
МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ по проведению занятий со школьниками 8-9
классов «Попробуй себя в химии»

Иваново 2016

Министерство образования и науки Российской Федерации
Ивановский государственный химико-технологический университет

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
по проведению занятий со школьниками 8-9 классов
«Попробуй себя в химии»

Составители: О.Н. Крутова

М.И. Базанов

В.В. Черников

Иваново 2016

Составители: О.Н. Крутова, М.И. Базанов, В.В. Черников.

УДК 543.06(07)+543.2(07)

Методические указания по проведению занятий со школьниками 8-9 классов «Попробуй себя в химии» /сост. О.Н. Крутова, М.И. Базанов, В.В. Черников; Иван. гос. хим.- технол. ун-т. –Иваново, 2016. -56

В методических указаниях описаны приемы и техника выполнения химического эксперимента, даны уравнения химических реакций и приведены условия их проведения. Приводятся краткие интересные сведения из области химии.

Химия, являясь одной из фундаментальных естественно-научных дисциплин, изучает материальный мир, законы его развития. В процессе изучения химии вырабатывается научный взгляд на мир в целом. Современному школьнику необходимо прочно усвоить основные законы, овладеть техникой химических расчетов, выработать навыки самостоятельного выполнения химических экспериментов и обобщения фактов.

Рецензент

доктор химических наук, профессор В.В. Кузнецов

(Ивановский государственный химико-технологический университет)

Занятие № 1. Знакомство с химическим экспериментом

Химия - это сложная и удивительная наука. Многим она напоминает чудо. То есть что-то интересное, не обычное, не объяснимое иной раз, пугающее и всегда очень неожиданное. Мы попробуем разоблачить чудо. Разложить его на составные части, разлить по склянкам и затем повторить. Многих привлекают в химии именно занимательные опыты. Некоторые опыты настолько удивительны, что рассказам химиков о них не верят, пока не убедятся воочию в правоте сказанного. В сущности, любые химические превращения веществ всегда поражают воображение, но среди них есть "чемпионы" по необычности и неожиданности.

В занимательных опытах используют либо реакции, сопровождающиеся ярким внешним эффектом – красивым изменением окраски, вспышкой, сильным звуком, либо самые обычные реакции, но осуществляемые в необычной обстановке. Занимательность опыту придает и его объяснение, которое не сразу открывает его смысл, и тогда опыт становится своего рода экспериментальной загадкой.

Однако самое серьезное внимание должно быть обращено на строжайшее соблюдение правил техники безопасности. Все школьники, привлеченные к проведению эксперимента, должны быть проинструктированы и обучены безопасным приемам работы:

1. К работе в лаборатории допускаются лица, прошедшие инструктаж по технике безопасности.
2. Работать одному в лаборатории категорически запрещается, так как в ситуации несчастного случая некому будет оказать помощь пострадавшему и устранить последствия.
3. Во время работы в лаборатории необходимо соблюдать чистоту, тишину, порядок и правила техники безопасности.

4. Каждый работающий должен знать, где находятся в лаборатории средства противопожарной защиты и аптечка, содержащая все необходимое для оказания первой помощи.
5. Категорически запрещается в лаборатории принимать пищу, пить воду.
6. Опыты нужно проводить только в чистой химической посуде. После окончания эксперимента посуду сразу же следует мыть.
7. В процессе работы необходимо соблюдать аккуратность, следить, чтобы вещества не попадали на кожу лица и рук, так как многие вещества вызывают раздражение кожи и слизистых оболочек.
8. Никакие вещества в лаборатории нельзя пробовать на вкус. Нюхать вещества можно, лишь осторожно направляя на себя пары или газы легким движением руки, а не наклоняясь к сосуду и не вдыхая полной грудью.
9. На любой посуде, где хранятся реактивы, должны быть этикетки с указанием названия веществ.
10. Сосуды с веществами или растворами необходимо брать одной рукой за горлышко, а другой снизу поддерживать за дно.
11. При работе в лаборатории необходимо применять индивидуальные средства защиты.

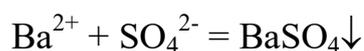
Экспериментальная часть

Опыт № 1. «Превращение воды в сок».

В пробирку помещают 1-2 капли раствора NaOH (6н) и 3-4 капли воды, перемешивают и добавляют 1-2 капли раствора фенолфталеина. Отмечают цвет раствора. В эту же пробирку добавляют 2 капли HCl_{конц.} «Сок» превращается снова в воду.

Опыт № 2. «Превращение воды в молоко».

В пробирку помещают 2-3 капли раствора Ba(NO₃)₂ и 2-3 капли раствора H₂SO₄ (2н). Наблюдают за внешним эффектом реакции

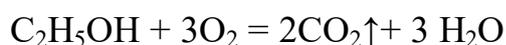


Опыт № 3. «Как зажечь спиртовку стеклянной палочкой».

Смачивают конец стеклянной палочки $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}}$, затем прикасаются ею к кристаллам KMnO_4 (чтобы несколько кристалликов прилипло к ней) и быстро подносят палочку к фитилю спиртовки. Спирт воспламеняется.

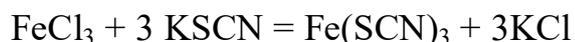


Очень неустойчив

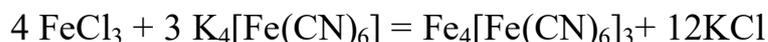


Опыт № 4. «Проявление рисунка».

На фильтровальную бумагу наносят рисунок растворами солей тиоцианата калия (KSCN) и гексацианоферрата (II) калия ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). После обработки рисунка раствором FeCl_3 или $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ проявляются красный и синий цвета.



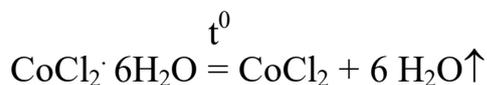
Красный



Синий

Опыт № 5. «Проявление надписи».

На бумаге стеклянной палочкой делают надпись раствором CoCl_2 . Подсушивают бумагу над пламенем спиртовки. Надпись проявляется.



Бледно-розовый синий

Опыт № 6. «Извержение вулкана».

На асбестовую сетку помещают соль $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в виде горки, делают углубление. Подносят к нему зажженную спичку и сильно нагревают

кристаллы до начала реакции. Затем спичку убирают и наблюдают «извержение вулкана».



Опыт № 7. «Фараоновы змеи».

На асбестовую сетку помещают таблетки глюконата кальция и поджигают его спичкой. Продукты разложения приобретают очертания извивающихся змей.

Опыт № 8. Получение «дыма».

В одну пробирку помещают 1-2 капли раствора $\text{HCl}_{\text{конц}}$, а во вторую 1-2 капли раствора $\text{NH}_3_{\text{конц}}$. Подносят пробирки друг к другу. Наблюдают за внешним эффектом.



Надеюсь, что вам понравились сегодняшние чудеса. Нужно только быть очень осторожными с химическими веществами, ибо один мудрый человек сказал: «Все есть яд, и все есть лекарство, и только доза определяет исцеление будет принесено или смерть». Любые даже привычные вещества могут нанести непоправимый вред здоровью, к примеру, уксус чудная приправа для блюд, а вот уксусная кислота может вызвать сильнейший химический ожог.

Занятие № 2. Признаки химической реакции

Химия – наука экспериментальная. Верно говорят: «Познание начинается с удивления». Какое удивление вызывают неожиданные сюрпризы, химические «чудеса» на уроке! То сойдет огонь с неба, то начнется извержение вулкана, то фейерверк появится на столе.

Необычные и интересные химические опыты, сопровождающиеся ярким внешним эффектом (вспышкой, изменением окраски, сильным звуком и т.д.), просты в исполнении, доступны для понимания и наглядны, способствуют углублению и расширению знаний о свойствах веществ, их строении.

Ручаюсь, вы не раз замечали что-нибудь вроде того, как мамино серебряное кольцо со временем темнеет. Или как ржавеет гвоздь. Или как сгорают до золы деревянные поленья. Ну ладно, если мама не любит серебро, а в походы вы не никогда не ходили, уж как заваривается чайный пакетик в чашке, видели точно. Что общего у всех этих примеров? А то, что все они относятся к химическим явлениям, мы видим с вами как протекают химические реакции.

Химическое явление или реакция происходит тогда, когда одни вещества превращаются в другие: у новых веществ другой состав и новые свойства. Если припомнить еще и физику, то запомните, что химические явления происходят на молекулярном и атомарном уровне, но не затрагивают состав ядер атомов.

Для каждой химической реакции обязательно существуют характерные признаки:

- 1) в ходе реакции может выпасть или раствориться осадок;
- 2) может измениться цвет;
- 3) следствием протекания реакции может стать выделение газа;
- 4) может быть выделена либо поглощена теплота;
- 5) также реакция может сопровождаться выделением света.

Вы, конечно, понимаете, что химическая реакция происходит не только в пробирках в лаборатории. Самые впечатляющие химические явления вы можете наблюдать в природе. И значение их так велико, что не было бы никакой жизни на Земле, если бы не некоторые из природных химических явлений. Фотосинтез, дыхание, горение, образование озона - это тоже химические реакции. Но где бы ни проходила химическая реакция, в огромной реакционной колбе или на предметном стеклышке, под микроскопом или в слоях атмосферы планеты солнечной системы у неё должен быть признак, иначе это не химическая реакция.

Экспериментальная часть

Опыт № 1. «Нагревание меди, без огня».

Медную проволоку очищают наждачной бумагой и сворачивают в кольцо диаметром 3-4 см. Затем наливают в стакан 10-15 мл ацетона $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ (не забывайте: ацетон огнеопасен!). Вдали от стакана с ацетоном нагревают кольцо из медной проволоки, а потом быстро опускают его в стакан с ацетоном так, чтобы кольцо не касалось поверхности жидкости и находилось от нее в 5-10 мм. Проволока раскалится и будет светиться до тех пор, пока не израсходуется весь ацетон. Но ни пламени, ни дыма не возникнет. Опыт более эффективен в темноте.

На поверхности меди, которая служит катализатором и ускоряет реакцию, протекает окисление паров ацетона до уксусной кислоты CH_3COOH и уксусного альдегида CH_3CHO :



с выделением большого количества теплоты, поэтому проволока раскаляется докрасна. Пары обоих продуктов реакции бесцветны, их выдает только запах.

Опыт № 2. «Светлячки».

Этот опыт эффектен в темноте. В маленькие тигли кладут по кусочку ваты, смоченной спиртом, и насыпают в каждый из них на кончике скальпеля соли. Вату поджигают.

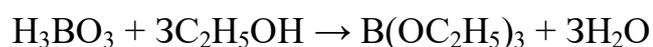
Пламя окрашивается в различные цвета в зависимости от солей: соли калия дают розовато-фиолетовое пламя, стронция – малиново-красное, меди – зеленое или голубое, натрия – желтое, кальция – кирпично-красное.

При внесении в пламя спиртовки стальную проволоку, конец которой смочен раствором соли, пламя окрашивается в разные цвета.

Красивые разноцветные огни можно получить, поджигая на металлическом поддоне насыпанные конусом смеси сухого спирта и соответствующих солей металлов. На 2 – 3 таблетки сухого спирта достаточно

взять около 50 – 100 мг соответствующей соли. Зажигают смеси спичкой. Можно не растирать таблетки, а капнуть на каждую из них по капле раствора соли (для каждой соли нужно взять чистую пипетку).

Красивое зеленое пламя можно получить, если в фарфоровый тигель, расположенный на железном поддоне, поместить около 1 г борной кислоты, добавить туда же примерно 10 мл этилового спирта и 1 мл концентрированной серной кислоты. Смесь в тигле перемешивают стеклянной палочкой и поджигают спичкой. Борная кислота с этиловым спиртом дает летучий сложный эфир, пары которого горят зеленым пламенем.



По окрашиванию пламени определяют наличие и концентрацию в исследуемых объемах малых количеств различных металлов. Высокую чувствительность метода можно проиллюстрировать историей, рассказанной В. Сибруком в его книге об американском физике Р. В. Вуде.

Однажды Вуд, живший в пансионате, заподозрил хозяина пансионата в том, что он кормит своих постояльцев котлетами, изготовленными из объедков. Вуд заказал порцию мяса, но часть мяса не доел, а остаток посыпал небольшим количеством соли лития. На следующий день в пансионате были котлеты. Вуд внес кусочек котлеты в пламя спиртовки, и нечестный хозяин пансионата был изобличен – пламя спиртовки мгновенно окрасилось солью лития в кроваво-красный цвет.

Опыт № 3. «Фейерверк в стакане».

В стакан наполовину объема наливают концентрированной серной кислоты, а затем по стенке осторожно приливают в него этиловый спирт. Слой этилового спирта должен иметь толщину не менее 1,5 – 2 см. При добавлении спирта следят за тем, чтобы между его слоем и серной кислотой была видна четкая граница, иначе опыт не удастся. В темноте в стакан бросают несколько кристалликов перманганата калия. Как только кристаллик достигнет границы

между спиртом и кислотой, произойдет вспышка, сопровождающаяся слабым шипением.

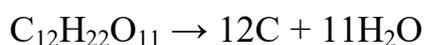
В момент вспышки происходит окисление спирта на границе раздела жидкостей.

После того как этот опыт окончен, следует разбавить жидкость в стакане большим количеством воды и медленно вылить в канализацию.

Опыт № 4. «Фараонова змея».

На листе железа помещают холмик из сухого речного песка высотой 7 – 8 см. В центре холмика делают углубление на 5 – 6 см и в него насыпают тонко растертую смесь 30 г сахарной пудры и 5 г гидрокарбоната натрия. Сверху смесь закрывают тонким слоем речного песка. Перед началом демонстрации песок смачивают этиловым спиртом (нужно израсходовать не менее 100 – 150 мл спирта). Все легковоспламеняющиеся вещества убирают и к поверхности подносят зажженную спичку. Пары спирта загораются, и через некоторое время из центра холмика появляется серовато-черная масса, напоминающая змею. Диаметр змеи может достигать 4 – 5 см. Опыт продолжается 10 – 15 мин (пока не прогорит весь спирт); общая длина змеи может достигнуть 60 – 80 см.

Тело змеи состоит из очень легкой, пористой массы, главным компонентом которой является уголь. Уголь образуется при разложении сахара без доступа воздуха:



Образующийся уголь разрыхляется под действием CO_2 , который образуется при термическом разложении гидрокарбоната натрия:



Опыт 5. «Огненный дождь».

В колбу налить 25 %-ного раствора гидрата аммиака, смочить стенки. Избыток раствора слить и закрыть колбу стеклянной пластиной. Поставить

колбу на плитку для более интенсивного образования паров аммиака. В ложечке для сжигания веществ накаливать оксид хрома (III) в пламени спиртовки. Открыть колбу с аммиаком, внести нагретый оксид хрома (III), сбросить его с ложечки. Наблюдается сноп искр – огненный дождь.

Аммиак подвергается каталитическому окислению с образованием воды и бесцветного газа азота:

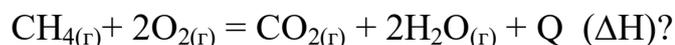


Опыт 6. «Тепло и холод».

Химическая реакция заключается в разрыве одних и образовании других связей, поэтому она сопровождается выделением или поглощением энергии в виде теплоты, света, работы расширения образовавшихся газов. По признаку выделения или поглощения теплоты реакции делятся на экзотермические и эндотермические.

Экзотермическая реакция - химическая реакция, при которой происходит выделение теплоты.

Например, в реакции горения метана:



выделяется столько теплоты, что метан используется как топливо.

Эндотермические реакция - химическая реакция, при которой происходит поглощение теплоты. Тепловой эффект таких реакций отрицательный.



В один химический стакан насыпаем небольшое количество кристаллического гидроксида калия, во-второй - родонит аммония. Добавляем дистиллированной воды. Стеклопалочкой перемешиваем содержимое стаканчиков, добиваясь растворения кристаллических веществ. Рукой дотрагиваемся до внешних стенок стаканов, один из них очень горячий, а второй совсем холодный, так что может даже покрыться льдом.

Опыт 7. «Химическая радуга».

Все знают считалочки: «каждый охотник желает знать, где сидит фазан» или «как однажды Жан звонарь головой сломал фонарь». В ней зашифрованы семь цветов, попробуем получить радугу в химических пробирках. В семь больших пробирок, помещенных в демонстрационный штатив с белым фоном, сливаем попарно растворы:

хлорид железа (III) и роданид калия (красный цвет);

раствор хромата калия подкисляем H_2SO_4 (оранжевый цвет);

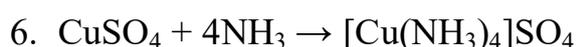
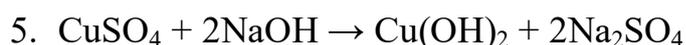
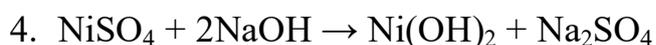
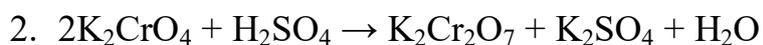
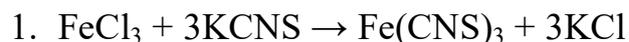
нитрат свинца и иодид калия (желтый цвет);

сульфат никеля (II) и гидроксид натрия (зеленый цвет);

сульфат меди (II) и гидроксид натрия (голубой цвет);

сульфат меди (II) и раствор аммиака (синий цвет);

хлорид кобальта (II) и роданида калия (фиолетовый цвет).



Занимательный химический эксперимент помогает развивать интерес школьников к химии, побудить их к творческому поиску, к внеклассной и научно-исследовательской работе. Превращения веществ удивительны и невероятно эффектно, а многие химические опыты позволяют сделать шаг к познанию окружающего мира и ответить на вечные вопросы: «Как?», «Почему?» и «Зачем?». Станьте на время волшебниками, покажите химические чудеса. Простые и красивые опыты, не требуют каких-то особых химических навыков, а лишь осторожности и внимания.

Занятие № 3. Выращивание кристаллов

Выращивать кристаллы – это просто чудо, а когда они приобретают красивую форму – это радость и удивительное зрелище. Без семян за один день можно вырастить причудливые «растения», напоминающие сказочное подводное царство. По своей красоте они могут соперничать с настоящими. В переводе с греческого, слово «кристалл» означает «лед».

Самые крупные природные кристаллы существуют в Мексике, в двух пещерах. На глубине более 300 метров находятся кристаллы длиной в 10-15 м. Состоят они из селенита – прозрачного гипса. В 1995 году знаменитая австрийская фирма «Swarovski» создала музей, который позволил людям увидеть волшебную красоту хрусталя, почувствовать колдовскую силу этих кристаллов. Сказочную пещеру назвали «Хрустальные миры Сваровски». Там есть и представители самых больших и самых крошечных кристаллов. Самый крупный весит более 62 кг, его достоинство оценивается в 310 тысяч карат, диаметр – 40 сантиметров. Сто граней кристалла отливают то теплой россыпью гранатовых огоньков, то холодным серебряным блеском, и неизменно завораживают зрителей. А самый маленький кристалл можно увидеть только в микроскоп. Его диаметр всего 0,8 миллиметра!

Каждому химическому веществу, находящемуся при данных термодинамических условиях (температуре, давлении) в кристаллическом состоянии, соответствует определенная кристаллическая структура и определяемая ею внешняя огранка. Большинство твердых материалов является поликристаллическими; они состоят из множества отдельных беспорядочно ориентированных мелких кристаллических зерен (кристаллитов). Крупные отдельные однородные кристаллы с непрерывной кристаллической решеткой называются - монокристаллами. Таковы кристаллы минералов, например громадные (до сотен килограмм) кристаллы кварца (горного хрусталя), флюорита, кальцита, полевого шпата или относительно мелкие кристаллы берилла или алмаза. Кристаллы образуются и растут чаще всего из жидкой

фазы – раствора или расплава; возможно получение кристаллов из газовой фазы. В России и других странах разработаны технологии получения искусственных алмазов – очень прочных и нужных кристаллов.

Жидкие кристаллы, звучит очень необычно — это вещества, которые ведут себя одновременно как жидкости и как твёрдые тела. Молекулы в жидких кристаллах, с одной стороны, довольно подвижны, с другой — расположены строго регулярно, образуя подобие кристаллической структуры. Часто уже при небольшом нагревании правильное расположение молекул нарушается, и жидкий кристалл становится обычной жидкостью. Напротив, при достаточно низких температурах они замерзают, превращаясь в твёрдые тела. Регулярное расположение молекул в жидких кристаллах обуславливает их особые оптические свойства. Их свойствами можно управлять, подвергая действию магнитного или электрического поля. И у вас у всех есть жидкие кристаллы. Это - жидкокристаллические индикаторы часов, калькуляторов, компьютеров и телевизоров.

Выращивание кристаллов – процесс очень интересный, но бывает достаточно длительным, да и результат не всегда нас радует. Чтобы вырастить красивый кристалл, полезно знать, какие процессы управляют его ростом; почему разные вещества образуют кристаллы различной формы, а некоторые их вовсе не образуют; что надо сделать, чтобы они получились большими.

Экспериментальная часть

Опыт № 1. « Кристаллы поваренной соли».

У всех у нас есть дома обычная пищевая соль (наверное, знаете, что её химическое название хлорид натрия NaCl). Подойдёт и любая другая соль (соль – с химической точки зрения), например, можно получить красивые синие кристаллы из медного купороса или любого другого купороса (например, железного). Можно использовать квасцы (двойные соли металлов

серной кислоты), тиосульфата натрия (раньше использовался для изготовления фотографий). Для всех этих солей не требуется особых каких-то условий: сделали раствор, опустили туда «зародыш» и растёт он себе, каждый день прибавляя в росте. Да, не следует раскрашивать раствор, где растёт кристалл, например красками или чем ни будь подобным, - это лишь испортит сам раствор, а кристалл всё же не покрасит! Лучший способ получить цветные кристаллы – это подобрать нужную по цвету соль!

Опыт № 2. «Подводный сад».

Небольшое количество жидкого стекла (конторский силикатный клей) разбавляют водой и выливают полученный раствор в какой-нибудь чистый, прозрачный сосуд – большой стакан или аквариум. «Питательная среда» готова. В сосуд бросают небольшие кусочки растворимых в воде солей металлов – меди, кальция, хрома, никеля, кобальта (нерастворимые соли и соли щелочных металлов для этой цели не подходят). Можно взять медный и железный купорос, железные квасцы, хлористый кальций. Банку закрывают, чтобы в нее не попала пыль. Не пройдет и суток, как из кристалликов солей вырастут сказочные «растения», окрашенные в яркие цвета. Вот некоторые цвета: $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – сначала розовые, потом синие; $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – зелёные; $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – буро-коричневые; $\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ – телесного цвета; $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – чёрно-зелёного.

Опыт № 3. «Рост кристаллов».

Берут чистую колбу с пересыщенным раствором сульфата натрия Na_2SO_4 . Перенасыщенный раствор - раствор, в котором растворённого вещества больше, чем может максимально раствориться при данных условиях. Это довольно неустойчивое состояние раствора. Достаточно скоро он превращается в насыщенный раствор при этом «лишнее» вещество выпадает в осадок.

Опускают в колбу кристалл сульфата натрия величиной с горошину. В пересыщенном растворе внесенный кристаллик становится центром, своего рода «запальной свечой» процесса кристаллизации, который быстро охватывает весь находящийся в колбе раствор. Образование друзы кристаллов идет при непосредственном участии воды. Состав кристаллов сульфата натрия характеризуется формулой $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Если по окончании этого процесса перевернуть колбу, то кажется, что маленький кристаллик «выпил» всю жидкость и превратился в плотный шар, который занял почти всю колбу.

Опыт № 4. «Рост кристаллов».

В пробирку насыпают 5г уксуснокислого натрия CH_3COONa , прибавляют 3 мл воды и нагревают до растворения соли. Затем пробирку закрывают ватой и ставят в стакан с холодной водой. Когда раствор охладится, в пробирку бросают кристаллик уксуснокислого натрия (кристаллик, брошенный в пробирку, становится центром кристаллизации). Кристаллы начинают расти и быстро заполняют всю пробирку. При этом выделяется тепло.

Опыт № 5. «Рост кристаллов».

Стакан на 250 мл заполняют на три четверти объема водой и нагревают на асбестовой сетке до $35 - 40^\circ\text{C}$. Затем понемногу добавляют медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Раствор все время необходимо помешивать стеклянной палочкой. Когда вся соль растворится, добавляют еще, и так до тех пор, пока медный купорос перестанет растворяться.

Насыщенный раствор быстро отфильтровывают через бумажный фильтр во второй стакан. Затем берут нитку и прикрепляют его одним концом к стеклянной палочке, которую укладывают на края стакана по диаметру. Свободный конец нити опускают в раствор и оставляют до следующего дня. На следующий день нить вынимают из раствора, удаляют все кристаллики, за исключением одного наиболее крупного. Раствор нагревают до $35-40^\circ\text{C}$,

добавляют медный купорос до насыщения, затем фильтруют, погружают в него кристалл и оставляют до следующего дня. Раствор лучше менять каждые сутки, всякий раз насыщая его при температуре 35—40°C, фильтруя и вновь погружая кристаллик.

Если нужно вырастить кристаллик около 10 г, то объем раствора необходимо увеличить. Выращивание таких больших кристаллов необходимо проводить в стакане на 500 мл.

Опыт № 6. «Зимний пейзаж в стакане».

Приготавливают в стакане на 300 мл насыщенный раствор азотнокислого свинца $Pb(NO_3)_2$ и опускают в него кристалл хлористого аммония NH_4Cl . Постепенно в стакане начинают расти кристаллы, напоминающие собой растения, покрытые инеем:

Опыт № 7. «Летний пейзаж».

В стакане на 300 мл приготавливают насыщенный раствор медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. На дно стакана помещают вытертые, средней величины, кристаллы углекислого натрия Na_2CO_3 . Через некоторое время можно заметить образование зеленых отростков, напоминающих собой водоросли.

Оба опыта лучше подготовить заранее и показать уже готовые образования в стакане, так как рост кристаллов идет очень медленно.

Опыт № 8. «Золотая осень».

На дно стакана помещают 5—6 кусочков бихромата аммония $(NH_4)_2Cr_2O_7$. Затем приготавливают раствор азотнокислого свинца $Pb(NO_3)_2$ из расчета 25 г на 100 мл воды (воду подогревают). После охлаждения этот раствор выливают в стакан с кусочками бихромата аммония. Через некоторое время в результате реакции между азотнокислым свинцом и дихроматом аммония на кусочках последнего появляются игольчатые кристаллы бихромата свинца. Постепенно разрастаясь, они будут принимать очертания «деревьев» в золотом осеннем уборе. Через несколько дней «лесная чаща» заполнит стакан.

Опыт № 9. « Буквы из кристаллов».

Изготовьте из любой проволоки каркасы, имеющие форму букв (или каких-либо других фигур). Аккуратно обмотайте проволочные каркасы шерстяными нитями. Приготовьте при нагревании и помешивании стеклянной палочкой насыщенный раствор алюмокалиевых квасцов (исходить из расчета на 1 л воды 100 г соли). Добавьте в полученный раствор небольшое количество медного купороса так, чтобы жидкость приняла светло-голубую окраску. Профильтруйте горячий раствор в другой стакан. Опустите в еще не остывший пересыщенный раствор изготовленные ранее проволочные каркасы (на подвесках). Проследите, чтобы каркасы не касались дна и стенки стакана, а так же друг друга. Через сутки извлеките каркасы, поросшие кристалликами, из раствора и высушите. Полученные буквы можно использовать при выпуске праздничной стенной газеты, при изготовлении плакатов и т. д. Их покрывают бесцветным лаком или клеем БФ-2.

Занятие №4. Катализаторы

Поджечь сахар - не простая задача. При сильном нагреве кусочек сахара начинает плавиться, приобретает коричневую окраску, и мы чувствуем приятный запах карамели. Но он не загорается. И всё же, сжечь сахар можно. Для этого надо посыпать его табачным пеплом и внести в пламя – тогда сахар загорится. Такое же воздействие на эту реакцию оказывают и некоторые другие вещества, например: соли лития или оксид хрома (III). Химические реакции, которые «не желают» протекать сами по себе и требуют присутствия веществ, которые в результате реакции остаются неизменными, - происходят повсеместно. А вещества, делающие эти реакции возможными, называются катализаторами. Где же можно наблюдать такие реакции? Это, во-первых, абсолютно все химические процессы, лежащие в основе жизнедеятельности клеток. Они протекают только в присутствии ферментов, а отсутствие в организме хотя бы одного из них нарушает обмен веществ и чревато тяжёлой

болезнью или же просто несовместимо с жизнью. Биологические катализаторы – ферменты. Кроме того, к таким реакциям относится большинство процессов, используемых в химической промышленности. Получение серной кислоты, переработка нефти, синтез аммиака немислимы без участия «посторонних веществ», называемых катализаторами. Как выглядел бы наш мир без катализаторов? Он был бы гораздо статичнее, ведь многие химические реакции просто не происходили бы. Впрочем, изучать химию всё равно было бы некому: жизнь в таком мире появиться не может. Итак, Катализатор это вещество, ускоряющее химическую реакцию, он позволяет проводить химические процессы при гораздо более мягких условиях. А кроме того, в присутствии катализаторов идут реакции, которые вообще невозможны без их участия ни в каких условиях. При этом количество катализатора, необходимое для превращения огромной массы реагентов в продукты реакции, несоизмеримо мало. Одна молекула фермента катализирует разложение 5 млн. молекул сахара за 1 секунду!

Однако «постороннее вещество» может воздействовать на ход реакции и противоположным образом. Тогда процесс замедляется. Такой «отрицательный» катализ называется ингибированием (от лат. *Inhibeo* - «останавливаю», «сдерживаю»). Зачем нужно замедлять скорость реакции? Существуют процессы, которые необходимы человеку, а также существуют такие процессы, которые мы хотели бы остановить или прекратить вовсе. Например: появление ржавчины – коррозия металлов, гниение продуктов питания. Такими реакциями могут быть взрывы различных химических веществ, которые чувствительны к движению или сотрясению. Ингибиторы замедляют скорость химических реакций.

Каталитические яды. Некоторые вещества снижают или полностью уничтожают активность твердого катализатора. Такие вещества называются каталитическими ядами. В качестве примера можно привести соединения мышьяка, ртути, свинца, цианистые соединения, к которым особенно

чувствительны платиновые катализаторы. В производственных условиях реагирующие вещества подвергают очистке от каталитических ядов, а уже отравленные катализаторы регенерируют. Яды каталитические это вещества, воздействие которых на катализаторы приводит к снижению их активности вплоть до полной дезактивации (так называемое отравление катализаторов).

Экспериментальная часть:

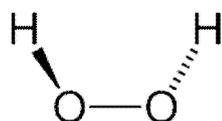
Опыт №1. «Разложение перекиси».

Пероксид водорода является нестабильным веществом и очень быстро разлагается на воду и кислород. Катализатор, мы взяли сульфат аммония, ускоряет реакцию, а жидкое мыло делает ее более наглядной.

1. В колбе смешиваем раствор перекиси водорода и жидкое мыло.
2. Аммиак смешиваем с медным купоросом, получая сульфат аммония.
3. Доливаем полученный раствор в колбу.
4. Наблюдаем бурную реакцию пенообразования.

Эффектно и зрелищно! В голове рождаются мысли о том, что, наверняка, тут происходят сложные химические реакции, описанные длинными уравнениями, в которые даже не хочется вникать.

Однако этот опыт всего лишь наглядная демонстрация реакции разложения перекиси водорода (H_2O_2)



Перекись водорода имеет свойство самопроизвольно разлагаться на воду и кислород из-за слабой связи *O-O*.



При разложении одной части 6%-ного раствора перекиси водорода выделяется 20 частей газообразного кислорода. Ничего себе так. Сколько же образовывается кислорода из 50%-ного раствора?! Не будем считать. Много.

Скорость разложения зависит от температуры, концентрации, наличия примесей. Под действием катализаторов (каталитическое разложение) оно происходит быстрее. В этой роли выступают ионы переходных металлов (медь, железо, кобальт и др.), а также некоторые ферменты.

В раствор медного купороса добавим аммиак и получим аммиакат меди, который будет катализатором в нашей реакции разложения.



Для пущей зрелищности можно добавить красители перед началом реакции. Но и так неплохо. Гора пены из стаканчика жидкости! Волшебство!

Опыт №2. «Крахмал и йод».

Раствор крахмала в воде с добавлением йода при нагревании обесцвечивается, а при охлаждении снова возвращается к темно-синему цвету.

1. Насыпаем щепотку крахмала в пробирку и добавляем воды.
2. Добавляем йод.
3. Поджигаем спиртовку.
4. Нагреваем пробирку до обесцвечивания раствора.
5. Охлаждаем пробирку в стакане с холодной водой.

Опыт №3. «Черный сахар».

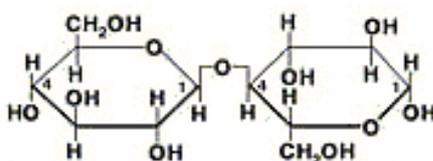
Серная кислота жадно поглощает воду, и способна достать эту воду даже из молекул сахара. В ходе этой реакции сахар превращается в уголь и выделяются газы, которые вспенивают уголь и выталкивают его из стакана.

1. В стакан насыпаем сахарную пудру.
2. К сахарной пудре приливаем воду (НЕБОЛЬШОЕ КОЛИЧЕСТВО), все тщательно перемешиваем.

3. К раствору воды и сахарной пудры добавляем немного серной кислоты, продолжаем мешать, пока раствор не начнет темнеть и подниматься.

Как это происходит, и почему из белоснежного сахара и прозрачной жидкости образуется черный твердый пористый объект?

Сахароза – дисахарид с формулой $C_{12}H_{22}O_{11}$. Откуда видно, что соотношение атомов Н и О такое же как и у воды – два водорода на один кислород.



сахароза

Концентрированная серная кислота поглощает воду из сахара, а оставшийся углерод выделяется в виде угля.

Как и большинство реакций серной кислоты, эта реакция экзотермическая, то есть проходит с выделением теплоты. Поэтому вода испаряется, и остается только сухой твердый остаток.



Газы, образующиеся в процессе, вспенивают углерод, и он становится пористым. Зрелищно. Жаль только, что углерод выделяется в виде графита, а не в другой его модификации – алмаза.

Опыт №4. «Вода – катализатор».

Любому начинающему химику известна выдающаяся роль воды в химии. Вода - самый простой, доступный и универсальный растворитель. Однако мало кто знает о том, что вода может выступать и в качестве катализатора твердофазной реакции. Это реакция алюминия с йодом. Для

проведения опыта в фарфоровый тигель насыпают по щепотке тонко измельченных порошков алюминия и йода. Вся посуда и инструменты должны быть сухими! Смесь осторожно перемешивают подходящими шпателем или стеклянной палочкой. Затем добавляют в реакционную смесь каплю воды с помощью пипетки. Наблюдается бурная реакция, сопровождаемая выделением паров избытка йода. Примечание: порошок алюминия должен быть очень тонким, почти пылью, в противном случае реакционная смесь может "плюнуть" прямо Вам в лицо раскаленной алюминиевой крошкой. В любом случае, опыт лучше проводить в очках.

Опыт №5. «Секретные чернила».

Некоторые виды чернил или давно исчезли из употребления, или применяются только в таких таинственных целях, как секретная переписка. Для такого рода тайнописи существует много способов, и все они используют секретные или "симпатические" чернила - бесцветные или слегка окрашенные жидкости. Написанные ими послания становятся видимыми только после нагревания, обработки специальными реактивами или в ультрафиолетовых либо инфракрасных лучах. Известно немало рецептов подобных чернил.

Тайные агенты Ивана Грозного писали свои донесения луковым соком. Буквы становились видимыми при нагревании бумаги. Ленин использовал для тайнописи сок лимона или молоко. Для проявления письма в этих случаях достаточно прогладить бумагу горячим утюгом или подержать ее несколько минут над огнем.

Знаменитая шпионка Мата Хари тоже использовала секретные чернила. Когда она была арестована в Париже, в ее гостиничном номере нашли пузырек с водным раствором хлорида кобальта, что и стало одной из улик при разоблачении ее шпионской деятельности. Хлорид кобальта можно успешно использовать для тайнописи: буквы, написанные его раствором, содержащим в

25 мл воды 1 г соли, совершенно невидимы и проявляются, делаясь синими, при легком нагревании бумаги.

Секретные чернила широко применялись и в России революционерами-подпольщиками. В 1878 году Вера Засулич стреляла в петербургского градоначальника Трепова. Судом присяжных Засулич была оправдана, но жандармы пытались снова арестовать ее при выходе из здания суда. Однако ей удалось скрыться, сообщив заранее своим друзьям о плане побега по окончании суда при любом его решении. Записка с просьбой принести кое-что из одежды содержала на обратной стороне листка информацию, написанную водным раствором хлорида железа FeCl_3 (Засулич принимала это вещество как лекарство). Такую записку можно прочесть, обработав ее ватным тампоном, смоченным разбавленным водным раствором тиоцианата калия: все невидимые буквы станут кроваво-красными из-за образования тиоцианатного комплекса железа.

Члены тайной организации "Черный передел" тоже использовали в переписке невидимые чернила. Но из-за предательства одного из революционеров, знавшего секрет расшифровки писем, почти все были арестованы... Тайные письма были написаны разбавленным водным раствором медного купороса. Проявлялся написанный такими чернилами текст, если бумагу подержать над склянкой с нашатырным спиртом. Буквы окрашиваются в ярко-синий цвет из-за образования аммиачного комплекса меди.

А вот китайский император Цин Шихуанди (249--206 гг. до н. э.), во время правления которого появилась Великая Китайская стена, использовал для своих тайных писем густой рисовый отвар, который после высыхания написанных иероглифов не оставляет никаких видимых следов. Если такое письмо слегка смочить слабым спиртовым раствором йода, то появляются синие буквы. А император для проявления письма пользовался бурым отваром морских водорослей, видимо, содержащим йод.

Еще один рецепт секретных чернил включает применение 10%-го водного раствора желтой кровяной соли. Написанные этим раствором буквы исчезают при высыхании бумаги. Чтобы увидеть надпись, надо смочить бумагу 40%-м раствором хлорида железа. Ярко-синие буквы, которые появляются при такой обработке, уже не исчезают при высыхании. Появление букв связано с образованием комплексного соединения, известного под названием "турнбулева синь".

Помните историю с исчезновением записки Фантомаса? Исчезающие чернила можно приготовить, если смешать 50 мл спиртовой настойки йода с чайной ложкой декстрина и отфильтровать осадок. Такие синие чернила полностью теряют цвет через 1-2 дня из-за улетучивания йода.

Каждый может выбрать понравившийся рецепт и с помощью пера написать тайное послание.

Занятие № 5. Основные классы неорганических веществ

Все многообразие сложных химических веществ, можно разделить на четыре важнейших класса неорганических соединений: оксиды, гидроксиды металлов, кислоты и соли. Попробуем узнать о них немного интересного.

Слова "кислота" и "кислый" не зря имеют общий корень. Растворы всех кислот на вкус кислые. Это не означает, что раствор кислоты можно пробовать на язык – среди них встречаются очень едкие и даже ядовитые. Но такие кислоты как уксусная (содержится в столовом уксусе), яблочная, лимонная, аскорбиновая (витамин С), щавелевая и некоторые другие (эти кислоты содержатся в растениях) знакомы вам именно своим кислым вкусом. А вот концентрированная серная кислота обугливает деревянную палочку и оставляет ожоги на теле. Все кислоты, независимо от их происхождения, объединяет общее свойство – они содержат реакционноспособные атомы водорода. В связи с этим кислотам можно дать следующее определение:

Кислота – это сложное вещество, в молекуле которого имеется один или несколько атомов водорода и кислотный остаток.

Марс окрашен в красный цвет благодаря значительному распространению в почве оксидов железа. Сложно поверить, но драгоценные камни это разновидности оксидов: рубин это оксид алюминия, а агат, аметист, горный хрусталь - оксид кремния. Для придания стеклу различных цветов тоже используют оксиды. Например, окись железа придаст стеклу цвет от голубого до темно-красного, окись урана – светло-желтый, никель окрасит стекло в фиолетовый и коричневый цвета. Интересное действие на организм человека оказывает веселящий газ. При нормальной температуре это бесцветный негорючий газ с приятным сладковатым запахом и привкусом. Углекислый газ не пригоден для поддержания жизни. Однако именно им «питаются» растения, превращая его в органические вещества. Есть еще угарный газ. А оксид водорода - это вода, без которой никуда!

Оксидами называют сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород, находящийся в степени окисления -2.

Что такое едкий натр или едкий калий? Это сильнейшие щелочи. Растворы щелочей скользкие на ощупь ("мыльные") и довольно едкие. Они разъедают кожу, ткани, бумагу, очень опасны (как и кислоты) при попадании в глаза. Поэтому при работе со щелочами и кислотами необходимо быть осторожными. Лишь небольшую часть всех оснований называют щелочами. Это, например, КОН – гидроксид калия (едкое кали), NaOH – гидроксид натрия (едкий натр), LiOH – гидроксид лития, Ca(OH)₂ – гидроксид кальция (его раствор называется известковой водой), Ba(OH)₂ – гидроксид бария. Большинство других оснований в воде нерастворимы и щелочами их не называют. В щелочах растворяется кожа, зато не растворяются хлопчатобумажные ткани. Известь поглощает кислые газы и может сорбировать некоторые токсичные вещества, поэтому с точки зрения здоровья побелка

лучше покраски. Существуют соединения, которые существуют только в щелочной среде, например, феррат (VI) калия. В щелочах растворяются амфотерные металлы, например, алюминий. Некоторые основные гидроксиды при стоянии старятся и перестают растворяться в кислотах.

Основания (гидроксиды) – сложные вещества, молекулы которых в своём составе имеют одну или несколько гидроксигрупп ОН.

Что такое соль? Конечно же все знают, что это хлорид натрия. В древнем Риме соль подносили каждому гостю в знак дружбы, а в Индии выражение «я ем его соль» означает, что «он меня содержит и я ему обязан». Если из живой лягушки выпустить всю кровь, она «умрет», — перестанет двигаться, прекратится дыхание и остановится сердце. Но если её кровеносные сосуды наполнить физиологическим раствором, состоящим главным образом из раствора поваренной соли в воде, «мертвец» оживет. Мускулы будут реагировать на раздражение, сердце начнет биться, восстановится дыхание. Поваренная соль — это единственное минеральное вещество, которое человек употребляет в чистом виде. Но соли это еще и класс неорганических соединений, очень обширный с уникальными свойствами, крайне интересными для человека.

Соли – это сложные вещества, которые состоят из атомов металла и кислотных остатков.

Между четырьмя основными классами существует генетическая связь. Из оксидов можно получить кислоты или основания, а затем и соли. Сегодня мы с вами попробуем осуществлять такие превращения.

Экспериментальная часть.

Опыт № 1.

1. В пробирку налейте 3 мл раствора сульфата меди (II) CuSO_4 (или $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$). Затем добавьте немного раствора гидроксида натрия NaOH . Содержимое пробирки разделите на 2 части.
2. В пробирку с частью осадка из п.1 добавьте немного раствора соляной кислоты HCl .
3. Затем в эту пробирку погрузите железный гвоздь (предварительно очищенный наждачной бумагой).
4. Оставшуюся часть осадка из п.1 нагрейте в пламени спиртовки.

Запишите, что наблюдается в каждом из случаев и уравнения протекающих реакций.

Опыт № 2.

1. В пробирку налейте 3 мл раствора нитрата алюминия $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ (или AlCl_3). Затем добавьте немного раствора гидроксида натрия NaOH .
2. Продолжайте добавлять щелочь до полного растворения ранее выпавшего осадка.
3. Добавьте в ту же пробирку по каплям немного раствора соляной кислоты HCl .

Запишите, что наблюдается в каждом из случаев и уравнения протекающих реакций.

Опыт № 3.

1. В пробирку налейте 3 мл раствора хлорида железа(III) FeCl_3 . Затем добавьте немного раствора гидроксида натрия NaOH .
2. К полученной смеси добавьте немного раствора соляной кислоты HCl .

3. Добавьте в ту же пробирку по каплям немного раствора роданида калия $KCNS$.

Запишите, что наблюдается в каждом из случаев и уравнения протекающих реакций.

Опыт № 4.

1. В пробирку налейте 5 мл известковой воды $Ca(OH)_2$. Пропустите через раствор углекислый газ CO_2 из аппарата Киппа до появления осадка.
2. Продолжайте пропускать углекислый газ CO_2 до полного растворения ранее выпавшего осадка.
3. Добавьте к раствору по каплям немного раствора соляной кислоты HCl .

Запишите, что наблюдается в каждом из случаев и уравнения протекающих реакций.

Опыт № 5.

1. В пробирку налейте 3 мл раствора хлорида железа(III) $FeCl_3$. Затем добавьте немного раствора гидроксида натрия $NaOH$.
2. К полученной смеси добавьте немного раствора соляной кислоты HCl .
3. Добавьте в ту же пробирку по каплям немного раствора гексацианоферрата калия $K_4[Fe(CN)_6]$.

Запишите, что наблюдается в каждом случае и уравнения протекающих реакций.

Экспериментальная часть 2

«Опыты с солями, кислотами и основаниями».

Опыт № 1. «Буран» в стакане.

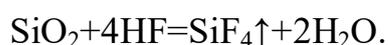
В химический стакан (на 500 мл) насыпают несколько ложек бензойной кислоты C_6H_5COOH , кладут веточку ели или сосны, закрывают его чашкой с

холодной водой и нагревают над спиртовкой. Кислота сначала плавится, потом испаряется, и стакан заполняется белыми хлопьями «снега», который покрывает веточку. Получается картина зимы с бураном.

Вместо бензойной кислоты можно использовать чистый нафталин. Кристаллики нафталина более крупные, но не такие пушистые, как бензойной кислоты, и меньше напоминают снег. (Обращаем внимание на то, что бензойная кислота и нафталин относятся к канцерогенным веществам и работа с ними требует особых мер предосторожности!)

Опыт № 2. «Рисунок на стекле».

Замечательным свойством плавиковой кислоты является ее способность взаимодействовать с оксидом кремния SiO_2 , входящей в состав стекол, с образованием газообразного фторида кремния SiF_4 и воды:



На этом свойстве плавиковой кислоты основано применение ее для вытравливания на стекле надписей, рисунков, а также для придания матовой поверхности стеклянным предметам.

Для получения рисунка на стекле последнее покрывают слоем воска или парафина, на которые HF не действует, затем счищают воск в тех местах, где должен получиться рисунок, и подвергают обнаженные места в течение некоторого времени действию плавиковой кислоты (под тягой!).

Опыт № 3. «Удивительные чернила».

В химический стакан наливают 30-50 мл воды, добавляют несколько капель раствора иода в иодиде калия и 1-2 мл разбавленной соляной кислоты HCl . Прибавляют около 0,5 мл раствора крахмала. Жидкость моментально окрасится в синий цвет (образуется комплексное соединение крахмала с

иодом). Если стакан нагреть, жидкость обесцвечивается, а при охлаждении снова окрасится (комплексное соединение крахмала с иодом восстанавливается).

Опыт № 4. «Твердофазная реакция».

Большинство реакций, применяемых в школьной и лабораторной практике, протекают в растворах. В этой связи интересным будет рассмотрение одной из самых красивых твердофазных реакций. В фарфоровую ступку насыпают по щепотке твердых солей - нитрата кобальта и роданида аммония (NH_4CSN). При растирании смеси пестиком появляется красивая фиолетовая окраска, обусловленная образованием тиоцианата кобальта. Данную реакцию можно проводить и в растворе и использовать для открытия ионов Co(II) .

Опыт № 5. «Срочная химчистка».

Во время проведения опытов можно случайно облить руку (одежду, книгу, стол и т.д.) йодной настойкой. В результате образуются несмываемые бурые пятна. Однако если пятно протереть ваткой обильно смоченной 10-20%-ным раствором тиосульфата натрия (фиксаж для фото), то пятно бесследно исчезнет. После этого остается данное место промыть чистой водой (для удаления растворов солей).

Занятие №6. Электролитическая диссоциация веществ в водных растворах

Перед нами два пустых стакана. Наполним их водой: в первый нальем дистиллированную воду, а во второй обычную водопроводную. Воспользуемся специальным прибором и проверим, проводит ли вода электрический ток. Мы видим, что лампочка в первом случае не горит, а

теперь перенесем электроды во второй стакан, лампочка ярко загорелась. Что же происходит в этих стаканах, что заставляет нашу лампочку гореть?

Для начала нам придется вспомнить, что такое электрический ток? Вроде бы вы все знаете, что электрический ток — это движение заряженных частиц. Электрический ток в твердых телах — это поток электронов. Каждый атом, как известно, состоит из ядра и электронов, взаимодействующих с ним и между собой по закону Кулона. Каждый электрон занимает определенную «орбиту». Чем ближе «орбита» к ядру, тем сильнее электрон притягивается к нему, тем большая энергия требуется, чтобы оторвать такой электрон от ядра. Внешние электроны называются валентными. В веществах, именуемых металлами, они действительно отрываются от атомов, и образуют газ почти свободных электронов. Кусок вещества представляет собой как бы стакан, в котором находится «газ» электронов (рис. 1).

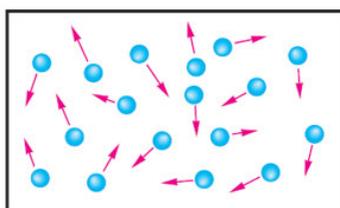


Рис. 1. Газ электронов. Кружки со стрелками символизируют хаотическое движение частиц

Если мы создали электрическое поле — приложили к исследуемому кусочку вещества напряжение, в электронном газе возникнет ветер как бы под действием разности давлений. Этот ветер и есть электрический ток.

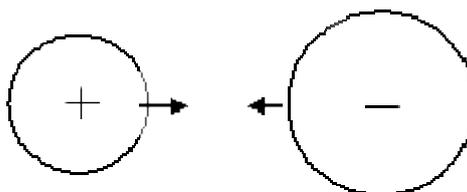
Отнюдь не все вещества хорошо проводят электрический ток. В диэлектриках валентные электроны остаются «привязанными» к своим атомам и не так-то просто заставить их двигаться через весь стакан. Диэлектрики - практически не проводят ток (в них нет свободных зарядов). Например: дистиллированная вода, стекло, пластмассы, бензол, масла, слюда, фарфор, янтарь и многие другие вещества.

Почему одни вещества оказываются проводниками, а другие — диэлектриками? Это зависит от того, из каких атомов они составлены и как эти атомы расположены. Иногда возможны превращения, когда расположение атомов меняется, например, под действием давления атомы сближаются и диэлектрик становится проводником. Через диэлектрики ток не течет, но и в металлах электроны движутся не вполне свободно. Они наталкиваются на атомы решетки, от которых «оторвались», и рассеиваются на них. При этом возникает трение или, как говорят, электрический ток испытывает сопротивление. Но и это не непреложный закон, ведь существуют еще и сверхпроводящие материалы, где электричество почему то не теряется (и если вам удастся создать теорию сверх проводников Нобелевская премия вам гарантирована). Знакомство со сверхпроводящими материалами сразу вызывает мысль о их применении. Первое, что приходит на ум это решить проблему с потерей электроэнергии в проводах при транспортировке. Ведь эта энергия исчезает в никуда. Прибыль можно сказать из воздуха. Второе - магниты с обмоткой из сверхпроводящего провода. Сейчас в мире производятся много видов сверхпроводящих магнитов. Часто для уникальных научных установок. Сильные магнитные поля очень нужны ученым. Например, проект установки «Токамак-15» или БАК. Установка «Токамак» - международный проекта - термоядерного реактора. Это настоящий термоядерный синтез. Новый вид энергии! БАК — ускоритель заряженных частиц, предназначенный для разгона протонов и изучения продуктов их соударений. И ведь Бозон Хиггса кажется уже получен.

Но, что же происходит в наших стаканах? Что же происходит в растворах? Если атом теряет один или несколько электронов, то он превращается в положительный ион - катион (в переводе с греческого — «идущий вниз»). Так образуются катионы водорода H^+ , лития Li^+ , бария Ba^{2+} . Приобретая электроны, атомы превращаются в отрицательные ионы - анионы

(от греческого "анион" - идущий вверх). Примерами анионов являются фторид-ион F^- , сульфид-ион S^{2-} .

Катионы и анионы способны притягиваться друг к другу. При этом возникает химическая связь, и образуются химические соединения. Такой тип химической связи называется ионной связью:



Ионная связь - это химическая связь, образованная за счет электростатического притяжения между катионами и анионами.

Механизм образования ионной связи можно рассмотреть на примере реакции между натрием и хлором. Атом щелочного металла легко теряет электрон, а атом галогена - приобретает. В результате этого возникает катион натрия и хлорид-ион. Они образуют соединение за счет электростатического притяжения между ними.

Идеальной ионной связи практически не существует. Даже в тех соединениях, которые обычно относят к ионным, не происходит полного перехода электронов от одного атома к другому; электроны частично остаются в общем пользовании. Так, связь во фториде лития на 80% ионная, а на 20% - ковалентная. Поэтому правильнее говорить о степени ионности (полярности) ковалентной химической связи.

Экспериментальная часть

Ну а теперь на практике попробуем определить, является вещество электролитом или нет? С помощью специального приспособления, по степени интенсивности или отсутствию свечения электролампы, установите какое из

ниже предложенных веществ в водном растворе является электролитом сильным, средней силы или неэлектролитом.

Приспособление представляет собой электрическую цепь, состоящую из пары электродов, электролампы, выключателя, вилки и сосуда с исследуемой жидкостью в которую погружают электроды.

Порядок испытания:

1. Сначала проверяют, чтобы выключатель находился в положении «выключено».

2. Затем вилка включается в сеть, электроды погружаются в раствор и выключатель ставится в положение «включено».

3. После каждого испытания ток выключается, а электроды промываются дистиллированной водой. По окончании опытов вилка вынимается из розетки.

Каждый выполняет одно из 4-х вариантов заданий, включающих 2 основания, 3 кислоты, 3 соли и 2 растворителя.

1 й набор: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NH_4OH , H_2SO_4 , H_3PO_4 , CH_3COOH , KCl , MnSO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, вода-дистиллированная, ацетон.

2 й набор: HNO_3 , NH_4OH , HCl , H_3PO_4 , лимонная кислота, KNO_3 , CuSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, вода- дистиллированная, глицерин.

Для веществ, подверженных диссоциации, напишем уравнения соответствующих реакций.

Надеюсь, всем нам стало понятно, что если вещество состоит из ионов (заряженных частиц), то оно способно проводить электрический ток, если ионов нет, то и тока тоже нет.

Занятие №7. Аппарат Киппа

Аппарат Киппа - один из самых известных приборов для получения газов. Он широко используется для лекционных демонстраций и учебных лабораторных работ. Аппарат начала выпускать около середины 19 в. голландская фирма научных приборов, основанная П. Киппом (отсюда

название аппарата). В исследовательских лабораториях химики предпочитают использовать в качестве источника газов - баллоны. Это объясняется не только удобством, но и большей безопасностью (хотя баллоны в плане безопасности тоже не идеальны). Получение водорода и горючих газов в аппарате Киппа связано с риском взрыва - особенно при неаккуратной работе. Подобные взрывы могут окончиться трагически. Правила техники безопасности обязательны для всех.

Принцип действия аппарата Киппа прост. Рассмотрим его на примере получения водорода.

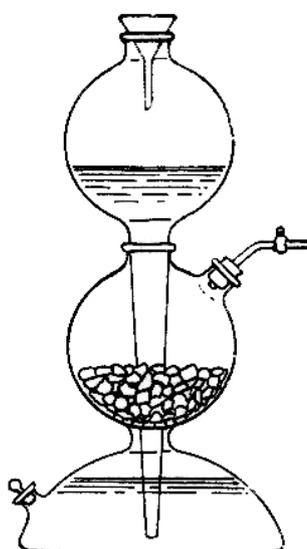


Рис.2 Аппарат Киппа

Аппарат состоит из трёх стеклянных сосудов; средний и нижний соединены перетяжкой, через которую проходит длинная трубка, служащая для сообщения верхнего сосуда с нижним. Твёрдое вещество помещают в средний сосуд, снабженный газоотводной трубкой с краном. На дне среднего резервуара есть решетка, на которой расположены гранулы цинка. В верхний сосуд наливают жидкость, которая заполнив нижний сосуд, поступает в средний и взаимодействует с твёрдым веществом. Выделяющийся газ выходит через газоотводную трубку. При закрытом кране газ вытесняет жидкость из

среднего сосуда и реакция прекращается. В аппарат наливают кислоту (серную или соляную). Когда кран на газоотводной трубке закрыт, кислота находится в верхней воронке и нижнем резервуаре. Как только открывают кран, кислота течет из воронки и заполняет нижнюю часть второго резервуара, в результате начинается реакция с цинком, выделяется водород. Когда эксперимент окончен, кран закрывают, и водород перестает выходить из аппарата Киппа. Давление газа вытесняет кислоту в воронку до тех пор, пока контакт кислоты и цинка не прекратится. Выделение водорода останавливается. Если открыть кран (на газоотводной трубке), кислота снова попадет из воронки во второй резервуар и поток водорода возобновится. Все просто. Но почему же получение водорода опасный химический процесс?

Вот какая история произошла с французским химиком, директором Парижского музея науки Пилатром де Розьером (1756–1785). Как-то он решил проверить, что будет, если вдохнуть водород; до него никто такого эксперимента не проводил. Не заметив никакого эффекта, ученый решил убедиться, проник ли водород в легкие. Он еще раз глубоко вдохнул этот газ, а затем выдохнул его на огонь свечи, ожидая увидеть вспышку пламени. Однако водород в легких экспериментатора смешался с воздухом, и произошел сильный взрыв. «Я думал, что у меня вылетели все зубы вместе с корнями», — так Розье характеризовал испытанные ощущения. Впрочем, он остался очень доволен опытом, который чуть не стоил ему жизни.

В середине прошлого века перед началом второй мировой войны наступила эпоха расцвета дирижаблей. Парящие в воздухе корабли были настолько грандиозной задумкой немцев, что не могли не восхищать. Однако после возгорания немецкого пассажирского дирижабля LZ 129 «Гинденбург» в 1937 году производство чудо-машин пошло на спад, пока совсем не исчезло. Казалось бы, у дирижаблей больше плюсов, чем минусов. Посудите сами – дирижабль парил в воздухе и уже тогда, в тридцатые годы 20 века, мог разгонять скорость до 147 км/ч, так как дизельные моторы были общей

мощностью 4800 лошадиных сил. Притом, что на борту воздушного корабля было предостаточно места для ванн с душевыми, большим салоном с роялем, изысканным рестораном и красивейшими смотровыми площадками. Что касается технических характеристик, то дирижабль более выгоден в содержании, нежели любое другое транспортное средство того времени, да и настоящего тоже. В его баллонеты можно было накачать 200 тысяч кубометров газа. Наполняли тогда дирижабли самым легким и дешевым газом — водородом. Подъемная сила «Гинденбурга» могла достигать 200 тонн. К слову сказать, такую грузоподъемность смог обрести только спустя сорок лет самолет «Антей». Но была у дирижаблей и «Ахиллесова пята». Их баллоны были сделаны из непрочного материала, а водород при взаимодействии с кислородом становился взрывоопасным. В то время производство другого газа, который мог стать достойной и менее опасной заменой, только набирало обороты, и стоил он очень дорого. Немцы не могли себе позволить данной роскоши, рискуя быть подорванными при каждом полете. И, вот этот час настал. 6 мая 1937 года в 19 часов 10 минут сгорел самый большой в мире немецкий пассажирский дирижабль LZ 129 «Гинденбург». Из 97 пассажиров и состава экипажа выжило лишь 62 человека. После столь шокирующей трагедии, производство дирижаблей было приостановлено, а вскоре и вовсе исчезло. Из – за своей очевидной уязвимости, дирижабли не смогли стать надежным транспортным средством. На сегодняшний день эпоха дирижаблей потихоньку возрождается. Уже сейчас в институтах транспортных технологий по всему миру изучают и разрабатывают концепцию воздушных кораблей. Известно, что, скорее всего они будут работать на гелии. Так же ведутся тестовые полеты. Мы с вами не будем получать водород, а используем аппарат Киппа для получения другого газа - CO_2 .

Экспериментальная часть
«Получение CO_2 в аппарате Киппа».

Оксид углерода(IV) – углекислый газ CO_2 , содержится в небольшом количестве в атмосфере (0,03%) и в растворенном виде в некоторых минеральных источниках. В технике его получают прокаливанием известняка по реакции:



а в лабораториях – разложением мрамора соляной кислотой в аппарате Киппа по уравнению:



Главным потребителем углекислого газа является пищевая промышленность: производство сахара, пива, газированной воды, мороженого («сухой лед»). Он применяется также для тушения пожаров и в качестве нагнетающего газа для перекачки легковоспламеняющихся жидкостей. В химической промышленности диоксид углерода используется в производстве соды Na_2CO_3 .

Соберем установку, как показано на рис. 3. В течение примерно трех минут большую пробирку наполнять углекислым газом из аппарата Киппа, затем внести в нее 10 - 15 капель раствора NaOH , тотчас закрыть пробирку смоченным водой большим пальцем и встряхнуть, после чего пробирка свободно повисает на пальце. Углекислый газ взаимодействует со щелочью, в результате чего в пробирке образуется вакуум, и внешнее давление прочно прижимает ее к пальцу. Эту реакцию применяют в промышленности для удаления CO_2 из газовых смесей. Углекислый газ тяжелее воздуха, поэтому его можно «переливать», как воду. В течение примерно трех минут заполнять углекислым газом химический стакан емкостью 200 мл. Затем «перелить» газ во второй стакан и опустить в него горящую лучинку. Пламя гаснет, так как углекислый газ не поддерживает горения.

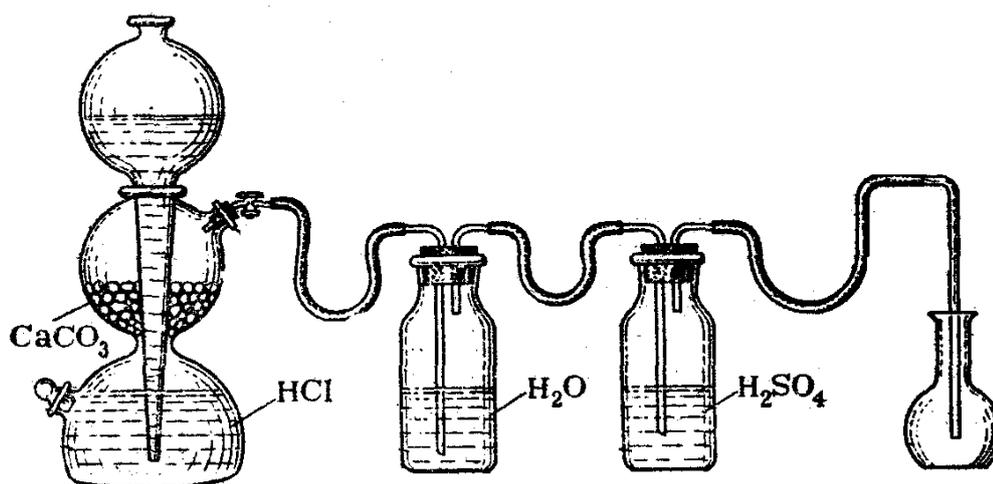
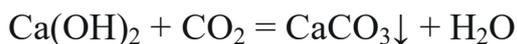


Рис.3 Установка для получения CO_2

Качественная реакция на углекислый газ (диоксид углерода).
 Пропускание углекислого газа в раствор гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



Дальнейшее пропускание приведет к растворению осадка:



Возьмем два воздушных шарика, один надуем старым дедовским способом, а второй заполним из аппарата Киппа выделившимся CO_2 .
 Посмотрите, как по-разному ведут себя эти шарики. Как вы думаете почему?

Занятие № 8. Получение газов (водорода, кислорода, и хлора)

Еще со школы нам известно три основных состояния вещества, про которые нам говорили учителя: твёрдое, жидкое и газообразное. Но за последние годы было обнаружено поразительное количество веществ, которые не подходят ни под одну из трех вышперечисленных групп. Они на молекулярном уровне не ведут себя как жидкости, твердые тела или газы. К таким веществам можно отнести коллоиды, стекло, жидкие кристаллы, сверхпроводники, и многие другие — эти лишь самые популярные. Ещё одно состояние вещества — это плазма — четвёртое распространённое состояние

вещества в природе. Всем известно, что при изменении температуры вещество меняет свое состояние: вода при отрицательной температуре по Цельсию принимает твёрдое состояние, в интервале от 0 до 100° — жидкое, и свыше 100 градусов — газообразное. Так вот, если температура продолжит расти, то атомы и молекулы начнут терять свои электроны, в итоге газ ионизируется и превращается в плазму. При температуре 1 000 000 градусов по Цельсию плазма полностью ионизована, она состоит только из электронов и положительных ионов. Кстати, масса Вселенной состоит на 99% из плазмы, а также полностью ионизованной плазменной массой является Солнце, туманность, большинство звёзд.

Но мы с вами поговорим именно о газах. В газе молекулы или атомы вещества находятся на расстояниях, в десятки раз превышающих размеры частиц. Такое состояние возможно выше температуры кипения данного вещества — в теории можно «вскипятить» и превратить в пар даже самые тугоплавкие металлы. Газы не могут сохранять форму и объем - они полностью занимают предоставленное им пространство. При этом любой газ очень легко подвергнуть сжатию, а при приложении определенных сил это сжатие приведет к сжижению.

Сегодня нам предстоит получить несколько газов.

Водород входит в состав кислот, оснований, кислых и основных солей и наиболее распространенного на Земле вещества – воды. Он применяется как восстановитель при получении металлов и во многих органических синтезах. В недалеком будущем водород будет использоваться как горючее вместо бензина, керосина, мазута, газа и угля, т. к. при его горении не образуется вредных примесей. Водород в промышленности получают электролизом воды, а в лабораториях – из кислот при их взаимодействии с металлами.

Кислород – самый распространенный на Земле химический элемент: около половины (47 %) вещества земной коры приходится на кислород. Без кислорода невозможна жизнь, т. к. он поддерживает дыхание человека и

животных. С его помощью сжигают топливо, получая тепло и электроэнергию. Кислород содержится в воздухе и в химических соединениях – воде, оксидах, гидроксидах, солях, органических веществах. Для промышленных целей кислород получают из воздуха, а в лабораториях – из веществ, которые при нагревании разлагаются с выделением O₂.

Первооткрывателем хлора оказался шведский аптекарь Карл Шееле, химическая интуиция которого была поистине поразительной, по словам французского химика Жана Батиста Дюма, Шееле "не мог прикоснуться к какому-либо телу без того, чтобы сделать открытие". В 32 года он был удостоен звания члена Стокгольмской академии наук, хотя был всего лишь аптекарским помощником, в том же году он получил место управляющего аптекой, принадлежавшей вдове Маргарите Соннеман, которая за два дня до смерти Шееле стала его женой.

Вот как описал Шееле свой опыт, выполненный в 1774 году: "Я поместил смесь черной магнезии с muriевой кислотой в реторту, к горлышку которой присоединил пузырь, лишенный воздуха, и поставил ее на песчаную баню. Пузырь наполнился газом, окрасившим его в желтый цвет: Газ имел желто-зеленый цвет, пронзительный запах":

Современное обозначение этой реакции таково:



В 1812 году французский химик Гей-Люссак дал этому газу современное название - хлор, что в переводе с греческого означает желто-зеленый.

Самая мрачная страница в истории хлора – применение его в первой мировой войне в качестве боевого отравляющего вещества. Это произошло на одном из западных участков фронта, где англо-французские войска вели сражение с германской армией. Утром 22 апреля 1915 года германское командование провело первую в истории войн газовую атаку, выпустив около 180 т хлора. Облако тяжелого ядовитого желто-зеленого газа поразило более 15 тысяч человек, причем, примерно пять тысяч – насмерть. Это напоминает,

как опасен хлор, поэтому все опыты с ним необходимо проводить только в вытяжном шкафу.

Хлор применяется для отбеливания бумаги и тканей, для получения соляной кислоты и хлорорганических соединений, среди которых наиболее известен поливинилхлорид (ПВХ), используемый для изоляции электрических проводов.

Экспериментальная часть

Опыт №1. «Получение и свойства водорода».

В пробирку поместить 2 - 3 гранулы цинка и прилить соляной кислоты до 1/3 объема пробирки. Выделяющийся водород собирать в течение 3 - 4 мин в перевернутую вверх дном более широкую пробирку. Не переворачивая пробирку, поднести к ней горящую спичку. Водород загорается с легким звуком «па».

Опыт №2. «Получение и свойства водорода».

В пробирку поместить 2 стружки алюминия и налейте туда же (в вытяжном шкафу) 3-4 мл 30% раствора щелочи. Для начала процесса слегка нагрейте раствор щелочи и затем наблюдайте бурное выделение газа. Подожгите газ у отверстия пробирки и наблюдайте его горение.

Опыт № 3. «Получение и свойства кислорода».

В сухую пробирку поместить два микро шпателя нитрата калия или перманганата калия. Пробирку закрепим в лапке штатива, начнем нагревать на спиртовке. Через некоторое время от начала нагревания (плавление нитрата калия и потрескивание перманганата калия) опустить в нее тлеющую лучинку , она вспыхивает, в результате образования вначале тлеющего угля, который в атмосфере кислорода горит ярким пламенем. Кислород получается в результате разложения солей:



В пробирке с нитратом калия реакция идет энергичнее, поэтому нагревание надо сразу же прекратить.

Опыт № 4. «Получение и свойства кислорода».

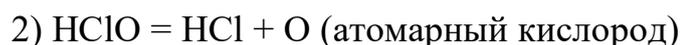
Налейте в пробирку 0,4мл раствора KMnO_4 , около 1 мл разбавленной серной кислоты и затем прибавляйте по каплям 1,5-2 мл раствора H_2O_2 , наблюдайте постепенное обесцвечивание раствора. В пробирку периодически вносите тлеющую лучинку для обнаружения выделяющегося кислорода.

Опыт №5. «Получение и свойства хлора».

а) Получение хлора. В сухую пробирку внести два микро шпателя перманганата калия и 20 капель концентрированной соляной кислоты. Наблюдать протекание реакции:



б) Отбеливающие свойства хлора. Три пробирки заполнить на 1/3 объема хлорной водой. В одну поместить лоскутки цветной материи, в другую - окрашенной бумаги, в третью прилить любого органического красителя. Через некоторое время все, что было окрашено, обесцвечивается. Отбеливающие свойства хлора объясняются протеканием двух последовательных реакций:



Атомарный кислород – сильнейший окислитель. Он окисляет органические красители и тем самым отбеливает материалы. Этими же реакциями объясняется применение хлора для дезинфекции помещений и для обеззараживания водопроводной воды

Опыт №6. Бутерброд с черной «икрой».

Реактивы: Хлорная вода Cl_2 (свежеприготовленная), иодид калия KI (раствор).

Нам понадобятся : широкий стеклянный стакан, ломтик белого хлеба. Опыт лучше показывать в вытяжном шкафу, так как свежеприготовленная хлорная вода сильно пахнет хлором

В широкий стакан наливают немного (столбиком 2 см) хлорной воды. Ломтик белого хлеба с одной стороны смачивают раствором иодида калия и обработанной стороной накрывают стакан с хлорной водой. Через 1 – 2 мин поверхность хлеба темнеет и начинает напоминать издали черную икру.

Объяснение процесса. Хлор – более сильный окислитель, чем иод. Поэтому он вытесняет (окисляет) иод из иодида калия.



Это происходит когда улетучивающийся из хлорной воды хлор попадает на находящийся на хлебе иодид калия. Выделившийся при этом свободный йод вступает в общеизвестную качественную реакцию с крахмалом хлеба, вызывая темно синее окрашивание бутерброда.

Занятие № 9. Огонь и вода

Древние люди полагали, что все многообразие мира можно описать с помощью четырёх стихий (первоэлементом): огня, воды, земли и воздуха. Они в связи с этим играли важную роль в античной философии и алхимии.

Огонь выступал и в роли спасителя, а мог и уничтожить все живое. Казалось бы, человек давно его приручил, но огонь по сей день таит массу секретов. Вот несколько интересных фактов:

Еще со времен Клеопатры огонь использовался как инструмент парикмахера – царица, к примеру, укорачивала им волосы. Довольно популярной «стрижка огнем» является и сейчас. Древнюю традицию возродил японец Хасэгава, став первым «fire cut» специалистом. В 1976 году он немного шокировал своих клиентов, начав стричь их волосы с помощью металлической расчески и газовой горелки. Хасэгава утверждает, что именно огненная стрижка позволяет справиться с проблемой секущихся кончиков, так как огонь попросту «запаивает» их. Сложно представить, какое нужно иметь доверие к парикмахеру, чтобы позволить ему поджигать собственные волосы. Красота действительно требует жертв.

На территории России произрастает удивительное растение – белый ясенец. Если в жаркий июньский полдень к нему поднести зажженную спичку, то тут же возникнет синее пламя: оно ненадолго окутает цветок, а затем мгновенно исчезнет. Это сгорают испускаемые желёзками листьев эфирные масла. Масла очень токсичны и даже на расстоянии способны привести к химическому ожогу. Иногда этот многолетний куст может воспламениться и сам, если прямые лучи солнца нагревают его до необходимой температуры. Цветок при этом остается невредимым.

Четыре перво-стихии в современной науке вполне могут соответствовать четырем агрегатным состояниям вещества – твердому, жидкому, газообразному и плазме. Последнюю часто приравнивают к огню. Уникальные свойства плазмы еще мало изучены, но по современным представлениям из нее на 99,9% состоит Вселенная – это, ни много ни мало, строительный материал Галактик! В природе плазму можно наблюдать в виде шаровой молнии. Те, кто встретился с этим явлением, никогда его не забудут. Например, американка Джина Винчестер рассказывает как «стена исторгла из себя огненный шар, следящий за каждым движением, что бы напасть и травмировать». Швейцарский физик Ханс Вюрер, собирающий досье на шаровые молнии, он говорил о квази-разумности плазменной субстанции и призывает научный мир изучать интеллектуальную составляющую этого явления.

В полночь 27 мая 1995 года жители Бостона стали свидетелями поразительного и редчайшего зрелища, как из низкой облачности начали отделяться и падать прерывистые лучи света, которые через 15 минут сменились холодным ливнем и ослепительными молниями. Это явление Ханс Вюрнер называет «огненным дождем», которое имеет ту же природу, что и шаровая молния. Он никому не рекомендует оказаться под капающей с неба плазмой. Это, безобидное на первый взгляд, явление образует такую разность

потенциалов, по сравнению с которой электрическая дуга всего лишь зажженная спичка.

А что противоположно огню, конечно же, это вода. Вода для нас – самое привычное и простое вещество. В то же время вода таит в себе множество загадок. Учёные до сих пор продолжают исследовать воду, находя все больше интересных фактов.

Если у ребенка вдруг понизилась успеваемость в школе, не всегда это означает, что учителя слишком много задают. Виной всему может быть свинец, содержащийся в воде. Избыток фторидов приводит к заболеваниям опорно-двигательного аппарата. И каких страшилок можно приводить множество. Поэтому сегодня мало-мальски образованные родители объясняют своим детям, что:

- пить из-под крана воду ни в коем случае нельзя;
- пить можно только фильтрованную воду;
- если в доме пока нет фильтра, то необходимо отстаивать воду из под крана в течение ночи, чтобы из нее улетучился хлор;
- нельзя кипятить воду больше одного раза, при повторном кипячении выделяется диоксин, ядовитое вещество, вызывающее рак.

Последний пункт кажется особенно удивительным, поскольку привычка кипятить воду повторно есть у многих.

Вода - необходимое условие существования всех живых организмов на нашей планете. «Вода дороже золота» – считали бедуины, которые всю жизнь кочевали в песках и знали цену глотку воды. Они понимали, что никакое богатство не спасёт путника в пустыне, если иссякнет запас воды. Из нее на 75% состоит человеческий организм и на 70% - поверхность Земли.

Как ни странно, лед в разных частях света имеет разную температуру. В Антарктике лед самый холодный – минус 60°C , в Гренландии – минус 28°C , в Альпах – всего 0 градусов.

Известная всем химическая формула воды H_2O существует лишь на бумаге. Но такой чистой воды в природе просто не существует. Объясняется это тем, что вода отличный растворитель, и в ней содержится огромное количество примесей.

По критерию происхождения, вода бывает талой, почвенной, из свежего снега. По количеству веществ – ее видов еще больше. Поэтому науке известно около 1300 видов воды.

В одном кубическом сантиметре морской воды полтора грамма белка и большое количество других веществ. Поэтому, как утверждают ученые, питательность Атлантического океана равняется двадцати тысячам мировым годовым урожаям.

Ну а сейчас приступим к химическим экспериментам. Соблюдая правила по технике безопасности, будем работать с первоэлементами – огнем и водой.

Экспериментальная часть

Опыт № 1. «Несгораемая нитка».

Суровую нитку пропитывают насыщенным при комнатной температуре раствором поваренной соли и высушивают, а затем ее вновь опускают в насыщенный раствор поваренной соли, и операцию пропитки повторяют 2 – 3 раза. Нитку окончательно хорошо высушивают и подвешивают на ней к лапке штатива карандаш, гайку или близкий по массе предмет. Спичкой поджигают нитку снизу. После того как огонь погаснет, подвешенный предмет не падает.

Объяснение процесса. При горении кристаллики поваренной соли спекаются; в результате образуется новая, «несгораемая» нить.

Пропитка тканей растворами различных неорганических солей повышает их устойчивость к огню, и поэтому такая пропитка широко используется для повышения огнестойкости горючих материалов.

Опыт № 2. «Несгораемая бумага».

Приготавливают насыщенный раствор калийной селитры KNO_3 , опускают в него на 5 – 7 мин лист газетной бумаги. По истечении указанного времени его вынимают из раствора и сушат. Затем вносят в пламя горелки: бумага не горит, а тлеет.

Объяснение процесса. При нагревании нитрата калия образуется нитрит калия KNO_2 и кислород:



От выделяющегося кислорода бумага обугливается и обгорает, а разлагаться начинают следующие, соседние порции кристаллического нитрата калия.

Опыт № 3. «Несгораемый платок».

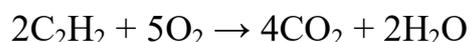
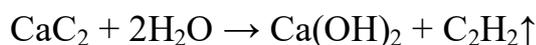
Целый хлопчатобумажный платок смачивают водой, воду слегка отжимают. Платок демонстрируют зрителям, а затем кладут его на металлический поддон и осторожно смачивают ацетоном. Слянки с ацетоном немедленно убирают. Не теряя времени, спичкой или лучиной поджигают платок на поддоне. Держа горящий платок щипцами, показывают его школьникам. После того как пламя погаснет, совершенно целый платок демонстрируют зрителям.

Опыт основан на том, что испарение воды из ткани требует больших тепловых затрат, а теплоты, выделяющейся при горении жидкости недостаточна для полного испарения воды. Влажная ткань не загорается

Опыт № 4. «Горящий снег».

В железную консервную банку насыпают снега и слегка уплотняют. Затем делают в нем углубление (примерно на 1/4 высоты банки), помещают туда небольшой кусочек карбида кальция и засыпают сверху снегом. К снегу подносят зажженную спичку – появится пламя, "снег горит".

Карбид кальция медленно вступает в реакцию со снегом, в результате чего образуется ацетилен, который при поджигании горит коптящим пламенем:



Опыт № 5. «Бегущий огонь».

Готовят 20 – 30 мл насыщенного раствора нитрата калия (нитрат натрия гигроскопичен и поэтому использовать его не рекомендуется). С помощью тонкой кисточки этим раствором делают на листе плотной бумаги какой-либо рисунок (ширина линий рисунка может составлять до 5 мм). На рисунке не должно быть пересекающихся линий. Рисунок сушат.

При демонстрации опыта приготовленный заранее рисунок укрепляют в вертикальном положении. К началу каждой линии рисунка прикасаются тлеющей лучиной. По тем местам бумаги, где был нанесен раствор селитры, медленно начинает полсти огонек, видимый в темноте, и рисунок как бы «проявляется».



Опыт №6. «Горящий сахар».

Берут щипцами кусочек сахара и держат его в пламени горелки. Он не горит, даже если расплавится и почернеет. После этого посыпают кусочек сахара пеплом от сигареты и снова вносят в пламя. Он довольно быстро загорается и горит голубым пламенем. В состав табака входят соли лития, которые служат катализатором и ускоряют окисление сахара настолько, что он легко воспламеняется. Под горящим сахаром надо держать чашку с песком, так как капли расплавленного сахара будут капать вниз и со стола, их потом будет трудно убрать.

Опыт №7. «Самовоспламенение парафина».

Заполняют 1/3 пробирки кусочками парафина и нагревают до температуры его кипения. Льют кипящий парафин из пробирки с высоты примерно 20 см, тонкой струей. Парафин вспыхивает и сгорает ярким пламенем.

Занятие №10. Металлы и их соединения

Металлы стали применяться людьми еще в глубокой древности. Все время процесс их получения совершенствовался, появлялись полезные сплавы различных металлов. О металлах можно говорить много, но самый желанный из них для людей это, конечно же, золото.

На протяжении веков самым дорогим металлом считали именно золото. Долгое время алхимики не прекращали попыток производить золото из разных компонентов. Удача улыбнулась исследователям в 1941 году. Для этого американцам Бейнбриджу, Шерру и Андерсену пришлось подвергнуть бомбардировке быстрыми нейтронами атомы ртути. К сожалению, полученное золото оказалось радиоактивным.

Человечество за всю свою историю добыло 165 тысяч тонн золота. Интересно, что половину этого золота получили в ЮАР. Если все добытое золото отлить в один слиток в виде куба, то он имел бы сторону длиной в 20 метров.

Но не только золото интересовало людей. Из всех приборов, украшавших обеденный стол Наполеона III, самые дорогие были изготовлены из нового и редкого в те времена металла – алюминия. На торжественных обедах эти столовые приборы подавались лишь императору и его наиболее почетным гостям. Другим участникам пиршества оставалось довольствоваться приборами из привычных золота и серебра.

Морская вода содержит в растворенном состоянии всю таблицу Менделеева, присутствуют там уран и золото. Современные технологии позволяют пока добывать в промышленных масштабах из морской воды всего

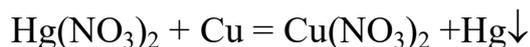
четыре полезных вещества – пресную воду, поваренную соль, магний и бром, но кто знает что будет завтра.

Слово платина с испанского языка переводится как «серебришко». Таким словом конкистадоры выразили свое пренебрежение к этому металлу. Объясняется это повышенной тугоплавкостью платины, поэтому она оценивалась вдвое ниже серебра. Сейчас цена платины на мировых рынках превышает цену серебра почти в 100 раз.

Экспериментальная часть

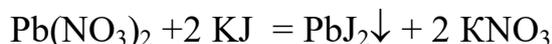
Опыт № 1. «Серебрение» медной монеты.

На медную монету наносят тонкий слой раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, выдерживают в течение ~2мин., затем смывают водой и протирают поверхность монеты фильтровальной бумагой. Наблюдают внешний эффект.



Опыт №2. Получение «золота».

К 1-2 каплям раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ прибавляют 1 каплю раствора KJ . Выпадает желтый осадок PbJ_2 .



Выпавший осадок растворяют при нагревании в нескольких каплях раствора уксусной кислоты (CH_3COOH 2н), затем раствор охлаждают. Вновь выпадает осадок PbJ_2 в форме шестиугольных пластинок, переливающихся на свету, как золото.

Опыт №3. «Получение металлов».

Каждый металл может вытеснять из растворов солей все другие металлы, расположенные в ряду напряжений правее его. Это свойство используется для получения многих металлов.

Приготовить три пробирки. В первую пробирку внести 20 капель раствора сульфата меди, во вторую - столько же раствора сульфата кадмия, а в третью - нитрата свинца. В каждую пробирку опустить по одной грануле цинка.

Наблюдать протекание реакции с выделением меди, кадмия и свинца на поверхности цинка.

Опыт №4. «Получение и свойства оксидов».

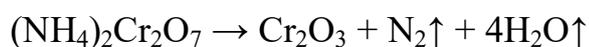
а) Получение оксида магния окислением металла. Серебристо-белый легкий металл магний при нагревании до 500 С вспыхивает и быстро сгорает ослепительно ярким пламенем. Горение сопровождается ультрафиолетовым излучением и выделением большого количества тепла. На сильном выделении света при горении магния основано его применение для изготовления осветительных ракет и в фотографии («магниева вспышка»). Образующийся оксид MgO («жженая магнезия») применяется в медицине как средство от изжоги, как сорбент и катализатор, он входит в состав огнеупорных соединений.

Взять щипцами небольшой кусочек стружки магния и поджечь его в пламени спиртовки. Горящий магний держать над фарфоровой чашкой. В чашку с образовавшимся оксидом магния добавить несколько миллилитров (20 - 25 капель) воды, размешать стеклянной палочкой и определить среду раствора индикатором: фенолфталеином, лакмусом или универсальной индикаторной бумагой.

б) Получение оксида хрома(III) разложением соли. Темно-зеленый оксид хрома Cr₂O₃ получают разложением гидроксида хрома(III) и хромосодержащих солей. Он применяется в качестве пигмента, катализатора, полирующего материала, вводится в стекла для их окраски.

В фарфоровую чашку поместить небольшой горкой кристаллический дихромат аммония и ввести в центр горки горящую спичку. Наблюдать разложение соли, которое вначале идет медленно, а затем убыстряется.

Уравнение реакции:



Описать опыт и указать, какое природное явление он напоминает в уменьшенном масштабе. Переписать уравнение реакции, составить к ней электронные схемы окисления и восстановления и определить тип реакции.

Опыт №5. Изучение химических свойств оксида цинка.

Оксид цинка имеется в каждой квартире, в каждом помещении, где окна и двери окрашены белой краской. Эта краска (цинковые белила) является самой распространенной из всех белил. Оксид цинка применяется также как наполнитель при изготовлении белой резины, в косметике и в медицине.

В две пробирки поместить по одному микро шпателю порошкообразного оксида цинка. В первую пробирку добавить 15 - 20 капель серной кислоты (1М), а в другую - столько же 30 %-ного раствора NaOH. Для ускорения реакций пробирки подогреть на спиртовке или водяной бане. Записать уравнения реакций и сделать вывод о химической природе ZnO.

Заключение

Сегодняшнему школьнику довольно сложно поверить, что химия – наука экспериментальная. И изучает не только теорию о веществах, их свойствах, строении, но и довольно много времени уделяет именно превращениям. Поэтому занимательный химический эксперимент должен органично вплестаться в ткань всего курса, в учебную и внеклассную работу.

Познание нового начинается именно с удивления. Какое удивление вызывают неожиданные сюрпризы, химические «чудеса» на уроке! То сойдет огонь с неба, то начнется извержение вулкана, то фейерверк появится на столе.

Необычные и интересные химические опыты, сопровождающиеся ярким внешним эффектом (вспышкой, изменением окраски, сильным звуком и т.д.), просты в исполнении, доступны для понимания и наглядны, способствуют углублению и расширению знаний о свойствах веществ, их строении.

Школьники, проводящие занимательные опыты и наблюдающие химические превращения в различных условиях, убеждаются, что химических «чудес» не бывает, в явлениях нет ничего таинственного, все они объяснимы, так как подчиняются естественным законам, познание которых обеспечивает возможность широкого использования химических превращений в практической деятельности человека.

Пробудить интерес к химии это задача наших занятий.

Список используемой литературы:

1. Рюмин В.В. Занимательная химия – М.: Просвещение, 2011. 140 с.
2. Кукушкин Ю.Н. Что мы знаем о химии?- М.: Высшая школа, 1993. 297 с.
3. Степин Б.Д., Аликберова Л.Ю. Книга по химии для домашнего чтения. – М.: Химия, 1995. 398 с.
4. Стрельникова Л. Из чего все сделано? - М.: Яуза-пресс, 2011. 208 с.
5. Таубу П.Р., Руденко Е.И. От водорода до ... М.: Высшая школа, 1968. 406. с.

Оглавление

Занятие № 1. Знакомство с химическим экспериментом	3
Занятие № 2. Признаки химической реакции	6
Занятие № 3. Выращивание кристаллов	13
Занятие №4. Катализаторы	18
Занятие № 5. Основные классы неорганических веществ	25
Занятие №6. Электролитическая диссоциация веществ в водных растворах	31
Занятие №7. Аппарат Киппа	35
Занятие № 8. Получение газов	40
Занятие № 9. Огонь и вода	45
Занятие №10 Металлы и их соединения	51
Заключение	54
Список используемой литературы	55

Составители:

Крутова Ольга Николаевна
Базанов Михаил Иванович
Черников Виктор Владимирович

Методические указания
по проведению занятий со школьниками 8-9 классов
«Попробуй себя в химии»

Подписано в печать 07.12.2016. Формат 60x84 1/16. Бумага писчая.

Усл. печ. л. 3,26. Уч.-изд. л. 3,61 Тираж экз. Заказ

ФГБОУ ВО Ивановский государственный химико-технологический
университет

Отпечатано на полиграфическом оборудовании кафедры экономики и
финансов ФГБОУ ВО «ИГХТУ»

153000, г. Иваново, Шереметевский пр., 7