

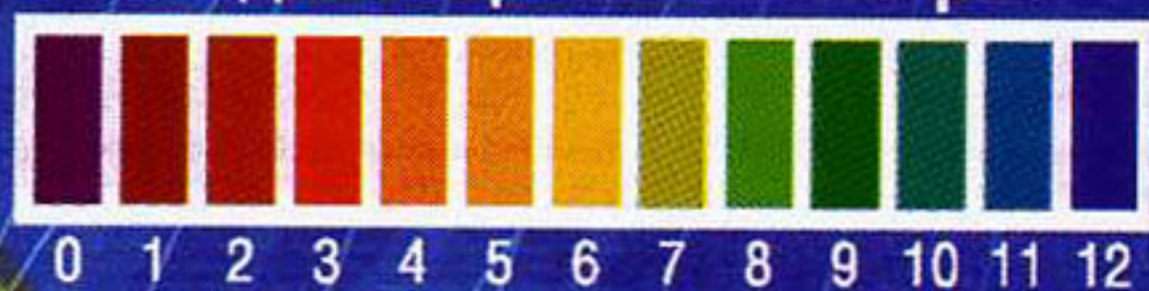
НАУЧНЫЕ
РАЗВЛЕЧЕНИЯ

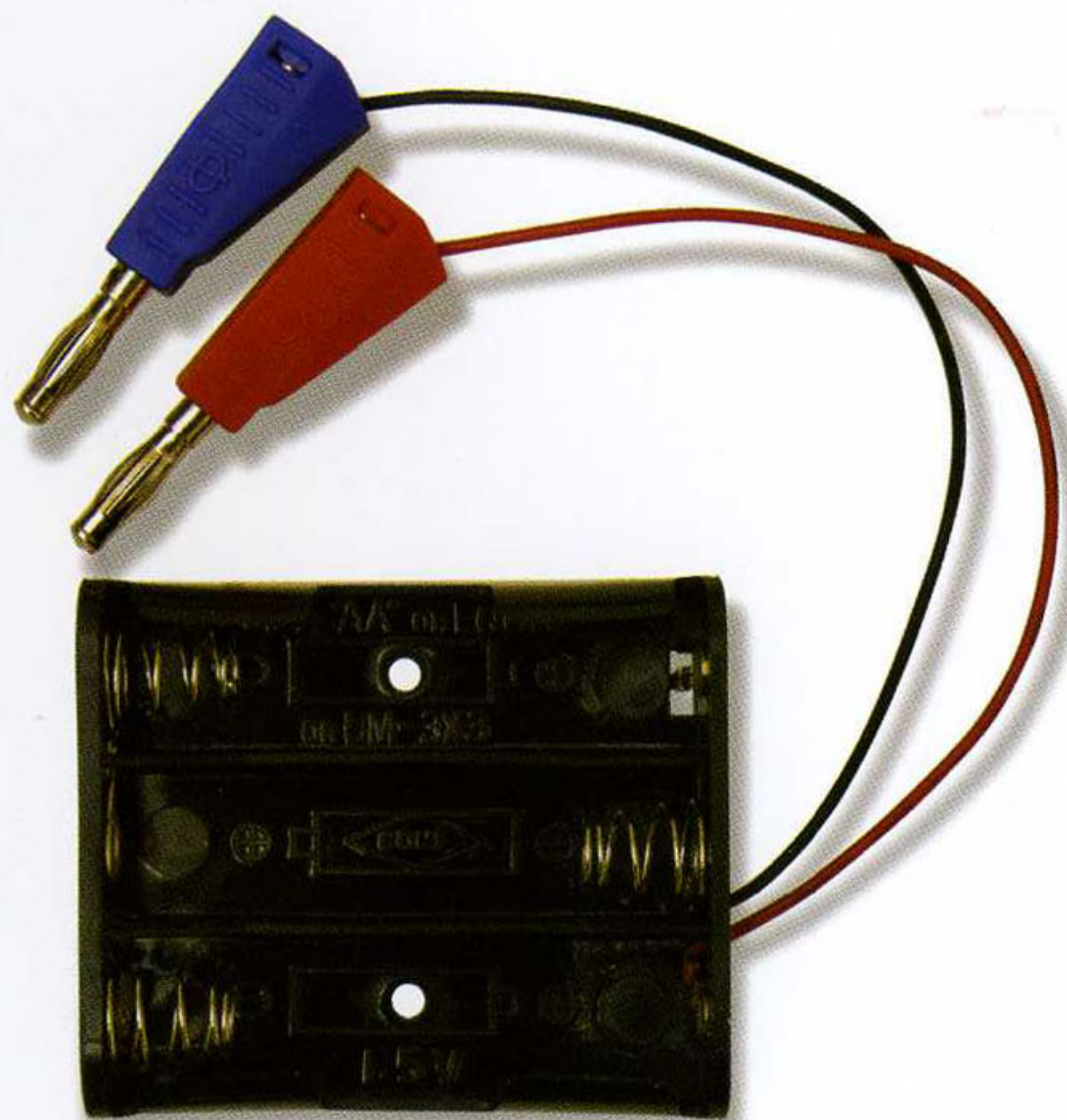
ЮНЫЙ ХИМИК

145 ОПЫТОВ С ВЕЩЕСТВАМИ



Индикаторная шкала pH





ВНИМАНИЕ!

В вашем наборе для проведения опытов вместо плоской батарейки напряжением 4,5 V следует использовать три батарейки типа «АА», соединенные последовательно.

При использовании держателя батареек, входящего в набор, следует при установке батареек соблюдать полярность.

Д. М. Жилин

ЮНЫЙ ХИМИК
145 ОПЫТОВ С ВЕЩЕСТВАМИ

Для школьников старше 10 лет



ИЗДАТЕЛЬСТВО
ЮВЕНТА

Москва
2012

УДК 631
ББК 22.343.344
Ж72

Рецензент А. М. Чистякова

Жилин Д. М.

Ж72 Юный химик. 145 опытов с веществами / Д. М. Жилин. – М.: Издательство «Ювента», 2012. – 176 с.: ил.

ISBN 978-5-85429-449-2 (5-й завод)

Настоящая книга с комплектом оборудования и реактивов предназначена для всех, кто интересуется химией – наукой, которой мы обязаны изобретением пластмасс, моющих и косметических средств, синтетических волокон и многого другого, без чего немыслима жизнь современного человека. Книга с набором позволяет провести 145 опытов по химии разной сложности, которые охватывают многие теоретические и практические стороны этой науки. Работа с набором не требует никаких предварительных знаний по химии. А тем, кто уже начал изучать химию в школе, она будет неплохим подспорьем.

УДК 631
ББК 22.343.344

Замечания и предложения просим направлять автору по адресу zhila2000@mail.ru

© Жилин Д. М., 2009
© ООО «Научные развлечения», 2009
© Издательство «Ювента», 2010

ISBN 978-5-85429-449-2 (5-й завод)

Жилин Денис Михайлович

**Юный химик
145 опытов с веществами**

Ответственный за выпуск **Ю. И. Веслинский**
Оформление обложки **ООО «Студия Раут дизайн»**
Художественный редактор **Т. С. Шаляпина**
Технический редактор **Е. В. Бегунова**
Компьютерная верстка **В. Н. Зиновьева**
Корректор **И. Н. Павлова**

Подписано в печать 10.10.2011. Формат 60х84/16.
Бумага офсетная. Печать офсетная. Гарнитура PragmatikaC.
Печ. л. 11,0. Усл. печ. л. 10,23. Тираж 8001–11000 (5-й завод). Заказ №1288

Издательство «Ювента»

(структурное подразделение ООО «С-инфо»)

125284 Москва, а/я 42 **Телефон:** (499) 253-13-42 **Факс:** 796-92-99
E-mail: books@si.ru **Адрес в Интернете:** www.books.si.ru

Отпечатано в ОАО «Фабрика офсетной печати №2»
141800, г. Дмитров, Московская область, ул. Московская, д. 3

СОДЕРЖАНИЕ

ПРАВИЛА РАБОТЫ И ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ	12
ЧТО ЕСТЬ В НАБОРЕ	19
КАК ПОНИМАТЬ НЕПОНЯТНЫЕ ЛАТИНСКИЕ БУКВЫ С ЦИФРАМИ, ИЛИ ЧТО ТАКОЕ ХИМИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ.....	26
ОСНОВНЫЕ ПРИЕМЫ РАБОТЫ.....	28
1. Перемешивание способствует растворению	28
2. Как перемешивать раствор в пробирке	29
3. Работа с сухим горючим	30
4. Растворы насыщенные и ненасыщенные	31
КИСЛОЕ И ГОРЬКОЕ (ОПЫТЫ С КИСЛОТАМИ И ОСНОВАНИЯМИ)	32
5. Кислый... цвет, или Что такое индикаторы	32
6. Кислоты могут разъедать одежду.....	34
7. Кислота растворяет металл	35
8. Кислоты сильные и слабые	35
9. Почему кислоты вредно действуют на зубы.....	36
10. Чернила меняют цвет, или Метилвиолет – индикатор, различающий сильные и слабые кислоты	37
11. Был бесцветный – стал малиновый, или Индикаторы на основания	39
12. Как пахнет аммиак	40
13. Невидимые чернила № 1	41
14. Основания и универсальная индикаторная бумага.....	41

15. Щелочи разъедают одежду	41
16. Саморазогревающийся раствор, или Реакция нейтрализации.....	42
17. Дым без огня	45
18. Индикаторная бумага, или Что такое «пэ аш».....	45
УГЛЕКИСЛЫЙ ГАЗ И ЕГО ПРОИЗВОДНЫЕ	47
19. Что мы выдыхаем, или Как обнаружить углекислый газ	47
20. Чем плоха теплая газировка.....	48
21. Сода позволяет обнаруживать кислоты.....	49
22. Как обнаружить кислоты в газированных напитках.....	49
23. Зачем соду кладут в тесто	50
24. Чем отличается питьевая сода от стиральной ...	51
25. Растворение мела.....	52
26. Минеральная вода тоже содержит гидрокарбонаты.....	53
27. Что такое накипь и как ее смыть?	55
ВОДА И ЕЕ СВОЙСТВА	56
28. Вода – изолятор или проводник?	56
29. Еще раз о сильных и слабых кислотах	58
30. Получение хлора, или Что такое электролиз...	58
31. Из розового в голубой и обратно, или О ближних и дальних соседях	60
32. Из синего в зеленый и обратно, или Еще раз о ближних и дальних соседях	61
33. Обесцвечивание голубых кристаллов, или Что такое кристаллогидрат и как обнаружить воду	62

34. Мы выдыхаем влагу.....	63
35. В воздухе содержится влага.....	63
36. Невидимые чернила № 2.....	64
37. Вода замерзает в руке	64
38. Вода помогает химическим реакциям.....	66
КАК ОБНАРУЖИТЬ ВЕЩЕСТВО, ИЛИ ЧТО ТАКОЕ АНАЛИТИКА	66
39. Желтый осадок, или Как обнаружить фосфаты....	67
40. Из воды – «молоко», или Как обнаружить хлориды	68
41. Как обнаружить фосфорную кислоту в напитках.....	69
42. Из бесцветного – синий, или Иод и крахмал находят друг друга	70
43. Обнаружение крахмала в продуктах питания	71
ВОДА ЧИСТАЯ И НЕЧИСТАЯ	71
44. Есть ли примеси в водопроводной воде.....	71
45. Как очистить водопроводную воду от примесей.....	72
46. Как различить водопроводную и дистиллированную воду	73
ЧТО ТАКОЕ ВОДОПОДГОТОВКА И ЗАЧЕМ ОНА НУЖНА	74
47. Очистка воды от взвесей (осветление).....	75
48. Как удалить осадок, или Что такое фильтрование	76
49. Связывание растворенных органических веществ, или Что такое адсорбция.....	77
50. Силикагель – важный адсорбент	78

51. Хлор – вещество, которое применяют для обеззараживания воды.....	78
52. Исследуем бактерицидные свойства хлора	79
53. На чем основано бактерицидное действие хлора	80
54. Хлор – отбеливатель	81
55. Еще один способ обеззаразить воду.....	82
56. Хлорка тоже выделяет хлор.....	82
ОПЫТЫ С МОЮЩИМИ СРЕДСТВАМИ	84
57. Почему мыло моет, или Что такое поверхностно-активные вещества	84
58. Мыло обладает основными свойствами	86
59. Как оценить качество мыл и шампуней, или Чем хорош «пэ аш пять и пять».....	87
60. Что мешает мылу мылить, или Что такое жесткая вода.....	88
61. Как бороться с жесткостью воды.....	89
62. Чем плох фосфат в стиральном порошке	90
63. Как обнаружить фосфат в стиральном порошке	91
64. Почему стиральным порошком нежелательно мыть руки и стирать шерстяные вещи	91
65. Что не смоешь мылом	92
66. Отбеливатели	92
РЕАКЦИИ С ОБРАЗОВАНИЕМ ОСАДКОВ	94
67. Как образуются осадки	94
68. Радуга.....	95
69. Неорганический сад.....	96
70. Белые иглы из желтого месива.....	96

КИСЛОРОД	98
71. Кислород поддерживает горение.....	98
72. Перманганат калия поддерживает горение	99
73. Сжигаем железные булавки	99
74. Реагирует, но не изменяется, или Что такое катализатор	101
МЕТАЛЛЫ	102
75. Металлы активные и неактивные.....	102
76. Алюминий – активный, но защищенный	103
77. Получаем пиррофорные металлы	104
78. Когда полезна большая поверхность.....	105
79. Металл из металла.....	106
80. Серебряная губка	107
81. Серебрение медных поверхностей	107
82. Серебряное зеркало	109
83. Получение металлов электролизом.....	110
84. Электролиз позволяет получать чистые металлы	112
85. Электричество растворяет металлы, или Что такое активный анод.....	113
86. Откуда на меди черный налет?.....	114
87. Как очистить медь от черного налета	115
88. И это мы пьем	115
89. Как сделать надпись на металле	116
90. Как растворить медь	116
ЧТО ТАКОЕ КОРРОЗИЯ	117
И КАК С НЕЙ БОРОТЬСЯ	117
91. Как образуется ржавчина	117
92. Соли способствуют коррозии.....	119

93. Как удалить ржавчину.....	119
94. Легирование стали	
как способ борьбы с коррозией	120
95. Что такое гальваническая пара	120
96. Зачем цинкуют железо	123
97. Чем плоха кровля, покрытая медью.....	124
ЦВЕТОВЫЕ ПЕРЕХОДЫ	125
98. Хром – от слова «цвет»	125
99. Манганат и перманганат,	
или Как подавить реакцию	126
ЕЩЕ ОБ ИЗМЕНЕНИИ ЦВЕТОВ, ИЛИ ЧТО	
ТАКОЕ КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ	128
100. Саморазрезание и чудесное исцеление	
(опыт не для слабонервных)	128
101. На цвет влияет... воздух.....	129
ОТ ПЕРЕМЕНЫ МЕСТ СЛАГАЕМЫХ	130
102. Газ выделяется и не выделяется.....	131
103. Осадок или раствор	132
104. Беленькое чернеется	133
ПУТИ РЕАКЦИЙ	134
105. Появление и исчезновение окраски	134
106. Еще раз о работе катализатора	135
ОПЫТЫ СО СТЕКЛОМ	137
107. Разрезание и оплавление трубок	138
108. Почему нельзя резко охлаждать	
стекло.....	139
109. Нерастворимых веществ не бывает.....	140
110. Как делают цветные стекла	141
111. Травление стекла	141
112. Жидкое стекло	142

113. Зачем нужно обезжиривать	
поверхности перед склеиванием	143
114. Силикат натрия – огнеупор.....	144
ОПЫТЫ С ПИЩЕВЫМИ ПРОДУКТАМИ	145
115. Как обнаружить белок	145
116. Как различить ткани из растительных,	
животных и синтетических волокон	145
117. Почему тяжелые металлы ядовиты	147
118. Денатурация белка, или Зачем в воду,	
в которой варят яйца, добавляют соль	147
119. Разлагаем белок на составляющие	148
120. Обнаруживаем сахар	149
121. Обнаруживаем глюкозу	150
122. Карамелизация сахара.....	152
123. Глюкоза из крахмала	153
ПОДОБНОЕ В ПОДОБНОМ,	
ИЛИ ЧТО В ЧЕМ РАСТВОРЯЕТСЯ	154
124. Жидкости смешивающиеся	
и несмешивающиеся.....	154
125. Ацетон – гидрофильный и липофильный	155
126. Когда вода не тушит огонь.....	156
127. Основы химической чистки	157
128. Почему вещи перед химчисткой	
нежелательно стирать	157
129. Почему, когда сдаешь одежду в химчистку,	
желательно отпаривать пластмассовые пуговицы	157
130. Экстракция, или Переход	
из растворителя в растворитель.....	159
131. Как выделить иод из настойки,	
или Что такое высаливание.....	159

МНОГОГРАННЫЙ ИОД	161
132. Какого цвета пары иода	161
133. Как вывести пятно иода.....	161
134. Зачем при ангине полоскать горло смесью соды и иода	162
135. Как получить иод.....	162
ИГРЫ С ОГНЕМ	163
136. Возгонка	163
137. Вулканчик	164
138. Цветные пламена	164
139. Перманганат калия отдает кислород	166
140. Реакция, протекающая с охлаждением	166
141. Многие вещества растворяются с поглощением тепла	167
ОПЫТЫ С ПАХУЧИМИ ВЕЩЕСТВАМИ	168
142. Выделяем душистые вещества из цветов...	168
143. Эфирные масла придают запах апельсину и лимону	169
144. Выделяем хвойный экстракт	169
145. Сернистый газ – один из загрязняющих компонентов городского воздуха	170
ПРИЛОЖЕНИЯ	171
Как упаривать растворы	171
Как приготовить известковую воду	172
Как сварить крахмальный клейстер	172
Как получить силикагель.....	173
Что такое водяная баня и как ее сделать.....	173
Как отмыть пробирки от разных налетов.....	174
Таблица растворимости	176

Слово к читателю

Дорога в тысячу ли
начинается с одного шага.

Китайская мудрость

Дорогие мальчики и девочки!

Мы вам страшно завидуем, потому что вы молоды и у вас еще все впереди. Вам предстоит проделать массу интересных опытов, которые мы проделали сами, пока создавали эту домашнюю лабораторию. Да, перед вами действительно настоящая научная лаборатория. Реактивы и оборудование, которое вы найдете в комплекте, позволяют вам провести все описанные здесь эксперименты. Правда, в некоторых случаях вам придется обратиться к помощи своих родителей, когда понадобятся новые батарейки или что-нибудь из домашней химии.

Проводя опыты, вы становитесь настоящими исследователями: для того чтобы понять то или иное явление, вам придется подумать и проделать множество различных экспериментов.

Эта книга – не учебник. Она поможет вам познакомиться с окружающим миром, на который мы часто просто не обращаем внимания.

Если в процессе экспериментирования у вас возникнут вопросы, не бойтесь задать их себе,

родителям, даже учителям. Если они смогут на них ответить, вы станете чуточку умнее, а если не смогут, то вы почувствуете себя чуточку взрослее.

Если вы захотите поделиться своими наблюдениями, к вашим услугам блог сообщества «Научные развлечения» <http://www.nau-ra.ru/blog/>. Там же вы можете посмотреть записи некоторых опытов, сделанных нами, и обменяться мнениями.

Будем считать, что мы познакомились, а теперь давайте побыстрее перейдем к опытам. Но сначала – некоторая теория и правила работы.

Правила работы и техника безопасности

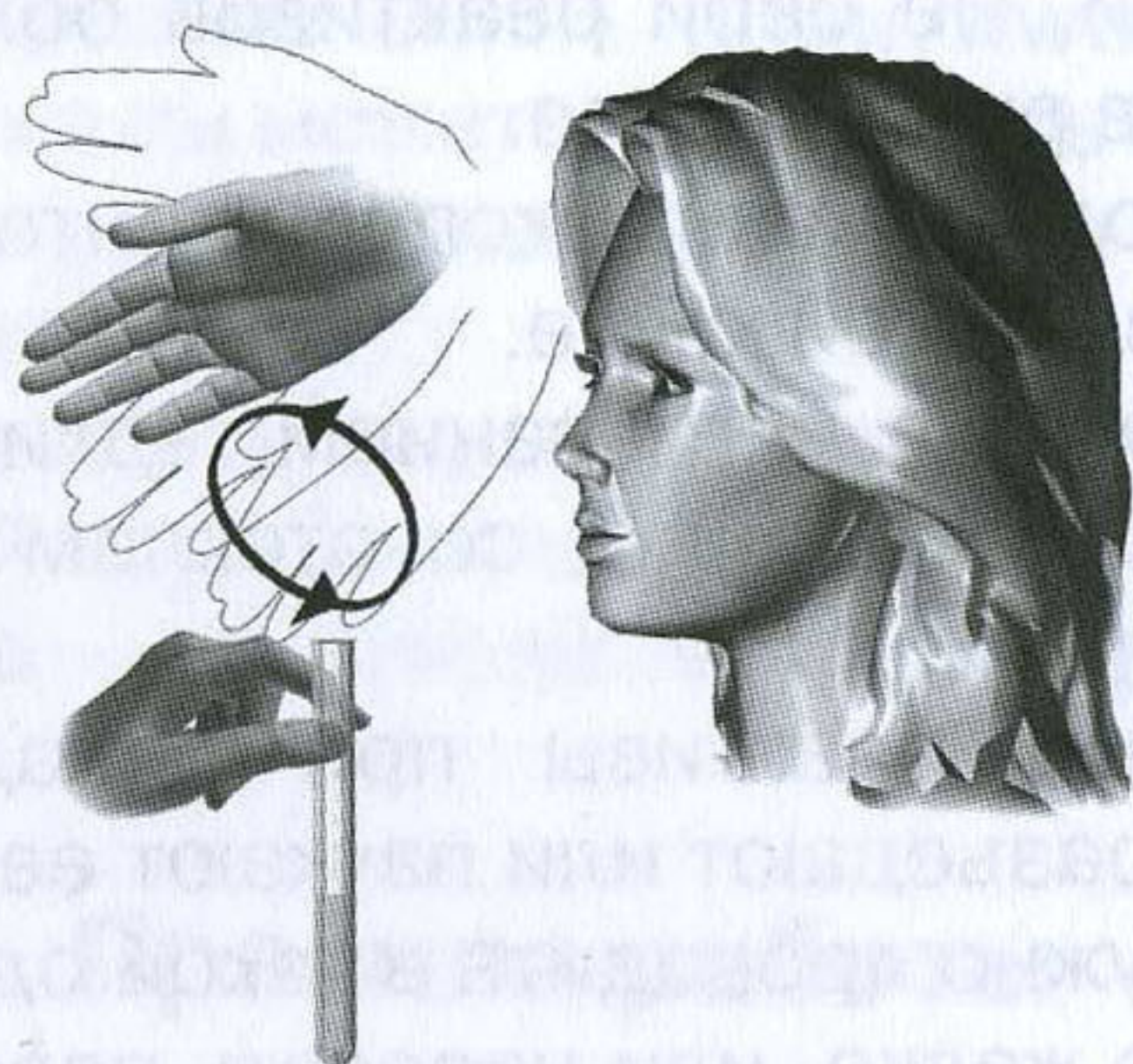
Техника безопасности – это искусство, требующее жертв.

В наборе «Юный химик» находятся самые разные реактивы. Нельзя сказать, чтобы они были очень опасны – уксусная эссенция и стиральные порошки, которые есть в каждом доме, гораздо опаснее многих из них. Однако практически любые реактивы, попав на кожу или, еще хуже, в желудок или в глаза, могут вызвать неприятные последствия вроде ожогов,


чувства жжения и т.п. Чтобы при проведении химических опытов избежать любых неприятностей, соблюдай следующие правила техники безопасности:

- Тщательно следуй описаниям опытов, обращая особое внимание на меры предосторожности. Не бери реактивов больше, чем указано в руководстве.
- Не проводи никаких экспериментов, не описанных в данной книге.
- При опытах с нагреванием, едкими веществами и, особенно, со стеклом защищай глаза очками.
- Некоторые реактивы при попадании на одежду разъедают или пачкают ее. Поэтому опыты нужно проводить в такой одежде, которую не жалко, или надевать поверх одежды рабочий халат.
- Для опытов используй специальную посуду. Нельзя проводить опыты в той же посуде, из которой кто-то потом будет есть.
- Категорически запрещается пробовать реактивы на вкус!
- Старайся, чтобы никакие вещества, за исключением специально для этого предназначенных, не попадали на кожу, особенно поврежденную. Самый нежный орган – глаза. Их надо беречь «как зеницу ока».
- Вещества, попавшие на кожу и, особенно, в глаза, смывай холодной водой.


- Ни в коем случае нельзя засовывать нос в банку, чтобы понюхать какой-нибудь реактив. Нужно, держа горлышко банки на уровне носа в 30–40 см от него, помахивать над ней другой рукой, направлять от банки к носу поток воздуха.





В случаях, если опыты могут представлять какую-либо опасность, в описании приведены меры предосторожности. Кроме того, на поля вынесены предупреждающие значки:


 В опыте используются едкие вещества – гидроксид натрия **NaOH**, гидроксид кальция **Ca(OH)₂**, соляная кислота **HCl** и перманганат калия **KMnO₄**. Нужно избегать их попадания на кожу и, особенно, в глаза. Если на кожу попал гидроксид натрия или кальция, его нужно немедленно смыть 3%-ным раствором борной или уксусной кислоты. Соляную, щавелевую и любую другую кислоту смывают

3%-ным раствором пищевой соды. Перманганат калия оставляет коричневые пятна, которые достаточно быстро сходят сами.

 В ходе опыта используются или могут выделяться едкие или дурно пахнущие газы, следует обеспечить приток свежего воздуха.

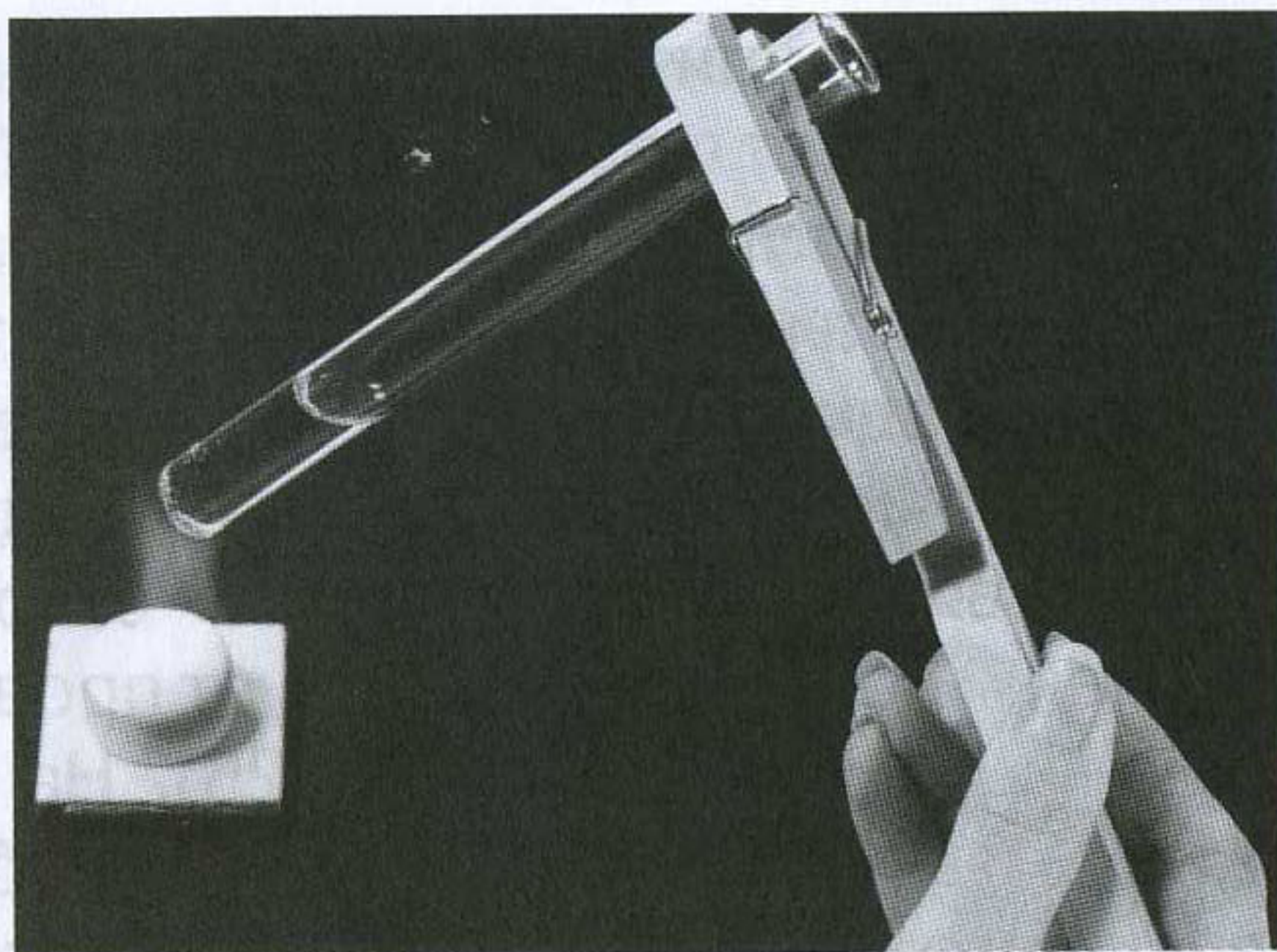
 Опыт связан с появлением открытого пламени. Такие опыты следует проводить на негорючей подложке (см. с. 25). На столе не должно быть горючих веществ (из набора – гексана и ацетона). Кроме того, следует остерегаться термического ожога и не хвататься за поверхности, побывавшие в контакте с пламенем до того, как они остынут.

 В опыте используются горючие вещества. Запрещается использовать открытое пламя.

 Опыт со специальными требованиями по безопасности. Внимательно следуйте описанию.

Особенно осторожным нужно быть, нагревая пробирки и вообще работая с открытым пламенем.

- Если ты нагреваешь пробирку на спиртовке, пробирка должна быть заполнена жидкостью не более чем на четверть, иначе «плюнет».
- Перед нагреванием пробирки убедись, что снаружи она сухая, иначе пробирка треснет.
- Нагревая пробирку, держи ее наклоненной примерно на 45°, иначе «плюнет».



- Нагревая пробирку, направляй ее открытый конец в сторону от себя и от других людей (на случай, если «плюнет»).
- Когда начинаешь нагревать пробирку, сначала слегка прогрей ее на половину длины,водя ее над пламенем сухого горючего. Только после предварительного прогрева ее можно начинать нагревать в нижней части. Иначе от неравномерного нагрева стекло может треснуть.
- Ни в коем случае не ставь керамическую подставку с сухим горючим непосредственно на стол. Ее нужно ставить на негорючую теплоизолирующую подложку (см. с. 25).
- При ожогах охлади обожженное место под струей воды в течение нескольких минут. Если вдруг появятся пузыри, не вскрывай их – под ними кожа восстанавливается быстрее.

Аккуратность при работе нужно соблюдать не только из соображений безопасности. Часто опыты не получаются или идут совсем не так, как хотелось бы, по одной простой причине – в реактивы попало что-то не то (грязь, другие реактивы и т.п.). Чтобы все опыты получались, нужно соблюдать следующие правила:

- В емкости с реактивами, которые находятся у тебя в наборе, не лей **ничего**, иначе реактивы могут запачкаться. Даже если ты только что вылил реактив из емкости в другой сосуд, переливать обратно его уже нельзя.
- Внимательно читай этикетки.
- Следи, чтобы на всех реактивах были этикетки. Не оставляй неподписанные реактивы.
- Рабочее место содержи в чистоте и порядке.
- Отобрав какой-либо реактив ложечкой, сразу оботри ее бумажной салфеткой или туалетной бумагой.
- Сразу после каждого опыта вымой посуду.

При проведении опытов желательно иметь под рукой простейшую аптечку, в которой держать:

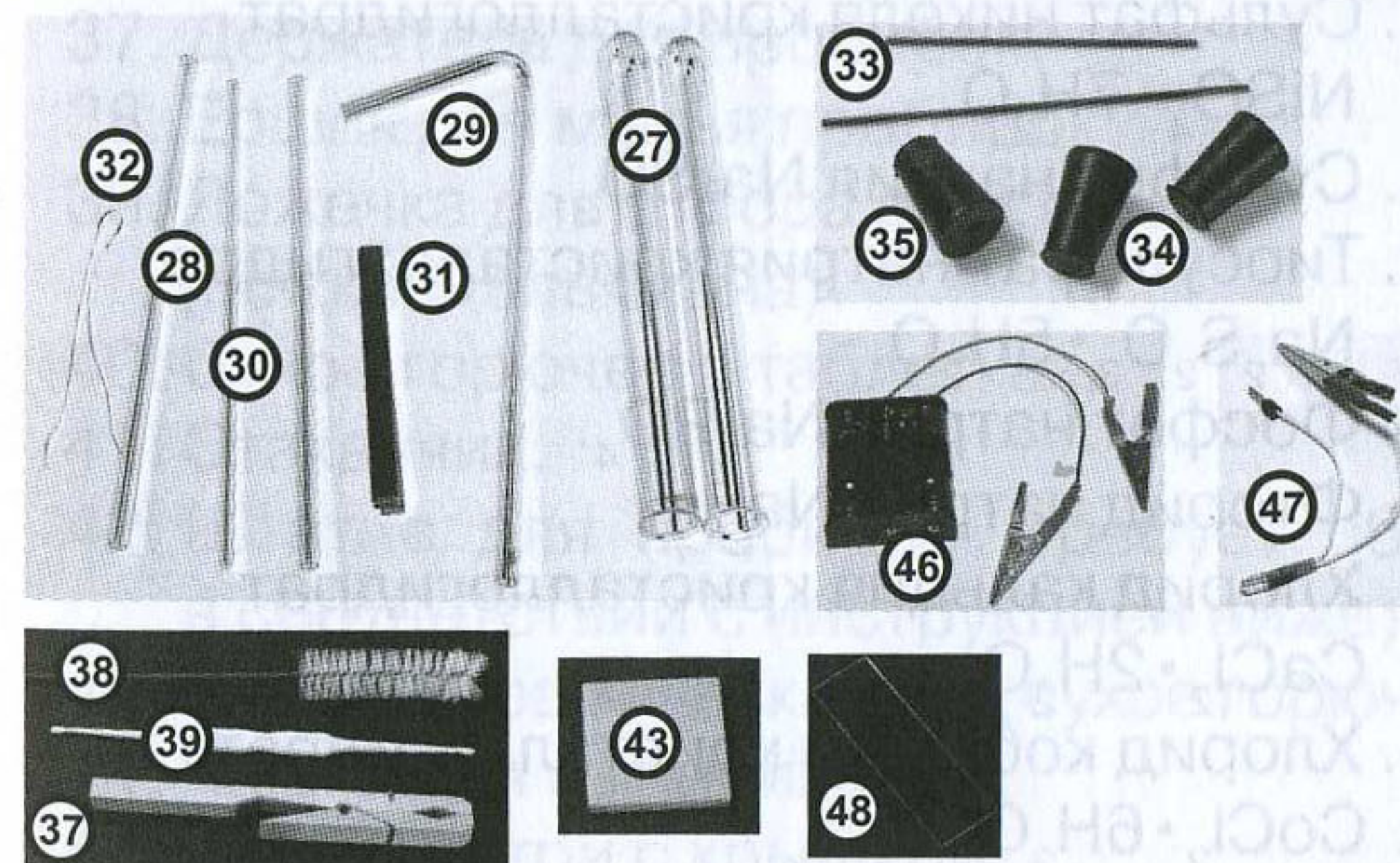
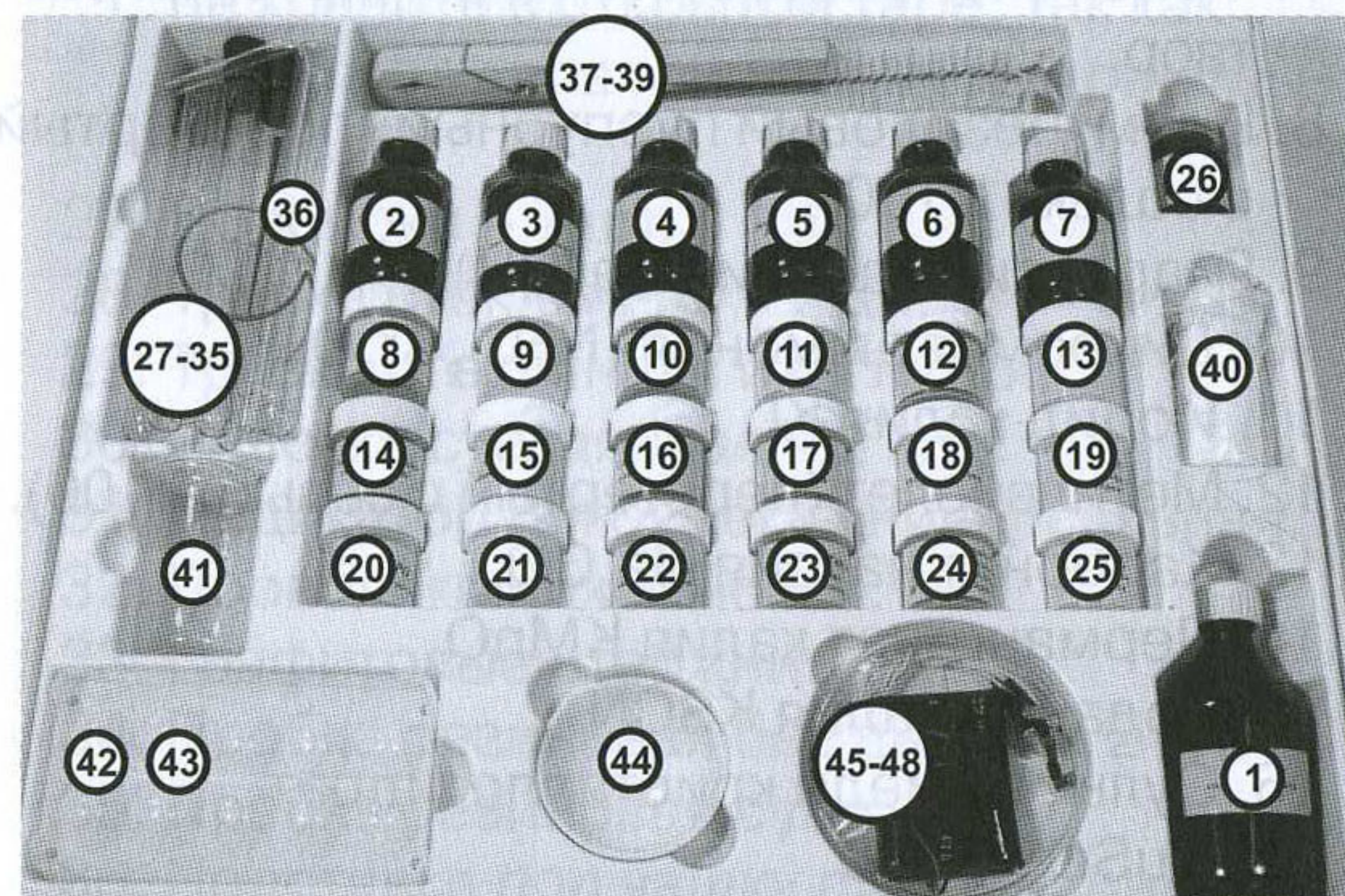
- 3%-ный раствор борной или уксусной кислоты (в 1 стакан воды добавляют 1 чайную ложку твердой борной кислоты или уксусной эссенции и перемешивают). Им смывают капли гидроксида натрия или аммиака, попавшие в любое неположенное место (на кожу, одежду, пол и т.п.).

- 3%-ный раствор пищевой соды (чайная ложка соды, растворенная в стакане воды; хранить не более недели). Им смывают попавшие в неположенное место кислоты.
- 3%-ный раствор перекиси водорода (кровоостанавливающее на случай порезов).
- Вата и бинт.

Многие реактивы оказывают вредное влияние не только на кожу, но и на мебель. Поэтому, если эксперименты проводят на более или менее приличном столе, на него нужно постелить клеенку, а на нее положить какую-нибудь металлическую пластину, а еще лучше отслужившую свое сковороду (не тефлоновую). Тогда все, что ты просыпешь или прольешь, можно будет легко стереть влажной тряпкой.

Что есть в наборе

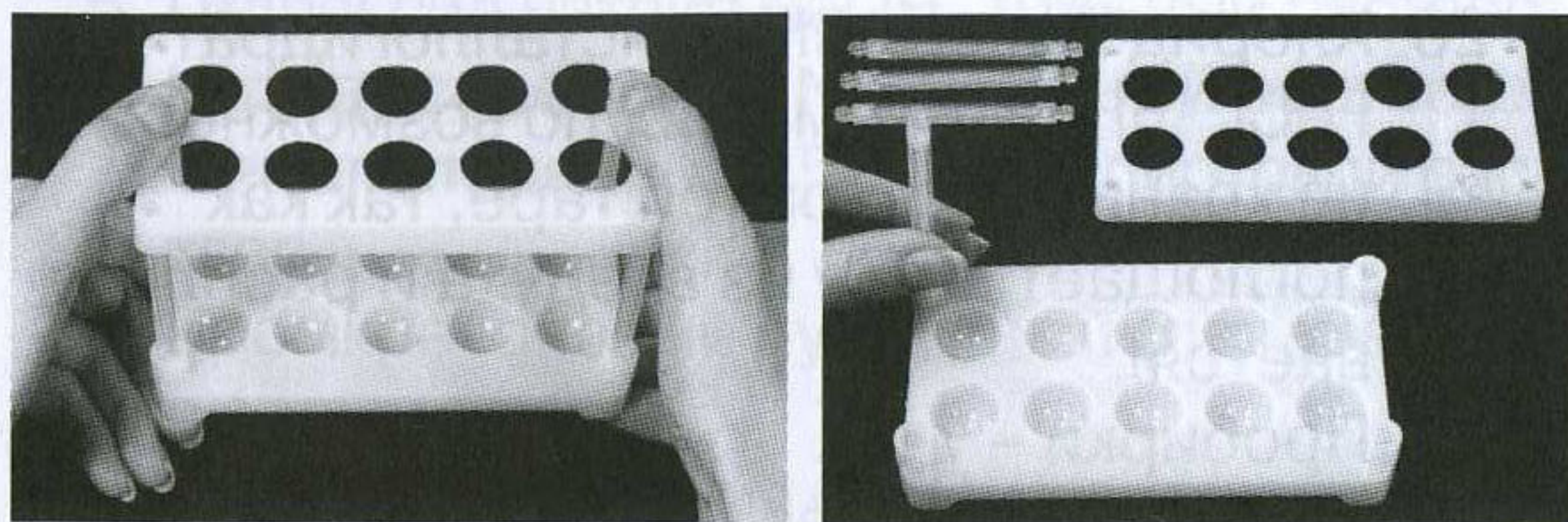
Ниже нарисована схема укладки набора. Она может немного отличаться от того, что ты найдешь у себя, поскольку набор постоянно совершенствуется.



1. Соляная кислота HCl , 12%-ный раствор.
2. Ацетон $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$.
3. Аммиак NH_3 , 3%-ный раствор.
4. Гексан C_6H_{14} .
5. Гидроксид натрия NaOH , 10%-ный раствор.
6. Нитрат серебра AgNO_3 , 1%-ный раствор.
7. Фенолфталеин, 0,5%-ный спиртовой раствор.
8. Бромкрезоловый пурпурный (перетертый с солью 1:100).
9. Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
10. Дихромат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
11. Иодид калия KI .
12. Метилвиолет (перетертый с солью 1:100).
13. Карбонат натрия Na_2CO_3 .
14. Перманганат калия KMnO_4 .
15. Роданид калия KSCN .
16. Сульфат меди кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
17. Сульфат никеля кристаллогидрат $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
18. Сульфит натрия Na_2SO_3 .
19. Тиосульфат натрия кристаллогидрат $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
20. Фосфат натрия Na_3PO_4 .
21. Фторид натрия NaF .
22. Хлорид кальция кристаллогидрат $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
23. Хлорид кобальта кристаллогидрат $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

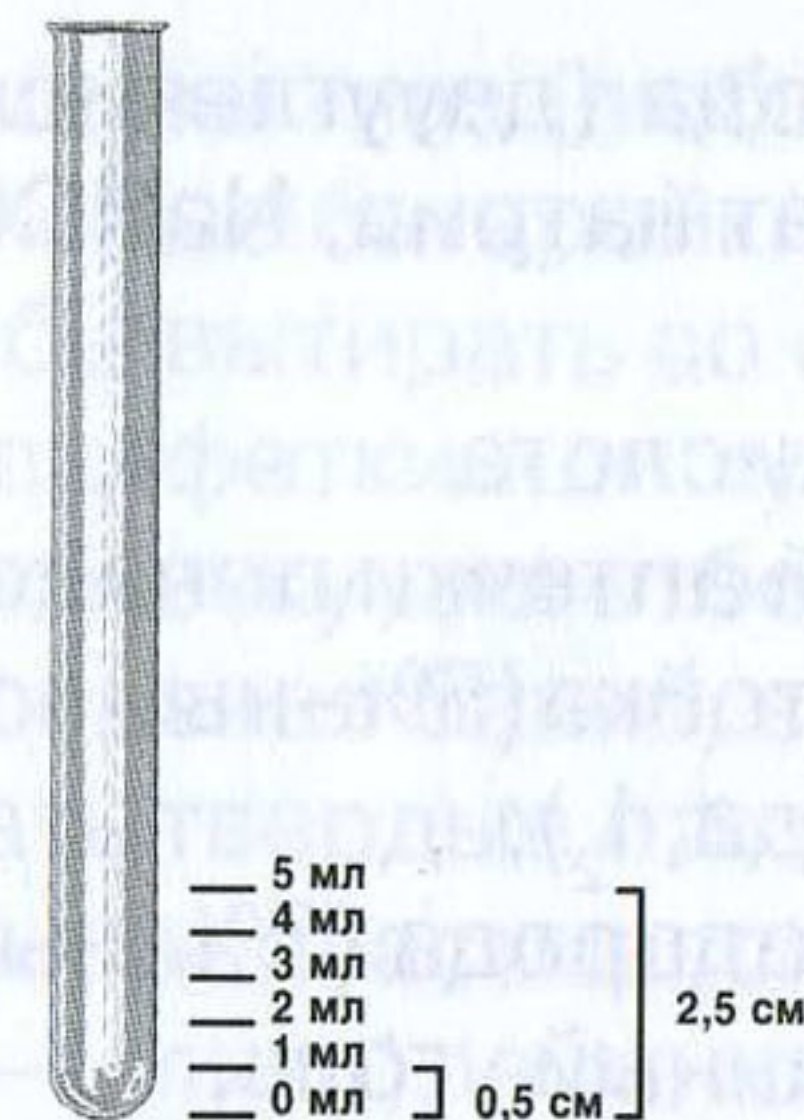
24. Щавелевая кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
25. Цинк Zn – гранулы, алюминий Al – обрезки проволоки, железо Fe – скрепки, медь Cu – пластинки.
26. Хлорид железа (III) кристаллогидрат $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Внимание: по возможности не хранить в открытой таре, так как поглощает влагу из воздуха и расплывается!
27. Пробирки – 7 шт.
28. Трубка стеклянная – 2 шт.
29. Трубка стеклянная изогнутая.
30. Палочка стеклянная – 2 шт.
31. Индикаторная бумага универсальная.
32. Проволока нихромовая.
33. Графитовые стержни.
34. Пробка резиновая без дырки – 2 шт.
35. Пробка резиновая с дыркой.
36. Подставка под чашку для выпаривания.
37. Держатель для пробирок.
38. Ершик для мытья пробирок.
39. Ложечка для отбора реактивов (ложка Фолькмана).
40. Сухое горючее в таблетках.
41. Стаканчик.
42. Штатив для пробирок (требуется сборки в соответствии с инструкцией ниже).
43. Плитка керамическая под сухое горючее.
44. Чашка для выпаривания.
45. Чашка Петри с крышкой.

46. Батарейный блок с зажимами.
47. Провод с контактами и светодиодом.
48. Предметное стекло.



Чтобы собрать штатив для пробирок, вставь четыре стойки в основание штатива, надень на них верхнюю часть (в ней по углам есть четыре небольших отверстия) и хорошенько надави. Ты должен услышать в общей сложности восемь щелчков: каждая стойка зафиксировалась в основании и в верхней части. Будь внимателен – если стойки не зафиксируются, штатив может распасться в самый неподходящий момент.

Тебе неоднократно придется отбирать в пробирку определенные объемы жидкостей. Чтобы тебе было легче это сделать, мы нарисовали пробирку, на которой указано, до какой (приблизительной) высоты нужно наливать в нее жидкость, чтобы получить нужный объем. Наливать воду желательно из стаканчика, который имеется в наборе.



Все количества в этой книге даны примерно. Ведь, отбирая реактивы ложечкой, ты можешь зачерпнуть их больше или меньше. Поэтому если вдруг какой-то опыт у тебя не получается, попробуй изменить соотношения реактивов или взять их немного больше, чем указано. Но не увлекайся – во-первых, реактивы тебе понадобятся и для других опытов, а во-вторых, если взять их слишком много, опыт тоже может не получиться или даже оказаться опасным.

Кроме тех реактивов, которые есть у тебя в наборе, кое-что иногда придется брать на кухне, в домашней аптечке или на собственном письменном столе. С кухни тебе понадобятся следующие вещества:

- поваренная соль (хлорид натрия, NaCl);
- столовый уксус (9%-ный раствор уксусной кислоты, CH_3COOH). Его можно приготовить, растворив 3 чайные ложки уксусной эссенции в стакане воды;

- питьевая сода (двууглекислый натрий, гидрокарбонат натрия, NaHCO_3);
- крахмал;
- лимонная кислота.

Из домашней аптечки понадобятся:

- иодная настойка (5%-ный водно-спиртовой раствор иода, I_2);
- перекись водорода (3%-ный раствор);
- активированный уголь.

Из ванной комнаты понадобятся:

- мыло (детское или хозяйственное);
- стиральный порошок;
- любая бесцветная спиртосодержащая жидкость (водка, лосьон и т. п.);
- хлорка или отбеливатель.

Также понадобятся:

- силикатный конторский клей (10%-ный раствор силиката натрия, Na_2SiO_3);
- мел;
- свечка;
- деревянная лучина (можно использовать щепки, обломки старых карандашей и линеек и т. п.).

Большая часть того, что перечислено выше (кроме поваренной соли, уксуса, соды и иодной настойки), нужно всего в одном-двух опытах, поэтому, если ты не можешь сразу это найти, – не огорчайся.

Для удобства и безопасности работы дома нужно будет найти следующие вещи:

- очки для защиты глаз (любые);
- три пальчиковые батарейки;
- тряпка (чтобы вытирать со стола);
- бумажные салфетки или туалетная бумага (обтирать ложечку для отбора реактивов);
- старая консервная банка, в которую ты будешь сыпать твердые отходы;
- стеклянная или пластмассовая банка (емкостью 0,5–1 литр), в которую ты будешь сливать жидкие отходы (чтобы каждый раз не бегать к раковине). Можно использовать пластмассовую бутыл, с которой срезать верхнюю часть;
- стеклянная или пластмассовая банка или бутылка с водой, которую ты будешь использовать в опытах (чтобы каждый раз не бегать к раковине);
- негорючая подложка. Идеально подойдет отслужившая сковорода (не тефлоновая). Можно также использовать большую кафельную плитку, перевернутую широкую жестяную консервную банку, лист жести и т. п.;
- кастрюля, кружка или жестяная консервная банка для водяной бани.

Как понимать непонятные латинские буквы с цифрами, или Что такое химические формулы

Сейчас ты будешь наблюдать превращения разных веществ друг в друга. Чтобы записывать, как вещества реагируют между собой и что при этом получается, химики изобрели особый язык – язык химических формул. Каждое вещество имеет свою строго определенную химическую формулу. В ней указывается, сколько атомов и каких элементов входит в молекулу, то есть мельчайшую частицу, этого вещества. Например, в молекулу серной кислоты (формула H_2SO_4 , читается «аш два эс о четыре») входит два атома водорода (обозначаются символом H), один атом серы (S) и четыре атома кислорода (O).

Цифры, обозначающие, сколько атомов содержится в молекуле, называются «индексы». Например, в формуле серной кислоты цифры «2» и «4» – индексы. Индекс «1» всегда опускают.

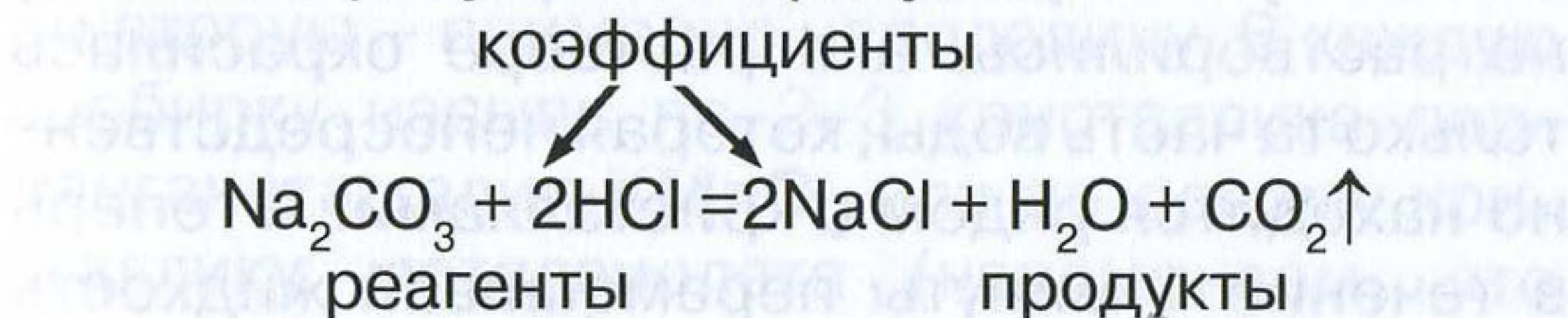
Всего существует 110 элементов (разновидностей атомов). Великий русский химик Д. И. Менделеев (1834–1907) свел элементы в Единую периодическую систему, которая получила его имя. Ее (вместе со всеми символами и названиями элементов) ты можешь увидеть на обложке книги.

Чтобы ты привыкал к химическим формулам, мы после каждого названия вещества будем давать его химическую формулу (если только она не слишком сложна).

Чтобы показать, как протекает реакция между веществами (то есть какие вещества вступают в реакцию и какие образуются в результате), составляют уравнение реакции. Оно состоит из:

- левой части, в которой через знак «+» записаны формулы реагирующих веществ (реагентов);
- знака равенства (разделяющего левую и правую части);
- правой части, в которой через знак «+» записаны формулы получившихся веществ (продуктов).

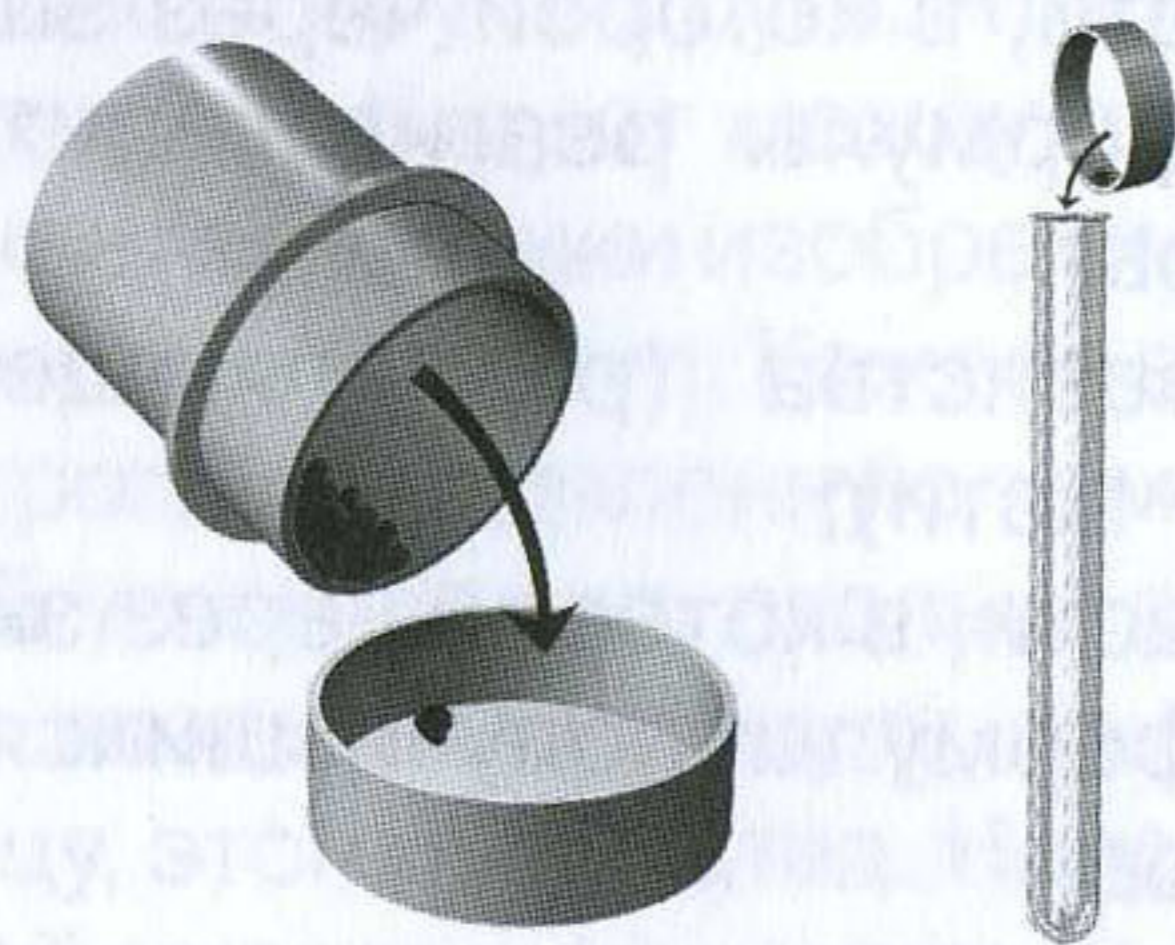
В уравнении реакции должно соблюдаться правило: сколько атомов одного элемента находится слева от знака равенства, столько же должно находиться справа от него. Поэтому перед формулами веществ ставят коэффициенты, которые показывают, сколько молекул этого вещества должно вступить в реакцию, чтобы она прошла полностью, и сколько молекул продуктов реакции в результате образуется:



Символ «↑» означает, что продукт образуется в виде газа, а «↓» – в виде осадка (нерастворимого вещества). В этом руководстве есть уравнения почти всех реакций, которые предлагается тебе провести.

Основные приемы работы

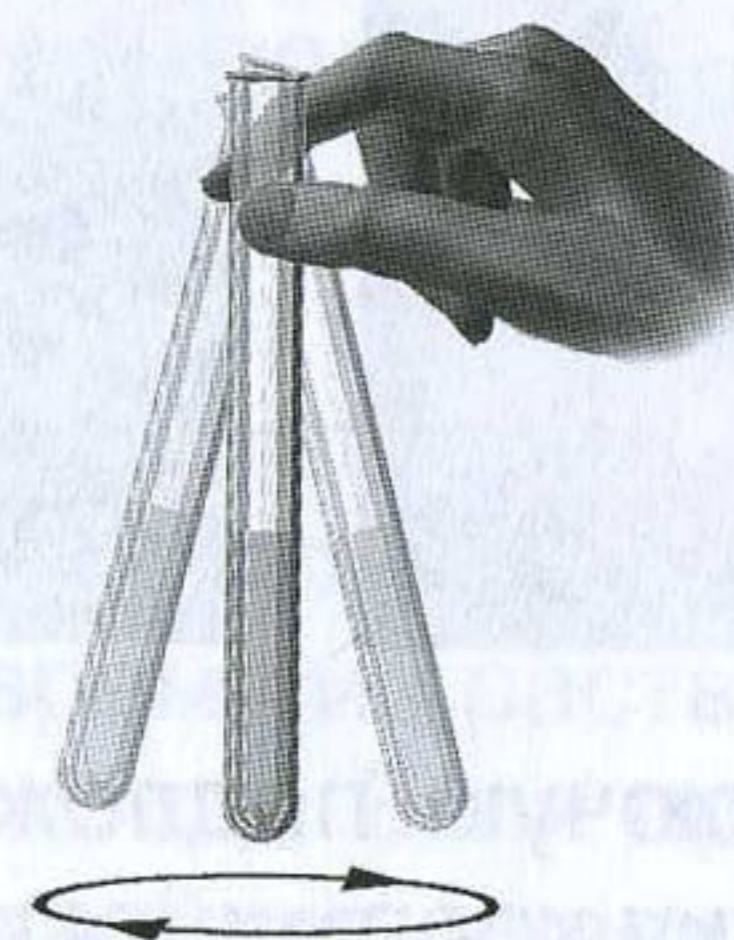
1. Перемешивание способствует растворению



⚠ Возьми стаканчик и заполни его наполовину водой. Насыпь в него 2–3 кристаллика перманганата калия KMnO_4 или 1 кристаллик метилвиолета. Для того чтобы не пересыпать, отсыпай кристаллики в крышку от пузырька, в котором находится реактив, а только из крышки – в стаканчик. Подожди 3–5 минут. Ты увидишь, что кристаллы почти не растворились, а в растворе окрасилась только та часть воды, которая непосредственно находится рядом с кристаллами. А теперь в течение 1 минуты перемешивай жидкость в стакане стеклянной палочкой. Ты увидишь, что кристаллы практически полностью растворяются, а раствор равномерно окрасится. Отсюда вывод: если хочешь что-то растворить в воде – надо перемешивать.

2. Как перемешивать раствор в пробирке

Перемешивать раствор в стакане удобно палочкой. Пробирка высокая, и в ней палочкой перемешивать неудобно. Чтобы перемешивать раствор в пробирке, ее нужно энергично водить круговыми движениями руки. Затыкать пробирку пальцем категорически воспрещается! Кроме того, в пробирку нельзя наливать жидкости больше, чем на треть по высоте.

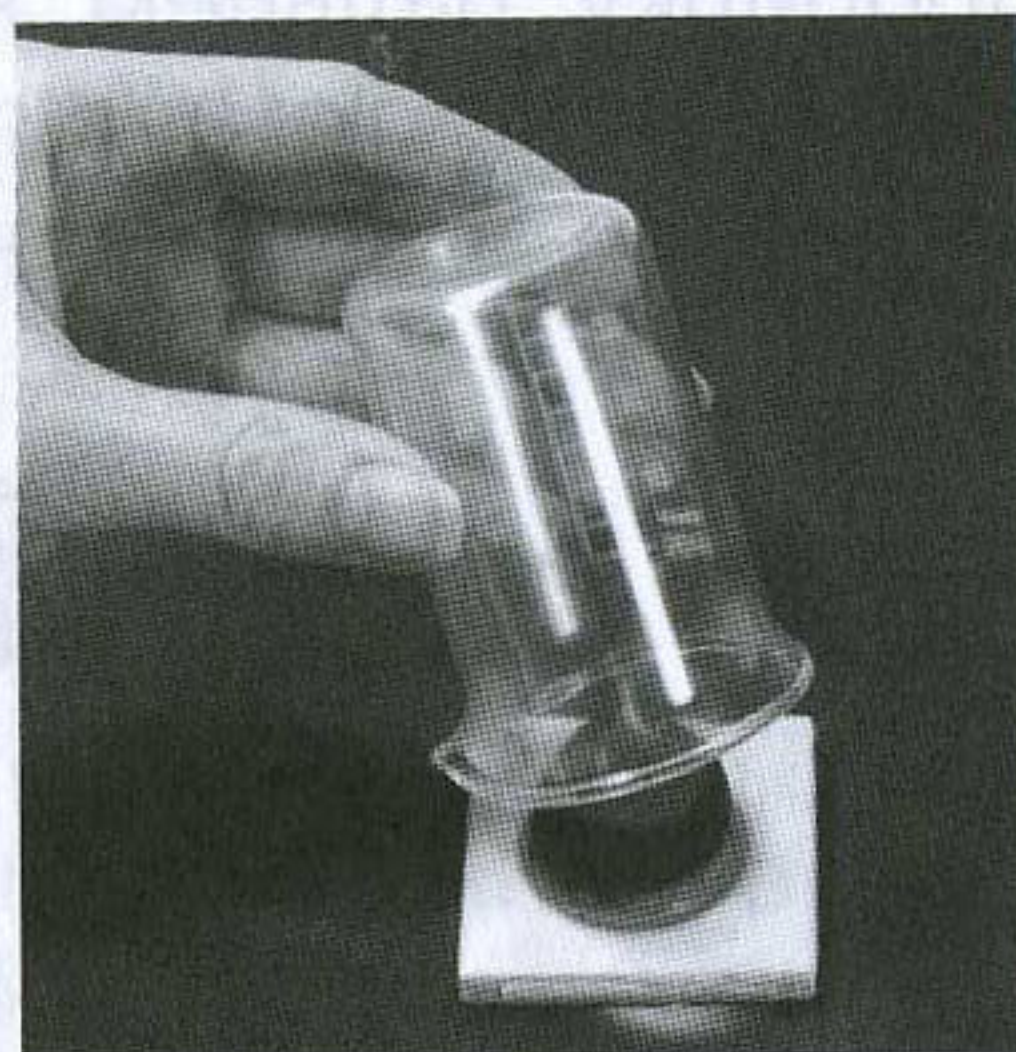
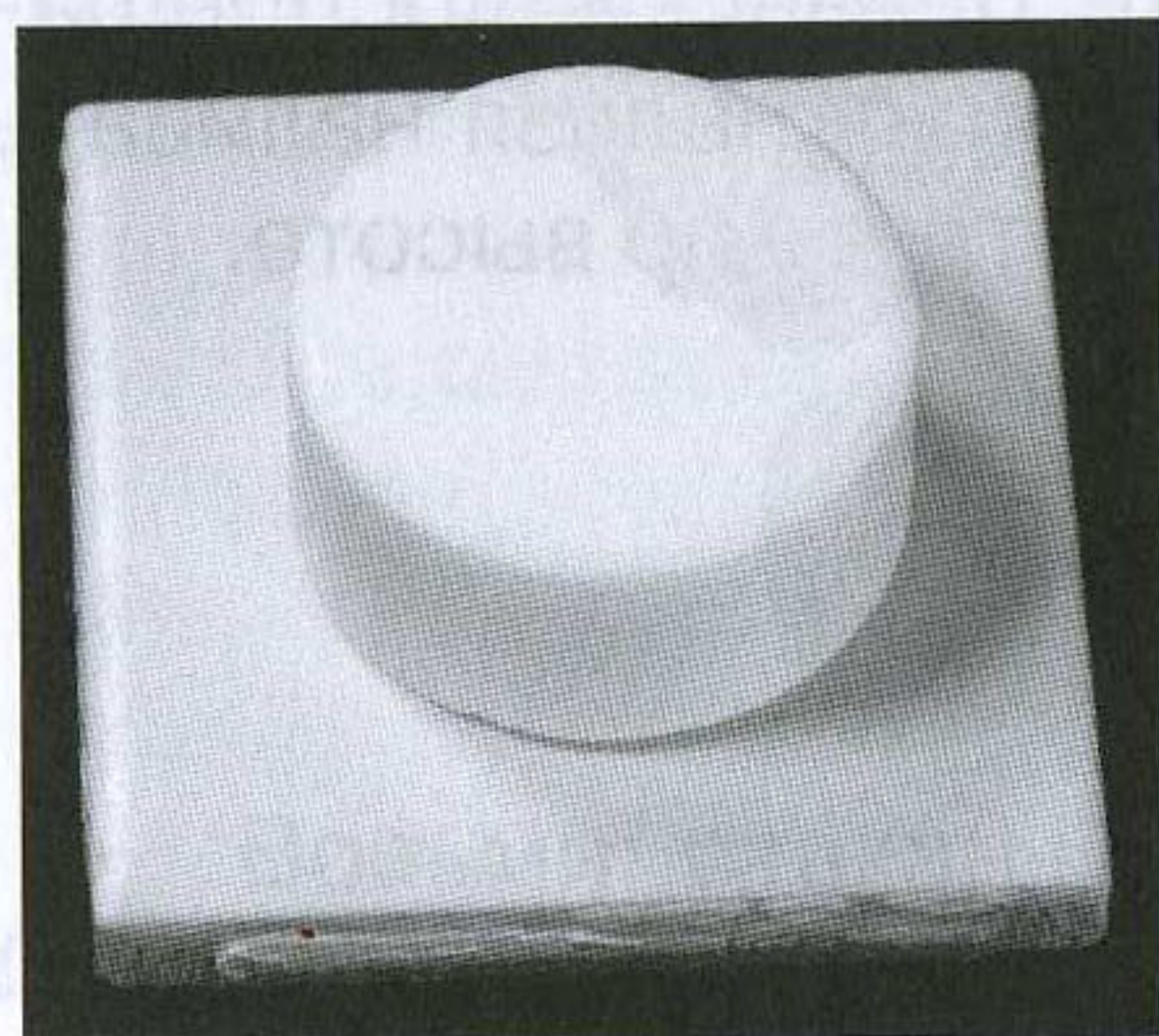


⚠ Возьми две пробирки. В первую налей воды примерно на четверть по высоте. Во вторую – примерно наполовину. В каждую пробирку насыпь по 2–3 кристаллика перманганата калия KMnO_4 или по одному кристаллику метилвиолета (напоминаем, что кристаллики нужно сначала отсыпать в крышку). Попробуй растворить эти кристаллы так, чтобы весь раствор стал равномерно фиолетовым и при этом ни капли жидкости из пробирок не расплескалось.

3. Работа с сухим горючим



Для некоторых опытов в этом наборе требуется нагревание. Для этого в наборе вложено сухое горючее. Чтобы научиться обращаться с ним, сделай следующий опыт.



Возьми негорючую подложку (с. 25). Положи на подложку керамическую плитку, а на нее – таблетку сухого горючего. Зажги горючее спичкой. Когда оно разгорится – накрой его химическим стаканчиком. При этом следи, чтобы между плиткой и стаканчиком не было щелей, чтобы пары сухого горючего не летели в комнату.

Горение – это реакция с кислородом воздуха. Если горючее накрыть стаканчиком, оно будет изолировано от воздуха и погаснет.

По окончании опытов стаканчик нужно ополаскивать водой и обтирать изнутри бумажными салфетками или туалетной бумагой.

4. Растворы насыщенные и ненасыщенные

Насыпь в пробирку на 1–2 см по высоте щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Прилей в два раза больший объем воды. Попробуй растворить вещество. Оно растворится не полностью. Раствор, в котором вещество больше не растворяется, называется насыщенным. В этом опыте ты получил насыщенный раствор щавелевой кислоты.

Теперь аккуратно нагрей содержимое пробирки на водяной бане (с. 173) или в пламени сухого горючего (с. 30). Если содержимое пробирки закипит, вынь ее из пламени.

Когда содержимое пробирки нагреется, вещество полностью растворится. Теперь поставь пробирку в штатив и подожди, пока остынет. Через некоторое время из раствора снова выпадут белые кристаллы. Если пробирка остынет, а этого не произойдет, внеси в раствор один кристаллик щавелевой кислоты на стеклянной палочке.

Дело в том, что растворимость веществ зависит от температуры. При нагревании растворимость щавелевой кислоты в воде резко увеличивается и при какой-то температуре вся кислота, которую ты добавил, растворится. При охлаждении растворимость уменьшается, кислота снова выпадает из раствора, а раствор над ней становится насыщенным.

Если тебе повезло и кислота выпала из холодного раствора только после добавления

кристаллика, то ты получил пересыщенный раствор, в котором растворено больше вещества, чем может раствориться при данной температуре. Пересыщенный раствор неустойчив – растворенное вещество выпадает из него даже при небольших возмущениях, например, при попадании пыли.

Кислое и горькое (опыты с кислотами и основаниями)

5. Кислый... цвет, или Что такое индикаторы

Тебе, наверное, хорошо знаком кислый вкус яблока, лимона, щавеля, простокваши или уксуса. Все эти продукты имеют такой вкус потому, что в них присутствуют кислоты. Многие из этих кислот получили название по продуктам, из которых были выделены. Так, кислота, содержащаяся в яблоке, получила название яблочной, в лимоне – лимонной, в щавеле – щавелевой, в простокваше – молочной.

Вкус кислотам придает ион (заряженная частица) H^+ (знак «+» означает положительный заряд иона), который образуется при растворении кислот в воде. Этот ион взаимодействует со специальными рецепторами на языке и вызывает ощущение кислого вкуса.

Ион H^+ способен взаимодействовать со многими веществами. Есть группа веществ, называемых кислотными индикаторами, которые при взаимодействии с ионом H^+ изменяют цвет.



У нас в наборе есть универсальная индикаторная бумага. Также у нас есть соляная кислота **HCl**. Возьми стеклянную палочку, обмакни ее в соляную кислоту и прикоснись этой палочкой к индикаторной бумаге. Бумага покраснеет.



Такой же опыт можно проделать со столовым уксусом, который многие хозяйки держат на кухне. Результат будет аналогичным, поскольку уксус – это водный раствор уксусной кислоты **CH_3COOH** .

Для самостоятельной работы. При помощи индикаторной бумаги ты сам можешь

обнаружить кислоты в самых разных пищевых продуктах – овощах, фруктах, соках и т.п. Наноси по капле раствора на полоски индикаторной бумаги и наблюдай за изменением окраски. В каких продуктах содержатся кислоты?

6. Кислоты могут разъедать одежду

В продуктах кислоты присутствуют в очень небольшом количестве, поэтому продукты можно смело кушать, не опасаясь, что кислоты повредят наш организм. Однако концентрированные кислоты – вещества весьма едкие и при попадании на кожу или тем более внутрь организма могут легко вызвать кислотные ожоги. А при попадании на одежду кислота может оставить на ней дырки.

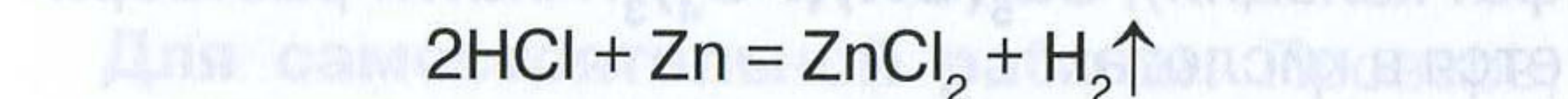


Чтобы в этом убедиться, посмотрим, как кислота действует на капроновые и хлопковые ткани. Для этого возьми кусок старого капронового чулка или ткани от старого зонта и кусок старой хлопковой или льняной ткани (лучше всего джинсовой). Обмакни стеклянную палочку в раствор соляной кислоты **HCl** и капни с палочки на ткань. Ты увидишь, что на капроне немедленно образуется дырка. На хлопке она образуется не сразу, но если ткань минут через десять промыть водой и поковырять ногтем то место, на которое капнула кислота, ткань разрушится, и в ней тоже будет дырка.

7. Кислота растворяет металл



Кислоты – соединения настолько едкие, что способны растворять многие металлы. Чтобы в этом убедиться, положи в пробирку 1–2 гранулы цинка **Zn** и добавь 2–3 мл соляной кислоты **HCl**. Ты увидишь, что на поверхности металла стали образовываться пузырьки газа. Это – водород **H₂**, который вытесняется металлом из кислот. Уравнение этой реакции записано ниже:



Значок «↑» после формулы «**H₂**» означает, что **H₂** – газ. Если у тебя хватит терпения, ты сможешь дождаться, пока весь металл растворится. Он превратится в хлорид цинка **ZnCl₂**.



Чтобы выделить хлорид цинка, аккуратно упарь оставшийся в пробирке раствор. Как это сделать – описано на с. 171 («Как упаривать растворы»). Обеспечь проветривание, так как при упаривании будет выделяться едкий хлороводород. Когда жидкость испарится, на дне чашки для выпаривания останутся белые кристаллы. Это и есть хлорид цинка.

8. Кислоты сильные и слабые



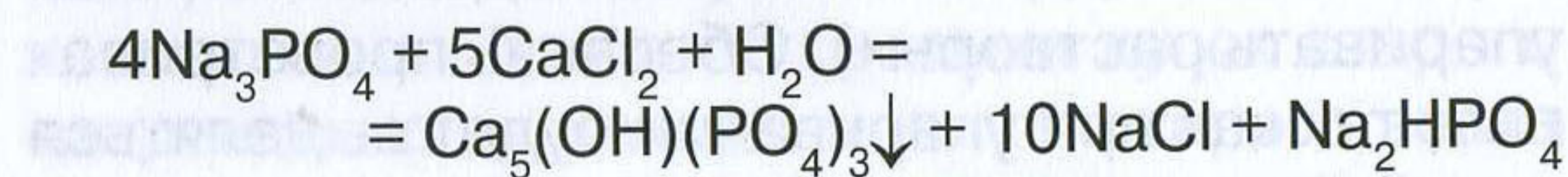
Проделаем предыдущий опыт, заменив соляную кислоту столовым уксусом (9%-ный раствор уксусной кислоты **CH₃COOH**). Для этого помести в пробирку гранулу цин-

ка **Zn**. После этого налей в пробирку 3–4 мл уксуса. Ты увидишь, что газ практически не выделяется. Дело в том, что уксусная кислота – слабая, в отличие от сильной соляной. Силы уксусной кислоты не хватает, чтобы растворить металл.

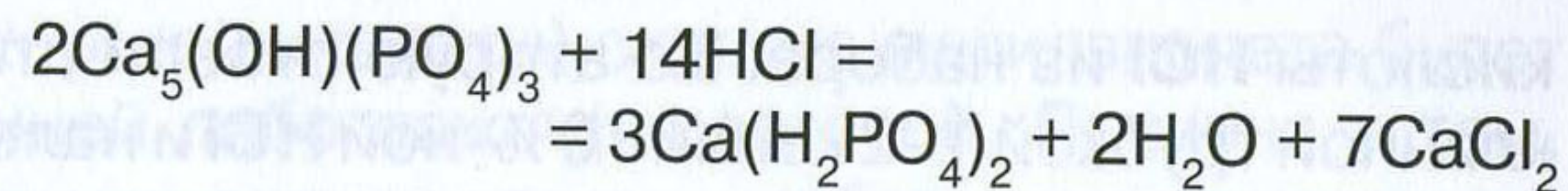
9. Почему кислоты вредно действуют на зубы

Зубная эмаль состоит преимущественно из вещества, именуемого апатит (основной фосфат кальция), **Ca₅(OH)(PO₄)₃**. Апатит растворяется в кислотах.

Чтобы в этом убедиться, сначала нужно получить апатит. Для этого возьми 4 ложечки фосфата натрия **Na₃PO₄** и раствори его в 1–2 мл воды. В другой пробирке раствори в таком же количестве воды 3–4 ложечки хлорида кальция **CaCl₂**. Вылей раствор хлорида кальция в раствор фосфата натрия. У тебя выпадет осадок апатита:



Теперь дай осадку отстояться примерно 15 минут и аккуратно слей с него раствор (если осадок не отстаивается, дальнейшие действия можно проделывать не сливая раствора). Прилей к осадку 2–3 мл соляной кислоты **HCl**. Ты увидишь, что осадок растворился. Это апатит превратился в растворимый дигидрофосфат кальция **Ca(H₂PO₄)₂**:



В принципе в зубах содержатся вещества, способные нейтрализовывать кислоты. Поэтому человек может спокойно есть кислые овощи и фрукты. Однако, если концентрация кислоты в пище становится высокой или кислота оказывается сильной, могут возникнуть неприятности.

Для самостоятельной работы. Проверь, растворяется ли апатит в уксусе, лимонной и других кислотах.

10. Чернила меняют цвет, или Метилвиолет – индикатор, различающий сильные и слабые кислоты

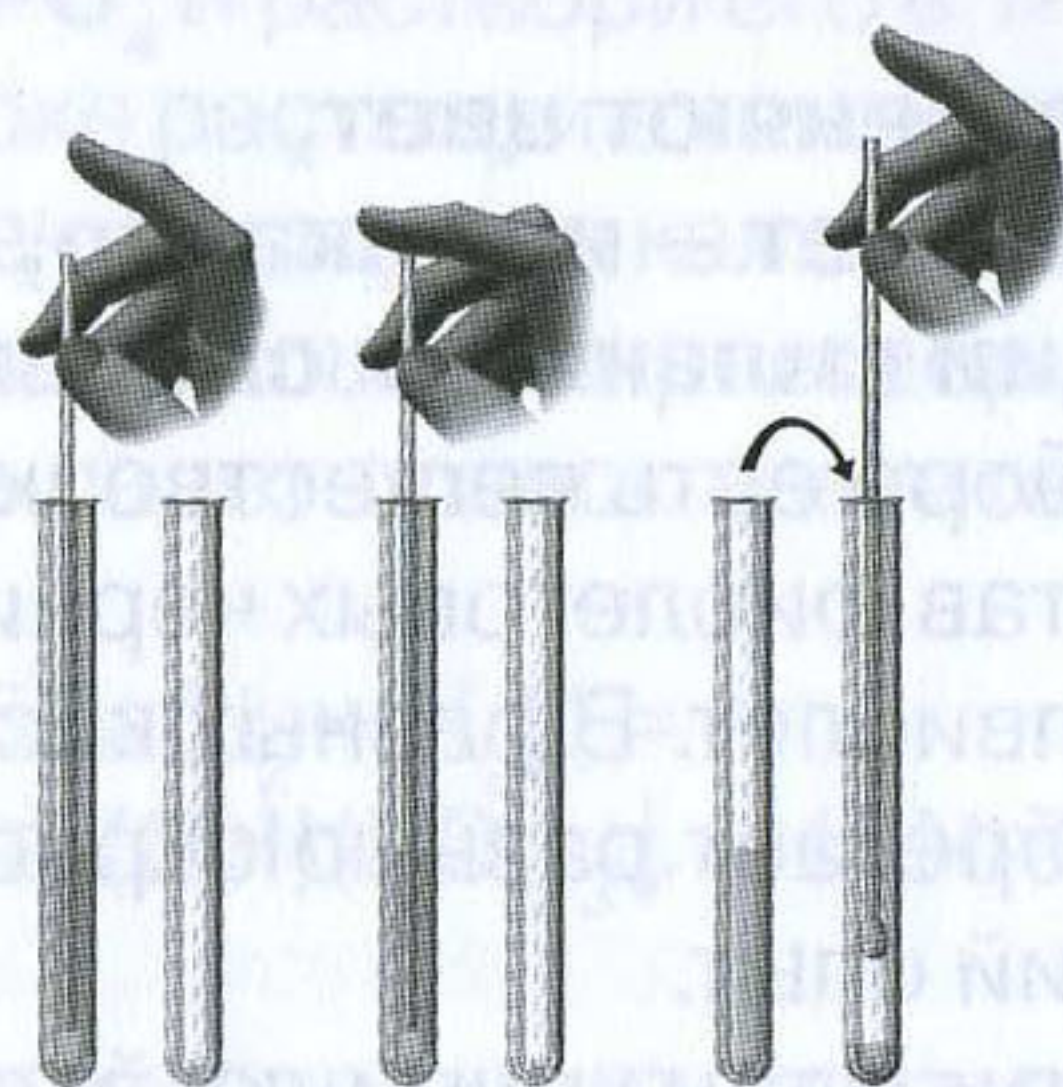
У нас в наборе есть вещество, которое часто входит в состав фиолетовых чернил. Оно называется метилвиолет. В разных кислотах метилвиолет приобретает разную окраску. Прделаем следующий опыт.



Раствори одну крупинку этого вещества в 3–4 мл воды (чтобы случайно не пересыпать метилвиолет, советуем сначала эту крупинку насыпать в крышку от баночки, в которой он хранится, а только потом из крышки в пробирку).

В пять других пробирок будем наливать кислоты. В первую налей 1 мл 10%-ной соляной

кислоты **HCl** из набора. Во вторую отбери стеклянной трубкой 1–2 капли 10%-ной **HCl** и налей 2 мл воды. Тем самым ты разбавишь исходную кислоту примерно в 10 раз, то есть приготовишь 1%-ную **HCl**. В третью пробирку отбери трубкой 1–2 капли разбавленной **HCl** из второй пробирки и прилей 2 мл воды. Тем самым в третьей пробирке ты приготовишь 0,1%-ную **HCl**. В четвертую отбери 1–2 капли разбавленной кислоты из третьей пробирки и опять прилей 2 мл воды (получишь 0,01%-ную **HCl**). И, наконец, в пятую пробирку налей 1–2 мл уксуса **CH₃COOH**.



Теперь в каждую пробирку прилей по несколько капель раствора метилвиолета. Ты увидишь, что в первой пробирке он станет желтым, во второй – зеленым, в третьей – синим и в четвертой – фиолетовым. То есть окраска метилвиолета зависит от концентрации кислоты. Однако в уксусе (достаточно концентрированный раствор

уксусной кислоты) окраска метилвиолета будет синей либо даже фиолетовой. Причина в том, что уксусная кислота – слабая, поэтому в ее растворе очень мало ионов H^+ . А когда этих ионов в растворе очень мало (как в очень разбавленной соляной кислоте), метилвиолет окраску не меняет или меняет на синюю.

Для самостоятельной работы. Ты можешь сам исследовать индикаторные свойства чернил. Для этого приготовь 1–2 мл 1%-ного раствора соляной кислоты (как – написано двумя абзацами выше). Возьми лист бумаги и все имеющиеся у тебя авторучки, шариковые ручки и стержни. Каждой ручкой и стержнем проведи на бумаге черту. Обмакни стеклянную палочку в приготовленную тобой разбавленную соляную кислоту и капни на каждую черту, проведенную ручкой. Какие цвета изменятся?

11. Был бесцветный – стал малиновый, или Индикаторы на основания

У нас в наборе есть три основания – гидроксид натрия **NaOH**, гидроксид кальция **Ca(OH)₂** и раствор аммиака **NH₃**. При растворении оснований в воде образуется ион OH^- . Как и в случае кислот, существуют индикаторы на основания, то есть вещества, способные реагировать с ионом OH^- и изменять при этом свою окраску. Один из та-

ких индикаторов – фенолфталеин, который в присутствии оснований приобретает малиновый цвет.



Чтобы это увидеть, возьми три пробирки. В одну пробирку налей раствор гидроксида натрия **NaOH**, в другую – раствор аммиака **NH₃**. В третью пробирку насыпь одну ложечку гидроксида кальция **Ca(OH)₂** и добавь 1–2 мл воды. Теперь в каждую пробирку капни раствор фенолфталеина. Ты увидишь, что все три раствора станут малиновыми. Интересас ради можешь добавить фенолфталеин к какой-нибудь кислоте и увидеть, что изменения окраски не будет.

12. Как пахнет аммиак



Многие вещества обладают специфическим запахом, по которому их можно легко распознать. Внимательно посмотри, как нужно нюхать вещества («Правила работы и техника безопасности», с. 14). Теперь можешь открыть пузырек с водным раствором аммиака **NH₃** и аккуратно его понюхать. Ты почувствуешь характерный запах аммиака. Этот газ легко выделяется из водного раствора.

Аммиак раздражает дыхательные пути, поэтому ватку, смоченную его водным раствором (еще называемым нашатырным спиртом), дают нюхать человеку, чтобы вывести его из обморока.

13. Невидимые чернила № 1



Поскольку фенолфталеин способен окрашиваться под действием оснований, его можно использовать для нанесения невидимых записей. Возьми лист бумаги и чистую тонкую кисточку. Кисточку обмакни в раствор фенолфталеина и сделай ей какую-нибудь надпись на листе бумаги. Когда растворитель высохнет, надпись практически не будет заметна. Теперь поддержи надпись над пузырьком с раствором аммиака **NH₃** (надо обеспечить проветривание, так как аммиак имеет резкий запах). Пары аммиака проявят надпись, окрасив ее в малиновый цвет. Когда бумага с проявленной надписью полежит, пары аммиака выветрятся и надпись снова исчезнет.

14. Основания и универсальная индикаторная бумага



Опусти стеклянную палочку в раствор гидроксида натрия **NaOH** и нанеси с ее помощью каплю раствора на универсальную индикаторную бумагу. Ты увидишь, что бумага приобретет синий цвет. Универсальная индикаторная бумага позволяет обнаружить как кислоты (в которых она краснеет), так и основания (в которых она синеет).

15. Щелочи разъедают одежду

Сильные основания, еще называемые щелочами, легко разрушают белки. Поскольку чело-

веческая кожа состоит из белков, то попадание щелочи на нее может привести к щелочному ожогу. Еще щелочи легко разрушают шерстяные и шелковые ткани, поскольку эти ткани также состоят из белков.



Чтобы в этом убедиться, возьми кусочек шерстяной нити и положи ее в пробирку. Туда же прилей 1–2 мл раствора гидроксида натрия **NaOH**, перемешай стеклянной палочкой. Через какое-то время нить начнет размазываться по стенкам, а может и вообще раствориться.



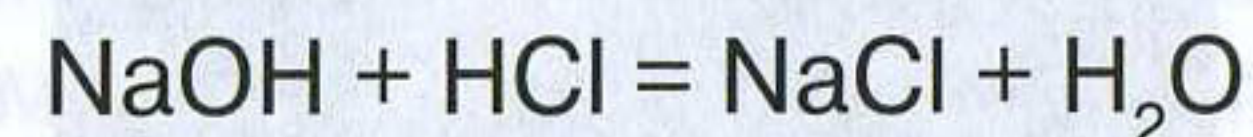
16. Саморазогревающийся раствор, или Реакция нейтрализации

Если смешать кислоту и основание, то ион H^+ соединится с ионом OH^- и образуется вода. Все, что останется, образует соль. Реакция кислоты с основанием называется реакцией нейтрализации. Реакция получила такое название потому, что из двух весьма едких и опасных

для здоровья реагентов (кислоты и основания) получаются два практически безвредных (соль и вода).



Чтобы провести реакцию нейтрализации и увидеть, что она действительно идет, налей в пробирку 2 мл раствора гидроксида натрия **NaOH** и добавь 1–2 капли фенолфталеина. Раствор, как ты уже знаешь, окрасится в малиновый цвет. Теперь возьми стеклянную трубку и по каплям добавляй в пробирку с **NaOH** раствор соляной кислоты **HCl**, при этом не забывай перемешивать. Когда ты добавишь примерно 10–15 капель кислоты, малиновая окраска исчезнет. Это значит, что основания в растворе больше не осталось, поскольку оно прореагировало с кислотой:



Можешь прикоснуться пальцами к нижней части пробирки и убедиться, что полученная смесь слегка нагрелась. Реакция нейтрализации всегда протекает с выделением тепла.

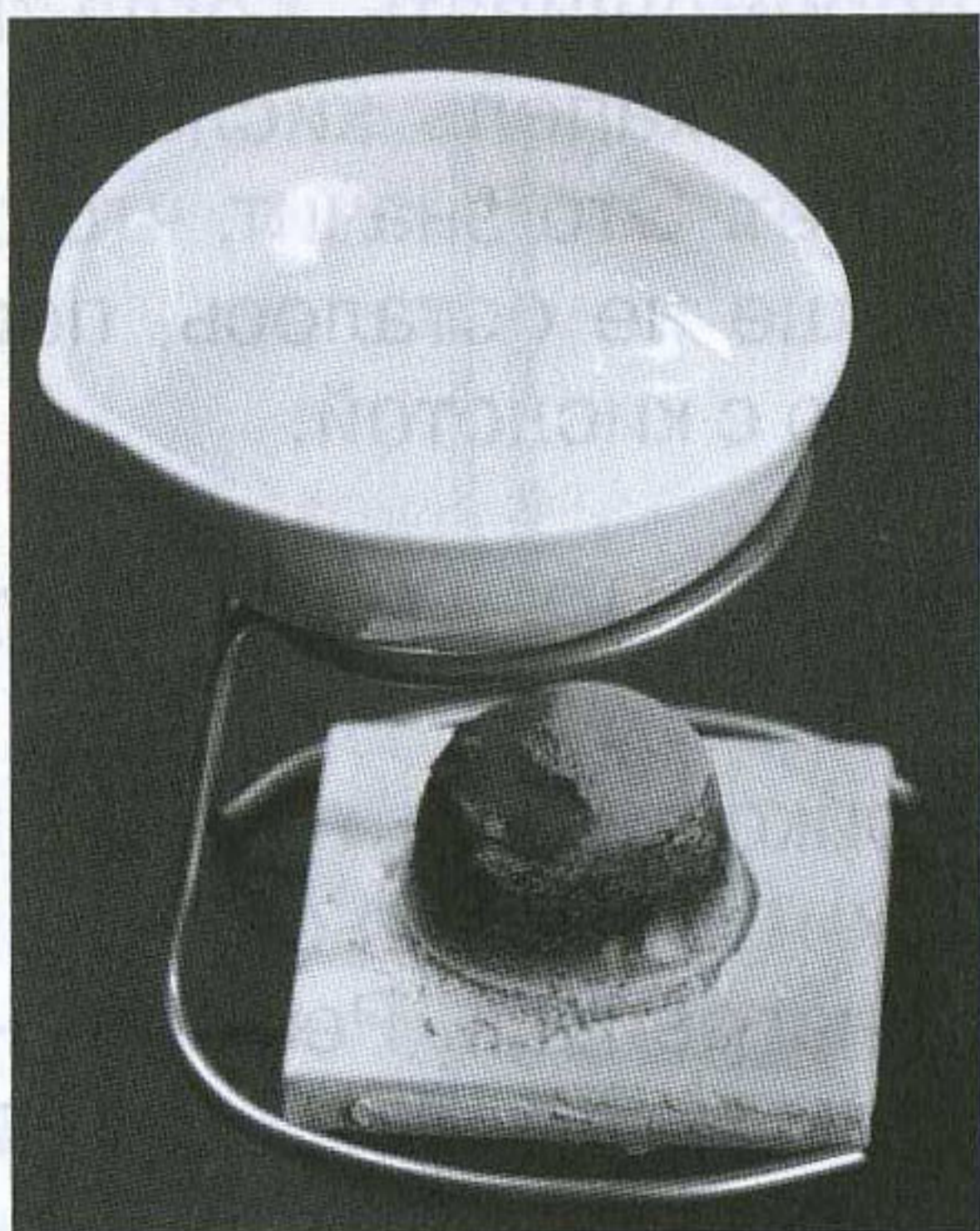


Подумай. Будет ли выделяться тепло, если перед опытом не добавлять фенолфталеин в раствор **NaOH**?



Чтобы убедиться, что в растворе присутствует соль, перельем его в чашку для

⚠ выпаривания и упарим (с. 171, «Как упаривать растворы»). При этом нужно обеспечить проветривание, так как в растворе может присутствовать избыток **HCl**, который при упаривании резко пахнет. На дне чашки для выпаривания обнаружатся белые кристаллы, весьма похожие на обычную поваренную соль. Это и есть поваренная соль **NaCl**, которую, однако, не следует пробовать на вкус, поскольку мы не можем быть уверены в чистоте полученного продукта.



Кроме поваренной соли существует множество других солей. С одной из них – хлоридом цинка **ZnCl₂** ты познакомился в опыте «Кислота растворяет металл». Со многими другими солями мы будем работать несколько позже. Почти

все соли можно получить при реакции соответствующей кислоты и основания.

17. Дым без огня



Если поставить рядом открытые пузырьки с соляной кислотой **HCl** и водным раствором аммиака **NH₃** (надо обеспечить проветривание), то мы увидим, что над горлышками пузырьков поднимается белый дымок. Дело в том, что соляная кислота – это раствор газообразного хлороводорода **HCl** в воде. И **HCl** и аммиак **NH₃** испаряются из водных растворов и реагируют друг с другом:



При этом образуется хлорид аммония **NH₄Cl**. Хлорид аммония – это тоже соль, поэтому он твердый. Мельчайшие твердые частички хлорида аммония кажутся нам дымом.

18. Индикаторная бумага, или Что такое «пэ аш»

В предыдущих опытах ты уже имел дело с универсальной индикаторной бумагой. На обложке этой книги есть шкала сравнения, на которой каждому цвету индикаторной бумаги соответствует некое число. Это число показывает, насколько сильными кислотными или основными свойствами обладает тот или иной

раствор. Оно называется pH (читается «пэ аш», мужского рода, не склоняется). Для концентрированных растворов сильных кислот pH равен 0 или даже -1. Если pH раствора от 1 до 3, то такой раствор считается сильнокислым. Часто сильнокислые растворы вызывают кислотные ожоги и разрушают некоторые виды тканей, в первую очередь – синтетические. Сильнокислые напитки способны разрушать зубы. Если pH раствора от 3 до 5, то такой раствор считается слабокислым. Если 5–6 – очень слабокислым. pH равный 7 имеют нейтральные растворы, в том числе чистая вода. У растворов, имеющих основные свойства, $pH > 7$, причем pH равный 8–9 – это очень слабоосновные (очень слабощелочные) растворы, 9–11 – слабоосновные (слабощелочные), 11–13 – сильноосновные (сильнощелочные). pH равный 14–15 бывает в концентрированных растворах сильных оснований.

Для самостоятельной работы. Определи pH воды, соков, напитков и любых других растворов, имеющих в твоем распоряжении.

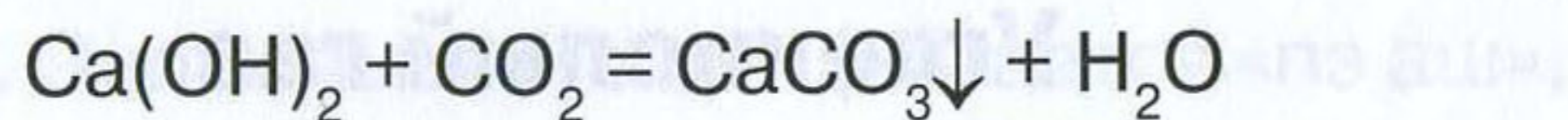
Углекислый газ и его производные

19. Что мы выдыхаем, или Как обнаружить углекислый газ

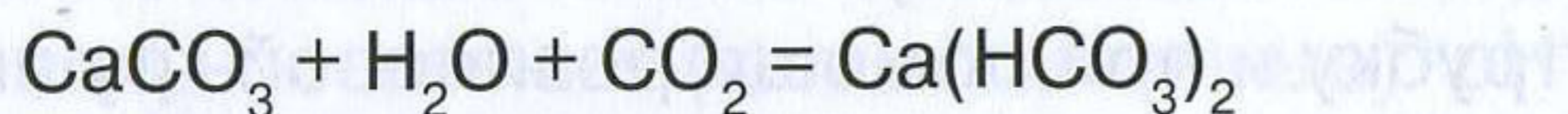
Воздух, который мы вдыхаем, очень сильно отличается от того, который мы выдыхаем. Чтобы в этом убедиться, приготовь известковую воду (с. 172) и аккуратно перелей ее в стаканчик. Добавь к известковой воде каплю фенолфталеина. Поскольку известковая вода – это раствор гидроксида кальция Ca(OH)_2 , а гидроксид кальция – основание, то фенолфталеин окрасится в малиновый цвет. После этого опусти в стаканчик стеклянную трубку и при помощи резиновой груши (можно взять старую клизму) аккуратно прокачай воздух через известковую воду. Никаких заметных изменений не произойдет.

Тогда аккуратно выдохни в известковую воду через ту же стеклянную трубочку. Ты увидишь, что известковая вода помутнела. Если ты выдохнешь в известковую воду несколько раз, она снова станет прозрачной, причем малиновая окраска фенолфталеина исчезнет.

Дело в том, что в выдыхаемом воздухе содержится углекислый газ CO_2 . Он реагирует с гидроксидом кальция с образованием нерастворимого карбоната кальция:



(знак «↓» после формулы вещества означает, что оно выпадает в осадок). Карбонат кальция – это тоже соль, как и уже известные нам хлорид натрия **NaCl** и хлорид аммония **NH₄Cl**. В результате этой реакции, во многом схожей с реакцией нейтрализации, основания в растворе не остаются, о чем сигнализирует изменение окраски фенолфталеина. Если продолжать продвигать углекислый газ через получившийся раствор, то мелкие частицы карбоната кальция реагируют с углекислым газом и водой, образуя растворимый гидрокарбонат кальция:



Подумай. Будет ли известковая вода мутнеть при пропускании через нее углекислого газа, если перед началом опыта к ней не добавлять фенолфталеин?

Свойство известковой воды образовывать муть при пропускании через нее углекислого газа мы в дальнейшем будем использовать для его обнаружения.

20. Чем плоха теплая газировка

Возьми любой сильногазированный напиток, отлей в какую-нибудь чашку на донышко

и поставь в холодильник. Через 1–2 часа вскипяти воду в отслужившей свое кастрюльке или консервной банке и поставь пробирку на 1–2 минуты в кипящую воду. Ты увидишь, что на стенках пробирки выделяется газ.

Так происходит потому, что растворимость практически всех газов в воде при нагревании сильно уменьшается. Углекислый газ, который присутствует в газировке, – не исключение. Поэтому теплая газировка плоха тем, что углекислый газ из нее быстро улетает, и она теряет свой специфический привкус.

? Подумай. Что нужно сделать, чтобы удалить любой газ из раствора?

21. Сода позволяет обнаруживать кислоты

Питьевая сода **NaHCO₃** выделяет углекислый газ со всеми кислотами, кроме очень слабых. Поэтому она позволяет обнаруживать кислоты в самых разных напитках.

Для самостоятельной работы: проведи реакцию соды с уксусом, соками, компотами и другими напитками, кроме газированных. В каких из них есть кислоты?

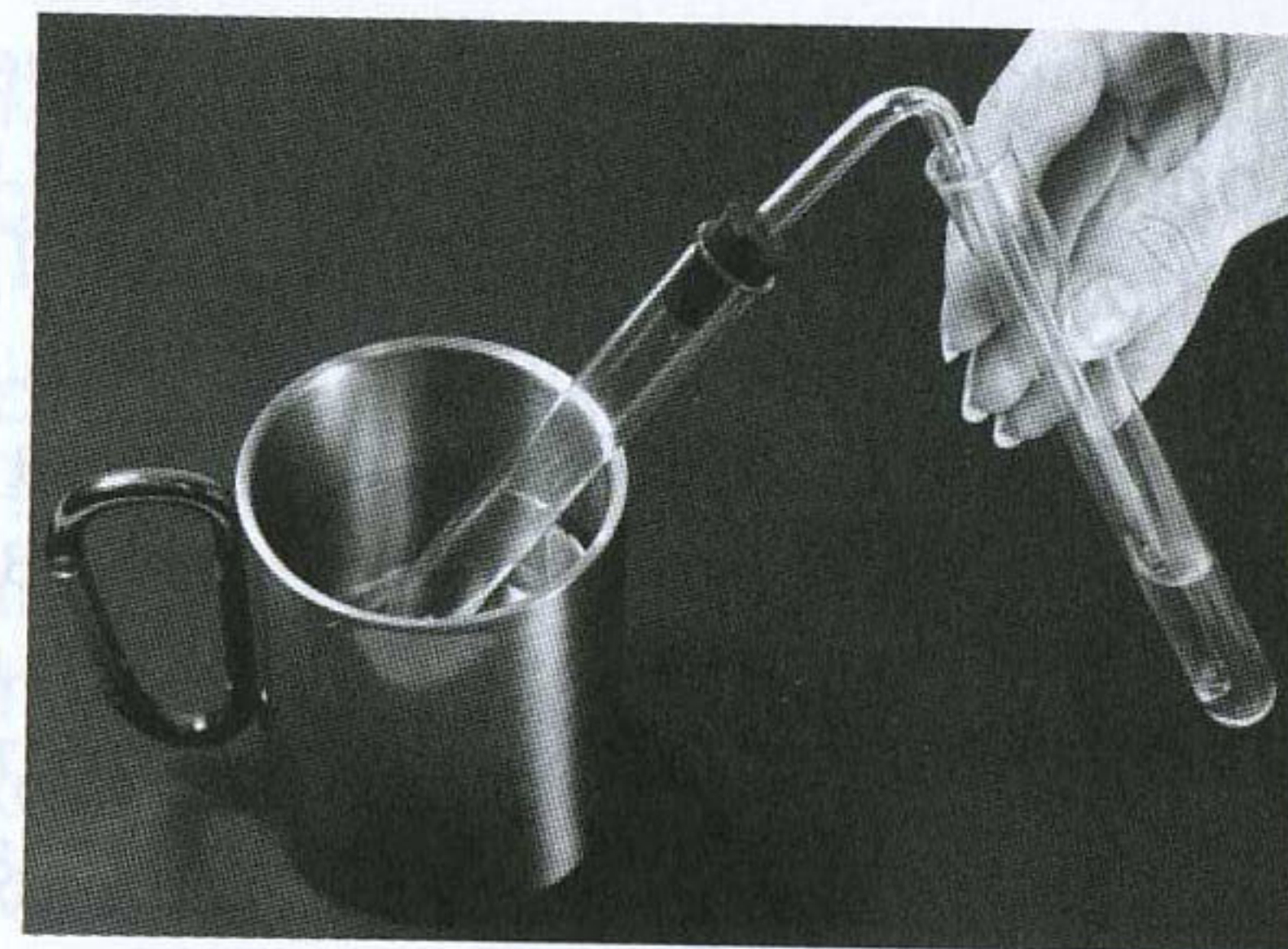
22. Как обнаружить кислоты в газированных напитках

В сильногазированные напитки для придания им кислого вкуса обычно добавляют раз-

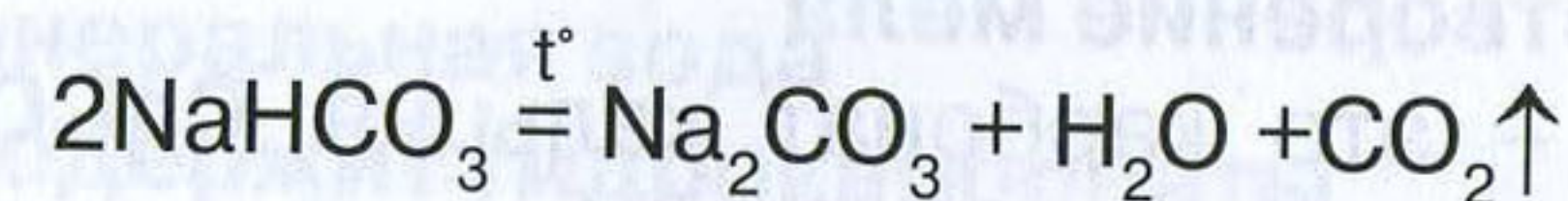
ные кислоты. Чтобы проверить, присутствуют ли кислоты в газированном напитке, из него нужно предварительно удалить углекислый газ. Для этого несколько минут погрей напиток на водяной бане (с. 173), после чего остуди пробирку под струей холодной воды (сведи, чтобы вода не попала внутрь пробирки). Когда содержимое пробирки остынет, к нему можно добавлять ложечкой питьевую соду NaHCO_3 и по выделению газа проверять, есть ли в нем кислоты.

23. Зачем соду кладут в тесто

Возьмем две пробирки. В одну нальем 3–4 мл известковой воды (с. 172). В другую насыплем 3–4 ложечки пищевой соды NaHCO_3 и прильем 3–4 мл воды. Соберем прибор, как показано на рисунке, и поместим пробирку с раствором соды на водяную баню (с. 173). Через 1–2 минуты из раствора начнет выделяться газ, а известковая вода будет мутнеть. Если дождаться окончания выделения газа и при помощи стеклянной палочки нанести каплю оставшегося после нагревания раствора на индикаторную бумагу, то индикаторная бумага заметно посинеет. Это говорит о том, что в растворе осталось довольно сильное основание.



При нагревании пищевая сода разлагается:



Известковая вода помогает нам доказать, что выделяется именно углекислый газ.

Если пищевую соду положить в тесто и поставить тесто в печку, сода тоже разложится. Выделяющийся углекислый газ делает тесто рыхлым. Однако образующийся при разложении гидрокарбоната натрия карбонат Na_2CO_3 придает тесту горьковатый привкус, поэтому много соды класть в тесто нельзя.

24. Чем отличается пищевая сода от стиральной

Пищевая сода – это гидрокарбонат натрия NaHCO_3 , стиральная – карбонат натрия Na_2CO_3 . Чтобы понять, какая между ними разница, приготовь в двух пробирках их растворы

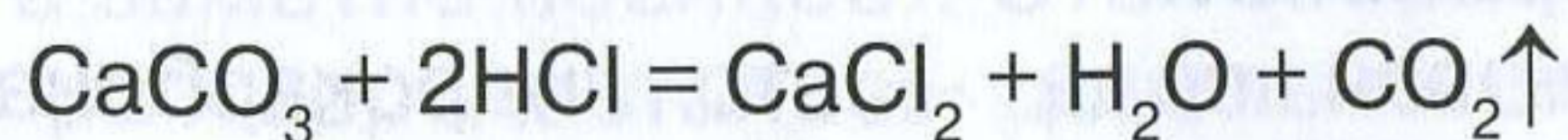
(по две ложечки в 2–3 мл воды). После этого капни по одной капле каждого раствора на универсальную индикаторную бумажку. Ты увидишь, что от раствора гидрокарбоната натрия бумажка слегка посинеет, а от раствора карбоната – посинеет гораздо сильнее. Это означает, что у карбоната натрия гораздо более сильные основные свойства. Поэтому раствор стиральной соды пить нельзя – он может вызвать щелочной ожог пищевода.

25. Растворение мела

Мел – это карбонат кальция CaCO_3 . Поскольку мел – это карбонат, так же, как и уже знакомая нам сода, он, так же, как и сода, будет реагировать с соляной кислотой.



Возьми стеклянную палочку и кусочек мела (размерами примерно 0,5х0,5х0,5 см). Кусочек мела положи в стаканчик. Туда же налей 2 мл воды и столько же соляной кислоты. Ты увидишь, что от куска мела начнет подниматься газ (если жидкость начнет пениться, пену можно сбить стеклянной палочкой). Мел при этом будет растворяться:



Когда выделение газа прекратится (а на это может потребоваться довольно мно-

го времени), внимательно рассмотри, что у тебя получилось. На дне стакана будет находиться белое нерастворимое вещество. Это либо остатки мела (которые не растворились из-за нехватки кислоты), либо гипс CaSO_4 , который обычно добавляют к мелу, чтобы он лучше писал. Проверить, осталась ли в растворе кислота, очень легко – добавь еще немного мела. В каком случае можно говорить, что в растворе осталась кислота?

26. Минеральная вода

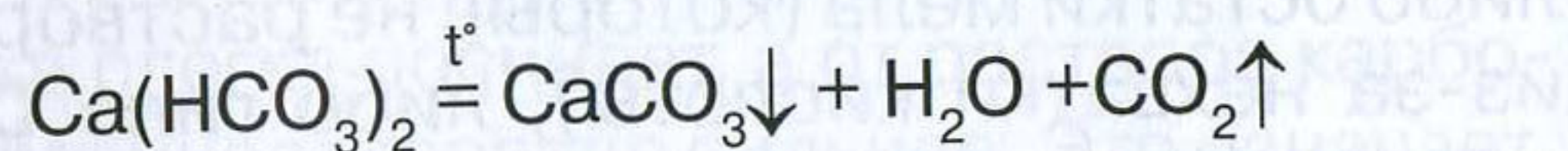
тоже содержит гидрокарбонаты



Ca²⁺ кальций 100
HCO₃⁻ гидрокарбонаты 3500-5000
(Na⁺ + K⁺) натрий и калий 1200-2000
Cl⁻ хлориды 250-500
SO₄²⁻ сульфаты <10

Возьми минеральную воду (этот опыт неплохо пойдет с Нарзаном, Славянской, Новотерской, Липецким бюветом), налей 5–7 мл в пробирку и нагрей на водяной бане (с. 173). Скорее всего, вода помутнеет. Это происходит потому, что в большинстве видов минеральной воды содержится гидрокарбонат кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ (такие воды еще называются гидрокарбонатно-кальциевыми). Как и уже знакомый нам гидрокарбонат натрия, при

нагревании он распадается. При этом образуется нерастворимый карбонат кальция **CaCO₃** и углекислый газ **CO₂**:



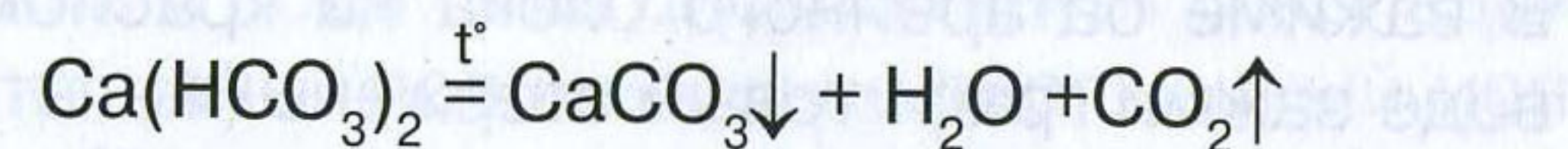
Чтобы этот процесс не протекал при стоянии минеральной воды, ее газифицируют, то есть насыщают углекислым газом. Углекислый газ способен реагировать с карбонатом кальция (см. опыт «Что мы выдыхаем, или Как обнаружить углекислый газ»), поэтому образования карбоната кальция в присутствии углекислого газа не происходит.

Теперь ты, наверное, понимаешь, почему минеральную воду пьют люди с больным желудком – содержащиеся в ней гидрокарбонаты нейтрализуют соляную кислоту **HCl**, которую вырабатывает желудок. А вот здоровым людям злоупотреблять минеральной водой (особенно такой, на этикетке которой написано «лечебная») не следует. Не стоит пить ее после еды – ведь соляная кислота в желудке способствует перевариванию пищи.

? Подумай. Существует другой тип минеральных вод – гидрокарбонатно-натриевые. Как доказать, что в них содержится гидрокарбонат натрия?

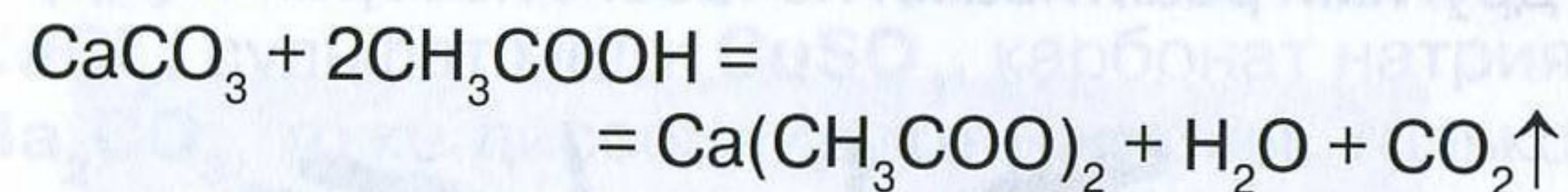
27. Что такое накипь и как ее смыть?

Чуть позже мы узнаем, что в водопроводной воде содержатся небольшие количества гидрокарбоната кальция. При кипячении воды он разлагается, образуя нерастворимый карбонат кальция:



Карбонат кальция оседает на стенках чайника. Так образуется накипь.

Карбонат кальция способен растворяться в кислотах, поэтому накипь можно смыть. Зальем в чайник на ночь уксус. Уксус будет потихоньку превращать нерастворимый карбонат кальция в растворимый ацетат кальция **Ca(CH₃COO)₂**:



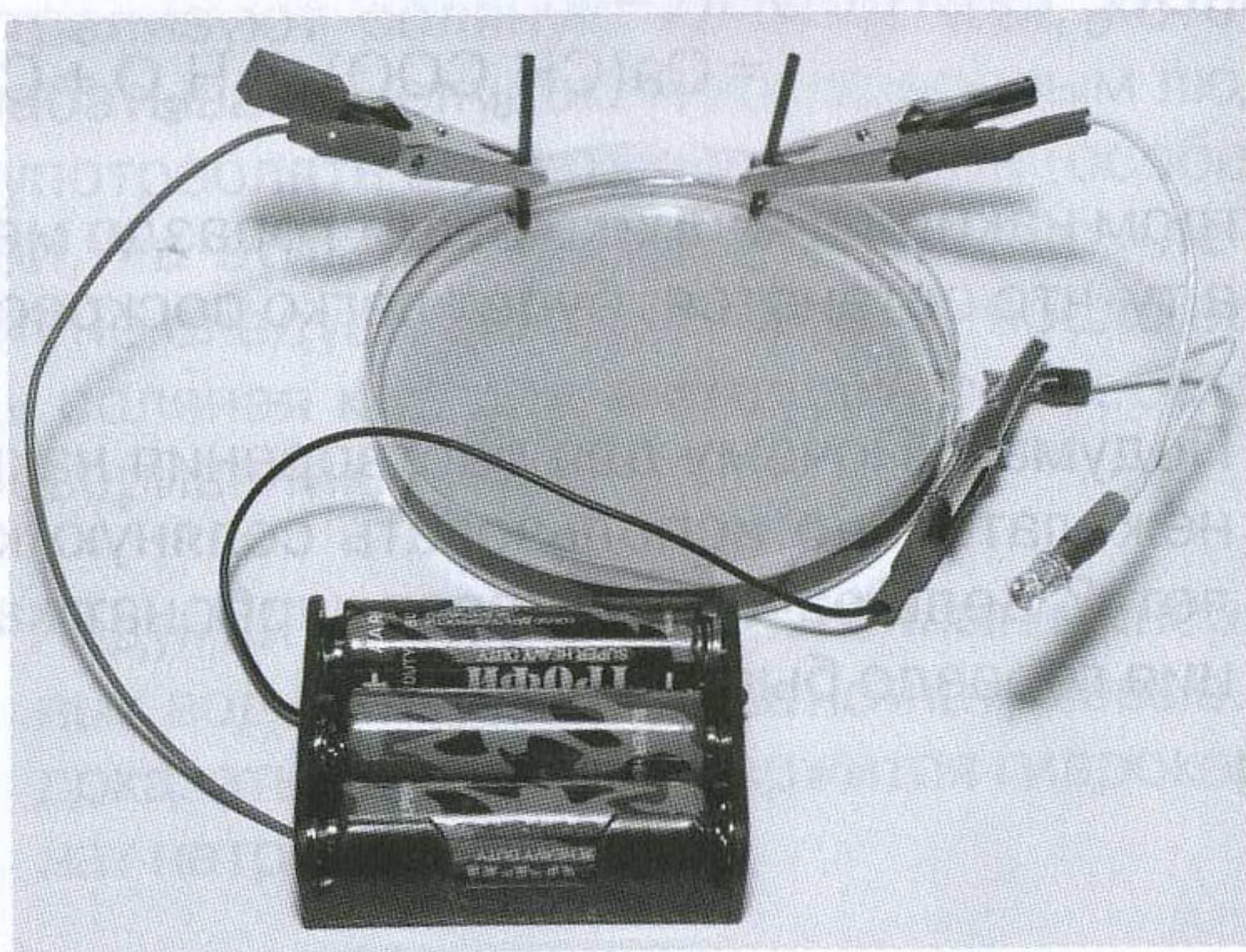
Утром накипи в чайнике будет гораздо меньше, а ту, что останется, будет легко соскрести.

? Подумай. Почему для растворения накипи нежелательно использовать соляную кислоту? Ведь она растворяет карбонат кальция гораздо быстрее.

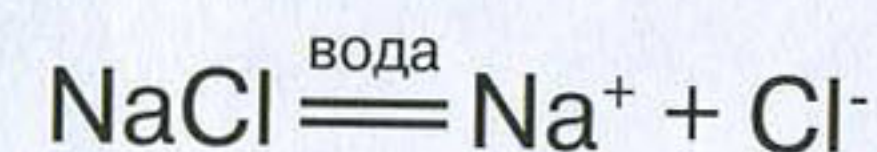
Вода и ее свойства

28. Вода – изолятор или проводник?

В чашку Петри налей водопроводную воду. К зажиму батарейного блока на черном проводе соедини синий разъем от светодиода. В зажиме батарейного блока на красном проводе зажди графитовый стержень (желательно, прижав его к стенке чашки). Второй стержень зажди в зажиме, идущем от светодиода. Погрузи оба стержня в чашку с водопроводной водой. Ты увидишь, что светодиод почти не горит. Теперь насыпь в воду некоторое количество поваренной соли **NaCl**, перемешай ее стеклянной палочкой. Ты увидишь, что светодиод загорится гораздо ярче. Аналогичный опыт ты можешь провести с другими реактивами из твоего набора.

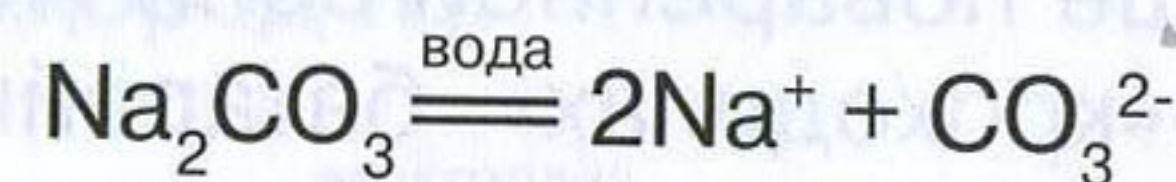
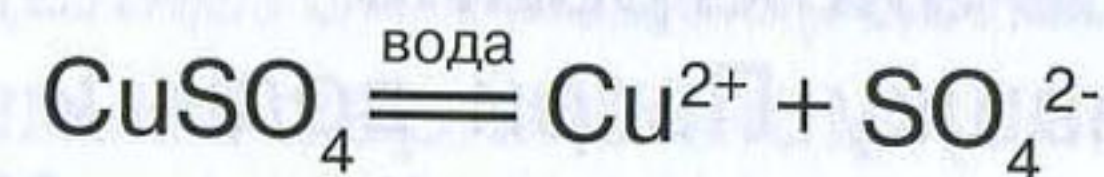
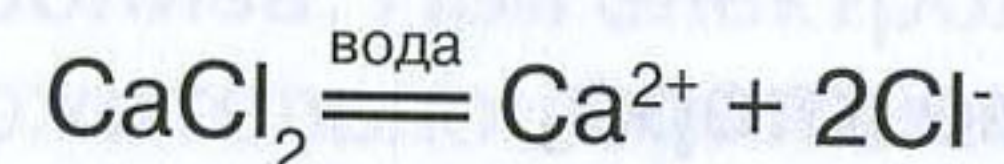


Результат опыта говорит, что раствор поваренной соли проводит электрический ток гораздо лучше, чем вода. Носителем тока могут быть только подвижные заряженные частицы. То есть в растворе поваренной соли такие частицы присутствуют. Дело в том, что при растворении в воде соль диссоциирует (распадается) на ионы: положительно заряженный ион натрия **Na⁺** и отрицательно заряженный ион хлора **Cl⁻**:

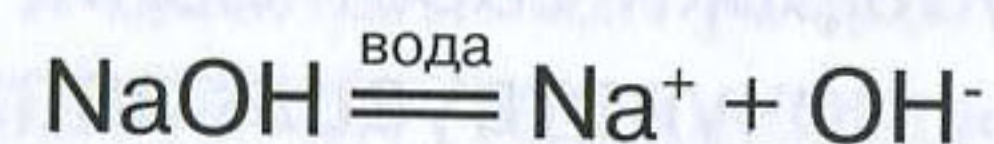


Образующиеся ионы могут двигаться по раствору, и поэтому раствор пропускает электрический ток.

Другие соли, например хлорид кальция **CaCl₂**, сульфат меди **CuSO₄**, карбонат натрия **Na₂CO₃**, тоже диссоциируют на ионы, только другие:



На ионы диссоциируют также и основания:



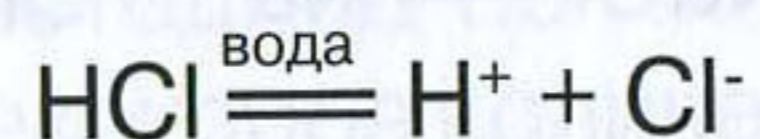
29. Еще раз о сильных и слабых кислотах



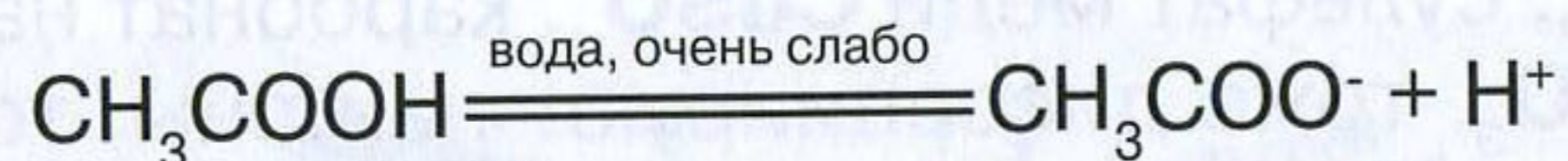
Налей в чашку Петри 1 мл соляной кислоты **HCl**, разбавь водой и повтори с полученным раствором предыдущий опыт. Ты увидишь, что светодиод загорится.

Теперь такой же опыт сделай с уксусом **CH₃COOH**. Светодиод будет гореть гораздо тусклее.

Дело в том, что сильные кислоты (а соляная кислота – сильная) диссоциируют на ионы очень легко:



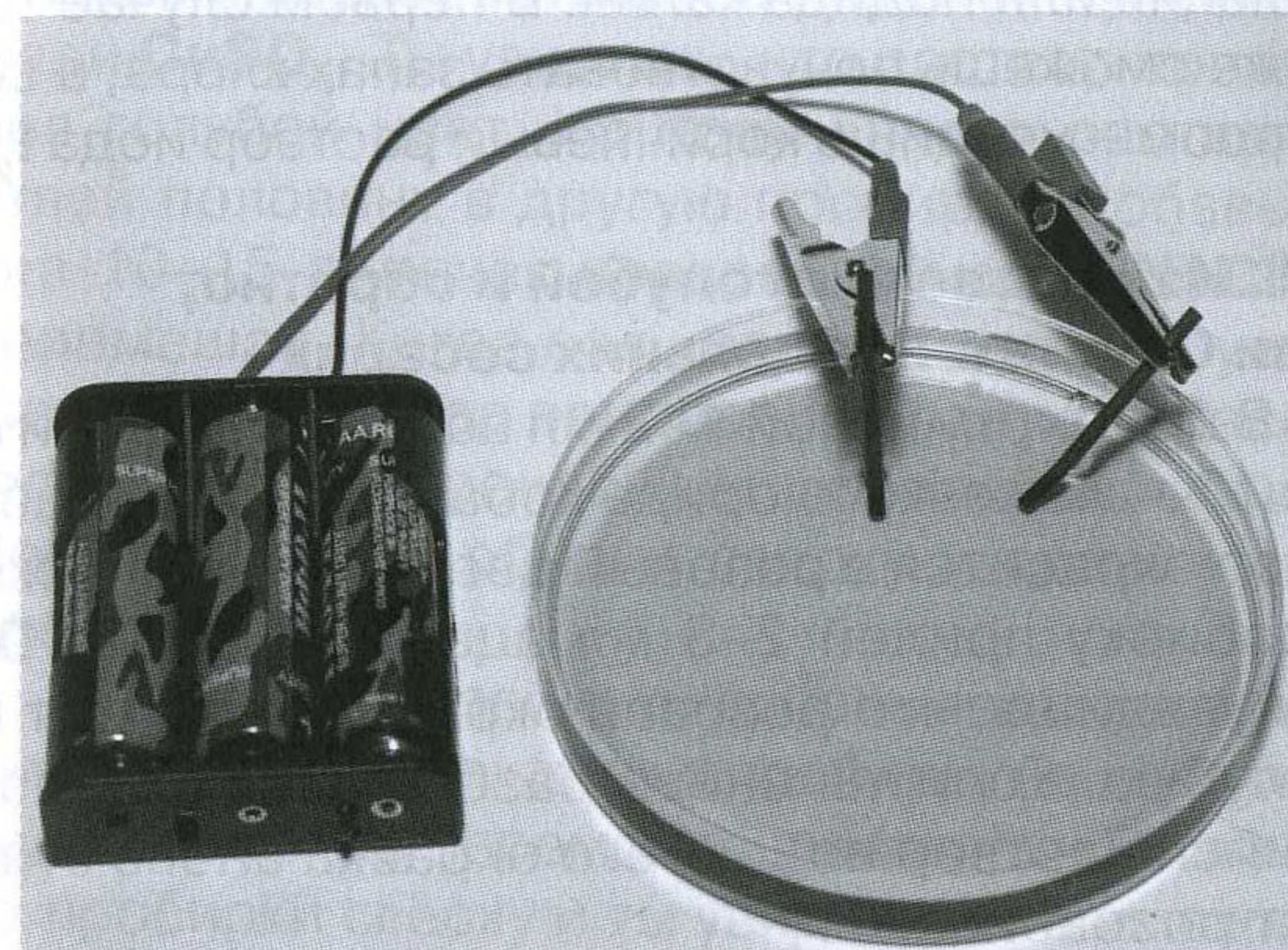
Слабые кислоты (а к слабым кислотам относится уксусная кислота) на ионы почти не диссоциируют:



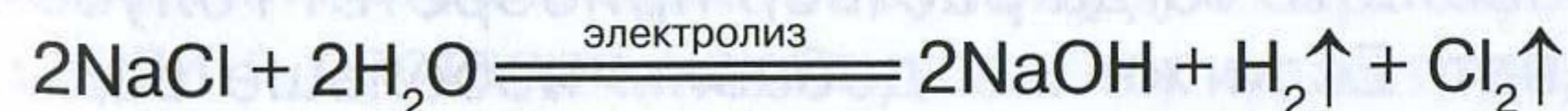
30. Получение хлора, или Что такое электролиз

Налей в чашку Петри воды и раствори в ней побольше поваренной соли **NaCl**. Зажми в зажимах-«крокодилах» батарейного блока по графитовому стержню. Погрузи стержни в чашку Петри с раствором. Ты увидишь на обоих электродах пузырьки газа. Если ты аккуратно их понюхаешь, почувствуешь запах хлора. По-

хожий запах имеют некоторые дезинфицирующие вещества, например, хлорка.



Дело в том, под действием электрического тока электролиты в растворах вступают в реакцию электролиза. При электролизе раствора **NaCl** на положительно заряженном электроде (аноде) выделяется газообразный хлор **Cl₂**, а на отрицательно заряженном (катоде) – газообразный водород **H₂**:



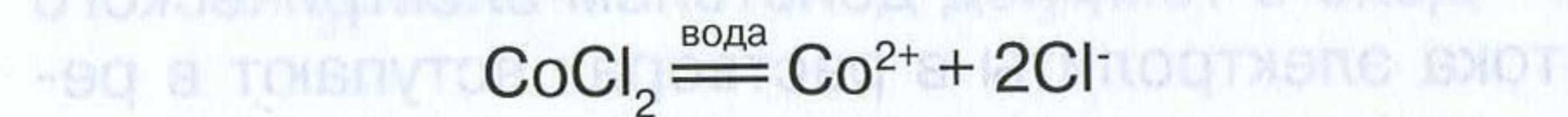
? Подумай и сделай. Как убедиться, что в растворе образуется гидроксид натрия **NaOH**?

Для самостоятельной работы. Попробуй подвергнуть электролизу растворы хлорида кальция или иодида калия. В первом случае ты тоже сможешь почувствовать запах хлора, а во втором – увидишь коричневый раствор иода I_2 .

31. Из розового в голубой и обратно, или О ближних и дальних соседях

В пробирку налей 1–2 мл воды и раствори в ней 3–4 ложечки хлорида кобальта $CoCl_2$. Раствор окрасится в розовый цвет. Теперь в ту же пробирку прилей 2–3 мл ацетона $(CH_3)_2CO$. Ты увидишь, что розовая окраска перейдет в голубую. Если ты снова разбавишь получившийся раствор водой, его окраска вновь станет розовой.

Дело в том, что при растворении в воде хлорид кобальта распадается на ионы:



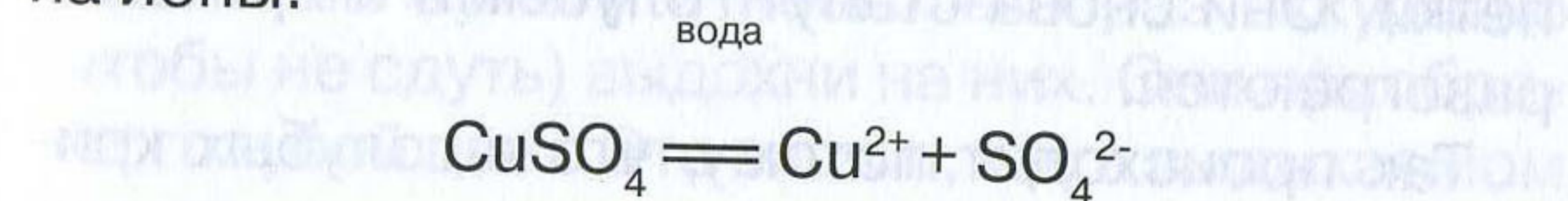
Когда ионы кобальта Co^{2+} окружены молекулами воды, они придают раствору розовый цвет. Если добавить ацетон, то его молекулы оттеснят молекулы воды и сами окружают ион кобальта. Тогда раствор приобретет голубой цвет. Если же мы добавим побольше воды, то теперь уже вода оттеснит ацетон от ионов кобальта, и цвет вернется к первоначальному.

32. Из синего в зеленый и обратно, или Еще раз о ближних и дальних соседях

В 5 мл воды раствори 6 ложечек сульфата меди $CuSO_4$. Ты увидишь, что раствор приобрел голубой цвет. Из полученного раствора отлей половину в другую пробирку, добавь в нее 10–15 ложечек поваренной соли $NaCl$ и перемешай. Когда соль растворится, ты увидишь, что раствор приобрел зеленую окраску (если этого не произойдет, добавь еще соли). Посмотри на пробирки сверху и сравни окраску.

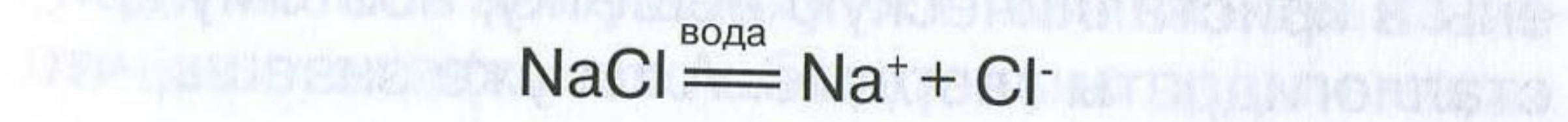
Теперь в обе пробирки добавь воды так, чтобы она заполнила каждую пробирку на две трети, и аккуратно перемешай растворы. Взгляни на пробирки сверху и ты увидишь, что их окраска стала почти одинаковой, то есть зеленый раствор снова стал голубым.

Дело в том, что сульфат меди, как и хлорид кобальта, при растворении в воде распадается на ионы:

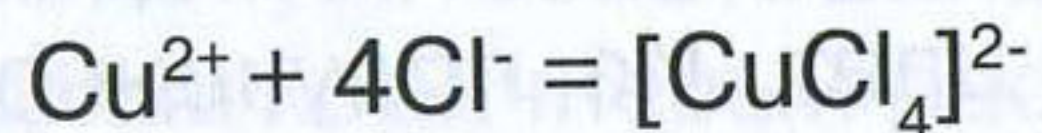


Когда ионы меди Cu^{2+} окружены молекулами воды, они придают раствору голубую окраску.

Если в растворе находится хлорид натрия, то он диссоциирует, образуя хлорид-ионы:



Когда хлорид-ионов в растворе много, именно они окружают ион меди, образуя так называемый хлоридный комплекс:



Хлоридный комплекс окрашен в зеленый цвет. При разбавлении вода его разрушает, и раствор снова становится голубым.

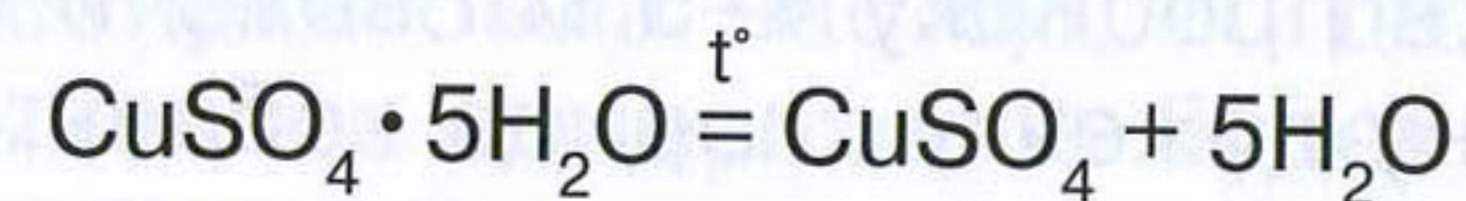
33. Обесцвечивание голубых кристаллов, или Что такое кристаллогидрат и как обнаружить воду



Насыпь на дно пробирки голубые кристаллы сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и нагрей на пламени сухого горючего. Ты увидишь, что кристаллы обесцветятся, а на стенках верхней части пробирки осядут капли воды. Остуди пробирку и дай воде стечь на бесцветные кристаллы или капни на них 1–2 капли воды из пипетки. Они снова станут голубыми и при этом разогреются.

Так происходит потому, что в голубых кристаллах сульфата меди присутствует так называемая кристаллизационная вода. Такие кристаллы называются кристаллогидратом. Молекулы кристаллизационной воды относительно прочно связаны с ионами меди и встроены в кристаллическую решетку, поэтому кристаллогидраты твердые. А ты уже знаешь, что

ионы меди, окруженные молекулами воды, имеют голубой цвет. При нагревании связи между водой и ионами меди разрушаются, и вода испаряется:



Ионы меди, лишившись окружающих молекул воды, обесцвечиваются. Если же на получившиеся бесцветные кристаллы капнуть водой, ее молекулы снова встроятся в кристаллическую решетку сульфата меди, и кристаллы снова станут голубыми. При этом выделяется столько же энергии, сколько поглотилось при разрушении кристаллогидрата.

34. Мы выдыхаем влагу

Получи безводный сульфат меди CuSO_4 нагреванием кристаллогидрата (см. предыдущий опыт). Насыпь полученные бесцветные кристаллы на бумагу и несколько раз аккуратно (чтобы не сдуть) выдохни на них. Они приобретут голубой цвет. Это значит, что в выдыхаемом воздухе содержатся пары воды, которые поглощаются сульфатом меди.

35. В воздухе содержится влага

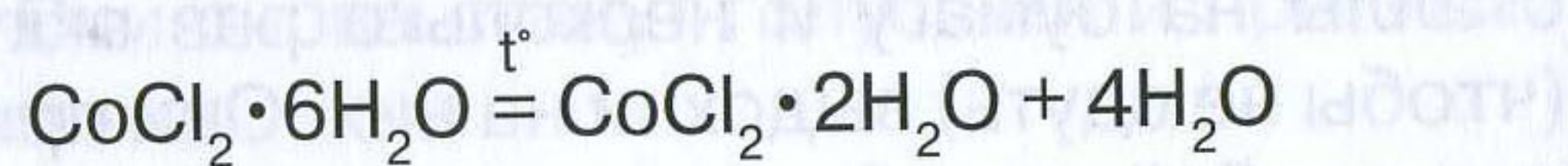
Бесцветные кристаллы безводного сульфата меди насыпь на бумажку и оставь на ночь на рабочем столе (только обязательно прими меры,

чтобы их никто случайно не смахнул). Наутро они приобретут голубую окраску.

36. Невидимые чернила № 2

Налей в пробирку 4–5 мл воды и помести в нее одну ложечку хлорида кобальта CoCl_2 . Получится почти бесцветный раствор. Возьми кисточку и напиши полученным раствором что-нибудь на листке бумаги. Когда вода высохнет, надпись практически не будет видна. Если теперь погреть листок под настольной лампой, то надпись приобретет синий цвет. Если на синюю надпись подышать, она вновь обесцветится.

Дело в том, что когда ты наносишь раствор хлорида кобальта на бумагу, то на бумаге остается почти бесцветный шестиводный кристаллогидрат $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Если его нагреть, он частично теряет воду и образует голубой двуводный кристаллогидрат:



Когда ты на него дышишь, он поглощает влагу и вновь превращается в слабоокрашенный шестиводный кристаллогидрат.

37. Вода замерзает в руке

Возьми чистую пробирку. Насыпь в нее кристаллогидрат тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

на 1–2 см по высоте. Нагрей пробирку на водяной бане (с. 173). Ты увидишь, что кристаллы расплавятся. Теперь поставь пробирку в штатив и дай ей спокойно остыть. Если пробирка была чистой, то даже когда она остынет, ее содержимое будет жидким. А теперь брось в нее один кристаллик тиосульфата натрия. Содержимое пробирки моментально закристаллизуется – вода как будто замерзнет.

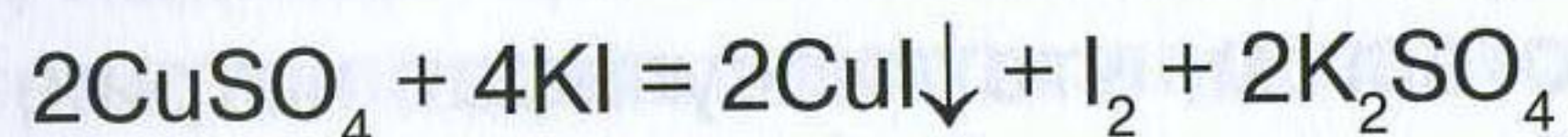
Дело в том, что тиосульфат натрия, как и сульфат меди, – тоже кристаллогидрат. При нагревании он разрушается, однако его разрушение происходит примерно при $+50^\circ\text{C}$. Поэтому выделяющаяся вода не испаряется, а остается в виде жидкости. Тиосульфат натрия в этой жидкости растворяется. При охлаждении кристаллогидрат может выпасть снова, но для этого нужен центр кристаллизации – достаточно крупная частица, на которой кристаллы будут нарастать. В качестве такой частицы может выступать пылинка, осколок стекла, кристаллики некоторых солей и т. д., но лучше всего использовать для этого готовый кристаллик тиосульфата натрия.

Для самостоятельной работы. Проверь, какие еще соли вызывают кристаллизацию пересыщенного раствора. Рекомендуем начать с цветных солей.

38. Вода помогает химическим реакциям

Насыпь в пробирку 2–3 ложечки сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и столько же иодида калия KI . Аккуратно перемешай сухие вещества в пробирке. Реакция между ними идет медленно – цвет реагентов почти не изменяется.

Теперь добавь в пробирку немного воды. Ее содержимое немедленно приобретет коричневый цвет, поскольку выделится иод I_2 :



Аналогичный опыт можно провести, смешав питьевую NaHCO_3 или стиральную Na_2CO_3 соду и щавелевую $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ или лимонную кислоту.

Из этих опытов следует важный вывод: многие реакции протекают только в растворах и не протекают между твердыми веществами.

Как обнаружить вещество, или Что такое аналитика

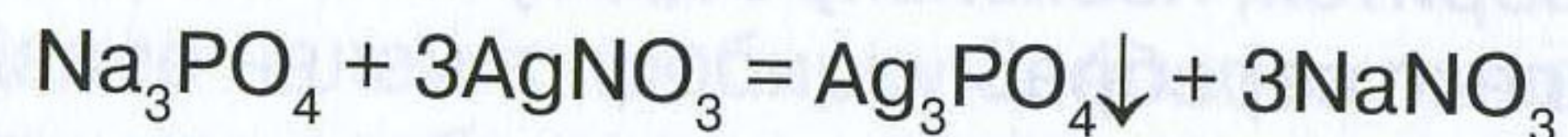
Часто бывает нужно узнать, присутствует ли в растворе то или иное вещество. Сыщикам в детективных романах приходится выяснять, есть ли яд в бокале с вином. Честному покупателю нужно узнать, не подсыпали ли в сметану для веса или густоты крахмал. Искусствоведа интересует, сделана ли монета, которую при-

нес ему некий подозрительный субъект, из золота или из бронзы, и так далее...

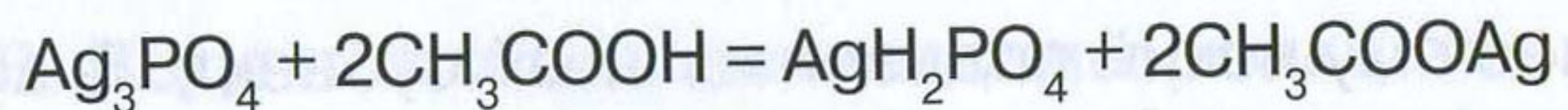
Обнаружением тех или иных веществ занимается специальная отрасль химии – аналитическая химия, или, в просторечии, аналитика. Для обнаружения веществ используют так называемые аналитические реакции. Мы уже использовали несколько аналитических реакций. Так, для обнаружения оснований мы использовали фенолфталеин («Был бесцветный – стал малиновый»), для обнаружения кислот – гидрокарбонат натрия («Сода позволяет обнаружить кислоты»), для обнаружения воды – безводный сульфат меди («Мы выдыхаем влагу»). Существуют аналитические реакции и на другие вещества. Некоторые из них мы опишем.

39. Желтый осадок, или Как обнаружить фосфаты

Налей в пробирку 2–3 мл воды и раствори в ней две ложечки фосфата натрия Na_3PO_4 . В полученный раствор добавь несколько капель раствора нитрата серебра AgNO_3 . Ты увидишь, что выпал желтый осадок. Это фосфат серебра Ag_3PO_4 :



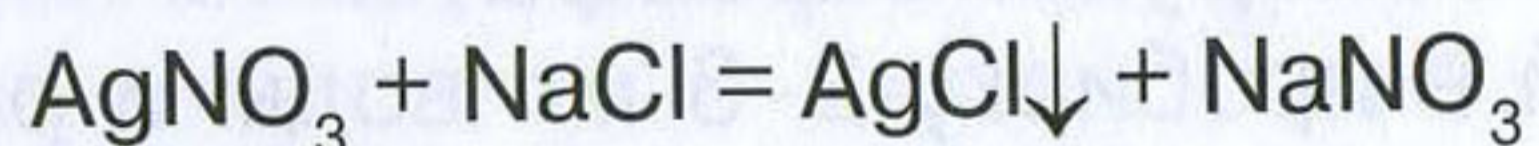
Теперь прилей к полученному осадку уксус. Осадок растворится:



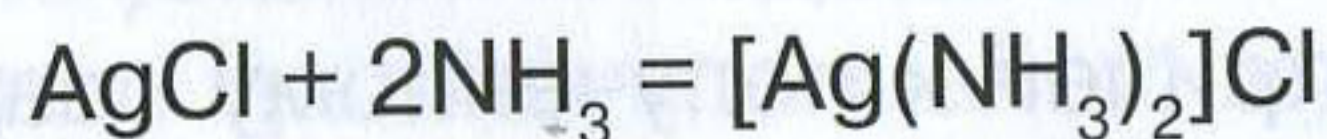
Ни с какими другими соединениями нитрат серебра не дает осадка такого цвета, растворимого в уксусе. Поэтому мы можем быть уверены, что если при добавлении нитрата серебра к какому-либо раствору выпадает желтый осадок, растворимый в уксусе, то раствор содержит фосфаты.

40. Из воды – «молоко», или Как обнаружить хлориды

Приготовь 3–4 мл раствора поваренной соли (хлорида натрия **NaCl**) и добавь к нему несколько капель раствора нитрата серебра **AgNO₃**. Ты увидишь, что выпадет белый осадок, а раствор будет напоминать молоко. Это – осадок хлорида серебра:



Теперь половину жидкости с осадком отлей в другую пробирку и добавь туда 2–3 мл уксуса. Осадок не растворится. В другую половину добавь 1 мл раствора аммиака **NH₃**. Осадок растворится, поскольку образуется аммиачный комплекс серебра:



Если при добавлении нитрата серебра к какому-либо раствору выпадает белый осадок, растворимый в аммиаке, но нерастворимый в уксусной кислоте, значит, исследуемый раствор содержит хлорид-ионы.

Хлорид-ионы необходимы всем организмам, в том числе и человеку, поскольку входят в состав межклеточных и внутриклеточных жидкостей. Кровь содержит 0,9% по массе хлорида натрия. Однако хлориды постоянно теряются с мочой и потом. Чтобы не остаться без хлоридов вообще, человек и животные вынуждены поглощать их с пищей и питьевой водой. Если в пище или воде мало хлоридов, то это вызывает нарушение различных функций организма.

Для самостоятельной работы. Испытай на хлорид-ионы из твоего набора минеральную воду, водопроводную воду, различные напитки.

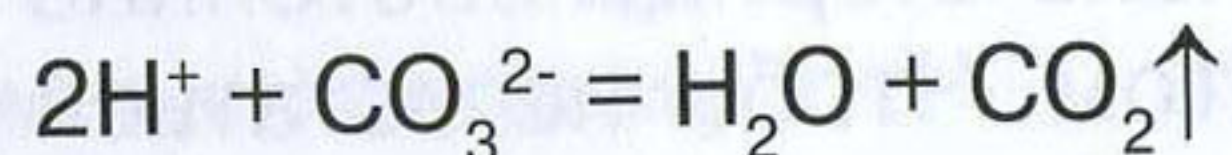
41. Как обнаружить фосфорную кислоту в напитках

Для начала приготовь концентрированный раствор стиральной соды (карбонат натрия **Na₂CO₃**). Для этого возьми 8 ложечек соды и раствори в 1 мл воды.

Далее налей в пробирку 3–4 мл сильногазированного слабоокрашенного напитка и нагрей его на водяной бане (с. 173) до тех пор, пока из напитка не перестанет выделяться газ. Это де-

ляется, чтобы полностью удалить углекислый газ из напитка.

Пусть пробирка с напитком остается на водяной бане, а ты по каплям добавляй в нее насыщенный раствор карбоната натрия Na_2CO_3 до тех пор, пока добавление очередной капли не перестанет вызывать выделение газа. Это делается для того, чтобы нейтрализовать в напитке все кислоты:



Теперь остуди пробирку и добавь к ее содержимому несколько капель раствора нитрата серебра AgNO_3 . Если выпадет желтый осадок – значит, напиток содержал фосфорную кислоту.

Если предварительно не нейтрализовать кислоты, то вместо иона PO_4^{3-} в растворе будет находиться ион H_2PO_4^- , который не образует осадка с нитратом серебра.

42. Из бесцветного – синий, или Иод и крахмал находят друг друга

В пробирку налей 1–2 капли иодной настойки и разбавь 1–2 мл воды. К полученному раствору добавь 1 мл крахмального клейстера (с. 172). Раствор приобретет синюю окраску.

Благодаря этой реакции иод позволяет обнаружить крахмал в различных продуктах (см. следующий опыт).

43. Обнаружение крахмала в продуктах питания

Разрежь пополам картофелину и капни на срез иодом. Ты увидишь, что капля посинеет. Значит, в картофеле содержится крахмал.

Налей в пробирку 1–2 мл воды и насыпь одну ложечку муки. Хорошо перемешай и нагрей содержимое на водяной бане (с. 173). Через 15 минут остуди и добавь каплю иодной настойки. Раствор посинеет. Значит, в муке тоже содержится крахмал.

Для самостоятельной работы. Проверь, содержится ли крахмал в вареном картофеле, отваре из-под макарон, отваре из-под картошки, хлебе, каше и т. д.

Если у тебя есть йогурт или сметана, можешь тоже испытать их на присутствие крахмала. По идее, в этих продуктах крахмала быть не должно. Если же иод дает с ними синее окрашивание – значит, перед тобой – поддельный продукт.

Вода чистая и нечистая

44. Есть ли примеси в водопроводной воде

Возьми предметное стекло и тщательно протри его туалетной бумагой. Теперь нанеси на него несколько капель воды и поставь в теплое место. Когда вода испарится, ты обнаружишь на стекле светлые разводы. Это соли, которые были растворены в водопроводной воде.


Отсюда вывод: водопроводную воду нельзя считать чистой, поскольку в ней растворены примеси. Большая часть этих примесей для человека полезна. Если бы человек пил воду без них, то потери солей с мочой не возмещались бы приобретением с питьевой водой, то есть организм постепенно лишался бы солей. Это могло бы закончиться хрупкостью костей и другими неприятными последствиями. С другой стороны, те же соли, которые необходимы человеку, оставляют накипь на стенках чайников и труб, не позволяют чисто вымыть стекло, делают воду электропроводной.

45. Как очистить водопроводную воду от примесей



Простейший способ очистить воду от примесей – это испарить ее и сконденсировать пары воды. Такой процесс называется дистилляцией, или перегонкой. Вода, подвергнутая пере-

гонке, называется дистиллированной водой, или просто дистиллятом.

 Чтобы провести перегонку, возьми две пробирки и пробку с изогнутой трубкой. В одну пробирку налей 3–4 мл водопроводной воды и заткни ее пробкой с трубкой. Длинное колено трубки погрузи в пустую пробирку, находящуюся в стакане с холодной водой. Эта пробирка будет приемником. Теперь аккуратно нагрей пробирку с водой на пламени сухого горючего (старайся, чтобы кипение было не очень бурным, потому что иначе капельки водопроводной воды полетят вместе с парами и загрязнят дистиллят). В приемнике будет конденсироваться дистиллированная вода. Можешь капнуть ее на предметное стекло и подождать, пока испарится. Если ты все делал правильно, разводов на стекле не останется.

Полученную дистиллированную воду оставь для следующего опыта.

46. Как различить водопроводную и дистиллированную воду

Возьми пробирку с дистиллированной водой из прошлого опыта. Возьми также пробирку с водопроводной водой. В обе пробирки добавь несколько кристалликов бромкрезолового пурпурного. Если у тебя получилась дистиллированная вода, то в ней индикатор окрасится в желтый цвет. В водопроводной воде он станет пурпурным.

Дело в том, что индикатор бромкрезоловый пурпурный сам по себе – кислота. Она желтая. В водопроводной воде он реагирует с растворенными гидрокарбонатами, превращаясь в пурпурную соль.

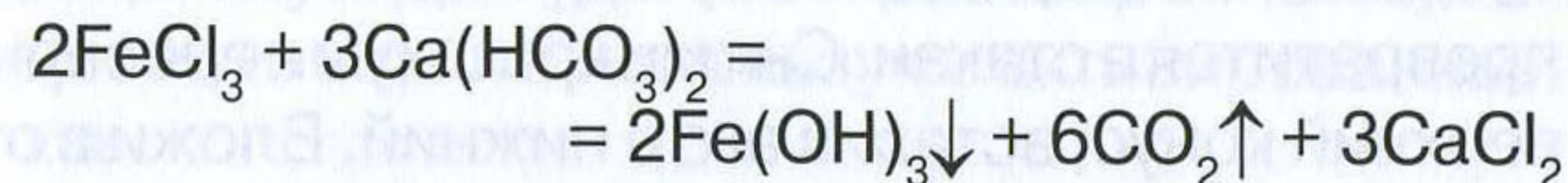
Если в дистиллированной воде индикатор тоже окрасился в пурпурный цвет, значит, возможно, стенки пробирок были грязными. Вылей полученный раствор, не промывая пробирку, вновь собери в нее дистиллированную воду (см. предыдущий опыт). Под пробку пробирки с водой можешь воткнуть немного ваты, чтобы задержать мелкие капли.

Что такое водоподготовка и зачем она нужна

Воду, которая течет у тебя дома из крана, обычно берут из рек, водохранилищ или из-под земли. Как правило, природную воду пить нельзя – в ней либо много болезнетворных микроорганизмов, либо присутствуют примеси, которые делают воду невкусной или даже ядовитой. Чтобы воду можно было пить, ее нужно обработать, то есть провести водоподготовку. Обычно водоподготовку проводят на специальных станциях. Иногда ее приходится проводить в походных условиях. С некоторыми процессами водоподготовки мы сейчас познакомимся.

47. Очистка воды от взвесей (осветление)

Возьми стаканчик и заполни его на 2/3 водопроводной водой. Теперь капни в нее одну каплю насыщенного раствора хлорида железа (III) FeCl_3 и перемешай. Через некоторое время ты увидишь, что в растворе образовались бурые хлопья (если повезет, в них можно будет увидеть пузырьки газа). Это хлорид железа прореагировал с растворенными в водопроводной воде гидрокарбонатами, при этом выпал гидроксид железа (III):



Этот опыт может у тебя не получиться, если ты живешь в Карелии, на севере Ленинградской области или в Забайкалье. Там в воде растворено очень мало гидрокарбонатов.

На станциях водоподготовки в природную воду также добавляют соли железа (III) или алюминия, которые, реагируя с гидрокарбонатами, дают осадок гидроксидов. Этот осадок обволакивает все взвешенные частицы, после чего вместе с ними оседает, и его удаляют.

Для самостоятельной работы. Попробуй при помощи хлорида железа очистить воду от примесей метилвиолета. Окраска раствора должна быть слабой.

Такой же опыт можно проделать, смешав растворы стиральной соды (карбоната натрия Na_2CO_3) и хлорида железа (III) FeCl_3 .

48. Как удалить осадок, или Что такое фильтрование

Чтобы воду после осветления можно было пить, осадок нужно отфильтровать. Для этого воду со взвесью пропускают через фильтр. Его можно сделать из ваты или марли.

Возьми небольшую пластиковую бутылку, срежь с нее верхний конус. Нижняя часть тогда превратится в стакан. Сними крышку и переверни верхний конус, вставив его в нижний. Вложи в отверстие вату или марлю. Она и будет фильтром. Аккуратно налей на фильтр раствор и подожди, пока жидкость стечет. Если все сделано правильно, осадок останется на фильтре. Если жидкость смочет фильтр, его нужно сделать поплотнее.



Для самостоятельной работы. Точно так же можно очистить воду от любой взвеси. Ты можешь взболтать в воде частицы глины или почвы и отфильтровать их.

49. Связывание растворенных органических веществ, или Что такое адсорбция

Иногда, особенно в походных условиях, из воды приходится удалять растворенные органические вещества. Это приходится делать в том случае, если вода имеет неприятный запах или привкус. Для удаления растворенных органических веществ используют активированный уголь.

Налей полстаканчика воды и положи туда самую маленькую крупинку метилвиолета (или добавь 3–4 капли цветных чернил для перьевых ручек). Раствор приобретет синий цвет. Помести в тот же стаканчик 2 таблетки активированного угля, перемешай 3–5 минут и поставь отстаиваться. Через 10–15 минут уголь осядет, а окраска чернил заметно ослабеет или даже вообще исчезнет.

Ты можешь отфильтровать частицы угля, как это было сделано в предыдущем опыте.

Дело в том, что таблетка активированного угля пронизана мельчайшими порами. Этих пор очень много. Если «развернуть» все поры одной таблетки, то их поверхность сможет покрыть футбольное поле. К огромной поверх-

ности «прилипают» различные органические молекулы. Такой процесс называется адсорбцией. Из-за того, что уголь хорошо адсорбирует различные вещества, его используют при отравлениях для удаления ядов из желудка.

50. Силикагель – важный адсорбент

Получи силикагель (с. 173) и повтори предыдущий опыт, взяв его вместо активированного угля. Ты обнаружишь, что через некоторое время силикагель окрасится в синий цвет, а окраска раствора заметно ослабнет. Как и в предыдущем опыте, молекулы красителя адсорбируются на поверхности силикагеля.

Можно не получать силикагель самому, а воспользоваться наполнителем для кошачьих туалетов. Иногда пакетики с силикагелем (Silica gel) вкладывают в коробки с обувью или бытовой техникой. В них силикагель поглощает влагу. С этим силикагелем тоже можно проделать описанный опыт.

51. Хлор – вещество, которое применяют для обеззараживания воды

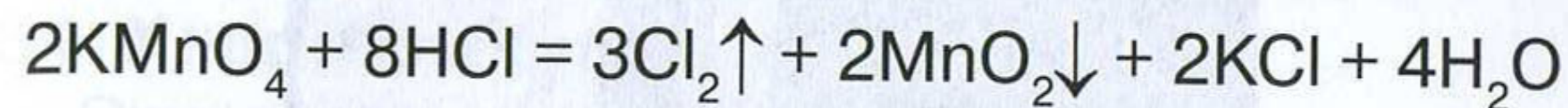


Перед проведением этого опыта обеспечить проветривание.



В пробирку насыпь 3–4 ложечки перманганата калия KMnO_4 , прилей 1 мл воды и 1 мл соляной кислоты HCl . При этом начнет выделяться зеленый газ с характерным запахом

(нюхать аккуратно, см. «Правила работы и техники безопасности»). С этим газом ты уже познакомился в опыте 30. Это хлор Cl_2 :



Этот газ растворяют в воде, чтобы убить в ней болезнетворные организмы. Если вода после этого не отстоялась, она пахнет хлором.

52. Исследуем бактерицидные свойства хлора

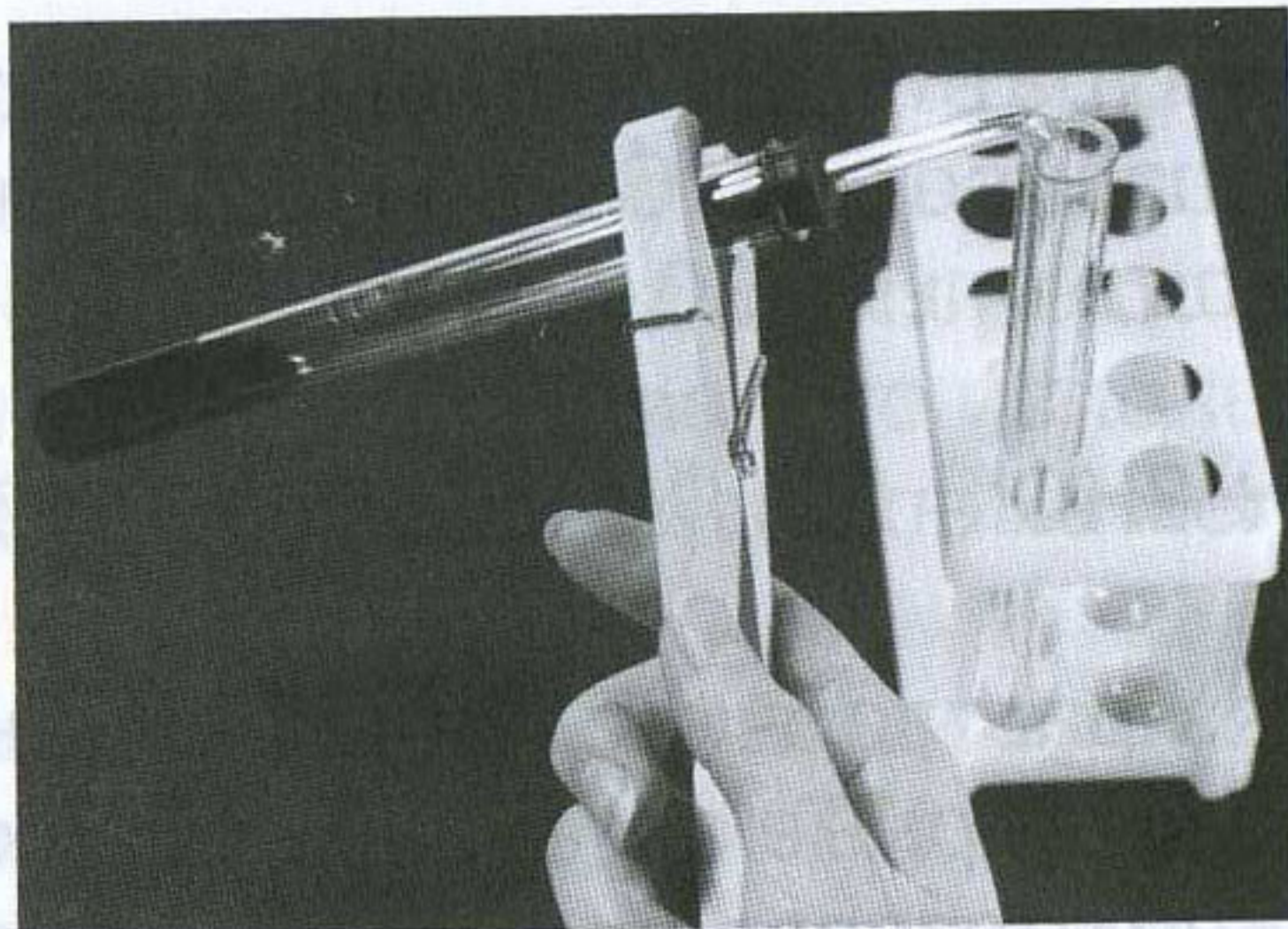
Свари крахмальный клейстер (с. 172). Возьми 2 пробирки, в каждую налей по 2 мл клейстера и по 5–6 мл воды.



Возьми пробирку и пробку с изогнутой трубкой. В пробирку насыпь 7–8 ложечек перманганата калия KMnO_4 , прилей 2 мл воды





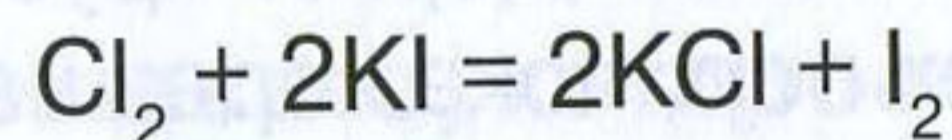
и 2 мл соляной кислоты HCl , быстро закрой пробирку пробкой с изогнутой трубкой и погрузи длинное колено трубки в одну из пробирок с раствором крахмала. Держи трубку в растворе крахмала до тех пор, пока через нее не перестанут выделяться пузырьки газа (какого?). Если газ пробулькиваться не будет, поставь пробирку с перманганатом калия и соляной кислотой на водяную баню. Обе пробирки с раствором крахмала заткни пробками. Надень на пробирки бумажные ярлыки, на которых напиши, какая пробирка обработана хлором, а какая – нет.



Через несколько дней крахмал, не обработанный хлором, заплесневевает, а необработанный – нет.

53. На чем основано бактерицидное действие хлора

 В пробирку налей 5–6 мл воды и раствори в ней 2–3 ложечки иодида калия **KI**.  Повтори предыдущий опыт, пропуская хлор в пробирку с полученным раствором. Раствор иодида калия приобретет коричневую окраску. Это выделяется иод:



В том, что выделился именно иод, можно убедиться при помощи раствора крахмала.



Иод из иодида калия выделяется при действии сильных окислителей. Одно из свойств сильных окислителей – превращать различные органические вещества в воду и углекислый

газ. Хлор в присутствии воды окисляет клеточные мембраны микроорганизмов и тем самым убивает их.

54. Хлор – отбеливатель

Окислительные свойства хлора позволяют использовать его не только для обеззараживания воды, но и для отбеливания тканей и бумаги. При этом хлор разрушает красящие вещества в них, в чем можно убедиться, проделав следующий опыт. Перед началом опыта обеспечить проветривание.

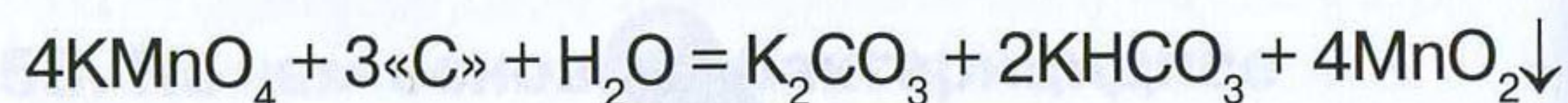


 Возьми небольшой кусок цветной ткани (желательно хлопковой) и смочи ее водой.  Теперь в пробирку насыпь 7–8 ложечек перманганата калия **KMnO₄**, прилей 2 мл воды и 2 мл соляной кислоты **HCl**. Закрой пробирку куском ткани так, чтобы выделяющийся хлор мог потихоньку проходить сквозь нее. Через некоторое время ткань побледнеет, а, может быть, и вообще обесцветится.

55. Еще один способ обеззаразить воду



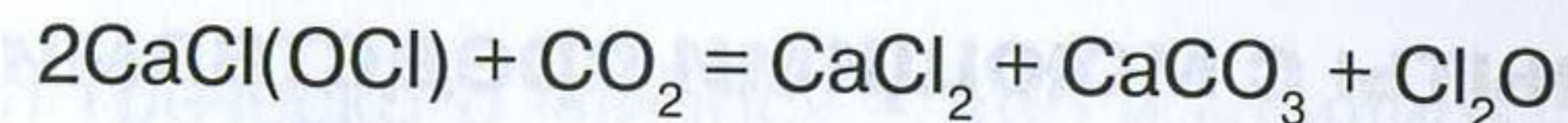
Еще один сильный окислитель, который часто используют для обеззараживания воды в походных условиях – марганцовка (перманганат калия **KMnO₄**). Возьми воду из какой-нибудь грязной лужи и раствори в ней несколько кристалликов марганцовки. Фиолетовый раствор довольно быстро обесцветится, и, возможно, в нем появятся коричневые хлопья. Это марганцовка окислила органические вещества, в том числе и различные микроорганизмы, содержащиеся в воде:



(в этом уравнении символом углерода «С» обозначено некое органическое вещество, поскольку основу любого органического вещества составляет углерод).

56. Хлорка тоже выделяет хлор

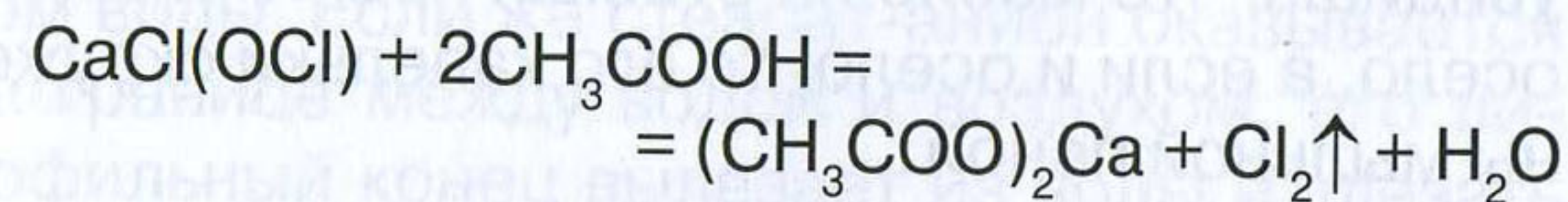
Еще одно известное дезинфицирующее средство – хлорка. Это смешанная соль – хлорид-гипохлорит кальция **CaCl(OCl)**, в которой довольно много примеси извести **CaCO₃**. Как и хлор, хлорка – сильный окислитель. Кроме того, реагируя с углекислым газом, содержащимся в воздухе, сухая хлорка выделяет оксид хлора (I), который придает хлорке специфический запах:



Именно оксид хлора и оказывает бактерицидное действие. Кроме того, он достаточно быстро разлагается с образованием уже известного нам хлора, поэтому с большинством сильных кислот хлорка сразу образует хлор.



Если у тебя в доме есть некоторое количество хлорки, в этом можно убедиться. Обеспечь проветривание и насыпь в пробирку одну ложечку хлорки. Прилей к ней 1–2 мл столового уксуса **CH₃COOH**. Аккуратно понюхай выделяющийся газ, и ты почувствуешь характерный запах хлора:



? Подумай и сделай. Убедись, что хлорка обладает бактерицидными и отбеливающими свойствами.

Опыты с моющими средствами

57. Почему мыло моет, или Что такое поверхностно-активные вещества

В пробирку налей 2–3 мл воды и каплю подсолнечного масла. Заткни пробирку пальцем и хорошенько перемешай. Ты увидишь, что капли масла осели на стенках пробирки и запачкали ее. Теперь налей 2–3 мл воды в другую пробирку и раствори в ней кусочек мыла (размером в 2 раза больше спичечной головки). Ты увидишь, что на поверхности раствора образовалась пена. Капни в полученный раствор каплю подсолнечного масла и перемешай. Ты увидишь, что масло на стенках практически не осело, а если и осело, то его капельки окружены мыльной пеной.



Мыло, как правило, делают из солей так называемых жирных кислот. В частности, хозяйственное мыло – это стеарат натрия $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$. В воде эта соль дает стеарат-анион $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}^-$. Углеводородный конец этого аниона липофилен, то есть «любит жиры»

(от греческого «липос» – жир и «филио» – люблю). Иными словами, он легко связывается с жирами и плохо – с водой. Второй конец этого аниона (карбоксильный), наоборот, гидрофилен, то есть «любит воду» (более подробно про гидрофильные и липофильные вещества можно узнать, проделав опыт «Жидкости смешивающиеся и несмешивающиеся»). Поэтому если в воде оказывается капелька жира, стеарат-анионы окружают ее, причем углеводородные концы погружаются в капельку, а карбоксильные торчат наружу. Стеарат-анионы, окружающие капельку, не дают ей ни к чему прилипнуть, поэтому такая капелька легко смывается потоком воды. Если же стеарат-анион оказывается на границе между водой и воздухом, его липофильный конец вылезает из воды и влезть обратно не хочет. То есть мыло собирается на поверхности воды. Если мыла много, поверхности ему не хватает. Поэтому если образовать новую поверхность (например, встряхнув пробирку с мыльным раствором), стеарат-анионы немедленно на ней соберутся, и образовавшаяся поверхность не сможет разрушиться. Так образуется мыльная пена – тонкие пленки воды, поверхность которых с двух сторон покрыта стеарат-анионами.

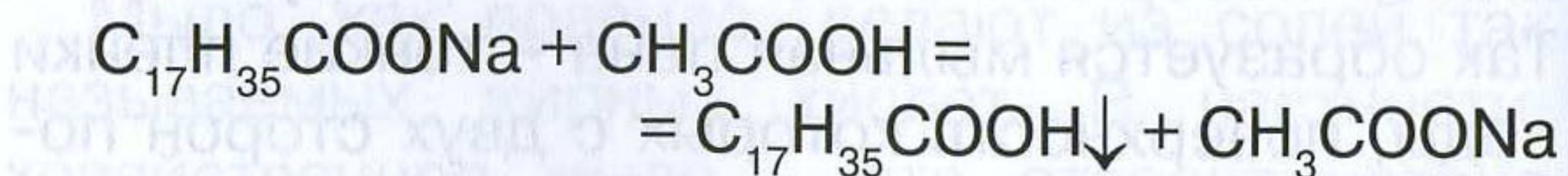
Вещества, собирающиеся на поверхностях, называются поверхностно-активными веществами. То есть стеарат натрия – это

поверхностно-активное вещество. Все мыла и шампуни делают на основе поверхностно-активных веществ.

58. Мыло обладает основными свойствами

Возьми кусок хозяйственного или детского мыла, смочи его поверхность водой и капни на нее раствор фенолфталеина. Ты увидишь, что капля фенолфталеина приобретет малиновый цвет. То есть мыло обладает основными свойствами.

Поскольку мыло обладает основными свойствами, оно реагирует с кислотами. Чтобы в этом убедиться, раствори кусочек хозяйственного мыла (размером со спичечную головку) в пробирке в 3–4 мл воды (процесс займет несколько минут). Раствор будет относительно прозрачным, а на поверхности будет наблюдаться мыльная пена. Теперь добавь в полученный раствор 2–3 мл уксуса **CH₃COOH**. Ты увидишь, что пена осядет, а раствор станет заметно более мутным. Дело в том, что уксусная кислота превратила стеарат натрия в стеариновую кислоту:



Стеариновая кислота в воде не растворяется, поэтому не концентрируется на поверхности и не может образовывать мыльную пену.

59. Как оценить качество мыл и шампуней, или Чем хорош «пэ аш пять и пять»

Человеческая кожа имеет pH примерно равный 5,5 (если ты забыл, что такое pH – посмотри опыт «Индикаторная бумага, или Что такое pH» на с. 45). То есть растворы, содержащиеся в клетках кожи, – слабокислые. Поскольку мыло – основание, оно нейтрализует кислоты, содержащиеся в клетках кожи, и поэтому может разрушить кожу. Чтобы этого не происходило, хорошие мыла и шампуни делают из таких поверхностно-активных веществ, которые не обладают основными свойствами и не реагируют с кислотами кожи. В хороших мылах и шампунях pH должен быть примерно равен pH кожи, то есть 5,5.

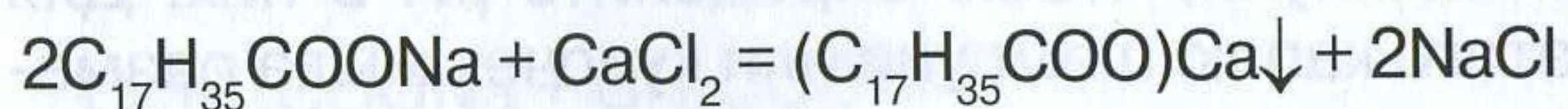
У нас есть индикатор, который позволяет определить среду, pH в которой больше, чем 5,5. Это бромкрезоловый пурпурный. Когда $\text{pH} > 5,5$, этот индикатор приобретает фиолетовую окраску, а если $\text{pH} < 5,5$, то он желтый. Этим индикатором ты можешь испытать мыла и шампуни, чтобы определить pH в них. Для этого каплю шампуня или кусочек мыла размером со спичечную головку нужно растворить в 1–2 мл воды и добавить в полученный раствор 2–3 капли раствора индикатора. Чтобы его приготовить, нужно несколько крупинок индикатора растворить в 5 мл воды.

? Подумай. В речной и водопроводной воде pH, как правило, 7 или даже больше. Почему речная и водопроводная вода не действует вредно на кожу, а мыло с таким же pH действует?

60. Что мешает мылу мылить, или Что такое жесткая вода

В речной и водопроводной воде существуют вещества, способные реагировать с поверхностно-активными веществами, уничтожая их поверхностно-активные свойства.

Налей в пробирку 2–3 мл воды и раствори в ней кусок хозяйственного или детского мыла размером со спичечную головку. Ты уже знаешь, что на поверхности воды будет пена, а раствор будет относительно прозрачным. В другую пробирку налей 2–3 мл воды и раствори в ней три ложечки хлорида кальция CaCl_2 . Теперь прилей раствор хлорида кальция к раствору мыла. Ты увидишь, что пена опадет, а в растворе появится муть. Это хлорид кальция образовал с мылом нерастворимый стеарат кальция:



То есть соли кальция разрушают мыльную пену.

Соли кальция, а также магния всегда содержатся в речной и водопроводной воде. Если та-

ких солей в воде много, то мыло в ней мылится плохо. Такая вода называется жесткой.

Для самостоятельной работы. Убедись, что минеральная вода – жесткая.

61. Как бороться с жесткостью воды

Приготовь два раствора: хлорида кальция CaCl_2 и карбоната натрия Na_2CO_3 . Смешай эти растворы. Ты увидишь, что образовался белый осадок. Это – нерастворимый карбонат кальция:



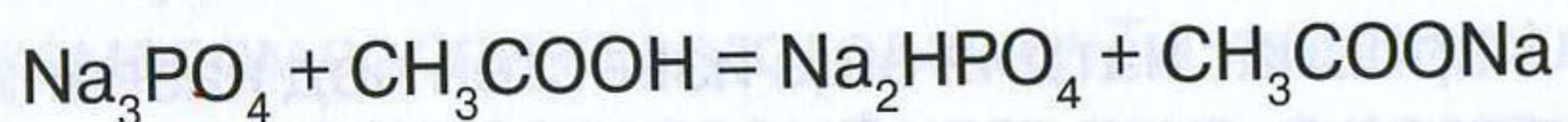
Карбонат натрия еще известен под названием стиральная сода. Если смешать стиральную соду с мылом, то получится простейший стиральный порошок. Сода связывает соли кальция в нерастворимый карбонат, в результате соли кальция уже не могут разрушить мыльную пену.

Вместо карбоната натрия иногда используют фосфат натрия, который также образует с солями кальция нерастворимый осадок (см. опыт «Почему кислоты вредно действуют на зубы»).

? Подумай. Почему стиральный порошок гораздо более вреден для кожи, чем мыло?

62. Чем плох фосфат в стиральном порошке

Возьми три ложечки фосфата натрия Na_3PO_4 , раствори его в 3–4 мл воды и кинь в него кусочек универсальной индикаторной бумаги. Она окрасится в синий цвет, что говорит об основных свойствах фосфата. Теперь аккуратно добавляй к раствору фосфата натрия уксус до тех пор, пока индикаторная бумага не станет желтой с оттенком зеленого (то есть пока pH не станет 7–8). Это уксусная кислота превратила фосфат натрия в гидрофосфат, который обладает основными свойствами в значительно меньшей степени:



Полученный раствор перелей в стаканчик, добавь воды так, чтобы стаканчик заполнился на 2/3, и оставь на неделю на рабочем столе (если вода будет испаряться, периодически доливай ее). Ты увидишь, что раствор либо заплесневевает, либо зарастет водорослями.

Дело в том, что фосфаты необходимы для роста практически всех организмов, в том числе плесневых грибов и водорослей. Попадая в водоемы со сточными водами, фосфаты из стиральных порошков могут вызвать цветение водоема, то есть зарастание водоема водорослями.

63. Как обнаружить фосфат в стиральном порошке

Проделав опыт «Как обнаружить фосфаты» (с. 67), ты узнал, что это можно сделать при помощи нитрата серебра. Эту реакцию можно использовать для обнаружения фосфатов в стиральном порошке.

Налей в пробирку 3–4 мл воды и раствори несколько крупинок стирального порошка. Когда порошок растворится, добавь в раствор несколько капель нитрата серебра AgNO_3 . Если выпадет желтый осадок, добавь 2–3 мл уксуса CH_3COOH . Если желтый осадок исчезнет, значит, в стиральном порошке был фосфат.

Нужно заметить, что этот опыт получается не всегда, потому что другие компоненты стирального порошка тоже могут прореагировать с нитратом серебра и не позволить ему дать желтый осадок фосфата. Поэтому, даже если ты не наблюдал желтого осадка, ты не можешь быть уверен, что фосфата в порошке нет.

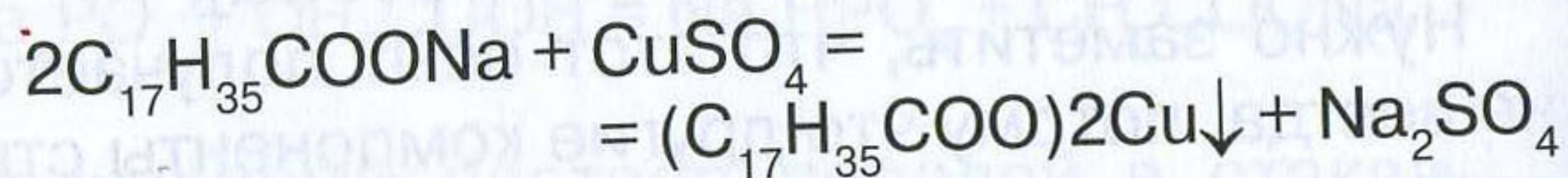
64. Почему стиральным порошком нежелательно мыть руки и стирать шерстяные вещи

Раствори несколько крупинок стирального порошка в 2–3 мл воды и стеклянной палочкой нанеси каплю полученного раствора на индикаторную бумагу. Индикаторная бумага приобретет синий цвет, что говорит о том, что стиральный порошок обладает сильными основными

свойствами. А мы уже знаем, что основания вредно действуют на человеческую кожу и разрушают шерстяные волокна (см. опыт «Щелочи разъедают одежду» на с. 41).

65. Что не смоешь мылом

Возьми кусок ненужной белой ткани и смочи ее раствором сульфата меди CuSO_4 . Теперь протри тряпку влажным кусочком мыла. Ты увидишь, что на тряпке образуется несмываемое голубое пятно. Это сульфат меди образовал с мылом нерастворимый стеарат меди, который прочно застрял между волокнами ткани:



Поэтому если капли медного купороса попали тебе на одежду, их нужно сначала смывать водой, а только потом стирать одежду мылом.


Для самостоятельной работы. Посмотри, как мыло будет реагировать с солями других металлов, в первую очередь кобальта и никеля.

66. Отбеливатели

Часто различные красящие вещества настолько сильно въедаются в ткань, что даже после многочисленных стирок белье оказывается не белым, а серым или желтоватым. Для придания ему первоначальной белизны используют

отбеливатели, которые разрушают молекулы красителя. С некоторыми отбеливателями (хлором и хлоркой) ты уже знаком (опыты «Хлор – отбеливатель» и «Хлорка тоже выделяет хлор»). При стирке их обычно не используют, так как обработанные ими ткани становятся менее прочными. Обычно используют специальные органические вещества, содержащие либо так называемый активный, то есть легко отщепляющийся, хлор, либо соединения, в молекуле которых присутствует пероксидная цепочка, то есть цепочка из двух связанных атомов кислорода. Отбеливатели на основе хлора действуют эффективнее, но при этом разрушают ткани и разъедают металлические трубы.

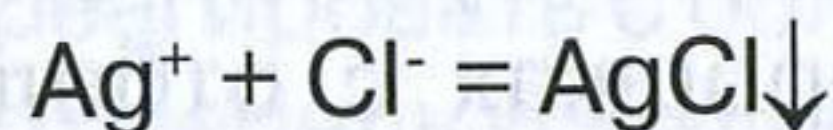
Отбеливатели, содержащие активный хлор, легко определить. Большинство их пахнет хлоркой. Все они под действием соляной кислоты выделяют газообразный хлор, который можно определить по запаху.

 **Для самостоятельной работы.** Определи, присутствует ли активный хлор в стиральных порошках с отбеливающим эффектом и других отбеливателях, имеющих у тебя дома (обеспечь проветривание).

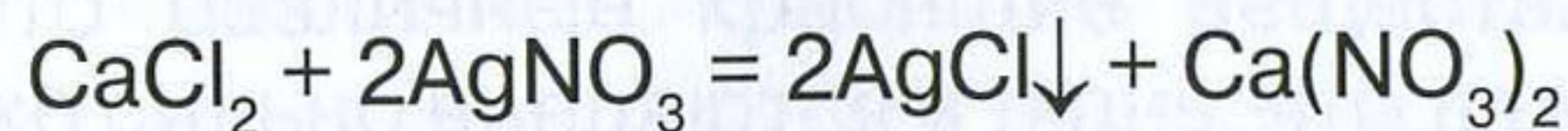
Реакции с образованием осадков

67. Как образуются осадки

При смешении растворов различных солей могут образовываться осадки (с подобными реакциями мы уже имели дело в опытах «Как обнаружить вещество, или Что такое аналитика» и некоторых других). Как определить, будет ли образовываться осадок при смешении растворов двух солей? Очень просто. Любая соль состоит из катиона (положительно заряженного иона) металла и аниона (отрицательно заряженного иона) кислотного остатка. Например, хлорид кальция CaCl_2 состоит из катиона кальция Ca^{2+} и хлорид-аниона Cl^- . Нитрат серебра AgNO_3 состоит из катиона серебра Ag^+ и нитрат-аниона NO_3^- . Если смешать растворы хлорида кальция и нитрата серебра, катионы серебра объединятся с хлорид-анионами с образованием нерастворимого хлорида серебра:



или в полном виде:



Таким образом, чтобы при реакции двух солей образовался осадок, нужно, чтобы ис-

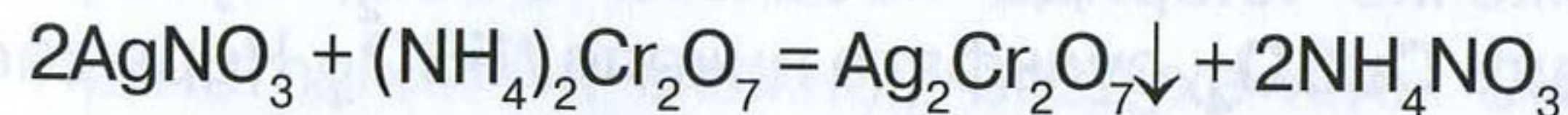
ходные катионы и анионы смогли бы скомбинироваться в нерастворимую соль. Чтобы узнать, какие соли нерастворимы, нужно заглянуть в таблицу растворимости, которая есть в конце книги.

Для самостоятельной работы. Из имеющихся у тебя в наборе солей получи другие нерастворимые соли.

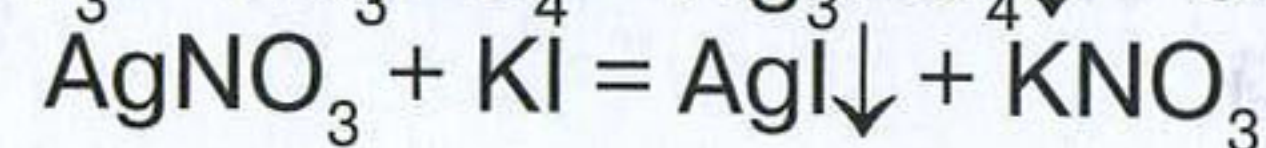
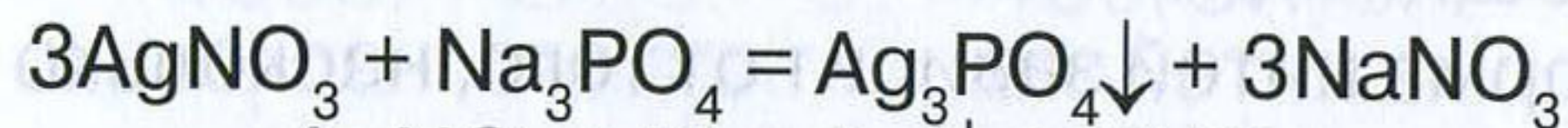
68. Радуга

Смешивая растворы различных солей, можно получить разноцветные осадки. Попробуй проделать это сам, имея перед глазами только уравнения соответствующих реакций.

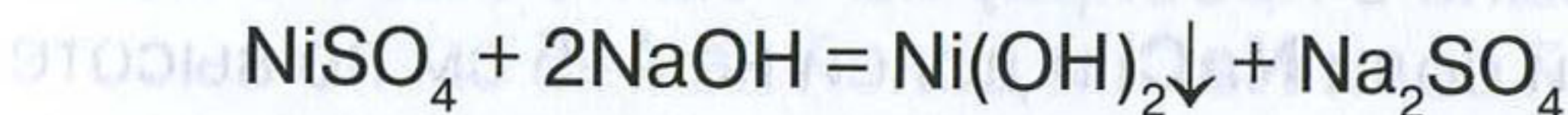
Красный:



Желтые:

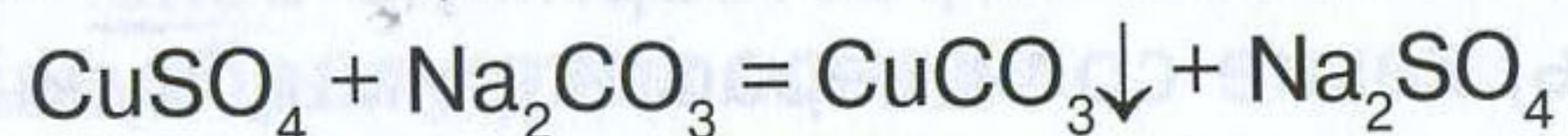


Зеленый:

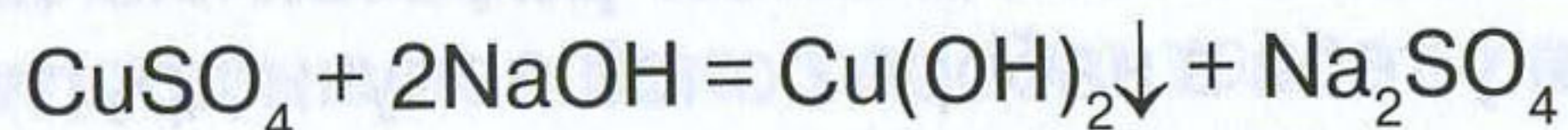


Зеленый цвет имеют также многие другие нерастворимые соединения никеля.

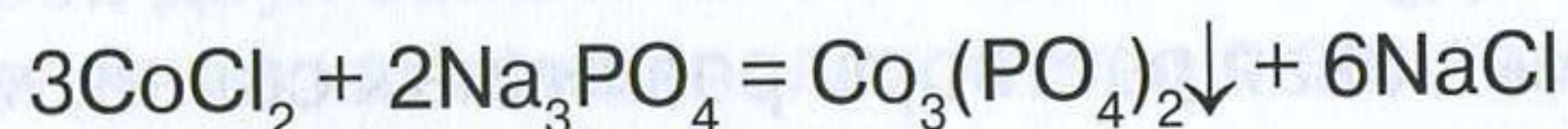
Голубой:



Синий:



Фиолетовый:



69. Неорганический сад

Стаканчик заполни на 1/4 силикатным конторским клеем **Na₂SiO₃** и разбавь в 3–4 раза водой. В полученный раствор насыпь по одной ложечке хлорида кобальта **CoCl₂**, сульфата меди **CuSO₄**, сульфата никеля **NiSO₄**. Через некоторое время от кристаллов потянутся красивые разноцветные нити гидроксидов соответствующих металлов.

Форма нитей зависит от того, насколько разбавлен клей.

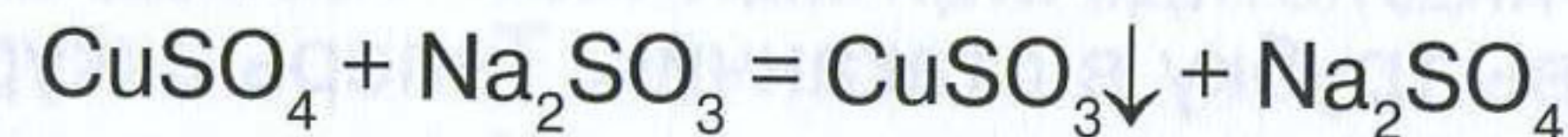
70. Белые иглы из желтого месива

Насыпь в пробирку на 1 см по высоте поваренной соли **NaCl** и долей на 4–5 см по высоте воды. Раствори соль. Если она не растворяется, добавь еще воды. Когда соль растворится, добавь в пробирку 3–4 ложечки сульфата меди

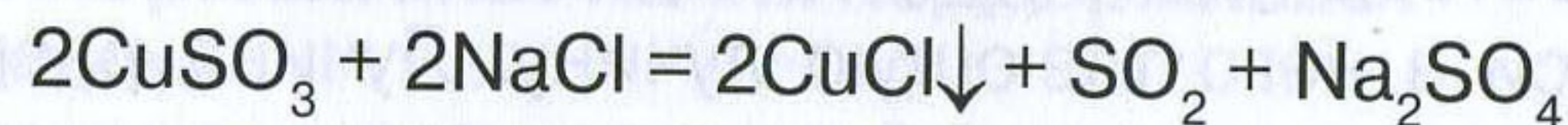
CuSO₄ и раствори. Должен получиться зеленый раствор.

Теперь в другую пробирку насыпь на 0,5 см по высоте сульфита натрия **Na₂SO₃**. Добавь на 2 см по высоте воды и раствори вещество. Полученный раствор прилей к раствору **NaCl** с **CuSO₄**.

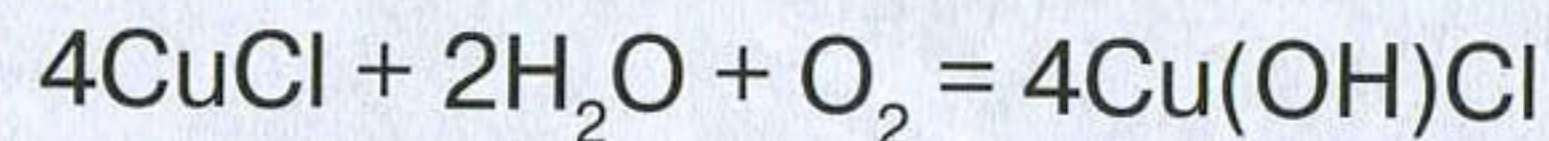
Сначала в пробирке выпадет желтый осадок сульфита меди:



Однако сульфит меди – соединение неустойчивое и в присутствии хлоридов превращается в хлорид меди (I) – красивые белые иглы:



При стоянии на влажном воздухе иглы **CuCl** реагируют с кислородом и медленно зеленеют:

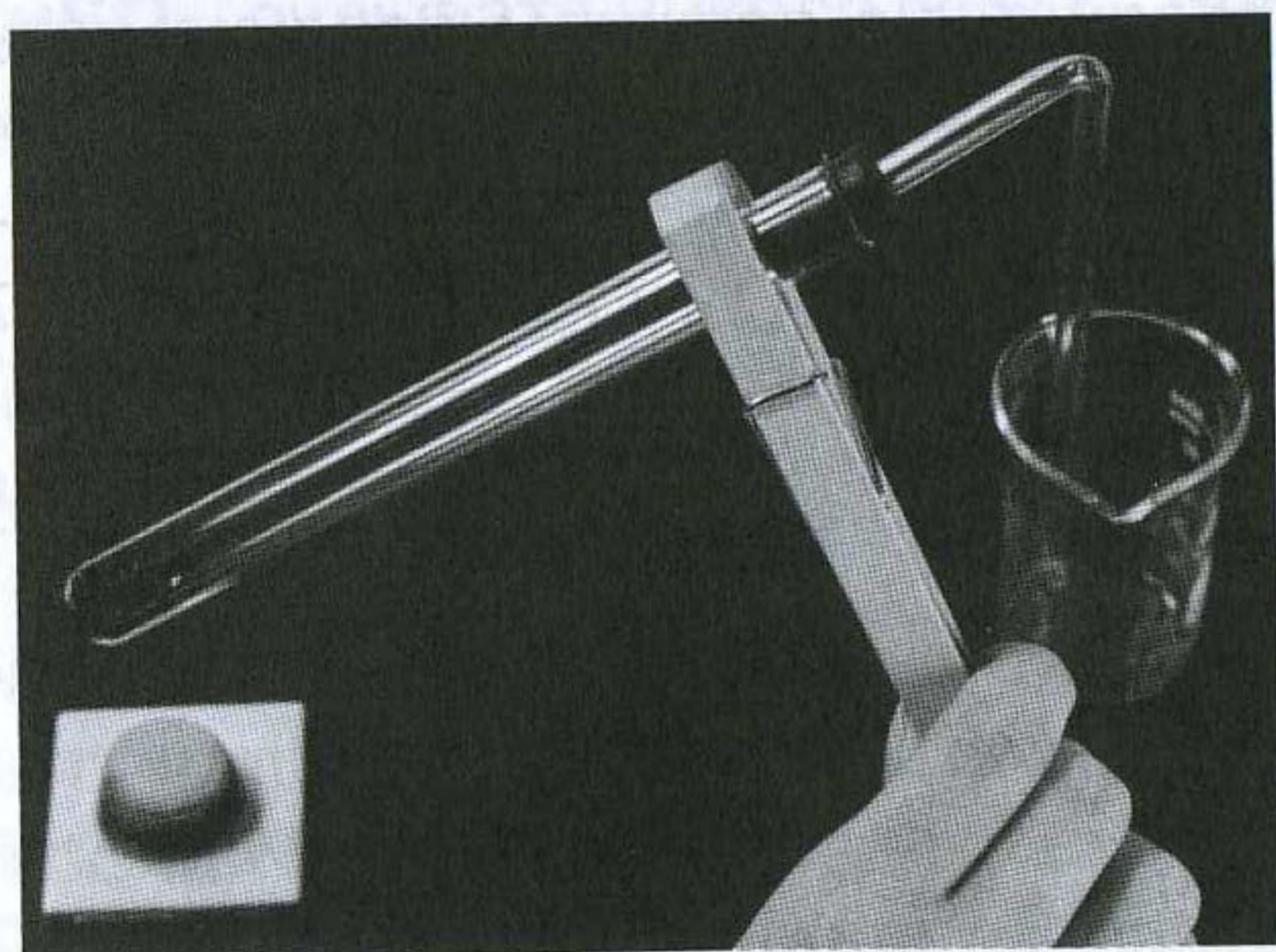


Кислород

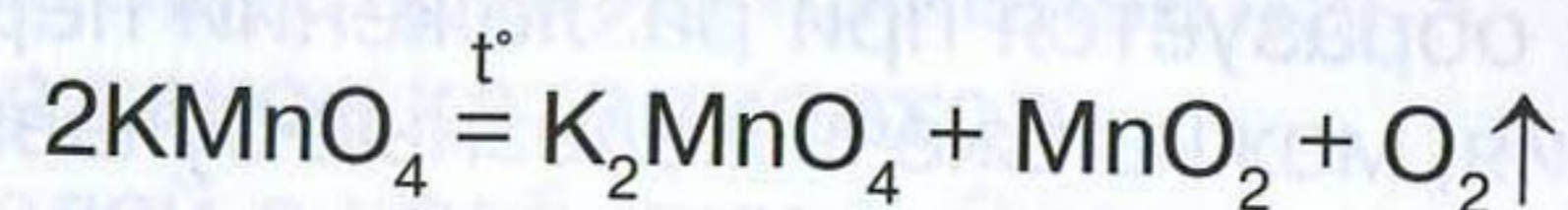
71. Кислород поддерживает горение



Возьми лучину (можно взять обломок старой деревянной линейки), две пробирки и пробку с газоотводной трубкой. В одну пробирку насыпь 2 см по высоте перманганата калия **KMnO₄**. Заткни эту пробирку ватой (неплотно) и пробкой с газоотводной трубкой. Направь трубку в стаканчик. Теперь аккуратно нагрей перманганат калия. Через некоторое время он начнет щелкать и дымить в пробирке. Когда щелканье прекратится, подожги лучину, задуй ее так, чтобы она тлела, аккуратно вынь газоотводную трубку из приемного стакана и внеси в него тлеющую лучину. Лучина разгорится ярче, а может быть и вспыхнет.



При нагревании перманганат калия разлагается с выделением кислорода:



Дым – это частички **MnO₂** и **K₂MnO₄**. Выделяющийся кислород немного тяжелее воздуха, и он собирается на дне приемного стакана. Тлеющая лучина в кислороде вспыхивает.

Остатки от разложения перманганата калия не выкидывай – они нам пригодятся для опыта № 99.

? Подумай. Зачем нужно было затыкать пробирку ватой?

72. Перманганат калия поддерживает горение

Поскольку перманганат калия при нагревании отдает кислород, он способен поддерживать горение.

Чтобы в этом убедиться, подожги деревянную лучину и задуй ее. Она будет тлеть. Теперь на тлеющий конец насыпь несколько кристалликов перманганата калия **KMnO₄**. В тех местах, где перманганат попал на тлеющую лучину, будут наблюдаться вспышки.

73. Сжигаем железные булавки

Опыт проводить на негорючей подложке!

В чистом кислороде горит тонкая железная проволока. Чтобы в этом убедиться, в кислороде,

который образуется при разложении перманганата калия, можно сжечь железные булавки.



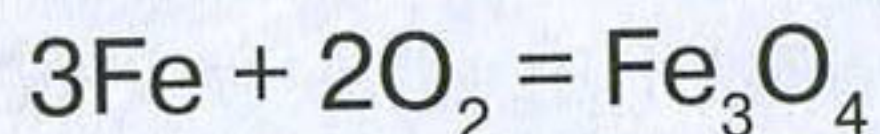
Возьми деревянный карандаш, две булавки с ушком и маленький кусок спички. Со-



едини булавки ушками. На кончик одной из них наколи кусок спички, другую воткни

в карандаш. Насыпь в пробирку перманганат калия на 1 см по высоте и зажми ее в держателе. Зажги сухое горючее. В левую руку возьми пробирку с держателем, в правую – карандаш с воткнутыми булавками. Булавка с куском спички должна при этом свешиваться вниз.

Внеси пробирку с перманганатом калия в пламя сухого горючего и дождись, когда перманганат начнет разлагаться. В этот момент внеси булавку со спичкой в пламя, чтобы спичка начала тлеть, и быстро перенеси ее в верхнюю часть пробирки, в которой разлагается перманганат. Если тебе повезет, спичка зажжет железную булавку и она сгорит:

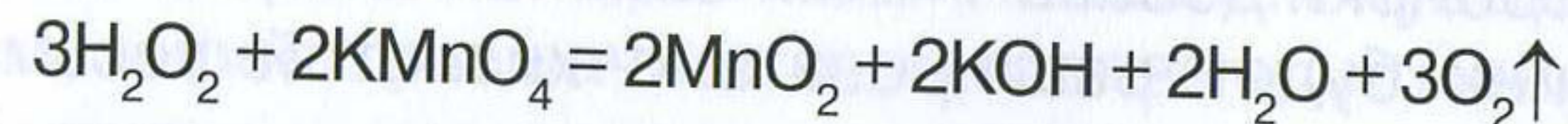


Многие вещества, которые не горят на воздухе, сгорают в кислороде. Так происходит потому, что в воздухе присутствует 80% азота, который отводит тепло от реагирующих веществ. Если в реакции выделяется мало тепла, оставшегося может не хватить на то, чтобы реакция продолжалась.

74. Реагирует, но не изменяется, или Что такое катализатор



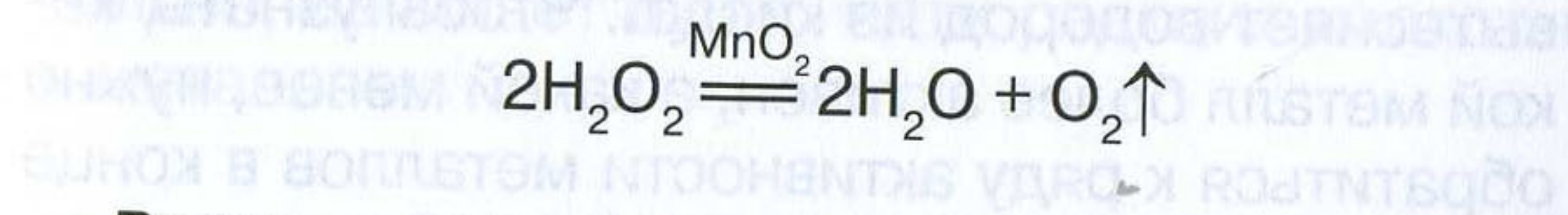
Налей в пробирку 1–2 мл воды и раствора в ней один кристаллик перманганата калия KMnO_4 . В другую пробирку налей 2–3 мл 3%-ного раствора перекиси водорода H_2O_2 . Капни в нее раствор перманганата калия. Выделится газ. Если в пробирку внести тлеющую лучину, она вспыхнет, то есть выделяющийся газ – кислород:



Фиолетовая окраска перманганата калия в этой реакции исчезает и образуется коричневый осадок – оксид марганца (IV) MnO_2 .

Теперь добавь к содержимому пробирки еще одну порцию перекиси водорода. Ты увидишь, что снова будет выделяться газ, хотя никакого перманганата калия в растворе нет.

Дело в том, что MnO_2 ускоряет разложение перекиси водорода на воду и кислород. Сам он в этой реакции не расходуется:




Вещества, которые ускоряют реакцию, не расходуясь в ней, называются катализаторами.

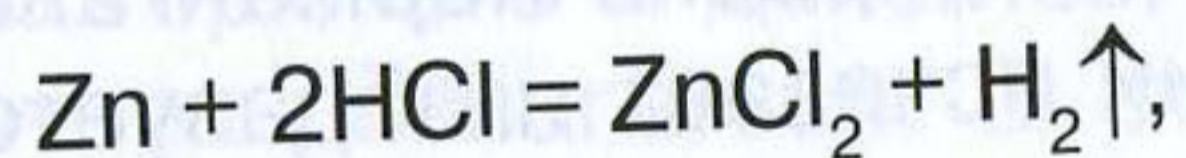
Для самостоятельной работы. Проверь, катализируют ли разложение перекиси водоро-

да следующие вещества и смеси: сульфат меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, сульфат никеля NiSO_4 , хлорид кобальта $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, слюна, кусочек мяса.

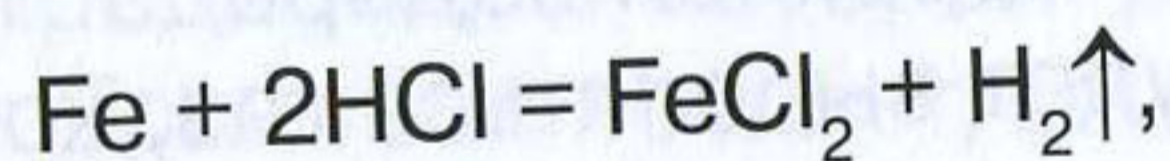
Металлы

75. Металлы активные и неактивные

 Возьми три пробирки. В одну положи гранулу цинка **Zn**, в другую – железную скрепку **Fe** и в третью – медную пластинку **Cu**. Во все пробирки добавь 1–2 мл соляной кислоты **HCl**. Цинк будет реагировать с кислотой весьма бурно:



железо – спокойно:



а медь – вообще не будет.

Дело в том, что металлы бывают активные и неактивные. Чем активнее металл, тем легче он вытесняет водород из кислот. Чтобы узнать, какой металл более активен, а какой менее, нужно обратиться к ряду активности металлов в конце книги. Если металл стоит в ряду активности левее водорода, то он будет реагировать с сильными кислотами с выделением H_2 , если правее – то не будет.

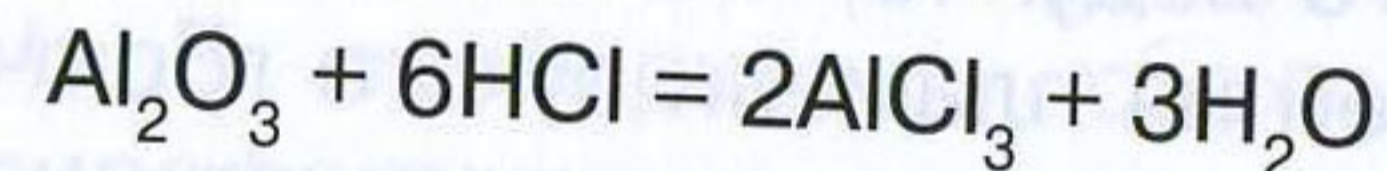
76. Алюминий – активный, но защищенный



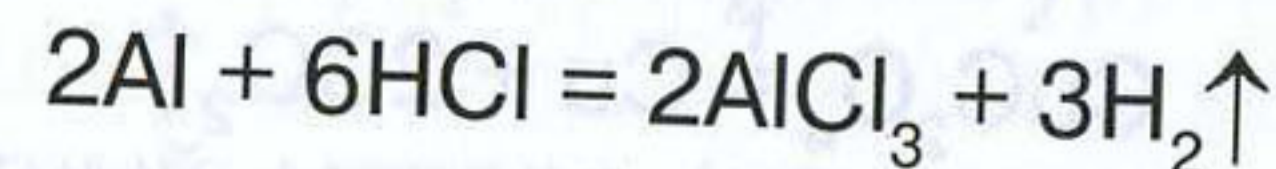
Если взглянуть на ряд активности, можно увидеть, что алюминий **Al** находится в его левой части. То есть алюминий – весьма активный металл. Посмотрим, как он реагирует с соляной кислотой **HCl**.

В пробирку положи несколько кусочков алюминиевой проволоки **Al** и добавь 3–4 мл соляной кислоты **HCl**. Вопреки ожиданиям, реакция не пойдет. Только через 1–2 минуты на поверхности проволоки появятся пузырьки, и реакция начнет идти более или менее бурно.

Дело в том, что на поверхности алюминия образуется очень прочная и химически стойкая пленка оксида **Al₂O₃**. Она пассивирует алюминий, то есть не позволяет ему вступать в реакции. Соляная кислота медленно разрушает эту пленку:



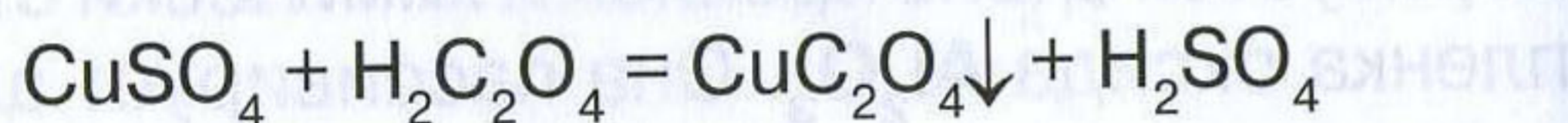
Только когда пленка разрушается окончательно, начинает бурно идти реакция кислоты с металлом:



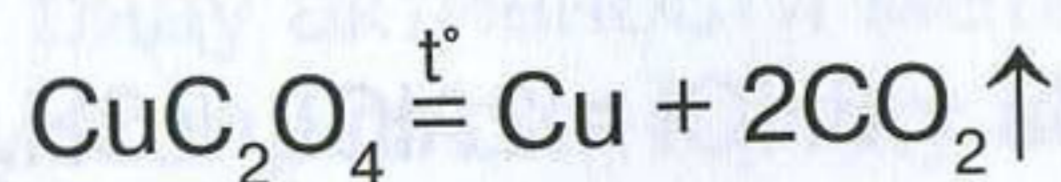
77. Получаем пиррофорные металлы

Существуют разные способы получения металлов. Большинство из них требует сильного и длительного нагревания, которое в домашних условиях проделать нереально. Однако один из способов – разложение солей металлов с органическими кислотами – мы все-таки сделаем.

Возьми 5 ложек сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и раствори его в 1–2 мл воды. В другой пробирке раствори 8 ложек щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Смешай оба раствора. Через некоторое время выпадет голубой осадок оксалата меди CuC_2O_4 :



Когда оксалат меди осядет (на это может потребоваться около часа), аккуратно слей с него воду. То, что осталось в пробирке, нагрей на пламени сухого горючего (обеспечить проветривание, так как при нагревании щавелевой кислоты может выделяться ядовитый угарный газ CO). Остатки воды испарятся, после чего начнет разлагаться оксалат меди:



На дне пробирки появится красный налет меди. Он довольно быстро почернеет, поскольку

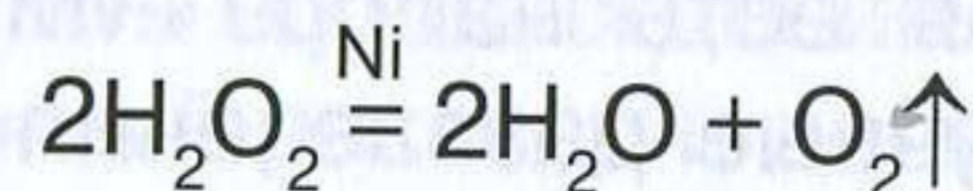
ку образуется металл с очень большой поверхностью, который быстро реагирует с кислородом.

Металлы, получаемые разложением солей органических кислот (если их не расплавить), имеют очень большую поверхность, а потому очень реакционноспособны. В частности, они быстро реагируют с кислородом воздуха. Поскольку реакция с кислородом воздуха сопровождается разогреванием, такие металлы называются пиррофорными (в переводе с греческого – несущими огонь).

Для самостоятельной работы. Таким же способом ты можешь получить пиррофорные никель, кобальт и железо.

78. Когда полезна большая поверхность

Пиррофорный никель можно использовать как катализатор разложения перекиси водорода (сравни с опытом «Реагирует, но не изменяется...»). В пробирку со свежеприготовленным пиррофорным никелем налей 2–3 мл 3%-ной перекиси водорода H_2O_2 . От крупинок металла начнут подниматься пузырьки газа:

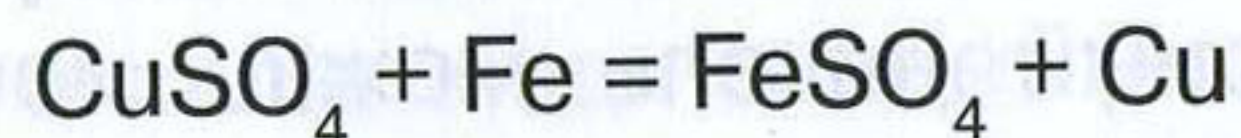


Компактный металл (например, никелевая проволока или слиток) такого эффекта не оказывает.

79. Металл из металла

Ты уже знаком с рядом активности металлов (опыт «Металлы активные и неактивные»). Кроме того что активные металлы реагируют с кислотами, они могут вытеснять менее активные (то есть стоящие правее в ряду активностей) металлы из солей. Чтобы это увидеть, можешь провести следующий опыт.

Возьми три ложечки сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и раствори его в 1–2 мл воды. В раствор помести на 10–20 секунд железную скрепку **Fe**. Когда ты вынешь скрепку из раствора, то увидишь, что та ее часть, которая была в растворе, покроется налетом меди. Это более активное железо вытеснило менее активную медь из раствора соли:



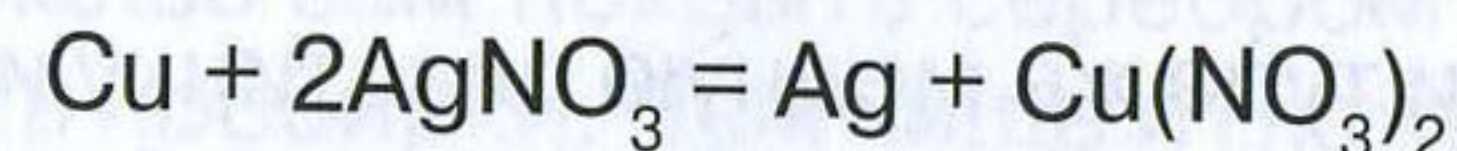
Для самостоятельной работы. Попробуй вытеснить медь из раствора сульфата меди алюминием **Al** и цинком **Zn**. Еще можно попробовать вытеснить из солей кобальт или никель цинком.

Если у тебя есть набор «Мир Левенгука» из серии «Научные развлечения», ты можешь рассмотреть поверхности под микроскопом. Структура покрытия будет зависеть от концентрации соли металла в растворе. Меняя ее, ты можешь получить поверхность с разной струк-

турой. Если у тебя есть веб-камера к набору «Мир Левенгука», ты можешь сфотографировать их и поделиться своими фотографиями в блоге сообщества «Научные развлечения» (обязательно указав, при каких условиях получено это покрытие).

80. Серебряная губка

Налей в пробирку 1–2 мл раствора нитрата серебра AgNO_3 и помести в него пластинку меди **Cu**. Через некоторое время поверхность пластинки почернеет, а потом покроется серебряной губкой. Раствор при этом окрасится в голубой цвет:

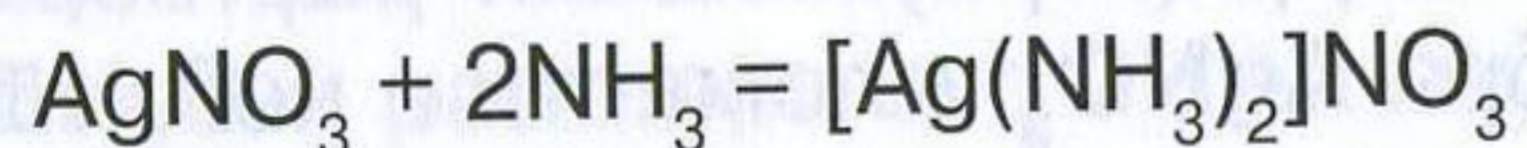


Это более активная медь вытеснила менее активное серебро из соли.

81. Серебрение медных поверхностей

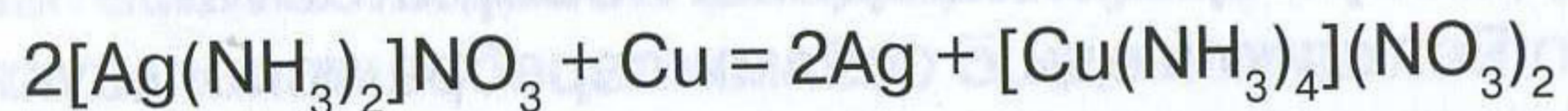
Реакцию меди с солями серебра используют для серебрения медных и бронзовых поверхностей. Однако, чтобы слой серебра был плотным, нужно замедлить его осаждение. Для этого берут разбавленный раствор и добавляют реагенты, которые частично связывают ион серебра. Одним из таких агентов может быть аммиак, образующий с ионом серебра довольно прочное комплексное соединение.

Налей в пробирку 1 мл раствора аммиака NH_3 (обеспечь проветривание), добавь 5–6 капель раствора нитрата серебра AgNO_3 и быстро перемешай. Образуется растворимое комплексное соединение – нитрат диаммино-серебра (реакция, которую ты не заметишь, поскольку и продукты, и реагенты растворимы и бесцветны):



Полученный раствор вылей в чашку Петри. Туда же налей несколько миллилитров воды (чтобы раствор полностью покрывал дно) и аккуратно перемешай.

Положи туда же медную пластинку или бронзовую монету (10 или 50 копеек образца 1998 года) и прикрой чашку. В течение часа монета покроется слоем серебра, а раствор окрасится в синий цвет аммиаката меди:



Для самостоятельной работы. Можно сравнить необезжиренную и обезжиренную поверхность. Для этого вместо одной монеты или пластинки возьми две. Одну из них обезжирь. Для этого протри ее ваткой, смоченной ацетоном, и не трогай после этого пальцами. Обе монеты или пластинки положи в один и тот же раствор.

Если у тебя есть набор «Мир Левенгука» из серии «Научные развлечения», ты можешь рассмотреть поверхности под микроскопом. Структура поверхности будет зависеть от концентрации аммиака и нитрата серебра. Меняя их, ты можешь получить поверхность с разной структурой. Если у тебя есть веб-камера к набору «Мир Левенгука», ты можешь сфотографировать их и поделиться своими фотографиями в блоге сообщества «Научные развлечения» (обязательно указав, при каких условиях получено это покрытие).

82. Серебряное зеркало

Ты можешь сам покрыть серебром внутреннюю часть пробирки. Чем чище и глаже поверхность пробирки, тем более качественным будет зеркальное покрытие.

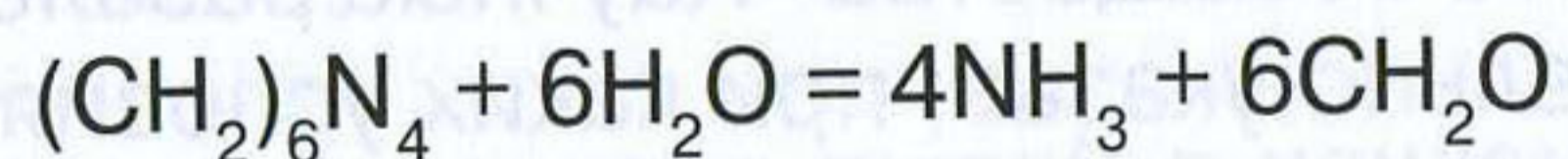
Возьми пробирку и тщательно вымой ее ершиком с каким-нибудь средством для мытья посуды. Не менее тщательно ополосни ее от средства водой. Лишнюю воду стряхни со стенок в раковину. Желательно еще просушить внутреннюю часть пробирки туалетной бумагой или бумажными салфетками.



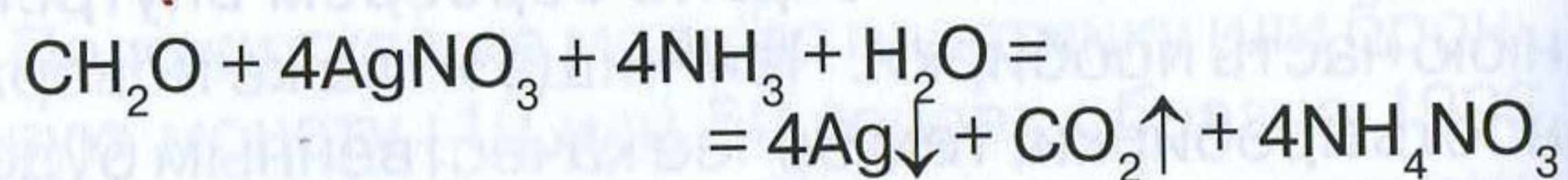
Накроши в пробирку кусок сухого горючего размером со спичечную головку. Прилей туда же 1–2 мл раствора нитрата серебра AgNO_3 и раствори в нем сухое горючее. Теперь аккуратно нагрей содержимое пробирки (выни-

мая его из пламени каждый раз, когда оно начинает закипать). Очень быстро раствор станет коричневым, а на стенках пробирки появится зеркальный налет. Если стенки пробирки были грязными, вместо зеркального налета в растворе появится черная взвесь.

Дело в том, что сухое горючее при нагревании с водой частично распадается на аммиак NH_3 и формальдегид CH_2O :



Формальдегид реагирует с нитратом серебра, выделяя (восстанавливая) из него серебро:



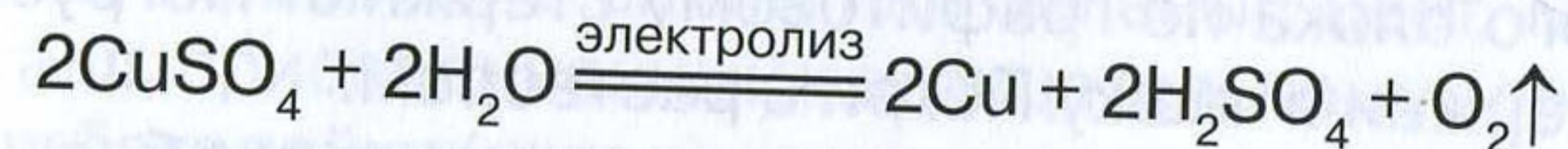
Поскольку процесс идет медленно, а ярко выраженных центров кристаллизации на чистой и гладкой поверхности стекла нет, серебро выделяется в виде очень мелких кристаллов, поверхность которых повторяет гладкую поверхность стекла. Гладкая серебряная поверхность блестит.

83. Получение металлов электролизом

Под действием постоянного электрического тока многие металлы способны выделяться из растворов солей. Это свойство часто исполь-

зуют для получения металлов в промышленности. А мы попробуем провести такой процесс (он называется электролизом) в домашних условиях.

Насыпь в пробирку на 0,5 см по высоте сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и раствори его в 10 мл воды. Перелей полученный раствор в чашку Петри. Зажми в зажимах-«крокодилах» батарейного блока по графитовому стержню (см. рис. на с. 59). Погрузи стержни в чашку Петри с раствором. Довольно быстро (в течение 1–2 минут) на отрицательно заряженном электроде (он называется катод) выделится красная медь:



Для самостоятельной работы. Аналогичным образом получи никель и кобальт.

Если у тебя есть набор «Мир Левенгука» из серии «Научные развлечения», ты можешь рассмотреть поверхность полученного металла под микроскопом. Ее форма будет зависеть от концентрации соли металла и плотности тока. Последняя, в свою очередь, зависит от того, насколько глубоко погружены стержни и от расстояния между ними. Меняя их, ты можешь получить металл с разной структурой. Если у тебя есть веб-камера к набору «Мир Левенгука», ты

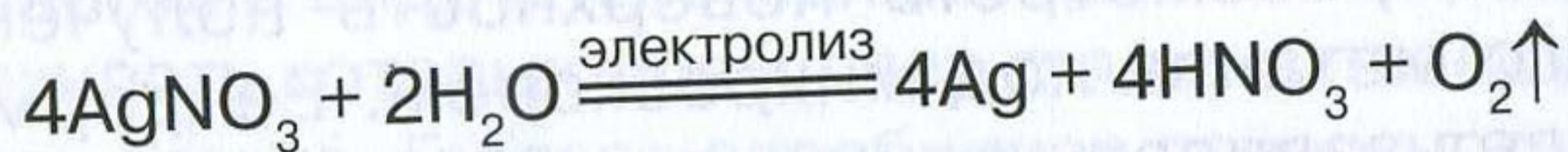
можешь сфотографировать то, что получится, и поделиться своими фотографиями в блоге сообщества «Научные развлечения» (обязательно указав, при каких условиях получено это покрытие).

84. Электролиз позволяет получать чистые металлы

Насыпь в пробирку сульфат меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ на 1–2 см по высоте. Раствори его в 10 мл воды. В полученный раствор налей 10 капель раствора нитрата серебра AgNO_3 . Перелей раствор в чашку Петри.

Зажди в зажимах-«крокодилах» батарейного блока по графитовому стержню. Погрузи стержни в чашку Петри с раствором.

Ты увидишь, что на катоде выделяется белый металл, то есть серебро, а медь поначалу не выделяется. Дело в том, что при электролизе в первую очередь выделяются менее активные металлы:



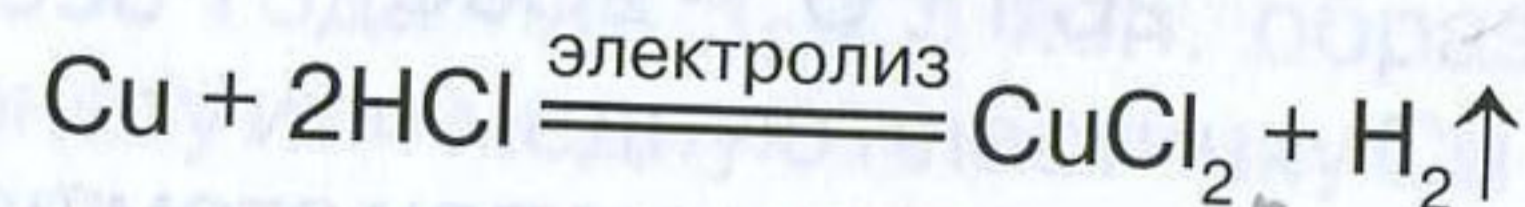
На этом свойстве металлов основан процесс электролитического рафинирования (очистки) малоактивных металлов, в первую очередь меди.

85. Электричество растворяет металлы, или Что такое активный анод

Приготовь в пробирке разбавленный раствор соляной кислоты HCl (2–3 мл кислоты и полпробирки воды) и перелей ее в чашку Петри. Погрузи в нее наполовину две полоски меди Cu . Реакция не пойдет, так как медь – менее активный металл, чем водород и не вытесняет его из кислот (опыт 75).

Теперь соедини медь к зажимам-«крокодилам» батарейного блока. Через некоторое время ты увидишь, что полоска, подсоединенная к положительному полюсу батарейки (анод), начнет растворяться, а жидкость вокруг нее окрасится в синий или зеленый цвет. Металл, присоединенный к отрицательному полюсу батарейки (катод), останется неизменным, и на нем начнет выделяться газ.

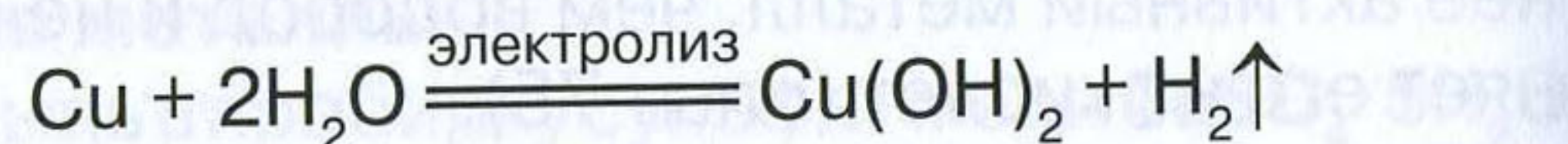
Дело в том, что батарейка отбирает электроны у анода. Если анод сделан из металла (в нашем случае – меди Cu), атом металла превращается в ион (в нашем случае – Cu^{2+}), который уходит в раствор. То есть анод растворяется.



На катод электроны, наоборот, подаются и подавляют образование положительно заряженных ионов. Вместо этого на катоде выделяется водород.

Если материал анода участвует в процессах электролиза, то такой анод называется активным.

Этот опыт можно повторить с раствором хлорида натрия. Однако, в отличие от раствора соляной кислоты, вокруг медного анода на этот раз образуется голубой осадок:

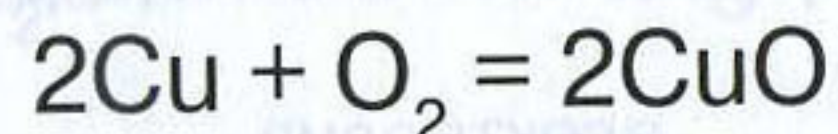


Для самостоятельного изучения. Попробуй посмотреть, как будут вести себя в растворе поваренной соли или соляной кислоты аноды из других металлов.

86. Откуда на меди черный налет?



Неактивные металлы, например медь, взаимодействуют с кислородом не очень энергично. Подержи медную пластинку **Cu** в верхней части пламени сухого горючего, и ты увидишь, что она покрывается черным налетом. Это оксид меди:



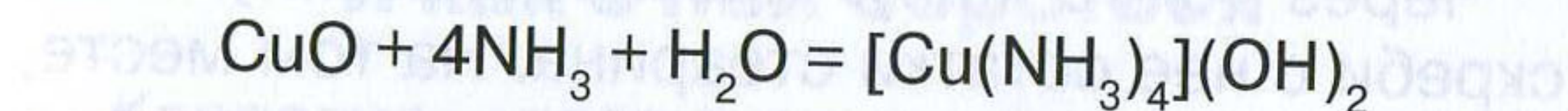
Однако никакого горения при этом не происходит.

Медь медленно покрывается оксидом просто при стоянии на воздухе. Поэтому любые медные предметы со временем чернеют.

87. Как очистить медь от черного налета

Существует несколько способов растворить черный налет на меди и вернуть ей первоначальный красный цвет.

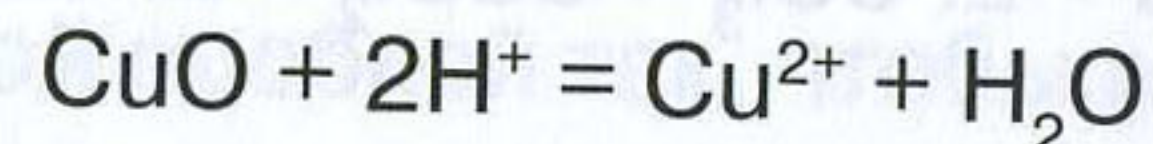
Возьми пластинку меди **Cu**, покрытую слоем оксида (см. предыдущий опыт) и положи ее в чашку Петри. Налей на пластинку несколько капель водного раствора аммиака **NH₃**. Через несколько минут раствор окрасится в глубокий синий цвет аммиаката меди, а черный налет исчезнет:



Аммиак также позволяет очистить медь от зеленого налета. К сожалению, первоначальный цвет меди будет держаться недолго, поскольку она вновь будет реагировать с кислородом воздуха.

88. И это мы пьем

Налей в чашку Петри какой-нибудь сильногазированный напиток, положи в нее покрытую темным налетом бронзовую (10 или 50 коп. образца 1998 года или 1 и 5 коп. образца 1961 года) монету или медную пластинку **Cu** и оставь на ночь. С высокой вероятностью наутро темный налет растворится. Это кислоты, содержащиеся в напитке, растворили оксид меди:

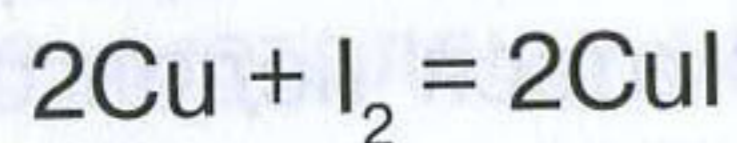


Из-за высокого содержания сильных кислот большинство сильногазированных напитков вредно для здоровья.

89. Как сделать надпись на металле

Возьми медную пластину **Cu**. Накапай на нее стеарин со свечи. Теперь вырежи иглой на стеарине какую-нибудь надпись так, чтобы борозды от иглы доходили до слоя металла. На борозды капни иодной настойкой **I₂** из домашней аптечки.

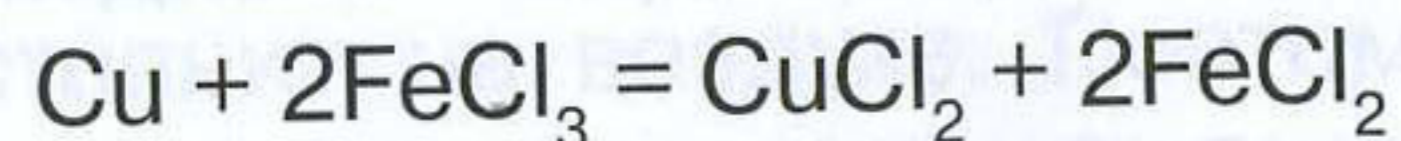
Через 10–15 минут промой пластину и соскреби с нее остатки стеарина. На том месте, где иод соприкоснулся с металлом, остаются травленные следы:



Точно так же можно делать надписи на железных поверхностях.

90. Как растворить медь

Помести в пробирку на 1 см по высоте хлорида железа (III) **FeCl₃** и добавь 3–4 мл воды. Положи в полученный раствор медную пластинку и оставь на 1 день. На следующий день пластинка станет заметно тоньше:



Эту реакцию используют для травления печатных плат, на которых собирают все радиоприборы. На пластмассовую пластинку, покрытую слоем меди, специальным лаком наносят рисунок и погружают пластинку в раствор хлорида железа. Вся медь, кроме той, что была покрыта лаком, растворяется. Лак смывают, и на пластмассовой пластинке остается медный рисунок.

Что такое коррозия и как с ней бороться

Коррозия – разрушение металлов под действием различных агентов окружающей среды. Как правило, коррозия происходит потому, что металлы реагируют с различными агентами, превращаясь в различные соединения, которые не обладают механическими свойствами металлов. Коррозия – бич современной техники, поскольку приводит к ее преждевременному износу. На борьбу с коррозией во всем мире затрачиваются огромные средства.

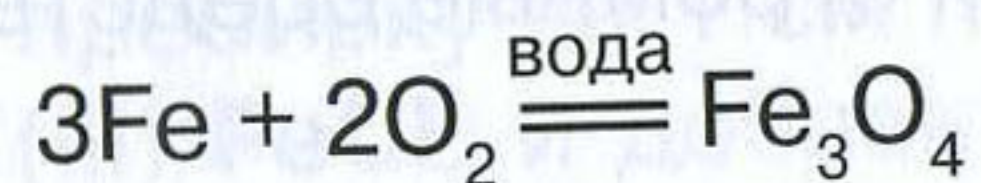
91. Как образуется ржавчина

Возьми две железные скрепки. Возьми также пробирку и чашку Петри. В пробирку налей до краев свежeproкипяченной и остуженной воды, кинь железную скрепку и заткни пробирку резиновой пробкой так, чтобы в ней не оста-

валось пузырьков воздуха. Такую же воду налей в чашку Петри. В нее же помести железную скрепку, закрепив ее на бортике чашки (так, чтобы она была только частично погружена в воду, см. рис.). Оставь пробирку и чашку Петри на неделю, периодически (по мере испарения) подливая в чашку Петри свежeproкипяченную воду.



Через неделю пластинка в чашке Петри изрядно заржавевает, а в пробирке – практически нет. Это происходит потому, что кислород в присутствии воды медленно реагирует с железом:



Образующийся Fe_3O_4 (на самом деле его формула несколько сложнее) – это и есть ржавчина.

? Подумай. Зачем в этом опыте нужно было брать свежeproкипяченную воду?

92. Соли способствуют коррозии

Возьми чашку Петри. Налей в нее воду. В крышку от нее тоже налей воду и насыпь пол чайной ложки поваренной соли NaCl . В обе чашки помести железные скрепки Fe так, чтобы они частично были погружены в жидкость, и оставь на 1–2 дня. По прошествии этого времени ты увидишь, что в чашке с солью скрепка проржавевает гораздо сильнее.

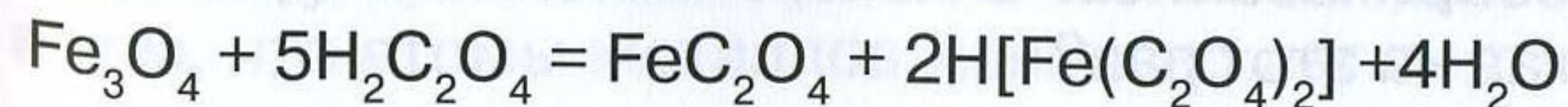
Для самостоятельной работы. Проверь, способствуют ли коррозии другие соли.

Любая соль, даже если она не реагирует с металлом сама по себе, способствует коррозии. Это – причина того, что корпуса морских судов очень быстро изнашиваются (средний срок службы корпуса морского судна – около 20 лет).

93. Как удалить ржавчину

Существуют реактивы, которые растворяют Fe_3O_4 , не разрушая при этом само железо. Их используют для удаления ржавчины.

Один из таких реагентов – щавелевая кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Насыпь в пробирку 0,5 см по высоте щавелевой кислоты и налей воды на четверть по высоте пробирки. Заткни пробирку пробкой и перемешай, чтобы кислота растворилась. Теперь положи в чашку Петри проржавевшую железную пластинку или скрепку. Примерно через час (а, может быть, и раньше) ржавчина исчезнет:




94. Легирование стали как способ борьбы с коррозией

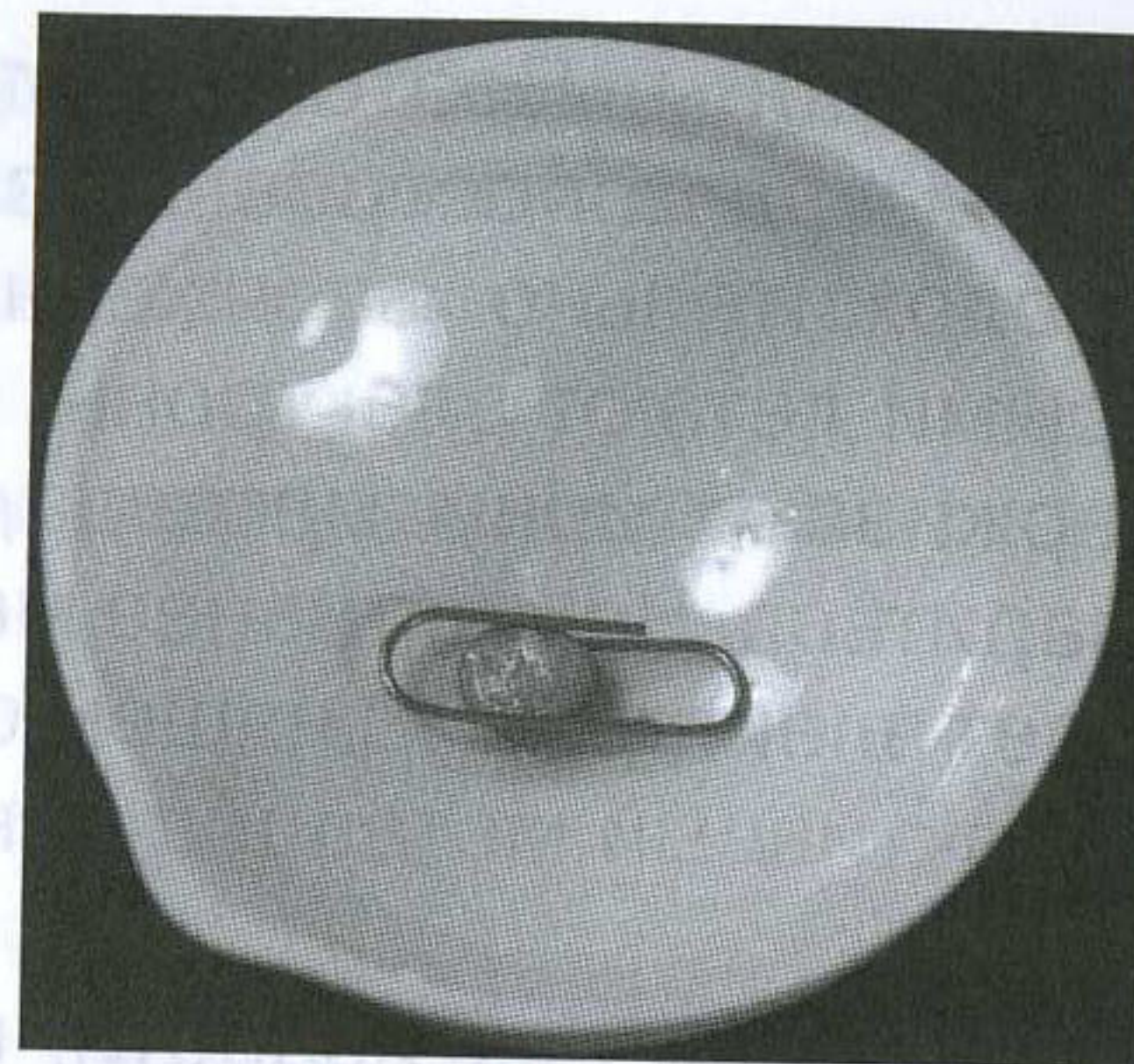
Один из способов борьбы с коррозией – создание специальных химически стойких сплавов. Как правило, такие сплавы делают на основе железа, к которому добавляют так называемые легирующие добавки – никель, хром, кобальт и т. д. Такие сплавы называются легированными сталями. Из легированных сталей, в частности, делают лезвия безопасных бритв.

Возьми чашку Петри. Насыпь в нее пол чайной ложки поваренной соли **NaCl** и налей воду. Помести в нее железную скрепку **Fe** и отслужившее лезвие безопасной бритвы так, чтобы они не касались друг друга, но были частично погружены в раствор. Оставь чашку на 1–2 дня. По прошествии этого времени железо проржавеет довольно сильно, а лезвие бритвы – нет.

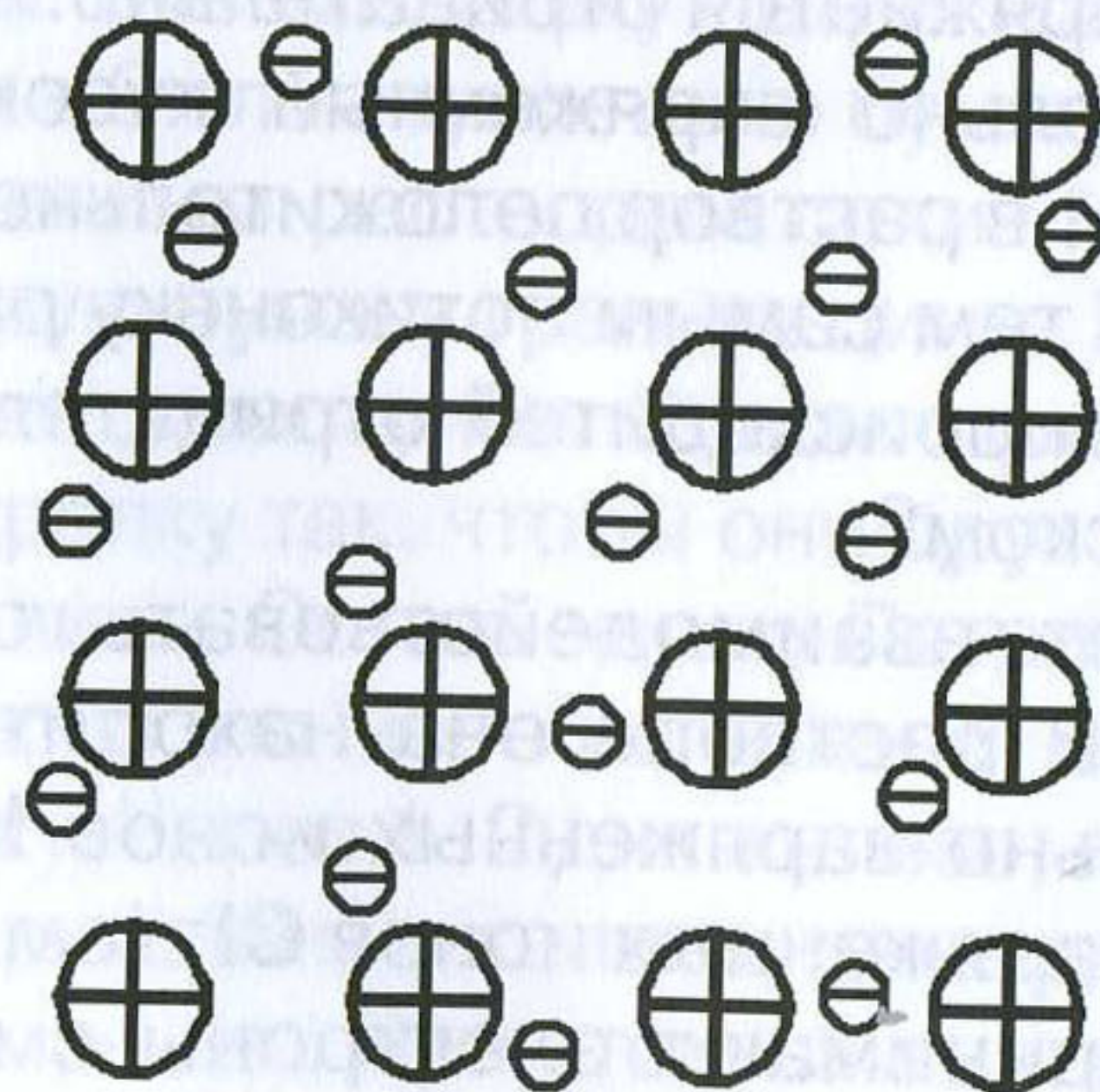
95. Что такое гальваническая пара

 Зажми гранулу цинка **Zn** в железной скрепке **Fe** и положи их в чашку для выпаривания. В пробирку налей 1–2 мл соляной кислоты **HCl**, столько же воды и вылей разбавленную кислоту в чашку с металлами. С какого металла выделяется газ?

Теперь положи гранулу цинка и железную скрепку в соляную кислоту так, чтобы они не соприкасались. С какого металла выделяется газ на этот раз?



Можешь несколько раз привести металлы в соприкосновение и снова разделить их. Ты увидишь, что, когда металлы соприкасаются, газ выделяется на железе, а когда не соприкасаются – на цинке.



Чтобы объяснить суть процесса, придется немного углубиться в строение металлов. Дело в том, что атомы металлов довольно легко от-

дают свои электроны. Поэтому кристаллическая решетка металла построена так: в узлах находятся положительно заряженные ионы, между которыми летают электроны. Эти электроны и удерживают ионы металла, не давая металлу испариться. Чем активнее металл, тем легче он отдает электроны. В нашем случае железо – менее активный металл, а цинк – более активный.

Два металла разной активности, приведенные в соприкосновение, называются гальванической парой. Более активный металл (в нашем случае, цинк) отдает некоторое количество электронов менее активному (железу) и заряжается положительно. Менее активный металл при этом заряжается отрицательно.

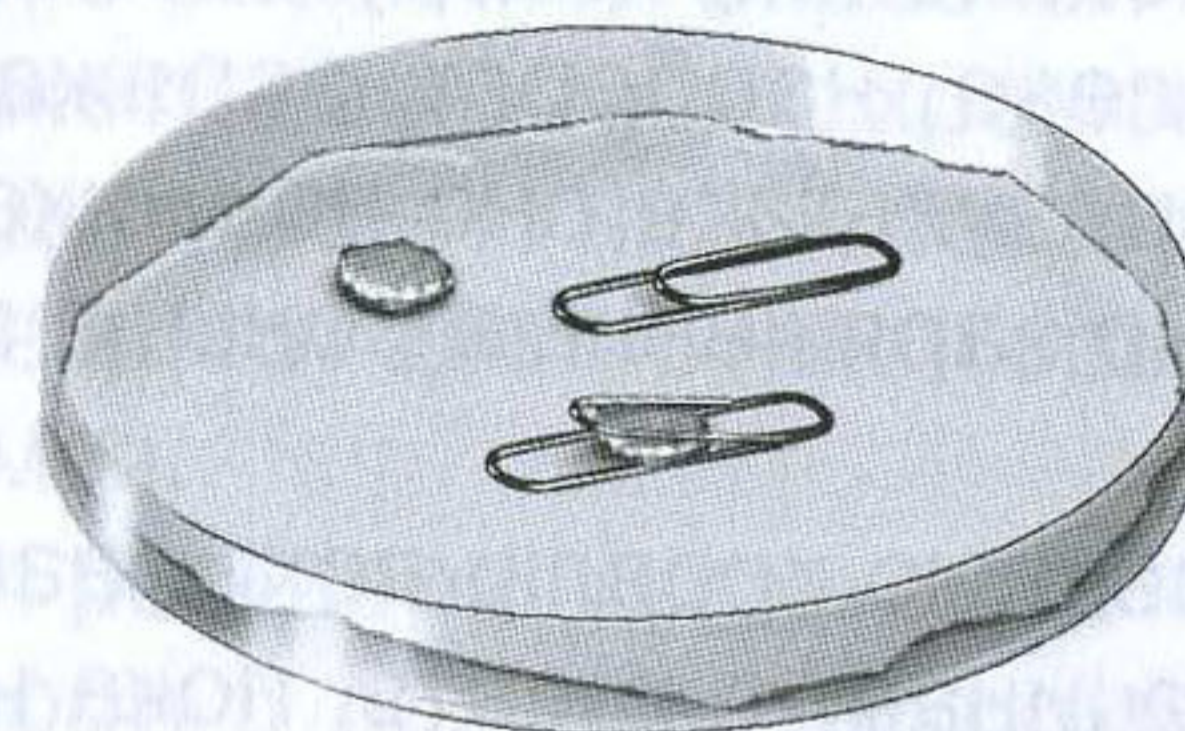
Положительно заряженный кусок металла легко отдает в раствор положительно заряженные ионы и тем самым потихоньку разрушается. Что же происходит с отрицательно заряженным куском?

Он будет взаимодействовать с соляной кислотой. В растворе она находится в виде положительно заряженных ионов H^+ и отрицательно заряженных ионов Cl^- (см. опыт 29). Ионы H^+ принимают электроны с металла и превращаются в незаряженную молекулу водорода H_2 .

Для самостоятельной работы. Гальванические пары можно составить и из других ме-

таллов. Прodelай с ними аналогичный опыт. По его результатам ты сможешь понять, какой из металлов активнее.

96. Зачем цинкуют железо



Насыпь в пробирку 0,5 см по высоте поваренной соли (хлорида натрия **NaCl**) и раствори ее в 10 мл воды. Возьми чашку Петри. На дно положи свернутую в 3 слоя туалетную бумагу и смочи ее приготовленным раствором соли. Теперь положи на мокрую бумагу гранулу цинка **Zn**, зажатую в железную скрепку **Fe**. Рядом положи гранулу цинка и скрепку так, чтобы они друг с другом не соприкасались. Оставь чашку Петри на 1–2 дня, периодически (по мере испарения воды) увлажняя бумажку. Через 1–2 дня железо, лежащее отдельно, заржавеет, а железо, лежащее в контакте с цинком, – нет. При этом сам цинк покроется тонким белым налетом. Если налет смыть, то на ощупь можно почувствовать, что цинк немного разъело. То есть цинк защитил железо от ржавления, но при этом разрушился сам.

В прошлом опыте мы описали, как цинк образует с железом гальваническую пару. В ней цинк – более активный металл. Он заряжается положительно, а поэтому легко отдает в раствор положительно заряженные ионы. Тем самым цинк потихоньку разрушается. А менее активное железо, наоборот, заряжается отрицательно. В результате оно не может отдавать положительно заряженные ионы, а значит – не разрушается.

Когда железную кровлю покрывают цинком, железо не начинает ржаветь, пока на нем есть хоть немного цинка. С другой стороны, цинк немного пассивируется на воздухе (см. опыт № 76), а потому корродирует несколько медленнее, чем железо, поэтому у оцинкованных кровель срок службы гораздо больше, чем у неоцинкованных.

97. Чем плоха кровля, покрытая медью

Повтори предыдущий опыт, заменив цинк медью. В контакте с медью железо будет ржаветь гораздо быстрее. Оно более активно, чем медь и отдает ей часть электронов.

Для самостоятельной работы. Прodelай такой же опыт для пары медь-цинк и для железа, цинка и меди одновременно.

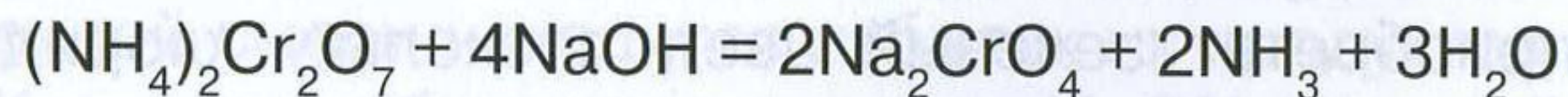
Цветовые переходы

98. Хром – от слова «цвет»

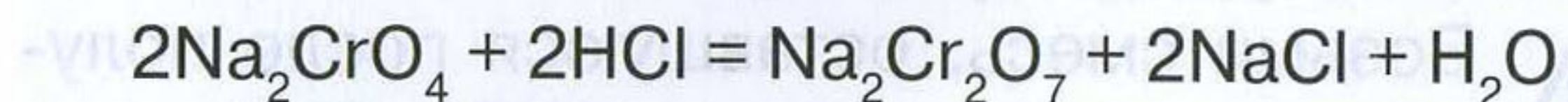
Многие элементы образуют окрашенные соединения. Однако по богатству и разнообразию соединения с различной окраской ни один элемент не может сравниться с хромом. Для любого цвета радуги можно найти соединение хрома, окрашенное в этот цвет. С некоторыми из них мы познакомимся.



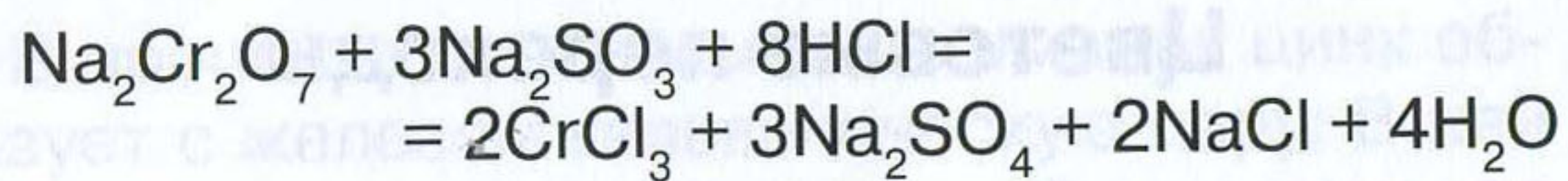
В 1 мл раствора гидроксида натрия **NaOH** раствори 5 ложечек дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Получится желтый раствор хромата натрия:



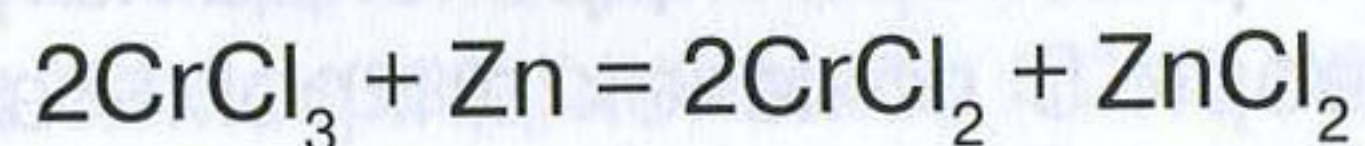
К полученному раствору добавь 3 мл соляной кислоты **HCl**. Желтый раствор станет оранжевым, поскольку хромат натрия превратится в дихромат **Na₂Cr₂O₇**:



Теперь раствори в 2 мл воды 5 ложечек сульфита натрия **Na₂SO₃** и прилей полученный раствор к оранжевому раствору дихромата калия. Раствор изменит цвет на фиолетовый или зеленый (в зависимости от условий). Это дихромат калия превратился в хлорид хрома (III) **CrCl₃**:



Теперь добавь в полученный раствор еще 2–3 мл соляной кислоты и помести в раствор 3 гранулы цинка **Zn**. Заткни пробирку пробкой с вставленной в нее трубкой. Начнет выделяться газ, а зеленый раствор приобретет голубой цвет. Это под действием цинка в кислой среде, хлорид хрома (III) превращается в голубой хлорид хрома (II):



Если полученный голубой раствор оставить на воздухе, он через несколько часов вновь приобретет зеленый цвет, поскольку хлорид хрома (II) прореагирует с кислородом:



99. Манганат и перманганат, или Как подавить реакцию



Возьми смесь, оставшуюся после получения кислорода (опыт №71 «Кислород поддерживает горение»). Часть ее пересыпь в пробирку. Добавь 1–2 мл воды и наблюдай за изменением окраски.

Ты увидишь, что окраска сначала будет зеленой, а потом станет фиолетовой, как у раствора перманганата калия. Зеленую окраску при-

дает раствору манганат калия **K₂MnO₄**. Однако в воде он медленно разлагается, причем из части его образуется уже знакомый тебе перманганат калия, а из другой части – оксид марганца (IV) **MnO₂**:



Теперь повтори предыдущий опыт, но вместо воды залей смесь раствором **NaOH**. Ты увидишь, что зеленая окраска раствора почти не меняется.

Дело в том, что при разложении манганата калия выделяется щелочь **KOH**. А существуют такие реакции, которые не идут, если в реакционной смеси находится избыток их продуктов. Когда мы добавляем в раствор **NaOH**, который очень похож по свойствам на **KOH**, он подавляет реакцию и реакция не идет.

Еще об изменении цветов или Что такое комплексные соединения

Ты уже встречался со странными соединениями, в формуле которых присутствуют квадратные скобки. Это так называемые комплексные соединения. В них присутствует комплексная частица – ион металла, окруженный отрицательно заряженными ионами или нейтральными частицами. Частицы, окружающие ион металла (его еще называют центральным ионом), называются лигандами. Формулу комплексной частицы обычно берут в квадратные скобки.

Очень часто комплексные соединения бывают интенсивно окрашены. С ними можно провести несколько интересных опытов.

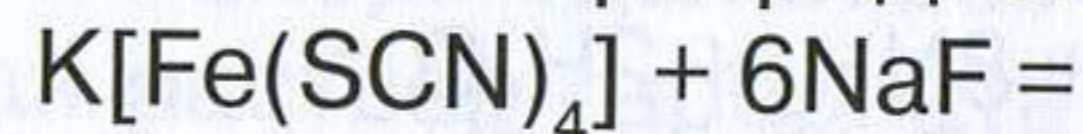
100. Саморазрезание и чудесное исцеление (опыт не для слаонервных)

Возьми ножик и два кусочка ваты. Приготовь (каждый раз тщательно вытирая ложечку новой порцией бумаги) три раствора: 5 ложечек роданида калия **KSCN** в 2 мл воды; три ложечки хлорида железа (III) **FeCl₃** в 2 мл воды; 10 ложечек фторида натрия **NaF** в 5 мл воды. Один из кусочков ваты смочи раствором роданида аммония. Этой ваткой протри себе руку. Теперь смочи ножик раствором хлорида железа (III) **FeCl₃**. Обратной стороной ножика (чтобы не

порезаться по-настоящему) проведи по руке в том месте, где ты смочил ее роданидом калия. На руке появится кровавый разрез (если на ней были капли раствора роданида калия, то могут даже появиться кровавые капли). Это роданид калия образовал комплексное соединение с железом (III):

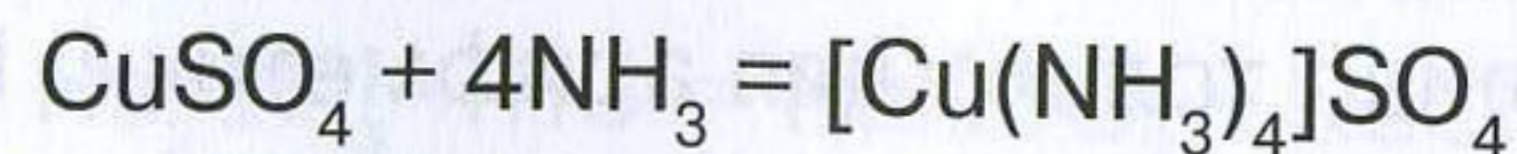


Теперь нужно самоисцелиться. Для этого смочи второй кусочек ваты раствором фторида натрия и протри им «рану». Кровавая окраска исчезнет. Это фторид натрия разрушил роданидный комплекс железа с образованием бесцветного фторидного комплекса:



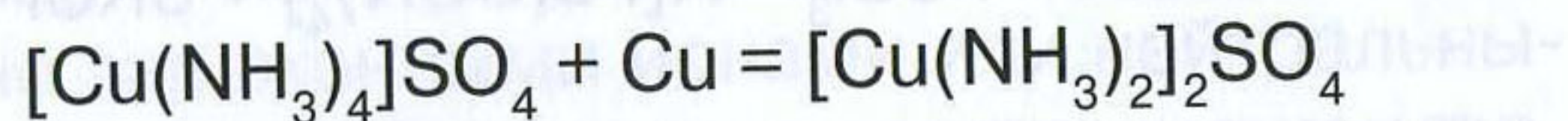
101. На цвет влияет... воздух

Насыпь в пробирку две ложечки сульфата меди **CuSO₄ · 5H₂O** и раствори его в 2–3 мл воды. В полученный раствор добавь 2–3 мл раствора аммиака **NH₃**. Образуется синий аммиакат меди:

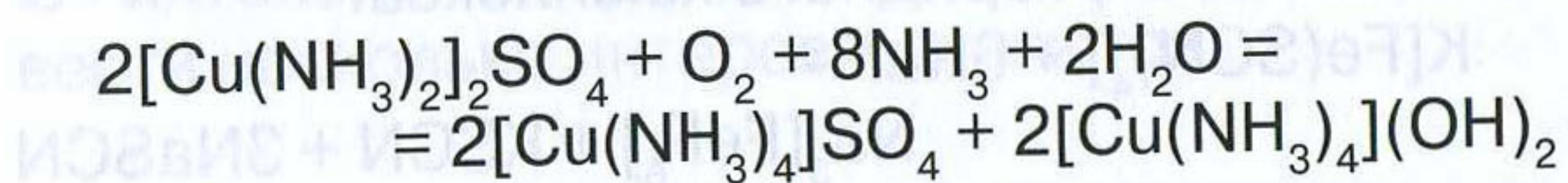


Положи в эту пробирку свернутую медную пластинку, долей воды до краев пробирки и

заткни пробирку резиновой пробкой так, чтобы в пробирке не оставалось пузырьков воздуха. Закрытую пробирку оставь на 1–2 дня. По прошествии этого времени раствор в пробирке обесцветится, поскольку синий аммиачный комплекс двухвалентной меди превратится в бесцветный аммиачный комплекс одновалентной меди:



Если теперь открыть пробирку, то сверху раствор начнет синеть, поскольку под действием кислорода воздуха одновалентная медь вновь превращается в двухвалентную:



Если пробирку опять закрыть, раствор снова обесцветится. И так далее, до тех пор, пока медная пластинка полностью не растворится.

От перемены мест слагаемых...

... сумма не изменяется. Однако это правило справедливо только для арифметики. В химии часто результат зависит от порядка смешения компонентов и от их соотношения. Проделаем несколько опытов.

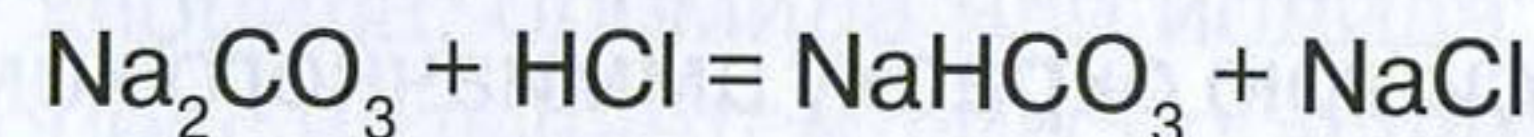
102. Газ выделяется и не выделяется



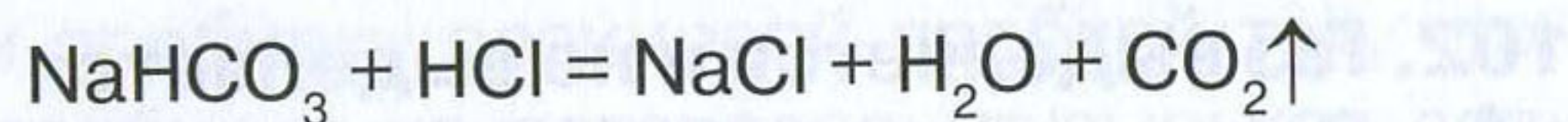
Возьми стаканчик. Насыпь в него карбоната натрия Na_2CO_3 так, чтобы он ровным слоем покрывал дно. Налей в стаканчик пол-пробирки воды и раствори в ней карбонат. В пробирку налей воды на половину по высоте, 1 мл соляной кислоты HCl и тоже перемешай. Теперь медленно, по каплям и при энергичном перемешивании приливай раствор кислоты к раствору соды. Если приливать достаточно медленно, а перемешивать достаточно энергично, то поначалу газа выделяться не будет. Он начнет выделяться только после добавления достаточно большого объема раствора кислоты.

А теперь сделай все то же самое, но приливай раствор карбоната натрия к раствору кислоты. Газ начнет выделяться сразу же.

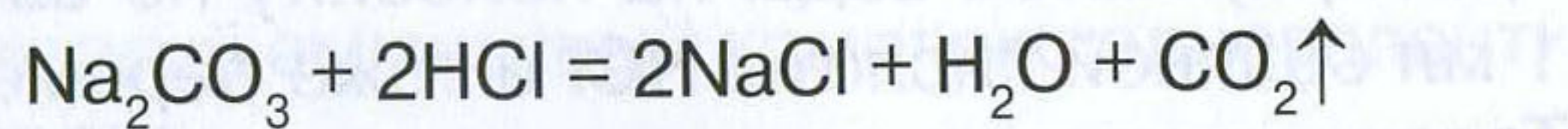
Дело в том, что когда ты льешь кислоту в карбонат натрия, последний находится в большом избытке. Избыток карбоната реагирует с выделяющимся углекислым газом, в результате чего образуется гидрокарбонат. Поэтому общее уравнение реакции будет записываться так:



И только когда весь карбонат превратится в гидрокарбонат, начнется выделение газа:



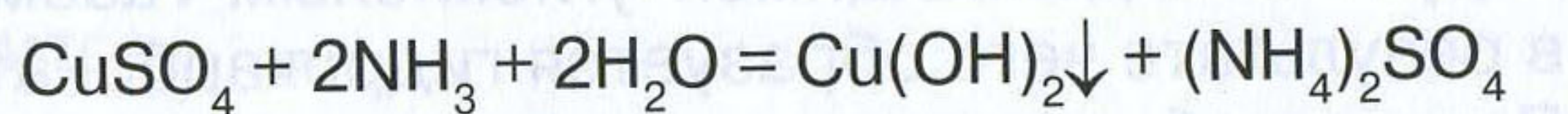
Когда ты льешь карбонат в кислоту, в избытке находится кислота и она полностью разрушает карбонат:



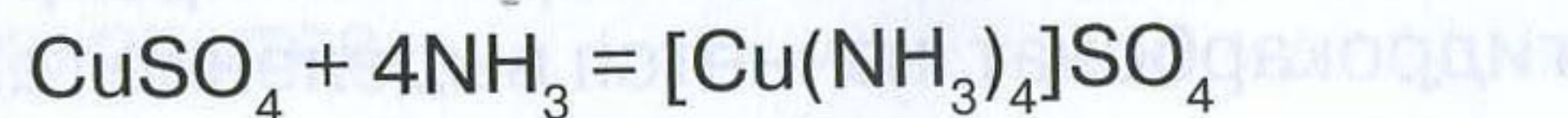
103. Осадок или раствор

Возьми три пробирки. В две добавь по 4 ложечки сульфата меди **CuSO₄·5H₂O** и раствори в 2–3 мл воды, в третью налей 3–4 мл водного раствора аммиака **NH₃**. Теперь к одной пробирке с раствором сульфата меди добавь несколько капель водного раствора аммиака. А из другой пробирки с раствором сульфата меди добавь несколько капель раствора в оставшийся раствор аммиака и перемешай.

В первом случае, когда аммиак в недостатке, выпадет голубой осадок гидроксида меди:

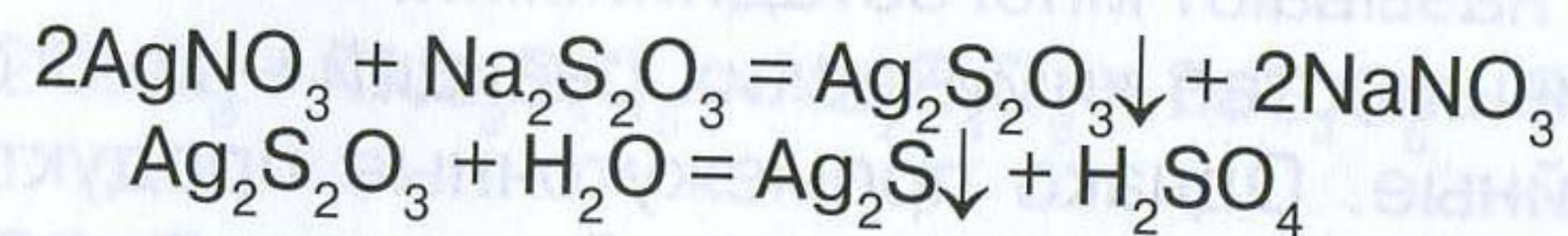


Во втором случае, когда аммиак находится в большом избытке, раствор приобретет насыщенную синюю окраску аммиачного комплекса меди:

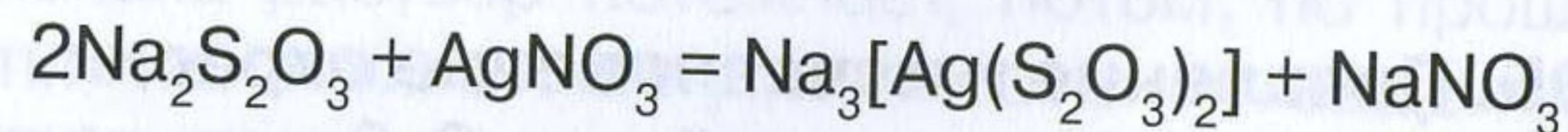


104. Беленькое чернеет

Возьми две пробирки. В одну насыпь одну ложечку тиосульфата натрия **Na₂S₂O₃** и раствори в 3 мл воды. В другую налей 3 мл раствора нитрата серебра **AgNO₃**. Теперь добавь 2–3 капли приготовленного раствора тиосульфата натрия в пробирку с нитратом серебра. Выпадет белый осадок, который очень быстро почернеет:



Теперь в пробирку с раствором тиосульфата натрия добавь несколько капель раствора нитрата серебра. Никакого осадка не образуется. Дело в том, что в избытке тиосульфата натрия образуется тиосульфатный комплекс серебра:



Способность тиосульфата натрия образовывать комплексы с ионами серебра раньше использовали при получении фотоотпечатков. Им после проявления смывали с фотопленки и фотобумаги избыток светочувствительного материала – хлорида, бромиды или йодида серебра. Этот процесс называется фиксированием.

Для самостоятельной работы. Попробуй получить и растворить в тиосульфате натрия

хлорид серебра – один из компонентов светочувствительной эмульсии фотопленок.

Пути реакций

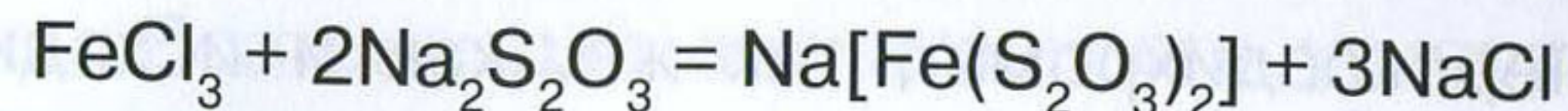
Ты уже знаешь, что в химических реакциях одни вещества превращаются в другие. Однако существуют сложные химические реакции, в которых продукты одной реакции сразу вступают в следующую реакцию. Такие сложные реакции называют многостадийными.

Большинство химических реакций – многостадийные. Однако промежуточные продукты очень редко можно увидеть. Одну такую реакцию ты уже наблюдал в предыдущем опыте, в котором образовывался $\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3$, который потом разлагался. В этом разделе мы опишем еще два опыта, в которых можно увидеть промежуточные продукты.

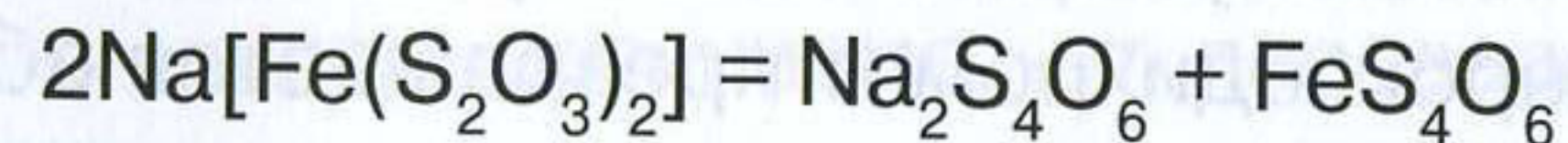
105. Появление и исчезновение окраски

В две пробирки налей по 2–3 мл воды. В одну добавь 2–3 ложечки тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другую – одну ложечку хлорида железа (III) FeCl_3 . Теперь вылей раствор хлорида железа в раствор тиосульфата натрия. Появится фиолетовая или коричневая окраска, которая по прошествии минуты или даже меньше исчезнет.

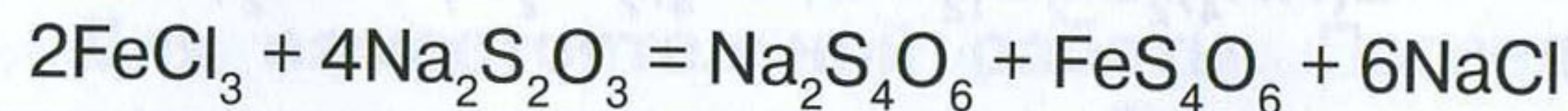
При добавлении соли железа (III) к тиосульфату сначала образуется интенсивно окрашенное комплексное соединение железа (III):



При стоянии это комплексное соединение медленно разлагается с образованием бесцветных продуктов:



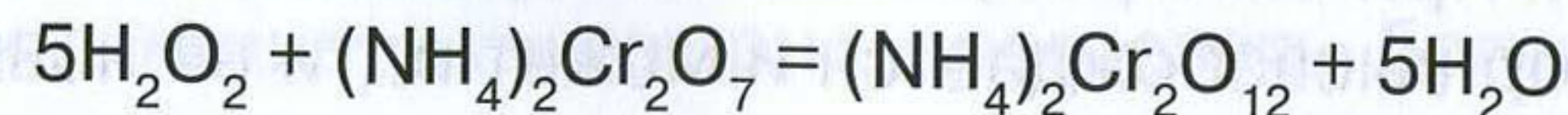
Итоговое уравнение выглядит так:



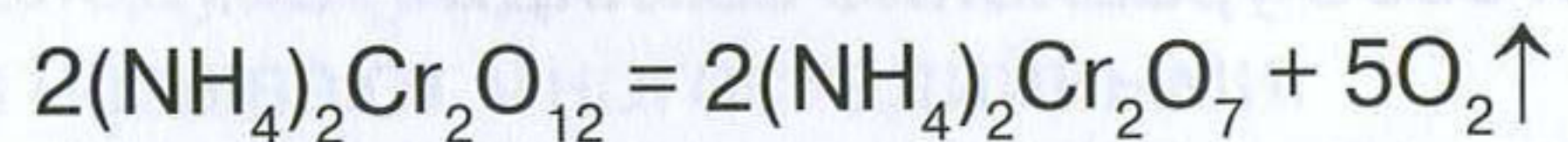
106. Еще раз о работе катализатора

В пробирку внеси одну ложечку дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и раствори его в минимальном количестве воды (несколько капель). Прилей к полученному раствору 3–4 мл перекиси водорода H_2O_2 из домашней аптечки. Ты увидишь, что сначала раствор потемнеет, потом, по прошествии нескольких минут, из него начнет выделяться газ, а примерно через полчаса он вновь станет оранжевым, как и исходный раствор дихромата. Чтобы опыт шел быстрее, пробирку можно подогреть на водяной бане.

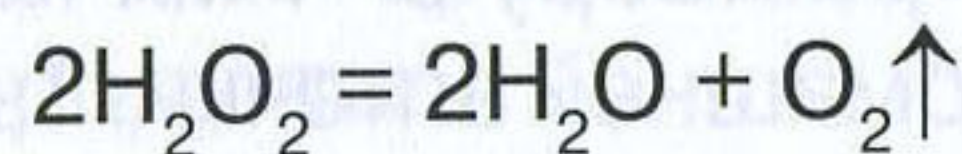
При смешении перекиси водорода с дихроматом аммония вначале образуется сильноокрашенный пероксодихромат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_{12}$:



Пероксодихромат, так же, как и исходная перекись водорода, содержит цепочки из двух связанных друг с другом атомов кислорода -O-O-. Однако в пероксодихромате они связаны с хромом и легче разрушаются. При этом выделяются пузырьки газообразного кислорода, а пероксодихромат превращается обратно в оранжевый дихромат:



Получается интересная ситуация: дихромат аммония, хотя и участвует в реакции, после нее возвращается в первоначальный вид. Зато благодаря его участию разложение перекиси водорода на воду и кислород



происходит гораздо быстрее. Дихромат аммония играет роль катализатора (ускорителя) разложения перекиси водорода.

Этот опыт иллюстрирует механизм действия катализатора: катализатор (в нашем случае – дихромат аммония) вступает в реакцию с исходным реагентом (в нашем случае – перекисью водорода). Получившийся продукт вступает в дальнейшие реакции легче, чем исходный реагент. Причем в результате этих реакций катализатор высвобождается и может идти на новый

цикл. Поэтому для значительного ускорения реакции часто достаточно очень небольшого количества катализатора. Катализаторы широко применяют в химической промышленности – без них не обходится практически ни один химический процесс. Почти все химические процессы в нашем организме, от переваривания пищи до заживления ран, также происходят под действием особых катализаторов – ферментов.

Для самостоятельной работы. Проведи тот же опыт, предварительно добавив к перексиду водорода соляной кислоты. Тогда вместо пероксодихромата образуется синий пероксид хрома CrO_5 .


Опыты со стеклом

В отличие от большинства твердых веществ стекло не имеет кристаллической решетки. Его структура больше напоминает очень вязкую жидкость. Поэтому, если стекло нагревать, оно сначала будет размягчаться и только при заметно более высоком нагревании начнет течь. Когда стекло размягчилось, но еще не потекло, ему можно придавать желаемую форму. Этим и занимаются стеклодувы.


Для того чтобы сделать, скажем, стеклянную вазу или кораблик, нужен, во-первых, большой опыт, а во-вторых, специальные горелки, позволяющие равномерно прогреть большие

массы стекла. Однако самые простые манипуляции со стеклом можно проделать, имея обычное сухое горючее.

Для проведения опытов со стеклом желательно использовать куски сухого горючего размером в четверть или треть таблетки, так как целая таблетка дает нестабильное мерцающее пламя, а таким пламенем трудно нагреть нужный участок. Кроме того, имей в виду, что стекло очень плохо проводит тепло, поэтому стеклянную трубку можно спокойно держать руками в 3–4 см от места нагрева.

 Чтобы избежать возможных травм, стеклянных осколков, все опыты нужно проводить только с сухим стеклом (мокрое может трескаться) и только в очках.

107. Разрезание и оплавление трубок


 При разрезании стекла глаза должны быть защищены очками. Чтобы разрезать стеклянную трубку, возьми напильник (желательно треугольный) и его ребром проведи поперек трубки так, чтобы осталась заметная риска. Быстро смочи риску слюной и, расположив ее от себя, переломи трубку по риску.

Чтобы не порезаться обрезанным концом, его нужно оплавить. Для этого внеси его в верхнюю (самую горячую) часть пламени и равномерно вращай трубку. Когда пламя вокруг трубки окрасится в желтый цвет (его окрашивают


испаряющиеся соединения натрия), она потихоньку начнет оплавляться (обычно это видно по оплавлению самых острых кромок). Когда все острые кромки оплавятся, вынь трубку из пламени и охлади на воздухе.



108. Почему нельзя резко охлаждать стекло

 Защити глаза очками. Возьми пробирку и налей в нее холодную воду на 3–4 см по высоте. Возьми кусок стеклянной трубки и нагрей его конец в пламени сухого горючего, пока

он не начнет оплавляться. Когда это произойдет, опусти нагретый конец в холодную воду. Стекло потрескается и может даже развалиться на мелкие кусочки. Внимание! Это может произойти не сразу, а через 1–2 минуты,

 Дело в том, что при нагревании стекло довольно сильно расширяется. Если нагретое стекло резко охладить, то оно будет неравномерно сжиматься и трескаться.


Полученную стеклянную крошку не выкидывай – она понадобится для следующего опыта.

109. Нерастворимых веществ не бывает

В пробирку с водой и стеклянной крошкой, которая у тебя осталась после предыдущего опыта, налей 1–2 мл воды. Крошки стекла, полученные в предыдущем опыте, положи в пробирку и капни в ту же пробирку 2–3 капли раствора фенолфталеина. Пробирку поставь на водяную баню (с. 173) и периодически (раз в 2–3 минуты) перемешивай. Примерно через час (а, может быть, и раньше) раствор приобретет слабую малиновую окраску.


Дело в том, что стекло – это смесь силиката натрия Na_2SiO_3 , силиката кальция CaSiO_3 и оксида кремния SiO_2 с различными добавками. Силикат натрия медленно растворяется в воде (иногда говорят, выщелачивается водой). Поскольку он – довольно сильное основание, он окрашивает фенолфталеин в малиновый цвет.

110. Как делают цветные стекла

 Защити глаза очками. Насыпь в чашку для выпаривания несколько крупинок хлорида кобальта $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Нагрей конец стеклянной трубки на пламени сухого горючего до тех пор, пока ее края не начнут оплавляться. После этого прикоснись трубкой к кристаллам хлорида кобальта так, чтобы они прилипли к трубке. Трубку с прилипшими кристаллами вновь хорошо прогрей в пламени сухого горючего. Через некоторое время кристаллы вплавятся в стекло, и оно окрасится в синий цвет.

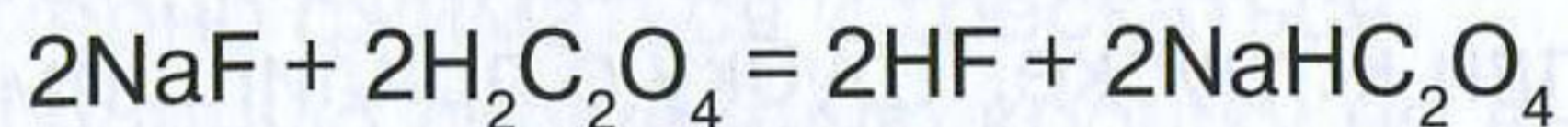
Цветные стекла делают, вводя в стекло примеси различных металлов. Так, примеси кобальта окрашивают стекло в сине-фиолетовый цвет, примеси трехвалентного железа – в коричневый, примеси хрома – в зеленый.

111. Травление стекла

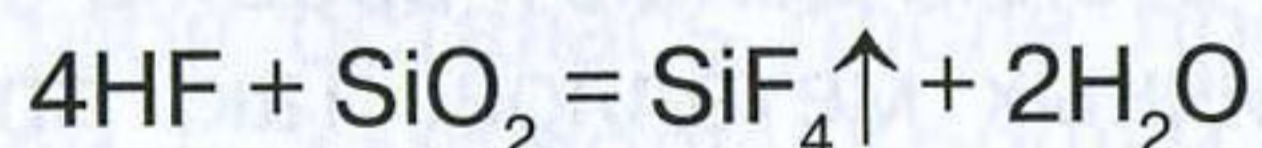
 Намочи предметное стекло и положи его на бумагу. Возьми 4 ложечки фторида натрия NaF и насыпь его горкой на мокрое предметное стекло. Туда же насыпь такое же количество щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Перемешай эти вещества, чтобы они образовали кашицу (при необходимости добавь стеклянной палочкой несколько капель воды). Оставь стекло на 2–3 часа (желательно в хорошо проветриваемом месте). Через 2–3 часа в тех местах, где

смесь соприкасалась со стеклом, на стекле появляются матовые разводы, которые нельзя ничем смыть.

Дело в том, что щавелевая кислота, будучи довольно сильной, при реакции с фторидом натрия вытесняет из него более слабый фтороводород:



А фтороводород реагирует с оксидом кремния, присутствующим в стекле, с образованием газообразного фторида кремния:



Стекло при этом потихоньку разрушается и становится матовым.

Чтобы нанести на стекло осмысленные надписи, нужно покрыть стекло расплавленным парафином, процарапать в нужных местах парафин так, чтобы открылась поверхность стекла, внести в царапины смесь фторида натрия и щавелевой кислоты и смочить ее.

112. Жидкое стекло

Силикатный конторский клей – это раствор силиката натрия Na_2SiO_3 . Поскольку по химической природе он весьма близок к обычному стеклу, его еще называют жидким стеклом.

По этой же причине он очень прочно прилипает к стеклу.

Возьми силикатный конторский клей и нанеси его каплю на предметное стекло. К образовавшейся капле приклей бумажку и оставь на один день. На следующий день попытайся соскрести или смыть бумажку. Это тебе удастся только путем больших усилий. А вот полностью смыть со стекла остатки клея тебе, скорее всего, не удастся.

Для самостоятельной работы. Силикатный клей так хорошо приклеивает предметы к стеклу, поскольку клей и стекло – химические родственники. Самостоятельно попробуй приклеить силикатным клеем бумагу к дереву, пластмассу к металлу и т. д. и подумай, почему в одних случаях склеивание происходит более или менее хорошо, а в других – не происходит вообще.

113. Зачем нужно обезжиривать поверхности перед склеиванием

Смажь кусочек предметного стекла жиром или маслом и попробуй приклеить на него бумажку силикатным клеем. На следующий день бумажка довольно легко отдерется от стекла, а остатки клея можно будет легко смыть при помощи мыла.

Дело в том, что силикатный клей – это водный раствор. А жир в воде не растворяется,

поэтому пленка жира не пропускает клей к поверхности стекла. Кроме того, по своей химической природе жир очень сильно отличается от силиката, поэтому силикат к нему не прилипает. В результате пленка жира не дает приклеиться бумаге к стеклу.

114. Силикат натрия – огнеупор



Налей в стаканчик на 1/5 по высоте силикатного канцелярского клея, долей воды почти доверху и перемешай. Полученным раствором пропитай кусочек ненужной тряпочки и подожди, пока высохнет. Высохшую тряпочку внеси в пламя сухого горючего (опыт проводить на несгораемой подложке, а тряпочку держать проволокой, пинцетом или любым другим негорючим держателем). Гореть ткань не будет – только очень медленно тлеть. Поэтому силикат натрия используют в качестве огнеупорной пропитки для горючих материалов.

Опыты с пищевыми продуктами

В пищевые продукты входят четыре основных компонента. Три из них – белки, жиры и углеводы – усваиваются и необходимы любому организму. Четвертый – растительные волокна – по большей части не усваивается, но важен для нормальной работы желудочно-кишечного тракта.

115. Как обнаружить белок

Опыт желательно проводить в проветриваемом помещении.




Немного яичного белка нанеси на стеклянную палочку и внеси на несколько секунд в пламя сухого горючего. Белок обуглится, и от него пойдет дымок. Понюхай его. Ты почувствуешь характерный запах паленого белка. Его ты можешь почувствовать, если внесешь в пламя несколько волосков, шерстяную нитку или кусочек творога – все это состоит из белка.


Для самостоятельной работы. Проверь, есть ли белок в молоке, картофеле, сахаре, мясе.

116. Как различить ткани из растительных, животных и синтетических волокон

Ткани делают из разных волокон – животных (шерсть, шелк), растительных (хлопок, лен) и синтетических. Они обладают разной ценно-

стью (самые дорогие – шелковые, самые дешевые – синтетические) и разными, как говорят, потребительскими качествами. Так, ткани из шерстяных волокон очень теплые и не пропускают влагу. Например, перуанцы вместо плащей используют пончо из шерсти ламы. Их хорошо носить в слякоть и ненастье. Ткани из растительных волокон хорошо впитывают влагу и пропускают воздух. Их хорошо носить в жару. Ткани из синтетических волокон, как правило, воду не впитывают и не очень теплые, поэтому в холодную погоду в них мерзнешь, а в теплую – потеешь. С другой стороны, синтетические ткани гораздо прочнее натуральных.

 При поджигании эти волокна ведут себя по-разному. Шерстяные и шелковые волокна состоят из белков, поэтому они тлеют, издавая характерный запах паленого белка (см. предыдущий опыт). Растительные волокна состоят из целлюлозы и при поджигании тлеют, издавая такой же запах, как тлеющая бумага. Синтетические волокна при нагревании обычно плавятся, а только потом загораются.

 **Для самостоятельной работы.** Найди дома какие-нибудь ненужные тряпки и проверь, из каких тканей они сделаны. Для этого выдерни из них несколько волокон и подожги. Опыт проводить над несгораемой подложкой.

117. Почему тяжелые металлы ядовиты

В три пробирки добавь по несколько капель яичного белка и разведи 1–2 мл воды. Добавь в них растворы сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, хлорида кобальта $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, сульфата никеля NiSO_4 (по две ложечки вещества в 1 мл воды). Во всех пробирках выпадут осадки.

Дело в том, что тяжелые металлы образуют различные соединения с белками. А из белков построены ферменты – вещества, ускоряющие жизненно важные химические процессы в организмах. Если ферменты разрушить, эти процессы протекать не будут и организм погибнет. Попадая в организм, тяжелые металлы разрушают ферменты, что приводит к заболеваниям и даже гибели организма.

118. Денатурация белка, или Зачем в воду, в которой варят яйца, добавляют соль

Насыпь в пробирку на 1 см по высоте поваренной соли NaCl и раствори ее в минимальном количестве воды. Нанеси на стеклянную палочку немного сырого яичного белка и внеси палочку в полученный раствор (не перемешивай!). Подержи две-три минуты и извлеки палочку из раствора. Во что превратился белок?

Дело в том, что белок имеет очень сложную структуру. Белковая молекула представляет собой длинную цепь. Цепь скручена в спираль, которая, в свою очередь, свернута в так назы-

стью (самые дорогие – шелковые, самые дешевые – синтетические) и разными, как говорят, потребительскими качествами. Так, ткани из шерстяных волокон очень теплые и не пропускают влагу. Например, перуанцы вместо плащей используют пончо из шерсти ламы. Их хорошо носить в слякоть и ненастье. Ткани из растительных волокон хорошо впитывают влагу и пропускают воздух. Их хорошо носить в жару. Ткани из синтетических волокон, как правило, воду не впитывают и не очень теплые, поэтому в холодную погоду в них мерзнешь, а в теплую – потеешь. С другой стороны, синтетические ткани гораздо прочнее натуральных.



При поджигании эти волокна ведут себя по-разному. Шерстяные и шелковые волокна состоят из белков, поэтому они тлеют, издавая характерный запах паленого белка (см. предыдущий опыт). Растительные волокна состоят из целлюлозы и при поджигании тлеют, издавая такой же запах, как тлеющая бумага. Синтетические волокна при нагревании обычно плавятся, а только потом загораются.



Для самостоятельной работы. Найди дома какие-нибудь ненужные тряпки и проверь, из каких тканей они сделаны. Для этого выдерни из них несколько волокон и подожги. Опыт проводить над несгораемой подложкой.

117. Почему тяжелые металлы ядовиты

В три пробирки добавь по несколько капель яичного белка и разведи 1–2 мл воды. Добавь в них растворы сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, хлорида кобальта $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, сульфата никеля NiSO_4 (по две ложечки вещества в 1 мл воды). Во всех пробирках выпадут осадки.

Дело в том, что тяжелые металлы образуют различные соединения с белками. А из белков построены ферменты – вещества, ускоряющие жизненно важные химические процессы в организмах. Если ферменты разрушить, эти процессы протекать не будут и организм погибнет. Попадая в организм, тяжелые металлы разрушают ферменты, что приводит к заболеваниям и даже гибели организма.

118. Денатурация белка, или Зачем в воду, в которой варят яйца, добавляют соль

Насыпь в пробирку на 1 см по высоте поваренной соли NaCl и раствори ее в минимальном количестве воды. Нанеси на стеклянную палочку немного сырого яичного белка и внеси палочку в полученный раствор (не перемешивай!). Подержи две-три минуты и извлеки палочку из раствора. Во что превратился белок?

Дело в том, что белок имеет очень сложную структуру. Белковая молекула представляет собой длинную цепь. Цепь скручена в спираль, которая, в свою очередь, свернута в так назы-

ваемую глобулу. При нагревании или добавлении солей глобула разрушается – говорят, что белок денатурирует (свертывается). Если при варке яичная скорлупа треснула, то вытекающий белок в присутствии соли быстро свернется и закупорит трещину.

119. Разлагаем белок на составляющие

Добавь в пробирку примерно 1 мл яичного белка, 7–8 мл воды и перемешай. Разлей полученный раствор по трем пробиркам.



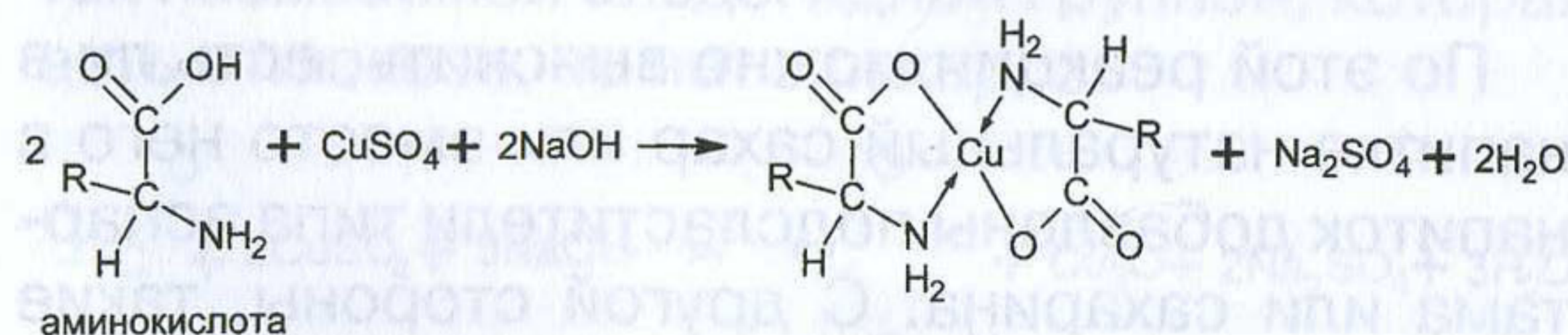
В первую пробирку добавь 0,5 мл соляной кислоты **HCl**, во вторую – столько же раствора гидроксида натрия **NaOH**, в третью не добавляй ничего. Перемешай содержимое пробирок. На каждую пробирку надень по бумажному ярлыку, на котором написано, добавлено ли в нее основание, кислота или не добавлено ничего. Поставь все три пробирки на водяную баню (с. 173) примерно на полчаса.

Через полчаса сравни внешний вид содержимого пробирок. Скорее всего, там, где ничего добавлено не было, содержимое будет мутным – белок денатурирует. Наиболее прозрачным, скорее всего, будет содержимое пробирки с гидроксидом натрия.

Дело в том, что кислоты и основания гидролизуют белок, разрывая белковую молекулу на составляющие – аминокислоты. Именно поэтому кислоты и щелочи вызывают ожоги кожи,

которая тоже состоит из белка. По той же причине мясо перед приготовлением часто замачивают в уксусе – уксусная кислота частично разрывает белковые цепочки.

Теперь к пробирке, в которую не было ничего добавлено, добавь полмиллилитра раствора **NaOH**. В пробирку, в которую была добавлена соляная кислота, тоже добавь раствор **NaOH** до тех пор, пока среда в нем не станет щелочной (проверь индикаторной бумагой). После чего во все три пробирки добавь по несколько капель раствора сульфата меди **CuSO₄** (две ложки реактива на 3–4 мл воды). В пробирке, где была щелочь и кислота, скорее всего, появится голубое окрашивание. Это аминокислоты образуют комплексные соединения с медью (см. опыт 101).



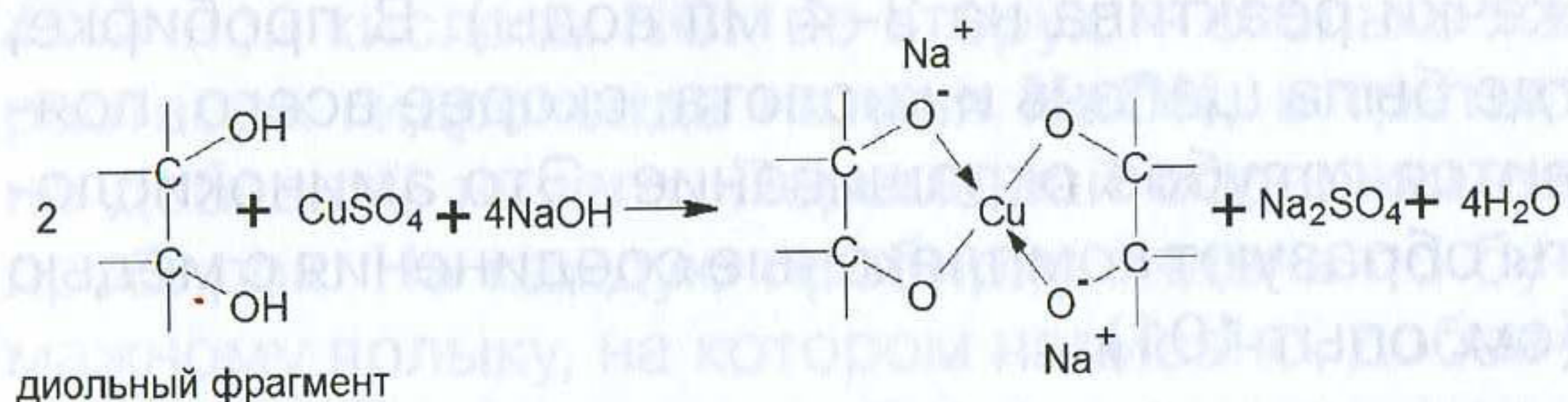
В той пробирке, где ни щелочи, ни кислоты не было, скорее всего, выпадет синий осадок гидроксида меди **Cu(OH)₂** (см. опыт 68).

120. Обнаруживаем сахар

На дно пробирки насыпь сахар **C₁₂H₂₂O₁₁** и добавь 2–3 мл раствора **NaOH**. Раствори са-

хар. В другую пробирку насыпь одну ложечку сульфата меди **CuSO₄** и раствори его в 2–3 мл воды. Несколько капель полученного раствора сульфата меди добавь в щелочной раствор сахара и перемешай. Ты увидишь, что образуется синий раствор. Если повторить этот опыт без сахара, выпадет синий осадок **Cu(OH)₂** (см. опыт 68).

Дело в том, что в молекуле сахара содержатся так называемые 1,2-диольные фрагменты. Они образуют с ионами меди комплексные соединения (см. опыт 101) голубого цвета:



По этой реакции можно выяснить, есть ли в напитке натуральный сахар или вместо него в напиток добавлены подсластители типа аспартама или сахарина. С другой стороны, такие подсластители, как сорбит и ксилит, тоже содержат диольные фрагменты, поэтому дадут такую же реакцию.

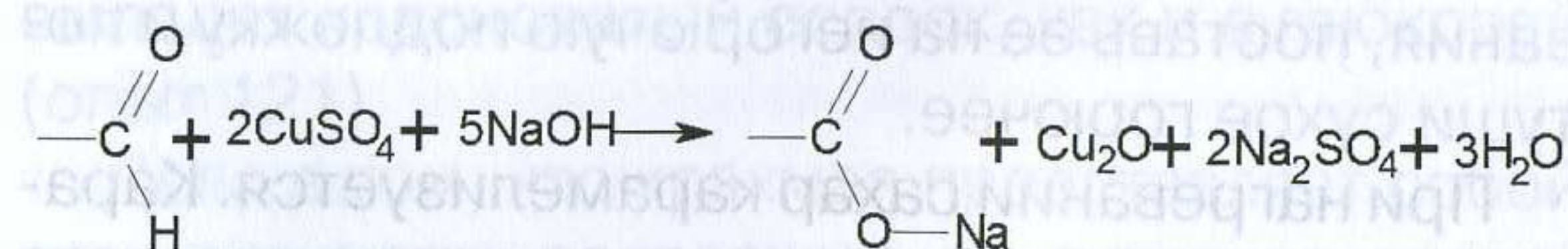
121. Обнаруживаем глюкозу

Помимо известного вам сахара, который точнее называется сахарозой, существуют и другие сахара, например глюкоза **C₆H₁₂O₆**. Она

присутствует во многих фруктах и фруктовых соках, в первую очередь – виноградном. Она гораздо менее сладкая, чем сахароза, но при этом быстрее усваивается. Поэтому ее растворы дают пить ослабленным людям и людям во время физических нагрузок. Чистую глюкозу можно купить в аптеке.



Раствори таблетку глюкозы в 5–6 мл воды, добавь 1–2 мл раствора гидроксида натрия **NaOH** и 2–3 капли раствора сульфата меди **CuSO₄**. Как и в предыдущем опыте, образуется синий раствор комплексов диолов с медью. Однако через некоторое время (от 10 до 30 минут) раствор обесцветится и из него выпадет красный осадок (этот процесс можно ускорить нагреванием). Это – оксид меди (I) **Cu₂O**. Он образуется при реакции **CuSO₄** с так называемой альдегидной группой, которая есть в глюкозе, но нет в сахарозе.



Для самостоятельной работы. Проверь, в каких напитках есть глюкоза. Для этого налей в пробирку 1–2 мл напитка, добавь столько же раствора гидроксида натрия **NaOH** и несколько капель раствора сульфата меди **CuSO₄** (приготовленного в предыдущем опыте). Если образуется синий раствор, из которого потом выпадает

красный осадок, то в напитке содержится глюкоза. Если красный осадок не образуется – только сахара. А если вместо синего раствора сразу выпадает синий осадок, то сахаров в напитке нет.

122. Карамелизация сахара



Опыт проводить в хорошо проветриваемом помещении!



Насыпь в чашку для выпаривания четверть чайной ложки сахара. Собери с ней установку для выпаривания, как описано в приложении (с. 171, «Как упаривать растворы»). Аккуратно нагревай сахар на пламени сухого горючего, перемешивая его стеклянной палочкой.

Ты увидишь, что сахар начнет желтеть, коричневеть, и из него будет выделяться вода и вещества с различным запахом. Когда сахар станет коричневым, сними чашку для выпаривания, поставь ее на негорючую подложку и потуши сухое горючее.

При нагревании сахар карамелизуется. Карамелизация – сложный процесс, в ходе которого молекулы сахара теряют воду. Часть молекул сахара образует летучие органические вещества, другая часть объединяется в длинные цепочки. Карамель можно растворить в воде, но процесс требует некоторого времени. Поэтому чтобы отмыть чашку для выпаривания, ее следует замочить на некоторое время в воде.

123. Глюкоза из крахмала



Приготовь крахмальный клейстер (см. с. 172). В две пробирки налей его по 2–3 мл. В одну из пробирок добавь 2–3 капли соляной кислоты **HCl**. Поставь ее на водяную баню (с. 173) примерно на полчаса.

Через полчаса вынь пробирку из водяной бани, поставь в штатив и дождись, пока остынет. Добавь в нее 1 мл раствора гидроксида натрия **NaOH**. Столько же гидроксида натрия добавь в пробирку с клейстером, которая не стояла на водяной бане.

Теперь в обе пробирки добавь по 2–3 капли раствора сульфата меди **CuSO₄** (2 ложечки на 3–4 мл воды). В пробирке с необработанным клейстером, скорее всего, выпадет осадок **Cu(OH)₂**. А в пробирке с клейстером, обработанным кислотой, скорее всего, будет наблюдаться синий раствор, из которого со временем выпадет красноватый осадок, как и с глюкозой (опыт 121).

Дело в том, что крахмал представляет собой длинную цепь, состоящую из остатков глюкозы, соединенных между собой. Под действием кислоты вода разрушает эту цепь, которая распадается на молекулы глюкозы. Они-то и дают со щелочью и сульфатом меди синий раствор и красный осадок.

Подобное в подобном, или Что в чем растворяется

124. Жидкости смешивающиеся и несмешивающиеся

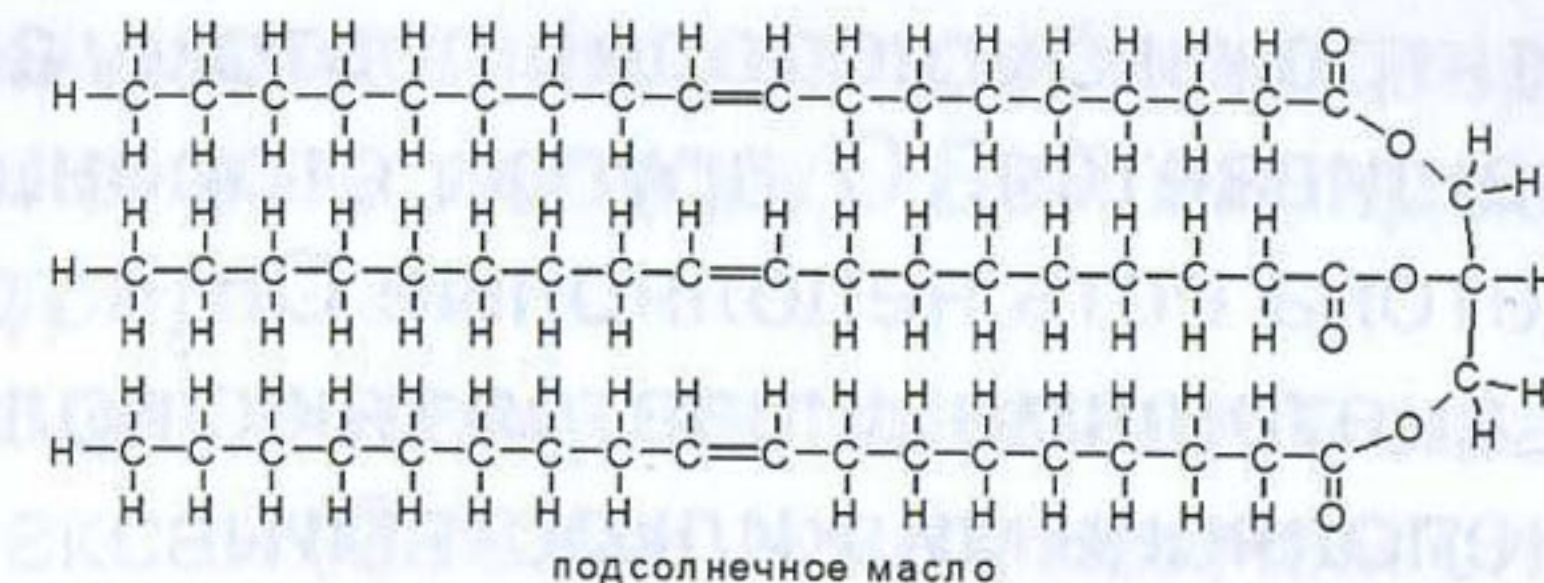
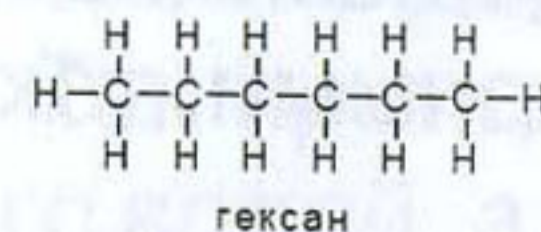
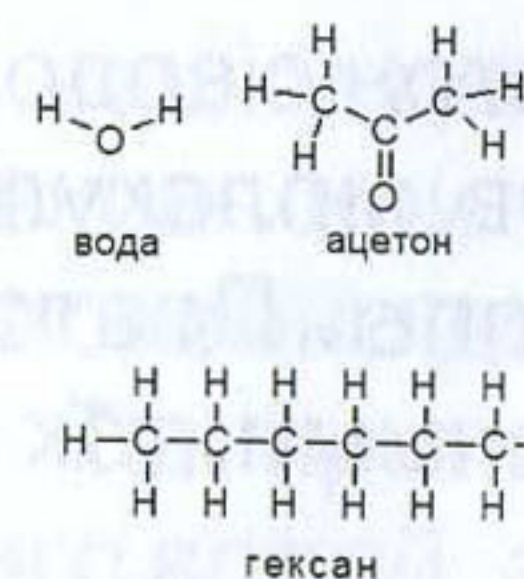


Возьми шесть пробирок. В первые три налей 1–2 мл воды, в четвертую и пятую – подсолнечное масло, в шестую – гексан. Теперь в первую и четвертую пробирку прилей 1–2 мл гексана, во вторую – подсолнечного масла, а в третью, пятую и шестую насыпь по две ложечки поваренной соли **NaCl**. Получится следующий результат:

	Соль	Вода	Масло
Гексан	не растворяется	не смешиваются	не смешиваются
Масло	не растворяется	смешиваются	
Вода	растворяется		

То есть соль нерастворима в масле и гексане – в тех же жидкостях, с которыми не смешивается вода.

Дело в том, что молекула воды – полярна. Она состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода (см. рис.). Атомы кислорода очень «любят» электроны и перетягивают их с атомов водорода на себя. Поэтому атом кислорода заряжается немного отрицательно, а атом водорода – немного положительно. Получается, что заряды в молекуле воды немного разделены в пространстве. Поэтому и говорят, что молекула воды – полярна.



А вот молекула гексана состоит из углерода и водорода. Они «любят» электроны примерно одинаково, поэтому друг с друга электроны не перетягивают. Зарядов на атомах не образуется, и молекула оказывается неполярной.

Еще в древности алхимики вывели принцип «подобное растворяется в подобном». Поэтому вода растворяет соединения с полярными молекулами или такие соединения, которые образуют заряженные частицы. А гексан растворяет неполярные соединения. В молекуле подсолнечного масла есть очень длинные неполярные «хвосты», из-за которых масло в воде не растворяется, а в гексане растворяется очень легко.

Если вещества хорошо смешиваются с водой, они называются гидрофильными (от греческого «гидрос» – вода и «филио» – люблю). Если же вещества хорошо смешиваются с жирами, то они называются липофильными (от греческого «липос» – жир).

125. Ацетон – гидрофильный и липофильный



Молекула ацетона полярна (в ней есть атом кислорода, который перетягивает

электроны с углерода), поэтому ацетон с водой смешивается. С другой стороны, в молекуле ацетона есть неполярные CH_3 - группы. Поэтому ацетон смешивается как с полярными, так и с неполярными жидкостями.

Возьми две пробирки и налей в них по 2 мл ацетона. В одну налей воду, в другую – подсолнечное масло. И вода, и масло смешаются с ацетоном.

Подумай и проверь. Будет ли поваренная соль растворяться в ацетоне?
Будет ли ацетон и его смесь с водой проводить электрический ток?

126. Когда вода не тушит огонь



Опыт требует аккуратности! Проводить на негорючей подложке, в проветриваемом помещении. Все горючие вещества (особенно бумага) должны быть убраны со стола на расстояние не менее метра!



Возьми пробирку и наполовину заполни ее водой. Налей в чашку для выпаривания



2–3 мл (не больше!) ацетона. Чашку поставь на негорючую подложку. Емкость, из которой ты наливал ацетон, убери подальше от стола. Теперь подожги ацетон и прилей к нему воду из пробирки. Пламя погаснет.

Теперь повтори тот же самый опыт с гексаном (или схожим с ним бензином). Следи, чтобы жидкость не перелилась через край чашки для выпаривания! Даже когда ты вольешь

в чашку для выпаривания полпробирки воды, гексан или бензин не погаснут. Дай им просто спокойно догореть.

Так происходит потому, что ацетон смешался с водой, а гексан (бензин) – нет, причем слой гексана (бензина) плавает на поверхности воды. Поэтому, когда тушишь бензин водой, он преспокойно продолжает гореть дальше.

127. Основы химической чистки



Опыт проводить в проветриваемом помещении.



На три кусочка ненужной хлопчатобумажной или льняной ткани (размером примерно 3х3 см) нанеси по одной капле подсолнечного масла и оставь эти кусочки на 1–2 дня на воздухе. Через 1–2 дня с одного кусочка попытайся смыть пятно мылом. Другой кусочек положи в пробирку и добавь 2–3 мл ацетона. Третий тоже положи в пробирку и добавь 2–3 мл гексана.

Подержи ткань в растворителях 5–10 минут и вынь при помощи стеклянной палочки. Положи их на чистый лист бумаги в хорошо проветриваемое место. Когда ткани просохнут, ты обнаружишь, что на куске, обработанном мылом, следы жира остались, а на куске, обработанном гексаном и ацетоном, – нет.

При химической чистке одежду обрабатывают различными растворителями. В результате жировые загрязнения растворяются.

128. Почему вещи перед химчисткой нежелательно стирать



Кусок ткани, который ты в предыдущем опыте обработал мылом и на котором остались следы жира, попробуй обработать гексаном также, как это делалось в предыдущем опыте. Как ни странно, жир останется, хотя без мыла он смывался.

Как ты уже знаешь из опытов с мылом, в растворе мыла присутствуют ионы $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}^-$. Длинный «хвост» $-\text{C}_{17}\text{H}_{35}$ липофилен, а заряженный конец $-\text{COO}^-$ – гидрофилен. Если пятно жира обработать мылом, липофильные концы в нем растворятся, а гидрофильные будут торчать наружу и не подпустят неполярные молекулы органических растворителей к жиру.

129. Почему, когда сдаешь одежду в химчистку, желательно отпаривать пластмассовые пуговицы



Налей в стаканчик 5–10 мл ацетона, положи в него несколько разных пластмассовых пуговиц и прикрой чашкой для выпаривания. Через полчаса слей ацетон в раковину и попробуй взять пуговицы пинцетом или какой-нибудь булавкой. Некоторые из них размякнут, а какие-то могут и вовсе расползтись. Так происходит потому, что ацетон (и многие другие органические растворители) растворяют некоторые пластмассы.

130. Экстракция, или Переход из растворителя в растворитель

Поскольку молекула иода неполярна, он должен хорошо растворяться в жидкостях с неполярными молекулами. К таким жидкостям, в частности, относится подсолнечное масло, бензин и один из компонентов бензина – гексан.



Возьми пробирку, налей в нее 2 мл воды и несколько капель иодной настойки. Ты увидишь, что жидкости смешаются. Теперь добавь 1–2 мл гексана и интенсивно перемешай. Через некоторое время жидкости разделятся на два слоя, поскольку гексан не смешивается с водой. При этом верхний слой (гексан) окрасится в красно-фиолетовый цвет, а интенсивность окраски в водном слое заметно уменьшится.

Процесс перехода вещества из одного не смешивающегося растворителя в другой называется экстракцией. Экстракцией выделяют многие полезные соединения, в частности душистые вещества из растений (опыт 142).

131. Как выделить иод из настойки, или Что такое высаливание

Иодная настойка, что стоит в домашней аптечке, – это раствор иода I_2 в смеси воды со спиртом. А можно ли выделить иод из этой смеси?



Для начала попробуем упарить растворитель (см. с. 171, «Как упаривать растворы»).

В чашку для выпаривания налить не больше двух миллилитров настойки и обеспечить хорошее проветривание! Однако выделить иод нам не удастся, поскольку он будет испаряться вместе с растворителем. Придется искать другой способ.

Приготовь насыщенный раствор поваренной соли **NaCl**. Для этого насыпь в пробирку 1 см по высоте хлорида натрия **NaCl** и налей 2–3 мл воды. Перемешивай до тех пор, пока соль не перестанет растворяться. Теперь в полученный раствор капни несколько капель иодной настойки и перемешай. Через минуту-другую на поверхности и на дне раствора образуются темно-серые, слегка поблескивающие кристаллы. Это кристаллы иода.

Дело в том, что в любом растворе частицы растворенного вещества окружены молекулами растворителя. Молекулы растворителя образуют с ними различные связи. Чем слабее связи, тем хуже вещество растворимо. В насыщенном растворе хлорида натрия практически все молекулы воды и спирта так или иначе задействованы в связывании ионов **Na⁺** и **Cl⁻**, и на молекулы **I₂** их уже не хватает. В результате иод теряет растворимость.

Процесс выделения вещества из водного раствора под действием соли называется высаливанием. Высаливанием часто выделяют различные органические вещества (в том числе, красители) из водных растворов.

Для самостоятельной работы. Попробуй высолить ацетон из водного раствора хлоридом натрия **NaCl** и хлоридом кальция **CaCl₂** (последнего потребуется около 1 г на 1 мл раствора).

Многогранный иод

С иодом можно провести еще несколько опытов.

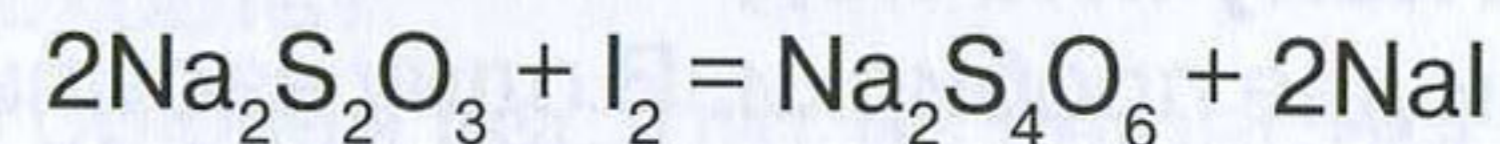
132. Какого цвета пары иода



Капни на дно сухой пробирки несколько капель иодной настойки и нагрей пробирку на пламени сухого горючего. Ты увидишь, что пробирка заполняется фиолетовыми парами. Это и есть пары иода. Если повезет, на холодных стенках в верхней части осядут кристаллы иода.

133. Как вывести пятно иода

Нанеси пятно иодной настойки на кусочек ненужной ткани и оставь на 15 минут. Через 15 минут попробуй смыть его водой. Скорее всего, пятно несколько поблекнет, но останется. Теперь раствори 2–3 ложечки тиосульфата натрия **Na₂S₂O₃** в 1–2 мл воды и полученным раствором смочи пятно иода. Оно обесцветится:

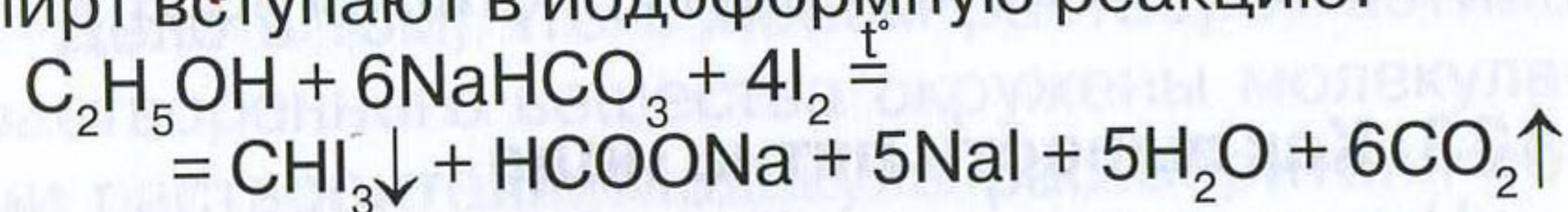


Тиосульфатом натрия можно также обесцветить коричневый раствор иода или иодную настойку.

134. Зачем при ангине полоскать горло смесью соды и иода

Налей в пробирку 2–3 мл воды, добавь 5–6 ложечек пищевой соды (гидрокарбоната натрия NaHCO_3) и 5–6 капель иодной настойки I_2 . Поставь пробирку на водяную баню (см. с. 173) и грей до обесцвечивания иода (это займет 2–5 минут). Охлади пробирку под струей холодной воды. Ты увидишь, что в ней выпадут мелкие желтоватые кристаллики.

Дело в том, что при нагревании гидрокарбонат натрия превратился в карбонат (см. опыт «Зачем соду кладут в тесто»). Карбонат натрия – довольно сильное основание. В его присутствии иод и присутствующий в настойке спирт вступают в иодоформную реакцию:



Образующийся иодоформ CHI_3 (желтый осадок) обладает бактерицидным действием.

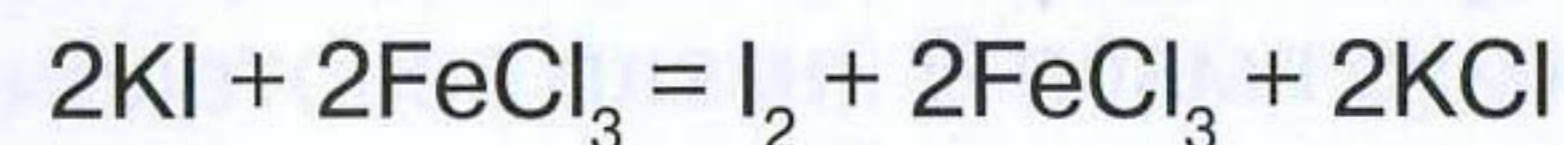
? Подумай. Есть ли смысл полоскать при ангине горло холодной смесью соды и иода?

135. Как получить иод

Возьми две пробирки. В одну насыпь две ложечки иодида калия KI , в другую – три ложечки хлорида железа (III) FeCl_3 . В каждую пробирку прилей 2–3 мл воды и раствори реактивы.

К полученному раствору иодида калия добавь несколько капель раствора хлорида железа. Раствор окрасится в коричневый цвет. Теперь вылей весь раствор хлорида железа в раствор иодида калия. Раствор помутнеет, а через некоторое время в нем осядет коричневый осадок.

Дело в том, что железо (III) окисляет иодид до иода:



Иод при этом растворяется в избытке иодида калия. Если хлорида железа было добавлено немного, иодид калия реагирует не полностью и иод остается в растворе. Если же хлорида железа много, иодида в растворе не остается и твердый иод выпадает в осадок.

Игры с огнем

136. Возгонка



Положи в пробирку маленький кусочек сухого горючего и нагрей его. Что наблюдается на стенках пробирки? Видна ли в пробирке жидкость?

Сухое горючее состоит из вещества, именуемого «уротропин». Оно переходит из твердого состояния в газообразное, минуя жидкое. Такой процесс называется возгонкой. На холод-

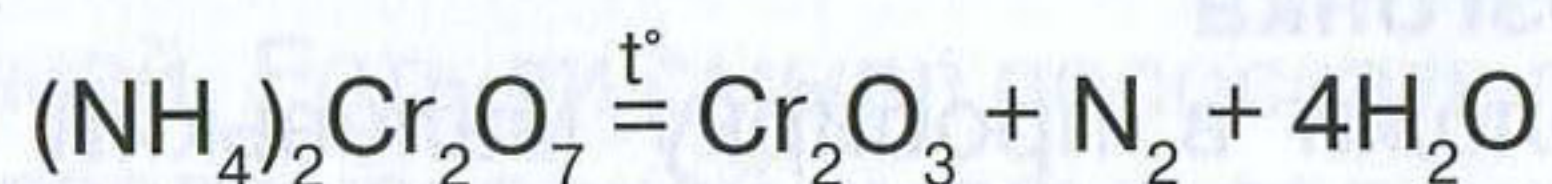
ных стенках верхней части пробирки уротропин снова конденсируется.

Именно благодаря способности возгоняться уротропин используют в качестве сухого горючего. Большинство других твердых веществ при горении плавятся и растекаются, что пожароопасно. При тушении сухого горючего оно некоторое время продолжает возгоняться, а потом конденсируется из паров в виде белых игл, которые ты уже наверняка наблюдал.

137. Вулканчик



На несгораемую подложку вроде сковороды (желательно, поставленную на большой лист газеты с тем, чтобы продукты реакции можно было потом легко собрать) насыпь горку дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и подожги сверху спичкой. Он начнет гореть с образованием искр и зеленой объемистой массы оксида хрома (III) Cr_2O_3 . Его горение будет напоминать извержение вулкана:



Зеленые продукты аккуратно собери и вынеси в ведро, стараясь не дышать их пылью.

138. Цветные пламена

Существуют металлы, соли которых окрашивают пламя в различные цвета. Соли лития,

стронция и рубидия окрашивают пламя в красный цвет, кальция – в оранжевый, натрия – в желтый, бария – в зеленый, меди – в зеленый или голубой, калия – в фиолетовый. Это свойство солей металлов используют для приготовления составов цветных огней для салютов, римских свечей и т.д. Ты тоже можешь наблюдать цветные пламена. Для этого тебе понадобится нихромовая проволока, на кончике которой нужно сделать небольшую петельку.



Фиолетовое пламя. В пламя сухого горючего внеси на нихромовой проволоке несколько кристалликов иодида калия **KI**.

Красно-оранжевое пламя. В пламя сухого горючего внеси на нихромовой проволоке несколько кристалликов хлорида кальция **CaCl₂**.



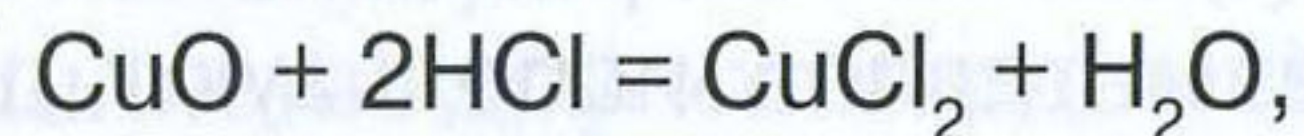
Можно сделать по-другому. Возьми кусочек мела **CaCO₃**, капни на него немного соляной кислоты **HCl** и, пока идет выделение газа, внеси мел в пламя сухого горючего.



Зеленое пламя. В чашку для выпаривания насыпь несколько кристаллов сульфата меди **CuSO₄ · 5H₂O** и добавь две-три капли соляной кислоты **HCl**. Обмакни нихромовую проволоку в получившийся раствор и внеси в пламя.

Другой вариант. Возьми медную пластинку или проволоку и нагрей ее в пламени, чтобы она почернела. На почерневший кончик капни соляную кислоту **HCl** и после этого внеси в пламя. Вокруг проволоки пламя окрасится в зеле-

ный цвет. Дело в том, что при реакции оксида меди с соляной кислотой образовался хлорид меди:



который легколетуч и окрашивает пламя в зеленый цвет.

Желтое пламя. Этот опыт желательно проводить в последнюю очередь, поскольку желтая окраска пламени, которую дает натрий, забивает все другие окраски. Поэтому даже небольшие примеси натрия могут испортить цвет пламени, который дают другие металлы. В пламя сухого горючего внеси на нихромовой проволоке несколько кристалликов хлорида натрия **NaCl**.



139. Перманганат калия отдает кислород

На таблетку сухого горючего насыпь кучку перманганата калия **KMnO₄** и подожги. Через некоторое время сухое горючее в месте контакта



с перманганатом запыляется ярким фиолетовым пламенем.

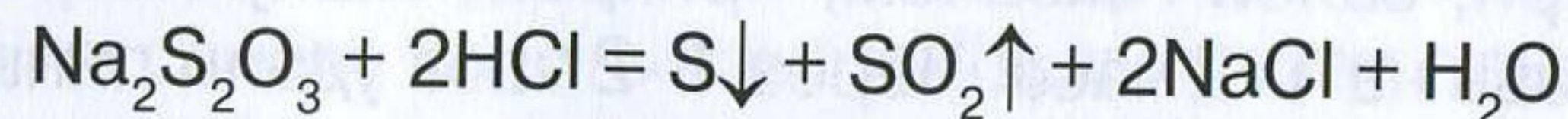
Так происходит потому, что перманганат при нагревании выделяет кислород, и в большом количестве кислорода сухое горючее горит гораздо быстрее.

140. Реакция, протекающая с охлаждением

При химических реакциях тепло может не только выделяться, но и поглощаться. Чтобы в этом убедиться, сделай опыт (обеспечь проветривание).



Насыпь в пробирку 1 см по высоте тиосульфата натрия **Na₂S₂O₃**, налей 2–3 мл соляной кислоты **HCl** и перемешай стеклянной палочкой. Попробуй доньшко пробирки пальцами и ты почувствуешь, что оно очень холодное. Реакция между соляной кислотой и тиосульфатом натрия



протекает с поглощением тепла.

141. Многие вещества растворяются с поглощением тепла

Насыпь в пробирку 2–3 см по высоте кристаллогидрата тиосульфата натрия **Na₂S₂O₃ · 5H₂O** и налей 2–3 мл воды. Перемешай стеклянной палочкой и, когда почти весь тиосульфат натрия растворится, потрогай доньшко пробирки. Ты увидишь, что раствор очень сильно охладился.

Многие вещества (особенно кристаллогидраты) растворяются с поглощением тепла. Иногда это свойство используют для охлаждения различных предметов.

Опыты с пахучими веществами

142. Выделяем душистые вещества из цветов



Собери немного каких-нибудь душистых цветов (одуванчиков, липы, донника, пижмы, таволги, бузины и т. п.). Ни в коем случае не используй для этого опыта редкие цветы и первоцветы! Тщательно отдели цветы от зеленых частей растения (стеблей, листьев, чашелистиков и т.д.), мелко-мелко нарежь их, положи в чашку Петри, залей гексаном, прикрой чашку Петри и оставь на 1–2 часа. Через 1–2 часа удали пинцетом все части цветов и поставь открытую чашку Петри в хорошо проветриваемое место. Вскоре гексан испарится, а чашка Петри будет пахнуть чем-то похожим на обработанные цветы.

Дело в том, что запах большинства цветов обусловлен так называемыми эфирными маслами – липофильными органическими соединениями (см. опыт 124). Многие из них хорошо растворяются в неполярном гексане. Когда гексан испаряется, они остаются, поскольку гораздо менее летучи.

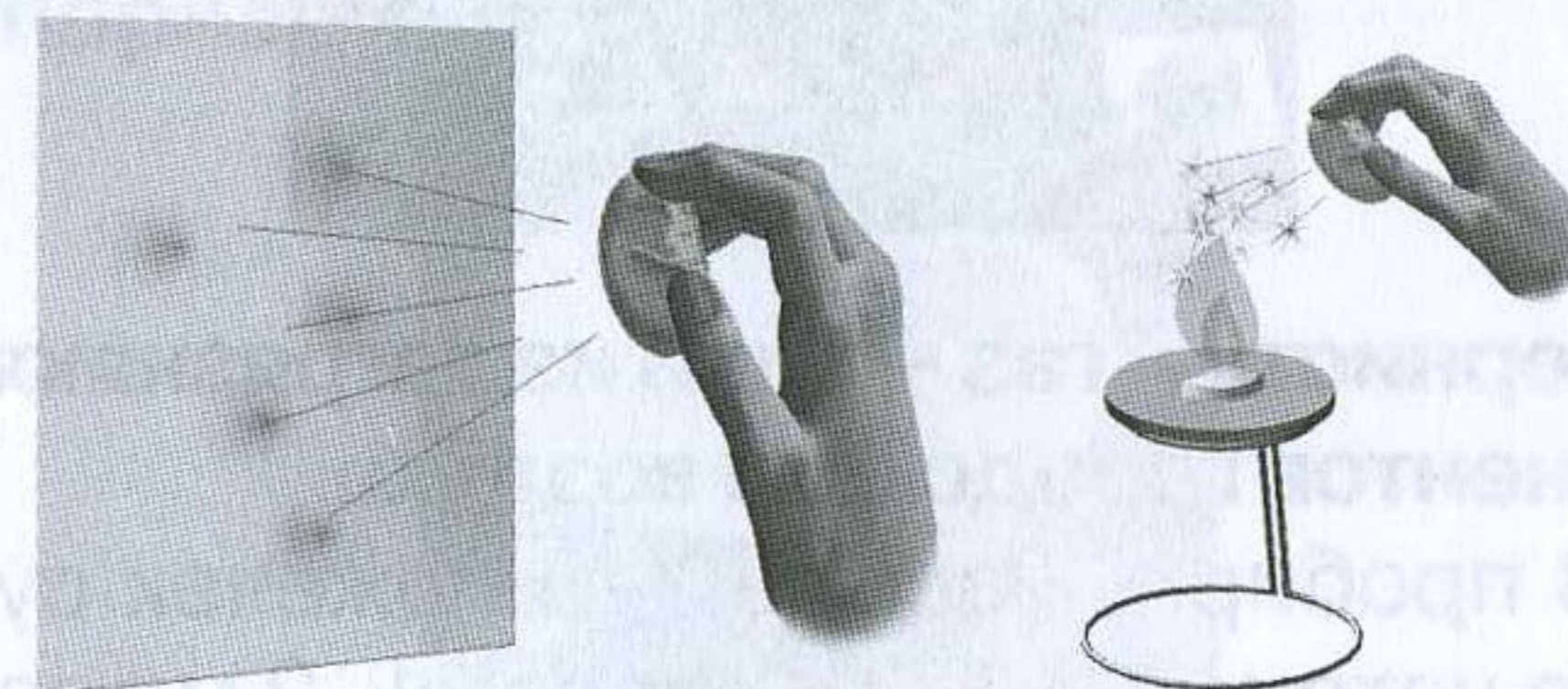
Для тех, кто интересуется душистыми веществами и захочет подробнее узнать, как их выделять, как человек воспринимает их запахи и как запахи влияют на человека, в серии «Научные развлечения» выпущен набор «Азбука парфюмерии».

143. Эфирные масла придают запах апельсину и лимону



Выжми апельсиновую или лимонную кожуру на лист бумаги. На бумаге появятся жирные пятна. Если кожуру выжать в пламя сухого горючего, то брызги будут воспламеняться. Дело в том, что в кожуре цитрусовых (а апельсин и лимон относятся к цитрусовым) содержатся эфирные масла, которые и придают плодам характерный запах.

Эфирные масла можно экстрагировать из кожуры гексаном. Для этого срежь самый верхний яркий слой кожуры, мелко его нарежь и обработай гексаном, как описано в предыдущем опыте.

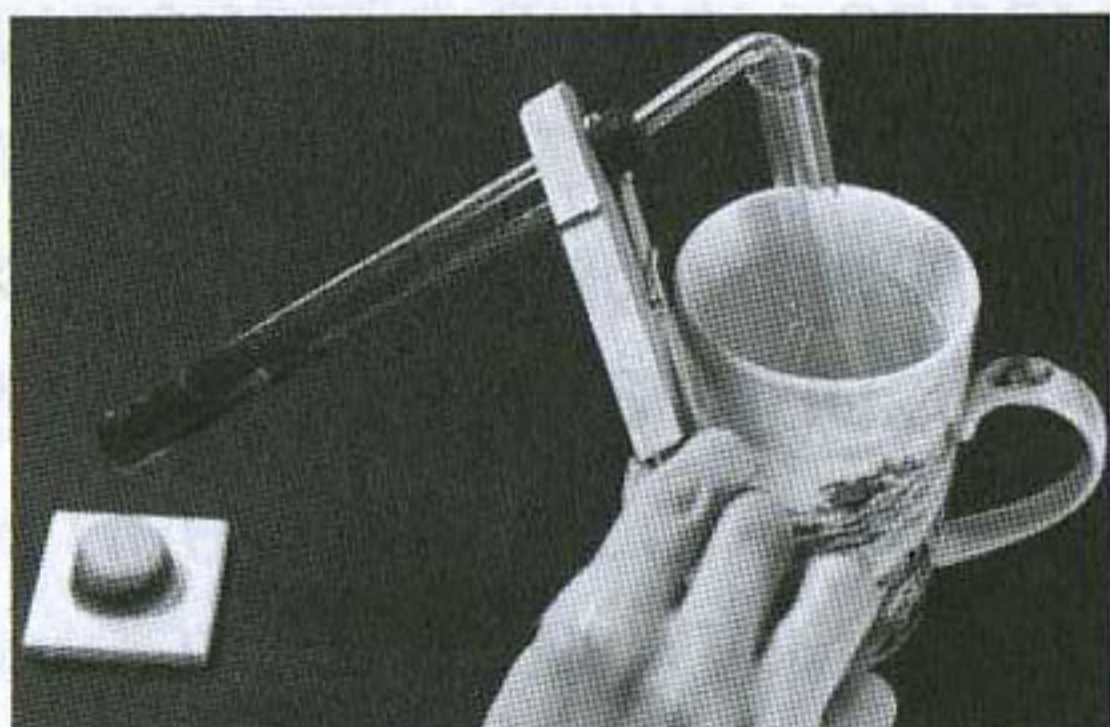


144. Выделяем хвойный экстракт


Один из способов выделения эфирных масел – перегонка с водяным паром.


Собери прибор для перегонки (см. рис.). В исходную пробирку положи 1–2 см по высоте мелко нарезанной свежей хвои и залей водой так, чтобы она чуть-чуть покрывала хвою. Теперь заткни эту пробирку пробкой с отводной трубкой и направь отводную трубку в приемную пробирку, которая должна стоять в стакане с холодной водой.

Начинай аккуратно нагревать пробирку с хвоей в пламени сухого горючего. Через некоторое время вода в пробирке начнет кипеть. Следи, чтобы кипение было не слишком бурным, поскольку иначе будет образовываться пена. В приемной пробирке будет конденсироваться вода, на поверхности которой будет тонкий слой пахнущего хвоей масла. Нагревание имеет смысл прекратить, когда из исходной пробирки выпарится половина воды.



145. Сернистый газ – один из загрязняющих компонентов городского воздуха

 В пробирку насыпь 7–8 ложечек сульфита натрия Na_2SO_3 , добавь 1–2 мл соляной кислоты HCl и понюхай выделяющийся газ (аккуратно). Ты почувствуешь неприятный резкий запах, непохожий на запах соляной кислоты. Это оксид серы (IV) SO_2 :

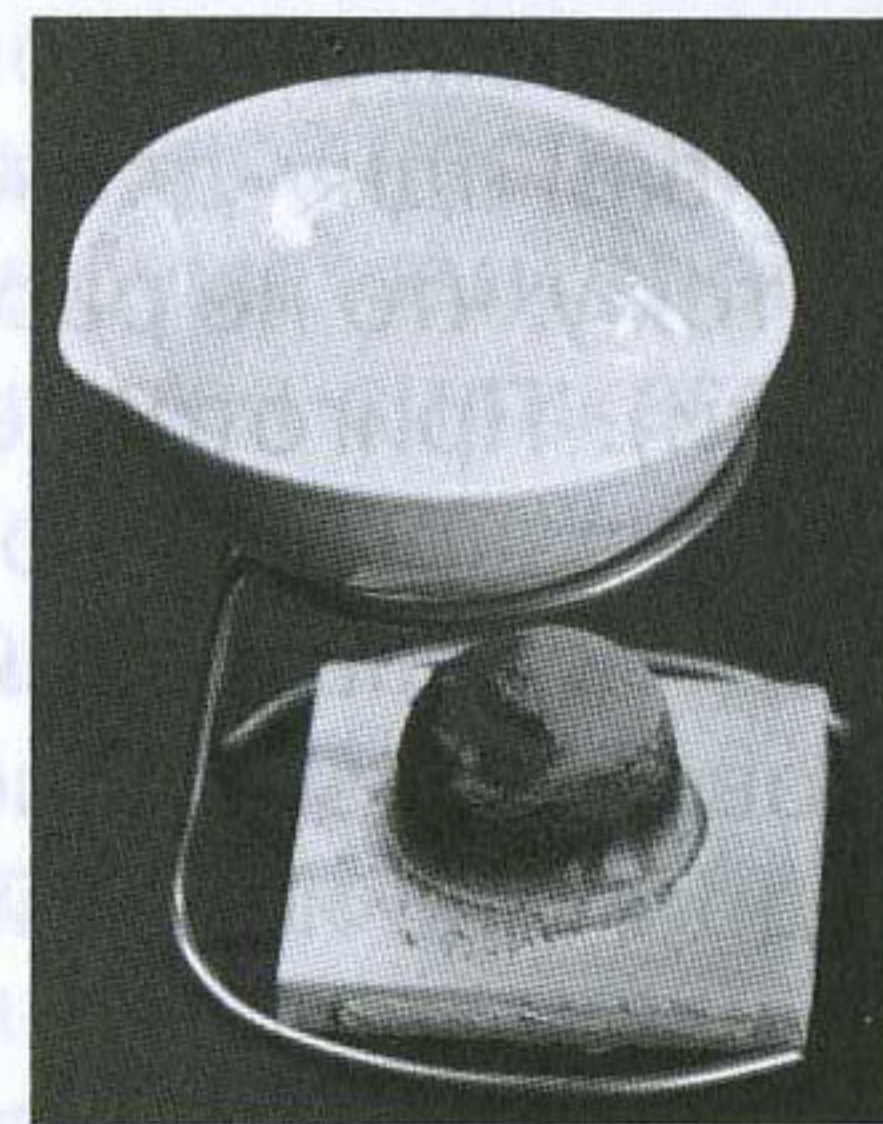
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = \text{SO}_2\uparrow + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}.$

Обрати внимание: реакция очень похожа на реакцию соляной кислоты с карбонатом натрия (опыт 102).

Оксид серы (IV) образуется не только при действии кислот на сульфиты, но и при горении любых соединений серы. А такие соединения в небольших количествах содержатся в бензине. В больших городах, где много автомобилей, небольшие примеси соединений серы в бензине образуют довольно много сернистого газа. Это – одно из веществ, придающих неприятный запах городскому воздуху. А также одно из веществ, вызывающих у городских жителей проблемы со здоровьем.

Приложения

Как упаривать растворы



Чтобы упарить раствор, нужно налить его в чашку для выпаривания не больше чем на половину по высоте. Чашку для выпаривания нужно поставить на подставку (см. рис.). После этого под чашкой зажечь небольшой кусок сухого горючего, чтобы ее содержимое спокойно кипело и не разбрыз-

гивалось. Если кипение прекратилось, а вся вода еще не выкипела – положить под чашку еще сухого горючего. В конце концов вся вода испарится, и на дне чашки останутся кристаллы вещества, которое мы хотели получить из раствора.

Как приготовить известковую воду

Известковая вода – это насыщенный раствор гидроксида кальция **Ca(OH)₂**. Она используется для обнаружения углекислого газа **CO₂**, поскольку мутнеет при его пропускании.

Чтобы приготовить известковую воду, насыпь в пробирку 3–4 ложечки гидроксида кальция **Ca(OH)₂**. Залей в пробирку воды на половину по высоте. Пробирку заткни резиновой пробкой и энергично встряхивай одну-две минуты. После этого дай осесть тому, что не растворилось (не открывая пробирки). Приготовленную известковую воду храни в закрытой посуде и открывай только перед использованием. Больших запасов известковой воды лучше не делать, а готовить ее незадолго до использования.

Как сварить крахмальный клейстер

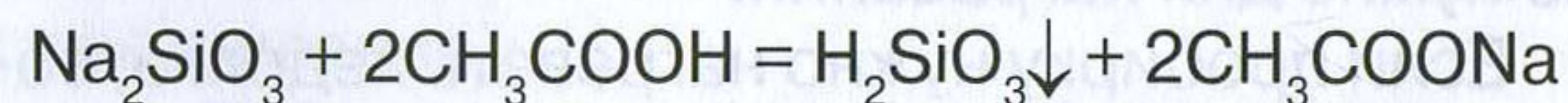
Налей в пробирку 4–5 мл воды и внеси в нее 3–4 ложечки крахмала. Хорошенько перемешай и поставь пробирку нагреваться на кипящую водяную баню (с. 173). Через 15 минут содержимое пробирки остуди. Ты получишь водный раствор крахмала (разбавленный крахмальный

клейстер). Перелей его в какой-нибудь пузырек и используй в опытах.

Крахмальный клейстер можно хранить 1–2 дня. Если хранить его дольше, он заплесневевает.

Как получить силикагель

В стаканчик налей 50 мл воды и 10 мл силикатного конторского клея (раствор силиката натрия **Na₂SiO₃**). Добавь к полученному раствору 20 мл столового уксуса **CH₃COOH**. Выпадет белый осадок кремниевой кислоты:



Выпавший осадок несколько раз промой водой, положи на бумажку и просуши пару дней на воздухе. Получится силикагель – оксид кремния **SiO₂**, адсорбировавший довольно большое количество воды.

Что такое водяная баня и как ее сделать

Иногда в химических опытах приходится нагревать растворы. Если нагревать их слишком сильно, они будут энергично кипеть и разбрызгиваться. Чтобы этого не происходило, их нагревают в кипящей воде. Тогда раствор нагревается до температуры кипения воды, но сам не кипит. Такой способ нагревания называется нагреванием на водяной бане.



В качестве водяной бани можно использовать отслужившую свое кастрюльку или консервную банку. В нее наливают воду и ставят на плиту. Когда вода закипает, в нее ставят пробирку с раствором, который нужно нагреть, и продолжают кипятить столько времени, сколько нужно для нагревания.

Если пробирку нужно нагревать недолго, водяную баню с закипевшей водой можно снять с плиты, перенести на рабочий стол и поставить в нее пробирку.

Как отмыть пробирки от разных налетов

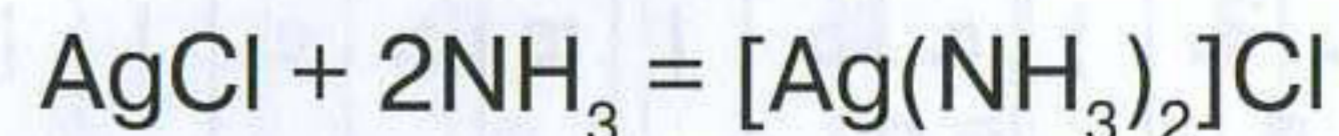
Пробирки лучше всего отмывать ершиком. Однако бывает ситуации, когда ершик не помогает. Тогда приходится прибегать к химическим методам.

Белые налеты:

Карбонат кальция CaCO_3 может осесть на стенках пробирок, в которых долго хранили известковую воду, после опытов с известковой водой, минеральной водой, карбонатами и солями кальция. Чтобы его отмыть, нужно залить в пробирку уксус:

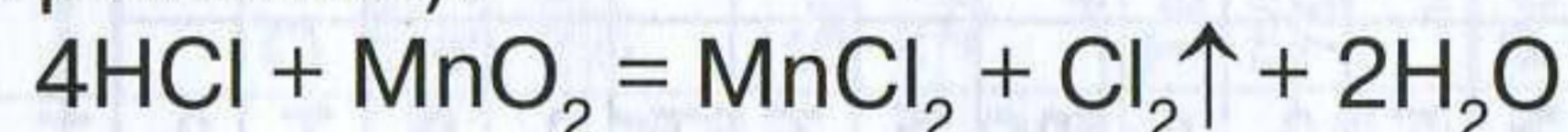


Хлорид серебра **AgCl** остается после опытов с солями серебра. Смывают его аммиаком:

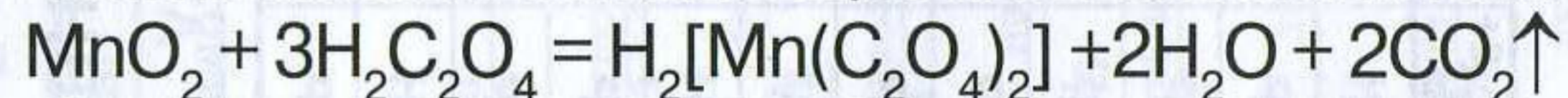


Коричневые налеты:

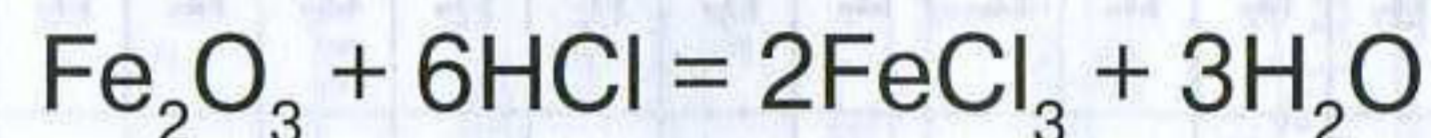
Оксид марганца (IV) **MnO₂** может осесть на стенках пробирки, в которой делали опыты с перманганатом калия **KMnO₄**. Чтобы его отмыть, нужно ополоснуть стенки концентрированной соляной кислотой (нужно обеспечить проветривание):



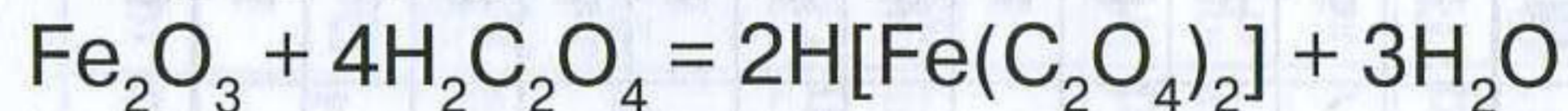
Также можно отмыть щавелевой кислотой:



Оксид железа (III) **Fe₂O₃** и его гидраты оседают на стенках посуды, в которой проводили работу с соединениями железа. Отмывается соляной кислотой:



или щавелевой кислотой:



Синий налет:

Метилвиолет после работы с ним может осесть на стенках пробирки. Отмывается соляной кислотой, которая переводит его в растворимую соль.

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ

	H ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Al ³⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Zn ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺
OH ⁻	P	P	P	—	H	M	H	H	—	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	P	M	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	—	H	P	—	P	P
SCN ⁻	P	P	P	P	P	P	P	—	H	P	P	P	P
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	P	M	P	P	P	P
SO ₃ ²⁻	—	P	P	P	M	H	—	—	H	H	—	H	H
PO ₄ ³⁻	P	P	P	—	H	H	H	P	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
C ₂ O ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	H		H	H	H	—	H	H
S ₂ O ₃ ²⁻	—	P	P	P	P	P		—	—	P	—	P	P

«P» — растворимо, «M» — малорастворимо, «H» — нерастворимо, «—» — неустойчиво или не существует.

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ

K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Cu Ag Hg Pt Au

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	г р у п п ы э л е м е н т о в									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	H 1 водород						H			He 2 гелий
II	Li 3 литий	Be 4 бериллий	B 5 бор	C 6 углерод	N 7 азот	O 8 кислород	F 9 фтор			Ne 10 неон
III	Na 11 натрий	Mg 12 магний	Al 13 алюминий	Si 14 кремний	P 15 фосфор	S 16 сера	Cl 17 хлор			Ar 18 аргон
IV	K 19 калий	Ca 20 кальций	Sc 21 скандий	Ti 22 скандий	V 23 ванадий	Cr 24 хром	Mn 25 марганец	Fe 26 железо	Co 27 кобальт	Ni 28 никель
V	Cu 29 медь	Zn 30 цинк	Ga 31 галлий	Ge 32 германий	As 33 мышьяк	Se 34 селен	Br 35 бром			Kr 36 криптон
	Rb 37 рубидий	Sr 38 стронций	Y 39 иттрий	Zr 40 цирконий	Nb 41 ниобий	Mo 42 молибден	Tc 43 технеций	Ru 44 рутений	Rh 45 родий	Pd 46 палладий
VI	Ag 47 серебро	Cd 48 кадмий	In 49 индий	Sn 50 олово	Sb 51 сурьма	Te 52 теллур	I 53 йод			Xe 54 ксенон
	Cs 55 цезий	Ba 56 барий	La-Lu 57-71 лантаноиды	Hf 72 гафний	Ta 73 тантал	W 74 вольфрам	Re 75 рений	Os 76 осмий	Ir 77 иридий	Pt 78 платина
VII	Au 79 золото	Hg 80 ртуть	Tl 81 таллий	Pb 82 свинец	Bi 83 висмут	Po 84 полоний	At 85 астат	Rn 86 радон		
	Fr 87 франций	Ra 88 радий	Ac-Lr 89-103 актиноиды	Rf 104 резерфордий	Db 105 дубний	Sg 106 сиборгий	Bh 107 борий	Hs 108 гассий	Mt 109 мейтнерий	