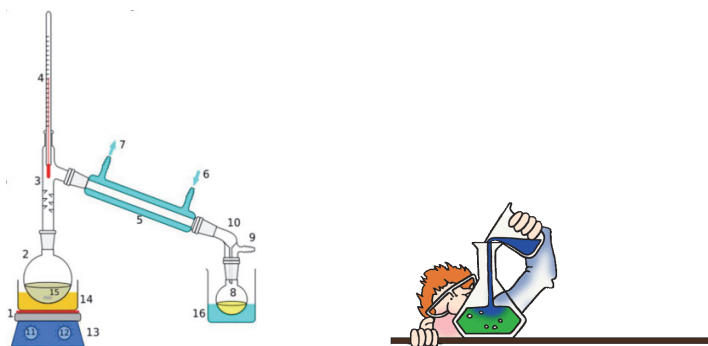


КАЗАНСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Ю.В. БАХТИЯРОВА, Р.Р. МИННУЛЛИН, В.И. ГАЛКИН

# Основы химического эксперимента и занимательные опыты по химии

*УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ ДЛЯ ВУЗОВ*



КАЗАНЬ

2014

УДК 54  
ББК 24:74.262.4  
Г16

*Печатается по решению Редакционно-издательского совета  
ФГАОУВПО «Казанский (Приволжский) федеральный университет»*

**Рецензент**

заведующий кафедрой химического образования Химического института  
им. А.М. Бутлерова КФУ, доктор педагогических наук,  
кандидат химических наук, профессор **С.И. Гильманшина**

**Бахтиярова Ю.В., Миннуллин Р.Р., Галкин В.И.**

**Г16 Основы химического эксперимента и занимательные опыты по химии:** учебное пособие для вузов и школ / Ю.В. Бахтиярова, Р.Р. Миннуллин, В.И. Галкин. – Казань: Изд-во Казан. ун-та, 2014. – 144 с.

**ISBN 978-5-00019-235-1**

Данный курс лекций является уникальным в своем роде и написан авторским коллективом, в который входят как преподаватели химических дисциплин в школе и в вузе, так и доктор химических наук, профессор, директор Химического института Казанского федерального университета, член-корреспондент АН РТ. В предлагаемых лекциях рассматриваются вопросы общего химического образования, методики проведения экспериментальной работы в школе и в вузе, приведены основные положения по технике безопасности в химической лаборатории. Описано более 30 различных занимательных химических опытов. Важно отметить, что представленный материал можно изучать и самостоятельно. Лекции могут быть полезны как студентам педагогических специальностей по профилю «Химия» и увлеченным химией школьникам, так и школьным учителям и педагогам вузов, ведущим обучение по химическим дисциплинам.

**УДК 54  
ББК 24:74.262.4**

**ISBN 978-5-00019-235-1**

**Бахтиярова Ю.В., Миннуллин Р.Р., Галкин В.И., 2014  
Издательство Казанского университета, 2014**

# СОДЕРЖАНИЕ

|  |    |
|--|----|
| <b>Предисловие от авторов</b> .....  | 6  |
| <b>Лекция 1</b> <b>Правила работы в химической лаборатории.<br/>Техника безопасности</b> ..... | 8  |
| <b>1.1.</b> Правила работы в лаборатории. Техника<br>безопасности .....                        | 8  |
| <b>1.2.</b> Работа с легковоспламеняющимися жидкостями<br>(ЛВЖ) .....                          | 10 |
| <b>1.3.</b> Правила работы с металлическим натрием .....                                       | 12 |
| <b>1.4.</b> О пожарах в лаборатории .....  | 13 |
| <b>1.5.</b> Организация лабораторной работы и ведение<br>рабочего журнала .....                | 20 |
| <b>1.6.</b> Мытье химической посуды .....  | 23 |
| <b>1.7.</b> Сушка лабораторной посуды .....  | 26 |
| <b>1.8.</b> Термины .....  | 27 |
| <b>1.9.</b> Вопросы для самоконтроля и проверки усвоенных<br>знаний и навыков .....            | 28 |
| <b>1.10.</b> Используемые информационные ресурсы   | 28 |
| <b>Лекция 2</b> <b>Работа со стеклом. Растворы</b> .....                                       | 29 |
| <b>2.1.</b> Общие правила работы со стеклом .....  | 29 |
| <b>2.2.</b> Растворы. Способы выражения концентраций<br>растворов. Мерная посуда .....         | 36 |
| <b>2.3.</b> Смешение растворов. Основные методы решения<br>задач на смешение растворов .....   | 40 |
| <b>2.4.</b> Термины .....  | 54 |
| <b>2.5.</b> Вопросы для самоконтроля и проверки усвоенных<br>знаний и навыков .....            | 55 |
| <b>2.6.</b> Используемые информационные ресурсы .....  | 56 |

|                 |   |     |
|-----------------|---|-----|
| <b>Лекция 3</b> | <b>Методы очистки химических веществ</b> .....                          | 57  |
| 3.1.            | Основные методы очистки химических веществ .....                        | 57  |
| 3.2.            | Опыты к теме: «Методы очистки химических веществ» .....                 | 64  |
| 3.3.            | Примеры олимпиадных заданий .....                                       | 76  |
| 3.4.            | Термины .....   | 77  |
| 3.5.            | Вопросы для самоконтроля и проверки усвоенных знаний и навыков .....    | 78  |
| 3.6.            | Использованные информационные ресурсы .....                             | 81  |
| <b>Лекция 4</b> | <b>Основные газовые законы. Общие правила работы с газами</b> .....     | 80  |
| 4.1.            | Основные газовые законы в химии .....                                   | 80  |
| 4.2.            | Смеси газов. Закон Дальтона. Следствия из закона Дальтона .....         | 83  |
| 4.3.            | Общие правила работы с газами .....                                     | 88  |
| 4.4.            | Аппарат Кипа .....  | 90  |
| 4.5.            | Хранение газов. Газометр .....  | 91  |
| 4.6.            | Собирание газов .....   | 93  |
| 4.7.            | Меры предосторожности при работе с газами .....                         | 95  |
| 4.8.            | Проверка газов на чистоту .....   | 96  |
| 4.9.            | Термины .....   | 98  |
| 4.10.           | Вопросы для самоконтроля и проверки усвоенных знаний и навыков .....    | 99  |
| 4.11.           | Использованные информационные ресурсы .....                             | 99  |
| <b>Лекция 5</b> | <b>Опыты с кислородом, водородом, углекислым газом и аммиаком</b> ..... | 100 |
| 5.1.            | Кислород .....  | 100 |
| 5.2.            | Реакции, используемые для получения кислорода в лаборатории .....       | 101 |

|                   |   |            |
|-------------------|---|------------|
| 5.3.              | Опыты, в результате которых выделяется кислород...                                    | 102        |
| 5.4.              | Опыты, в которых используется кислород .....  | 105        |
| 5.5.              | Водород. Гремучий газ .....   | 106        |
| 5.6.              | Получение водорода в лаборатории .....  | 107        |
| 5.7.              | Опыты по получению водорода .....   | 108        |
| 5.8.              | Углекислый газ и его получение в лаборатории .....                                    | 111        |
| 5.9.              | Сухой лед. Опыты с сухим льдом .....  | 115        |
| 5.10.             | Аммиак. Получение в лаборатории аммиака<br>и опыты с ним .....                        | 117        |
| 5.11.             | Термины .....   | 121        |
| 5.12.             | Вопросы для самоконтроля и проверки усвоенных<br>знаний и навыков .....               | 121        |
| 5.13.             | Использованные информационные ресурсы .....   | 122        |
| <b>Лекция 6</b>   | <b>Занимательный химический эксперимент<br/>в пропедевтической деятельности .....</b> | <b>123</b> |
| 6.1.              | Эксперименты, рекомендуемые к показу учащимся<br>при первом знакомстве с химией ..... | 125        |
| 6.2.              | Ученический эксперимент, выполняемый на уроке<br>в 5–7 классах .....                  | 132        |
| 6.3.              | Опыты, выполняемые учениками самостоятельно<br>в домашних условиях .....              | 135        |
| 6.4.              | Термины .....   | 138        |
| 6.5.              | Вопросы для самоконтроля и проверки усвоенных<br>знаний и навыков .....               | 139        |
| 6.6.              | Использованные информационные ресурсы .....   | 139        |
| <b>Приложение</b> | <b>Темы для рефератов и исследовательских<br/>проектов .....</b>                      | <b>140</b> |
|                   | Вкладка цветных рисунков .....  | I-XII      |
|                   | Послесловие от авторов .....  | 142        |

## Предисловие от авторов

Химия – самая удивительная наука, еще со школьных лет она завораживает своей непохожестью на другие предметы. С одной стороны, она очень конкретна и имеет дело со многими веществами, которые нас окружают. С другой стороны в химии много и абстрактных понятий, которые нельзя увидеть и пощупать, так как она изучает мельчайшие частицы, неподвластные глазу и устанавливает сложные законы природы.

Химия зародилась еще в древние времена в Египте в III–IV веке и положила начало арабской алхимии. Алхимики пытались найти эликсир жизни и изготовить «алхимическое» золото, искали рецепты молодости и красоты. Почти двенадцативековой алхимический опыт лег в основу современной химии. В наше время химия является фундаментальной наукой и мощным инструментом исследования и познания процессов в живых системах. Поэтому студенты химики – будущие преподаватели химии должны хорошо усвоить основные идеи, законы и методы этой науки. Учитывая очень ограниченное количество часов, отводимых на изучение химии как в школе, так и в вузе, авторы стремились привлекательно изложить основы химического эксперимента, по возможности кратко и доступно, но достаточно строго, на высоком уровне и в рамках единого подхода.

Изучать химию в школе трудно, а порой даже скучно. И со временем можно потерять интерес к этому важному предмету. Занимательный эксперимент, как раз и необходим для возникновения интереса у учащихся. С помощью реального опыта можно расширить

кругозор, получить различные практические навыки, наконец, просто, понять и запомнить «скучные» правила и законы. Именно эксперимент – источник знания о химических веществах и их превращениях, позволяющий увлечь учащихся химической наукой, развивающий способность применять теоретические знания на практике. Только опытным путем можно подтвердить или опровергнуть гипотезу, возникшую при наблюдении.

Химический эксперимент условно можно разделить на несколько типов: занимательный химический эксперимент; демонстрационный эксперимент; лабораторные работы; решение экспериментальных задач и научно-исследовательский эксперимент. Важно отметить, что большое внимание необходимо уделять технике выполнения лабораторных работ и правилам техники безопасности при работе в лаборатории.

Данный курс лекций позволит школьникам, студентам и молодым учителям химии ознакомиться с азами занимательного химического эксперимента, техникой выполнения опытов. Знакомство с яркими, эффектными превращениями имеет важное познавательное значение и оказывает положительное эмоциональное воздействие на обучающихся, способствует формированию интереса к химии как учебной дисциплине, привлечению к различным видам внеаудиторной работы, вовлечению студентов и школьников в научно-исследовательскую работу.

Ю.В. Бахтиярова

## **ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ**

### **Содержание Лекции 1**

1. Техника безопасности
2. Легко воспламеняющиеся жидкости. Правила хранения ЛВЖ
3. Правила тушения при возгорании органических растворителей
4. Правила работы с металлическим натрием
5. Правила ведения лабораторного журнала
6. Мытье и сушка химической посуды

#### **1.1. Правила работы в химической лаборатории. Техника безопасности**

**Студенты, не сдавшие зачет по технике безопасности,  
к работе в лаборатории не допускаются!**

Многие неорганические и органические вещества в той или иной степени ядовиты, а некоторые из них огнеопасны и взрывоопасны. Поэтому, работая в химической лаборатории, необходимо строго соблюдать перечисленные ниже основные правила техники безопасности.

#### **Техника безопасности**

1. Работа с химическими веществами разрешается только в лаборатории, имеющей проточно-вытяжную вентиляцию и оборудованную вытяжными шкафами. Вытяжка включается за 20–30 минут до начала работы и выключается через 20–30 минут после её окончания.
2. Работать одному в лаборатории запрещается. Приступать к работе можно только в присутствии преподавателя или лаборанта.



3. Нельзя работать в лаборатории без халата и защитных очков.
4. Работать с ядовитыми, раздражающими органы дыхания и сильно пахнущими веществами необходимо только в вытяжном шкафу в резиновых перчатках. Нельзя брать вещества голыми руками.
5. Сыпучие реактивы отбирайте только сухим шпателем или специальной ложкой.
6. Нельзя держать при нагревании пробирку или колбу отверстием на себе или в сторону стоящего рядом человека.
7. Запрещается нагревать ЛВЖ и летучие вещества (диэтиловый и петролейный эфиры, бензин, спирт, ацетон, сероуглерод и другие) на открытом пламени. Для этого используют водяную баню или электрическую плитку с закрытой спиралью. При перегонке таких веществ применяйте холодильники с водяным охлаждением.
8. Нельзя перегонять жидкости досуха без остатка – это может привести к взрыву или пожару.
9. Запрещается выливать в раковины остатки кислот, щелочей, огнеопасных и ядовитых, плохо смываемых и сильно пахнущих жидкостей.
10. Запрещается пробовать химические вещества на вкус. При исследовании запаха вещества следует осторожно направлять к себе ее пары легким движением руки.
11. Металлический натрий следует хранить под слоем керосина, толуола или ксилола, не содержащих следов воды.
12. Концентрированные кислоты, щелочи, ядовитые и сильно пахнущие вещества обязательно хранить в вытяжном шкафу.
13. При разбавлении кислоты необходимо осторожно, небольшими порциями, при постоянном перемешивании **прибавлять кислоту к воде, а не наоборот!**
14. Щелочи, кислоты и другие едкие или ядовитые вещества необходимо набирать в пипетку резиновой грушей или при помощи шприца. Недопустимо набирать любые жидкости в пипетку ртом. Так как при этом возможны химические ожоги.

15. При попадании кислот на кожу нужно быстро промыть это место струей воды, а затем 2–3%-м раствором соды. При ожоге едкими щелочами надо также хорошо промыть обожженное место водой, а затем 2–3%-м раствором уксусной кислоты. При случайном попадании кислоты или щелочи в глаза тотчас промыть их большим количеством воды, а затем обработать тампоном, смоченным в растворе соды или борной кислоты, и вновь промыть водой.
16. В случае воспламенения одежды необходимо немедленно набросить на пострадавшего асбестовое одеяло, пиджак, халат и т. д. Ни в коем случае не давать ему бежать, так как это усиливает пламя. При возникновении пожара нужно сразу отключить вентиляцию и электроэнергию и принять меры к ликвидации загорания. При необходимости вызвать пожарную команду.
17. При воспламенении эфира, бензола, бензина нельзя применять для тушения воду. В этих случаях пламя тушат песком или асбестовым одеялом.
18. Следует бережно и аккуратно обращаться с посудой и лабораторным оборудованием, приборами.

## **1.2. Работа с легковоспламеняющимися жидкостями**

**Легковоспламеняющаяся жидкость (ЛВЖ)** – это жидкость, способная самостоятельно гореть после удаления источника зажигания и имеющая температуру вспышки не выше 61°C.

Особо опасная ЛВЖ – жидкость с еще более низкой температурой вспышки (например: ацетон, различные марки бензинов, диэтиловый эфир и другие). Характерной особенностью особо опасной ЛВЖ является высокое давление насыщенного пара при обычной температуре хранения. При нарушении герметичности сосуда пары этой жидкости способны распространяться

и воспламеняться на значительном расстоянии от места хранения сосуда. Эти особенности обуславливают дополнительные требования к хранению, транспортировке и применению опасных ЛВЖ.

**Горючая жидкость (ГЖ)** – это жидкость, способная самостоятельно гореть после удаления источников зажигания и имеющая температуру вспышки выше 61°C.

К работе с ЛВЖ и другими пожароопасными веществами допускаются студенты, изучившие Инструкции по технике пожарной безопасности и прошедшие соответствующий инструктаж.

1. Перед работой с ЛВЖ необходимо проверить наличие и исправность первичных средства пожаротушения.
2. **Запрещается производить какие-либо работы с ЛВЖ за пределами вытяжного шкафа!**
3. Перегонку и нагревание низкокипящих огнеопасных жидкостей следует проводить в круглодонных колбах, установленных на банях, заполненных соответствующим теплоносителем (вода, масло, песок). Для нагревания бань следует пользоваться электроплитками только с закрытыми нагревательными элементами.
4. **Проводить работы с ЛВЖ на плитках с открытой спиралью запрещается!**
5. При перегонке ЛВЖ необходимо постоянно следить за работой холодильника.
6. Запрещается нагревать на водяных банях вещества, которые могут вступать в реакцию с водой со взрывом или с выделением газов.
7. Лабораторные установки, в которых проводилось нагревание ЛВЖ, разрешается разбирать только после их остывания до комнатной температуры.
8. В случае разлива или воспламенения ЛВЖ необходимо выключить все электронагревательные приборы, обесточить лабораторию с помощью общего рубильника. Место разлива следует засыпать песком, а затем собрать ЛВЖ деревянным или пластиковым совком.

9. Необходимо строго следить за тем, чтобы емкости с ЛВЖ не оказались рядом с нагретыми предметами и не освещались прямыми солнечными лучами, так как внутри герметично закрытой емкости создается давление, что может вызвать разрушение стеклянной ёмкости.
10. При заполнении стеклянных бутылок воспламеняющимися жидкостями необходимо не доливать их примерно на 10 %.
11. Перекисные соединения требуют такой же осторожности в обращении, как и другие пожароопасные вещества. В процессе работы с ними недопустимо разогревание их выше температуры разложения.
12. Для тушения органических перекисей следует применять воду, для неорганических – сухой песок, порошковые составы и углекислотные огнетушители.
13. Запрещается выливать отходы ЛВЖ в канализацию. Выливать органические растворители следует только в склянки, предназначенные для их слива.
14. Хранить ЛВЖ необходимо только под тягой в герметично закрытой толстостенной таре.

### **1.3. Правила работы с металлическим натрием**

1. При работе с этим металлом необходимо соблюдать (во избежание взрыва) особую осторожность: не допускать соприкосновения с водой, а также с галогеносодержащими соединениями и твердой окисью углерода (сухим льдом). Запрещается работать с металлическим натрием в помещении с высокой влажностью воздуха.
2. Хранят металлический натрий под слоем сухого минерального масла или керосина.
3. Вынимать металл из тары и переносить в сосуды следует только сухим пинцетом или тигельными щипцами. Защитное масло или керосин удаляют с поверхности металла фильтровальной бумагой.

4. Резать натрий необходимо на фильтровальной бумаге сухим острым ножом или скальпелем.
5. Отходы натрия необходимо собирать отдельно в толстостенную посуду и хранить до уничтожения под слоем керосина.
6. Небольшое количество отходов металла (до 2 г) следует уничтожать, переводя их в алкоголяты, избытком спирта – этанола, пропанола или изопропанола. Категорически запрещается выбрасывать остатки в раковину или мусорное ведро.
7. При работе с натрием необходимо пользоваться масляными, песчаными или воздушными банями.
8. Работать с металлом необходимо на противнях в вытяжном шкафу, вдали от источников воды и пользоваться средствами индивидуальной защиты.
9. При работе с металлическим натрием следует пользоваться посудой из термостойкого стекла.
10. При очистке растворителей запрещается:
  - использовать металл или его гидриды для высушивания жидкостей или соединений кислотного характера (или галогеносодержащих соединений), а также окислителей;
  - применять натрий в качестве энергичных высушивающих средств до тех пор, пока не проведена предварительная осушка с помощью обезвоженных гигроскопических солей.
11. В лабораториях, где проводятся работы с металлом, должны быть в исправном состоянии первичные средства пожаротушения и средства оказания первой помощи.
12. Лаборатории, склады и другие помещения, в которых осуществляется применение или хранение натрия, должны иметь знаки безопасности согласно ГОСТу.

#### **1.4. О пожарах в лаборатории**

Нередко при работах в лабораториях возникает опасность пожара. Разберем наиболее опасные в пожарном отношении работы.

Нагревание. Пожары при нагревании, прокаливании, высушивании и других работах могут произойти:

- 1) от неисправности нагревательных приборов (газовых горелок, электроприборов и т.п.);
- 2) от неисправности газопровода и/или электропровода;
- 3) при несоблюдении мер предосторожности.

Нередко при работе с газом происходит проскок пламени. Если его не заметить вовремя, может загореться подводящая газ резиновая трубка и горящий газ вырвется наружу, а это может привести к возгоранию дерева, бумаги и прочих горючих материалов, находящихся около горелки.

При проведении нагревания, под нагревательным прибором обязательно должна находиться термоустойчивая керамическая плитка или толстый лист асбеста.

Если в химической лаборатории приходится часто работать с высокими температурами, то лучше всего приспособить для таких работ отдельную комнату, оборудованную соответствующим образом, или же выделить стол, совершенно безопасный в пожарном отношении.

Особой осторожности требует нагревание веществ, пары которых могут воспламеняться.

Внимательно нужно относиться к масляным баням; при их перегреве (выше  $250^{\circ}\text{C}$ ) возможно самовоспламенение масла, что может служить причиной пожара.

Огнеопасные вещества. Очень часто пожары в химических лабораториях возникают в результате работы с огнеопасными веществами. К ним относится большое число органических растворителей и взрывчатые вещества.

Пары таких органических растворителей, как диэтиловый эфир, ацетон, бензол, бензин и другие, могут легко загореться, если при работе с этими веществами пользоваться открытыми горелками всех видов и электроплитками. Поэтому все операции, связанные

с нагреванием, следует проводить на предварительно нагретой водяной бане с потушенной горелкой.

При работе с легкогорючими веществами нужно всегда иметь под рукой асбестовое одеяло, листовой асбест, песок и т. п.

Работа с взрывчатыми веществами требует особых приемов и мер защиты, предупреждающих возникновение пожаров.

Если бутылка или другой сосуд с огнеопасным веществом разобьется, то прежде чем собирать разлитую жидкость и осколки, следует засыпать всё песком. После этого осторожно собирают осколки стекла и сгребают песок, пропитанный пролитой жидкостью, на деревянный совок. Применять железный совок нельзя, так как при этом возможно образование искры от трения по полу. Ввиду того что около жидкости всегда будет взрывоопасная концентрация паров искра может вызвать их воспламенение. При удалении веником или щеткой стеклянных осколков с каменного пола может также возникнуть статический электрический заряд с образованием искры, что неизбежно приведет к взрыву и воспламенению огнеопасной жидкости, разлитой на полу.

### **Как тушить пожар?**

Способ тушения пожара зависит как от причины его возникновения, так и от характера горящего объекта. Если в лаборатории возник пожар и есть угроза его распространения, то, пользуясь имеющимися под руками средствами тушения, одновременно нужно вызвать и местную пожарную, охрану.

Если загорелись деревянные предметы, пожар можно тушить водой, асбестовым одеялом, песком и с помощью огнетушителя. Если горит нерастворимое в воде вещество (например, бензин, скипидар и др.), то нельзя применять для тушения воду, потому что пожар не только не будет ликвидирован, а усилится. Многие огнеопасные органические вещества легче воды и при соприкосновении с ней образуют горящую пленку. Чем больше будет воды, тем больше по площади будет горящая пленка и тем опаснее пожар.

Нерастворимые в воде органические вещества следует тушить песком или же накрыванием асбестовым одеялом. Нужно именно накрывать ими очаг пожара, а не набрасывать, чтобы горящие брызги не разлетались в стороны.

Если горящее вещество растворимо в воде (например, спирт или ацетон), его можно тушить водой.

Для тушения пожаров в лаборатории можно применять также специальные солевые растворы, которые следует иметь в запасе в особых бутылках, установленных на отведенном месте, или в больших ампулах, которые бросают в пламя на горящий предмет так, чтобы ампула разбилась. Хорошо действует насыщенный раствор углекислого натрия или смесь, состоящая из 40 % воды, 40 %  $ZnCl_2$  и 20 %  $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ .

При тушении водой горящих стен, столов и пр. струю воды следует направлять на низ пламени. Если в лаборатории нет пожарного крана, нужно быстро надеть на водопроводный кран резиновую трубку и тушить, как сказано выше.

Когда горит лабораторный стол, одновременно с тушением огня нужно быстро удалить близко стоящие огнеопасные вещества (главным образом, органические растворители) в безопасное место. Никогда не следует иметь около себя и в рабочем лабораторном столе большие запасы огнеопасных веществ, а также хранить их под столами или в рабочем помещении. Категорически запрещается во время пожара без особой надобности открывать двери и окна!!!

Самым необходимым противопожарным средством в лаборатории являются огнетушители; их существует несколько типов, и в зависимости от характера работ в лаборатории следует иметь огнетушители соответствующей системы.

Наибольшим распространением пользуются пенные огнетушители. Работающему в лаборатории необходимо ознакомиться с инструкцией по работе с огнетушителем, написанной на каждом из них. Огнетушитель должен висеть в лаборатории так, чтобы доступ к нему был всегда свободным.



Хорошим средством тушения пожаров, особенно мелких, является песок. В лаборатории он должен быть всегда наготове в определенных местах в красных ящиках объемом до 5 ведер. Песок должен быть сухим и сыпучим.

Самое главное при пожарах – это не дать пламени приближаться к местам, где хранятся воспламеняющиеся вещества.

В лаборатории в определенных местах, известных каждому работающему, всегда должны быть: 1) огнетушители; 2) ящик с песком; 3) асбестовое одеяло; 4) пожарный рукав.

### **О пожарах в лаборатории нужно помнить следующее:**

1. При возникновении пожара в лаборатории все огнеопасные и взрывчатые вещества должны быть убраны в безопасное место, которое следует особо предохранять от пламени.
2. Все имеющиеся под рукой средства тушения надо немедленно использовать и одновременно вызвать местную пожарную охрану.
3. Надо помнить, что горящие нерастворимые в воде вещества, особенно жидкости (бензол, бензин и т.п.), тушить водой нельзя.
4. С инструкцией по обращению с огнетушителями должны быть знакомы все работающие в лаборатории.
5. Песок, заготовленный для противопожарных целей, всегда должен быть сухим, чистым и сыпучим.
6. Надо постоянно соблюдать правила противопожарной охраны и пожарного надзора.
7. Нельзя хранить около себя большие количества огнеопасных жидкостей.
8. Электрическая проводка всегда должна содержаться в исправном состоянии.
9. Нагревательные приборы, работающие на газе, а также газовые краны и газопровод должны быть исправны.

## **Тушение горящих щелочных металлов**

При выборе способа пожаротушения следует различать горение собственно щелочных металлов, горение водорода, выделяющегося в процессе взаимодействия металла с водой, и горение органического растворителя в присутствии щелочного металла. Наиболее опасно, когда загорается сам щелочной металл, хотя такие случаи происходят редко.

### **Тушение натрия, калия и сплава натрий-калий**

Наилучшие результаты при тушении этих металлов достигаются путем использования огнетушителей, снаряженных порошками ПС-1 и ПС-2. Порошок должен покрыть всю поверхность горящего металла.

Горение прекращается также при засыпании металлов мелким сухим кварцевым песком, кальцинированной содой, мелкой поваренной солью. Поваренная соль предпочтительнее песка, поскольку при высокой температуре натрий и калий могут реагировать с диоксидом кремния.

Натрий и калий можно тушить аргоном и азотом. Аргон эффективнее, поскольку существенно тяжелее воздуха.

Диоксид углерода непригоден для тушения натрия и калия, однако углекислотным огнетушителем можно успешно потушить горящий растворитель в присутствии натрия. Обычно натрий не воспламеняется, пока не выгорит весь растворитель, так как пары растворителя защищают металл от контакта с кислородом воздуха. Иногда этот эффект удается использовать при тушении горящего металла. Если на горящий в какой-либо емкости натрий вылить небольшое количество керосина, образовавшийся в результате очаг пламени можно полностью загасить с помощью углекислотного огнетушителя.

Щелочной металл считается потушенным только после полного остывания. Несгоревшие остатки металла тщательно собирают

в толстостенный фарфоровый стакан и уничтожают обычным способом.

### **Тушение металлического лития**

Серьезную опасность представляет загоревшийся металлический литий. Использование обычных средств пожаротушения (вода, пена, диоксид углерода, галогенпроизводные углеводородов) либо усиливает горение, либо ведет к взрыву. При температуре выше 950°C литий быстро разрушает стекло, кварц, бетон, огнеупоры, реагирует с песком. Литий продолжает гореть в атмосфере азота и диоксида углерода. Непригодны для тушения хлорид и карбонат натрия, поскольку при контакте с этими солями горящий литий вытесняет натрий. Нельзя применять также порошковые огнетушители, снабженные составами ПС-1 и ПС-2, хотя во многих инструкциях их ошибочно рекомендуют для тушения всех щелочных металлов.

Для тушения горящего лития разработаны специальные порошковые составы ПС-11, ПС-12 и ПС-13 на основе различных флюсов и графита с гидрофобизирующими добавками. Не следует использовать также порошкообразный графит, хлорид лития, хлорид калия. При работе с литием помимо обычных средств пожаротушения необходимо иметь наготове достаточное количество одного из перечисленных порошков.

Литий можно потушить также, вытеснив воздух из очага горения аргоном. Подавать аргон следует так, чтобы струя газа не разбрызгивала жидкий металл. После прекращения горения остатки металла следует остудить в токе аргона.

## 1.5. Организация лабораторной работы и ведение рабочего журнала

Подготовка к каждому лабораторному занятию проводится учащимися дома по учебнику, лекционным записям и по руководству к лабораторным работам. Перед началом работы в лаборатории следует ознакомиться с необходимым оборудованием и приборами. Реактивы размещаются в специальных настольных реактивных ящиках. Во время проведения опыта на рабочем месте не должно быть ничего лишнего; необходимо поддерживать на нем чистоту и порядок. Некоторые опыты следует проводить в вытяжном шкафу, о чем при описании работы сделаны соответствующие указания.

Для рабочего лабораторного журнала необходимо взять общую тетрадь, в которой сразу же пронумеровать страницы. На титульном листе должны содержаться:

- надпись «лабораторный журнал по... (название курса);
- Фамилия, имя и отчество студента;
- номер группы;
- название факультета;
- дата начала работ.

Первые два листа следует оставить для оглавления, которое составляют по ходу работы. Все записи при выполнении лабораторной работы должны вестись исключительно в лабораторном журнале ручкой, при этом необходимо стремиться к сочетанию краткости записей с их исчерпывающей полнотой.

**Категорически запрещается делать записи на отдельных листках бумаги!** Лабораторный журнал является одновременно и черновиком, и чистовиком. Его следует вести самым аккуратным образом. Здесь и только здесь производятся все записи при выполнении лабораторной работы, в том числе прикидочные расчеты и предварительные результаты. Наличие таких записей позволяет в любой момент проверить правильность выполнения расчетов или выявить ошибки при выполнении работы.

Нельзя ничего исправлять в журнале: в случае ошибки цифру или слово следует зачеркнуть, проставив исправленное рядом с ним. Все исправления в журнале должны делаться так, чтобы предыдущий результат оставался читаемым. Рядом с исправлением следует указывать, в чем состоит причина исправления ("неправильный расчет", "повторный результат" и т. д.).

В случае отсутствия лабораторного журнала, преподаватель ставится в известность в начале занятия, подписывается у него отдельный листок, который в последующем, со всеми полученными данными, вклеивается в лабораторный журнал. Если для записи результатов анализа недостаточно предварительно отведенного места в журнале, то в конце записи ставится ссылка с указанием страницы с продолжением записи. Для ведения черновых записей рекомендуется использовать левые страницы журнала, для оформления отчета и чистовых записей – правые.

Отчет по лабораторной работе оформляется в лабораторном журнале и должен состоять из следующих разделов:

- 1. *Дата выполнения.***
- 2. *Название и порядковый номер лабораторной работы.***
- 3. *Цель работы.***
- 4. *Реактивы и оборудование.***

– Приводятся названия и характеристики использованных в работе приборов, стеклянной посуды и реактивов.

– Для всех средств измерений (мерные колбы, пипетки, бюретки, весы, растворы точной концентрации) приводятся метрологические характеристики согласно их маркировке или справочным данным.

– Для веществ, используемых в качестве стандарта, приводится степень чистоты или характеристика, ее заменяющая.

– Для оборудования, посуды и реактивов, используемых в качестве вспомогательных, достаточно общего описания (для растворов – номинальных концентраций).

## **5. *Ход выполнения работы. Экспериментальные результаты***

- описание процедуры очистки исходных веществ (если она проводилась);
- описание прибора или установки, схема прибора;
- описание условий проведения реакций, характерных признаков ее протекания (изменение цвета, температуры, выделение газов, выпадение осадка и т.д.);
- уравнения химических реакций.

В рабочем журнале необходимо отразить результаты личных наблюдений и перечислить реально выполненные действия. Дословно переписывать методику в журнал не нужно. Неудачно проведенная работа тоже включается в отчет с указанием причин неудачи.

## **6. *Выводы***

При описании опыта не следует дословно переписывать текст учебного пособия. Нужно научиться применять собственные четкие формулировки, пользоваться структурными формулами. Записи должны быть лаконичными. Особое внимание следует обратить на запись наблюдений, отмечать изменение окраски, выпадение и растворение осадка, появление характерного запаха и т.д., а также на краткость выводов. Правильно сделанные выводы на основе результата опыта или группы опытов говорят об усвоении теоретического материала по данной теме. Наблюдения и краткие выводы учащиеся записывают при проведении опыта в лаборатории, все остальные записи делаются предварительно при подготовке к лабораторным работам. Вывод формулируется, исходя из цели работы, и содержит в себе результат анализа вместе с его абсолютной погрешностью, выраженной доверительным интервалом.

Разделы 1–4 отчёта оформляются перед лабораторной работой, разделы 5–6 оформляются непосредственно на лабораторной работе.

**Отчет по лабораторной работе сдается преподавателю на проверку не позже, чем через неделю после выполнения работы.**

По окончании работы учащиеся проверяют расположение реактивов в настольном реактивном ящике (порядковые номера на склянках должны совпадать с порядковыми номерами на гнездах ящика), сдают лаборанту полученные реактивы, материалы и оборудование, тщательно моют посуду и убирают свое рабочее место.

## **1.6. Мытье химической посуды**

**Все работы проводятся в очках, перчатках и фартуке!!!**

Умение мыть химическую посуду является той частью лабораторной техники, знание которой обязательно для каждого работника лаборатории.

Употребляемая *посуда должна быть совершенно чистой*.

Существует несколько способов мытья лабораторной посуды.

**1) Мытье водой.** В тех случаях, когда посуда не загрязнена жировыми и другими, не растворяющимися в воде веществами, посуду можно мыть теплой водой. Посуда считается чистой, если на стенках ее не остается отдельных капель, а вода оставляет на них равномерную тончайшую пленку.

При необходимости следует использовать щетки и ерши для мытья посуды. Затем окончательно промыть водопроводной водой. При работе с ершом необходимо следить, чтобы нижний его конец не ударялся ни о дно, ни о стенки посуды, так как этим концом можно выбить дно или проломить стенку.

Хорошо вымытую в теплой воде посуду обязательно споласкивают в дистиллированной воде для удаления солей, содержащейся в водопроводной воде.

**2) Мытье хромовой смесью («хромпиком»).** Очень часто для мытья посуды применяют хромовую смесь. Применение ее основывается на том, что хромовокислые соли в кислом растворе являются сильными окислителями.

Приготовление хромовой смеси. Для приготовления высокоактивного состава берется концентрированная серная кислота, к которой аккуратно досыпается двуххромовокислый калий  $K_2Cr_2O_7$  в виде порошка. Количество бихромата калия не должно превышать 5 % по отношению к массе кислоты. Рецепт хромовой смеси многообразна, пропорции реагентов могут меняться сообразно потребностям лаборатории.

Обычно для приготовления хромпика на 500 мл концентрированной серной кислоты берут 15–30 г двуххромовокислого калия ( $K_2Cr_2O_7$ ). Предварительно соль в ступке размельчают. В серную кислоту добавляют соль и осторожно нагревают в фарфоровой чашке на водяной бане до тех пор, пока весь двуххромовокислый калий не перейдет в раствор.

В некоторых лабораториях вместо двуххромовокислого калия применяют ту же соль, но натрия. На 100 мл воды берут 15 г  $Na_2Cr_2O_7$ . Вначале растворяют соль в воде, а затем добавляют к 40–50 мл серной кислоты.

В тех случаях, когда посуда не отмывается водой, посуду моют хромовой смесью. Можно ее подогреть. Последняя наливается в грязную посуду (предварительно почищенную) до половины объема и осторожно ею смачивают внутренние стенки сосуда. Загрязненную посуду можно оставлять на 1–24 часа в хромовой смеси. После этого хромовую смесь выливают обратно в тот же сосуд, в котором она хранится. Обмывание посуды после хромпика производят сначала обыкновенной (до 10 раз), лучше теплой водой, а уже затем дистиллированной. Иногда эту операцию с хромовой смесью приходится проделывать не один раз.

Однажды приготовленная смесь служит довольно долго. После длительного употребления ее цвет меняется от темно-оранжевого до



темно-зеленого, что и служит признаком ее дальнейшей непригодности.

Хромовая смесь очень сильно действует на животную и растительные ткани (кожу и одежду) и поэтому с ней следует обращаться очень осторожно. При необходимости можно использовать специально прорезиненный фартук и перчатки. Во время лабораторных работ с хромовой смесью обязательно применение средств защиты органов дыхания.

Иногда приходится мыть такую неудобную посуду, как пипетки. В них очень трудно наливать хромпик. Для мытья пипеток необходимо использовать резиновые медицинские груши с коротким резиновым шлангом. Можно накапливать пипетки в большом мерном цилиндре (на 500–1000 мл) и полностью заливать их хромовой смесью.

Хромовая смесь не применяется, если посуда загрязнена такими веществами, как парафин, керосин, воск, минеральные масла. В этих случаях применяется мытье паром или органическими растворителями.

Если в хромпик попадают метанол или этанол, то происходит быстрая реакция окисления, делающая состав непригодным к дальнейшему употреблению. В результате химической реакции образуется сульфат хрома  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ , придающий раствору зеленый цвет. (Зеленую – при комнатной температуре раствора, фиолетовую – при охлаждении). Не применяется хромовая смесь при обработке оборудования, загрязненного соединениями бария. Осадок сернокислого бария очень тяжело удаляется со стенок посуды.

Важно отметить, что хромовую смесь желательно использовать подогретой до 45–50°C, тогда её действие сильнее.

Подогреть хромовую смесь можно по-разному:

- 1) отлив некоторое количество хромовой смеси в колбу, ее подогревают на горячей водяной бане до нужной температуры.
- 2) добавляют в хромовую смесь немного воды и концентрированной серной кислоты.

Если хромовая смесь попадет на кожу рук или одежду, их следует, прежде всего, обмыть большим количеством воды, затем раствором соды.

**3) Мытье посуды органическими растворителями.** К органическим растворителям относятся: диэтиловый эфир, ацетон, низшие спирты (исключая метанол!) и другие растворители.

Органические растворители применяются для удаления из посуды смолистых и других органических веществ, которые не растворяются ни в воде, ни в кислоте, ни в щелочи.

Большинство органических веществ *огнеопасно* и операции с ними должны *производиться вдали от огня*. Выливать эти загрязненные органические растворители в раковину не следует: их нужно собрать каждый в отдельности и регенерировать.

**4) Мытье другими моющими средствами.** Для мытья можно использовать любые моющие средства, которые используют для мытья посуды в домашних условиях, а также стиральные порошки и соды. Желательно использовать теплую или горячую воду. После мытья посуду хорошо споласкивают в водопроводной проточной воде, а затем споласкивают в дистиллированной воде.

## 1.7. Сушка лабораторной посуды

Хорошо вымытая посуда должна быть высушена. Существует несколько способов сушки. Рассмотрим некоторые из них:

**1) Сушка на колышках.** Очень распространенный способ. Для этой цели в лабораториях должны быть специальные доски с колышками, которые обычно помещают над раковиной для мытья посуды. Вымытая посуда надевается на эти колышки и остается до тех пор на них, пока не высохнет. Необходимо следить за чистотой колышков и протирать их.

2) *Сушка на сушильном столе.* Это специальный стол, в крышке которого прорезаны отверстия различного диаметра. Вымытую посуду опрокидывают и помещают в гнездо нужного диаметра.

3) *Сушка в сушильном шкафу.* Быстрое высушивание можно проводить в сушильном шкафу. В сушильный шкаф посуду ставят только после того, как она некоторое время простояла перевернутой, в результате чего из нее вытекла лишняя вода.

Сушка должна производиться при температуре 100°C. После сушки в сушильном шкафу посуду необходимо остудить до комнатной температуры.

## 1.8. Термины (Лекция 1)

- **ЛВЖ** – легковоспламеняющаяся жидкость – это жидкость, способная самостоятельно гореть после удаления источника зажигания и имеющая температуру вспышки **не выше 61°C**.
- **ГЖ** – горючая жидкость – это жидкость, способная самостоятельно гореть после удаления источников зажигания и имеющая температуру вспышки **выше 61°C**.
- **Хромпик** (хромовая смесь) – техническое название бихромата (дихромата) калия ( $K_2Cr_2O_7$ ) или двуххромовокислый калий. Хорошо растворим в воде. Раствор хромпика в серной кислоте – **хромовая смесь**, применяемая для мытья стеклянной посуды в лабораториях. Иногда хромпиком также называют бихромат натрия ( $Na_2Cr_2O_7 \cdot 2H_2O$ ).

### **1.9. Вопросы для самоконтроля и проверки усвоенных знаний и навыков (Лекция 1)**

1. Общие правила работы в химической лаборатории.
2. Что такое ЛВЖ? Правила хранения ЛВЖ.
3. Правила тушения при возгорании органических растворителей.
4. Правила работы с металлическим натрием.
5. Правила работы с кислотами и щелочами.
6. Первая помощь при ожогах кислотами и щелочами.
7. Правила ведения лабораторного журнала.
8. Мытье химической посуды водой, хромовой смесью, моющими средствами, органическими растворителями.
9. Сушка лабораторной посуды.

### **1.10. Использованные информационные ресурсы (Лекция 1)**

1. Техника лабораторных работ по органической химии / А.И. Мовчан, М.А. Казымова, Т.Г. Маннафов, И.И. Стойков, Н.Н. Втюрина; науч. ред. И.С. Антипин. – Казань: КГУ, 2003. – 123 с.
2. Смолина Т.А. Практические работы по органической химии / Т.А. Смолина, Н.В. Васильева, Н.Б. Куплетская. – М.: Просвещение, 1986. – 303 с.
3. Коровин Н.В. Лабораторные работы по химии / Н.В. Коровин, Э.И. Мингулина, Н.Г. Рыжова. – М.: Высшая школа, 2001. – 256 с.
4. Ключников Н.Г. Практикум по неорганическому синтезу / Н.Г. Ключников. – М.: Просвещение, 1979. – 270 с.

## **РАБОТА СО СТЕКЛОМ. РАСТВОРЫ**

### **Содержание Лекции 2**

1. Общие правила работы со стеклом.
2. Как правильно гнуть и вытягивать стеклянные трубки.
3. Разрезание стеклянных трубок.
4. Посуда, используемая для приготовления растворов. Мерная посуда.
5. Растворы.
6. Способы выражения концентрации.
7. Смешение растворов. Расчеты при приготовлении растворов. Правило Креста. Графический метод.
8. Техника приготовления растворов.

### **2.1. Общие правила работы со стеклом**

Каждый химик-экспериментатор должен уметь проводить простейшие стеклодувные операции: резать стеклянные трубки и палочки, сгибать и оплавливать, спаивать и заплавлять трубки, вытягивать капилляры.

Приемы и тонкости работы стеклодува-профессионала трудно поддаются описанию. Поэтому в дополнение к описанным ниже приемам, неплохо посмотреть на работу стеклодува, если имеется такая возможность.

Стекло – хрупкий материал, имеющий малое сопротивление при ударе и незначительную прочность при изгибе. Применение физической силы при работе со стеклянными деталями связано с опасностью их поломки. Особенно велико бывает искушение применить усилие при разъединении заклинивших шлифов, вынимании пробок, насаживании резиновых шлангов на отверстия большего диаметра. Однако во всех этих случаях лучше недооценить

прочность стеклянной детали, чем переоценить ее. Вероятность ранения рук пропорциональна усилию, приложенному к стеклянной детали.

1. Нельзя допускать нагревания жидкостей в закрытых колбах или приборах, не имеющих сообщения с атмосферой, даже в тех случаях, когда температура нагрева не превышает температуру кипения жидкости.

2. Категорически запрещается использовать посуду, имеющую трещины или отбитые края. Острые края стеклянных трубок следует оплавить в пламени горелки. Неоплавленные края стеклянных трубок опасны не только как источник травм – со временем они перерезают надетые на них резиновые шланги, особенно тонкостенные, что может послужить причиной аварии.

3. Работы, при проведении которых возможно бурное течение процесса, перегрев стеклянного прибора или его поломка с разбрызгиванием горячих или едких продуктов, должны выполняться в вытяжных шкафах на противнях; по месту работ следует устанавливать прозрачные предохранительные щиты. Обязательно надеть защитные очки или маску, перчатки и резиновый фартук.

4. При смешивании или разбавлении веществ, сопровождающемся выделением тепла, следует пользоваться термостойкой или фарфоровой посудой.

5. Стеклянную посуду (тонкостенные химические стаканы и колбы из обычного стекла) запрещается нагревать на открытом огне без асбестированной сетки.

6. При переносе сосудов с горячей жидкостью следует пользоваться полотенцем или другими материалами, сосуд при этом необходимо держать обеими руками: одной – за горловину, а другой – за дно. Большие химические стаканы с жидкостью нужно поднимать только двумя руками так, чтобы отогнутые края стакана опирались на указательные пальцы.

7. Нагревая жидкость в пробирке, необходимо держать последнюю так, чтобы отверстие было направлено в сторону от себя и соседей по работе.

8. Посуда, хранящаяся в рабочем столе или шкафу, должна содержаться в порядке, мелкие детали – в неглубоких коробках в один слой на вате. При выдвигении ящиков стола посуда не должна ударяться друг о друга. Если посуда не имеет своего постоянного места, хранится неаккуратно, в тесноте, она неизбежно бьется, что повышает вероятность травм.

9. Недопустимо убирать осколки разбитой посуды незащищенными руками! Осколки необходимо убирать с помощью щетки и совка.

10. Стеклянные приборы и посуду больших размеров можно переносить только двумя руками. Крупные (более 5 л) бутылки с жидкостями переносят вдвоем в специальных корзинах или ящиках с ручками. Запрещается поднимать бутылки за горло.

11. Запаянную ампулу вскрывают только после охлаждения: после охлаждения ампулу заворачивают в техническую ткань (не использовать полотенце!), затем делают надрез напильником на капилляре и отламывают его.

12. Все операции с ампулами до их вскрытия следует проводить, не вынимая их из защитной оболочки в вытяжном шкафу, надев защитные очки или маску.

13. Чтобы избежать травм при разрезании стеклянных трубок, сборке и разборке приборов, изготовленных из стекла, необходимо соблюдать следующие меры безопасности:

- ломать стеклянные трубки небольшого диаметра после надрезки их напильником или специальным ножом для резки стекла, предварительно защитив руки тканью (не использовать полотенце!);

- просверленная пробка, в которую вставляют стеклянную трубку, не должна упираться в ладонь, ее следует держать за боковую поверхность; стеклянная трубка при этом должна быть предварительно смазана глицерином или смочена водой;

• нельзя сильно сжимать трубку, ее необходимо держать как можно ближе к вставляемому в пробку концу.

14. Колбу или другой тонкостенный сосуд, в который вставляют пробку, следует держать за горлышко по возможности ближе к устанавливаемой пробке, защищая при этом руку какой-либо тканью.

15. Тонкостенную посуду (колбы, пробирки) следует укреплять в лапках лабораторного штатива осторожно, слегка поворачивая вокруг вертикальной оси или перемещая вверх-вниз.

16. Для нагревания жидкости пробирку запрещается наполнять более чем на треть. Недопустимо нагревать сосуды выше уровня жидкости, а также пустые сосуды с влагой внутри!

17. При нагревании стеклянных пластинок необходимо сначала равномерно прогреть весь предмет, а затем проводить местный нагрев.

18. Обезвреживание и удаление остатков веществ из химической посуды необходимо производить по возможности сразу же после освобождения посуды. **При мытье посуды необходимо надевать защитные очки, перчатки и фартук.**

С точки зрения техники безопасности, шлифы, безусловно, предпочтительнее резиновых пробок. В то же время заклинивание конусных шлифов – сравнительно частое явление. Разъединение же заклинивших шлифов с применением физической силы – опасная процедура, нередко приводящая к поломке деталей и, как следствие, к травмам. Чтобы разъединить шлифованное соединение или вынуть плотно притертую пробку рекомендуется осторожно нагреть внешний шлиф над пламенем спиртовки так, чтобы внутренний шлиф не успел прогреться. Внутренний шлиф осторожно покачивают в разные стороны, прилагая основное усилие вдоль оси шлифа. Руки при этой операции обязательно защищают полотенцем, пальцы держат по возможности ближе к шлифу. Нельзя прилагать усилие к изогнутым частям разъединяемых деталей. Если с первого раза не получилось, то после охлаждения шлифов операцию следует



повторить. Нельзя прибегать к нагреванию, если сосуд содержит горючую или легковоспламеняющуюся жидкость! Если шлиф заклинило в результате кристаллизации попавшего на его поверхность вещества, рекомендуется замочить шлиф на несколько часов в жидкости, хорошо растворяющей данное вещество. После того как жидкость проникнет в зазор между шлифами, соединение тщательно обтирают снаружи и, если оно не разъединяется обычным способом, прибегают к нагреванию. Практика показывает, что гораздо проще и безопаснее заранее предотвратить заклинивание шлифов, чем заниматься разъединением деталей. Залог безотказной работы шлифованных соединений – использование только хорошо притертых шлифов и правильное применение смазки.

### **Как гнуть и тянуть стеклянные трубки**

#### **Все работы со стеклом проводятся в очках, перчатках и фартуке!**

Держа трубку в пламени горелки в месте его наивысшей температуры, то есть приблизительно на двух третях его высоты, все время вращают трубку, чтобы она нагревалась равномерно. Почувствовав, что стекло размягчилось, трубку медленно и не нажимая на нее сильно руками сгибают под желательным углом или дают ей согнуться самой (рис. 1). Правильно согнутая трубка не должна суживаться в месте перегиба.



Рис. 1. Сгибание стеклянной трубки

Чтобы оттянуть конец трубки и получить узкий конец с небольшим отверстием, размягчают трубку в намеченном месте, как и при изгибе, и растягивают ее в стороны (рис. 2).

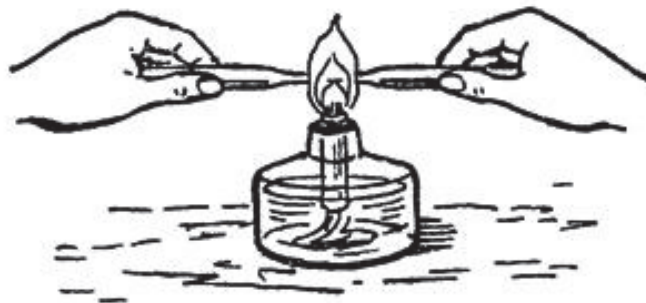


Рис. 2. Вытягивание стеклянной трубки

Дав остыть, быстрым движением ломают трубку, после чего слегка оплавливают острые края излома или, если это нужно, заплавляют отверстие.

### **Разрезание стеклянных трубок**

Чтобы разрезать стеклянную трубку небольшого диаметра, сначала в избранном месте делают надрез или царапину алмазом, стеклорезом или ребром трехгранного напильника. Надрезать трубку по всему периметру нет необходимости, достаточно одной четверти окружности.

Многократное надпиливание нецелесообразно, так как оно только ослабляет действие первого надреза. Затем берут трубку обеими руками. Держа надрез углубленным местом вверх и для безопасности, обернув натуго трубку полотенцем, быстро ломают ее. Рекомендуют предварительно смачивать место надреза водой или водным раствором мыла. В этом случае стекло легче обламывается, а края разлома получаются более гладкими. Если для нанесения царапины применяют напильник, то трубку в месте надреза надо не пилить, а сделать только царапину (насечку).

Для разрезания трубок диаметром более 15 мм наносят царапину по всей окружности трубки, а затем накаливают докрасна железной проволокой толщиной около 3 мм и согнутой в виде полуокружности обводят трубку вдоль царапины. При этом почти всегда под царапиной образуется глубокая трещина, и трубка легко ломается. Если трещина не образуется, то трубку, сняв с проволоки, быстро охлаждают, сильно подув на нагретую часть или направив на нее струю воздуха.

Более удобно железную проволоку закрепить в штативе, раскалить, а затем, положив на нее трубку с нанесенной царапиной, медленно вращать ее вдоль по надрезу. Через некоторое время трубка разламывается.

Иногда трубку диаметром 20–25 мм надрезают так же, как и трубки, диаметром менее 15 мм, но ломают не руками, а положив ее на край стола, причем надрез должен находиться сверху, а острая кромка стола – снизу. Одной рукой придерживают конец трубки, лежащей на столе, другой берут второй ее конец и, одновременно оттягивая и изгибая, ломают трубку.

Толстостенные капилляры и стеклянные палочки диаметром от 3 до 10 мм разрезают обычным способом на излом, если их длина превышает 50–100 мм. Чтобы отрезать от капилляра не большую часть размером 10 мм и меньше, капилляр кладут на одну из острых граней призмы надрезом вверх так, чтобы грань находилась точно под надрезом. Затем, придерживая рукой длинную часть капилляра, резко ударяют ножом по той части, которую нужно отрезать. Капилляр откалывается точно по надрезу.

Отрезанные края трубки оплавливают в пламени горелки или осторожно зачищают напильником с мелкой насечкой. Однако удобнее сточить края шлифованием. Для этого применяют наждачный диск либо наждачный порошок. На толстую стеклянную пластину помещают порошок, смоченный водой, маслом или глицерином. Стачиваемую трубку в вертикальном положении водят круговыми движениями по пластине и одновременно осторожно

прижимают к ней трубку. Для получения гладкой поверхности конец трубки шлифуют при помощи более тонкого наждачного порошка.

## 2.2. Растворы. Способы выражения концентрации.

### Мерная посуда

Растворы играют важную роль в живой и неживой природе, а также в науке и технике. Большинство физиологических процессов в организмах человека и животных и в растениях, промышленные процессы, биохимические процессы в почвах и т.п. протекают в растворах.

Раствор – это гомогенная многокомпонентная система, в которой одно вещество распределено в среде другого или других веществ.

Растворы могут быть в газообразном (воздух), жидком и твердом (сплавы, цветные стекла) агрегатных состояниях. Чаще всего приходится работать с жидкими растворами.

Содержание данного вещества в единице массы или объема раствора называется концентрацией раствора.

**Концентрация раствора (C)** – это отношение количества растворенного вещества (A) к объему раствора (V). Другими словами, C (A) показывает количество вещества в единице объема раствора.

Основной единицей измерения **количества вещества** является моль. 1 моль вещества содержит  $6,022 \cdot 10^{23}$  элементарных объектов (атомов или молекул).

В системе СИ основной единицей выражения концентрации растворов является молярная концентрация ( $\text{моль/м}^3$ ), на практике –  $\text{моль/дм}^3$ , допускается  $\text{моль/л}$ .

Наиболее часто пользуются следующими способами выражения концентрации

1. **Массовая доля** – отношение массы данного компонента в растворе к общей массе этого раствора. Массовая доля может быть выражена в долях единицы или процентах (%), промилле

- (тысячная часть %) и в миллионных долях ( $\text{млн}^{-1}$ ). Массовая доля данного компонента, выраженная в процентах, показывает, сколько граммов данного компонента содержится в 100 г раствора.
- Массовая концентрация** – отношение массы компонента, содержащегося в растворе, к объему этого раствора. Единицы измерения массовой концентрации –  $\text{кг}/\text{м}^3$ ,  $\text{г}/\text{л}$ .
  - Титр (Т)** – число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора. Единица измерения титра –  $\text{г}/\text{мл}$ ,  $\text{кг}/\text{см}^3$ .
  - Молярная концентрация  $c$**  – отношение количества вещества (в молях), содержащегося в растворе, к объему раствора. Единицы измерения –  $\text{моль}/\text{м}^3$ , ( $\text{моль}/\text{л}$ ). Раствор, имеющий концентрацию 1 моль/л, обозначают 1 М; 0,5 моль/л обозначают 0,5 М.
  - Молярная концентрация эквивалентов  $c_{\text{ЭК}}$  (нормальная концентрация)** – это отношение количества вещества эквивалентов (моль) к объему раствора (л). Единица измерения нормальной концентрации моль/л. Например,  $c_{\text{ЭК}}(\text{KOH}) = 1$  моль/л,  $c_{\text{ЭК}}(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$  моль/л,  $c_{\text{ЭК}}(1/3 \text{AlCl}_3) = 1$  моль/л. Раствор в 1 л которого содержится 1 моль вещества эквивалентов, называют нормальным и обозначают 1 н.
  - Моляльность  $b$**  – это отношение количества растворенного вещества (в молях) к массе  $m$  растворителя. Единица измерения моляльности - моль/кг. Например,  $b(\text{HCl}/\text{H}_2\text{O}) = 2$  моль/кг.
  - Молярная доля** – отношение числа молей растворенного вещества к общему числу молей вещества и растворителя. Молярная доля может быть выражена в долях единицы, процентах (%), промилле (тысячная часть %) и в миллионных долях ( $\text{млн}^{-1}$ ).

### Мерная посуда

Для приготовления растворов определенной концентрации, для точного измерения объемов применяют мерную посуду: *мерные колбы, пипетки и бюретки*.

Для точного измерения объемов растворов применяют специальную *мерную посуду* (см. рис. 3 и 4 на цветном вкладыше I и

II): бюретки, пипетки и мерные колбы. Для приблизительного измерения объема растворов применяют цилиндры.

**Мерные колбы** – плоскодонные круглые колбы с длинным узким горлышком, на которое нанесена круговая метка. До этой метки колбу заполняют жидкостью. На колбе указана вместимость (в см<sup>3</sup>) и температура, при которой проведена градуировка. Обычно мерные колбы калибруют на вливание. Колбы бывают различной вместимости: 25, 50, 100, 200, 250, 500, 1000, 2000 см<sup>3</sup>.

Мерные колбы применяют для приготовления растворов точной концентрации по точной навеске и из фиксаналов. Колбы изготавливают из химически и термически нестойкого стекла, поэтому в них нельзя хранить растворы в течение продолжительного времени или проводить какие-либо реакции, а также не разрешается их нагревать. Вещество вносят в колбу через сухую воронку, затем с воронки смывают его растворителем, наполняя колбу примерно до половины объема. Раствор взбалтывают до полного растворения навески, а затем, добавляя растворитель малыми порциями, доводят уровень раствора до метки. При добавлении последних капель соблюдают особую осторожность, чтобы не перелить раствор выше метки. При этом раствор своим нижним краем мениска должен совпадать с отметкой на колбе для прозрачных растворов и верхним краем мениска – для окрашенных растворов (нижний плохо виден). Колбу в это время следует держать так, чтобы метка находилась на уровне глаз. После доведения объема раствора до метки колбу закрывают пробкой, раствор несколько раз перемешивают, поворачивая колбу вниз пробкой, и возвращают в исходное положение.

**Пипетки** (см. рис. 4, цветной вкладыш II) используют для отбора определенного объема пробы жидкости. **Пипетки Мора** представляют собой стеклянные трубки с расширением посередине. Нижний конец оттянут в капилляр, на верхнем конце нанесена метка, до которой следует набирать измеряемую жидкость. На пипетке указан её объем.

Широко применяют также градуированные пипетки различной емкости, на наружной стенке которых нанесены деления. Для наполнения пипетки нижний конец ее опускают в жидкость и втягивают последнюю при помощи груши или специального приспособления. Жидкость набирают так, чтобы она поднялась на 20-30 мм выше метки, затем быстро закрывают верхнее отверстие указательным пальцем правой руки, придерживая в то же время пипетку большим и средним пальцами. Затем ослабляют нажим указательного пальца, в результате чего жидкость будет медленно вытекать из пипетки. В тот момент, когда нижний мениск (уровень) жидкости окажется на одном уровне с меткой, палец снова прижимают. Введя пипетку в сосуд, отнимают указательный палец и дают жидкости стечь по стенке сосуда. После того, как жидкость вытечет, пипетку держат еще 5 секунд прислоненной к стенке сосуда, слегка поворачивая вокруг оси. **Бюретки** применяют при титровании и для измерения точных объемов.

**Объемные бюретки** – это стеклянные трубки с несколько оттянутым нижним концом или снабженным краном. На наружной стенке по всей длине бюретки нанесены деления в 0,1 мл. К оттянутому концу бескрановой пипетки с помощью резиновой трубки закладывают стеклянную бусинку. Бюретку заполняют жидкостью через воронку. Затем открывают кран и зажим, чтобы заполнить раствором часть бюретки, расположенной ниже крана или зажима до нижнего конца капилляра. Бюретку заполняют так, чтобы вначале уровень жидкости был несколько выше нулевого деления шкалы. Затем, осторожно приоткрывая кран, устанавливают уровень жидкости на нулевое деление. Каждое титрование следует начинать только после заполнения бюретки до нуля. Для менее точного измерения объемов жидкости используют мерные цилиндры и мензурки (см. рис. 4 на цветном вкладыше II).

## 2.3. Смешение растворов

### Основные методы решения задач на смешивание растворов

Для того чтобы успешно проводить демонстрационные и занимательные опыты очень часто необходимо использовать растворы определенных концентраций. И, как правило, именно это вызывает наибольшие затруднения у студентов. Особенно если требуется решить, как из двух растворов заданной концентрации получить третий раствор. Существует несколько различных способов решения подобных задач: с помощью расчетной формулы, “Правила смешения”, “Правила креста”, графического метода, алгебраического метода.

Предполагают, что:

- а) все получившиеся смеси, и сплавы являются однородными;
- б) смешивание различных растворов происходит мгновенно;
- в) объем смеси равен сумме объемов смешиваемых растворов;
- г) объемы растворов и массы сплавов не могут быть отрицательными.

Определения и обозначения.

**Массовая доля** растворенного вещества в растворе – это отношение массы этого вещества к массе раствора.

$$(1) \quad \omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})}$$

Где  $\omega$  – массовая доля растворенного вещества в растворе;

$m(\text{в-ва})$  – масса растворенного вещества в растворе;

$m(\text{р-ра})$  – масса раствора.

Следствия формулы (1):



$$(2) \quad m(\text{в-ва}) = \omega \cdot m(\text{р-ра});$$

$$(3) \quad m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{в-ва})}{\omega}$$

### Решение с помощью расчетной формулы

В наших обозначениях, получим формулу для вычисления массовой доли вещества (?) в смеси.

1. Масса полученного при смешивании раствора равна:

$$m(\text{р-ра}) = m_1(\text{р-ра}) + m_2(\text{р-ра})$$

2. Определим массы растворенных веществ в первом и втором растворах:

$$m_1(\text{в-ва}) = \omega_1 m_1(\text{р-ра}), \quad m_2(\text{в-ва}) = \omega_2 m_2(\text{р-ра})$$

3. Следовательно, масса растворенного вещества в полученном растворе вычисляется как сумма масс веществ в исходных растворах:

$$m(\text{в-ва}) = m_1(\text{в-ва}) + m_2(\text{в-ва}) = \omega m_1(\text{р-ра}) + \omega m_2(\text{р-ра})$$

5. Таким образом, массовая доля растворенного вещества в полученном растворе равна:

$$(1) \quad \omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} \quad \text{или} \quad \omega = \frac{\omega_1 m_1(\text{р-ра}) + \omega_2 m_2(\text{р-ра})}{m_1(\text{р-ра}) + m_2(\text{р-ра})} \quad \text{или}$$

$$(4) \quad \omega = \frac{\omega_1 m_1 + \omega_2 m_2}{m_1 + m_2}$$

## “Правило смешения”

Используем формулу (4):  $\omega = \frac{\omega_1 m_1 + \omega_2 m_2}{m_1 + m_2}$  тогда

$$\omega_1 m_1 + \omega_2 m_2 = \omega(m_1 + m_2);$$

$$\omega_1 m_1 - \omega m_1 = \omega m_2 - \omega_2 m_2;$$

$$m_1(\omega_1 - \omega) = m_2(\omega - \omega_2).$$

Отсюда (5)  $\frac{m_1}{m_2} = \frac{\omega - \omega_2}{\omega_1 - \omega}$ , при  $\omega_1 > \omega_2$

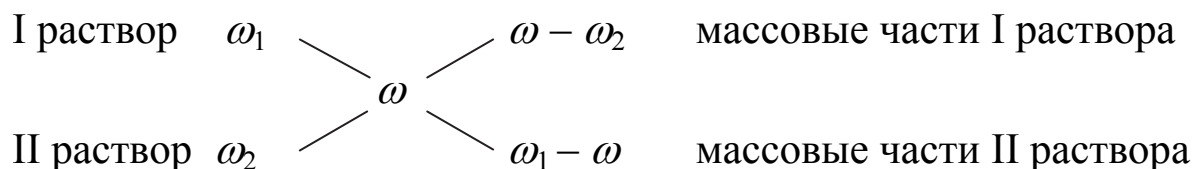
$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\omega_2 - \omega}{\omega - \omega_1}, \text{ при } \omega_2 > \omega_1$$

Таким образом, **отношение массы первого раствора к массе второго равно отношению разности массовых долей смеси и второго раствора к разности массовых долей первого раствора и смеси.**

**Замечание:** Формула (5) удобна тем, что на практике, как правило, массы веществ не отвешиваются, а берутся в определенном отношении.

## “Правило креста” или конверт Пирсона

“Правилом креста” называют диагональную схему правила смешения для случаев с двумя растворами.



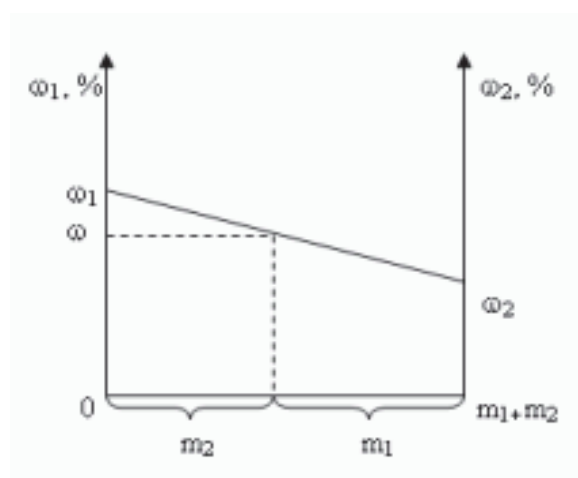
Слева на концах отрезков записывают исходные массовые доли растворов (обычно слева сверху-большая), на пересечении отрезков - заданная, а справа на их концах записываются разности между исходными и заданной массовыми долями. Получаемые массовые части показывают, в каком отношении надо слить исходные растворы.

### Графический метод решения

Отрезок прямой (основание графика) представляет собой массу смеси, а на осях ординат откладывают точки, соответствующие массовым долям растворенного вещества в исходных растворах. Соединив прямой точки на осях ординат, получают прямую, которая отображает функциональную зависимость массовой доли растворенного вещества в смеси от массы смешанных растворов в обратной пропорциональной зависимости

$$\left( \omega = \frac{\omega_1 m_1 + \omega_2 m_2}{m_1 + m_2}, y = \frac{k}{x} \right)$$

Полученная функциональная прямая позволяет решать задачи по определению массы смешанных растворов и обратные, по массе смешанных растворов находить массовую долю полученной смеси.



Построим график зависимости массовой доли растворенного вещества от массы смешанных растворов. На одной из осей ординат

откладывают точку, соответствующую массовой доли  $\omega_1$ , а на другой –  $\omega_2$ . Обозначим на оси абсцисс точки **A** и **B** с координатами  $(0,0)$  и  $(m_1 + m_2, 0)$ , соответственно. На графике точка **A**  $(0,0)$  показывает, что массовая доля всего раствора равна  $\omega_1$ , а точка **B**  $(m_1 + m_2, 0)$  – массовая доля всего раствора равна  $\omega_2$ . В направлении от точки **A** к точке **B** возрастает содержание в смеси 2-го раствора от 0 до  $m_1 + m_2$  и убывает содержание 1-го раствора от  $m_1 + m_2$  до 0. Таким образом, любая точка на отрезке **AB** будет представлять собой смесь, имеющую одну и ту же массу с определенным содержанием каждого раствора, которое влияет на массовую долю растворенного вещества в смеси.

**Замечание:** Данный способ является наглядным и дает приближенное решение. При использовании миллиметровой бумаги можно получить достаточно точный ответ.

### Алгебраический метод решения

Задачи на смешивание растворов решают с помощью составления уравнения или системы уравнений.

### Примеры решения задач

#### Задача 1

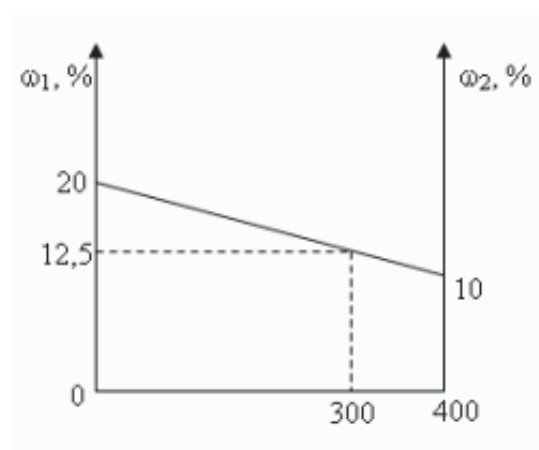
В 100 г 20%-ного раствора соли добавили 300 г её 10%-ного раствора. Определите процентную концентрацию раствора.

Решение:

1. С помощью расчетной формулы

|   |   |
|---|---|
| $m_1(\text{р-ра}) = 100\text{г}$<br>$m_2(\text{р-ра}) = 300\text{г}$<br>$\omega_1 = 0,2$<br>$\omega_2 = 0,1$<br><hr style="width: 100%;"/> $\omega \text{ - ?}$ | Воспользуемся формулой (4) $\omega = \frac{\omega_1 m_1 + \omega_2 m_2}{m_1 + m_2}$ ,<br>получаем<br>$\omega = \frac{0,2 \cdot 100\text{г} + 0,1 \cdot 300\text{г}}{100\text{г} + 300\text{г}} = \frac{50\text{г}}{400\text{г}} = 0,125 \text{ (12,5\%)}$ |
| Ответ: 12,5%  |   |

## 2. *Графический*



Ответ: 12,5 %

## 3. *Путем последовательных вычислений*

а. Сколько растворенного вещества содержится:

а) в 100 г 20%-ного раствора;  $[100 \cdot 0,2 = 20(\text{г})]$

б) в 300 г 10%-ного раствора?  $[300 \cdot 0,1 = 30(\text{г})]$

б. Сколько вещества содержится в образовавшемся растворе?

$$20 \text{ г} + 30 \text{ г} = 50 \text{ г}$$

с. Чему равна масса образовавшегося раствора?

$$100 \text{ г} + 300 \text{ г} = 400 \text{ г}$$

д. Какова процентная концентрация полученного раствора?

$$(50/400)100 = 12,5(\%)$$

Ответ: 12,5%

#### 4. Алгебраический метод

Пусть  $x$  – процентная концентрация полученного раствора. В первом растворе содержится  $0,2 \cdot 100$ (г) соли, а во втором  $0,1 \cdot 300$ (г), а в полученном растворе  $x \cdot (100 + 300)$ (г) соли.

Составим уравнение:

$$0,2 \cdot 100 + 0,1 \cdot 300 = x \cdot (100 + 300);$$

$$x = 0,125 \cdot (12,5\%)$$

Ответ: 12,5%

#### Задача 2

Смешали 10%-ный и 25%-ный растворы соли и получили 3 кг 20%-ного раствора. Какое количество каждого раствора в килограммах было использовано?

Решение:

##### 1. Алгебраический метод

а) С помощью уравнения:

Пусть  $x$  (кг) – масса 1-го раствора, тогда  $3-x$  (кг) – масса 2-го раствора.

$0,1 \cdot x$  (кг) содержится соли в 1-ом растворе,

$0,25 \cdot (3 - x)$  (кг) содержится соли в 2-ом растворе,

$0,2 \cdot 3$  (кг) содержится соли в смеси.

Учитывая, что масса соли в 1-ом и 2-ом растворах равна массе соли в смеси, составим и решим уравнение:

$$0,1 \cdot x + 0,25 \cdot (3 - x) = 0,2 \cdot 3;$$

$$0,15x = 0,15;$$

$$x = 1, 1 \text{ кг - масса 1-го раствора}$$

$$3 - x = 3 - 1 = 2 \text{ (кг) - масса 2-го раствора.}$$

Ответ: 1 кг, 2 кг.

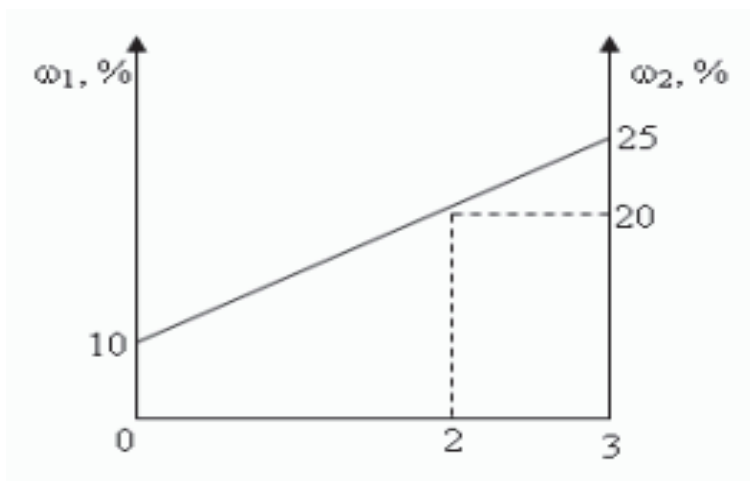
б) С помощью системы уравнений

Пусть  $x$  (кг) – количество первого раствора,  $y$  (кг) – количество второго раствора. Система уравнений имеет вид:

$$\begin{cases} x + y = 3, \\ 0,1x + 0,25y = 0,2 \cdot 3. \end{cases}$$

Ответ: 1 кг, 2 кг.

## 2. Графический



Ответ: 1 кг, 2 кг.

**Приблизительные растворы.** При приготовлении приблизительных растворов количества веществ, которые должны быть взяты для этого, вычисляют с небольшой точностью. Атомные веса элементов для упрощения расчетов допускается брать округленными иногда до целых единиц. Так, для грубого подсчета атомный вес железа можно принять равным 56 вместо точного – 55,847; для серы – 32 вместо точного 32,064 и т. д. Вещества для

приготовления приблизительных растворов взвешивают на технических весах.

Принципиально расчеты при приготовлении растворов совершенно одинаковы для всех веществ. Количествоготавливаемого раствора выражают или в единицах массы (г, кг), или в единицах объема (мл, л), причем для каждого из этих случаев вычисление количества растворяемого вещества проводят по-разному.

**Точные растворы.** При приготовлении точных растворов вычисление количеств нужных веществ проверяют уже с достаточной степенью точности. Атомные веса элементов берут по таблице, в которой приведены их точные значения. При сложении (или вычитании) пользуются точным значением слагаемого с наименьшим числом десятичных знаков. Остальные слагаемые округляют, оставляя после запятой одним знаком больше, чем в слагаемом с наименьшим числом знаков. В результате оставляют столько цифр после запятой, сколько их имеется в слагаемом с наименьшим числом десятичных знаков; при этом производят необходимое округление. Все расчеты производят, применяя логарифмы, пятизначные или четырехзначные. Вычисленные количества вещества отвешивают только на аналитических весах.

Взвешивание проводят или на часовом стекле, или в бюксе. Отвешенное вещество высыпают в чисто вымытую мерную колбу через чистую сухую воронку небольшими порциями. Затем из промывалки несколько раз небольшими порциями воды обмывают над воронкой часовое стекло, в котором проводилось взвешивание. Воронку также несколько раз обмывают дистиллированной водой.

### **Молярные растворы.**

Для приготовления 1 л 1 М раствора какого-либо вещества отвешивают на аналитических весах 1 моль его и растворяют, как указано выше.



*Пример.* Для приготовления 1 л 1 М раствора азотнокислого серебра находят в таблице или подсчитывают молекулярную массу  $\text{AgNO}_3$ , она равна 169,875. Соль отвешивают и растворяют в воде.

Если нужно приготовить более разбавленный раствор (0,1 или 0,01 М), отвешивают соответственно 0,1 или 0,01 моль соли.

Если же нужно приготовить меньше 1л раствора, то растворяют соответственно меньшее количество соли в соответствующем объеме воды.

**Нормальные растворы** готовят аналогично, только отвешивая не 1 моль, а 1 грамм-эквивалент вещества.

Если нужно приготовить полунормальный или децинормальный раствор, берут соответственно 0,5 или 0,1 грамм-эквивалента. Когда готовят не 1 л раствора, а меньше, например 100 или 250 мл, то берут 1/10 или 1/4 того количества вещества, которое требуется для приготовления 1 л, и растворяют в соответствующем объеме воды.

### **Насыщенный раствор.**

Раствор, в котором данное вещество при данной температуре уже больше не растворяется, называется насыщенным. Например, при комнатной температуре мы не можем растворить в 100 мл воды более 200 г сахара или более 35,9 г поваренной соли. В таких случаях говорят, что раствор стал насыщенным. В насыщенном растворе при данной температуре содержится максимально возможное количество растворенного вещества. Насыщенным называется такой раствор, который находится в динамическом равновесии с избытком растворенного вещества.

Следовательно, никакое самое сильное перемешивание не помогает растворить в насыщенном растворе дополнительные порции вещества. Однако, если повысить температуру, то раствор вновь может стать ненасыщенным и растворить еще определенную порцию кристаллов.

**Растворимостью** называется способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Мерой растворимости вещества при данных условиях является его содержание в насыщенном растворе.

Если в 100 г воды растворяется более 10г вещества, то такое вещество называют хорошо растворимым. Если растворяется менее 1 г вещества – вещество малорастворимо. Наконец, вещество считают практически нерастворимым, если в раствор переходит менее 0,01 г вещества. Абсолютно нерастворимых веществ не бывает. Даже когда мы наливаем воду в стеклянный сосуд, очень небольшая часть молекул стекла неизбежно переходит в раствор.

Растворимость, выраженная при помощи массы вещества, которое может раствориться в 100 г воды при данной температуре, называют также коэффициентом растворимости.

Растворимость большинства (но не всех!) твердых веществ с увеличением температуры увеличивается, а растворимость газов, наоборот, уменьшается. Это связано, прежде всего, с тем, что молекулы газов при тепловом движении способны покидать раствор гораздо легче, чем молекулы твердых веществ.

### **Техника приготовления растворов**

Независимо от того, какие (по точности) приготавливают растворы, применять следует только чистые растворители. Если растворителем служит вода, то нужно применять только дистиллированную или деминерализованную воду, а в отдельных случаях даже бидистиллят (дважды дистиллированную воду) или специальными методами очищенную дистиллированную воду.

Предварительно подготавливают соответствующей емкости посуду, в которой будут готовить и хранить получаемый раствор. Посуда должна быть чистой. Если есть опасение, что водный раствор может взаимодействовать с материалом посуды, то посуду внутри следует покрыть церезином, парафином или другими химически стойкими веществами.

Если нужно приготовить 1 л какого-то раствора, то для растворения следует взять посуду емкостью не больше 1,5 л. Если готовят 10 л раствора, то бутылка должна быть емкостью не больше 12–13 л.

**Щелочные растворы нельзя оставлять надолго в фарфоровой и особенно – в стеклянной посуде.** Если приходится их оставлять, то необходимо вначале нейтрализовать растворы, потом немного подкислить и хранить только подкисленные растворы. При этом растворы лучше оставлять в фарфоровой посуде, а не в стеклянной.

### Задачи для самостоятельного решения

1. Определите массовую долю (в %) хлорида Na в растворе, если в 500 г  $H_2O$  растворено 125 г соли. (Ответ: 20 %).
2. В 1 л воды растворено 2 моль NaOH. Определите  $\omega$  % NaOH в растворе. (Ответ: 7,4 %).
3. Определите  $\omega$  %  $NH_3$  в растворе, полученном при растворении 112 л  $NH_3$ (н.у) в 315 мл  $H_2O$ . (Ответ: 21,2%).
4. Сколько граммов  $HNO_3$  содержится в 200 мл 40% раствора плотностью 1250 кг/м<sup>3</sup>? (Ответ: 160 г).
5. Определите  $\omega$ %  $Ca(NO_3)_2$  в растворе, полученном при смешивании 300 г 10% р-ра и 500 г 20% р-ра  $Ca(NO_3)_2$ . (Ответ: 16,25%)
6. К 300 мл 40% р-ра  $HNO_3$  ( $\rho = 1250$  кг/м<sup>3</sup>) прилили 125 мл  $H_2O$ . Определите  $\omega$ %  $HNO_3$  в полученном растворе. (Ответ: 30%).
7. Сколько граммов хлорида калия содержится в 750 мл 10% р-ра ( $\rho=1,063$  г/мл)? (Ответ: 79,7 г).
8. Сколько граммов йода и спирта надо взять для приготовления 500 г 5% йодной настойки? (Ответ 25 г  $I_2$ ; 475 г  $C_2H_5OH$ ).
9. Сколько граммов медного купороса нужно взять, чтобы приготовить 5 л 8% раствора  $CuSO_4$  ( $\rho=1,084$  г/мл)? (Ответ 678,3 г).
10. Сколько граммов 20% едкого натра надо добавить к 0,5 л воды, чтобы получить 5% раствор? (Ответ 166,7 г).

11. Сколько миллилитров  $H_2O$  надо добавить к 500г 25% р-ра вещества, чтобы получить 10% раствор? (Ответ 750 мл).
12. Какой объем 15% р-ра  $NaOH$  ( $\rho=1,16$  г/мл) можно приготовить из 2 л 33% раствора ( $\rho=1,36$  г/мл)? (Ответ 5,16 л).
13. Сколько граммов  $KCl$  нужно растворить в 450г 15% раствора  $KCl$ , чтобы получить 25% раствор? (Ответ 60 г).
14. Какие объемы 60%  $H_2SO_4$  ( $\rho=1,1$  г/мл) второй раствор нужно смешать, чтобы получить 10л 27% раствора ( $\rho=1,2$  г/мл)? (Ответ 2,25л; 7,75 л).
15. Сколько воды необходимо прибавить к 500 мл 20% р-ра  $NaCl$  ( $\rho=1,152$  г/мл), чтобы получить 4,5% р-р? (Ответ 1988 г).
16. К 950 г  $H_2O$  прибавить 50мл 48% раствора  $H_2SO_4$  ( $\rho=1,38$  г/мл). вычислите процентное содержание  $H_2SO_4$  в полученном растворе. (Ответ 3,25%).
17. 17. Какой объем р-ра  $H_2SO_4$  ( $\rho=1,8$  г/мл) с  $\omega\% = 88\%$  надо взять для приготовления раствора кислоты объемом 300мл и плотностью 1,3г/мл с массовой долей  $H_2SO_4$  40%? (Ответ 98,5 мл).
18. К раствору  $H_2SO_4$  объемом 400мл ( $\rho=1,1$ г/мл) и  $\omega\%=15\%$  добавили воду массой 60г. Определить массовую долю  $H_2SO_4$  в полученном растворе. (Ответ 13,2%).
19. В лаборатории имеется раствор с массовой долей  $NaOH$  30% ( $\rho=1,33$  г/мл). Какой объем этого раствора надо взять для приготовления раствора объемом 250мл с массовой долей  $NaOH$  14% ( $\rho=1,15$  г/мл)? (Ответ 100,9 мл).
20. К раствору массой 250г, массовая доля соли в котором составляет 10%, прили воду объемом 150мл. Определить  $\omega\%$  соли в полученном р-ре. (Ответ 6,25%).
21. В  $H_2O$  объемом 200мл растворили образец соли, получив раствор с  $\omega\%=20\%$ . К этому раствору еще добавили  $H_2O$  объемом 150мл. Определить  $\omega\%$  соли в полученном растворе. (Ответ 12,5%).
22. Какую массу раствора карбоната калия с  $\omega\%=40\%$  надо прибавить к воде массой 500 г для получения 15% р-ра  $K_2CO_3$ ? (Ответ 300 г).

23. Какую массу 20% раствора NaCl необходимо добавить к воде объемом 40мл для получения 6% раствора NaCl? (Ответ 17,1).

24. Через 1 л раствора NH<sub>3</sub> с массовой долей 10% ( $\rho=0,96$  г/мл), пропустили 10л NH<sub>3</sub>(н.у). Вычислить  $\omega\%$  NH<sub>3</sub> в образовавшемся растворе. (Ответ 16,6%).

25. В 1000 граммах воды растворили 219 г кристаллогидрата CaCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O. Определите массовую долю хлорида Ca в полученном растворе. (Ответ 9,1%).

26. Кристаллогидрат CoCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O массой 476 растворили в H<sub>2</sub>O. При этом получился раствор с массовой долей CoCl<sub>2</sub> 13,15%. Определить массу воды, которая пошла на растворение. (Ответ 1501 г).

27. Сколько кристаллогидрата FeSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O необходимо взять, чтобы приготовить 10кг. 5% раствора FeSO<sub>4</sub>? (Ответ 914 г).

28. Смешали 4 л 15%-ного раствора соли с 5 л 20%-ного соли к смеси добавили 1 л чистой воды. Какова концентрация полученной смеси? (Ответ 16 %).

29. Какова будет массовая доля азотной кислоты в растворе, если к 40 мл 96%-ного раствора HNO<sub>3</sub> (плотность 1,5 г/мл) прилить 30 мл 48%-ного раствора HNO<sub>3</sub> (плотность 1,3 г/мл)? (Ответ 77,1%).

30. Определите, сколько нужно взять растворов соли 60%-й и 10%-й концентраций для приготовления 300 г раствора 25%-й концентрации? (Ответ  $m_1 = 90$  г,  $m_2 = 210$  г).

### **Задачи на смеси с применением правила креста**

1. Сколько нужно взять 10% и 30% растворов марганцовки для приготовления 200г 16% раствора марганцовки?

2. Смешали 300г 20% и нужное количество 40% раствора. Чтобы получить 32% раствор. Сколько взяли 40% раствора?

3. Сколько граммов 35% раствора марганцовки надо добавить к 325г воды, чтобы концентрация марганцовки составила 10%?

4. Сколько граммов воды нужно добавить к 5% иодной настойке массой 100г, чтобы концентрация иода уменьшилась до 1%?

5. Сколько килограммов 5% раствора соли надо добавить к 15кг 10% раствора, чтобы получить 8% раствор?
6. При смешивании 5% и 40% растворов кислоты получили 140г 30% раствора кислоты. Сколько грамм каждого раствора было взято?
7. Смешали 40% клубничный сироп и 20% малиновый сироп. Сколько грамм каждого сиропа взяли, если получили 360г ягодного сиропа с содержанием сахара 25%?
8. Имеется творог двух сортов. Жирный содержит 20 % жира, а нежирный – 5 %. Определить процент жирности получившегося творога, если смешали:
- А) 2 кг жирного и 3кг нежирного;  
Б) 3 кг жирного и 2кг нежирного.
9. Индийский чай дороже грузинского на 25%. В каких пропорциях надо смешать индийский чай с грузинским, чтобы получить чай на 20% дороже грузинского?
10. Кусок сплава массой 36кг. Содержит 45% меди. Какую массу меди нужно добавить к этому куску, чтобы полученный новый сплав содержал 60% меди?
11. Смешав 70%-й и 60%-й растворы кислоты и добавив 2 кг. Чистой воды, получили 50%-й раствор кислоты. Если бы вместо 2кг. Воды добавили 2кг. 90%-го раствора той же кислоты, то получили бы 70%-й раствор кислоты. Сколько килограммов 70%-го раствора использовали для получения смеси?
12. Сироп содержит 18% сахара. Сколько килограммов воды нужно добавить к 40кг. Сиропа, чтобы содержание сахара составило 15%?

#### 2.4. Термины (Лекция 2)

• **Концентрация раствора (C)** – это отношение количества растворенного вещества (A) к объему раствора (V). Другими словами, C (A) показывает количество вещества в единице объема раствора.

• **Количество вещества** - физическая величина характеризующая количество однотипных структурных единиц, содержащихся

в веществе. Под структурными единицами понимаются любые частицы, из которых состоит вещество (атомы, молекулы, ионы, электроны или любые другие частицы). Единица измерения количества вещества – моль.

• **Растворимостью** называется способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Мерой растворимости вещества при данных условиях является его содержание в насыщенном растворе.

• **Насыщенный раствор.** Раствор, в котором данное вещество при данной температуре уже больше не растворяется, называется насыщенным.

• **Массовая доля** – отношение массы данного компонента в растворе к общей массе этого раствора. Массовая доля может быть выражена в долях единицы или процентах (%).

• **Титр (Т)** – число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора. Единица измерения титра – г/мл, кг/см<sup>3</sup>

## 2.5. Вопросы для самоконтроля и проверки усвоенных знаний и навыков (Лекция 2)

1. Общие правила работы со стеклом.
2. Как гнуть и тянуть стеклянные трубки.
3. Разрезание стеклянных трубок.
4. Посуда, используемая для приготовления растворов. Мерная посуда.
5. Что называется раствором?
6. Способы выражения концентрации.
7. Смешение растворов. Расчеты при приготовлении растворов.
8. Правило Креста. Графический метод расчета.
9. Техника приготовления растворов.

10. Какие виды растворов существуют?
11. Что такое концентрация?
12. Что такое молярность? Каковы её единицы измерения?
13. Что такое нормальность? Каковы её единицы измерения?
14. Титр и его единицы измерения?
15. Закон эквивалентов для растворов?
16. Связь процентной концентрации с молярностью и нормальностью.

## **2.6. Используемые информационные ресурсы (Лекция 2)**

1. Техника лабораторных работ по органической химии / А.И. Мовчан, М.А. Казымова, Т.Г. Маннафов, И.И. Стойков, Н.Н. Втюрина; науч. ред. И.С. Антипин. – Казань: КГУ, 2003. – 123 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2014.-752 с.
3. Смолина Т.А. Практические работы по органической химии / Т.А. Смолина, Н.В. Васильева, Н.Б. Куплетская. – М.: Просвещение, 1986. – 303 с.
4. Коровин Н.В. Лабораторные работы по химии / Н.В. Коровин, Э.И. Мингулина, Н.Г. Рыжова. – М.: Высшая школа, 2001. – 256 с.
5. Технологии по работе со стеклом. [Электронный ресурс] URL: <http://patlah.net/etm/etm-01/teh%20steklo/steklo-2/steklo-2.htm>
6. Голь М.М. Руководство по основам стеклодувного дела. [Электронный ресурс] / М.М. Голь // Электронный журнал «Химия и Химики». – 2008. – № 1. – URL: <http://chemistry-chemists.com/N1/35-107.pdf> (дата обращения 21.12.13).



## МЕТОДЫ ОЧИСТКИ ХИМИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

### Содержание Лекции 3

1. Методы очистки химических веществ: дистилляция, возгонка, перекристаллизация, ректификация и др.
2. Занимательные опыты, демонстрирующие методы очистки химических веществ.

### 3.1. Основные методы очистки химических веществ

Успехи химии за последние десятилетия исключительно велики и не менее значителен технический прогресс в области чистых веществ. За 30–40 лет изменилось в корне само понятие о чистом веществе (в частности, о "химически чистом") и возросли требования к реактивам лабораторного назначения. Создана заново новая отрасль химии, занимающаяся особо чистыми, сверхчистыми веществами.

Если 30 лет тому назад лучшие образцы реактивов содержали не менее  $1 \cdot 10^{-2}$  –  $1 \cdot 10^{-3}$  % примесей многих элементов, то теперь выпускаются отечественные сверхчистые материалы, содержание отдельных примесей в которых не превышает  $1 \cdot 10^{-8}$  –  $1 \cdot 10^{-10}$  %.

Следует иметь в виду, что при производстве чистых веществ, как правило, очень легко удастся снизить содержание примесей с 0,1–1% до сотых долей процента. Дальнейшая очистка является значительно более сложной и трудоемкой задачей. Снижение на один порядок содержания той или иной примеси, начиная с  $10^{-3}$  %, требует применения специальных методов очистки.

При работе с реактивами надо всегда помнить, что снижение содержания примесей даже на один порядок приводит к очень резкому возрастанию (в геометрической прогрессии) цены реактива.

Поэтому не следует использовать для малоответственных работ препараты высокой чистоты.

По существующему в России положению для реактивов установлены квалификации: "чистый" (ч.), "чистый для анализа" (ч.д.а.), "химически чистый" (х.ч.) и "особо чистый" (ос.ч.), последняя иногда делится на несколько марок.

Реактивы квалификации "чистый" могут с успехом применяться в самых разнообразных лабораторных работах как учебного, так и производственного характера.

Реактивы "чистые для анализа", как показывает само название, предназначены для аналитических работ, выполняемых с большой точностью. Содержание примесей в препаратах ч.д.а. настолько мало, что обычно не вносит заметных погрешностей в результаты анализа. Эти реактивы вполне могут быть использованы в научно-исследовательских работах.

Наконец, реактивы квалификации "химически чистый" предназначены для ответственных научных исследований, они используются также в аналитических лабораториях в качестве веществ, по которым устанавливаются титры рабочих растворов.

Эти три квалификации охватывают все реактивы общего назначения. Совершенно недопустимо и бессмысленно использовать дорогие вещества особой чистоты для выполнения рядовых аналитических и научных работ.

В настоящем учебном пособии приводятся самые простые способы очистки веществ, которые должен знать и уметь применять любой химик.

## **Перекристаллизация**

*Очистка растворимых солей методом перекристаллизации.*  
Метод перекристаллизации основан на различной растворимости веществ и загрязняющих их примесей в зависимости от температуры. Очистку вещества методом перекристаллизации проводят по

следующей схеме: при повышенной температуре готовят насыщенный раствор очищаемого вещества, затем для удаления нерастворимых примесей раствор фильтруют через воронку для горячего фильтрования и охлаждают до низкой температуры. При понижении температуры растворимость вещества понижается и основная часть очищаемого вещества выпадает в осадок, растворимые примеси остаются в растворе, поскольку относительно них раствор остается ненасыщенным. Выпавшие кристаллы отделяют от маточного раствора и высушивают.

В зависимости от свойств очищаемого вещества возможны различные методики проведения перекристаллизации.

### **Перекристаллизация без удаления растворителя**

Метод применяется для солей, растворимость которых сильно зависит от температуры (например, нитрат натрия, алюмокалиевые квасцы, сульфат меди (II) и др.). Раствор после горячего фильтрования охлаждают на воздухе до низкой температуры, выпавшие кристаллы отфильтровывают. Возможно, также провести перекристаллизацию без удаления растворителя для солей, растворимость которых мало зависит от температуры. В этом случае применяется метод высаливания. Для этого раствор после горячего фильтрования охлаждают до комнатной температуры и добавляют равный по объему раствор концентрированной соляной кислоты, при этом очищаемое вещество выпадает в осадок.

### **Перекристаллизация с удалением растворителя**

Метод применяется для солей, растворимость которых мало зависит от температуры (например, хлорид натрия и др.). Раствор после горячего фильтрования переносят во взвешенную фарфоровую чашку и упаривают на водяной бане приблизительно до половины объема. Затем раствор охлаждают до комнатной температуры. Выпавшие кристаллы отфильтровывают.

Перекристаллизованное вещество (за исключением хлорида аммония и кристаллогидратов) сушат в сушильном шкафу до постоянной массы. Хлорид аммония и кристаллогидраты высушивают на воздухе. Сухие соли помещают в герметичные склянки.

**Возгонка.** *Очистка летучих веществ методом сублимации (возгонки).* Метод применяется для очистки твердых веществ, способных при нагревании переходить непосредственно из твердой фазы в газообразную, минуя жидкую фазу. Образующийся газ конденсируется охлаждаемой частью прибора. Сублимацию обычно проводят при температуре, близкой к температуре плавления вещества. Метод применим для очистки от примесей, которые не способны возгоняться. Возгонкой можно очистить йод, серу, хлорид аммония.

### **Дистилляция и ректификация**

Очистка веществ дистилляцией основана на том, что при испарении смеси жидкостей пар получается обычно иного состава – происходит его обогащение легкокипящим компонентом смеси. Поэтому из многих смесей можно удалить легко кипящие примеси или, наоборот, перегнать основное вещество, оставив трудно кипящие примеси в перегонном аппарате.

Часто приходится сталкиваться с системами, при перегонке которых все компоненты отгоняются в неизменном соотношении (азеотропные смеси). В этом случае разделения не происходит и очистка перегонкой невозможна. В качестве примеров азеотропных смесей можно привести водные растворы HCl (20,24 % HCl) и этилового спирта (95,57 % C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH).

Наиболее простой вариант перегонки – перегонка при обычном давлении, который заключается в нагревании жидкости до кипения и конденсации её паров. Перегонку проводят в приборе, состоящем из колбы Вюрца (или круглодонной колбы с газоотводной трубкой), прямого холодильника, колбы-приемника, аллонжа, термометра и нагревательного прибора. Загрязненную жидкость нагревают

в перегонной колбе до температуры кипения, пары отводят в холодильник и собирают сконденсировавшуюся жидкость в приемник.

Для получения чистых веществ (особенно при глубокой очистке) вместо простой дистилляции предпочитают использовать **ректификацию**, то есть процесс, при котором происходит автоматическое сочетание процессов дистилляции и конденсации. Не вдаваясь в теорию ректификации, укажем лишь, что в ректификационной колонне пар встречается с различными фракциями конденсата, при этом часть менее летучего компонента конденсируется из пара в жидкость, а часть более летучего компонента переходит из жидкости в пар.

Проходя через множество полок ("тарелок") ректификационной колонны, пар успевает настолько обогатиться более летучим компонентом, что на выходе из колонны практически содержит только этот компонент (или азеотропную смесь). Степень разделения зависит от того, насколько пар обедняется примесью по сравнению с жидкой фазой.

**Химическое осаждение.** Одним из простейших методов разделения веществ, в частности очистки реактивов, является перевод примеси (или основного вещества) в осадок. Это может быть достигнуто, если при действии подходящего реагента удаляемый компонент смеси образует малорастворимое соединение, например, выделение примеси  $\text{Fe}^{3+}$  в  $\text{NH}_4\text{Cl}$  при действии гидрата аммиака (гидроксида аммония, «нашатырного спирта»):



Значительно чаще приходится иметь дело с такими комбинациями ионов, каждый из которых может реагировать с реактивом-осадителем, давая малорастворимые вещества. В этом случае необходимо использовать различие в произведениях растворимости (ПР), создавая условия, в которых электролиты,

имеющие наибольшую растворимость (наибольшее значение ПР). остаются в растворе.

Так, для отделения примеси  $Ba^{2+}$  в солях  $Sr^{2+}$  достаточно добавить к раствору очищаемой соли небольшое количество  $H_2SO_4$ .

## Экстракция

Экстракционный метод разделения веществ применяют уже в течение многих десятилетий, особенно в аналитической химии, но только в последнее время он приобрел очень важное значение для получения чистых и сверхчистых веществ. Метод основан на извлечении одного из компонентов раствора с помощью несмешивающегося с раствором органического растворителя.

Экстрагируемый компонент распределяется между раствором и слоем органического растворителя в отношении, зависящем от коэффициента распределения:

$$K = C_{\text{орг}}/C_{\text{раств}}$$

Достоинства экстракционного метода следующие:

- экстракцию можно проводить из чрезвычайно разбавленных растворов (при достаточно большом коэффициенте распределения)
- при экстрагировании не происходит соосаждения и экстрагируемое вещество может быть количественно выделено в чистом виде
- метод позволяет разделять такие вещества, которые не удастся разделить иными методами, например, при очистке солей уранила от примесей Fe, В, Мо и др.

В большинстве случаев экстракции подвергаются соединения катионов с органическими реагентами (дитизоном, оксином и др.). В качестве органических растворителей часто используют диэтиловый эфир, хлороформ, амины и сложные эфиры, в частности трибутилфосфат.

## Хроматография

Хроматография – это метод разделения смеси веществ. Хроматографический метод химического анализа был открыт русским ботаником М.С. Цветом в 1903 году. Метод основан на различной способности веществ к адсорбции на определенном адсорбенте в присутствии среды – растворителя (жидкостная хроматография) или газовой фазы (газовая хроматография). Если раствор, содержащий смесь веществ, фильтровать через высокий слой адсорбента, то в такой адсорбционной колонке вещества расположатся сверху вниз зонами, в порядке уменьшения адсорбционной способности вещества: первая зона будет отвечать веществу с лучшей адсорбционной способностью, последняя – с худшей. В каждой из зон окажется почти исключительно только одно вещество из смеси. При промывании колонки чистым растворителем адсорбированные вещества смещаются вниз, но с различной скоростью (меньшей у лучше адсорбирующихся вещества), что способствует более четкому разделению зон. Работая с окрашенными веществами, Цвет назвал получаемые им серии зон *хроматограммами* (от греч. *хромос* – цвет, *графо* – пишу). В дальнейшем этот термин стал применяться при анализе и бесцветных веществ. Хроматографический анализ прост и настолько чувствителен, что может разделить даже очень близкие по природе вещества. Количественное определение компонентов смеси производится с использованием специального оборудования – *хроматографа*.



Рис. 5. Цвет М.С.

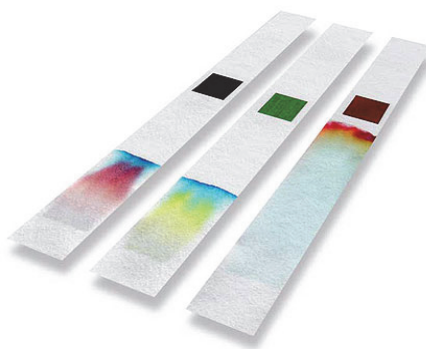


Рис. 6. Хроматограммы

Метод хроматографии особенно важен для концентрирования веществ, содержание которых в исходном растворе очень мало, а также для получения чистых препаратов. Многие фармацевтические и органические препараты очищают и получают в чистом виде при помощи этого метода. Почти во всех случаях, когда поставлена задача очистки или отделения какого-либо вещества из смеси, находящейся в растворе, хроматография и ионный обмен могут оказаться надежными методами.

Для ионного обмена применяют так называемые иониты, представляющие собой неорганические или органические адсорбенты (преимущественно смолы разных марок). По своим химическим свойствам они разделяются на следующие группы: катиониты, аниониты и амфолиты. Катиониты обменивают катионы. Аниониты обладают способностью обменивать анионы. Амфолиты способны обменивать как катионы, так и анионы в зависимости от рН среды и свойств вещества, которое должно быть поглощено ионитом.

Иониты способны к ионному обмену до полного насыщения их поглощаемым ионом. Отработанные иониты регенерируют путем промывания катионитов кислотой, анионитов - щелочами. В элюате (жидкость, получаемая при промывании ионита) будут находиться адсорбируемые ионитом ионы.

### **3.2. Опыты к теме: Очистка химических веществ**

Что такое занимательные опыты, занимательный химический эксперимент? Как и когда показывать опыты? Каким учащимся, какие опыты показывать? Для ответа на эти вопросы, обратим внимание на слово «занимательный».

- Значение слова «Занимательный» по Ефремовой: Занимательный - способный привлечь внимание, возбудить интерес; увлекательный, интересный.



- Значение слова «Занимательный» по Ожегову: Занимательный – способный занять внимание, воображение, интересный.

- Значение слова «Занимательный» по словарю Ушакова: Занимательный – возбуждающий интерес, внимание.

Таким образом, «Занимательный» – это не есть фокус. Каждый опыт может быть занимательным для определенной аудитории. Для учеников в начальной школе опыты, демонстрируемые учителем в виде фокусов, будут интересны. Для учеников среднего звена (7 класс), которые еще не изучают химию по программе, но посещают факультатив, занимательными будут опыты, которые они могут провести самостоятельно дома. А для ребят старших классов, которые занимаются научно-исследовательской деятельностью, занимательными будут опыты, которые характеризуются своей новизной и имеют научную ценность.

По теме «Методы очистки химических веществ» можно предложить несколько опытов, которые иллюстрировали бы теоретические основы.

### **Опыт 1. Возгонка: йода, бензойной кислоты, нафталина**

Некоторые органические и неорганические вещества способны возгоняться. Чаще всего, для демонстрации понятия сублимации (возгонки) используют: кристаллический йод, бензойную кислоту или нафталин.

Возгонка или сублимация – переход твердого вещества в газообразное состояние, минуя жидкую фазу. Характерно для веществ с молекулярной кристаллической решеткой.

#### **Опыт 1а. «Иней»**

Насыпьте на дно химического стакана слой нафталина или бензойной кислоты высотой 0,5 – 1 см и укрепите в нем несколько еловых или березовых веточек. Стакан поставьте на электроплитку, а

сверху на него наполненную водой круглодонную колбу (рис. 7). Через некоторое время после начала нагревания веточки покроются блестящими кристаллами, похожими на иней.



Рис. 7. Нафталиновый иней



Рис. 8. Иней из бензойной кислоты

### **Опыт 1б. «Возгонка йода»**

Возгонка (сублимация) – простой и эффективный метод, который позволяет отчистить йод от нелетучих примесей. На дно стакана помещают технический йод, подлежащий очистке. Стакан накрывают круглодонной колбой, заполненной холодной водой, ставят на песочную баню и включают нагрев. В стакане появятся слабо-фиолетовые пары, а на поверхности колбы начнут оседать игольчатые кристаллы йода. Первые кристаллики йода прилегают к поверхности неплотно, поэтому они иногда падают назад на дно стакана.

При дальнейшем нагреве пары йода приобретают темную окраску (см. рис. 9 на цветной вкладке III). Количество йода, который сконденсировался на дне колбы, увеличивается. Кристаллы начнут образовывать на поверхности стекла плотную корку. Если вода в

колбе слишком нагреется, ее можно слить и заменить холодной, используя устройство типа сифона. В конце возгонки пары йода в стакане бледнеют, а на дне остается небольшое количество нелетучих примесей. Нагревание прекращают, после охлаждения песочной бани колбу снимают и отделяют йод с помощью пластмассового шпателя. Хранят йод в плотно закрытых банках или запаянных ампулах.

### Опыт 1в. «Метель в банке»

Для проведения этого опыта необходим аквариум или большая 5 литровая банка. Суть и методика проведения опыта та же, что и в опыте 1а, только присутствует внешнее различие.

В аквариуме установите электроплитку, на неё поставьте фарфоровую чашку с бензойной кислотой, также разместите еловую веточку и пучки травы. Вскоре после начала нагревания бензойной кислоты сад покроется хлопьями «снега».



Рис. 10. Возгонка бензойной кислоты

При проведении возгонки, необходимо соблюдать правила техники безопасности. Нельзя допускать попадания паров

**(нафталина, бензойной кислоты и т.д.) в воздух помещения. Они токсичны!!!**

## **Опыт 2. Выращивание кристаллов**

Опыты по выращиванию кристаллов могут быть проведены учениками самостоятельно в домашних условиях. Так же очень любят многие учителя на первых занятиях химических кружков выращивать кристаллы с детьми. Существует много вариантов исполнения подобных опытов. Чаще всего используют реактивы, которые легкодоступны, и их можно приобрести в магазинах самостоятельно: медный купорос ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), поваренная соль ( $\text{NaCl}$ ), сахар и др. Кроме того, в настоящее время в свободной продаже имеются наборы юных химиков, где все необходимое для опытов сразу укомплектовано. И, пользуясь инструкцией, вполне возможно все сделать самостоятельно и в домашних условиях.

Выращивание кристаллов – процесс очень интересный, но бывает достаточно длительным. Полезно знать, какие процессы управляют их ростом; почему разные вещества образуют кристаллы различной формы, а некоторые их вовсе не образуют; что надо сделать, чтобы они получились большими и красивыми.

Если кристаллизация идёт очень медленно, получается один большой монокристалл, если процесс протекает быстро – то образуется множество мелких кристалликов (или поликристалл).

Выращивание кристаллов в домашних условиях можно проводить разными способами. Например, охлаждая насыщенный раствор. С понижением температуры растворимость веществ уменьшается, и они выпадают в осадок. Сначала в растворе и на стенках сосуда появляются крошечные кристаллы-зародыши. Когда охлаждение медленное, а в растворе нет твёрдых примесей (скажем, пыли), зародышей образуется немного, и постепенно они превращаются в красивые кристаллики правильной формы. При быстром охлаждении образуется много мелких кристалликов, почти

все они не имеют правильной формы, поскольку рост одновременно множества кристаллов мешает друг другу.

Выращивание кристаллов можно осуществить и другим способом – постепенным удалением воды из насыщенного раствора. И в этом случае, чем медленнее удаляется вода, тем лучше получается результат. Оставьте открытым сосуд с раствором при комнатной температуре на длительный срок, накрыв его листом бумаги, – вода при этом будет испаряться медленно, и пыль в раствор попадать не будет. Растущий кристаллик можно либо подвесить в насыщенном растворе на тонкой прочной нитке, либо положить на дно сосуда. В последнем случае кристаллик периодически надо поворачивать на другой бок.

Выращивание кристаллов – процесс занимательный, но требующий бережного и осторожного отношения к своей работе. Теоретически размер кристалла, который можно вырастить в домашних условиях таким способом, неограничен.

Но, к сожалению, есть некоторые особенности их хранения. Например, если кристаллик квасцов оставить открытым на сухом воздухе, он, постепенно теряя содержащуюся в нём воду, превратится в невзрачный серый порошок. Чтобы предохранить кристалл от разрушения, его можно покрыть бесцветным лаком. Медный купорос и поваренная соль – более стойки и вы смело можете с ними работать.

### **Опыт 2а. Выращиваем сладкие кристаллы**

У выращивания кристаллов даже две пользы! Первая – сладость для детей, а вторая – изучение химии, ребята на всю жизнь запомнят веселый, вкусный, сладкий эксперимент (см. рис. 11 «Сладкие кристаллы – леденцы на палочке» на цветном вкладыше III).

Вам понадобятся ингредиенты: баночки с широким горлышком или стаканы, деревянные шпажки, прищепки, пищевые красители, ароматизаторы, много-много сахара и много-много терпения!

Пропорции сахара и воды – на 10 стаканов сахара потребуется 4 стакана воды. Налить в кастрюлю 4 стакана воды и насыпать 4 стакана сахара, поставить на огонь (учтите, что раствор наш увеличится в объеме, кастрюлю возьмите соответствующую), на среднем огне довести до закипания и добавить остальной сахар, при этом регулярно помешивая. Когда сахар весь растворится, снять кастрюлю с огня на 15 минут. Пока наш раствор остывает, подготовим палочки. Обязательно, необходимо намочить деревянные палочки водой, затем обмакнуть в сахар, чтобы положить начало образованию кристаллов, на мокрые палочки – сахар хорошо прилипнет.

После этого нужно обязательно дать палочкам с прилипшим сахаром полностью высохнуть, если даже слегка палочки будут влажными – у вас ничего не получится, когда вы их поместите в горячий сахарный раствор, весь сахар осыпется и новым кристаллам не на чем будет расти.

Налить сахарный сироп в стеклянные баночки или стаканы, добавить пищевые красители. Медленно опустить палочки в раствор и закрепить прищепками. Будьте внимательны, палочки не должны касаться ни дна банки, ни друг друга, между ними должно оставаться расстояние, для образования кристаллов (см. рис. 12 «Приготовление насыщенного раствора сахара» на цветном вкладыше IV).

Поставить баночки в теплое или солнечное место. Кристаллы будут готовы через неделю.

### **Опыт 2б. Выращиваем кристаллы поваренной соли**

Кристаллы поваренной соли (ее еще называют каменной) NaCl представляют собой бесцветные прозрачные кубики. Налейте в стакан воды и поставьте его в кастрюлю с теплой водой (водяная баня). Положите в стакан с водой 2 столовых ложки пищевой соли, перемешайте. После растворения первой порции, положите еще одну ложку соли и размешайте. Повторяйте это до тех пор, пока соль уже не перестанет растворяться, а будет оседать на дно стакана. Таким

образом, мы получим насыщенный раствор соли. Будет лучше если мы отфильтруем насыщенный раствор соли, избавившись при этом от лишней соли на дне. Выберите любой понравившийся более крупный кристаллик поваренной соли и привяжите за нитку и подвести, таким образом, чтобы он не касался стенок стакана. Данную конструкцию необходимо поставить в прохладное место. Нежелательно вытаскивать кристаллы из раствора без необходимости. Уже через пару дней можно заметить значительный рост кристаллов. Кроме того, можно добавлять красители в раствор и тогда кристаллы будут окрашены по вашему усмотрению.

### **Опыт 2в. Выращиваем кристаллы медного купороса**

Принцип выращивания кристаллов медного купороса идентичен выращиванию кристаллов поваренной соли. Однако, медный купорос - химически более активная соль. Поэтому для успешного проведения опыта лучше использовать дистиллированную воду, то есть не содержащую других растворённых в ней солей. Примеси (особенно карбонаты в жёсткой воде) вступают в химические реакции с медным купоросом, из-за чего раствор портится и мутнеет. Если учесть все замечания, то получатся красивые синие друзы кристаллов (см. рис. 13 на цветном вкладыше IV) Можно избежать роста отдельных граней кристалла, достаточно на грани нанести раствор вазелина или жира.

### **Опыт 2г. Выращиваем кристаллы меди**

Для проведения опыта необходимы: медный купорос ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), поваренная соль ( $\text{NaCl}$ ), фильтровальная бумага, стальная пластинка по форме сечения ёмкости (немного меньшего периметра). Можно использовать стальную стружку или кнопки, скрепки или гвозди.

На дно емкости равномерно по площади положите немного медного купороса. Сверху - поваренную соль и накройте всё это вырезанным из фильтровальной бумаги кругом по форме емкости.

Сверху разместите железную пластинку (или засыпьте стальной стружкой, положите кнопку и т.д.). Всё это вместе надо залить насыщенным раствором поваренной соли. Оставьте ёмкость на неделю. За это время должны вырасти красные кристаллики меди, таким же образом можно выращивать и другие кристаллы из других солей (см. рис. 14, 15 и 16 «Выращивание кристаллов меди», «Разнообразии кристаллов» и «Выращивание кристаллов на каркасе» на цветных вкладках V и VI).

### **Опыт 3. Очистка твердых веществ от примесей** **методом перекристаллизации**

Очистка твердых веществ от примесей методом перекристаллизации является частным случаем более общей задачи по разделению твердых смесей соединений на отдельные компоненты.

Выбор метода определяется как природой разделяемых веществ, так и степенью требуемой чистоты. Для очистки твердого вещества от примесей наиболее широко используется метод перекристаллизации из растворов.

В его основу положено как изменение растворимости вещества с изменением температуры, так и различие в растворимости вещества и загрязняющих примесей в выбранном растворителе.

Перекристаллизация – это растворение загрязненного вещества при нагревании в подходящем растворителе и последующее выпадение его в осадок в виде кристаллов из раствора при охлаждении, когда раствор становится перенасыщенным. Примесь должна быть либо нерастворимой при нагревании (тогда её можно отделить фильтрованием горячего раствора), либо хорошо растворяться (тогда она останется в маточном растворе и после охлаждения и выпадения в осадок чистого вещества).

Примеси, хорошо растворимые при любой температуре, останутся в маточном растворе. Примеси, плохо растворяющиеся даже при температуре кипения растворителя, отфильтруются при горячем



фильтровании. При повторной перекристаллизации можно получить более чистое вещество. Насыщенный раствор, остающийся после фильтрования выпавших кристаллов, называется маточным. Концентрируя маточный раствор упариванием, можно получить дополнительную порцию очищаемого вещества.

Для успешного проведения перекристаллизации решающее значение имеет правильный выбор растворителя. Выбор производится, исходя из основных требований к растворителю.

### ***Требования к растворителю:***

1. Не должен химически взаимодействовать с очищаемым веществом.

2. Должен иметь достаточно низкую температуру кипения.

3. Должен хорошо растворять очищаемый продукт при нагревании и плохо – при охлаждении.

4. Не должен растворять примеси (тогда они отделяются фильтрованием) или должен их растворять намного лучше, чем очищаемое вещество. В этом случае они не выпадают в осадок вместе с очищаемым продуктом, остаются в маточном растворе.

5. Желательно, чтобы растворитель был дешевым и безопасным в работе.

Сведения о растворимости органических соединений находят в справочной литературе. Если таких сведений нет, то подбирают растворитель на основании пробирочных опытов. При этом необходимо руководствоваться общим правилом: подобное растворяется в подобном, т.е. полярное вещество имеет большую склонность растворяться в полярном растворителе, а неполярное вещество в неполярном растворителе.

Кончиком шпателя берут пробу вещества, помещают ее в пробирку и прибавляют несколько капель растворителя. Если вещество полностью и сразу растворяется, то данный растворитель не пригоден для целей перекристаллизации. Если вещество не растворяется, то

пробирку осторожно нагревают, постепенно доведя содержимое до кипения. В случае неполного растворения вещества, добавляют еще несколько капель растворителя и опять нагревают. Если вещество растворилось полностью, то раствор охлаждают. В случае же неполного растворения проводят горячее фильтрование. Если по мере охлаждения раствора обильно выпадают кристаллы, имеющие четкую температуру плавления, то растворитель считается пригодным для перекристаллизации. Из большого опыта подбора растворителей следует, что, если в 2–5 мл растворителя растворяют 0,1–0,5 г вещества при нагревании, то он оказывается подходящим для перекристаллизации. Если не удастся подобрать индивидуальный растворитель, то используют смесь растворителей, из которых один хорошо, а другой плохо растворяет очищаемое вещество. Часто применяют водные растворы спиртов, смесь бензола и предельных углеводородов, эфира и хлороформа. По разным причинам, например из-за присутствия окрашенных смолистых примесей, раствор вещества может оказаться окрашенным. В этом случае проводят дополнительную операцию по его обесцвечиванию: в горячий насыщенный раствор добавляют адсорбент и смесь кипятят в течение 5–10 минут. Растворы в полярных растворителях обесцвечивают активированным углем. Растворы в неполярных растворителях (в гексане, бензоле,  $\text{CCl}_4$ ) обесцвечивают оксидом алюминия. Если раствор полностью не обесцвечивается, то обработку с адсорбентом повторяют.

#### **Опыт 4. Простая перегонка**

Простая перегонка, это один из первых опытов, с которыми знакомят детей желающих заниматься химией углубленно. Знание методики перегонки необходимы для участников олимпиад, его часто включают в экспериментальные туры. В первую очередь школьников знакомят с набором посуды необходимым для проведения этого опыта, далее учат правильно собирать прибор (рис.15). Экспериментальные

задачи часто включают в себя вопросы по названию посуды и исправлению ошибок при сборке прибора. Для проведения занятия со школьниками обычно перегоняют простую воду с раствором перманганата калия. Таким образом, получают дистиллированную воду, если в лаборатории нет дистиллятора. Также используют простую перегонку для разделения нефти на фракции.

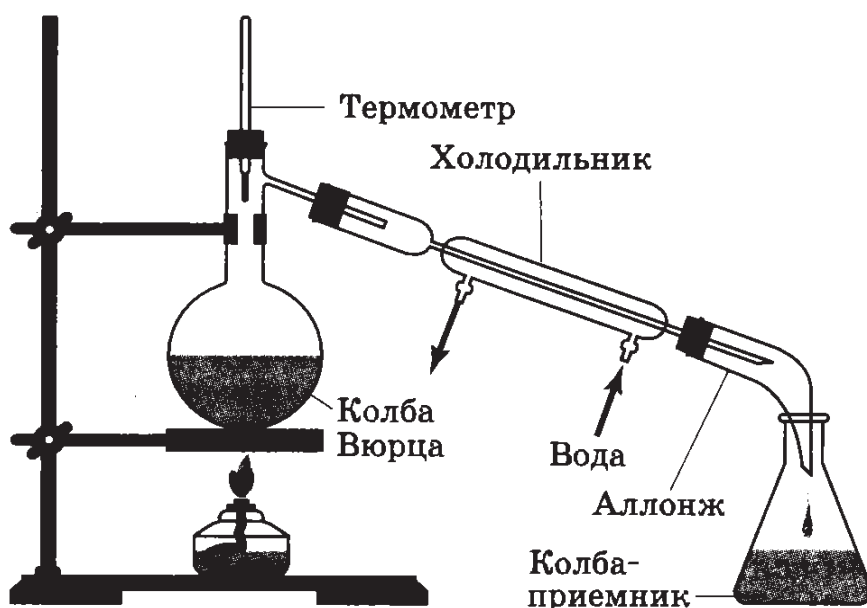
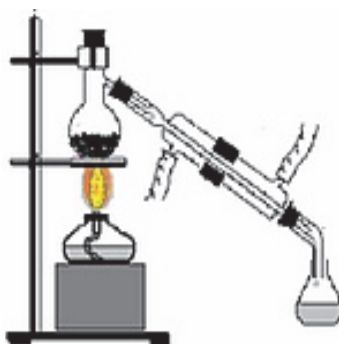


Рис.17. Простая перегонка

**Пример олимпиадного задания**



*Нефть – густая маслянистая жидкость, ценное полезное ископаемое. В её составе обнаружено около 900 веществ. Первичная переработка нефти заключается в разделении её на отдельные фракции-группы веществ с близкими температурами кипения. Наиболее используемая фракция – бензин (температура кипения от 40°С до 200°С).*

### **Задание**

- а. Чем необходимо дополнить установку, представленную на рисунке, для выделения бензиновой фракции из нефти?*
- б. Как называется способ разделения веществ, применяемый в данном случае?*
- с. Назовите химическую посуду и необходимое лабораторное оборудование, используемое в данной установке.*

### **Разделение смесей**

Разделение смесей – часто встречающаяся экспериментальная задача на школьных турах олимпиад для 8-го класса по химии. При решении подобных задач, необходимо четко разделять химические и физические свойства веществ, и знать приемы, на которых основан принцип разделения смесей. Методы: флотация, декантация, дистилляция, намагничивание, фильтрование, выпаривание.

### **3.3. Примеры олимпиадных заданий**

*1. Чтобы Золушка не смогла поехать на бал, мачеха придумала ей работу: она смешала древесные стружки с мелкими железными гвоздями, сахаром и речным песком и велела Золушке очистить сахар, а гвозди сложить в отдельную коробку. Золушка быстро справилась с заданием и успела поехать на бал. Объясните, как можно быстро справиться с заданием мачехи.*

2. У вас есть три баночки, в каждой из которых находится смесь двух веществ. Ваша задача – разделить каждую смесь и поместить чистые вещества в новые баночки. Кратко опишите, как вы это будете делать для следующих смесей:

- а) смесь порошка мела и поваренной соли;
- б) раствор поваренной соли в воде
- в) смесь песка и древесных опилок.

Какие процессы, физические или химические, вы использовали для разделения смесей?

3. Юный любитель химии раздобыл порошок серебра, захотев с ним поэкспериментировать в домашних условиях. Но в случайно просыпал его на пол. Мальчик расстроился, ведь он с таким трудом раздобыл этот порошок. И решил собрать его с пола. Пол, к сожалению, был «не очень чистым» и смесь, которую он подмел, содержала помимо порошка серебра всякие мелкие частицы: пух из подушки (скорее всего гусиный), древесные опилки, железные опилки, поваренную соль и сахар. Как мальчику избавиться от лишних примесей? Составьте подробный план действий, чтобы очистить серебряный порошок. Какие методы очистки и разделения вы бы предложили использовать, и на каких физических явлениях они основаны?

### 3.4. Термины (Лекция 3)

• **Возгонка (сублимация)** – переход вещества из твёрдого состояния в газообразное, минуя жидкую фазу; то же, что сублимация.

• **Ректификация** – (от позднелатинского *rectificatio* – выпрямление, исправление), один из способов разделения жидких

смесей, основанный на различном распределении компонентов смеси между жидкой и паровой фазами.

- **Дистилляция** – (от лат. *distillatio* – стекание каплями) (перегонка), разделение жидких смесей на отличающиеся по составу фракции.

- **Экстракция жидкостная** - (позднелат. *extractio* - извлечение), перевод одного или нескольких компонентов раствора из одной жидкой фазы в контактирующую и не смешивающуюся с ней другую жидкую фазу, содержащую избирательный растворитель (экстрагент); один из массообменных процессов химической технологии. Используется для извлечения, разделения и концентрирования растворенных веществ.

- **Хроматография** – это метод разделения смеси веществ. Хроматографический метод химического анализа был открыт русским ботаником М.С. Цветом в 1903 году. Метод основан на различной способности веществ к адсорбции на определенном адсорбенте в присутствии данной среды – растворителя (жидкостная хроматография) или газовой фазы (газовая хроматография).

### **3.5. Вопросы для самоконтроля и проверки усвоенных знаний и навыков (Лекция 3)**

1. На чем основан метод перекристаллизации?
2. Каким требованиям должен удовлетворять растворитель для целей перекристаллизации?
3. Каковы основные этапы (стадии) перекристаллизации?
4. Как выполняют горячее фильтрование?
5. Как высушивают кристаллы после перекристаллизации?

6. Как оценить степень чистоты перекристаллизованного продукта?
7. Что такое хроматография?
8. Какие опыты могут проиллюстрировать методы очистки различных веществ?
9. Какие вещества можно очистить возгонкой?
10. Что такое сублимация?
11. Какие занимательные опыты демонстрируют экстракцию (пример необходимо взять не из лекций, а попробовать найти самостоятельно).
12. Приведите примеры олимпиадных заданий, где бы использовались методы очистки веществ (и найти их самостоятельно, не из лекции).

### **3.6. Используемые информационные ресурсы (Лекция 3)**

1. Техника лабораторных работ по органической химии / А.И. Мовчан, М.А. Казымова, Т.Г. Маннафов, И.И. Стойков, Н.Н. Втюрина; науч. ред. И.С. Антипин. – Казань: КГУ, 2003. – 123 с.
2. Алексинский В.Н. Занимательные опыты по химии / В.Н. Алексинский. – М.: Просвещение, 1980. – 127 с.
3. Степин Б.Д. Занимательные задания и эффектные опыты по химии / Б.Д. Степин, Л.Ю. Аликберова. – М.: Дрофа, 2002. – 430 с.
4. Ольгин О. Чудеса на выбор. Забавная химия для детей / О. Ольгин. – М.: Издательский дом Мещерякова, 2014. – 256 с.
5. Мартынов М. Выращивание кристаллов [Электронный ресурс] / М. Мартынов // Электронный журнал «Химия и Химики». – 2014. – № 1. – URL: [http://chemistry-chemists.com/N1\\_2014/ChemistryAndChemists\\_1\\_2014-P10-1.html](http://chemistry-chemists.com/N1_2014/ChemistryAndChemists_1_2014-P10-1.html) (дата обращения 29.12.13).
6. Занимательные опыты по химии. [Электронный ресурс] URL: <http://www.sev-chem.narod.ru/opyt.htm> (дата обращения: 24.12.13).

## **ОСНОВНЫЕ ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ. ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ С ГАЗАМИ**

### **Содержание Лекции 4**

1. Газовые законы в химии (Законы Авогадро, Менделеева-Клапейрона, Дальтона)
2. Общие правила работы с газами
3. Получение газов. Аппарат Киппа
4. Хранение газов. Газометр
5. Методы сбора газов
6. Меры предосторожности при работе с газами
7. Проверка газов на чистоту

### **4.1. Газовые законы в химии**

Многие химические реакции протекают с участием газообразных веществ. Особенностью газообразного состояния вещества является расстояние между молекулами, в десятки раз превышающее размеры молекул и сравнительно слабое (по сравнению с жидким и твердым состоянием вещества) межмолекулярное взаимодействие. В физике пользуются понятием идеального газа – состоящего из невзаимодействующих материальных точек. В химии имеют дело с реальными газами, но во многих случаях реальный газ можно считать идеальным – когда давление невелико и температура значительно превышает температуру кипения исходной жидкости. Газовое агрегатное состояние характеризуется свободным движением молекул, так как их кинетическая энергия значительно превосходит потенциальную энергию их взаимодействия друг с другом. Газы вследствие этого стремятся занять весь представленный им объём.



## Закон Авогадро

При одинаковых условиях (одинаковых температуре ( $T$ ) и давлении ( $P$ )) равные объемы различных газов содержат одинаковое число молекул. Так как количество вещества пропорционально числу молекул вещества, то при одинаковых условиях равные объемы различных газов содержат одинаковое количество вещества.

Значение  $6,02 \cdot 10^{23}$  называется **постоянной Авогадро** в честь итальянского химика Амедео Авогадро. Это универсальная постоянная для мельчайших частиц любого вещества. Она имеет обозначение  $N_A$ . Иногда ее также называют числом Авогадро. Постоянная Авогадро  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  частиц (молекул, атомов, ионов)

### Следствия из закона Авогадро:

1. Первое следствие из закона Авогадро. Один моль любого газа при одних и тех же условиях занимает один и тот же объем, который называется молярным объемом газа при данных условиях  $V_{M(P,T)}$ . Учитывая, что условий, определяемых наборами значений  $p$  и  $T$  бесконечно много, бесконечно много и значений молярного объема газа. Если дан объем газа при некоторых условиях  $P$  и  $T$ , и для этих же условий известно значение молярного объема  $V_{M(P,T)}$ , то количество вещества газа:

$$\nu = \frac{V}{V_m}$$

Стандартными условиями являются нормальные условия (н.у.), которым соответствует давление  $P = 101325$  Па (или 101,3 кПа) и температура  $T = 273$  К. При нормальных условиях молярный объем газа составляет 22,4 л/моль.

2. Второе следствие из закона Авогадро касается относительной плотности газов. Относительной плотностью газа  $A$  по

газу В называют отношение плотностей этих газов, измеренных при одинаковых условиях. Или молярная масса первого газа равна произведению молярной массы второго газа на относительную плотность первого газа по второму.

$$M_A = M_{(B)}D_{(B)}$$

В частности, молярная масса вещества в газообразном состоянии равна его удвоенной плотности по водороду.

$$M_B = M_{(H_2)}D_{(H_2)}$$

Аналогичным образом, с учетом средней молярной массы воздуха  $M_{\text{возд.}} = 29 \text{ г/моль}$ :

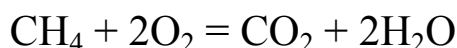
$$M_B = M_{\text{возд.}} D_{\text{возд.}} = 29 D_{\text{возд.}}$$

Относительная плотность по водороду, по воздуху и по любому другому газу определяется экспериментально, что позволяет рассчитать молекулярную массу газа.

Количество вещества газа и плотность газа (наиболее употребительная единица измерения  $\rho$  – г/л) рассчитывается по формулам:

$$n_{(X)} = V_{(X)}/V_m \quad \rho_{(X)} = M_{(X)}/V_m$$

3. Третье следствие из закона Авогадро относится к реакциям с участием газов, его часто называют законом объемных отношений: объемы реагирующих и образующихся в результате реакции газов, если они измерены при одинаковых условиях, относятся так же, как и коэффициенты в уравнении реакции. Например, для реакции горения метана



на основании этого закона можно утверждать, что с одним объемом метана прореагируют два объема кислорода, в результате

получится один объем углекислого газа, если все объемы измерены при одинаковых условиях ниже температуры кипения воды. Если выше, то надо добавить еще и 2 объема воды.

### Уравнение Менделеева-Клапейрона

Уравнение, связывающее между собой все параметры системы, называется уравнением состояния. Для газовых систем уравнением состояния является уравнение Менделеева-Клапейрона, которое связывает давление  $P$ , температуру  $T$ , объем  $V$  и количество вещества газа:

$$PV = nRT; PV = \frac{m}{M} \cdot RT; n = \frac{PV}{RT}$$

где  $R$  – универсальная газовая постоянная  $R = 8,314$  Дж/моль·К.

$n$  – число молей газа;

$P$  – давление газа (например, в атм);

$V$  – объем газа (в литрах);

$T$  – температура газа (в кельвинах);

### 4.2. Смеси газов. Закон Дальтона

При обычных условиях газы смешиваются между собой практически в любых отношениях. Каждый из газов, входящих в состав смеси может быть охарактеризован парциальным давлением. Парциальным давлением  $p_K$  компонента газовой смеси называется давление, которое создавал бы данный компонент, если бы один находился в объеме, занимаемом смесью при той же температуре.

Законы Дальтона – два физических закона, определяющих суммарное давление и растворимость смеси газов. Сформулированы Джоном Дальтоном в начале XIX века.

Закон о суммарном давлении смеси газов: полное давление смеси химически не взаимодействующих газов равно сумме парциальных давлений ее компонентов:

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

Закон о растворимости компонентов газовой смеси: при постоянной температуре растворимость в данной жидкости каждого из компонентов газовой смеси, находящейся над жидкостью, пропорциональна их парциальному давлению.

Оба закона Дальтона строго выполняются для идеальных газов. Для реальных газов эти законы применимы при условии, если их растворимость невелика, а поведение близко к поведению идеального газа.

### **Закон Дальтона имеет ряд важных следствий:**

1. Парциальное давление компонента газовой смеси равно произведению полного давления смеси на мольную долю компонента.

$$P_k = P \chi_k$$

2. При постоянном давлении объем газовой смеси равен сумме объемов компонентов.

$$V_{\text{смеси}} = \sum_1^n V_k$$

3. Количество вещества газовой смеси можно определить по формуле:

$$\nu = \frac{V}{V_M}$$

4. Для газовых смесей мольная и объемная доли компонента – тождественные величины.

5. Газовая смесь может быть охарактеризована средней молярной массой, которая определяется из соотношения:

$$M_{\text{смеси}} = \frac{m_{\text{смеси}}}{V_{\text{смеси}}}$$

Если известны молярные доли компонентов смеси и их молярные массы, то среднюю молярную массу газовой смеси можно вычислить по формуле:

$$M_{\text{смеси}} = M_1\chi_1 + M_2\chi_2 + \dots + M_n\chi_n$$

где  $M_1, M_2, \dots, M_n$  – молярные массы компонентов смеси,  $1, 2, \dots, n$  – соответствующие молярные (или объемные) доли компонентов.

### **Опыт 5. Перегонка с водяным паром**

Очистка органических веществ путем перегонки с водяным паром широко используется как в лаборатории, так и в промышленности. Перегонка с водяным паром применяется для выделения, очистки и разделения веществ, малорастворимых в воде или легко отделяющихся от нее и обладающих значительной упругостью паров при температуре кипения воды.

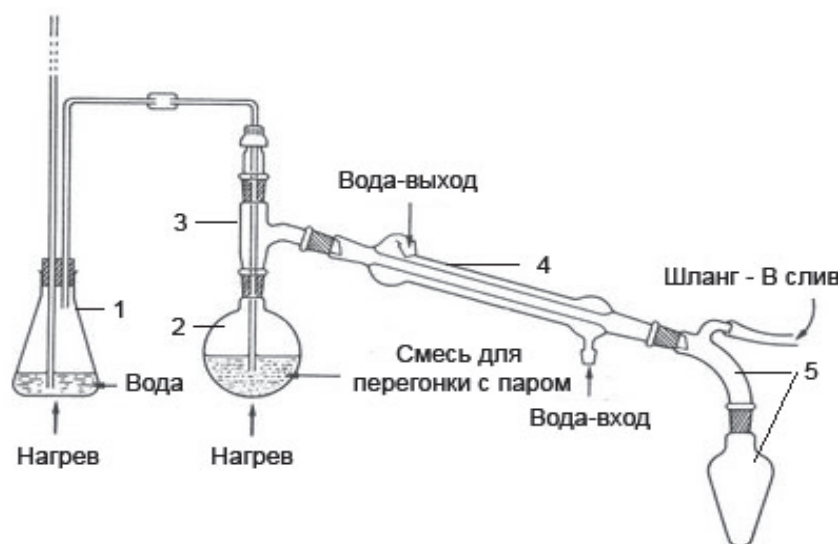


Рис.18. Перегонка с водяным паром

Перегонка с водяным паром – способ разделения смеси веществ малорастворимых в воде и не взаимодействующих с ней, обладающих значительным давлением пара при температуре кипения воды. Такая

перегонка уменьшает термическое воздействие на разделяемые вещества и приближается к вакуумной перегонке.

### **Область применения и преимущества перегонки с паром:**

- Отделение продуктов реакции от смолообразных веществ. Пример: очистка смол различного состава, смазочных масел, эфирных масел, жирных кислот.
- Перегонка чувствительных к нагреванию веществ.
- Преимуществом перегонки с водяным паром является то, что можно избежать использования органических растворителей, которые будут загрязнять эфирные масла. Эта технология позволяет повысить чистоту получаемого продукта и сохранить его природный состав.

Перегоняемая с водяным паром жидкость – частный случай перегонки смесей двух жидкостей, нерастворимых друг в друге. Общее давление насыщенного пара таких не смешивающихся жидкостей  $P$ , согласно закону Дальтона, равно сумме парциальных давлений ее компонентов,  $P_A$  и  $P_B$ :

$$P = P_A + P_B$$

Следовательно, общее давление пара над смесью равно сумме упругостей паров компонентов при данной температуре. Это давление не зависит от соотношения компонентов смеси, поскольку величина  $P_A$  и  $P_B$  не зависит от количества жидкости. Когда общее давление станет равным атмосферному давлению, смесь закипает. Температура кипения смеси двух несмешивающихся жидкостей всегда ниже температуры кипения каждого из компонентов смеси, так как  $P$  больше, чем  $P_A$  или  $P_B$ . При перегонке двух несмешивающихся жидкостей температура кипения смеси во время перегонки остается постоянной до тех пор, пока не перегонится одна из жидкостей: только

тогда температура кипения повышается до уровня отвечающего температуре кипения остающейся в колбе жидкости.

**Колба с кипящей водой.** Служит источником пара. Должна обязательно иметь трубку связанную с атмосферой, доходящую почти до низа колбы, для сброса давления, в случае если одна из частей прибора (холодильник, аллонж) забьется кристаллическим веществом. В качестве такой колбы может быть обычная плоскодонная колба или термостойкая колба Бунзена.

**Круглодонная колба с исходным раствором.** Жидкость должна занимать не более 1/3 объема колбы для предотвращения выброса кипящей жидкости в приемную колбу. Трубка, через которую поступает пар, должна доходить почти до дна колбы. Для измерения температуры во время перегонки с паром можно использовать колбы Кляйзена (или насадку Кляйзена), включающие 1 шлиф для входа пара и 1 шлиф для термометра. Во время перегонки колбу нужно выдерживать при 100 °С для избежания конденсации пара.

- Следует следить, чтобы прибор всегда был соединен с атмосферой.
- При правильной скорости перегонки на термометре всегда удерживается капля жидкости, если ее нет – раствор перегрет.
- Нормальная скорость перегонки, если из холодильника стекает 1 капля в 2–3 сек. Окончании выделения вещества – когда с холодильника стекают прозрачные капли воды.
- Если вещество начинает кристаллизоваться при перегонке охлаждение следует отключить, чтобы горячие пары воды растворили выпавший осадок.
- После окончания перегонки продукт отделяют (экстрагируют) при помощи делительной воронки.

### 4.3. Общие правила работы с газами

В практикуме могут быть использованы следующие газы:

- Газы промышленного производства, поставляемые в стальных баллонах: азот, кислород, аргон, углекислый газ; Но в школьной лаборатории газовые баллоны не используются, поэтому мы не рассматриваем правила работы и хранения газовых баллонов.
- Газы, получаемые в лаборатории химическим путем: хлор, аммиак, водород, кислород, оксид серы (IV), оксиды азота и др. Хотя хлор, аммиак и водород производятся промышленностью, но использование баллонов с этими газами не рекомендуется ввиду их повышенной опасности.

#### Получение газов

Вещества в газообразном состоянии в лабораторных условиях получают:

1. Взаимодействием смеси твердых веществ при нагревании;
2. Прокаливанием твердого вещества;
3. Взаимодействием твердого вещества с жидкостью при нагревании или без нагревания.

Для получения газов используют различные приборы. Простейшим из них является прибор, представляющий собой пробирку с газоотводной трубкой (рис. 17, а). При использовании данного прибора следует учитывать условия протекания химических реакций. Если реакция идет только при нагревании, то остановить ее можно прекращением нагревания. Если же нагревание для протекания реакции не требуется, то она идет до тех пор, пока не израсходуются исходные вещества (или одно из них).



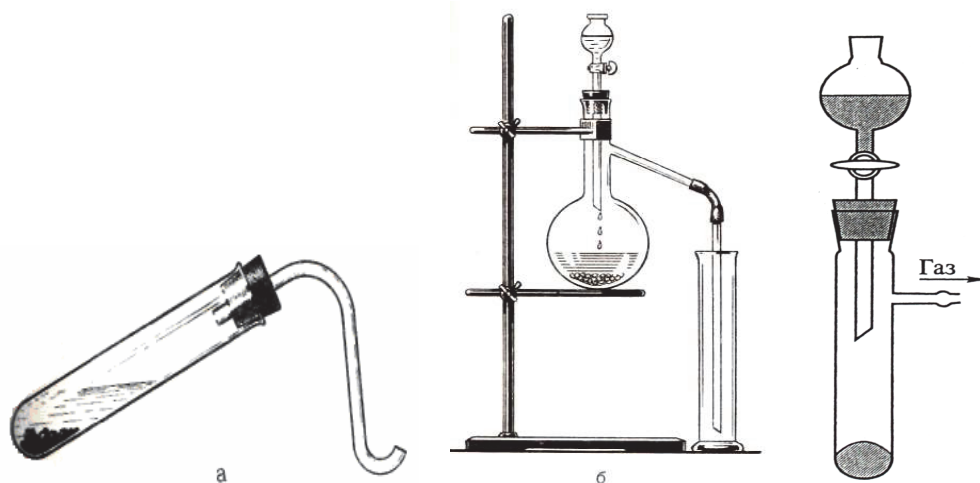


Рис. 19 а и б. Простейшие приборы для получения газов

Преимущество такого прибора заключается в его простоте. Недостаток – в необходимости разбирать прибор после каждого опыта по получению газа.

На рис. 19, б изображен прибор, состоящий из колбы Вюрца и капельной воронки. Он удобен для получения газов, когда хотя бы одно из реагирующих веществ является жидким. Такой прибор используется для получения многих газов: хлора (действием соляной кислоты на перманганат калия), оксидов азота, оксида углерода (II), аммиака и других. Капельная воронка позволяет регулировать скорость подачи жидкого реагента в колбу Вюрца, поддерживая непрерывный ровный ток газа. Такой прибор для получения газа можно использовать неоднократно, и следовательно нет необходимости его разбирать после каждого опыта.

Приборы для получения газов необходимо перед использованием проверять на герметичность. Для этого опускают конец газоотводной трубки от прибора в сосуд с водой и слегка обогревают реакционный сосуд. Если прибор герметичен, то в воду пойдут пузырьки воздуха, а при прекращении нагревания вода из сосуда начнет засасываться в прибор. Существуют конструкции аналогичных миниприборов с использованием пробирок Вюрца (рис. 19, в). Однако они небезопасны в эксплуатации, так как не предусмотрен дополнительный выход газа

из колбы при закупоривании основного выхода. В этом случае возможно выбивание пробки из капельной воронки или самой капельной воронки. Работа с приборами такой конструкции допускается только в защитной маске или очках. Необходимо все время следить за наличием свободного выхода газа из колбы и прибора.

#### 4.4. Аппарат Киппа

В практике часто используют приборы автоматического действия. Одним из таких приборов является **аппарат Киппа**. Это один из самых удобных и безопасных методов получения газов в лаборатории. Аппараты Киппа выпускаются самых разных размеров. С использованием аппарата Киппа в практикуме получают водород, углекислый газ, сероводород и некоторые другие газы.

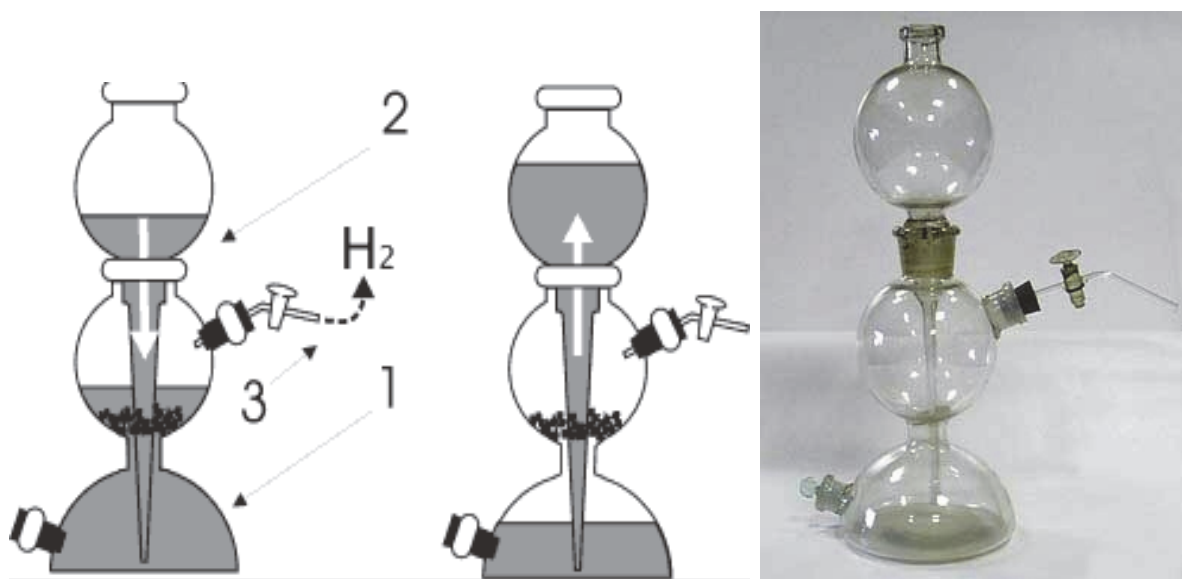


Рис. 20. Аппарат Киппа

Аппарат Киппа состоит из сосуда (1) и шаровой воронки (2), сообщающихся между собой. Когда воронка вставлена в сосуд, между её трубкой и суженным местом сосуда получается зазор, через

который полушар сообщается с шаром. Сообщение прибора с внешней средой осуществляется благодаря тубусу (3).

Для загрузки аппарата Киппа необходимо приподнять или снять верхний шаровой резервуар (2) и поместить крупные куски реагента на кольцо вокруг центрального отверстия. Можно вынуть трубку с краном (3) и через образовавшееся отверстие загрузить средний шар примерно на  $1/3$  кусочками среднего размера. Мелкодисперсный реагент использовать не следует, так как он может провалиться через щели у кольца в нижний резервуар (1).

При включении аппарата Киппа (открыть кран) жидкость из верхнего резервуара перетекает в нижний и поднимается до уровня твердого реагента. В результате реакции начинает выделяться газ. Аппарат Киппа способен автоматически длительно поддерживать заданный ток газа и прекращать выработку газа при перекрывании выхода (закрыть кран). В последнем случае за счет генерации газа уровень жидкости опускается ниже твердого реагента и реакция прекращается. Жидкость при этом перетекает из нижнего резервуара в верхний.

#### 4.5. Хранение газов. Газометр

Для сбора и хранения газов служит газометр (рис. 21). Газометр состоит из двух частей: воронки (1), снабженной краном (2), и толстостенного сосуда с трубкой для выхода газа (4) с краном (5) и сливным патрубком внизу для воды (6). Воронка вставляется в сосуд на шлифе, обеспечивающем герметичность прибора.

В газометре хранят газы мало растворимые в воде и не взаимодействующие с ней. К таким газам относятся кислород, азот. **Нельзя хранить в газометре** водород, ацетилен, метан, оксид углерода (II), так как они взрывоопасны.

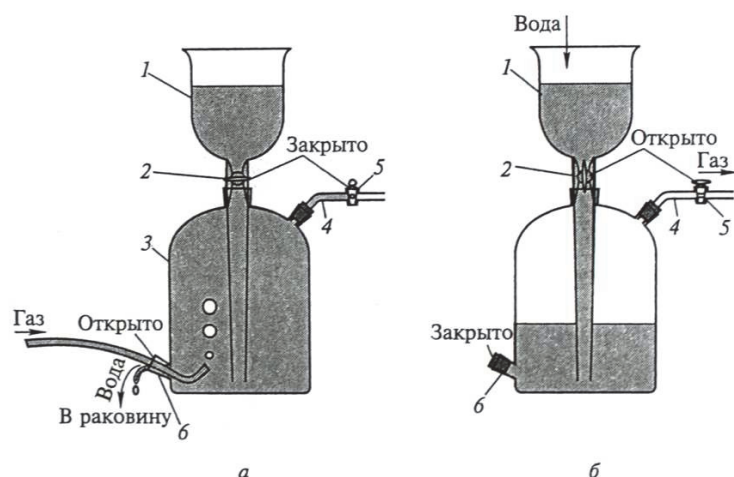


Рис. 21. Газометр: а) – заполнение газом; б) – получение тока газа из газометра: 1 – воронка; 2, 5 – краны; 3 – корпус газометра; 4 – газоотводная трубка; 6 – сливной патрубок

**Заполнение газометра газом** проводится в два этапа: вначале его полностью заполняют водой, затем воду вытесняют собираемым газом.

**Заполнение газометра водой** проводят в следующем порядке:

1. Снимите воронку (1);
2. Заполните сосуд (3) доверху водой;
2. Откройте кран (2) на воронке (1) и медленно погрузите воронку в склянку (3), следя за полнотой ее заполнения;
3. Наполните воронку (1) водой примерно на  $\frac{2}{3}$ ;
4. Если в газометре остались пузырьки воздуха, то удалите их через открытый кран (2), слегка приподнимая и опуская воронку (1);
5. Остатки воздуха из газоотводной трубки (4) удалите через кран (5);
6. Кран (5) закройте.

**Заполнение газометра газом** проводят в следующем порядке:

1. Поставьте заполненный водой газометр на край стола около водопроводной раковины;
2. Закройте все краны газометра (2, 5) и откройте сливной патрубок (6);
3. Введите в сливной патрубок (6) газометра трубку от прибора для получения газа. При поступлении газа вытекающая вода должна выливаться в раковину;

4. Заполнив газометр газом примерно на 2/3, выньте газоподводящую трубку, закройте патрубок (6) пробкой и откройте кран (2). Необходимо держать кран (2) все время открытым.

Не допускается дозаправка газометра. Перед каждой новой заправкой убедитесь в полном заполнении газометра водой во избежание случайного смешения остатков старого газа с новым, например, водорода с кислородом. Не рекомендуется заполнять газометры горючими газами.

#### **Получение тока газа из газометра:**

1. Подсоедините газометр к прибору.
2. С помощью крана (5) при открытом кране (2) установите требуемый ток газа, при этом следите за тем, чтобы воронка (1) была заполнена водой.

### **4.6. Собираение газов**

Способы собираня газов определяются их свойствами: растворимостью и взаимодействием с водой, с воздухом, ядовитостью газа. Различают два основных способа собираня газов: вытеснением воздуха и вытеснением воды.

**Вытеснением воздуха** собирают газы, которые не взаимодействуют с воздухом. По относительной плотности газа по воздуху делают заключение, как расположить сосуд для собираня газов (рис. 22, а и б). На рис. 22а, показано собираня газа с плотностью по воздуху более единицы, например, оксид азота (IV), плотность которого по воздуху равна 1,58. На рис. 22б показано собираня газа с плотностью по воздуху менее единицы, например водорода, аммиака и др.

**Вытеснением воды** собирают газы, которые не взаимодействуют с водой и плохо в ней растворяются (рис. 22, в). Цилиндр или банку заполняют водой и закрывают стеклянной пластинкой так, чтобы в цилиндре не оставалось пузырьков воздуха. Пластинку придерживают

рукой, цилиндр переворачивают и опускают в стеклянную ванну с водой. Под водой пластинку удаляют, в открытое отверстие цилиндра подводят газоотводную трубку. Газ постепенно вытесняет воду из цилиндра и заполняет его, после чего отверстие цилиндра под водой закрывают стеклянной пластинкой и цилиндр, заполненный газом, вынимают.

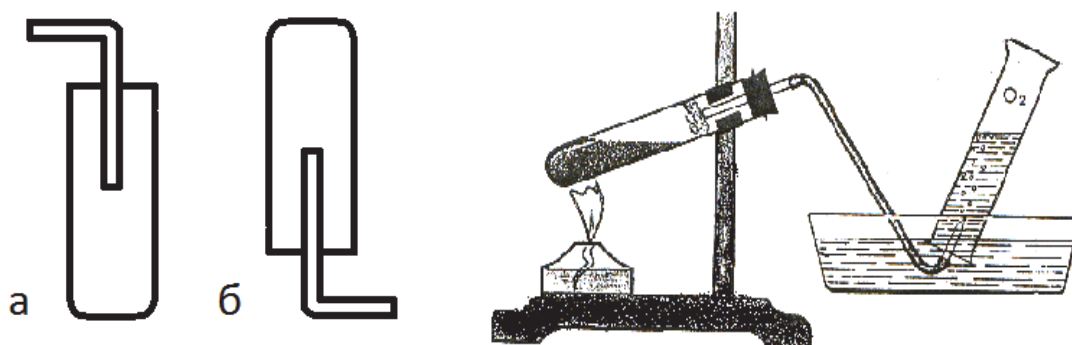


Рис. 22. Собираение газов: а) – вытеснением воздуха (газ тяжелее воздуха); б) – вытеснением воздуха (газ легче воздуха); в) – собиание газов под водой

Если газ тяжелее воздуха, то цилиндр ставят дном на стол, а если легче, то дном вверх на пластинку. Газы над водой можно собирать в пробирки, которые, так же как и цилиндр, заполняют водой, закрывают пальцем и опрокидывают в стакан или в стеклянную ванну с водой. Для собиания газа чаще всего применяют цилиндры с притертыми к ним стеклянными пластинками для закрывания.

**Ядовитые газы собирают** обычно вытеснением воды, так как при этом легко отметить, когда газ целиком заполнит сосуд. Если необходимо собрать газ вытеснением воздуха, то поступают следующим образом (рис. 23). В колбу (банку, цилиндр) вставляют пробку с двумя газоотводными трубками. Через одну, которая доходит почти до дна, впускают газ, конец другой опускают в стакан с раствором, поглощающим газ. Например, для поглощения оксида серы (IV) в стакан наливают раствор щелочи, для поглощения хлороводорода – воду. После заполнения колбы (банки) газом вынимают из нее пробку с газоотводными трубками и сосуд быстро

закрывают пробкой или стеклянной пластиной, а пробку с газоотводными трубками помещают в газопоглощающий раствор.

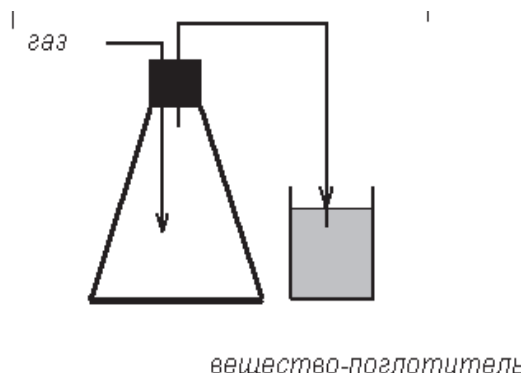


Рис. 23. Собираение ядовитых газов

#### 4.7. Меры предосторожности при работе с газами

При работе с газами следует придерживаться следующих мер предосторожности:

1. В случаях опасности забивания выхода газа продуктами реакции в качестве меры предосторожности можно использовать гидравлический затвор (рис. 24, а). Для этого на выходе из колбы Вюрца устанавливают тройник (1) с длинной стеклянной трубкой, погруженной в узкий мерный цилиндр или пробирку (2) с жидкостью. Высота столба жидкости в них должна превышать гидравлическое сопротивление прибора с заполненными промывалками.

2. При пропускании газа через жидкость может существовать опасность забивания газоподводящей трубки (3) твердыми продуктами реакции. В этом случае к выходу газоподводящей трубки (3) присоединяют перевернутую химическую воронку (5), погруженную в стакан (4) (рис. 24, б).

2. При пропускании газа через жидкость, поглощающей газ, существует опасность затягивания этой жидкости в колбу Вюрца. В этом случае после колбы Вюрца ставят обратным ходом предохранительную промывалку (6) или прикрепляют к газоподводящей трубке (3) перевернутую химическую воронку (5).

Особенно внимательными необходимо быть при охлаждении нагретой колбы Вюрца, так как возможно затягивание содержимого промывалки (7) в колбу вследствие уменьшения давления находящегося в ней газа. В этом случае также ставят обратным ходом предохранительную промывалку (6) (рис. 24, в).

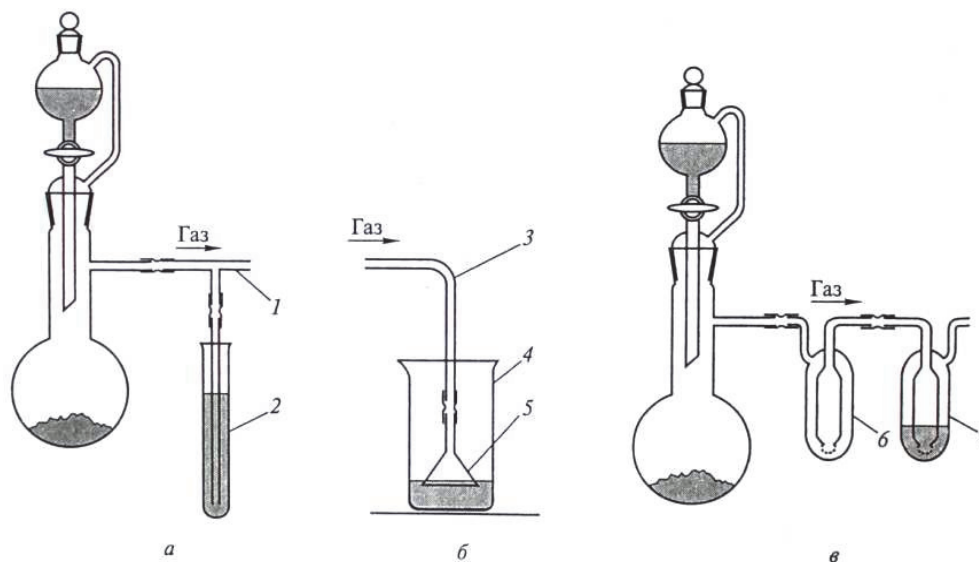


Рис. 24. Меры предосторожности при работе с газами: а) – установка гидравлического затвора; б) – пропускание газа через жидкость с использованием воронки; в) – установка предохранительной промывалки; 1 – тройник; 2 – пробирка с жидкостью; 3 – газоподводящая трубка; 4 – стакан; 5 – воронка; 6 – предохранительная промывалка; 7 – промывалка

#### 4.8. Проверка газов на чистоту

При работе с горючими газами, такими как, метан, водород, ацетилен и др. обязательно следует проверять их на чистоту. При начале реакции, в результате которой, получается требуемый газ, из прибора будет выделяться воздух. Еще через некоторое время будет выделяться смесь воздуха и получаемого газа. И только по прошествии 2–3 минут (возможно дольше, в зависимости от реакционного объема) будет выделяться требуемый газ. А горючие газы в смеси с воздухом очень взрывоопасны. Поэтому и требуется проверка на чистоту.

При работе с водородом необходимо соблюдать определенные меры безопасности. Водород образует с воздухом, кислородом и некоторыми другими газами взрывчатые смеси, поэтому поджигать выходящий из



газоотводной трубки водород можно только, убедившись в его чистоте, то есть в отсутствии в нем примесей кислорода, а также при условии выделения его достаточно сильной струей. Такой анализ водорода называют проверкой его на чистоту (рис. 25). Для проведения проверки на чистоту выделяющийся из прибора газ собирают в пробирку вверх дном (водород легче воздуха), закрывают ее большим пальцем и подносят (осторожно!) отверстием (палец убирают) к пламени горелки.



Рис. 25. Проверка водорода на чистоту

Проба водорода на чистоту, сопровождающаяся резким звуком, свидетельствует о наличии в пробирке гремучей смеси. В этом случае продолжают реакцию получения водорода в приборе, и пробу на чистоту проводят повторно. Если водород воспламеняется и сгорает спокойно, без взрыва, то газ не содержит опасных примесей.

Пробу на чистоту горючего газа выделяющегося из лабораторной установки можно провести с помощью мыльных пузырей. Для этого газ пропускают через раствор хорошо пенящегося моющего средства (шампунь, средство для мытья посуды и т.д.) до образования над жидкостью обильной пены. Газоотводную трубку убирают, а к поверхности пены подносят конец длинной зажженной лучинки. По характеру воспламенения и сгорания газа можно судить о наличии или отсутствии в нем примеси кислорода.

Для обеспечения более полной безопасности при поджигании выделяющегося из прибора водорода или другого горючего газа в

газоотводную трубку помещают спираль (3-4 см) из тонкой медной проволоки. Медь, обладая высокой теплоемкостью, препятствует проскоку пламени внутрь прибора даже при наличии там примеси кислорода.

Проба на взрывоопасность (проверка метана на чистоту). Опустите газоотводную трубку в пенообразующий раствор, так чтобы выделяющийся газ образовал пену. Когда стакан наполнится пеной, уберите газоотводную трубку и поднесите к пене горящую лучинку. Наблюдается воспламенение и быстрое сгорание метана. Если вспышка сопровождается резким звуком, это означает, что выделяющийся метан содержит примеси кислорода воздуха. В этом случае поджигать газ у газоотводной трубки опасно. Поэтому проверку на чистоту нужно повторить через некоторое время еще раз. Только чистый метан (как и водород), без примеси воздуха можно поджигать в ходе эксперимента.

#### 4.9. Термины (Лекция 4)

- **Аппарат Киппа** - универсальный прибор для получения газов действием растворов кислот и щелочей на твёрдые вещества.

- **Постоянная Авогадро** – (число Авогадро), число частиц (атомов, молекул, ионов) в 1 моле вещества. Обозначается  $N_A$  и равна  $(6,022045 \pm 0,000031) \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>. Одна из важнейших фундаментальных физических постоянных. Известно более 20 независимых методов её определения, например на основе измерения заряда электрона или количества электричества, необходимого для электролитического разложения известного числа молей сложного вещества, на основе изучения броуновского движения, рассеяния света в воздухе, радиоактивного распада и др.

- **Моль** (русское обозначение: **моль**; международное: **mol**) – единица измерения количества вещества в Международной системе единиц (СИ), одна из семи основных единиц СИ, принята XIV Генеральной конференцией по мерам и весам в 1971 году.

• **Кельвин** (обозначение: К) – единица термодинамической температуры в системе СИ, предложена в 1848 году. Один Кельвин равен  $1/273,16$  части термодинамической температуры тройной точки воды. Начало шкалы (0 К) совпадает с абсолютным нулём. Пересчёт в градусы Цельсия:  $^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273,15$  (температура тройной точки воды – 0,01 С).

#### **4.10. Вопросы для самоконтроля и проверки усвоенных знаний и навыков (Лекция 4)**

1. Основные газовые законы в химии.
2. Закон Авогадро. Следствия из закона Авогадро.
3. Закон Менделеева-Клапейрона.
4. Смеси газов. Закон Дальтона и следствия из него.
5. Перегонка с паром. Опишите опыт. Области применения.
6. Получение газов. Аппарат Киппа.
7. Хранение газов. Газометр.
8. Методы сбора газов.
9. Меры предосторожности при работе с газами.
10. Проверка газов на чистоту.

#### **4.11. Список литературы и сетевых источников (Лекция 4)**

1. Техника лабораторных работ по органической химии / А.И. Мовчан, М.А. Казымова, Т.Г. Маннафов, И.И. Стойков, Н.Н. Втюрина; науч. ред. И.С. Антипин. – Казань: КГУ, 2003. – 123 с.
2. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов. Химия. [Электронный ресурс] – URL: <http://school-collection.edu.ru/collection/?interface=themcol#76632> (обращение 28.12.13).

## ОПЫТЫ С КИСЛОРОДОМ, ВОДОРОДОМ, УГЛЕКИСЛЫМ ГАЗОМ И АММИАКОМ

### Содержание Лекции 5

1. Кислород.
2. Реакции, используемые для получения кислорода в лаборатории
3. опыты, в результате которых выделяется кислород
4. опыты, в которых используется кислород
5. Водород. Гремучий газ.
6. Получение в лаборатории водорода
7. опыты по получению водорода
8. Углекислый газ. Получение  $\text{CO}_2$  в лаборатории.
9. Сухой лед. опыты с сухим льдом.
10. Аммиак. Получение в лаборатории аммиака и опыты с ним.

### 5.1. Кислород

Кислород – самый распространенный элемент на земле. При обычных условиях это – газ без цвета, вкуса и запаха. Кислород необходим нам для дыхания. Он также необходим для горения. Для школьного эксперимента часто используют кислород. Наиболее часто проводимые и зрелищные опыты с использованием кислорода, а также реакции в результате которых выделяется кислород:

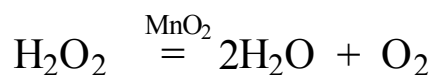
1. Получение и сбор кислорода
2. Зажигание тлеющей лучинки
3. Горение серы и фосфора в атмосфере кислорода
4. Джин из бутылки (каталитическое разложение пероксида водорода)
5. Выжигание на бумаге (термическое разложение нитрата калия).

## 5.2. Реакции, используемые для получения кислорода в лаборатории

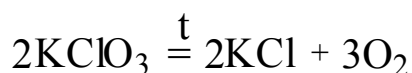
1. Небольшие количества кислорода можно получать нагреванием перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ . Это наиболее часто используемая реакция.



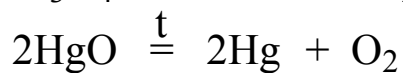
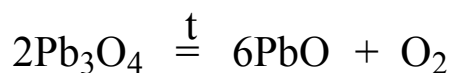
2. Используют также реакцию каталитического разложения пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  в присутствии оксида марганца(IV).



3. Кислород можно получить разложением хлората калия (бертолетовой соли)  $\text{KClO}_3$ :



Кроме того, существует достаточно большое число реакций в результате которых можно получить кислород в лаборатории.



### 5.3. Опыты, в результате которых выделяется кислород

#### Опыт 6. Получение и сборание кислорода

##### Опыт 6.1. Собираение кислорода методом вытеснения воздуха

Перманганат калия ( $\text{KMnO}_4$ ) поместите в сухую пробирку. У отверстия пробирки положите рыхлый комочек ваты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, проверьте на герметичность (рис. 26). Укрепите прибор в лапке штатива. Газоотводную трубку опустите в стакан, не касаясь дна, на расстоянии 2–3 мм (рис. 27). Подогрейте вещество в пробирке. Проверьте наличие газа тлеющей лучинкой (угольком).

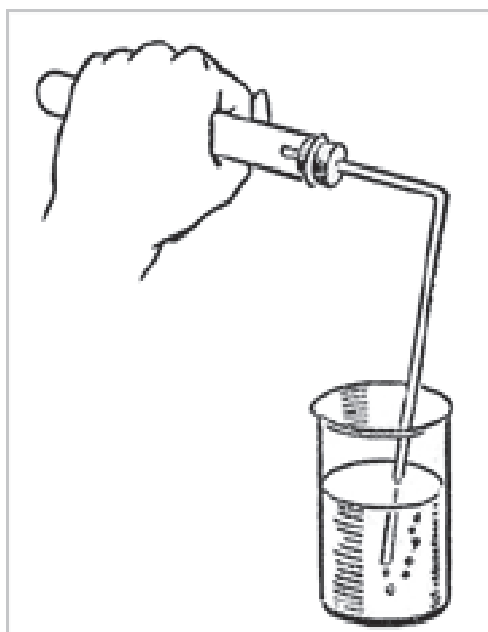


Рис. 26. Проверка прибора на герметичность

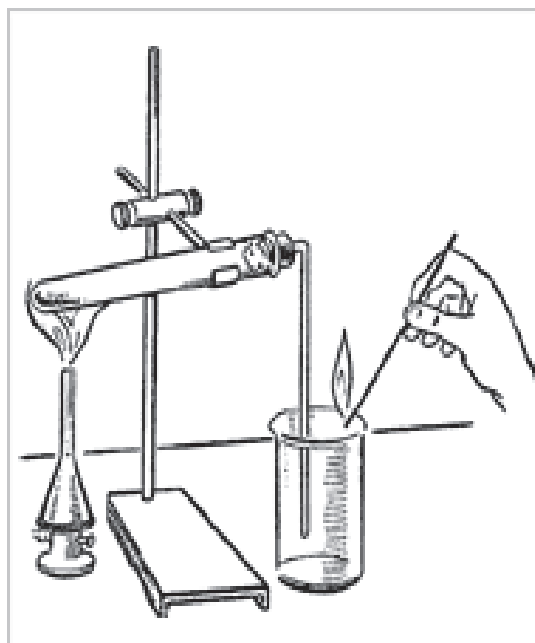


Рис. 27. Получение из  $\text{KMnO}_4$  кислорода и собиание его методом вытеснения воздуха. Обнаружение кислорода тлеющей лучинкой

##### Опыт 6.2. Собираение кислорода методом вытеснения воды

1. Пробирку заполните водой. Закройте пробирку большим пальцем и переверните ее вверх дном. В таком положении опустите руку с пробиркой в кристаллизатор с водой. Подведите к концу газоотводной трубки пробирку, не вынимая ее из воды (рис. 28).

2. Когда кислород вытеснит воду из пробирки, закройте ее большим пальцем и выньте из воды.

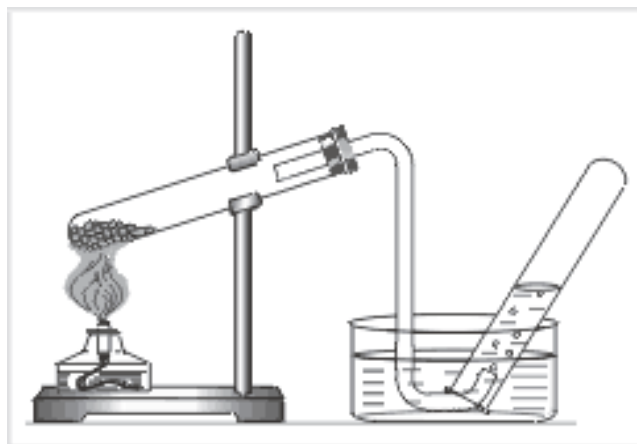


Рис. 28а. Прибор для получения кислорода и собиание его методом вытеснения воды

**Внимание!** Выньте газоотводную трубку из кристаллизатора, не прекращая нагревать пробирку с  $\text{KMnO}_4$ . Если этого не сделать, то воду перебросит в горячую пробирку.

### Опыт 6.3. Получение кислорода в лаборатории и заполнение им газометра

**Прибор** для получения кислорода состоит из пробирки и газоотводной трубки, соединенной с нижним тубулусом газометра (см. рис. 28б на цветной вкладке VI). Чтобы в газометр не попадали частицы перманганата калия, в пробирку у пробки помещают ватный тампон. Вата не должна соприкасаться с  $\text{KMnO}_4$ .

#### Порядок заполнения газометра кислородом:

Газометр заполните водой, полностью вытеснив воздух (рис. 28б на цветной вкладке VI).

- К нижнему тубулусу с краном присоедините прибор для получения кислорода.

- Кран верхнего (газового) тубулуса газометра должен быть закрыт; откройте краны воронки и нижнего тубулуса.
- Нагревайте пробирку с перманганатом калия, начиная от ее доньшка.
- Кислород поступает в газометр, вытесняя воду в воронку. Избыток воды из воронки вычерпывается стаканом.

### Опыт 7. Выжигание по бумаге

Необходим плотный лист белой бумаги и насыщенный раствор  $\text{KNO}_3$ . Для приготовления насыщенного раствора нитрата калия необходимо в 20 мл воды при нагревании растворить 30 г соли. При помощи кисточки нанести рисунок на бумагу. Линии не должны прерываться и пересекаться, не должно оставаться непрокрашенных мест на рисунке. Рисунок наносится не остывшим раствором. Выберите на контуре рисунка точку, которую можно отметить красным цветом. Когда бумага высохнет, коснитесь концом горячей лучинки отмеченной ранее точки. Сразу появится искра, которая медленно поползет по контуру, пока не «обежит» весь рисунок. Опыт лучше будет смотреться в затемненном помещении.



Химизм процесса основан на реакции разложения нитрата калия при нагревании:

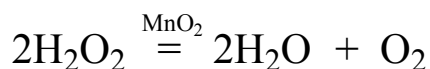




В бумаге выкристаллизовывается нитрат калия, который при прикосновении горячей лучинки разлагается. На участках, где происходит процесс разложения соли, бумага обугливается.

### **Опыт 8. Джин из бутылки**

Нужно взять непрозрачную бутылку или кувшин или пластиковую бутылку налить туда 20-30 мл 30% перекиси водорода. В пакетик из под чая аккуратно насыпать 1г диоксида марганца и прикрепить скотчем таким образом, чтоб снаружи было незаметно. Позже, в нужный момент, делая вид, что трёте бутылку, необходимо незаметно дернуть за веревочку от пакетика из под чая, таким образом, чтоб пакетик порвался. В результате, образуется белый дым (см. рис. 29 на цветной вкладке на стр. VII), вместе с кислородом из бутылки вырывается газообразная вода.



В результате опыта не выделяется токсических веществ, однако происходит небольшое разогревание. Опыт необходимо проводить в стороне от открытого огня.

## **5.4. ОПЫТЫ, В КОТОРЫХ ИСПОЛЬЗУЕТСЯ КИСЛОРОД**

### **Опыт 9. Горение серы и фосфора в кислороде**

Эти два опыта выполняются абсолютно аналогично. Однако, они несколько отличаются от эталонных (см. рис. 30 и 31 на цветном вкладыше VII). В нашем опыте мы совмещаем сразу три разных опыта. Помимо реакции горения серы и фосфора в кислороде, мы будем изучать взаимодействие кислотных оксидов, образующихся в результате реакции, с водой. В связи с этим лучше использовать плоскодонную колбу средних размеров.

1. В колбу на дно наливается  $1/6$  часть воды подкрашенной лакмусом
2. Необходимо собрать кислород, как в опыте **6.1**.
3. На специальную ложку для сжигания насыпаете небольшое количество серы (фосфора). Поджигаете серу (фосфор) **вне колбы!**
4. Вносите горящую серу (фосфор) в атмосферу кислорода. Ложку для сжигания лучше расположить в непосредственной близости от воды. Так как оба оксида и  $\text{SO}_2$  и  $\text{P}_2\text{O}_5$  тяжелее воздуха, они будут опускаться на дно колбы и постепенно смешиваться с водой.
5. По окончании бурной реакции горения, ложку можно извлечь из колбы. Закрывать колбу резиновой пробкой и перемешать. В результате взаимодействия кислотных оксидов с водой, образуется кислота и лакмус окрасит воду в розовый цвет.

### 5.5. Водород. Гремучий газ

Впервые водород в чистом виде выделил 240 лет назад английский химик Генри Кавендиш. Свойства полученного им газа были настолько удивительны, что ученый принял его за легендарный «флогистон», «теплород» – вещество, по канонам науки того времени определявшее температуру тел. Он прекрасно горел (а огонь считался почти чистым флогистоном), был необычайно легкий, в 15 раз легче воздуха, хорошо впитывался металлами и так далее. Однако другой великий химик, француз Антуан-Лоран Лавуазье, уже в 1787 году доказал, что полученное Кавендишем вещество – вполне обычный, хотя и очень интересный химический элемент. Свое название он получил оттого, что при горении давал не дым, сажу и копоть, а воду. Кстати, именно эта его особенность больше всего привлекает сегодняшних экологов и «зеленых».

**Водород** занимает первое место в периодической системе. Он имеет простейшее строение: ядро атома, состоящее из одного протона, окружено электронным облаком из одного электрона. В одних условиях водород проявляет металлические свойства (отдает электрон), в других – неметаллические (принимает электрон). Однако

по свойствам он более сходен с галогенами, чем со щелочными металлами.

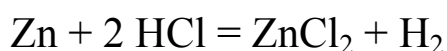
Водород – это самый легкий газ (он в 14,4 раза легче воздуха), не имеет цвета, вкуса и запаха. Мало растворим в воде (в 1 л воды при 20°C растворяется 18 мл водорода). При температуре – 252,8°C и атмосферном давлении переходит в жидкое состояние. Жидкий водород бесцветен.

**Гремучий газ** - смесь водорода и кислорода в объемном отношении 2:1. Свое название эта смесь получила, потому что легко взрывается, при этом высвобождается большое количество энергии.

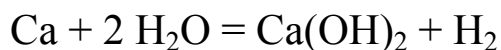
Очень курьезная история произошла по этому поводу с французским химиком Пилатром де Розье (XVIII век). Он заинтересовался, что будет, если вдохнуть водород. Дважды набирал он в легкие газ, но ничего не чувствовал. На столе горела свеча, и он выдохнул прямо на нее. Позже он писал, что ему показалось, будто бы зубы его вылетели вместе с корнями.

## 5.6. Получение водорода в лаборатории

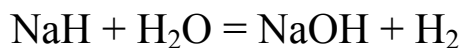
1. Действие разбавленных кислот на металлы. Для проведения такой реакции чаще всего используют цинк и соляную кислоту:



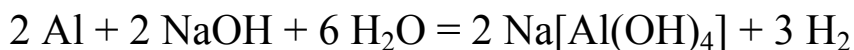
2. Взаимодействие кальция с водой:

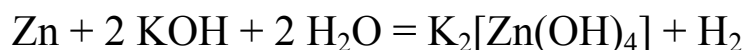


3. Гидролиз гидридов:



4. Действие щелочей на цинк или алюминий:





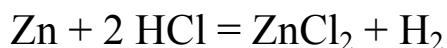
Опыты с водородом необходимо проводить с большой осторожностью. Когда опыт связан с нагреванием, необходимо проверить газ на чистоту не только при выходе из аппарата Киппа, но и на конце установки. Последнее делается для того чтобы убедиться в герметичности всех узлов прибора. Для защиты аппарата Киппа от случайного попадания пламени в резервуар с газом целесообразно на конце газоотводной стеклянной трубки вставить медную спираль или фольгу свернутую в рулончик. Медь сильно поглощает теплоту, и горение водорода прекращается.

## 5.7. Опыты по получению водорода

### **Опыт 10.1. Получение водорода. Опыт Кавендиша**

Заряжают аппарат для получения водорода. Для этого поднимают цилиндрическую воронку с пробкой и прокладкой (см. рис. 32 «Прибор для получения водорода. Прибор Кирюшкина» на цветном вкладыше VIII) и через верхнее отверстие загружают в пробирку 10–12 гранул цинка. Затем вставляют коническую воронку (резервуар) в пробирку, плотно подгоняя резиновую пробку. После этого закрывают резиновый шланг зажимом и заливают в цилиндрическую воронку, разбавленную серную (соляную) кислоту так, чтобы уровень ее достигал слоя цинка.

При закрытом зажиме кислота заполняет примерно половину объема пробирки. При контакте гранулированного цинка с кислотой начинается выделение газообразного водорода:



Выделяющийся водород вытесняет кислоту в резервуар, слой цинка остается оголенным и реакция прекращается. Установка готова к дальнейшей работе.

Начинают получение водорода с открывания зажима. Теперь, чтобы регулировать выделение газа, достаточно зажимать резиновый шланг рукой.

Собирают водород вытеснением воды в маленькую пробирку, перевернутую отверстием вниз (водород легче воздуха). Проба на присутствие водорода: характерный хлопок при поднесении пробирки с водородом (отверстием вниз!) к открытому пламени. В том случае, когда собранный водород содержит примесь воздуха, водород вспыхивает со свистящим звуком.

Собирание газа методом вытеснения воды – возможно, т.к. водород малорастворим в ней.

### **Опыт 10.2. Получение водорода электролизом воды**

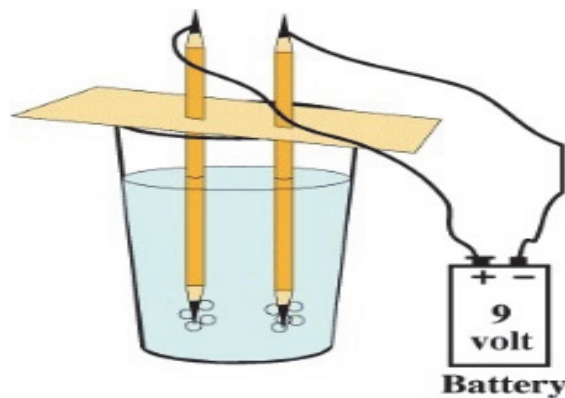


Рис. 33. Получения водорода электролизом воды

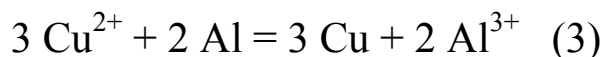
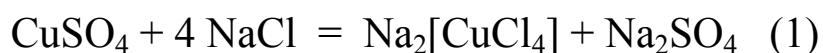
В этом способе используется только поваренная соль ( $\text{NaCl}$ ). Опыт будет проводиться с помощью электролиза. Необходимо пропустить через раствор поваренной соли электричество. Ток должен быть постоянным. (Водород будет выделяться на аноде, а на катоде кислород.) В качестве электродов будем использовать простые карандаши, заточенные с двух сторон.

### Опыт 10.3. Получение водорода реакцией алюминия со смесью сульфата меди и хлорида натрия

Нам понадобится  $\text{CuSO}_4$  (медный купорос), обычная поваренная соль ( $\text{NaCl}$ ), фольга или любое другое изделие из алюминия (ложка, вилка и т.п.). Кроме того потребуется бутылка из толстого стекла (подойдет любая стеклянная бутылка) и кастрюля с холодной водой. Это нужно, поскольку при данной реакции выделяется большое количество тепла, и бутылка может треснуть!

Насыпаем в бутылку примерно четыре ложки сульфата меди и чуть больше соли, добавим воды и всё это тщательно перемешиваем. Если всё сделано правильно, то раствор будет зелёным, если нет, то требуется добавить еще немного поваренной соли. В приготовленный раствор положим алюминий. Через непродолжительное время начинает выделяться водород, при этом алюминий начнёт ржаветь, а вода начнёт пузыриться.

В результате первой реакции (1) образуется комплекс натрия с медью зеленого цвета, он смывает защитную пленку с алюминия и наравне с восстановлением меди идет образование водорода (рис. 34 на цветном вкладыше на стр. VIII).



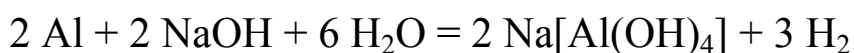
Образующийся в опыте водород можно собрать в пробирку, цилиндр или другие сосуды и далее использовать для проведения экспериментов, где требуется газообразный водород. Например, **опыты: летающая банка, взрывающиеся пузыри, летающие мыльные шарик.**

Если данный опыт провести не в химическом стакане, а в бутылке с узким горлышком, то можно наполнить водородом шарик.

Поджигать воздушный шарик с водородом настоятельно не рекомендуется! Следует соблюдать правила безопасности при работе с водородом! При проведении опыта необходимо надеть защитные очки и перчатки.

### **Опыт 10.4. Надуваем шарик водородом**

В данном опыте можно использовать разные способы получения водорода. Можно использовать способ, описанный в опыте 10.3. А возможно провести реакцию между алюминием и щелочью.



На цветной вкладке на стр. VIII можно посмотреть рисунок 35. «Надуваем шарик с водородом».

## **5.8. Углекислый газ и его получение в лаборатории**

### **Не всякий лед из воды**

Тот, кто после напряженной работы или длительной прогулки по пыльной улице отведал лимонаду или газированной воды, ощутит освежающее действие этих напитков. Любителям газированных напитков необходим сифон. Крошечные пузырьки газа разрыхляют тесто, благодаря которым, булочки становятся мягкими. Во всех случаях здесь действует один и тот же углекислый газ (диоксид углерода).

Углекислый газ стимулирует рост растений и способствует естественному регулированию температуры земного шара. Выдыхаемый животными газ добавляет в атмосферу 28 миллионов тонн  $\text{CO}_2$  в день, в то время как индустрия  $\text{CO}_2$  добавляет 25,000 тонн в день и 95% этого количества производится от побочных продуктов. В природном круговороте веществ он играет решающую роль, на нем основаны многие химические процессы, а в твердом виде он

представляет собой чрезвычайно распространенное охлаждающее средство – сухой лед.

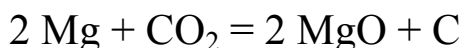
**Диоксид углерода** его также называют: *углекислый газ, двуокись углерода, оксид углерода (IV), угольный ангидрид*. Это бесцветный газ, без запаха, со слегка кисловатым вкусом. Плотность при нормальных условиях 1,97 кг/м<sup>3</sup>.

При атмосферном давлении CO<sub>2</sub>, не существует в жидком состоянии, переходя из твердого в газообразное. Твёрдый диоксид углерода называют сухим льдом. Температура сублимации равна – 78°C. При повышенном давлении и обычных температурах углекислый газ переходит в жидкость, что используется для его хранения.

Концентрация CO<sub>2</sub> в атмосфере Земли составляет 0,04%. Углекислый газ легко пропускает ультрафиолетовые лучи и лучи видимой части спектра, которые поступают на Землю от Солнца и обогревают её. В то же время он поглощает испускаемые Землёй инфракрасные лучи и является одним из парниковых газов, вследствие чего принимает участие в процессе глобального потепления. Постоянный рост уровня содержания этого газа в атмосфере наблюдается с начала индустриальной эпохи.

Углекислый газ образуется при гниении и горении органических веществ. Содержится в воздухе и минеральных источниках, выделяется при дыхании животных и растений. Растворим в воде (1 объём углекислого газа в одном объёме воды при 15°C).

По химическим свойствам диоксид углерода относится к кислотным оксидам. При растворении в воде образует угольную кислоту. Важное свойство оксида углерода (IV): он не поддерживает горения. Только некоторые активные металлы горят в нём, так как отнимают кислород:





## Лабораторные способы получения диоксида углерода

Диоксид углерода можно получить из солей угольной кислоты (карбонатов), если вытеснить его с помощью более сильных кислот. В лабораторных условиях применим самый дешевый способ. Кусочки мрамора (карбоната кальция  $\text{CaCO}_3$ ) заливают 20%-м раствором соляной кислоты. Для получения  $\text{CO}_2$  в лаборатории используют аппарат Киппа.

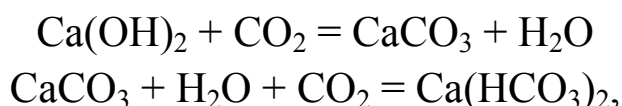


Кроме того, пригодны и другие карбонаты: сода (карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), поташ (карбонат калия  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ), питьевая сода (гидрокарбонат натрия  $\text{NaHCO}_3$ ), и ряд кислот, в том числе даже относительно слабые – уксусная, винная и лимонная.

Полученный в аппарате диоксид углерода можно собрать в газометр. Поскольку диоксид углерода тяжелее воздуха, 1 л его при  $0^\circ\text{C}$  и 760 мм рт. ст. весит 1,977 г, им можно наполнить стоячий сосуд, опустив газоотводную трубку на самое дно сосуда (вытесняя воздух). Так как горящая лучина гаснет в атмосфере углекислого газа, то таким образом можно проверить, наполнился ли наш сосуд.

### Опыты с диоксидом углерода

Диоксид углерода образует при взаимодействии с известковой водой осадок карбоната кальция, который при дальнейшем действии газа переходит в растворимый гидрокарбонат кальция:



Для того чтобы получить **известковую воду**, зальем водой в химическом стакане негашеную или гашеную известь и профильтруем отстоявшийся раствор или бросим кусочек карбида кальция в

химический стакан с водой и после прекращения выделения газа профильтруем раствор.

Даже незначительные количества солей угольной кислоты можно обнаружить с помощью следующей пробы: в маленькую пробирку введем несколько частичек карбоната и 2 капли соляной кислоты. Образовавшийся над жидкостью газ отсосем пипеткой (только не ртом, так как выдыхаемый воздух тоже содержит  $\text{CO}_2$ !) и выпустим его во вторую пробирку с известковой водой.

Как мы уже установили, углекислый газ в 1,5 раза тяжелее воздуха. Поэтому его можно "переливать", как воду, например. Наполним химический стакан углекислым газом, и осторожно, чтобы не "промахнуться", перельем невидимый газ во второй стакан. Там обнаружим его с помощью пробы лучинкой. Дым от погасшей лучины повиснет в  $\text{CO}_2$ . Можно до переливания сделать газ видимым. Для этого добавим в стакан с газом две капли концентрированной соляной кислоты и две капли концентрированного гидроксида аммония (нашатырного спирта), затем осторожно перемешаем стеклянной палочкой образовавшийся туман хлорида аммония (нашатыря) с диоксидом углерода. Для забавы можно потушить в нем горящую свечку.

Наполним пробирку углекислым газом, возьмем 1-2 мл раствора гидроксида калия или натрия, тотчас закроем пробирку смоченным в воде большим пальцем и встряхнем ее. **(Осторожно! Не разбрызгивать щелочь! Сразу же после опыта вымыть руки!)** Пробирка свободно повисает на пальце. Не отнимая пальца, перевернем ее, опустим в воду отверстием вниз и откроем. Вода устремится в пробирку и заполнит большую ее часть. Диоксид углерода взаимодействует со щелочами с образованием карбонатов, в результате в пробирке образуется вакуум. Внешнее давление воздуха прочно прижимает пробирку к пальцу. Эту реакцию применяют, если необходимо удалить диоксид углерода из газовой смеси. Смесь пропускают через большое количество промывных склянок, наполненных щелочью.

## Опыт 11. Тушение свечей содержимым пустого стакана

Этот опыт выглядит очень эффектно. Выливаем пустой кувшин на горящие свечи, и они перестают гореть.

Для опыта понадобится: уксус, сода, два стакана, свечи, спички.

1. Насыпаем соду в первый стакан и в него же добавляем уксус.
2. Поджигаем свечи.
3. «Переливаем» из первого стакана полученный газ во второй.
4. «Выливаем» газ из второго стакана на горящие свечи.



Рис. 36. Тушение свечей содержимым пустого стакана

Итог: при гашении соды уксусом выделяется углекислый газ  $\text{CO}_2$ , который не поддерживает горение.  $\text{CO}_2$  тяжелее воздуха, газ заполняет стакан, вытесняя воздух. Свечи горят, благодаря наличию кислорода в воздухе, но когда мы «выливаем» углекислый газ на свечи, они гаснут.

### **5.9. Сухой лед. Опыты с сухим льдом**

Сухой лед – это твердая форма углекислого газа ( $\text{CO}_2$ ), который не имеет запаха, вкуса и цвета, не проводит электричество и не воспламеняется. Температура сухого льда около  $-80^\circ\text{C}$ , термоэнергия, имеющаяся в веществе может быть использована для очистки поверхностей. Количество используемого для очистки  $\text{CO}_2$  примерно

равно количеству  $\text{CO}_2$ , используемого в пищевой индустрии и производстве напитков.  $\text{CO}_2$  не токсичен, доступен по цене и в сжиженном состоянии может храниться длительное время.

Сухой лед применяется, прежде всего, для охлаждения пищевых продуктов. Холода от него вдвое больше, чем от обычного льда, а кроме того, он испаряется без остатка. У продавца мороженого можно попросить сухой лед и провести с ним несколько интересных опытов. Наполним бутылку из-под лимонада на четыре пятых фруктовым соком или водой, бросим внутрь кусочек (величиной с горошину) сухого льда, закроем, подождем несколько минут и затем сильно взболтаем. Получится газированный напиток. В целях безопасности лучше использовать пластиковую бутылку.

### **Правила работы с сухим льдом!**

1. **Сухой лед нельзя сжимать пальцами возможно обморожение кожи!**
2. **Остерегайтесь, попадания в глаза.**
3. **При работе снять с рук кольца!**
4. **Ни в коем случае не класть много сухого льда в бутылку с водой, так как бутылка может взорваться.**

Несколько кусочков сухого льда положим в полотняный мешочек и измельчим молотком. (**Надеть защитные очки!**) Полученную массу смешаем в фарфоровой чашке с пропиловым спиртом до образования кашицы. В чашку положим кусок резинового шланга, цветок и любой плод. Температура охлаждающей смеси около  $-80^\circ\text{C}$ . Вынутый резиновый шланг станет твердым и при ударе молотком расколется. Цветок и плод замерзнут и при падении разобьются как стекло. С сухим льдом можно провести несколько интересных опытов: приготовление гигантского мыльного пузыря, пена, взаимодействие сухого льда с железом, горение магния в атмосфере углекислого газа.

## Опыт 12. Приготовление гигантского мыльного пузыря

Нам понадобится емкость большого размера на 3-5 литров (см. рис. 37 на цветном вкладыше IX). В эту емкость наливаем горячей воды и бросаем туда пригоршню сухого льда. До этого необходимо приготовить мыльный раствор.

Самый простой способ приготовить раствор таков: на 100 г. средства для мытья посуды (например, Fairy) необходимо взять 300 мл воды и 50 мл глицерина. Глицерин именно то средство, которое делает стенки мыльного пузыря прочнее, а сам пузырь, соответственно, более долгоживущим.

Вода должна быть мягкой. В жесткой воде содержится много солей, из-за чего пузыри получаются хрупкими и быстро лопаются. Самый простой способ смягчить воду – хорошенько прокипятить ее и дать отстояться, чтобы соль осела на дно. Для приготовления раствора лучше брать теплую воду – в ней быстрее растворяется мыло.

Берем кусок ткани обмакиваем в мыльный раствор и проводим полоску ткани по поверхности емкости с водой, где растворен сухой лед.

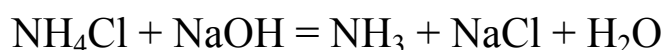
### **5.10. Аммиак. Получение аммиака в лаборатории и опыты с ним**

**Аммиак** –  $\text{NH}_3$ , нитрид водорода, при нормальных условиях – бесцветный газ с резким характерным запахом. Аммиак почти вдвое легче воздуха, относятся к IV классу опасности (малоопасные вещества). Растворимость  $\text{NH}_3$  в воде чрезвычайно велика - около 1200 объемов (при  $0^\circ\text{C}$ ) или 700 объемов (при  $20^\circ\text{C}$ ) в одном объеме воды.

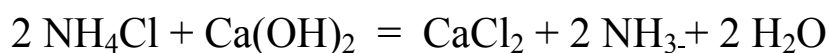
В жидком аммиаке молекулы связаны между собой водородными связями. Сравнение физических свойств жидкого аммиака с водой показывает, что аммиак имеет более низкие температуры кипения ( $T_{\text{кип.}} - 33,35^\circ\text{C}$ ) и плавления ( $T_{\text{пл.}} - 77,70^\circ\text{C}$ ), а также более низкую плотность, вязкость (вязкость жидкого аммиака в 7 раз меньше вязкости воды), проводимость и диэлектрическую проницаемость. Это

в некоторой степени объясняется тем, что прочность этих связей в жидком аммиаке существенно ниже, чем у воды, а также тем, что в молекуле аммиака имеется лишь одна пара неподелённых электронов, в отличие от двух пар в молекуле воды, что не дает возможность образовывать разветвлённую сеть водородных связей между несколькими молекулами. Аммиак легко переходит в бесцветную жидкость с плотностью 681,4 кг/м<sup>3</sup>, сильно преломляющую свет. Подобно воде, жидкий аммиак сильно ассоциирован, главным образом за счёт образования водородных связей. Жидкий аммиак практически не проводит электрический ток. Жидкий аммиак – хороший растворитель для очень большого числа органических, а также для многих неорганических соединений. Твёрдый аммиак – бесцветные кубические кристаллы.

Для получения аммиака в лаборатории используют действие сильных щелочей на соли аммония:



Обычно лабораторным способом аммиак получают слабым нагреванием смеси хлорида аммония с гашеной известью.



Для осушения аммиака его пропускают через смесь извести с гидроксидом натрия.

### **Опыт 13. Получение аммиака в лаборатории**

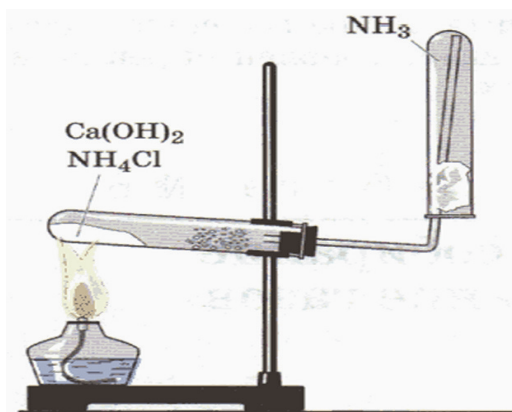


Рис. 38. Получение аммиака и его собиание методом вытеснения воздуха

Соберите прибор, как показано на рисунке 34 (цветной вкладка VIII), и проверьте его на герметичность. В фарфоровую чашку насыпьте хлорид аммония и гидроксид кальция объемом по одной ложечке для сжигания веществ. Смесь необходимо растереть в ступке, после пересыпьте в сухую пробирку. Закройте ее пробкой и укрепите в лапке штатива (обратите внимание на наклон пробирки относительно отверстия!). На газоотводную трубку наденьте сухую пробирку для собирания аммиака. Пробирку со смесью хлорида аммония и гидроксида кальция прогрейте сначала всю (2–3 движения пламени), а затем в том месте, где находится смесь. Для обнаружения аммиака поднесите к отверстию перевернутой вверх дном пробирки влажную фенолфталеиновую бумажку. Прекратите нагревание смеси. Пробирку, в которой собран аммиак, снимите с газоотводной трубки. Конец газоотводной трубки сразу же закройте кусочком мокрой ваты. Собранный аммиак можно использовать в следующем опыте «Аммиачный фонтан».

#### **Опыт 14. Аммиачный фонтан**

Аммиак – бесцветный газ, раздражает дыхательные пути. В больших концентрациях ядовит! Аммиак легче воздуха, хорошо растворим в воде. Опыт «аммиачный фонтан» как раз и основан на этом свойстве аммиака.

#### **Опыт проводится под тягой!!!**

В продаже, в хозяйственном магазине можно купить 25% раствор аммиака. Для опыта нам понадобится сухая *круглодонная* колба (другие брать нельзя!). Нагреем 2–3 мл аммиака до кипения. Затем закроем колбу резиновой пробкой, в отверстие которой вставлена оттянутая на конце стеклянная трубка. Также нам понадобится большая стеклянная емкость, наполненная водой с фенолфталеином. Закрытую колбу переворачиваем верх ногами и опускаем стеклянную

трубку в воду с фенолфталеином. Благодаря большой растворимости аммиака в воде большая часть газа растворится. В колбе возникает разрежение, и за счет этого вода из емкости поднимается в колбу. Красная окраска индикатора в колбе указывает на наличие основной среды в растворе.

Абсолютно аналогичный опыт можно провести и с соляной кислотой. Только в качестве индикатора лучше использовать метилоранж или лакмус. Опыт «Аммиачный фонтан» показан на рис. 39 на цветном вкладыше IX).

### **Опыт 15. «Взрывающаяся бумага» или «Вещество не терпящее прикосновений»**

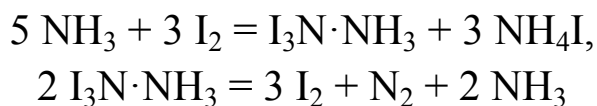
Это вещество открыл французский химик Жорж Симон Серюлла (1774–1832), который увлекся получением неустойчивых химических веществ. Однажды он выделил из водного раствора темно-коричневый осадок нитрида трийода  $I_3N$  и оставил его сушиться на фильтре до утра. Когда на следующий день Серюлла, чем-то рассерженный, резко открыл дверь в лабораторию, то произошел взрыв, разнесший в щепки лабораторный стол.

Позднее Серюлла, работая с малыми количествами  $I_3N$ , установил, что достаточно прикоснуться к его красно-фиолетовым кристаллам палочкой или просто подуть на них, как раздастся сильный хлопок с выделением фиолетового дыма – паров йода. Нитрид йода взрывается даже от громкой музыки.

Чтобы получить столь чувствительное к прикосновению вещество, в фарфоровую чашку наливают 1 мл концентрированного водного раствора аммиака  $NH_3$  и добавляют к нему не более 1 мл раствора аптечного йода. Образовавшийся темно-коричневый осадок моноаммиаката нитрида йода  $I_3N \cdot NH_3$  взбалтывают в растворе и выливают на фильтр. Сушить следует небольшими порциями, не больше пшеничного зерна. ***После высыхания вещество становится очень опасным.*** Поэтому все операции с ним надо проводить в мокром



состоянии. Получение и разложение нитрида йода (точнее, соединения нитрида йода с аммиаком) протекают в соответствии с реакциями:



Соответственно, для мероприятия фильтраты должны быть приготовлены заранее.

### 5.11. Термины (Лекция 5)

- **Гашенная известь** – гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , или «пушонка» – химическое вещество, сильное основание. Представляет собой порошок белого цвета, плохо растворимый в воде.

- **Негашенная известь** – оксид кальция,  $\text{CaO}$  (окись кальция или «кипелка», «кирабйт») – белое кристаллическое вещество, формула.

- **Известковая вода** – это насыщенный водный раствор гидроксида кальция концентрацией 0,15–0,17%.

- **Сухой лед** – сухой лед – это твердая форма углекислого газа ( $\text{CO}_2$ ), который не имеет запаха, вкуса и цвета, не проводит электричество и не воспламеняется

### Не путать НАШАТЫРЬ и НАШАТЫРНЫЙ СПИРТ!

- **Нашатырь** –  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (хлорид аммония, хлористый аммоний), белый кристаллический слегка гигроскопичный порошок без запаха.

- **Нашатырный спирт** – водный раствор аммиака (гидроксид аммония), бесцветная прозрачная жидкость с резким запахом. Применяется как лекарственное средство и для бытовых нужд.

### 5.12. Вопросы для самоконтроля (Лекции 5)

1. Перечислите реакции, используемые для получения кислорода в лаборатории.
2. Как правильно собирать кислород?

3. Проверка прибора на герметичность.
4. Порядок заполнения газометра кислородом.
5. Опишите опыт «Джин из бутылки».
6. Как доказать, что при сгорании серы и фосфора в атмосфере кислорода образуются кислотные оксиды?
7. Дайте характеристику водороду.
8. Что такое гремучий газ?
9. Перечислите реакции, используемые для получения водорода в лаборатории.
10. Опишите процессы происходящие, при растворении алюминия в смеси сульфата меди и хлорида натрия.
11. Дайте характеристику углекислому газу.
12. Что такое сухой лед?
13. Какие опыты могут продемонстрировать свойства углекислого газа.
14. Что такое аммиак, нашатырь, нашатырный спирт?
15. Что произойдет если смешать растворы йода и нашатырного спирта.

### **5.13. Используемые информационные ресурсы (Лекция 5)**

1. Витер В.Н. Реакция алюминия со смесью сульфата меди и хлорида натрия [Электронный ресурс] / В.Н. Витер // Электронный журнал «Химия и Химики». – 2010. – № 3. – URL: <http://chemistry-chemists.com/Video/Aluminium-CuSO4-NaCl.html> (дата обращения 22.12.13).

2. Витер В.Н. Наполним шарик водородом [Электронный ресурс] / В.Н. Витер // Электронный журнал «Химия и Химики». – 2010. – № 4. – <http://chemistry-chemists.com/Video/Hydrogen-balloon.html> (дата обращения 22.12.13).

3. Гроссе Э. Химия для любознательных. Основы химии и занимательные опыты / Э. Гроссе, Х. Вайсмантель. – 2-е русское изд. – Л.: Химия, 1985. – Лейпциг, 1974. – 280 с.

4. Занимательные опыты дома. [Электронный ресурс] – URL: <http://www.diagram.com.ua/tests/himija/index.shtml>

## **ЗАНИМАТЕЛЬНЫЙ ХИМИЧЕСКИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ В ПРОПЕДЕВТИЧЕСКОЙ ДЕЯТЕЛЬНОСТИ**

### **Содержание Лекции 6**

1. Занимательный химический эксперимент в пропедевтической деятельности.
2. Эксперименты, рекомендуемые к показу учителем при первом знакомстве с химией.
3. Ученический эксперимент, выполняемый на уроке в 5–7 классах
4. Опыты, выполняемые учениками дома самостоятельно.

Пропедевтика – в переводе с греческого – предварительно обучаю. Пропедевтика – введение в какую-либо науку или искусство, сокращенное систематическое изложение науки или искусства в элементарной форме, подготовительный (предварительный, вводный) курс, предшествующий более глубокому изучению предмета.

В настоящее время существует несколько пропедевтических курсов:

1. «Физика. Химия» 5–6 класс; А.Е. Гуревич.
2. «Химия. Вводный курс» 7 класс; О.С. Габриелян.
3. «Введение в химию: Мир глазами химика» 7 класс; А.И. Дементьев, Г.М. Чернобильская.

В современном развивающемся мире быстрыми темпами идет развитие всех технологий педагогических и информационных. Кроме того, необходимость реализации новых образовательных стандартов, преподавание дисциплин естественнонаучного цикла, а именно химии в средних учебных заведениях приобретает в последнее время особое значение. Поэтому изучение химии как раздела естествознания или самостоятельной дисциплины в 5 и 6 классах становится решающим фактором успешной адаптации учащихся к усвоению сложного

материала в старших классах, формирования у них основных химических компетенций и, что немаловажно, важным этапом работы с одарёнными детьми. При этом важно учесть, что только систематическая работа педагога с учащимися младшего возраста позволяет успешно освоить школьный курс химии, приобрести необходимые знания для сдачи ГИА и ЕГЭ по предмету и реализовать потребности одарённых учащихся в развитии творческих и, как следствие, интеллектуальных и организационных способностей, а также потребности личности к самообразованию, социальному и коммуникативному взаимодействию.

Существующие образовательные программы по химии в 8–11 классах при постоянном сокращении часов, отводимых на изучение дисциплин естественнонаучного цикла, в том числе и химии, не позволяют всем учащимся получать необходимые знания по предмету, а одарённым школьникам – развить свои творческие способности. Идея изучения химии как раздела естествознания в младших классах не является принципиально новой. Некоторые общеобразовательные учреждения ввели данные пропедевтические курсы в свои образовательные программы около 10 лет назад.

В контексте, наших интересов, нам необходимо рассмотреть какие занимательные эксперименты можно использовать в пропедевтическом курсе химии.

В пропедевтике по химии эксперименты также можно разделить на разные группы:

- занимательный демонстрационный эксперимент учителя
- эксперименты для самостоятельного выполнения в домашних условиях
- ученический эксперимент, выполняемый на уроке
- научно-исследовательский эксперимент, выполняемый в процессе проектной или исследовательской работе

В данной лекции мы рассмотрим первые три пункта. Научно-исследовательский эксперимент будет рассмотрен позже в Лекции 8.

Именно в пропедевтической деятельности особое значение имеет зрелищность эксперимента. Особенно при первичном знакомстве учащихся младших классов с химической дисциплиной.

Педагогический курс химии должен решать ряд задач:

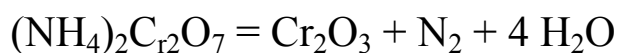
- Формировать стойкий интерес к дисциплинам естественнонаучного цикла (химии, физике, биологии и географии)
- Формировать основу химических знаний
- Формировать научное мировоззрение, через реализацию межпредметных связей, расширение общего кругозора.
- Приобретение навыков практической работы в химической лаборатории
- Умение работать с литературой, анализировать и делать

ВЫВОДЫ

### **6.1. Эксперименты, рекомендуемые к показу учащимся при первом знакомстве с химией**

#### **Опыт 16 а. Вулкан Бёттгера**

В 1843 году Рудольф Бёттгер получил дихромат аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  – оранжево-красное кристаллическое вещество. Он решил испытать это вещество. Насыпав на тарелку горку кристаллов, поднес к ней горящую лучинку. Кристаллы не вспыхнули, но вокруг конца горячей лучинки что-то "закипело", начали стремительно вылетать раскаленные частицы. Горка стала увеличиваться и скоро приняла внушительные размеры. Изменился и цвет: вместо оранжевого он стал зеленым. Позднее было установлено, что дихромат аммония самопроизвольно разлагается не только от зажженной лучинки или спички, но и от нагретой стеклянной палочки. При этом выделяется газообразный азот, пары воды, твердые частички раскаленного оксида хрома и большое количество теплоты. Идет внутримолекулярная окислительно-восстановительная реакция.



Порошок бихромата аммония насыпать горкой на негорючую поверхность (лист металла, асбестовая сетка). На вершине вулкана сделать кратер и капнуть туда 1 мл спирта. Поджигают при помощи лучинки. Опыт лучше проводить в затемненном помещении. Учтите, что объем оксида хрома во много раз превышает объем бихромата аммония. Опыт реально напоминает извержение вулкана и показан на рис. 40 на цветной вкладке IX. Реакция разложения бихромата аммония протекает с выделением большого количества тепла.

Существует также несколько модифицированных вариантов этого опыта.

### **Опыт 16 б. Модифицированный вулкан Бёттгера**

Насыпьте горку сахарной пудры и сделайте в ней углубление, в которое засыпьте бихромат аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Подожгите бихромат. Начало опыта ничем не отличается от описанного выше эксперимента. Однако,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , образующийся в ходе реакции разложения бихромата аммония, служит катализатором окисления сахарозы.

После окончания разложения бихромата аммония необходимо смесь перемешать. Опыт перейдет во вторую стадию. После, почти сгоревшую, но еще горячую горку посыпьте селитрой, при этом получатся красивые мерцающие огни, разъедающие массу.

### **Опыт 17. Вулкан Шееле – классический вариант**

В 1779 г. шведский аптекарь-химик Карл Шееле впервые получил из оливкового масла глицерин. Он назвал полученную жидкость «сладким маслом». Изучая свойства глицерина, однажды смешал его с кристаллическим перманганатом калия. Внезапно произошла вспышка смеси, которая обожгла ему лицо.

В настоящее время этот опыт (см. рис. 41 на цветной вкладке на стр. X) проводят следующим образом. **Опыт проводится под тягой!**

В фарфоровую чашку или на керамическую плитку насыпают горкой тщательно растертый в ступке перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ . В вершине горки делают небольшое углубление, вносят туда несколько капель глицерина  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ , не содержащего примеси воды, и сразу же отходят в сторону: сейчас «вулкан» проснется! Примерно через 1–2 мин происходит вспышка фиолетового цвета из-за разбрызгивания небольшой части  $\text{KMnO}_4$ ; глицерин при этом воспламеняется. Реакция сопровождается большим выделением энергии в виде теплоты и газообразных продуктов ( $\text{CO}_2$ , пары воды), которые увлекают за собой раскаленные твердые частицы диоксида марганца  $\text{MnO}_2$  и карбоната калия  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Полная иллюзия извержения вулкана!



Обычно опыт не вызывает затруднений, однако, иногда глицерин не загорается. Глицерин может содержать в себе примесь масла или воды. От масла очистить глицерин сложно, а воду можно удалить. Для удаления воды глицерин нужно аккуратно нагреть в открытом сосуде. Если содержание воды существенное, то глицерин (точнее вода в нем) сначала закипит. Как только начинают образовываться густые пары белого дыма, значит, вода вся испарилась. **Осторожно! Пары глицерина при контакте с пламенем могут загореться!** Если произойдет возгорание, необходимо прекратить доступ кислорода - накройте отверстие сосуда большим стаканом.

**Лить воду в горящий глицерин нельзя!** (Будет гореть еще сильнее).

Кроме приведенных выше «Вулканов» существуют и другие опыты «Вулканы». Один, из которых, будет приведен ниже в разделе «Опыты выполняемые учениками самостоятельно».

### **Опыт 18. Несгораемый платок**

Небольшой платочек (обязательно хлопчатобумажный) погружают в раствор «фери» или силиката натрия (смешивают силикатный клей с водой в отношении 1:10), хорошо смачивают и отжимают. Затем платочек берут за уголок пинцетом, погружают в стакан с этанолом (можно брать ацетон, диэтиловый эфир, денатурат, бензин и другие легковоспламеняющиеся жидкости), вынимают и тут же поджигают с помощью лучины. Горящий платок плавно вращают сначала по часовой стрелке, потом против неё. Спирт быстро сгорает, а платочек остается невредимым. Опыт «Несгораемый платок» показан на рис. 42 на цветной вкладке X. После опыта платочек стирают в теплой воде и его снова можно использовать по назначению.

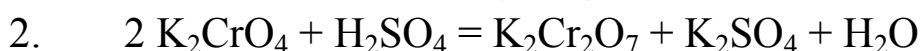
#### **При выполнении опыта соблюдайте технику безопасности!**

Кроме описанных выше опытов существует множество ярких, красивых и запоминающихся опытов.

### **Опыт 19. «Химическая радуга»**

В семь больших пробирок, помещенных в демонстрационный штатив с белым фоном, сливаем попарно растворы:

1. хлорид железа (III) и роданид калия (красный цвет)
2. раствор хромата калия подкисляем  $H_2SO_4$  (оранжевый цвет)
3. нитрат свинца и иодид калия (желтый цвет)
4. сульфат никеля (II) и гидроксид натрия (зеленый цвет)
5. сульфат меди (II) и гидроксид натрия (голубой цвет)
6. сульфат меди (II) и раствор аммиака (синий цвет)
7. хлорид кобальта (II) и роданида калия (фиолетовый цвет)





5.  $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{Na}_2\text{SO}_4$
6.  $\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_3 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
7.  $\text{CoCl}_2 + 2\text{KCNS} = \text{Co}(\text{CNS})_2 + 2 \text{KCl}$

Из описанных выше опытов в данном разделе следует упомянуть следующие опыты: возгонка бензойной кислоты, аммиачный фонтан, взрывающая бумага, тушение свечей содержимым пустого стакана.

**Опыт № 20. «Мороженое Дракулы»**  
**или обугливание сахара серной кислотой**

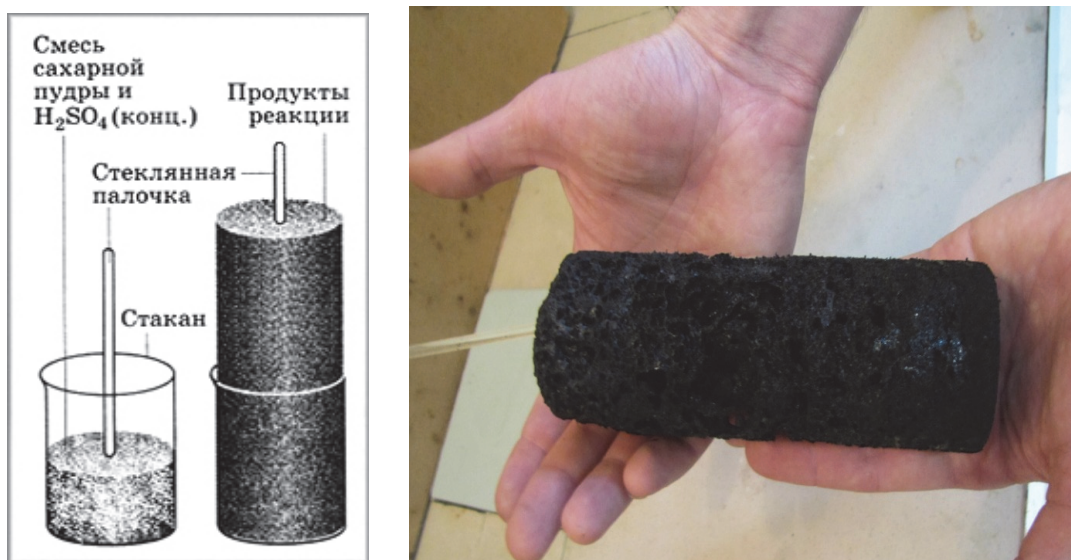
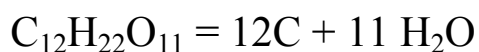


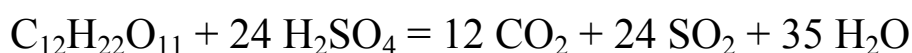
Рис. 43. Опыт «Мороженое Дракулы»

Сахар под действием серной кислоты окисляется в конечном итоге до  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$  и при нагревании обугливается из-за разложения на углерод и воду.

Концентрированная серная кислота - бесцветная тяжелая маслянистая жидкость, является сильным окислителем и хорошим водоотнимающим средством, способным обугливать сахар.



В стакан на 300 мл необходимо поместить 15 г (30 г) сахарной пудры и добавить 8 мл (15 мл) концентрированной серной кислоты ( $\rho = 1.84 \text{ г/см}^3$ ). Полученную массу надо перемешать стеклянной палочкой. Примерно через две минуты начинается бурная реакция с выделением тепла. Если стеклянную палочку поставить вертикально, то она будет, как палочка от мороженого, образовавшаяся черная пористая масса (пористый уголь) очень быстро застывает. Параллельно с дегидратацией сахарозы происходит окисление угля и сахара.



В реакции выделяется большое количество газов, которые и делают реакционную массу пористой, выталкивая ее из стакана.

### **Опыт 21. «Много пены из ничего»**

Опыт демонстрирует каталитическое разложение перекиси водорода. Скорость разложения зависит от температуры, концентрации и 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.

**вариант а** – в качестве катализатора используется аммиачный комплекс меди ( $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ).

**вариант б** – в качестве катализатора используется дихромат калия ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ).

Перекись водорода является нестабильным веществом и очень быстро разлагается на воду и кислород. Катализатор – ускоряет реакцию, а жидкое мыло делает ее более наглядной.

### **Опыт 21. Вариант а**

Для опыта лучше взять цилиндр на 500 мл или плоскодонную колбу. В колбе смешиваем раствор перекиси водорода (30 мл 30 %  $\text{H}_2\text{O}_2$ ) и жидкое мыло. В отдельном стаканчике готовим раствор комплекса меди с аммиаком. Аммиак смешиваем с медным купоросом до образования темно-синего густого раствора (5 г  $\text{CuSO}_4$  + 15 мл 10 % раствора аммиака).



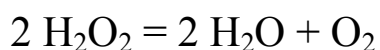
Доливаем полученный темно-синий раствор в колбу. Наблюдаем бурную реакцию пенообразования (см. рис. 44а на цветной вкладке XI). Опыт очень эффектный и зрелищный!

В случае с комплексом меди перекись водорода должна быть более концентрированной (30–50 %).

### **Опыт 21. Вариант б**

Когда используем  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , перекись лучше разбавить. Эта реакция протекает более бурно. Для приготовления раствора перекиси лучше взять 20 мл воды и 30 мл 30 % перекиси (см. рис. 44б на цветной вкладке XI).

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



При разложении одной части 6%-ного раствора перекиси водорода выделяется 20 частей газообразного кислорода. Мыльный раствор не дает кислороду «улететь». Пузырьки выделившегося кислорода обволакиваются слоем молекул мыла и поднимаются на поверхность. Соприкасаясь друг с другом, они образуют ячеистую структуру – пену. Пена получается плотной и долго не оседает из-за низкого содержания воды. Для большей зрелищности можно добавить красители перед началом реакции.

## 6.2. Ученический эксперимент, выполняемый на уроке в 5–7 классах

Как уже упоминалось выше, существуют различные учебники и программы различных авторов для преподавания предметов естественнонаучных циклов в младших классах.

Одна из самых серьёзных проблем, с которой сталкиваемся мы сегодня в школе при преподавании химии, – «нечувствительность» восьмиклассников к новому и трудному для большинства предмету. Можно сказать, что в силу физиологической природы подростка к 13–14 годам специфика интересов и поведения многих учащихся этого возраста и необходимость освоить что-то абсолютно новое всего за два класса создают общеизвестные негативные установки.

А вот если говорить про младший подростковый возраст, 11–12 лет, в котором химию, как правило, не изучают, более всего чувствителен ко всему новому. И у детей этого возраста большой интерес к различного рода практической деятельности: наибольший интерес вызывают те предметы, где можно многое сделать самостоятельно и собственными руками.

Химия, как раз, и является тем предметом, который предоставляет большие возможности практической самостоятельной деятельности. Знания из области химии, могут найти применения в повседневной жизни. Поэтому можно с уверенностью утверждать, что при правильной мотивации учеников интерес к информации связанной с химией может быть очень большим.

Если провести анализ учебников для 5–7 классов, которые предлагают вводные курсы химии, то можно заметить, что не все авторы предлагают самостоятельный ученический эксперимент.

Например, в учебнике «Физика. Химия. 5–6 класс» (авторы Гуревич А.Е. и др. – 1997 год) примерно 75 % учебного материала отводится физике и только около 25 % – химии. При этом химия представлена на очень наглядном уровне. Учебник изобилует практическими работами, как домашними, так и выполняемыми на

уроке. Работы очень простые, поэтому учащиеся вполне могут самостоятельно проделывать необходимые эксперименты.

**Опыт 22 а. Наблюдение явления диффузии**  
**(учебник А.Е. Гуревича)**

1. Откройте на короткое время пробирку с ватой, смоченной спиртом. Что вы почувствовали? Как можно объяснить распространение запаха спирта с точки зрения молекулярного строения вещества?

2. Смочите часть листа бумаги водой и положите на увлажненное место кристаллик марганцовки. 2. Что вы наблюдаете? объясните происходящее явление с точки зрения молекулярного строения вещества. Сделайте вывод о том, где происходит диффузия быстрее: в газах или в жидкостях.

3. Прделайте опыт, описанный в задании 2, но на этот раз смочите бумагу горячей водой. В каком случае диффузия происходит быстрее: при выполнении задания 2 или сейчас? Сделайте вывод о том, как зависит скорость диффузии от температуры.

**Вывод:** Чем выше температура, тем быстрее происходит диффузия.

**Опыт 22 б. Наблюдение явления диффузии**  
**(учебник О.С. Габриеляна)**

1. На расстоянии 3 метров от вас ваш помощник распыляет вверх в течении 2-х секунд освежитель воздуха или дезодорант-аэрозоль. Определите время с момента распыления до того момента когда, вы почувствовали запах ароматизатора.

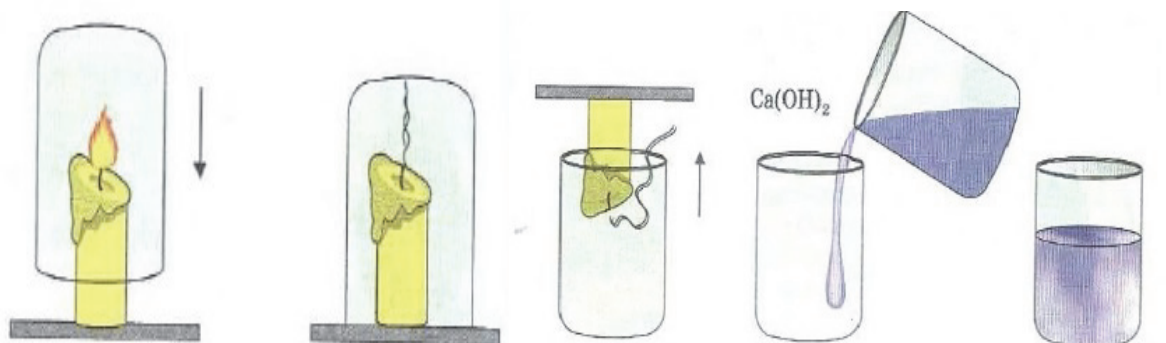
2. Нанесите на предметное стекло каплю чистой воды и с помощью кисточки подкрасьте ее тушью. Накройте подкрашенную каплю покровным стеклом и рассмотрите в микроскоп.

3. Данный опыт можно провести сразу в трех сосудах: охлажденном, комнатной температуры и подогретом. В стеклянный стакан или

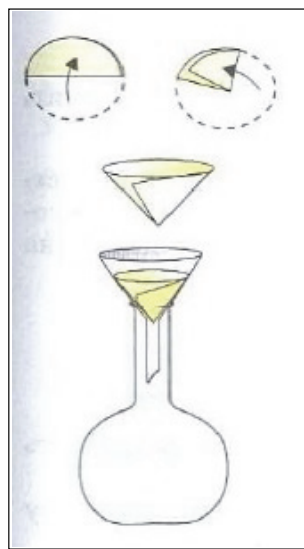
плоскодонную колбу бросьте несколько кристалликов марганцовки ( $\text{KMnO}_4$ ). Понаблюдайте за процессом растворения кристаллов. Сделайте вывод.

**Опыт 23. Наблюдение горения.**  
**Изучение свойств углекислого газа**

Зажгите свечку. Установите ее на крышку, предварительно накапав расплавленный стеарин. Прекратите доступ кислорода к свечке: для этого накройте ее перевернутым стаканом. Что произошло? Объясните почему.



Аккуратно переверните стакан и очень аккуратно снимите с него крышку. Налейте в стакан известковой воды. Обратите внимание на то, что известковая вода помутнела – это признак образовавшегося углекислого газа. Откуда в стакане появился углекислый газ? Какое явление произошло (физическое или химическое)?



## ***Опыт 24. Разделение растворимых и нерастворимых веществ фильтрованием***

Сложите фильтр, как показано на рисунке, поместите его в воронку, налейте в него капельку воды, чтобы фильтр плотно прилегал к стенкам воронки. Вставьте воронку с фильтром в колбу. Возьмите 2–3 ложечки вещества (песок, опилки, железную стружку, пух и т.д.), поместите его в пробирку и налейте в нее воды до трети высоты пробирки. Размешайте вещество в пробирке. Отметьте, видны ли частицы вещества в воде? Изменился ли цвет раствора? Пропустите раствор сквозь фильтр. Разверните фильтр и посмотрите, есть в нем частички вещества или их нет. Выясните, растворимы ли в воде сахарный песок, соль, речной песок.

В учебнике О.С. Габриеляна «Химия. Вводный курс» присутствуют три вида экспериментальных работ:

1. Лабораторный опыт: выполняется учащимися
2. Домашний опыт: выполняется учащимися
3. Демонстрационный опыт: выполняется учителем

### **6.3. Опыты, выполняемые учениками дома самостоятельно**

Домашний опыт может выполняться учеником целиком самостоятельно или же после объяснения учителем на уроке. Как правило, на дом следует задавать опыты, связанные с повседневной жизнью и в качестве реактивов использовать подручные средства, свободно продаваемые в магазине. Возможно частичное выполнение опыта в домашних условиях, а какую-то часть опыта можно проделать совместно с учителем на уроке.

## **Опыт 25. Экстракция**

Возьмите несколько зеленых листьев, поместите их в банку (стакан), залейте небольшим количеством раствора спирта. Нагрейте

стакан на водяной бане. Через некоторое время раствор окрасится в красивый зеленый цвет.

Ученик должен ответить на вопросы: какое это явление физическое или химическое? Что вызывает появление окраски?

### ***Опыт 26. Определение содержания органических и неорганических веществ в растениях***

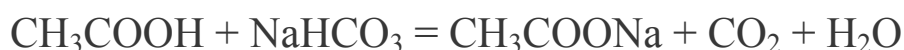
Этот опыт выполняется частично самостоятельно дома, а вторая часть с помощью учителя.

Взвешиваете 100г свежей зелени (укроп, петрушка, одуванчик и т.д.). В течение 5–7 дней высушиваете (на солнце, батарее). Снова взвешиваете. Масса уменьшилась. На сколько грамм? Таким образом, вы узнаете, какое количество влаги содержала зелень. Далее понадобится помощь педагога. Прокалите в муфельной печи сухую зелень. При этом удаляются все органические вещества, содержащиеся в растении. Взвесьте сухой остаток после прокаливания, там останутся только неорганические вещества (минеральные соли). Далее вы высчитываете процентное содержание воды, органических и неорганических веществ во взятом для опыта растении.

### **Опыт 27. Вулкан из чайной соды и уксуса**

Для опыта понадобится самодельная модель вулкана, которую, как правило, делают из бумаги и пластилина, сода, столовый уксус или лимонная кислота, моющее средство и красители.

Внутрь вулкана насыпаем соды и наливаем немного моющего средства, в стакане отдельно готовим подкрашенный раствор уксуса (к уксусу добавляем краску). Позже содержимое стакана заливаем в жерло вулкана, и он просыпается (см. рис. 45 и 46 «Самодельные вулканы» и «Извержение вулкана» на цветной вкладке XI и XII). В основе опыта лежит следующее уравнение реакции:





Именно бурное выделение углекислого газа и вызывает образование «лавы». Данный опыт может быть использован при интегрированном уроке химия-география, при изучении темы «Вулканы». Этот опыт очень простой и зрелищный, его может выполнить ученик дома самостоятельно.

### **Опыт 28. Изучение процесса коррозии железа**

Для проведения эксперимента понадобятся три бутылки (пластиковые или стеклянные) с пробками или крышками объемом 250–500 мл; 3 больших гвоздя; вода кипяченая и из-под крана; поваренная соль; мыло; наждачная бумага.

Гвозди следует избавить от масляного слоя, которым они покрыты во избежание ржавления. Помойте гвозди мылом, высушите и зачистите их поверхность наждачной бумагой.

Первый гвоздь положим в бутылку заполненную холодной кипяченой водой. Закрываем её крышкой (прекращаем доступ кислорода).

Во вторую бутылку наливаем холодную кипяченую воду на половину емкости, кладем гвоздь, крышку не закрываем.

В третью, на половину заполненную водой бутылку, насыпаем две столовые ложки NaCl, хорошо перемешиваем. После полного растворения соли в воде, кладем туда гвоздь. Крышку закрывать не надо.

На каждой бутылке напишите маркером номер. Через неделю на гвоздях должна проявиться ржавчина. Дети должны записать свои наблюдения и сделать выводы.

### **Опыт 2. Выращивание кристаллов в домашних условиях**

Мы уже рассказывали об этом занимательном эксперименте в *Лекции 3* (очистка химических веществ). Этот опыт замечательно можно провести в домашних условиях. Можно выращивать кристаллы: поваренной соли, морской соли, сахара, медного купороса. См. опыты 2 (а, б, в)

Таким образом, мы рассмотрели различные виды эксперимента в пропедевтической деятельности при преподавании предмета «Химия».

Цель пропедевтического курса – развитие познавательной активности, творческого мышления, умения самостоятельно применять свои знания, а так же саморазвитие; формирование устойчивого интереса к химии; создать условия для осознанного выбора естественно-научного профиля обучения.

#### 6.4. Термины (Лекция 6)

- **Пропедевтика** в переводе с греческого языка – «предварительно обучаю». Пропедевтика – введение в какую-либо науку или искусство, сокращенное систематическое изложение науки или искусства в элементарной форме, подготовительный (предварительный, вводный) курс, предшествующий более глубокому изучению предмета.
- **Селитра** – тривиальное название для минералов, содержащих нитраты щелочных и щелочноземельных металлов.
- **Катализатор** – химическое вещество, ускоряющее реакцию, но не входящее в состав продуктов реакции.
- **Ингибитор** – химическое вещество, замедляющее реакцию, но не входящее в состав продуктов реакции.
- **Хлорофилл** – зеленый пигмент, обуславливающий окраску хлоропластов растений в зеленый цвет. При его участии осуществляется процесс фотосинтеза. По химическому строению хлорофиллы – магниевые комплексы различных тетрапирролов. Хлорофиллы структурно близки гему (гемоглобину).
- **Коррозия** – это самопроизвольное разрушение металлов в результате химического или физико-химического взаимодействия с окружающей средой. В общем случае это разрушение любого материала, будь то металл или керамика, дерево или полимер.

## Цветные рисунки



Рис. 3. Мерные колбы

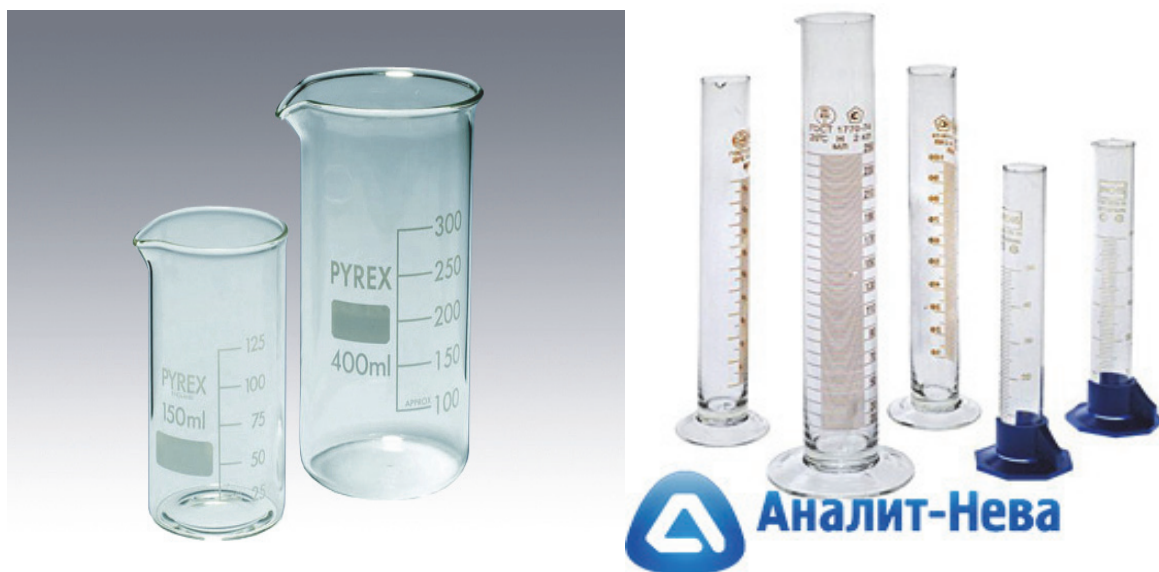


Рис. 4. Мерная посуда



Рис. 9. Возгонка йода



Рис.11. Сладкие кристаллы – леденцы на палочке



Рис.12. Приготовление насыщенного раствора сахара



Рис. 13. Кристаллы медного купороса

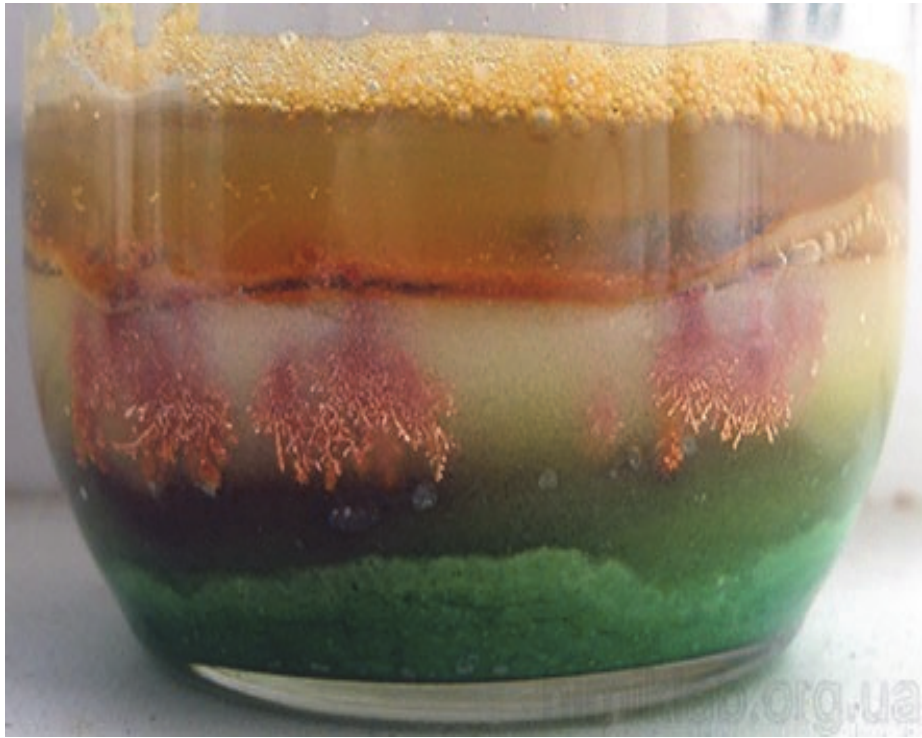


Рис. 14. Выращивание кристаллов меди



Рис.15. Разнообразие кристаллов



Рис.16. Выращивание кристаллов на каркасе

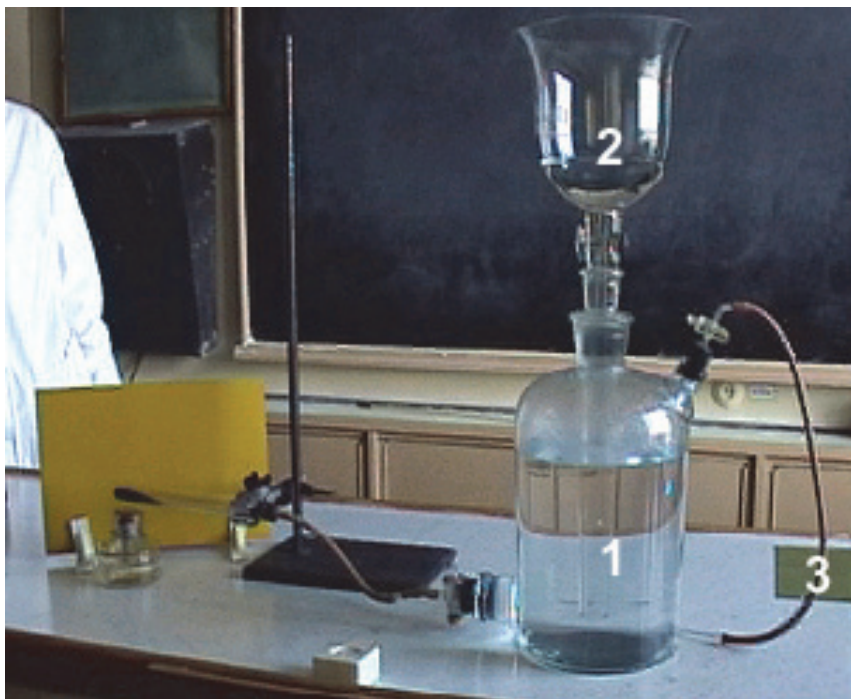


Рис. 286. Получение кислорода в лаборатории и заполнение им газометра





Рис. 29. Экзотермическая реакция разложения 30 % перекиси водорода под действием катализатора – диоксида марганца

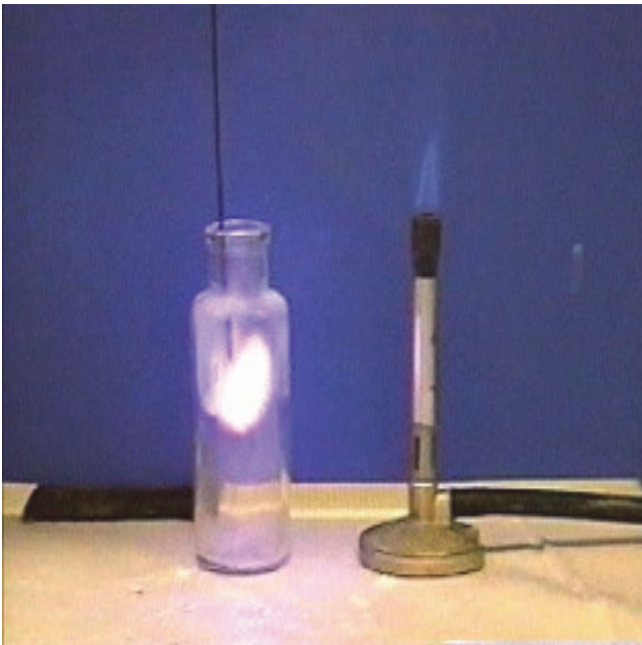


Рис. 30. Горение серы в кислороде



Рис. 31. Горение фосфора в кислороде

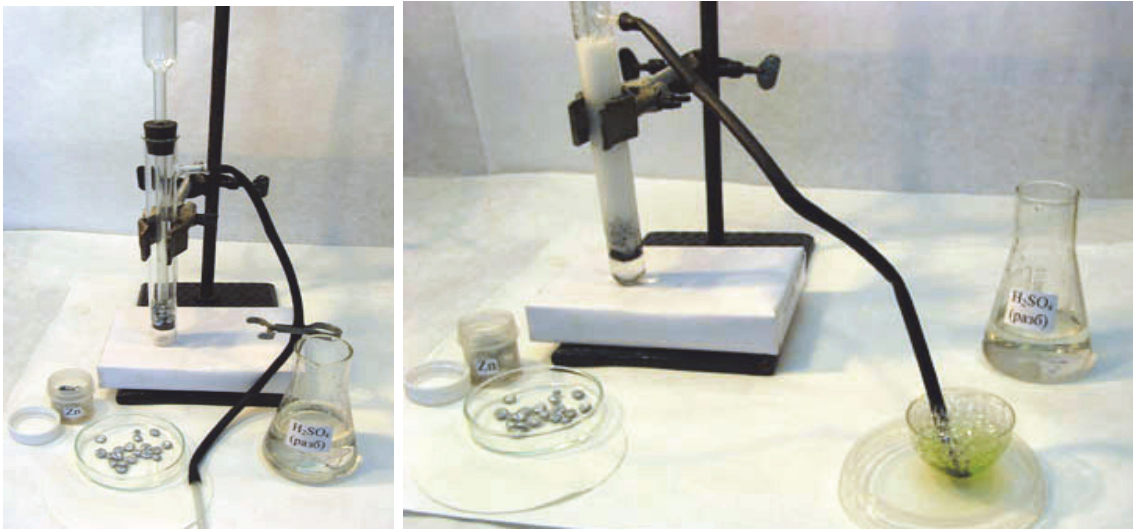


Рис. 32. Прибор для получения водорода. Прибор Кирюшкина

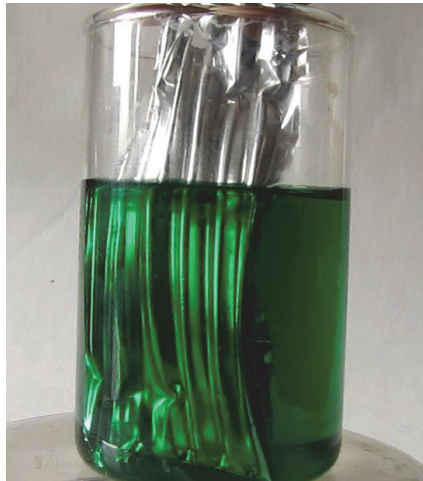


Рис. 34. Получения водорода

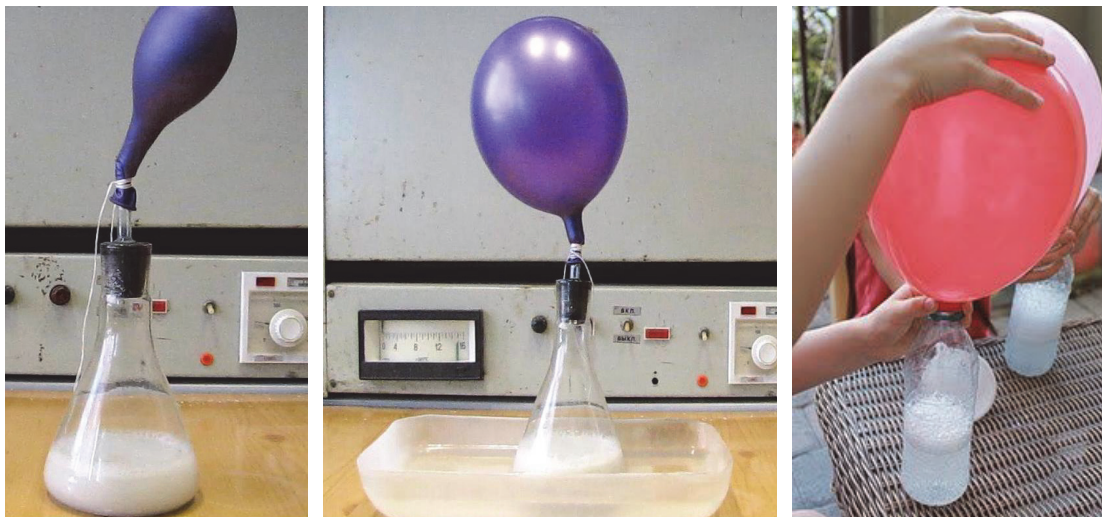


Рис. 35. Надуваем шарики с водородом



Рис. 37. Гигантский мыльный пузырь из сухого льда

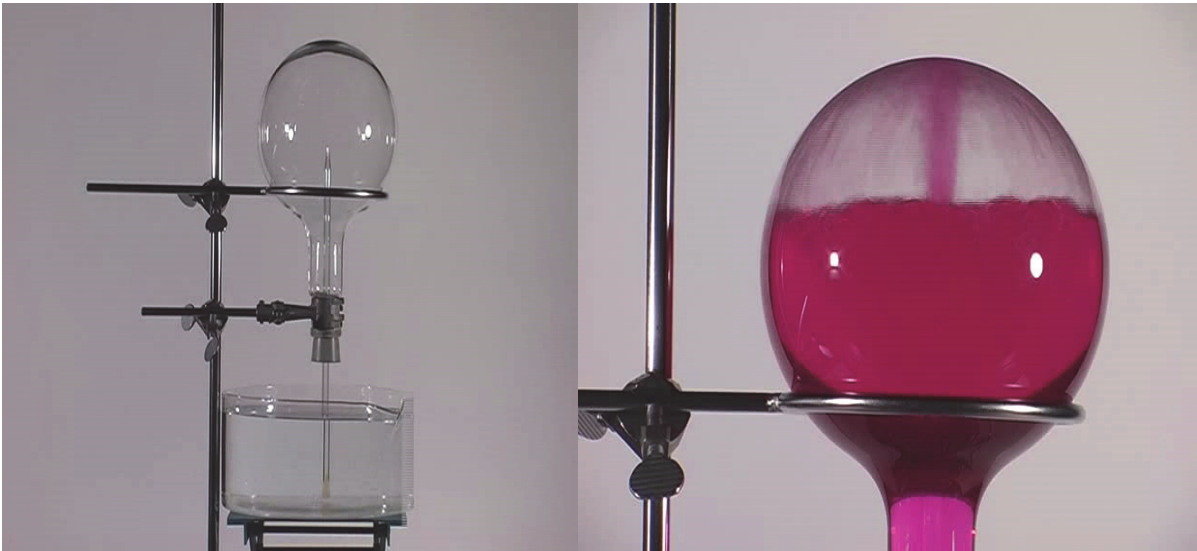


Рис. 39. Опыт аммиачный фонтан



Рис. 40. Вулкан Бётгера (классический вариант)

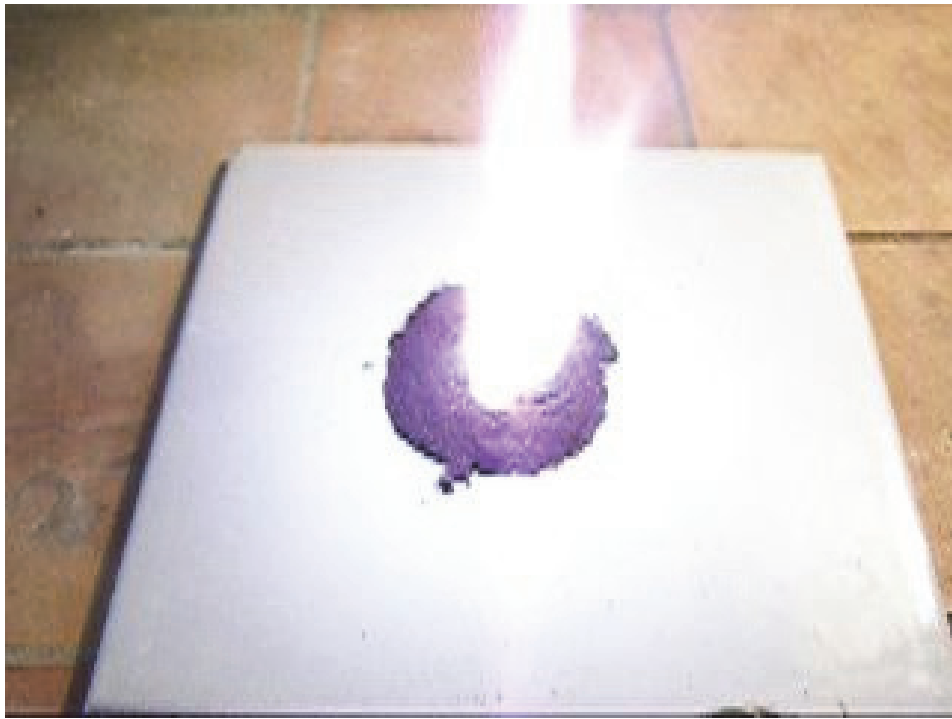


Рис. 41. Вулкан Шееле



Рис. 42. Опыт «Несгораемый платок»



а.



б.

Рис. 44. Опыт «Много пены из ничего»  
а.  $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_3$ ; б.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$



Рис. 45. Самодельные вулканы



Рис. 46. Вулкан до извержения



Рис. 46. Извержение вулкана

## **6.5. Вопросы для самоконтроля и проверки усвоенных знаний и навыков (Лекция 6)**

1. Что такое пропедевтика?
2. Какие учебники в настоящее время существуют для 5–7 классов по химии?
3. Эксперименты, рекомендуемые к показу учителем при первом знакомстве с химией.
4. Какие опыты могут выполнять ученики дома самостоятельно?
5. Какими опытами можно продемонстрировать явление диффузии?
6. Придумайте опыт, который ученики могут выполнить дома самостоятельно.
- 7.

## **6.6. Используемые информационные источники (Лекция 6)**

1. Гуревич А.Е. Физика. Химия. 5–6 классы / А.Е. Гуревич, Д.А. Исаев, Л.С. Понтак. – М.: Дрофа, 2011. – 192 с.
2. Габриелян О.С. Химия. Вводный курс. 7 класс / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, А.К. Ахлебинин. – М.: Дрофа, 2013. – 160 с.
3. Дементьев А.И. Введение в химию: Мир глазами химика. 7 класс // А.И. Дементьев, Г.М. Чернобельская. – М.: Владос, 2008. – 253 с.
4. Степин Б.Д. Самые эффектные и красивые опыты / Б.Д. Степин // Химия. Изд. дом «Первое сентября». – 2000. – № 42. – URL: <http://him.1september.ru/article.php?ID=200004203> (дата обращения: 20.11.2013).
5. Злотникова Э.Г. «Урок окончен – занятия продолжаются». – М.: Просвещение, 1992.
6. Кирюшин Д.М, Полосин В.С. Методика обучения химии. – М.: Просвещение, 1970.
7. Тригубчак И.В, Шипарева Г.А. Введение в химию. Методические рекомендации к учебнику 7 класса / И.В. Тригубчак, Г.А. Шипарева. – М.: Владос – 2003. – 80 с.
8. Г.А. Шипарева Мир глазами химика. Домашний эксперимент

к пропедевтическому курсу химии 7 класса / Шипарева Г.А. // Химия. Изд. дом «Первое сентября». – 2000. – № 8. – URL: <http://him.1september.ru/article.php?ID=200000804> (дата обращения: 22.11.2013)

9. Простая наука. Удивительные опыты для детей. Химия. – URL: <http://simplescience.ru/video/about:chemistry/> (обращение: 25.11.2013).



## Темы для рефератов и исследовательских проектов

1. Опыты с применением перекиси водорода
2. Опыты: возгонки, пены
3. Опыты: химический сад
4. Опыты, иллюстрирующие протекание ОВР
5. ОВР в органической химии
6. Опыты, иллюстрирующие свойства хрома и его соединений
7. Опыты, иллюстрирующие свойства оксидов.
8. Опыты с различными индикаторами (не менее пяти различных индикаторов)
9. Универсальные индикаторы в домашних условиях
10. Кислородсодержащие соединения в органической химии
11. Цветные реакции
12. Опыты: тайнопись
13. Опыты: вулканы
14. Опыты с органическими веществами
15. Несмешивающиеся жидкости
16. Опыты с пищевыми продуктами
17. ОВР в органической химии
18. Опыты с кислотами
19. Опыты с основаниями
20. Основные и амфотерные оксиды
21. Каждый охотник желает знать, где сидит фазан (химическая радуга)
22. Опыты с газами.
23. Опыты с металлами
24. Опыты с использованием клея (канцелярский, ПВА)
25. Химический серпентарий
26. Волшебные огни
27. Опыты из аптеки
28. Опыты в домашних условиях
29. Опыты для младших школьников

Объем реферата должен быть не менее 10 страниц, шрифт 13–14 pt, интервал 1,5. Все поля по 2 см. Реферат должен содержать титульный лист, введение, непосредственно описание опытов с иллюстрациями, заключение и выводы. Иллюстрации сделаны студентами. Количество описываемых опытов не менее 5.

## Послесловие

В первой лекции, приведенного материала по основам химического эксперимента, рассмотрены правила работы в химической лаборатории (техника безопасности), связанные с опасным характером работы в лаборатории. Важное место в этой лекции занимают вопросы, связанные с использованием легковоспламеняющихся жидкостей, металлического натрия и агрессивных сред при выполнении опытов. Обсуждаются вопросы организации экспериментальной работы и ведении лабораторного журнала. Уделено внимание и правильному мытью, сушке химической посуды.

В сущности, основываясь на материалах первой лекции, далее, во второй, рассматриваются практические работы со стеклом и способы приготовления растворов, а также теоретические вопросы по решению задач. Предложены материалы для самоконтроля и проверки усвоенных знаний и навыков. Третья лекция посвящена основным методам очистки химических веществ, что непосредственно связано с проблемой идентификации полученных соединений. В четвертой и пятой лекциях рассмотрены основные газовые законы, правила работы с газами и показаны демонстрационные опыты. И, наконец, в шестой лекции, тесно связанной со всеми предыдущими, описан занимательный химический эксперимент в пропедевтической деятельности. Цикл лекций снабжен красочными рисунками демонстрационных опытов.

Необходимо отметить, что данный цикл лекций написан для молодых учителей и преподавателей вузов, студентов педагогического профиля и школьников. В каждой лекции отдельно дано объяснение используемых химических терминов, предложены вопросы для самоконтроля и проверки усвоенных знаний и использованная литература (информационные ресурсы).

Таким образом, основное содержание учебного пособия обеспечивает возможность для широкого круга любителей химического эксперимента осознанного притока в ряды химического сообщества «молодых учёных». Если приведенный материал окажется полезным учащимся и учителям, то работу авторов можно будет считать выполненной.

*Учебное издание*

**Бахтиярова Ю.В.**

**Миннуллин Р.Р.**

**Галкин В.И.**

**Основы химического эксперимента  
и занимательные опыты по химии**

*Учебное пособие для вузов*

Подписано в печать 10.07.2014.

Бумага офсетная. Печать цифровая.

Формат 60x84<sup>1/16</sup>. Гарнитура «Times New Roman». Усл. печ. л. 9,1.

Уч.-изд. л. 5. Тираж 500 экз. Заказ .

**Издательство Казанского университета**

420008, г. Казань, ул. Профессора Нухина, 1/37

тел. (843) 233-73-59, 292-65-60