцией. Если в результате какого-либо воздействия электрон вместе с переходом на более высокий уровень меняет спин, то такое состояние с параллельными спинами называется триплетным. Электрон не может "упасть" на родную орбиту, пока не поменяет спин в результате некоторых квантовых явлений. Ждать этого приходится до нескольких десятков секунд. Длительное излучение света в результате рекомбинации триплетно-возбуждённых молекул принято называть фосфоресценцией (светящиеся в темноте ёлочные игрушки, это оно и есть!).

Вещества, имеющие делокализованные электроны (сопряжённые системы), обладают самой сильной люминесценцией. Антрацен, нафталин, белки содержащие ароматические аминокислоты и некоторые простетические группы, многие пигменты растений и в частности хлорофилл, а также ряд лекарственных препаратов обладают ярко выраженной способностью к люминесценции.

4.**Виды люминесценции**

**По длительности** различают флуоресценцию (кратковременную люминесценцию) и фосфоресценцию (длительную люминесценцию). Название флуоресценции произошло от названия минерала флюорита CaF2, у которого впервые обнаружено это явление. Флуоресцируют синеватым светом кристаллы нафталина на солнечном свету, зеленоватым светом – растворы флуоресцеина или эозина (эти красители иногда добавляют к шампуням и экстрактам для ванн), ярко светятся на солнечном свету особые

32

краски бакенов, цветных афиш, деталей одежды, фломастеров. Это так называемые дневные флуоресцирующие красители – органические соединения, поглощающие ультрафиолетовые и синие солнечные лучи и излучающие зеленые, оранжевые или красные. Сильной флуоресценцией обладает хинин, соединение с исключительно горьким вкусом. Он используется как лекарство от малярии, его также добавляют к различным тонизирующим напиткам! Иногда фотолюминесценция не исчезает сразу после прекращения действия источника возбуждения, а может продолжаться несколько секунд, минут, а иногда и часов. Это фосфоресценция (от латинского phos – свет и phoros – несущий). Фосфоресценцию органических молекул можно наблюдать только в специальных условиях в лабораториях. А вот неорганические фосфoры – это те самые люминофоры, которыми покрыты изнутри лампы дневного света. Чаще всего это различные оксиды, сульфиды, фосфаты и силикаты. В мировом выпуске всех классов люминофоров их доля составляет примерно 90%.

**По методу возбуждения свечения** различают:

1) фотолюминесценцию — люминесценцию, возникающую при освещении люминофора видимым или ультрафиолетовым светом;  
2) рентгенолюминесценцию — свечение люминофора при облучении его рентгеновскими или γ-лучами;

3) катодолюминесценцию — свечение люминофора при бомбардировке его

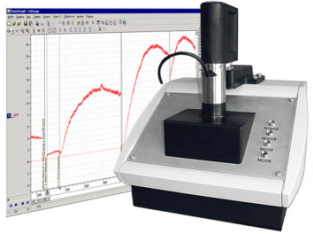
электронами (катодными лучами); 4) радиолюминесценцию — свечение под действием ядерных излучений: Описание: http://fast-const.ru/images/latex/alfa.png-частиц, β-частиц, γ-лучей, протонов и т. д.;  
5) электролюминесценцию — свечение люминофора, например газонаполненной вакуумной трубки, в электрическом поле;  
6) хемилюминесценцию — свечение тел при химических реакциях;  
7) триболюминесценцию — свечение, возникающее при растирании, раздавливании или раскалывании некоторых кристаллов (например, сахара);  
8) кандолюминесценцию — свечение (но не температурное), возникающее при помещении некоторых веществ в пламя, например в пламя газовой горелки.

**5.Хемилюминесценция**. Хемилюминесценция —люминесценция, вызванная химическим воздействием (например, свечение фосфора при медленном окислении) или при протекании химической реакции (например, каталитические реакции некоторых эфиров щавелевой кислоты с пероксидом водорода в присутствии люминофора). Хемилюминесценция связана с экзотермическими химическими процессами

. 

33

Эффективность хемилюминесценции приближается к 100% в случае биолюминесценции некоторых светляков и к 25% при реакциях окисления перекисью водорода эфиров щавелевой кислоты; в некоторых «ярких» реакциях она составляет 1%, в остальных случаях – гораздо ниже. Поэтому для обнаружения хемилюминесценции (особенно в медленных реакциях) применяют высокочувствительную фотоэлектронную аппаратуру.

 **Хемилюминометр «Lum-5773»** - современный кюветный измерительный прибор, предназначенный для регистрации слабых и сверхслабых световых потоков, сопровождающих химические и биохимические реакции (хемилюминесценция, биолюминесценция).

Хемилюминесценция широко используется в автономных химических источниках света.

В качестве маркера для поплавка, который представляет собой пластиковый корпус со стеклянной ампулой внутри. Когда капсула разрушается - компоненты смешиваются и получившийся внутри раствор светится в течение нескольких

часов, делая поплавок хорошо видным в темноте.

Химики обнаружили, что при окислении некоторых органических веществ, например, перекисью водорода, энергия реакции почти со 100%-ной эффективностью преобразуется в световую. При этом наблюдается настолько яркая хемилюминесценция, что ее можно видеть даже при дневном освещении. Это явление используют, например, для производства игрушек и украшений. Их делают в виде прозрачных пластмассовых трубочек, в которых запаяна ампула с перекисью водорода, а также раствор дифенилового эфира щавелевой кислоты и флуоресцентный краситель. Если ампулу раздавить, эфир начнет окисляться, энергия этой реакции передается на краситель, который и светится. Его цвет может быть разным – оранжевым, голубым, зеленым – в зависимости от красителя. Чем быстрее идет реакция окисления, тем ярче свечение, но тем быстрее оно прекращается. Подбором компонентов получают яркое (можно читать в темноте) свечение, которое затухает в течение примерно 12 часов – для карнавала или дискотеки этого вполне достаточно.

Хемилюминесценция применяется для оценки состава сложных газовых смесей, в частности наличия примесей в атмосфере. Достоинством этого метода является легкость автоматизации измерения и высокая селективность. Недостаток - ограниченный перечень анализируемых веществ.

Если использовать тепловизор, легко заметить, как человеческое тело испускает свечение в инфракрасном диапазоне. Но, оказывается, излучает оно и в видимом свете – правда, очень и очень слабо. Судя по всему, почти все живые существа слегка «светятся», и в этом нет никакой мистики. Свет

34

является побочным продуктом некоторых биохимических реакций с участием свободных радикалов, которые проходят в наших телах.   
Обнаружилось, что свечение нарастает и снова падает в течение дня. Минимальной интенсивности оно достигает в 10 утра, а максимальной – около 4 часов дня, после чего снова снижается. Судя по всему, свечение, будучи результатом биохимических реакций, связано с «внутренними часами» организма, то есть, с циклическими суточными изменениями его метаболической активности. Интересно также, что лица светились ярче других частей тела. Ученые объяснили это тем, что лица у людей подвергаются более интенсивному воздействию солнца, чем остальное тело, и более смуглы – то есть, загорелы. Это связано с накоплением пигмента меланина, который в своей химической структуре содержит способный к флуоресценции компонент.   
Есть нечто романтическое в том, что наши клетки и ткани могут излучать свет, когда работают. Однако действительность оказалась иной. Свечение отражает процессы, скорее вредные для организма: в его основе лежат реакции радикалов, которые обладают способностью разрушать клеточные структуры и приводить к развитию болезней человека. По этой причине за последние годы исследование хемилюминесценции, сопровождающей биохимические реакции

в живых клетках, сместилось из области чистой биологии в область медицины.

|  |
| --- |
|  |

**6.Биолюминесценция**

Эта история началась 4 января 1761 г. По приказу короля датский военный

корабль вез из Копенгагена в Смирну научную экспедицию: трех ученых,

художника, врача и слугу. Одним из участников был зоолог Форскол. Однажды в начале марта, когда корабль плыл по Северному морю, пассажиры заметили в воде странное свечение. Причиной оказались небольшие, с крупную монету величиной, медузы, «способные светиться внутри». Форскол выловил несколько таких медуз и поместил их в ведро. Если медуз тревожили, они ярко светились зеленым фосфорическим светом. Форскол заспиртовал несколько экземпляров медуз и записал по-латыни в своем походном дневнике: «при раздражении и гибели светятся».

Свечение моря на протяжении веков оставалось одной из величайших загадок океана. Ученые пытались объяснить этот феномен и свечением содержащегося в воде фосфора, и электрическими разрядами, возникающими при трении молекул воды и соли, и тем, что ночной океан отдает поглощенную днем энергию Солнца. Сейчас уже не подлежит сомнению тот факт, что свечение моря вызвано биологическими причинами, главной из которых является массовое размножение некоторых видов организмов, составляющих значительную часть планктона Мирового океана.

Биолюминесценция - видимое свечение организмов, связанное с процессами их жизнедеятельности; наблюдается у нескольких десятков видов бактерий, низших растений (грибов), у некоторых беспозвоночных животных (от

35

простейших до насекомых включительно), у рыб. Биолюминесценция более широко распространена среди обитателей морей и океанов. Здесь светящиеся организмы иногда размножаются в таком количестве, что вызывают свечение моря. У многих организмов (бактерии, простейшие, ракообразные, грибы и др.) свечение происходит постоянно и непрерывно, если в окружающей среде есть кислород. У других биолюминесценция происходит отдельными вспышками и связана с условиями жизнедеятельности (голод, период размножения и др.).

В настоящее время известно 700–800 биолюминесцентных видов.

Биологическое значение биолюминесценции различно. Так, у светящихся насекомых вспышки биолюминесценции служат сигналом, позволяющим самцам и самкам находить друг друга; у ряда глубоководных рыб — для освещения и приманки добычи; у каракатицы — для защиты от хищников (путём выбрасывания светящейся жидкости) и др. Многие животные имеют сложно устроенные органы свечения.

По механизму биолюминесценция относится к хемилюминесценции: свечение возникает при ферментативном окислении кислородом воздуха специфических веществ - люциферинов. За счёт освобождаемой при этом химической энергии часть молекул люциферина переходит в возбуждённое состояние, при возвращении в основное состояние они испускают свет. Люциферины, как и ферменты (люциферазы), катализирующие их окисление, различны у организмов разных видов. Так, например, у бактерий люциферином служит флавинмононуклеотид (рибофлавин-5-фосфат) —кофермент ряда окислительно-восстановительных ферментов. Общее свойство всех люциферинов — способность давать интенсивную флуоресценцию.

Выделенный в кристаллическом виде люциферин , может быть окислен и химическим путём, но при этом, в отличие от ферментативного окисления в организме, энергия выделяется в виде тепла, а не квантов света.

 Удильщик

Название «биолюминесценция» буквально означает «слабое живое свечение». Как выяснилось, в природе не существует светящихся растений, но есть светящиеся бактерии и грибы. Благодаря нитям грибницы сияют в темноте ничем не примечательные на дневном свету гнилушки.

Среди наземных животных способность к свечению является скорее исключением из правил, но среди морских животных она распространена чрезвычайно широко.

36

Абсолютными рекордсменами по числу светящихся видов среди беспозвоночных являются кишечнополостные (мягкие кораллы, морские перья, глубоководные медузы) и головоногие моллюски (кальмары и каракатицы), а среди хордовых — оболочники (сальпы и огнетелки), а также рыбы.

Зачем же нужна люминесценция живым существам? В глубинах Мирового океана, куда не проникают солнечные лучи и царит вечный мрак, нет фотосинтезирующих растений, а значит, мало пищи. Способность к люминесценции оказывается здесь как нельзя более кстати, ведь огонек, сияющий в морской бездне, привлекает и дезориентирует мелкую живность точно так же, как свет лампы — ночных бабочек. Поэтому и светятся медлительные медузы, оболочники, мелкие ракообразные и вовсе неподвижные мягкие кораллы, морские перья. А активные хищники стараются превзойти друг друга в оригинальности конструкции светящихся приманок.У рыб, представителей семейства глубоководных удильщиков, видоизмененный первый луч спинного плавника смещен к переднему концу тела, превратившись в «удилище» (илиций), оканчивающееся кожистым мешочком (эской), заполненным светящейся слизью. Удильщики могут искусно манипулировать интенсивностью свечения эски, сужая или расширяя кровеносные сосуды, снабжающие этот орган кислородом.

7. **Применение люминесценции**

Первоначально явление люминесценции использовалось при изготовлении светящихся красок и световых составов на основе фосфора для нанесения на шкалы приборов, предназначенных для использования в темноте.

На использовании явления люминесценции основано явление усиления света, находящее своё применение в усилителях света и лазерах.

В быту явление люминесценции используется чаще всего в люминесцентных лампах «дневного света». В люминесцентной лампе выброс электронов из нити накала возбуждает пары ртути в колбе (электронный разряд) и создает ультрафиолетовое излучение, которое в свою очередь заставляет светиться видимым светом люминофорное покрытие колбы. Цвет этого свечения определяется добавками различных химических элементов к люминофорному покрытию. Благодаря значительно большей эффективности 40-ваттная люминесцентная лампа дает столько же света, сколько 150-ваттная лампа накаливания, и при этом выделяет намного меньше ненужной теплоты

Мы точно можем сказать, что на люминофоры вы смотрите каждый день! Конечно же, они находятся в кинескопе нашего телевизора. В кинескопе имеются 3 типа люминофоров - красный, зелёный и синий (по цвету

37

свечения). Люминесцентное свечение наблюдают при очень малых концентрациях вещества. На этом основан люминесцентный анализ. Исследуя люминесценцию кусочков породы из буровой скважины, нефтяники узнают о близости нефтеносных слоев и даже оценивают возможное количество нефти в месторождении. Методом люминесцентного анализа отличают различные сорта стекол, изучают биологичес­кие объекты. В криминалистике для обнаружения невидимых следов крови рекомендуется использовать люминол — порошок желтого цвета, раствор которого является хемилюминесцентным индикатором. При нанесении из пульверизатора раствора люминола на исследуемые объекты в местах расположения на них предполагаемых следов крови человека или животного в темноте, как правило, возникает голубое свечение.

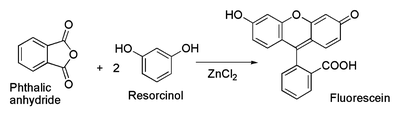
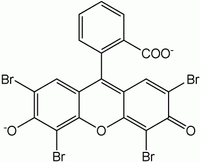
Применяются люминофоры во многих областях нашей повседневной жизни. Например, на многих предприятиях, знаки на стенах и полу покрыты люминофорами, для того чтобы ориентироваться в темноте. Флуоресцирующие красители входят в состав многих моющих средств. Здесь они выполняют роль оптических отбеливателей. Их назначение – преобразовать

ультрафиолетовую часть солнечного света в голубой, синий и фиолетовый свет. Таким образом они «подправляют» чуть желтоватый цвет ткани так, что она кажется чисто белой. Этот прием известен с древности, только вместо синтетических флуоресцирующих красителей раньше подкрашивали ткань синькой. Также люминофоры применяются в рекламе. Светящиеся краски в ультрафиолете — важная часть защиты бумажных денег многих стран от подделки. Использование марок, напечатанных с помощью различных фосфоресцирующих красок, значительно облегчает сортировку писем в США. Для защиты транспортного средства можно использовать противоугонное средство, в котором применяется явление люминесценции. Производится видимое и невидимое нанесение на различные части кузова авто его регистрационного номера, которое невозможно ничем смыть

**8. Химический эксперимент**

8.1.Получение индикатора флуоресцеина.

Получают флуоресцеин конденсацией [фталевого ангидрида](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D1%82%D0%B0%D0%BB%D0%B5%D0%B2%D1%8B%D0%B9_%D0%B0%D0%BD%D0%B3%D0%B8%D0%B4%D1%80%D0%B8%D0%B4) с [резорцином](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D0%B5%D0%B7%D0%BE%D1%80%D1%86%D0%B8%D0%BD):

[](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D0%B0%D0%B9%D0%BB:ZnCl2_fluorescein.png) Эозин

Разотрите в порошок один объём резорцина и 0,8 объёма фталевой кислоты (ангидрида). Поместите смесь порошков в чашечку для выпаривания и добавьте несколько капель концентрированной серной кислоты. Тщательно

38

перемешайте смесь и начните греть на спиртовке. Сначала она начнёт плавиться с боков, превращаясь в ярко-красный расплав. Затем, всё, что было в чашечке, переплавится. Когда это произойдёт, снимите чашку с огня и поставьте остывать. Остудив чашечку, добавьте несколько миллилитров концентрированного раствора гидроксида натрия или калия и перемешайте. Получится тёмно-красная (почти чёрная) или зеленоватая жидкость (в принципе это уже готовый флуоресцеин) и вы можете перелить её в баночку и сохранить до применения.

8.2Получение индикатора эозина

Для получения эозина нужно иметь несколько капель брома, поэтому опыт можно проводить только в химическом кружке. Бром - сильный яд! Пары его раздражают глаза и дыхательные пути, а брызги вызывают на коже болезненные ожоги. Поэтому опыты с бромом можно проводить только в резиновых перчатках и защитных очках в вытяжном шкафу или на открытом воздухе. К остатку полученного нами ранее флуоресцеина в фарфоровой

чашке добавим 1-2 капли брома и слегка нагреем. После охлаждения добавим несколько миллилитров раствора едкого натра. Когда появится красное окрашивание, одну каплю раствора красителя разбавим водой, чтобы можно было наблюдать флуоресценцию.

8.3 Получение люминофоров на основе борной кислоты Оборудование: керамическая чашечка для выпаривания, борная кислота, какой-нибудь компонент, спиртовка, фотовспышка.   
Несколько граммов борной кислоты смешать с несколькими каплями раствора флуоресцеина. Полученную кашицу намазать на металлическую пластинку и нагреть до плавления. Остудить на воздухе. Полученное стеклообразное вещество фосфоресцирует после освещения фотовспышкой в течение нескольких десятков секунд. Можно наблюдать

свечение в абсолютной темноте. Компоненты употребляемые с борной кислотой : 0,1% раствор флуоресцеина (ярко зеленое свечение),10 % раствор ацетата никеля (зеленое свечение), лимонная кислота (желтое свечение), щавелевая кислота (салатное свечение) .

**Список литературы**

1. Барковский Е.В. Аналитическая химия. М.: АСТ-ПРЕСС, 2002

2. Беспалов П.И. Этот удивительный мир индикаторов: Химия в школе, 1998, №6.

3. Васильев Р.Ф., Химическое свечение М. « Знание», 1967

4. Володин В.А. Энциклопедия для детей. Том 17.Химия. М.: Аванта+,2002.

5. Гроссе Э., Вайсмантель Х. Химия для любознательных Л.:Химия,1987.

6. Крицман В.А. , Станцо В.В. Энциклопедический словарь юного химика. М.: Педагогика,1990.

7. Левшин, В. Л. «Фотолюминесценция жидких и твердых веществ. – М.: Изд. «Дрофа», 1951. 8.Ольгин О. Опыты без взрывов, Химия, М., 1986.

39

**Приложение №4 Катализ** Стр

Оглавление

1. Катализ в истории химии 39

2. Энергия активации 40

3. Виды катализа 41

4.Свойства катализатора 42

5. Ферменты 43

6. Ингибиторы 44

7. Отравление и старение катализатора 44

8. Катализ в промышленности 45

9. Химический эксперимент 46

10. Список литературы 48

1.**Катализ в истории химии**

Трудно сказать, когда человек впервые столкнулся с теми явлениями, которые называют катализом. Вероятнее всего, это произошло очень давно и было связано с практическим опытом: наблюдения показали, что фруктовые соки со временем превращаются в вино, а вино при хранении образует уксус и т.д.

Сейчас известно, что все эти процессы совершаются при участии очень сложных катализаторов, и нет ничего удивительного, что истинный смысл явлений брожения в течение тысячелетий оставался нераскрытым.

Понимание смысла каталитических явлений углублялось постепенно. Вероятно, Джабир ибн-Хаян (8 век) был одним из первых алхимиков, применившим катализ для получения органического вещества. Он превратил этиловый спирт в эфир путём нагревания с H2SO4 (к.) , игравшей роль катализатора.

Однако, Джабир ибн-Хаян не понял истинного смысла действия серной кислоты. В эпоху алхимии мысль о том, что вещество может как-то содействовать химическому превращению других веществ, занимала умы многих исследователей.

Алхимики, пытавшиеся превратить металлы в золото, надеялись отыскать философский камень, который при соприкосновении с неблагородными металлами превращал бы их в золото.

Подобные опыты не принесли никакой удачи, мало-помалу надежда на получение философского камня совершенно рассеялось.

Зато каталитические реакции всё чаще и чаще стали привлекать внимание учёных, ставивших перед собой практические цели!

В 1781 году А. Пармантье обнаружил, что под влиянием слабых кислот крахмал может превращаться в сахар. Ещё через 11 лет К.Шееле доказал, что в процессах омыления катализаторами являются щёлочи и кислоты.

Шведский учёный Я.Берцелиус обратил внимание на эти эксперименты, а также на ряд других опытов. Он отдавал себе отчёт в том, что столкнулся с совершенно особым явлением, требовавшим исследования.

40

Берцелиус пришёл к заключению, что есть особая каталитическая сила, а изменение веществ под действием этой силы назвал катализом.

Но потребовалось ещё очень много усилий для того, чтобы истинный смысл действия катализаторов стал, наконец, понятным.

Большую роль в развитии науки о катализе сыграли исследования русских учёных. Характерной чертой русской школы катализа было стремление понять внутренний механизм действия катализатора. Наука о катализе обогащалась в России крупнейшими открытиями: М.М.Зайцев открыл каталитические свойства палладия в реакциях восстановления. М.Г.Кучеров обнаружил, что ртутные соединения являются активными катализаторами в реакциях гидратации ацетилена. В 1874 году А.М.Бутлеров установил, что серная кислота ускоряет процесс полимеризации углеводородов ит.д.

Сейчас трудно найти такую отрасль химической промышленности, в которой так или иначе не использовали бы катализаторы.

**2. Энергия активации**

Не всякое столкновение молекул ведёт к реакции. В реакцию вступает только небольшая доля столкнувшихся молекул, обладающих избытком энергии по сравнению со всеми остальными. Эта энергия называется энергией активации. Молекулы, обладающие такой энергией, называются активными молекулами. Химическая реакция наступает при тесном сближении молекул. Но при этом возникает также взаимное отталкивание электронных оболочек атомов молекул. Только активные молекулы, обладая избыточной энергией, преодолевают взаимное отталкивание и вступают в химическую реакцию. Реакция начинается с ослабления связей между частицами в молекулах или кристаллах исходных веществ. При этом вещества переходят в неустойчивое промежуточное состояние, характеризующееся большим запасом энергии. Такое состояние называется активированным комплексом. Именно для его образования и необходима энергия активации. Активированный комплекс существует очень короткое время. Он распадается с образованием продуктов реакции, при этом выделяется энергия. В простейшем случае активированный комплекс представляет собой конфигурацию атомов, в которой ослаблены старые связи и начинают образовываться новые.

Например, при распаде оксида хлора(2) промежуточным состоянием системы, по всей вероятности, является следующая конфигурация

Cl-O Cl…O Cl-Cl + O-O

: :

Cl-O Cl…O

а б в

Схематическое изображение реакции 2СlO = Cl2 + O2

а - исходное состояние

б - активированный комплекс

в - конечное состояние

41

В этой конфигурации(б) расстояние между всеми четырьмя атомами больше, чем в молекулах СlO, Cl2, O2, но всё же таковы, что атомы хотя и слабо, но связаны друг с другом.

Какова природа действия катализатора? В присутствии катализатора реакция проходит через иные промежуточные стадии, чем без него, и эти стадии энергетически более доступны. Иначе говоря, активированные комплексы, через которые проходит реакция в присутствии катализаторов, отличны от тех, которые возникают без них, и на их образование требуется меньше энергии. В итоге катализатор снижает энергию активации реакции. Молекулы, энергия которых в отсутствии катализатора недостаточна для того, чтобы соударение было активным, теперь оказываются активными. Чем больше активных соударений, тем больше скорость реакции. Следовательно, скорость химической реакции возрастает в присутствии катализатора.

**3. Виды катализа**

Различают гомогенный и гетерогенный катализ.

Гомогенный катализ

Особенностью гомогенного катализа является то, что и катализатор и реагирующие вещества находятся в одинаковом агрегатном состоянии. Гомогенный катализ лучше всего объясняется теорией промежуточных соединений. Допустим, что химическая реакция А+В = АВ проходит медленно. Действие катализатора объясняется тем, что он вступает во взаимодействие с одним из исходных веществ, образуя неустойчивое промежуточное соединение

А+ К = АК

Молекулы АК активнее молекул исходного вещества, поэтому они вступают в реакцию с молекулами другого исходного вещества, образуя конечный продукт реакции. При этом катализатор освобождается.

АК + В = АВ + К

Следовательно, катализатор не входит в состав продуктов реакции, а остаётся неизменным. Примером может служить реакция образования хлорида аммония из газов аммиака и хлороводорода.

NH3 + HCl = NH4Cl

A B AB

Без катализатора эта реакция проходит очень медленно. Вода, которая всегда присутствует в воздухе, является катализатором в реакции образования хлорида аммония.

NH3 + H2О = NH4ОН

При взаимодействии молекулы аммиака с молекулой воды образуется молекула гидроксида аммония – промежуточного вещества. Затем гидроксид аммония взаимодействует с хлороводородом. Образуется хлорид аммония, а катализатор отделяется.

NH4ОН + HCl = NH4Cl + H2О

Гетерогенный катализ

42

При гетерогенном катализе катализатор и реагирующие вещества находятся в различных агрегатных состояниях. Чаще катализатор бывает твёрдым, а реагирующие вещества в газообразном или жидком состоянии. Большое значение имеет характер и размер поверхности катализатора. Например, полированная платиновая пластинка, погружённая в раствор пероксида водорода, не вызывает заметного его разложения. Пластинка с шероховатой поверхностью вызывает значительное выделение пузырьков кислорода. Если в раствор пероксида водорода насыпать порошок платины, наблюдается бурное выделение кислорода.

Для объяснения гетерогенного катализа пользуются адсорбционной теорией катализа. Согласно этой теории химические реакции происходят, когда молекулы реагирующих веществ адсорбируются поверхностью катализатора. Адсорбция – это поглощение газообразных или растворённых веществ поверхностью твёрдого вещества. Адсорбцию можно наблюдать на опыте с

активированным углём. Активированный уголь имеет тонкопористое строение, поглощает газы и растворённые вещества. При адсорбции концентрация реагирующих веществ на поверхности катализатора значительно возрастает, что приводит к увеличению числа соударений между молекулами, следовательно, и к увеличению скорости реакции. Адсорбция на поверхности катализатора молекул реагирующих веществ приводит к повышению их активности. Катализатор ослабляет связь между атомами вступающей в реакцию молекулы. Расстояние между атомами увеличивается, реагирующая молекула иногда диссоциирует на атомы. Поэтому для разрушения молекул вступающих в реакцию веществ требуется значительно меньшая энергия. Энергия активации реакции вследствие этого уменьшается. Примеры гетерогенного катализа:

2 H2(г) + O2(г) = 2 H2О (катализатор – Ptтв)

O2(г) + 2 SO2(г) = 2 SO3 (катализатор – V2O5тв)

2H2O2(ж) = 2 H2O + O2 (катализатор – MnO2 тв)

**4. Свойства катализатора**

Катализаторы имеют два основных свойства: активность и селективность (специфичность). Относительное увеличение скорости реакции, вызываемое катализаторами, характеризует активность катализатора. Для одной и той же реакции можно использовать разнее катализаторы. Активность их различна. Например, разложение пероксида водорода можно ускорить опустив в раствор медную или серебряную монету, или если насыпать порошок угля, или если насыпать порошок оксида марганца(4). Увеличение скорости реакции в присутствии оксида марганца(4) больше, чем в присутствии остальных перечисленных катализаторов.

Другим свойством катализатора является селективность. Свойство катализатора ускорять только одну из нескольких возможных реакций называется селективностью или избирательностью действия. Так при взаимодействии оксида углерода(2) и водорода, подбирая соответствующие катализаторы удаётся получить с хорошим выходом самые разнообразные

43

соединения: парафины, олеины, метанол, высшие спирты, кислородосодержащие соединения. И о том как подбирают катализатор. Увы, методом проб и ошибок. Берут некоторое вещество и смотрят, ускоряет ли оно нужную реакцию. Если катализатор активен, его усовершенствуют, если нет – переходят к другому веществу. Пробуют – ошибаются – снова пробуют. Большинство твёрдых катализаторов представляют собой вещества, относящиеся к металлам, оксидам, солям, реже – к карбидам, нитридам и фосфидам. Характерным признаком, по которому можно судить о каталитической активности соединений, является окраска. Соединения, проявляющие каталитические свойства, как правило, окрашены. Так интенсивной окраской обладают активные катализаторы: оксиды никеля, кобальта, марганца, хрома, ванадия и др.

**5.Ферменты**

Химический процесс в живых организмах осуществляется при помощи биологических катализаторов – ферментов.

Все известные в настоящее время ферменты (а их более тысячи) имеют белковую природу. По своей эффективности ферменты в миллионы раз превосходят эффективность химических катализаторов.

По сравнению с неорганическими катализаторами, ферменты работают в очень мягких условиях (низкая температура, нормальное давление). Так, например, гидролиз белка до аминокислот в присутствии неорганических катализаторов (крепких кислот и щелочей) осуществляется при температуре 1000С и выше за несколько десятков часов. Этот же процесс можно при участии ферментов осуществить за несколько минут и при температуре 30-400С.

Сейчас учёные располагают некоторыми данными относительно того. Как функционируют ферменты. Сложная молекула фермента соединяется с молекулой вещества, на которое фермент действует. При этом образуется промежуточное соединение, при распаде которого получается конечный продукт реакции и фермент вновь восстанавливается. Ферменты значительно снижают энергию активации ускоряемой реакции, иногда в 5-6 раз.

Специфичность ферментов столь велика, что их ранее сравнивали с ключом, который подходит только к одному замку. Рассмотрим пример удивительной разборчивости фермента. Различие между строением молекулы крахмала и целлюлозы сводится к тому, что в звеньях их огромных молекул гидроксогруппы неодинаково расположены относительно плоскости кольца углеводного остатка в концах молекул.

Н OH

-О-С/ -О-С/

\ \ OH \ \H

крахмал целлюлоза

Это различие приводит к тому, что ферменты кишечника человека гидролизуют крахмал, а на целлюлозу не действуют. Если бы дело обстояло

44

иначе, мы могли бы питаться и соломой, подобно травоядным, в организме которых есть нужные ферменты.

Снижение активности ряда ферментов в организме является основой многих болезней, которые в медицине получили общее название ферментопатий. Известно более 800 видов ферментопатий. Все они относятся к группе наследственных болезней. Одной из таких болезней является альбинизм. Альбинизм возникает в результате снижения активности фермента тирозиназы, катализирующей реакцию превращения тирозина пигментных клеток в меланин. Одним из современных методов лечения болезней, вызванных недостаточностью тех или иных ферментов в организме, является метод введения в организм недостающих ферментов.

**6. Ингибиторы**

Ингибиторы – это вещества, которые замеляют скорость химической реакции. Например, для защиты металлов от коррозии часто применяют

ингибиторы. Коррозия – это разрушение металлов под воздействием факторов окружающей среды. Около 40% выплавленной стали ежегодно подвергается коррозии. Вещества, замедляющие коррозию, применялись давно. Ещё древние мастера при изготовлении оружия использовали растворы кислот для снятия окалины с поверхности металла. В растворы кислот добавляли отруби или пивные дрожжи. Кислота растворяла окалину, а растворение металла предотвращалось органическими катализаторами, содержащимися в отрубях или дрожжах.

Было замечено, что если в масляные краски добавлять некоторые вещества, то они дольше защищают металлические изделия от вредного воздействия атмосферы. Одним из самых старых и наиболее распространённых ингибиторов является свинцовый сурик (Pb3O4), позднее стали применять хроматы цинка и свинца.

В настоящее время в качестве ингибиторов применяют более 500 различных веществ и их смесей. Применение ингибиторов в нефте- и газодобывающей промышленности значительно увеличивает срок службы промыслового оборудования и трубопроводов, транспортирующих нефть и газ.

Весьма эффективно применение ингибиторов в металлургической промышленности, в теплоэнергетике. В ракетной технике использование сильных окислителей стало возможным лишь благодаря разработке ингибиторов, подавляющих коррозию металла корпуса ракеты. Широкое применение ингибиторы нашли в сельском хозяйстве для коррозионной защиты тракторов, комбайнов. Производство ингибиторов в мире из года в год возрастает.

**7.Отравление и старение катализатора**

На практике поверхность катализатора быстро становится неактивной вследствие действия загрязнений, попадающих вместе с реагирующими веществами. Достаточно очень малого количества некоторых загрязнений, чтобы вывести катализатор из строя. Такие вещества называются каталитическими ядами. Для удаления загрязнений катализатор приходится

45

промывать и прогревать при высокой температуре. Этот процесс называется регенерацией катализатора.

Платиновый катализатор, применяемый в производстве серной кислоты, очень чувствителен к мышьяку. Даже следы мышьяка, попадая на катализатор, отравляют его.

Каталитическими ядами являются фосфор, селен, сера, ртуть и другие вещества. Какова же причина угнетающего действия ядов? На поверхности катализатора есть активные центры. Молекулы ядов «прилипают» к поверхности катализатора и трудно их оторвать. Он не дают возможности подойти к активным центрам другим, нужным для реакции молекулам. Кроме отравления твёрдые катализаторы могут «стареть». Даже при пропускании через катализатор совершенно чистых реагирующих веществ без примеси газов, он постепенно утрачивает свою способность ускорять реакции. Основная причина старения катализатора в изменении структуры

его поверхности. В промышленности катализатор чаще всего работает при высокой температуре (300-4000С). При таких температурах происходит перекристаллизация вещества – мелкие активные кристалики превращаются в крупные, поверхность катализатора становится меньше, активность его падает. Часто происходит и оплавление поверхности катализатора.

А можно ли активизировать катализатор и увеличить срок его службы? Можно. Добавление некоторых веществ к катализатору вызывает значительное увеличение активности. Например, в производстве аммиака из азота и водорода применяется железный катализатор. Если к нему добавить несколько процентов соли алюминия, то получится интенсивно и долго работающий катализатор. Вещества, которые в незначительном количестве повышают активность катализаторов, называются активаторами или промоторами.

Молекулы активатора, входя во внутрь кристаликов катализатора или располагаясь на их поверхности, влияют на структуру образующейся поверхности, способствуют образованию большого количества активных центров.

Что касается удлинения срока службы катализатора, то здесь, очевидно, атомы или молекулы активатора, находясь на поверхности кристалликов катализатора, мешают их переходу в более крупные кристаллы и тем самым сохраняют активность катализатора.

**8. Катализ в промышленности**

Широкое промышленное использование катализа началось в 20 столетии. Одна из важнейших областей применения катализа в химической промышленности – контактный способ производства концентрированной серной кислоты. В двадцатых годах для окисления оксида серы (4) в оксид серы (6) были разработаны новые ванадиевые катализаторы, представляющие оксид ванадия(5).

O2(г) + 2 SO2(г) = 2 SO3 (катализатор – V2O5тв)

46

Очень большое значение имело решение проблемы фиксации азота воздуха на основе катализа. Только с помощью катализаторов удалось осуществить синтез аммиака из азота и водорода. Этот процесс был реализован в 1918 году на основе работ Габера, Боша и Митташа с помощью катализатора, представляющего собой металлическое железо с добавками оксидов калия и алюминия при температуре 450-5500С и высоком давлении 300-700 атмосфер.

3 H2 + N2 = 2NH3 (катализатор – Fe, Al2O3, K2O)

Значительно позже каталитические методы нашли использование при переработке нефти, но их внедрение протекало очень быстрыми темпами. До 1940 года при переработке сырой нефти применялись термические процессы. В настоящее время 80% нефти перерабатывается с использованием каталитических процессов. Особенно велика роль катализа в осуществлении процессов органического синтеза. Крупнейшим успехом в этом направлении является получение синтетического каучука из этилового спирта,

осуществлённое в нашей стране впервые в мире академиком С.В. Лебедевым в двадцатых годах.

Приведённые примеры составляют лишь небольшую долю промышленно-каталитических процессов. Из этилового спирта получили углеводород бутадиен1,3, катализатором являлся металлический натрий. Затем бутадиен1,3 вступал в реакцию полимеризации и получался бутадиеновый каучук.

2 C2H5OH--> CH2=CH-CH= CH2 + H2 + 2 H2О

nCH2=CH-CH= CH2 🡪( - CH2-CH=CH-CH2-)n (катализатор-Na)

**9. Химический эксперимент**

|  |  |
| --- | --- |
| Опыт №1. Каталитическое разложение пероксида водорода  Оборудование и реактивы:  Цилиндр(150-200мл), штатив, 30% р-р H2O2, MnO2 (порошок) | Выполнение  Налить в цилиндр 30-50 мл р-ра H2O2. Внести в него тлеющую лучинку, она не вспыхивает. Насыпать в цилиндр на кончике шпателя порошок MnO2. Жидкость начинает пениться. Внесённая тлеющая лучинка ярко вспыхивает. |
| Опыт №2. Получение диэтилового эфира. Оборудование и реактивы:  пробирка, пробка с газоотводной трубкой, штатив, спиртовка, C2H5OH, H2SO4(к), речной песок | Выполнение  В пробирку налить 4 мл этанола и насыпать столько сухого речного песка, чтобы был поглощён весь этанол. Прилить 2 мл H2SO4(к). Закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепить в лапке штатива и нагревать. Выделяющиеся пары эфира можно поджечь. |
| Опыт №3. Каталитическое разложение пероксида водорода  Оборудование и реактивы: колба (200-300 мл), штатив, спиртовка, лучинка, р-р K2Cr2O7, 30% р-р H2O2 | Выполнение  В колбу ёмкостью 200-300 мл налить насыщенный р-р K2Cr2O7 , и закрепить в лапке штатива, подогреть до 50-600С. Добавить 4-5 мл 30% р-р H2O2. Раствор в колбе быстро станет буро-фиолетового цвета, так как образуется промежуточное вещество. Через 1-2 минуты начнётся бурное разложение промежуточного продукта с выделением кислорода. Кислород обнаружить тлеющей лучинкой. По окончании реакции катализатор полностью восстанавливается, приобретая оранжевый цвет. |
| Опыт №4. Каталитическое горение сахара Оборудование и реактивы: керамическая пластинка, щипцы, спиртовка (или сухое горючее), кусочек сахара, соль лития | Выполнение  Внести в пламя спиртовки кусочек сахара. Сахар чернеет, плавится и каплями стекает на пластинку. Вынуть сахар из пламени. Натереть поверхность кусочка сахара солью лития и снова внести в пламя. Сахар горит, давая небольшой язычок пламени. |
| Опыт №5. Каталитическое взаимодействие йода с алюминием Оборудование и реактивы: керамическая пластинка, пипетка, вода, смесь порошков йода и алюминия (12:1 весовые части), стеклянный колпак | Выполнение  На керамическую пластинку насыпать небольшую кучку смеси порошков йода и алюминия. В середину кучки капнуть из пипетки 1-2 капли воды. Начинается бурная реакция с выделением света, тепла и образованием паров йода. В целях безопасности после начала реакции накрыть реагирующую смесь стеклянным колпаком. |
| Опыт №6. Адсорбция углём красящих веществ из раствора Оборудование и реактивы: колба (150-200 мл), активированный уголь, р-р индигокармина, 2 колбы и 2 воронки для фильтрования раствора | Выполнение  В колбу наливают слегка подкрашенный водный раствор индигокармина и добавляют 6-8 таблеток активированного угля. Раствор взбалтывают. Затем фильтруют и раствор обработанный углём и необработанный. Раствор обработанный углём обесцвечивается. |
| Опыт №7 Разложение пероксида водорода под действием фермента-каталазы  Оборудование и реактивы: химические стаканы (2), р-р H2O2, кусочки картофеля, моркови, листья элодеи | Выполнение  Фермент каталаза содержится в клубнях картофеля, корнеплодах моркови, листьях элодеи. В стакан с раствором H2O2  опустить кусочки картофеля, моркови, листья элодеи. На них появляются пузырьки кислорода. |
| Опыт №8. Ингибирование реакции взаимодействия H2SO4 (разб.)  с железомОборудование и реактивы: пробирки(2), штатив, спиртовка, H2SO4 (разб.)  , Fe (кнопки, гвозди), KI | Выполнение  В 2 пробирки положить железные кнопки, гвозди и закрепить их в лапках штатива. Прилить по 10 мл H2SO4 (разб.).До начала реакции нагреть смесь. Начинают выделяться пузырьки водорода. В одну пробирку добавить порошок иодида калия (на кончике шпателя). Реакция почти полностью прекращается.. |

**10.Список литературы**

1.Афанасьев В.А., Заиков Г.Е. В мире катализа, М.:Наука, 1977

2. Афанасьев В.А., Заиков Г.Е. Катализ химических реакций, М.: Знание, 1977

3. Ахметов Н.С., Суржко Г.Н., Половняк В.К. Лекционные наглядные средства обучения по неорганической химии, Казань, учебное пособие, КХТИ им.КироваМ.С.,1981

4.Волькенштейн Ф.Ф.Полупроводники как катализаторы химических реакций, М., Знание, 1974

5.Иванов Е.С., Иванов С.С., Ингибиторы коррозии металлов, М., Знание, 1980

6.Калинин И.А., Катализ, М, Технико-теоретическая литература, 1955

7. Николаев Л.А., Современная химия, М., Просвещение, 1979

8. Николаев Л.А., Катализ в природе и промышленности, М., Просвещение, 1976

9. Николаев Л.А., Химия жизни, М., Просвещение, 1973

10. Павлов Н.Н., Теоретические основы общей химии, М., Высшая школа, 1978

11. Петров М.М., Михилёв А.а., Кукушкин Ю.Н,, Неорганическая химия, Ленинград, Химия, 1974

12.Пилипенко А.Т., Справочник по элементарной химии, Киев, Наукова думка, 1978

13 Соколовская Е.М., Вовченко Г.Д., Третьякова Ю.Д., Общая химия, Изд-во Московского университета, 1975

14.Соловьёв Ю.И., История химии в России, М., Наука, 1985

15.Филиппович Ю.Б., Основные вопросы биологической химии, М., Просвещение, 1969

16. Фадеев Г.Н., Химические реакции, М., Просвещение, 1969

17.Шелинский Г.И., Основы теории химических процессов, М., Просвещение, 1989

48

.