

541
K-56

М. И. КОВАРСКАЯ

МИНЕРАЛЬНЫЕ КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ

ПЕРВАЯ ЧАСТЬ

РАБОЧЕЙ КНИГИ ПО ТЕХНИЧЕСКОЙ ХИМИИ
для ФЗУ основной химической промышленности

Под редакцией проф. В. И. ВЕРХОВСКОГО

НАУЧНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ
БИБЛИОТЕКА
Объединения «ВОВАН»



ГОСХИМТЕХИЗДАТ
ЛЕНИНГРАДСКОЕ ОТДЕЛЕНИЕ
1932

Проб. 36

Пров. 1965

Депозитарий

М. И. КОВАРСКАЯ

541
K-56 x

МИНЕРАЛЬНЫЕ КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ

РАБОЧАЯ КНИГА ПО ТЕХНИЧЕСКОЙ ХИМИИ
для фзу основной химической промышленности

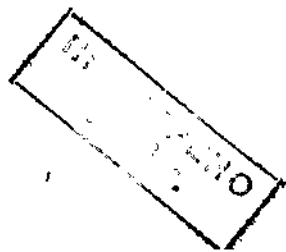
ЧАСТЬ ПЕРВАЯ

Под редакцией, с дополнением проф. В. Н. ВЕРХОВСКОГО

НАУЧНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ
БИБЛИОТЕКА
Объединения „ВОБЛТ“



ГОСХИМТЕХИЗДАТ
ЛЕНИНГРАДСКОЕ ОТДЕЛЕНИЕ
1932



1412530
N 2285
519
10109

Погашено

ПРЕДИСЛОВИЕ ДЛЯ ПРЕПОДАВАТЕЛЯ

Книга рассчитана на учеников ФЗУ основной и минерально-красочной химической промышленности и представляет собою первую часть курса неорганической химии на базе производства. Вторая часть курса составлена В. В. Терновским; мы же разработали и план всего курса.

Курс вышел из практики авторов в ФЗУ им. Карпова, в Ленинграде (ныне Химический учебный комбинат имени Менделеева), где преподавание по плану, по которому построена книга, ведется с 1925 г.

Предполагается, что в числе учащихся будут не только окончившие семилетку, но и с подготовкой в объеме пятилетки, почти не знакомые с химией. Поэтому курс рассчитан на совершенно неподготовленных учащихся.

Производственный политехнический материал изложен в предположении, что более подробное ознакомление с аппаратурой и основными производствами учащиеся получают в общем и специальном курсах химической технологии. Более подробно рассматриваются только такие производства, к которым учащийся в дальнейшем может и не вернуться.

Своеобразие построения курса заключается в том, что основные химические понятия и законы выводятся, исходя из соляной кислоты, с производства которой начинается курс. Дальнейший теоретический материал без какого-либо умаления его значения и объема также тесно связан с производственными темами, и распределение его резко отличается от обычного.

В курсе большое место уделяется качественным реакциям и количественным определениям и дается методика весового и объемного количественного анализа. Предполагается, что в дальнейшем особого курса количественного анализа не будет, а будет лишь специальный технический анализ по производству, на которое будет выпущен учащийся.

Учебный материал, прорабатываемый в книге, разбит на *темы*, которым даны названия соответствующих продуктов химической промышленности. В содержание отдельных тем входят знакомство с сырьем, разбор химического процесса получения данного продукта, испытание его качества и применение. Для разрешения поставленной задачи

даются необходимые сведения из общей химии и ставятся соответствующие работы. Последним придается учебно-исследовательский характер и устанавливается их связь с заданиями производства. Производственный процесс иллюстрируется схемами и рисунками аппаратов.

В теме „*Соляная кислота*“ изучается сырьё, продукты и процесс производства соляной кислоты, свойства водорода, хлора, натрия, воды; даются основные химические понятия: элемент, химическое соединение, типы химических реакций, химические законы, атомно-молекулярная теория, знакомство с химическим языком и стехиометрическими расчетами. Даются — качественная реакция на соляную кислоту, определение крепости кислоты по удельному весу.

В теме „*Серная кислота*“ изучается производство серной кислоты контактным способом, свойства серы и ее соединений, свойства кислорода и окислов; даются качественные реакции на сернистую и серную кислоты, количественное определение серной кислоты весовым способом и методика весового анализа.

В теме „*Азотная кислота*“ дается производство азотной кислоты из селитры и из атмосферного азота, соединения азота, реакции окисления и восстановления.

После „Азотной кислоты“ идет „*Камерная серная кислота*“, которую нельзя было дать в теме „Серная кислота“, так как в производстве участвуют окислы азота, раньше не изученные.

„*Фосфорная кислота*“ дает свойства фосфора и его кислот. Более подробно соединения фосфора изучаются во второй части книги в теме „Суперфосфат.“

В теме „*Окислительные и восстановительные процессы*“ разбираются процессы горения топлива, газовые законы, свойства углерода и восстановление металлов из руд. Поскольку книга предназначена для подготовки работников в области основной и красочной промышленности, вопросы металлургии в ней рассматриваются кратко.

Тема „*Основания и щелочи*“ дает знакомство со свойствами щелочей, и нерастворимых оснований, аммиака и аммонийных солей, а также методику объемных определений: алкалimetriю, ацидиметрию и метод осаждения.

В заключении дается обзор окислов, кислот и солей и на ряде упражнений закрепляется навык в химическом языке.

Вторая часть книги начинается с темы „*Железный купорос*“. Хотя эта тема и не относится к основной химической промышленности, но она включена в курс и поставлена в начале отдела солей в виду того, что с серноокислыми солями железа мы встречаемся чуть ли не в каждом производстве. Примесь соединения железа в минеральном сырьё почти „обязательна“ в каждой горной породе; точно так-

же и серная кислота является обычным материалом при обработке сырья. Железо в различных видах химической продукции является „вредной“ примесью, и нередко в стандартных требованиях, предъявляемых к качеству выпускаемого с завода продукта, устанавливается предельное содержание в нем соединений железа. Поэтому после ряда работ, поставленных для изучения свойств соединений железа, учащимся предлагается количественное определение его при помощи титрования перманганатом.

В теме „*Медный купорос*“ разбираются способы выделения меди из природных соединений и различных сплавов, и серномедная соль рассматривается как промежуточный продукт производства.

В теме „*Белая магнезия*“ прорабатываются углекислые соли щелочноземельных металлов. Учащиеся производят аналитические определения кальция и магния и на ряде работ знакомятся со свойствами основных солей.

Тема „*Сода*“ дает разбор химических реакций сложного процесса получения угленатриевой соли. После описания производства идут работы по количественному определению основного продукта и примесей к нему.

С производством соды обычно связывается получение *белильной извести*. В соответствующей теме учащиеся получают сведения о солях хлорноватистой и хлорноватой кислот.

Тема „*Стекло*“ дает сведения о солях кремниевых кислот.

В теме „*Сернокислый глинозем*“ подчеркиваются амфотерные свойства алюминия и даются примеры весовых определений. В работе „Получение квасцов“ разбираются двойные соли.

В теме „*Борная кислота*“ описывается производство этого продукта, даются указания на применение борной кислоты и буры и проводится работа количественного определения объемным способом с обратным титрованием тетраборонатриевой соли.

После ознакомления с металлами первой и второй групп, а также с алюминием и бором — элементами переходного характера — и на основе материала, полученного при изучении металлоидов, дается *периодическая система* элементов. Она связывает в одно целое теоретический материал, который, вследствие специального назначения руководства помещается в различных его частях, и дополняет его содержание. В этой главе дается характеристика элементов, ранее не рассмотренных, как мышьяк, сурьма, бром, иод, фтор.

После периодической системы учащиеся знакомятся с производством суперфосфата и проводят работы с кислотными и нормальными солями фосфорной кислоты.

Отдел тяжелых металлов начинается темой „*Цинковые белила*“, в которой пополняются сведения о цинке, приобретенные учащимися ранее, и устанавливается связь с ближайшей следующей темой „*Литопон*“.

Подготовкой к последней служит также тема „*Сернистый натрий*“, где дается подробное знакомство с сернистым водородом и сернистыми металлами, которые рассматриваются как соли сероводородной кислоты.

В „Литопоне“ проводятся подинетрические определения.

В теме „*Свинцовые белила*“ главное внимание обращено на свойства свинца: его отношение к кислотам, аналитические реакции и образование основных солей углекислого и уксуснокислого свинца.

Характерные свойства трехвалентного и шестивалентного хрома разобраны в теме „*Кроны*“.

Последняя тема „*Берлинская лазурь*“ заканчивает курс цианом, роданом и комплексными солями.

В книге отводится надлежащее место вопросам социального строительства, для важнейших производств приводятся данные 5-летнего плана развития химической промышленности, даются сведения из военной химии, отмечены антирелигиозные моменты.

В. Верховский

ВВЕДЕНИЕ ДЛЯ УЧАЩИХСЯ

Эта книга является руководством для учащихся, которые в дальнейшем будут работать на химическом производстве и которые должны хорошо разбираться во всем, что делается на химических заводах. Они должны проработать химию не как отвлеченную науку, а в приложении к технике. Поэтому книга и называется: „Рабочая книга по технической-химии“.

Что же такое химическое производство, химическая промышленность? Для чего нужна химическая промышленность? Какую роль она играет в общей системе нашего народного хозяйства, почему вопрос о „химизации страны“ боевой вопрос нашего времени, почему в пятилетнем плане развития промышленности СССР химической промышленности уделяется много внимания и на нее отпускаются огромные средства? Вот вопросы, в которых нужно хорошо разобраться, чтобы сознательно относиться к изучению химических производств.

Для того, чтобы понять, чем химические производства отличаются от других производств, разберем следующий пример.

Вот производства: деревообделочная фабрика, бумажная фабрика, фабрика искусственного волокна, уксусный завод. На все эти заводы поступает один и тот же сырой материал „сырье“, которое перерабатывается и дает готовые продукты производства. Это сырье—дерево. Продукты же этих заводов различны. На деревообделочном заводе из дерева делают мебель и другие деревянные изделия, на бумажной фабрике дерево перерабатывают в бумагу, на фабрике искусственного волокна дерево подвергается очень сложной переработке, в результате которой получается искусственное волокно, заменяющее дорогой шелк. Наконец из дерева получается целый ряд ценных продуктов, как уксусная кислота, древесный спирт и др.

Мы видим, что на деревообделочном заводе дерево обрабатывают только с внешней стороны: пилят его на части определенного размера, придают кускам дерева определенную форму, скрепляют части дерева между собою, полируют поверхность дерева и т. д. В получаемом продукте производства—мебели—легко узнать то сырье, из которого он сделан: мы легко отличаем сосновый стол от дубового.

Совсем другое происходит с деревом, когда оно попадает на бумажную фабрику.

На бумажной фабрике из дерева выделяются тонкие волокна клетчатки — главной составной части дерева. Путем механической обработки и действия различных растворов удаляются все остальные вещества, и затем на особых машинах полученные белые волокна клетчатки, перепутанные между собой в виде рыхлой войлокообразной массы, распределяются тонким слоем, освобождаются от воды, спрессовываются между вальцами и превращаются в бумагу. В бумаге есть материал, входящий в состав дерева, но дерева узнать в ней мы уже не можем.

На фабрике искусственного волокна дерево подвергается еще более глубокому изменению.

В полученном искусственном шелке мы не находим уже прежних волокон клетчатки. Получились новые волокна совсем другого вида.

На уксусном заводе дерево подвергают нагреванию без доступа воздуха. Дерево чернеет, обугливается, выделяют-ся горючие газы, пары воды, уксусной кислоты, пары древесного спирта и других веществ. После очистки этих продуктов можно получить чистую уксусную кислоту или, как ее называют в общепитии, уксусную эссенцию, древесный спирт и другие вещества, не имеющие совершенно никакого сходства со взятым деревом.

Таким образом процесс переработки сырого материала в готовый продукт может заключаться в следующем:

1. В изменении внешних свойств материала: размера, формы, расположения частей. Такой процесс называется *механическим*.

2. В глубоком изменении внутренних свойств материала, в образовании новых веществ, нового состава. Производственный процесс, при котором значительно изменяются свойства и состав материала, носит название *химического процесса*.

Нельзя однако думать, что в одних производствах происходят одни только механические процессы, в других только химические.

Поэтому то или иное производство относят к группе химических производств или к группе механических, в зависимости от того, какие процессы имеют в данном производстве наибольшее значение. Так, в бумажном производстве очень много механических процессов, но основа его — химическая обработка древесины. Поэтому, бумажное производство относят обыкновенно к химическим производствам, наравне с производством искусственного шелка и уксусной кислоты, где химические процессы не только имеют большое значение, но и преобладают.

Химические производства чрезвычайно разнообразны и в своей совокупности составляют *химическую промышленность*.

Среди химических производств особое место занимает добывание и обработка металлов или так называемая *металлургия*. Здесь применяется целый ряд химических процессов: выплавка металлов из руд, в некоторых случаях—предварительная химическая обработка, очистка и обогащение руд, получение различных сплавов и т. д.

Металлургия—важнейшая отрасль химических производств, так как металлы лежат в основе всей человеческой культуры. Чтобы понять особенное значение металлов в социалистическом строительстве, достаточно себе представить, что случилось бы с нашей страной, со всем нашим грандиозным строительством, если бы в один несчастный момент мы лишились всех металлов, которыми мы пользуемся.

За металлургией по важности следует так называемая *основная химическая промышленность*—производство кислот, как серная, соляная и азотная кислоты, солей, как сода сульфат (сернонатриевая соль), поташ, белильные соли, и оснований, как известь, едкий натр, едкое кали, магнезия и др.

Продукты основной химической промышленности большей частью применяются в других отраслях производства и мало известны в обыденной жизни. Так, например, мы редко встречаемся с серной кислотой, а между тем это важнейший продукт, мировое производство которого составляет около 20 000 000 тонн в год. Вся эта кислота идет на различные другие химические и нехимические производства. Сульфат и сода идут на стекольные и другие заводы, едкие щелочи—на мыловаренные заводы и т. д.

К основной химической промышленности примыкает производство *искусственных удобрений*, как суперфосфат, получаемый при помощи обработки серной кислотой природных фосфоритов, искусственная селитра и другие.

С основной химической промышленностью тесно связано производство так называемых *минеральных красок*, как белила, сурик, кроны и т. п.

К химическим производствам относятся далее производства изделий из обожженной глины—*керамические производства*: кирпич, гончарные изделия, фаянс, фарфор и т. д., производства: *стекольное, цементное* (известь, алебастр, цемент). Во всех этих производствах природные материалы подвергаются тем или другим химическим изменениям, придающим им новые свойства.

Все перечисленные производства относятся к области так называемой *минеральной химии*, которая противопоставляется *химии органической*, имеющей дело с продуктами

живой природы, а также с веществами такого же или аналогичного состава, но получаемыми искусственно.

К органическим производствам относятся следующие:

Переработка каменного угля и продуктов, из него получающихся. Сухая перегонка дерева. Переработка нефти. Переработка жиров и масел. Сахарное производство. Производство каучука, — естественного и искусственного. Производство клея и желатины, крахмала и патоки, спирта, вина, пива. Производство взрывчатых веществ (бездымный порох, динамит и т. п.). Производство отравляющих веществ. Производство клетчатки, бумаги, искусственного волокна, бесконечного множества органических красителей (каменноугольные краски). Кожевенное производство. Фармацевтическое производство (лекарственных веществ).

Точного деления производств на минеральные и органические на практике проведено быть не может, так как часто в одном и том же производстве приходится иметь дело и с неорганическими и с органическими веществами. Так, например, в производство взрывчатых веществ включается производство и черного пороха, и гремучей ртути — продуктов минеральной химии, фармацевтические препараты также бывают и органические, и минеральные и т. д.

Значение химии не ограничивается только чисто химическими производствами. Химические процессы имеют громадное значение и в целом ряде других областей.

Так прежде всего основным источником энергии для большинства производств является химический процесс — *сгорание топлива*. Изучение и правильное и выгодное использование этого процесса основывается на химическом знании. Химия же дала возможность приготовления искусственного топлива, как генераторный газ, жидкий уголь и т. д.

Химическими процессами мы пользуемся при очистке воды для питья и для промышленных целей (смягчение, хлорирование), при *обработке металлов* (лужение, паяние, травление, закалка, сварка, оксидирование и т. д.).

Современная *электротехника* также тесно связана с химией — химия дает ей изоляционные материалы, тугоплавкие металлы для электрических лампочек, чистые металлы для динамомашин и т. д.

Автомобилизм, авиация, воздухоплавание были бы немыслимы, если бы химия не изучила условий сгорания жидкого топлива в двигателях внутреннего сгорания и не выработала легких и прочных сплавов, способов добывания газов для наполнения дирижаблей.

Химия необходима для изучения *полезных ископаемых* — минералов и горных пород, состав которых устанавливается химическим анализом. Изучение редких минералов дает

новые материалы для производств, как церий и торий для зажигалок, окись циркония для тугоплавких тиглей и т. п.

В коммунальном хозяйстве нельзя обойтись без химии. С химией связано освещение светильным газом, ацетиленом, очистка и обезвреживание питьевой воды и сточных вод, печение хлеба, контроль доброкачественности пищевых продуктов и т. д.

На знании химических свойств различных веществ основаны современная медицина и гигиена.

Целый ряд химических материалов вырабатывается для борьбы с вредителями сельского хозяйства.

Наконец значение химии особенно ярко выявила империалистическая война. Современная война — война химиков, при чем одни придумывают средства нападения — взрывчатые и отравляющие вещества, а другие — средства защиты от них: противогазы, дымовые завесы и т. д.

Кроме того за время войны, когда различные страны были лишены привозных продуктов, химией были выработаны новые способы их производства, как производство серной кислоты, азотной кислоты, смазочных масел и т. д.

В настоящее время химия и химические производства с каждым днем приобретают все большее и большее значение и влияние на развитие производительных сил страны и делаются крупным фактором мировой политики.

Химия дает возможность не только более выгодно производить многие вещества, раньше получавшиеся только из живой природы, но в некоторых областях значительно превзошла живую природу, производя, например, красящие вещества бесконечного числа цветов и оттенков, душистые вещества с новыми запахами, пластические вещества, как целлулоид, заменяющие целый ряд дорогих природных веществ, прозрачные пленки для кино, новые лекарственные вещества, сплавы с драгоценными свойствами, как сталь самокалка, новые ценные продукты из нефти при помощи так называемого крекинг-процесса и т. д.

Под влиянием достижений современной химии рационализируются и видоизменяются целые области производства, как производство искусственного волокна, искусственного каучука, новейших искусственных удобрений и т. д.

Все эти новые открытия производят целые революции в промышленности.

В применении химии мы получаем новый метод углубления и расширения воздействия человека на природу. Вот откуда возникает вопрос о химизации производств, о химизации сельского хозяйства.

В декрете о развитии химической промышленности, изданном в 1928 году, говорится: „Современная химия, преобразующая основные химические процессы и открываю-

мая новые источники и виды дешевого сырья, создающая крупные, материальные ценности из наиболее простых и распространенных элементов, являющаяся непосредственным орудием социалистического преобразования сельского хозяйства,—по праву выдвигается перед нами как один из решающих факторов индустриализации народного хозяйства“.

Для нашего Союза химизация приобретает особенно важное значение в связи с тем, что в царской России химические производства занимали одно из последних мест.

Теперь, при коллективизации сельского хозяйства и при перестройке его на новых началах особенное значение приобрело усиление производства и потребления искусственных удобрений и усиление борьбы с вредителями сельского хозяйства.

Поэтому в пятилетнем плане развития промышленности особое внимание уделяется химическим производствам, связанным с сельским хозяйством. В 1927/28 году химические заводы дали 200 000 *т* искусственных удобрений (приблизительно столько же, сколько вырабатывалось до войны), в 1933 же году они должны будут дать 12 000 000 *т*. Из этих 12 000 000 *т* 10 000 000 будет получено на новых заводах, которые за это время должны быть построены.

Капитальные вложения в основную химическую промышленность (включая производство удобрений) за пятилетку составят 2812 168 000 рублей. Из них наибольшая сумма падает на последний год—1 366 298 000 рублей.

Из помещенной ниже таблицы можно видеть, какое количество продуктов, иначе говоря, какую продукцию дала основная химическая промышленность с начала пятилетки и какую намечено получить в последние годы пятилетки. Продукция выражена в миллионах рублей:

1927/28	1928/29	1929/30	1930	1931	1932	1933
53,1	82,4	141,3	169,6	383,8	786,7	1597,2

Как видно из таблицы, темп роста продукции особенно усиливается с 1931 г., со вступлением в строй новых химических заводов. С 1931 г. намечается ежегодное удвоение продукции, а к концу пятилетки рост более чем в 25 раз против первого года пятилетки.

Развитие химической промышленности, помимо хозяйственного значения, имеет еще очень важное значение в деле повышения обороноспособности нашей страны. Пока мы окружены капиталистическими государствами—злейшими нашими врагами,—нам нельзя забывать о военной химии.

Наконец по мере развития нашей химической промышленности сокращаются затраты на ввоз химических про-

дуктов из за границы, и мы постепенно избавляемся от зависимости от капиталистических стран и в нашей мирной жизни.

В заключение следует отметить, что наряду с развитием уже известных химических производств, необходимо изыскивать и новые пути. Поэтому наряду с вложениями непосредственно в химическую промышленность расширяется сеть научных химических учреждений — исследовательских институтов, которые разрабатывают новые методы и новые объекты производства. Наряду с этим принимаются меры к расширению химического образования. Необходимо не только подготовить хороших химиков, но и внедрить в сознание широких народных масс правильное понимание значения и роли химии, понимание важности химических знаний для социалистического строительства.

Об этом должен помнить всякий изучающий химию и прилагать все старания к наилучшему ее усвоению. Только серьезно подготовившие себя к работе на химических производствах будут там действительными участниками в социалистическом строительстве.

Книга, по которой вы будете изучать химию, построена так, чтобы по ней могли работать и те, кто немного подготовлен по химии, и те, кто химии раньше совсем не проходил или проходил плохо. В книге разъясняются все основные химические понятия так, как будто бы они раньше учащимся не были знакомы.

Химические производства лежат в основе книги, но не разбираются во всех подробностях. С подробностями и с аппаратурой учащиеся будут знакомиться в курсе химической технологии и непосредственно на производствах.

В книге учащиеся встретятся не со всеми химическими производствами, а только с важнейшими, и притом в I и II частях только с производствами *минеральных веществ*. Производство органических веществ будут рассматриваться особо в III части.

По этой книге вы будете изучать химию и химические производства в следующих направлениях:

1. Изучение *сырья*, участвующего в производстве: добывание сырья, его свойства, способность его превращаться в другие вещества, в связи с соответствующим теоретическим материалом.

2. Изучение в теории и на практике *производственного процесса*, т. е. той переработки, при помощи которой сырой материал превращается в готовый продукт.

3. Свойства и применение *готового продукта*.

Производственные процессы, совершающиеся на химических заводах, сложны, и для их понимания нужно знание свойств различных веществ, способности их превращаться

одно в другое. Сложный процесс обыкновенно составляется из ряда более простых процессов. Работая по этой книге, вы будете знакомиться с материалами, участвующими в химических производствах, будете проделывать с ними опыты, чтобы узнать, какие изменения с ними совершаются при различных условиях. Практическое изучение свойств вещества даст вам возможность понять производственные процессы, совершающиеся на заводе. Заводские процессы вы будете изучать отчасти путем экскурсий на химические заводы, отчасти во время производственной практики на химическом производстве.

ТЕМА ПЕРВАЯ

СОЛЯНАЯ КИСЛОТА

Изучение химических производств мы начнем с производства соляной кислоты.

Если на вашем заводе есть отделение соляной кислоты, посетите его. Через некоторое время, после предварительной подготовки путем лабораторного изучения свойств материалов, употребляемых на заводе и производственного процесса, вы посетите его вновь. Поэтому для первого ознакомления с производством соляной кислоты ограничьтесь осмотром внешнего вида заводских установок и выясните:

1. какие сырые материалы употребляются в производстве соляной кислоты.
2. какой получается главный продукт производства,
3. откуда завод получает сырье,
4. куда и для какой цели направляется продукт производства.

Для лабораторной проработки вам потребуются заводские сырые материалы и продукты. Возьмите на заводе только те вещества, которые (согласно указаниям преподавателя) не представляют опасности при обращении с ними.

1. СЫРЫЕ МАТЕРИАЛЫ

В производстве соляной кислоты сырыми материалами являются:

Поваренная соль,—один из важнейших материалов химической промышленности и, как известно, необходимая часть нашей пищи. Поваренная соль находится в природе в неисчерпаемых количествах, что обеспечивает возможность широкого применения ее для технических целей.

Серная кислота, играющая первостепенную роль в промышленности. Серная кислота в природе не встречается, она является продуктом химического производства и применяется для огромного числа других производств. С производством серной кислоты вы познакомитесь позднее.

А. Поваренная соль

С принесенной с завода технической поваренной солью, употребляемой в качестве сырья, проделайте следующие испытания.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВЛАГИ В ПОВАРЕННОЙ СОЛИ

Работа 1. Обнаружение влаги в поваренной соли

В сухую пробирку (рис. 1) насыпьте поваренной соли до $\frac{1}{4}$ пробирки. Укрепите пробирку в зажиме штатива так, чтобы открытый конец ее был чуть ниже доньшка (рис. 2).

Нагрейте пробирку ближе к доньшку пламенем горелки (рис. 2). Когда на стенках пробирки образуются капли жидкости, прекратите нагревание.

Осевшие капельки — это влага, вода, которая пропитывала соль и выделилась из нее при нагревании.

Если взятая соль была сырая на ощупь, то повторите тот же опыт с солью, заранее высушенной при комнатной температуре.¹

Одинаковые ли количества влаги выделились при обоих опытах?

Количество влаги в соли зависит от сорта соли и условий ее хранения.² Чтобы определить количество влаги в поваренной соли в процентах, надо проделать работу со взвешиванием на технических весах.

Технические веса (рис. 3) состоят из коромысла с чашками, подвешенными на призмах. Весы снабжены арретиром. Это приспособление, при помощи которого можно останавливать качание коромысла.

Часто технические (или химико-технические) весы помещаются в футлярах — ящиках со стеклянными стенками.

Взвешивание производят при помощи граммового разновеса; разновес помещается в ящике; отдельные гири располагаются в гнездах ящика в определенном порядке.

Ящик с разновесом на 200 г содержит следующий набор: 100 г, 50 г, 20 г, 20 г, 10 г, 5 г, 2 г, 2 г, 1 г, 50 мг

¹ Преподавателю рекомендуется за несколько дней до опыта разложить сырую соль в открытом плоском сосуде и оставить в шкафу.

² В заводских лабораториях производят определение процентного содержания влаги в поваренной соли. На основании результата вычисляют, какое количество соли надо взять для загрузки печи.

(или 0,5 г), 200 мг, (0,2 г), 200 мг (0,2 г), 100 мг (0,1 г), 50 мг (0,05 г), 20 мг (0,02 г), 20 мг (0,02 г), 10 мг (0,01 г).

При взвешивании на технических весах можно получить точность взвешивания до 0,01 г. Например, если рав-

новесие достигнуто при на-
кладывании 3,25 г, то дей-
ствительный вес тела за-
ключается между 3,24 г и
3,26 г.

Необходимо соблюдать
следующие правила взве-
шивания.

Правила взвешивания

1. С весами обращаться
осторожно, не сдвигать их,
не производить резких дви-
жений при поднятии дверцы
и т. д.

2. Приступая к взвещи-
ванию, проверить, на-
ходятся ли весы в равнове-
сии; осторожно повернуть
арретир и наблюдать кача-

ние стрелки. Стрелка должна одинаково отклоняться в обе
стороны от средней черты. При этом надо учитывать зами-
рание движения. Например, стрелка отклонилась на 5 де-
лений влево, затем на 4 де-
ления вправо, на 3 деления
влево и т. д. Весы в порядке.
В противном случае надо об-
ратиться к преподавателю.

3. Весы надо арретиро-
вать при каждом снимании
и накладывании разновесок
или взвешиваемого предмета
и по окончании взвешивания.

4. Взвешиваемые вещества
должны помещаться в по-
дходящую чашку, стакане и т. д.
Площадка должна быть чиста
и суха снаружи. Горячих предметов нельзя ставить на
чашку.

5. Разновески надо брать пинцетом. Класть их всегда
на одну и ту же чашку весов (удобно—на правую).

6. Порядок взвешивания должен соблюдаться сле-
дующий: на левую чашку поместить взвешиваемый предмет,

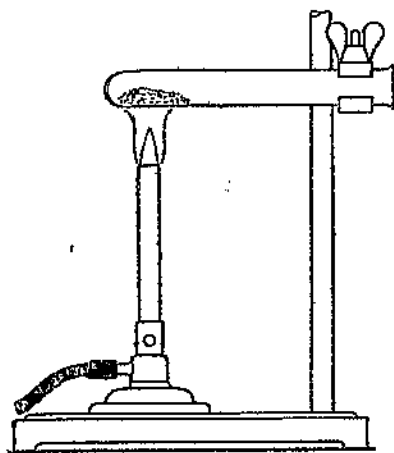


Рис. 2.

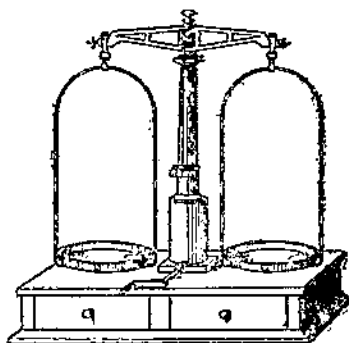


Рис. 3.

Рабочая книга по техническ. химии.

РЕСПУБЛИКАНСКАЯ
НАУЧНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ
БИБЛИОТЕКА

НАУЧНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ
БИБЛИОТЕКА
Объединения «ВОДАТ»

а на правую приблизительно подходящую разновеску. Поворачивая арретир, привести в колебание коромысло весов. Если стрелка качнулась вправо, разновеска мала. Надо арретировать весы, снять разновеску и поместить большую. Снова посмотреть положение стрелки при качании. Продолжать так до тех пор, пока разновеска окажется тяжелее, чем взвешиваемый предмет. Тогда надо снять разновеску, поместить следующую за ней меньшую. К ней прибавить следующую и проверить: если много, то надо снять последнюю и поместить следующую меньшую, если мало, не снимать ничего и поместить следующую. Так продолжать до наступления равновесия, т. е. пока откло-



Рис. 4.

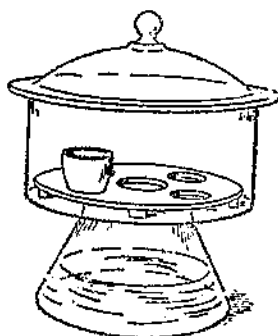


Рис. 5.

нения стрелки по обе стороны от средней черты не будут одинаковы.

Если соблюден порядок взвешивания, то разновесок должно быть достаточно для взвешивания любого предмета, вес которого не превышает суммы весов всех разновесок данного набора. Поэтому нельзя класть разновески на вторую чашку весов или заимствовать разновески из другого ящика.

7. Записывать вес надо по пустым гнездам и затем проверять запись, снимая разновески с чашки.

8. По окончании взвешивания надо оставлять весы и разновес в полном порядке: разновески в гнездах на своих местах, весы арретированы и ящик закрыт.

Работа 2. *Определение процента воды в заводской поваренной соли*

Сухой фарфоровый тигель (рис. 4) взвесьте с точностью до 0,01 г.

Насыпьте в тигель поваренной соли до $\frac{3}{4}$ его высоты. Взвесьте вторично.

Поместите тигель с солью на песчаную баню¹ и прогревайте ее около получаса (температура песка должна быть около 150°С). Поместите затем тигель в эксикатор² (рис. 5) и дайте тиглю совершенно остыть. Взвесьте его.

Чтобы убедиться, что влага совершенно удалена, прогрейте тигель еще раз в течение 10 минут, охладите в эксикаторе и взвесьте.

Если вес меньше предыдущего, значит влага снова удалялась из соли, и нет уверенности, что теперь удалена вся.

Прогрейте тигель снова, охладите и взвесьте, и так повторяйте до постоянного веса.

Разницу в 0,01 г можно допустить.

Запись результатов взвешивания и расчеты ведите по нижеуказанному способу.

Форма записи

Вес тигля с сырой солью	16,91 г	
" " пустого	11,72 г	
Вес сырой соли	5,19 г	
Вес тигля с сырой солью	16,91 г	
" " " сухой солью	16,77 г	16,73 г ³
	16,74 г	
Вес выделившейся воды	0,18 г	

$$\text{Процент воды в сырой соли} = \frac{0,18}{5,19} \cdot 100 = 3,08\%$$

Работа 3. Гигроскопичность поваренной соли

Тигель с высушенной при работе 2-й солью оставьте открытым в шкафу в течение суток и взвесьте вновь.

Разница в весе дает вес влаги, поглощенной солью из воздуха.

Вычислите процент влажности соли и сравните его с влажностью взятой соли.

Свойство вещества поглощать влагу из воздуха называется *гигроскопичностью*. Содержащаяся в веществе влага — *гигроскопическая вода*.

¹ Песчаная баня — это чашка с песком, которая подвергается нагреванию. В песок помещают тигель или другой сосуд с веществом, которое нужно нагревать равномерно. Можно и иначе устроить песчаную баню, например, на плиту (вроде кухонной) насыпать песок.

² Эксикатор — закрытый сосуд, содержащий вещества, поглощающие влагу. Воздух в эксикаторе сухой.

³ Указанные три числа означают, что было сделано три взвешивания, пока достигли постоянного веса.

ОЧИСТКА И КРИСТАЛЛИЗАЦИЯ ПОВАРЕННОЙ СОЛИ

При рассмотрении технической поваренной соли (заводского сырья) можно заметить, что она загрязнена примесями. Часть этих примесей, а именно, примеси, нерастворимые в воде, легко отделить от соли.

Работа 4. Очистка поваренной соли от нерастворимых примесей

Отмерьте при помощи мензурки (рис. 6) 200 см³ (200 кубических сантиметров) воды и влейте в колбу или банку.

Насыпьте в нее немного поваренной соли и несколько раз взболтайте.

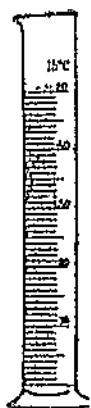


Рис. 6.

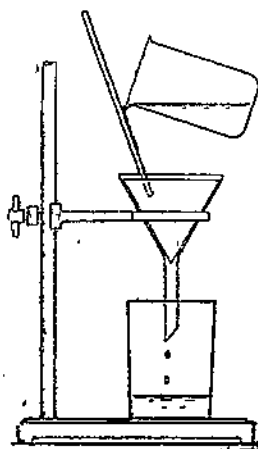


Рис. 7.

Если соль растворилась, прибавьте еще соли и так до тех пор, пока не прекратится растворение, т. е. пока последняя порция соли не будет оставаться на дне сосуда после продолжительного взбалтывания.

Получился насыщенный раствор.

Обратите внимание на его вид.

Вполне ли он прозрачный, нет ли в нем мутн.

Если он мутный, профильтруйте его, т. е. процедите через пропускную (фильтровальную) бумагу.

Если вам не приходилось делать бумажный фильтр, получите от преподавателя указание, как его приготовить.

Приготовьте фильтр, вставьте его в воронку, смочив его водой, чтобы он плотно пристал к воронке. Поместите воронку в кольцо штатива, подставьте под нее стакан и сливайте жидкость на фильтр по стеклянной палочке (рис. 7).

Когда фильтрование окончится, рассмотрите, что получилось на фильтре.

Обратите внимание на вид *фильтрата* (жидкость, прошедшую сквозь фильтр) сравните его с видом раствора до фильтрования.

Можно ли отличить фильтрат по внешнему виду от воды?

Растворенную в воде соль можно вновь выделить выпариванием раствора.

Значительную часть фильтрата ($\frac{3}{4}$ объема) вылейте в фарфоровую чашку и выпарьте на песчаной бане досуха.

Оставшуюся небольшую часть фильтрата сохраните для работы 5-й.

Опишите вид полученной после выпаривания соли; сравните ее со взятой для работы солью.

Соль сохраните для работы 6-й.

Очищенная указанным способом поваренная соль не содержит больше примесей, придающих ей грязный вид, но она мелка, и нельзя разглядеть форму ее кристаллов.

Чтобы получить более крупные, правильно развивающиеся кристаллы поваренной соли, надо дать раствору медленно испаряться. Для этого сделайте следующую работу.

Работа 5. *Кристаллизация поваренной соли*

Часть фильтрата, оставшуюся от работы 4-й, вылейте в чашку и поставьте в теплое место на несколько дней, чтобы часть воды испарилась. Наблюдайте образующиеся кристаллы поваренной соли.

Кристаллы поваренной соли имеют форму куба.

РАСТВОРИМОСТЬ ПОВАРЕННОЙ СОЛИ

Количество вещества, которое способно раствориться в 100 весовых частях растворителя при данной температуре, называется *растворимостью* или *коэффициентом растворимости* вещества.

Сделаем приблизительное определение растворимости поваренной соли в воде (растворитель—вода) при комнатной температуре (14° — 16°) и при температуре, близкой к точке кипения (80° — 90°).

Работа 6. *Определение растворимости поваренной соли при комнатной температуре*

Отвесьте 30 г очищенной при работе 4-й поваренной соли (с точностью до 0,1 г).

В коническую колбу налейте 50 см^3 воды, отмеренные при помощи мензурки (вес воды = 50 г).

Всыпьте в воду небольшую порцию соли и взбалтывайте жидкость вращением колбы.

Когда соль растворится, всыпьте еще порцию и так до тех пор, пока после продолжительного взбалтывания на дне колбы не останутся нерастворившиеся крупинки соли.

Взвесьте остаток соли.

Измерьте температуру раствора.

Чему равен коэффициент растворимости соли при данной температуре?

Раствор сохраните для следующей работы.

Работа 7. Определение растворимости поваренной соли при температуре 80° — 90°

Нагрейте колбу с раствором, оставшимся от работы 6-й, до температуры 80° — 90° . Если остаток в колбе растворился, опять прибавляйте соль небольшими порциями до насыщения.

Взвесьте остаток соли.

Вычислите коэффициент растворимости при данной температуре.

Значительно ли изменяется растворимость поваренной соли в зависимости от температуры?

Раствор сохраните для работы 8-й.

Определение коэффициента растворимости по указанному здесь способу дает лишь приблизительно верный результат.

Для точного определения растворимости производят работу таким образом.

Приготавливают насыщенный раствор поваренной соли в воде и фильтруют его. Раствор наливают во взвешенную фарфоровую чашку и взвешивают чашку с раствором. Разница в весе дает вес раствора. Затем выпаривают раствор досуха, соблюдая осторожность, чтобы соль не разбрызгивалась.

Чашку с высушенной досуха солью взвешивают.

Пример расчета

Вес чашки с раствором 45,56 г

„ пустой чашки 22,41 г

Вес раствора . 23,15 г

Вес чашки с сухой солью 28,54 г

„ пустой чашки 22,41 г

Вес сухой соли . 6,13 г

Вес раствора 23,15 г

„ соли 6,13 г

Вес воды . . 17,02 г

Теперь проверьте найденный вами удельный вес раствора при помощи ареометра. Погрузите ареометр в цилиндр с чистой водой и заметьте, на каком делении ареометра находится уровень воды. Затем выньте ареометр, вытрите его и перенесите в цилиндр с насыщенным раствором поваренной соли.

Не отсчитывая точно показаний ареометра, решите вопрос о том, легче или тяжелее воды ваш раствор.

Чтобы прочесть показания ареометра, надо узнать, чему равно каждое деление его шкалы. Делается это

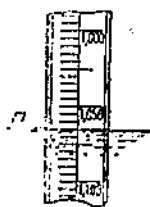


Рис. 9

таким образом. Допустим, что против верхнего деления ареометра (рис. 9) стоит число 1,000; следующее число на ареометре—1,050; промежуток между этими числами разделен на 10 делений; значит 10 делений ареометра соответствуют $1,050 - 1,000 = 0,050$; отсюда следует, что каждое деление ареометра равно $\frac{1}{10}$ от 0,050, т. е. 0,005.

Если уровень жидкости находится против черты *a* (рис. 9), т. е. на три деления ниже 1,050, то удельный вес жидкости равен $1,050 + 0,005 \times 3 = 1,065$.

Рассмотрите ваш ареометр, определите, чему равно его деление, и прочтите показание его в насыщенном растворе поваренной соли.

Погрузите в тот же раствор ареометр Бо́ме и прочтите его показание. Ареометр Бо́ме показывает не удельный вес, а лишь условные „градусы“. В справочниках можно найти перевод показаний ареометра Бо́ме на удельные веса.

Раствор сохраните для следующей работы.

Работа 9. Определение удельного веса разбавленных растворов поваренной соли

Насыщенный раствор поваренной соли разбавьте приблизительно равным объемом воды и определите при помощи ареометра удельный вес раствора и крепость его в градусах Бо́ме.

Последний раствор разбавьте снова равным объемом воды и вновь определите удельный вес и крепость его в градусах Бо́ме.

Как изменяется удельный вес раствора поваренной соли в зависимости от содержания в нем растворенного вещества?

КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРА

Определяя растворимость вещества, мы находим вес вещества, растворенного в 100 весовых частях раство-

рителя. Следовательно вес раствора = 100 + вес растворенного вещества.

Крепость, или концентрацию растворов как насыщенных, так и ненасыщенных обыкновенно выражают иначе:

а) указывают весовое количество вещества в 100 вес. частях раствора. Это — процентное содержание вещества в растворе.

Например, „10% раствор“ означает, что в 100 вес. частях раствора содержится 10 вес. частей растворенного вещества.

б) указывают вес вещества в единице объема раствора (в 1 л, в 1 см³). Это называется объемной концентрацией раствора.

Например, в литре данного раствора содержится 120 г соли.

Задачи

1. Вычислите процентное содержание поваренной соли в насыщенном растворе ее на основании ваших данных (раб. 8).

2. Каково содержание поваренной соли в 1 л насыщенного раствора на основании полученных вами данных: объем раствора и вес содержащейся в нем соли (раб. 8)?

3. На основании результатов точного определения коэффициента растворимости, приведенных на стр. 23, вычислите для насыщенного раствора, имеющего при комнатной температуре удельный вес = 1,2:

а) процентное содержание поваренной соли,

б) содержание поваренной соли в 1 л (вычислите предварительно вес 1 л по удельному весу).

ДОБЫВАНИЕ ПОВАРЕННОЙ СОЛИ

Общее количество мировой добычи поваренной соли достигает 20 миллионов т в год, из них около половины расходуется для промышленности.

Первое место по добыче соли занимают САСШ, там же для технических целей потребляется 80% всей добываемой соли.

СССР обладает большими запасами соли. Ее добыча в 1927/28 году составляла 2300 тыс. т, в 1928/29 г. — 2800 тыс. т. По пятилетнему плану хозяйственного строительства намечено добыть за 5 лет 14430 тыс. т, при чем на последний год приходится 3250 тыс. т.

Значительные количества поваренной соли находятся: 1) в морской воде, 2) в земле в виде каменной соли, 3) в воде соляных озер и 4) в воде источников.

В СССР наибольшее количество соли добывается из соляных озер, в которых соль, вследствие испарения воды, осаждается на дно в виде твердой массы и носит название самосадочной соли.

На втором месте по добыче стоит каменная соль и на третьем—соль, получаемая выпариванием морской воды, а также выпариванием природных рассолов—выварочная соль.

Самосадочная соль добывается у нас преимущественно на юго-востоке—в Нижне-Волжской области, на юге—в Донбассе, в Крыму, на Кавказе, на востоке—в Сибири.

На юго-востоке находится около 700 соляных озер, из них наиболее крупные—Эльтон и Баскунчак.

В Крыму наибольшее значение имеет Сакское озеро, близ Евпатории.

Применяется самосадочная соль как для питания, так и для технических целей.

Каменная соль залегает иногда на большой глубине. Залежи ее находятся в СССР в больших количествах.

Важнейшие месторождения встречаются в районе Донбасса близ Артемовска (Брянцевка) и на юге Урала (Илецкая защита).

Брянцевская соль разрабатывается в большем количестве, чем Илецкая, благодаря положению ее в промышленном районе—Донбассе.

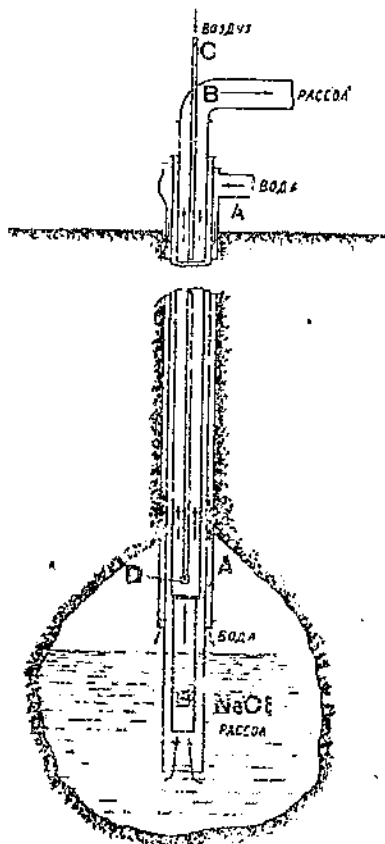


Рис. 10.

Добывается каменная соль двумя способами:

1. Сухой способ—прокладывание шахт и штолен и извлечение соли кусками.

2. Мокрый способ—нагнетание по трубам воды, которая растворяет залегающую под землей соль, и выпаривание затем рассола на поверхности земли (рис. 10).

Выварочная соль занимает третье место по добыче в СССР. Добыча ее производится в Пермском районе, в районе Донбасса, близ городов Артемовска и Славянска,

в северо-восточном районе—в б. Вологодской губ., на Кавказе и в Сибири.

Рассолы образуются естественным путем—действием грунтовых вод на залежи каменной соли, и искусственным путем—введением воды в буровые скважины для растворения каменной соли (см. выше—„мокрый способ“, рис. 10).

Естественные рассолы имеют незначительную крепость, они мало утилизируются. Искусственные рассолы применяются там, где каменная соль содержит много примесей, так как при выварке соли возможно отделение поваренной соли от примесей, основанное на различной растворимости поваренной соли и примешанных к ней веществ.

Выварочная соль содержит больше примесей, чем самосадочная и каменная.

Б. Серная кислота

Изучению свойств, состава и способов добывания серной кислоты будет посвящен особый отдел (тема II). Здесь ограничимся ознакомлением с некоторыми свойствами серной кислоты.

Предупреждение: с серной кислотой надо обращаться очень осторожно, так как ожоги кислотой опасны. Выполняйте строго все указания книги и преподавателя.

СВОЙСТВА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

Работа 10. *Физические свойства серной кислоты*

Ознакомьтесь со следующими свойствами серной кислоты:

1. Цвет двух сортов серной кислоты: технической и химически чистой.

2. Подвижность серной кислоты.

Поставьте на стол 2 склянки: одну с водой, другую—с крепкой серной кислотой. Приведите в движение обе склянки и остановите их.

Наблюдайте, как движутся обе жидкости.

3. Удельный вес серной кислоты.

Поднимите рукой склянку с водой, а затем склянку с таким же объемом серной кислоты.

Легко обнаружить значительную разницу в весе. Для определения удельного веса кислоты можно воспользоваться ареометром (см. работу 8).

Осторожно налейте¹ в чистый цилиндр серную кислоту не до самого верха и погрузите в нее арео-

¹ В присутствии преподавателя.

метр.¹ Прочтите показания ареометра и запишите удельный вес крепкой серной кислоты. Отметьте также ее крепость в градусах Боме.

Приготовьте стакан с водой. Ареометр выньте из кислоты и погрузите в воду, чтобы не залить стол кислотой. Кислоту из цилиндра слейте через воронку обратно в склянку и закройте ее пробкой. Цилиндр, воронку и ареометр вымойте немедленно.

Работа 11. Действие серной кислоты на дерево

Стеклянной палочкой возьмите каплю крепкой серной кислоты и поместите ее на лучину. Что наблюдается?

Этот опыт указывает нам, что не следует проливать серной кислоты на стол. Если пролили,—смойте немедленно большим количеством воды. Серная кислота, даже разбавленная, разъедает ткань, а потому не проливайте ее на одежду, а если случайно прольете, вытрите сейчас же мокрой тряпкой, а затем—смойте нашатырным спиртом.

Работа 12. Действие серной кислоты на воду

В пробирку налейте до 1/2 половины воды и прилейте к ней крепкой серной кислоты. Пощупайте рукой пробирку. Ни в коем случае нельзя поступать наоборот—приливать воду к кислоте.

Разбавленную вами кислоту сохраните для следующих работ.

Как вы узнали из опыта, серная кислота растворяется в воде с сильным разогреванием—выделением тепла; поэтому и нужно при разбавлении серной кислоты водой придерживаться строго правила: лить кислоту в воду, а не наоборот. Если влить воду в кислоту, то первые же капли воды, разогревшись, превратятся в пары, при этом брызги кислоты могут увлечься паром и обжечь работающего. При вливании же кислоты в воду кислота, как более тяжелая жидкость, опускается на дно, тепло распространяется по всей массе воды, и она не закипает.

Разбавление серной кислоты водой в лаборатории надо производить в тонкостенных стеклянных сосудах (толстостенные от сильного нагревания могут лопнуть); их лучше всего ставить на песок; приливать кислоту по частям, избегая очень сильного нагревания.

Серная кислота жадно поглощает влагу из воздуха. Этим ее свойством пользуются для сушения воздуха. Напри-

¹ Преподавателю.—Ареометр удобнее взять такой, который показывает и удельный вес и крепость в градусах Боме. Если такого нет, можно пользоваться двумя ареометрами: одним—для удельного веса, другим—в градусах Боме.

мер, в эксикатор (см. работу 2) наливают крепкую серную кислоту, вследствие чего воздух в эксикаторе делается сухим. Сушат также воздух и другие газы, содержащие примесь водяных паров, пропуская пузырьками через серную кислоту.

Работа 13. Действие серной кислоты на раствор лакмуса

В совершенно чистую пробирку налейте дистиллированной воды и капните в нее 2—3 капли раствора лакмуса.¹ Цвет должен получиться фиолетовый.

Прилейте к этому раствору немного разбавленной серной кислоты.

Как меняется цвет?

Работа 14. Действие разбавленной серной кислоты на металлы: цинк, алюминий, железо, свинец

В разные пробирки положите стружки цинка, алюминия, железа, свинца. Прилейте к ним разбавленной (работа 12) серной кислоты.

Заметно ли действие кислоты на эти металлы?

Если на какой-нибудь из металлов разбавленная серная кислота не оказала действия, нагрейте пробирку. Для этого можно взять пробирку держалкой или обернуть ее у отверстия полоской бумаги и держать за край бумаги (рис. 11). Направьте пробирку отверстием в сторону, чтобы не облить себя или товарищей, так как при сильном нагревании жидкости в пробирке жидкость иногда выбрасывается из пробирки вместе с парами.

Работа 15. Действие крепкой серной кислоты на металлы: железо, свинец.

Поместите в одну пробирку немного железа, в другую кусочек свинца и прилейте по несколько капель крепкой серной кислоты.

Заметно ли действие крепкой кислоты на эти металлы?

Если действие не обнаружилось, нагрейте (см. указания предыдущей работы).

Сделайте вывод о том, какими металлами можно пользоваться для изготовления аппаратов, в которых будет находиться серная кислота, крепкая или разбавленная (на холоду или при нагревании).

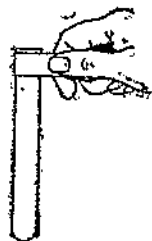


Рис. 11.

¹ Лакмус—краска, добываемая из особого рода лишайников. Лакмус обладает свойством менять свой цвет при действии на него различных веществ.

2. ПРОИЗВОДСТВО СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ

Ознакомившись со свойствами сырья, употребляемого в производстве соляной кислоты, перейдем к изучению процесса получения соляной кислоты.

А. Получение соляной кислоты в лаборатории

Работа 16. Действие серной кислоты на поваренную соль

(Эта работа производится в вытяжном шкафу).

В пробирку поместите щепотку поваренной соли. Чистую стеклянную трубку опустите в склянку с серной кислотой на 2—3 см, закройте верхний край



Рис. 12.

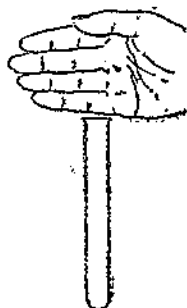
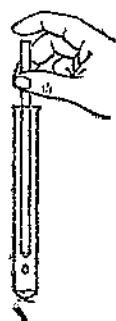


Рис. 13.

пальцем и поднимите трубку: в ней останется немного серной кислоты. Перенесите трубку в пробирку и выпустите несколько капель кислоты (рис. 12).

Что наблюдается?

Прощупайте рукой пробирку.

Движением руки направьте к себе струю выделяющегося газа, чтобы ознакомиться с его запахом (рис. 13).

Примечание. Запах выделяющегося газа всегда следует определять таким образом. Нельзя подносить к лицу сосуд с пахучим веществом: запах может оказаться очень едким, а выделяющийся газ -- вредным. Если жидкость находится в склянке с пробкой, можно понюхать пробку.

Когда вся пробирка наполнится газом и из отверстия ее начнет выходить сильный "дым", переверните пробирку открытым концом в чашку с водой.

Если опыт произведен правильно, вода должна войти в пробирку.

Поставьте в воду рядом с первой пробиркой вторую пробирку с воздухом, открытым концом вниз.

Входит ли вода во вторую пробирку?

При действии серной кислоты на поваренную соль образуется газ. Этот газ носит название—*хлористый водород*.

Вода вошла в пробирку с хлористым водородом. Это объясняется тем, что хлористый водород растворился в воде, которая была под пробиркой в чашке: над водой в пробирке образовалось разреженное пространство, которое стало заполняться водой.

Раствор хлористого водорода в воде называется соляной кислотой.

Работа 17. Получение соляной кислоты

Соляная кислота готовится путем длительного поглощения водой хлористого водорода. Хлористый водород получается, как вы уже знаете по предыдущей работе, действием серной кислоты на поваренную соль.

Чтобы избежать бурной реакции, вы будете пользоваться несколько разбавленной серной кислотой (около 50° Боме).

Прибор для получения соляной кислоты изображен на рис. 14. В колбе *a* вы будете нагревать поваренную соль с серной кислотой. Образующийся в колбе газ—хлористый водород—будет поступать в склянку *б*, где он будет поглощаться водой, образуя соляную кислоту.

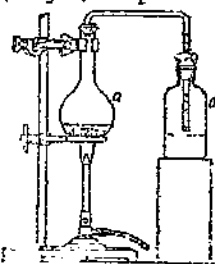


Рис. 14.

Получите от преподавателя указания, как составлять приборы и составьте прибор по рис. 14:

1) Стекланную трубку согните в двух местах под прямым углом. К колбе *a*¹ подберите пробку.² Если она не каучуковая, а корковая, обомните ее при помощи пробкомаялки и просверлите подходящим сверлом отверстие такого диаметра, чтобы трубка туго входила в него. Вставьте трубку в пробку и пробку в колбу и проверьте, не пропускает ли пробка воздух из колбы.

Приготовьте штатив с кольцом и зажимом. На кольцо поместите сетку. Поставьте колбу на сетку и

¹ Колбу взять на 300 см³.

² *Предуп.* — Вместо корковой пробки лучше взять каучуковую, так как корковая часто пропускает газ, и приходится заливать ее парафином. Рекомендуется давать ученикам каучуковые пробки с просверленным отверстием.

зажмите горлышко ее зажимом (не слишком крепко, чтобы ее не раздавить). Слянку *б* установите на подставку так, чтобы трубка входила в слянку до $\frac{2}{3}$ ее высоты.

Для приготовления раствора серной кислоты воспользуйтесь колбой от вашего прибора.

2) Освободите колбу из зажима, выньте из нее пробку и налейте в нее 50 см³ воды, отмерив воду мензуркой. Отмерьте 50 см³ крепкой серной кислоты и приливайте кислоту по частям (см. работу 12). После каждой порции воды охлаждайте колбу, обливая снаружи струей холодной воды.

Охлажденный раствор серной кислоты влейте в цилиндр и определите при помощи ареометра его удельный вес. Если он находится между 1,48 и 1,58 (или 47°—53° Боме), то раствор можно употреблять для работы. В противном случае прибавьте немного кислоты или воды (смешивать не в цилиндре, а в колбе) и определите вновь удельный вес.

Отвесьте на технических весах 60 г поваренной соли и всыпьте в колбу. Туда же прилейте приготовленный вами раствор кислоты.

В слянку *б*¹ налейте 50 см³ воды.

Вытрите мокрой бумагой отверстие колбы (чтобы предохранить пробку от кислоты), закройте колбу пробкой и опустите трубку *в* в слянку *б* так, чтобы конец ее почти доходил до уровня воды, но в воду не погружался. Зажмите колбу в зажиме.

3) Нагревайте колбу, оставив сначала открытой слянку, чтобы выпустить воздух, вытесняемый хлористым водородом из колбы и слянки. Следите за тем, что будет происходить.

Когда заметите, что из банки пошел „дым“, заткните отверстие слянки ватой. Если жидкость в колбе начнет сильно пениться, отставьте на минуту горелку; то же самое делайте, если из слянки через вату будет выходить „дым“.

Наблюдайте в слянке струйки жидкости, опускающиеся вниз.

Это — соляная кислота, образующаяся при растворении хлористоводородного газа в воде.

Когда прекратится выделение газа из колбы, прекратите нагревание. Дайте прибору остыть. Остывший прибор разъедините. Колбу и слянку закройте непродырявленными пробками. Трубки промойте водой.

Остаток в колбе при охлаждении застывает. Это так

¹ На 100 см³.

называемый *сульфат*. Его сохранять не нужно, с ним вы познакомитесь позднее.

Налейте в колбу воды, нагрейте ее под тягой, вылейте жидкость в раковину и вымойте колбу.

Итак из поваренной соли и серной кислоты образовалось два новых вещества — хлористый водород и сульфат.

Явления, при которых из взятых веществ образуются новые вещества, называются химическими явлениями, или *химическими реакциями*.

СВОЙСТВА СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ

На нижеследующих работах вы познакомитесь со свойствами полученной вами при предыдущей работе соляной кислоты: 1) цветом; 2) запахом; 3) вкусом; 4) действием на раствор лакмуса; 5) удельным весом; 6) действием на некоторые металлы.

Работа 18. Физические свойства соляной кислоты

1. Обратите внимание на цвет полученной вами соляной кислоты и сравните его с цветом имеющейся в лаборатории соляной кислоты двух сортов: а) технической соляной кислоты, т. е. полученной на заводе и неочищенной, и б) химически-чистой.

2. Ознакомьтесь с запахом полученной кислоты. (сильно не вдыхать — см. работу 16).

3. В чистую пробирку налейте до половины воды и поместите при помощи стеклянной трубочки каплю соляной кислоты. Перемешайте раствор и попробуйте на вкус.

4. Определите удельный вес кислоты и крепость ее в градусах Боме.

Прежде, чем приступить к опыту, вспомните, что при растворении хлористого водорода в воде образовалась на поверхности соляная кислота, которая струйками стекала вниз.

Какой можно сделать вывод о плотности соляной кислоты по отношению к воде?

Налейте в цилиндр соляную кислоту, полученную при работе 17-й, погрузите ареометр и прочтите его показание (см. работу. 8). Если кислоты у вас слишком мало, слейте в один цилиндр кислоту двух работавших групп.

То же самое сделайте с крепкой технической и химически чистой соляной кислотой.

На основании удельного веса кислоты можно судить о содержании в ней хлористого водорода. Для этой цели служат таблицы, указывающие, каково процентное со-

держание хлористого водорода в растворах кислоты различного удельного веса.

Рассмотрите таблицу, кислот в конце книги и найдите по ней процентное содержание хлористого водорода, соответствующее удельному весу полученной вами соляной кислоты.

Работа 19. Действие соляной кислоты на раствор лакмуса

К разбавленной соляной кислоте прилейте несколько капель раствора лакмуса.

Вспомните, как действует серная кислота на лакмус.

Для сравнения прилейте раствор лакмуса в пробирки

а) с разбавленной уксусной кислотой, б) с разбавленной азотной кислотой, в) с кусочками какого-нибудь кислого фрукта или овоща (яблоко, кислая капуста, соленый огурец), г) с раствором поваренной соли.

Сделайте вывод.

Работа 20. Действие разбавленной соляной кислоты на металлы

В пробирку налейте на $\frac{1}{4}$ ее соляной кислоты, разбавьте кислоту вдвое большим объемом воды. В другие 4 пробирки поместите небольшие количества: а) цинка; б) магния; в) железа; г) алюминия; д) меди; е) свинца.

Прилейте к ним немного разбавленной кислоты и наблюдайте, что происходит в каждой пробирке.

Пощупайте рукой пробирки.

Работа 21. Действие крепкой соляной кислоты на некоторые металлы

Испытайте в пробирках, действует ли крепкая соляная кислота на металлы: железо и свинец.

Работа 22. Выделение хлористого водорода из соляной кислоты

Вы знаете, что соляная кислота образуется при растворении хлористого водорода в воде. Хлористый водород может выделяться из соляной кислоты при следующих условиях.

1. При нагревании соляной кислоты.

Налейте в фарфоровую чашку немного соляной кислоты и нагрейте ее (в вытяжном шкафу).

Начинается выделение белого дыма, характерного для хлористого водорода.

Выпарьте кислоту до конца.

Вместе с хлористым водородом удалась и вода в виде водяного пара.

2. Действие серной кислоты на соляную кислоту.

В пробирку налейте немного крепкой соляной кислоты и прилейте к ней осторожно (в вытяжном шкафу) крепкой серной кислоты.

Вы наблюдаете обильное выделение хлористого водорода, и пробирка разогревается.

Чтобы понять это явление, вспомните, что серная кислота энергично поглощает воду (работа 12). Присоединяя к себе воду из соляной кислоты, она освобождает хлористый водород, который улетучивается.

Эта реакция находит себе применение в производстве химически-чистой соляной кислоты, с чем вы ознакомитесь дальше.

ОБОБЩЕНИЯ И ДОПОЛНЕНИЯ

Как видно из проделанных опытов, хлористый водород — бесцветный газ с удушливым запахом. Он хорошо растворяется в воде. При температуре 0° и атмосферном давлении в одном объеме воды растворяется 507 объемов хлористого водорода. Хлористый водород тяжелее воздуха: 1 л его при нормальных условиях, т. е. при температуре 0° и давлении 760 мм, весит 1,64 г.

Раствор хлористого водорода в воде — соляная кислота. Химически-чистая соляная кислота — бесцветная жидкость, тяжелее воды. Самая крепкая соляная кислота содержит 39% хлористого водорода. Ее удельный вес — 1,2 (24° Боме).

Крепкая соляная кислота дымит на воздухе. Это объясняется тем, что из нее выделяется хлористый водород, который соединяется с находящимся в воздухе водяным паром, образуя „туман“, — мелкие капельки соляной кислоты.

Соляная кислота окрашивает фиолетовый раствор лакмуса в красный цвет. Это общее свойство кислот.

Соляная кислота растворяет некоторые металлы, при этом происходит химическая реакция, и образуются новые вещества, с которыми вы ознакомитесь в следующей главе.

Соляная кислота содержится в небольшом количестве в желудке человека и животных (0,1—0,2%) и необходима для пищеварения.

Б. Производство соляной кислоты

На заводе соляную кислоту получают тем же способом, как вы получали ее в лаборатории. Производство распадается на 2 части.

1. Добывание газообразного хлористого водорода в особых печах.

2. Поглощение его водой — образование соляной кислоты.

Посетите вновь отделение соляной кислоты на заводе и обратите внимание на следующее:

1. Сырье:

- а) качество его (по виду);
- б) крепость серной кислоты;
- в) количество сырья при одной загрузке и — в сутки.

2. Производственный процесс:

- а) как производится загрузка в печь поваренной соли и серной кислоты;
- б) как производится нагревание;
- в) какова продолжительность процесса в печах;
- г) как производится поглощение газа.

3. Продукты производства:

- а) крепость получаемой соляной кислоты;
- б) цвет ее, содержание примесей;
- в) суточный выход кислоты;
- г) сульфат, его вид, применение на данном заводе.

После посещения завода прочтите нижеследующее описание производства.

ОПИСАНИЕ ПРОИЗВОДСТВА СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ

1. Добывание хлористого водорода. Хлористый водород добывается действием серной кислоты на поваренную соль. Реакция происходит в различного устройства печах: ручных и механических. Из ручных печей, где перемешивание производят вручную, распространены муфельные печи (рис. 15а и б).

Сырые материалы — поваренная соль и серная кислота (в 50° Боме), загружаются через отверстие i_2 в чугунную чашу h , вмазанную в печь.

Между солью и кислотой начинается химическая реакция, в результате которой образуется газ — хлористый водород, удаляющийся в отходящую от печи трубу e_2 .

Через несколько часов реакция ослабевает; образовавшуюся в чаше густую массу проталкивают совками, оснащенными на длинные ручки, в муфель e — плоский ящик из огнеупорной глины, обогреваемый снаружи горящими газами c_1 c_2 c_3 , образующимися в генераторе a (рис 15 а). Муфель соединен с чашей отверстием. Это отверстие после проталкивания массы в муфель закрывается заслонкой k (рис. 15-б) в чашу же загружают новую порцию соли и кислоты. В муфеле при усиленном нагревании химическая реакция доходит до конца. Выделяется еще некоторое количество хлористого водорода, который удаляется в особую трубу e .

Вследствие сильного нагревания, происходящего в муфельной печи, вместе с газообразным хлористым водородом

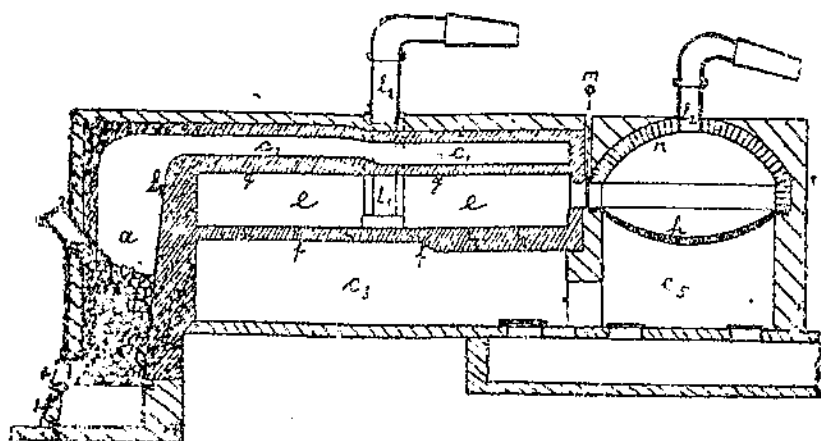


Рис. 15-а Вертикальный разрез

уносятся примеси, главным образом пары серной кислоты, которые загрязняют газ. Поэтому газ, выходящий из муфс-

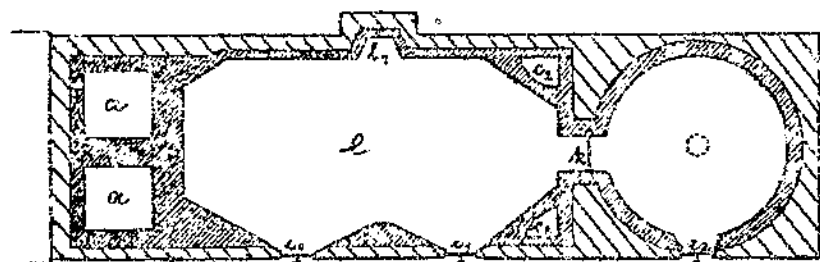


Рис. 15-б. Горизонтальный разрез

ля, обычно не смешивают с газом, образующимся в чаше, а пускают по особой трубе.

Когда реакция окончена, из муфеля через отверстия i_1 выгружают оставшуюся там густую массу, застывающую

при охлаждении в твердое вещество. Это побочный продукт производства—сульфат. Он находит себе применение в технике (см. ниже.).

2. *Поглощение хлористого водорода водой.* Газообразный хлористый водород, выходящий по трубам из чаши и муфеля, поступает в поглощательное отделение. В нем находится целый ряд баллонов, сделанных из кислотоупорной глины, соединенных между собой двумя рядами труб. Трубы (рис. 16), широкие, глиняные, служат для прохождения газа в направлении, указанном стрелкой; трубы узкие, стеклянные, служат для пропускания через баллоны воды. Газ проходит над водой в направлении, обратном току воды. Вода поглощает хлористый водород и образует соляную кислоту.

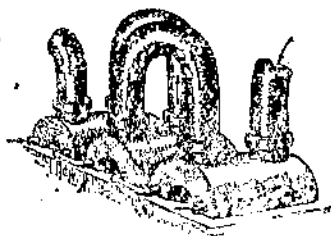


Рис. 16.

По мере того, как кислота протекает из одного баллона в другой, она растворяет в себе все больше и больше газа и становится все крепче. Наоборот, газ, проходя по баллонам, постепенно слабеет, т.е. содержит все меньше хлористого водорода.

Из последнего баллона газ проходит в высокую башню, наполненную шарами из обожженной глины, по которым медленно стекает вода. Здесь происходит тесное соприкосновение газа со свежей водой, которая поглощает последние остатки хлористого водорода. Вода же, вернее слабая соляная кислота, отсюда начинает свой путь по баллонам и выходит в противоположном конце в виде крепкой соляной кислоты. Общий вид завода соляной кислоты изображен на рис. 17.

Добываемая по описанному здесь способу *техническая соляная кислота* обыкновенно содержит 28—32% хлористого водорода. Кроме воды и хлористого водорода в ней находятся примеси, главным образом серная кислота, соединения железа, мышьяка.

Побочный продукт производства соляной кислоты—*сульфат*. Он применяется в производстве стекла, соды и в некоторых других производствах.

Техническая соляная кислота перерабатывается частично в *химически чистую соляную кислоту*, не содержащую примесей.

Для этой цели к технической соляной кислоте приливают крепкую серную кислоту. Выделяется хлористый водород (см. работу 22). Его направляют в бутылки, по которым

протекает чистая вода¹ в направлении, обратном току хлористого водорода. Происходит поглощение газа водой, — образование соляной кислоты.

3. КАЧЕСТВЕННЫЙ СОСТАВ И СОСТАВНЫЕ ЧАСТИ ХЛОРИСТОГО ВОДОРОДА И ПОВАРЕННОЙ СОЛИ

Перейдем к изучению состава хлористого водорода, т. е. к вопросу о том, на какие составные части может быть разложен хлористый водород или какие вещества

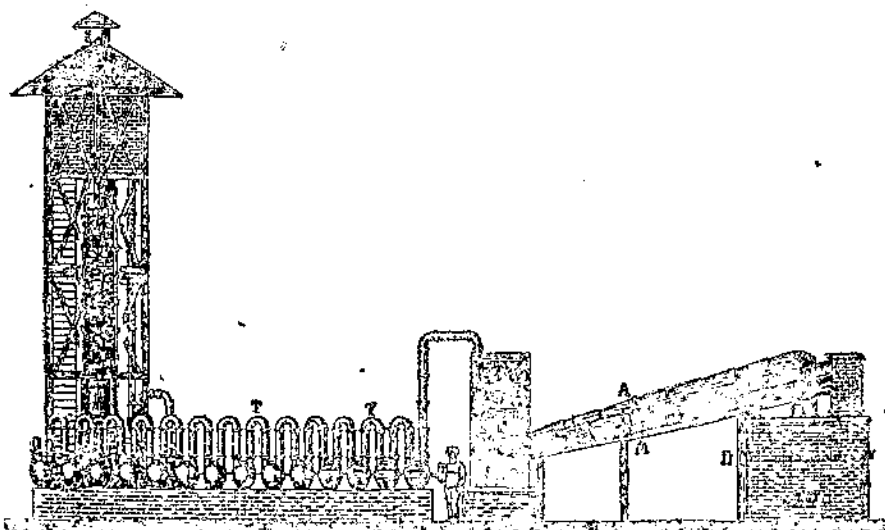


Рис. 17.

входят в состав хлористого водорода (качественный состав), и в каком количестве (количественный состав).

Работа 23. *Разложение хлористого водорода электрическим током (электролиз)*

Соляная кислота, как мы уже выяснили, представляет собой раствор хлористого водорода в воде. Чтобы узнать состав хлористого водорода, вы будете пропускать через крепкую соляную кислоту электрический ток. Для это цели служит прибор,² изображенный на рис. 18.

¹ Употребляют так называемую дистиллированную воду, с которой вы ознакомитесь дальше (работа 25).

² Прибор Гофмана с угольными электродами.

Прибор состоит из трех соединенных между собой трубок. В среднюю трубку наливается кислота, которая переходит в трубки с делениями. Последние снабжены в нижней части угольными палочками (электродами), которые можно соединить с источником электрического тока при помощи проводов.

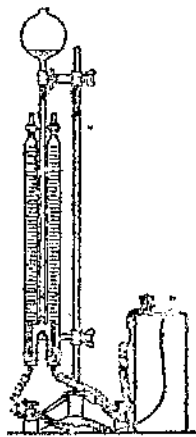


Рис. 18.

В среднюю трубку налейте крепкой соляной кислоты и откройте краны. Когда кислота дойдет до кранов, закройте их, стараясь, чтобы кислота не попала в самые краны.

Присоедините прибор к источнику электрического тока (к батарее аккумуляторов или гальванических элементов).

Вы наблюдаете образование пузырьков, которые поднимаются вверх. В одной трубке, с отрицательным электродом (катод), обильное выделение газа, в другой трубке, с положительным электродом (анод), газ собирается медленно.

Происходит разложение хлористого водорода.

Когда первая трубка наполнится газом почти до поперечной трубочки, выключите ток. Опрокиньте над отверстием трубки пробирку, откройте кран и выпустите газ в пробирку.

Собравшийся в пробирке газ испытайте следующим образом: зажмите большим пальцем отверстие пробирки, поднесите ее к пламени и отнимите палец (рис. 19).

Газ, образовавшийся над катодом, обладает, как вы убедились, способностью гореть. Это—*водород*.

Включите снова ток и пропускайте его час или два, выпуская накопляющийся водород¹ до тех пор, пока во второй трубке не начнется обильное выделение газа.

Обратите внимание на его цвет.

Выпустите немного газа, отрыв кран: вы сразу почувствуете его запах.

Газ, образовавшийся над анодом, по запаху легко отличить от водорода. Это—*хлор*.

Хлор выделялся с самого начала, но он растворялся в соляной кислоте, и его выделение было едва заметно. Ког-

¹ Зажигать газ у выхода не следует, так как нередко в приборе происходит смешение газов (вследствие неправильного положения электродов), а такая смесь при зажигании взрывает.

да наступило насыщение соляной кислоты хлором, она стала собираться в виде газа над кислотой.

Чтобы измерить объемы выделяющихся в одно и то же время газов—водорода и хлора—, доведите уровень кислоты в трубках до краев и включите ток. Когда соберется по несколько кубических сантиметров газов, обратите внимание на соотношение их объемов.

При пропускании электрического тока через соляную кислоту произошла химическая реакция разложения хлористого водорода на хлор и водород. Мы можем сказать, что хлористый водород—*сложное вещество*, разлагающееся на два вещества: хлор и водород.

Хлор и водород ни при каких условиях разложить не удастся. Это вещества не сложные,—а элементарные, или *элементы*.

Итак соляная кислота есть раствор в воде сложного вещества—хлористого водорода, состоящего из элементов: хлора и водорода. Вода—тоже сложное вещество. Ее состав вы узнаете из следующих работ.

Работа 24. Разложение воды электрическим током

Для разложения воды может быть использован тот же прибор (аппарат Гофмана), что и в работе 23.

Совершенно чистая вода не проводит электрического тока. Чтобы сделать ее проводником тока, надо немного подкислить воду (прибавляют немного серной кислоты, которая по окончании опыта остается неизменной).

Налейте в прибор Гофмана, подкисленной воды. Включите ток и следите за наполнением трубок газами.

Когда одна из трубок наполнится газом почти до электродов, выключите ток. Измерьте объемы выделившихся газов (они оба мало растворимы в воде, а потому нет надобности ждать, пока вода ими насытится). Определите отношение объемов газов между собой.

Опрокиньте пробирку над трубкой, в которой накопился больший объем газа, и откройте кран. Пробирку с газом зажмите пальцем и поднесите к пламени.

Какой это газ?

Газ из второй трубки соберите следующим образом: наденьте на конец трубки резиновую трубочку (рис. 20), подведите конец ее под пробирку, наполненную водой, и в опрокинутую чашку или стакан с водой. Открыв кран, наполните пробирку газом. Испы-

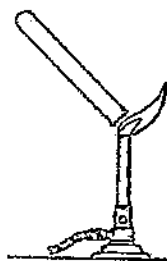


Рис. 19.

тайте газ в пробирке при помощи тлеющей лучинки. Что происходит?

Не знаете ли вы, какой это газ?

Вы убедились, что вода, как и хлористый водород, — сложное вещество, разлагающееся на два вещества: водород и кислород. При разложении воды образуются 2 объема водорода и один объем кислорода.

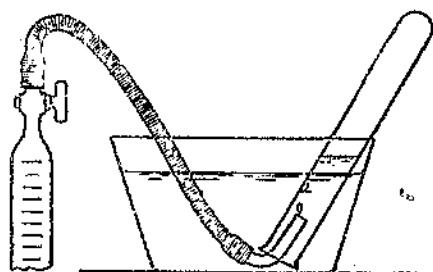


Рис. 20.

Кислород, как и хлор и водород, не может быть разложен. Это элемент.

Смесь водорода и кислорода в указанных объемах называется *гремучим газом*, так как при зажи-

гании ее получается сильный взрыв. При этом происходит химическая реакция, и образуется вода.

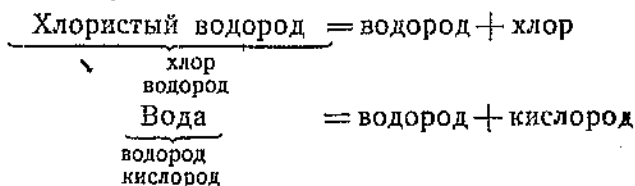
При разложении воды образуются водород и кислород. Можно считать, что водород и кислород входят в состав воды, подобно тому, как водород и хлор входят в состав хлористого водорода.

Элементы не в соединениях, а в свободном состоянии носят обыкновенно название: *простые вещества*.

Итак, хлористый водород состоит из двух элементов: хлора и водорода, так как он при разложении дает простые вещества: хлор и водород. Иначе говоря, хлористый водород есть *химическое соединение* хлора и водорода.

Вода состоит из двух элементов: водорода и кислорода. Вода есть химическое соединение водорода и кислорода.

Реакции разложения хлористого водорода и воды можно изобразить следующими схемами:



Смысл первой схемы таков:

Сложное вещество — хлористый водород, состоящий из элементов хлора и водорода, разлагаясь, образует простые вещества: водород и хлор.

Прочтите вторую схему.

ВОДА

Природная вода никогда не бывает вполне чистой. Вода морей, рек, озер, источников и т. д. всегда содержит большее или меньшее количество посторонних примесей. Наиболее чистая природная вода—дождевая, но и она содержит растворенные газы воздуха, частицы пыли и микроорганизмы, захваченные из воздуха.

Воды источников образуются из дождевой воды, но, просачиваясь через различные слои почвы, вода растворяет некоторые вещества. Воды некоторых источников имеют

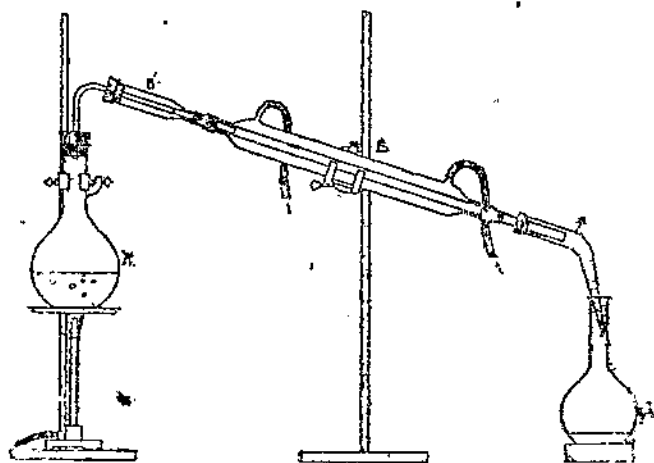


Рис. 21.

целительные свойства. Это так называемые минеральные воды.

Воды—речные, колодезные, озерные также содержат примеси в виде мути (нерастворимые вещества) и растворенных веществ. Особенно много веществ растворено в морской воде, в среднем около 3,5%.

Для очистки воды от примесей нерастворимых веществ (песок, глина и т. п.) ее фильтруют через бумагу, уголь, песок. Для очистки от растворенных веществ воду перегоняют, т. е. превращают в пары и охлаждают их.

С фильтрованием вы уже ознакомились в работе по очистке технической поваренной соли.

Ознакомьтесь теперь со способом очистки воды перегонкой.

Работа 25. Перегонка воды

Для этой работы надо составить прибор по рис. 21. В левой колбе вы будете нагревать воду до кипения. Пары

воды пойдут по узкой трубке в холодильник¹ — длинную стеклянную трубку, окруженную стеклянной муфтой, по которой течет холодная вода. В холодильнике пары сгущаются в жидкость, которая стекает в правую колбу, служащую приемником.

Составьте прибор. Налейте в левую колбу раствор поваренной соли (до половины колбы). Подкрасьте раствор².

Нагревайте колбу на сетке и следите за тем, как собирается жидкость в приемнике.

Перегоните большую часть воды. До конца перегонять нельзя, так как колба может лопнуть.

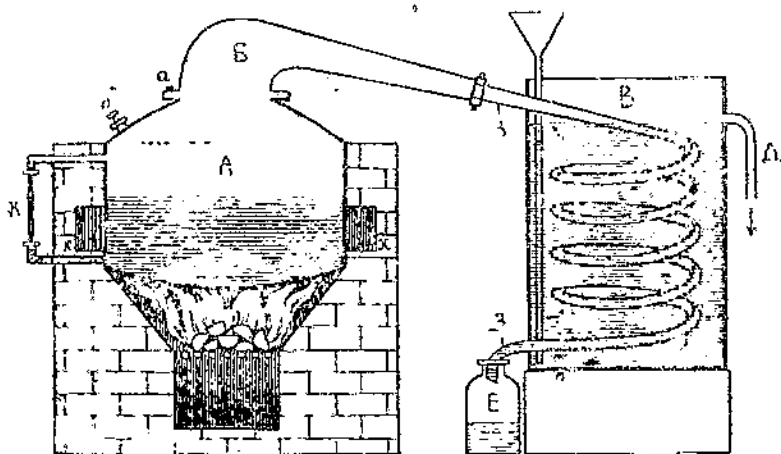


Рис. 22.

Перегнанную воду испытайте на вкус.

Сравните цвет перегнанной воды с цветом воды до перегонки.

Перегнанная вода называется дистиллированной.

Ее употребляют в лабораториях, в аптеках.

В химических производствах ею пользуются для получения химически-чистых продуктов, например, в производстве химически-чистой соляной кислоты (см. стр. 39).

Для перегонки больших количеств воды пользуются перегонным кубом (рис. 22), состоящим из котла, вмазанного в печь, и холодильника в виде змеевидной трубки, опущенной в сосуд, через который протекает холодная вода.

¹ Холодильник Либиха.

² *Препод.* — Можно опустить кристаллик медного купороса или марганцево-салиевой соли.

ВОДОРОД. ЕГО ПОЛУЧЕНИЕ. СВОЙСТВА. РЕАКЦИИ МЕТАЛЛОВ С КИСЛОТАМИ

Работа 26. *Выделение водорода из соляной кислоты действием металлов*

Предупреждение. При этой работе должны строго выполняться все указания, иначе может произойти взрыв.

В работе 20 при действии соляной кислоты на цинк, магний, железо и алюминий вы обнаружили выделение пузырьков газа. Теперь вы соберете этот газ, изучите его свойства и убедитесь, что это водород.

Соберите прибор, как на рисунке 23.

В банке *a* будет происходить реакция между соляной кислотой и металлом. Воронка *b* с длинной трубкой служит для приливания кислоты. Чтобы водород не уходил через воронку, необходимо конец трубки опустить до дна банки, чтобы он был погружен в кислоту. Водород будет собираться над водой в ванне *в*.

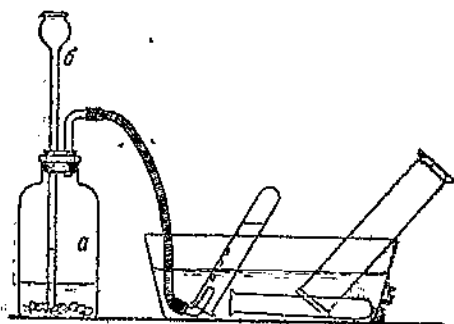


Рис. 23.

В банку поместите кусочки цинка или цинковые стружки (5—6 г); в ванну ¹ налейте воды и опустите в нее несколько пробирок. Наполните цилиндр водой, закройте его стеклянной пластинкой ² или бумагой и также опрокиньте его в ванну.

Одну из пробирок, наполненных водой, поставьте так, чтобы газоотводная трубка входила в пробирку. Налейте в воронку разбавленной соляной кислоты настолько, чтобы конец трубки был погружен в кислоту. Затем во время дальнейшего опыта приливайте понемногу кислоту, если реакция будет ослабевать.

Как только начнется реакция между цинком и кислотой, выделяющийся водород начнет вытеснять воздух из склянки. Смесь воздуха с водородом будет собираться в пробирку.

Когда пробирка наполнится газом, закройте ее отверстие пальцем, выньте из воды и, держа отвер-

¹ *Препод.* — Ванной может служить большая стеклянная чашка — простоквашница.

² *Препод.* — Края цилиндра и пластинка должны быть притертые, чтобы между ними не проходила вода.

стием книзу, поднесите к пламени (подальше от прибора), отнимите палец и внесите отверстие пробирки в пламя (рис. 19, стр. 41).

Если ничего не произошло, значит собрался один воздух из склянки. Если же газ загорелся со свистом, это означает, что вместе с воздухом попал в пробирку водород; свистом сопровождается взрыв смеси водорода с воздухом. В пробирке этот взрыв совершенно безопасен.

Соберите еще одну пробирку газа и испытайте, как он загорается. Повторяйте этот опыт зажигания газа в пробирке до тех пор, пока газ не будет загораться спокойно, со слабым коротким звуком, без свиста.

Чистый водород загорается спокойно. Пробу необходимо вести тщательно, чтобы затем в цилиндр собрать чистый водород.

Когда вы убедитесь, что идет водород без примеси воздуха, поместите над отверстием трубки цилиндр и соберите полный цилиндр газа.

Приготовьте длинную сухую лучинку. Выньте цилиндр из воды, держите его вертикально, отверстием вниз и сейчас же внесите в цилиндр зажженную лучину. Заметьте, в каком месте происходит горение водорода и поддерживается ли горение лучины в среде водорода.

Можно затем зажечь водород у выходного отверстия трубки. Для этого необходима безусловная уверенность в том, что в приборе нет воздуха, так как иначе прибор может разорваться. Если вы открывали пробку прибора, то проверьте вновь, при помощи собирания газа пробирках, чистый ли водород идет из трубки.

Зажгите водород у выхода из трубки. Над пламенем поместите холодный предмет (стеклянную воронку, стакан, колбу). Что вы замечаете на стенках холодного предмета?

Это — вода, образовавшаяся, при горении водорода. Разлагая воду электрическим током, вы узнали, что вода состоит из водорода и кислорода. Следовательно при горении водорода произошло соединение водорода с кислородом воздуха.

Работа 27. Собирание водорода вытеснением воздуха

Введите трубку от прибора для получения водорода в опрокинутую пробирку (рис. 24), пустите ток газа и через некоторое время поднесите пробирку к поставленной на некотором расстоянии горелке. Если из прибора идет чистый водород — произойдет вспышка, если смесь с воздухом — взрыв.

Таким способом, собирая водород в пробирку, можно убедиться в чистоте выходящего из прибора водорода.

Наполните две пробирки водородом указанным способом и затем подержите в течение нескольких минут одну, пробирку кверху отверстием, другую книзу. После этого поднесите обе пробирки к пламени. Результат?

Для получения водорода в лабораториях применяют специальные аппараты. Чаще всего пользуются аппаратом Киппа (рис. 25). Он состоит из сосуда *БВ* с перетяжкой *а* посредине. В сосуд вставлена на шлифе шарообразная воронка *А*. В суженное место *а* сосуда *БВ* вставляется сетка, сквозь которую проходит трубка воронки *А*. На сетку помещается цинк.

Через трубку *б* с краном *в* выходит из прибора газ. Через нижнее горлышко (тубус) *г* — выливается по мере надобности получающийся при реакции раствор.

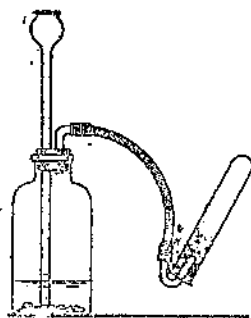


Рис. 24.

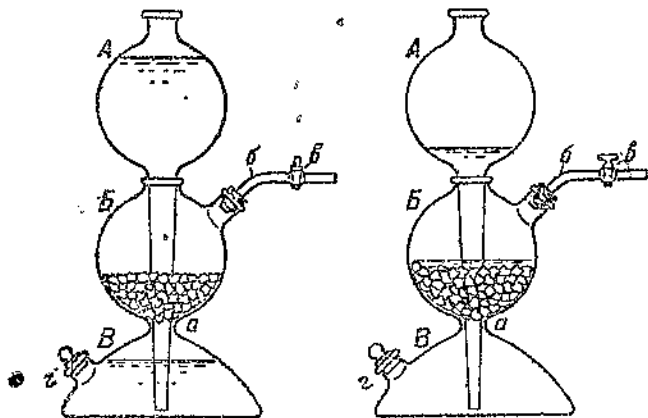


Рис. 25.

Снаряжение аппарата производится следующим образом. Поднимают воронку *А*, насыпают цинк в шар *Б*, после чего воронку вновь плотно вставляют. В воронку наливают разбавленную кислоту; при этом открывают кран *в* для выпуска воздуха из аппарата.

Кислота стекает по воронке в нижнее отделение *В*, оттуда поднимается через суженную часть *а* в средний шар. Здесь кислота вступает в реакцию с цинком. Выделяется водо-

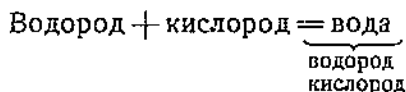
род, который вытесняет воздух через трубку *б*, а затем сам выходит через ту же трубку.

Собрав требуемое количество водорода, закрывают кран *в*. Водород, собирающийся в шаре *Б*, не имея выхода наружу, производит давление на кислоту и переводит ее в отделение *В*, а оттуда по воронке вверх в шар *А*. Таким образом реакция между цинком и кислотой прекращается (рис. 25—правая часть).

В таком состоянии аппарат может сохраниться до тех пор, пока не нужно вновь получить водород. Открыв кран *в*, выпускают водород, давление внутри сосуда уравнивается с атмосферным, и кислота вновь стекает из шара *А* в *В* и *Б*, что вызывает возобновление реакции.

Физические свойства водорода. Водород — бесцветный газ, без запаха¹ и вкуса. Он самый легкий из существующих газов, в 14,4 раза легче воздуха. 1 литр водорода весит 0,09 г. Водород мало растворим в воде.

Химические свойства водорода. Водород способен гореть. При горении водород соединяется с кислородом воздуха, образуя воду. Происходит химическая *реакция соединения*, которую можно выразить следующим образом:



Теперь для вас должно быть ясно и название полученного газа — **водород** (рождает воду).

Пламя водорода почти бесцветно, но обладает высокой температурой (около 1000°).

Если водород смешан с воздухом, то горение сразу распространяется по всей смеси газов, и происходит взрыв. Взрыв в небольшой пробирке безопасен, большой же сосуд

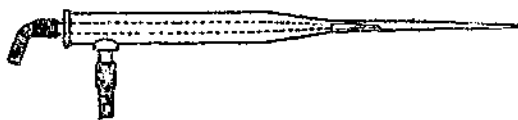


Рис. 26.

может разорваться. Поэтому и необходимо неукоснительно производить испытания чистоты водорода, прежде чем поджигать его у отверстия газотводной трубки или собирать в большой сосуд.

Применение водорода. Водород применяется для наполнения воздушных шаров и дирижаблей. Как самый

¹ Если вы употребляли цинк не химически чистый, то при реакции его с соляной кислотой вместе с водородом могли выделяться другие газы (сероводород, мышьяковистый водород), имеющие запах. Это вредные газы, а потому вдыхать их не следует.

легкий газ он имеет большую грузоподъемную силу; однако его способность воспламеняться и взрывать в смеси с кислородом делает дирижабли опасными в пожарном отношении. Поэтому в настоящее время водород в дирижаблях заменяется другим газом — гелием¹, более тяжелым, чем водород, в два раза, но совершенно негорючим.

Высокая температура пламени водорода также нашла себе применение в технике. Температура пламени водорода, горящего в кислороде (2000°), гораздо выше чем температура пламени водорода, горящего в воздухе (1000°). Поэтому для получения высокой температуры пользуются горелкой Даниэля (рис. 26). В этой горелке по внутренней трубке пускается кислород, а по наружной — водород. У выхода газы встречаются, получается гремучий газ. Он загорается и дает пламя очень высокой температуры. Водородно-кислородным пламенем пользуются для плавления платины (темп. пл. 1775°), для выделки кварцевой посуды (т. пл. кварца около 1780°).

Работа 28. *Исследование вещества, образовавшегося в растворе при действии соляной кислоты на цинк*

Когда реакция в приборе для получения водорода (работа 26) прекратится (после того как кончили собирание водорода, не доливайте в прибор кислоты), профильтруйте жидкость, оставшуюся в приборе.

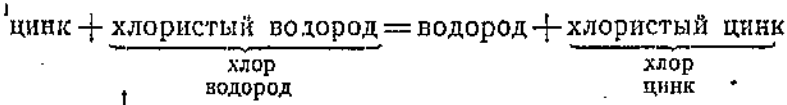
На фильтре остатки не вступившего в реакцию цинка и содержащихся в нем примесей.

Фильтрат соберите в фарфоровую чашку и выпарьте досуха.

Вспомните, остается ли твердый остаток при выпаривании соляной кислоты (работа 22).

Оставшееся после выпаривания жидкости твердое белое вещество — *хлористый цинк*. Он образовался следующим образом: цинк выделил из соляной кислоты водород, сам же соединился с хлором, входившим в состав соляной кислоты. Вода, в которой была растворена соляная кислота, в этой реакции не участвует. В этой воде растворяется образовавшийся хлористый цинк.

Схема реакции:



Произошла химическая *реакция замещения*: цинк заменил, заместил водород.

При действии на соляную кислоту других металлов (железа, алюминия, магния) также выделяется водород и обра-

¹ О гелии будет сказано дальше.

ауются химические соединения металлов с хлором: *хлористое железо, хлористый алюминий, хлористый магний.*

Напишите схемы этих реакций по образцу схемы реакции цинка с соляной кислотой.

Хлористый цинк применяется для пропитывания железно-дорожных шпал с целью предохранить их от гниения. Работа 29. *Исследование газа, выделяющегося при действии цинка на серную кислоту*

При действии некоторых металлов на серную кислоту (работа 14) вы обнаружили выделение газа. Испытайте свойства этого газа.

В пробирку *а* (рис. 27) положите несколько кусочков цинка и прилейте разбавленной серной кислоты. Закройте пробкой с трубкой, направленной вверх, и опрокиньте над трубкой другую пробирку *б*.

Через несколько минут закройте отверстие пробирки *б* пальцем, осторожно снимите с трубки и поднесите к пламени.

Если газ в пробирке воспламенился, значит это горючий газ, так как он вытеснил воздух (весь или часть его) из опрокинутой пробирки, и он легче воздуха. Этих признаков однако недостаточно, чтобы сказать, что полученный газ—водород. Необходимо исследовать, какое вещество образуется при его горении.



Убедитесь, что из пробирки выделяется чистый газ (зажигается спокойно без свиста, см. стр. 46). Зажгите газ у выходного отверстия трубки.

Подержите над пламенем сухой стакан. (см. работу 26). Результат?

Рис. 27. Теперь вы можете сказать, что при действии цинка на серную кислоту действительно выделяется водород.

Реакция цинка с кислотой еще, вероятно не прекратилась, а потому сохраните жидкость в пробирке (открытой) до следующего дня; а затем проделайте следующую работу:

Работа 30. *Исследование вещества, образовавшегося в растворе при действии серной кислоты на цинк*

На другой день вы обнаружите в пробирке вместе с темными кусочками остатка цинка еще бесцветные кристаллы; отделите их от остатков цинка. Для этого:

Нагрейте пробирку. Когда кристаллическое вещество растворится, профильтруйте горячий раствор.

¹ Кислоту разбавить так: 1 объем крепкой кислоты и 5 объемов воды, при чем соблюдать правила смешивания этих жидкостей (стр. 28).

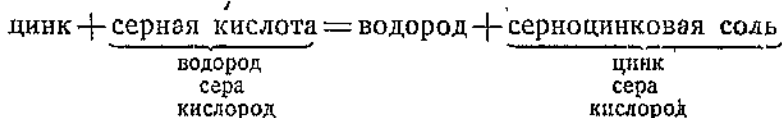
Фильтрат оставьте стоять до следующего дня. Выпаривать его не нужно.

На другой день наблюдайте образовавшиеся кристаллы. Слейте раствор, а кристаллы переложите на фильтровальную бумагу.

Прикройте их сверху кусочком фильтровальной бумаги, осушите, прижимая бумагу пальцами, и пересыпьте в общую банку.

Вы убедились, что при действии цинка на серную кислоту наблюдались явления, сходные с теми, которые совершались при реакции соляной кислоты с металлами: выделялся водород, и появлялось новое твердое вещество. Происходила реакция замещения водорода кислоты металлом. Вещество, образующееся при замещении водорода кислоты металлом, называется солью. При замещении водорода соляной кислоты металлом, образуются соли соляной кислоты, или хлористые соли (хлористый цинк, хлористое железо и т. д.). При замещении водорода серной кислоты металлом образуются соли серной кислоты (серноцинковая соль, серноалюминиевая соль и т. д.).

Схема реакции:



ХЛОР

Вы выделили хлор из соляной кислоты при разложении ее электрическим током. Для изучения свойств хлора надо собрать его в большом количестве.

С этой целью получите хлор из соляной кислоты действием на нее двуокиси марганца.

Работа 31. *Получение хлора из соляной кислоты*

Предупреждение: хлор очень ядовит, остерегайтесь вдыхать его в значительных количествах. Все опыты с ним надо делать в вытяжном шкафу.

Составьте прибор по рис. 28.

В колбу положите около 10 г зерновой двуокиси марганца и прилейте около 40 см³ крепкой соляной кислоты. Закройте пробкой с отводной трубкой, конец которой опустите в сухую банку, закрыв ее куском картона или бумаги с отверстием для трубки.

Нагрейте колбу и следите за выделением газа.

Это хлор. Обратите внимание на цвет его.

Когда банка доверху наполнится хлором (узнать по цвету), отставьте горелку и освободите банку из прибора следующим приемом: поднимите штатив с колбой так, чтобы отводная трубка вышла из банки. Банку закройте пробкой.

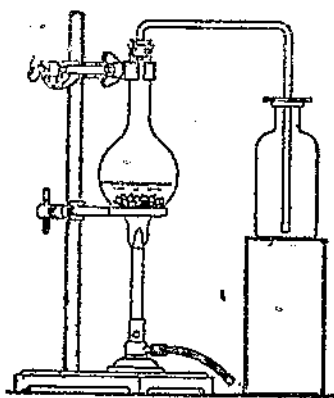


Рис. 28.

Подставьте под трубку вторую банку и продолжайте нагревание колбы.

Наполните всего четыре банки (можно взять цилиндры) хлором.

Прибор для получения хлора и банки с хлором сохраните для следующих работ.

Работа 32. Горение металлов в хлоре

В хлоре вы будете сжигать следующие металлы: 1) натрий, 2) медь, 3) сурьму.

1) Получите у преподавателя кусочек натрия, величиною в горошину. Возьмите его щипцами (руками брать его нельзя). Осушите натрий фильтровальной бумагой и поместите в сухую пробирку.

Опустите в пробирку (рис. 29) трубку, соединенную с прибором для добытия хлора, пустите ток хлора и нагревайте пробирку с натрием сильным пламенем горелки.

Вы наблюдаете горение натрия и появление белого дыма. Дым состоит из мелких частичек твердого вещества. — Это химическое соединение натрия с хлором — *хлористый натрий* называемый обычно поваренной солью.

Пробирку с остатками натрия положите в раковину и залейте водой.

2) В одну из банок, наполненных хлором, опустите щипцами кусок накаленной тонкой медной проволоки.

Образующийся дым — *хлорная медь*, химическое соединение меди с хлором.

3) Во вторую банку сыпьте понемногу сурьмы измельченной в порошок. Наблюдайте образующийся огненный дождь. Когда реакция прекратится, обратите внимание на волны белого дыма, дайте им осесть.

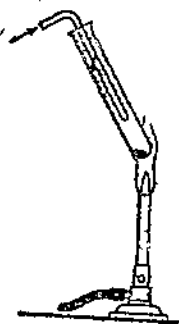


Рис. 29.

Это—соединение сурьмы с хлором—пятихлористая сурьма.

Работа 33. Горение водорода в хлоре

Вы уже ознакомились с водородом, испытали его способность гореть в воздухе. Прodelайте теперь опыт горения водорода в хлоре.

Водород для этой работы можно получить из прибора, описанного в работе 26, или из аппарата Киппа. В том и другом случае необходимо предварительно испытать, идет ли чистый водород, без примеси воздуха.

Присоедините к аппарату, из которого вы добываете водород, трубку, изогнутую как на рис. 30.

Соберите в пробирку водород и испытайте, есть ли в нем примесь воздуха (см. работу 26).

Если есть воздух, выпустите некоторое количество водорода и испытайте вновь.

Когда пойдет чистый водород, зажгите его у выхода и опустите конец трубки в банку или цилиндр с хлором (рис. 30). Наблюдайте, продолжается ли горение и что при этом образуется.

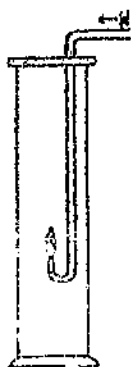


Рис. 30.

Какое вещество могло образоваться при соединении водорода с хлором?

Работа 34. Испытание белящей способности хлора

Возьмите полоску цветной материи,¹ намочите часть ее водой и опустите в банку с хлором.

Через некоторое время посмотрите, что произошло.

Работа 35. Свойства хлорной воды

Опустите трубку от прибора для добывания хлора в пробирку с водой и пропускайте ток хлора ($1\frac{1}{2}$ часа). Посмотрите, каков цвет жидкости.

Осторожно понюхайте ее.

Раствор хлора в воде называется хлорной водой.

Положите в хлорную воду кусочек цветной материи.

Результат.

Физические свойства хлора. Хлор—газ зеленовато-желтого цвета, тяжелее воздуха. (1 литр хлора весит 3,2 г). При охлаждении его до -34° он превращается в жидкость; при комнатной температуре хлор может быть превращен в жидкость под давлением 16,5 атмосфер; при 0° —под давлением 3,7 атмосфер. При охлаждении до температуры -100° хлор превращается

¹ Предп. — Приготовить голубой коленкор, предварительно испытав его.

в твердую массу. Хлор растворим в воде: в одном объеме воды при 0° и нормальном давлении растворяется 4,6 объема хлора. Жидкий хлор хранят в стальных баллонах (рис. 31а и б).

Химические свойства хлора. Хлор очень активный элемент, т. е. легко вступает в реакции со многими веществами, а потому в природе в свободном состоянии не встречается.

Вы уже убедились, что водород горит в хлоре, образуя хлористый водород. Химическое соединение водорода с хло-



Рис. 31-а.

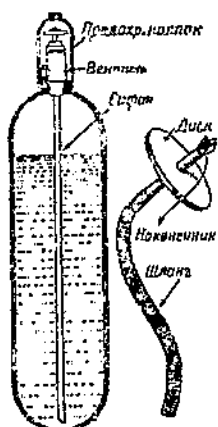


Рис. 31-б.

ром может произойти и иначе: если приготовить смесь водорода и хлора (равные объемы) и подвергнуть ее действию солнечных лучей, то произойдет соединение водорода с хлором, сопровождающееся взрывом. При рассеянном свете соединение водорода с хлором происходит медленно, без взрыва; в темноте водород с хлором не соединяются, а каждый из этих газов сохраняет свои свойства.

Способность хлора энергично соединяться с водородом проявляется и в том, что он отнимает водород у других соединений. Так при растворении хлора в воде медленно происходит реакция между хлором и водой, при чем в конечном итоге хлор соединяется с водородом, а свободный кислород выделяется. Этим объясняется действие хлора на многие красящие вещества: кислород, освобождаемый хлором из воды, разрушает красящее вещество, превращая его в бесцветное соединение. Действие кислорода на красящие вещества вам знакомо по явлению „выцветания“ окрашенных тканей на воздухе, чем пользуются для беления холста, подвергая его про-

должительному действию воздуха и солнечных лучей. Кислород, выделяемый хлором из воды, действует гораздо энергичнее, чем кислород воздуха.

Хлор оказывает разрушающее действие на органические вещества. Поэтому он губителен для живых существ.

Хлор энергично соединяется с металлами, образуя хлористые металлы, или хлористые соли; из них в природе чаще всего встречается хлористый натрий (поваренная соль), который и служит источником для добывания хлора и его соединений.

Добывание хлора для промышленных целей производится главным образом электролитическим способом: насыщенный раствор поваренной соли подвергается электролизу. При этом на положительном электроде (аноде) выделяется хлор; образующийся на отрицательном электроде (катоде) натрий не выделяется в свободном состоянии, так как он вступает в реакцию с водой (с этой реакцией вы ознакомитесь при следующей работе).

Применение хлора в промышленности основано главным образом на его белящей способности; для отбеливания тканей и бумаги пользуются также некоторыми кислородными соединениями хлора, легко выделяющими кислород, главным образом хлорной (или белильной) известью.¹

Разрушающее действие хлора на микроорганизмы использовано в технике для дезинфекции воды, т. е. освобождения ее от микробов—носителей болезней. Речная вода, особенно при больших городах, содержит значительное количество микроорганизмов, вызывающих эпидемии брюшного тифа, дезинтерии, холеры и т. п. Фильтрация воды через песок на городских водопроводных станциях освобождает ее от механических примесей. Профильтрованную воду подвергают действию хлора (хлорированию). Для полного обезвреживания литра воды оказывается достаточным 0,2 л хлора.

Пользуясь отравляющими свойствами хлора, его применяют в борьбе с вредителями сельского хозяйства. Наиболее крупных вредителей—сусликов—отравляют в их норах хлором, который направляют туда из стальных баллонов (бомб) (рис. 32). Как только газ, хлор опускается вниз, заполняет нору и в 3—4 секунды убивает ее обитателя. Для этой же цели употребляют и соединение, содержащее хлор, — фосген.

Хлором лечат домашних животных от чесотки. Болезнь эта вызывается чесоточными клещами. Заболевшее чесоткой

¹ Производство хлорной извести и других соединений хлора будет изложено во второй части курса.

животное, например лошадь, вводят в особое закрытое помещение с отверстием для головы, которая высывается наружу. Помещение наполняют хлором, от чего погибают чесоточные клещи и их личинки.

Особенно большое значение приобрел хлор для военных целей. Это первое отравляющее вещество, которое начало

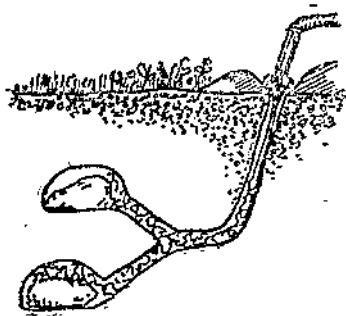


Рис. 32.

применяться во время войны. Успешности его применения способствовали следующие его свойства: 1) легко сгущается в жидкость, а потому его можно хранить в жидком виде, под давлением, в стальных цилиндрах; 2) значительно тяжелее воздуха, а потому стелется по земле и медленно рассеивается в атмосфере; 3) очень ядовит: при содержании 2,5 мг хлора на литр воздуха он оказывает смертельное действие.

Впоследствии стали применяться более сильно действующие боевые отравляющие вещества (О. В.). Это сложные вещества, состав их весьма разнообразен, но почти все они содержат хлор. Из них наибольшее применение получил бесцветный газ фосген,¹ состоящий из углерода, кислорода и хлора.

Из помещенной здесь таблицы можно видеть, какую роль играет хлор, как составная часть большинства боевых О. В.:

Название важнейших О. В.	% хлора	Род О. В.
Хлор	100	Удушающее
Фосген	71,7	Удушающее и ядовитое
Дифосген	71,7	
Хлорпикрин	64,7	Слезоточивое
Хлорциан	56,9	"
Хлорбензил	28,1	"
Хлорацетофенон	23	"
Люисит	40,6	Нарывное
Иприт	44,7	"
Дифенилхлорарсин	13,4	Раздражающее
Этилдихлорарсин	40,5	"

Поэтому добывание хлора является одной из важнейших отраслей военно-химической промышленности.

О противогазах, служащих для защиты против отравляющих веществ, будет сказано ниже в теме „окислительные и восстановительные процессы“.

¹ О фосгене будет подробнее ниже.

НАТРИЙ

Вторым элементом, входящим в состав поваренной соли, является металл натрий. Вы уже ознакомились с его способностью гореть в хлоре.

Ознакомьтесь с другими свойствами натрия.

Работа 36. Действие натрия на воду

Получите от преподавателя свежее отрезанный кусочек натрия¹ с горошину величиной. Обратите внимание на поверхность среза. Осушите его бумажкой. Опустите его в присутствии преподавателя щипцами в стакан с водой и закройте стакан воронкой (рис. 33).



Когда реакция натрия с водой закончится, возьмите пальцами немного жидкости из стакана, где происходила реакция; потрите палец о палец. Что ощущается? Вымойте руки чистой водой.

Налейте в пробирку фиолетовый раствор лакмуса, прибавьте 1 каплю разбавленной соляной кислоты, от чего раствор порозовеет. Приливайте в пробирку жидкость из чашки до тех пор, пока цвет раствора не станет синим.

Рис. 33.

Образовавшееся при реакции между натрием и водой сложное вещество—*едкий натр*, о котором будем говорить ниже. Он обладает способностью окрашивать лакмус в синий цвет.

Работа 37. Исследование газа, выделяемого из воды натрием

При действии натрия на воду происходит выделение газа. Чтобы исследовать свойства газа и определить, какой это газ, надо его собрать.

В сухую металлическую сетку положите сухой кусочек натрия, заверните его и, захватив щипцами, подведите под опрокинутый над водой цилиндр с водой (рис. 34).

Если газ не заполнит всего цилиндра, можно взять еще кусочек натрия, но сразу большого куска брать нельзя, так как может произойти взрыв.

Когда цилиндр наполнится газом, поднимите его над водой и поднесите к нему горящую спичку.

Какой это газ?

Физические свойства натрия. Натрий—металл с характерным металлическим блеском и серебристым

¹ *Препод.*— Необходимо срезать корочку, образующуюся на поверхности металлического натрия, иначе может произойти взрыв.

цветом, который обнаруживается лишь при свежем срезе. Он очень мягок, легко режется ножом. Натрий — один из самых легких металлов, он легче воды. Его удельный вес $\approx 0,98$.

Химические свойства. Натрий очень энергично вступает в реакцию со многими веществами, поэтому он не встречается в природе в свободном состоянии. Его хранят в керосине, так как на воздухе он быстро окисляется, т. е. соединяется с кислородом. Натрий так энергично соединяется с кислородом, что он отнимает кислород от воды, выделяя водород (сравните с действием хлора на воду).

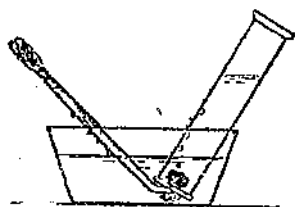


Рис. 34.

При действии натрия на воду образуется кроме водорода еще одно вещество. Оно находится в растворе и при выпаривании воды остается в виде твердого белого

вещества. Это — *едкий натр*. Раствор его на ощупь скользкий, мыльный; его действие на лакмус отличается от действия кислот: он окрашивает розовый лакмус в синий цвет. Это свойство *щелочей*.

В природе натрий встречается только в виде соединений — преимущественно в соединении с хлором, — хлористый натрий, или поваренная соль. Природная поваренная соль содержит от 90 до 99,5% хлористого натрия. Встречаются и другие природные соединения натрия (селитра и др.), с которыми вы ознакомитесь дальше.

Получается металлический натрий электролитическим способом: расплавленный едкий натр разлагают при помощи электрического тока, при чем на катоде образуется металлический натрий, а на аноде — хлор.

ХАРАКТЕРНАЯ РЕАКЦИЯ НА СОЛЯНУЮ КИСЛОТУ И ЕЕ СОЛИ

Крепкую соляную кислоту можно узнать по запаху выделяющегося из нее хлористого водорода. Разбавленную же соляную кислоту нельзя по внешним признакам отличить от других разбавленных кислот, например, серной, азотной. Вспомните (работа 19), что действие всех этих кислот на лакмус одинаково.

Не всегда можно отличить по внешним признакам также и растворы соли.

Испытаем действие некоторых кислот и солей на раствор ляписа. Ляпис — это азотносеребряная соль,

т. е. соль азотной кислоты, являющаяся продуктом замещения водорода азотной кислоты серебром.

Работа 38. Действие раствора ляписа на растворы различных кислот

Разлейте по разным пробиркам следующие четыре раствора: а) соляной кислоты; б) серной кислоты; в) азотной кислоты; г) уксусной кислоты. В пятую пробирку налейте чистой воды.

Прилейте во все пробирки по несколько капель раствора ляписа. Заметьте, какие произошли изменения.

Сохраните изменившуюся жидкость.

Как можно отличить соляную кислоту от других кислот и от воды?

Работа 39. Действие раствора ляписа на растворы некоторых солей

Испытайте действие раствора ляписа на растворы солей: поваренной соли, хлористого цинка, серноцинковой соли и сернонатриевой соли.

Какие произошли изменения?

Нетрудно заметить, что при действии раствора ляписа на соляную кислоту и ее соли (хлористый натрий, хлористый цинк) происходят одинаковые изменения: жидкость белеет, теряет свою прозрачность. Следовательно в ней появляется нерастворимое вещество. Это — *хлористое серебро*, образовавшееся из двух элементов: а) серебра; входящего в состав азотносеребряной соли, и б) хлора, входящего в состав соляной кислоты и всех ее солей.

Схемы реакций

хлористый водород + азотносеребряная соль =

водород
хлор

серебро
азот
кислород

= хлористое серебро + азотная кислота

серебро
хлор

водород
азот
кислород

хлористый натрий + азотносеребряная соль =

натрий
хлор

серебро
азот
кислород

= хлористое серебро + азотнонатриевая соль

серебро
хлор

натрий
азот
кислород

¹ *Препод.* — Серную кислоту и соли ее взять в сильно разбавленных растворах.

Действие раствора азотносеребряной соли на соляную кислоту и растворы ее солей является характерной реакцией для них, так как дает возможность отличить их от других кислот и солей. Азотносеребряную соль называют „реактивом“ на соляную кислоту и ее соли.

Работа 40. *Свойства хлористого серебра*

Посмотрите, что сделалось с образовавшимся у вас хлористым серебром. В пробирке уже вероятно можно заметить слой прозрачной жидкости и под ним белый слой. Еще некоторое время—и жидкость окончательно делается прозрачной, а на дне пробирки осядет более твердое вещество. Это—осадок хлористого серебра.

Чтобы ускорить процесс оседания хлористого серебра, сделайте следующий опыт:

Налейте в коническую колбу немного разбавленной соляной кислоты, прилейте раствора азотно-серебряной соли. Взболтайте несколько раз колбу.

Хлористое серебро при взбалтывании образует творожистый осадок.

Нагрейте колбочку на сетке до кипения. Взболтайте жидкость.

При этих условиях осадок еще более уплотняется.

Профильтруйте вашу жидкость. Когда на фильтре останется только осадок, налейте на него воды и дайте ей стечь.

Промытый таким путем осадок хлористого серебра выставьте вместе с фильтром на свет на несколько часов и посмотрите, что с ним произошло.

Хлористое серебро—непрочное соединение; при действии света оно разлагается, выделяя металлическое серебро в виде темного порошка.

4. КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ СОСТАВ ХЛОРИСТОГО ВОДОРОДА И ХЛОРИСТЫХ СОЛЕЙ. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ

Мы уже выяснили, из каких элементов состоят различные сложные вещества: вода, соляная кислота, хлористые соли. Перейдем теперь к определению их количественного состава.

Наша задача: определить, какой процент водорода и хлора содержится в хлористом водороде. Задача распадается на 3 части:

1. Определение весового количества водорода в данном количестве хлористого водорода.

2. Определение количества хлора в том же количестве хлористого водорода.

3. Вычисление процентного содержания хлора и водорода.

Для решения этих задач необходимо:

- 1) приготовить соляную кислоту, содержащую точно известное нам количество хлористого водорода;
- 2) вытеснить из данной соляной кислоты цинком весь водород и определить его вес;
- 3) собрать образовавшуюся соль—хлористый цинк и взвесить; зная вес цинка, вошедшего в состав хлористого цинка, и вычтя этот вес из веса хлористого цинка—можно узнать вес хлора.

Попутно может быть решена и вторая задача: каков процентный состав хлористого цинка.

Работа 41. *Приготовление соляной кислоты с известным содержанием хлористого водорода*

Вы уже знаете из работы 17, как получается соляная кислота. Мы видоизменим способ получения и прибор, исходя из следующих соображений.

Надо знать вес хлористого водорода. Поэтому вы будете пропускать хлористый водород во взвешенную колбу с водой; после поглощения взвесите колбу вторично.

Чтобы прибавка в весе произошла за счет одного лишь хлористого водорода, надо получить сухой хлористый водород; для этой цели вы будете действовать на поваренную соль крепкой серной кислотой и выделяющийся хлористый водород будете пропускать через сушильную склянку с крепкой серной кислотой.

Действие крепкой серной кислоты на поваренную соль происходит очень бурно. Поэтому надо приливать ее по частям. Это можно сделать при помощи воронки с крапом, вставленной в колбу. Нагревать колбу не требуется.

Теперь для вас должно быть ясно назначение всех частей прибора, изображенного на рис. 35.

Соберите такой прибор. В „промывную“ склянку *б*¹ налейте немного крепкой серной кислоты (высотой на 2—3 см).

В колбу *г* налейте 80 см³ воды, вытрите снаружи, закройте пробкой и взвесьте на техно-химических весах с точностью до 0,01 г.

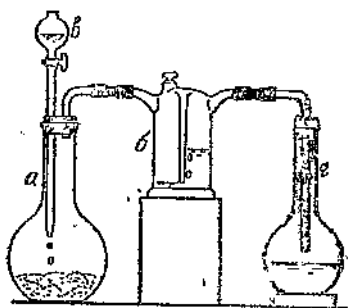


Рис. 35.

¹ Склянка Тищенко. В ней перегородка с отверстием, через которую будет проходить газ.

В колбу *a* насыпьте поваренной соли до половины колбы. В воронку *в* налейте крепкую серную кислоту.

Соедините приборы. Колбу *г* закройте клочком ваты, а пробку сохраните для следующего взвешивания.

Откройте кран воронки и пускайте серную кислоту во каплям в колбу с солью.

Начнет выделяться газ, хлористый водород, который пройдет через сушильную склянку, осушится и будет поглощаться водой в колбе *г*.

Регулируйте реакцию получения хлористого водорода путем приливания серной кислоты так, чтобы можно было считать пузырьки газа, проходящего через сушильную склянку.

Соляную кислоту следует приготовить не крепче 10—12%, чтобы избежать бурной реакции с цинком (при следующей работе). Следовательно 80 см³ воды должны поглотить около 8 г хлористого водорода.

Пропускайте хлористый водород в колбу около иолучаса. Затем прекратите приливание серной кислоты, выньте трубку и вату из колбы *г*, закройте ее прежней пробкой и определите приблизительно прибавку в весе (с точностью до 1 г). Пример: колба с водой весила 150,25 г; теперь ее вес больше 157 г, ил меньше 158 г, значит прибавка в весе около 7 г.

Если прибавка в весе окажется меньше 7 г, продолжайте поглощение хлористого водорода. Если больше 7 г, то поглощать больше не нужно. Тогда взвесьте колбу с кислотой с точностью до 0,01 г.

Пример записи:

Вес колбы с соляной кислотой	157,58 г
Вес колбы с водой	150,25 г
Вес хлористого водорода	7,33 г

Работа 42. Определение процентного содержания водорода в хлористом водороде .

Работа будет заключаться в том, что вы выделите из полученной вами в работе 41 соляной кислоты водород цинком, определите объем водорода, затем, зная, что 1 л водорода весит при нормальных условиях (0° и 760 мм давление) 0,08987 г, рассчитаете вес полученного объема водорода и, наконец, зная вес хлористого водорода во взятой соляной кислоте, рассчитаете процентное содержание водорода в хлористом водороде.

Определение веса водорода по объему приходится делать потому, что водород очень легкий, и взвешивание его на весах дало бы очень неточный результат.

Для измерения объема водорода вы воспользуетесь прибором, изображенным на рис. 36. Здесь *А*—колба, в которой вы приготовили соляную кислоту в работе 41. В нее вы прибавите цинк. Выделяющийся водород по трубке *г* будет переходить в бутылку *Б*, наполненную водой, вода же из бутылки *Б* будет вытесняться водородом по трубке *д* в бутылку *В*. Ясно, что объем воды, перешедшей из бутылки *Б* в бутылку *В*, будет равен объему выделившегося из колбы *А* водорода (объем воды можно определить при помощи мензурки).

Но объем газа, как вам известно, зависит от давления, под которым газ находится. Поэтому прежде чем измерять объем вытесненной газом воды, нужно привести газ к атмосферному давлению.

Для этого поднимают или опускают бутылку *В* настолько, чтобы уровни воды в бутылках *Б* и *В* были на одной высоте. При поднимании или опускании бутылки *В* вода перетекает по трубке *дж* из одной бутылки в другую. Установив уровни на одной высоте, зажимают каучук *з* зажимом *з*, вынимают трубку *ж* из бутылки *В* и измеряют объем воды.

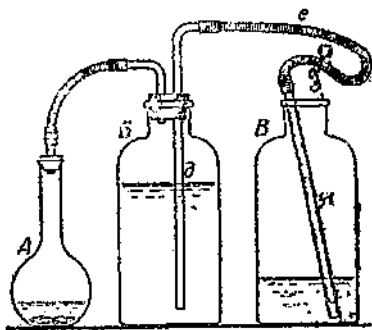


Рис. 36.

У вас может возникнуть еще следующий вопрос: ведь в бутылку *В* соберется не чистый водород, а в смеси с бывшим в колбе воздухом, в колбе же в конце опыта будет находиться не воздух, а водород; как же можно судить по количеству вытекшей воды об объеме водорода? Но вы должны вспомнить, что все газы в одинаковой мере подчиняются закону Бойля-Марриотта, следовательно объем вытекшей воды будет зависеть только от количества выделившегося водорода, который прибавится к бывшему в колбе и бутылки воздуху.

Теперь, выяснив ход работы, остановимся на деталях устройства прибора и на том, как производится опыт.

При устройстве прибора необходимо следующее:

1) Должна быть достаточных размеров бутылка *В*, чтобы она вместила весь водород, который может выделиться из кислоты. При указанном в работе 41 количестве хлористого водорода, растворенного в воде, бутылка *В* должна быть не меньше 4 л (удобно взять четвертную бутылку из-под вина).

2. Пробки прибора совершенно не должны пропускать газ; поэтому лучше взять каучуковые пробки.

3. Трубки *д* и *ж* должны доходить до дна склянок, чтобы концы их все время оставались погруженными в воду. Кроме того эти трубки перед началом опыта должны быть наполнены водой.

4. Каучук *е* должен быть достаточно длинен, чтобы можно было поднимать и опускать бутылку *В* для приведения газа к атмосферному давлению.

Опыт произведите следующим образом:

Бутылку *В* наполните водой почти до верха. Вставьте пробку с трубками. Наполните трубку *дж* водой. Для этого конец трубки *ж* погрузите в стакан с водой и высасывайте оттуда воздух из трубки *г*, открыв зажим *з* на каучуке *е*. Зажмите каучук, зажимом и замените стакан склянкой *В*.

Отвесьте около 12 г цинка (вес его определите с точностью до 0,01 г)¹ и, приведя колбу с кислотой

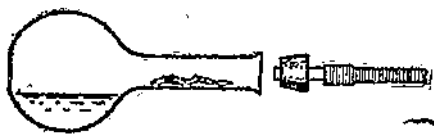


Рис. 37.

в горизонтальное положение, положите в горлышко отвешенный цинк и хорошо вставьте в колбу пробку прибора (рис. 37). Откройте зажим *з* и поставьте колбу, как на рис. 36.

Цинк упадет в колбу, начнется реакция вытеснения водорода, и вода будет перетекать в склянку *В*.

Когда реакция в колбе ослабеет, поставьте под нее чашку с горячей водой.

Когда реакция совершенно прекратится, дайте колбе вполне остыть. Затем опустите или поднимите бутылку *В* настолько, чтобы уровень воды в обеих бутылках стоял на одной высоте. Зажмите зажим *з* и выньте трубку *ж* из бутылки *В*.

Измерьте при помощи измерительного цилиндра объем воды, собравшейся в бутылке *В*.

Это будет объем водорода. По объему и удельному весу водорода вычислите его вес. Известно, что вес 1 л водорода при температуре 0° и давлении в 760 мм равен 0,08987.

При изменении температуры и давления изменяется объем газа. Давление и температура выделившегося водорода равны давлению и температуре в вашей лаборатории. Чтобы вычислить вес водорода, выделившегося при опыте, необходимо узнать, какой объем занимал бы тот же газ при нормальных условиях, т. е. при температуре 0° и давлении

¹ Знать точный вес взятого цинка нужно для следующего опыта.

Вопрос о том, происходит ли изменение веса веществ при химических реакциях изучался химиками при помощи точно поставленных опытов. На основании этих опытов было установлено, что вес веществ, вступающих в реакцию, точно равен весу веществ, получающихся при реакции.

Впервые этот закон — закон сохранения вещества — был формулирован русским ученым Ломоносовым (в 1760 г.) и вскоре после него, но совершенно независимо от него, французским ученым Лавуазье (в 1789 г.).

Применяя закон сохранения веса к нашему частному случаю, мы должны считать, что вес получившегося при реакции хлористого цинка точно равен сумме весов цинка и хлора, вступивших в реакцию.

Следовательно, мы можем определить вес хлора по разности между весом хлористого цинка и весом цинка.

Работа 43. *Определение процентного содержания хлора в хлористом водороде*

Для решения этой задачи нужно выделить из раствора (работа 42) полученный при реакции хлористый цинк и его взвесить. Затем взвесить оставшийся в колбе, т. е. не вступивший в реакцию цинк.

Вычтя вес оставшегося цинка из веса взятого, вы получите вес цинка, вошедшего в состав образовавшегося хлористого цинка. Вычтя из веса хлористого цинка вес цинка, вы узнаете вес соединенного с цинком хлора. Опыт сделайте следующим образом.

1. Взвесьте с точностью до 0,01 г фарфоровую чашку, вместимостью около 200 см³. Профильтруйте полученный при предыдущем опыте в колбе раствор хлористого цинка и фильтрат соберите в чашку. Все остатки цинка нужно перенести из колбы на фильтр, чтобы потом их взвесить. В колбе также не должно оставаться раствора хлористого цинка. Поэтому, окончив фильтрование, сполосните колбу несколько раз чистой водой, которую сливайте на фильтр. При этом каждый раз давайте всей жидкости пройти сквозь фильтр. Тогда и в фильтре не будет оставаться раствора хлористого цинка, он весь смоеся водой в чашку. Если вся жидкость в чашку не поместится, соберите ее отдельно.

Поставьте чашку с жидкостью на песчаную баню и осторожно нагрейте жидкость, не давая ей кипеть и разбрызгиваться, пока вся вода не испарится. Если часть профильтрованной жидкости была собрана отдельно, сливайте ее в чашку, по мере выпаривания.

Под конец не забудьте сполоснуть сосуд водой и слить воду в чашку.

2. Для взвешивания собранного на фильтр цинка, высушите фильтр с цинком. Для этого закройте воронку с фильтром бумагой и поместите в сушильный шкаф, в котором поддерживайте температуру около 100°. Лучше всего воспользоваться шкафом с двойными стенками, между которыми налита вода. Вода нагревается до кипения, и в шкафу устанавливается температура около 100°.

Когда фильтр совершенно высохнет, встряхните из него цинк во взвешенную с точностью до 0,01 г чашку и взвесьте.

Если кусочки цинка очень мелки и можно опасаться, что часть цинка останется на фильтре, можно взвесить цинк вместе с фильтром, положив на другую чашку весов такой же точно фильтр, промытый и высушенный в таких же условиях, как и первый.

Из веса взятого для реакции цинка (работа 42) вычите вес оставшегося и вы получите вес цинка, вступившего в реакцию с соляной кислотой.

3. Когда раствор в чашке выпарится досуха, вам нужно будет взвесить чашку с хлористым цинком. Хлористый цинк сильно притягивает влагу из воздуха, а потому при взвешивании надо принять следующие меры предосторожности.

Горячую чашку с остатком хлористого цинка поместите в эксикатор (см. стр. 18), чтобы хлористый цинк, охлаждаясь на воздухе, не впитывал влаги. По охлаждении взвесьте чашку с хлористым цинком. Взвешивание производите возможно быстрее, чтобы избежать поглощения влаги.

Поставьте чашку снова на песчаную баню на 10 минут, снова охладите в эксикаторе и взвесьте.

Если результаты близко подходят друг к другу (разница не более 0,02 г), считайте определение веса хлористого цинка оконченным.

Для определения веса хлора вычите из веса хлористого цинка вес цинка, вступившего в реакцию.

Вычислите процентное содержание хлора в хлористом водороде, вес которого вам известен (раб. 41).

Пример расчета

Вес чашки с цинком	62,40 г
Вес чашки	50,18 г
Вес цинка	12,22 г
Вес чашки с остатком цинка	55,97 г
Вес чашки	50,18 г
Вес остатка цинка	5,79 г

Вес цинка	12,22 г
Вес остатка	5,79 г
Вес цинка, вступившего в реакцию	6,43 г
Вес чашки с хлористым цинком	63,74 г
Вес чашки	50,18 г
Вес хлористого цинка	13,56 г
Вес хлористого цинка	13,56 г
Вес цинка	6,43 г
Вес хлора	7,13 г
Вес хлористого водорода (см. раб. 41)	7,32 г

$$\text{Процентное содержание хлора в хлористом водороде} = \frac{7,13 \cdot 100}{7,32} = 97,27\%$$

ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

На основании ваших данных вычислите:

- 1) отношение веса хлора к весу водорода в составе хлористого водорода,
- 2) отношение веса цинка к весу хлора в составе хлористого цинка,
- 3) отношение веса цинка к весу водорода, вытесненного им.

Сравнивая результаты работы различных учеников или групп, можно заметить, что числа, выражающие отношение веса одного элемента к весу другого в составе данного сложного вещества, более или менее близко подходят друг к другу.

При большей тщательности и точности работы эти числа должны были бы вполне совпасть.

Приводим точные данные:

- 1) отношение веса хлора к весу водорода в хлористом водороде составляет 35,46 : 1,
- 2) отношение веса хлора к весу цинка в хлористом цинке составляет 35,46 : 32,69.

Вообще, состав всех химических соединений постоянен, независимо от способа их получения (закон постоянства состава).

ПРОСТЫЕ КРАТНЫЕ ОТНОШЕНИЯ

Мы изучили весовой состав хлористого водорода и некоторых хлористых солей. Перейдя к другим хлористым солям, мы заметим новое явление.

Работа 44. *Образование хлористого и хлорного железа*

Вам известно, что хлористые соли могут быть получены действием металла на соляную кислоту. Таким способом можно получить хлористое железо.

1. Налейте в стакан крепкой соляной кислоты (около 5 см³) и разбавьте ее равным объемом воды. Поместите в кислоту железных стружек или гвоздей (2—3 г) и поставьте стакан на песчаную баню.

Когда выделение газа (какого?) прекратится, обратите внимание на цвет раствора.

В растворе *хлористое железо*, его весовой состав: на 35,46 вес. частей хлора приходится 27,92 вес. частей железа.

К хлористому железу можно присоединить еще некоторое количество хлора. Для этого надо через раствор хлористого железа пропускать струю хлора.

2. Отлейте в пробирку часть вашего раствора. Получите хлор (см. работу 30) и пропускайте его через отлитый в пробирку раствор хлористого железа. Наблюдайте за изменением цвета раствора.

Образовалась соль другого состава, новое вещество, так называемое *хлорное железо*, содержащее 18,61 вес. частей железа на 35,46 частей хлора.

Хлорное железо отличается от хлористого железа по составу, по цвету и по некоторым другим свойствам.

3. Налейте в одну пробирку немного раствора хлористого железа, в другую—хлорного железа. В каждый раствор прилейте по 1—2 капли раствора роданистого калия. Заметьте различие в окраске растворов.

Медь и ртуть образуют с хлором также по 2 соли различного состава.

Соли меди:

	Медь	Хлор
а) хлористая медь, следующего состава:	63,57	: 35,46
б) хлорная медь	31,78	: 35,46

Соли ртути:

	Ртуть	Хлор
а) хлористая ртуть (каломель), сл. сост.	200,6	: 35,46
б) хлорная (сулема)	100,3	: 35,46

Образование из двух элементов двух различных соединений не противоречит закону постоянства состава, так как каждое из этих соединений имеет свой постоянный состав и свои свойства, отличающие его от вещества, состоящего из тех же элементов, но в других весовых отношениях.

Например, хлористая ртуть (каломель),—нерастворимое в воде ядовитое вещество, применяется в медицине, как сильное слабительное; хлорная ртуть (сулема),—растворима в воде,—значительно более сильный яд, применяется в очень разбавленных растворах как дезинфицирующее средство.

Нетрудно заметить что в соединениях меди с хлором на 35,46 весовых частей хлора приходится в первой соли вдвое больше меди, чем во второй соли ($63,57 : 31,78 = 2$); то же самое и в железных солях при 35,46 весовых частях хлора количество железа в первой соли (27,92), относится к количеству железа во второй соли (18,61), как 3:2. То же и в ртутных солях.

Многочисленные исследования состава сложных веществ обнаружили те же особенности, а именно: если элемент А образует с элементом Б два или несколько соединений, то на одно и то же количество элемента А приходятся такие количества элемента Б, которые находятся между собой в простых кратных отношениях.¹

Эта правильность была установлена английским химиком Дальтоном (1760—1844). Он же в связи с этой правильностью развил теорию строения вещества, которая в настоящее время называется атомно-молекулярной теорией.²

5. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНАЯ ТЕОРИЯ. ХИМИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ И РАВЕНСТВА

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНАЯ ТЕОРИЯ

Все вещества состоят из *атомов* — мельчайших невидимых частичек. Атомы различных элементов отличаются по весу и по свойствам. Атомы одного и того же элемента тождественны. При химической реакции атомы соединяются друг с другом или отделяются друг от друга. Один или несколько атомов одного и того же элемента могут соединиться с 1, 2, 3 и т. д. атомами другого элемента.

Дробиться атомы не могут, поэтому число атомов в соединениях может быть только целое, а не дробное. Так один атом меди может присоединить к себе один или два атома хлора, образуя 2 соли, о которых мы говорили выше. Так как атомы каждого элемента имеют свой постоянный вес, то два атома хлора весят вдвое больше, чем один атом хлора. Теперь ясно, почему в составе хлорной меди весовое количество хлора вдвое больше, чем в хлористой меди. То же самое относится к хлористой ртути: при образовании хлористой ртути каждый атом ртути присоединил к себе 1 атом хлора; в хлорной ртути на 1 атом ртути приходится 2 атома хлора. В составе хлористого и хлорного железа, отношение между собой весовых количеств

¹ Простыми кратными отношениями называются такие отношения, которые выражаются малыми числами: 1:2; 2:3; 1:3; и т. д. Отношение 200,6:100,3 после сокращения дает 2:1.

² Еще в древности существовала теория строения вещества из атомов, но она не имела научного обоснования.

хлора (при неизменном количестве железа) составляет 2:3. Это объясняется тем, что с одним атомом железа соединяются 2 атома хлора (хлористое железо) и 3 атома хлора (хлорное железо).

Атомы различных элементов, соединяясь друг с другом, образуют *частицу*, или *молекулу* сложного вещества. Так молекула хлористого водорода состоит из одного атома водорода и одного атома хлора. Молекула хлористой меди—из одного атома меди и одного атома хлора, молекула хлорной меди—из одного атома меди и двух атомов хлора.

Молекулы простых веществ состоят из однородных атомов: так молекула водорода состоит из двух атомов водорода: молекула хлора—из двух атомов хлора. Молекулы некоторых простых веществ состоят из одного атома (например, молекулы газа гелия). При химических реакциях те же самые атомы образуют новые сочетания, новые молекулы.

Молекулы и атомы невидимы, так как они чрезвычайно малы.

Чтобы получить хотя бы некоторое понятие о размерах молекул и атомов, сделайте следующую работу.
Работа 45. *Делимость вещества*

Вам известно, что при растворении в воде окрашенных веществ раствор приобретает равномерную окраску; следовательно вещество при растворении делится на мельчайшие частицы, которые распространяются по всему раствору.

Некоторые вещества обладают способностью окрашивать раствор и в том случае, когда растворяют ничтожно-малое их количество в большом объеме воды. Такова, например, марганцевокалиевая соль, с которой вы и будете работать.

Ваша задача определить, какое количество этой соли находится в 1 см³ разбавленного раствора, когда окрашивание его еще заметно.

Отвесьте 0,1 г марганцевокалиевой соли, растворите ее в воде в измерительном цилиндре, емкостью в 1 литр. Долейте воды до литра.

Перемешайте хорошо раствор; вылейте половину его (500 см³) и дополните водой до литра и размешайте.

В растворе содержится половина взятой соли, т. е.
 $0,1 \text{ г} : 2 = 0,05 \text{ г}$.

Вылейте снова половину раствора и дополните водой.
В растворе $0,05 : 2 = 0,0025 \text{ г}$ соли.

Продолжайте опыт до тех пор, пока жидкость не потеряет заметного розового окрашивания. Для сра-

нения удобно иметь второй цилиндр с чистой водой. Смотреть лучше, поставив за цилиндром лист белой бумаги.

Рассчитайте, сколько граммов марганцевокалиевой соли находится в одном литре раствора, в котором розовая окраска еще была заметна. Затем сделайте расчет для 1 см³ и, наконец, для 1 капли (считая по 20 капель на 1 см³).

В этой капле находится конечно очень много молекул соли. Следовательно, каждая из молекул весит во много раз меньше найденной вами величины. Каков же ее вес?

Вес молекул и атомов в настоящее время определен довольно точно, но конечно не непосредственным взвешиванием. О весе атомов можно судить на основании ряда физических опытов и расчетов, которые очень сложны и о которых мы здесь говорить не можем.

Вес атома водорода найден равным

0,000 000 000 000 000 000 000 001 632,

атома хлора—

0,000 000 000 000 000 000 000 057 865 †,

т. е. в 35,5 раз больше и т. д.

Это величины порядка квадриллионных долей грамма. Они настолько малы, что мы с трудом можем представить их себе в нашем воображении.

Самым легким из всех атомов оказывается атом водорода. Поэтому его принимают за единицу. Числа, показывающие, во сколько раз другие атомы тяжелее атома водорода, называются *атомными весами*. Атомный вес хлора будет 35,46 или, круглым числом, 35,5; кислорода—16; натрия—23; меди—64 и т. д.

Вес молекулы будет сумма весов составляющих ее атомов. Если же мы сложим атомные веса (т. е. относительные веса) элементов, входящих в состав молекулы, то получим *молекулярный вес* вещества.

Молекулярный вес хлористого водорода будет $1 + 35,5 = 36,5$. Это означает, что в состав молекулы хлористого водорода входит 1 вес. часть водорода и 35,5 вес. частей хлора и что молекула хлористого водорода в 36,5 раз тяжелее атома водорода. Молекулярный вес хлористой меди будет $64 + 35,5 = 99,5$, а хлорной меди $64 + 35,5 \times 2 = 64 + 71 = 135$.¹

ХИМИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ

Атомы элементов обыкновенно обозначают одной или двумя начальными буквами латинских названий эле-

¹ Мы вывели атомные веса, исходя из веса атома водорода и весов других элементов, найденных на основании физических исследований. На практике же можно их вывести и не зная истинных весов атомов,

ментов. Так водород по латыни „Hydrogenium“ (гидрогениум), обозначают буквой Н, кислород — О (Oxygenium—оксигениум), хлор Cl (Chlorum—хлорум) и т. д. Н обозначает 1 весовую часть водорода, О — 16 весовых частей кислорода, Cl—35,5 весовых частей хлора, Cu (Cuprum—купрум) 64 вес. части меди и т. д.

Мелекулу хлористого водорода мы можем изобразить в виде HCl. Это и будет химическая формула, которая означает, что молекула хлористого водорода состоит из одного атома водорода и одного атома хлора, т. е. из 1 вес. части водорода и 35,5 вес. частей хлора.

Химическая формула хлористой меди будет CuCl, хлорной меди—CuCl₂, воды—H₂O. Что означают эти формулы?

Так как атом каждого элемента имеет определенный вес, то формула вещества показывает его весовой состав и обратно; по весовому составу можно вычислить формулу вещества.

Список важнейших элементов и их атомных весов

Название элемента	Атомный вес	Обозначение	Обычное произношение в формулах
Водород . . .	1	H	ан
Кислород . . .	16	O	о
Азот . . .	14	N	эн
Хлор . . .	35,5	Cl	хлор
Сера . . .	32	S	эс
Фосфор . . .	31	P	пе
Углерод . . .	12	C	це
Кремний . . .	28	Si	силлиций
Натрий . . .	23	Na	натрий
Калий . . .	39	K	калий
Железо . . .	56	Fe	феррум
Медь . . .	64	Cu	купрум
Ртуть . . .	201	Hg	гидраргирум
Свинец . . .	207	Pb	плумбум
Сурьма . . .	122	Sb	стибнум
Цинк . . .	65	Zn	цинк
Серебро . . .	108	Ag	аргентум
Магний . . .	24	Mg	магний

Задачи

1. Установите формулы сложных веществ по их весовому составу и атомным весам элементов (см. выше).

1. Хлористая ртуть. Весовой состав H—201, Cl—35,5.

Решение. Очевидно, на 1 атом ртути приходится 1 атом хлора. Формула хлористой ртути—HgCl.

2. Хлорная ртуть. Весовой состав: H—201, Cl—71. Решение. 1 атом ртути соединен с 2 атомами хлора. Формула HgCl₂.

3. Хлористое железо. Весовой состав: Fe—56, Cl—71. Формула?

как это было сделано значительно раньше, чем мы узнали веса атомов. Это можно сделать, исходя из данных химического анализа и из других соображений, на которых мы здесь останавливаться не будем.

¹ Более полный список дан в конце книги. Там же даны и более точные атомные веса.

Согласно формуле с 2 атомами Cl соединен 1 атом Mg. Его атомный вес—24.

11. Формула хлористого серебра—AgCl.
Весовой состав: 75,2% Ag и 24,7% Cl.
Рассчитайте атомный вес серебра.

12. Формула хлористого кальция—CaCl₂.
Весовой состав: 36% Ca и 63,9% Cl,
Атомный вес Ca?

13. Формула хлористого алюминия—AlCl₃.
Весовой состав: 20,2% Al и 79,8% Cl.
Найти атомный вес алюминия.

III. Наконец, установив формулу сложного вещества и атомные веса элементов, его составляющих, можно определить весовой состав вещества.

14. Определите процентный состав хлористого свинца по формуле PbCl₂.

Решение. Молекула PbCl₂ содержит 207 вес. частей Pb и 35,2·2=71 весовую часть Cl, всего 278 весовых частей. Молекулярный вес PbCl₂=278.

На 278 вес. ч. PbCl₂ приходится 207 вес. ч. Pb

» 100 » » » » » » » » »

$$x = \frac{207 \cdot 100}{278} = 74,5\% \text{ Pb}$$

На 278 вес. ч. PbCl₂ приходится 71 вес. ч. Cl

$$y = \frac{71 \cdot 100}{278} = 25,5\%. \text{ Сумма } x + y = 74,5 + 25,5 = 100\%.$$

15. Определите %-ный состав хлористого марганца MnCl₂.

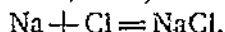
16. Определите %-ный состав хлористого железа) FeCl₂ и хлорного железа—FeCl₃.

17. Вычислите %-ный состав HgCl (хлористая ртуть и HgCl₂ (хлорная ртуть).

18. Вычислите %-ный состав NaCl.

СОСТАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ РАВЕНСТВ. ВАЛЕНТНОСТЬ

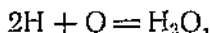
Пользуясь химическими обозначениями, можно изображать не только состав вещества, но и химические реакции:



Это—химическое равенство, означающее, что 1 атом натрия, соединяясь с 1 атомом хлора, образует молекулу хлористого натрия (горение натрия в хлоре).

Равенство HCl = H + Cl означает, что молекула хлористого водорода разлагается на атомы водорода и хлора (например, при действии электрического тока).

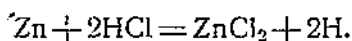
Реакция горения водорода, т. е. соединения водорода с кислородом, изображается равенством:



означающим, что два атома водорода, соединяясь с одним атомом кислорода, образуют молекулу воды.

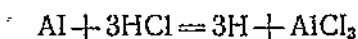
Химические равенства изображают реакцию, происходящую с одной или несколькими молекулами; в действительности реакция совершается с огромным числом молекул вещества, но все они протекают одинаково.

Выделение водорода из соляной кислоты действием цинка выражается следующим равенством:



Мы видим, что один атом цинка замещает в соляной кислоте 2 атома водорода; так как в составе молекулы соляной кислоты (HCl) только один атом водорода, то для реакции требуются 2 молекулы соляной кислоты, что выражается коэффициентом 2, поставленным впереди: 2HCl. При этой реакции атом цинка соединяется с 2 атомами хлора, образуя молекулу хлористого цинка, — ZnCl₂.

При действии металла алюминия на соляную кислоту также выделяется водород; реакция происходит по следующему равенству:



Один атом алюминия замещает 3 атома водорода в трех молекулах хлористого водорода.

Сравнивая формулу хлористого натрия — NaCl — с формулой хлористого водорода — HCl, заключаем, что атом Na замещает в HCl один атом водорода.

При реакции образования HCl один атом хлора соединяется с одним атомом водорода.

При реакции образования воды один атом кислорода соединяется с 2 атомами водорода.

Таким образом атомы различных элементов замещают различное число атомов водорода и могут соединяться с различным числом атомов водорода.

Эта способность элементов связана с их так называемой *валентностью*.

Валентность элементов заключается в следующем:

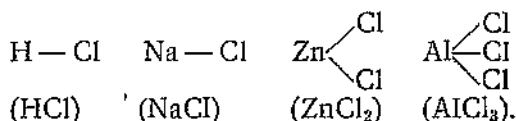
Один атом одновалентного элемента равноценен одному атому водорода (замещает его, как Na, или соединяется с ним, как Cl).

Один атом двухвалентного элемента равноценен двум атомам водорода (Zn).

Один атом трех-валентного элемента равноценен 3 атомам водорода (Al).

Зная формулы различных хлористых металлов, т. е. солей соляной кислоты, можно установить валентность металлов, входящих в их состав.

Для большей наглядности изобразим строение молекулы сложного вещества следующим образом:

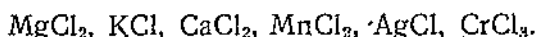


Хлор — одновалентный элемент, его атом мы снабжаем одной черточкой; тогда число черточек, направленных к атому металла, укажет его валентность.

Формула, составленная таким образом, носит название структурной формулы, или формулы строения.

Задачи

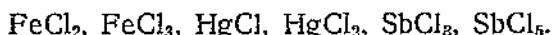
1. Напишите структурные формулы следующих солей и определите валентность металлов:



2. Напишите формулу строения хлористой меди (CuCl) и хлорной меди (CuCl_2) и определите валентность Cu в каждой соли.

Заметьте, что медь бывает различной валентности.

3. Напишите структурные формулы следующих солей и определите валентность металлов:



4. Выпишите три ряда металлов в виде таблицы:

Одно- валентные	Двух- валентные	Трех- валентные

5. Напишите равенства реакций с соляной кислотой следующих металлов: Mg, Fe (образуется FeCl_2), Sb (образуется SbCl_3).

РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ РАВЕНСТВАМ

Составляя равенство реакции, мы указываем, не только какие вещества вступают в реакцию и образуются при реакции, но также в каких весовых отношениях они находятся при этом. Весовые количества реагирующих веществ равны молекулярным весам их, помноженным на соответствующий коэффициент.

Дальше задача решается, как предыдущие, причем в расчете надо основываться на 8 г HCl . Обязательно писать равенство реакции.

6. Сколько г алюминия требуется для получения 16 г хлористого алюминия?

7. Каков объем водорода, образующегося при действии 4 г алюминия на соляную кислоту?

8. Сколько граммов цинка требуется для вытеснения из соляной кислоты 8 литров водорода?

Указание. Предварительно надо вычислить вес 8 литров водорода, а затем производить расчет по химическому равенству, исходя из весового количества водорода.

9. Сколько граммов магния и хлористого водорода требуется для получения 500 см^3 водорода? Какое количество хлористого магния при этом образуется?

10. Какое количество натрия может сгореть в 2 литрах хлора (1 литр Cl весит $3,22 \text{ г}$)?

11. Какой объем водорода надо сжечь для образования 1 г воды?

ТЕМА ВТОРАЯ

СЕРНАЯ КИСЛОТА

С некоторыми свойствами серной кислоты и ее применением в производстве соляной кислоты вы ознакомились при проработке предыдущей темы.

Предметом данного отдела является изучение производства серной кислоты, ее состава и свойств. Изучение проведем по следующей схеме:

1. Сырые материалы, их свойства, состав.
2. Процесс образования серной кислоты.
3. Свойства серной кислоты, применение ее.

1. СЫРЫЕ МАТЕРИАЛЫ

Сырьем в производстве серной кислоты являются или *сера* или *серый колчедан* так как залежей последнего в природе значительно больше, чем месторождений серы, то в настоящее время сера для производства серной кислоты применяется лишь в тех странах, где имеются мощные залежи ее, как в САСШ. В СССР пользуются исключительно серным (железным) колчеданом, содержащим в своем составе серу, железо и некоторые примеси.

А. Сера

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРЫ

Работа 1. *Изменение физических свойств серы при нагревании*

Рассмотрите кусочек серы ¹ и заметьте ее цвет и физическое состояние. Нельзя ли обнаружить кристаллическое сложение?

Отколите ножом несколько кусочков серы, положите в пробирку, нагрейте ее и, поворачивая пробирку, наблюдайте изменение цвета и физического состояния серы.

Сера плавится при 115°, затем начинает густеть, при температуре около 250° делается густой, при 300° снова жидкой и наконец при 448° закипает.

Когда сера закипит, дайте ей остыть, наблюдая снова изменение ее физических свойств.

Нагрейте серу снова до кипения и вылейте жидкую серу в стакан с холодной водой. Выньте из воды серу и растяните ее. Заметьте, какие свойства она приобрела.

Это — *пластическая сера*. Она образуется при быстром охлаждении расплавленной серы.

Через полчаса проверьте, сохранила ли полученная вами пластическая сера свои свойства (пластичность).

Пластическая сера постепенно превращается в твердую — *аморфную серу*.

При кипении сера превращается в пары, которые, постепенно охлаждаясь, дают снова жидкую и твердую серу. Но если пары серы охлаждаются быстро, то они образуют сразу твердое порошкообразное вещество. Это — *серный цвет*.

Заметьте образование серного цвета на верхних холодных частях вашей пробирки.

Работа 2. *Кристаллизация серы*

Вызвать кристаллизацию серы можно двумя способами:

1. Остывание расплавленной серы.

В фарфоровом тигле расплавьте кусочек серы. Расплавленную серу вылейте в сложенный в виде фильтра лист плотной бумаги. Когда на поверхности появится корка застывшей серы, пробейте ее палочкой и вылейте жидкую серу обратно в тигель.

Остывшую в бумаге серу разломайте и наблюдайте образовавшиеся тонкие иглы — кристаллы серы.

¹ *Препод.* — Серу взять черенковую.

2. Кристаллизация серы из раствора ее в сероуглероде¹ (в воде сера нерастворима).

Налейте в стакан около 10 см³ сероуглерода и всыпьте немного истолченной в порошок серы. Перемешивайте жидкость и наблюдайте растворение серы.

Когда вся сера растворится, прибавьте еще серы, и так продолжайте до получения насыщенного раствора.

Слейте прозрачный раствор в другой стакан и оставьте его в вытяжном шкафу.

Сероуглерод летучая (быстро испаряющаяся) жидкость, а потому нагревать его для испарения не нужно.

Через некоторое время, когда сероуглерод испарится, наблюдайте образующиеся кристаллы серы.

Форма кристаллов, серы различна в зависимости от способа их образования. Природная сера образует кристаллы в виде восьмигранников, октаэдров (рис. 38). Кри-



Рис. 38.

Рис. 39.

сталлы же, образующиеся при застывании расплавленной серы, имеют форму удлинённых призм (рис. 39). *Призматическая сера* при обыкновенной температуре постепенно превращается в *октаэдрическую*, а *октаэдрическая* при нагревании превращается в *призматическую*. Способность вещества давать несколько видоизменений, кристаллизующихся в виде различных кристаллов, носит название *полиморфизма*.

Третье видоизменение серы — *пластическая сера* — образуется при быстром застывании расплавленной серы. Пластическая сера превращается постепенно в *аморфную* (не кристаллическую), а затем в наиболее устойчивое видоизменение серы — *октаэдрическую серу*.

¹ Сероуглерод — жидкое вещество, состоящее из элементов углерода и серы (CS₂).

ДОБЫВАНИЕ СЕРЫ

В природе сера встречается в виде самородной серы, но чаще в соединении с другими элементами: с железом (железный или серный колчедан), с цинком (цинковая обманка), с медью (медный блеск), а также в виде солей серной кислоты.

Для добывания серы пользуются самородной серой. Залежи ее находятся в большом количестве в Италии (Сицилия), в Северной Америке (штат Луизиана) и в Японии.

В СССР незначительные месторождения серы находятся на Кавказе и более мощные в Туркестане в пустыне Кара-Кум (теперь разрабатываются). Самородная сера содержит примеси горных пород; количество чистой серы в различных месторождениях колеблется от 10 до 80%.

В Луизиане залежи серы находятся на большой глу-

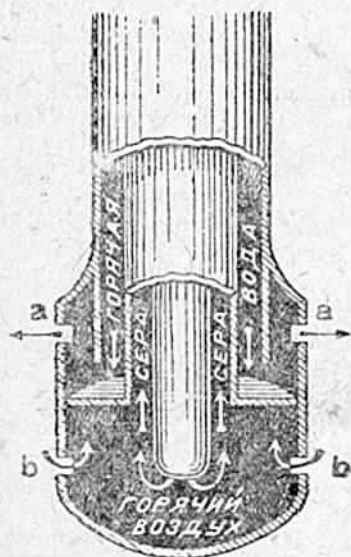


Рис. 40.

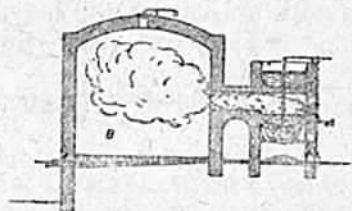


Рис. 41.

бине. Она содержит сравнительно мало примесей. Для добывания серы применяют способ Фраша, который заключается в том, что через буровую скважину до пласта серы опускаются три трубы, одна в другую (рис. 40).

По наружной трубе пускают перегретую воду (170°), которая, выходя через *a*, вызывает плавление серы. Жидкая сера, входящая через *b* поднимается вместе с водой при помощи сжатого воздуха, который нагнетается через центральную трубу и поднимается, гоня серу и воду, в промежутке между центральной и второй трубами. Сера собирается в громадные ящики. В них сера охлаждается и застывает.

Сицилийские серные руды содержат значительно больше примесей.

Для выплавки серы из руд существуют различные способы; из них наиболее распространенный следующий: серу выплавляют в печах, при чем топливом служит сама серная руда. Образующаяся при выплавке сера (так называемая комовая сера) еще содержит примеси. Ее очищают перегонкой из чугунных реторт *A* (рис. 41). Пары серы направляются в кирпичные камеры *B*, где они сжижаются. Жидкая сера стекает в особые цилиндрические формы и в них застывает. Получается черенковая сера.

Если температура камеры ниже 114° , пары серы сразу превращаются в твердое состояние, образуя порошок, оседающий на дне и стенках камеры. Это — так называемый серный цвет.

Применяется сера для производства серной кислоты (в САСШ в 1918 г. 48% всей серной кислоты получено из серы), для производства черного пороха, для вулканизации каучука (каучук смешивается с серой и нагревается, благодаря чему из липкого и мало эластичного природного продукта превращается во всем известную резину), а также для получения некоторых боевых отравляющих веществ (стр. 122).

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРЫ

Работа 3. Горение серы

Маленький кусочек серы поместите на железную ложечку или крышку тигля и зажгите. Заметьте запах выделяющегося газа. Это — сернистый газ, образовавшийся путем реакции соединения серы с кислородом воздуха.

Равенство реакции: $S + O_2 = SO_2$.

Работа 4. Соединение серы и железа

Сера способна вступать в реакцию соединения со многими металлами, образуя *сернистые металлы*. Сделаем опыт соединения серы с железом.

Рассчитайте по равенству реакции $Fe + S = FeS$, какое количество железа требуется для реакции с 2 г серы. Отвесьте на технических весах требуемое количество серы и порошка железа. Перемешайте тщательно оба вещества. Половину смеси поместите на жестяную пластинку в виде полосы. Нагревайте смесь с одного конца; когда она раскалится, отставьте горелку: реакция должна распространиться по всей массе смеси.

Работа 5. Отличие механической смеси серы и железа от их химического соединения

Когда реакция (раб. 4) окончится и масса остынет, перенесите ее в ступку и размельчите. Часть веще-

ства поместите в 2 пробирки: в одну налейте воды, в другую разбавленной соляной или серной кислоты. Ознакомьтесь с запахом выделяющегося газа, но не вдыхайте его долго.

Для сравнения подействуйте в отдельных пробирках водой и кислотой на: 1) железо, 2) серу, 3) смесь серы с железом (т. е. ту часть смеси, которую вы не нагревали).

Опишите результаты.

Обратите внимание на различие между однородными и неоднородными веществами.

Неоднородность иногда трудно определить по внешнему виду: смесь железа с серой кажется однородным серым веществом, но в воде железо тонет, а сера всплывает (хотя ее удельный вес и больше удельного веса воды, но она не смачивается водой и потому всплывает). Можно также обнаружить неоднородность смеси при помощи магнита: железо притягивается к магниту, сера — нет. Серная и соляная кислоты действуют на железо, при чем выделяется водород; сера же остается без изменения.

При нагревании смеси железа и серы происходит химическое соединение серы и железа, образуется *сернистое железо*, которое является веществом однородным, так как элементы, его образующие, не отделены друг от друга механически.

В то же время это вещество — сложное по своему химическому составу.

При действии кислот на сернистое железо образуется газ — *сероводород* H_2S , имеющий крайне неприятный запах. Он может быть получен непосредственным соединением серы с водородом — при нагревании. Со свойствами его вы ознакомитесь в дальнейшей части курса.

Напишите равенство реакции между FeS и соляной кислотой.

Указание: железо замещает водород кислоты; оно в этом соединении двухвалентно.

Б. Серный колчедан

Наиболее распространенным в природе соединением серы является *серный колчедан* (его называют также — *железный колчедан*).

Он встречается в виде двух минералов — *пирита* и *марказита*, отличающихся друг от друга по форме кристаллов и по удельному весу. Первый значительно более распространен в природе.

Химически чистый колчедан встречается весьма редко. Формула его FeS_2 , следовательно, он содержит больше

серы, чем сернистое железо (FeS), с которым вы ознакомились при предыдущей работе.

Задача. Вычислите процентное содержание серы и железа в химически чистом железном колчедане по его формуле (FeS_2).

Обычно колчедан содержит от 30% до 52% серы, от 35% до 44% железа и примеси, из которых чаще всего встречаются кремнезем, известняк и сернистые соединения меди, мышьяка, свинца и цинка.

Для производства серной кислоты употребляют серный колчедан, содержащий от 40 и больше процентов серы. Колчеданы, содержащие много меди (свыше 12%), перерабатываются на металлургических заводах на медь.

Добывается серный колчедан во многих странах, больше всего — в Испании, затем в Норвегии, Португалии, САСШ и во Франции.

В СССР находятся богатые месторождения серного колчедана на Урале. Добыча серного колчедана к концу пятилетки достигнет 400 тыс. т.

Для ознакомления со свойствами серного колчедана проделайте следующую работу.

Работа 6. *Нагревание серного колчедана*

Кусок колчедана разбейте молотком на небольшие куски и растолките их в медной или железной ступке.

Поместите немного измельченного колчедана в пробирку и нагрейте ее. Наблюдайте образующийся на стенках пробирки налет серы. По запаху выделяющегося из пробирки газа определите, какой это газ.

Высыпьте колчедан в фарфоровый тигель и прокалите открытый тигель на горелке или примусе (под тягой). Заметьте, что происходит с колчеданом.

Через полчаса прекратите нагревание и посмотрите, что осталось в тигле.

Это — так называемые *колчеданные огарки*.

При прокаливании колчедана в открытом сосуде сера сгорает, образуя сернистый газ SO_2 , удаляющийся из сосуда; железо также образует соединение с кислородом — окись железа Fe_2O_3 . Колчеданные огарки состоят из окиси железа, остатков несгоревшей серы и примесей.

Работа 7. *Сравнение свойств серного колчедана и сернистого железа*

1. Порошок сернистого железа (оставшегося от работы 4, или вновь полученного) поместите в пробирку и нагрейте. Происходят ли те же явления, какие были при нагревании колчедана.

2. К порошку серного колчедана прилейте воды и соляной кислоты (в разных пробирках). Сравните действие воды и кислот с действием на сернистое железо (работа 5).

2. КИСЛОРОД. ОКИСЛЫ

ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОРОДА. ГОРЕНИЕ В НЕМ СЕРЫ, ЖЕЛЕЗА И НЕКОТОРЫХ ДРУГИХ ВЕЩЕСТВ

Когда мы сжигали серу или обжигали серный колчедан (т. е. воспроизводили тот начальный процесс, который происходит в производстве серной кислоты), мы получали сернистый газ. В этой реакции участвовал кислород воздуха. Кислород, соединяясь с серой, давал сложное вещество — сернистый газ. Колчеданные огарки содержат продукт соединения железа с кислородом.

Чтобы лучше ознакомиться со способностью различных веществ вступать в реакцию соединения с кислородом, мы получим его в чистом виде и проделаем с ним несколько опытов.

Для этой цели можно воспользоваться способностью некоторых сложных веществ разлагаться при нагревании с выделением свободного кислорода.

Работа 8. Получение кислорода

Для опыта вы воспользуетесь бертолетовой солью.

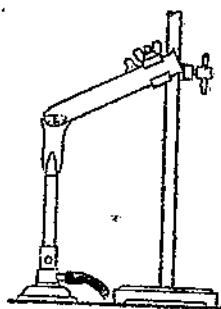


Рис. 42.



Рис. 43.

С бертолетовой солью надо обращаться очень осторожно, так как она при нагревании дает опасный взрыв, если к ней примешаны горючие вещества, например, бумага, уголь. Надо брать ее чистой ложкой и пользоваться чистой пробиркой.

В пробирку поместите немного бертолетовой соли, не больше, чем показано на рис. 42, укрепите ее в таком положении, как на рисунке, и начните нагревание. Когда соль расплавится и начнет выделять пузырьки газа, внесите тлеющую лучинку в отверстие пробирки (рис. 43). Если лучина вспыхнет, — значит из пробирки выделяется кислород. Нагревайте до тех пор, пока выделение кислорода не прекратится.

Возьмите в другую пробирку опять столько же соли, сколько вы брали в первом случае. Нагрейте соль до плавления. Убедитесь при помощи тлеющей лучинки, что кислород еще не начал выделяться.

Немедленно, не давая соли остыть, прибавьте к ней щепотку двуокиси марганца в порошке¹ и испытайте тлеющей лучинкой.

Если опыт сделан правильно, лучинка должна вспыхнуть.

Этот опыт убеждает вас в том, что выделение кислорода из бертолетовой соли с двуокисью марганца требует меньшего нагревания, чем выделение кислорода из одной бертолетовой соли.

Для получения большого количества кислорода воспользуемся смесью бертолетовой соли и двуокиси марганца.

Работа 9. Получение кислорода из смеси бертолетовой соли и двуокиси марганца

Смешайте в фарфоровой чашке ложку бертолетовой соли и $1\frac{1}{2}$ ложки двуокиси марганца и насыпьте смесь в пробирку до $\frac{1}{4}$ ее объема. Закройте пробирку пробкой с отводной трубкой, конец которой подведите под банку с водой, опрокинутую в ванну (рис. 44).

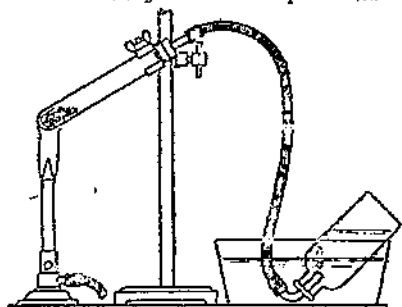


Рис. 44.

Имейте про запас еще одну банку для наполнения газом.

Выньте конец трубки из под банки, нагрейте пробирку со смесью, выпустите первые пузырьки газа на воздух (почему?), затем подведите трубку под банку. Если идет бурное выделение газа, оставьте на минуту горелку, но следите за тем, чтобы вода не пошла по трубке в пробирку.

Когда выделение газа прекратится, выньте конец трубки из воды и только затем прекратите нагревание (иначе воду втянет в пробирку и она лопнет).

Банки вы будете вынимать из воды по мере надобности для работы 10.

Остаток в пробирке сохраните для работы 11.

¹ *Препод.* — Продажная двуокись марганца иногда содержит горючие примеси. Поэтому ее нужно прокалить и испытать. Небольшую пробу смешать с бертолетовой солью и нагреть, при этом не должно получаться вспыхивающих искорок; небольшие искорки не опасны.

Работа 10. Горение в кислороде угля, серы, фосфора, натрия и железа. Исследование продуктов горения

Для этой работы понадобится 5 банок с кислородом, а потому объединитесь с другими товарищами, получившими кислород.

Получите железные ложечки для сжигания. Сделайте из мела чашечку и вложите в одну из ложек. Ложки воткните в куски картона, как показано на рис. 45.

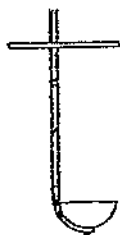


Рис. 45.

а) В одну ложку положите раскаленный уголек и опустите ложку в банку с кислородом, закрыв банку картоном. По окончании горения налейте в банку немного раствора лакмуса и взболтайте.

б) В другую ложку поместите немного серы, зажгите ее и опустите в другую банку.

По окончании горения налейте раствор лакмуса.

в) Выньте пинцетом из баночки кусочки натрия, ¹ вытрите бумагой, срежьте корочки и поместите в чашечку из мела, вставленную в ложку. Чтобы зажечь натрий, надо направить на него пламя горелки при помощи паяльной трубки. Сделайте это в присутствии преподавателя.

Когда на поверхности натрия появится блеск, опустите ложку с натрием в банку с кислородом. Когда горение окончится, испытайте раствором лакмуса свойства образовавшегося в банке вещества.

г) Возьмите на ложечку немного красного фосфора, опустите в банку с кислородом и затем коснитесь фосфора накаливаемой проволокой. Испытайте раствором лакмуса продукт сгорания фосфора.

д) Тонкую железную проволоку сверните в спираль и привяжите к толстой проволоке или ложке, продев в картон.

Свободный конец спирали воткните в кусочек пробки (рис. 46). Зажгите пробку и сейчас же внесите проволоку в банку с кислородом (в банке должно быть заранее насыпано немного песка).

При этом опыте проволока должна раскалиться и загореться, разбрасывая во все стороны блестящие искры. Песок должен быть в банке для того, чтобы банка не лопнула при падении на дно раскаленных частичек железной окалины (продукта горения железа).

При этом опыте проволока должна раскалиться и загореться, разбрасывая во все стороны блестящие искры. Песок должен быть в банке для того, чтобы банка не лопнула при падении на дно раскаленных частичек железной окалины (продукта горения железа).

¹ См. в раб. 32 стр. 52 указания, как обращаться с натрием.

Работа 11. *Исследование остатка, получившегося при выделении кислорода из смеси бертолетовой соли и двуокиси марганца*

Чтобы разобраться в реакции, происшедшей при нагревании смеси бертолетовой соли и двуокиси марганца, исследуйте вещество, оставшееся в пробирке.

Налейте в пробирку с остатком немного воды, нагрейте ее до кипения и профильтруйте.

Часть вещества осталась на фильтре, часть могла перейти в раствор (фильтрат). Вещество на фильтре по внешнему виду не отличается от взятой вами двуокиси марганца.

Заметно ли отличие в объеме полученного вещества по сравнению со взятым объемом двуокиси марганца?

Чтобы выяснить, сохранило ли это вещество свойства двуокиси марганца,

высушите фильтр вместе с осадком, снимите осадок и испытайте его действие на бертолетову соль (см. работу 8).

Если при этом, выделится кислород, можно считать, что черный осадок сохранил свойство двуокиси марганца — давать с бертолетовой солью смесь, выделяющую при нагревании кислород.

Фильтрат выпарьте досуха.

Остаток по внешнему виду можно принять за бертолетову соль. Сравните его с бертолетовой солью по следующим свойствам: а) растворяются ли обе соли в воде на холоду и при нагревании? б) как действует раствор ляписа (азотносеребряной соли) на раствор обеих солей?

Вы убедились, что остаток от выпаривания фильтрата отличается по своим свойствам от бертолетовой соли.

Значит, бертолетова соль, выделив кислород, разложилась и образовала новое вещество. Тщательные исследования обнаруживают, что двуокись марганца при этом опыте остается без изменения и в том же количестве, как была взята. Хотя она и содержит кислород (формула ее MnO_2), но может выделить его только при очень сильном накаливании (до красного каления). В условиях же произведенного нами опыта MnO_2 совершенно не изменяется и в реакции участия не принимает.

Ее роль заключается лишь в том, что она ускоряет разложение бертолетовой соли; в присутствии двуокиси марганца бертолетоза соль быстро разлагается при гораздо более низкой температуре, чем без примеси двуокиси марганца. Без двуокиси марганца требуется нагре-



Рис. 46.

вание около 400°, с двуокисью марганца—около 200°. Случаев, когда вещество ускоряет реакцию, само в ней не участвуя и не изменяясь, известно очень много. Такие вещества называются *катализаторами*.

Следовательно двуокись марганца в реакции разложения бертолетовой соли играет роль катализатора.

Бертолетова соль при нагревании разложилась и выделила кислород; при этом осталась новая соль, которая обнаружила отличные от бертолетовой соли свойства: она хорошо растворима в воде на холоду и дает белый осадок с раствором азотносеребряной соли.

Вам известно, что соли соляной кислоты образуют с раствором ляписа белый осадок. Получающееся при разложении бертолетовой соли вещество—это соль соляной кислоты—*хлористый калий* (KCl).

Бертолетова соль содержит в своем составе кроме калия и хлора еще кислород. Формулу ее вы составите после количественного определения ее состава (работа 12). Работа 12. *Определение процентного содержания кислорода в бертолетовой соли и составление ее формулы. Вес литра кислорода.*

Для вывода формулы бертолетовой соли мы определим в ней процент кислорода. Попутно при этой работе определим вес литра кислорода.

Приготовьте прибор, аналогичный тому, которым пользовались при собирании водорода (рис. 25, стр. 45), заменив в нем колбу а пробиркой, укрепленной горизонтально.

Взвесьте сухую пробирку с небольшим количеством (около 1 г) MnO_2 . Отвесьте отдельно около 3 г бертолетовой соли, всыпьте в пробирку с перекисью марганца и взвесьте точно пробирку со смесью.

Перемешайте смесь встряхиванием пробирки, укрепите ее в штативе горизонтально, соедините с бутылкой (емкостью около 1 л), уравняйте давление с атмосферным (работа 42, стр. 62) и выделите нагреванием весь кислород, собирая воду, выливающуюся из бутылки. Когда выделение кислорода прекратится, уравняйте давление кислорода в бутылки с атмосферным (как указано в работе 42). Определите объем кислорода.

Остывшую пробирку взвесьте.

Пример расчета

Вес пробирки с бертолетовой солью и двуокисью марганца	16,25 г
Вес пробирки без бертолетовой соли . .	12,80
Вес бертолетовой соли . .	3,45 г

Вес пробирки со смесью до выделения кислорода	16,25
Вес пробирки со смесью после выделения кислорода	14,90

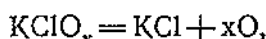
Вес выделившегося кислорода . 1,35 г

В 3,45 г бертолетовой соли содержится 1,35 г кислорода
 " 100 " " " " X

$$x = \frac{1,35 \cdot 100}{3,45} = 39,1\%.$$

По процентному содержанию кислорода в бертолетовой соли можно вычислить ее формулу.

Мы знаем, что при разложении бертолетовой соли, из нее выделяется кислород, и остается хлористый калий (KCl). Изобразим равенство реакции следующим образом;



где x — означает неизвестное число атомов кислорода в молекуле бертолетовой соли.

В нашем примере 3,45 г бертолетовой соли выделили 1,35 г кислорода. Следовательно вес оставшегося KCl $3,45 - 1,35 \text{ г} = 2,10 \text{ г}$.

Молекулярный вес $KCl = 39,1 + 35,46 = 74,56$. х атомов кислорода весят 16 х.

На 2,10 вес. ч. KCl приходится 1,35 вес. ч. кислорода
" 74,56 " " " " 16x " " " "

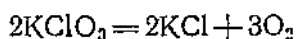
$$16x = -\frac{1,35 \cdot 74,56}{2,10} = 47,93$$

$$x = \frac{47,93}{16} = 2,996.$$

Число атомов у нас получилось дробное, а оно должно быть целое, так как атомы неделимы. Дробное число мы получили потому, что при всех взвешиваниях и измерениях неизбежно делается большая или меньшая ошибка, зависящая от точности весов и приборов. Полученное число 2,996 однако очень близко к числу 3. Это и будет число атомов кислорода в молекуле бертолетовой соли. Следовательно формула ее будет KClO_3 .

Реакцию разложения бертолетовой соли можно выразить равенством: $\text{KClO}_3 = \text{KCl} + 3\text{O}_2$.

Так как молекула кислорода состоит из 2 атомов (O_2), то реакцию разложения $KClO_3$ правильнее изобразить молекулярным равенством:



По найденному вами объему кислорода и весу его определите вес литра кислорода.

Решите следующие задачи:

1) Сколько г кислорода получится при разложении 10 г бертолетовой соли?

2) Какой объем займет кислород, выделенный из 12 г бертолетовой соли?

Указание: вычислить вес кислорода, а затем его объем на основании веса литра кислорода.

3) Какое количество бертолетовой соли надо разложить, чтобы получить 5 л кислорода?

Указание: вычислить вес кислорода, а затем количество KClO_3 по равенству реакции (стр. 91).

ОКИСЛЫ

Кислород — элемент наиболее распространенный в природе. Он находится в свободном состоянии в воздухе (23% по весу и 20,8% по объему), а в качестве элемента входит в состав воды, большинства минералов и горных пород, а также растительных и животных тканей. Кислород составляет около 49% общего веса земли и атмосферы.

Кислород — бесцветный газ без запаха и вкуса. В воде он растворяется в небольшом количестве.

Кислород обладает способностью вступать в химическое соединение почти со всеми элементами. Горение в кислороде (или в воздухе) и есть реакция соединения вещества с кислородом, сопровождающаяся выделением тепла и света. Для этой реакции требуется зажигание, т. е. предварительное нагревание, различное для разных веществ. Как видно из опыта, фосфор загорается при незначительном нагревании, тогда как уголь нужно сильно накалывать, чтобы он загорелся.

Соединение с кислородом может происходить и без горения. Нагретое на воздухе железо не горит, но чернеет, превращаясь в ту же окись железа, которая получается при горении железа в кислороде. Говорят, что железо окисляется. Так же окисляется при нагревании медь. Без нагревания медь также медленно окисляется, тускнеет. Тускнеют вследствие медленного окисления и многие другие металлы. Белый фосфор при обыкновенной температуре окисляется очень быстро, поэтому его приходится держать под водой.

Вещества, образующиеся при соединении элементов с кислородом, называются *окислами*. При действии на лакмус водных растворов окислов серы угля и фосфора получается розовое окрашивание. Это признак кислоты. Окислы, образующие с водой кислоты, на-

зываются *кислотными окислами*, или *ангидридами кислот*. Мы получили сернистый ангидрид (сернистый газ), угольный ангидрид (углекислый газ) и фосфорный ангидрид.

Элементы, образующие кислотные окислы, называются *металлоидами*. Следовательно, сера, уголь, фосфор — металлоиды.

Приводим формулы окислов некоторых элементов:

SO_2 — сернистый ангидрид, или сернистый газ.

CO_2 — угольный ; " " углекислый газ.

P_2O_5 — фосфорный ангидрид.

Na_2O — окись натрия.

FeO — закись железа.

Fe_2O_3 — окись железа.

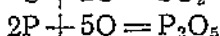
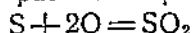
На основании этих формул можно судить о валентности элементов. По формуле воды (H_2O) мы заключаем, что кислород двухвалентный элемент. Структурная формула воды



При составлении структурных формул окислов будем исходить из того положения, что кислород двухвалентен, следовательно надо снабжать его знак двумя черточками.

Молекулярная формула	Структурная формула	Валентность элемента
SO_2	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{S} \\ // \\ \text{O} \end{array}$	S — четырехвалентна
CO_2	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{C} \\ // \\ \text{O} \end{array}$	C — четырехвалентен
P_2O_5	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ // \quad // \\ \text{P} - \text{O} - \text{P} \\ // \quad // \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	P — пятивалентен
Na_2O	$\begin{array}{c} \text{Na} \\ \diagdown \\ \text{O} \\ \diagup \\ \text{Na} \end{array}$	Na — одновалентен
FeO	$\text{Fe} = \text{O}$	Fe — двухвалентно
Fe_2O_3	$\text{O} = \text{Fe} - \text{O} - \text{Fe} = \text{O}$	Fe — трехвалентно

Зная формулы окислов, образуемых различными элементами, можно составить равенства реакций окисления:



Проработайте самостоятельно:

1) Составьте структурные формулы следующих окислов: окиси калия (K_2O), окиси свинца PbO , фосфористого ангидрида P_2O_3 , серного ангидрида SO_2 и укажите валентность элементов K , Pb , P и S в этих соединениях.

2) Зная, что цинк Zn , магний Mg , кальций Ca — двухвалентны, алюминий Al — трехвалентен и серебро Ag — одновалентно, составьте молекулярные и структурные формулы их окислов.

3) Медь Cu и ртуть Hg образуют по два окисла: закись и окись. Составьте формулы этих окислов, зная, что в закиси ртуть и медь одновалентны, а в окиси двухвалентны.

4) Напишите равенства реакций окисления углерода C , натрия Na , железа Fe (закись и окись), калия K , свинца Pb , цинка Zn , магния Mg , кальция Ca , меди Cu и ртути Hg .

5) Напишите равенство реакции, происходящей при обжиге серного колчедана (FeS_2), зная, что образуется сернистый газ (SO_2) и окись железа (Fe_2O_3).

3. СЕРНИСТАЯ КИСЛОТА

Сжигая серу в кислороде и испытывая действие водного окисла серы на лакмус, вы обнаружили, что образующийся окисел окрашивает лакмус в красный цвет. Следовательно сернистый газ является ангидридом, т. е. с водой образует кислоту.

Получите сернистую кислоту и изучите ее свойства.

Работа 13. *Получение сернистой кислоты*

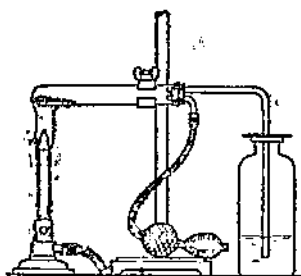


Рис. 47.

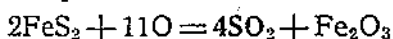
Сернистый ангидрид, необходимый для образования сернистой кислоты, вы получите путем нагревания серного колчедана при до-
ступе воздуха. Для этого служит прибор, изображенный на рис. 47. В пробирке нагревается колчедан. В пробирку при помощи резиновой груши вдвывается воздух. Сернистый газ, проходя в склянку с водой, в ней растворяется и образует сернистую кислоту.

Составьте прибор по рис. 47. В пробирку поместите немного измельченного колчедана. В склянку налейте воды (20—25 см³). Закройте ее куском картона с отверстием для трубки. Конец трубки должен погрузиться в воду. Сильно нагревайте пробирку и пускайте в нее воздух слабой струей.

Через пять—десять минут прекратите нагревание и закройте склянку пробкой.

Проверьте, получили ли вы сернистую кислоту (по запаху и действию на раствор лакмуса). Кислоту сохраните для следующей работы.

Реакция образования сернистого газа из серного колчедана выражается равенством:

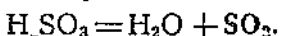


В этой реакции вещество, на которые следует обратить внимание, выделено жирным шрифтом. Мы будем это делать и в дальнейшем.

Сернистый ангидрид с водой образовал сернистую кислоту:



Сернистая кислота—непрочное соединение, она легко разлагается на воду и сернистый газ:



Этим и объясняется запах сернистой кислоты.

Кроме воды, химически связанной с сернистым газом, т. е. образовавшей с ним сернистую кислоту— H_2SO_3 , в склянке (в вашем опыте) была еще вода, химически не связанная. Следовательно у вас был водный раствор сернистой кислоты. Сернистая кислота может существовать только в водном растворе, получить ее безводной не удается.

Работа 14. Действие сернистой кислоты на растворы иода и марганцовокалиевой соли

Для работы потребуются раствор иода, который надо приготовить следующим образом:

В пробирку поместите несколько кристалликов иода J (руками не брать), прилейте воды до $\frac{1}{2}$ пробирки и взболтайте.

Вы убедитесь, что иод в воде растворим очень мало.

Прибавьте в ту же пробирку несколько кристалликов иодистого калия KJ.

Вы заметите, что одновременно с иодистым калием начнет растворяться и иод.

В чистую пробирку налейте немного раствора иода и прилейте полученный вами раствор сернистой кислоты. Что произошло?

В другую пробирку налейте немного раствора марганцовокалиевой соли и испытайте действие на него раствора сернистой кислоты.

10—15 см³ сернистой кислоты прокипятите в фарфоровой чашке в течение нескольких минут и испытайте затем его действие на раствор иода, взяв понемногу того и другого раствора в пробирку.

Если при кипячении удалился весь сернистый газ (сернистая кислота при нагревании быстро разлагается), то действие вашего раствора на раствор иода должно прекратиться. Если это не произошло,

прокипятите снова тот же раствор сернистой кислоты и проверьте, осталась ли неразложившаяся сернистая кислота. Так поступайте до полного удаления сернистой кислоты из раствора, в чем вы убедитесь по тому, что иод не будет больше обесцвечиваться.

Действие сернистой кислоты на иод выражается следующим равенством:



Иод отнимает от частицы воды водород и, соединяясь с ним, образует бесцветное соединение — иодистый водород HI.

Кислород, освободившийся из частицы воды, присоединяется к сернистой кислоте, образуя *серную кислоту* H_2SO_4 . Иначе говоря, сернистая кислота *окисляется* в серную.

Заметьте, что соединение иода с водородом (иодистый водород) — бесцветный газ, растворимый в воде. Иодистый калий — тоже бесцветное вещество (мелкие кристаллы кажутся белыми, подобно тому как снег, состоящий из бесцветных кристаллов льда, в массе имеет белый цвет).

Реакция с иодом является характерной реакцией сернистой кислоты.

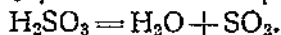
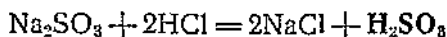
Реакция сернистой кислоты с марганцовокалиевой солью заключается также в окислении сернистой кислоты в серную за счет кислорода, выделяющегося из марганцовокалиевой соли; последняя, теряя часть своего кислорода, образует новое, почти бесцветное вещество. В виду сложности происходящей при этом химической реакции, мы ее здесь разбирать не будем.

Работа 15. Получение сернистого ангидрида действием сольной кислоты на соли сернистой кислоты.

Сернистой кислоте соответствует ряд солей. Если в частице сернистой кислоты H_2SO_3 водород заместить металлом, получится соль. Так, заместив 2 атома водорода двумя атомами натрия, получим Na_2SO_3 — сернистонатриевую соль. Соли сернистой кислоты называются иначе *сульфитами* Na_2SO_3 — сульфит натрия.

В пробирку поместите немного сернистонатриевой соли и прилейте к ней разбавленной соляной кислоты. Когда начнет выделяется газ, определите по запаху, какой этот газ.

Реакцию можно представить следующим образом:



Первое равенство изображает реакцию обмена между солью и кислотой; при этом металл и водород замещают друг друга, и образуются новая соль и новая кислота. Получившаяся сернистая кислота является, как выше было сказано (работа 13), непрочным соединением, — она распадается на воду и сернистый газ (равенство второе).

Таким же образом может быть получен сернистый газ действием других кислот (серной, азотной) на соли сернистой кислоты.

Работа 16. Действие солей сернистой кислоты на раствор иода и марганцовокалиевой соли.

Приготовьте немного раствора сернистонатриевой соли и прилейте одну часть его к раствору иода (в пробирке), другую — к раствору марганцовокалиевой соли. Что происходит?

Напишите равенство реакции Na_2SO_3 с иодом по аналогии с реакцией H_2SO_3 с иодом.

Упражнения

1. Напишите формулы солей сернистой кислоты и металлов K, Ag, Ca, Zn.

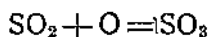
2. Составьте равенства реакций этих солей с соляной кислотой.

3. Напишите равенства реакций тех же солей с иодом.

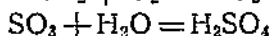
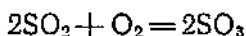
4. Вычислите, какое количество иода может обесцветиться действием 2 г сернистонатриевой соли.

4. СЕРНЫЙ АНГИДРИД И СЕРНАЯ КИСЛОТА

Мы уже видели, что сернистая кислота H_2SO_3 может быть окислена в серную H_2SO_4 . Для этого требуется присоединение к молекуле H_2SO_3 атома кислорода. Подобно этому сернистый газ SO_2 может быть окислен в *серный ангидрид* SO_3 , который, соединяясь с водой, образует серную кислоту:



или



Реакция между сернистым газом и кислородом даже при нагревании идет настолько медленно, что мы не замечаем образования серного ангидрида.

Реакцию можно ускорить при помощи катализаторов, чем и пользуются на практике.

В технике для получения серной кислоты пользуются двумя способами: „контактным“ и „камерным“.

В настоящей главе мы изучим контактный процесс образования серного ангидрида в присутствии катализатора — металла платины.

Процесс распадается на: 1) получение сернистого газа; 2) очистку и сушку его; 3) образование SO_3 ; 4) получение H_2SO_4 .

А. Получение серной кислоты в лаборатории

Работа 17. Получение серного ангидрида и серной кислоты

1. Подготовительная работа. Наполнение газометра кислородом.

Ознакомьтесь с устройством газометра (рис. 48), проверьте в порядке ли его краны. Оставляя закрытым ниж-

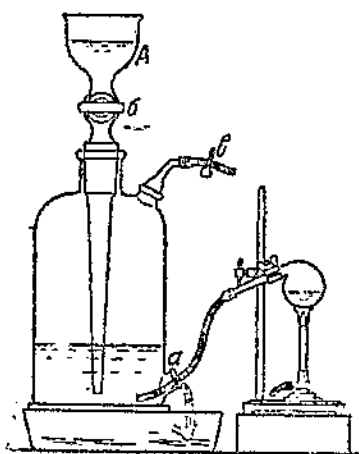


Рис. 48.

нее отверстие (тубус) *a*, откройте верхний кран *b* и боковой кран *c* и наполните газометр водой через воронку *A*. В газометре совершенно не должно оставаться воздуха. Чтобы удалить остаток воздуха, газометр наклоняют так, чтобы воздух выходил через кран *a*.

Закройте оба крана и откройте нижнее отверстие. Если газометр в порядке, вода не должна вытекать из него (почему?).

Поместите газометр над водопроводной раковиной, над ведром или тазом (рис. 48), в которые могла бы сте-

кать вода при наполнении газометра кислородом.

Рассчитайте, сколько граммов бертолетовой соли надо разложить для получения 4 л кислорода.

Отвесьте на простых весах требуемое количество KClO_3 и около половины по весу — MnO_2 . Смешайте в чашке оба вещества. Небольшое количество смеси испытайте в фарфоровой чашке, чтобы знать, не дает ли смесь вспышки при нагревании.

Всыпьте смесь в сухую реторту, присоедините к концу ее резиновую трубку и начните нагревать. Вначале из реторты выходит воздух. Поднесите к концу трубки тлеющую лучинку и, когда убедитесь, что весь воздух вытеснен, вставьте конец трубки в тубус газометра; газ станет вытеснять воду из газометра. Чтобы вода не разбрызгивалась, вставьте в тубус полоску бумаги. Избегайте бурной реакции в реторте, но следите также за тем, чтобы при охлаждении реторты (если отставить горелку) вода не вошла в нее. Когда реакция прекратится, отставьте реторту и закройте пробкой тубус газометра.

2. Получение серного ангидрида и серной кислоты (в вытяжном шкафу).

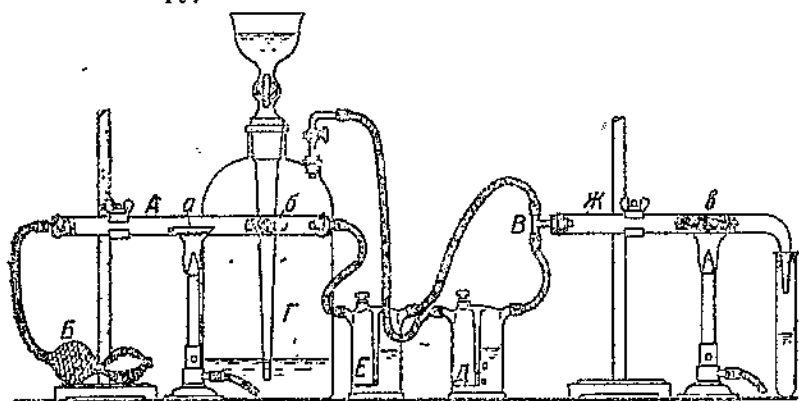


Рис. 49.

Соберите прибор, как указано на рис. 49. В стеклянную тугоплавкую трубку А поместите фарфоровую лодочку а с железным колчеданом (истолченным). В трубку вложите комок асбестовой ваты б. К трубке присоедините резиновую грушу Б.

Эта часть прибора будет служить для образования сернистого ангидрида путем обжига колчедана. Груша доставит необходимый для горения воздух. Асбестовая вата служит для удержания частичек колчедана и образующейся окиси железа, если они будут уноситься струей воздуха.

Присоедините к трубке А отводную трубку, а к последней сушильную склянку Е с крепкой серной кислотой. К склянке присоедините тройник В. К тройнику присоедините вторую сушильную склянку Д, а последнюю к верхней трубке газометра с кислородом.

Газы — сернистый ангидрид с избытком воздуха и кислорода из газометра в тройнике будут смешиваться и направляться в тугоплавкую трубку Ж.

В нее положите катализатор: комок покрашенного мелкораздробленной (губчатой) платиной — „платинированного“ асбеста *в*, предварительно высушенный нагреванием в фарфоровом тигле.

В этой части прибора будет происходить реакция соединения сернистого ангидрида с кислородом в присутствии катализатора — платины, т. е. образование серного ангидрида.

Нагревайте трубку А в том месте, где помещена лодочка с колчеданом. Пустите при помощи груши струю воздуха так, чтобы пузырьки в сушильной склянке Е можно было считать.

Одновременно откройте в газометре верхний и боковой краны и пустите струю кислорода, регулируя краном скорость ее так, чтобы пузырьки в склянке Д можно было считать. В воронке газометра должна быть вода.

По запаху вы узнаете, что из трубки Ж выходит сернистый газ, конечно в смеси с кислородом. Оба газа бесцветные.

Нагрейте трубку Ж в том месте, где находится платинированный асбест *в*.

Через некоторое время вы заметите появление белого „дыма“ из конца трубки Ж.

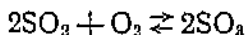
Это и „дымит“ серный ангидрид.

Подставьте под изогнутый конец трубки Ж пробирку с небольшим количеством воды так, чтобы конец трубки был над водой.

Закройте отверстие пробирки ватой и пропускайте серный ангидрид около $\frac{1}{4}$ часа.

Реакция образования серного ангидрида происходит хорошо лишь при определенной температуре (430° — 490° Ц). При более низкой температуре реакция идет крайне медленно; при более высокой — происходит *диссоциация* (разложение) серного ангидрида на сернистый газ и кислород, т. е. реакция протекает в обратном направлении.

Реакция, которая может протекать в прямом и обратном направлении, носит название *обратимой*. Изображают обратимую реакцию при помощи двух стрелок, направленных в противоположные стороны:



Серный ангидрид — белое кристаллическое вещество с температурой плавления $+15^{\circ}$ и температурой кипения

ния $+46^{\circ}$, соединяющееся с водой с выделением большого количества тепла.

Вы должны были обратить внимание на то, что при вашем опыте из пробирки с водой, в которую вы пропускали серный ангидрид, все время выходил густой белый дым, который частично поглощался водой. Этот белый дым — мельчайшие капельки серной кислоты, образующиеся при соединении серного ангидрида с парами воды. Капельки кислоты настолько мелкие, что они висят в воздухе, плывут вместе со струей газов и потому плохо растворяются в воде.

В виду такого свойства серного ангидрида в производстве его не поглощают водой, а пользуются для этого слегка разбавленной серной кислотой. Кислоту берут такой крепости (96—98 %), чтобы над нею не было паров воды. При пропускании в такую кислоту паров серного ангидрида они не образуют белого дыма и легко поглощаются серной кислотой. Серная кислота делается постепенно безводной H_2SO_4 и затем растворяет еще значительный избыток SO_2 , превращаясь в дымящую серную кислоту, или так называемый *олеум*.

Работа 18. Испытание свойств серной кислоты, полученной при предыдущей работе. Характерная реакция на серную кислоту

С раствором, образовавшимся при поглощении серного ангидрида водой, вам придется проделать несколько опытов, а потому расходуите его бережно.

1. Отлейте в чистую пробирку несколько капель своего раствора и прибавьте каплю раствора лакмуса. Вывод?

2. В другую пробирку налейте несколько капель раствора иода и прилейте немного своего раствора.

Если обесцвечивания не происходит, делаем вывод, что это не сернистая кислота, и с оставшимся раствором надо проделать опыты 3-й и другие. Если иод обесцвечивается, то это означает, что в растворе имеется сернистая кислота; надо удалить сернистую кислоту и затем обнаружить в растворе серную кислоту. Воспользуемся летучестью сернистой кислоты.

Прокипятите в течение нескольких минут весь раствор и испытайте вновь его действие на иод. Если обесцвечивание прекратилось, испытайте снова на лакмус и затем сделайте дальнейшие опыты.

3. К небольшой порции раствора прилейте раствор хлористого бария BaCl_2 ; если получился осадок, испытайте, растворяется ли он при действии соляной кислотой.

4. В пробирку положите кусочек цинка и прилейте свой раствор. Наблюдается ли какая-нибудь реакция?

Для сравнения сделайте опыты 2-й и 3-й с разбавленной серной кислотой, взятой в лаборатории, и сделайте вывод, получили ли вы при работе 17 серную кислоту.

Какими свойствами отличается серная кислота от сернистой?

Напишите равенство реакции H_2SO_4 с BaCl_2 . Что в осадке?

Реакция серной кислоты с раствором BaCl_2 является характерной для нее реакцией.

Работа 19. Восстановление серной кислоты в сернистую

Вы ознакомились с окислением сернистой кислоты (H_2SO_3) в серную (H_2SO_4) и сернистого ангидрида (SO_2) в серный (SO_3). При этом к молекуле сернистого ангидрида или сернистой кислоты присоединился атом кислорода.

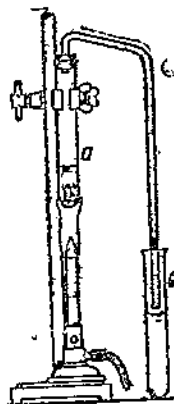


Рис. 50.

Отнимая от молекулы серной кислоты атом кислорода, мы получим молекулу сернистой кислоты. Эта реакция называется *восстановлением*. Она совершается при участии веществ, способных присоединять к себе кислород, в том числе при действии некоторых металлов на крепкую серную кислоту.

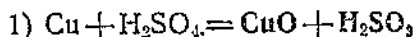
Составьте прибор по рис. 50. В пробирку *a* поместите кусочки меди и налейте немного крепкой серной кислоты. В пробирку *b* налейте раствор иода. Конец газоотводной трубки поместите выше ¹ уровня жидкости в пробирке *b*.

Идет ли реакция меди с серной кислотой без нагревания?

Нагрейте пробирку *a* и наблюдайте выделение газа.

Определите, какой это газ,—по запаху и по действию его на раствор иода.

В пробирке, где происходила реакция, вы замечаете образование черного вещества. Это окись меди. Реакция между медью и серной кислотой может быть выражена равенствами:



Это однако лишь первая стадия реакции, в чем вы убедитесь, сделав следующее:

¹ Чтобы препятствовать перебрасыванию раствора иода в крепкую серную кислоту.

Остаток из пробирки *a* вылейте по охлаждении в фарфоровую чашку с водой (10—15 см³) и прокипятите в течение нескольких минут (под тягой).

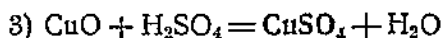
Профильтруйте горячую жидкость.

На фильтре у вас остатки меди и окиси меди. Фильтрат синего цвета, следовательно в нем растворено какое-то вещество.

Часть фильтрата влейте в пробирку и охладите ее струей воды под краном.

Если никаких изменений в растворе не происходит, поставьте раствор выпариваться и проделывайте время от времени испытание охлаждением в пробирке. Если из раствора в пробирке выпадут кристаллы, оставьте весь раствор медленно охлаждаться. При этих условиях образуются крупные кристаллы.

Вы получите кристаллы *медного купороса*, или серномедной соли. Эта соль образовалась при взаимодействии CuO (см. равенство 1-ое) с H_2SO_4 :



Складывая все три равенства, получим:



Б. Производство серной кислоты (экскурсия на завод)

При посещении завода, производящего серную кислоту контактным способом, обратите внимание на следующее.

1. Сырье:

- а) качество его (по виду),
- б) количество сырья, употребляемого в сутки,
- в) подготовка сырья (размол, просеивание и проч.).

2. Процесс:

- а) как производится обжиг колчедана,
- б) какие очистительные процессы совершаются,
- в) как осуществляется передача газа через ряд аппаратов,
- г) как поддерживается требуемая температура в контактном аппарате,
- д) как производится поглощение серного ангидрида, образование серной кислоты?

3. Продукты производства:

- а) какой крепости получается серная кислота,
- б) ее качество (содержание примесей),

в) количество получаемой в сутки кислоты (выход продукта),

г) какой побочный продукт получается, используется ли он для какой-нибудь цели?

После посещения завода прочтите прилагаемое описание производства серной кислоты по способу б. Тентелевского химического завода — теперь завода „Красный химик“ в Ленинграде.

ОПИСАНИЕ ПРОИЗВОДСТВА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

Производство серной кислоты можно разбить на целый ряд операций.

1. Прежде всего доставляемый на завод в виде крупных кусков серный колчедан измельчается на камнедробилках в кусочки с орех величиной и мельче, затем перевозится к колчеданным печам, в которые засыпается при помощи механического подъемника (элеватора).

В печах А (на схеме рис. 51) идет обжиг колчедана и образование сернистого газа, который в смеси с оставшимся азотом и избытком воздуха на

правляется по трубам В в очистительные аппараты.

2. Очистка газов состоит из следующих операций.

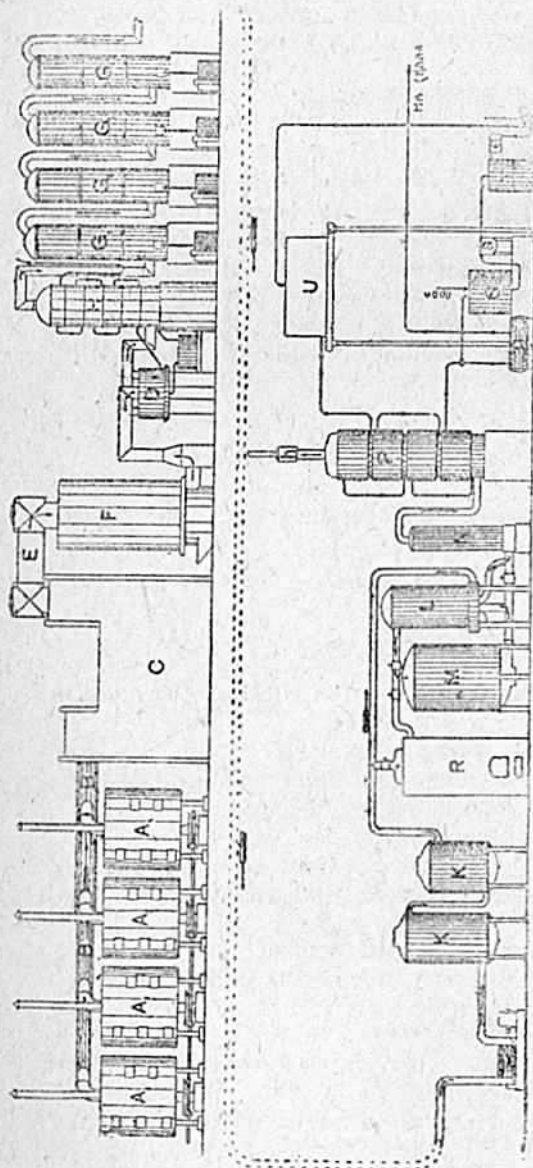


Рис. 51.

Первая операция—удаление механически уносимой током газов пыли, состоящей из измельченной окиси железа и частично из неувспевшего сгореть колчедана. Для этого служит пылевая камера *С*.

Затем смесь газов подвергается охлаждению в холодильнике *Е*. При этом сгущается и собирается на дне

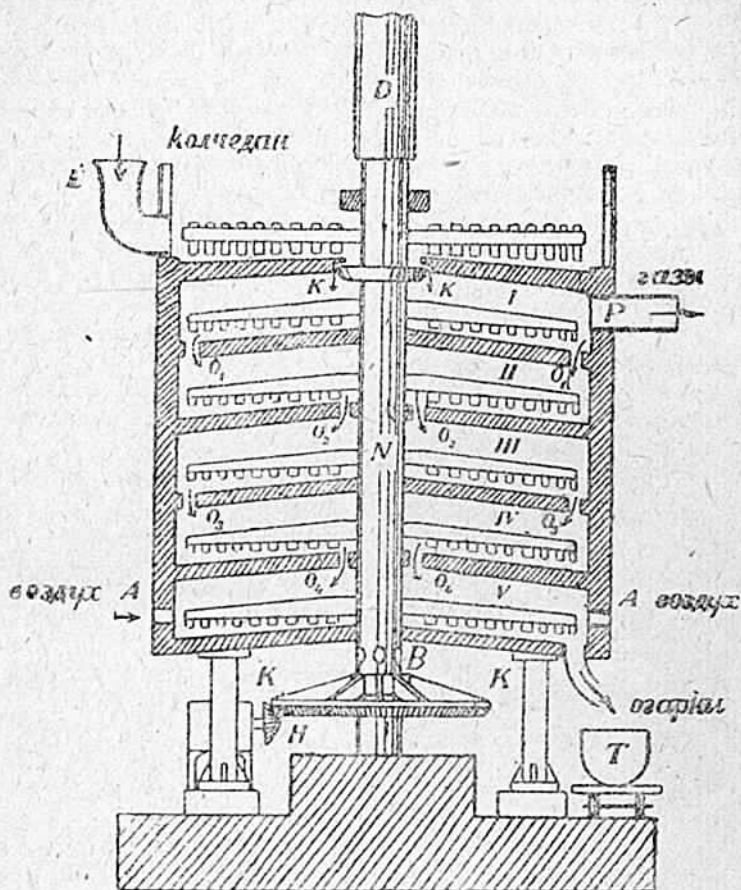


Рис. 52.

холодильника некоторое количество грязной серной кислоты. Кислота получается вследствие того, что при обжигании колчедана помимо SO_2 образуется небольшое количество SO_3 . Последний с влагой воздуха дает H_2SO_4 , которая выделяется в холодильнике.

После холодильника идут аппараты для промывки газов—*D* и *H*. Цель промывки—удаление посторонних при-

месей, как то: мышьяковистых и т. п. соединений; они вредно влияют на катализатор; поэтому их необходимо нацело удалить.

Совершенно чистые газы затем осушаются при помощи крепкой серной кислоты, подобно тому как это делается и в лабораторной практике. Осушение происходит в башнях *G*, наполненных коксом, по которому навстречу току газов течет крепкая серная кислота.

3. Чистые и сухие газы при помощи насоса (компрессора) *J* гонятся через очистители *KK* в контактный аппарат *RML*, где проходят через слой платинированного асбеста. Здесь происходит окисление SO_2 в SO_3 .

Наконец образовавшийся SO_3 охлаждается в холодильнике *N* и поглощается из смеси газов немного разбавленной серной кислотой в абсорбере *P*. Разбавленная кислота таким образом превращается в крепкую серную кислоту — *олеум*. Разбавляя олеум водой (в сосуде *S*) получают серную кислоту любой крепости. Часть разбавленной кислоты перекачивается в бак *U* и служит для поглощения SO_3 из смеси газов. Остальной олеум идет на склад.

Рассмотрим теперь более подробно отдельные операции производства серной кислоты.

1. Обжиг колчедана

Обжиг колчедана производят обыкновенно в механических печах Герресоффа и других.

На рис. 52 дан схематический разрез механической печи Герресоффа, а рис. 53 изображает внешний вид подобной же печи частично в разрезе.

Печь Герресоффа представляет собой цилиндр, разделенный в вертикальном направлении на 5 отделений (I, II, III, IV и V).

В центре печи при помощи зубчаток *K* вращается вал *N*. К нему присоединены гребки, снабженные зубьями.

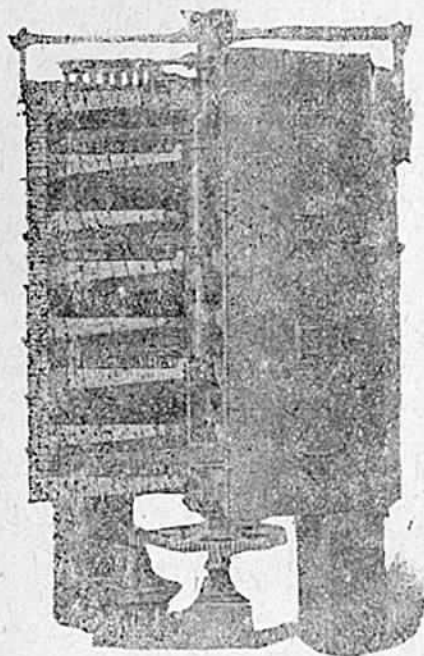


Рис. 53.

При вращении вала, гребки с зубьями перемещают колчедан и передают его из одного отделения печи в другое.

Колчедан подается механически при помощи подъемника (элеватора) на открытую верхнюю площадку печи, где он подсушивается. При этом происходит перемещение его при помощи гребков с поставленными наискосок зубьями, благодаря чему колчедан передвигается от края площадки к центру, где находится круговая (вокруг вала) щель *K*. В эту щель проваливается колчедан в отделение I печи. Там он также перемещается гребками с зубьями, повернутыми в противоположном направлении так, что они передвигают колчедан от центра к краю. Подле края колчедан проваливается через ряд отверстий *o*₁ в отделение II печи. Здесь он вновь передвигается к центру и через центральную щель *o*₂ проходит в отделение III и так до последнего отделения печи.

В печи происходит обжиг колчедана. Внизу печи находятся отверстия для впуска воздуха, который движется навстречу колчедану. Образующиеся при обжиге газы направляются из верхнего отделения печей в общую трубу.

Колчеданные огарки непрерывно высасываются из нижнего отделения печи в вагонетку *T*.

Для обжига колчедана требуется предварительная растопка печи, а затем она работает непрерывно без затраты топлива, так как сгорание колчедана сопровождается выделением тепла, которое поддерживает высокую температуру печи (до 680°).

Благодаря тому, что свежий воздух, входящий в печь снизу, встречает уже почти обожженные огарки, происходит наиболее полное выгорание серы. Наоборот, воздух, содержащий уже сравнительно мало кислорода, встречает в верхней части печи свежий колчедан. Это тот же принцип противотока, на который вы обратили внимание на заводе соляной кислоты.

Сбоку печи имеются дверцы для починки и перемены гребков, в случае их порчи.

2. Очистительные процессы

Газы, поступившие из печей Геррессгоффа в общую сборную трубу, идут в пылевую камеру (рис. 54), где частицы твердых веществ, унесенные током газов из печи, оседают на расположенных в камерах горизонтальных железных листах *A*. Затем газ поступает в свинцовый холодильник, между двойными стенками которого циркулирует холодная вода. Из холодильника газы направляются для промывания в форвашер (предварительный промыватель, рис. 55). Здесь газ поступает через среднюю трубу *E* в колокол *B*, проходит через ряд отверстий *d* и между зуб-

цами нижнего края колокола с через воду — и выходит через трубы *F*. Снаружи форвашер охлаждается водой, которая втекает через трубу *M* и вытекает через трубу *N*.

Далее газы поступают снизу в промывную башню (рис. 56) и проходят через ряд этажей башни. Здесь они через патрубки *B* проходят колпаки *K* и булькают через воду, протекающую навстречу току газов из одного этажа башни в другой по трубам *H*. Газы промываются водой, при чем растворяются вредные для катализатора содержащиеся в них примеси, главным образом мышьяковистый

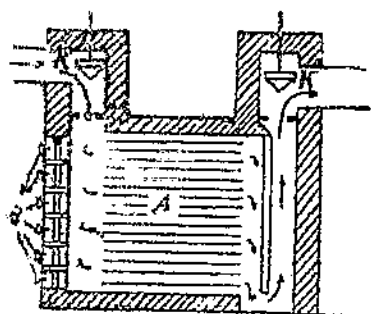


Рис. 54.

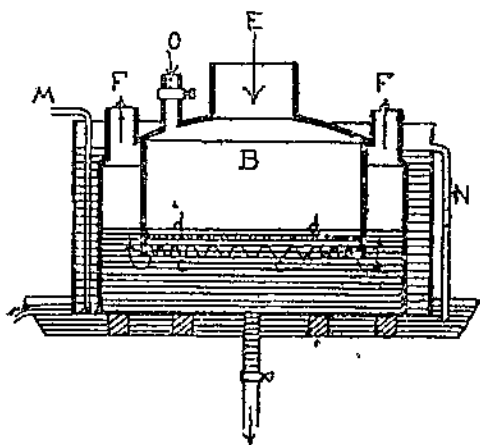


Рис. 55.

ангидрид. Выше (стр. 85) было сказано, что в серном колчедане кроме Fe и S содержатся примеси; из них мышьяк As , сгорая, превращается в мышьяковистый ангидрид As_2O_3 , который уносится вместе с сернистым газом. As_2O_3 очень вреден для платины, он лишает ее свойств катализатора, а потому необходима полная очистка газа от As_2O_3 .

Из промывной башни газ поступает в четыре сушильные башни (G на схеме рис. 51), наполненные коксом. В первой башне газ фильтруется через кокс и оставляет там брызги воды, механически унесенные им из промывных башен; в трех остальных башнях кокс орошается крепкой серной кислотой, которая, стекая навстречу газу, поглощает всю сохранившуюся в нем влагу. Охлажденный, очищенный от примесей, сухой газ содержит сернистый газ и воздух. Кислород последнего необходим для следующей химической реакции образования серного ангидрида.

При прохождении газов через ряд аппаратов он встречает значительное сопротивление, поэтому после осушителей поставлен насос, или компрессор, который про-сасывает газы через все предыдущие приборы и нагнетает их в следующие. По выходе из компрессора газы содержат мелко распыленное машинное масло, которым смазывается компрессор. Для очистки газы пропускают через 2 башни-фильтры *КК*, содержащие одна — кокс, другая — несколько слоев асбестовой ваты.

3. Образование серного ангидрида и серной кислоты

Далее газы поступают в контактное отделение, где совершаются следующие процессы: нагревание газа, образование серного ангидрида, охлаждение серного ангидрида и наконец поглощение серного ангидрида разбавленной серной кислотой.

При пуске системы в ход необходимая для начала реакции температура достигается нагреванием газа в печи *R* (рис. 57). Газ впускается через кран *A* по узким трубкам доходит до дна нагреваемых топочными газами широких трубок, между стенками трубок поднимается вверх и по трубе *P* через кран *B* поступает через решетку *W* в собственно контактный аппарат *M*, где в ряде трубок находится платинированный асбест. Образовавшийся SO_3 выходит из аппарата по трубе *K* через кран *E*.

Реакция образования серного ангидрида сопровождается выделением тепла. Это тепло и используется для дальнейшего подогревания поступающих в контактный аппарат газов. Для этого служит так называемый терморегулятор *L*, который действует следующим образом. Кран *E* закрывается, и газы из контактного аппарата через кран *D* пускаются в терморегулятор. Газы поднимаются по трубе *N*, через ряд тонких трубок опускаются вниз и через

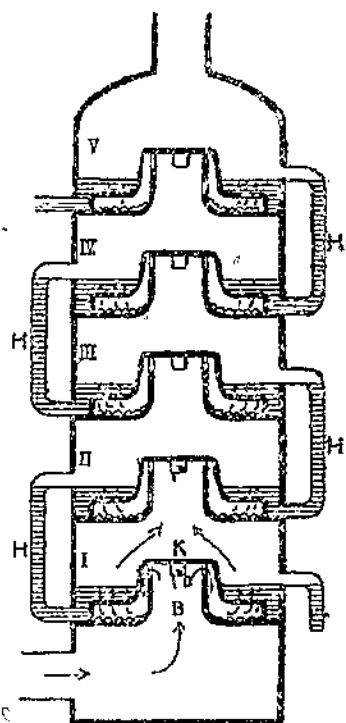


Рис. 56.

трубу *H* выходят из аппарата. Газы, имеющие температуру 400°—450°, нагревают трубки терморегулятора. Тогда закрываются краны *A* и *B* и поступающие по трубе *T* газы пускаются через кран *F* в терморегулятор. Проходя между нагретыми трубками, они нагреваются до температуры 220°—240° и через кран *C* поступают в контактный аппарат.

При этом происходят одновременно два процесса—нагревание поступающих газов и охлаждение выходящих. За температурой внутри контактного аппарата следят по термометру *q*.

После терморегулятора серный ангидрид охлаждается в воздушном холодильнике *N* (см. схему 51, трубы

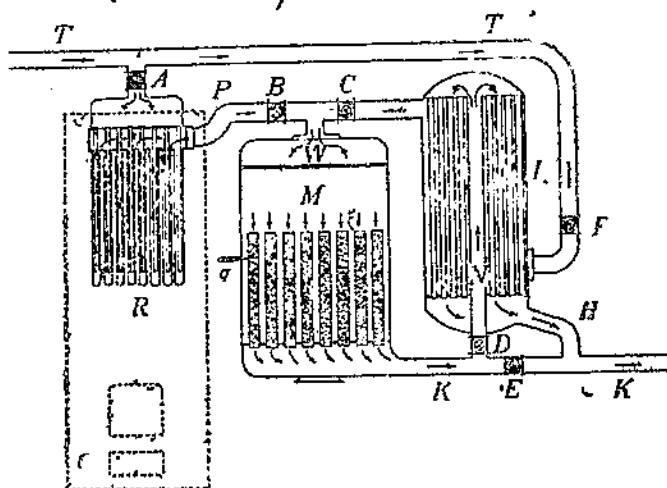
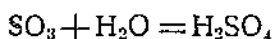


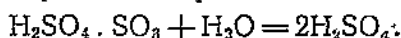
Рис. 57.

охлаждаются атмосферным воздухом) и поступает в погло- тительные аппараты — абсорберы *P*, устроенные на том же принципе, что и промыватели. Для поглощения SO_2 упо- требляют, как уже сказано, серную кислоту 96—98%, поступающую в *P* из бака *U*. Серная кислота, поглощая серный ангидрид, образует олеум, состав которого может быть выражен формулой $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_2$, где число *n* может быть различно. Олеум дымит на воздухе, так как из него выделяется серный ангидрид.

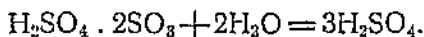
При разбавлении олеума водой свободный серный ангид- рид, растворенный в олеуме, соединяется с водой и обра- зует новые частицы серной кислоты. Происходит реакция:



Например, если состав олеума $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{SO}_3$, то при разбавлении водой происходит реакция:



Состав олеума $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{SO}_3$. Разбавляем водой:

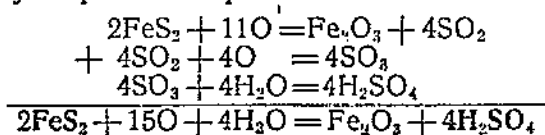


Серная кислота, состав которой точно соответствует формуле H_2SO_4 , носит название *моногидрата* (или 100% H_2SO_4). Обычно олеум разбавляют водой до крепости серной кислоты, содержащей 96 — 98% H_2SO_4 .

Из олеума получают также химически-чистую серную кислоту: нагревая олеум, выделяют из него растворенный в нем серный ангидрид, который затем поглощают дистиллированной водой.

Четыре печи Герресгоффа, обслуживающие одну контактную систему, дают в сутки из 12 тонн колчедана 16 тонн моногидрата серной кислоты. Новые печи „Геркулес“ обладают мощностью в 12 тонн каждая.

Весь процесс образования серной кислоты может быть выражен суммированным равенством:



Задачи

1. Сколько кг сернистого газа может быть получено из 1 кг серного колчедана (FeS_2)?

2. Сколько кг серного ангидрида может быть получено из количества сернистого газа, вычисленного в 1 задаче?

3. Сколько кг 100% серной кислоты может быть получено из количества серного ангидрида, вычисленного во 2-ой задаче?

4. Вычислите по суммированной формуле (см. выше) количество моногидрата серной кислоты, которое должно теоретически получиться из 12 тонн серного колчедана.

5. Определите процент выхода на заводе серной кислоты из 12 тонн колчедана (из 12 тонн колчедана получают 16 тонн моногидрата) по отношению к теоретическому (зад. 4).

6. Сколько надо сжечь железного колчедана, чтобы получить 8 кг серного ангидрида, считая, что колчедан сгорает на 97%?

7. Сколько процентов серного ангидрида растворено в олеуме, если состав его может быть выражен формулой $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{SO}_3$?

8. Сколько воды надо прилить к 10 кг олеума, состав которого выражается формулой $2\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{SO}_3$, чтобы разбавить его до моногидрата?

Сколько моногидрата образуется при этом?

9. Вычислите, какое количество воды надо прибавить к образовавшемуся моногидрату (зад. 8), чтобы получить 96% серную кислоту.

10. Сколько воды надо прибавить к 5 кг 25% олеума (т. е. содержащего 25% свободного SO_3), чтобы получить 98% серную кислоту?

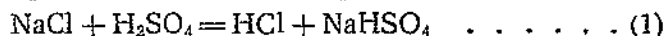
Указание; решать в 2 приема: 1) превратить олеум в моногидрат; 2) из моногидрата получить 98% кислоту.

ПРИМЕНЕНИЕ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ В ПРОИЗВОДСТВЕ СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ

Остановимся детально на известном уже вам применении серной кислоты в производстве соляной кислоты (стр. 30). О других применениях серной кислоты будет сказано ниже.

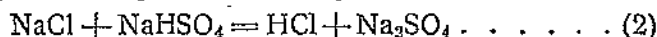
При действии серной кислоты на поваренную соль реакция происходит в 2 стадии.

В чашке происходит следующая реакция:



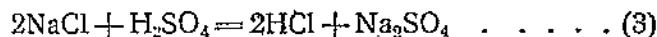
Образуется хлористый водород и кислая сернонатриевая соль, или „бисульфат“.

Когда бисульфат вместе с оставшейся неизменной поваренной солью переносится в муфель, где производят сильное нагревание, происходит вторая реакция:



Образуется еще частица хлористого водорода и средняя сернонатриевая соль, или „сульфат“.

Сложив оба равенства, получим окончательное равенство реакции:



Отделение хлористого водорода от остальных веществ (сульфата, поваренной соли, серной кислоты) может быть достигнуто благодаря летучести HCl ; серная кислота, наоборот, нелетучая жидкость (см. выше — физические свойства). Однако небольшое количество паров серной кислоты уносится хлористым водородом, вследствие чего в техни-

ческой соляной кислоте содержится небольшая примесь H_2SO_4 . Обнаружить эту примесь можно реакцией на $BaCl_2$ (работа 14).

Задачи

1. Вычислите, какое количество HCl получится при действии H_2SO_4 на 1 кг $NaCl$ (решайте по 3-ему химическому равенству).

2. Сколько 60% H_2SO_4 потребуется для реакции с 1 кг $NaCl$ и сколько сульфата образуется при этом?

3. Зная, что в одном объеме воды может раствориться 450 объемов хлористого водорода и что литр хлористого водорода при обыкновенных условиях весит 1,6 г, вычислите:

Сколько поваренной соли, содержащей 95% $NaCl$, и сколько 60% серной кислоты требуется для насыщения хлористым водородом 10 литров воды? Каков вес получающейся при этом соляной кислоты и каково процентное содержание в ней HCl ?

4. Сколько поваренной соли и сколько 50% H_2SO_4 требуется для получения 5 литров хлористого водорода, если известно, что 1 литр хлористого водорода весит 1,6 г?

Указание: вычислить вес HCl , затем решить задачу по химическому равенству.

5. Какое количество $BaSO_4$ должно получиться при реакции $BaCl_2$ с 20 и 30% H_2SO_4 ?

6. При действии $BaCl_2$ на 5 г разбавленной серной кислоты образовался осадок, который весит 4 г. Определите процент H_2SO_4 в кислоте.

7. По образцу реакции H_2SO_4 с $NaCl$ составьте равенство реакции H_2SO_4 с KCl и вычислите, сколько г KCl требуется для получения 5 литров хлористого водорода. Результат сравните с задачей 3.

8. Составьте равенства реакций H_2SO_4 с другими солями соляной кислоты: хлористым цинком, хлористым магнием, хлористым железом, хлорным железом, хлористым алюминием.

Какие вещества образуются при реакции серной кислоты с солями соляной кислоты?

5. КАЧЕСТВЕННОЕ И КОЛИЧЕСТВЕННОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

Выше (работа 18) вы ознакомились с характерной реакцией на серную кислоту — образованием нерастворимого осадка $BaSO_4$ при действии на H_2SO_4 раствора $BaCl_2$. Этой

реакцией пользуются: 1) для определения присутствия серной кислоты (качественное определение) и 2) для определения количества серной кислоты.]

А. Качественное определение серной кислоты

Работа 20. *Качественное определение примеси серной кислоты в соляной кислоте*

Вспомните, что в производстве соляной кислоты участвует серная кислота; поэтому в технической соляной кислоте может оказаться примесь серной кислоты.

Разбавьте техническую соляную кислоту водой и подействуйте на нее раствором BaCl_2 (в пробирке). Есть ли примесь серной кислоты?

Тот же опыт повторите с химически чистой соляной кислотой.

Работа 21. *Качественное определение солей серной кислоты*

Подействуйте раствором BaCl_2 и соляной кислотой на растворы различных солей серной кислоты.

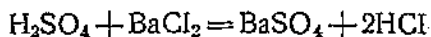
Напишите равенства реакций и определите, какое вещество у вас в осадке (подчеркните).

Получите от преподавателя растворы различных солей и определите, какие из них являются солями серной кислоты.

Б. Количественное определение серной кислоты

Серная кислота смешивается с водой во всех отношениях, т. е. образует растворы различной крепости. Кроме того серная кислота, как вам уже известно, может содержаться в виде примеси в других веществах (в соляной кислоте и др.). По работам 20 и 21 вы знаете, как сделать качественное определение H_2SO_4 . Не менее важным является количественное определение H_2SO_4 .

Осуществляется это при помощи реакции с BaCl_2 , причем образующийся осадок нерастворимой соли — BaSO_4 отфильтровывают, промывают и взвешивают. По весу BaSO_4 может быть вычислен вес H_2SO_4 на основании равенства реакции



Количественные определения требуют большой тщательности в работе, так как даже небольшие потери вещества оказывают значительное влияние на точность результата. Взвешивание надо производить с точностью до 0,001 г (или до 0,0005 г), пользуясь аналитическими весами.

Взвешивание на аналитических весах

Аналитические весы имеют приспособление, которое отсутствует у технических весов. Это — деления на коромысле весов. На коромысло при помощи стержня с крючком, может быть насажен „рейтер“, или „гусар“ — согнутая платиновая проволока, весом в 0,01 г (рис. 58). Коромысло имеет по обе стороны от середины по 10 делений, причем нулевое деление находится в середине, а 10-е в том месте, где привешены чашки весов.

Когда гусарик помещают на 1-м делении, то он уравнивает 0,001 г, на 2-ом делении — 0,002 г и т. д., так что на 10-м делении он дает свой нормальный вес — 0,01 г.¹ Промежуточные деления дают четвертый десятичный знак.

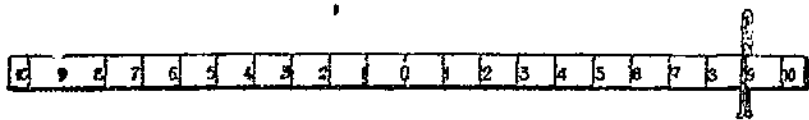


Рис. 58.

Гусар сажается обычно на правую половину коромысла, как на рис. 58.

Пример взвешивания: на чашке весов 2,15 г, гусарик находится посредине между 3-м и 4-м делением линейки. Вес тела = 2,1535 г.

Аналитические весы требуют особенно тщательного обращения с ними, а потому необходимо в работе с ними соблюдать все правила, изложенные на стр. 16.

Работа 22. *Определение процента H_2SO_4 в разбавленной серной кислоте*

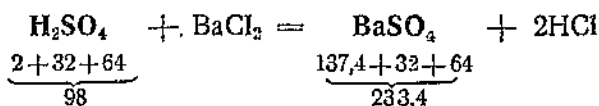
Навеска. Для работы необходимо отвесить некоторое количество серной кислоты, или, как выражаются, взять навеску серной кислоты. Чтобы решить вопрос о том, какую взять навеску, надо принять во внимание следующие соображения: большое количество серной кислоты вызовет образование большого количества осадка $BaSO_4$, обработка которого, как вы убедитесь на опыте, потребует много труда и времени; с другой стороны, количество $BaSO_4$ должно быть не слишком мало, чтобы неизбежная погрешность при взвешивании и потеря вещества при работе не дали значительной ошибки.

¹ Объяснение этому факту найдите в законе рычага: величины грузов обратно пропорциональны длине плеч, вследствие чего больший груз, находящийся ближе к точке опоры, уравнивает меньший груз, находящийся дальше от точки опоры.

Поясним это на примере: если количество BaSO_4 составляет 1 г и при работе допущена ошибка в 0,005 г, то это составляет 0,5%, если же количество $\text{BaSO}_4 = 0,1$ г, то та же ошибка в 0,005 г составляет 5%.

Эти соображения заставляют нас выбрать такую навеску серной кислоты, чтобы количество BaSO_4 составляло около 1 г.

Из равенства реакции



закключаем, что вес H_2SO_4 меньше половины веса BaSO_4 , а потому надо взять навеску серной кислоты 0,4—0,5 г, если она крепкая, и соответственно больше, если кислота разбавленная.

Чтобы судить о крепости взятой для испытания кислоты и решить вопрос о том, какую взять навеску, надо сделать предварительное определение крепости кислоты при помощи ареометра и найти по таблице соответствующее данной крепости процентное содержание H_2SO_4 . Это определение не требует большой точности, так как оно должно дать лишь приблизительные указания.

Определите при помощи ареометра удельный вес, или крепость в градусах Боме разбавленной серной кислоты. На основании данных таблицы в конце книги вычислите, в каком количестве серной кислоты содержится 0,4 г H_2SO_4 . По удельному весу кислоты вычислите, какой объем кислоты следует взять.

Отмерьте требуемый объем кислоты при помощи сухой мензурки, и влейте кислоту во взвешенный (на аналитических весах) стаканчик. Взвесьте стаканчик с кислотой. Разница в весе даст вес кислоты.

Взятая вами навеска серной кислоты будет в дальнейшем служить для расчета, а потому должна быть определена точно. Если предварительный расчет дал вам указание, что нужно взять около 4 г кислоты, то навеска может быть от 3 до 5 г, но определена точно, например, 3,675 г.

Осаждение лучше вести в разбавленных растворах.

Перелейте кислоту из стаканчика в стакан с носиком, емкостью в 300 см³. Прилейте около 100 см³ воды, споласкивая его несколько раз стаканчик.

Осаждение BaSO_4 . Чтобы осадок BaSO_4 был крупнее, лучше оседал и не проходил через фильтр, осаждение следует вести в горячих растворах. Полезно также при-

бавить к раствору немного химически чистой соляной кислоты, которая способствует образованию более крупных кристаллов BaSO_4 .

К раствору H_2SO_4 прилейте 10 см^3 разбавленной соляной кислоты и нагрейте его на сетке до кипения. Прилейте к горячему раствору H_2SO_4 немного горячего раствора BaCl_2 и прокипятите смесь. Дайте осадку отстояться, затем прилейте по палочке по стенке стакана осторожно несколько капель BaCl_2 и наблюдайте, появилась ли муть. Если образовалась муть, прилейте еще раствора BaCl_2 , прокипятите и дайте осесть. Испытайте снова на полноту осаждения. Если муты больше не появится, прекратите прибавление BaCl_2 .

Фильтрование и промывание осадка. Для фильтрования осадков при количественных определениях, употребляют „беззольный“ фильтр¹ (вес золы его ничтожно мал).

Фильтр, диаметром в 10—12 см , сложите, аккуратно вставьте в воронку так, чтобы он плотно пристал к стенкам и смочите его водой. Край фильтра должны быть несколько ниже края воронки.

Слейте по палочке на фильтр несколько капель прозрачного раствора, собирая фильтрат в пробирку. К фильтрату прилейте несколько капель горячего раствора BaCl_2 ; если муть появится, значит полнота осаждения не была достигнута; слейте жидкость из пробирки в стакан и прилейте еще раствора BaCl_2 . Сделайте еще пробу на полноту осаждения и так продолжайте до благоприятного результата.

Когда полнота осаждения достигнута, слейте прозрачный раствор на фильтр (не более чем до половины высоты фильтра). Проверьте прозрачен ли фильтрат. Когда вся жидкость с фильтра стечет, наполните его вновь, опять сливая из стакана лишь прозрачный раствор. Так поступайте до тех пор, пока не сольете весь прозрачный раствор. Фильтрат вылейте.

Теперь надо приступить к промыванию осадка. Его лучше промыть в колбе, не перенося на фильтр.

Прилейте к осадку около 20 см^3 горячей воды, подкисленной соляной кислотой, помешайте палочкой и дайте отстояться. Затем слейте прозрачную часть жидкости на фильтр, а в стакан снова прилейте горя-

¹ Если такого фильтра нет, можно приготовить его из обыкновенной фильтровальной бумаги так: бумагу надо продержать некоторое время в разбавленной соляной кислоте, затем хорошо промыть водой и высушить. Нарезав из нее кружки для фильтров одинакового диаметра, надо 10 таких фильтров сложить, прокаливая во взвешенном тигле, затем определить вес золы. Разделив вес золы на 10, получим вес золы одного фильтра.

чей воды. Промывные воды выливайте после каждого промывания.¹ Этот способ промывания называется декантацией.

После проделанной 2 раза декантации подкисленной водой продекантируйте 2 раза чистой горячей водой, затем слейте осадок на фильтр вместе с небольшим количеством жидкости. стакан промойте чистой водой, сливая ее на фильтр.

Промывание стакана и затем промывание осадка на фильтре лучше всего вести при помощи промывалки (рис. 59). Вдувая ртом воздух через трубку *a*, мы получаем тонкую струю жидкости, вытекающую из оттянутого конца трубки *b*.

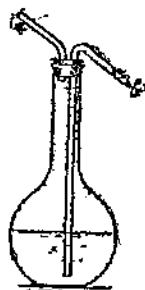


Рис. 59.

Склонив стакан над фильтром, направьте в него струю воды из промывалки, давая ей стечь на фильтр. Если все же в стакане остался белый налет BaSO_4 , снимите его, надев на стеклянную палочку резиновую трубочку и вытирая ею стенки стакана. Вновь сполосните стакан. Осадок на фильтре промывайте горячей водой из промывалки, смывая стенки фильтра; при этом давайте стечь всей жидкости, а затем наливайте вновь воду.

Промывание осадка ведется для того, чтобы отмыть от него остатки вещества, бывшего в растворе; в данном случае надо отмыть остатки BaCl_2 , который несомненно был взят в избытке. Чтобы определить конец промывания, надо сделать пробу на полноту промывания.

Соберите в чистую пробирку несколько капель промывной воды, прошедшей через фильтр. Прилейте в нее немного разбавленного раствора азотносеребряной соли. Если образуется муть (что это?), значит промывание не окончено, надо его продолжить.

Сушка осадка. Воронку с осадком закройте фильтровальной бумагой и поставьте в сушильный (водяной) шкаф.²

Фильтр с осадком должен высохнуть настолько, чтобы осадок легко отделялся от фильтра.

Прокаливание осадка. Осадок надо прокалить, чтобы вполне удалить из него влагу. Так как на фильтре

¹ Делается это из следующих соображений: если почему-либо пройдет муть через фильтр, придется вновь фильтровать фильтрат. Чем меньше фильтрата накопится, тем меньше будет потеря времени при вторичном фильтровании.

² Водяной шкаф — это шкаф с двойными стенками. Между стенками находится вода. Подставленной под шкаф горелкой вода нагревается до кипения, и таким образом внутри шкафа поддерживается постоянная температура, близкая к 100° .

233,42 граммов BaSO_4 образуются из 98,06 граммов H_2SO_4
 0,947 " " " " " " " "

$$x = \frac{98,06 \cdot 0,947}{233,42} = 0,398$$

В 3,675 г серной кислоты содержится 0,398 г H_2SO_4
 " 100 " " " " " " " "

$$y = \frac{0,398 \cdot 100}{3,675} = 10,83$$

Вывод: испытуемая серная кислота содержит 19,83% H_2SO_4 .

6. ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Свойства серной кислоты. Применения ее. Сернокислотная промышленность.

Вы уже ознакомились с физическими и химическими свойствами серной кислоты как в отделе „Соляная кислота“, так и в настоящем отделе. Сделаем сводку этих свойств и дополним ее.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Серная кислота (химически чистая) бесцветная, мало-подвижная, тяжелая жидкость. Удельный вес 95% серной кислоты при температуре 15°С равен 1,84, что соответствует 66 градусам Боле. Рассмотрев таблицу изменения удельного веса серной кислоты в зависимости от процентного содержания в ней H_2SO_4 (в конце книги), можно заметить, что удельный вес достигает максимума 1,8415 для кислоты, содержащей 97,7%, а затем несколько падает. Удельный вес олеума выше удельного веса моногидрата и повышается с возрастанием содержания в нем SO_3 .

Температура плавления моногидрата +10°. Температура кипения +338°, но при этом происходит разложение серной кислоты на SO_3 и H_2O .

Температура плавления олеума выше таковой моногидрата. Олеум, имеющий состав $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{SO}_3$, называемый пирсерной кислотой ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$), — кристаллическое вещество, плавящееся при +35°. При нагревании олеума серный ангидрид удаляется из него, благодаря своей летучести (т. пл. SO_3 +15°, тем кип. +46°). Олеум дымит и при комнатной температуре: частицы SO_3 , удаляющиеся из

олеума, соединяются с водяным паром, находящимся в воздухе, и образуют „дым“ — мельчайшие капельки серной кислоты (сравните с соляной кислотой).

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Серная кислота проявляет большую активность в химических реакциях.

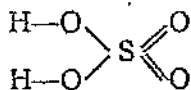
Она энергично соединяется с водой с большим выделением тепла. При этом образуются не только растворы, но и гидраты, т. е. химические соединения H_2SO_4 с H_2O определенного состава, например, $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$.

При действии серной кислоты на так называемые углеводы—вещества, содержащие в своем составе водород и кислород в том же соотношении, что и вода, как: сахар, клетчатка (бумага, дерево),—они обугливаются, серная кислота их разрушает, поглощая воду, а углерод освобождается и образует простое вещество—уголь (состав сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$; клетчатки, образующей главную массу бумаги и дерева,— $C_6H_{10}O_5$).

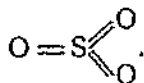
Серная кислота действует на большинство металлов, при чем выделяется водород или сернистый газ: водород выделяется при реакции разбавленной серной кислоты с Zn , Mg , Fe , Al ; сернистый газ—при действии крепкой серной кислоты на Cu и Pb . При всех этих реакциях образуются соли серной кислоты. Соли серной кислоты иначе называются сульфатами. Некоторые соли называются купоросями: медный, железный, цинковый купоросы.

На железо действует только разбавленная серная кислота, а на свинец только крепкая, но лишь при нагревании; поэтому в производстве серной кислоты пользуются аппаратами из свинца, стали и чугуна. Все аппараты до компрессора сделаны из свинца, так как в них движется сырой газ и образуется слабая серная кислота. ¹ Аппараты после компрессора сделаны из стали или чугуна, так как в них движется сухой газ, а в абсорберах образуется крепкая серная кислота, не действующая на сталь и чугун.

Серная кислота, как и сернистая, имеет в своем составе 2 атома водорода. Она—двуосновная кислота. Структурная формула ее:

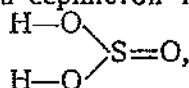


Из этой формулы видно, что S в ней шестивалентна, как и в серном ангидриде:



¹ Кроме SO_2 при обжиге колчедана образуется небольшое количество SO_3 , который с водяным паром образует слабую серную кислоту.

Структурная формула сернистой кислоты



следовательно сера в этом соединении — четырехвалентна, как и в сернистом ангидриде:



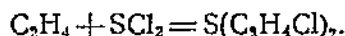
Двуосновные кислоты образуют 2 ряда солей: 1) кислые соли, образующиеся путем замещения только одного атома водорода металлом, например, NaHSO_4 , KHSO_4 , NaHSO_3 , KHSO_3 , и 2) нормальные или средние соли, т. е. соли, образующиеся путем замещения всего водорода кислоты металлом, например, Na_2SO_4 , K_2SO_4 , Na_2SO_3 , CaSO_3 и т. д.

ЗНАЧЕНИЕ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

Значение серной кислоты в промышленности очень велико, она является основным материалом в громадном большинстве химических производств: в производстве соляной, азотной и других кислот, солей серной кислоты, в сахарном производстве, в нефтяном производстве (для очистки керосина и других веществ), в производстве минеральных удобрений (суперфосфата), в производстве взрывчатых веществ, — (пироксилина, бездымного пороха, динамита и др., о чем будет сказано ниже), в текстильной промышленности, в красочной промышленности, в металлургии и др.

ПРИМЕНЕНИЯ СОЕДИНЕНИЙ СЕРЫ В ВОЕННОМ ДЕЛЕ

Помимо применения серной кислоты в производстве взрывчатых веществ соединения серы применяются на войне в качестве отравляющих и дымообразующих веществ (О. В. и Д. В.). Сера входит в состав очень стойкого О. В. нарывного действия — *иприта*, иначе называемого „горчичным газом“ — $\text{S}(\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl})_2$. Исходными веществами для получения иприта являются винный спирт и сера. Из спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ получают этилен C_2H_4 , из серы — хлористую серу SCl_2 . Взаимодействием этилена и хлористой серы получается иприт:

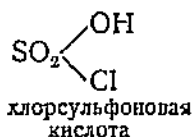
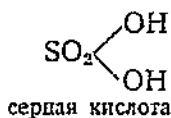


Иприт — твердое вещество. Он отравляет, не только попадая непосредственно на кожу человека, но и своими парами. Он надолго заражает почву, на которой он сохраня-

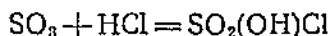
ется в течение 12—24 часов, иногда несколько дней и даже 1—2 месяца, медленно испаряясь и не теряя при этом своих токсических (отравляющих) свойств. Иприт действует на всю поверхность кожи человека, вызывая образование нарывов, поэтому защита против него очень трудна—приходится надевать защитную одежду на все тело. Верным средством обезвреживания пространства, зараженного ипритом, является посыпание земли белильной известью (о ней см. ниже).

В качестве дымообразующих веществ (Д.В.) употребляются *хлорсульфоновая кислота* и *хлористый сульфурил*. Дымообразующими веществами называются вещества, образующие „дымовые завесы“, скрывающие действия военных частей.

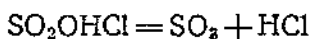
Хлорсульфоновую кислоту SO_2OHCl можно рассматривать, как серную кислоту, в которой одна группа OH заменена хлором:



Хлорсульфоновая кислота получается при реакции между серным ангидридом SO_3 и сухим хлористым водородом HCl :

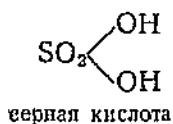


На воздухе хлорсульфоновая кислота разлагается:



Серный ангидрид и хлористый водород, соединяясь с влагой воздуха, образуют „дым“—туман, состоящий из мельчайших капелек H_2SO_4 и HCl (соляной кислоты). Хлорсульфоновая кислота имеет слабые токсические (ядовитые) свойства.

Хлористый сульфурил SO_2Cl_2 представляет собой серную кислоту, в которой обе группы OH замещены хлором:



Хлористый сульфурил применяется также как дымообразующее вещество; он отличается от хлорсульфоновой кислоты отсутствием токсических свойств.

Наконец в качестве дымообразователя применяется также и серный ангидрид SO_3 —в виде олеума, который разбрызгивается с аэропланов.

СЕРНОКИСЛОТНАЯ ПРОМЫШЛЕННОСТЬ

Чрезвычайно разнообразное применение серной кислоты делает ее важнейшим продуктом химической промышленности. В настоящее время мировая добыча серной кислоты составляет около 20 млн. тонн в год.

Производство серной кислоты в СССР до сих пор сильно отставало от потребностей всего народного хозяйства. Это можно видеть, сравнивая потребление серной кислоты у нас и в капиталистических странах. В 1925 году в Америке на 1000 человек населения потреблялось 50,3 тонн серной кислоты, в Германии — 27,1 тонн, в Англии — 26,5 тонн, в СССР в 1929/30 году на 1000 человек приходилось 2,2 тонны.

Интересы всего нашего народного хозяйства требуют максимального роста нашей сернокислотной промышленности. По пятилетнему плану на развитие сернокислотной промышленности затрачиваются громадные средства. Из всей суммы капитальных вложений в основную химическую промышленность за 5 лет — 2.812.168.000 руб. — на сернокислотную промышленность уделяется 209 млн. руб. Это вызывает колоссальный рост продукции. В довоенное время (1913 г.) производство серной кислоты в России выражалось в количестве 150 тыс. тонн. В 1927/28 году (первый год пятилетки) в СССР было произведено 208 тыс. тонн серной кислоты. В последнем году пятилетки производство серной кислоты составит 2.755 тыс. тонн, т. е. в 13 раз больше, чем в 1-ый год пятилетки и в 18 раз больше довоенной добычи.

Большая часть продукции сернокислотной промышленности идет на удовлетворение потребности нашей туковой промышленности (производство удобрений). В 1933 году на туковую промышленность пойдет 67% всей серной кислоты.

Рост сернокислотной промышленности требует затраты большого количества сырья. До сих пор почти единственным сырьем в производстве серной кислоты у нас был серный колчедан. Добывание его не может покрыть всей потребности сернокислотной промышленности. Поэтому наряду с колчеданом начинают употребляться другие виды сырья.

На первом месте из других видов сырья стоят газы, выходящие из печей медеплавильных и цинковых заводов. При обжиге руд,¹ содержащих медь (медистый колчедан) и цинк (цинковая обманка ZnS), получаются газы, содержащие большое количество сернистого газа. До по-

¹ С производством меди и цинка вы познакомитесь во 2-ой части книги.

следнего времени эти газы — побочный продукт производства меди и цинка, большей частью являлись отбросом, т. е. выпускались на воздух. Теперь при медеплавильных и цинковых заводах строятся заводы серной кислоты, для которых сырьем будут служить отходящие газы металлургических печей. Из всего количества серной кислоты, которое будет произведено в 1933 году — 2.775 тыс. тонн, — на газах медеплавильных и цинковых заводов проектируется получить 1.043 тыс. тонн кислоты.

Вторым новым сырьем, которое начинает играть крупную роль в сернокислотной промышленности, являются так называемые „хвосты“ медистых колчеданов. В целях более рационального использования медной руды перед пуском руды в медеплавильную печь ее обогащают, т. е. отделяют части с богатым содержанием меди от частей, почти лишенных меди. Эти отбросы, или „хвосты“, негодные для производства меди, но содержащие много серы, сыграют роль сырья в производстве серной кислоты. Содержание меди в медистых колчеданах невелико (в среднем 2%), и для производства меди приходится затрачивать большое количество колчедана; используя медные хвосты, мы получим значительные количества серной кислоты. Из 1 тонны руды, содержащей 2% меди, может получиться медь — 0,0171 т и серной кислоты — 0,975 т. Иначе говоря, получая 1 тонну меди, можно из того же сырья получить 57 тонн серной кислоты.

Наконец сырьем для сернокислотного производства могут служить породы, содержащие серу: гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и природный сульфат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Говоря об использовании отбросов других производств для получения серной кислоты, нельзя не упомянуть о том, что производство серной кислоты из колчеданов дает в свою очередь отбросы, которые могут быть использованы для получения других ценных продуктов. В колчеданных огарках содержится медь, которая может быть оттуда извлечена.

Все сказанное о сернокислотной промышленности дает возможность сделать вывод, что заводы серной кислоты должны строиться не изолированно, а составлять часть химических и химико-металлургических комбинатов. С одной стороны, заводы серной кислоты образуют комбинаты с производствами, потребляющими серную кислоту, — суперфосфат, сернокислые соли, взрывчатые вещества. С другой стороны, производство серной кислоты возникает при металлургических заводах, дающих „хвосты“ и отходящие газы — сырье для производства серной кислоты. Примером крупного комбината может служить строящийся в Ленинграде Нев-

ский химический комбинат. Основное производство этого завода — суперфосфат¹ — искусственное минеральное удобрение, необходимое для поднятия урожайности наших полей. Для производства суперфосфата требуется серная кислота, поэтому в комбинате строится сернокислотный завод. Серная кислота будет получаться из цинковой обманки — строится цинковый завод для изготовления металлического цинка из той же цинковой обманки.

При распределении сернокислотных заводов по районам СССР принято во внимание: 1) наличие в данном районе сырья для производства серной кислоты — колчедана, отходящих газов металлургии, хвостов и т. д., 2) необходимость обслужить серной кислотой другие виды промышленности, главным образом туковую промышленность.

На первом месте по выработке серной кислоты стоит Урал, роль которого в химической промышленности с каждым годом повышается: в 1931 году сернокислотная продукция Урала составляла 19,3%, а в 1933 г. должна дать по проекту 32,8% от общей продукции сернокислотной промышленности Союза. Производство серной кислоты на Урале основано на наличии там сырья — серного колчедана и на комбинировании химии с металлургией. Из вновь строящихся на Урале заводов назовем гигантский Березниковский химический комбинат.

На втором месте по производству серной кислоты стоит Московская область, где уже существует развитая химическая промышленность, и где она будет развиваться. Разнообразные виды химической промышленности, существующие и вновь возникающие в Московской области — производство удобрений, строительных материалов, текстильных изделий, красок, фармацевтических (лекарственных) изделий и др., — требуют больших количеств серной кислоты. Вновь строящиеся сернокислотные заводы войдут в состав крупных химических комбинатов — Воскресенского (близ Москвы) и Бобриковского (у Бобриковской электростанции). Производство серной кислоты в Московской области составит в 1933 году 23,4% от всей выработки серной кислоты в Союзе.

Что касается Украины, занимавшей до сих пор первое место по выработке серной кислоты (Константиновские заводы в Донбассе и др.), то к концу пятилетки она займет третье место по количеству вырабатываемой серной кислоты. Ее продукция в 1931 году составляла 34,4%, а в 1933 г. проектируется 19,6% от всей сернокислотной продукции СССР.

¹ Производство суперфосфата — см. во 2-ой части книги.

Следующим районом по выработке серной кислоты является Ленинградская область—сернокислотные заводы „Красный химик“ и вновь строящиеся в Ленинграде. О Невском химическом комбинате в Ленинграде уже сказано раньше.

Растет сернокислотная промышленность и в Сибири, на Кавказе и на Волге.

На примере серной кислоты ясно видно значение комбинирования и планирования химической промышленности, которому придается очень большое значение при социалистическом строительстве. При правильном планировании мы избегаем излишних перевозок, стоящих больших денег и загружающих транспорт. Место постройки завода зависит от местонахождения сырья, от расположения мест потребления продуктов завода, от удобства путей сообщения, от того, что выгоднее и удобнее перевозить—сырье или готовый продукт (например, колчедан перевозить удобнее и проще, чем серную кислоту, требующую дорогой тары), от возможности использовать отбросы и отходы производства на других производствах, что удешевляет данное производство. Наконец большое значение имеет расположение источников тепловой и электрической энергии—запасов каменного угля, торфа, гидроэлектрических станций и т. п.

ТЕМА ТРЕТЬЯ

АЗОТНАЯ КИСЛОТА

Азотная кислота занимает следующее после серной кислоты место в производстве кислот. Она широко применяется в промышленности, главным образом в производстве взрывчатых веществ, искусственных удобрений, в красочной промышленности.

Существует несколько способов получения азотной кислоты, из которых наиболее совершенные,—новейшие способы заключаются в применении в качестве сырья атмосферного азота (т. е. азота, находящегося в воздухе).

Новейшие способы производства азотной кислоты постепенно вытесняют старый, бывший до нынешнего столетия единственным способом—получение азотной кислоты из ее природной соли (селитры).

В виду того, что в условиях школьной лаборатории невозможно воспроизвести новейшие способы получения азотной кислоты, мы начнем с изучения старого способа, который все еще находит применение в химической промышленности.

Сырыми материалами в этом производстве являются селитра и серная кислота.

1. СЕЛИТРА.

Для ознакомления с составом и свойствами селитры проделайте нижеследующие работы. Материалом для этих работ будет служить калиевая и натриевая селитры.

Состав селитры

Работа 1. *Определение в селитре присутствия натрия или калия*

Возьмите по несколько кристаллов калиевой и натриевой селитры.

В фарфоровый тигель, совершенно чистый, налейте 1—2 см³ спирта. Зажгите спирт и бросьте в него несколько кристаллов калиевой селитры.

В какой цвет окрашивается пламя?

Такой-же опыт проделайте с натриевой селитрой.

Для сравнения проделайте опыт окрашивания пламени другими солями калия и натрия, например, хлористым натрием и хлористым калием.

Работа 2. *Открытие в селитре присутствия кислорода*
а) Горение в селитре угля.

В зажиме железного штатива укрепите вертикально сухую пробирку.

Приготовьте несколько кусочков угля, величиной с горошину и щипцы. В пробирку насыпьте калиевой селитры не больше 1 см³ и нагрейте ее до плавления. Одновременно накалите (в том же пламени, на котором нагреваете пробирку, или на второй горелке) кусочек угля. Когда расплавится селитра, отставьте горелку и опустите тлеющий уголек в пробирку. Наблюдайте происходящее явление.

б) Горение в селитре серы.

Серу зажигать не надо. Она сама загорается на расплавленной селитре. Возьмите кусочек — не больше рисового зернышка — и опустите его в расплавленную селитру.

Работа 3. *Выделение азота из селитры*

Азот из селитры можно выделить, нагревая селитру с железными опилками.

Для работы нужно приготовить три пробирки: одну с пробкой и газоотводной трубкой — для получения азота, вторую и третью — для собирания газа; к ним нужно подобрать пробки без отверстий.

Отвесьте 0,5 г селитры и 10 г железных опилок, смешайте их и насыпьте в пробирку с газоотводной

трубкой. Пробирку укрепите в зажиме железного штатива, придав ей горизонтальное положение с едва заметным наклоном в сторону пробки для стекания влаги, которая может выделяться из селитры в начале опыта.

Закройте пробирку пробкой и конец газоотводной трубки погрузите в стакан с водой, в котором будете собирать азот в другую пробирку. Нагревайте пробирку со смесью, начиная с доньшка. Выделяющийся газ вначале пропускайте в воду, пока не начнет выделяться газ от разложения селитры.

По каким признакам можно узнать выделение газа при разложении? Вспомните, как выделялся кислород при разложении бертолетовой соли.

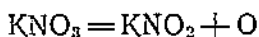
Установив, что газ выделяется при реакции, происходящей вследствие нагревания, соберите его в пробирку, наполненную водой, и опрокинутую в стакан с водой. Набрав полную пробирку газа, закройте ее пробкой и таким же способом наберите газ во вторую пробирку.

Полученный газ испытайте: в одной пробирке — горящей лучинкой, в другой — известковой водой. На что указывает потухание горячей лучинки? Что нам дает проба газа известковой водой? Остаток в пробирке сохраните для работы 4-ой.

Итак в состав селитры входят калий или натрий и затем кислород и азот.

Калиевая селитра имеет формулу KNO_3 , натриевая — NaNO_3 .

При нагревании селитры она разлагается с образованием азотистокалиевой соли KNO_2 :



За счет выделяющегося кислорода на селитре горят уголь и сера.

Свойства азота

Вы убедились, что азот бесцветный газ, не имеющий запаха и очень мало растворимый в воде.

Литр азота весит 1,25 г (сравните с весом кислорода и воздуха).

Азот можно превратить в жидкость, подвергнув его охлаждению и высокому давлению.

Жидкий азот кипит при $-195,7^\circ$, а при $-210,5^\circ$ превращается в снегообразную массу.

По своим химическим свойствам азот представляет элемент, очень мало способный к реакциям соединения. Это свойство азота резко отличает его от изученных вами ранее элементов. С кислородом и водородом азот соединяется лишь при очень высокой температуре.

В свободном состоянии, в виде простого вещества, азот содержится в воздухе (свойства и состав воздуха вы изучите дальше).

Азот входит в состав многих химических соединений, из которых в природе встречаются больше всего селитры. Азот играет большую роль в жизни животных и растений, так как входит в состав белковых веществ.

Порох

Смешивая селитру, серу и уголь в определенной пропорции, получают черный порох. При взрыве пороха образуются K_2S (сернистый калий), N_2 и CO_2 .

Составьте равенство реакции между KNO_3 , S и C так, чтобы при этом образовались указанные выше продукты реакции.

На основании равенства реакции вычислите, сколько процентов селитры, угля и серы надо взять для приготовления пороха.

Явление взрыва при зажигании пороха объясняется следующим образом. Горение, начавшееся в одной точке (от искры, например), почти мгновенно распространяется по всей массе пороха, так как кислород для поддержания горения имеется в самом порохе (в селитре). При этом развивается большое количество тепла, температура достигает 2000° . Образующиеся газообразные продукты (азот и углекислый газ) сильно расширяются от нагревания. Твердое вещество — K_2S распространяется в виде мелких частичек пыли (дым) и образует „нагар“ в ружье.

Работа 4. Исследование вещества, образовавшегося при взаимодействии железа с селитрой

В пробирку с веществом, оставшимся от работы 3, налейте немного воды, хорошо перемешайте и профильтруйте.

Часть фильтрата испытайте раствором лакмуса или лакмусовой бумажкой.

Испытайте также раствор селитры лакмусовой бумажкой.

Вспомните, что посинение лакмуса происходит при действии щелочи (см. стр. 57), следовательно можно предположить, что и здесь образовалась щелочь — $NaOH$, если селитра была натриевая, или KOH , если селитра была калийная

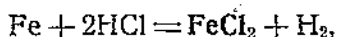
Чтобы исследовать, как изменилось железо при взаимодействии с селитрой,

растворите остаток на фильтре, облив его несколькими каплями соляной кислоты. Фильтрат соберите в пробирке.

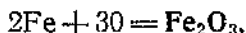
Испытайте раствор роданистым калием.

Вспомните, что раствор роданистого калия не окрашивает раствора соли FeCl_2 и придает красную окраску раствору FeCl_3 (раб. 44, стр. 68).

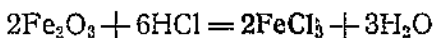
При действии HCl на металлическое железо происходит реакция:



между тем вы обнаружили в растворе FeCl_3 , следовательно при взаимодействии с селитрой произошло изменение железа, а именно: железо окислилось за счет кислорода, заключающегося в селитре:



а затем при действии соляной кислоты на Fe_2O_3 получилось FeCl_3 , согласно следующему равенству:

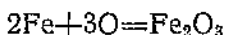


Таким образом реакцию между селитрой и железом можно выразить следующими равенствами:

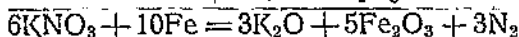
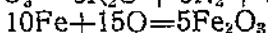
1. Разложение селитры:



2. Окисление железа:



Чтобы сложить эти равенства, надо уравнять коэффициенты при кислороде, для чего помножим все коэффициенты первого равенства на 3 и второго на 5.



Приливая воду в образовавшуюся сухую смесь (стр. 130), вы превратили K_2O в KOH .

Составьте равенство этой реакции.

Растворимость и кристаллизация селитры

Для ознакомления с отношением селитры к воде сделайте предварительно следующий опыт.

Работа 5. Зависимость растворимости селитры от температуры

В пробирку насыпьте калевой селитры, (слой высотой в 1 см) и прилейте 1—2 см³ воды. Взболтайте содержимое пробирки. Растворилась ли вся селитра?

Нагрейте раствор до кипения. Что наблюдается?

Остудите пробирку, обливая ее снаружи холодной водой. Что происходит?

Сделайте вывод: как зависит растворимость селитры от температуры?

Следующая работа даст вам возможность количественно определить растворимость селитры при различных температурах.

Работа 6. Определение коэффициента¹ растворимости селитры при различных температурах

Отвесьте несколько порций селитры: одну в 50 г и 4 по 20 г.

1. Налейте в стакан (емкостью в 300 см³) 100 см³ воды и опустите в воду термометр. Сыпайте понемногу селитру в воду до получения насыщенного раствора (см. стр. 20).

Измерьте температуру раствора.

Взвесьте оставшуюся селитру.

Каков приблизительно коэффициент растворимости селитры при данной температуре?

2. Всыпьте весь остаток селитры в раствор и медленно нагревайте его. Следите за повышением температуры и отметьте температуру, при которой вся селитра растворится.

Каков приблизительный коэффициент растворимости селитры при данной температуре?

3. Всыпьте еще 20 г селитры в раствор и нагревайте его вновь до растворения. Заметьте температуру, при которой произошло растворение.

Каков коэффициент растворимости?

То же самое сделайте со следующими тремя порциями селитры.

Результаты работы впишите в таблицу, составленную по данному здесь образцу.

№	t	Коэфф. раствор.
1		
2		
3		
4		
5		
6		

Выкристаллизуйте растворенную вами селитру, отфильтруйте, просушите между фильтровальной бумагой и сдайте преподавателю.¹

Зависимость растворимости селитры от температуры можно наглядно изобразить в виде графика.

Работа 7. Построение графика растворимости селитры
Постройте две прямые перпендикулярно друг к другу (рис. 61).

На горизонтальной прямой AB отложите равные части, соответствующие разнице температур (по 10°).

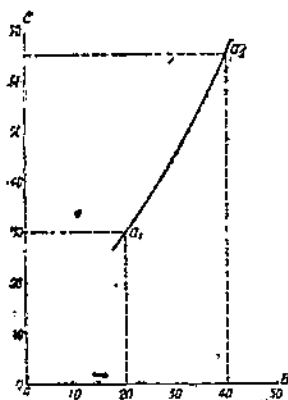


Рис. 61.

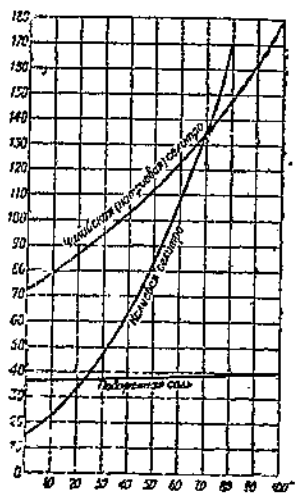


Рис. 62.

На вертикальной прямой AC отложите отрезки, соответствующие коэффициентам растворимости селитры (по 10 г).

Допустим, что при 20° у вас получился коэффициент 30. В точке, соответствующей 20° , восстановите перпендикуляр к AB , а в точке, соответствующей 30 г , восстановите перпендикуляр к AC . Отметьте точку (a_1) пересечения этих двух перпендикуляров.

То же самое проделайте с остальными данными. Все точки (a_1 , a_2 и т. д.) соедините между собой и вы

¹ Этот способ определения растворимости дает приблизительный результат. Более точно ее можно определить, приготовляя насыщенные при различных температурах растворы селитры и выпаривая затем растворы (как было описано при определении растворимости NaCl , стр. 21).

получите кривую зависимости растворимости селитры от температуры.

Сравните полученную вами на основании опыта кривую с изображенной на рис. 62.

На рис. 62 изображены 3 кривые: одна показывает растворимость калиевой селитры, другая — натриевой, третья — поваренной соли (см. стр. 23). Различие между ними бросается в глаза. На основании этих данных, решите следующие вопросы.

1. При какой температуре растворимость калиевой селитры равна растворимости поваренной соли?

2. Какое количество NaNO_3 растворяется при 50° в 300 г воды?

3. Какое количество калиевой и натриевой селитры может раствориться в 300 г воды при 60° ?

4. Какое количество селитры выпадет из полученного раствора (зад. 3), если его охладить до 20° ?

5. Какое количество поваренной соли выпадет при тех же условиях (зад. 3 и 4)?

6. Приготовлен насыщенный при 50° раствор NaCl и KNO_3 . Какая из этих двух солей преимущественно выпадает при охлаждении раствора?

7. Тот же раствор (зад. 6) нагрели до кипения и удалили выпариванием половину воды. Какая соль преимущественно выпадет при этом?

Различное отношение к воде NaNO_3 , KNO_3 и NaCl при различных температурах используется в технике при получении натриевой и калиевой селитры (будет описано дальше).

Работа 8. Гигроскопичность селитры

Для сравнения гигроскопичности натриевой и калиевой селитры сделайте следующее.

Взвесьте 2 фарфоровые чашки. В одной из них отweighьте 20 г NaNO_3 , в другой — столько же KNO_3 . Оставьте чашки с селитрой открытыми и через сутки взвесьте их.

Выразите прибыль в весе в %.

Какая селитра более гигроскопична?

Вследствие значительной гигроскопичности натриевой селитры, ее нельзя применять в производстве пороха. Для этой цели употребляют только калиевую селитру.

Добывание и применение селитры

В природе встречается преимущественно натриевая селитра NaNO_3 , которую называют чилийской селитрой, так как богатейшие месторождения ее находятся в Чили (Южная Америка). Оттуда она и вывозится во все страны.

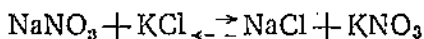
Другие месторождения селитры не имеют практического значения.

Залежи породы, содержащей 20—80% NaNO_3 , находятся на глубине $1\frac{1}{2}$ — $2\frac{1}{2}$ м от поверхности земли в виде слоя, толщиной от $\frac{1}{4}$ до $1\frac{1}{2}$ м. Главной примесью в этой породе является поваренная соль (20—40%).

Породу, содержащую селитру, добывают взрывными работами; из нее выделяют NaNO_3 путем выщелачивания горячей водой, пользуясь значительным изменением растворимости селитры в зависимости от температуры. Горячая вода растворяет NaNO_3 и NaCl , при охлаждении выкристаллизуется почти исключительно NaNO_3 (97%), около 1% NaCl и некоторые другие примеси.

Чилийская селитра применяется: 1) как удобрение, 2) для производства азотной кислоты, 3) для производства солей азотной кислоты, главным образом калиевой селитры (KNO_3), необходимой при изготовлении черного пороха.

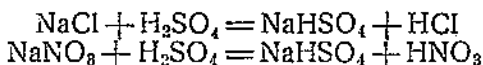
Из натриевой селитры получают калиевую, пользуясь реакцией взаимодействия горячих растворов NaNO_3 и KCl :



Вследствие того, что растворимость NaCl при высокой температуре значительно менее, чем растворимость KNO_3 (см. график на стр. 133), хлористый натрий выпадает из раствора, а затем при охлаждении кристаллизуется KNO_3 .

2. ПОЛУЧЕНИЕ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ ИЗ СЕЛИТРЫ

Способ получения азотной кислоты из селитры основан на реакции, аналогичной получению соляной кислоты:



Образующаяся азотная кислота легко улетучивается, что дает возможность отделить ее от остальных участвующих в реакции веществ.

Работа 9. Получение азотной кислоты (под тягой)

Для опыта возьмите небольшую реторту, емкостью от 75 до 150 см³, с притертой стеклянной пробкой. Конец реторты опустите в широкую пробирку, укрепленную в зажиме железного штатива и погруженную в чашку с водой, как на рис. 63. К пробирке подберите пробку, чтобы после собирания кислоты закрыть отверстие пробирки с целью устранить испарение кислоты.

Под ретортой привинтите к штативу кольцо с металлической сеткой и приготовьте горелку.

В реторту насыпьте через верхнее отверстие ложку селитры. В чашку с пробиркой налейте холодной воды и конец реторты вставьте в пробирку.

Через воронку, вставленную в верхнее отверстие, реторты, прилейте такое количество крепкой серной кислоты, чтобы слой ее покрывал селитру. Осторожно, покачивая и поворачивая реторту, перемешайте ее содержимое и приступите к нагреванию.

Сначала нагревайте очень слабо, а затем сильнее. Наблюдайте появление в реторте буро-красного газа.

Если выделение газа делается особенно интенсивным, нагревание прекращайте.

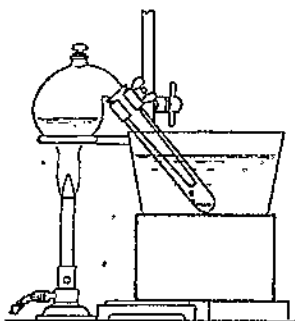


Рис. 63.

Наблюдайте появление на внутренних стенах реторты капель жидкости, стекающей в трубку реторты и далее в пробирку. Это азотная кислота. Наберите кислоты около 5 см^3 и испытайте действие ее на стружки меди, на индиго и на синий раствор лакмуса, отливая для каждого испытания по нескольку капель кислоты в отдельную пробирку. Медь перед испытанием смочите водой.

Оставшуюся кислоту сохраните для следующих опытов.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

Работа 10. Цвет и удельный вес кислоты

Полученная вами азотная кислота вероятно окрашена в буроватый цвет. Ее можно обесцветить следующим приемом.

Вставьте в кислоту стеклянную трубку и вдуйте в нее при помощи резиновой груши воздух до тех пор, пока она обесцветится.

Легко заметить, что бурый цвет придавал кислоте растворенный в ней бурый газ. Этот бурый газ вы наблюдали и в реторте во время реакции. О составе этого газа вы узнаете из дальнейших работ.

Определите при помощи ареометра удельный вес технической и химически чистой азотной кислоты.

Справьтесь по таблице (в конце книги), какому содержанию HNO_3 соответствуют найденные вами удельные веса.

Химически чистая азотная кислота—бесцветная жидкость, обладающая характерным запахом. Удельный вес ее 1,53, температура кипения $+85^\circ$. При охлаждении до -41° она превращается в белое кристаллическое вещество. Азотная кислота сильно дымит на воздухе и притягивает влагу. Она смешивается с водой, образуя растворы различной крепости. Разбавленная азотная кислота перегоняется при $120,5^\circ$, при этом получается смесь удельного веса 1,41, содержащая 68% азотной кислоты. Это так называемая продажная концентрированная азотная кислота. Техническая азотная кислота имеет желтый цвет, содержит примеси серной кислоты, хлора, железа. Удельный вес ее 1,38 (40° Боме).

Дымящая азотная кислота бурого цвета. Она содержит примеси газов, которые выделяются из нее при стоянии на воздухе (кислота „дымит“). Получается дымящая кислота разложением селитры серной кислотой при энергичном нагревании. Какие изменения происходят при этом с азотной кислотой и каков состав газов, окрашивающих ее, вы узнаете из следующих работ.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

Работа 11. Разложение азотной кислоты от действия солнечного света и при нагревании

Налейте в пробирку 2—3 см³ азотной кислоты—химически чистой и бесцветной, крепостью не менее 1,4° (65%) и, поместив пробирку в стакан, поставьте его на солнечном свете. По временам наблюдайте, остается ли без изменения цвет жидкости.

Разложение кислоты происходит быстрее при нагревании.

Возьмите вторую пробирку также с крепкой азотной кислотой и нагрейте ее под тягой в пламени горелки.

Быстро начинается реакция разложения кислоты. Выделяющийся газ, едкого запаха, буро-желтого цвета. Он представляет собою смесь газов и состоит из отдельных химических соединений, которые носят общее название окислов азота; с ними познакомимся в дальнейших работах.

При нагревании азотная кислота разлагается, и в числе выделяющихся газов образуется также кислород. Этим свойством кислоты объясняется ее окислительная способность.

Так азотная кислота, будучи нагретой, поддерживает горение угля.

Работа 12. Горение угля в азотной кислоте

Для этого опыта приготовьте небольшой кусочек древесного угля, обточив его ножом в виде тонко заостренного стержня.

В небольшой стаканчик, емкостью в 50—75 см³, налейте немного крепкой азотной кислоты; стаканчик поставьте на сетку штатива и зажгите под ним горелку. Нагрейте кислоту до кипения.

Накалите конец уголька докрасна, держа его за другой конец железными щипцами, и опустите его неглубоко в кислоту.

Что вы наблюдаете?

Работа 13. Окисление скипидара (под тягой)

В большую стеклянную банку насыпьте небольшой слой песка. На песок поставьте маленькую фарфоровую чашку, налейте в нее немного серной кислоты и столько-же азотной—обе кислоты в крепких концентрациях. Поместите стакан под тягу.

Оттяните на паяльной горелке конец стеклянной трубки; на другой конец ее наденьте каучуковую трубку.

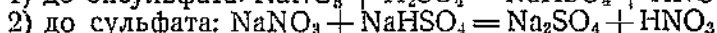
При помощи этой трубки наберите немного скипидара, зажмите каучук двумя пальцами и внесите трубку в банку, в которую поставлена чашка со смесью кислот.

Спускайте по каплям скипидар в чашку с кислотами, держа лицо подальше.

Какое происходит явление?

3. ЗАВОДСКИЙ СПОСОБ ПОЛУЧЕНИЯ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ ИЗ СЕЛИТРЫ

Заводский способ получения азотной кислоты из селитры заключается в действии серной кислоты на селитру. Реакция может идти



Однако последняя реакция совершается лишь при высокой температуре, что может вызвать разложение азотной кислоты (как вы убедились при работе 13).

Поэтому при производстве азотной кислоты ведут реакцию с образованием бисульфата (в качестве побочного продукта).

Существует несколько различных способов производства азотной кислоты из селитры. Ограничимся здесь опи-

санием наиболее совершенного из них. Это способ Валентинера, при котором разложение селитры серной кислотой производят при пониженном давлении, вследствие чего реакция происходит при более низкой температуре (120—130°), чем при нормальном давлении. Благодаря низкой температуре реакции азотная кислота не разлагается, и получается продукт, не содержащий окислов азота. Кроме того процесс при этих условиях ускоряется.

Схема производства изображена на рис. 64.

В чугунную реторту *AB* загружаются селитра и крепкая серная кислота. Реторта вделана в печь.

Пары азотной кислоты выходят из реторты по трубе *C* и направляются в балон *E*. Часть паров сжижается в этом

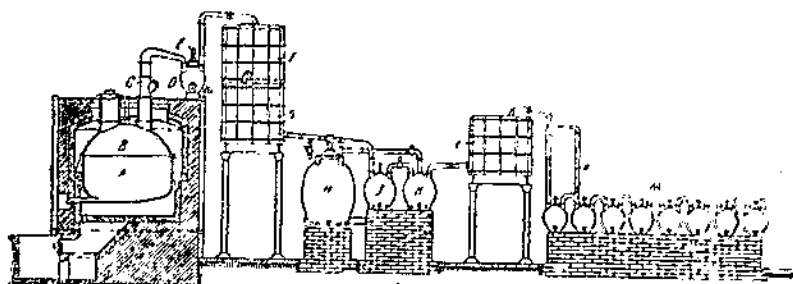


Рис. 64.

баллоне, а главная масса направляется в 2 холодильника *F* и *G*.

В холодильниках происходит конденсация (сжижение) паров азотной кислоты. Кислота вместе с парами, не успевшими превратиться в жидкость, проходит в следующие баллоны *H*, *J*, *K*. Из баллона *K* пары проходят в холодильник *L*. Оттуда конденсированная азотная кислота стекает обратно в балон *K*, а пары направляются дальше через ряд баллонов *M*. В последних баллонах находится известковое молоко, поглощающее последние окислы азота, после чего уже совершенно свободные от азотной кислоты газы поступают в вакуум-насос. Вакуум-насос служит для выкачивания газа из всей системы аппаратов, благодаря чему создается необходимое для процесса разрежение.

Во время процесса наблюдается следующее явление. В начале и в конце реакции образуется азотная кислота, содержащая примеси, а в середине процесса образуется наиболее чистая азотная кислота. Для того, чтобы собрать отдельно наиболее чистую кислоту, пользуются следую-

шим приспособлением: у входа в балон *H* находится край, при помощи которого закрывается доступ кислоты в балон *H* и одновременно открывается доступ в балон *J*. В начале процесса кислоту пускают в балон *J*, минуя балон *H*; в середине процесса, наоборот, включают балон *H* и выключают балон *J*. В конце процесса снова включают балон *J* и выключают балон *H*. Таким образом наиболее чистая кислота собирается в балоне *H*.

Побочный продукт производства—бисульфат. Для удаления его из реторты по окончании процесса образования азотной кислоты нагревают реторту до $170-180^{\circ}$, расплавляют бисульфат и выпускают его через трубку в нижней части реторты.

Процесс разложения одной тонны селитры длится 6—8 часов; между тем при других способах производства, без применения разрежения, тот же процесс продолжается до 40 часов.

Азотная кислота получается почти 100%, и количество ее составляет 98—99% от теоретически вычисленного.

Задачи.

1) Какое количество азотной кислоты получается при действии серной кислоты на 1 тонну селитры, содержащей 96% NaNO_3 , если выход составляет 98% теоретического?

2) Какое количество 95% серной кислоты требуется для той же реакции (зад. 1)?

3) Каков теоретический выход бисульфата при тех же условиях (зад. 1)?

4. ДЕЙСТВИЕ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ НА МЕТАЛЛЫ. ОКИСЛЫ АЗОТА

Вы уже знаете, что при разложении азотная кислота окрашивается в бурый цвет от „окислов азота“. Это—смесь различных окислов. Каждый из них имеет свой химический состав и свойства. Окислы азота могут быть получены действием азотной кислоты на металлы.

Работа 14. *Получение окиси и двуокиси азота действием меди на азотную кислоту*

1. Приготовьте колбу, емкостью 150—250 см^3 , с резиновой пробкой, через которую проходят воронка с длинным концом и газоотводная трубка. Конец газоотводной трубки подведите под небольшой опрокинутый цилиндр с водой, погруженный в ванну с водой.

В колбу, наклонив ее на бок, положите медных стружек или кусочков проволоки. Закройте пробкой и в воронку налейте азотную кислоту удель-

ного веса 1,4, разбавленную в два раза; кислоту приливайте понемногу. Первые порции газа выпустите в воду, не собирая в цилиндр.

Какого цвета газ, выделяющийся в колбе вначале опыта? Как он изменяется в дальнейшем течении реакции?

Когда в колбе газ обесцветится, подведите конец газоотводной трубки под цилиндр и собирайте в нем выделяющийся газ.

Наполнив цилиндр газом, закройте его под водой стеклянной пластинкой, выньте из ванны и поставьте на рабочий стол. Откройте пластинку. Какие изменения в газе вы замечаете? Сколько газов вы заметили в этом опыте?

По какому признаку (физическому) они различаются?

Собранный вами бесцветный газ, это—*окись азота*. Его состав 46,7% N и 53,3% O.

Составьте формулу окиси азота.

Бурый газ, образовавшийся при выходе окиси азота из цилиндра,—это *двуокись азота*. Его состав 30,7% N и 69,6% O.

Составьте формулу двуокиси азота.

Как произошло образование двуокиси азота из окиси?

Составьте равенство этой реакции.

2. Соберите газ еще в два цилиндра. Последний цилиндр не вынимайте из воды. Подведите под него изогнутую стеклянную трубку, соединенную с газометром, содержащим чистый, без примеси воздуха кислород. Впускайте понемногу кислород в цилиндр с окисью азота.

Какое наблюдаете явление?

Напишите равенство происходящей реакции.

Кислород выпускайте очень медленно, чтобы он не вытеснил своим давлением газа из цилиндра и успевал реагировать с окисью азота. Одновременно с впуском кислорода слегка покачивайте цилиндр,—от этого вода колеблется, приходит в более тесное соприкосновение с газом (двуокисью азота) и быстрее его растворяет.

Почему мы замечаем, что двуокись азота растворяется?

При осторожном впуске кислорода весь цилиндр может заполниться водой.

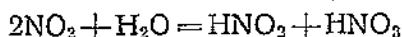
Когда окончится поглощение кислорода, цилиндр под водой закройте стеклянной пластинкой или лучше пробкой и выньте из ванны. Переверните вниз дном и поставьте на стол.

Испытайте жидкость, собравшуюся в цилиндре лакмусом. Вывод?

Испытайте ее также раствором марганцовокалиевой соли.

Вспомните, что подобная-же реакция на марганцовокалиевую соль наблюдается у сернистой кислоты (стр. 99) и является признаком того, что эта кислота способна окисляться. В данном случае вы также получили кислоту, способную окисляться. Это *азотистая кислота*. Ее формула HNO_2 . Она способна присоединять еще атом кислорода, превращаясь в азотную кислоту (HNO_3).

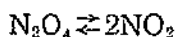
При реакции между двуокисью азота и водой образуются две кислоты: азотистая и азотная:



3. В третьем цилиндре испытайте окись азота тлеющим углем. Результат?

Известно всего шесть различных окислов азота:

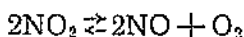
1. Закись азота— N_2O —бесцветный газ.
2. Окись азота— NO —бесцветный газ.
3. Азотистый ангидрид— N_2O_3 —бурый газ, сгущающийся при охлаждении в синюю жидкость.
4. Двуокись азота— NO_2 —красно-бурый газ; при низкой температуре он сгущается в желтоватую жидкость, при этом молекула этого вещества удваивается, его формула N_2O_4 .
5. Азотноватый ангидрид— N_2O_4 . При повышении температуры, азотноватый ангидрид вновь превращается в двуокись азота:



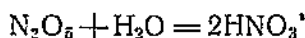
При низких температурах реакция идет справа налево, при высоких—слева направо. При температуре выше 140° реакция слева направо идет до конца, т. е. все молекулы имеют состав NO_2 .

Реакция разложения, обратимая при изменении температуры, называется диссоциацией.

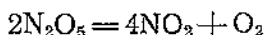
При температуре выше 500° происходит диссоциация двуокиси азота на окись азота и кислород, что можно обнаружить по исчезновению бурой окраски:



6. Азотный ангидрид— N_2O_5 —бесцветное кристаллическое вещество. При растворении его в воде образуется азотная кислота:



Азотный ангидрид легко разлагается, образуя двуокись азота и кислород:



В противоположность серному ангидриду, азотный ангидрид для получения азотной кислоты не применяется и вообще практического значения не имеет.

Задачи

1. Составьте структурные формулы всех окислов азота. Какова валентность азота в этих соединениях?

2. Составьте структурные формулы азотной и азотистой кислот, соблюдая правило: атом водорода связывается с атомом азота через атом кислорода (см. структурные формулы серной и сернистой кислот, стр. 97). Какова валентность азота в этих кислотах?

3. Из формулы азотистой кислоты выведите формулу ее ангидрида.

Превращение одних кислородных соединений азота в другие сопровождается либо повышением валентности азота (переход от низших окислов к высшим) либо понижением валентности азота (переход от высших окислов к низшим). В первом случае происходит реакция окисления, во втором — реакция восстановления.

При восстановлении азотной кислоты или других высших кислородных соединений азота образуются низшие соединения азота, и освобождается кислород, который может окислять другие вещества. На этом основаны окислительные свойства азотной кислоты и высших окислов азота. При восстановлении окислов азота может быть такой случай, когда остается только азот — „восстановление до азота“.

4. Напишите реакцию восстановления азотной кислоты до двуокиси азота.

5. Напишите реакцию восстановления азотной кислоты до окиси азота.

6. Реакция восстановления азотной кислоты до закиси азота?

7. Восстановление азотной кислоты до азота?

8. В каком случае выделяется наибольшее количество кислорода?

Азотная кислота при реакции с металлами восстановилась до окиси азота. Чтобы изучить, каким изменениям подвергаются металлы при действии на них азотной кислоты, какие особенности проявляют при этом различные металлы, сделайте следующие работы.

Работа 15. Действие азотной кислоты на олово

В пробирку с азотной кислотой положите комочек оловянной бумаги или кусочек олова. Происходит ли реакция? Какие изменения произошли с оловом?

Нагрейте пробирку с осадком и кислотой. Происходит ли растворение его?

Исследуем образовавшееся вещество.

Осадок отфильтруйте, вместе с фильтром положите в железный тигель; туда же насыпьте немного древесного угля в порошок и сильно накалите. Прокалив смесь минут 15, остатки угля вытряхните в фарфоровую чашку с водой. Осторожно сливая воду из чашки вместе с углем, на дне ее найдете шарик олова.

Уголь обладает способностью присоединять к себе кислород, отнимая его от окислов. Последний опыт представляет собой реакцию восстановления олова из двуокиси олова. Формула двуокиси олова — SnO_2 .

Напишите реакцию восстановления двуокиси олова.

Как можно назвать действие азотной кислоты на олово, если при этом к олову присоединился кислород?

Напишите реакцию между азотной кислотой и оловом, считая, что продукты реакции двуокись олова, двуокись азота и вода.

Работа 16. Действие азотной кислоты на железо

Приготовьте для опыта четыре пробирки и две железные пластинки или два гвоздя. Вычистите их наждачной бумагой. В одну пробирку налейте больше половины крепкой азотной кислоты, в две другие пробирки налейте столько же разбавленной азотной кислоты, в 4-ю пробирку — разбавленной серной кислоты.

Опустите одну пластинку в пробирку с крепкой кислотой, другую в пробирку с разбавленной.

Как протекает реакция в пробирке со слабой кислотой?

Идет ли реакция с крепкой кислотой? Перенесите пластинку железа из крепкой кислоты в разбавленную азотную.

Происходит ли реакция? Перенесите пластинку в разбавленную серную кислоту.

Наблюдается ли здесь реакция?

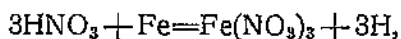
Обмойте железную пластинку, которая была в крепкой азотной кислоте и затем погружалась в разбавленные кислоты, оботрите ее и почистите наждачной бумагой.

Подготовленную таким образом пластинку опустите в пробирку с разбавленной азотной кислотой.

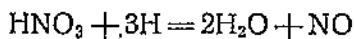
Происходит ли теперь реакция?

Следовательно, в крепкой азотной кислоте железо не растворяется. Повидимому на его поверхности образуется слой нерастворимого соединения железа, которое предохраняет его от растворения и в разбавленных кислотах. Такое железо носит название *пассивного*. Точного объяснения пассивности железа пока еще нет.

Образование окислов азота при реакции между разбавленной азотной кислотой и железом можно объяснить таким образом: сначала железо замещает в азотной кислоте водород, образуя азотножелезную соль (трехвалентного железа):



а затем с водородом реагирует еще одна молекула азотной кислоты, окисляя водород в воду. Сама же азотная кислота восстанавливается до окиси азота:



Работа 17. Действие азотной кислоты на медь.

В пробирку с разбавленной азотной кислотой поместите немного медных стружек или проволоки и нагрейте.

Как протекает реакция? Какой цвет получает раствор?

Когда окончится реакция, прилейте к раствору немного воды.

Вы наблюдаете изменение цвета раствора: зеленый цвет переходит в синий. Синий цвет раствора указывает на присутствие в нем соли меди (сравните с цветом медного купороса и хлорной меди). Зеленый цвет получился вследствие присутствия бурых паров двуокиси азота. При прибавлении воды двуокись азота образовала бесцветные соединения—азотную и азотистую кислоты—(см. стр. 142), и раствор приобрел синюю окраску, свойственную растворам медных солей.

Медь водорода из кислот не выделяет. Реакция здесь идет так: сначала азотная кислота окисляет медь, образуя окись меди, а затем окись меди реагирует с азотной кислотой.

Составьте молекулярное равенство для первой стадии—окисления меди кислородом, выделяющимся от разложения кислоты (до окиси азота).

Напишите равенство для второй части реакции—действие азотной кислоты на окись меди.

Выведите общую схему реакции.

Реакция азотной кислоты с медью идет более интенсивно, чем реакция с железом.

Раствор сохраните для следующей работы.

Работа 18. *Свойства солей азотной кислоты*

Раствор, оставшийся от работы 17, вылейте в фарфоровую чашку и выпарьте на песчаной бане досуха.

Что образуется на дне чашки?

Поместите чашку с солью на сетку (под тягой) и нагревайте пламенем горелки.

Что образуется на дне чашки?

Заметно-ли выделение какого-нибудь газа?

Этот опыт указывает на непрочность азотнокислой меди. При нагревании она разлагается на окись меди, двуокись азота и кислород.

Составьте равенство этой реакции.

Все азотнокислые соли разлагаются при нагревании, при этом соли *тяжелых металлов*,¹ кроме серебра, распадаются с образованием окиси металла, двуокиси азота и кислорода; соли *легких металлов*,² а также соль серебра (тяжелый металл), образуют при разложении кислород и азотистокислые соли.

Напишите формулы азотнокислых солей свинца, цинка, алюминия, кальция и бария.

Составьте равенство реакции разложения азотно-свинцовой соли.

Составьте равенство реакций разложения селитры и азотносеребряной соли.

Вам известно, что при действии серной кислоты на селитру (NaNO_3) образуются азотная кислота и сернонатриевая соль. Подобным же образом действует серная кислота на все соли азотной кислоты.

Напишите равенства реакций H_2SO_4 на соли азотной кислоты: азотнокальцевую, азотномагниевою, азотномедную, азотноалюминиевую.

Какие вещества образуются при действии серной кислоты на соли азотной кислоты?

Действие на металлы смеси азотной и соляной кислот

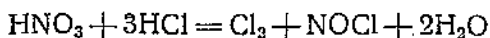
Азотная кислота — хороший окислитель. Она окисляет почти все металлы, превращая их в окислы и соли. Но особенно энергично действует на металлы смесь азотной и соляной кислот (1 часть HNO_3 и 3 части HCl). Такая

¹ Тяжелыми металлами называются металлы, удельный вес которых больше 5: Zn, Sn, Fe, Cu, Ag, Pb, Hg (ртуть), Au (золото), Pt (платина).

² Легкие металлы имеют удельный вес меньше 5: Li (литий), K, Na, Ca, Mg, Al, Ba (барий).

смесь получила название *царской водки*. Она растворяет „царя металлов“ — золото (а также и платину).

В царской водке при взаимодействии азотной и соляной кислот образуются свободный хлор, хлористый нитрозил (NOCl) и вода:



Хлор образует с металлами хлористые соли, например, хлорное золото — AuCl_3 , хлорную платину — PtCl_4 .

Таким образом при действии царской водки на металлы образуются хлористые, а не азотнокислые соли.

5. ПРОИЗВОДСТВО АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ ИЗ ВОЗДУХА

Азот, необходимый для образования азотной кислоты, находится в свободном состоянии в воздухе. Запасы его неисчерпаемы. Но вследствие его малой химической активности он долго оставался неиспользованным.

Постепенное истощение запасов селитры, применяемой как искусственное удобрение и как материал для получения азотной кислоты, поставило перед химиками задачу — изобрести способ фиксации (связывания) атмосферного азота, т. е. превращения его в химические соединения с другими элементами.

Эта задача могла быть разрешена лишь при современном состоянии науки и техники. В начале нынешнего столетия было изобретено несколько способов технического превращения атмосферного азота в азотную кислоту и другие соединения.

Воздух

Атмосферный воздух представляет собой смесь различных газов. Главные его составные части — азот и кислород: в небольшом количестве в нем находятся инертные газы (их в буржуазных странах называют „благородными“), о которых будет сказано ниже, затем углекислый газ, водяные пары, пыль и ничтожные количества других примесей.

Воздух, очищенный от пыли, углекислого газа, водяного пара и других примесей, бесцветен, без запаха. Один литр его при нормальных условиях температуры и давления весит 1,293 г.

Воздух превращается в жидкость при давлении около 40 атмосфер и температуре ниже — 140° . Производится это в специальных машинах (машина Линде), в которых низкая температура достигается путем расширения сжатого воздуха.

При температуре около -190° жидкий воздух начинает кипеть, при чем сначала из него выделяется азот (температура кипения азота -195°), а затем кислород (температура кипения кислорода $-182,5^{\circ}$, т. е. более высокая, чем у азота).¹

Таким образом можно из воздуха получить отдельно его главные составные части — кислород и азот. В технике пользуются этим способом получения кислорода и азота.

Отличие физических свойств кислорода и азота проявляется также при растворении воздуха в воде. В одном объеме воды при 0° и 760 мм давления может раствориться 0,049 объема кислорода, а азота только 0,0234 объема. Поэтому при растворении воздуха в воде его составные части растворяются неодинаково: кислород растворяется лучше, чем азот. Если воду насытить воздухом, а затем кипячением этот воздух из нее выделить, то он окажется значительно обогащенным кислородом: 35% кислорода (по объему) вместо 21%, содержащегося в обыкновенном воздухе.

Можно отделить азот от кислорода, пользуясь способностью кислорода вступать в химическое взаимодействие. Один из приемов заключается в том, что в сосуде с воздухом сжигают фосфор, который при этом образует химическое соединение с кислородом — фосфорный ангидрид, а азот освобождается.

Работа 19. Отделение азота от кислорода воздуха

В большую ванну налейте воды и поставьте в нее стеклянный колокол² (рис. 65) с пробкой.

Под колоколом поместите на воде широкую пробку, покрытую железной или жестяной пластинкой. На пластинку насыпьте немного красного фосфора.

Откройте пробку колокола, опустите колокол до дна ванны и закройте пробку. Вода в колоколе и в ванне при этом устанавливается на одном уровне. Отметьте на колоколе уровень воды.

Возьмите железную проволоку, накалите один конец ее в пламени, опустите в колокол через верхнее отверстие

¹ Начинающему часто кажется, что -195° выше чем $-182,5^{\circ}$. Он забывает, что температуры вниз от 0° , отрицательные. По мере приближения температуры к нулю она повышается. Значит вещество, кипящее при -195° , кипит при более низкой температуре, т. е. легче, чем вещество, кипящее при более высокой температуре $-182,5^{\circ}$.

² Колоколом может служить большая склянка (в 1 — 2 литра) с отрезанным дном.

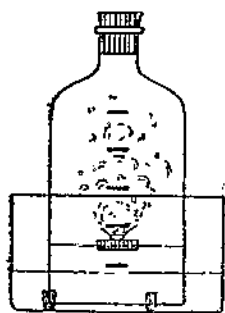


Рис. 65.

и коснитесь нагретым концом фосфора. Когда фосфор воспламенится, выньте быстро проволоку и плотно закройте колокол пробкой.

Наблюдайте несколько минут, что происходит под колоколом.

Какое вещество образовалось? Куда оно исчезло? Как изменялся уровень воды под колоколом? Почему это произошло?

Когда воздух под колоколом станет прозрачным, измерьте высоту слоя оставшегося газа. Какую часть прежнего объема он занимает? При измерении долейте в банку воды, чтобы газ внутри колокола был под атмосферным давлением.

СОСТАВ ВОЗДУХА

Определение количества кислорода и азота в воздухе было впервые произведено французскими учеными Дюма и Буссенго (1841 г.). Они пропускали сухой, очищенный от углекислого газа воздух над раскаленной медью. Кислород соединялся с медью, образуя окись меди. Оставшийся газ они считали чистым азотом и определяли вес оставшегося газа (вес азота), а также прибавку в весе меди (вес кислорода).

Лишь много лет спустя, в 1894 г., английские ученые Рэлей и Рамзай обнаружили, что газ, остающийся в воздухе после удаления из него кислорода, имеет больший удельный вес, чем азот, полученный при разложении азотистых соединений. Это дало основание считать, что в чистом воздухе кроме кислорода и азота имеется еще какой-нибудь более тяжелый газ. Чтобы выделить этот газ, Рамзай пропускал азот из воздуха сквозь трубку с накалившимся магнием; азот соединился с ним, образуя азотистый магний (Mg_3N_2); при этом осталось небольшое количество газа, не реагирующего с магнием. Этот вновь открытый газ получил название *аргона*—*Аг*. Аргон не реагирует не только с магнием, но и с другими элементами, для него неизвестно химических соединений.

Впоследствии Рамзаем было обнаружено присутствие в воздухе в незначительном количестве еще 4 газов, сходных с аргоном, которые вместе с аргоном получили название *инертных* неподвижных: *гелия*—*He*, *неона*—*Ne*, *криптона*—*Kr* и *ксенона*—*X*.

Средний состав сухого воздуха, очищенного от углекислого газа, выражается следующими числами:

	По весу	По объему
Кислорода	23,15%	21,00%
Азота	75,55%	78,05%
Инертн. газов	1,30%	0,95%

Количество углекислого газа в атмосферном воздухе довольно постоянно, оно колеблется от 0,03 до 0,04% (по объему).

Из случайных примесей в воздухе встречаются аммиак, сероводород и др.

Количество водяного пара зависит от температуры воздуха и климата. У нас летом—в среднем около 1%.

На основании всех изложенных свойств воздуха можно сделать заключение о том, является ли воздух химическим соединением элементов или смесью газов.

Следующие соображения должны дать ответ на этот вопрос:

1. Состав воздуха не является совершенно постоянным, а несколько колеблется (выше был дан средний состав).

2. При растворении воздуха в воде кислород растворяется в большем количестве, чем азот.

3. При кипении жидкого воздуха азот испаряется раньше кислорода.

4. При приготовлении искусственной смеси газов (азота кислорода и инертных газов) не происходит поглощения или выделения тепла, следовательно не происходит химического соединения этих газов, а между тем эта смесь ничем не отличается от воздуха.

Получение азотной кислоты из атмосферного азота

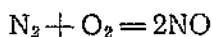
Из-за малой химической активности азота использование его как сырья для получения азотной кислоты долго оставалось неразрешимой задачей. Лишь с начала 20-го века были разработаны практические способы превращения азота в азотную кислоту. В настоящее время существует несколько различных способов добывания азотной кислоты из азота; из них мы остановимся на главнейших.

ДУГОВОЙ СПОСОБ

В основе этого способа лежит реакция соединения азота воздуха с кислородом воздуха, образование окиси азота в пламени вольтовой дуги и дальнейшее окисление ее в двуокись азота и в азотную кислоту. Этот способ аналогичен образованию азотной кислоты в природе: электрические разряды, происходящие в воздухе во время грозы, вызывают химическое соединение азота с кислородом; образующиеся окислы азота превращаются при участии дождевой воды в азотную кислоту, которая уносится в почву, где образует азотнокислые соли (селитры).

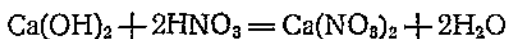
При дуговом способе производства азотной кислоты (способ Биркеланда и Эйде) образование окиси азота про-

исходит в электрических печах в вольтовой дуге, дающей температуру свыше 3000°. При пропускании воздуха через вольтову дугу происходит соединение:

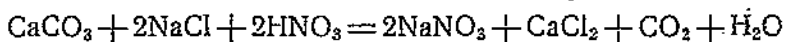


Окись азота затем окисляется в двуокись и далее с водой дает азотистую и азотную кислоты.

Получается азотная кислота, крепостью в 34—35° Боме (50%). Ее частично сгущают в концентрированную кислоту; большую же часть перерабатывают в кальциевую (известковую) селитру действием извести:



и в натриевую селитру—действием известняка и поваренной соли:



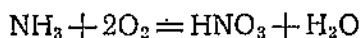
Добытые искусственным путем селитры вполне заменяют природную селитру и применяются в качестве удобрения.

Описанный способ получения азотной кислоты требует очень большой затраты электрической энергии и может быть применен только там, где она обходится дешево. Вот почему этот способ получил наибольшее распространение в Норвегии, где дешевая электрическая энергия добывается путем использования силы падения воды рек, в изобилии стекающих с крутых склонов норвежских гор.

Искусственная селитра, добываемая указанным выше способом, получила название „норвежской“. До недавнего времени дуговой способ был единственным выгодным способом искусственного получения азотной кислоты и селитры.

АММИАЧНЫЙ СПОСОБ

Аммиачный способ получения азотной кислоты основывается на реакции окисления аммиака NH_3 :

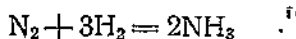


Аммиак — газ, несомненно вам знакомый: раствор его в воде называется *нашатырным спиртом*. Резкий запах нашатырного спирта объясняется выделением из него газообразного аммиака.

Для производства азотной кислоты используется аммиак, получающийся как побочный продукт при производстве кокса и светильного газа. Эти производства основаны на

сухой перегонке каменного угля, т. е. на нагревании его без доступа воздуха. Среди продуктов сухой перегонки каменного угля (вы с ними познакомитесь в дальнейшем) имеется аммиачная вода—вода, содержащая в растворе аммиак и другие вещества.

Кроме того аммиак, как материал для производства азотной кислоты, может быть получен синтетически, т. е. непосредственным соединением азота с водородом по реакции:



Лабораторные способы получения аммиака, свойства его и соединения, им образуемые, вы изучите в одной из следующих глав („щелочи“). Теперь ознакомьтесь лишь со способностью аммиака гореть в кислороде.

Работа 20. Выделение аммиака из нашатырного спирта и горение его в кислороде

Составьте прибор по рис. 66.

В колбу *A* налейте крепкого нашатырного спирта. Газоотводную трубку соедините с ламповым цилиндром *B*, куда проводится и вторая трубка, соединенная с газометром, содержащим кислород.

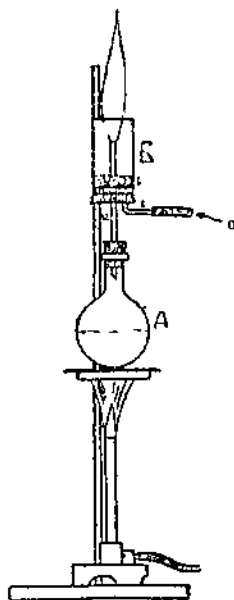
Нагрейте нашатырный спирт в колбе, пустите струю кислорода из газометра. Зажгите аммиак у выходной трубки. При горении аммиака образуются азот и вода.

Рис. 66.

Напишите равенство реакции.

Из указанных выше способов получения аммиака для технических целей наибольшее значение приобретают в настоящее время синтетические способы, развивающиеся лишь с начала нынешнего столетия.

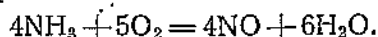
Благодаря открытию способа окисления аммиака в азотную кислоту сильно возрасла потребность в аммиаке. Для покрытия этой потребности оказался недостаточным старый источник производства аммиака—сухая перегонка каменного угля. Стали вырабатываться и улучшаться способы синтеза аммиака. Наиболее совершенный—способ немецкого ученого Габера: водород и азот под давлением в 200 атмосфер пропускаются в стальной аппарат, нагретый внутри (при помощи электрического тока) до 600° и заключающий катализатор. Один из применяемых для этой реакции катализа-



торов—смесь магнитной окиси железа (Fe_3O_4) с окислами других металлов (K_2O , Al_2O_3 и др.).

Образование азотной кислоты из аммиака протекает в несколько стадий:

1. Сначала аммиак окисляется кислородом воздуха до окиси азота по реакции:



Для этой реакции необходимо присутствие катализатора; наилучший катализатор — платина. Кроме окиси,

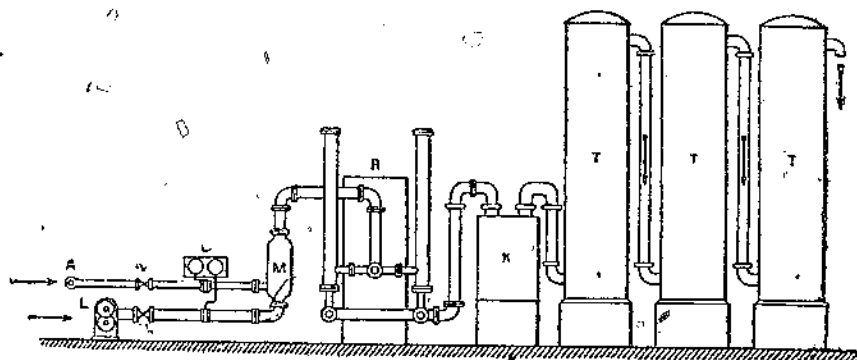
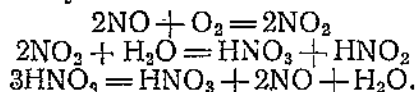


Рис. 67.

азота может образоваться также азот согласно реакции:

$4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{N}_2$ (как при горении аммиака в кислороде, см. работу 20). Техника выработала наиболее выгодные условия температуры (500°) и скорости прохождения смеси аммиака и воздуха через аппарат с платиной, при которых получается максимальный выход NO и минимальный выход N_2 .

2. Превращение окиси азота NO в двуокись азота NO_2 и в азотную кислоту:



Приводим схему производства азотной кислоты из аммиака (способ Оствальда, рис. 67).

Аммиак и воздух (1 об. NH_3 и 10—12 объемов воздуха), по трубам A и L поступают в камеру смешения M . Из камеры газы проходят в контактный аппарат R , в котором помещается катализатор—тонкая пористая платиновая пластинка. Далее газы поступают в холодильник K и затем в окислительную башню T (NO окисляется в NO_2) и в две поглотительные башни T , орошаемые водой, где NO_2 превращается в HNO_3 .

Получается кислота с содержанием 50—55% HNO_3 .

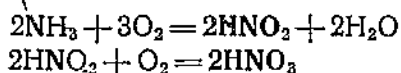
Производство азотной кислоты и азотистых удобрений из азота воздуха (синтетический азот), главным образом путем превращения его в синтетический аммиак и далее в азотную кислоту, постепенно вытесняет другие способы производства азотной кислоты, основанные на использовании природных соединений азота. Мировое производство азотистых соединений в 1903 г. составляло 352 тыс. т азота; расчет ведется по количеству азота, содержащегося в различных азотистых соединениях, из которых 65,4% приходилось на долю чилийской селитры, 32,1% на долю NH_3 , получаемого при перегонке каменного угля, и только 0,7% — на соединения азота, полученные из азота воздуха по дуговому способу. В 1928 году чилийская селитра составляла лишь, 25,2% всего мирового производства азотистых соединений, синтетический аммиак — 39,9%, другие методы производства синтетического азота (они здесь не описаны) — 21,7%, а дуговой способ — лишь 0,8%.

6. АЗОТИСТЫЕ УДОБРЕНИЯ

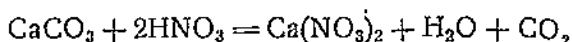
Азот является необходимой составной частью растительного и животного организма, участвуя в образовании сложного азотистого вещества — белка. Животные получают необходимое им азотистое питание из растительной или животной пищи, а растение получает азот из почвы.

Громадное большинство растений не в состоянии усвоить азот из воздуха, а нуждается в содержащих азот минеральных солях. Количество этих солей в почве невелико, и по мере поглощения растениями, они превращаются в белковые вещества, которые уносятся с поля в виде зерен и, проч. Почва поэтому истощается и нуждается в искусственном удобрении азотистыми веществами. Даже в том случае, когда растение не уносится с поля, а остается гнить на месте, часть азотистых веществ пропадает из почвы. Это происходит оттого, что при гниении животных и растений развивается деятельность особых бактерий, которые разлагают сложные белковые вещества и выделяют из них азот частью в виде свободного азота, частью в виде аммиака. Азот уходит в атмосферу, аммиак частично также улетучивается в атмосферу, частично поглощается почвой и окисляется за счет кислорода воздуха.

Окисление аммиака происходит при участии особых и нитрофицирующих бактерий. Они окисляют аммиак в азотистую и азотную кислоты:



Азотная кислота реагирует с находящимися в почве солями кальция (известняк—углекислый кальций), образуя кальциевую селитру:



В этой форме азот является доступным для растений. Деятельность других бактерий, наоборот, приводит к тому, что часть азотнокислых солей разлагается с образованием свободного азота, недоступного для растений. В результате всех указанных процессов количество связанного азота в почве убывает, часть его переходит в свободный азот и уносится в атмосферу. Из атмосферы азот возвращается в почву в незначительном количестве во время грозы: электрический разряд в воздухе (молния) вызывает окисление некоторого количества азота за счет кислорода воздуха, образующиеся окислы азота соединяются с водой, дают азотную кислоту, которая уносится дождем в почву.

В почве азотная кислота превращается в соли—селитры. Однако количество образующейся таким путем селитры чрезвычайно мало. Значительно большую роль в деле обогащения почвы соединениями азота играют некоторые растения—бобовые (клевер, вика). Они обладают способностью усваивать атмосферный азот и превращать его в своем организме в белки и другие сложные азотистые соединения. Эта особенность бобовых растений вызвана существованием бактерий, живущих на корнях растений в утолщенных клубеньках (рис. 68). Бактерии эти усваивают атмосферный азот, превращают его в соединения и передают выработанные ими азотистые соединения растению. Благодаря деятельности бактерий бобовые растения могут произрастать на почве, лишенной азотистых соединений. Мало того, после смерти этих растений азотистые вещества в процессе гниения возвращаются в почву. Следовательно, бобовые растения обогащают почву азотистыми соедине-

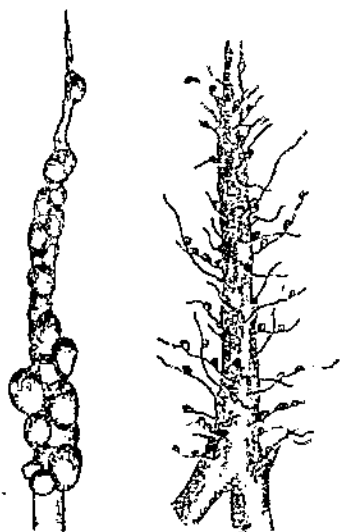


Рис. 68.

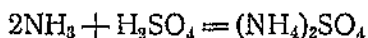
ниями. В многопольном хозяйстве на смену зерновым растениям, истощающим почву, сеют бобовые растения, обогащающие почву азотистыми соединениями.

Наиболее решительной мерой в борьбе с истощением почвы является употребление удобрений.

Внесение азотистых удобрений в почву резко повышает урожайность полей. До того как были разработаны способы получения соединений азота из атмосферного азота, главными азотистыми удобрениями (помимо навоза) были:

1. Чилийская селитра, ввозимая из Америки. С ней мы ознакомились в начале этого отдела.

2. Сульфат аммония, получающийся при обработке серной кислотой аммиака, получающегося при коксовании каменного угля. Аммиак вступает с серной кислотой в реакцию соединения:



С соединениями такого типа, как сульфат аммония, мы дальше познакомимся подробнее.

По мере того как развивались и совершенствовались производства аммиака и азотной кислоты из азота воздуха, на смену дорогой привозной селитре выступали новые азотистые удобрения.

Производство азотистых удобрений составляет часть промышленности, производящей искусственные удобрения, так называемой туковой промышленности, призванной обеспечить в нашем Союзе растущее социалистическое сельское хозяйство минеральными удобрениями.

Кроме азотистых удобрений почва нуждается в удобрениях, содержащих калий и фосфор. Отсюда и подразделение туковой промышленности на три рода: 1) фосфатотуковая, 2) азотно-туковая и 3) калийная.

В последнее время возникли новые виды удобрений представляющие собой комбинации из соединений азота, фосфора и калия.

Значение туковой промышленности для нашей страны так велико, что из капитальных вложений за 5 лет на основную химическую промышленность (2812 168 тысяч рублей) на долю туковой промышленности уделяется 60%.

Азотно-туковая промышленность должна развиваться максимальными темпами. Комбинаты и районы, в которых преимущественно развивается азотно-туковая промышленность, следующие:

1. Урало-Кузнецкий угольный и химико-металлургический комбинат,¹ — благодаря возможности получение

¹ В комбинат входят каменноугольная база Кузнецкого бассейна в Сибири и металлургические и химические заводы Урала.

ния аммиака при коксовании углей; кокс же является одним из важнейших материалов для металлургии—главной отрасли Урало-Кузнецкой промышленности. Там же будет получаться искусственный аммиак, путем соединения азота воздуха с водородом, содержащимся в газах коксовальних печей. Искусственный аммиак даст азотистые удобрения.

Таким образом в Урало-Кузбассе будет осуществляться связь чисто химической промышленности с металлургией.

2. Центральный район является районом потребления удобрений:—обширные поля центральной Черноземной области, Нижегородского края и Московской области ждут туков для повышения урожая. Есть в этом районе и рабочая сила. Здесь будет развиваться азотно-туковая промышленность на искусственном аммиаке.

На третьем месте по производству азотистых удобрений стоит Украина, на четвертом—Средняя Азия.

7. ПРИМЕНЕНИЕ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ В ВОЕННОМ ДЕЛЕ

Азот входит в состав почти всех взрывчатых веществ. Исходным материалом для получения большинства взрывчатых веществ является азотная кислота.

О черном порохе, его составе и о реакциях, происходящих при его взрыве, мы говорили выше (стр. 130).

В настоящее время черный порох почти вытеснен так называемым бездымным порохом, получившим свое название оттого, что сгорает без „дыма“, т. е. без твердых продуктов горения.

Получается бездымный порох следующим образом. При обработке хлопка, состоящего главным образом из клетчатки, смесью азотной и серной кислот образуется нитроклетчатка, или так называемый пироксилин. Пироксилин обладает очень большой взрывной силой,—он разлагается почти мгновенно и производит большое разрушительное действие. Пироксилин употребляется для наполнения мин, для подрывных работ, но не годится для выбрасывания снаряда из орудия, так как от силы взрыва может разорваться орудие. Техника выработала способ такой обработки пироксилина, при которой он взрывает медленнее. Для этого пироксилин растворяют в смеси винного спирта и эфира, получающуюся массу сушат, при чем спирт и эфир испаряются. Высушенная масса и представляет собой бездымный порох. Он взрывает медленнее пироксилина, но значительно быстрее черного пороха.

Очень употребительным в горном деле взрывчатым веществом является динитрит. При действии смеси азотной и серной кислот на глицерин, получается тяжелая маслянистая жидкость—нитроглицерин. Он очень легко взрыва-

ет от удара и потому чрезвычайно опасен для хранения и перевозки. Нитроглицерин смешивают с так называемой инфузальной землей в густое тесто и получают динамит. Инфузная земля—это рыхлое землистое вещество, образовавшееся из раковин древних микроскопических живых существ. Состав динамита—75% нитроглицерина, 25% инфузальной земли и небольшое количество соды. Инфузная земля уменьшает силу взрыва. Динамит употребляется преимущественно для подрывных работ. В военном деле он применяется мало.

При обработке карболовой кислоты смесью азотной и серной кислот получают взрывчатое вещество — пикриновую кислоту. Чтобы пикриновая кислота взорвалась, нужно взорвать возле нее другое вещество—детонатор.

Детонатором служит обычно гремучая ртуть, получающаяся при действии азотной кислоты и спирта на ртуть. Гремучая ртуть—серый порошок. От малейшего удара гремучая ртуть разлагается и дает сильнейший взрыв.

Вместо гремучей ртути в настоящее время чаще применяют так называемый азид свинца PbN_6 .

Назовем еще одно взрывчатое вещество—тротил. Он получается при действии азотной и серной кислот на толуол—жидкость, получаемую при коксовании каменного угля.

Взрывчатые вещества, играющие огромную роль в военном деле, применяются также в громадном количестве для мирного строительства. Постройка железных дорог, туннелей, прорытие каналов, создание гидроэлектрических станций, добывание руд в горах—все это требует применения взрывчатых веществ.

Но в военное время расход взрывчатых веществ значительно превышает потребление мирного времени. В мирное время азотная кислота расходуется на производство удобрений, красок, лекарств. В военное время заводы, производящие различные азотистые вещества, могут быть приспособлены для приготовления взрывчатых веществ. Так во время мировой войны Германия, в которой красочная промышленность и производство азотных удобрений были хорошо развиты, быстро перевела заводы на новые производства, но вследствие этого в Германии во время войны понизилась урожайность.

ТЕМА ЧЕТВЕРТАЯ КАМЕРНАЯ СЕРНАЯ КИСЛОТА*

Контактный процесс производства серной кислоты был описан выше (стр. 104). В основе этого процесса лежит окисление серы S в сернистый ангидрид SO_2 , затем даль-

нейшее окисление SO_2 в серный ангидрид SO_3 , соединение его с водой и образование серной кислоты H_2SO_4 . Окисление SO_2 в SO_3 при контактном способе совершается при участии платины в качестве катализатора. Теперь мы ознакомимся с другим способом образования серной кислоты из сернистого газа, с так называемым камерным способом.

При камерном способе процесс окисления сернистого ангидрида и образование серной кислоты совершаются при участии азотной кислоты и окислов азота. Название „камерного“ процесс получил оттого, что образование серной кислоты происходит в больших свинцовых камерах, куда поступают сернистый газ, окислы азота, воздух и водяные пары.

Сернистый газ получается тем же способом и из тех же материалов, как и при контактном способе, т. е. обжигом серного колчедана в печах, обычно механических. Газы, выходящие из печей и представляющие собой смесь SO_2 и воздуха, очищаются в пылевой камере. Дальнейшей очистки газов для камерного процесса не требуется.

Горячие газы поступают далее в ряд аппаратов и свинцовых камер, составляющих „камерную систему“ (см. ниже).

В виду сложности процесса образования серной кислоты в камерной системе мы предварительно изучим в лабораторных условиях получение серной кислоты взаимодействием сернистого ангидрида, окислов азота и водяного пара, т. е. воспроизведем часть камерного процесса получения серной кислоты.

Так как мы будем фиксировать внимание только на этой части процесса, то для получения сернистого ангидрида и окислов азота, необходимых для процесса, можно воспользоваться любым лабораторным способом.

Работа 1. *Получение серной кислоты в лаборатории камерным способом (под тягой).*

Сернистый газ для этого опыта можно получить действием H_2SO_4 на Cu , окислы азота — действием HNO_3 на Cu . Взаимодействие между сернистым ангидридом, окислами азота и водяным паром будет происходить в большой колбе, которая будет играть роль камеры.

Соберите прибор по рис. 69 (см. на об.).

В колбу *a* поместите медных стружек и прилейте крепкой серной кислоты. В колбу *b* поместите медных стружек, в воронку *c* налейте азотной кислоты (1:1) = в колбу *г* — воды. В большую сухую колбу *A* (4—5 л) вставьте пробку с 5 отверстиями. В пробку вставьте отводные трубки, соедините с колбами, где добыва-

ются SO_2 , NO и H_2O (пар), и с грушей для накачивания воздуха. Пятая трубка будет служить для сообщения с наружным воздухом.

Для того, чтобы изучить химические реакции, совершающиеся при камерном процессе, надо обратить внимание на вещества, образующиеся в качестве промежуточных продуктов. Поэтому в начале опыта вы будете впускать в колбу A окислы азота, затем SO_2 и только в конце опыта впустите водяные пары.

Разъедините колбу A и колбу с водой и начните нагревать воду, чтобы иметь наготове водяные пары.

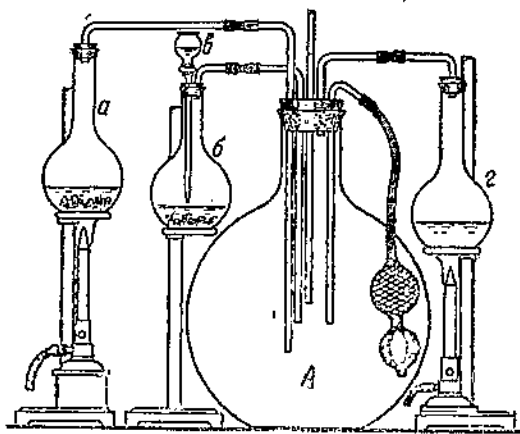


Рис. 69.

В колбу δ с медными стружками пустите из воронки по каплям азотную кислоту. Образующиеся при этом окислы азота будут переходить из колбы δ в колбу A .

Вы знаете, что при действии HNO_3 на Cu образуется NO , но в колбе окись азота с кислородом воздуха образует

двуокись азота NO_2 , что можно обнаружить по бурой окраске газов.

Когда колба A наполнится бурым газом, прекратите пуск NO , начните нагревание колбы a , чтобы направлять SO_2 в колбу A . Наблюдайте постепенное обесцвечивание газа в колбе и образование на стенках колбы кристаллического налета.

Когда газ в колбе обесцветится, впустите в нее вновь окислы азота, накачайте при помощи груши немного воздуха и пропускайте SO_2 до обесцвечивания. Это можно повторить несколько раз.

Образующийся на стенках кристаллический налет — это так называемые „камерные кристаллы“. Они получают на стенках свинцовых камер при недостатке воды. Химическое название этого вещества — нитрозил-серная кислота; ее формула будет дана ниже.

Соедините трубку от колбы z с кипящей водой с колбой A и пропускайте водяные пары.

Вы замечаете, что камерные кристаллы исчезают и в колбе вновь появляются бурные пары.

Нитрозил-серная кислота разлагается водой на серную кислоту и окислы азота.

Когда совершенно пропадет кристаллический налет на стенках колбы, прекратите нагревание. Полученную в колбе А серную кислоту испытайте следующим образом:

а) Подействуйте на часть кислоты раствором BaCl_2 и к образующемуся осадку (что это?) прилейте крепкой HCl . Что дает вам это испытание?

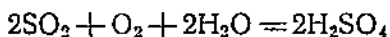
б) Подействуйте частью кислоты на раствор KMnO_4 . Какой вывод можно сделать, если раствор KMnO_4 обесцветится, и какой, — если не обесцветится?

в) Если произойдет обесцвечивание KMnO_4 , прокипятите всю оставшуюся кислоту и вновь испытайте часть ее раствором KMnO_4 . Повторяйте это испытание до тех пор, пока не прекратится обесцвечивание KMnO_4 .

г) Испытайте действие оставшейся после кипячения кислоты на Zn и Cu .

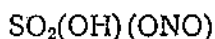
Химические реакции, происходящие при образовании серной кислоты камерным способом

Окисление сернистого газа и образование серной кислоты можно выразить реакцией:

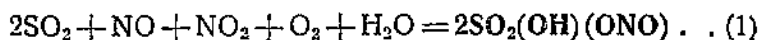


в которой даны лишь начальные и конечные продукты. Однако образование „камерных кристаллов“ указывает на то, что в процессе играют роль промежуточные продукты, которые затем разлагаются.

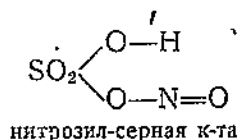
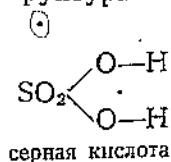
Кристаллическое вещество, образующееся в качестве промежуточного продукта, представляет собой химическое соединение, называемое *нитрозил-серной кислотой*.



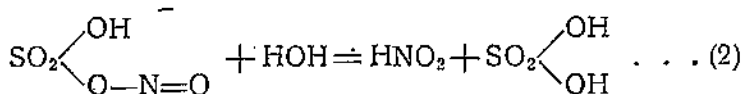
Нитрозил-серная кислота получается при взаимодействии сернистого ангидрида, окислов азота, кислорода (из воздуха) и водяных паров (достаточно тех водяных паров, которые содержатся в воздухе, при большем доступе паров нитрозил-серная кислота разлагается):



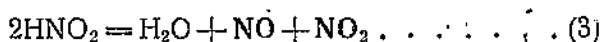
Нитрозил-серную кислоту можно рассматривать, как серную кислоту H_2SO_4 или $\text{SO}_2(\text{OH})_2$, в которой одна гидроксильная группа OH замещена группой $-\text{O}-\text{N}=\text{O}$, что видно из структурных формул той и другой кислот:



При действии воды H_2O или HOH на нитрозил-серную кислоту водород воды соединяется с группой $-\text{O}-\text{N}=\text{O}$, образуя азотистую кислоту HNO_2 (формула строения $\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$), а гидроксил становится на место $\text{O}-\text{N}=\text{O}$ в нитрозил-серной кислоте, образуя серную кислоту:

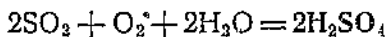


Азотистая кислота при этом разлагается:



Образование бурых паров в колбе, когда в нее были впущены водяные пары (в конце процесса), объясняется последней реакцией.

Как видно из сопоставления 1-й, 2-й и 3-й реакций, окислы азота, участвовавшие в процессе образования нитрозил-серной кислоты (реакция 1), вновь образовались в конце процесса (реакции 2 и 3). Удвоив коэффициенты во втором равенстве, сложив все три равенства и сократив одинаковые соединения в левой и правой частях, получим.



Из этого равенства мы видим, что окисление происходит за счет кислорода воздуха, окислы же азота не расходуются во время процесса: в начале процесса они вступают в реакцию, а в конце образуются вновь в том же количестве, в каком вступили в реакцию. Поэтому можно считать, что в камерном процессе окислы азота являются катализатором.

Описание производства камерной серной кислоты

Производство серной кислоты камерным способом складывается из следующих трех процессов:

1. В громадных свинцовых ящиках — „камерах“ — происходят те же реакции, которые происходят в нашей колбе, и образуется серная кислота.

2. Для того, чтобы удержать окислы азота, выходящие из последней камеры вместе с отходящими газами,

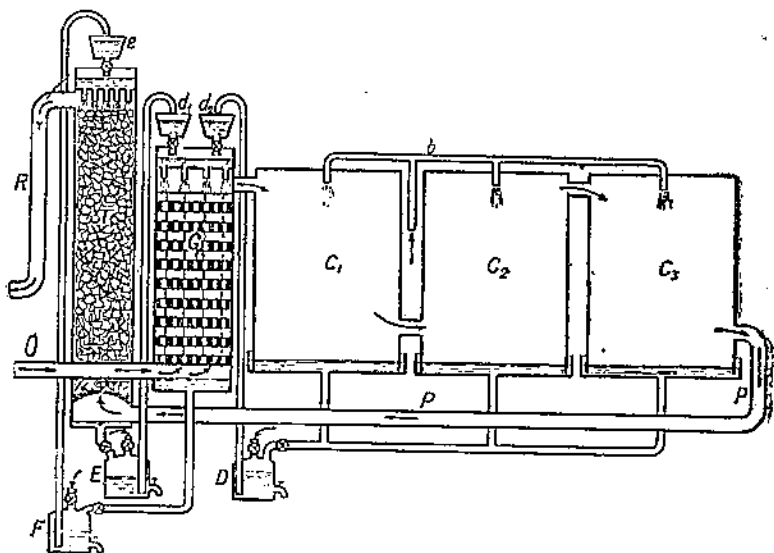


Рис. 70.

служит высокая башня — башня Гей-Люссака, в которой навстречу движению газов стекает серная кислота, растворяющая окислы азота. Образующийся раствор называется *нитрозой*.

3. Для того, чтобы снова выделить окислы азота из нитрозы и вернуть их в камеры, служит вторая башня — башня Гловера G, помещенная перед первой камерой. Нитроза накачивается на верх этой башни и стекает навстречу горячим газам. Из нитрозы выделяются окислы азота и поступают вместе с газами в камеры. Таким образом получается непрерывный круговорот окислов азота в системе.

Схема камерного производства серной кислоты дана на рис. 70. Аппаратура состоит из двух башен — башни Гловера G, башни Гей-Люссака T — и камер C_1 , C_2 и C_3 .

Смесь газов — сернистый газ и воздух, выходящие из печей и очищенные от пыли в пылевой камере (на рисунке не показана), — имея температуру $450-550^\circ$, — поступает по

трубе *У* в нижнюю часть башни Гловера *Г*. Башня Гловера заполнена небольшими цилиндрами из кислотоупорной глины. Сверху по цилиндрам протекает нитроза, т. е. серная кислота, содержащая в растворе окислы азота.

Под влиянием поступающих снизу горячих печных газов окислы азота выделяются из нитрозы и частью реагируют с сернистым газом, образуя серную кислоту, частью уносятся вместе с газами колчеданных печей в камеры.

Сверху в камеры по трубе *В* впускается водяной пар (или распыляемая пульверизаторами вода). Таким образом в камерах собираются сернистый газ, окислы азота, воздух (поступающий в избытке вместе с газами) и водяные пары. Взаимодействием этих газов образуется нитрозил-серная кислота, которая затем разлагается на серную кислоту и окислы азота. Серная кислота скопляется на дне камеры.

Из последней камеры *С*₃ выходят по трубе *Р* газы, не содержащие сернистого газа, но содержащие окислы азота и воздух (главным образом азот). Газы поступают снизу в башню Гей-Люссака *Т*, наполненную коксом, по которому сверху течет серная кислота. Кислота, протекая навстречу окислам азота, поглощает их, образуя нитрозу.

Отработанные газы, содержащие почти чистый азот, выпускаются из верхней части башни *Т* через трубу *К*. Нитроза вытекает из нижней части башни *Т* в сосуд *Е*, откуда накачивается (давлением воздуха, нагнетаемого в сосуд *Е*) на верх башни Гловера *Г* в ящик *д*₁. Из ящика *д*₁ нитроза стекает в башню Гловера и там встречается с горячими газами, идущими из колчеданных печей. Газы увлекают из нитрозы окислы азота и частью уносят их в камеры, частью реагируют с окислами азота и образуют серную кислоту (как было описано выше).

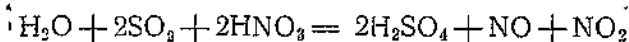
Таким образом в башне Гловера наряду с образованием серной кислоты из сернистого газа происходит разложение нитрозы на серную кислоту и окислы азота. Окислы азота удаляются в камеры, а серная кислота стекает в сосуд *Е*. Часть серной кислоты из башни Гловера составляет готовый продукт производства, а другая часть накачивается из сосуда *Е* в ящик *е*, находящийся над башней Гей-Люссака *Т*. Оттуда серная кислота стекает по коксу, наполняющему башню *Т*, и поглощает поднимающиеся снизу окислы азота, поступившие из камеры *С*₃ (как было описано выше). Таким образом вновь образуется нитроза, которая вновь перекачивается в башню Гловера, и т. д.

Готовая серная кислота из камер собирается в сосуд *Д*, откуда направляется на склад, а частично в ящик *д*₂ над башней Гловера и служит для разбавления нитрозы.

В камерном процессе окислы азота совершают замкнутый круг, проходя путь из башни Гловера в камеры, дальше

в башню Гей-Люссака и вновь в башню Гловера. Другой круговой путь совершает серная кислота: она протекает навстречу окислам азота в башне Гей-Люссака, превращается в нитрозу, передается в башню Гловера, освобождается от окислов азота и вновь передается в башню Гей-Люссака.

Теоретически окислы азота в камерном процессе не расходуются, но на практике происходит небольшая потеря окислов азота: часть окислов остается в виде примесей в серной кислоте, образующейся в башне Гловера и в камерах, часть уносится вместе с отработанными газами в атмосферу. Для пополнения убыли катализатора в верхнюю часть башни Гловера постоянно вводится в небольших количествах азотная кислота. Сернистый газ (из печей) реагирует с азотной кислотой, образуя окислы азота



Аппаратура в камерной системе делается из свинца, так как серная кислота, крепостью не выше 60° Боме, на свинец не действует. Башня Гловера изнутри выложена кислотоупорным кирпичом, для предохранения свинца от действия окислов азота. Камеры строятся из свинца. Снаружи камера заключена в деревянный или железный каркас (переплет), поддерживающий свинцовые стенки и потолок камеры. В основании камеры находится свинцовый противень, в который опущены стенки камеры. В этом противне скапливается серная кислота, которая не позволяет газам, циркулирующим в камере, выходить наружу, т. е. получается „гидравлический затвор“. По мере накопления кислоты в камерах ее выпускают по жолобам. Камеры бывают различной емкости. Общий объем камер (3—4 камеры) от 2000 до 10000 м³. Объем башни Гловера составляет около 4% объема камер. Большая емкость камер способствует тому, что газы хорошо перемешиваются и проходят совместно большой путь. Этим достигается полнота взаимодействия между газами. В первой камере в смеси газов преобладают сернистый газ, пары воды, пары серной кислоты, поэтому цвет газов беловатый, а по мере приближения к последней камере начинают преобладать окислы азота, получившиеся при разложении нитрозил-серной кислоты, поэтому смесь газов приобретает бурую окраску. Из последней камеры выходят газы, не содержащие SO₂.

Производительность камерной системы определяется количеством кислоты, приходящейся на 1 м³ объема башни Гловера и камер. Наибольшая производительность приходится на башню Гловера. Так, обычная производительность камер 4—6 кг H₂SO₄ моногидрата в сутки на 1 м³ объема камер, а производительность

башни Гловера—около 50 кг на 1 м³. Различные усовершенствования, вводимые в камерную систему, повышают ее производительность.

Крепость Glover's acid выше, чем камерной, но она содержит больше примесей. Glover's acid имеет крепость 59°—60° Боме (76—78%), а камерная—46°—52°, при чем в первой камере образуется наиболее крепкая кислота—52° (65,5%), во второй—49°, в третьей—46° (57%). Кислота первой камеры содержит наименьшее количество окислов азота. Камерная и Glover's acid темного цвета, они содержат примеси Pb, Fe, As и окислы азота.

Полученная в камерах серная кислота, крепостью в 52° Боме (65,5%), применяется в производствах суперфосфата, медного и железного купоросов, сернокислого глинозема (серноалюминиевая соль), в текстильной промышленности.

Glover's acid в 60° Боме применяется также в производстве соляной и азотной кислот. Но многие производства требуют применения более концентрированной кислоты. Из камерной серной кислоты получают более крепкую кислоту путем упаривания.

При нагревании разбавленной серной кислоты вначале отгоняется почти чистая вода. Когда кислота достигнет содержания 70% H_2SO_4 , начинает перегоняться вместе с водою частично серная кислота, температура кипения постепенно повышается; в выпарительном аппарате крепость кислоты повышается, но вместе с тем повышается и содержание H_2SO_4 в отгоняемой смеси. Когда концентрация кислоты в выпарительном аппарате достигает 98,5%, дальнейшего выпаривание становится бесполезным, так как кислота названной концентрации перегоняется без разделения на воду и кислоту. Температура кипения при этом достигает 338° (см. стр. 120). Таким образом упариванием камерной серной кислоты можно получить кислоту не крепче 98,5%.

Концентрирование серной кислоты до 60° Боме производится в свинцовых аппаратах. Более крепкую серную кислоту нельзя получать упариванием в свинцовых аппаратах, так как горячая серная кислота, крепостью выше 61°, реагирует со свинцом, образуя $PbSO_4$. Поэтому для упаривания кислоты от 60° до 66° употребляют аппараты из кислотоупорного чугуна, фарфора, кварца или кислотоупорного камня. Прежде употребляли для этой цели платиновые аппараты, но они очень дороги; в настоящее время платину заменили указанными выше материалами.

Описанная камерная система производства серной кислоты не является единственно применяемой в химической

промышленности. В настоящее время распространяется более совершенное видоизменение камерной системы — башенная система, в которой камеры заменены башнями, насаженными кислотоупорным кирпичом, цилиндриками или кусками кварца, орошаемыми кислотой. Часть башен играет роль башен Гей-Люссака, часть — башен Гловера.

Сорта серной кислоты, поступающей в продажу

Название сорта	Крепость в градусах Боме	% H_2SO_4	Формула	Получение	Примеси
Камерная кислота	52	65,5%	$H_2SO_4 \cdot nH_2O$	В камерах	Fe, Pb, As и окислы азота
Гловерная кислота	59—60	76—78%	$H_2SO_4 \cdot mH_2O$	В башне Гловера	Fe, Pb, As и окислы азота Кислота темного цвета
Купоросное масло	65,6—65,9	92,5—97%	$H_2SO_4 \cdot pH_2O$	Концентрацией камерной кислоты или разбавлением олеума	Примеси Fe, Pb, As
Моногидрат	66	98—100%	H_2SO_4	Разбавлением олеума	Fe, иногда Pb
Олеум (дымящая кислота)	—	18,5% SO_3	$H_2SO_4 \cdot SO_3$	При контактном способе получения серной кислоты	
Серный ангидрид	—	96 100% SO_3	SO_3	Выделяется из олеума	

В производствах, где требуется более чистая и крепкая серная кислота, применяется кислота, получаемая контактным способом. Там, где нужна менее крепкая кислота и не требуется особой чистоты, — выгоднее применять кислоты, полученные при камерном процессе, чем разбавленную водной кислотой, полученную контактным способом.

ТЕМА ПЯТАЯ

ФОСФОР И ФОСФОРНЫЕ КИСЛОТЫ

Соединения фосфора играют значительную роль в жизни растений и животных. Они являются составной частью всякого живого организма. Животные усваивают соединения фосфора из животной и растительной пищи, а растения извлекают фосфор из солей фосфорной кислоты, содержащихся в почве. Вследствие этого почва постепенно истощается и не может доставлять растениям необходимую им пищу. Возникает необходимость удобрять почву фосфорными соединениями.

Для целей удобрения служат:

1. Природные соединения фосфора, подвергаемые обработке, преимущественно механической: измельченный фосфорит (минерал, содержащий фосфор), костяная мука, гуано (помет морских птиц).

2. Побочный продукт промышленности — шлак, образующийся при переработке чугуна в железо и сталь. Примеси фосфора, содержащиеся в железных рудах, остаются и в чугуне, а при переработке его в железо и сталь извлекаются из металла в виде шлака, всплывающего на поверхность металла (см. ниже).

3. Искусственные соединения фосфора, получаемые как продукт химической промышленности, — суперфосфат и др.

Во второй части этой книги, в отделе солей, будет изложено производство суперфосфата, а в этой главе мы ограничимся изучением фосфора и его кислот.

1. СЫРЫЕ МАТЕРИАЛЫ

Сырыми материалами в производстве фосфора и его соединений служат природные соединения фосфора:

1. Минерал фосфорит, содержащий фосфорнокальциевую соль $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (соль ортофосфорной кислоты H_3PO_4) и разные примеси. Количество $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ в различных фосфоритах колеблется от 16% до 80%. Имеются большие залежи в Северной Африке (Алжир), САСШ (Флорида). В СССР встречаются во многих местах, но наиболее богатые — в юго-западной области.

2. Минерал апатит, содержащий фосфорнокальциевую соль $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и хлористый кальций (CaCl_2) или фтористый кальций (CaF_2). Химический состав апатитов может быть выражен формулами: $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$ или $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$. Богатые залежи апатитов недавно обнаружены на нашем севере, в Хибинских горах. Залежи уже разрабатываются.

3. Кости животных содержат большое количество фосфорнокальциевой соли $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и также служат сырым

материалом в производстве фосфорных соединений. Кроме фосфорных солей кости содержат очень ценные вещества (жир, клей), а потому их подвергают предварительной обработке с целью извлечения жира (извлекается бензином) и клея (извлекается водяным паром). Обработанные таким образом кости содержат до 85% фосфорнокальциевой соли.

2. ПОЛУЧЕНИЕ ФОСФОРА

Фосфор получается в электрических печах прокаливанием смеси тонко измельченной фосфорнокальциевой соли

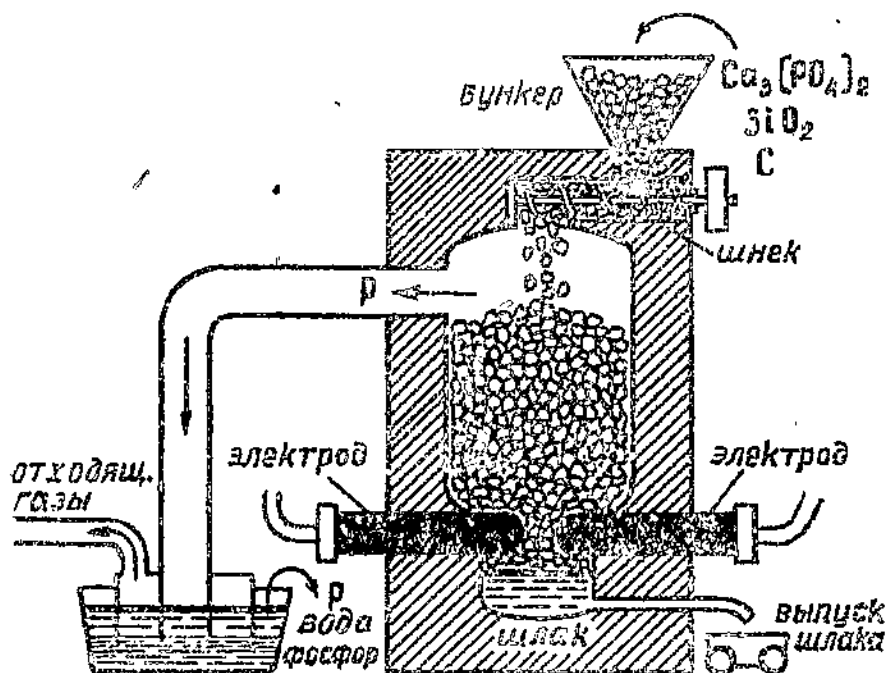


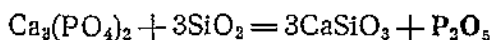
Рис. 71.

(фосфорита, апатита или костей), песка и кокса без доступа воздуха. Пары фосфора, образующиеся в печи, собираются в приемнике под водой (рис. 71).

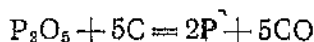
Реакция получения фосфора может быть представлена в виде двух фаз:

1. Фосфорнокальциевая соль $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ вступает в реакцию с песком, представляющим собою кремневый ангидрид SiO_2 (ему соответствует кремневая кислота H_2SiO_3). Кремневый ангидрид SiO_2 вытесняет из фосфорнокальциевой соли

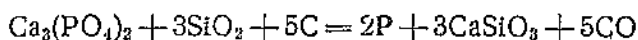
фосфорный ангидрид P_2O_5 , образуя кремнекальциевую соль $CaSiO_3$:



2. Фосфорный ангидрид P_2O_5 вступает в реакцию с углем (коксом), который восстанавливает фосфорный ангидрид до фосфора, образуя окись углерода CO .



Складывая равенства, изображающие обе фазы реакции, получаем:



Полученный при этой реакции фосфор содержит примеси, придающие ему темный цвет (примесь угля). Для очистки фосфор подвергают перегонке без доступа воздуха и получают так называемый белый или желтый фосфор.

Для получения другого видоизменения фосфора — красного фосфора — нагревают белый фосфор в закрытых сосудах до $250-300^\circ$. При этих условиях белый фосфор превращается в красный фосфор. Эти два видоизменения фосфора отличаются друг от друга по своим физическим и химическим свойствам, в чем вы убедитесь при следующих работах.

3. СВОЙСТВА БЕЛОГО И КРАСНОГО ФОСФОРА

Работа 1. Растворимость фосфора в сероуглероде

Предупреждение. Белый фосфор очень ядовит и ожоги от него опасны. Поэтому обращаться с белым фосфором следует очень осторожно.

В две пробирки налейте сероуглерода (около 1 см^3) и внесите в одну из них щепотку красного фосфора, в другую — кусочек белого фосфора, полученный от преподавателя (брать щипцами).

Взболтайте жидкости в обеих пробирках (пальцами не закрывать).

Заметно ли растворение белого и красного фосфора в сероуглероде?

Сейчас же сделайте следующую работу.

Работа 2. Воспламенение фосфора

Кусок фильтровальной бумаги укрепите в зажиме штатива или возьмите щипцами. Облейте бумагу раствором белого фосфора в сероуглероде, полученном при работе 1 (подставьте под бумагу чашку), и

дайте сероуглероду свободно испариться. Что происходит?

Объясните наблюдаемое явление.

Если пропитать раствором фосфора в сернистом угле-роде фитиль свечи, то через некоторое время, когда серо-углерод испарится, фитиль вспыхнет. Таким способом происходит „чудо“ самовозгорания, которым плы морочат „верующих“.

Работа 3. Горение белого и красного фосфора

Поместите на железную пластинку или на крышку тигля:

- 1) кусочек белого фосфора и отдельно от него
- 2) щепотку красного фосфора. Нагрейте железную проволоку и коснитесь ею белого фосфора. Когда он сгорит, обратите внимание на красный ободок, образовавшийся на том месте, где был белый фосфор.

Значительная часть фосфора сгорела, образовав белый „дым“—твердое вещество—фосфорный ангидрид P_2O_5 , а небольшая часть фосфора превратилась в красный фосфор.

Коснитесь нагретой железной проволокой красного фосфора, приготовленного раньше. Если воспламенение не наблюдается, нагрейте красный фосфор в пламени лампочки до тех пор, пока он не загорится.

Условия воспламенения белого и красного фосфора различны, но продукт горения один и тот же—фосфорный ангидрид P_2O_5 .

Белый фосфор мягок, плавится при 44° , кипит при 278° , но испаряется при значительно более низких температурах, растворяется в сероуглероде и хлороформе. Воспламеняется фосфор при 40° ; наблюдаемое самовоспламенение фосфора на воздухе при более низкой температуре (комнатной) объясняется тем, что происходит сначала окисление фосфора, сопровождаемое выделением тепла, температура фосфора повышается, и он загорается.

В опыте со смачиванием бумажки раствором фосфора в сероуглероде фосфор после испарения сероуглерода (работа 2) покрыл всю поверхность бумаги чрезвычайно тонким порошком, окисление ускорилось благодаря большому доступу воздуха, и воспламенение произошло быстро. Но и большие куски фосфора воспламеняются, если их хранить открыто. Поэтому белый фосфор всегда хранят под водой.

Белый фосфор светится в темноте; в этом можно убедиться, если растереть кусочек фосфора по доске (не трогать руками!) и наблюдать ее в темноте.

Белый фосфор очень ядовит. Доза фосфора около 0,1 г является смертельной. Длительное отравление парами фосфора вызывает разрушение костей.

Красный фосфор—твердое вещество, при нагревании испаряется, не плавясь. Под давлением плавится при значительно более высокой температуре, чем белый (592°); не растворяется в сероуглероде и хлороформе. Воспламеняется при температуре выше 200°. Красный фосфор менее ядовит, чем белый. Хранят его без воды.

Так как при горении того и другого вида фосфора получается одно и то же химическое соединение фосфора с кислородом P_2O_5 , то надо считать, что белый и красный фосфор—простые вещества и состоят из одного и того же элемента—фосфора. Белый и красный фосфор представляют собой аллотропические видоизменения фосфора.

Белый фосфор, как уже сказано, переходит в красный при нагревании в закрытых сосудах до 250—300°. Если красный фосфор нагревать сильнее, то он обращается в пары, которые при остывании дают белый фосфор.

Применения фосфора

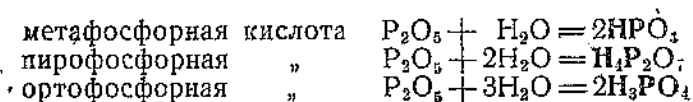
Фосфор применяется в значительном количестве в спичечном производстве. Прежде для этой цели применялся белый фосфор, который являлся главной составной частью спичечной головки. Такие спички зажигались трением головки о любую шероховатую поверхность. Эти спички были очень ядовиты и огнеопасны. В настоящее время они полностью заменены безопасными спичками. Головка безопасных спичек состоит из бертолетовой соли, сернистой сурьмы и клея. Бока спичечной коробки покрываются смесью красного фосфора, толченого стекла (для придания шероховатости) и клея. При трении головки спички о поверхность коробки, часть фосфора превращается в пар, воспламеняется и зажигает головку спички, где сернистая сурьма сгорает за счет кислорода, выделяющегося из бертолетовой соли.

Фосфор применяется на войне для получения „дымовых завес“, скрывающих передвижение войск от неприятеля. При сгорании фосфора образуется густой белый дым (фосфорный ангидрид), который создает непрозрачное облако. В соединении с влагой воздуха фосфорный ангидрид образует фосфорную кислоту, увеличивающую густоту дымового облака.

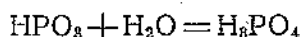
Способность фосфора легко воспламеняться на воздухе дает возможность применять его для военных целей в качестве зажигательного вещества (З. В). При взрыве снаряда, заряженного фосфором, фосфор загорается, разбрасывается и, попадая на крыши домов, обоз неприятеля и т. д., вызывает пожары.

4. ФОСФОРНЫЙ АНГИДРИД И ФОСФОРНЫЕ КИСЛОТЫ

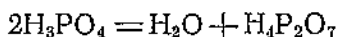
Фосфорный ангидрид, образующийся при соединении фосфора с кислородом, — твердое вещество белого цвета. Он энергично соединяется с водой, выделяя большое количество тепла; на этом основано его применение для сушки газов. При соединении фосфорного ангидрида с водой образуются различные фосфорные кислоты — твердые вещества, отличающиеся между собой количеством частиц H_2O , соединенных с одной частицей P_2O_5 :



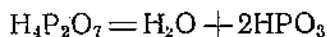
Условия образования различных кислот следующие. При растворении фосфорного ангидрида в воде на холоду к частице P_2O_5 присоединяется одна частица H_2O , — образуется метафосфорная кислота HPO_3 . При растворении фосфорного ангидрида в горячей воде к частице P_2O_5 присоединяются 3 частицы H_2O , и образуется ортофосфорная кислота H_3PO_4 . При долгом стоянии или при нагревании раствора метафосфорной кислоты HPO_3 она присоединяет частицу воды и образует ортофосфорную кислоту H_3PO_4 :



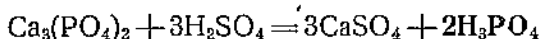
При накаливании ортофосфорная кислота теряет часть своей воды и переходит в пирофосфорную:



При более сильном накаливании пирофосфорная кислота переходит в метафосфорную:

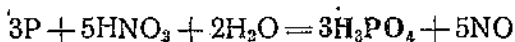


Из фосфорных кислот наибольшее значение имеет *ортофосфорная кислота*. Технически ее готовят действием серной кислоты на ее природную кальциевую соль $Ca_3(PO_4)_2$, входящую в состав фосфоритов, апатитов и костей (стр. 168):



Химически чистую фосфорную кислоту готовят сжиганием фосфора и растворением образующегося при этом P_2O_5 в воде.

Другой способ получения химически чистой фосфорной кислоты — окисление красного фосфора азотной кислотой:



Фосфор образует еще одно соединение с кислородом — *фосфористый ангидрид* — P_2O_3 . Он получается при окислении фосфора при слабом доступе воздуха. Фосфористый ангидрид также образует кислоты, которых мы изучать не будем.

Как видно из формулы ортофосфорной кислоты, это трехосновная кислота. Она образует три ряда солей: 1) первичные или однометаллические соли, образующиеся замещением одного атома водорода металлом, например, NaH_2PO_4 , 2) вторичные или двуметаллические соли, образующиеся замещением двух атомов водорода металлом, например, Na_2HPO_4 , и наконец 3) третичные или трехметаллические соли, образующиеся при замещении всех трех атомов водорода металлом, например, Na_3PO_4 . Нетрудно заметить, что первые две соли относятся к числу кислых солей, а последняя является средней солью.

Упомянутая выше природная фосфорнокальциевая соль $Ca_3(PO_4)_2$, входящая в состав костей, фосфоритов и апатитов, эта — средняя (трехметаллическая) соль ортофосфорной кислоты, образовавшаяся замещением всех трех атомов водорода (H_3PO_4) двухвалентным металлом Ca .

Соли ортофосфорной кислоты при прокаливании превращаются в соли пиропосфорной и метафосфорной кислот, в чем вы убедитесь, проделав следующую работу. Работа 4. *Превращение соли ортофосфорной кислоты в соли пиропосфорной и метафосфорной кислот.*

Для работы можно воспользоваться наиболее употребительной в лабораториях солью — Na_2HPO_4 .

В фарфоровый тигель поместите немного кислой фосфорнонатриевой соли Na_2HPO_4 , поставьте на треугольник и нагревайте минут 10—15.

Возьмите две пробирки, поместите в одну из них немного Na_2HPO_4 , в другую — соль, получившуюся после прокаливании. Обе соли растворите в небольшом количестве воды и прилейте к каждому раствору немного раствора $AgNO_3$. Сравните цвета образующихся осадков.

При прокаливании кислая ортофосфорнонатриевая соль превратилась в пиропосфорнонатриевую соль. Характерной реакцией для первой является образование с $AgNO_3$ желтого осадка, для второй — образование с $AgNO_3$ белого осадка.

Напишите равенства реакций:

1) превращение Na_2HPO_4 в пиропосфорнонатриевую соль,

2) реакции обеих солей с $AgNO_3$.

При прокаливании однометаллической соли NaH_2PO_4 образуется метафосфорная соль, которая с $AgNO_3$ дает также белый осадок.

Напишите равенства реакций:

3) превращение NaH_2PO_4 в метафосфорнонатриевую соль,

4) реакция метафосфорнонатриевой соли с AgNO_3 .

Как многоосновная кислота H_3PO_4 образует также двойные соли, например, KNaHPO_4 — двойная кислая ортофосфорнокалиевонатриевая соль.

Упражнения

Составьте формулы:

- 1) калиевых солей ортофосфорной кислоты,
- 2) кальциевых солей ортофосфорной кислоты,
- 3) пирофосфорнокалиевой соли (средней),
- 4) двойной ортофосфорнокальевомагниевой соли (средней).

ТЕМА ШЕСТАЯ

ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ И ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

При изучении производства кислот вы уже ознакомились с некоторыми процессами окисления и восстановления: окисление серы в сернистый газ и серный ангидрид, окисление низших окислов азота в высшие, восстановление серной кислоты в сернистую, восстановление азотной кислоты с образованием низших окислов азота и т. д.

В некоторых химических производствах процессы окисления и восстановления играют главнейшую роль, а потому мы уделяем этим процессам специальную главу. Сюда относятся следующие процессы: горение топлива в печах, получение и горение некоторых видов газообразного топлива и восстановление металлов из руд (металлургия).

1. ТОПЛИВО. ГОРЕНИЕ

Применяемое в промышленности топливо может быть разделено на следующие виды:

1. Твердое топливо: дерево, древесный уголь, торф, бурый уголь, каменный уголь, антрацит, кокс.

2. Жидкое топливо: нефть и продукты ее разгонки — бензин, керосин и др.

3. Газообразное топливо: светильный газ, генераторный газ и водяной газ.

При всем разнообразии свойств и составов различных видов топлива все они характеризуются присутствием в них одного общего элемента — *углерода*. В среднем содер-

жание углерода в антраците составляет 92%, в каменном угле—76%, буром угле—55%, в торфе—46% и в дереве—42%, в коже—88%.

Жидкие и газообразные виды топлива также представляют собой соединения углерода с другими элементами, преимущественно с водородом. Состав их весьма разнообразен и сложен. Изучение их мы относим к особому отделу—органической химии. Там же будут изучены и продукты сухой перегонки дерева и каменного угля.

Здесь мы остановимся лишь на углероде, на продуктах его горения и на генераторном и водяном газах.

Углерод. Уголь. Углекислый газ. Окись углерода

Углерод в природе встречается в виде простых веществ—алмаза и графита—и в соединениях с другими элементами. Он входит в состав растительных и животных тканей, а также многих минералов.

Остатки деревьев и других растений, произраставших на земле в отдаленные геологические эпохи, подвергались длительным химическим изменениям и дали в конечном итоге различные виды каменных углей. Подвергая дерево нагреванию без доступа воздуха или при слабом доступе воздуха, мы ускоряем этот процесс разложения и получаем древесный уголь. При большем доступе воздуха уголь сгорает, т. е. происходит соединение его с кислородом, и получается *углекислый газ*.

При горении дерева на ряду с углеродом соединяются с кислородом и другие элементы, входящие в состав дерева, главным образом водород, вследствие чего образуется вода, в виде водяных паров.

На ряду с продуктами сгорания элементов, входящих в состав дерева или другого вида топлива, выделяется часть несгоревшего углерода в виде частичек *угля*, несущихся вместе с топочными газами. Газообразные продукты горения вместе с частичками угля составляют так называемый дым, цвет которого указывает на количество несгоревших частичек угля: чем темнее дым, тем менее полным было сгорание.

Остающаяся при сгорании топлива *зола* представляет собой минеральную часть состава топлива.

Древесный уголь применяется в технике не только как топливо и восстановитель в металлургических процессах, но и в качестве поглотителя газов и красящих веществ. Для ознакомления с поглотительными свойствами угля сделайте следующую работу:

Работа 1. Поглотительные свойства угля

1. В пробирку со слабым раствором фуксина или лакмуса всыпьте немного угольного порошка и про-

кипятите. Дайте отстояться или профильтруйте. Какого цвета раствор?

2. Над сухой пробиркой наклоните склянку с бромом. Не переливайте самого брома и обращайтесь с ним с большой осторожностью, так как бром — ядовитое вещество и дает на коже опасные ожоги. Производите опыт под тягой. Тяжелые пары брома наполняют пробирку. Обратите внимание на запах брома, но не вдыхайте его паров. Бросьте в пробирку несколько кусочков древесного угля. Закройте пальцем и встряхните. Что наблюдается?

Вы убедились в способности угля поглощать красящие вещества и газы. Поглощение твердыми веществами газов и растворенных веществ называется адсорбцией. Лучшее адсорбируют пористые вещества, так как у них большая поверхность поглощения. Уголь, благодаря своей пористости, является хорошим поглотителем. Подвергая уголь специальной обработке (нагревание в струе водяного пара), получают активированный уголь, обладающий более высокой поглотительной способностью.

Активированный уголь получил большое применение в противовоздушной обороне. Газообразные О. В. хорошо поглощаются активированным углем. Для защиты против О. В. созданы противогазы различного типа. Наиболее употребительны противогазы, состоящие из прорезиненной маски или шлема, снабженного очками и соединенного с металлической коробкой (рис. 72). В коробку помещают вещества, поглощающие О. В.: активированный уголь и химические поглотители — натронную известь, пемзу, обработанную щелочами, и др. При дыхании воздух поступает в коробку, освобождается от газообразных О. В. и лишь затем попадает в дыхательные органы человека.

Туманообразующие и дымообразующие вещества требуют применения специальных фильтров.

В технике также пользуются углем для очистки различных веществ от красящих или пахучих примесей. Так, сахарный сироп подвергается очистке от окрашивающих его в желтый цвет примесей путем фильтрования его сквозь костяной уголь. Поэтому между прочим „верующие“ считают сахар „скромным“. Пользуясь этим лавочники в свое время продавали постом тот же сахар, но сдобренный духами и подкрашенный, под названием „постный сахар“ и таким образом наживались на религиозном предрассудке.

Из химических соединений углерода с кислородом вам известен углекислый газ. Но углерод образует еще одно химическое соединение с кислородом: очень ядовитое вещество — *окись углерода*, или *угарный газ*, с которыми вы ознакомитесь, проделав следующую работу.

Работа 2. Получение окиси углерода восстановлением углекислого газа углем (под тягой).

При высокой температуре между углем и углекислым газом происходит химическая реакция: $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$.

Для работы вам потребуется углекислый газ. Он может быть получен не только сжиганием угля, но и более

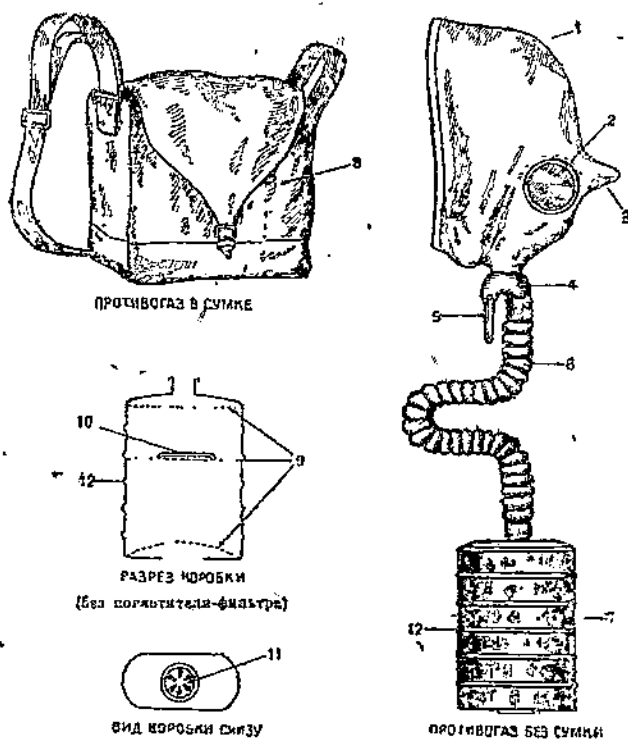
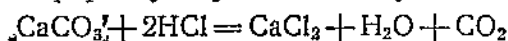


Рис. 72.

Противогаз, 1—маска; 2—очки; 3—отросток для протирания очков; 4—тройник; 5—выдыхательный клапан; 6—соединительная трубка; 7—коробка противогаза; 8—сумка; 9—сетки; 10—пружина; 11—выдыхательный клапан; 12—ребра коробки, придающие ей жесткость.

удобным в лаборатории способом — действием соляной кислоты на природную углекальцевую соль — мрамор:



В виду крайней ядовитости окиси углерода работу можно производить только под тягой.

Прибор соорудите по рис. 73.

В первой склянке слева вы будете добывать углекислый газ, действуя соляной кислотой на мрамор. Углекислый

газ, пройдя через сушильную (вторую) склянку с крепкой серной кислотой, направится в широкую горизонтальную трубку из тугоплавкого стекла или железную (железная трубка должна быть длиннее, чтобы не горела пробка), наполненную древесным углем. В этой трубке будет происходить восстановление углекислого газа углем. Так как можно ожидать, что восстановление не будет полным, т. е. часть углекислого газа останется неизменной, то нужно отделить его от угарного газа. Для этой цели служит третья склянка с крепким раствором едкого натра, который поглощает углекислый газ и не вступает в реакцию

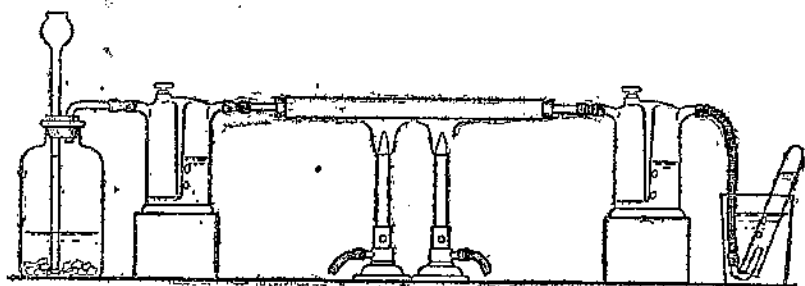


Рис. 73.

с окисью углерода. Окись углерода вы будете собирать в пробирке или в цилиндре над водой.

Составьте прибор и наполните его склянки и трубку требуемым материалом.

Под трубку с углем подставьте 2—3 горелки и нагревайте ее, пока она не начнет накаливаться докрасна.

Через воронку в первую склянку приливайте понемногу, разбавленную соляную кислоту и продолжайте накаливание трубки.

В течение нескольких минут из прибора будет вытеснен весь воздух, после чего можно собирать газ в пробирку.

Не нюхайте выделяющегося газа. Он очень ядовит и запаха не имеет.

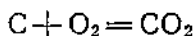
Подведите газоотводную трубку под пробирку и соберите выделяющийся газ. Когда пробирка наполнится газом, выньте ее из воды и поднесите к огню.

Если газ загорится, вы можете считать, что ваш опыт удался, и вы получили окись углерода.

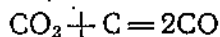
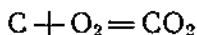
Напишите равенство реакции горения окиси углерода. Вы заметили, что при горении окиси углерода появляется синее пламя. Такое же синее пламя можно наблюдать в печи над сильно раскаленным углем. Это горит образующаяся окись углерода, или угарный газ.

Происходящие в печи процессы горения угля можно представить следующим образом:

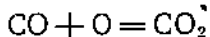
1. При достаточном доступе воздуха происходит полное сгорание угля; равенство реакции:



2. При недостаточном доступе воздуха происходит сгорание части угля с образованием углекислого газа; другая часть накаливаемого угля восстанавливает углекислый газ до окиси углерода. Равенства реакций:



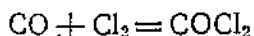
В результате, при недостаточном доступе воздуха в топочных газах присутствует, наряду с CO_2 , также CO . Дав доступ воздуха, мы вызываем горение окиси углерода:



Ядовитость окиси углерода зависит от того, что окись углерода вступает в реакцию с красящим веществом крови (гемоглобином) и кровь теряет способность реагировать в легких с кислородом вдыхаемого воздуха. Процесс дыхания нарушается, и человек чувствует признаки отравления: головную боль, шум в ушах, тошноту и т. д. При более серьезных отравлениях в результате наступает смерть. Содержание в воздухе 1% окиси углерода делает воздух негодным для дыхания.

Окись углерода не применяется в качестве боевого отравляющего вещества, но образуется в больших количествах при взрывах взрывчатых веществ, при пожаре и т. д. Поэтому этот газ, так же как $O. В.$, требует мер защиты бойцов и пожарных. Окись углерода не адсорбируется активированным углем. Защита дыхательных органов производится посредством противогазов, специально снабженных так называемым гопкалитом. Гопкалит состоит из смеси перекиси марганца, окиси меди, окиси кобальта и окиси серебра и является катализатором. Окись углерода окисляется в углекислый газ, который затем поглощается химическим поглотителем — натронной известью (смесь едкого натра и извести).

Окись углерода может соединяться с хлором при действии прямого солнечного света или при участии катализатора:



$COCl_2$ — *фосген* — жидкость, кипящая при $+8^\circ$, очень ядовитое вещество, а потому применяется как $O. В.$ удуша-

ющего и ядовитого действия (см. таблицу на стр. 56). При газовой атаке фосген употребляется в смеси с хлором; смесь хранится в баллонах в жидком состоянии и при выходе оттуда образует отравляющие волны газа. Без примеси хлора фосген употребляется для заполнения снарядов, мин, бомб. Средство защиты против фосгена — активированный уголь и химические поглотители. Средством дегазации (освобождения от газообразного О. В.) может служить опрыскивание помещения и пористых предметов горячей водой, но лучше раствором едких щелочей, раствором аммиака (нашатырный спирт) и др. веществ.

Пламя

Горение сопровождается выделением тепла. Количество тепла зависит от свойств и состава горючего вещества. Продукты сгорания, нагреваясь до высокой температуры, начинают излучать свет. Поэтому характерной особенностью горения является выделение света. Если горючее вещество или продукты сгорания газообразны, то, накаливаясь, они образуют пламя. Твердые тела, дающие твердые же продукты сгорания, пламени не образуют. Например, при горении железа в кислороде образуются искры — твердые раскаленные частицы окиси железа, испускающие яркий свет, но не дающие пламени. При горении серы образуется синее пламя, содержащее раскаленные частицы паров серы и сернистого газа. Пламя окиси углерода представляет собой раскаленные частицы окиси углерода и углекислого газа.

Работа 3. *Строение пламени спиртовой лампы и газовой горелки*

Рассмотрите пламя спиртовой лампы. В нем вы наблюдаете внутреннюю темную часть, затем светлый язычок и наконец наружную менее яркую оболочку.

Расправьте пошире фитиль спиртовой лампы, вставьте в нее часть спички головкой вверх, зажгите.

Если пламя спокойно, спичка не загорается. Дуньте на пламя.

Наружная часть пламени коснулась спички, и спичка загорелась.

Во внутренней части пламени горения не происходит вследствие того, что к ней нет доступа кислорода, необходимого для горения. В средней и наружной частях происходит сгорание спирта, благодаря кислороду окружающего воздуха.

Зажгите газовую горелку при закрытом отверстии для воздуха.

Пламя светящееся и коптящее.

Чтобы дать пламени большой доступ воздуха, введите в среднюю часть пламени паяльную трубку (рис. 74) и вдуйте в нее ртом воздух.

Вы получаете острое несветящееся (синее) пламя. Подобное пламя имеют обычно газовые горелки. Чтобы дать пламени постоянный приток воздуха, в газовых горелках устраивается приспособление, при помощи которого воздух смешивается с горючими газами внутри горелки. Для этого служат отверстия внизу горелки, в которые входит воздух (рис. 75).

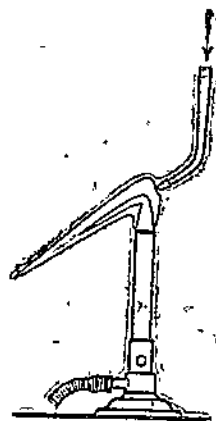


Рис. 74.

Откройте отверстие для воздуха.

Пламя становится несветящимся и вместе с тем перестает коптить. При малом доступе воздуха происходит неполное сгорание газа; часть углерода, входящего в состав газа, выделяется в свободном состоянии в виде угля.

Свечение такого пламени объясняется тем, что частички раскаленного угля дают яркий свет, как и всякие раскаленные твердые тела. Заметьте, что яркий свет получается всегда, когда продукты горения твердые тела: фосфор, сгорая, образует твердое вещество — фосфорный ангидрид; магний при сгорании образует твердую окись магния.

В наружной части пламени горелки, свечи и т. п. частички угля сгорают, образуя углекислый газ. При усиленном притоке воздуха частичек угля не образуется. Пламя делается несветящимся.

Температура несветящегося пламени значительно выше температуры светящегося, так как несветящееся пламя меньше светящегося. Таким образом выделяющееся при сгорании данного горючего вещества тепло распределяется на меньшем пространстве, и температура получается выше.

Внутренняя часть пламени, как уже было сказано, состоит из паров горючего вещества, отчасти разложившегося на элементы: С, Н, О.

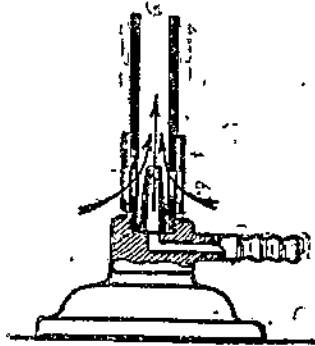


Рис. 75.

Средняя часть пламени состоит из смеси продуктов полного и неполного сгорания: CO , CO_2 , C , H_2O .

В наружной части пламени содержатся только продукты полного сгорания— CO_2 , H_2O и воздух.

Чтобы убедиться, что продуктами полного сгорания спирта являются вода и углекислый газ, смочите спиртом клочок ваты, намотанной на конец лучинки, зажгите и опустите на некоторое время в банку или колбу. Стенки сосуда сейчас-же покрываются влагой. Прилейте затем в сосуд известковой воды. Помутнение известковой воды является характерной реакцией для углекислого газа.

Генераторный газ

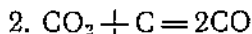
Изученная вами выше окись углерода находит себе широкое применение в технике. Она является составной частью горючих газов—генераторного и водяного.

Генераторный газ получают в генераторах,—цилиндрических печах (рис. 76), в которых через высокий слой раскаленного кокса продувают снизу воздух. Нижние слои кокса сгорают в углекислый газ, который в вышележащих слоях раскаленного кокса восстанавливается в окись углерода.

Реакция в нижней части генератора:



Реакция в верхних слоях кокса:



Складывая оба равенства, получаем:

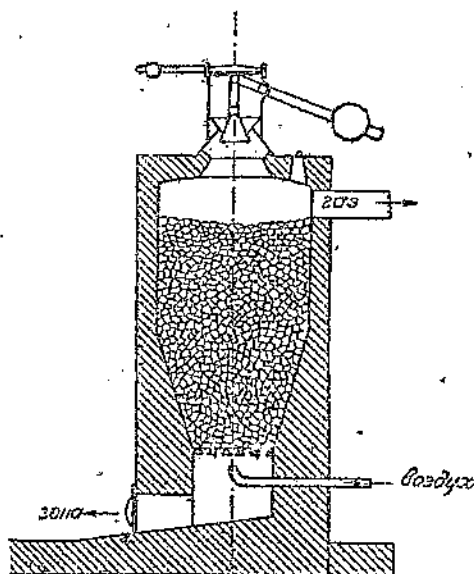
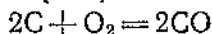


Рис. 76.

Так как вместе с кислородом воздуха в генератор поступает и азот, который не подвергается в этом процессе никаким изменениям, то главные составные части генераторного газа — окись углерода и азот. Имеются также примеси углекислого газа, водорода и метана (CH_4).

Получаемый в генераторе газ направляется по трубам в заводские топки, где и сжигается. Преимущество генераторного газа по сравнению с дровами и углем — постоянное пламя, которое имеет высокую температуру и которое легко регулировать.

Тепловые явления при химических реакциях

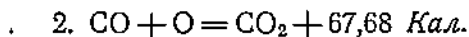
Выделение тепла при горении различных тел — явление общеизвестное. Но вы конечно заметили, что не только горение, но и многие другие химические реакции сопровождаются выделением тепла: действие крепкой серной кислоты на поваренную соль, реакции металлов с кислотами и др.

Количество тепла, выделяемое при реакции, зависит от свойств реагирующих веществ и от их количества. Количество тепла, выделяющееся при химической реакции, обычно выражают в количестве калорий, приходящихся на одну грамм-молекулу вещества. Так, теплота образования угольного ангидрида при горении угля выражается равенством:



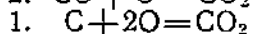
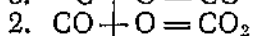
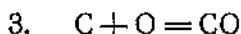
означающим, что 12 г углерода, соединяясь с 32 г кислорода, образуют 44 г углекислого газа, при чем выделяется 94,48 Кал. (больших калорий) тепла.

Горение окиси углерода выражается равенством:



т. е. 28 г окиси углерода, соединяясь с 16 г кислорода, образуют 44 г углекислого газа и выделяют 67,68 больших калорий тепла.

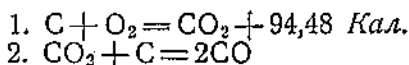
Установлено, что теплота образования какого-нибудь вещества не зависит от того, образовалось ли вещество путем одной реакции или от ряда последовательных реакций. Поэтому если рассматривать образование CO_2 путем последовательного присоединения 2-х атомов кислорода к атому углерода, т. е.



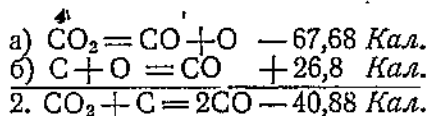
то, зная, что присоединение 2-х атомов кислорода к углероду дает 94,48 *Кал.* (1), а присоединение одного атома кислорода к окиси углерода дает 67,68 *Кал.* (2), заключаем, что присоединение 1-го атома кислорода к углероду (1) дает $94,48 - 67,68 = 26,8$ *Кал.* Это — теплота образования окиси углерода, которую непосредственно определить нельзя.

Для разложения химического соединения, образовавшегося с выделением тепла, надо затратить столько тепла, сколько выделилось при его образовании. Так для разложения грамм-молекулы CO_2 на CO и O необходимо затратить 67,68 *Кал.*

Вычислим количество тепла, выделяющегося при образовании генераторного газа. Процесс состоит из двух реакций:

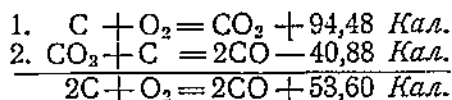


Вторую реакцию мы можем рассматривать в свою очередь как процесс, состоящий из а) разложения CO_2 на CO и O ; б) соединения атома углерода C с атомом кислорода O — образование CO . Первая из этих двух реакций происходит с поглощением тепла, вторая — с выделением тепла. Поглощение тепла обозначают знаком —.



Следовательно реакция, выраженная последним равенством, происходит с поглощением тепла.

Сложим равенства 1 и 2



Таким образом мы выводим, что образование генераторного газа происходит с выделением тепла вследствие того, что количество тепла, образующегося при полном сгорании угля в CO_2 , превышает количество тепла, затрачиваемого на восстановление CO_2 в CO .

Водяной газ

Другой вид газообразного топлива — водяной газ — получается при действии водяного пара на раскаленный кокс. Реакция выражается равенством:



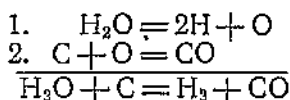
Для этой реакции необходима высокая температура ($1000^\circ - 1100^\circ$), так как при более низкой температуре ($500^\circ - 600^\circ$) идет реакция $C + 2H_2O = CO_2 + 2H_2$.

Водяной газ представляет собой следовательно смесь газов, главным образом водорода и окиси углерода. Примеси в нем: углекислый газ, метан CH_4 .

Главные составные части водяного газа — водород и окись углерода — оба горючие газы. Это свойство водяного газа выгодно отличает его от генераторного газа, который содержит значительное количество негорючего газа — азота. При сгорании генераторного газа часть тепла, образующегося от сгорания CO , идет на нагревание азота, что понижает общее количество выделяющегося тепла.

Для сравнения качества различных видов топлива определяют их теплотворную способность, т. е. количество теплоты в малых калориях, выделяющееся при сгорании 1 г топлива или, что то же, количество теплоты в больших калориях, выделяющееся при сжигании 1 кг топлива. Теплотворная способность¹ генераторного газа составляет 900 *Кал.*, а водяного газа — 3560 *Кал.*

Перейдем к рассмотрению вопроса о том, какие тепловые явления происходят при образовании водяного газа. Процесс можно представить в виде отдельных реакций:



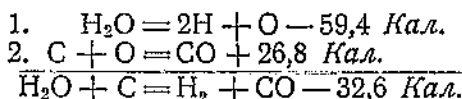
Первая из этих реакций является обратной по отношению к реакции горения водорода, которая совершается с выделением тепла:



Следовательно разложение воды идет с поглощением тепла:



Сложим обе реакции:



¹ Способы определения теплотворной способности относятся к курсу технологии.

Реакция образования водяного газа сопровождается поглощением тепла.

Реакция, сопровождающаяся поглощением тепла, называется эндотермической реакцией; реакция, при которой выделяется тепло, называется экзотермической.

Тепло, выделяющееся при экзотермической реакции, поддерживает высокую температуру, необходимую для реакции; поэтому реакция может происходить без притока тепла извне.

Так производство генераторного газа может происходить непрерывно. При производстве же водяного газа водяные пары, действуя на раскаленный кокс, отнимают у него некоторое количества тепла, которое тратится на реакцию (эндотермическую). Это вызывает понижение температуры печи, вследствие чего реакция ослабевает. Необходимо приток тепла для поддержания высокой температуры.

Водяной газ добывают в генераторах, наполненных коксом. Процесс не может идти непрерывно, а распадается на два периода:

1. Горячее дутье — в генератор поступает воздух, который проходит через слой кокса и вызывает его сгорание. Продукты сгорания выпускаются через открытую верхнюю трубу.

2. Холодное дутье — прекращается впуск воздуха, и начинается пропускание водяного пара. Одновременно закрывается крышка вверху печи, и продукты реакции (водяной газ) выходят в боковую трубу, по которой направляются в газгольдеры — аппараты, служащие для хранения газа.

Когда реакция замедляется вследствие понижения температуры печи, прекращают холодное дутье и переходят к горячему дутью.

Продолжительность горячего дутья — минут 10, холодного — минут 5.

Применяется водяной газ в качестве газообразного топлива, а также как восстановитель, например, для восстановления окиси железа, образующейся при производстве водорода действием накаливаемого железа на пары воды.

Работа 4. Получение водяного газа в лаборатории

Для получения водяного газа может служить прибор, изображенный на рис. 77.

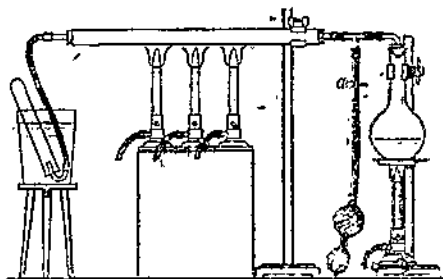


Рис. 77.

Водяной пар, образующийся в колбе, направляется в медную или железную трубку, содержащую древесный уголь. Чтобы разогреть уголь, в трубку пропускают воздух при помощи груши, соединенной посредством тройника с прибором.

Соберите прибор по рис. 77 и поместите его под тягой.

Насыпьте в трубку древесный уголь кусками. Раскалите уголь, нагревая трубку горелками и пропуская через него воздух. Одновременно начинайте нагревать воду в колбе. Когда вода в колбе закипит, закройте зажим *a* и продолжайте усиленно нагревать трубку с углем.

Из конца трубки начнут выделяться пузырьки газа. Первые пузырьки содержат значительное количество CO_2 , образовавшегося при продувании воздуха через уголь. Затем пойдет водяной газ, содержащий преимущественно CO и H_2 , но примесь CO_2 в нем несомненно будет. Чтобы отделить горючие газы от CO_2 , можно воспользоваться его свойством—образовывать с едким натром нелетучее соединение.

Растворите в ванне для собирания газа около 10 г едкого натра. Соберите газ в пробирку и зажгите его.

Когда выделение пузырьков газа уменьшится, прекратите нагревание воды и продувайте несколько минут воздух грушей, затем вновь закройте зажим и пропускайте водяной пар. Собирайте водяной газ в пробирки и сжигайте его. Составьте равенство реакции горения водяного газа.

Объемы реагирующих газов

Изучая количественные отношения между реагирующими веществами, мы до сих пор пользовались лишь отношением весовых количеств. При работе же с газами большой интерес представляет вопрос об объемных отношениях реагирующих газов. Изучение этого вопроса приводит к ряду выводов, которые кроме большого научного интереса имеют практическое применение, упрощая все количественные расчеты реагирующих газов.

В первой теме этого курса („Соляная кислота“) при разложении электрическим током соляной кислоты и воды мы измеряли объемы получающихся газов. При разложении соляной кислоты образуются равные объемы водорода и хлора. При разложении воды объемы водорода и кислорода относятся друг к другу, как 2:1.

Отношение объемов реагирующих и образующихся газов можно определять двумя способами: 1) непосредствен-

ным измерением объемов газов до и после реакции и 2) вычислением объемов газов, зная их весовые количества и удельные веса.

Для решения вопроса о том, каковы отношения объемов углекислого газа и окиси углерода при реакции между этими газами $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$, используем второй способ.

На основании равенства реакции мы выводим, что 44 вес. части CO_2 образуют 56 вес. частей CO , следовательно можем считать, что 44 г CO_2 образуют 56 г CO .

Удельный вес CO_2 определим опытным путем.

Вследствие легкости газов для сравнения их удельных весов обычно пользуются величиной, обозначающей вес одного литра данного газа, а не 1 см³, как для твердых веществ.

Работа 5. *Определение веса литра углекислого газа*

В виду того, что углекислый газ тяжелее воздуха, его можно собрать в колбу, содержащую воздух: углекислый газ вытеснит его.

Чистую сухую колбу, емкостью в 500—1000 см³, закройте плотно входящей резиновой пробкой.

Взвесьте колбу вместе с пробкой (полученный вес = p_1).

Получите углекислый газ действием соляной кислоты на мрамор (см. раб. 2), пропуская его для осушения через склянку с крепкой серной кислотой.

Сухой углекислый газ пропускайте в открытую взвешенную вами колбу, при чем газоотводную трубку опустите до дна колбы, как показано на рисунке 78. Минут через 10 закройте колбу прежней пробкой и снова взвесьте.

Чтобы убедиться, что колба заполнена углекислым газом, пропускайте еще несколько минут углекислый газ в колбу и взвесьте вторично.

Постоянный вес доказывает отсутствие воздуха в колбе. Если получился постоянный вес (p_2),—наполнение окончено, если нет,—его надо продолжать до постоянного веса.

Определите вместимость колбы (и следовательно объем углекислого газа), наполнив ее водой до пробки. Объем воды определите измерением ее мензуркой или взвешиванием колбы с водой (на технических весах).

Вычитая из веса колбы с водой (p_3) вес колбы (p_1), получаем вес воды в граммах, или ее объем в см³ (V). При этом, в виду большого веса воды, можно пренебречь весом воздуха, заключавшегося в колбе при первом взвешивании



Рис. 78.

Определяя вес углекислого газа, нельзя поступить таким же образом. Необходимо учесть, что колба при первом взвешивании была не „пустая“, а с воздухом, и вычислить вес воздуха.

Вес литра воздуха при нормальных условиях (0° и 760 мм давления) равен 1,294. Чтобы вычислить вес воздуха, заключенного в колбе, надо предварительно узнать, какой объем занял бы воздух в колбе при нормальных условиях. Для этого можно воспользоваться знакомой вам (стр. 65) формулой, выведенной из законов Гей-Люссака и Бойля-Мариотта.

$$V_0 = \frac{VP}{\left(1 + \frac{1}{273}t\right)760},$$

где V_0 — объем газа при 0° и 760 мм давления, V — его объем при температуре t и давлении P .

Заметьте давление атмосферы во время опыта по барометру (P) и температуру (t). Подставьте найденные числа в формулу и определите объем газа в колбе при нормальных условиях (V_0).

По объему воздуха в колбе при нормальных условиях (V_0) и весу 1 литра воздуха в тех же условиях (1,294 г) вычислите вес воздуха в колбе (p_4).

Определите вес пустой колбы (p_6), для чего из веса колбы с воздухом (p_1) вычтите вес воздуха (p_4).

Вычислите вес углекислого газа (p_0): из веса колбы с углекислым газом (p_2) вычтите вес пустой колбы (p_6).

По весу углекислого газа (p_0) и его объему при нормальных условиях (V_0) вычислите вес 1 литра CO_2 при нормальных условиях.

Если результат вашей работы окажется правильным (спросите у преподавателя), то воспользуйтесь им для решения нижеследующих задач; в противном случае возьмите для задач теоретические данные.

Во всех нижеследующих задачах предполагаются нормальные условия температуры и давления.

Задачи

1. Вычислите на основании равенства $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$, какой объем CO_2 участвует в реакции с углем и какой объем CO получается, считая, что 44 г CO_2 образуют 56 г CO .

Вес 1 литра CO равен 1,21 г.

Каковы отношения объемов обоих газов при данной реакции?

2. Зная, что 1 литр кислорода весит при нормальных условиях 1,43 г, решите следующую задачу:

Какой объем кислорода требуется для сжигания 12 г угля и каков объем образующегося при этом углекислого газа? Чему равны отношения этих объемов?

Каковы отношения объемов водорода и хлора в реакции $\text{H} + \text{Cl} = \text{HCl}$, если 1 литр Cl весит 3,16 г и 1 литр HCl — 1,63 г?

ЗАКОНЫ ГЭЙ-ЛЮССАКА И АВОГАДРО

Целый ряд точных измерений объемов реагирующих газов (или вычислений объемов на основании весовых отношений, когда непосредственное измерение оказывалось невозможным) дал основание установить закон: объемы газов, вступающих в реакцию и образующихся при реакции, относятся между собой, как простые целые числа (при одинаковых условиях температуры и давления). Закон этот установлен французским ученым Гэй-Люссаком в 1808 г. и носит его имя.

Закон Гэй-Люссака установлен опытным путем.

Из этого закона можно сделать некоторые выводы, которые вы поймете из следующих рассуждений: при реакции водорода с хлором одна молекула водорода соединяется с одной молекулой хлора, следовательно любое число — n молекул водорода соединяется с n молекулами хлора. Опытом же установлено, что объемы водорода и хлора при реакции равны между собой, следовательно n молекул водорода занимают такой же объем, как n молекул хлора.

Другой пример: при соединении водорода с кислородом на 1 молекулу кислорода приходится 2 молекулы водорода, или на n молекул кислорода — $2n$ молекул водорода. На основании опыта мы знаем, что объем водорода при этой реакции вдвое больше объема кислорода, следовательно $2n$ молекул водорода занимают объем вдвое больше, чем n молекул кислорода, или n молекул водорода занимают такой же объем, как и n молекул кислорода.

Эта правильность имеет место и для всех других газов.

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях температуры и давления находится равное число молекул.

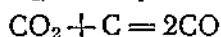
Положение это было впервые высказано в 1811 г. итальянским ученым Авогадро.

Отсюда возникает следствие, что молекулы всех газов занимают одинаковый объем.

В настоящее время, когда успехи физики и химии дали возможность точно установить действительный вес и объем

молекул, положение, выдвинутое Авогадро, подтвердилось, и мы считаем его законом.

Рассмотрим с точки зрения закона Авогадро реакцию получения СО из СО₂, совершающуюся по равенству:

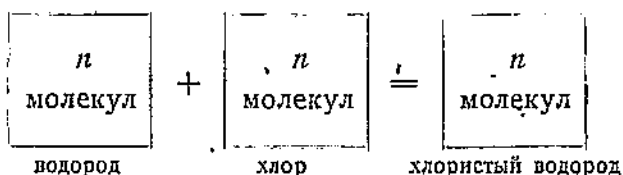


Из одной молекулы углекислого газа получаются две молекулы окиси углерода; если молекулы всех газов занимают равные объемы, то объем окиси углерода должен быть вдвое больше объема углекислого газа. Это подтверждается результатами, установленными опытным путем. При решении задачи 1 на стр. 190 вы вероятно получили такой же результат.

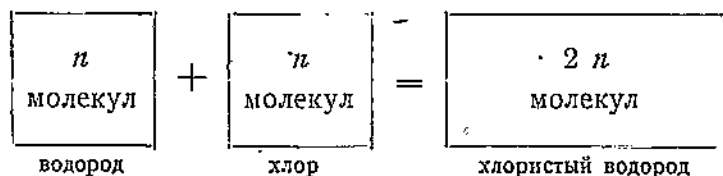
Закон Авогадро привел к установлению еще одного важного факта. В то время, когда устанавливался этот закон, считали, что только молекулы сложных веществ содержат по 2 или несколько атомов, молекулы же простых веществ состоят из одного атома. Это привело к противоречию, которое поясним на примере.

Если реакцию водорода с хлором выразить равенством $\text{H} + \text{Cl} = \text{HCl}$, означающим, что молекула водорода (состоящая из одного атома) образует с молекулой хлора (также состоящей из одного атома) молекулу хлористого водорода, состоящую из двух атомов (водорода и хлора), — то n молекул водорода с n молекулами хлора должны дать n молекул хлористого водорода; на основании закона Авогадро все три объема должны быть равны.

Выразим это графически, при чем равными клеточками обозначим равные объемы:

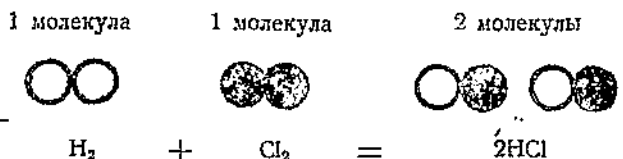


Между тем опытом установлено, что 1 объем водорода с 1 объемом хлора образуют 2 объема хлористого водорода, следовательно:

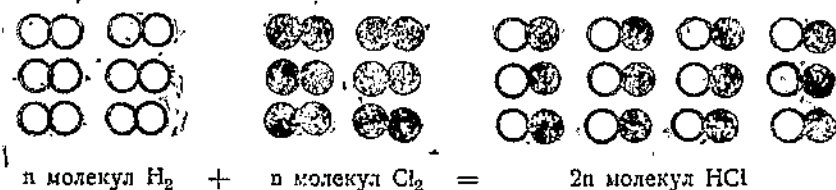


Устранить это противоречие возможно, лишь допустив, что молекула водорода состоит из 2 атомов водорода, а

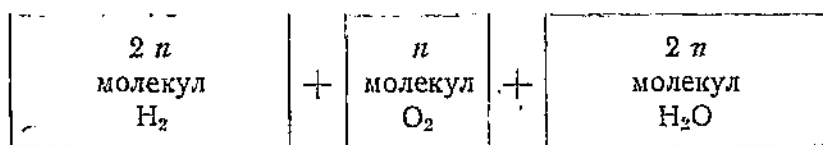
молекула хлора—из двух атомов хлора. Выразим это графически, при чем атомы обозначим кружками.



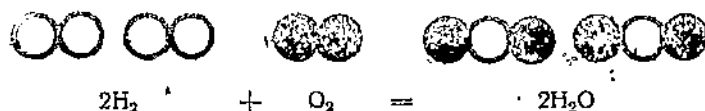
Следовательно n молекул водорода с n молекулами хлора образуют $2n$ молекул хлористого водорода. Это можно пояснить такой грубой графической схемой:



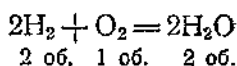
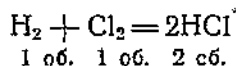
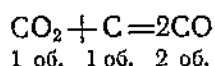
Попробуем применить закон Авогадро к реакции образования воды (водяного пара) из водорода и кислорода. Опытным путем установлено, что при взаимодействии 2 объемов водорода с 1 объемом кислорода образуются 2 объема водяного пара (при одинаковых условиях давления и температуры, например, при атмосферном давлении и 100°C). Очевидно число молекул водорода вдвое больше числа молекул кислорода, а число молекул водяного пара равно числу молекул водорода:



Реакцию между молекулами и атомами этих газов можно изобразить так:



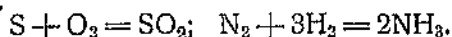
Из трех разобранных здесь реакций



вы можете сами вывести правило, которым можно пользоваться для определения относительных объемов реагирующих газов на основании равенства реакции.

Упражнения

1. Примените выведенное вами правило для определения относительного объема газов в следующих реакциях:



2. Напишите равенства следующих реакций и определите относительный объем реагирующих газов:

- а) образование серного ангидрида из сернистого;
- б) образование окиси азота сжиганием азота в кислороде;
- в) образование двуокиси азота при соединении окиси азота с кислородом.

3. Каковы объемные отношения водорода и окиси углерода в водяном газе?

Плотность газов и их молекулярный вес

Закон Авогадро приводит еще к дальнейшим выводам. Он дает возможность простейшим способом вычислять плотность различных газов.

Из курса физики вы знаете, что плотностью вещества называется вес 1 куб. см этого вещества или, что то же самое, отношение веса какого-нибудь объема вещества к весу такого же объема воды (при 4°). Для газов плотность по отношению к воде выражается в весьма малых числах, а потому удобнее пользоваться плотностью по отношению к какому-нибудь газу.

Плотность газа выражают двояко: по отношению к воздуху и по отношению к водороду. Для теоретических расчетов большие преимущества представляет пользование плотностью газа по отношению к водороду.

Чтобы определить плотность газа по отношению к водороду, надо найти вес какого-нибудь объема данного газа, затем вес такого же объема водорода и вычислить их отношение.

Так, зная, что 1 литр кислорода весит 1,43 г, а 1 литр водорода весит 0,09 г, получим плотность кислорода по отношению к водороду равной $\frac{1,43}{0,09} = 16$.

Плотность кислорода по отношению к водороду можно определить и другим способом.

Допустим, что у нас два равных объема этих газов; они содержат по равному числу n молекул того и другого газа.

Вычислим вес кислорода в данном объеме. 1 молекула O_2 весит $16 \times 2 = 32$, n молекул весят $32n$.

Вес молекулы $H_2 = 2$. Вес n молекул $= 2 \cdot n$.

Плотность кислорода по отношению к водороду равна

$$\frac{32 \cdot n}{2 \cdot n} = \frac{32}{2} = 16.$$

От этого частного случая приходим к общей формуле плотности газа.

Обозначим молекулярный вес газа M , плотность его по отношению к водороду D . Имея равные объемы данного газа и водорода, обозначим число молекул в них n .

Вес n молекул данного газа составляет $M \cdot n$.

Вес n молекул водорода составляет $2 \cdot n$.

Откуда $D = \frac{M \cdot n}{2 \cdot n}$; сократив, получаем $D = \frac{M}{2}$.

Плотность газа по отношению к водороду равна половине его молекулярного веса.

Из формулы $D = \frac{M}{2}$ выводим: $M = 2D$.

Молекулярный вес газа равен удвоенной плотности его по отношению к водороду.

Последний вывод имел огромное значение для развития химии, так как дал возможность определять молекулярные веса (или исправлять неправильно определенные) для многих газов; плотность их определялась опытным путем.

Задачи

1. По формуле $D = \frac{M}{2}$ вычислите плотность Cl_2 , HCl , N_2 .

2. Считая, что вес 1 литра водорода равен 0,09 г, вычислите, сколько весит литр каждого из названных в задаче 1 газов.

3. Расположите следующие газы в порядке возрастания их плотностей: N_2O , O_2 , N_2 , NO , Cl_2 , NH_3 , HCl , NO_2 , SO_2 , CO , CO_2 .

4. Зная, что плотность воздуха по отношению к водороду равна 14,4, определите, какие газы из названных в задаче третьей легче воздуха и какие тяжелее.

5. В составе хлористой серы на 35,5 весовых частей хлора приходится 32 весовых части серы, что очевидно соответствует формуле SCl_2 . Зная, что хлористая сера в парообразном состоянии имеет плотность

67,5, определите, верна ли данная формула, а если ее следует исправить, то как.

6. При пропускании электрических искр через кислород образуется озон—газ, в состав которого входит один только элемент—кислород; озон обладает плотностью в 1,5 раза большей, чем кислород. Составьте его молекулярную формулу.

7. Составьте равенство реакции превращения кислорода в озон (см. задачу 6) и решите вопрос, как изменяется объем газа при этой реакции.

8. Двуокись азота (NO_2) при высокой температуре (140°) имеет плотность 23, что соответствует ее молекулярному весу 46. По мере понижения температуры плотность ее повышается, приближаясь к 46. Определите молекулярную формулу образующегося вещества.

Объем грамм-молекулы газов

Производя вычисления весовых количеств реагирующих веществ, мы пользуемся атомными и молекулярными весами. Так в реакции $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ участвуют 12 весовых единиц углерода, 32 весовые единицы кислорода, и образуются 44 весовые единицы углекислого газа. При этом за единицу принимаем вес 1 атома водорода.

Заменяя эти весовые единицы граммами, мы получим, что 12 г углерода с 32 г кислорода образуют 44 г углекислого газа. Поскольку взяты правильные весовые отношения между данными величинами, никакой ошибки в замене „весовых единиц“ граммами нет, а между тем эта замена представляет большие удобства в вычислениях.

Молекулярный вес вещества, выраженный в граммах, называется грамм-молекулой.

Атомный вес элемента, выраженный в граммах, называется грамм-атомом.

Вычислим, какой объем занимают грамм-молекулы различных газов при нормальных условиях (0° и 760 мм давл.).

1. Водород. Молекула водорода состоит из двух атомов. Точный атомный вес водорода 1,008. Следовательно грамм-молекула водорода весит $1,008 \times 2 = 2,016$ г.

Чтобы узнать, какой объем в литрах будут занимать 2,016 г водорода, нужно разделить 2,016 на вес 1 литра водорода, т. е. на 0,09:

$$\frac{2,016}{0,09} = 22,4.$$

2. Кислород. Молекула кислорода состоит из двух атомов. Атомный вес кислорода—16. Следовательно грамм-молекула кислорода весит $16 \times 2 = 32$ г.

Чтобы узнать, какой объем в литрах будет занимать грамм-молекула кислорода, нужно разделить 32 на вес 1 литра кислорода, т. е. на 1,43 г:

$$\frac{32}{1,43} = 22,4.$$

Вычислите объем грамм-молекулы углекислого газа CO_2 , зная, что 1 литр его весит 1,96 г. Вы получите то же число — 22,4 л.

Нетрудно понять, что то же число должно получиться для любого газа, так как молекулы всех газов, согласно закону Авогадро, имеют одинаковый объем; в грамм-молекуле же любого газа должно заключаться одно и то же число молекул.

Последнее ясно из следующего рассуждения: допустим, что в грамм-молекуле, т. е. в 2 граммах водорода содержится n молекул. Так как кислород в 16 раз тяжелее водорода, то n молекул кислорода будут весить $2 \times 16 = 32$ г, n молекул азота будут весить $14 \times 2 = 28$ г и т. д.; 32 г кислорода и 28 г азота — и будут грамм-молекулы этих газов. Таким образом грамм-молекулы всех газов содержат одно и то же число молекул и должны следовательно занимать один и тот же объем, а именно, 22,4 литра.

Число 22,4 литра необходимо запомнить, так как оно дает возможность быстро вычислять объем газа по его весу и наоборот.

Задачи

Решите следующие задачи, пользуясь только что выведенным правилом.

1. Сколько весят 22,4 литра хлора? Азота?

2. Какой объем занимают 8 г хлористого водорода?

Решение: 36,46 г HCl занимают объем 22,4 л

8 " " " " " " " " " " " "

3. Сколько весят 10 л окиси углерода?

4. Какой объем кислорода получится при разложении 12 г бертолетовой соли?

5. Сколько граммов угля надо сжечь для получения 40 л углекислого газа?

6. Какой объем водяного газа может получиться при действии на раскаленный уголь 1 кг водяного пара?

При решении последних трех задач можно пользоваться двумя способами, из которых один значительно сокращает вычисления, а потому полезно его усвоить.

Задача: Какой объем сернистого газа получится при сжигании 4 г серы?

Назовем главнейшие руды, которые могут быть использованы для получения металлов.

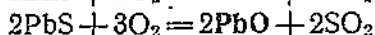
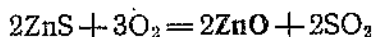
Руды железа: красный железняк (Fe_2O_3), магнитный железняк (Fe_3O_4), бурый железняк ($2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$); железный колчедан (FeS_2).

Руды меди: медный колчедан CuFeS_2 , медный блеск— CuS_2 , красная медная руда— Cu_2O .

Руды олова—оловянный камень (SnO_2); свинца—свинцовый блеск (PbS); цинка—цинковая обманка (ZnS).

Ртуть встречается чаще всего в виде киновари (HgS).

При добыче металлов из сернистых соединений их подвергают обжигу, при чем металл образует окись. Например:



Из окиси металла затем восстанавливается чистый металл.

Для изучения процесса восстановления металлов из их окислов проведем предварительно лабораторные опыты.

Восстановление окислов металлов

Работа 6. Разложение окиси ртути при нагревании

Окись ртути, получающаяся при нагревании ртути при температуре около 300° , может быть разложена нагреванием при более высокой температуре.

Поместите в пробирку немного красной окиси ртути, укрепите пробирку горизонтально и нагревайте пламенем горелки или примуса. Испытайте при помощи тлеющей лучинки, какой газ выделяется при этом из пробирки. Обратите внимание на изменение цвета окиси ртути, на появление какого-то вещества на стенках пробирки.

Прекратите нагревание. Вытряхните содержимое пробирки. Что получилось?

Формула окиси ртути HgO .

Напишите равенство реакции разложения окиси ртути.

Работа 7. Восстановление окиси меди углем

Большинство окислов—соединения более прочные, чем окись ртути, и нагреванием их разложить не удастся. Для разложения их можно воспользоваться каким-нибудь восстановителем, т. е. веществом, отнимающим кислород от другого вещества и присоединяющим его к себе.

Отвесьте 2 г окиси меди ¹ и 0,2 г угля, смешайте, высыпьте в сухую пробирку с пробкой и отводной трубкой.

Укрепите пробирку горизонтально, а конец трубки опустите в другую пробирку с известковой водой.

Нагревайте пробирку со смесью и наблюдайте изменение, происходящее в известковой воде. Когда прекратится выделение газа, дайте остыть и высыпьте содержимое первой пробирки. Сдуньте уголь.

Если опыт удался, вы должны получить медь (красного цвета).

О чем свидетельствует помутнение известковой воды?

Напишите равенство реакции.

Какое вещество окислилось? Какое восстановилось?

Какое вещество являлось окислителем? Какое — восстановителем?

Работа 8. Восстановление окислов металлов водородом

Составьте прибор, как указано на рис. 79.

В аппарате Киппа ² будет выделяться водород (см. стр. 47), в склянке Тищенко с крепкой серной кислотой он будет просушиваться.

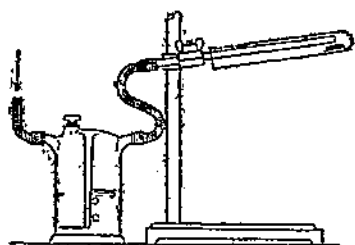


Рис. 79.

1. Испытайте чистоту водорода (см. стр. 50).

2. В пробирку поместите немного окиси меди и наденьте пробирку на отводную трубку, укрепленную наклонно, как на рис. 79.

Пусть ток водорода (не быстро: так, чтобы пузырьки в промывной склянке можно было считать) и нагревайте окись меди.

Через некоторое время вы заметите покраснение вещества в пробирке.

Прекратите нагревание пробирки и продолжайте пропускать ток водорода, пока не остынет пробирка.

Это делается для того, чтобы препятствовать окислению нагретой меди кислородом воздуха.

Какие вещества образовались при реакции?

Напишите равенство реакции.

Какое вещество окислилось, и какое восстановилось при этой реакции?

Восстановленную медь сохраните для работы 12.

¹ *Препод.* — Опыт лучше выходит, если взять зернистую окись меди, применяемую при анализе органических веществ.

² Или в другом приборе, служащем для той же цели.

3. Возьмите два окисла свинца: свинцовый глет (PbO) и свинцовый сурик (Pb_3O_4) и восстановите их водородом так же, как вы делали с медью.

Напишите равенства реакций.

Сохраните восстановленный свинец для работы 12.

Работа 9. Восстановление окислов металлов окисью углерода (под тягой)

Эту работу можно вести только в очень хорошем вытяжном шкафу.

Окись углерода легче получить в лаборатории не путем восстановления CO_2 , как вы это делали в работе 2, а разложением щавелевой кислоты. При нагревании щавелевая кислота $H_2C_2O_4$ разлагается: $H_2C_2O_4 = H_2O + CO_2 + CO$.

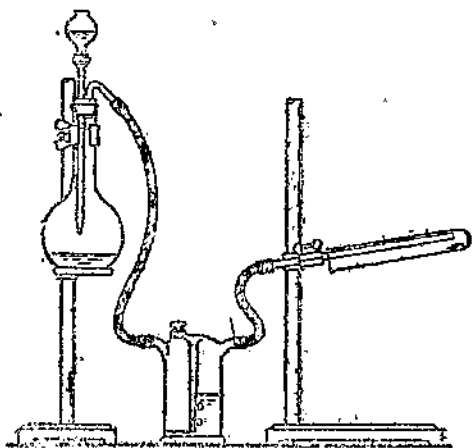


Рис. 80.

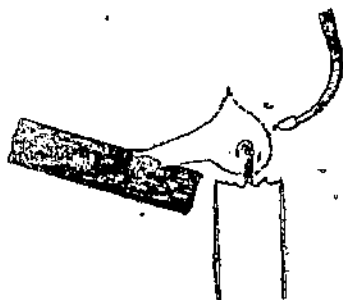


Рис. 81.

Реакция происходит хорошо в присутствии крепкой серной кислоты, которая поглощает воду, освобождая угольный ангидрид и окись углерода. Для поглощения углекислого газа смесь газов пропускают через промывную склянку с крепким раствором едкого натра.

Соберите прибор по рис. 80. В колбу поместите около 10 г щавелевой кислоты. Соедините колбу с промывной склянкой, а последнюю—с прямой стеклянной трубкой. На конец трубки наденьте пробирку с SiO , как вы делали в работе 7. В промывную склянку налейте насыщенный раствор едкого натра.

Налейте через воронку в колбу крепкой серной кислоты и нагревайте колбу. Через несколько минут, когда воздух из прибора будет вытеснен (иначе может произойти взрыв смеси CO с воздухом), нагрейте пробирку с SiO до превращения ее в Si .

Таким-же образом восстановите свинцовый глет (PbO) и сурик (Pb_2O_3).

Напишите равенства реакций восстановления всех трех окислов.

Восстановленные металлы сохраните для следующих работ.

Работа 10. *Восстановление окислов металлов светящимся пламенем*

Вы уже знаете, что светящееся пламя содержит продукты неполного сгорания— CO и CO_2 ; поэтому средняя (светящаяся) часть пламени может быть использована для восстановления металлов. Для этой цели пользуются паяльной трубкой.

На кусок древесного угля положите немного окиси свинца.

Паяльную трубку вставьте в светящееся пламя и вдувайте в нее слабо воздух так, чтобы пламя отклонялось, оставаясь светящимся.

Направьте пламя на окись свинца (рис. 81) и восстановите его до металлического свинца.

Повторите опыт со свинцовым сурником.

Окисление металлов

Работа 11. *Окисление металлов несветящимся пламенем*

Несветящееся пламя (наружный слой) содержит продукты полного сгорания и избыток кислорода (из воздуха). Благодаря этому оно является окислительным.

На кусок древесного угля поместите тонкие цинковые стружки; в пламя вставьте паяльную трубку, вдувайте сильно воздух и направьте на цинк острое несветящееся пламя.

Цинк должен загореться.

Какое вещество получилось при окислении цинка?

Напишите равенство реакции окисления цинка.

Работа 12. *Окисление металлов при нагревании*

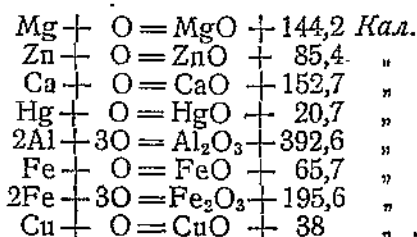
Восстановленные при работе 8 металлы нагрейте в открытом фарфоровом тигле. Наблюдайте изменение цвета металлов. Составьте равенства реакций.

Теплота реакций окисления и восстановления

Окисление металлов происходит и на холоду, однако для ускорения процесса окисления создают благоприятные условия, а именно,—высокую температуру, для чего производят нагревание. Самая же реакция окисления сопрово-

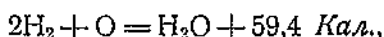
ждается выделением тепла (экзотермическая реакция), различным для разных металлов.

Приводим числовые данные:



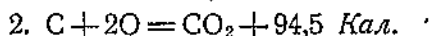
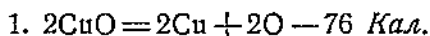
Восстановление металлов, как реакция обратная окислению, сопровождается поглощением тепла. Чем больше тепла выделяется при окислении того или иного металла, тем больше тепла надо затратить для восстановления этого металла из его окисла.

Из перечисленных выше равенств реакций окисления легко установить, какие металлы могут быть восстановлены с меньшей затратой энергии, какие с большей. Составив эти реакции с реакцией горения угля и окиси углерода (стр. 179) и реакцией горения водорода

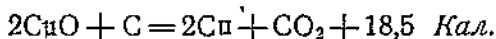


можно составить равенства реакций восстановления металлов углем, окисью углерода и водородом.

Рассмотрим реакцию восстановления CuO углем. Реакция может быть представлена в виде двух равенств:



Складывая оба равенства, получаем:



Упражнения

1. Составьте равенства реакций восстановления окиси меди водородом; окисью углерода.
2. Составьте равенства реакций восстановления FeO , Fe_2O_3 восстановителями: H , C , CO .
3. Составьте такие же равенства для MgO и CaO . Сопоставьте полученные результаты и выделите экзотермические и эндотермические реакции.

В тех случаях, когда вы получили эндотермическую реакцию, составьте обратную реакцию; она конечно будет экзотермической.

Сделайте вывод о том, какие металлы могут восстановить углекислый газ до угля без затраты энергии.

Эти металлы должны гореть в углекислом газе.

Проверьте ваш вывод на следующей работе.

Работа 13. Горение магния в углекислом газе

Соберите в широкой банке углекислый газ, пользуясь известным уже вам способом получения и собирания этого газа.

Кусочек ленты магния (10 см) прикрепите к железной проволоке, зажгите с одного конца и опустите в банку.

Когда горение магния в банке прекратится, рассмотрите образовавшееся вещество.

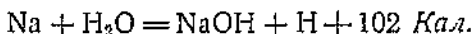
Налейте в банку немного разбавленной соляной кислоты, рассмотрите оставшееся нерастворимое в кислоте вещество.

Составьте равенство реакции горения Mg в CO_2 .

Какое из образовавшихся веществ растворилось в соляной кислоте? Какое осталось?

Реакции восстановления окислов металлов водородом также могут быть экзотермическими и эндотермическими, как вы убедились при составлении этих равенств. Отсюда можно заключить, что некоторые металлы (Cu, Pb) восстанавливаются водородом из их окислов, другие, наоборот, сами выделяют водород из его окисла — воды.

Так, реакция металла натрия с водой:



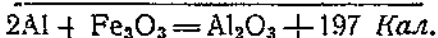
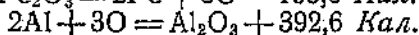
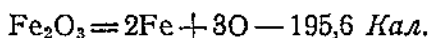
идет с выделением большого количества тепла.

Алюминотермия

Подобно тому, как углерод и водород восстанавливают металлы из их окислов, образуя в свою очередь окислы (CO_2 и H_2O), металлы могут восстанавливаться друг другом.

Рассмотрим, какой из двух металлов, Al или Fe, может восстановить другой из его окисла. Восстановление 2Al из Al_2O_3 требует затраты 392,6 Кал., восстановление 2Fe из Fe_2O_3 требует затраты 195,6 Кал. Сопоставление этих данных говорит о том, какой из этих окислов легче восстановить.

Составим реакцию восстановления Fe из Fe_2O_3 при помощи Al.



Реакция сопровождается выделением большого количества тепла.

Этой реакцией пользуются в технике для получения высоких температур.

Смесь порошка алюминия и окиси железа, так называемый термит, поджигают при помощи запала, состоящего из порошка магнезии и веществ, легко отдающих кислород (перекись бария BaO_2 и др.).

В запал вставляется магниевая лента, которую и поджигают. Начинается реакция восстановления окиси железа алюминием, получается температура около 3000° . При этом образуется расплавленное железо, которое употребляют для сварки рельс и т. п.

Процесс этот называется алюминотермией, он разработан немецким ученым Гольдшмидтом и носит название „способ Гольдшмидта“.

Активность металлов

Располагая металлы в порядке уменьшения количества тепла, выделяющегося при их соединении с кислородом, получают так называемый ряд активности металлов:

Na , K , Ca , Mg , Al , Fe , Zn , Cu , Pb , Ag , Au .

Каждый металл этого ряда может восстановить металлы, находящиеся вправо от него, из их соединений.

До распространившегося в настоящее время электролитического способа получения чистых металлов применяли восстановление металлов при помощи натрия. Так получали Mg прокаливанием смеси MgCl_2 с Na ; Ca — при реакции CaCl_2 с Na ; Ba — действием Na на BaCl_2 .

Напишите равенства этих реакций.

Восстановление железа из руд

Остановимся на процессе получения чугуна, железа и стали из руд железа, как на главнейшем металлургическом процессе.

Руды, содержащие железо, перечислены на стр. 199. Из них FeS_2 для добывания железа не употребляется. Главные залежи богатых железных руд находятся у нас на Урале, в Украине (Кривой Рог близ Днепропетровска), в Крыму (Керченский полуостров).

Процесс переработки железных руд состоит из следующих операций:

- 1) выплавка чугуна из руд,
- 2) переработка чугуна в железо,
- 3) переработка железа в сталь.

Выплавка чугуна производится в доменной печи, представляющей собой высокую (25—30 м) „шахтную“

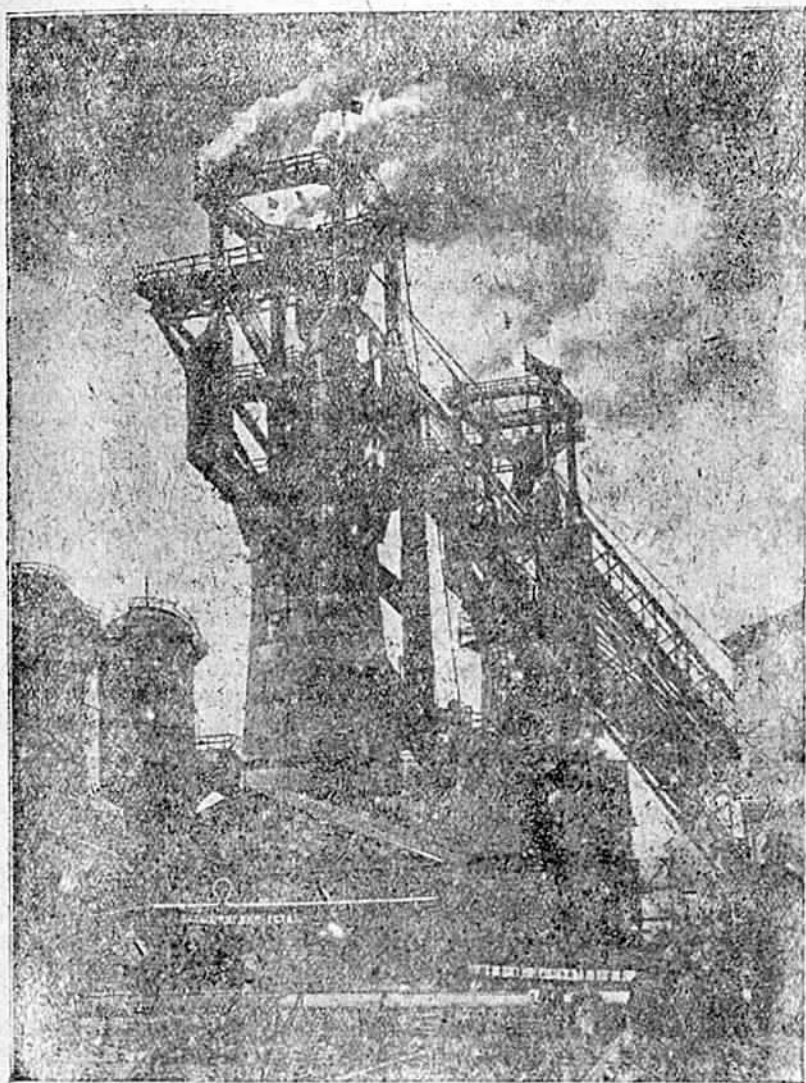
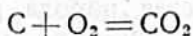


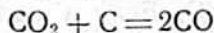
Рис. 82.

печь—(рис. 82 и 83). Через верхнее отверстие в печь загружают последовательно слой кокса и слой руды. Снизу в доменную печь дувается нагретый воздух.

В нижней части домны кокс сгорает в струе воздуха



Благодаря нагреванию вдуваемого воздуха температура достигает 1800°. Углекислый газ, проходя через вышележащий раскаленный кокс, восстанавливается в окись углерода:



Окись углерода, проникая в слой руды, восстанавливает

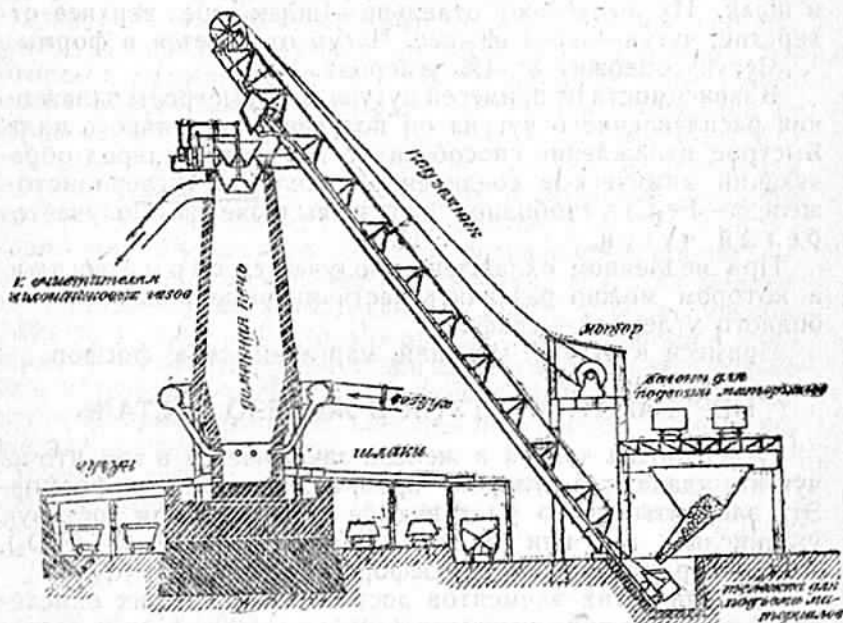
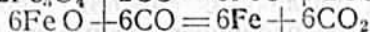
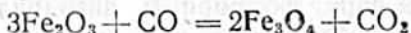
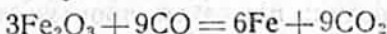


Рис. 83.

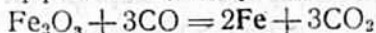
ее до железа. Происходит ряд последовательных реакций:



Сложив все эти равенства, получаем:



Сократив коэффициенты, получим:



Железо образует при этом сплав с углеродом—чугун, стекающий вниз в виде жидкой раскаленной добела массы. Температура плавления чугуна 1100—1200°.

Для того, чтобы вместе с образованием чугуна плавилась и так называемая пустая порода руды (примеси), к руде прибавляют плавни — примеси, которые образуют легкоплавкие соединения — шлак. Шлак значительно легче чугуна и потому образует жидкий слой на поверхности чугуна. Если в пустой породе содержатся примеси кремнезема SiO_2 , прибавляют известняк, образующий с кремнеземом кремнекальциевую соль CaSiO_3 . Если в пустой породе содержится известняк, то прибавляют в качестве плавни кремнезем.

В нижней части домы (горн) скопляются жидкий чугун и шлак. Их выпускают отдельно — шлак через верхнее отверстие, чугун — через нижнее. Чугун отливается в формы.

Чугун содержит 3—4% углерода.

В зависимости от примесей чугуна и от быстроты охлаждения расплавленного чугуна он получается различного вида. Быстрое охлаждение способствует тому, что углерод образующий химическое соединение с железом (углеродистое железо — Fe_3C) в свободном виде не выделяется. Получается белый чугун.

При медленном охлаждении получается серый чугун, в котором можно различить частички выделившегося свободного углерода — графита.

Примеси в чугуне: кремний, марганец, сера, фосфор.

ПЕРЕРАБОТКА ЧУГУНА В ЖЕЛЕЗО И СТАЛЬ

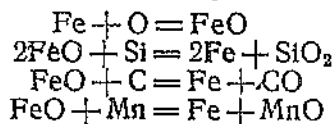
Переработка чугуна в железо заключается в том, что из чугуна удаляются углерод, кремний, марганец и фосфор. Эти элементы легко соединяются с кислородом, образуя углекислый газ или окись углерода, кремнезем (SiO_2), закись марганца (MnO) и фосфорный ангидрид P_2O_5 .

Удаление этих элементов достигается путем их окисления и удаления образующихся окислов частью в виде газов, частью в виде шлака.

Труднее всех удаляется фосфор. Для перевода его в шлак применяют известь, дающую с образующимся при окислении фосфора фосфорным ангидридом P_2O_5 соли кальция.

Применяются различные способы переработки чугуна в железо. Наиболее распространенные из них:

1. Способ Бессемера: через расплавленный чугун продувается воздух; при этом происходят следующие реакции: железо окисляется в FeO , но сейчас же восстанавливается кремнием, углеродом и марганцем:



Реакции сопровождаются выделением тепла, вследствие чего железо получается в расплавленном состоянии.

Из образующихся окислов CO удаляется в виде газа, SiO_2 образует в соединении с MnO и отчасти FeO — шлак. Часть железа таким образом пропадает.

2. Способ Мартена заключается в сплавлении чугуна с железным ломом и с чистой железной рудой. При этом окисление примесей, содержащихся в чугуне, совершается за счет кислорода, находящегося в руде и в железном ломе. Реакция производится в мартеновских печах, в которых, благодаря предварительному подогреванию воздуха и генераторного газа,¹ достигается температура, при которой плавятся сталь и железо (температура выше 1500°).

Железо содержит менее 0,2% углерода и отличается от чугуна ковкостью; чугун же хрупок и легко разбивается.

Сталь отличается от железа по составу — содержанием углерода (0,2—1,7%) и по свойствам — твердостью, большей хрупкостью и способностью при закалке, т. е. при быстром охлаждении после нагревания до определенной температуры, делаться очень твердой, при отпуске же, т. е. при медленном охлаждении после нагревания, делаться более мягкой.

По свойствам сталь лежит между мягким железом и чугуном. При приготовлении стали из чугуна удаляется только часть углерода и кремния. Из мягкого железа сталь можно получить, прибавив к расплавленному железу нужное количество чугуна.

Более подробно производство чугуна, железа и стали будет рассматриваться в курсе химической технологии.

ЗНАЧЕНИЕ И РОСТ ЧЕРНОЙ МЕТАЛЛУРГИИ

Производство черных металлов является важнейшей отраслью промышленности. Потребность в металле все возрастает, по мере гигантского роста всей нашей промышленности и механизации сельского хозяйства. По пятилетнему плану развития советского народного хозяйства уже осуществляется строительство новых заводов и расширение старых. В 1928 году было выработано 3373 тыс. *т* чугуна, в 1931 году — 8 млн. *т*, а в последний год пятилетки должно быть выработано 17 млн. *т*, из которых 6 млн. *т* чугуна будет выплавлено на новых заводах.

Главной металлургической базой нашей промышленности является Украина, обладающая огромными запасами каменного угля (Донбасс) и богатыми источниками железной руды (Кривой Рог). Наиболее крупные заводы Украины находятся в Днепрпетровске.

¹ Если печь работает на нефти, то подогревается только воздух.

На Урале, несмотря на наличие огромных запасов железной руды (свыше миллиарда тонн), до сих пор слабо развивалась металлургическая промышленность. Ей мешало отсутствие на Урале коксующихся (дающих хороший кокс) каменных углей. Домены Урала (Надеждинский завод, Нижне-Тагильский, Чусовской и др.) работали на древесном угле и не могли конкурировать с технически более развитой промышленностью Украины. Только плановое социалистическое хозяйство разрешило вопрос об использовании богатств Урала. Развитие нашего народного хозяйства потребовало создания второй крупной угольно-металлургической базы. Такая база создается на сочетании железных богатств Урала и угольных богатств Кузнецкого бассейна (Сибирь). Строится несколько новых заводов на Урале, из них самый крупный — Магнитогорский в южном Урале — уже пущен в ход. Магнитогорский завод будет пользоваться своей железной рудой, а уголь будет получать из Кузбасса (расстояние около 2000 км). Одновременно строится Кузнецкий металлургический завод в Кузбассе. Для этого завода придется привозить руду с Урала, уголь же добывается на месте. Легко понять, какие выгоды принесет существование заводов на Урале и в Кузбассе: поезда из Кузбасса будут возить уголь на Урал, а обратно повезут из Урала руду для Кузнецкого завода. Магнитогорский завод — крупнейший металлургический завод в мире, — будет давать в год 4 млн. т чугуна, который тут же будет перерабатываться в железо и сталь и в готовые железные и стальные изделия. На заводе будет применено комбинирование металлургии и химии. С металлургическим заводом тесно связан коксо-химический комбинат, в котором при перегонке каменного угля будет получаться кокс для доменных печей и газообразные и жидкие продукты — материал для химических производств: удобрений, красящих веществ и проч.

ТЕМА СЕДЬМАЯ

ОСНОВАНИЯ. ЩЕЛОЧИ

Наравне с кислотами в химической промышленности широко применяются основные окислы и их соединения с водой — основания. К основным окислам относятся только окислы металлов.¹ Их соединения с водой называются гидроокисями или основаниями. Среди оснований можно выделить группу щелочей, со свойствами которых вы ознакомитесь в ближайших работах.

¹ К кислотным окислам относятся и окислы металлоидов и некоторые окислы металлов, как CrO_3 — хромовый ангидрид, также Mn_2O_7 — марганцовый ангидрид и др.

1. ЩЕЛОЧИ

Едкий натр (каустическая сода)

Едкий натр, в технике называемый каустической содой, вам уже несколько знаком. Он образовался у вас при действии металлического натрия на воду. Повторите этот опыт для ознакомления со свойствами едкого натра.

Работа 1. Получение едкого натра действием металлического натрия на воду

Вспомните все предосторожности, применяемые при работе с металлическим натрием.

В чашку с водой (под тягой) опустите кусочек натрия; когда он растворится, опустите второй кусочек.

Проделайте с раствором следующие опыты:

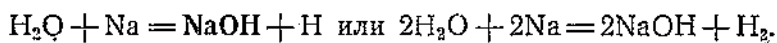
1. Действие его на раствор лакмуса (или лакмусовую бумагу).

2. Действие его на раствор фенолфталеина: в чистую пробирку налейте чистую воду и прилейте к ней каплю раствора фенолфталеина. Прибавьте туда же каплю испытуемого раствора. Что произошло?

3. Выпарьте оставшийся в чашке раствор совершенно досуха и оставьте чашку на некоторое время (несколько часов) открытой. Затем посмотрите, как изменилось вещество.

Какие свойства едкого натра вы обнаружили?

Реакция образования едкого натра—это реакция замещения:



Металлический натрий в природе не встречается (почему?), а потому для получения едкого натра в технике пользуются природным соединением—хлористым натрием (поваренной солью).

Раствор хлористого натрия подвергают электролизу, который происходит по равенству: $\text{NaCl} = \text{Na} + \text{Cl}$.

На аноде выделяется хлор, а на катоде—металлический натрий, который сейчас же вступает в реакцию с водой, образуя едкий натр и водород. Чтобы помешать взаимодействию едкого натра с хлором, анод от катода отделяют пористой перегородкой-диафрагмой (например, из цемента или асбеста).

Работа 2. Получение едкого натра электролизом поваренной соли

Произведите опыт получения едкого натра электролитическим способом.

Для этой цели можно взять тот же прибор Гофмана, (рис. 16), которым вы пользовались для разложения соляной кислоты. (Заводские приборы иного устройства).

Приготовьте насыщенный раствор поваренной соли и прилейте в него немного раствора фенолфталеина. Окрашивается ли фенолфталеин в растворе поваренной соли?

Раствор влейте в прибор Гофмана и присоедините провода к источнику электрического тока.

Наблюдайте за выделением газов в трубках и за цветом раствора.

Испытайте выделяющиеся газы.

По цвету раствора судите о том, какое вещество образовалось в трубке над катодом.

В технике существует еще один способ получения каустической соды, с которым вы ознакомитесь впоследствии.

Применяется каустическая сода (ее в общежитии называют „мыльный камень“) в мыловаренном производстве и в целом ряде других производств; большое значение имеет едкий натр в лабораторных работах. Хранят его в хорошо закупоренных банках, вследствие того, что он поглощает влагу и углекислый газ из воздуха.

Едкое кали

Работа 3. Получение едкого кали действием металлического калия на воду

Металлический калий еще более энергично, чем натрий, реагирует с водой, а потому работа должна производиться особенно осторожно.

Работать можно лишь в вытяжном шкафу за стеклом и в присутствии преподавателя.

Обратите внимание на способ хранения металлического калия.

Получите от преподавателя кусочек металлического калия, очищенный со всех сторон от корки.

Возьмите его щипцами и опустите (не бросайте) в чашку с водой.

Сейчас же накройте чашку воронкой.

Сравните цвет пламени калия с цветом пламени натрия.

Раствор, полученный в чашке, испытайте так же, как в работе 1.

Напишите равенства реакции K с водой, по образцу реакции Na с водой.

Вы убедились, что едкое кали (гидрат окиси калия) проявляет большое сходство с едким натром. Сравните продажное едкое кали с продажным едким натром.

В технике едкое кали получается электролизом раствора хлористого калия (KCl). Хлористый калий находится в природе в виде минерала—карналлита, состоящего из хлористого калия и хлористого магния. Вследствие меньшей распространенности этих минералов по сравнению с хлористым натрием, едкое кали—более дорого стоящая щелочь, чем едкий натр, а потому меньше применяется в химической промышленности.

Известь

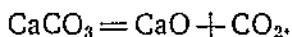
Наиболее применяемой в промышленности щелочью является, вследствие своей дешевизны, известь. Материалом для ее производства служат известняки, находящиеся в природе в больших количествах. Различные породы известняков в главной массе состоят из углекальцевой соли CaCO_3 и отличаются друг от друга лишь содержанием посторонних примесей. Наиболее чистая известь получается из кристаллического известняка—мрамора, представляющего собой почти чистую углекальцевую соль CaCO_3 .

Работа 4. Получение извести из мрамора

Возьмите щипцами кусочек мрамора, величиной в $\frac{1}{2}$ горошины, и поместите в горячем пламени (примуса или паяльной лампы). Обжигайте его около 20 минут, затем положите в сухой тигелек и поставьте в эксикатор для охлаждения. Затем вы проделаете с ним работу 5.

Изменился ли внешний вид вещества после обжига?

Вы получили жженую известь. При прокаливании мрамора происходит реакция разложения его на известь и углекислый газ:



Жженная известь представляет собой окись кальция—CaO.

Работа 5. Гашение извести

Тигель с остывшим куском жженой извести, полученным при работе 4, поставьте на ладонь и прилейте к извести каплю воды. Что происходит?

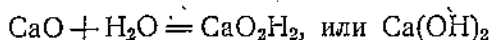
Прилейте еще немного воды в тигелек, помешайте жидкость и испытайте действие ее на раствор фенолфталеина и на розовую лакмусовую бумажку.

Оставшуюся жидкость сохраните для работы 6.

Для сравнения испытайте действие воды на необожженный кусок мрамора и реакцию этой воды на лакмус и фенолфталеин.

Действие воды на жженую известь носит название гашения извести. При этой реакции вода химически сое-

диняется с окисью кальция, образуя твердое белое порошкообразное вещество — гидрат окиси (гидроокись) кальция, или гашеную известь.



Вода, прибавленная в избытке, механически применяется к гашеной извести, образуя кашину; при дальнейшем приливании воды образуется белая мутная жидкость — известковое молоко.

Технический способ добывания извести заключается в обжиге известняка. Наиболее простого устройства печь для обжига известняка изображена на рис. 84. Известняк выкладывается в яму, устроенную на склоне горы. Снизу разводится огонь.

Более сложного устройства известково-обжигательные печи¹ работают непрерывно, при чем, кроме извести собира-

ется и второй продукт реакции — углекислый газ.

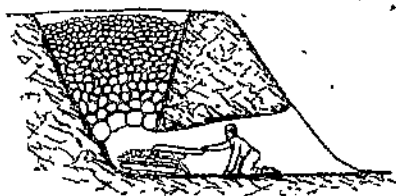


Рис. 84.

Жженая известь — твердое вещество, плавящееся при очень высокой температуре (2576°). Поэтому она может быть использована для облицовки печей, применяемых для получения высоких температур.

Гашеная известь, получаемая при соединении жженой или негашеной извести с водой, идет главным образом для строительных целей. В смеси с песком и водой она образует известку, которой связывают кирпичи при постройках (лучшим вяжущим веществом является более дорогой цемент). Прибавляя к этой смеси алебастр, получают штукатурку.

Известь применяется также как пламень в металлургических процессах, идет на приготовление бумаги, на варку стекла, на приготовление белильной извести и в целом ряде других производств.

Работа 6. *Получение известковой воды и испытание ее*

Получившееся при предыдущей работе известковое молоко уже вероятно отстоялось, образовав осадок и почти прозрачный слой жидкости над ним.

Профильтруйте жидкость в пробирку.

Чтобы проверить, вода ли это или раствор извести, сделайте с фильтрованной жидкостью следующие испытания:

1. Несколько капель жидкости выпарьте (на часовом стекле или на куске стекла).

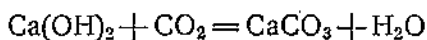
¹ Описаны во второй части книги.

2. Каплей жидкости подействуйте на лакмусовую бумагу.

3. В чистую пробирку налейте немного воды и прибавьте каплю раствора фенолфталеина. Прибавьте в ту же пробирку каплю испытуемой жидкости.

Остаток жидкости сохраните для следующей работы.

Образование муты при действии углекислого газа на известковую воду является характерной реакцией на известковую воду и на углекислый газ. Происходящую реакцию можно выразить таким равенством:



Образующаяся муть есть нерастворимая в воде углекальцевая соль CaCO_3 . К этой реакции мы еще вернемся в дальнейшем.

Работа 7. Получение извести действием металлического кальция на воду

Подобно едкому натру и едкому кали, гашеная известь может быть получена действием металла на воду, в данном случае—кальция (в стружках).

Кусочек металлического кальция бросьте в воду.

Что наблюдается?

Чтобы собрать выделяющийся из воды газ, заверните несколько стружек кальция в легкую ткань (марлю), захватите щипцами и подведите под опрокинутую над водой (в небольшой чашке) пробирку с водой.

Сделайте предположение о том, какой газ мог выделяться при реакции, и проверьте путем испытания полученного газа правильность вашего предположения.

Проверьте, образовался ли у вас в чашке раствор извести.

Напишите равенство реакции по образцу реакции

Na и K с водой, но примите во внимание, что Ca—двухвалентный элемент.

Вы убедились из опыта, что металлический кальций разлагает воду на холоду, но не так энергично, как натрий и калий. Поэтому его хранят в сухом виде, но в хорошо закрытой банке, чтобы помешать его окислению.

Аммиак

Вы ознакомились немного с аммиаком (NH_3) при изучении производства азотной кислоты. Теперь вы получите аммиак в лаборатории и испытаете его свойства.

Работа 8. Получение аммиака. Свойства его

1. Всыпьте в фарфоровую чашку ложку нашатыря и испытайте его запах. Прибавьте в ту же чашку ложку гашеной извести. Переменяйте оба вещества и сравните запах смеси с запахом взятых веществ каждого отдельно. Какой вывод можно сделать из этого испытания?

2. Смесь всыпьте в сухую пробирку с сухой отводной трубкой (рис. 85). На свободный конец трубки наденьте вторую сухую пробирку отверстием вниз. Укрепите пробирку со смесью в положении почти горизонтальном (небольшой наклон, отверстием книзу). Нагревайте пробирку. Газ, собирающийся в открытой пробирке, испытайте у отверстия пробирки мокрой розовой лакмусовой бумажкой. Что происходит?

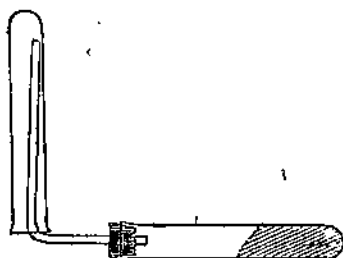


Рис. 85.

Какой вывод можно сделать из этого опыта?

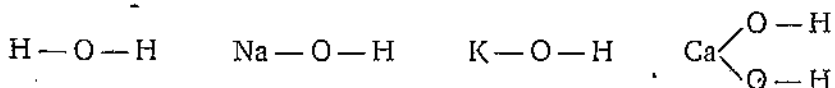
Через несколько минут снимите пробирку с газом, заткните ее отверстие пальцем и опустите в стакан с водой.

Пробирку покачивайте для перемешивания с водой раствора аммиака (раствор легче воды). Если опыт проведен правильно, вода должна постепенно заполнить почти всю пробирку.

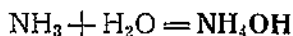
Полученный в пробирке слабый водный раствор аммиака испытайте раствором фенолфталеина.

СВОЙСТВА АММИАКА

Щелочные свойства водного раствора аммиака дают основание считать, что аммиак образует с водой химическое соединение, аналогичное щелочам: NaOH , KOH , Ca(OH)_2 . В составе молекул этих щелочей мы находим группу OH , называемую *гидроксилом* (водный остаток), получаемым отнятием от молекулы воды одного атома водорода. Молекула щелочи получается замещением в молекуле воды одного атома водорода металлом:

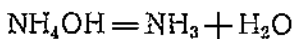


Соединение аммиака с водой можно представить так:



Молекула NH_4OH содержит один гидроксил (OH) и группу NH_4 , называемую *аммонием*. В этом соединении аммоний играет роль металла, подобно Na в NaOH и K в KOH .

NH_4OH называют гидратом окиси аммония (подобно гидрату окиси натрия и др.). Гидрат окиси аммония существует только в водном растворе и при выделении из воды распадается на аммиак и воду:



Реакцию образования аммиака взаимодействием нашатыря и извести мы разберем после работы 9-й.

Работа 9. Получение аммонийной соли

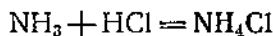
1. В пробирку налейте немного крепкого раствора аммиака (нашатырного спирта) и поместите над пробиркой стеклянную палочку, смоченную крепкой соляной кислотой. Что вы наблюдаете?

2. Налейте в один стакан немного (10—15 см³) крепкого нашатырного спирта, а в другой—немного крепкой соляной кислоты. Склоните оба стакана друг к другу (рис. 86).



Рис 86

В обоих опытах вы получили обильный белый дым. Это мелкие частички твердого вещества, получившегося при соединении NH_3 и HCl :



NH_4Cl —*хлористый аммоний*, или *нашатырь*, т. е. то самое похожее на соль вещество, из которого вы получали аммиак. Сравнивая формулу нашатыря с формулами NaCl и KCl , вы убеждаетесь, что в этом соединении группа NH_4 (аммоний) играет такую же роль, как металл Na в NaCl и K в KCl . Хлористый аммоний—это соль, в которой аммоний является как бы сложным металлом.

Аммоний в свободном состоянии не существует, но в соединениях с другими элементами всегда играет роль металла. По формулам NH_4OH и NH_4Cl можно видеть, что NH_4 —одновалентен подобно Na и K.

Существуют сернокислые, азотнокислые и другие соли аммония:

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — средняя серноаммонийная соль

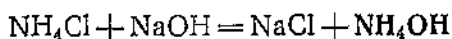
NH_4HSO_4 — кислая серноаммонийная соль

NH_4NO_3 — азотноаммонийная соль.

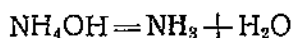
Эти соли могут быть получены при соединении аммиака с соответствующими кислотами.

Напишите реакции соединения аммиака с серной, сернистой и азотной кислотами.

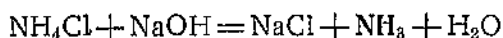
Из аммонийных солей может быть получен аммиак при действии на них какой-нибудь щелочью:



NH_4OH , как непрочное соединение, — сейчас же разлагается:



Складывая оба равенства, получаем:



Вы получили аммиак действием извести на нашатырь.

Напишите равенство реакции между этими веществами.

Работа 10. Свойства аммонийных солей

1. Поместите в сухую пробирку небольшое количество нашатыря ($\frac{1}{2}$ см высотой) и нагрейте нижнюю часть пробирки. Что наблюдается? Когда на дне пробирки не останется соли, прекратите нагревание.

На стенках пробирки появляется белый налет. Можно предположить, что это та же соль — хлористый аммоний, какая была взята для опыта. Для проверки испытайте это вещество в двух направлениях: является ли оно а) солью аммония, б) солью соляной кислоты.

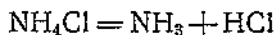
2. Соберите соль со стенок пробирки палочкой и разделите ее на две части.

а) К одной части прибавьте немного извести или другой щелочи (в растворе) и нагрейте. Судите по запаху и при помощи лакмусовой бумажки выделяется ли аммиак. Вывод?

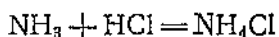
б) Другую часть испытуемого вещества растворите в воде и прилейте немного раствора AgNO_3 . Что обнаруживается?

Вы убедились, что при нагревании хлористый аммоний улетучивается и вновь появляется на холодных частях пробирки. Происходит возгонка хлористого аммония, т. е. переход его из твердого состояния в газообразное и обратно — из газообразного в твердое.

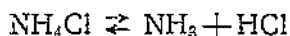
Исследование паров, образующихся при возгонке нашатыря, обнаруживает присутствие в них не только NH_4Cl , но и NH_3 и HCl . Следовательно здесь происходит не только физическое явление—изменение физического состояния вещества,—но и химическая реакция разложения



и обратная реакция соединения



Обе эти реакции можно выразить одним равенством:



При нагревании реакция идет вправо, при охлаждении—влево. Следовательно при нагревании хлористого аммония происходит диссоциация (см. стр. 100).

Другие соли аммония обладают таким же свойством—улетучиваются при нагревании. Другим характерным свойством солей аммония является выделение из них аммиака при действии щелочи. Этой реакцией обычно пользуются в лабораториях для открытия аммонийных солей.

ПРОИЗВОДСТВО АММИАКА И АММОНИЙНЫХ СОЛЕЙ

Главным источником для получения аммиака является, как было сказано выше (стр. 152), использование побочных продуктов производства кокса из каменного угля.

Процесс перегонки каменного угля заключается в том, что каменный уголь нагревается в ретортах без доступа воздуха. Под влиянием высокой температуры (около 1200°) он разлагается, выделяя газы и пары, удаляющиеся из реторты. В реторте остается сухой остаток—кокс. При охлаждении газов и паров последние сгущаются в жидкость, а газы (светильный газ), очищенные от примесей, собираются в газохранилища (газгольдеры) и используются для освещения. Жидкие продукты производства состоят из водной жидкости и смолы. При переработке каменноугольной смолы получают бензол, нафталин, карболовую кислоту и другие продукты. Водная жидкость содержит аммиак и различные его соли. Частично аммиачную воду перерабатывают на аммиак. Для этого ее обрабатывают известью, отгоняют аммиак и поглощают его водой—получают водный аммиак, или нашатырный спирт. Частично аммиачную воду перерабатывают в аммонийные соли, главным образом сернокислый аммоний (сульфат аммония) и азотнокислый аммоний (аммиачная селитра). Эти соли образуются путем обработки аммиачной воды серной и азотной кислотами.

В настоящее время большое значение приобрело производство аммиака синтетическим путем, о чем было сказано выше (стр. 152).

Применяется аммиак, главным образом, для производства азотной кислоты (см. стр. 153). Важное значение имеет также применение аммиака для получения искусственного льда. Это применение основано на том, что аммиак легко сжижается. Жидкий аммиак кипит при -33° и при этом поглощает много тепла, отнимая его от окружающей среды.

Из солей аммония особенно важное применение имеет сульфат аммония. Это одно из важнейших азотистых удобрений. По пятилетнему плану на последний год пятилетки намечено производство 1 400 000 т сульфата аммония. Азотно-кислый аммоний применяется в производстве взрывчатых веществ, а также является еще более интенсивным искусственным удобрением, чем сульфат аммония.

Работа 11. *Получение нашатырного спирта*

Зная, что в одном объеме воды при 20° растворяется 700 объемов аммиака, вычислите, какое количество NH_4Cl и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ следует взять для полного насыщения аммиаком 50 см³ воды. Соберите прибор такой же, как для получения соляной кислоты (рис. 14).

Отвесьте требуемые количества нашатыря и извести, всыпьте их в колбу *a* и прилейте немного воды. Газоотводную трубку проведите в склянку с водой (50 см³) так, чтобы трубка почти доходила до воды.

Нагрейте колбу *a* и по-временам взбалтывайте склянку с жидкостью.

Через полчаса прекратите опыт.

Полученный нашатырный спирт перелейте в измерительный цилиндр, измерьте объем раствора.

Опустите в раствор ареометр и определите удельный вес раствора.

Сравните удельный вес нашатырного спирта с удельным весом воды и известных вам кислот.

Посмотрите в таблице в конце книги, каково содержание аммиака в растворах различного удельного веса. Вычислите, сколько граммов NH_3 в вашем растворе.

Вычислите количество NH_3 , которое должно теоретически получиться из взятых для работы нашатыря и извести.

Каков процент потери NH_3 в вашей работе?

2. ОСНОВАНИЯ, НЕРАСТВОРИМЫЕ В ВОДЕ

Работа 12. *Действие металлического магния на воду*

В пробирку поместите немного стружек металлического магния и прилейте воды. Заметна ли реакция?

Нагрейте пробирку. Происходит ли реакция?

Прилейте в пробирку каплю раствора фенолфталеина. Сделайте вывод.

Сравните действие Na, K, Ca и Mg на воду.

Напишите равенство реакции Mg с водой.

Образующееся в растворе вещество—гидрат окиси магния.

Работа 13. *Получение окиси магния и действие на нее воды*

Проверьте, образуется ли гидрат окиси магния при действии воды на окись магния.

Для получения окиси магния в лаборатории можно сжечь кусок ленты магния.

Кусочек ленты магния (10—12 см) возьмите щипцами и нагрейте конец в пламени горелки. Когда загорится, держите над чашкой, чтобы собрать продукты горения.

К образовавшейся окиси магния прилейте немного воды. Заметно ли растворение?

Слейте немного жидкости в пробирку и прибавьте каплю фенолфталеина. Судите по результатам о том, реагирует ли окись магния с водой.

Работа 14. *Действие воды на окись меди*

Из жизненного опыта вы знаете, что медь с водой не реагирует. Поэтому мы не будем пытаться наблюдать реакцию между водой и медью, а испытаем, действует ли вода на окись меди.

Окись меди можно получить прокаливанием тонких медных стружек; можно для данной работы воспользоваться продажной окисью меди.

Поместите в пробирку немного окиси меди, прилейте воды. Взболтайте жидкость в пробирке и дайте ей отстояться.

Слейте часть прозрачной жидкости в другую пробирку и прилейте раствор фенолфталеина.

Другую часть прозрачной жидкости испытайте лакмусовой бумагой.

Дает ли окись меди с водой соединение со щелочными свойствами?

Отличие щелочей от остальных оснований

Из ряда сделанных вами опытов вы убедились, что основания обладают различными свойствами.

Натрий и калий энергично реагируют с водой; при этом образуются основания NaOH и KOH, хорошо растворимые в воде; раствор их окрашивает лакмус в синий цвет, а фенолфталеин—в красный. Это признаки щелочей.

Кальций менее энергично, чем Na и K, реагирует с водой; но реакция происходит на холоду; образующийся

гидрат окиси кальция (гашеная известь) растворяется в воде (менее, чем KOH и NaOH) и обнаруживает щелочные свойства.

Близко подходит к гидрату окиси кальция по щелочным свойствам гидрат окиси бария $Ba(OH)_2$ (вы с ним пока не работали), раствор которого называется баритовой водой.

Магний реагирует с водой только при нагревании. Окись магния очень слабо растворяется в воде, образуя гидрат окиси магния со слабыми щелочными свойствами.

Медь вовсе не реагирует с водой. Окись меди в воде не растворяется; при действии воды на окись меди не образуется гидрата окиси меди.

NaOH, KOH, NH_4OH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ —щелочи.

Na и K, называются щелочными металлами; к щелочным металлам можно причислить и аммоний— NH_4 .

Ca и Ba—так называемые щелочно-земельные металлы.

Mg обладает меньшими щелочными свойствами.

Остальные металлы в большинстве случаев вовсе не обладают щелочными свойствами.

Их окислы с водой не соединяются.

Однако существуют гидраты всех окислов; но в отличие от щелочей они образуются не прямым соединением окисла с водой, а косвенным путем, в чем вы убедитесь в следующей работе.

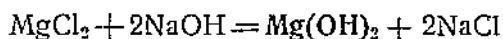
Получение оснований, нерастворимых в воде

Нерастворимые в воде основания получают действием щелочей на растворы солей.

Работа 15. Получение гидрата окиси магния

Налейте в пробирку немного раствора соли магния ($MgCl_2$ или $MgSO_4$) и подействуйте раствором щелочи (NaOH или KOH).

Происходит реакция обмена.



Образующийся при этой реакции осадок может быть только $Mg(OH)_2$, так как NaCl, как вам известно, хорошо растворяется в воде. Обратите внимание на характер осадка.

Работа 16. Получение гидрата окиси меди

Получите гидрат окиси меди тем же способом, каким вы получали гидрат окиси магния.

Заметьте цвет и характер осадка. Сохраните его для следующей работы.

Напишите равенство реакции. Подчеркните вещество, получающееся в осадке.

Работа 17. Разложение гидрата окиси меди

Нагревайте пробирку с гидратом окиси меди, полученным при предыдущей работе, до тех пор, пока осадок не потемнеет. Заметьте, изменился ли кроме цвета и характер осадка (дайте ему постоять, различие легко обнаружится).

При нагревании гидрат окиси меди выделяет воду; образуется окись меди темного цвета.

Напишите равенство реакции.

Работа 18. Получение гидрата окиси цинка и гидрата окиси алюминия

На раствор соли цинка подействуйте небольшим количеством раствора щелочи; избегайте избытка щелочи; если осадка не получилось, повторите опыт, взяв меньшее количество щелочи.

Напишите равенство реакции.

Получите по такому же способу, как гидрат окиси цинка, гидрат окиси алюминия.

Напишите равенство реакции (вспомните, что алюминий — трехвалентный металл).

Работа 19. Получение гидрата закиси и гидрата окиси железа

Вам уже известно, что железо образует два окисла: закись железа FeO и окись железа Fe_2O_3 .

Соответственно этим окислам существует два ряда солей: соли закиси железа FeCl_2 , FeSO_4 и соли окиси железа FeCl_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Подействуйте раствором щелочи на соль закиси железа, наблюдайте образующийся осадок. Напишите равенство реакции образования гидрата закиси железа.

То же самое сделайте с солью окиси железа.

Сравните цвета осадков. Напишите равенство реакции образования гидрата окиси железа.

3. ДЕЙСТВИЕ КИСЛОТ НА ОСНОВАНИЯ

Действие кислот на основные окислы

Работа 20. Действие серной кислоты на окись цинка

Налейте в фарфоровую чашку или стакан немного разбавленной серной кислоты. Нагрейте кислоту и прибавляйте к ней небольшими порциями окись цинка.

По мере растворения окиси цинка (происходит реакция с серной кислотой и растворение образовавшегося продукта) прибавляйте ее до тех пор, пока растворение не прекратится.

Горячий раствор профильтруйте.

Если на фильтре получились кристаллы, снимите их, растворите в небольшом количестве горячей воды и профильтруйте.

Фильтрат оставьте кристаллизоваться.

Напишите равенство реакции.

Этим же способом (действием кислот на основные окислы) можно получить другие соли.

Напишите равенства реакций основных окислов:

CaO , MgO , CuO , ZnO , FeO , Fe_2O_3 , Al_2O_3 с кислотами: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 .

Действие кислот на основания

(Гидраты окислов)

Работа 21. Действие кислот на гидрат окиси меди

Получите гидрат окиси меди действием щелочи на раствор соли меди. Полученный осадок поместите в три пробирки, в каждую прилейте по немного разбавленных кислот: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 .

Растворение осадка означает, что произошла химическая реакция и образовались растворимые вещества.

Напишите равенства реакций.

Подобным образом действуют кислоты на другие основания.

Напишите равенства реакций гидроокисей: цинка, магния, алюминия с кислотами: серной, соляной, азотной.

Взаимодействие щелочей и кислот

(Нейтрализация)

При действии кислот на нерастворимые основания вы судили о совершающейся реакции по исчезновению осадка. Получались соли, растворимые в воде.

Рассмотрите, что происходит при действии кислот на растворимые основания—щелочи.

Если к раствору щелочи прилить раствор соляной или серной кислоты, то никаких изменений мы не заметим. Это, однако не означает, что не произошло никакой реакции. Если вновь образовавшиеся вещества растворимы в воде, вы их обнаружить не могли.

Для изучения реакции между кислотами и щелочами воспользуемся различным их отношением к так называемым индикаторам: лакмусу, фенолфталеину и метилоранжу.

¹ Слово „индикатор“ означает—указатель.

Вы помните, что кислоты окрашивают раствор лакмуса в розовый цвет, а щелочи—в синий. Вы ознакомились также с действием щелочей на раствор фенолфталеина: они окрашивают его в малиновый цвет. Испытайте теперь действие кислот на раствор фенолфталеина, а также щелочей и кислот на метилоранж.

Работа 22. Действие кислот и щелочей на фенолфталеин и метилоранж

В разные пробирки налейте растворы различных кислот: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 и щелочей— NaOH , KOH , NH_4OH и прибавьте по капле фенолфталеина.

Происходит ли изменение окраски?

Налейте в разные пробирки растворы тех же щелочей и кислот.

Прилейте к ним по капле раствора метилоранжа. Заметьте результаты.

Теперь поставим себе задачу выяснить, что происходит при взаимодействии кислот и щелочей.

Работа 23. Взаимодействие кислот и щелочей

Налейте в 3 пробирки понемногу раствора какой-нибудь щелочи и прибавьте в первую пробирку каплю раствора лакмуса, во вторую—фенолфталеина и в третью—метилоранжа.

Во всех трех пробирках заметна щелочная реакция.

Приливайте в каждую пробирку по частям раствор какой-нибудь кислоты, взбалтывайте пробирку и следите за изменением окраски.

Вначале окраска не изменяется; потом заметно изменение окраски в той части раствора, куда попадает кислота, но при взбалтывании возвращается прежний цвет раствора. Наконец при дальнейшем приливании кислоты раствор приобретает окраску, характерную для кислот. Это—кислая реакция.

К образовавшимся растворам с кислой реакцией прибавьте раствор щелочи до появления щелочной реакции.

Напишите равенства реакций между взятыми вами щелочью и кислотой по типу реакции обмена.

Вы убеждаетесь, что при взаимодействии щелочи и кислоты образуется соль и вода.

Какое же влияние оказывает образовавшаяся соль на цвет индикатора? Чтобы выяснить это, сделайте следующую работу.

Работа 24. Действие растворов солей на индикаторы

Разлейте по 6 пробиркам растворы натриевых или калиевых солей соляной, азотной и серной кислот и прибавьте в каждую пробирку по капле раствора

какого-нибудь индикатора: в две пробирки — лакмус, в другие две — фенолфталеин, в последние — метилоранж.

Вы замечаете, что цвет индикатора не изменился.

Прибавьте в каждую пару пробирок: в одну пробирку — каплю щелочи, в другую — каплю кислоты.

Произошло изменение цвета растворов. От одной капли кислоты растворы показали кислую реакцию, от одной капли щелочи — щелочную.

К образовавшимся растворам с кислой и щелочной реакцией прилейте вновь произвольное количество растворов солей.

Реакция растворов остается без изменения.

Таким образом вы убедились, что растворы взятых для опыта солей не влияют на цвет индикатора. Они имеют нейтральную реакцию (бывают соли и с кислой реакцией, как хлористый алюминий $AlCl_3$ и со щелочной, как сода Na_2CO_3).

Вернемся теперь к вопросу о том, что произошло при взаимодействии кислот и щелочей в присутствии индикаторов (работа 23).

Кислота, прилитая к раствору щелочи, вступала в реакцию со щелочью. Получалась соль. Но вначале в растворе оставался избыток щелочи, вследствие чего реакция на индикатор была щелочная. По мере приливания кислоты, с ней реагировало все большее количество щелочи. Наконец вся щелочь была израсходована, получился нейтральный раствор соли, и первая лишняя капля кислоты изменила цвет индикатора, придав раствору кислую реакцию.

Аналогичное явление имело место при прилипании раствора щелочи к кислому раствору.

Работа 25. Получение нейтрального раствора действием кислоты на щелочь.

Чтобы получить нейтральный раствор, надо уловить момент изменения цвета индикатора. Наиболее резкое изменение цвета дает фенолфталеин; поэтому мы воспользуемся этим индикатором.

Налейте в коническую колбу 10—15 cm^3 раствора 1 едкого натра и прибавьте 2—3 капли раствора фенолфталеина. Затем приливайте понемногу раствор кислоты и смешивайте жидкости вращением колбы.

Постарайтесь уловить момент, когда от 1—2 капель кислоты произойдет обесцвечивание раствора.

Если это вам не удалось, и вы прилили избыток кислоты, прилейте еще несколько капель щелочи,

¹ *Препод.* — Следует взять разбавленные растворы щелочи и кислоты, притом одинаковой (приблизительно) степени нормальности, например, нормальные или $\frac{1}{2}$ нормальные растворы.

пока не появится красное окрашивание. Тогда при помощи трубочки спускайте в колбу по капле кислоты, вращая колбу, до исчезновения окраски.

Получившийся нейтральный раствор выпарьте досуха в фарфоровой чашке.

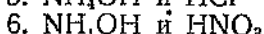
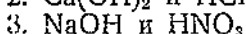
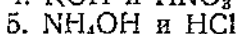
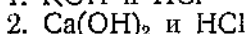
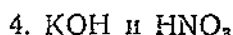
Если при выпаривании раствора появилось красное окрашивание, прибавьте к раствору каплю кислоты и продолжайте выпаривание.

Напишите равенство реакции.

Какая соль образовалась при действии HCl на NaOH ? Попробуйте остаток в чашке на вкус.

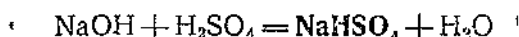
Реакция между щелочью и кислотой с образованием нейтральной соли носит название реакции нейтрализации.

Напишите равенства реакций нейтрализации между щелочами и кислотами:

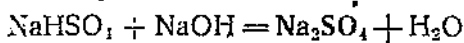


Реакция между щелочью и двухосновной кислотой протекает в 2 стадии:

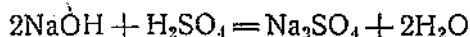
а) образование кислой соли



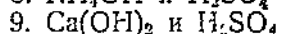
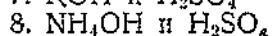
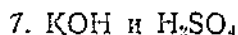
б) образование средней соли



Складывая оба равенства, получим равенство реакции нейтрализации:



Напишите равенства реакций нейтрализации:



4. КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ОПРЕДЕЛЕНИЯ ЩЕЛОЧЕЙ И КИСЛОТ

Реакция нейтрализации, как и всякая химическая реакция, совершается между определенными весовыми количествами реагирующих веществ. Так 40 вес. частей NaOH реагируют с 36,5 вес. ч. HCl .

Если известно количество вступившей в реакцию щелочи, то может быть вычислено количество кислоты, нейтрализовавшей данную щелочь. И обратно при помощи известного количества реагировавшей кислоты можно определить количество щелочи.

В химических лабораториях пользуются реакцией нейтрализации для количественных определений кислот и щелочей, например, для решения задач: каково процентное содержание HCl , H_2SO_4 в данном растворе кислоты, каково содержание NaOH в техническом едком натре и т. д.



Количественное определение кислоты при помощи щелочи и обратно щелочи при помощи кислоты производится путем измерения объемов реагирующих растворов. Если концентрация (см. стр. 25) одного из растворов известна, то на основании объемных отношений при реакции можно вычислить концентрацию другого раствора. Как производится расчет, вы узнаете в процессе работы. Предварительно сделайте следующую работу.

Работа 26. *Нейтрализация щелочи кислотой с измерением объемов реагирующих растворов.*

Измерение объемов растворов в данной работе вы будете производить при помощи: а) пипетки (рис. 87), представляющей собой трубку с расширением в средней части и чертой в верхней части трубки; емкость пипеток различна—10 см^3 , 25 см^3 , 50 см^3 ; б) бюретки (рис. 88)—цилиндрической трубки с делениями от 0 до 50 см^3 ; в нижней части бюретка снабжена резиновой трубкой с зажимом Мора и стеклянной трубочкой, суженной в конце.

Нулевое деление бюретки находится наверху, так как измерять нужно объем выливаемой из бюретки жидкости. Каждое крупное деление бюретки соответствует 1 см^3 и разделено на 10 мелких делений, по 0,1 см^3 каждое.

Ознакомившись с бюреткой, налейте в нее воды и проверьте, не вытекает ли из нее вода при закрытом зажиме. Затем, открыв зажим, выпустите из нее воду. Научитесь выпускать воду по каплям. Укрепите бюретку вертикально в зажиме штатива.

Получите от преподавателя 2 раствора щелочи (NaOH) и кислоты (HCl).¹

Налейте в бюретку, где была вода, немного раствора кислоты и весь раствор вылейте, чтобы промыть бюретку раствором. Затем налейте столько кислоты, чтобы уровень ее был несколько выше нуля, после чего спустите немного раствора из нижнего конца бюретки.



Рис. 88.

¹ .Препод.—Рекомендуется дать растворы разбавленные, реагирующие в близких друг к другу объемах.

Весь наконечник бюретки должен быть заполнен раствором. Если в нем остался воздух, то при измерении объема вылитого из бюретки раствора вы совершите ошибку, так как часть раствора останется в наконечнике.

Воздух можно выгнать, нажав сильно на зажим Мора и выпуская жидкость сильной струей. Если это не помогает опорожните бюретку, налейте раствор в стаканчик, опустите в него наконечник и втягивайте ртом воздух из верхнего конца бюретки, пока наконечник не заполнится раствором.

Заполнив наконечник бюретки раствором, надо установить уровень раствора в бюретке на нуле. Уровень жидкости в бюретке представляет собой вогнутую поверхность — мениск (рис. 89). Надо считать уровень по нижнему краю мениска. При этом глаза наблюдателя должны быть на одном уровне с жидкостью.

Установите уровень раствора кислоты на нулевом делении бюретки.

Раствор щелочи вы будете измерять пипеткой.

Погрузите узкий конец пипетки в раствор щелочи и втяните ртом раствор так, чтобы уровень его был несколько выше черты. Зажмите быстро верхнее отверстие пипетки указательным пальцем; затем, осторожно приподняв палец, спустите часть раствора, доведя уровень его до черты, и зажмите вновь отверстие. Перенесите пипетку в чистую коническую колбу и спустите в нее раствор.



Рис. 89.

После того как вся жидкость вытечет, считайте до 20. За это время могут упасть еще 1—2 капли. Больше не ждите и жидкость из пипетки не вытряхивайте и не выдувайте.

Прилейте к раствору щелочи в колбе 1—2 капли раствора фенолфталеина, затем приливайте понемногу в ту же колбу раствор кислоты из бюретки и смешивайте жидкости вращением колбы.

Когда вы заметите, что в том месте раствора, куда падают капли кислоты, происходит обесцвечивание раствора, но при помешивании сохраняется красный цвет раствора, — приливайте кислоту по каплям и после каждой капли тщательно перемешивайте раствор. Когда раствор от последней прилитой к нему капли кислоты обесцветится, считайте первый опыт оконченным.

Посмотрите, на каком уровне находится раствор кислоты в бюретке. Запишите.

Опыт необходимо повторить несколько раз, чем достигается большая точность определения. Если на первый опыт

пошло кислоты меньше, чем половина бюретки, то нет надобности снова наполнять бюретку до нуля. Сделать это надо тогда, когда остаток в бюретке будет меньше, чем требуется для одного опыта (на основании предыдущего результата). Объем раствора вычисляют по разности уровней.

Результат первого опыта может служить для ориентировки при втором опыте. Так, если на 25 см^3 раствора щелочи пошло в 1 опыте 22,3 см^3 раствора кислоты, то при втором опыте можно к 25 см^3 раствора щелочи прилить сразу 18—20 см^3 раствора кислоты, а затем приливать по каплям.

Вылейте из колбы раствор, сполосните ее и повторите опыт нейтрализации щелочи кислотой. Измерьте объем раствора кислоты. Запись ведите, как указано ниже. Если результаты двух опытов расходятся не более, чем на 0,2 см^3 , прекратите опыт.

Пример

Объемы растворов			Уровень жидкости в бюретке				
№	Объем раствора NaOH	Объем раствора HCl	№ опыта	1	2	3	4
1	25 см^3	22,9 см^3	Уров. после опыта	22,9	45,5	22,4	44,9
2	25 "	22,6 "	" до опыта	0	22,9	0	22,4
3	25 "	22,4 "	Объем раствора	22,9	22,6	22,4	22,5
4	25 "	22,5 "					

Как видно из таблицы, 1-й опыт значительно отличается от остальных; поэтому его не нужно принимать в расчет. Из результатов опытов 2-го, 3-го и 4-го нужно взять среднее арифметическое, что составляет 22,5. Следовательно на 25 см^3 данного раствора щелочи идет 22,5 см^3 данного раствора кислоты.

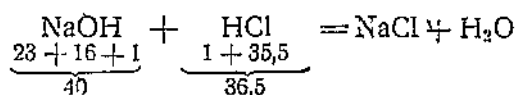
Повторите опыт нейтрализации раствора щелочи раствором кислоты, взяв в качестве индикатора метилоранж.

Работа 27. *Определение содержания HCl в соляной кислоте*

В предыдущей работе вы готовили нейтральный раствор, пользуясь растворами щелочи и кислоты неизвестной вам концентрации. Теперь вы сделаете ту же работу, пользуясь раствором щелочи известной концентрации. На основании результатов опыта вы определите концентрацию соляной кислоты.

2. Какое количество HCl вступило в реакцию с 0,1 г NaOH?

Реакция между NaOH и HCl происходит согласно химическому равенству:



40 вес. ч. NaOH реагирует с 36,5 вес. ч. HCl
0,1 г " " у г "

$$y = \frac{0,1 \cdot 36,5}{40} = 0,091 \text{ г HCl.}$$

3. Какое количество HCl содержится в литре раствора?
В 22,5 см³ раствора содержится 0,091 г HCl.

" 1000 см³ " " z " "

$$z = \frac{0,091 \cdot 1000}{22,5} = 4,5 \text{ г HCl.}$$

Следовательно в литре исследованного вами раствора содержится 4,5 г HCl.

Теперь вам известно содержание хлористого водорода в данном растворе. При помощи этого раствора вы можете определить содержание едкого натра или едкого кали в каком-нибудь растворе неизвестной крепости.

Работа 28. *Определение содержания NaOH в растворе*

Прodelайте несколько опытов нейтрализации неизвестного раствора NaOH при помощи раствора HCl, концентрацию которого вы определили при предыдущей работе.

Вычислите, какое количество NaOH содержится в 1 л данного вам раствора.

Способ вычисления тот же, что и при предыдущей работе, с той конечно разницей, что расчет вы начнете с известной вам кислоты и вычислите затем количество щелочи.

Вычислите, какое количество NaOH содержится в 1 см³ данного раствора.

Какое количество HCl содержится в 1 см³ данного раствора?

Весовое количество вещества, содержащееся в 1 см³ раствора, называется *титром* данного раствора.

Растворы с точно определенным содержанием вещества называются *титрованными*.

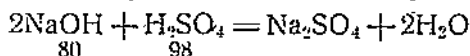
Нормальные растворы

В рассмотренном выше примере (стр. 230) реакция нейтрализации произошла при различных объемах растворов кислоты и щелочи. При вашей работе вы вероятно наблюдали такое-же явление. Легко понять, что объем реагирующего раствора зависит от его концентрации: чем крепче раствор, тем меньший объем его вступит в реакцию с определенным объемом другого раствора.

Значительные преимущества при расчетах, как вы убедитесь дальше, дают растворы, приготовленные таким образом, что они реагируют в равных объемах. Рассмотрим, как можно приготовить такие растворы.

Вы уже знаете, что при реакции между NaOH и HCl на 40 весовых частей NaOH приходится 36,5 вес. ч. HCl . Если в литре одного раствора будет содержаться 40 г NaOH , а в литре другого раствора—36,5 г HCl , то при сливании этих двух растворов получится нейтральный раствор. То же самое произойдет, если мы сольем не оба литра целиком, а какие-нибудь равные части этих растворов, например, $\frac{1}{100}$ часть первого раствора (10 см³) и $\frac{1}{100}$ часть второго раствора (10 см³) и т. д.

Если вместо соляной кислоты взять серную кислоту, то реакция ее с NaOH произойдет согласно равенству:



На 80 вес. частей NaOH требуется 98 вес. ч. H_2SO_4

„ 40 „ „ „ $\frac{98}{2} = 49$ г H_2SO_4

Следовательно для приготовления раствора серной кислоты, который реагировал бы в равных объемах с раствором едкого натра, содержащим 40 г NaOH в 1 л,—требуется 49 г H_2SO_4 на 1 л раствора.

40 г NaOH , 36,5 г HCl и 98 г H_2SO_4 —это грамм-молекулы этих веществ, т. е. молекулярные веса, выраженные в граммах.

40 г NaOH , 36,5 г HCl и 49 г H_2SO_4 —это грамм-эквиваленты тех-же веществ, т. е. эквиваленты веществ, выраженные в граммах.

Эквивалент вещества—это количество его, соответствующее одному атому водорода. По реакции $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ мы видим, что 40 весовых частей NaOH реагируют с 36,5 вес. частями HCl , содержащими 1 атом водорода.

Следовательно для NaOH и HCl эквивалент совпадает с молекулярным весом, а грамм-эквивалент их равен грамм-молекуле.

Серная же кислота двухосновна, она содержит 2 атома водорода, которые в реакции обмениваются на 2 атома натрия, а потому ее эквивалент равен половине молекулярного веса, т. е. $\frac{98}{2} = 49$.

Раствор, в литре которого содержится грамм-эквивалент вещества, называется *нормальным*.

Нормальные растворы кислоты и щелочи нейтрализуют друг друга в равных объемах.

Растворы могут быть также дунормальные (содержащие 2 з-экв. в литре), полунормальные (содержащие $\frac{1}{2}$ з-экв. в литре), децинормальные ($\frac{1}{10}$ з-экв. в литре) и т. д.

Очевидно, децинормальный раствор щелочи реагирует с децинормальным раствором кислоты также в равных объемах, так как оба содержат одинаковую часть грамм-эквивалента в единице объема раствора.

Нормальный раствор обозначают буквой N, или n, или н., децинормальный — 0,1n, $\frac{n}{10}$, $\frac{N}{10}$, 0,1N, 0,1н.

Упражнения

1. Какое количество H_2SO_4 содержится в 1 л $\frac{n}{10}$ раствора?
2. Сколько NaOH надо растворить для приготовления 250 см³ $\frac{n}{10}$ раствора?
3. Сколько граммов KOH содержится в 2 л нормального раствора?
4. Чему равен титр n раствора HCl?
5. Каков титр 0,1 n раствора H_2SO_4 ?

Приготовление титрованных растворов

Для предстоящих работ по количественным определениям кислот и щелочей надо приготовить титрованные растворы щелочи и кислоты.

Мы будем пользоваться децинормальными растворами. Вы уже знаете, что в литре $\frac{n}{10}$ раствора NaOH должно содержаться $\frac{40}{10} = 4$ г NaOH. Но едкий натр очень гигроскопичен, а потому, отвесив точно 4 г его, мы получим чистого NaOH меньше 4 г, и раствор окажется слабее децинормального. Вы уже пользовались в работе 27 таким раствором, но его нельзя считать точно приготовленным.

Что касается соляной или серной кислот, то они всегда содержат большее или меньшее количество воды, и потому также не могут быть использованы для приготовления точного титрованного раствора.

Лучше всего пользоваться веществами твердыми, кристаллическими, либо вовсе не содержащими воды, либо содержащими определенное количество воды.

Мы используем для этой цели щавелевую кислоту, кристаллы которой содержат определенное количество воды (так называемая кристаллизационная вода), а именно, на одну частицу кислоты $H_2C_2O_4$ приходится 2 частицы воды, что выражается формулой $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$.

Общий ход приготовления титрованных растворов щелочи и кислоты выразится в следующем:

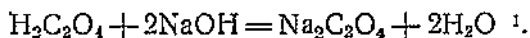
- а) приготовление $\frac{n}{10}$ раствора щавелевой кислоты,
- б) приготовление приблизительно $\frac{n}{10}$ раствора NaOH,
- в) проверка раствора NaOH при помощи раствора щавелевой кислоты,
- г) приготовление точно $\frac{n}{10}$ раствора NaOH,
- д) приготовление приблизительно $\frac{n}{10}$ раствора H_2SO_4 ,
- е) проверка раствора H_2SO_4 при помощи раствора NaOH,
- ж) приготовление точно $\frac{n}{10}$ раствора H_2SO_4 .

Для всех растворов надо употреблять дистиллированную воду.

Приготовив титрованные растворы NaOH и H_2SO_4 , перейдем затем к решению практических задач по количественным определениям кислот и щелочей.

Работа 29. Приготовление $\frac{n}{10}$ раствора щавелевой кислоты

Реакция щавелевой кислоты с NaOH выражается равенством



Из реакции видим, что щавелевая кислота двухосновна, а потому ее эквивалент равен половине ее молекулярного веса. Молекулярный вес $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O = 126$. Грамм-эквивалент ее равен $\frac{126}{2} = 63$ г.

Для приготовления литра $\frac{n}{10}$ раствора потребуется 6,3 г. Вам достаточно приготовить 250 см³ раствора, следовательно взять надо $\frac{6,3}{4} = 1,575$ г. Щавелевая кислота должна

¹ Кристаллизационной воды в реакциях не пишут. Мы используем ее только для расчета весового количества щавелевой кислоты.

быть химически чистая. Проверку ее чистоты можно сделать, прокаливая малое количество ее во взвешенном фарфоровом тигле, при чем кислота, разлагаясь, не должна оставлять весомого остатка.

Взвесьте на аналитических весах сухой стаканчик для взвешивания. К весу стаканчика прибавьте 1,575 г — это будет вес стаканчика со щавелевой кислотой. Положите на чашку весов требуемые разновески, насыпьте при помощи ложечки щавелевую кислоту в стаканчик до наступления равновесия. Под конец сыпьте кислоту, легонько постукивая пальцем по ложечке.

Возьмите чистую измерительную колбу, емкостью в 250 см³. Вставьте в горлышко колбы воронку (лучше — с широкой шейкой), высыпьте в нее вещество из стаканчика, промойте стаканчик аккуратно несколько раз дистиллированной водой и сливайте воду в воронку. Воронку промывайте водой небольшими порциями, сливая все воды в колбу. Осторожно взбалтывайте колбу, и когда вещество растворится, доливайте воды в колбу. Когда уровень воды будет близок к черте, прилейте воду по каплям при помощи пипетки или обыкновенной трубки до черты.

Закройте колбу пробкой и смешайте раствор, переворачивая колбу несколько раз.

Раствор слейте в чистую сухую ¹ склянку и закройте ее пробкой.

Децинормальный раствор щавелевой кислоты готов.

Работа 30. Приготовление приблизительно $\frac{n}{10}$ раствора NaOH.

Чтобы приготовить литр раствора, надо как уже выяснено раньше, взять 4 г NaOH. Вследствие содержания влаги в едком натре, надо отвесить больше 4 г его. Так как нельзя приготовить точно $\frac{n}{10}$ раствор, то лучше взять заведомо больший вес, чтобы раствор оказался несколько крепче $\frac{n}{10}$; затем, проверив его титр при помощи щавелевой кислоты, разбавить его водой до требуемой концентрации; если бы раствор оказался слабее $\frac{n}{10}$, то исправление его было бы значительно труднее.

Для отвешивания едкого натра вы будете пользоваться

¹ При всех работах с титрованными растворами надо соблюдать правило: посуда должна быть чистая и сухая, так как прибавление воды изменит концентрацию раствора.

техническими весами, так как при приготовлении приблизительного $\frac{n}{10}$ раствора точное взвешивание не имеет смысла.

Отвесьте в стаканчике 4,5—5 г NaOH. Растворите его в измерительной колбе, емкостью в 1 л. Долейте воды до черты и тщательно смешайте раствор.

Раствор перелейте в чистую склянку.

Работа 31. *Определение крепости приготовленного раствора NaOH при помощи $\frac{n}{10}$ раствора щавелевой кислоты*

Тщательно вымытую бюретку прополощите своим раствором едкого натра и вылейте его вон. Затем наполните ее раствором едкого натра, доведите уровень до нуля. Не забудьте проверить, имеется ли раствор в наконечнике бюретки (см. стр. 229).

Приготовьте чистую коническую колбу.¹

Возьмите пипеткой 25 см³ раствора щавелевой кислоты и перенесите его в коническую колбу. Прилейте в нее 1—2 капли фенолфталеина. Сливайте из бюретки раствор едкого натра до тех пор, пока от одной капли появится красное окрашивание. Затем нагрейте раствор в колбе (кипятить не нужно); если при этом исчезнет красное окрашивание, прилейте снова по каплям щелочи. Продолжайте так до тех пор, пока красное окрашивание перестанет исчезать при нагревании.

Запишите результаты, как указано в раб. 26.

Прodelайте опыт несколько раз и сравните результаты. Считайте титрование оконченным, когда результаты трех опытов дают разницу, не превышающую 0,2 см³.

Рассчитайте среднее арифметическое из подходящих результатов.

Сделайте вывод, оказался ли раствор NaOH крепче или слабее $\frac{n}{10}$.

Работа 32. *Приготовление точно $\frac{n}{10}$ раствора NaOH*

Раствор едкого натра, который вы титровали щавелевой кислотой, оказался вероятно крепче $\frac{n}{10}$. Чтобы разбавить его до $\frac{n}{10}$, надо произвести расчет, который мы разберем на численном примере.

¹ Она может быть мокрой после споласкивания дистиллированной водой. Объемы растворов вы будете измерять в бюретке и пипетке, и разбавление раствора после сливания их из этих приборов не окажет никакого влияния на расчеты.

Пример расчета

На $25 \text{ см}^3 \frac{n}{10}$ раствора $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ пошло 23 см^3 раствора NaOH . Между тем децинормальные растворы, как вы уже знаете, должны реагировать в равных объемах. Следовательно на $25 \text{ см}^3 \frac{n}{10} \text{ H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ должно пойти $25 \text{ см}^3 \frac{n}{10} \text{ NaOH}$; отсюда очевидно, что 23 см^3 нашего раствора должны быть разбавлены водой до объема 25 см^3 .

Измерим объем оставшегося раствора. Пусть этот объем составляет 920 см^3 . Расчет производим так:

$$\begin{array}{ccccccc} \text{на } 23 \text{ см}^3 \text{ раствора NaOH надо прибавить } 2 \text{ см}^3 \text{ воды} \\ \text{" } 920 \text{ " " " " " " " } & & & & & & \times \\ x = \frac{2 \cdot 920}{23} = 80 \text{ см}^3 \text{ воды} \end{array}$$

Измерьте объем оставшегося у вас раствора NaOH при помощи измерительного цилиндра, емкостью в 1 л или 500 см^3 .

Рассчитайте, какое количество воды вам надо прибавить к раствору щелочи. Прилейте воду в раствор, отмерив ее бюреткой (если объем воды меньше 50 см^3) или мензуркой.

Полученный раствор щелочи проверьте вновь при помощи раствора щавелевой кислоты. Если на $25 \text{ см}^3 \text{ H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ пойдет от 24,8 до $25,2 \text{ см}^3 \text{ NaOH}$, считайте раствор щелочи децинормальным.

Перелейте его в склянку и хорошо закупорьте.

Работа 33. Приготовление приблизительно $\frac{n}{10}$ раствора серной кислоты

Надо приготовить литр раствора, в котором должно содержаться $\frac{49}{10} = 4,9 \text{ г H}_2\text{SO}_4$. Так как продажная серная кислота содержит воду, надо предварительно определить в ней приблизительно процент H_2SO_4 , чтобы узнать, сколько взять кислоты для приготовления раствора.

Химически чистую крепкую серную кислоту налейте в цилиндр и определите при помощи ареометра ее удельный вес. По таблице (стр. 264) найдите, каково процентное содержание H_2SO_4 в данной кислоте.

Рассчитайте, какое количество вашей кислоты надо взять, чтобы в ней содержалось $4,9 \text{ г H}_2\text{SO}_4$.

Затем по вычисленному весу кислоты и ее удельному весу рассчитайте объем кислоты.

В данном случае, как и с раствором щелочи, лучше приготовить раствор несколько крепче $\frac{n}{10}$.

Отмерьте мензуркой объем кислоты, превышающий вычисленный объем приблизительно на 10%.

В литровую измерительную колбу влейте немного воды, а затем прилейте к ней отмеренную серную кислоту. Колбу дополните водой до черты, как в предыдущих работах, и перелейте раствор в чистую склянку.

Работа 34. Проверка раствора H_2SO_4 при помощи $\frac{n}{10}$ NaOH

Раствор серной кислоты надо протитровать $\frac{n}{10}$ раствором NaOH в присутствии фенолфталеина.

Возьмите пипеткой 25 см³ раствора серной кислоты, налейте в коническую колбу, прибавьте 1—2 капли фенолфталеина и прилейте из бюретки $\frac{n}{10}$ раствора NaOH до появления слабо-розового окрашивания, не исчезающего при взбалтывании (долго взбалтывать не надо — около $\frac{1}{2}$ минуты). Повторите опыт до совпадения результатов.

Работа 35. Приготовление точно $\frac{n}{10}$ раствора H_2SO_4

Разбавление раствора серной кислоты до $\frac{n}{10}$ произведите так же, как в работе 32. Проверьте полученный раствор серной кислоты вторичным титрованием его щелочью.

Практические задачи по количественному определению щелочей и кислот титрованием

При помощи приготовленных $\frac{n}{10}$ растворов NaOH и H_2SO_4 вы произведете количественные определения щелочей и кислот. Количественное определение кислоты путем титрования ее раствором щелочи называется ацидиметрией. Количественное определение щелочи путем титрования ее кислотой называется алкалиметрией.

Вещества, которые вы будете определять, надо перевести в раствор и затем титровать кислотой или щелочью. При этом надо предварительно рассчитать, какую навеску вещества взять и какой объем раствора готовить, чтобы при реакции нейтрализации на 25 см³ вашего раствора пошло около 25 см³ децинормального раствора (от 20 до 30 см³): если раствора пойдет значительно меньше, то ошибка от неточности измерения сильнее скажется на результате работы; ¹ если раствора пойдет значительно

¹ Поясним на примере: вы измеряете объем с точностью до 0,1 см³. При объеме 10 см³ ошибка (0,1 см³) составляет 1%, при объеме 20 см³ ошибка дает 0,5%.

больше 25 см³, то это ненужная трата времени и материала.

Предварительный расчет может быть сделан двояким способом: 1) либо узнать приблизительно процентное содержание вещества и затем рассчитать, как готовить раствор, 2) либо делать пробное титрование и затем тоже рассчитать. Когда и как применять каждый из этих способов, вы узнаете из нижеследующих работ.

Работа 36. *Определение процента H₂SO₄ в продажной серной кислоте*

Рассчитаем, какую надо взять навеску кислоты и какой объем раствора приготовить, чтобы он удовлетворял вышеизложенным требованиям.

Чтобы раствор кислоты был близок к $\frac{n}{10}$ (следовательно нейтрализовал бы раствор щелочи в приблизительно равных объемах), надо на 1 л раствора взять около 4,9 г H₂SO₄. Если кислота крепкая, можно для приготовления раствора не учитывать содержания в ней воды.

Для работы вам не требуется литра раствора. Но для приготовления меньшего объема раствора надо взять меньшую навеску кислоты, что при неизбежной неточности взвешивания даст ощутимую ошибку. Поэтому лучше приготовить 1 л раствора.

Зная, что удельный вес крепкой серной кислоты равен 1,84, находим, что объем кислоты должен быть $\frac{4,9}{1,84} = 2,7$ см³, или около 3 см³. Вес взятой кислоты должен быть определен точно.

В стаканчик с крышкой влейте около 3 см³ крепкой серной кислоты, отмеренной при помощи сухой пипетки с делениями или сухой бюретки с краном. Закройте стаканчик крышкой и взвесьте его с кислотой на аналитических весах.

В измерительную колбу, емкостью в 1 л, налейте немного воды, затем влейте через воронку отвешенную серную кислоту, сполосните несколько раз воронку небольшими порциями воды и сливайте ее в ту же колбу. Взвесьте стаканчик с остатком кислоты. Разница в весе даст вам точное количество взятой кислоты. Дальше поступайте так, как при приготовлении раствора щавелевой кислоты (работа 3).

Берите пипеткой 25 см³ раствора серной кислоты и титруйте его $\frac{n}{10}$ раствором щелочи, поступая так же, как в работе 26. Индикатор—фенолфталеин.

¹ Измерение объема в данном случае не требует большой точности, но пипетка или мензурка должны быть сухими, чтобы вода не примешалась к кислоте до взвешивания.

Расчет процентного содержания H_2SO_4 в серной кислоте, взятой для испытания, можно произвести двояким способом.

Примеры расчета

Навеска кислоты — 4,840 г. Объем раствора — 1 л. При титровании на 25 см³ кислоты пошло 22,8 см³ $\frac{n}{10}$ раствора NaOH (в среднем).

Первый способ расчета

1. Сколько г взятой кислоты участвовало в реакции при одном опыте?

В 1000 см³ раствора содержится 4,840 г кислоты

$$\begin{array}{ccccccc} \text{"} & 25 & \text{"} & \text{"} & \text{"} & \text{"} & \text{"} \\ & & & & & & x \end{array}$$

$$x = \frac{4,840 \cdot 25}{1000} = 0,121 \text{ г}$$

2. Сколько г NaOH участвовало в реакции?

В 1000 см³ раствора содержится 4 г NaOH

$$\begin{array}{ccccccc} \text{"} & 22,8 & \text{"} & \text{"} & \text{"} & \text{"} & y \end{array}$$

$$y = \frac{4 \cdot 22,8}{1000} = 0,0912 \text{ г}$$

3. Сколько г H_2SO_4 нейтрализуют 0,0912 г NaOH?

49 г H_2SO_4 нейтрализуют 40 г NaOH

$$\begin{array}{ccccccc} z & \text{"} & \text{"} & \text{"} & 0,0912 \text{ г} & \text{"} & \text{"} \\ & & & & & & z \end{array}$$

$$z = \frac{49 \cdot 0,0912}{40} = 0,1117 \text{ г}$$

4. Сколько г H_2SO_4 содержится в 100 г данной кислоты (% H_2SO_4 в кислоте)?

В 0,121 г кислоты содержится 0,1117 г H_2SO_4

$$\begin{array}{ccccccc} \text{"} & 100 \text{ г} & \text{"} & \text{"} & \text{"} & \text{"} & u \end{array}$$

$$u = \frac{0,1117 \cdot 100}{0,121} = 92,3\%$$

Второй способ расчета

Первый вопрос остается без изменения:

1. Сколько г кислоты участвовало в опыте?

$$x = \frac{4,840 \cdot 25}{1000} = 0,121 \text{ г}$$

Дальше ход решения совершенно иной.

Так как раствор щелочи был $\frac{n}{10}$ раствором, то он должен реагировать в равных объемах с $\frac{n}{10}$ раствором H_2SO_4 .

Следовательно 22,8 см³ $\frac{n}{10}$ NaOH нейтрализуют 22,8 см³

$\frac{n}{10}$ H_2SO_4 , а потому мы можем считать, что в реакции участвовало 22,8 см³ $\frac{n}{10}$ раствора H_2SO_4

2. Сколько г H_2SO_4 содержится в 22,8 см³ $\frac{n}{10}$ раствора?

В 1000 см³ $\frac{n}{10}$ раствора содержится 4,9 г H_2SO_4

" 22,8 " " " " " у

$$y = \frac{4,9 \cdot 22,8}{1000} = 1,117 \text{ г}$$

3. Каков % H_2SO_4 в данной для работы серной кислоте?

В 0,121 г содержится 0,1117 г H_2SO_4

" 100 г " " " " z

$$z = \frac{0,1117 \cdot 100}{0,121} = 92,3\%$$

При втором способе действий меньше, так как нет надобности вычислять количество NaOH, участвовавшее в реакции.

Работа 37. *Определение процентного содержания HCl в соляной кислоте*

Первый способ.

При предварительном расчете навески соляной кислоты надо учесть, что даже крепкая соляная кислота содержит не более 39% HCl.¹

Поэтому, рассчитав, сколько г HCl надо взять для приготовления раствора (100 см³), близкого к $\frac{n}{10}$, необходимо вычислить, в каком количестве данной кислоты содержится (приблизительно) требуемое количество HCl.

Определите при помощи ареометра и таблицы (стр. 264) приблизительное¹ процентное содержание HCl в данной кислоте.

Вычислите, какую навеску данной соляной кислоты надо взять. В остальном поступите так же, как при определении H_2SO_4 (работа 35).

Вычислите процент HCl в испытуемой кислоте на основании проделанного количественного испытания и сравните с результатом предварительного определения при помощи ареометра и таблицы.

Второй способ.

Вместо предварительного расчета можно сделать пробное титрование. Это означает, что мы будем титровать

¹ Если соляная кислота техническая, то удельный вес ее зависит, кроме содержания HCl, еще от примесей. Но так как предварительный расчет имеет только ориентировочный характер, то мы пренебрегаем этим обстоятельством.

испытываемую кислоту, не разбавляя ее; по результату пробного титрования решим вопрос о том, как разбавить кислоту. Так как испытываемая кислота может быть значительно крепче $\frac{n}{10}$, то на нейтрализацию ее пойдет очень много $\frac{n}{10}$ щелочи; отсюда следует, что надо взять малый объем кислоты.

В коническую колбу поместите 1 см³ испытываемой кислоты, отмеренный при помощи пипетки с делениями. Если пипетки с делениями нет, можно отмерить мензуркой 5 см³ кислоты, влить в узкую пробирку, измерить линейкой высоту слоя, разделить высоту на 5 частей и слить $\frac{1}{5}$ часть кислоты.¹

Прилейте в ту же колбу немного воды, чтобы разбавить кислоту, прибавьте фенолфталеина и титруйте $\frac{n}{10}$ раствором щелочи до появления розового окрашивания. Достаточно одного титрования.

Как пользоваться результатом титрования, можно понять из следующего примера.

Допустим, что на нейтрализацию 1 см³ кислоты пошло 22 см³ $\frac{n}{10}$ раствора щелочи. Следовательно для получения раствора кислоты, близкого к $\frac{n}{10}$, надо разбавить кислоту в 22 раза. Не обязательно разбавлять кислоту ровно в 22 раза, можно в 20 или 25 раз.

Например, можно взять 10 см³ кислоты и разбавить ее водой в измерительной колбе, емкостью в 200 см³, или 250 см³: кислота будет разбавлена в 20 или 25 раз.

На основании результатов вашего пробного титрования, решите вопрос о том, как разбавить кислоту. Отмерьте сухой мензуркой требуемый объем кислоты, влейте ее во взвешенный стаканчик и взвесьте точно на аналитических весах.

Перенесите отвешенную кислоту в измерительную колбу требуемого объема и добавьте воды до черты. Эту часть работы надо производить точно, как и все последующие операции.

Титруйте свой раствор $\frac{n}{10}$ щелочью и произведите вычисление по образцу предыдущих работ.

Способ пробного титрования особенно применяется в тех случаях, когда испытываемый раствор содержит смесь

¹ Закруглением нижней части пробирки можно пренебречь, так как при пробном титровании не нужно добиваться большой точности: результаты этого титрования будут играть роль только в приготовлении раствора, а в вычислении количества HCl в кислоте участвовать не будут.

$$x = \frac{20 \cdot 25}{250} = 2 \text{ см}^3$$

2. $29 \text{ см}^3 \frac{n}{10}$ раствора H_2SO_4 нейтрализуют $29 \text{ см}^3 \frac{n}{10}$ NaOH .

Какое количество NaOH содержится в $29 \text{ см}^3 \frac{n}{10}$ раствора?

$$\begin{array}{l} \text{В } 1000 \text{ см}^3 - 4 \text{ г NaOH} \\ \text{„ } 29 \text{ „} - y \text{ „} \end{array}$$

$$y = \frac{4 \cdot 29}{1000} = 0,116 \text{ г}$$

3. Какое количество NaOH содержится в 1 л первоначального раствора?

В 2 см^3 раствора содержится 0,116 г NaOH

„ 1000 „ „ „ „ „ „

$$z = \frac{0,116 \cdot 1000}{2} = 58 \text{ г}$$

Итак в литре взятого для исследования раствора содержится 58 г NaOH ; в 1 см^3 — 0,058 г.

Работа 39. *Определение объемной концентрации раствора аммиака*

Эту задачу выполните так же, как и предыдущую, только вместо фенолфталеина возьмите индикатором метилоранж.

Чтобы лучше судить об изменении цвета индикатора (см. раб. 22, стр. 225), поставьте рядом с колбой, в которой производите титрование, колбу с контрольным раствором.

Правильно приготовить контрольный раствор можно только после первого (не пробного) титрования. Допустим, что на 25 см^3 раствора щелочи пошло 28 см^3 раствора кислоты. Для приготовления контрольного раствора налейте в колбу 25 см^3 щелочи, 28 см^3 воды и столько капель метилоранжа, сколько вы возьмете, для титрования. Тогда контрольный раствор имеет такую же концентрацию, а потому и такой же цвет, как и раствор, который вы нейтрализуете щелочью. Одна лишняя капля кислоты даст изменение цвета, которое можно уловить по разнице в цвете титруемого раствора с контрольным.

По окончании титрования вычислите количество

NH_3 в литре первоначального раствора аммиака.

Работа 40. *Определение процентного содержания аммиака в растворе*

В отличие от предыдущей работы, раствор аммиака надо отвесить.

Сделав пробное титрование и решив вопрос о разбавлении раствора, возьмите пипеткой определенный

объем раствора аммиака и слейте в стаканчик для взвешивания.

После взвешивания перелейте, раствор в измерительную колбу и дальше поступайте, как в работе 139.

Вычислите процент NH_3 в первоначальном растворе аммиака.

Определение HCl при помощи AgNO_3

Изученный вами выше способ количественного определения кислот (ацидиметрия) является общим способом, при помощи которого можно решить задачу: какое количество кислоты находится в данном растворе. Если в растворе одна кислота, то задача решается просто титрованием раствором щелочи. Но нередко приходится анализировать смесь кислот, хотя бы соляной и серной (например, техническую соляную кислоту, содержащую примесь H_2SO_4); тогда титрованием щелочью можно определить только общую кислотность; для решения же вопроса о том, какое количество каждой отдельно кислоты находится в смеси, необходимо воспользоваться особыми способами определения той или другой кислоты.

Серную кислоту можно определить весовым способом, осадив BaSO_4 и взвесив осадок (см. стр. 114).

Соляную кислоту можно также определить весовым способом, осадив AgCl при помощи AgNO_3 и взвесив осадок. Но в заводской практике пользуются только объемным способом определения соляной кислоты титрованием раствором AgNO_3 . Ход работы при объемном определении соляной кислоты следующий:

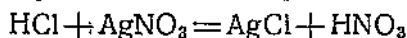
а) приготовление титрованного раствора AgNO_3 ,

б) титрование HCl раствором AgNO_3

в) вычисление результатов титрования.

Работа 41. Приготовление децинормального раствора AgNO_3

Реакция между AgNO_3 и HCl происходит по равенству:



На основании этого равенства заключаем, что эквивалент AgNO_3 равен его молекулярному весу, т. е. $108 + 14 + 48 = 170$. Грамм-эквивалент AgNO_3 равен 170 г.

Для приготовления 1 л нормального раствора надо растворить 170 г AgNO_3 . Вы же будете готовить децинормальный раствор, а потому вам нужно отвесить 17 г AgNO_3 .

При обращении с азотносеребряной солью надо иметь в виду, что она легко разлагается на свету, а потому хранится в посуде оранжевого стекла. Все манипуляции со взвешиванием и растворением AgNO_3 надо производить быстро, растворы держать в склянках оранжевого стекла.

Отвесьте 17 г AgNO_3 , растворите навеску в дистиллированной воде в литровой измерительной колбе и доведите объем раствора до черты. Перелейте готовый раствор в склянку оранжевого стекла.

Если взятая для работы соль была сухая и чистая, то раствор можно считать децинормальным. Если есть сомнения в чистоте AgNO_3 можно сделать проверку титра раствора при помощи химически чистой NaCl , которая, как вам известно, также образует с AgNO_3 осадок хлористого серебра.

Работа 42. Приготовление $\frac{n}{10}$ раствора NaCl

Реакция NaCl с AgNO_3 проходит согласно равенству:



Рассчитайте, какое количество химически чистой NaCl надо растворить для приготовления 250 cm^3 $\frac{n}{10}$ раствора.

Возьмите требуемую навеску и приготовьте раствор.

Работа 43. Применение K_2CrO_4 в качестве индикатора

Налейте в пробирку немного раствора NaCl и приливайте к нему по каплям раствор AgNO_3 .

Вы обнаруживаете образование белого творожистого осадка, оседающего при взбалтывании. Количество осадка вначале увеличивается по мере приливания раствора AgNO_3 , но затем, когда все количество NaCl прореагировало с AgNO_3 , дальнейшее прибавление раствора AgNO_3 не изменяет количества осаждаемой соли AgCl . Однако точно обнаружить этот момент невозможно: неизбежно будет избыток или недостаток AgNO_3 . Поэтому для определения конца реакции необходим индикатор. В качестве индикатора применяется насыщенный раствор хромовокалиевой соли K_2CrO_4 , с действием которого вы ознакомитесь на следующем опыте.

Налейте в пробирку несколько капель раствора K_2CrO_4 и прилейте немного раствора AgNO_3 .

Образуется красно-бурый осадок. Реакция происходит следующая: $2\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2\text{KNO}_3$. В осадке — Ag_2CrO_4 .

Испытаем теперь, каково будет действие раствора AgNO_3 на смесь растворов NaCl и K_2CrO_4 .

Налейте в пробирку немного раствора NaCl и 2—3 капли раствора K_2CrO_4 . Затем приливайте в ту же пробирку по каплям (из пипетки или бюретки) раствор AgNO_3 . Взбалтывайте пробирку и следите за цветом осадка. Когда появится красный осадок, не исчезающий при взбалтывании, прекратите опыт.

Вы убедились, что AgNO_3 реагирует вначале преимущественно с NaCl , образуя белый осадок AgCl . Появляющийся красный осадок Ag_2CrO_4 исчезает при взбалтывании. Это объясняется тем, что Ag_2CrO_4 вступает в реакцию с NaCl :



Красный осадок Ag_2CrO_4 пропадает и образуется белый осадок AgCl .

Когда весь хлор из раствора переходит в осадок в виде AgCl , дальнейшее приливание раствора AgNO_3 вызывает образование красного осадка Ag_2CrO_4 , не исчезающего при взбалтывании. Этот момент и надо считать концом реакции между NaCl и AgNO_3 .

Работа 44. Проверка титра AgNO_3 при помощи NaCl

В чистую бюретку налейте приготовленный раньше раствор AgNO_3 .

Возьмите пипеткой 25 см^3 раствора NaCl , влейте в чистую коническую колбу. Прилейте 2—3 капли раствора K_2CrO_4 , а затем спустите из бюретки раствор AgNO_3 , взбалтывая жидкость в колбе. Установите точно момент, когда одна капля раствора AgNO_3 резко изменит цвет жидкости. Измерьте объем раствора AgNO_3 , пошедшего на титрование.

Повторите опыт еще раза 2 и, если результаты не разойдутся больше, чем на $0,2 \text{ см}^3$, прекратите титрование.

Если раствор AgNO_3 был децинормальным, он должен был реагировать с $\frac{n}{10} \text{ NaCl}$ в равных объемах.

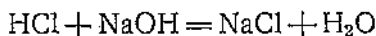
Если у вас наблюдается разница в объемах растворов AgNO_3 и NaCl больше, чем на $0,2 \text{ см}^3$, исправьте раствор AgNO_3 , как это делали со щелочью и кислотой (стр. 237). Протитруйте вновь полученный раствор.

Работа 45. Определение HCl в соляной кислоте

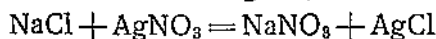
При взаимодействии HCl с AgNO_3 образуется, кроме AgCl , еще HNO_3 . Присутствие свободной кислоты мешает титрованию с индикатором K_2CrO_4 , так как образующийся красный осадок Ag_2CrO_4 растворим в HNO_3 . Вследствие этого в кислом растворе невозможно установить конец реакции. Для устранения свободной кислоты раствор до титрования нейтрализуют щелочью. Обыкновенно пользуются для нейтрализации содой, но вы будете пользоваться едким натром, как уже знакомой вам щелочью.

Ход реакции будет таков:

1. Нейтрализация соляной кислоты щелочью:



2. Взаимодействие NaCl с AgNO_3



Как вы видите, при последней реакции свободной кислоты не образуется. Количество же AgNO_3 , участвующей в реакции, не меняется от того, что частица HCl заменяется частицей NaCl .

Сделайте навеску испытуемой соляной кислоты и приготовьте раствор, как указано в работе 37.

Возьмите пипеткой 25 см^3 раствора HCl , слейте в коническую колбу и нейтрализуйте его децинормальным раствором едкого натра из бюретки в присутствии индикатора (метилоранж или фенолфталеин). Заметьте объем раствора щелочи, пошедшего на нейтрализацию.

Полученный нейтральный раствор непригоден для титрования AgNO_3 , так как он окрашен индикатором. Поэтому необходимо приготовить второй нейтральный раствор без индикатора.

Вновь отмерьте 25 см^3 раствора HCl и прилейте такой объем раствора NaOH , какой пошел на нейтрализацию при предыдущем опыте.

К полученному нейтральному раствору прибавьте 2—3 капли раствора K_2CrO_4 и титруйте раствором AgNO_3 .

Запишите результаты титрования; повторяйте титрование до тех пор, пока не получите близкие друг к другу результаты.

Вычисление процента HCl в соляной кислоте производите тем же способом, как при работе 36 (стр. 241).

Если вы пользовались для нейтрализации кислоты децинормальным раствором щелочи, то вы наверное обратили внимание на то, что объем раствора щелочи оказался равным объему $\frac{n}{10}$ раствора AgNO_3 , реагировавшего с одним и тем же объемом раствора HCl .

Объясним это на примере. Допустим, что на 25 см^3 испытуемого раствора HCl пошло на $12 \text{ см}^3 \frac{n}{10}$ раствора NaOH .

Следовательно в 25 см^3 кислоты содержалось $12 \text{ см}^3 \frac{n}{10} \text{ HCl}$. В таком случае с этим же раствором должны реагировать $12 \text{ см}^3 \frac{n}{10} \text{ AgNO}_3$.

Работа 46. Определение HCl и H_2SO_4 в смеси этих кислот

В этом случае придется сделать 2 титрования:

1. Титрование щелочью; она нейтрализует обе кислоты.
2. Титрование AgNO_3 ; это даст возможность определить HCl .

Серная кислота определится по разности.

Получите у преподавателя раствор, содержащий смесь HCl и H_2SO_4 . Сделайте пробное титрование щелочью и вычислите, какую навеску раствора надо взять и до какого объема его разбавить водой.

Сделайте навеску, разбавьте ее водой до определенного объема и затем титруйте 1) раствором щелочи в присутствии индикатора; 2) нейтральный раствор (как в работе 45) титруйте раствором AgNO_3 . Вычислите процент HCl -и H_2SO_4 в смеси.

Пример расчета

Навеска 8,15 г; объем раствора—500 см^3 .

На 25 см^3 раствора пошло 18 $\text{см}^3 \frac{n}{10}$ раствора NaOH и 10 $\text{см}^3 \frac{n}{10}$ AgNO_3 .

Количество HCl вычисляется на основании титрования AgNO_3 (10 $\text{см}^3 \frac{n}{10}$ раствора).

На нейтрализацию HCl пошло конечно 10 $\text{см}^3 \frac{n}{10}$ NaOH , следовательно на нейтрализацию H_2SO_4 пошло $18 - 10 = 8 \text{ см}^3 \frac{n}{10}$ NaOH . На основании этих данных определяется количество HCl и H_2SO_4 , а затем вычисляется процент той и другой кислоты в навеске.

ТЕМА ВОСЬМАЯ

ОБОБЩЕНИЯ И ДОПОЛНЕНИЯ

Вы ознакомились с важнейшими минеральными кислотами и основаниями; получили сведения о многих элементах, об их способности соединяться друг с другом и образовывать новые вещества с различными свойствами. При всем разнообразии свойств различных элементов и их соединений нетрудно убедиться в том, что одни элементы сходны между собой, а другие, наоборот, глубоко различны: точно так же одни соединения близки друг к другу по своим свойствам, другие резко отличаются друг от друга. Достаточно указать на сходные свойства таких элементов, как натрий, калий, и глубокое различие элементов натрия и хлора; целый ряд общих свойств серной, азотной и соляной кислот и полное отличие свойств едкого натра и соляной кислоты.

Подводя итоги изученному вами материалу, мы остановимся на следующих вопросах: 1) элементы; 2) окислы; 3) гидраты окислов—основания и кислоты; 4) способы получения солей.

1. ЭЛЕМЕНТЫ

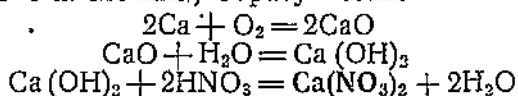
Вы уже знаете, что вещества бывают простые и сложные (стр. 41), что и те, и другие состоят из элементов: простое вещество состоит из одного элемента, а сложное — из двух или нескольких. Несмотря на все разнообразие веществ, существующих в мире, все они представляют собой различные комбинации небольшого количества элементов. В настоящее время известно 90 химических элементов, а число известных химических соединений составляет свыше 400 000. Эти соединения отличаются друг от друга как по качественному составу, так и по количественному составу.

Каждый элемент обладает своими индивидуальными свойствами, однако ряд общих свойств одних элементов, в отличие от других, дает возможность разделить элементы на 2 большие группы: металлы и металлоиды.

Металлы и металлоиды отличаются друг от друга как по физическим, так и по химическим свойствам.

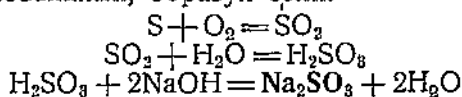
Металлы обладают в свободном состоянии (т. е. в виде простых веществ) следующими физическими свойствами: все металлы обладают металлическим блеском; при обыкновенной температуре все металлы, кроме ртути, тела твердые; металлы хорошо проводят тепло и электрический ток. При прохождении электрического тока через растворы соединений, содержащих металлы, последние всегда выделяются на отрицательном электроде — катоде.

Химические свойства металлов: соединяются с кислородом, образуя преимущественно основные окислы, которые с водою дают гидраты окислов или основания. Характерным свойством оснований является их способность реагировать с кислотами, образуя соли:

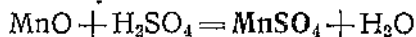


Металлоиды по физическим свойствам отличаются от металлов: в свободном состоянии это тела и твердые (сера, углерод), и жидкие (бром), и газообразные (хлор, кислород, азот); они не имеют металлического блеска, обладают малой теплопроводностью и в большинстве случаев очень малой электропроводностью.

Химические свойства металлоидов: соединяются с кислородом, образуя в большинстве случаев кислотные окислы или ангидриды, которые с водою дают кислоты. Характерными свойствами кислот является их способность реагировать с основаниями, образуя соли:



Кроме типичных металлов и типичных металлоидов существуют элементы, которые по своим химическим свойствам могут быть отнесены и к металлам, и к металлоидам, так как они образуют и кислотные и основные окислы. Таков, например, марганец (Mn), с некоторыми соединениями которого вы уже встречались. Некоторые окислы его, например, закись марганца MnO , образуют с кислотами соли:

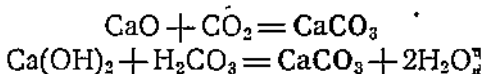


следовательно Mn — основной окисел. Другие окислы, как Mn_2O_7 , имеют кислотный характер. Так Mn_2O_7 с водой образует кислоту $HMnO_4$ — марганцовую кислоту, которая образует соли с основаниями; например, известная вам соль — $KMnO_4$ — марганцовокалиевая соль. Следовательно Mn играет роль металла в соли $MnSO_4$ и металлоида — в соли $KMnO_4$. По физическим свойствам Mn — металл.

Отсюда ясно, что деление элементов на металлы и металлоиды не может быть проведено строго. Кроме того в каждой из названных групп (металлы и металлоиды) встречаются элементы, сильно отличающиеся друг от друга.

2. ОКИСЛЫ

О существовании основных и кислотных окислов и их свойствах мы только что говорили. И те и другие окислы образуют соли, при чем основные окислы дают соли с кислотами, а кислотные — с основаниями. Однако есть окислы, которые солей не образуют. Таковы, например, окись углерода — CO, которая не обладает ни основными, ни кислотными свойствами, так как солей вовсе не образует. Этим свойством CO резко отличается от другого окисла углерода — угольного ангидрида CO_2 , образующего с водой угольную кислоту H_2CO_3 , а с основаниями — соли:



Среди окислов азота есть также окисел, не образующий солей: окись азота NO.

Таким образом окислы могут быть разделены на следующие группы:

1. Солеобразующие окислы.
2. Несолеобразующие окислы.

Громадное большинство окислов относится к солеобразующим.

Из них, в свою очередь, можно выделить две главные группы:

а) основные окислы,—образующие с водой основания, а с кислотами—соли,

б) кислотные окислы,—образующие с водой кислоты, а с основаниями—соли.

О других группах окислов вы узнаете во второй части книги.

3. ОСНОВАНИЯ и КИСЛОТЫ

Соединения основных окислов с водой дают основания, а соединения кислотных окислов с водой дают кислоты.

Однако не все кислоты могут рассматриваться как соединения окислов с водой: есть кислоты, не содержащие кислорода, как соляная кислота HCl , сероводородная кислота— H_2S , азотистоводородная HN_3 , синильная HCN и др. Кроме того есть кислоты, которые содержат в своем составе кислород, но не являются гидратами окислов. Таковы, например, органические кислоты: уксусная $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, щавелевая $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, винная $\text{H}_2(\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6)$, стеариновая $\text{H}(\text{C}_{18}\text{H}_{35}\text{O}_2)$ и другие.

Все кислоты содержат в своем составе водород и составляют особый класс соединений.

У типичных кислот, как серная, соляная, азотная, уксусная и другие, есть целый ряд общих свойств:

1. В водном растворе они имеют кислый вкус.

2. Водные растворы их окрашивают лакмус в красный цвет, метилоранж—в розовый и обесцвечивают фенолфталеин.

3. Они вступают в реакцию со щелочами с выделением воды и образованием солей и вообще дают с металлами различные соли.

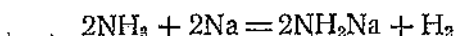
4. Растворы их в воде проводят электрический ток.

Однако есть кислоты, у которых эти признаки выражены гораздо слабее. Например, угольная кислота H_2CO_3 и борная кислота H_3BO_3 имеют в растворе лишь очень слабый кислый вкус, окрашивают лакмус не так ярко, как типичные кислоты. Стеариновая кислота совсем не растворяется в воде, не имеет кислого вкуса, не действует на лакмус, но все же образует с металлами соли.

Последнее свойство является наиболее общим свойством кислот. Поэтому кислоту обыкновенно определяют как соединение, содержащее водород, способный замещаться металлом с образованием соли.

Однако есть такие водородные соединения, которые совсем не похожи на типичные кислоты, но в которых водород все же может быть замещен металлом. Примером таких соединений является знакомый нам аммиак NH_3 .

Если аммиак пропускать над нагретым в трубке натрием, то часть водорода аммиака замещается натрием.



Здесь аммиак является кислотой, а полученное вещество кислой солью этой кислоты. Формулу этого вещества можно написать в виде привычной нам формулы кислой соли: NaH_2N . Могут быть получены и такие соединения, как K_3N , Mg_3N_2 , AlN , которые можно рассматривать, как средние соли аммиака. Но все эти соединения так же мало похожи на обычные соли, как и аммиак на кислоту.

Однако если мы захотим точно определить, что же такое соль, то единственное, что мы можем найти характерного для всех солей, это то, что они являются продуктами замещения водорода кислоты металлами. Здесь определения кислоты и соли встречаются. Нам очень легко различить типичные кислоты и типичные соли, но между типичными случаями есть переходные, промежуточные случаи, когда мы не можем сказать, является ли данное вещество кислотой или нет, или когда мы затрудняемся решить, можно ли причислить какое-нибудь вещество к солям или нет. Вернее мы можем об этих веществах сказать и да и нет—кислота и не кислота, соль и не соль. Дело в том, что в природе вообще нет резких границ между типичными явлениями. Мы знаем, что существуют животные и растения но есть микроорганизмы, которые мы с одинаковым правом могли бы причислить и к животным и к растениям. Мы не можем установить резкой границы даже между живым и мертвым. Если, например, через кровеносные сосуды отрезанного уха кролика пропускать слабый соляной раствор, то это ухо долгое время сохраняет все признаки живого уха; так, сосуды его так же суживаются от прибавки к пропускаемому через них соляному раствору адреналина, как и сосуды заведомо живого организма.

Мы имеем все основания полагать, что первые живые организмы возникли из минеральных веществ и на первых порах не имели от них резких отличий, а затем—по мере развития природы—появлялись все более и более сложные формы.

Основания обыкновенно определяют, как гидраты окислов металлов, для которых характерна гидроксильная группа OH . Наиболее типичными основаниями являются основания, растворимые в воде, или хорошо нам известные едкие щелочи, вступающие с кислотами в реакцию с образованием солей, имеющие щелочную реакцию на лакмус и щелочной вкус. Нерастворимые в воде основания уже не обладают последними свойствами.

Наконец есть основания, не содержащие в своем составе металла. Примером таких оснований является знакомый нам гидрат окиси аммония NH_4OH , вещество по своим свойствам весьма сходное со щелочами и содержащее в своем составе гидроксил OH .

Как кислоты, так и основания бывают одноосновные, двухосновные и т. д.

Основность кислот мы определяем по количеству атомов водорода, способных замещаться металлом.

Основность оснований определяем по количеству гидроксильных групп.

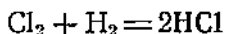
Например, одноосновные основания и кислоты NaOH и HNO_3 , двухосновные— $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4 , трехосновные— $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_3PO_4 .

Необходимо отметить, что существуют кислоты, в которых не все атомы водорода, содержащиеся в молекуле, способны замещаться металлом. Почти все органические кислоты обладают этим свойством. Такова, например, уксусная кислота $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, содержащая 4 атома водорода, из которых только один способен замещаться металлом. Поэтому уксусную кислоту следует считать одноосновной; ее соли: $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$, $\text{Fe}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_3$ и т. д.

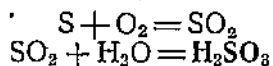
Способы получения кислот и оснований

Как вы уже знаете, кислоты могут быть получены различными способами.

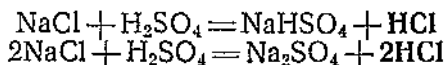
1. Безкислородные кислоты могут получаться соединением металлоида с водородом:



Кислородные кислоты могут быть получены окислением металлоида и затем присоединением к окислу воды.



Но наиболее общим способом получения различных кислот является действие на соль получаемой кислоты другой кислотой:



При этой реакции взаимодействием соли и кислоты образуются новая соль и новая кислота. Данная реакция обратима, так как по мере образования новой кислоты и новой соли они вступают во взаимодействие и вновь образуют исходные кислоту и соль. Чтобы реакция дошла до конца в прямом направлении, необходимо один из продуктов реакции удалить из раствора. При действии серной

кислоты на хлористый натрий образуется газообразный хлористый водород, который улетучивается и уже в другом аппарате поглощается водой—получается соляная кислота. При действии серной кислоты на селитру образуется азотная кислота:

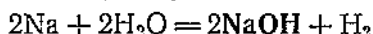


Процесс происходит при нагревании, и азотная кислота (температура кипения 86°) превращается в пары и затем, охлаждаясь, сгущается в другом аппарате, серная же кислота (температура кипения 330°) при тех же условиях не испаряется.

Отсюда ясно, что для получения летучих кислот надо на соль получаемой кислоты действовать другой кислотой менее летучей.

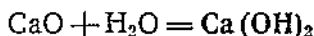
Кислота удаляется из раствора не только тогда, когда она летуча, но и в том случае, если она нерастворима (выпадает в осадок). В дальнейшей части курса вы встретите такую кислоту (кремневую); ее можно получить действием даже летучей кислоты (например, соляной) на соль кремневой кислоты: последняя выпадает в осадок, и реакция обратно не идет.

Реакции, при которых образуются основания—
Действие металла на воду:



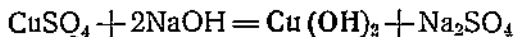
Эта реакция, как способ получения оснований, значения не имеет.

Соединение окисла металла с водой:



реакция, имеющая большое практическое значение. Обе реакции применимы лишь для получения растворимых оснований—щелочей.

Наиболее общий способ получения нерастворимых оснований—действие щелочей на соль того основания, которое требуется получить:



Этот способ аналогичен способу получения кислот действием кислоты на соль.

В том и другом случае исходным материалом является соль. Действуя на соль кислотой, мы получаем кислоту, действуя на соль щелочью (основанием), мы получаем основание.

И в этом случае необходимо, чтобы один из продуктов реакции удалился из раствора. Если получаемое основание нерастворимо в воде (Cu(OH)_2), оно выпадает в осадок, и реакция не пойдет обратно.

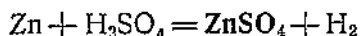
Поупражняйтесь в составлении структурных формул солей, беря металлы различной валентности и кислоты различной основности.

При образовании солей многоосновных кислот (двухосновных, трехосновных, четырехосновных) возможно полное и неполное замещение водорода кислоты металлом. Если в соли остается один или несколько атомов водорода, способных заместиться металлом, то соль называется кислой, например, NaHSO_4 , K_2HPO_4 и т. д. При полном замещении водорода кислоты металлом образуется средняя соль, например, Na_2SO_4 , K_3PO_4 и т. д.

Способы получения солей

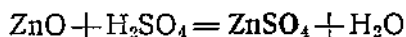
Вам приходилось встречаться в этом курсе с различными способами получения солей. Рассматривая соль как продукт замещения водорода кислоты металлом, мы тем самым указываем на один из способов получения соли.

1. Реакция металла с кислотой:

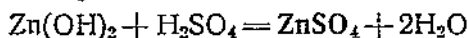


Однако для получения той же соли можно вместо металла пользоваться его окисью или гидратом окиси. Отсюда еще два способа получения солей:

2. Реакция окиси металла с кислотой:

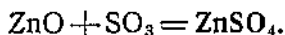


3. Реакция гидрата окиси металла с кислотой:

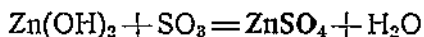


С другой стороны, кислоту можно заменить ангидридом кислоты. Получаем еще два способа образования солей.

4. Реакция окиси металла с ангидридом: рас

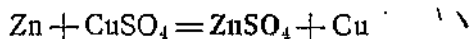


5. Реакция гидрата окиси металла с ангидридом:

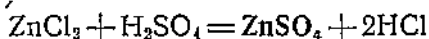


Наконец исходным продуктом для получения соли может явиться другая соль,—отсюда еще способы получения солей:

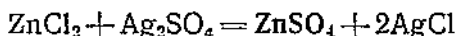
6. Реакция металла с солью:



7. Реакция кислоты с солью:



8. Реакция обмена двух солей;



9. Перечисленными примерами далеко не исчерпываются все возможные случаи образования солей; например, соли бескислородных кислот могут получиться при непосредственном соединении металла с металлоидом: $\text{Na} + \text{Cl} = \text{NaCl}$.

Из сказанного можно вывести следующее:

Соль состоит из металла и кислотного остатка, ¹ например, $\text{Na}-\text{Cl}$, $\text{Ca}-\text{SO}_4$ и т. д.; в образовании соли участвует металл и кислотный остаток, при чем металл может вступать в реакцию, находясь 1) в свободном состоянии, 2) в виде окиси, 3) в виде гидрата окиси и 4) в виде соли. С другой стороны, кислотный остаток соли может образоваться из 1) металлоида, 2) ангидрида, 3) кислоты, 4) соли.

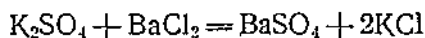
Способы получения солей можно изобразить в виде нижеприведенной схемы, в которой дан один лишь „скелет“, а учащимся предлагается заполнить его. В левой части схемы даны металл и его производные, в правой части — металлоид и его производные. Перепишите схему в тетрадь и соедините стрелками те вещества из правой и левой части, взаимодействием которых образуется соль. Стрелки обозначьте номерами и для каждого номера придумайте несколько примеров реакций:

Металл -	- Металлоид
Основной окисел -	- Ангидрид
Основание -	- Кислота
Соль -	- Соль

/ Примеры реакций получения солей.

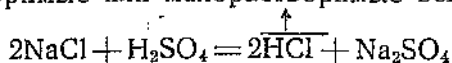
У п р а ж н е н и я

В предлагаемых ниже примерах получения кислот, оснований и солей даны исходные материалы. Надо составить равенства реакций и разобраться в вопросе о том, может ли данная реакция дойти до конца или реакция обратима. Вы уже знаете, что реакция может дойти до конца в том случае, если одно из получающихся веществ выпадает в осадок или удаляется в виде газа, как, например,



¹ Кислотным остатком называется то, что остается от кислоты после замещения водорода металлом, например, H_2SO_4 соответствует соль CaSO_4 ; кислотный остаток SO_4 .

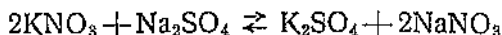
Стрелкой, направленной вниз $\downarrow$, мы будем обозначать нерастворимые или малорастворимые вещества.



Стрелкой, направленной вверх $\uparrow$ будем обозначать летучие вещества.

Обе приведенные здесь реакции могут идти до конца, так как в первом примере BaSO_4 выпадает в осадок, а во втором — HCl удаляется в виде газа.¹ Выпадение в осадок соли BaSO_4 даст возможность отделить ее фильтрованием от другой соли — KCl .

В тех случаях, когда образующиеся вещества растворимы и нелетучи, реакция обратима. Обратимую реакцию, как вы помните, обозначают двумя стрелками $\rightleftharpoons$, например,



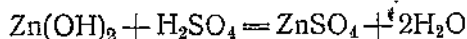
В этом случае все четыре соли будут в растворе. Таким образом получающиеся соли от взятых солей отделить нельзя, и эта реакция для получения солей применена быть не может.

В данных ниже примерах будут указаны только такие летучие вещества, с которыми вы встречались в курсе. К ним относятся как вещества газообразные при нормальных условиях (HCl , SO_2 и др.), так и вещества, легко образующиеся в пары при нагревании (HNO_3).

В отношении растворимости веществ у вас достаточно полных сведений нет; а потому вам предлагается пользоваться приведенной ниже таблицей. В этой таблице в горизонтальном направлении дан ряд металлов, а в вертикальном — ряд кислотных остатков и гидроксил. Каждая клетка этой таблицы соответствует какой-нибудь соли или основанию. В клетке условные знаки: н — нерастворима в воде, м — малорастворима, р — растворима.

Укажем на примере, как пользоваться этой таблицей. Допустим, что вы хотите узнать, растворима ли серномагнезевая соль — MgSO_4 . В горизонтальном ряду вы на шестом месте найдете Mg , а в вертикальном ряду на 7-ом месте — кислотный остаток SO_4 . Проведите от клетки „ SO_4 “ горизонтальную линию вправо, а от клетки „ Mg “ вертикальную линию вниз. На месте пересечения этих двух линий будет клетка, соответствующая соли MgSO_4 . В этой клетке вы найдете букву р. Значит, MgSO_4 растворима в воде.

Если в результате реакции образуется соль и вода, как, например,



¹ Для полного удаления HCl , как вы уже знаете, нужно брать сухую, крепкую кислоту и нагревать.

Таблица растворимости солей и оснований в воде

	K	Na	NH ₄	Ba	Ca	Mg	Al	Cr	Fe ⁺⁺⁺	Fe ⁺⁺	Mn	Zn	Ag	Hg ⁺	Hg ⁺⁺	Cu	Pb	Bi	Sn	
ОН	р	р	р	р	м	н	н	н	н	н	п	н	н	н	н	н	н	н	н	ОН
Cl	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н	н	р	р	м	м	р	Cl
Br	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н	н	р	р	м	м	р	Br
J	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н	н	н	н	м	н	р	J
S	р	р	р	р	р	р	—	—	н	—	н	н	н	н	н	н	н	н	н	S
SO ₃	р	р	р	н	н	н	—	—	н	—	н	н	н	н	н	н	н	н	—	SO ₃
SO ₄	р	р	р	н	м	р	р	р	р	р	р	р	м	м	р	р	н	р	р	SO ₄
PO ₄	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	PO ₄
AsO ₄	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	—	AsO ₄
CrO ₄	р	р	р	н	м	р	—	н	—	н	н	н	н	н	м	р	н	н	н	CrO ₄
CO ₃	р	р	р	н	н	н	—	—	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	—	CO ₃
SiO ₃	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	—	—	н	н	—	—	SiO ₃
NO ₃	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—	NO ₃
ClO ₃	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	ClO ₃
C ₂ H ₃ O ₂	р	р	р	р	р	м	н	м	н	н	м	н	н	н	н	н	н	н	н	C ₂ H ₃ O ₂

Примечание: В таблице буква "р" означает растворимое в воде соединение, буква "н"—нерастворимое и "м"—малорастворимое. Черта в клетке означает, что данная соль не существует или разлагается водой. Точка при знаке металла означает валентность, например: Fe⁺⁺—двухвалентное и Fe⁺⁺⁺—трехвалентное железо.

то реакция необратима и в том случае, если образующаяся соль растворима в воде, так как большинство солей не вступает в реакцию с водой.

Ознакомившись с данными здесь указаниями, составьте приведенные ниже реакции и обозначьте стрелками, какие вещества выпадают в осадок, какие вещества улетучиваются при нагревании, а также укажите, обратима ли данная реакция.

1. Напишите равенства реакций получения кислот действием кислоты на соль:

- 1) хлористый магний и серная кислота
- 2) азотнокальциевая соль и серная кислота
- 3) сернистокалиевая соль и соляная кислота
- 4) кислая сернистоаммониевая соль и азотная кислота
- 5) ортофосфорнокальциевая (средняя) соль и серная кислота
- 6) однометаллическая ортофосфорнатриевая соль и азотная кислота
- 7) азотистоаммонийная соль и серная кислота
- 8) хлористый алюминий и азотная кислота
- 9) хлористое железо и серная кислота
- 10) хлорное железо и серная кислота
- 11) метафосфорноалюминиевая соль и серная кислота.

2. Напишите равенства реакций получения оснований действием щелочи на соль:

- 12) азотнокалиевая соль и едкий натр
- 13) серномедная соль и гидрат окиси кальция (известь)
- 14) серноалюминиевая соль и гидрат окиси калия
- 15) азотносвинцовая соль и гидрат окиси аммония
- 16) пирофосфорноцинковая соль и едкое кали
- 17) серноаммонийная соль и гидрат окиси натрия.

3. Напишите равенства реакций образования солей различными способами:

- 18) кальций и соляная кислота
- 19) магний и серная кислота
- 20) алюминий и серная кислота
- 21) медь и серная кислота¹
- 22) окись меди и соляная кислота
- 23) закись железа и серная кислота
- 24) окись железа и азотная кислота
- 25) окись алюминия и соляная кислота
- 26) окись натрия и азотная кислота
- 27) окись калия и ортофосфорная кислота
- 28) гидрат окиси магния и соляная кислота
- 29) гидрат окиси свинца и азотная кислота

¹ Вспомните, что при этой реакции образуется не водород, а сернистый газ (см. стр. 102).

- 30) гидрат окиси аммония и сернистая кислота
- 31) едкий натр и ортофосфорная кислота
- 32) гидрат окиси бария и азотистая кислота
- 33) гидрат закиси железа и соляная кислота
- 34) окись кальция и сернистый ангидрид
- 35) окись бария и серный ангидрид
- 36) окись калия и азотный ангидрид
- 37) окись натрия и фосфорный ангидрид
- 38) гидрат окиси калия и сернистый ангидрид
- 39) гидрат окиси кальция и азотный ангидрид
- 40) гидрат окиси меди и серный ангидрид
- 41) гидрат окиси аммония и фосфорный ангидрид
- 42) гидрат окиси железа и серный ангидрид
- 43) серномагниева соль и хлористый барий
- 44) хлористый кальций и азотносеребряная соль
- 45) азотнобариевая соль и серноалюминиевая соль
- 46) сернонатриевая соль и азотнокалиевая соль
- 47) двуметаллическая ортофосфоронатриевая соль и хлористый аммоний
- 48) однометаллическая ортофосфорнокальциевая соль и сернокалиевая соль
- 49) средняя ортофосфорноаммонийная соль и азотнокальциевая соль
- 50) азотносеребряная соль и хлористый алюминий
- 51) азотномагниева соль и серноалюминиевая соль
- 52) хлористое олово и серная кислота
- 53) азотносвинцовая соль и серная кислота
- 54) ортофосфоронатриевая (средняя) соль и азотная кислота
- 55) серномедная соль и железо
- 56) серномедная соль и цинк
- 57) азотносвинцовая соль и цинк
- 58) приведите равенства реакций получения азотномедной соли всеми возможными способами.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Химические элементы, их символы и точные атомные веса

Название элемента	Символ	Атомный вес	Название элемента	Символ	Атомный вес
Азот	N	14,008	Натрий	Na	22,997
Алюминий	Al	26,97	Неодим	Nd	144,27
Аргон	Ar	39,94	Неон	Ne	20,18
Барий	Ba	137,36	Никкель	Ni	58,69
Бериллий	Be	9,02	Ниобий	Nb	93,5
Бор	B	10,82	Олово	Sn	118,7
Бром	Br	79,916	Осмий	Os	190,9
Ванадий	V	50,95	Палладий	Pd	106,7
Висмут	Bi	209,0	Платина	Pt	195,23
Водород	H	1,0078	Празеодим	Pr	140,92
Вольфрам	W	184,0	Радий	Ra	225,97
Гадолиний	Gd	157,3	Радон	Rd	222
Галлий	Ga	69,72	Рений	Re	186,31
Гафний	Hf	178,6	Родий	Rh	102,9
Гелий	He	4,002	Ртуть	Hg	200,61
Германий	Ge	72,6	Рубидий	Rb	85,46
Голлий	Ho	163,5	Рутений	Ru	101,7
Диспрозий	Dy	162,46	Самарий	Sm	150,43
Европий	Eu	152,0	Свинец	Pb	207,21
Железо	Fe	55,84	Селен	Se	79,2
Золото	Au	197,2	Сера	S	32,06
Иллий	Il	—	Серебро	Ag	107,88
Индий	In	114,8	Скандий	Sc	45,10
Иод	I	126,93	Стронций	Sr	87,63
Иридий	Ir	193,1	Сурьма	Sb	121,76
Иттербий	Yb	173,5	Таллий	Tl	204,39
Иттрий	Y	88,93	Тантал	Ta	181,5
Кадмий	Cd	112,41	Теллур	Te	127,5
Калий	K	39,104	Тербий	Tb	159,2
Кальций	Ca	40,07	Титан	Ti	47,90
Кислород	O	16,000	Торий	Th	232,12
Кобальт	Co	58,94	Тулий	Tu	169,4
Кремний	Si	28,06	Углерод	C	12,00
Криптон	Kr	82,9	Уран	U	238,14
Ксенон	Xe	130,2	Фосфор	P	31,02
Лантан	La	138,9	Фтор	F	19,00
Литий	Li	6,94	Хлор	Cl	35,457
Лутеций	Lu	175,0	Хром	Cr	52,01
Магний	Mg	24,32	Цезий	Cs	132,81
Мазурий	Ma	—	Церий	Ce	140,13
Марганец	Mn	54,93	Цинк	Zn	65,38
Медь	Cu	63,57	Цирконий	Zr	91,22
Молибден	Mo	96,0	Эрбий	Er	167,64
Мышьяк	As	74,96			

Процентное содержание HCl, H₂SO₄ и HNO₃ в растворах различного удельного веса

Удельн. вес при 15°	100 вес. част. со- держ. химически чистой к-ты		Удельн. вес при 15°	100 вес. част. со- держ. химически чистой к-ты		Удельн. вес при 15°	100 вес. част. со- держ. химически чистой к-ты		Удельн. вес при 15°	100 вес. част. со- держ. химически чистой к-ты	
	HCl	H ₂ SO ₄		HCl	H ₂ SO ₄		HCl	H ₂ SO ₄		HCl	H ₂ SO ₄
1,000	0,16	0,09	0,10	32,28	38,29	1,480	46,8	57,83	86,05	1,720	60,4
1,010	2,14	1,57	1,90	33,43	39,82	1,490	47,4	58,74	89,60	1,730	60,9
1,020	4,13	3,03	3,70	34,57	41,34	1,500	48,1	59,70	91,09	1,740	61,4
1,030	6,15	4,49	5,50	35,71	42,87	1,510	48,7	60,65	92,10	1,750	61,8
1,040	8,16	5,96	7,26	36,87	44,41	1,520	49,4	61,59	93,67	1,760	62,3
1,050	10,17	7,37	8,99	38,03	45,95	1,530	50,0	62,53	95,17	1,770	62,8
1,060	12,19	8,77	10,68	39,19	47,49	1,540	50,6	63,43	96,67	1,780	63,3
1,070	14,17	10,19	12,33	40,35	49,07	1,550	51,2	64,26	98,17	1,790	63,7
1,080	16,15	11,60	13,95	41,50	50,71	1,560	51,8	65,08	99,67	1,800	64,2
1,090	18,11	12,99	15,53	42,66	52,37	1,570	52,4	65,90	101,17	1,810	64,6
1,100	20,01	14,35	17,11	43,74	54,07	1,580	53,0	66,71	102,67	1,820	65,0
1,110	21,92	15,71	18,67	44,82	55,79	1,590	53,6	67,59	104,17	1,830	65,4
1,120	23,82	17,01	20,23	45,88	57,57	1,600	54,1	68,51	105,67	1,840	65,8
1,130	25,75	18,31	21,77	46,94	59,39	1,610	54,7	69,43	107,17	1,850	66,2
1,140	27,66	19,61	23,31	48,00	61,27	1,620	55,2	70,31	108,67	1,860	66,6
1,150	29,57	20,91	24,84	49,06	63,23	1,630	55,8	71,16	110,17	1,870	66,9
1,160	31,52	22,19	26,36	50,11	65,30	1,640	56,3	71,99	111,67	1,880	67,3
1,170	33,46	23,47	27,88	51,15	67,50	1,650	56,9	72,82	113,17	1,890	67,7
1,180	35,39	24,76	29,38	52,15	69,80	1,660	57,4	73,64	114,67	1,900	68,1
1,190	37,23	26,04	30,88	53,11	72,17	1,670	57,9	74,51	116,17	1,910	68,5
1,200	39,11	27,32	32,36	54,07	74,68	1,680	58,4	75,42	117,67	1,920	68,9
1,210	—	28,56	33,82	55,03	77,28	1,690	58,9	76,30	119,17	1,930	69,3
1,220	—	29,84	35,28	55,97	79,98	1,700	59,5	77,17	120,67	—	—
1,230	—	31,11	36,75	56,90	82,90	1,710	60,0	78,04	—	—	—

Процентное содержание аммиака в растворах различного уд. веса

Уд. вес при 15°	Град. Боме	% % амм.	Уд. вес при 15°	Град. Боме	% % амм.	Уд. вес при 15°	Град. Боме	% % амм.
1,000	10	0	0,952	17	12,0	0,909	24	25,6
1,993	11	1,6	0,946	18	13,6	0,903	25	27,8
0,986	12	3,3	0,940	19	15,4	0,898	26	29,8
0,979	13	5,0	0,933	20	17,5	0,892	27	32,4
0,972	14	6,6	0,927	21	19,4	0,886	28	35,2
0,966	15	8,2	0,921	22	21,3	—	—	—
0,959	16	10,1	0,915	23	23,4	—	—	—

АЛФАВИТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

- Абсорбер 106, 110
 Авогадро закон 191
 Адсорбция 177
 Азид свинца 158
 Азот 127
 — атмосферный 147
 — окислы 137, 159.
 — получение 128
 — свойства 129
 — синтетический 154
 — температура кипения 129, 148
 — техническое получение 148
 Азотная кислота—см. кислота
 Активность металлов 205
 Алкаиметрия 239
 Аллотропические видоизменения 172
 Алмаз 176
 Аллюминотермия 204
 Ангидрид 259
 — азотистый 142
 — азотноватый 142
 — азотный 142
 — кремневый 169
 — сернистый 93
 — серный 97, 167
 — фосфорный 170, 173
 — угольный 176, 181
 Аммиак 151, 215
 — количественное определение 245
 — производство 219
 — растворимости таблица 261
 — синтез 152, 220
 Аммоний 217
 Апатит 168
 Ареометр 23, 116
 Атом 70
 Атомно-молекулярная теория 70, 191
 Атомный вес 72
 Ацидиметрия 239
 Бактерии нитрофицирующие 154
 Башня промывная 108
 Башня сушильная 108
 Белковые вещества 130
 Бертолетова соль 86
 Бессемера способ 208
 Бисульфат 112
 Бурий железняк 199
 Бурий уголь 175
 Бюретка 228
 Валентность 75, 76, 93
 — повышение, понижение 143
 Взвешивание 16
 — до постоянного веса 19, 119
 — правила 17, 18, 115, 119
 Взрыв 130
 Взрывчатые вещества 125, 157
 Вес атомный 72
 Весы 16, 115
 Вещество 41
 — взрывчатое 125, 157
 — дымобразующее 122
 — закон сохранения 65
 — неоднородное 84
 — нерастворимое 59
 — однородное 84
 — отравляющее 56, 122, 177, 181
 — простое 42, 251
 — сложное 41, 251
 Влага 16, 18
 Вода 43
 — баритовая 222

Вода гигроскопическая 19
 — дистиллированная 44
 — известковая 214
 — очистка 43
 — состав 42
 — хлорная 53
 — электролиз 41
 Водород 40, 45
 — восстановление 200
 — получение 45
 — свойства 48
 Водяной газ 175, 186
 — получение 187
 Военное дело 122, 157, 172
 Воздух 147
 — состав 149
 Воспламенение 170
 Восстановитель 199
 Восстановление 102, 175
 — окислов металлов 190
 Вредители 21
 Вредители сельского хозяйства 55
 Газ водяной 175, 186
 — генераторный 175, 183
 — инертный 147
 — светильный 175
 Газомер 98
 Гелий 49, 149
 Генератор 183
 Генераторный газ 175
 — — — — — получение 183
 Гей-Люссака законы 65, 190, 191
 — — — — — башня 163
 Гигроскопичность 19, 134
 Гидрат 121, 254
 — закиси железа 223
 — окиси алюминия 223
 — — — — — аммония 217
 — — — — — железа 223
 — — — — — кальция 214
 — — — — — магния 222
 — — — — — меди 222, 224
 — — — — — цинка 223
 Гидраты окислов металлов 254
 Гидроксил 216, 254
 Гипс 125
 Гловера башня 163
 Гловерная кислота 166
 Гопкалит 180
 Горелка Даниэля 49
 — газовая 182
 Горение 181
 Горчишный газ 122
 Гофмана аппарат 40, 212
 Градусы Боуэ 23, 33, 116
 Грамм-атом 190
 — молекула 196, 233
 — эквивалент 233
 Графит 176

Гремучая ртуть 158
 Гремучий газ 42
 Дальтон 70
 Двуокись азота 141, 142
 — марганца 87
 Дегазация 181
 Декантация 118
 Динамит 157
 Диссоциация 100, 142, 219
 Доменная печь 206
 Дымовые завесы 123, 172
 Дымообразующие вещества 122
 Едкий натр 58, 211
 — — — — — количественное опре-
 деление 232, 244
 Едкое кали 212
 Железный колчедан 82, 84, 199
 Железо 208
 — — — — — восстановление из руд 205
 — — — — — руды 199
 Заводы Константиновские 126
 — „Красный Химик“ 104, 127
 — Кузнецкий 210
 — Магнитогорский 210
 — медеплавильный 124
 — цинковые 124
 Зажигательное вещество 172
 Закись азота 142
 — железа 93, 207
 Закон Авогадро 191
 — Гей-Люссака 65, 190
 — постоянства состава 68
 — сохранения вещества 65
 Зола 176
 Известь 213
 Индикатор 224, 247
 Инертные газы 147
 Иод 95
 Иодистый водород 96
 — калий 95
 Иприт 122
 Кали едкое 212
 Калий металлический 212
 Калория 184
 Кальций металлический 215
 Каменный уголь 152, 219, 175
 Камерные кристаллы 160
 Камеры свинцовые 159, 163
 Катализатор 90, 98, 153
 Каустическая сода 211
 Киноварь 199
 Киппа аппарат 47
 Кислая реакция 225
 Кислород 42, 86
 — температура кипения 148

Кислород, технич. получение 148
 Кислота 9, 253
 — азотистая 142, 162
 — азотная 127
 — — действие на метал-
 лы 140
 — — заводское получе-
 ние 138, 150, 153
 — — получение 135
 — — применение 157
 — — свойства физиче-
 ские 136
 — — свойства химиче-
 ские 137
 — — соли 146
 — кремневая 169
 — пикриновая 158
 — пироксерная 120
 — серная 27, 97
 — — действие на металлы
 29
 — — камерная 158
 — — качественное опреде-
 ление 114
 — — количественное оп-
 ределение 114
 — — концентрирование
 168
 — — моногидрат 111, 167
 — — получение 98, 169
 — — правила обращения
 28
 — — применение 112, 122,
 127, 157
 — — производство камер-
 ным способом 163
 — — контактным способом
 103
 — — свойства 27, 120
 — — сорта 167
 — — температура кипения
 120
 — — характерная реакция
 101
 — сернистая 94
 — соляная 15, 35
 — — действие на метал-
 лы 34, 35
 — — количественное оп-
 ределение 242, 246
 — — определение 31
 — — получение в лабора-
 тории 30, 31, 61, 112
 — — производство 35
 — — свойства 33, 35
 — — техническая 33, 38,
 114
 — — характерная реак-
 ция 60
 — хлорсульфоновая 123

Кислота фосфорная 173
 — — мета 173
 — — орто 173
 — — пиро 173
 — шавелевая 235
 Кислотный остаток 259
 Кислоты 253
 — — определение 253
 — — способы получения 255
 Клетчатка 121
 Коке 108, 151, 169, 206, 219
 Количественные определения ам-
 мака 245
 Количественные определения ед-
 кого натра 244
 Количественные определения кис-
 лот и щелочей 227
 Количественные определения сер-
 ной кислоты 114
 Количественные определения со-
 ляной кислоты 230
 Колчеданные огарки 85, 107
 Комбинат химический 125
 — — Березни-
 ковский 126
 — — Вобриков-
 ский 126
 — — Воскресен-
 ский 126
 — — коксо-химический 210
 — — Невский химический 126
 — — Урало-Кузнецкий 156, 210
 — — химико-металлургический
 125, 156
 Компрессор 109
 Конденсация азотной кислоты 139
 Контактный аппарат 106, 109
 — — способ получения серной кис-
 лоты 98
 Концентрация раствора 24, 230
 Кости 168
 Коэффициент растворимости 21
 Коэффициент растворимости опре-
 деление 21, 22, 23, 132.
 Красный железняк 199
 Кратные отношения 68
 Кремнезем 208
 Крепость растворов 25, 116, 237
 Криптон 149
 Кристаллизация 21
 Кристаллы 21
 Ксенон 149
 Купорос 121
 Купоросное масло 167
 Лавуазье 66
 Лакмус 29, 34, 35, 57, 211
 Ломоносов 66
 Магнитный железняк 199

- Марказит 84
 Мартена способ 209
 Медистый колчедан 124, 199
 Медный блеск 82, 199
 — "у порос 103, 121
 Матл^с иды 93, 251
 Матл^ы 251
 — активность 205
 — восстановление из руд 199
 — легкие 146
 — окисление 202
 — тяжелые 146
 Металлургия 175, 198, 209
 — значение и рост 209
 Метилоранж 225
 Механическая смесь 83
 Молекула 71, 191
 — вес 72, 194
 Моногидрат серной кислоты 111, 167
 Мрамор 213
 Мышьяк 38, 106, 167
 Навеска 115
 Натр едкий 58, 211
 Натрий 52, 57
 — горение на воде 88
 — действие на воду 57, 211
 — окрашивание пламени 128
 — хлористый 52, 58
 Нашатырный спирт 151, 220, 245
 Нашатырь 217
 Нейтрализация 224, 227, 231
 Нейтральная реакция 226
 Нейтральный раствор 226
 Неон 149
 Нитрогинерин 157
 Нитроза 163
 Нитрозилсерная кислота 161
 Нормальный раствор 234
 Обжиг колчедана 106, 159
 Озон 196
 Окисление 92, 143, 175
 — металлов 202
 Окислы 92, 252
 — азота 137, 140, 142, 159
 — кислотные 93, 252
 — металлов 192, 210
 — основные 252
 — серы 93, 97
 — углерода 176
 — фосфора 173
 Окись азота 141, 142
 — кальция 213
 — магния 221
 — меди 102, 199, 200, 201
 — ртути 199
 — свинца 201
 — цинка 223
 — углерода 201
 Олово 144
 Олеум 106, 110, 167
 Оловянный камень 193
 Осадок 60, 115
 — прокаливание 119
 — промывание 117
 — сушка 118
 Осаждение 116
 — полнота 117
 Основания 210, 251, 253
 — действие кислот 223
 — нерастворимые в воде 220
 — определение 254
 — способы получения 255
 Основная 255
 Основные окислы 223
 Отравающие вещества 56, 122, 177, 181
 Перегонка 43
 Печи Геррестофера 106.
 — колчеданные 104, 106
 — металлургические 125
 — механические 106
 — муфельные 36
 Пипетка 228
 Пирит 84
 Пироксин 157
 Плавни 208, 214
 Пламя 181
 Платинированный асбест 100, 109
 Полиморфизм 81
 Порох черный 130
 — бездымный 157
 Продукт производства 13
 — химически-чистый 44
 Производство химическое 8
 — азотной кислоты 138, 150, 153
 — аммиака 219
 — серной кислоты 103, 163
 — соляной кислоты 35
 — фосфора 169
 Промывалка 118
 Промышленность химическая 9
 — сернокислотная 124
 — туковая 124, 156
 — планирование 126
 Простое вещество 42, 251
 Противогаз 177
 Противоток 107
 Пылевая камера 105, 107
 Пятилетний план 12
 — — поваренной соли 25
 — — серного колчедана 85
 — — серной кислоты 124
 — — сульфата аммония 220

- Пятилетний план туковой промыш-
ленности 156
— — черной метал-
лургии 209
- Равенство химическое 75
— молекулярное 91
- Равновес 16, 17
- Раствор 20
— крепость 25, 116, 237
— концентрация 24, 230
— насыщенный 20, 23
— нейтральный 226
— нормальный 234
— разбавленный 24
— титрованный 232
- Растворимость 21
— таблица 261
- Расчеты по формулам 73, 78
- Реакция замещения 49
— кислая 225
— нейтральная 226
— обратная 100
— разложения 41
— равенство 75, 91
— соединения 48
— схема 59
— химическая 33
— щелочная 225
— эндотермическая 186
— экзотермическая 186
- Реторта чугунная 139
- Руды 199, 205
- Сахар 121
- Светильный газ 175
- Свинцовый блеск 199
— глет 201
— сурик 201
- Селитра 127
— добывание 134
— калиевая 129, 135
— кальциевая 155
— натриевая 129, 135
— норвежская 151
— применение 135
— растворимость 131
— состав 128
- Сера 80
— аморфная 80
— добывание 82
— коковая 83
— октаэдрическая 81
— пластическая 80
— призматическая 81
— черенковая 83
— химические свойства 83
- Серная кислота—см. кислота
- Сернистое железо 84
- Сернистые металлы 83
- Сернистый газ 83, 94, 159
- Серный колчедан 82, 84, 104
— — добывание 85
— — обжиг 106
- Серный цвет 83
- Сероуглерод 170
- Сложное вещество 41, 251
- Соли 51
— азотной кислоты 146
— аммонийные 217
— двойные 175
— кислые 122, 174, 258
— определение 51, 254, 257
— соляной кислоты 51
— серной кислоты 51, 114
— средние 122, 258
— способы получения 258
— фосфорной кислоты 174
- Соль азотноалюминиевая 146
— азотноаммониевая 218, 220
— азотножелезная 146
— азотнокальциевая 146
— азотномагниева 146
— азотномедная 146
— азотносеребряная 58, 174, 246
— каменная 26
— кремнекальциевая 170
— марганцовокальциевая 95
- Соль поваренная 15, 16, 52
— — выварочная 26
— — добывание 25
— — кристаллизация 21
— — очистка 20
— — растворимость 21
— — самосадочная 26
— — электролиз 211
— серноаммониевая 156
— серномедная 103
— серноцинковая 258
— сернонатриевая 96
— фосфорнокальциевая 168
— хромокальциевая 247
- Состав качественный 39
— количественный 60
- Сталь 205, 208
- Сульфат 33 112, 121
— аммония 156
- Сульфит 96
- Суперфосфат 125, 163
- Сушильный шкаф 118
- Сырье 17, 79, 124
- Теплота образования 184, 202
- Теплотворная способность то-
плива 186
- Термит 205
- Терморегулятор 109
- Титр 232
- Титрование 239

- Титрованный раствор 232
Токсические свойства 122
Топливо 175
— газообразное 175, 183, 186
— жидкое 175
— твердое 175
— теплотворная способность 186
Торф 175
Тротил 158
Углекислый газ 176, 204
— определение плотности 189
Углеводы 121
Углерод 175
Уголь 175
— активированный 177
— бурый 175
— восстановитель 199
— каменный 175
— поглонительные свойства 177
Удельный вес 23
— — азотной кислоты 137
— — растворов поварен-
ной соли 23 . . .
— — серной кислоты 27,
120
— — соляной кислоты 33
— — углекислого газа 189
Удобрения 185, 151, 154, 168
Фенолфталин 211, 216, 225
Фильтр 20
— сезонный 117
Фильтрат 21
Фильтрование 20, 107, 108, 117
Форвашер 107
Формулы 72
— вывод 91
— расчеты 73
— структурные 77, 93
Фосген 55, 180
Фосфор 168
— белый 170
— горение 88
— красный 170
— получение 169
— применение 172
— свойства 170
Фосфорит 168
Фтористый кальций 168
Характерная реакция 60
Хвосты медистых колчеданов 125
Химическая промышленность 9,
126, 156, 210
— основная 9
— реакция 33
Хлор 40, 51
— добывание 55
— получение 51
— применение 55
— свойства 53
Хлорирование 55
Хлористый алюминий 50, 75
— аммоний 217
— барий 101
— водород 31, 35, 42
— — добывание 36
— количественный состав 60
— электролиз 39
— железо 68, 73, 75
— калий 90, 213
— кальций 168
— натрий 52, 58, 74
— магний 50, 74
— медь 69
— ртуть 69, 73, 75
— сера 122
— серебро 59, 75, 246
— сульфурил 123
— цинк 49, 67, 74
Хлористые соли 55, 69
Хлорное железо 68, 71, 75
— золото 147
— медь 52, 69
— платина 147
— ртуть 69, 73, 75
Холодильник 105, 107, 110
Царская водка 147
Цинковая обманка 82, 124, 199
Чугун*205—208
Шлак 168, 208
Щелочи 58, 210, 221, 254
— действие кислот 224
— количественное определение
227, 239
Щелочная реакция 225
Эквивалент 233
Экзотермическая реакция 187, 203
Элеватор 107
Электролиз 39
— воды 41
— поваренной соли 211
— хлористого водорода 39
Элемент 41, 251
— список 73, 264
Эндотермическая реакция 184, 203
Этилен 122

СО Д Е Р Ж А Н И Е

Предисловие для преподавателя — проф. <i>Верховский</i>	Стр. 3
Введение для учащихся	7

Т Е М А П Е Р В А Я

Соляная кислота

1. Сырые материалы	15
------------------------------	----

А. Поваренная соль

Определение влаги в поваренной соли	16
Работа 1. Обнаружение влаги в поваренной соли	16
Правила взвешивания	17
Работа 2. Определение % воды в заводской поваренной соли	18
3. Гигроскопичность поваренной соли	19
Очистка и кристаллизация поваренной соли	20
Работа 4. Очистка поваренной соли от нерастворимых примесей	20
5. Кристаллизация поваренной соли	21
Растворимость поваренной соли	21
Работа 6. Определение растворимости поваренной соли при комнатной температуре	21
Работа 7. Определение растворимости поваренной соли при температуре 80—90°	22
Удельный вес растворов поваренной соли	23
Работа 8. Определение удельного веса насыщенного раствора поваренной соли	23
Работа 9. Определение удельного веса разбавленных растворов поваренной соли	24
Концентрация раствора	24
Задачи	25
Добывание поваренной соли	25

Б. Серная кислота

Свойства серной кислоты	27
Работа 10. Физические свойства серной кислоты	27
11. Действие серной кислоты на дерево	28
12. Действие серной кислоты на воду	28
13. Действие серной кислоты на раствор лакмуса	29
14. Действие разбавленной серной кислоты на металлы: цинк, алюминий, железо, свинец	29
Работа 15. Действие крепкой серной кислоты на металлы: железо, свинец	29
2. Производство соляной кислоты	30

А. Получение соляной кислоты в лаборатории

Работа 16. Действие серной кислоты на поваренную соль	30
17. Получение соляной кислоты	30

Свойства соляной кислоты.	33
Работа 18. Физические свойства соляной кислоты.	33
19. Действие соляной кислоты на раствор лакмуса	34
20. Действие разбавленной соляной кислоты на металлы	34
21. Действие крепкой соляной кислоты на металлы.	34
22. Выделение хлористого водорода из соляной кислоты	34
Обобщения и дополнения.	35

Б. Производство соляной кислоты

Описание производства соляной кислоты.	36
3. Качественный состав и составные части хлористого водорода и поваренной соли.	39
Работа 23. Разложение соляной кислоты электрическим током.	39
24. Разложение воды электрическим током	41
Вода	43
Работа 25. Перегонка воды.	43
Водород. Его получение. Свойства. Реакции металлов с кислотами	45
Работа 26. Выделение водорода из соляной кислоты действием металлов.	45
Работа 27. Собираание водорода вытеснением воздуха.	46
28. Исследование вещества, образовавшегося в растворе при действии соляной кислоты на цинк.	49
Работа 29. Исследование газа, выделяющегося при действии цинка на серную кислоту.	50
Работа 30. Исследование вещества, образовавшегося в растворе при действии серной кислоты на цинк.	50
Хлор.	51
Работа 31. Получение хлора из соляной кислоты.	51
32. Горение металлов в хлоре	52
33. Горение водорода в хлоре.	53
34. Испытание белящей способности хлора.	53
35. Свойства хлорной воды.	53
Физические свойства хлора.	53
Химические свойства хлора.	54
Добывание хлора.	55
Применение хлора	55
Натрий	57
Работа 36. Действие натрия на воду.	57
37. Исследование газа, выделяемого из воды натрием.	57
Физические свойства натрия.	57
Химические свойства натрия.	58
Характерная реакция на соляную кислоту и ее соли.	58
Работа 38. Действие раствора ляписа на растворы различных кислот.	59
Работа 39. Действие раствора ляписа на растворы некоторых солей.	59
40. Свойства хлористого серебра.	60
4. Количественный состав хлористого водорода и хлористых солей. Основные законы.	60
Работа 41. Приготовление соляной кислоты с известным содержанием хлористого водорода.	61
Работа 42. Определение % содержания водорода в хлористом водороде.	62
Закон сохранения веса.	65
Работа 43. Определение процентного содержания хлора в хлористом водороде.	66
Закон постоянства состава.	68
Простые кратные отношения	68
Работа 44. Образование хлористого и хлорного железа.	68

5. Атомно-молекулярная теория. Химические формулы и равенства.	70
Атомно-молекулярная теория.	70
Работа 45. Делимость вещества.	71
Химические формулы.	72
Задачи.	73
Составление химических равенств. Валентность.	75
Задачи.	77
Расчеты по химическим равенствам.	77

ТЕМА ВТОРАЯ

Серная кислота

1. Сырые материалы.	79
-----------------------------	----

А. Сера

Физические свойства.	80
Работа 1. Изменение физических свойств серы при нагревании.	80
2. Кристаллизация серы.	80
Добывание серы.	82
Химические свойства серы.	83
Работа 3. Горение серы.	83
4. Соединение серы и железа.	83
5. Отличие механической смеси серы и железа от их химического соединения.	83

Б. Серный колчедан

Работа 6. Нагревание серного колчедана.	85
7. Сравнение свойств серного колчедана и сернистого железа.	85
2. Кислород. Окислы.	86
Получение кислорода. Горение в нем серы, железа и некоторых других веществ.	86
Работа 8. Получение кислорода.	86
9. Получение кислорода из смеси бертолетовой соли и двуокиси марганца.	87
Работа 10. Горение в кислороде угля, серы, фосфора, натрия и железа. Исследование продуктов горения.	88
Работа 11. Исследование остатка, получившегося при выделении кислорода из смеси бертолетовой соли и двуокиси марганца.	89
Работа 12. Определение % содержания кислорода в бертолетовой соли и составление формулы ее. Вес литра кислорода.	90
Окислы.	92
3. Сернистая кислота.	94
Работа 13. Получение сернистой кислоты.	94
14. Действие сернистой кислоты на раствор иода и марганцовокалиевой соли.	95
Работа 15. Получение сернистого ангидрида действием соляной кислоты на соли сернистой кислоты.	96
Работа 16. Действие солей сернистой кислоты на раствор иода и марганцовокалиевой соли.	97
4. Серный ангидрид и серная кислота.	97

А. Получение серной кислоты в лаборатории

Работа 17. Получение серного ангидрида и серной кислоты.	98
18. Испытание свойств серной кислоты. Характерная реакция на серную кислоту.	101
Работа 19. Восстановление серной кислоты в сернистую.	102

Б. Производство серной кислоты

Описание производства (обжиг колчедана, очистительные процессы, образование серного ангидрида и серной кислоты).	104
Задачи.	111
Применение серной кислоты в производстве соляной кислоты.	112
Задачи.	113
5. Качественное и количественное определение серной кислоты.	113

А. Качественное определение серной кислоты

Работа 20. Качественное определение примеси серной кислоты в соляной кислоте.	114
Работа 21. Качественное определение солей серной кислоты.	114

Б. Количественное определение серной кислоты

Взвешивание на аналитических весах	115
Работа 22. Определение, % H_2SO_4 в разбавленной серной кислоте (навеска, осаждение, фильтрование и промывание осадка, сушка, прокалывание, взвешивание, расчет).	115
6. Заключение. Свойства серной кислоты. Применение ее. Сернокислотная промышленность.	120
Физические свойства.	120
Химические свойства.	121
Значение серной кислоты	122
Применение соединений серы в военном деле.	122
Сернокислотная промышленность.	124

ТЕМА ТРЕТЬЯ

Азотная кислота.

1. Селитра.	128
Состав селитры.	128
Работа 1. Определение в селитре присутствия натрия или калия.	128
2. Открытие в селитре присутствия кислорода.	128
3. Выделение азота из селитры.	128
Свойства азота.	129
Порох	130
Работа 4. Исследование вещества, образовавшегося при взаимодействии железа с селитрой.	130
Растворимость и кристаллизация селитры.	131
Работа 5. Зависимость растворимости селитры от температуры.	132
6. Определение коэффициента растворимости селитры при различных температурах.	132
Работа 7. Построение графики растворимости селитры.	133
8. Гигроскопичность селитры.	134
Добытие и применение селитры.	134
2. Получение азотной кислоты из селитры.	135
Работа 9. Получение азотной кислоты.	135
Физические свойства азотной кислоты.	136
Работа 10. Цвет и удельный вес азотной кислоты.	136
Химические свойства азотной кислоты	137
Работа 11. Разложение азотной кислоты от действия солнечного света и при нагревании.	137
Работа 12. Горение угля в азотной кислоте.	138
13. Окисление скипидара.	138

3. Заводский способ получения азотной кислоты из селитры	138
Задачи	140
4. Действие азотной кислоты на металлы. Окислы азота	140
Работа 14. Получение окиси и двуокиси азота действием меди на азотную кислоту	140
Задачи	143
Работа 15. Действие азотной кислоты на олово	144
„ 16. Действие азотной кислоты на железо	144
„ 17. Действие азотной кислоты на медь	145
„ 18. Свойства солей азотной кислоты	146
Действие на металлы смеси азотной и соляной кислот	146
5. Производство азотной кислоты из воздуха	147
Воздух	147
Работа 19. Отделение азота от кислорода воздуха	148
Состав воздуха	149
Получение азотной кислоты из атмосферного азота	150
Дуговой способ	150
Аммиачный способ	151
Работа 20. Выделение аммиака из нашатырного спирта и горение его в кислороде	152
6. Азотистые удобрения	154
7. Применение азотной кислоты в военном деле	157

ТЕМА ЧЕТВЕРТАЯ

Камерная серная кислота

Работа 1. Получение серной кислоты в лаборатории камерным способом	159
Химические реакции, происходящие при образовании серной кислоты камерным способом	161
Описание производства камерной серной кислоты	163
Сорта серной кислоты	167

ТЕМА ПЯТАЯ

Фосфор и фосфорные кислоты

1. Сырые материалы	168
2. Получение фосфора	169
3. Свойства белого и красного фосфора	170
Работа 1. Растворимость фосфора в сероуглероде	170
„ 2. Воспламенение фосфора	170
„ 3. Горение белого и красного фосфора	171
Применение фосфора	172
4. Фосфорный ангидрид и фосфорные кислоты	173
Работа 4. Превращение соли ортофосфорной кислоты в соли пирофосфорной и метафосфорной кислот	174
Упражнения	175

ТЕМА ШЕСТАЯ

Окислительные и восстановительные процессы

1. Топливо. Горение	175
Углерод. Уголь. Углекислый газ. Окись углерода	176
Работа 1. Поглощительные свойства угля	176
„ 2. Получение окиси углерода восстановлением углекислого газа углем	178

Пламя	181
Работа 3. Строение пламени спиртовой лампы и газовой горелки	181
Генераторный газ	183
Тепловые явления при химических реакциях	184
Водяной газ	186
Работа 4. Получение водяного газа в лаборатории	187
Объемы реагирующих газов	188
Работа 5. Определение веса литра углекислого газа	189
Задачи	190
Законы Гей-Люссака и Авогадро	191
Плотность газов и их молекулярный вес	194
Задачи	195
Объем граммолекулы газов	196
Задачи	197
2. Восстановление металлов из руд	198
Восстановление окислов металлов	199
Работа 6. Разложение окиси ртути при нагревании	199
7. Восстановление окиси меди углем	199
8. Восстановление окислов металлов водородом	200
9. Восстановление окислов металлов окисью углерода	201
10. Восстановление окислов металлов светящимся пламенем	202
Окисление металлов	202
Работа 11. Окисление металлов несветящимся пламенем	202
12. Окисление металлов при нагревании	202
Теплота реакций окисления и восстановления	202
Упражнения	203
Работа 13. Горение магния в углекислом газе	204
Алюминотермия	204
Активность металлов	205
Восстановление железа из руд	205
Переработка чугуна в железо и сталь	208
Значение и рост черной металлургии	209

Т Е М А С Е Д Ь М А Я

Основания. Щелочи

1. Щелочи	211
Едкий натр (каустическая сода)	211
Работа 1. Получение едкого натра действием металлического натрия на воду	211
Работа 2. Получение едкого натра электролизом поваренной соли	211
Едкое кали	212
Работа 3. Получение едкого кали действием металлического калия на воду	212
Известь	213
Работа 4. Получение извести из мрамора	213
5. Гашение извести	213
6. Получение известковой воды и испытание ее	214
7. Получение извести действием металлического кальция на воду	215
Аммиак	215
Работа 8. Получение аммиака. Свойства его	215
Свойства аммиака	216
Работа 9. Получение аммонийной соли	217
10. Свойства аммонийных солей	218
Производство аммиака и аммонийных солей	219
Работа 11. Получение нашатырного спирта	220

2. Основания, нерастворимые в воде	220
Работа 12. Действие металлического магния на воду	220
13. Получение окиси магния и действие воды на нее	221
14. Действие воды на окись меди	221
Отличие щелочей от остальных оснований	221
Получение оснований, нерастворимых в воде	222
Работа 15. Получение гидрата окиси магния	222
16. Получение гидрата окиси меди	222
17. Разложение гидрата окиси меди	223
18. Получение гидрата окиси цинка и алюминия	223
19. Получение гидрата закиси и гидрата окиси железа	223
3. Действие кислот на основания	223
Действие кислот на основные окислы	223
Работа 20. Действие серной кислоты на окись цинка	223
Действие кислот на основания	224
Работа 21. Действие кислот на гидрат окиси меди	224
Взаимодействие щелочей и кислот (нейтрализация)	224
Работа 22. Действие кислот и щелочей на фенолфталеин и метил- оранж	225
Работа 23. Взаимодействие кислот и щелочей	225
24. Действие растворов солей на индикаторы	225
25. Получение нейтрального раствора действием кислоты на щелочь	226
4. Количественные определения щелочей и кис- лот	227
Работа 26. Нейтрализация щелочи кислотой с измерением объемов реагирующих растворов	228
Работа 27. Определение содержания HCl в соляной кислоте	230
28. Определение содержания NaOH в растворе	232
Нормальные растворы	233
У п р а ж н е н и я	234
Приготовление титрованных растворов	234
Работа 29. Приготовление $\frac{n}{10}$ раствора щавелевой кислоты	235
„ 30. Приготовление приблизительно $\frac{n}{10}$ раствора NaOH	236
„ 31. Определение крепости приготовленного раствора NaOH при помощи $\frac{n}{10}$ раствора щавелевой кислоты	237
Работа 32. Приготовление точно $\frac{n}{10}$ раствора NaOH	237
„ 33. Приготовление приблизительно $\frac{n}{10}$ раствора серной кис- лоты	238
Работа 34. Проверка раствора H ₂ SO ₄ при помощи $\frac{n}{10}$ NaOH	239
„ 35. Приготовление точно $\frac{n}{10}$ раствора H ₂ SO ₄	239
Практические задачи по количественному опре- делению щелочей и кислот титрованием	239
Работа 36. Определение % H ₂ SO ₄ в продажной серной кислоте	240
„ 37. Определение % содержания HCl в соляной кислоте	242
„ 38. Определение объемной концентрации раствора NaOH	244
„ 39. Определение объемной концентрации раствора аммиака	245
„ 40. Определение % содержания аммиака в растворе	245
Определение HCl при помощи AgNO ₃	246
Работа 41. Приготовление децинормального раствора AgNO ₃	246
„ 42. Приготовление $\frac{n}{10}$ раствора NaCl	247

Работа 43. Применение K_2CrO_4 в качестве индикатора	247
„ 44. Проверка титра $AgNO_3$ при помощи $NaCl$	248
„ 45. Определение HCl в соляной кислоте	248
„ 46. Определение HCl и H_2SO_4 в смеси этих кислот	249

ТЕМА ВОСЬМАЯ

Обобщения дополнения

1. Элементы	251
2. Окислы	252
3. Основания и кислоты	253
Способы получения оснований и кислот	255
4. Соли	257
Способы получения солей	258
Упражнения	259
Таблица растворимости солей и оснований	261
Таблицы (Приложения)	264
Алфавитный указатель	266

Редактор: *Е. И. Шур.*

Техред: *Б. П. Спиро.*

Ленгориит № 24937. 17½ л. X, 10, 3, 2 Тир. 15000 Зак. № 136.
в наб. 11/п—31 г. в печ. 16/iv—32 г. кол. зн. в п. л. 45696. разм. бум. 62×94.