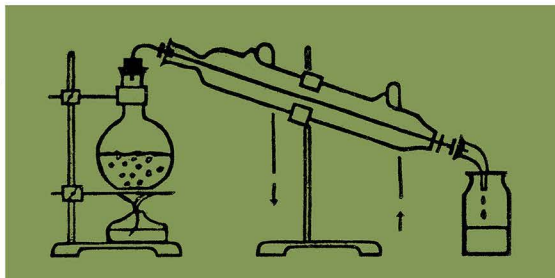


*А. Д. Смирнов,  
Т. Ч. Шеленский*



# ХИМИЯ



УЧЕБНИК ДЛЯ 7-8 КЛАССОВ

ПРОСВЕЩЕНИЕ

1967



А. Д. СМЕРНОВ,  
Г. И. ШЕЛИНСКИЙ

# ХИМИЯ

УЧЕБНИК ДЛЯ 7—8 КЛАССОВ  
СРЕДНЕЙ ШКОЛЫ

*Утвержден  
Министерством просвещения РСФСР*

ИЗДАНИЕ 7-е



ИЗДАТЕЛЬСТВО «ПРОСВЕЩЕНИЕ»  
Москва 1967



## VII К Л А С С

---

### В В Е Д Е Н И Е

«Широко распространяет химия  
руки свои в дела человеческие».

М. В. Ломоносов

Вы, конечно, слышали о важной и интересной науке — химии, к изучению которой приступаете.

Химия — одна из наук о природе. Вместе с другими науками химия изучает окружающий нас мир и помогает преобразовывать его.

Для развития народного хозяйства нашей страны химия имеет огромное значение. Чтобы производить машины, нужен металл. Залежей руд различных металлов в природе очень много. Разведкой и изучением их занимается геология. Из руды можно получить металл. Как это сделать? На этот вопрос отвечает химия.

Для повышения урожайности наших полей нужны минеральные удобрения. Для защиты культурных растений от вредителей и болезней, для уничтожения сорняков применяют различные ядохимикаты. Все эти вещества производят на химических заводах.

Многие природные материалы можно переработать в сотни разнообразных новых продуктов. Из каменного угля, нефти, газа получают каучук, краски, лекарства, взрывчатые вещества. Ценные удобрения получают, используя в качестве сырья воду и воздух.

Для дальнейшего развития техники нужны всё более совершенные машины. Чтобы создать их, необходимы новые материалы. Из природного сырья химики получают разнообразные пластические массы, из которых делают детали машин и оборудование для химических заводов, водопро-

водные трубы, посуду и многие предметы домашнего обихода.

Из продуктов переработки древесины и каменного угля изготавливают прочные красивые ткани для одежды. Всё это стало возможным только благодаря химии.

С каждым днём химия открывает перед нами всё больше возможностей для получения новых материалов, которые применяют в промышленности, сельском хозяйстве и в быту. Химия — наука замечательных перспектив. Без химии было бы невозможно дальнейшее развитие народного хозяйства. Вот почему Коммунистическая партия Советского Союза и Советское правительство так заботятся о развитии химии и многих отраслей промышленности, связанных с ней.

Химия помогла нам объяснить многие явления природы, которые когда-то казались людям таинственными и загадочными.

Что такое огонь? Что происходит с деревом и углем, когда они горят? Почему ржавеет железо и что надо сделать, чтобы предохранить его от ржавления?

На эти и многие другие вопросы также отвечает химия. Чтобы правильно и сознательно управлять сложными химическими превращениями, надо знать основы химии.

Изучая химию, вы узнаете много интересного и полезного о свойствах веществ и их разнообразных превращениях, научитесь делать всевозможные химические опыты.

С химией вы встретитесь дома и на производстве, в сельском хозяйстве и в школьной мастерской. Знания по химии понадобятся вам для лучшего усвоения других наук — физики, биологии, а в будущей практической деятельности помогут овладеть избранной вами специальностью.

Бережно накапливайте знания, внимательно наблюдайте за явлениями, происходящими в природе и на производстве! И перед вами раскроется неисчерпаемо богатый мир химических превращений.

# ГЛАВА I

## ВЕЩЕСТВА И ИХ ИЗМЕНЕНИЯ

### § 1. Что изучает химия?

Окружающие нас предметы представляют собой **физические тела**. Они могут быть сходны друг с другом или отличаться по форме, размерам, массе и другим признакам.

Сходство или различие между физическими телами зависит и от материалов, из которых они изготовлены. Стеклянные стаканы, бутылки и листы стекла в окне различны по форме и величине, но сходны в том, что все они сделаны из одного материала — стекла (рис. 1). Одинаковые по форме предметы, например трубы, детали машин и механизмов, могут быть изготовлены из различных материалов: алюминия, меди, чугуна, пластических масс (рис. 2). Различная по внешнему виду домашняя посуда сделана из разнообразных материалов: стекла, фарфора, алюминия и других.

То, из чего состоит физическое тело, называется **веществом**.

Железо, алюминий, стекло, пластмассы, вода, известь, медный купорос, сода и т. д. — всё это различные вещества. Все вещества невозможно перечислить, их известно в настоящее время свыше двух миллионов. С каждым днём химики создают новые вещества. До недавнего времени мы почти не знали пластических масс, а сейчас их широко применяют почти



Рис. 1. Различные предметы, сделанные из одного вещества.

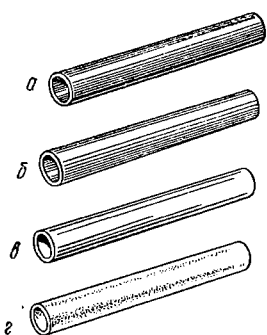


Рис. 2. Одинаковые по форме и размерам предметы, сделанные из различных веществ:

*а* — стальная; *б* — алюминиевая, *в* — пластмассовая и *г* — фарфоровая трубки.

во всех областях народного хозяйства.

Разнообразные вещества находятся в природе. Из них на заводах и в химических лабораториях можно получить многочисленные новые вещества, в том числе и такие, которых в природе нет. Из одного и того же вещества можно изготовить разнообразные предметы. Но химия изучает не форму и не размеры этих предметов, а вещества, из которых состоят тела природы и предметы, создаваемые людьми.

### Вопросы и упражнения

1. Что называется веществом?
2. Перечислите важнейшие вещества, которыми вы пользуетесь в домашних условиях.

Какие предметы из пластических масс имеются в вашем пользовании?

3. Какие вещества используют в колхозе (совхозе) и на пришкольном участке для повышения урожайности и для борьбы с вредителями растений?

## § 2. Молекулярное строение веществ

Из физики вы знаете, что многие вещества состоят из молекул. Молекула — мельчайшая частица вещества.

Молекулы очень малы по размерам и по массе, их нельзя видеть даже в самые сильные микроскопы, только с помощью электронного микроскопа можно наблюдать отдельные молекулы некоторых веществ.

Даже самые небольшие количества вещества содержат огромное число молекул. В 1 г воды, например, содержится 33 000 000 000 000 000 000, или  $33 \cdot 10^{21}$ , молекул. Это настолько большое число, что, если отсчитывать каждую секунду по 1000 молекул, пришлось бы потратить на это около 1000 млрд. лет.

Вещество по внешнему виду нам кажется сплошным, на самом же деле между молекулами имеются промежутки, которые могут увеличиваться или уменьшаться. Изменением расстояний между молекулами объясняется расширение

ние тел при нагревании и сжатие их при охлаждении. Наблюдать расширение при нагревании можно на следующем простом опыте (рис. 3): в колбе находится вода, налитая до самой пробки. В пробку вставлена длинная стеклянная трубка. Если осторожно нагревать колбу, объём воды увеличивается и она поднимается по трубке. При остывании уровень воды в трубке понижается.

**Между молекулами действуют силы притяжения и отталкивания.**

У разных веществ силы притяжения и отталкивания между молекулами неодинаковы. Так, например, во многих твёрдых веществах молекулы прочно удерживаются и не разлетаются, значит, силы притяжения больше сил отталкивания. Наоборот, если притяжение слабее отталкивания, молекулы удаляются друг от друга на значительные расстояния. Это характерно для газообразных веществ.

**Молекулы находятся в постоянном движении.** Скорость движения молекул различных веществ неодинакова. Чем

меньше весит молекула, тем с большей скоростью она движется. Это можно наблюдать на таком опыте. В два маленьких фарфоровых тигля налиты по нескольку капель легко испаряющейся жидкости — брома. (Пары брома тёмно-красного цвета и поэтому хорошо заметны.) Тигли накрыты большими стеклянными цилиндрами (рис. 4). В одном из них находится воздух, в другом — самый лёгкий из газов — водород.

Молекулы газов движутся, поэтому пары брома перемешиваются с воздухом и водородом. Но так как скорость движения молекул водорода примерно в 4 раза больше, чем молекул газов, составляю-

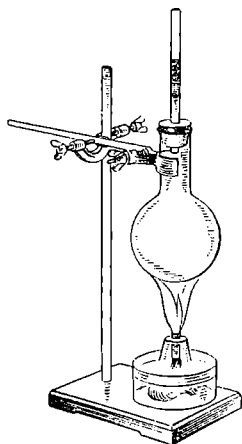


Рис. 3. Расширение воды при нагревании.

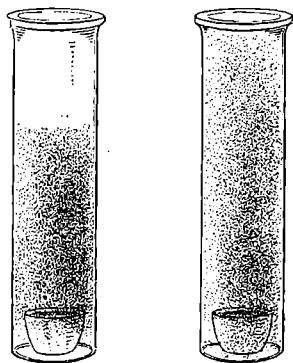


Рис. 4. Пары брома быстрее распространяются в цилиндре с водородом (справа), чем в цилиндре с воздухом (слева).



щих воздух, то пары брома раньше доходят до верха в том цилиндре, где находится водород. В данном случае происходит **диффузия**, т. е. самопроизвольное перемешивание веществ вследствие движения их мельчайших частиц.

Скорость движения молекул возрастает с повышением температуры. При нагревании все тела расширяются; это значит, что при более высокой температуре молекулы движутся быстрее, сильнее отталкивают друг друга и расстояния между ними увеличиваются. Например, если нагреть твёрдое вещество до температуры плавления, силы притяжения между частицами настолько ослабевают, что вещество переходит из твёрдого в жидкое состояние. В жидкостях молекулы менее прочно удерживаются, легче отрываются друг от друга, поэтому многие жидкие вещества испаряются даже при низких температурах. Испарение жидкости усиливается при повышении температуры.

**Все молекулы данного вещества одинаковы, но отличаются от молекул других веществ по весу, размерам и многим другим признакам.**

Более подробно о строении веществ вы узнаете при дальнейшем изучении химии.

### ***Задание для самостоятельной работы***

Проделайте дома следующий опыт: на дно стеклянной банки положите 2—3 куска сахара и осторожно налейте полную банку холодной воды. Попробуйте воду, имеет ли она сладкий вкус. Оставьте банку спокойно стоять, закрыв сверху какой-нибудь крышкой от пыли. Попробуйте воду из банки на следующий день. Для этого осторожно, не взбалтывая, зачерпните чайной ложкой немного жидкости сверху. Появился ли сладкий вкус? Оставьте банку с раствором ещё на один день. Через какое время вода в верхнем слое станет сладкой? Чем это можно объяснить?

### ***Вопросы и упражнения***

1. С помощью каких опытов можно доказать, что вещества состоят из мельчайших частиц?

2. Как доказать, что молекулы находятся в движении?

3. Что такое диффузия? Приведите примеры. Не приходилось ли вам наблюдать диффузию где-либо в природе или в вашей практической деятельности?

4. Объясните, что происходит при: а) испарении воды, оставленной на открытом воздухе, б) распространении запаха пролитого бензина или другого пахнущего вещества.

### § 3. Свойства веществ

Если сравнить различные вещества друг с другом, то легко обнаружить, что каждое вещество имеет определённые признаки, по которым его можно отличить от других веществ или установить сходство с ними.

Знакомая вам медь — твёрдое вещество красноватого цвета. Медные предметы тонут в воде, следовательно, медь тяжелее воды. Удельный вес меди 8,9. При ударе молотком по куску медной проволоки она не крошится, а расплющивается, значит, медь обладает ковкостью. Из меди делают электрические провода, так как она хорошо проводит электрический ток.

Алюминий — тоже твёрдое вещество, но он имеет серебристый цвет. Он тяжелее воды, но легче меди; как и медь, алюминий обладает ковкостью, способен проводить электрический ток. Алюминий и медь непрозрачны, не растворяются в воде.

Чистая вода — прозрачная жидкость без цвета, без вкуса и без запаха. Бензин и спирт тоже бесцветные жидкости, но их легко отличить от воды и друг от друга по характерному запаху. Кроме того, вода не горит, а спирт и бензин — горючие вещества.

Сахар и поваренная соль — твёрдые вещества белого цвета. Они тяжелее воды, но растворяются в ней и придают воде сладкий или солёный вкус. Эти вещества не куются, как медь и алюминий, — они хрупки.

В отличие от всех названных веществ кислород, содержащийся в воздухе, представляет собой бесцветный газ.

**Признаки, по которым можно отличить одни вещества от других или установить сходство между ними, называются *свойствами веществ*.**

К свойствам веществ относятся: физическое состояние (твёрдое, жидкое, газообразное), цвет, блеск, запах, твёрдость, теплопроводность и электропроводность, горючесть и многие другие. Свойства характеризуются также такими физическими величинами, как удельный вес, температура кипения и плавления веществ.

Сходство и различие в свойствах веществ зависят от свойств молекул, из которых они состоят. Некоторые свой-

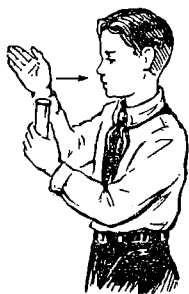


Рис. 5. Только так можно нюхать незнакомые вещества.

ства легко установить по внешнему виду вещества. Для выяснения других свойств нужно произвести испытания.

Чтобы определить запах вещества, нужно его понюхать. Однако нюхать незнакомые вещества нужно очень осторожно (рис. 5). Некоторые из них, например нашатырный спирт, обладают очень резким запахом. Пары многих веществ ядовиты.

Незнакомые вещества нельзя пробовать на вкус: они могут оказаться ядовитыми. Некоторые вещества вредно действуют на кожу, вызывают ожоги и язвы.

С помощью органов чувств можно только приблизительно судить о некоторых свойствах веществ. Для более точных определений используют измерительные приборы.

Чтобы найти, во сколько раз медь тяжелее алюминия, нужно определить их удельные веса. С некоторыми способами определения удельного веса твёрдых тел вы знакомы из курса физики. Удельный вес жидкостей определяют ареометром (рис. 7). Температуру кипения жидкостей устанавливают термометром. Прибор, изображённый на рисунке 6, служит, например, для определения температуры кипения воды. При давлении в  $1 \text{ ат}$  вода кипит при  $100^\circ \text{С}$ . Термометром можно определить также температуру плавления многих веществ. Так, температуру плавления льда можно установить, если погрузить шарик термометра в тающий лёд; она равна  $0^\circ \text{С}$ .

Если вещества плавятся при очень высокой температуре, как например железо и другие металлы, то для определения её используют другие приборы.

Некоторые вещества совсем не плавятся, например древесина при нагревании не переходит в жидкое состоя-

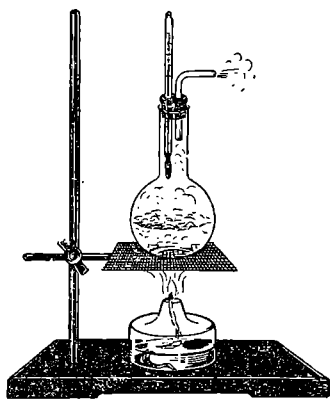


Рис. 6. Определение температуры кипения жидкости.

ние, а разрушается и обугливается. Так же ведут себя при нагревании сахар, крахмал, резина. Такие вещества температуры плавления не имеют. Физическое состояние, цвет, твёрдость, удельный вес, температура кипения относятся к физическим свойствам веществ. Горючесть, разрушаемость при нагревании и другие признаки характеризуют их химические свойства.

### **Вопросы и упражнения**

1. Что называется свойствами веществ?
2. По каким свойствам можно отличить поваренную соль от мела; керосин от воды? Какие свойства у этих веществ общие?
3. Перечислите известные вам свойства стекла, древесного угля, железа.
4. Назовите два известных вам газообразных вещества.
5. Как можно определить температуру кипения жидкости?
6. Какое правило нужно соблюдать при определении запаха незнакомого вещества?

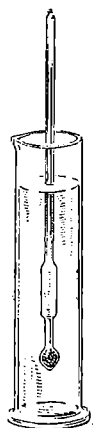


Рис. 7.  
Определение  
удельного  
веса жидко-  
сти ареомет-  
ром.

## **ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ**

### **Работа № 1. Приёмы обращения с лабораторным оборудованием**

**Задание.** Прежде чем выполнять какие-либо химические опыты, внимательно изучите следующие правила и строго соблюдайте их при работе.

#### **Общие правила работы в химической лаборатории**

1. Содержите рабочее место в чистоте.
2. Не разливайте на стол жидкости и не рассыпайте сухие вещества. Случайно пролитые или рассыпанные реактивы немедленно удаляйте по указанию учителя.
3. Не пробуйте вещества на вкус. В лаборатории категорически запрещается принимать пищу и пить воду из химической посуды.
4. Осторожно знакомьтесь с запахом веществ, соблюдая правила (стр. 10 и рис. 5).
5. Будьте осторожны в обращении с реактивами, следите за тем, чтобы они не попадали на кожу рук и на одежду.
6. Не оставляйте открытыми склянки с жидкостями и банки с сухими реактивами.
7. Осторожно обращайтесь с огнём. Вспыхнувшую жидкость гасите, засыпая её песком, накрывая тряпкой или полотенцем.

8. Не наклоняйтесь близко к кипящей жидкости — брызги могут попасть в лицо.

9. При порезах или ожогах для оказания первой помощи пользуйтесь школьной аптечкой.

10. Не оставляйте на рабочих местах грязную посуду с остатками веществ.

## А. Приёмы обращения со спиртовой лампочкой

1. Рассмотрите устройство спиртовой лампочки и уясните назначение отдельных частей. Зарисуйте лампочку в тетради.

2. Пользуясь воронкой, налейте в лампочку спирт, слегка смочите им наружный конец фитиля, поставьте втулку с фитилём на место и закройте колпачком.

3. Сняв колпачок, зажгите фитиль, наблюдайте горение, затем накройте пламя колпачком, чтобы погасить его.

**Помните!** а) Переносить горящую лампочку с одного стола на другой запрещается.

б) Гасить пламя можно только колпачком, дуть на него нельзя.

в) Зажигать одну лампочку от другой можно только горячей лучинкой или спичкой.

## Б. Приёмы нагревания

Внимательно прочитайте следующие указания и затем выполните опыт.

1. У спиртовой лампочки самая горячая верхняя часть пламени. В этой части пламени следует держать нагреваемый предмет.

2. Стекло с жидкостями и

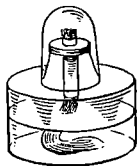


Рис. 8. Спиртовая лампочка.



Рис. 9. Наливание спирта в спиртовую лампочку.

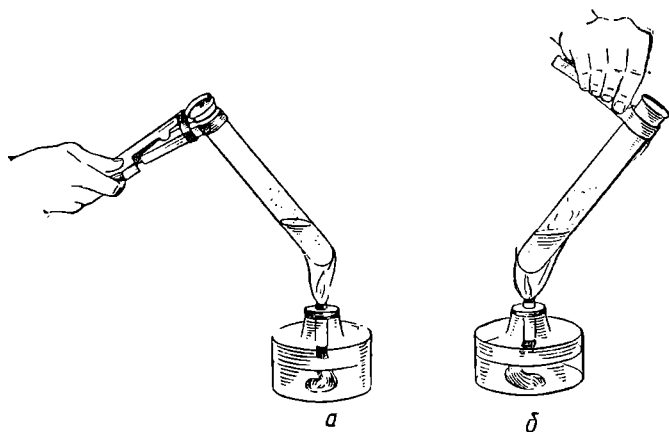


Рис. 10. Нагревание вещества в стеклянной пробирке:  
*а* — пробирка в держалке, *б* — пробирка держится с помощью бумаги.

сухими веществами можно нагревать непосредственно в пламени (на голом огне). Лучше всего держать пробирку специальной держалкой или держалкой, сделанной из согнутой в несколько раз полоски бумаги (рис. 10).

3. При нагревании пробирки с веществом её сначала слегка обогревают всю, а затем греют в нужном месте, не вынимая из пламени.

**Помните!** *а)* При нагревании жидкости в открытой пробирке отверстие её следует направлять в сторону от себя и своих товарищей. Кипящая жидкость может быть выброшена из пробирки.

*б)* Нельзя нагревать пробирку в том месте, где находится уровень жидкости.

*в)* Нельзя прикасаться нагретой пробиркой к фитилю лампочки: фитиль холодный и пробирка может треснуть.

*г)* Не следует нагревать в пробирке большие количества веществ. Жидкости можно наливать не более  $\frac{1}{3}$  объёма пробирки.

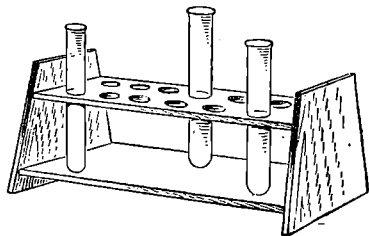


Рис. 11. Деревянный штатив (стойка) для пробирок.

д) После окончания нагревания немедленно погасить пламя.

е) Нагретый предмет нельзя класть на стол. Нагретую пробирку с жидкостью нужно поставить в деревянный штатив для пробирок. Нагретую пробирку с твёрдым веществом можно положить на асбестированную сетку.

**Опыт.** Усвоив изложенные выше правила, нагрейте в пробирке чистую воду до кипения (рис. 10). Зарисуйте прибор.

## В. Приёмы обращения с металлическим лабораторным штативом

1. Рассмотрите устройство лабораторного штатива, разберите его и вновь соберите. Уясните назначение частей штатива (рис. 12). Зарисуйте штатив, указав названия его частей.

Прежде чем делать опыт, внимательно рассмотрите рисунок 13. Какую часть пробирки нужно закреплять в зажиме штатива? В какой части пламени спиртовой лампочки находится дно пробирки? Не раздавите пробирку при завинчивании зажима.

2. Поместите в зажим штатива пробирку с небольшим количеством сахара и нагрейте. Соблюдайте правила нагревания. Наблюдайте изменения, происходящие с сахаром при нагревании. Зарисуйте прибор.

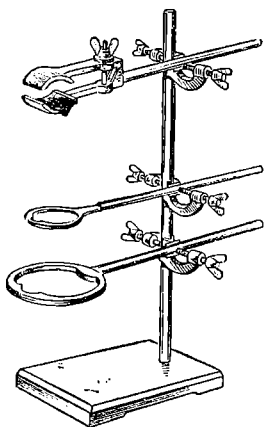


Рис. 12. Лабораторный штатив.

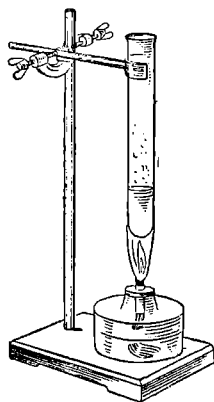


Рис. 13. Нагревание пробирки с веществом в штативе.

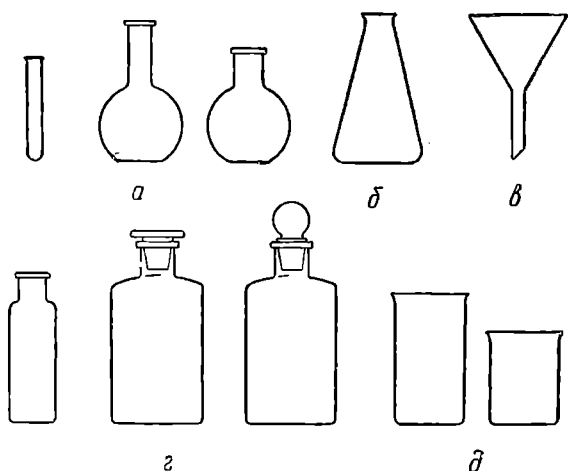


Рис. 14. Стекло́нная лабораторная посуда:

*a* — пробирка и круглые плоскодонные колбы, *б* — колба коническая, *в* — воронка, *г* — склянки и баночки для веществ и для опытов, *д* — химические стаканы.

### Г. Приёмы обращения со стеклян­ной химической посудой

Ознакомьтесь с выданной вам стеклян­ной посудой и усвойте следующие правила обращения с ней.

1. Стекло́нная химическая посуда имеет тонкие стенки и при неосторожном обращении легко разбивается. Не ставьте химическую посуду (колбы, стаканы) на грязный стол, особенно если на нём есть песок. Небольшая песчинка может оставить царапину на стенке сосуда, и тогда при нагревании он треснет.

2. Не ставьте на холодные поверхности нагретую посуду. Лучше всего нагретую посуду ставить на лист асбеста или асбестированную сетку.

3. Мыть стеклян­ную посуду следует горячей водой

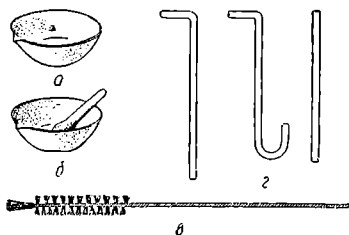


Рис. 15. Лабораторное оборудование:

*a* — чашка фарфоровая, *б* — ступка фарфоровая с пестиком, *в* — ёршик для мытья пробирок, *г* — стеклян­ные трубки.



с мылом, мыльным порошком, содой. Внутреннюю поверхность посуды моют мягкими ёршиками (рис. 15). После мытья посуду хорошо прополаскивают чистой водой. По поверхности чисто вымытой посуды вода стекает равномерно, не образуя капель.

4. Для хранения растворов, сухих веществ и для других целей применяют толстостенную стеклянную посуду. В толстостенной посуде нельзя ничего нагревать, нельзя наливать в неё горячие жидкости.

5. Для отмеривания определённых объёмов жидкостей пользуются мерной посудой. В мерной посуде нагревать ничего нельзя.

#### Д. Собираение простого прибора для получения газов

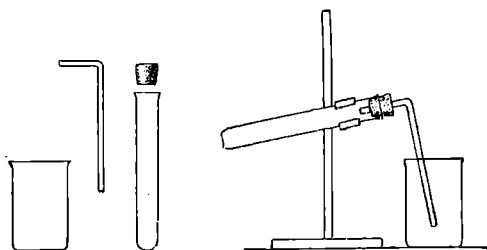


Рис. 16. Прибор для получения газов:  
части прибора (слева), прибор в собранном виде (справа).

Назовите изображённые на рисунке части прибора для получения газов. Соберите из этих частей прибор и укрепите его в штативе, как указано на рисунке 16.

Зарисуйте прибор в тетради.

#### Указания для сборки прибора

а) Стеклянную трубочку следует вставить в отверстие пробки вращательным движением, держа трубку рукой у самого конца. Если пробка резиновая, стеклянную трубку смочить водой.

б) Резиновую трубку надевают на стеклянную вращательным движением, держа стеклянную трубку у самого конца в левой руке.

в) Проверьте, «держит» ли изготовленный прибор (проверка на герметичность). Для этого конец газоотводной

трубки опустите в стакан с водой и пробирку согрейте рукой. Пробулькивание пузырьков воздуха показывает, что прибор «держит». Чем это объясняется? Для чего нужно такое испытание прибора? Что нужно делать, если при испытании пузырьки газа не пробулькивают через жидкость? Придумайте ещё какой-нибудь способ испытания приборов на герметичность.

#### § 4. Чистые вещества и смеси

Если с помощью лупы внимательно рассмотреть кусок природного камня — гранита, то можно увидеть, что он состоит из нескольких различных веществ: бесцветных или окрашенных зёрнышек кварца, блестящих чешуек слюды и белых или розоватых кусочков полевого шпата. Эти три вещества отличаются друг от друга не только по цвету, но и по другим свойствам: кварц очень твёрдый, при царапании стальной иглой на нём не остаётся следов, слюда и полевой шпат более мягкие. Следовательно, гранит не однороден, он представляет собой **смесь** различных по свойствам веществ.

Смеси различных веществ можно приготовить искусственным путём. Если к поваренной соли прибавить мел и тщательно растереть в ступке, то в полученном белом порошке только под микроскопом можно обнаружить крупинки мела и поваренной соли. Наличие этих двух веществ в смеси можно доказать, бросив немного её в воду и размешав палочкой. Нерастворимый в воде мел делает её мутной, а растворимая поваренная соль придаёт воде солёный вкус.

Мел и поваренная соль образованы различными молекулами, которые в смеси этих веществ сохраняют свои свойства. Все молекулы поваренной соли одинаковы, но отличаются по свойствам от молекул, образующих мел.

**Вещества, состоящие из одинаковых молекул, называются *чистыми*.**

Только чистые вещества имеют постоянные свойства: они плавятся и кипят при определённой температуре, имеют определённый удельный вес. Например, чистый спирт кипит при температуре  $78^{\circ}\text{C}$  (при давлении

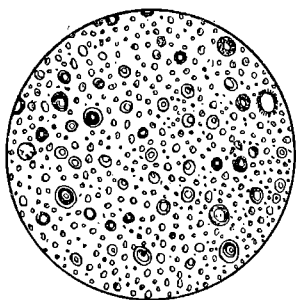


Рис. 17. Капля молока под микроскопом.

Так, природная вода всегда содержит растворённые в ней примеси. Некоторые из них при кипячении воды образуют накипь на стенках сосудов. В природной воде могут находиться также мелкие частички глины, придающие воде мутный вид. К природным смесям относится также почва. Она состоит из многих веществ, образованных различными молекулами.

Иногда по внешнему виду трудно отличить смесь от чистого вещества, так как она кажется совершенно однородной. Например, молоко на вид однородно, но под микроскопом можно увидеть мелкие капельки жира, плавающие в жидкости (рис. 17). При длительном спокойном стоянии молока лёгкие капли жира всплывают на поверхность и образуют сливки.

Чем больше примесей содержит данное вещество, тем сильнее оно отличается по свойствам от чистого. Если свойства чистого вещества (например, температура кипения, удельный вес и другие) нам известны, то можно установить, будет ли чистым вещество, взятое для изучения. Для этого нужно определить температуру кипения или плавления, удельный вес или какие-либо другие свойства изучаемого вещества и сравнить их с известными свойствами чистого вещества.

Свойства чистых веществ определены опытным путём и описаны в специальных справочных таблицах.

### **Вопросы и упражнения**

1. Какие вещества называются чистыми?
2. Что такое смесь?

760 мм рт. ст.), удельный вес его при  $15^{\circ}\text{C}$  равен 0,78.

Температуру кипения  $100^{\circ}\text{C}$  (при давлении 760 мм рт. ст.) имеет только чистая вода. Если в воде растворить, например, поваренную соль, то полученный раствор будет кипеть уже при более высокой температуре.

В природе вещества редко бывают чистыми. Обычно они представляют собой смеси и растворы веществ, образованные различными молекулами.

3. Почему свойства смесей отличаются от свойств чистых веществ?

4. Приведите примеры известных вам смесей.

## § 5. Очистка веществ

Посторонние примеси затрудняют изучение свойств веществ. Поэтому для практического использования многих веществ необходимо освободить их от примесей, т. е. произвести очистку или выделить чистое вещество из смеси. Разделение смесей основано на различии свойств входящих в них веществ.

Для очистки веществ в химических лабораториях и в технике применяют различные способы. Пока познакомимся с тремя из них: отстаиванием, фильтрованием и выпариванием.

**Опыт. 1** В стеклянный цилиндр или высокий стакан с водой бросьте немного сухой, мелко растёртой глины и хорошо взболтайте стеклянной палочкой или лучинкой. Полученную мутную жидкость оставьте спокойно стоять (рис. 18). Что при этом происходит? Крупные или мелкие частицы оседают в первую очередь?

2. Налейте в пробирку на  $\frac{1}{3}$  объёма чистой воды и прилейте несколько капель растительного масла. Закройте пробирку пробкой и сильно встряхните несколько раз. Полученную мутную жидкость оставьте спокойно стоять. Посмотрите, что происходит. Какие свойства веществ использованы для разделения смесей? Как можно назвать этот способ разделения?

Отстаивание чаще всего применяют для удаления из жидкостей твёрдых механических примесей, которые образуют в жидкости муть. Мутную жидкость оставляют спокойно стоять в сосуде. При этом сначала более крупные, а затем и более мелкие частицы оседают на дно. Этим способом очищают питьевую воду. Природной воде, содержащей мелкие

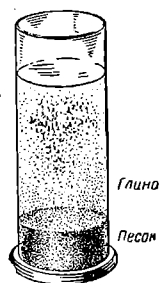


Рис. 18. Отстаивание жидкости с примесями твёрдых частиц.

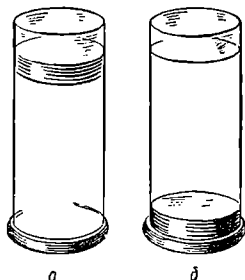


Рис. 19. При спокойном стоянии сосуда примесь более лёгкой (а) жидкости — масла — в воде всплывает вверх, а примесь более тяжёлой (б) жидкости опускается вниз.

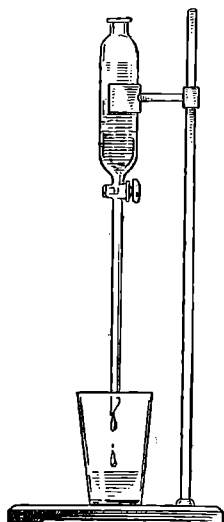


Рис. 20. Делительная воронка.

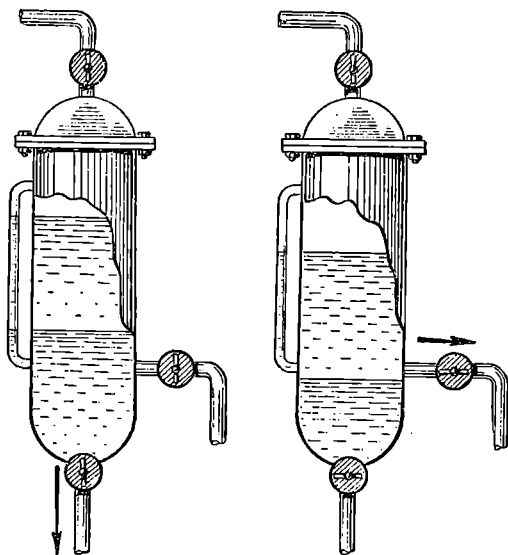


Рис. 21. Бензоотделительная колонка.

частицы глины, дают возможность длительное время отстаиваться в больших бассейнах.

Примесь к жидкости может быть другая, нерастворимая в ней жидкость. Такую смесь также разделяют отстаиванием. Если нерастворимая жидкая примесь легче остальной жидкости, то при отстаивании она всплывает, если же тяжелее, то опускается на дно сосуда (рис. 19). Постепенно образуются два слоя жидкости, которые можно отделить друг от друга.

В химических лабораториях для разделения нерастворимых друг в друге жидкостей применяют делительную воронку. Например, смесь масла с водой вливают в делительную воронку и дают спокойно стоять. Когда в жидкости образуется два слоя, нижний слой сливают через кран воронки (рис. 20).

В технике этот способ используют для отделения воды от бензина. Вода тяжелее бензина. Если в бензине имеется примесь воды, то при спокойном стоянии бензина в цистерне, баке или бензоотделительной колонке вода оседает на дно (рис. 21). Бензин, освобожденный от воды, сливают.

Приведённые примеры показывают, что разделение смесей отстаиванием можно применять во всех случаях, когда вещества, образующие смеси, имеют различные удельные веса.

Однако отстаиванием далеко не всегда можно отделить от жидкости очень мелкие частицы твёрдых веществ. Так, например, мельчайшие частицы глины, находящиеся в воде, не оседают даже при очень длительном стоянии, и вода остаётся мутной. Для очистки жидкостей от мути применяют **фильтрование**. В лаборатории для этой цели используют фильтровальную бумагу. Мельчайшие, не видимые глазом отверстия в ней свободно пропускают жидкость, но задерживают частицы твёрдых веществ.

**Опыт.** Для изучения способа очистки веществ фильтрованием сделайте следующий опыт.

1. Из куска фильтровальной бумаги приготовьте фильтр в соответствии с размером имеющейся у вас воронки. Обрежьте фильтр так, чтобы при вкладывании в воронку края его были на 0,5 см ниже края воронки (рис. 22).

2. Вложите фильтр в воронку и слегка смочите его чистой водой.

3. Поместите воронку с фильтром в кольцо штатива или горло колбы, как показано на рисунке 23, б или 23, а.

4. Выданную вам для фильтрования жидкость осторожно по стеклянной палочке (рис. 23) выливайте на фильтр. Не переливайте жидкость выше краёв фильтра. Сравните жидкость, прошедшую через фильтр, с жидкостью, взятой для фильтрования. Какая из них прозрачнее?

После фильтрования жидкость становится прозрачной, не



Рис. 22. Воронка с бумажным фильтром.

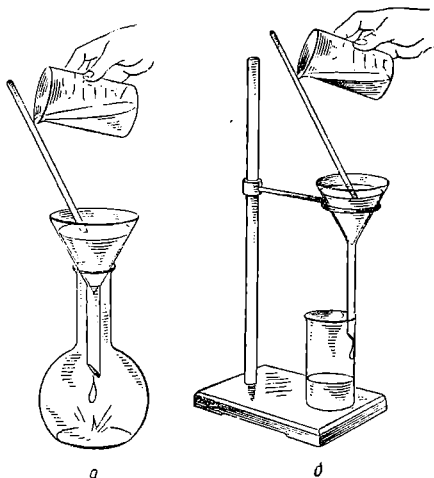


Рис. 23. Фильтрование.

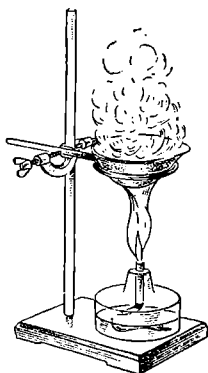


Рис. 24. Выпаривание раствора соли.

растворённые в воде твёрдые примеси остаются на фильтре.

В технике фильтрование применяют для очистки воды (обычно воду фильтруют через толстый слой песка) и для отделения нерастворимых твёрдых веществ от жидкостей (в этих случаях применяют фильтрование через ткани).

Фильтрованием можно очистить жидкость только от нерастворимых твёрдых веществ. Если в воде находится в растворённом состоянии, например, поваренная соль, то её не задерживает фильтр, и жидкость после фильтрования всё равно будет солёной. Чтобы выделить соль из воды, раствор подвергают выпариванию (рис. 24).

Вода при этом испаряется, а соль остаётся на дне чашки, так как она не испаряется при таком нагревании. Этот способ выделения вещества из раствора используют для добытия соли из морской воды. Воду из моря накачивают в открытые бассейны и оставляют испаряться. По мере испарения воды на дно бассейна оседает соль.

Кроме описанных, применяют и другие способы очистки веществ. С некоторыми из них вы познакомитесь позднее.

Очистка веществ имеет очень важное значение в практике. Во многих случаях вещества, содержащие большое количество примесей, использовать нельзя. Многие отрасли современной техники требуют применения очень чистых веществ, поэтому тщательная очистка их — одна из важнейших задач химии. Медь с примесями других веществ плохо проводит электрический ток, и из неё невыгодно делать провода. Особенно тщательно приходится очищать некоторые металлы, применяемые в радио- и телевизионной аппаратуре.

Тщательно очищают также все лекарственные вещества, так как примеси могут оказать вредное действие на организм. В химических лабораториях используют только чистые вещества.

## **Вопросы и упражнения**

1. Почему необходимо производить очистку веществ, применяемых в практике?
2. Какие вам известны способы очистки веществ? Какое применение они находят в технике?
3. Какие свойства веществ используют при очистке их: а) отстаиванием; б) фильтрованием; в) выпариванием?
4. Как разделить смесь мела с поваренной солью?
5. Как отделить песок от глины?
6. Как можно отделить от воды: а) растительное масло, б) керосин?
7. Составьте план работы по разделению смеси древесных опилок, песка и поваренной соли.

## **Лабораторная работа**

### **Очистка поваренной соли**

**Оборудование и реактивы:** металлический штатив, фильтровальная бумага, воронка, весы, стакан, стеклянная палочка, колба, чашка для выпаривания, поваренная соль, спиртовая лампочка.

**Выполнение работы.** 1. Отвесьте 5 г загрязнённой поваренной соли (бузуна), всыпьте в стакан и влейте туда около 20 мл воды (одну полную пробирку). Размешайте соль в воде стеклянной палочкой до полного растворения. Прозрачная или мутная жидкость получилась?

2. Соберите прибор для фильтрования (как показано на рис. 23).

3. Отфильтруйте раствор соли, соблюдая правила фильтрования.

4. Вылейте половину отфильтрованной жидкости — фильтрата — в фарфоровую чашку, которую поместите на кольцо штатива, и осторожно нагрейте пламенем спиртовой лампочки. Во избежание слишком сильного кипения и разбрызгивания жидкости установите кольцо с чашкой на такой высоте, чтобы пламя только слегка касалось дна. Чашку можно накрыть воронкой.

Во время выпаривания не наклоняйтесь близко к чашке, чтобы брызги не попали в лицо. Доведите выпаривание до конца, чтобы в чашке осталась сухая соль.

5. Высыпьте полученную сухую соль из чашки на лист бумаги и рассмотрите её. Чем она отличается от взятой для очистки технической соли?



6. Всыпьте очищенную соль в общую банку с этикеткой «Очищенная поваренная соль».

7. Оставшийся раствор слейте в общую фарфоровую чашку (собрать остатки раствора от всех звеньев) и оставьте испаряться на воздухе в тёплом месте, защищённом от пыли.

8. Оформите запись выполненной работы по указанию учителя.

9. Уберите ваше рабочее место.

## § 6. Физические и химические явления

Остаются ли вещества всегда неизменными или подвергаются изменениям? Вспомним, что произойдёт с водой, если оставить её в открытом сосуде. Что происходит с упавшим в лесу деревом? Что произойдёт с железом, если оставить его во влажном воздухе?

На эти вопросы легко ответить, пользуясь повседневными наблюдениями: вода испаряется из открытого сосуда, упавшее дерево гнивает, железо во влажном воздухе ржавеет. Во всех этих случаях вещества изменяются.

Разнообразные изменения веществ происходят в природе. В технике они осуществляются при активном участии человека: сжигаются дрова и уголь в топках, размельчаются камни в камнедробильных машинах, из руд выплавляют металлы, смешанная с песком глина при обжиге превращается в твёрдый кирпич и т. д. Изменениям подвержены все вещества, неизменяющихся веществ не существует.

**Все изменения, происходящие в окружающем нас мире, называются явлениями.**

Зная свойства различных веществ, мы можем осуществлять разнообразные изменения их. Убедимся в этом на нескольких опытах.

**Опыты.** 1. В стеклянный стакан налейте около 10 мл воды. Поставьте стакан на металлическую сетку, покрытую асбестом, и нагревайте в пламени спиртовой лампы или газовой горелки (рис. 25). Сетка с асбестом позволяет равномернее вести нагревание и предохраняет стакан от растрескивания.

Когда вода в стакане закипит, накройте его другим стаканом, как показано на рисунке 25. Что образуется на стенках стакана?

2. Возьмите щипцами небольшую медную пластинку и сильно прокалите в пламени спиртовки. Какие изменения при этом происходят? Дайте пластинке остыть. Принимает ли она при этом прежний вид? Ножом соскоблите с неё чёрный налёт на лист чистой бумаги. Что обнаруживается под чёрным налётом? Повторите опыт ещё раз.

Рассмотрите собранный чёрный порошок. Похож ли он на металлическую медь?

3. В пробирке нагрейте немного крахмала (рис. 26). Наблюдайте за его

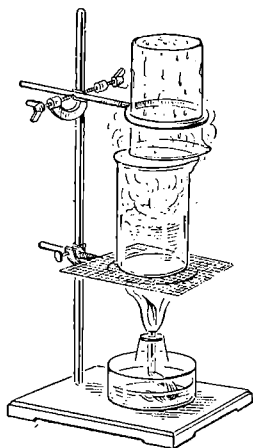


Рис. 25. При кипячении вода переходит в пар, при охлаждении пара вновь образуется жидкая вода.

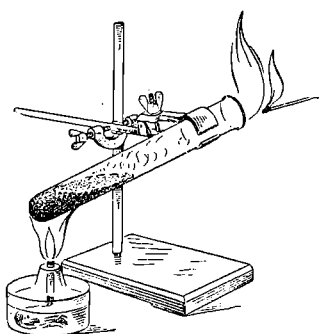


Рис. 26. Крахмал обугливается при нагревании с выделением горючего газа.

изменениями. В другой пробирке нагрейте немного чистого песка. Изменяется ли он при нагревании?

Ответьте на следующие вопросы:

1. В каких из проделанных вами опытов изменились свойства веществ?

2. В каких из этих опытов образовались новые вещества, отличные по свойствам от взятых?

Эти опыты и другие известные вам примеры показывают, что изменения веществ можно разделить на два основных вида.

При нагревании вода переходит в пар, но при охлаждении пара вновь образуется жидкая вода. При этом изменяется физическое состояние воды, но новых веществ не образуется. То же можно сказать о замерзании воды и таянии льда.

Раскалённый докрасна песок после охлаждения вновь принимает прежний вид. Стекло при нагревании размяг-

чается, поэтому стеклянную трубку можно согнуть или растянуть в пламени. При этом изменяется только форма стеклянного предмета. Во всех этих случаях не происходит образования новых веществ.

Такие изменения веществ, при которых меняется форма, физическое состояние, но не происходит образования новых веществ, называются *физическими явлениями*.

При нагревании медная пластинка чернеет и после охлаждения уже не принимает прежнего вида (рис. 27).

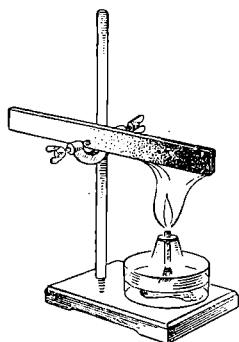


Рис. 27. Медная пластинка при нагревании чернеет.

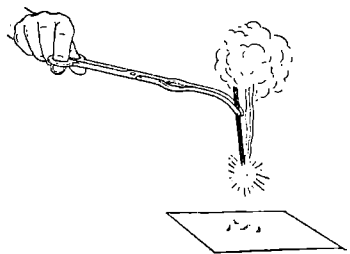


Рис. 28. Горение магния.

На поверхности пластинки образуется новое вещество чёрного цвета — это окись меди.

При нагревании крахмала образуется несколько новых веществ: уголь, вода и горючие газы.

Если поджечь ленту металла магния, она сгорает ослепительным пламенем (рис. 28). При этом образуется белый порошок — окись магния. Он так же не похож на металл магний, как окись меди не похожа на металлическую медь.

Такие изменения веществ, при которых из одних веществ получаются другие, называются *химическими явлениями*.

Химические явления происходят при горении, ржавлении железа, при получении металлов из руд и при многих других изменениях веществ.

**Химические явления иначе называются *химическими реакциями*.**

Изучение химических реакций, в которые вступают различные вещества, — основная задача химии.

### **Вопросы и упражнения**

1. Приведите примеры изменений веществ в природе.
2. Какие явления называются физическими? Приведите примеры.
3. Какие явления называются химическими? Приведите примеры.
4. Чем отличаются физические явления от химических?
5. Приведите примеры химических явлений, используемых в домашних условиях.
6. Нить электрической лампочки ярко светится при прохождении через неё тока. К физическим или к химическим относится это явление?
7. Стекланную пробирку нагрели в пламени и опустили в холодную воду. Что произошло со стеклом? К физическим или химическим относятся данные явления?
8. Приведите примеры физических и химических явлений, происходящих в кузнице, в слесарной мастерской, при работе паровоза.

## **§ 7. Признаки химических реакций и условия их протекания**

Как уже было сказано, при химических реакциях из одних веществ образуются другие. Образование новых веществ сопровождается различными признаками: изменением цвета, выделением или поглощением теплоты и др. Одним из признаков является образование осадка или выделение газообразного вещества.

**Опыты.** Для изучения некоторых внешних признаков химических реакций сделайте следующие опыты.

1. В пробирку или банку положите несколько кусочков мрамора, прилейте разбавленной соляной кислоты (не более  $\frac{1}{4}$  сосуда) и закройте пробкой, в которую вставлена газоотводная трубка. В стеклянный стакан налейте немного известковой воды и опустите

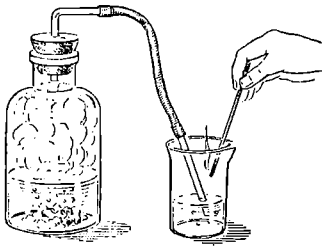


Рис. 29. При взаимодействии соляной кислоты с мрамором выделяется углекислый газ, который собирается над поверхностью известковой воды. Часть газа вступает в химическую реакцию с известковой водой.

в неё конец газоотводной трубки (рис. 29).

Что происходит в пробирке (банке)? Прикоснитесь к дну пробирки (банки) рукой. Что ощущается при этом? Что происходит с известковой водой в стакане?

2. Внесите в стакан зажжённую лучинку, не касаясь ею известковой воды. Что происходит при этом? Какой газ накопился в стакане над известковой водой? Какие признаки химических реакций можно указать на основании проделанных опытов?

К важнейшим признакам химической реакции относится *выделение теплоты*. При некоторых реакциях её выделяется мало, при

других — очень много. Много теплоты выделяется при горении различного топлива. Эту теплоту используют для приведения в движение машин и для обогрева помещений.

К признакам многих реакций относится также *выделение света*. С ярким ослепительным светом сгорает, например, металл магний.

Для некоторых химических реакций характерно *возникновение электрического тока*. Такие реакции происходят, например, в батарейке карманного фонаря, в батареях переносных полевых радиостанций и т. д.

Образовавшиеся при реакциях новые вещества часто имеют иной цвет по сравнению со взятыми для реакции веществами. Поэтому *изменение цвета* также относят к внешним признакам химических реакций.

При химических реакциях вещества действуют друг на друга взаимно, т. е. взаимодействуют. Поэтому часто химические реакции называют **химическим взаимодействием**.

Для начала и протекания химических реакций необходимы определённые условия. Одно из таких условий — *соприкосновение веществ*. Реакция между мрамором и соляной кислотой начнётся и будет протекать только в том случае, если эти вещества приведены в соприкосновение друг с другом.

Для начала многих реакций необходимо *нагревание*. Чтобы уголь или дрова загорелись, их нагревают до определённой температуры. Это достигается при поджигании. Начавшись, горение протекает далее с выделением теплоты. Для многих реакций необходимо непрерывное нагревание реагирующих веществ. Такие реакции идут с *поглощением теплоты*.

Условия, при которых начинаются и протекают химические реакции, весьма многообразны. Часто эти условия создаются в природе. Горные породы химически разрушаются при действии воды и воздуха, горючие вещества воспламеняются от молнии и т. д.

Изучение условий, необходимых для начала и протекания реакций, — одна из важнейших задач науки химии. Знание этих условий позволяет управлять химическими реакциями, активно вмешиваться в их течение. Зная условия, при которых происходит горение веществ, мы можем сделать их наиболее благоприятными, чтобы получить больше теплоты. В других случаях, создавая неблагоприятные условия для горения, мы можем замедлить или прекратить его. Изучение условий ржавления железа позволяет защищать изделия из него от разрушения.

В давние времена, когда ещё не существовало науки химии, люди наблюдали многие химические явления в природе и пытались использовать некоторые из них в своей практической деятельности. Но они плохо знали свойства веществ и условия, при которых протекают химические реакции. Вот почему в течение многих веков химические явления казались людям таинственными и загадочными, а воспроизведение их считалось «священным искусством».

С внешними признаками химических явлений: воспламенением веществ, образованием видимых веществ из невидимых газов, появлением окрашенных веществ из бесцветных и т. д. — связывались различные суеверия, вера в так называемые «чудеса», в существование сверхъестественных сил, которые якобы действуют независимо от воли и желания людей. Служители религии, знавшие некоторые химические превращения, держали их в строгой тайне и выдавали за священные «чудеса». Они обманывали такими «чудесами» суеверных людей.

Химия разоблачила секреты этих «чудес». Она показала, что в химических явлениях нет ничего таинственного и

сверхъестественного, что химические реакции можно не только объяснить — их можно сознательно вызывать и активно управлять ими. Для этого надо знать свойства веществ и условия, необходимые для химических превращений. В мире нет чудес, нет ничего таинственного, недоступного человеческому познанию. Наука раскрывает перед нами всё более глубокие тайны природы. В раскрытии этих тайн огромную роль играет химия.

**Химия** — наука о веществах, их свойствах, превращениях и способах управления этими превращениями.

### ***Вопросы и упражнения***

1. Укажите внешние признаки химических реакций. Приведите примеры.

2. Назовите условия, необходимые для начала и протекания химических реакций. Приведите примеры. Какое значение имеет знание этих условий для практики?

3. Дайте определение химии.

## ГЛАВА II

### ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ СВЕДЕНИЯ О СТРОЕНИИ И СОСТАВЕ ВЕЩЕСТВ

#### § 8. Реакция разложения

С помощью наблюдения и опыта можно установить, какие новые вещества получаются в результате химических реакций.

Что произойдёт, если нагреть, например, порошок основной углекислой меди, которая в природе встречается в виде минерала зелёного цвета, называемого малахитом?

Для ответа на этот вопрос обратимся к опыту.

**Опыт.** Соберите прибор, как показано на рисунке 30. В пробирку насыпьте немного основной углекислой меди. Газоотводную трубку опустите в стакан с известковой водой. Нагревайте пробирку несколько минут, наблюдая при этом за происходящими в ней изменениями.

Почему известковая вода в стакане мутнеет? Появление какого нового вещества вы наблюдаете на холодных стенках пробирки? Какое ещё вещество образовалось в пробирке? Сколько новых веществ получилось в результате реакции, которая произошла при нагревании основной углекислой меди?

Опыт показывает, что при нагревании основной углекислой меди получают три новых вещества: окись меди,

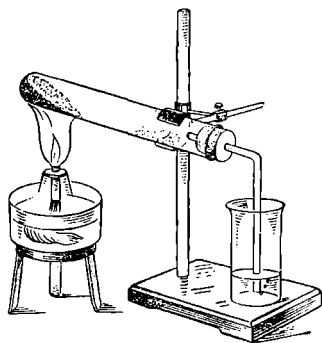


Рис. 30. Разложение основной углекислой меди.



вода и углекислый газ. Это можно условно записать в виде такой схемы:

основная углекислая медь  $\xrightarrow{\text{нагревание}}$  окись меди + вода +  
+ углекислый газ.

В основной углекислой меди не было ни окиси меди, ни воды, ни углекислого газа. Эти три новых вещества — результат химической реакции, при которой распались молекулы основной углекислой меди и образовались молекулы трёх новых веществ: окиси меди, воды и углекислого газа.

Чтобы узнать, могут ли образоваться новые вещества из жёлтого порошка окиси ртути, поместим небольшое количество его в пробирку с газоотводной трубкой, опущенной в воду (рис. 31), и будем нагревать. Через некоторое время на стенках пробирки образуются блестящие капельки ртути, а из газоотводной трубки выделяются пузырьки газа. Выждем, пока из пробирки будет вытеснен этим газом весь воздух, и подведём конец газоотводной трубки под отверстие пробирки, наполненной водой. Газ, вытесняя воду, собирается в пробирке и заполняет её. Закроем отверстие пробирки под водой пальцем и вынем из воды. Испытаем собранный газ тлеющей лучинкой. Она ярко вспыхивает. А вы знаете из ботаники, что тлеющая лучинка вспыхивает в кислороде. Значит, в пробирке — кислород.

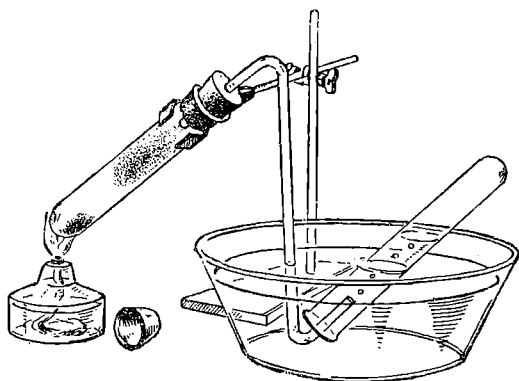


Рис. 31. Разложение окиси ртути.

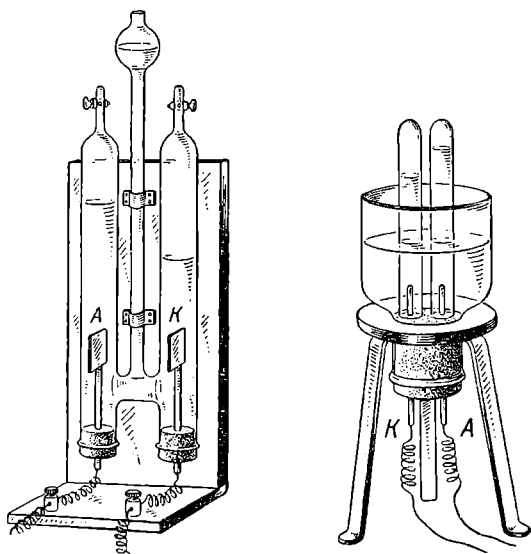
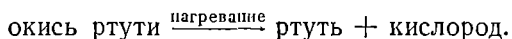


Рис. 32. Разложение воды электрическим током.

Этот опыт показывает, что при нагревании окиси ртути получаются два новых вещества — ртуть и кислород:



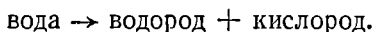
Окись ртути представляет собой чистое вещество, состоящее из молекул только одного вида. Ни блестящих капелек ртути, ни газообразного кислорода в окиси ртути нет. Кислород и ртуть получились в результате химической реакции, при которой из молекул окиси ртути образуются молекулы новых веществ.

Изучим теперь, что произойдёт при пропускании электрического тока через воду. Для опыта воспользуемся одним из приборов, изображённых на рисунке 32. Так как вода плохо проводит ток, к ней прибавляют немного серной кислоты или соды. При включении тока на металлических пластинках-электродах *A* и *K* появляются пузырьки газов, которые постепенно собираются в пробирках.

В одной из пробирок газа собирается по объёму вдвое больше, чем в другой. Газы эти легко распознать. Если

после окончания опыта вынуть пробирку, в которой газа меньше, и поднести к отверстию её тлеющую лучинку, то она ярко вспыхнет. Значит, в пробирке находится кислород. Поднесём горящую лучинку к отверстию второй пробирки. Газ в пробирке вспыхивает и горит. Это другой газ — водород.

Следовательно, при пропускании электрического тока через воду получаются два новых вещества — водород и кислород:



Известно огромное количество химических реакций, при которых из одного вещества получаются два или больше новых веществ.

**Химические реакции, при которых из одного вещества получаются два или несколько новых веществ, называются реакциями *разложения*.**

### **Вопросы и упражнения**

1. При нагревании красной краски — свинцового сурика — получили кислород и жёлтый порошок, который называется окисью свинца. Запишите эту химическую реакцию в виде схемы.

2. Приведите примеры реакций, при которых из одного вещества получаются два новых.

3. Какие химические реакции называются реакциями разложения?

## **§ 9. Реакция соединения**

При реакциях разложения из одного вещества получаются два или несколько других веществ. А можно ли из двух или трёх различных веществ получить одно новое вещество?

Чтобы ответить на этот вопрос, сделаем опыт взаимодействия серы с железом.

**Опыт.** Рассмотрите выданные вам в виде мелких порошков серу и железо. Чем они отличаются по внешнему виду? Бросьте небольшие количества порошков серы и железа в воду. Испытайте их отношение к магниту. Для этого поднесите магнит сначала к порошку серы, затем к порошку железа. Что при этом наблюдаете?

Приготовьте в ступке или на бумаге смесь этих двух веществ, тщательно разотрите все комочки и разделите полученную смесь на две части. Испытайте, как эта смесь относится к магниту. Какое

вещество притягивается к магниту и что остаётся на бумаге?

Оставшуюся часть смеси всыпьте в воду и взболтайте (рис. 33). Что наблюдаете при этом?

Возьмите пробирку с заранее приготовленной смесью определённых весовых количеств железа и серы (на 7 весовых частей железа 4 весовые части серы) и поместите её в штатив. Нагрейте в пламени горелки верхнюю часть смеси (рис. 35).

Как только смесь в этом месте раскалится, уберите горелку и наблюдайте за происходящей в пробирке реакцией.

После того как пробирка остынет, разбейте её в ступке, отделите кусочки стекла и измельчите пестиком полученное вещество. Испытайте его магнитом. Бросьте немного порошка в воду. Что при этом наблюдаете? Какие выводы можно сделать из этих опытов?

Железо в порошке тёмно-серого цвета, тонет в воде и притягивается магнитом.

Сера в порошке жёлтого цвета, не притягивается магнитом, в воде мелкий порошок серы не тонет (так как не смачивается водой).

Если к смеси железа и серы поднести магнит, то притягивается только железо, а сера остаётся на бумаге (рис. 34).

Всыпем немного этой смеси в стакан с водой; порошок железа оседает на дно, а сера всплывает на поверхность. Следовательно, железо и сера в смеси обладают такими же свойствами, какие они имели, находясь отдельно друг от друга.

На основании этого можно сделать заключение, что при смешивании серы с железом новых веществ не получается, т. е. химической реакции не происходит.

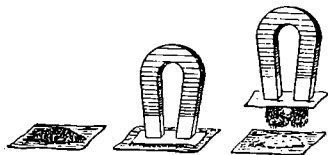


Рис. 34. Разделение смеси серы и железа магнитом.



Рис. 33. Порошок серы плавает на воде, железные опилки тонут.

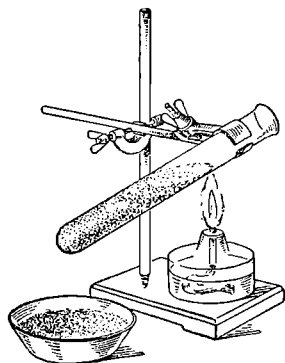


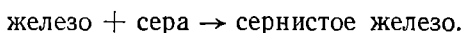
Рис. 35. Нагревание смеси серы с железом в пробирке.

Если взять в пробирку смесь определённых весовых количеств серы и железа и нагреть в пламени горелки верхнюю часть смеси (рис. 35), то происходит интенсивное раскаливание содержимого пробирки. Значит, нагревание смеси в одном месте вызвало химическую реакцию между серой и железом, которая идёт с выделением большого количества теплоты.

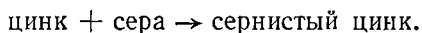
Образовавшееся в результате реакции вещество отличается от смеси серы с железом: оно другого цвета, не притягивается магнитом, тонет в воде, не разделяясь на серу и железо.

На основании проделанных опытов можно сделать вывод, что в результате химической реакции исходные вещества — сера и железо — утратили свои свойства. Вместо них получилось новое вещество — сернистое железо с характерными для него свойствами.

Запишем это схематически так:



Приготовим смесь из 1 г цинковой пыли и 0,5 г серы и, перемешав её на листе бумаги, высыплем на асбестированную сетку или на железную пластинку. Поднесём к смеси горящую лучинку. Происходит вспышка, которая свидетельствует об энергично протекающей химической реакции между цинком и серой. В результате реакции получается новое вещество — порошок белого цвета — сернистый цинк:



Как в первом, так и во втором опыте вы наблюдали образование одного вещества из двух взятых веществ.

**Химические реакции, при которых из двух или нескольких веществ получается одно вещество, называются реакциями *соединения*.**

## § 10. Атомы

Наблюдая реакцию разложения окиси ртути, вы обнаружили образование двух новых веществ: ртути и газообразного кислорода. А ведь окись ртути представляет

собой чистое вещество, оно состоит только из одного вида молекул.

В молекулах окиси ртути нет свободной ртути, нет и газообразного кислорода. Значит, они образуются только в результате реакции разложения, при которой происходит распад молекул окиси ртути.

При разложении воды электрическим током образовалось два газообразных вещества: водород и кислород. Но вода состоит тоже только из одного вида молекул — молекул воды, в ней нет свободного кислорода и водорода. Они образуются при разложении воды в результате распада её молекул:



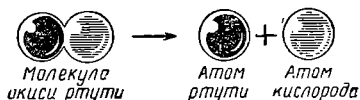
Значит, молекулы окиси ртути и молекулы воды состоят из ещё более мелких частиц. Эти частицы не распадаются при химических реакциях. Так, нельзя разложить ртуть и получить какие-либо новые вещества. Точно так же нельзя разложить кислород, водород или серу.

Мельчайшие химически неделимые частицы, из которых состоят молекулы, называются *атомами*<sup>1</sup>.

Молекулы кислорода состоят только из атомов кислорода, молекулы водорода — из атомов водорода, а молекулы серы — из атомов серы.

Молекулы окиси ртути состоят из атомов ртути и атомов кислорода. Молекулы воды состоят из атомов водорода и атомов кислорода. Молекулы сернистого железа состоят из атомов серы и атомов железа.

При реакции разложения окиси ртути каждая молекула её распадается на атом ртути и атом кислорода. Это можно записать так:

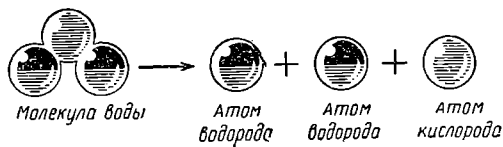


<sup>1</sup> От греческого слова *атомос* — неделимый.

Атомы кислорода соединяются по два в молекулы, которые и образуют газообразный кислород, выделяющийся при разложении окиси ртути:



Молекула воды состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода. При разложении молекулы воды распадаются на атомы:



Распад большого количества молекул воды происходит одновременно, поэтому и атомов образуется много. Атомы кислорода соединяются в молекулы. Каждая молекула кислорода состоит из двух атомов:



Атомы водорода также соединяются в молекулы. Каждая молекула водорода состоит из двух атомов:



## § 11. Атомный вес

Вес атомов крайне мал. Один из самых тяжёлых атомов — атом металла урана весит 0,0000000000000000000039667 г. Вес же других атомов ещё меньше. Пользоваться такими малыми числами при различных вычислениях очень неудобно.

В начале XIX в. английский учёный Дальтон предложил сравнивать вес различных атомов с весом атома водорода. Так как атом водорода легче всех других, то вес его был принят за единицу. Атом кислорода в 15,88 раза тяжелее атома водорода. Для удобства расчётов было решено вес атома кислорода принять равным целому числу 16. Единицей измерения веса атомов стали считать  $\frac{1}{16}$  часть веса атома кислорода. Она получила название кислородной единицы.



Джон Дальтон (1766—1844).

**Вес атомов, выраженный в кислородных единицах, называется *атомным весом*.**

Следовательно, атомный вес показывает, во сколько раз данный атом тяжелее  $\frac{1}{16}$  веса атома кислорода.

Так, атомный вес ртути равен 200,61 кислородной единицы. Это значит, что каждый атом ртути в 200,61 раза тяжелее  $\frac{1}{16}$  атома кислорода. Атом водорода тяжелее кислородной единицы в 1,008 раза, значит, атомный вес его равен 1,008 кислородных единиц. Атомный вес серы равен 32,066, меди — 63,54, углерода — 12,011, магния — 24,32 и т. д.

В настоящее время атомные веса установлены опытным путём с большой точностью. В практике обычно используют округлённые значения атомных весов.

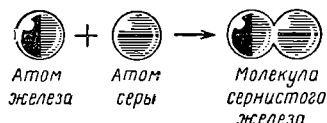
#### **Вопросы и упражнения**

1. Что такое атомы?
2. Из каких атомов состоят молекулы: а) окиси ртути, б) воды, в) сернистого железа?
3. Что такое атомный вес?
4. Что такое кислородная единица?
5. Во сколько раз атом серы: а) тяжелее атома кислорода, б) легче атома меди? (Пользоваться округлёнными значениями атомных весов.)
6. Во сколько раз атом магния: а) тяжелее атома углерода, б) тяжелее атома кислорода?



## § 12. Простые и сложные вещества

Для получения сернистого железа (стр. 36) вы брали два исходных вещества: железо и серу. Железо состоит только из атомов железа, сера состоит только из атомов серы. При соединении же серы с железом получилось новое вещество — сернистое железо, молекулы которого состоят уже не из одинаковых, а из разных атомов — атомов железа и атомов серы:



Из разных атомов состоят молекулы окиси ртути, воды, основной углекислой меди. Вещества эти способны разлагаться.

Такие же вещества, как сера, водород, кислород и другие, не разлагаются с образованием новых веществ, так как молекулы их состоят из атомов одного вида.

**Вещества, молекулы которых состоят из атомов одного вида, называются *простыми*.**

Сера, железо, ртуть, кислород — простые вещества.

**Вещества, молекулы которых состоят из атомов разного вида, называются *сложными*.**

Вода, сернистое железо, окись меди, окись ртути — сложные вещества. Эти вещества способны разлагаться и могут быть получены при реакции соединения. Например, сложное вещество сернистое железо получают реакцией соединения серы с железом. Сложные вещества иначе называются **химическими соединениями**. Окись ртути — это химическое соединение ртути и кислорода, сернистое железо — химическое соединение серы с железом и т. д.

Простых веществ значительно меньше, чем сложных. Сейчас известно около трёхсот простых веществ, сложных же насчитывается свыше двух миллионов.

## **Вопросы и упражнения**

1. Какие вещества называются простыми?
2. Какие вещества называются сложными?
3. Можно ли простые вещества получить путём реакции соединения?
4. Как можно доказать, что окись ртути, вода, основная углекислая медь — сложные вещества?

## **§ 13. Атомно-молекулярное учение**

Учение о строении веществ из атомов и молекул называется атомно-молекулярным учением. О том, что вещества состоят из мельчайших неделимых частиц — атомов, догадывались ещё учёные древней Греции в V—IV вв. до нашей эры. Однако представления их значительно отличались от современных. Они считали, что все атомы по своим свойствам одинаковы, различие же веществ объясняли разным расположением атомов в веществах, а также разным весом и формой этих атомов.

Великий русский учёный Михаил Васильевич Ломоносов утверждал, что для изучения веществ необходимо прежде всего знать, как и из чего они построены. Многие труды этого учёного были посвящены атомно-молекулярному учению. Он считал, что различие в свойствах веществ зависит от того, какие мельчайшие частицы входят в состав их корпускул (так он называл молекулы). По учению М. В. Ломоносова, корпускулы могут быть простыми и сложными, т. е. могут состоять из одинаковых или различных более мелких частиц (атомов).

В начале второй половины XIX в. атомно-молекулярное учение прочно вошло в науку. Основные положения его сводятся к следующему:

1. Многие вещества состоят из молекул. *Молекула* — мельчайшая частица вещества, сохраняющая его состав и важнейшие свойства.
2. Все молекулы данного вещества одинаковы. Молекулы различных веществ отличаются друг от друга весом, размерами и химическими свойствами.
3. Молекулы состоят из атомов. Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов. Молекулы сложных веществ состоят из разных атомов.
4. Атомы, так же как и молекулы, находятся в непрерывном движении.

5. Атомы одного вида отличаются от атомов других видов весом, размерами и химическими свойствами.

6. Атомы при химических реакциях не разрушаются.

Атомно-молекулярное учение дало возможность объяснить многообразные химические превращения веществ. Так, сущность реакции разложения сводится к образованию молекул новых веществ из атомов, входящих в состав молекул исходного вещества.

Химическая реакция представляет собой не простое перемещение атомов из одной молекулы в другую. Молекула — это не простая сумма атомов. Например, у молекул сернистого железа нельзя обнаружить ни свойств свободного железа, ни свойств свободной серы. Точно так же у молекул воды нельзя обнаружить свойств ни свободного кислорода, ни свободного водорода, так как вода представляет собой не смесь этих простых веществ, а химическое соединение.

В первой половине XX в. было получено много новых данных о строении вещества. Оказалось, что, хотя атомы и не разрушаются при химических реакциях, они сложны по своему составу и строению. В состав атомов входят ещё более мелкие частицы, к числу которых относятся электроны, протоны и нейтроны.

Сейчас научились получать одни атомы из других в сложных физических приборах и аппаратах. Эти превращения сопровождаются выделением огромного количества энергии — атомной энергии, которая используется в нашей стране в мирных целях. В Советском Союзе ещё в 1954 г. начала работать первая в мире атомная электростанция. В 1959 г. завершена постройка первого в мире атомного ледокола «Ленин».

### ***Вопросы и упражнения***

1. Перечислите основные положения атомно-молекулярного учения.

2. Какое значение атомно-молекулярное учение имеет для химии?

3. Объясните на основе атомно-молекулярного учения реакции: а) разложения окиси ртути, б) разложения воды, в) соединения серы с железом.

## **§ 14. Химические элементы**

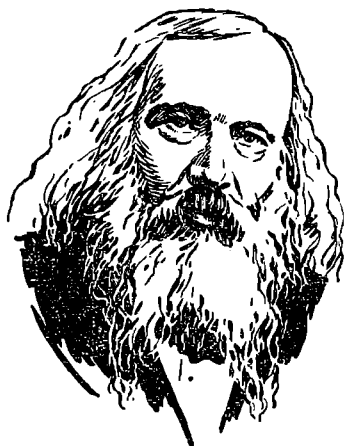
Вы уже знаете, что вещества различаются по свойствам. Так, свойства меди иные, чем свойства серы, а свойства железа иные, чем кислорода. Но свойства веществ зависят от свойств молекул и атомов, из которых они состоят. Сернистое железо отличается по свойствам от окиси

ртути, сахар — от поваренной соли, так как молекулы этих веществ образованы разными атомами.

Различие между атомами заключается прежде всего в их химических свойствах: атомы железа, например, могут соединяться с атомами серы, но не соединяются с атомами цинка, атомы ртути могут соединяться с атомами кислорода, но не соединяются с атомами железа. Кроме того, различные атомы отличаются по величине их атомных весов: атомы серы (атомный вес 32) в два раза легче атомов меди, но вдвое тяжелее атомов кислорода.

В состав молекул воды входят атомы кислорода. Атомы кислорода содержатся и в молекулах окиси ртути, окиси меди, а также образуют молекулы простого вещества — кислорода, находящегося в воздухе. Атомы кислорода, образующие молекулы простого вещества и входящие в состав молекул многих сложных веществ, представляют собой определённый вид, или как бы сорт, атомов.

К другому виду атомов относятся атомы серы, которые могут образовать простое вещество серу или входить в состав, например, сернистого железа и других сложных веществ. Медь образована иным видом атомов — атомами меди, которые входят в состав молекул окиси меди, основной углекислой меди и многих других веществ.



Дмитрий Иванович Менделеев  
(1834—1907).

**Атомы одного вида называются *химическим элементом*.**

Атомы кислорода представляют собой химический элемент кислород, атомы меди — химический элемент медь, атомы серы — химический элемент серу, атомы железа — химический элемент железо и т. д.

Если смешать серу с железом (стр. 35), получится смесь двух простых веществ, в которой сохраняются свойства серы и железа. В сложном веществе — сернистом железе, как установлено опытом, не обнаруживаются свойства ни серы, ни железа. Сернистое железо состоит не из простых веществ, а из элементов серы и железа.

В воде также нет простых веществ водорода и кислорода. Молекулы её состоят из атомов двух элементов: водорода и кислорода, которые химически соединены друг с другом. При разложении воды элементы водород и кислород выделяются в свободном состоянии в виде простых веществ. Следовательно, химические элементы представляют собой составные части сложных веществ, а в свободном виде образуют простые вещества.

**Молекулы простых веществ состоят из атомов одного элемента.**

**Молекулы сложных веществ состоят из атомов разных элементов.**

Таким образом, атомы — это мельчайшие частицы химического элемента.

В настоящее время известно 104 химических элемента. 101-й элемент назван менделеевием, по имени великого русского учёного Д. И. Менделеева, недавно открытому 104 элементу присвоено имя советского физика И. В. Курчатова.

Химические элементы подразделяются на металлические и неметаллические.

Металлические элементы образуют в свободном виде простые вещества — **металлы**. Все металлы, кроме ртути, при комнатной температуре представляют собой твёрдые вещества. Они обладают характерным металлическим блеском, хорошо проводят теплоту и электрический ток. Большинство металлов ковкие, некоторые хрупкие.

Неметаллические элементы в свободном виде образуют простые вещества — **неметаллы**. Неметаллы не имеют такого близкого сходства друг с другом, как металлы. Одни из них при обычных условиях — газы (хлор, кислород, азот и др.), другие — твёрдые вещества (йод, сера, фосфор, уголь и др.); известен и жидкий неметалл — бром. Неметаллы — плохие проводники теплоты и электричества.

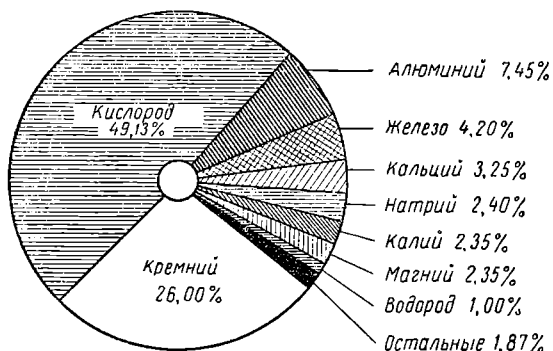


Рис. 36. Диаграмма распространения важнейших химических элементов в природе.

Распространение химических элементов в природе показано на рисунке 36. Из диаграммы видно, что наиболее распространён в природе кислород. Количество его по весу составляет почти половину от общего веса всех элементов, входящих в состав земной коры.

Кислород, азот, сера, медь, серебро, золото и некоторые другие элементы встречаются в природе в свободном состоянии, большинство же элементов в земной коре находится в виде соединений.

### **Вопросы и упражнения**

1. Что такое химический элемент?
2. При нагревании меди на воздухе образуется окись меди. Из каких элементов состоят вещества: а) медь, б) кислород, в) окись меди?
3. При разложении воды электрическим током получают два газообразных вещества: водород и кислород. Можно ли сказать, что в состав воды входят два простых вещества?
4. Почему нельзя сказать, что окись ртути состоит из двух простых веществ: ртути и кислорода?
5. Какими элементами образованы сложные вещества: окись железа, вода, сернистый цинк, сернистое железо? Напишите названия этих элементов.
6. Какие из перечисленных веществ: медь, железо, сера, вода, сернистое железо, окись меди, кислород, окись ртути, водород — состоят: а) из одного элемента, б) из двух элементов?
7. Перечислите известные вам вещества, в состав молекул которых входят следующие элементы: медь, сера, кислород, железо, водород.

## § 15. Знаки химических элементов

На страницах 37—40 приведены схемы химических реакций. В них атомы элементов обозначены кружками. Такими знаками когда-то широко пользовались химики, но это оказалось неудобным и громоздким, особенно для обозначения молекул сложных веществ, в состав которых входит большое количество атомов.

В 1814 г. по предложению шведского химика Берцелиуса было принято обозначать атом каждого элемента одной или двумя буквами его латинского или греческого названия.

Элемент водород обозначают буквой **H**, потому что латинское название его **Hydrogenium** (хидрогениум). Латинское название ртути — **Hydrargirum** (хидраргирум). Чтобы обозначение ртути не совпадало с обозначением водорода, её знак пишут **Hg**.

Атом кислорода обозначают буквой **O** — первой буквой названия кислорода на латинском языке — **Oxygenium** (оксигениум).

Знак элемента углерода **C** — от латинского названия **Carboneum** (карбонеум). Первая буква латинского названия элемента меди тоже **C** (**Cuprum** — купрум), поэтому медь обозначают двумя буквами: **Cu**.

Такие обозначения называют **знаками или символами химических элементов**. При чтении символов иногда произносят только одну букву, иногда же полностью латинские или русское название элемента. Так, символ водорода произносят **H** (аш), символ кислорода — **O** (о), символ углерода **C** (це), символ меди — **Cu** (купрум), символ алюминия — **Al** (алюминий).

Химические символы элементов одинаковы во всех странах мира.

Символ не только знак элемента. Он обозначает также один атом, а значит, и такое весовое количество элемента, которое соответствует его атомному весу.

Так, символ **Cu** обозначает:

1. Химический элемент медь (купрум).
2. Один атом меди.
3. 64 весовые части меди.

Обозначения, произношения символов наиболее часто встречающихся элементов и округлённые значения атомных весов приведены в таблице 1.

Знаки и атомные веса химических элементов

Химический знак элемента	Атомный вес	Русское название элемента	Произношение латинского названия элемента	Произношение химического знака в формуле
Ag	108	<i>Серебро</i> <sup>1</sup>	Аргентум	Аргентум
Al	27	<i>Алюминий</i>	Алюминий	Алюминий
Ba	137	<i>Барий</i>	Барий	Барий
C	12	<i>Углерод</i>	Карбонеум	Це
Ca	40	<i>Кальций</i>	Кальций	Кальций
Cl	35,5	<i>Хлор</i>	Хлорум	Хлор
Cu	64	<i>Медь</i>	Купрум	Купрум
Fe	56	<i>Железо</i>	Феррум	Феррум
H	1,008	<i>Водород</i>	Хидрогениум	Аш
Hg	200,6	<i>Ртуть</i>	Хидраргирум	Гидраргирум
K	39	<i>Калий</i>	Калиум	Калий
Mg	24	<i>Магний</i>	Магнезиум	Магний
Mn	55	<i>Марганец</i>	Манганум	Марганец
N	14	<i>Азот</i>	Нитрогениум	Эн
Na	23	<i>Натрий</i>	Натриум	Натрий
O	16	<i>Кислород</i>	Оксигениум	О
P	31	<i>Фосфор</i>	Фосфорус	Пэ
Pb	207	<i>Свинец</i>	Плюмбум	Плюмбум
S	32	<i>Сера</i>	Сульфур	Эс
Si	28	<i>Кремний</i>	Силиций	Силиций
Sn	119	<i>Олово</i>	Станнум	Станнум
Zn	65	<i>Цинк</i>	Цинкум	Цинк

**Вопросы и упражнения**

1. Как принято изображать элементы в химии?
2. Что означают следующие символы: S, Pb, Na, P, Mg?
3. Напишите символы следующих элементов: бария, азота, кремния, цинка. Что означает каждый из этих символов?

**§ 16. Постоянство состава веществ**

При разложении воды электрическим током (стр. 33) было установлено, что количества газов (водорода и кислорода) получаются неодинаковые: водорода по объёму вдвое больше, чем кислорода. Если при разложении воды выделяется, например, 1 л кислорода, то водорода при этом получится 2 л. 1 л кислорода весит 1,429 г. 1 л водорода весит 0,089 г. Зная это, можно определить весовое отношение элементов водорода и кислорода в воде:

$$(0,089 \cdot 2) : 1,429 = 0,178 : 1,429 = 1 : 8 = 2 : 16.$$

<sup>1</sup> Курсивом отмечены металлы.



Это значит, что в молекуле воды на два атома водорода (атомный вес водорода округлённо можно считать равным 1) приходится один атом кислорода (атомный вес 16).

Чистая вода может быть получена перегонкой природной воды (стр. 114) или при различных химических реакциях, например при разложении основной углекислой меди (стр. 31). Но каким бы способом ни была получена вода, состав её молекул всегда будет одинаковым: на один атом кислорода в молекуле воды будет приходиться два атома водорода.

Изучение состава других веществ приводит к такому же выводу. Вспомните опыт получения сернистого железа (стр. 35). Тогда были взяты 4 весовые части серы и 7 весовых частей железа. В таких весовых количествах сера и железо соединяются друг с другом полностью, без остатка. Если взять на 4 весовые части серы не 7, а 8 весовых частей железа, одна часть его не вступит в реакцию. Сера соединяется с железом в весовом отношении  $4 : 7 = 8 : 14 = = 32 : 56$ . Это означает, что в молекуле сернистого железа на 1 атом серы (атомный вес 32) приходится 1 атом железа (атомный вес 56).

Изучая состав различных веществ, химики пришли к выводу, что **весовые отношения между элементами в сложных веществах всегда постоянны**. Значит, атомы химических элементов вступают в соединение друг с другом не в любых, а только в определённых количественных отношениях. В этом и заключается один из важнейших законов химии — закон постоянства состава.

Постоянством состава химические соединения отличаются от смесей, состав которых можно менять произвольно в любых отношениях. Вам уже известно, что каждое чистое вещество состоит из одинаковых молекул. Поэтому **весовые соотношения между элементами в любом количестве чистого вещества будут такими же, как и в одной молекуле этого вещества**.

## § 17. Химические формулы. Молекулярный вес

Зная закон постоянства состава, можно с помощью знаков (символов) элементов выразить состав молекул простых и сложных веществ. Для этого нужно знать: 1) из каких элементов состоит молекула данного вещества (качественный состав) и 2) сколько атомов каждого элемента содер-

жит одна молекула вещества (количественный состав). Как уже было сказано, качественный и количественный состав вещества можно установить на основании опыта. Например, в лаборатории имеется жёлтый порошок неизвестного состава. При нагревании его получают только металлическая ртуть и кислород, которые легко узнать по их характерным свойствам. Значит, молекулы данного вещества состоят из атомов двух элементов: ртути и кислорода. Остаётся узнать, сколько атомов ртути и сколько атомов кислорода входит в состав одной молекулы. Для этого на точных весах взвешивают небольшое количество исследуемого вещества, например 4,3322 г. Затем это количество вещества нагревают до полного разложения и взвешивают полученную ртуть. Вес её равен 4,0122 г. Значит, вес выделившегося кислорода составил  $4,3322 - 4,0122 = 0,32$  г.

Теперь вычисляю, сколько весовых частей ртути приходится на 16 весовых частей кислорода, т. е. на 1 атом кислорода. При этом рассуждают так:

на 0,32 весовые части кислорода приходится 4,0122 весовых частей ртути, а на 1 весовую часть кислорода —  $\frac{4,0122}{0,32}$ . Тогда на 16 весовых частей кислорода будет при-

ходиться  $\frac{4,0122 \cdot 16}{0,32} = 200,61$  весовых частей ртути. Это соответствует одному атому ртути (атомный вес 200,61). Так как в молекуле не может быть меньше одного атома каждого из входящих в её состав элементов, то, очевидно, в исследуемом веществе на один атом кислорода (атомный вес 16) приходится один атом ртути.

На основании полученных данных, пользуясь химическими символами, состав молекулы окиси ртути можно изобразить так: HgO.

**Изображение состава молекул вещества с помощью химических знаков называется *химической формулой*.**

HgO (читается: гидраргирум-о) — формула окиси ртути.

Опытом установлено, что в состав молекулы воды входят два атома водорода и один атом кислорода. Формула воды H<sub>2</sub>O (читается: аш-два-о).

Цифры справа внизу у символа элемента обозначают количество атомов данного элемента в молекуле и называются индексом. Если в состав молекулы входит только один атом данного элемента, то цифру «1» после обозначения символа не ставят, так как символ относится к одному атому. Количество атомов в молекуле простого вещества указывает индекс, помещённый у символа элемента справа внизу. Так, например, молекула кислорода состоит из двух атомов, формула её  $O_2$  (читается: о-два).

Химическая формула показывает:

1) из атомов каких элементов состоит молекула данного вещества;

2) какое количество атомов каждого элемента входит в состав молекулы.

Зная атомные веса элементов, входящих в состав молекулы вещества, можно вычислить вес этой молекулы в кислородных единицах.

**Вес молекулы в кислородных единицах называется молекулярным весом.**

Молекулярный вес определяют опытным путём. Если же формула вещества известна, то молекулярный вес можно вычислить. Он равен сумме атомных весов всех атомов, входящих в состав молекулы данного вещества.

Так, молекулярный вес окиси ртути ( $HgO$ ) будет равен:

$$\begin{array}{ccccccc} 200,61 & + & 16 & = & 216,61 & (\text{к. е.}) \\ \text{Атомный} & & \text{Атомный} & & \text{Молекулярный вес} & & \\ \text{вес ртути} & & \text{вес кислорода} & & \text{окиси ртути} & & \end{array}$$

Молекулярный вес обычно обозначают буквой  $M$ .

Молекулярный вес воды ( $H_2O$ ) равен:

$$M_{H_2O} = 1,008 \cdot 2 + 16 = 18,016 \text{ (к. е.)}$$

Химическая формула обозначает не только состав молекулы вещества, но и такое весовое количество его, которое соответствует молекулярному весу.

### **Вопросы и упражнения**

1. Как объяснить постоянство состава веществ на основе атомно-молекулярного учения?

2. Чем отличаются химические соединения от смесей?
3. Что такое химическая формула?
4. Что показывает химическая формула?
5. Что такое молекулярный вес вещества?
6. Вычислите молекулярные веса следующих веществ: а) хлористого натрия (поваренной соли)  $\text{NaCl}$ , б) окиси алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .
7. Из атомов каких элементов состоят молекулы сложных веществ:  $\text{MgO}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ? Вычислите молекулярные веса этих веществ.
8. Прочитайте формулы следующих веществ:  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{CaS}$ ,  $\text{SiO}_2$ .

## § 18. Вычисление процентного состава веществ по формуле

Зная формулу, можно вычислить процентное содержание элементов, входящих в состав сложного вещества. Например, определить процентное содержание магния в окиси магния  $\text{MgO}$ . Вычислим молекулярный вес окиси магния. Он равен:

$$M_{\text{MgO}} = 24 + 16 = 40 \text{ (к. е.)}$$

Теперь рассуждаем так:

40 весовых частей  $\text{MgO}$  содержат 24 весовые части  $\text{Mg}$ ;

1 весовая часть  $\text{MgO}$  содержит магния в сорок раз меньше.

Отсюда  $\frac{24}{40} = 0,6$ , или 60%.

Следовательно, содержание элемента магния в окиси магния составляет 60%. Содержание элемента кислорода в этом веществе будет равно 40%.

**Пример.** Вычислить процентное содержание элемента алюминия в окиси алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

**Решение.** Молекула окиси алюминия содержит 2 атома алюминия и 3 атома кислорода.

Молекулярный вес окиси алюминия равен:

$$M_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 54 + 48 = 102 \text{ (к. е.)}$$

102 весовые части  $\text{Al}_2\text{O}_3$  содержат 54 весовые части  $\text{Al}$ ;

1 весовая часть  $Al_2O_3$  содержит  $\frac{54}{102}$  весовые части Al;

$$\frac{54}{102} = 0,529, \text{ или } 52,9\%;$$

$$100\% - 52,9\% = 47,1\% \text{ (кислорода).}$$

**О т в е т.** Содержание элемента алюминия в окиси алюминия составляет 52,9%, а содержание элемента кислорода — 47,1%.

**Пример.** Вычислить процентное содержание элемента кислорода в воде.

**Р е ш е н и е.** Вычислим молекулярный вес воды:

$$M_{H_2O} = 1 \cdot 2 + 16 = 2 + 16 = 18 \text{ (к. е.).}$$

(атомный вес водорода взят округлённо).

18 весовых частей  $H_2O$  содержат 16 весовых частей O;

1 весовая часть  $H_2O$  содержит  $\frac{16}{18}$  весовые части O.

$$\frac{16}{18} = 0,889, \text{ или } 88,9\%.$$

**О т в е т.** Содержание элемента кислорода в воде составляет 88,9%.

Вычисление процентного содержания элементов по формуле сложного вещества имеет большое значение в практике. Оно позволяет определять, какое количество элемента содержится в любом количестве сложного вещества, а также решать вопрос о том, сколько свободного элемента можно получить, имея известное количество его соединения.

### **Вопросы и упражнения**

1. Сера с железом вступают в соединение в весовых отношениях 4 : 7. Вычислите в процентах состав серпистого железа.

(О т в е т: 63,6% железа, 36,4% серы.)

2. Вычислите процентное содержание железа в окиси железа  $Fe_2O_3$ .

(О т в е т: 70% железа.)

3. Вычислите процентное содержание кислорода: а) в окиси меди  $CuO$ , б) в окиси ртути  $HgO$ .

(О т в е т ы: а) 20% кислорода, б) 7,37% кислорода.)

4. Исходя из формул окиси ртути и окиси меди, вычислите, сколько весовых частей ртути и сколько весовых частей меди приходится в этих соединениях на одну весовую часть кислорода.

(О т в е т: 12,5 и 4.)

## § 19. Закон сохранения массы веществ

Изучение реакций разложения и соединения показывает, что в результате их происходят сложные изменения веществ. А остаётся ли при этом постоянной масса веществ или она изменяется?

Чтобы ответить на этот вопрос, поставим опыт горения фосфора со взвешиванием веществ до и после опыта.

В маленькую стеклянную колбу внесём немного сухого порошка красного фосфора (не более половины спичечной головки по объёму). Плотно закроем колбу резиновой пробкой и, уравновесив её на весах (рис. 37, а),

запишем вес. Затем осторожно, прогрев всю колбу, нагреем то место, где находится фосфор (рис. 37, б). Фосфор воспламенится и сгорит с образованием белого дыма, который заполняет весь сосуд. Поставим колбу на асбестированную сетку и, после того как она остынет, вновь взвесим. Мы установим, что вес не изменился.

Проведём ещё один опыт со взвешиванием веществ. В коническую колбу на-

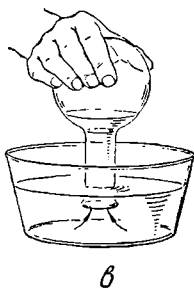
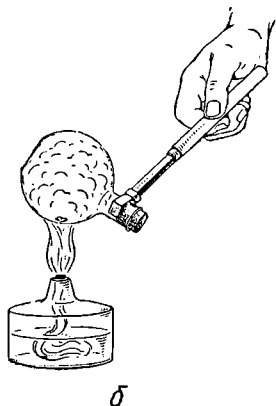
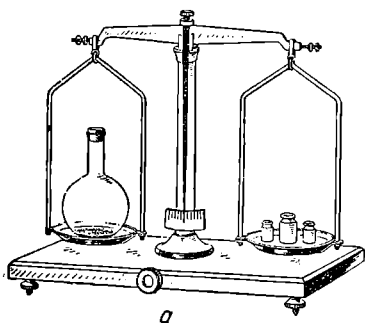


Рис. 37. Сжигание фосфора в закрытом сосуде:

а — взвешивание колбы с фосфором; б — сжигание фосфора в колбе; в — вода поднимается в колбу, так как часть кислорода израсходовалась на сгорание фосфора.

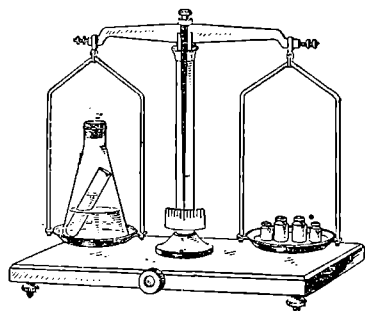


Рис. 38. Опыт, подтверждающий закон сохранения массы веществ.

льём около 20 мл раствора поваренной соли и осторожно опустим туда маленькую пробирку с раствором ляписа (рис. 38). Закрыв колбу пробкой, уравновесим её на весах. Сняв теперь колбу с чашки весов, осторожно наклоним её, чтобы жидкость из пробирки вылилась внутрь колбы. Образование осадка при сливании растворов двух веществ говорит о том, что между ними про-

изошла химическая реакция. Поставим колбу снова на весы. И в данном опыте показание весов не изменяется.

Взвешивая тело, мы сравниваем его массу с массой разновесок, т. е. определяем массу тела. Однако одновременно мы можем судить и о весе тела, так как из физики вы знаете, что вес тела в данном месте земли пропорционален массе тела. Поэтому в дальнейшем мы будем говорить о весе, как о более привычной величине, одновременно имея в виду и массу тела.

Исследование многочисленных химических реакций показало, что вес или масса веществ, взятых до реакции, и вес или масса веществ, полученных в результате её, одинаковы.

Впервые это было доказано великим русским учёным Михаилом Васильевичем Ломоносовым. Он производил накаливание металлов в запаянных стеклянных сосудах и установил, что при этом металл превращается в землистый порошок — окалину, но масса сосуда с полученной окалиной остаётся без изменения. Если охлаждённый после опыта сосуд открыть, туда с силой врывается воздух. М. В. Ломоносов установил, что при накаливании металл присоединяет часть находящегося в сосуде воздуха, поэтому количество воздуха внутри сосуда уменьшается.

Этими опытами было впервые доказано участие воздуха в горении, в окислении (ржавлении) металлов и установлено сохранение массы веществ при химических реакциях.

В проделанном нами опыте горения фосфора также принимал участие воздух, находящийся в колбе. Часть

кислорода воздуха была израсходована на горение (рис. 37, в). Почему же вес остался неизменным?

При сгорании произошло соединение фосфора с кислородом, в результате чего образовалось новое вещество — фосфорный ангидрид в виде белого дыма. Молекулы его состоят из атомов фосфора и атомов кислорода и имеют формулу  $P_2O_5$ . Так как атомы при химических реакциях не разрушаются, то количество их при этом не изменилось. Не изменился и общий вес атомов, принимавших участие в реакции. Сколько убыло кислорода, столько его соединилось с фосфором. Сколько фосфора сгорело, столько перешло его в состав фосфорного ангидрида.

Точно так же можно объяснить и результат второго опыта, выполненного нами.

Сохранение веса при химических реакциях позволило объяснить и многие другие явления. Когда-то людям казалось, что вещества при сгорании исчезают бесследно. В самом деле, при сгорании свечи кажется, что вещество её исчезает. Однако если поставить опыт горения свечи с улавливанием продуктов реакции, то можно будет дать правильное объяснение этому явлению. На рисунке 39 изображён такой опыт. Над свечкой, находящейся на весах, укреплён стеклянный цилиндр, наполненный смесью веществ, которая полностью удерживает продукты горения свечи: углекислый газ и пары воды. Чашки весов находятся в равновесии. При горении свеча уменьшается в размерах, однако чашка весов не поднимается, а опускается (рис. 39). Значит, продукты горения весят больше, чем вещество свечи. Это и понятно. Ведь для горения необходим воздух. Кислород воздуха вступает в реакцию с веществами свечи и входит в состав продуктов горения. Поэтому и происходит увеличение веса.

Тщательное изучение разнообразных химических превращений показало, что при этом никогда не наблюдается изменения массы веществ.

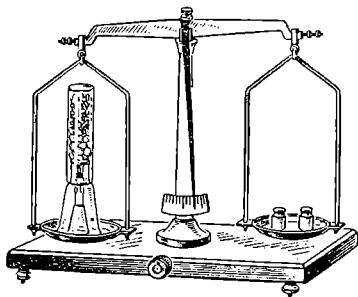


Рис. 39. Горение свечи на весах с улавливанием продуктов горения.



**Вещества никогда не исчезают бесследно и не могут возникать из ничего, поэтому масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, полученных в результате реакции.**

Этот естественный закон природы получил название закона сохранения массы. Он открыт М. В. Ломоносовым в 1748 г.

Закон сохранения массы имеет огромное значение для правильного понимания окружающего мира. Открытие закона разоблало религиозные утверждения о том, что мир якобы был когда-то сотворён из ничего богом. Мир никогда никем не был сотворён. Он всегда существовал и будет существовать. Из ничего нельзя что-либо создать.

Закон сохранения массы имеет большое практическое значение. Пользуясь им, мы можем производить различные расчёты, заранее вычислять, сколько надо взять исходных веществ для получения нужных продуктов, сколько можно получить того или иного продукта из взятого количества исходных веществ и т. д. Такие расчёты имеют чрезвычайно важное значение при планировании работы химических предприятий, а значит, и для всего народного хозяйства.

### **М. В. Ломоносов**

Великий русский учёный Михаил Васильевич Ломоносов родился в 1711 г. в деревне Мишанинской, возле города Холмогоры (бывшей Архангельской губернии), в семье рыбака-помора.

Ещё в детстве Ломоносов вместе с рыбаками побывал на Северной Двине, Белом море и Северном Ледовитом океане. Наблюдения за явлениями природы, знакомство с жизнью и бытом обитателей Северного края пробудили у него жажду к знаниям.

Грамоте Ломоносов научился рано по книгам, которые он мог достать у себя в деревне. Первыми его учебниками были грамматика Смотрицкого и арифметика Магницкого, названные им «воротами учёности».

Зимой 1730 г. он вместе с обозом односельчан направляется в Москву, где поступает учиться в Славяно-греко-

латинскую академию. В 1736 г., как лучший студент, Ломоносов был командирован на пять лет за границу, где изучил физику, химию, металлургию и горное дело. На родину молодой учёный вернулся в 1741 г.

В 1745 г. М. В. Ломоносова назначают профессором химии при Академии наук. Он разработал основы атомно-молекулярного учения, которое послужило фундаментом дальнейшего развития физики и химии. Большие работы были выполнены им по изучению газов, растворов и по разработке теории теплоты. Ломоносов создал первую в России научную химическую лабораторию (1748 г.). В ней он производил опыты, которые привели к открытию закона сохранения массы.

Научные интересы Ломоносова были необычайно широки. Он занимался физикой, химией, горным делом, металлургией, метеорологией, географией, астрономией, литературой и другими науками. Большое внимание Ломоносов уделял подготовке русских научных кадров. Он был организатором первого русского университета в Москве, названного позднее его именем.

М. В. Ломоносов скончался 4 апреля 1765 г.



Михаил Васильевич Ломоносов (1711—1765).

### **Вопросы и упражнения**

1. Какими опытами можно доказать, что масса веществ при химических реакциях остаётся неизменной?

2. Сформулируйте закон сохранения массы.

3. При нагревании 4,32 г окиси ртути в пробирке образовалось 4 г ртути. Сколько граммов кислорода выделилось в результате реакции?

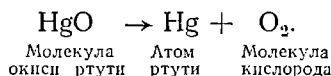
(Ответ: 0,32 г.)

4. В закрытой пробирке нагрели небольшое количество железных опилок. Вес прибора после опыта не изменился. Как доказать, что часть воздуха израсходована на химическое взаимодействие с металлом?

5. Какое значение имеет закон сохранения массы в химии?

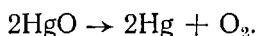
## § 20. Химические уравнения

При помощи символов элементов и химических формул можно очень кратко записать, какие вещества участвовали в реакции и какие образовались в результате её. Запишем, например, что происходит при реакции разложения окиси ртути:

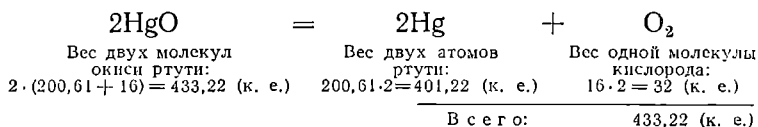


Здесь показано, что при разложении окиси ртути получаются ртуть и кислород.

Общее количество взятых и полученных атомов при такой записи оказывается неодинаковым. В молекуле окиси ртути только один атом кислорода, а для образования молекулы кислорода нужно два атома. Для этого потребуются две молекулы окиси ртути, что и можно выразить следующим образом:



Теперь количество атомов в нашей записи одинаково. Очевидно, и вес взятого вещества равен весу полученных веществ, что легко проверить:



Знак равенства показывает, что общее количество атомов в исходном и полученных веществах одинаково и что вес веществ до реакции равен весу веществ, полученных в результате реакции.

**Условная запись химической реакции при помощи символов и формул называется *химическим уравнением*.**

В разобранным примере записано уравнение реакции разложения окиси ртути.

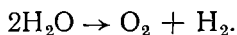
**Цифры перед формулами веществ называют коэффициентами.** В данном случае они показывают, что из каждых двух молекул окиси ртути получаются два атома свободной ртути и молекула кислорода. В уравнениях других реакций эти цифры могут быть иными. Но их нельзя путать с индексами — цифрами, которые показывают количество атомов в молекуле вещества.

Составим химическое уравнение реакции разложения воды:

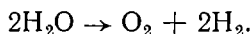


При такой записи количество атомов во взятом и полученных веществах неодинаково, значит, надо подобрать соответствующие коэффициенты.

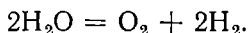
Для того чтобы образовалась молекула кислорода, очевидно, необходимо взять две молекулы воды:



Но в двух молекулах воды содержится 4 атома водорода, поэтому в результате разложения получаются две молекулы водорода:



При такой записи количество атомов каждого элемента слева от стрелки равно количеству атомов справа. Теперь стрелку можно заменить знаком равенства:



Пока коэффициенты не подобраны, знак равенства ставить не следует, так как это не будет соответствовать закону сохранения массы.

Химическое уравнение реакции показывает, какие вещества вступают в реакцию и какие образуются в результате её. По химическому уравнению можно вычислить весовые количества веществ, вступивших в реакцию и полученных в результате реакции.

Так, уравнение реакции разложения воды показывает, что из каждых 36 весовых частей воды (кислородных единиц, граммов, килограммов, тонн) образуются 32 весовые части кислорода и 4 весовые части водорода.

Для составления химического уравнения нужно знать формулы веществ, вступающих в реакцию, правильно написать формулы получающихся веществ и подобрать

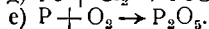
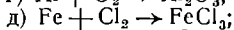
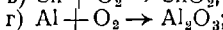
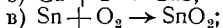
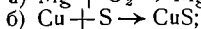
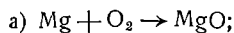
коэффициенты. Необходимо помнить, что можно записывать только такие уравнения, которые соответствуют действительно протекающим химическим явлениям.

### ***Вопросы и упражнения***

1. Что необходимо знать для составления химического уравнения и какие правила надо соблюдать при его написании?

2. Что показывает химическое уравнение?

3. Произведите расстановку коэффициентов в уравнениях следующих реакций:



## Г Л А В А III

### КИСЛОРОД. ВОЗДУХ

#### КИСЛОРОД

Химический знак — O                      Атомный вес — 16  
Молекулярная формула — O<sub>2</sub>            Молекулярный вес — 32

#### § 21. Физические и химические свойства кислорода

При нагревании окиси ртути (стр. 32) вы наблюдали выделение кислорода. Таким способом кислород был впервые получен в 1771 г. шведским учёным Ш е е л е, а затем английским химиком П р и с т л и. Позднее французский учёный А. Л а в у а з ь е изучил свойства этого вещества и дал ему название *oxygène* — кислород.

Чтобы изучить свойства кислорода, необходимо получить его в чистом виде. Для этого используют различные вещества, при разложении которых выделяется кислород.

При обычных условиях кислород — бесцветный газ, без вкуса и без запаха. Он немного тяжелее воздуха. 1 л кислорода при 0° С и давлении 760 мм рт. ст.<sup>1</sup> весит 1,43 г. В 1 л воды при 20° С растворяется около 30 мл кислорода.

При сильном охлаждении газообразный кислород переходит в голубоватую жидкость. Температура кипения жидкого кислорода — 183° С. При обычных условиях он очень быстро испаряется.

Перечисленные свойства кислорода относятся к **физическим**. Способность кислорода вступать в различные

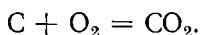
---

<sup>1</sup> Условия, при которых температура равна 0° С, а давление 760 мм рт. ст., называют нормальными. В дальнейшем мы будем пользоваться термином «нормальные условия».

химические реакции относятся к его химическим свойствам.

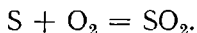
Для изучения химических свойств кислорода напомним им несколько стеклянных банок.

К медной проволоке прикрепим кусочек древесного угля и раскалим его в пламени спиртовой лампочки. В воздухе уголь едва тлеет. Внесём его в банку с кислородом — он ярко раскаляется и быстро сгорает без пламени. При этом углерод соединяется с кислородом и выделяется большое количество теплоты. Уравнение этой реакции можно записать так:



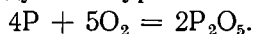
В результате реакции образуется углекислый газ. Его легко обнаружить, если влить в банку немного известковой воды. Известковая вода мутнеет.

В железную ложечку (рис. 40) для сжигания веществ поместим немного серы и внесём её в пламя спиртовой лампочки. Сера сначала плавится, потом загорается и горит в воздухе едва заметным голубоватым пламенем. Внесём теперь ложечку с горячей серой в банку с кислородом. Пламя становится ярким, сине-фиолетового цвета. Сера, как и уголь, сгорает в кислороде значительно энергичнее, чем в воздухе. При горении серы образуется сернистый газ — продукт соединения серы с кислородом:



Сернистый газ легко обнаруживается по резкому неприятному запаху. При сгорании серы в кислороде также выделяется большое количество теплоты.

Таким же образом можно сжечь в кислороде фосфор. Порошок красного фосфора поджигают в металлической ложечке. Уже в воздухе он горит довольно энергично, но в кислороде сгорает ослепительным пламенем, образуя густой белый дым. Это фосфорный ангидрид. Состав его молекулы выражают формулой  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Реакцию можно выразить следующим уравнением:



Металл магний и в воздухе сгорает ослепительным пламенем, но если зажжённую



Рис. 40. Ложечка для сжигания веществ.

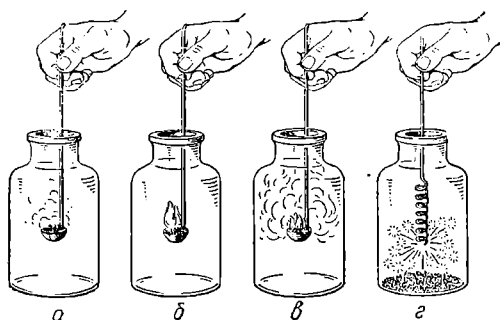
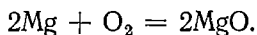


Рис. 41. Сгорание веществ в кислороде:  
 а — угля, б — серы, в — фосфора, г — стальной проволоки.

ленту магния опустить в банку с кислородом, яркость пламени увеличивается во много раз. При соединении магния с кислородом образуется белый порошок — окись магния:



Многие из веществ, которые мы считаем негорючими, потому что они не горят при поджигании в воздухе, сгорают в кислороде. В кислороде можно сжечь стальную проволоку, перо, иглу. Для этого к концу проволоки или пера надо прикрепить кусочек пробки, поджечь её и опустить в банку с кислородом. Сталь сгорает без пламени, разбрасывая яркие искры. Это разлетаются во все стороны раскалённые крупинки железной окалины, которая образуется при соединении железа с кислородом. Сильное разогревание окалины показывает, что при реакции выделяется много теплоты. От раскалённой окалины стеклянная банка может треснуть, поэтому на дно её насыпают песок. Состав железной окалины выражают формулой  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Молекула её состоит из трёх атомов железа и четырёх атомов кислорода.

Опыты показывают, что сгорание веществ в воздухе происходит потому, что в нём содержится кислород, но горят они в воздухе медленнее, так как кислород здесь разбавлен другими газами. Сгорание веществ в чистом кислороде происходит энергичнее, чем в воздухе.

Способность поддерживать горение веществ — важное химическое свойство кислорода.



## Вопросы и упражнения

1. Перечислите физические свойства кислорода.
2. Назовите химические свойства кислорода. Приведите примеры опытов и наблюдений, подтверждающие эти свойства.
3. Напишите уравнения реакций горения в кислороде серы, угля, магния и фосфора. К какому типу относятся эти реакции?
4. Напишите уравнения реакций горения в кислороде металлов кальция и алюминия, если при этом образуются вещества, состав которых выражают формулами:  $\text{CaO}$  и  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .
5. Как доказать, что при сгорании угля в кислороде получается углекислый газ?
6. Как сжечь стальную иглу в кислороде?

## § 22. Окислы. Реакция окисления

**Задание.** Выпишите в тетрадь уравнения химических реакций, которые вы наблюдали при сгорании веществ в кислороде. Подчеркните формулы образовавшихся веществ и напишите их названия. Из каких элементов состоят эти вещества? Что общего и что различного в их составе?

При горении простых веществ в кислороде и в воздухе происходит соединение элементов с кислородом. Образующиеся при этом сложные вещества относятся к окислам.

**Окислами** называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых — кислород.

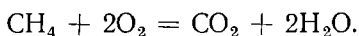
Кислород может соединяться со многими химическими элементами — как с металлами, так и с неметаллами. При этом образуются различные окислы и в большинстве случаев выделяется теплота. Многие окислы часто называют окисями, например окись меди  $\text{CuO}$ , окись ртути  $\text{HgO}$ . Некоторые окислы называют иначе, например сернистый газ  $\text{SO}_2$ , углекислый газ  $\text{CO}_2$ , фосфорный ангидрид  $\text{P}_2\text{O}_5$ , магнитная окись железа (железная окалина)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

В обычных условиях окислы могут быть газообразными веществами, как углекислый газ, твёрдыми, как окись магния  $\text{MgO}$ , а также жидкими, например вода.

Чтобы написать формулу окисла, надо знать, сколько атомов данного элемента и кислорода входит в состав одной молекулы окисла. При изучении состава окиси алюминия установлено, что молекула его состоит из двух ато-

мов алюминия и трёх атомов кислорода. Формула окиси алюминия будет  $Al_2O_3$ .

В кислороде и в воздухе могут гореть не только простые, но и многие сложные вещества. При этом также образуются окислы. Так, сложное вещество газ метан состоит из двух элементов: углерода и водорода. Состав метана выражают формулой  $CH_4$ . При горении его образуются два окисла — углекислый газ и вода:



**Взаимодействие простых и сложных веществ с кислородом относится к *реакциям окисления*.**

Способность кислорода **окислять** различные вещества — важнейшее химическое свойство его, поэтому кислород относят к веществам, которые называются **окислителями**. Кислород — один из самых активных окислителей. При горении простых и сложных веществ происходит их окисление. Горение сопровождается выделением теплоты и света.

Люди давно научились использовать горение веществ для получения теплоты. Ещё в первобытные времена человек пользовался огнём. Но долгое время процессы горения казались загадочными и непонятными. Химия показала, что ничего таинственного и загадочного в процессах горения нет.

**Горение** — это химическая реакция, при которой происходит окисление веществ с выделением теплоты и света.

### **Вопросы и упражнения**

1. Какие вещества называются окислами? Назовите вещества, состав которых выражен следующими формулами:  $PbO$ ,  $Fe_2O_3$ . Что обозначают эти химические формулы?

2. Напишите формулы: а) окисла кремния, молекула которого состоит из одного атома кремния и двух атомов кислорода; б) окисла натрия, в состав молекулы которого входят два атома натрия и один атом кислорода.

3. Какие химические реакции относятся к реакциям окисления?

4. Назовите характерные признаки горения.

5. Какие продукты получатся при горении вещества, состав которого выражается формулой  $H_2S$ ?

## § 23. Медленное окисление

Окисление простых и сложных веществ кислородом может протекать быстро, как это происходит при горении, но во многих случаях оно протекает медленно и не сопровождается выделением света. Такие процессы называются **медленным окислением**. К примерам его относят ржавление железа.

Медленное окисление протекает также при дыхании. При вдыхании воздуха содержащийся в нём кислород поглощается кровью и разносится по всему телу. В организме происходит окисление кислородом различных веществ, в результате этого образуется углекислый газ и другие сложные вещества. При медленном окислении тоже выделяется теплота, но выделение её происходит постепенно и непрерывно. Благодаря этому поддерживается постоянная температура нашего тела.

Часто мы не замечаем повышения температуры при медленном окислении веществ, так как небольшие количества выделяющейся теплоты успевают рассеяться в окружающем воздухе. Однако, если создать условия, при которых теплота уходит не будет, произойдёт значительное повышение температуры, так что вещество может даже воспламениться. Например, промасленные тряпки, которыми вытирали остатки масла с различных механизмов, могут загореться сами собой, если надолго оставить их сложенными в кучу. Кислород воздуха постепенно окисляет масло, а так как из кучи тряпок теплота уходит медленно, то в конце концов температура так повысится, что тряпки могут вспыхнуть и вызвать пожар.

Изучение процессов медленного окисления имеет огромное значение. Знание их позволяет бороться со многими вредными явлениями, например с ржавлением металлов, с опасностью самовозгорания веществ, с порчей пищевых продуктов и т. п.

Теплота медленного окисления находит широкое использование в сельскохозяйственной практике. Под слой почвы в парниках и теплицах закладывают навоз. При гниении навоза происходит окисление с участием кислорода воздуха. Выделяющаяся при этом теплота согревает почву.

Выделение теплоты происходит не только при горении и медленном окислении, но и при многих других химических реакциях. Это один из важных признаков химических реакций.

## Вопросы и упражнения

1. Приведите примеры медленного окисления веществ.
2. По какому признаку можно судить о медленном окислении?
3. Какое значение имеют процессы медленного окисления в организме человека и животных?
4. Что тяжелее: молекула кислорода или молекула углекислого газа? <sup>1</sup>
5. Во сколько раз атом кислорода легче молекулы сернистого газа?

(О т в е т: в 4 раза.)

6. Состав воды выражают формулой  $H_2O$ . Вычислите процентное содержание водорода и кислорода в воде.

(О т в е т: 11,11% водорода, 88,89% кислорода.)

7. Сколько процентов серы в сернистом газе?

(О т в е т: 50%.)

8. Состав двух окислов железа, представляющих собой природные руды, выражается формулами  $Fe_2O_3$  и  $Fe_3O_4$ . Какая из этих руд богаче железом?

9. При нагревании в кислороде из 1,28 г меди получено 1,6 г окиси меди. Сколько процентов кислорода содержится в окиси меди?

(О т в е т: 20%.)

10. При сгорании магния к 2,4 г его присоединяется 1,6 г кислорода. Вычислите состав окиси магния в процентах. Соответствует ли он процентному составу окиси магния, найденному по её формуле  $MgO$ ?

(О т в е т: 60% магния, 40% кислорода.)

## § 24. Кислород в природе

Кислород — самый распространённый элемент на Земле. На его долю приходится почти половина веса земной коры, включая её твёрдую, жидкую и газообразную оболочки (см. диаграмму на стр. 45).

В смеси с другими газами кислород содержится в воздухе, в соединении с другими элементами он входит в состав большей части горных пород, почвы, в состав растений и тела животных. В воде содержится 88,89% кислорода. Обыкновенный песок представляет собой окисел элемента кремния. В состав его входит более 50% кислорода. Значительное количество кислорода в виде простого вещества находится в воде в растворённом состоянии. 1 м<sup>3</sup> природной воды в среднем содержит около 40 г растворённого кислорода.

В жизни природы кислород имеет огромное значение. Всем живым организмам кислород необходим для дыхания.

---

<sup>1</sup> При решении задач следует брать округлённое значение атомных весов, например серы 32, меди 64, магния 24, железа 56 и т. д.

Без него жизнь на Земле была бы невозможна. Человек в спокойном состоянии поглощает при дыхании около 16 г кислорода в час, а при выполнении физической работы — значительно больше. Рыбы и другие водные живые существа дышат кислородом, растворённым в воде. Растения также используют кислород для дыхания. Только некоторые микробы могут жить без кислорода.

Кислород участвует в образовании почвы, в разрушении и образовании горных пород. При активном участии кислорода происходит гниение растительных и животных остатков. При этом получаются новые вещества, которые переходят в почву и используются растениями для питания. Таким образом, кислород играет огромную роль в многообразных процессах превращения веществ в природе.

## § 25. Применение кислорода

Роль кислорода в практической деятельности людей чрезвычайно велика. Особенно важное значение он имеет для процессов горения. При сгорании топлива выделяется теплота, которая преобразуется в механическую, электрическую и другие виды энергии. Для получения высоких температур при выплавке чугуна и стали в доменные печи вместе с воздухом вдувают дополнительное количество кислорода. Это не только ускоряет выплавку металла, но и повышает его качество.

Если какой-либо горючий газ сжигать в чистом кислороде, можно получить пламя с очень высокой температурой.

На рисунке 42 изображена горелка, у отверстия которой в чистом кислороде сжигается газ ацетилен. Оба газа поступают в горелку из стальных баллонов, где они находятся под давлением. Кислородно-ацетиленовое пламя имеет температуру около  $3000^{\circ}\text{C}$ , в нём плавятся железо и другие металлы. Этим пламенем можно разрезать стальные

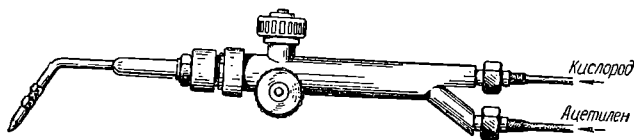


Рис. 42. Кислородно-ацетиленовая горелка.

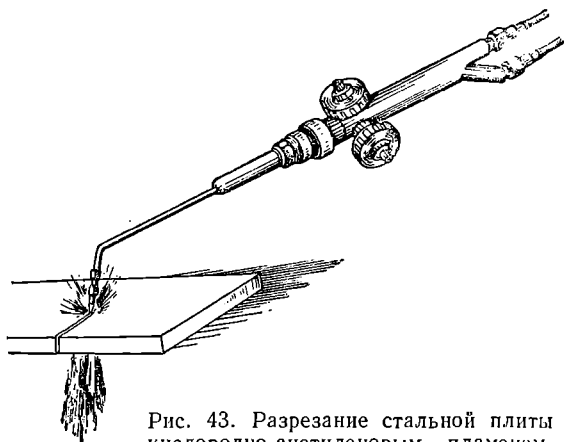


Рис. 43. Разрезание стальной плиты кислородно-ацетиленовым пламенем.

плиты, сваривать стальные трубы, балки и т. д. (автогенная сварка). Сварку и резку можно производить этим пламенем даже под водой. Это имеет большое значение при строительстве различных подводных сооружений.

Широкое применение кислород находит в различных областях химической промышленности для получения кислот и многих других важных продуктов.

Кислород используют и в медицине. При некоторых заболеваниях, например при туберкулёзе лёгких, дыхание человека часто бывает затруднено. Таким больным дают вдыхать небольшими порциями чистый кислород.

Лётчики и парашютисты пользуются кислородными приборами для дыхания на больших высотах, где воздух очень разрежённый (рис. 45). Подобные же приборы спортсмены используют при длительном плавании

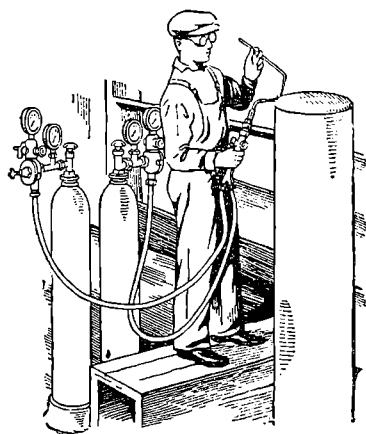


Рис. 44. Сварка кислородно-ацетиленовой горелкой.

Проволока, которую сварщик держит в руке, плавится, и расплавленный металл заполняет шов свариваемого предмета.



Рис. 45. Применение кислорода (схема).

под водой, а пожарные — при тушении пожаров в закрытых помещениях.

Широко применяют и жидкий кислород. Его используют, например, в подрывном деле. Жидким кислородом смачивают в специальных патронах древесные опилки, сухой торф, уголь, быстро вставляют такие патроны в пробурённые в горной породе отверстия и поджигают электрическим запалом. Происходят сильные взрывы, разрушающие породы. Этим пользуются при прокладке туннелей, устройстве дорог в горах, строительстве каналов и т. д.

## § 26. Способы получения кислорода

В небольших количествах кислород можно получить из марганцовокислого калия. Это вещество представляет собой тёмно-фиолетовые кристаллы, хорошо растворимые в воде.

**Опыт.** Познакомьтесь с получением кислорода на следующем опыте.

В пробирку поместите около 1 г марганцовокислого калия, зажмите пробирку в держалке и осторожно нагревайте в пламени спиртовой лампочки. Не нюхайте выделяющийся кислород, потому что вместе с ним вылетает мелкая пыль, раздражающая органы дыхания. Не прикасайтесь пробиркой к фитилю: она может треснуть.

Испытайте выделяющийся кислород тлеющей лучинкой. После того как кислород перестанет выделяться, поставьте пробирку в штатив.

Для получения кислорода марганцовокислый калий насыпают в пробирку или колбу с газоотводной трубкой и нагревают. Выделяющийся кислород собирают в стеклянную банку вытеснением воздуха (рис. 46) или воды (рис. 47). Так как кислород плохо растворим в воде, его можно хранить над водой.

Для собиранья и хранения кислорода и некоторых других газов в лабораториях используют специальные приборы — газометры (рис. 49).

Перед наполнением газометра кислородом его

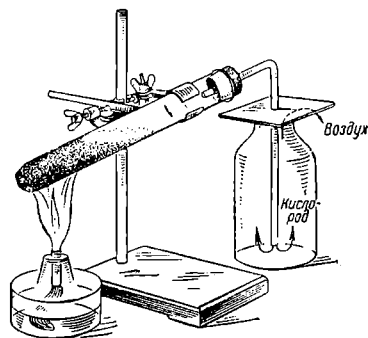


Рис. 46. Получение кислорода нагреванием марганцовокислого калия.



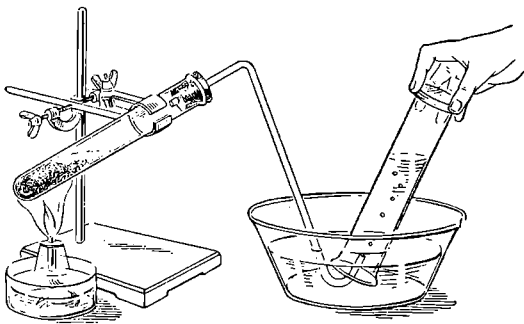


Рис. 47. Собираание кислорода над водой.

заполняют водой через воронку при открытом кране газоотводной трубки. Затем оба верхних крана закрывают, вынимают нижнюю пробку и вводят в отверстие трубку от прибора для получения кислорода (рис. 48). Газообразный кислород поднимается вверх и вытесняет из газометра воду, которая выливается через нижнее отверстие. Когда газометр наполнится кислородом (рис. 49), нижнее отверстие закрывают пробкой. В газометре кислород можно сохранять продолжительное время.

Чтобы наполнить какой-либо сосуд (стакан, банку и т. п.) кислородом из газометра, опускают газоотводную трубку до дна сосуда и открывают кран. Давлением воды,

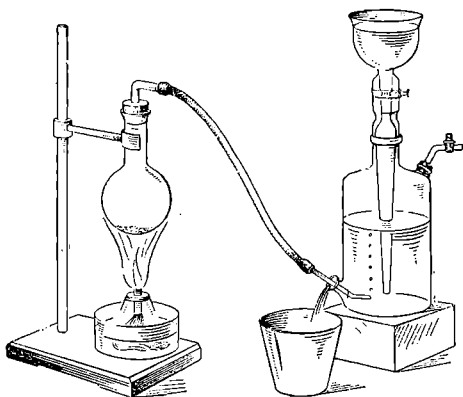


Рис. 48. Наполнение газометра кислородом.

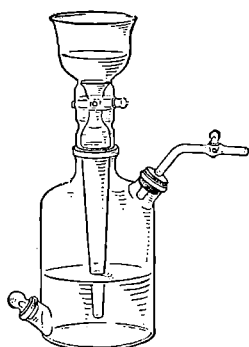


Рис. 49. Газометр, наполненный кислородом.

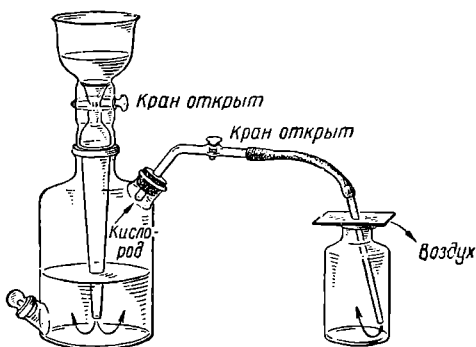
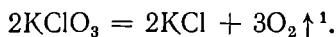


Рис. 50. Наполнение банки кислородом из газометра.

вытекающей из воронки, кислород вытесняется из газометра и переходит в банку (рис. 50).

Небольшие количества кислорода в лаборатории можно получить из бертолетовой соли. Бертолетова соль — кристаллический белый порошок. Состав её выражается формулой  $\text{KClO}_3$ . *Обращаться с бертолетовой солью нужно очень осторожно!* В присутствии горючих примесей она взрывается при трении и ударе. При нагревании бертолетова соль сначала плавится, затем начинает как бы «кипеть». Это признак начавшегося разложения соли и выделения кислорода, который можно обнаружить тлеющей лучинкой (рис. 51).

При разложении бертолетовой соли получается кислород и хлористый калий. Уравнение этой реакции можно записать следующим образом:



Реакция разложения бертолетовой соли протекает значи-

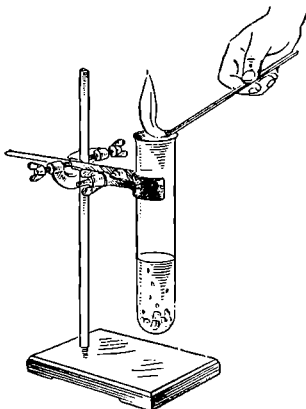


Рис. 51. Получение кислорода из бертолетовой соли и испытание тлеющей лучинкой.

<sup>1</sup> Если в результате реакции выделяется газообразное вещество, то рядом с его формулой в уравнении реакции обычно ставят направленную вверх стрелку.

тельно быстрее в присутствии чёрного порошка двуокиси марганца  $MnO_2$ . Если к расплавленной бертолетовой соли в пробирке прибавить немного двуокиси марганца, выделение кислорода сразу усиливается.

Двуокись марганца при этом не расходуется. Общее количество её остаётся без изменения. Её можно снова использовать для разложения новой порции бертолетовой соли. Если нагреть немного двуокиси марганца в пробирке без бертолетовой соли, выделения кислорода не происходит. Значит, двуокись марганца обладает свойством ускорять реакцию разложения бертолетовой соли, но сама по окончании реакции остаётся химически неизменной, т. е. сохраняет состав и прежние свойства.

**Вещество, которое изменяет скорость реакции, но по окончании остаётся химически неизменным, называется *катализатором*.**

Двуокись марганца — катализатор, ускоряющий реакцию разложения бертолетовой соли.

В настоящее время известно много различных катализаторов. Они имеют большое значение для ускорения реакций, используемых в химической промышленности.

В технике кислород получают из воздуха. Подробнее об этом вы узнаете немного позднее. Получают кислород

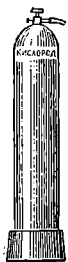


Рис. 52. Стальной баллон с кислородом.

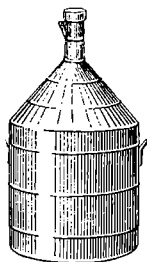


Рис. 53. Металлический сосуд для хранения жидкого кислорода.

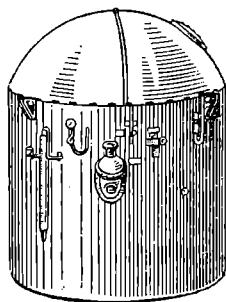


Рис. 54. Кислородный «танк».

также из воды, разлагая её электрическим током.

Для хранения и перевозки кислород накачивают в стальные баллоны под давлением до 150 ат. Баллоны с кислородом окрашены в голубой цвет или имеют голубую полосу. Баллон ёмкостью 25 л при указанном давлении содержит 5 кг газообразного кислорода. Большие количества кислорода хранят и перевозят также в жидком состоянии в специальных металлических сосудах или так называемых кислородных «танках». В лабораториях жидкий кислород хранят непродолжительное время в стеклянных сосудах Дьюара, устроенных так же, как стеклянные термосы (рис. 55).

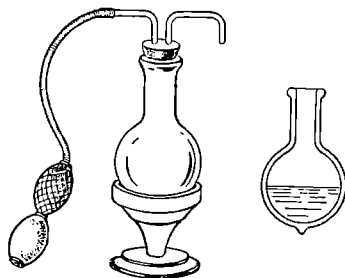


Рис. 55. Стеклянный сосуд Дьюара для хранения жидкого кислорода.

### Вопросы и упражнения

1. В каком виде кислород встречается в природе?
2. Какое значение имеет кислород для жизни человека, животных и растений?
3. Укажите наиболее важные области применения кислорода в технике. Приходилось ли вам наблюдать какие-либо процессы, связанные с применением кислорода? Кратко расскажите о них.
4. Из каких веществ и при каких условиях можно получить кислород в лаборатории?
5. На каких свойствах кислорода основано его собирание в банки, в газометр?
6. Напишите уравнение реакции разложения бертолетовой соли и укажите условия, при которых протекает реакция.
7. Что такое катализатор?
8. Бертолетову соль смешали с двуокисью марганца и нагревали, пока кислород не перестал выделяться. Как доказать, что двуокись марганца сохранила свои свойства?
9. Из каких веществ получают кислород в технике?
10. Как отличить стальной баллон с сжатым кислородом от баллонов с другими газами?
11. Вычислите процентное содержание кислорода в бертолетовой соли и на этом основании рассчитайте, сколько нужно её взять, чтобы получить 10 л кислорода (1 л кислорода весит 1,43 г).
12. Сколько граммов кислорода содержат 50 г воды?

## ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

### Работа № 2. Получение и свойства кислорода

**Оборудование:** спиртовая лампочка, деревянный штатив с пробирками, пробирка с пробкой и газоотводной трубкой, чашка стеклянная, 2—3 банки с картонными крышками для собирания кислорода, ложечки для сжигания веществ, держалка для пробирок, штатив металлический.

**Реактивы и материалы:** вода, лучинки, марганцовокислый калий, сера, уголь, известковая вода.

**Выполнение работы.** 1. *Наполнение банки кислородом вытеснением воздуха. Сжигание угля в кислороде.*

Соберите прибор, как показано на рисунке 46. Пробирку наполните на  $\frac{1}{5}$  часть марганцовокислым калием. В отверстие пробирки вложите рыхлый комок ваты для удерживания вылетающих при нагревании твёрдых частиц. Укрепите пробирку в штативе на такой высоте, чтобы конец газоотводной трубки почти касался дна банки для собирания кислорода. Прикройте банку куском картона. Осторожно обогрейте сначала всю пробирку пламенем, затем нагрейте ту часть её, где находится марганцовокислый калий.

Немного отодвигая картонную крышку, внесите в банку кончик тлеющей лучинки, погружая его не более чем на 1 см ниже края банки. Когда лучинка вспыхнет у отверстия банки, прекратите нагревание и выньте из банки газоотводную трубку.

В ложечке для сжигания веществ накалите кусочек угля и опустите в банку с кислородом. Наблюдайте горение угля в кислороде. Образуется ли при этом пламя? Недогоревший уголёк погасите водой. Влейте в банку немного известковой воды и взболтайте. Что произошло? Какое вещество образуется при горении угля в кислороде?

2. *Собирание кислорода над водой. Сжигание серы в кислороде.*

Соберите прибор для получения кислорода, как показано на рисунке 47. Пробирку с газоотводной трубкой наполните на  $\frac{1}{5}$  часть марганцовокислым калием. Укрепите её в зажиме штатива. В стеклянную чашку налейте воды. Наполните водой банку для собирания кислорода,

закройте её бумажкой, переверните вверх дном и погрузите банку в чашку с водой.

Осторожно нагревайте марганцовокислый калий в пробирке и испытайте тлеющей лучинкой кислород, выделяющийся у конца газоотводной трубки. Когда лучинка вспыхнет (о чём это говорит?), осторожно подведите конец газоотводной трубки под банку для собирания кислорода. Придерживая банку рукой, продолжайте нагревать пробирку. Наблюдайте выделение пузырьков кислорода и вытеснение им воды. Из наполненной кислородом банки выньте газоотводную трубку и только после этого прекратите нагревание пробирки. Прекращать нагревание раньше, чем газоотводная трубка вынута из воды, нельзя: в горячую пробирку может засосать воду.

Банку с кислородом закройте под водой картонной крышечкой. Придерживая её рукой, выньте банку из чашки и поставьте на стол, не снимая крышки.

В ложечке для сжигания нагрейте немного серы и, когда она загорится, опустите в банку с кислородом. Наблюдайте горение серы в кислороде. Ложечку с недогоревшей серой опустите в воду. В банку, где производилось сжигание, влейте немного воды и закройте картонной крышечкой. Напишите уравнение реакции горения серы в кислороде.

Какие выводы о физических и химических свойствах кислорода можно сделать на основании выполненных опытов?

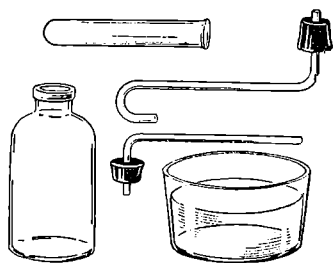


Рис. 56. Детали прибора для получения кислорода.

## § 27. Воздух

**Состав воздуха.** Окружающая наш земной шар газообразная оболочка — атмосфера — состоит из многих газов. Мы живём как бы на дне глубокого воздушного океана.

Воздух необходим для всех живых существ. Человек не может прожить без воздуха и нескольких минут. О значении воздуха для жизни писали ещё учёные древней Греции и Китая. Но в течение долгого времени воздух оста-



Антуан Лавуазье (1743—1794).

ный в чашку с ртутью (рис. 57). Сначала никаких изменений не было видно, но уже на второй день Лавуазье заметил, что на поверхности ртути в реторте образуется красноватый порошок, а ртуть в стеклянном колоколе поднимается. Через 12 дней образование красного порошка прекратилось, а ртуть в колоколе поднялась почти на  $\frac{1}{6}$  часть его объёма. При испытании оставшегося под колоколом газа оказалось, что внесённая туда горящая свеча гаснет. Мыши, помещённые в этот газ, погибали. Эту часть воздуха учёный назвал **азотом**, что означает нежизненный, непригодный для жизни<sup>1</sup>.

Лавуазье собрал красный порошок с поверхности ртути и сильно нагрел его. При этом получилась металлическая ртуть и газ, способный лучше, чем воздух, поддерживать горение. Объём его

<sup>1</sup> Название произошло от греческого слова *ζωή* — жизнь и отрицания *α*.

вался почти неизученным, так как он невидим, не имеет ни цвета, ни вкуса, ни запаха.

В 1756 г. М. В. Ломоносов установил, что при прокаливании металлов к ним присоединяется какая-то часть воздуха. В 1774 г. французский учёный Лавуазье изучил основные составные части воздуха и дал им названия.

Для определения состава воздуха Лавуазье поместил в стеклянную реторту ртуть и долго нагревал её на жаровне. Изогнутый конец реторты был подведён под стеклянный колокол, поставлен-

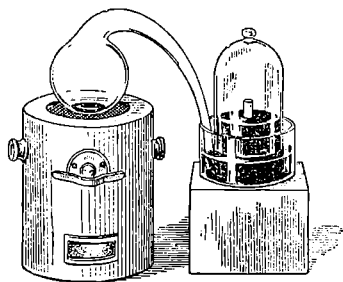


Рис. 57. Опыт Лавуазье по определению состава воздуха.

оказался равным объёму поднявшейся в стеклянный колокол ртути. Этот газ был назван **кислородом**. При смешивании кислорода с газом, оставшимся под колоколом, был снова получен воздух, ничем не отличающийся от обычного. Так на основании опытов французский учёный установил, что воздух состоит в основном из двух газов: кислорода и азота.



Рис. 58. Определение содержания кислорода в воздухе сжиганием фосфора в стеклянном колоколе.

**Задание.** Ещё раз внимательно прочтите описание опыта Лавуазье и ответьте на следующие вопросы:

1. Какое вещество образовалось на поверхности ртути в реторте? Напишите уравнение реакции его образования.

2. Что произошло с этим веществом при вторичном, более сильном его нагревании? Напишите уравнение этой реакции.

3. Почему после длительного нагревания образование красного порошка прекратилось, а ртуть в колоколе поднялась на  $\frac{1}{5}$  часть объёма?

Впоследствии было установлено, что в воздухе содержатся в небольших количествах также другие газы и различные примеси.

Определить содержание кислорода в воздухе можно с помощью следующего опыта.

В большую чашку с водой поставим стеклянный колокол, закрытый резиновой пробкой (рис. 58). Объём колокола над водой разделён на 5 равных частей. Через пробку проходит железная ложечка для сжигания веществ. В ложечку поместим немного фосфора. Зажжём фосфор в ложечке, быстро внесём в колокол и плотно вставим пробку. Фосфор продолжает гореть внутри колокола, образуя густой белый дым фосфорного ангидрида. Дым постепенно оседает и растворяется в воде. Когда весь фосфорный ангидрид растворится, оставшийся под колоколом газ будет совершенно прозрачным.

По мере того как расходуется кислород при горении фосфора, вода будет подниматься внутрь колокола. Когда весь кислород вступит в реакцию соединения с фосфором, горение прекратится. К концу опыта вода поднимется внутрь колокола на  $\frac{1}{5}$  часть его объёма. Это и соответствует объёму, который приходится в воздухе на долю кислорода.



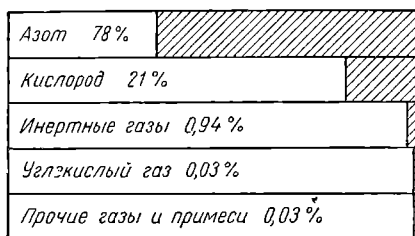


Рис. 59. Состав воздуха (диаграмма).

Оставшийся под колоколом газ не поддерживает горения. Внесённая в колокол горящая лучинка гаснет. Это азот с примесью других газов, также не поддерживающих горения.

При изучении воздуха было установлено, что одних газов в нём содержится постоянное количество, содержание же других меняется. Кроме того, в воздухе могут находиться различные случайные примеси.

Постоянные составные части воздуха — это кислород (около 21%), азот (около 78%), углекислый газ (0,03%) и инертные газы: аргон, криптон, ксенон (около 1%). Из инертных газов в воздухе больше всего аргона (около 0,9%). На долю остальных приходится только 0,1%. Эти газы называют инертными, потому что они при обычных условиях не вступают в химические реакции.

К переменным составным частям воздуха относится, например, водяной пар. Все составные части сохраняют в воздухе свои свойства.

**Воздух — смесь газов.** Если взять порознь все газы, составляющие воздух, и смешать их в соответствующих количествах, то можно получить воздух искусственным путём. При этом не происходит химических реакций и не образуется новых веществ.

Случайными примесями в воздухе бывают пыль, а также газы производственных предприятий или газы, образующиеся в природе, например при процессах гниения или при извержении вулканов. К таким газам относятся сернистый газ, метан, аммиак и другие. Эти примеси загрязняют воздух. Многие из них вредны для растений, животных и для людей. Поэтому на производственных предприятиях устанавливают специальные фильтры-поглотители, задерживающие вредные газы, пыль, дым и т. д.

Учитывая жизненно важное значение воздуха для людей, следует заботиться о его чистоте в жилых и общественных помещениях. Если в комнате долго находится много людей, количество углекислого газа и водяных паров в воздухе сильно повышается. Помещение необходимо регулярно проветривать, так как повышение содержания углекислого газа до 3% (в 100 раз больше нормального) делает воздух совершенно непригодным для дыхания.

Огромную роль в очистке воздуха от углекислого газа играют растения. В процессе питания они поглощают из воздуха углекислый газ и выделяют кислород. Поэтому озеленение больших городов и охрана зелёных насаждений имеют большое значение для сохранения чистоты воздуха.

Закон об охране природы обязывает руководителей всех промышленных предприятий и учреждений предупреждать загрязнение воздуха вредными примесями.

Очень чистый воздух в горах и над поверхностью больших водоёмов. Чист и полезен для дыхания воздух в сосновом лесу. Он почти свободен от пыли, а кроме того, при медленном окислении сосновой смолы в воздух выделяются газообразные и летучие вещества, полезные для здоровья людей.

**Свойства и использование жидкого воздуха.** При сильном охлаждении до температуры около  $-200^{\circ}\text{C}$  воздух переходит в жидкое состояние. Перед сжижением воздух очищают от пыли, освобождают от влаги и углекислого газа. Сжиженный воздух представляет собой голубоватую жидкость, имеющую температуру кипения около  $-190^{\circ}\text{C}$ . Основные составные части жидкого воздуха — кислород и азот. Жидкий азот кипит при температуре  $-196^{\circ}\text{C}$ , а жидкий кислород кипит при температуре  $-183^{\circ}\text{C}$ . Эти свойства используют в технике для отделения кислорода от азота. Воздух сжижают и затем медленно испаряют. Выделяющийся азот собирают, кислород же почти полностью остаётся в жидком состоянии.

Большие количества добываемого из воздуха азота используют для получения азотной кислоты, удобрений, взрывчатых веществ, пластических масс.

### ***Задание для самостоятельной работы***

Докажите присутствие углекислого газа в воздухе вашей комнаты, в классном помещении, в клубе или других местах. Для этого сначала приготовьте известковую воду. На ближайшей стройке или

где-нибудь в другом месте возьмите немного порошка извести. Если извести достать не удастся, прокалите на горячих углях в печи несколько небольших кусочков мела (лучше мрамора). При прокаливании часть мела (или мрамора) превратится в известь. Порошок извести всыпьте в бутылку, залейте кипячёной водой, хорошо взболтайте, закройте бутылку пробкой и оставьте на несколько дней. Не взбалтывая осадка, налейте немного полученной известковой воды в небольшую склянку и испытайте её, продувая туда выдыхаемый воздух через резиновую или стеклянную трубку (рис. 60). Если при этом появится муть, значит, известковая вода приготовлена хорошо.

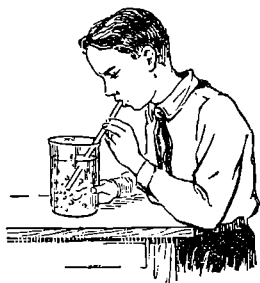


Рис. 60. Продувание выдыхаемого воздуха через известковую воду.

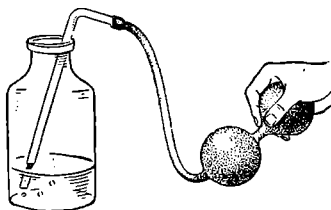


Рис. 61. Продувание воздуха через известковую воду с помощью резиновой груши.

Для определения углекислого газа в воздухе налейте в склянку около 50 мл известковой воды и продувайте через неё воздух с помощью резиновой груши, которую применяют для разбрызгивания одеколона (рис. 61). Сравните, в каких из выбранных вами помещений углекислого газа содержится больше. Для этого при продувании воздуха считайте, сколько раз приходится нажать грушу, прежде чем в известковой воде появится заметная муть.

### Вопросы и упражнения

1. Как можно определить содержание кислорода в воздухе?
2. Назовите постоянные и переменные составные части воздуха. Какие случайные примеси могут находиться в воздухе?
3. Что вам известно из истории открытия и исследования состава воздуха? Расскажите об опытах Ломоносова и Лавуазье.
4. Сколько процентов (по объёму) азота и кислорода содержит воздух?
5. Какое значение имеет воздух в жизни природы и в технике?
6. Что вам известно о свойствах жидкого воздуха? Какое практическое значение он имеет?
7. Сколько кислорода по весу содержится в воздухе вашего классного помещения, если  $1 \text{ м}^3$  кислорода весит 1,43 кг?
8. Удельный вес жидкого кислорода равен 1,14. Сколько литров газообразного кислорода получится при испарении 0,5 л жидкого кислорода при нормальных условиях? (1 л газообразного кислорода весит 1,43 г.)

(О т в е т: 398,6 л.)

## § 28. Валентность элементов в химических соединениях

**Задание.** Повторите материал § 16 (стр. 47) «Постоянство состава веществ». Выпишите формулы следующих окислов:  $H_2O$ ,  $CaO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $CO_2$ . Сколько атомов каждого элемента входит в состав молекул этих веществ?

Из формул, которые приведены выше, видно, что в молекуле воды на один атом кислорода приходится два атома водорода. В состав молекулы окиси кальция входит один атом кальция и один атом кислорода. В молекуле окиси алюминия на два атома алюминия приходится три атома кислорода, а в молекуле углекислого газа один атом углерода соединён с двумя атомами кислорода.

Эти примеры ещё раз подтверждают, что атом каждого химического элемента обладает свойством вступать в соединение не с любым, а только с определённым количеством атомов других элементов.

**Свойство атома химического элемента соединяться с определённым количеством атомов других элементов называется *валентностью*.**

Слово «валентность» происходит от латинского слова *valentia* (валенция), что значит «сила». Под этой «силой» и понимается свойство элемента. Величину валентности можно выразить числом, если сравнить количества атомов кислорода, приходящиеся в соединениях на один атом другого элемента.

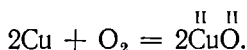
Один атом кальция удерживает в соединении один атом кислорода, атом углерода — два. Но для того чтобы удерживать один атом кислорода в молекуле воды, требуется два атома водорода. Определение состава соединений элементов с водородом показало, что атом водорода не может присоединять и удерживать в соединении более одного атома другого элемента.

На этом основании **валентность атома водорода в соединениях с атомами других элементов принимают равной единице.** Следовательно, валентность элемента в соединении с водородом можно определить по числу атомов водорода в молекуле.

Так как к одному атому кислорода присоединяются два атома водорода, то очевидно, что валентность кислорода в молекуле воды равна двум. Условно это можно записать следующим образом:  $H_2O$ . Зная это, можно легко определить

валентность элементов в их соединениях с кислородом. Например, один атом кислорода в окиси натрия  $\text{Na}_2\text{O}$  соединён с двумя атомами натрия, значит, валентность натрия в этом соединении равна единице:  $\overset{\text{I}}{\text{Na}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}$ . Валентность кальция в его окиси  $\text{CaO}$  равна двум, так как на один атом кислорода приходится один атом кальция:  $\overset{\text{II}}{\text{Ca}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ .

Атомы химических элементов проявляют валентность только при образовании соединений друг с другом. Валентность атомов элементов в простых веществах принимается равной нулю. Валентность меди в куске металлической меди — нуль. Если медь нагревать в кислороде, образуется окись меди:



В этом соединении валентность меди равна двум, так как на один атом меди в молекуле окиси меди приходится один атом кислорода, валентность которого в соединениях равна двум.

### **Вопросы и упражнения**

1. Что такое валентность?
2. Почему валентность атома водорода в соединениях принимают за единицу?
3. Как определить валентность элемента в его соединении с водородом?
4. Даны металлическая медь, окись меди, окись ртути, вода. Чему равна валентность элементов, из которых состоят эти вещества?
5. Состав соединения фосфора с водородом выражают формулой  $\text{PH}_3$ . Определить величину валентности фосфора в этом соединении.

## **§ 29. Определение валентности элементов по формулам их соединений**

Если известна формула окисла, то по ней можно определить валентность атомов элементов, входящих в его состав.

Формула окиси магния  $\text{MgO}$ . Так как валентность кислорода в соединениях равна двум, а на один атом кислорода в окиси магния приходится один атом магния, то валентность магния также равна двум.

Формула углекислого газа  $\text{CO}_2$ . На один атом углерода в этом соединении приходится два атома кислорода. Так как валентность кислорода равна двум, общее число единиц его валентности будет  $2 \cdot 2 = 4$ . Все эти единицы валентности приходятся на один атом углерода, следовательно, валентность углерода в этом соединении равна четырём.

Формула окиси алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Чтобы определить валентность алюминия, рассуждаем так: валентность кислорода в этом соединении равна двум. В молекуле содержится три атома кислорода, значит, всего единиц валентности у трёх атомов кислорода будет  $2 \cdot 3 = 6$ . Шесть единиц валентности приходятся на два атома алюминия, следовательно, на один атом алюминия приходится три единицы валентности  $6 : 2 = 3$ . Валентность алюминия равна трём.

Таким же образом можно определить величину валентности железа в окиси железа, формула которой  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

Определим валентность фосфора в фосфорном ангидриде  $\text{P}_2\text{O}_5$ . В молекуле фосфорного ангидрида пять атомов кислорода, значит, всего единиц валентности у пяти атомов кислорода будет  $2 \cdot 5 = 10$ . Десять единиц валентности приходится на два атома фосфора, значит, на один атом фосфора приходится пять единиц. Валентность фосфора здесь равна пяти.

Из разобранных примеров вытекает простое правило определения валентности элементов в соединениях, состоящих из двух элементов.

**Число единиц валентности всех атомов одного элемента в молекуле должно быть равно числу единиц валентности всех атомов другого элемента.**

Пользуясь этим правилом, определим валентность элемента марганца в его соединении с кислородом:  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ . Число единиц валентности атомов кислорода  $2 \cdot 7 = 14$  должно быть равно числу единиц валентности марганца. Так как в молекуле два атома марганца, то валентность его в этом соединении равна  $14 : 2 = 7$ .

Для определения валентности элементов в соединениях с какими-либо другими элементами, кроме кислорода и водорода, нужно знать валентность одного из элементов.

Полезно помнить, что сера в соединениях с металлами обычно проявляет валентность, равную двум, хлор в соединениях с металлами всегда проявляет валентность, равную единице. Зная это и помня указанное правило, легко определить валентность металлов в соединениях с серой и

хлором. Найдём, чему равна валентность алюминия в сернистом алюминии  $Al_2S_3$ . Так как валентность серы равна двум, то общее число единиц валентности серы будет  $2 \cdot 3 = 6$  и валентность алюминия ( $6 : 2 = 3$ ) равна трём. В хлористом магнии  $MgCl_2$  валентность магния равна двум, так как валентность хлора равна единице.

При определении валентности элемента по формуле надо помнить, что:

1. Величина валентности никогда не бывает дробным числом.

2. Численное значение валентности элемента не может быть больше восьми.

3. Если молекула сложного вещества состоит только из двух атомов, то валентности их равны. Например, в окиси цинка  $ZnO$  валентность цинка равна двум, как и валентность кислорода, так как на один атом кислорода в молекуле приходится один атом цинка. Валентность серы в соединениях с металлами равна двум, значит, валентность железа в сернистом железе  $FeS$  также равна двум.

Все указанные выше способы вычисления валентности элементов в соединениях можно применять только в тех случаях, когда вещество состоит из двух элементов. Более сложные случаи вы изучите позднее.

Многие химические элементы имеют в различных соединениях разную валентность. Так, при соединении кислорода с медью может образоваться окись меди  $CuO$ . В этом соединении валентность меди равна двум ( $Cu^{II}O$ ), потому что на один атом кислорода приходится один атом меди. Но медь может образовать с кислородом и другое соединение, состав которого выражают формулой  $Cu_2O$ . Это порошокобразное вещество красного цвета. Валентность меди здесь равна единице ( $Cu^I_2O$ ), так как на один атом кислорода приходится два атома меди.

Точно так же и углерод, кроме углекислого газа  $CO_2$ , может образовать с кислородом другое соединение — окись углерода, состав которой выражается формулой  $CO$ . В окиси углерода валентность углерода равна двум ( $CO^{II}$ ). В углекислом газе валентность углерода равна четырём, потому что на один атом углерода приходится два атома кислорода ( $CO_2^{IV}$ ).

Сера с кислородом образует два соединения:  $\overset{\text{IV}}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_2$  и  $\overset{\text{VI}}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_3$ , а с водородом — соединение  $\overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{\text{II}}{\text{S}}$ . Валентность серы здесь различна.

Углерод, сера и другие неметаллы, а также многие металлы имеют в различных соединениях разные величины валентности (переменную валентность). Многие элементы (водород, кислород, а также некоторые металлы) проявляют в соединениях только одно значение валентности (постоянную валентность).

Ниже приведена таблица значений валентности некоторых элементов в соединениях. Пользуясь этой таблицей, можно составлять формулы химических соединений. Заучивать валентность всех элементов не нужно. Для начала достаточно запомнить только значение валентности водорода, кислорода и некоторых металлов (например, магния, кальция, натрия) в их соединениях.

Т а б л и ц а 2

**Валентность некоторых элементов в химических соединениях**

	Названия элементов	Величины валентности в соединениях	Примеры соединений
Элементы с постоянной валентностью	Водород	1	HCl, H <sub>2</sub> O
	Натрий	1	NaCl, Na <sub>2</sub> O
	Калий	1	KCl, K <sub>2</sub> O
	Серебро	1	AgCl, Ag <sub>2</sub> O
	Кислород	2	CaO, H <sub>2</sub> O
	Магний	2	MgCl <sub>2</sub> , MgO
	Кальций	2	CaCl <sub>2</sub> , CaO
	Цинк	2	ZnCl <sub>2</sub> , ZnO
	Алюминий	3	AlCl <sub>3</sub> , Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
	Элементы с переменной валентностью	Сера	2, 4, 6
Медь		1, 2	Cu <sub>2</sub> O, CuO
Железо		2, 3	FeO, Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Углерод		2, 4	CO, CO <sub>2</sub>
Ртуть		1, 2	Hg <sub>2</sub> O, HgO



Названия элементов	Величины валентностей в соединениях	Примеры соединений
Азот	1, 2, 3, 4, 5	$N_2O$ , $NO$ , $N_2O_3$ , $NO_2$ , $N_2O_5$
Фосфор	3, 5	$PH_3$ , $P_2O_5$
Марганец	2, 3, 4, 6, 7	$MnO$ , $Mn_2O_3$ , $MnO_2$ , $MnO_3$ , $Mn_2O_7$
Кремний	2, 4	$SiO$ , $SiO_2$
Никель	2, 3	$NiO$ , $Ni_2O_3$

### Вопросы и упражнения

1. Какими правилами следует руководствоваться при определении валентности элемента по формуле его соединения?
2. Определите валентность элементов в следующих кислородных соединениях:  $SiO_2$ ,  $BaO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $PbO_2$ .
3. Даны формулы следующих соединений алюминия:  $AlI_3$ ,  $Al_2S_3$ ,  $AlCl_3$ . Зная, что валентность алюминия в соединениях равна трём, определите валентности элементов, находящихся в соединении с алюминием.
4. Вычислите валентность элементов в их соединениях с серой и хлором, зная, что сера проявляет в этих соединениях валентность, равную двум, а хлор — единице:  $CS_2$ ,  $CaS$ ,  $MgCl_2$ ,  $K_2S$ ,  $FeCl_3$ ,  $CCl_4$ .
5. Назовите три элемента: а) которые проявляют в соединениях постоянную валентность; б) которые проявляют в соединениях переменную валентность. Напишите формулы соединений этих элементов с кислородом (пользуйтесь таблицей на стр. 87—88).

### § 30. Составление формул сложных веществ по валентности образующих их элементов

Пользуясь указанными выше правилами и таблицей на страницах 87—88, можно составлять формулы различных соединений. Пока будем составлять только формулы веществ, состоящих из двух элементов. Следует помнить, что формулу сложного вещества можно вывести, только определив его состав. Мы пользуемся известными величинами валентности элементов только для того, чтобы правильно писать уже известные в химии формулы соединений.

Например, нужно написать формулу соединения цинка с хлором. В таблице на страницах 87—88 находим, что цинк в соединениях проявляет постоянную валентность, равную двум. Хлор, как известно, в соединениях с металлами одно-

валентен. Значит, на один атом цинка должно приходиться два атома хлора. Формула вещества будет  $ZnCl_2$ .

Допустим, надо написать формулу окиси железа, если известно, что железо проявляет в этом соединении валентность, равную трём.

Окись железа состоит из элементов железа и кислорода. Напишем рядом их символы:  $FeO$ . Но такая формула не соответствует условию, в котором сказано, что железо имеет валентность, равную трём. Обозначим валентности железа

и кислорода:  $Fe^{\text{III}}O^{\text{II}}$ . Так как общее количество единиц валентности атомов должно быть равно, то на два атома железа в молекуле придётся три атома кислорода, и формула вещества будет  $Fe_2O_3$ .

Составим формулу соединения мышьяка с кислородом, в котором валентность мышьяка равна пяти. Напишем символы и обозначим валентность элементов:  $As^{\text{V}}O^{\text{II}}$ .

Чтобы формула удовлетворяла правилу (стр. 85), необходимо на два атома мышьяка иметь пять атомов кислорода. Формула вещества будет  $As_2O_5$ .

При составлении формул веществ в дальнейшем нет необходимости всегда указывать цифрами величину валентности элемента над его символом. Эти несложные вычисления можно легко производить в уме.

Следует помнить, что нельзя просто «сочинить» произвольно любую формулу. Формула правильна только тогда, когда обозначенное в ней количество атомов соответствует составу действительно существующего вещества.

### **Вопросы и упражнения**

1. Каким правилом следует руководствоваться при написании заданной формулы вещества?

2. Написать формулы соединений: углерода с хлором, углерода с серой, цинка с серой, если известно, что валентность серы равна двум, углерода — четырёх. Валентность остальных элементов найти в таблице на страницах 87—88.

3. Составить формулы кислородных соединений: бария, серебра, олова, если эти элементы проявляют валентность, равную: барий — двум, серебро — единице, олово — четырёх.

4. Составить формулы следующих соединений: кальция с фосфором, кальция с серой, кальция с хлором, кальция с кремнием, если известно, что валентность фосфора в этих соединениях равна трём, а кремния — четырёх.

## ГЛАВА IV

### ВОДОРОД

Химический знак — H (аш)      Молекулярная формула —  $H_2$   
Атомный вес — 1,008              Молекулярный вес — 2,016

#### § 31. Получение водорода

Ещё в XVI в. было замечено, что при действии серной кислоты на некоторые металлы получается «воздухообразное» горючее вещество. За способность гореть его назвали «горючим воздухом». И только в 1766 г. установили, что «горючий воздух» представляет собой новое вещество, при сгорании которого получается вода. Оно получило название *водород* (латинское *hydrogenium* — *хидрогениум* — означает «рождающий воду»).

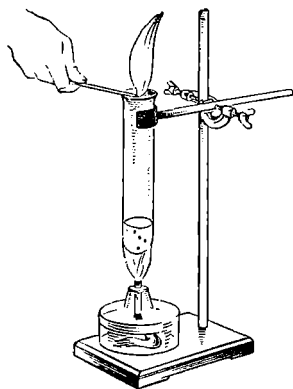


Рис. 62. Поджигание водорода в пробирке.

Вам известно, что водород можно получить из воды при пропускании через неё электрического тока. Одновременно при этом получают и кислород. Для получения водорода в лаборатории чаще всего используют реакцию между цинком и соляной или серной кислотой. К 2—3 кусочкам цинка в пробирке прильём разведённой соляной кислоты. Между цинком и кислотой происходит энергичная реакция с выделением водорода. Если к отверстию пробирки поднести горящую лу-

цинку, то выделяющийся водород вспыхнет. Когда выделение газа прекратится, поместим на стеклянную пластинку несколько капель жидкости из пробирки, в которой мы получали водород, и осторожно выпарим, держа пластинку высоко над пламенем (рис. 63).

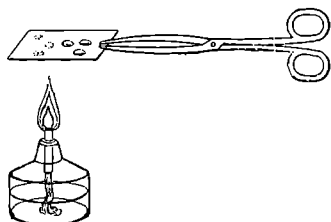
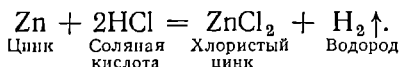


Рис. 63. Выпаривание капель раствора на стеклянной пластинке.

После выпаривания на пластинке остаётся белый налёт вещества, которое называют хлористым цинком. Состав его выражают формулой  $ZnCl_2$ .

Запишем уравнение реакции, происходящей между цинком и соляной кислотой:



На рисунке 64 изображены простейшие приборы для получения водорода. В них реакция цинка с кислотой будет протекать до тех пор, пока не израсходуется одно из реагирующих веществ. Чтобы можно было остановить реакцию по желанию, удобно пользоваться другими приборами. На рисунке 65 изображён прибор прерывного действия.

В лабораториях удобно получать водород, пользуясь аппаратом Киппа (рис. 66). Аппарат состоит из сосуда *А* и большой шарообразной воронки *Б*. Металлический цинк засыпают через отверстие *Г*, для чего пробку с газотводной трубкой *Д* вынимают. Кислоту наливают через воронку в таком количестве, чтобы она покрыла цинк. Отверстие между средним шаром и нижней частью прибора закрывают кружком из твёрдой резины с небольшими прорезями для стекания кислоты. Если открыть кран трубки *Д*, кислота стекает в нижний сосуд, доходит до цинка и

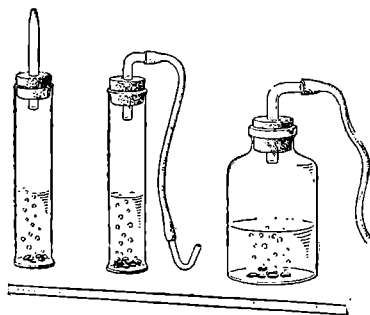


Рис. 64. Простейшие приборы для получения водорода.

Кислоту наливают через воронку в таком количестве, чтобы она покрыла цинк. Отверстие между средним шаром и нижней частью прибора закрывают кружком из твёрдой резины с небольшими прорезями для стекания кислоты. Если открыть кран трубки *Д*, кислота стекает в нижний сосуд, доходит до цинка и

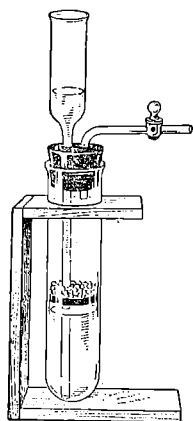


Рис. 65. Прибор прерывного действия для получения водорода.

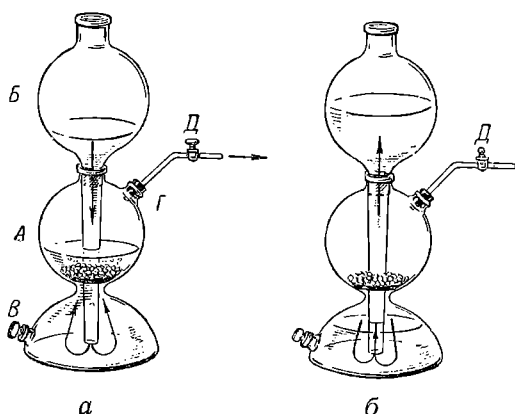


Рис. 66. Аппарат Киппа:  
а — кран трубки Д открыт, б — кран трубки Д закрыт.

вступает с ним в реакцию. Выделяющийся водород выходит через газоотводную трубку.

Если кран трубки Д закрыть, водород, не имея выхода из аппарата, давит на кислоту и вытесняет её в воронку. Кислота стекает с цинка, и реакция прекращается. Пока кран трубки Д закрыт, реакция между цинком и кислотой не идёт. Нижнее отверстие В служит для выливания отработанной жидкости. Аппарат Киппа можно на длительное время оставлять в заряженном состоянии.

#### Вопросы и упражнения

1. Перечислите вещества, которые были использованы для получения водорода в лаборатории. Какие из них относятся к простым веществам, какие — к сложным?
2. Какие другие известные вам вещества можно использовать для получения водорода?
3. Как доказать, что при реакции цинка с соляной кислотой, кроме водорода, образуется хлористый цинк?
4. Как устроен аппарат Киппа и каков принцип его работы?

### § 32. Физические свойства водорода

Водород представляет собой газ без цвета и запаха. Он почти не растворяется в воде. При очень низкой температуре ( $-252,8^{\circ}\text{C}$ ) водород переходит в жидкое со-

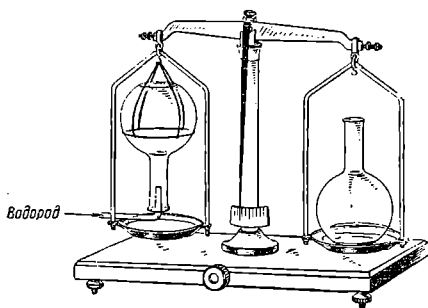


Рис. 67. Колба, наполненная водородом, легче такой же колбы, наполненной воздухом.

стояние, а при  $-259,2^{\circ}\text{C}$  замерзает в снегообразную массу.

Уравновесим на весах две одинаковые колбы. Колбу, подвешенную вверх дном, наполним водородом, вытеснив находящийся в ней воздух. Через некоторое время чашка весов с этой колбой поднимется (рис. 67). Опыт показывает, что водород легче воздуха.

Мыльные пузыри, наполненные водородом, летят вверх. Для наполнения мыльных пузырей водород из прибора пропускают через широкую трубку, конец которой опускают в мыльный раствор. На конце трубки появляется пузырек, который при встряхивании трубки отрывается (рис. 68).

Водород — самый лёгкий из всех известных газов: 1 л его при нормальных условиях весит 0,089 г. Поэтому

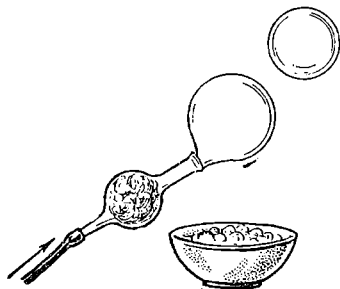


Рис. 68. Мыльные пузыри, наполненные водородом, летят вверх.

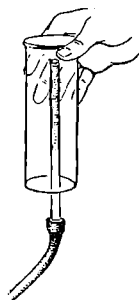


Рис. 69. Наполнение цилиндра водородом вытеснением воздуха.

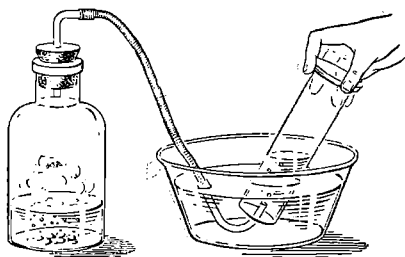


Рис. 70. Собираение водорода над водой.

при наполнении водородом открытых сосудов следует держать их вверх дном (рис. 69). Его можно собирать и путём вытеснения воды, так же как кислород (рис. 70).

### Вопросы и упражнения

1. Перечислите важнейшие физические свойства водорода.
2. Какими опытами можно доказать, что водород легче воздуха?
3. 1 л воздуха весит 1,29 г. Вычислите, во сколько раз водород легче воздуха.  
(Ответ: в 14,5 раза.)
4. Сравните физические свойства водорода и кислорода. В чём сходство и различие между ними?

## § 33. Химические свойства водорода

Водород — горючий газ. Выясним, как происходит реакция горения его при различных условиях. Для этого возьмём два цилиндра, один из которых наполним водородом путём вытеснения воды. Во втором цилиндре составим смесь водорода с воздухом. Для этого перед заполнением водородом в цилиндр нальём воды только на половину его объёма.

Поднесём отверстие того и другого цилиндра к пламени горелки. Чистый водород горит спокойно, слегка синеватым пламенем. Смесь водорода с воздухом взрывается.

Испытаем теперь, что произойдёт при поджигании смеси водорода с чистым кислородом. Для этого возьмём стеклянную бутылку с широким горлом (можно бутылку из-под молока). Объём бутылки измерим и разделим его на три равные части, отмечая каждую часть восковым карандашом или наклеенной бумажкой. Бутылку наполним водой, опрокинем в чашку с водой и введём в неё сначала один объём кислорода, а затем два объёма водорода. (Для безопасности завернуть бутылку полотенцем.) Вынув пробку, поднесём горлышко бутылки к пламени. Сильный взрыв гасит пламя.

Смесь двух объёмов водорода и одного объёма кислорода называют гремучим газом.

Меньшая сила взрыва смеси водорода с воздухом объясняется тем, что в воздухе кислород разбавлен азотом, кото-

рый при этих условиях не вступает в реакцию. Смесь водорода с кислородом или с воздухом *небезопасна в обращении!* Поэтому помните: *прежде чем поджигать водород, выходящий из газоотводной трубки приборов, надо испытать его на чистоту.*

Для испытания водорода на чистоту его собирают в пробирку, как показано на рисунке 72, а, затем подносят пробирку отверстием к пламени спиртовой лампочки. Если при этом произойдёт взрыв с резким свистящим звуком, значит, из прибора выделяется смесь водорода с воздухом. В этом случае к газоотводной трубке прибора *подносить огонь ни в коем случае нельзя.* Надо подождать, пока водородом будет вытеснен из прибора весь воздух, и повторить испытание. Чистый водород вспыхивает в пробирке спокойно со звуком, похожим на щелчок. При этом у отверстия пробирки появляется пламя.

**Опыт.** В пробирку положите 6—7 зёрнышек цинка и налейте немного разбавленной соляной кислоты. Поместите пробирку в штатив и закройте пробкой с прямой газоотводной трубкой, оттянутой на конце, как показано на рисунке 72, а.

Соберите выделяющийся водород в пробирку и испытайте его на чистоту. Убедившись в чистоте водорода, подожгите его у конца газоотводной трубки. Наблюдайте пламя водорода. Осторожно накройте пламя стеклянным стаканом и подержите стакан в таком положении несколько секунд. Что образуется на стенках стакана?

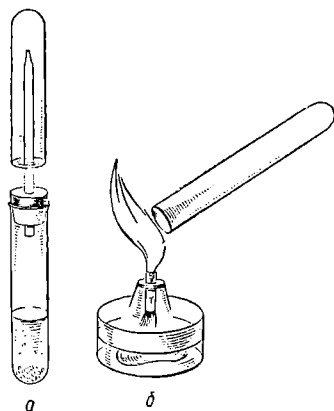


Рис. 72. Собираение водорода в пробирку и испытание его на чистоту.



Рис. 71. Взрыв прибора в результате неправильного обращения с водородом.

Опытом установлено, что при горении водорода образуется вода. Мелкие капельки её появляются, например, на стенках сосуда, который находится над пламенем горящего водорода. Если это пламя направить



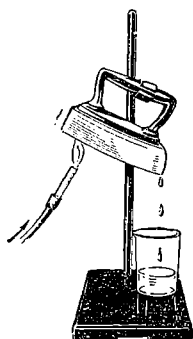
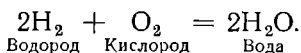


Рис. 73. Образование воды при горении водорода.

на какой-либо массивный холодный предмет, например на утюг, то через некоторое время с него начинают стекать капли воды (рис. 73).

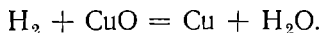
В чистом кислороде водород сгорает энергичнее, чем в воздухе. Если пламя водорода внести в банку с кислородом, оно становится более ярким. На стенках банки образуются капли воды (рис. 74). Запишем уравнение реакции, происходящей при горении водорода:



Эта реакция относится к реакциям окисления. Она происходит и при взрыве смеси водорода с кислородом или с воздухом. Водород окисляется кислородом, а продукт окисления его — вода.

Водород может соединяться и с другими элементами (например, с хлором, серой, азотом). Он вступает также в химические реакции со многими сложными веществами.

Если пропускать водород над нагретой окисью меди, как показано на рисунке 75, то получается металлическая медь в виде красноватого порошка, а на стенках пробирки образуются капельки воды:



При этой реакции медь выделяется из её окиси.

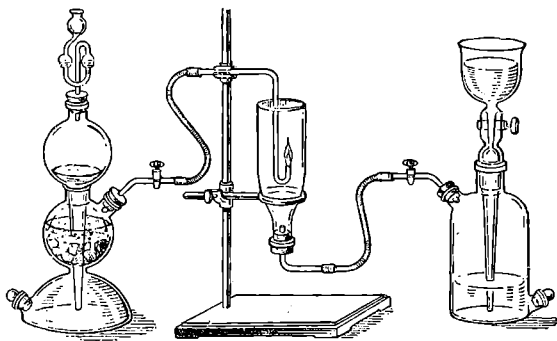


Рис. 74. Горение водорода в кислороде.

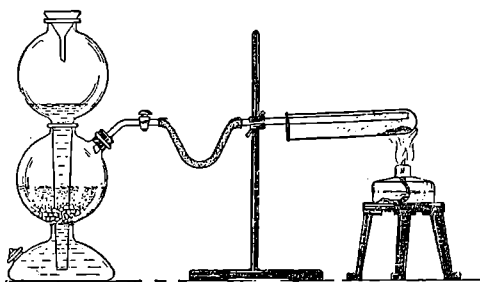
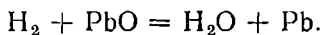


Рис. 75. Восстановление окиси меди водородом.

Реакции, при которых элемент из кислородного соединения выделяется в свободном виде, относятся к реакциям *восстановления*.

Вещества, при помощи которых осуществляются реакции восстановления, называются *восстановителями*.

В разобранный реакции восстановитель — водород. Если пропускать водород над нагретой окисью свинца, то образуются металлический свинец и вода:



Водород может восстанавливать и многие другие металлы из их окислов. Поэтому в промышленности эту реакцию используют для получения некоторых редких металлов.

### Вопросы и упражнения

1. Перечислите важнейшие химические свойства водорода.
2. Как испытывают водород на чистоту?
3. При каких условиях водород вступает в реакции с кислородом?
4. К каким химическим реакциям можно отнести реакцию образования воды из водорода и кислорода?
5. В чём разница между гремучим газом и водой?
6. Как отличить водород от кислорода?

7. Как бы вы сконструировали прибор, при помощи которого можно доказать, что при горении водорода в воздухе в реакцию вступает только кислород воздуха?

8. С какими сложными веществами реагирует водород? Что получается в результате этих реакций?

9. Какие реакции относятся к реакциям восстановления? Приведите примеры.

### § 34. Распространение водорода в природе. Применение водорода

Свободный водород в атмосфере находится в незначительных количествах. В соединении же с другими элементами он встречается часто. В составе воды по весу содер-

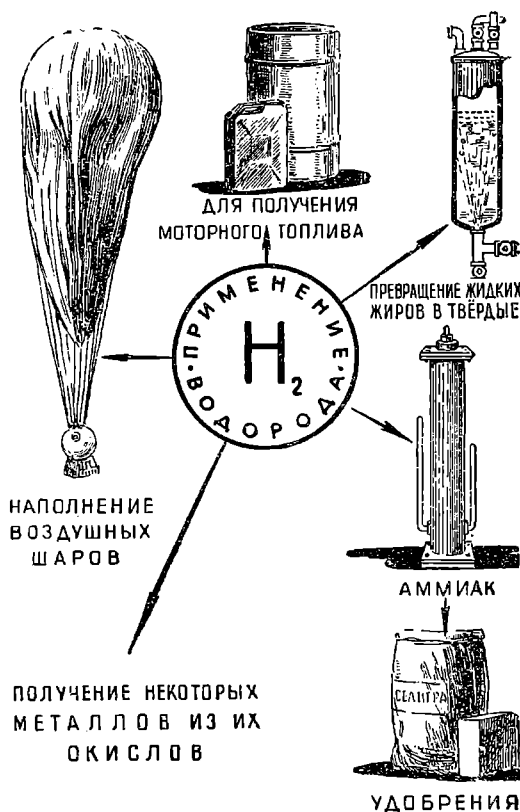


Рис. 76. Применение водорода (схема).

жится более 11% связанного водорода. Он входит в состав многих минералов. Соединения водорода находятся в растительных и животных организмах, в каменном угле, нефти, природных горючих газах.

В небольших количествах свободный водород содержится в вулканических и других природных газах. Много свободного водорода в космосе, где его атомов значительно больше, чем атомов всех остальных элементов, взятых вместе. Более половины массы Солнца приходится на долю водорода.

Свойства водорода позволяют использовать его в различных областях техники. Как самый лёгкий из всех газов, его применяли раньше для наполнения воздушных шаров, аэростатов и дирижаблей. Сейчас его заменяют неогнеопасной смесью водорода с газом гелием.

Используют и свойство водорода гореть в кислороде с выделением большого количества теплоты. Температура водородно-кислородного пламени достигает 3000° С. Таким пламенем сваривают и режут металлы.

### Вопросы и упражнения

1. Перечислите главные области применения водорода.
2. Какое свойство водорода используют для получения металлов из их окислов?
3. В состав природного газа входит метан, формула которого  $\text{CH}_4$ . Вычислите процентное содержание элемента водорода в этом соединении.

(О т в е т : 25%.)

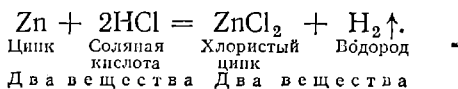
4. На каком свойстве водорода основано использование его при сварке и резке металлов?

## § 35. Реакция замещения

Ранее вы познакомились с двумя типами химических реакций — реакцией разложения и реакцией соединения.

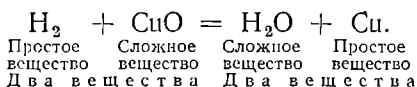
При реакции разложения (стр. 31) из одного вещества получается два или несколько новых веществ, а при реакции соединения (стр. 34), наоборот, из двух или нескольких получается одно новое вещество.

Для получения водорода мы использовали реакцию между цинком и соляной кислотой:



В этой реакции число взятых и полученных веществ одинаково. Один из исходных продуктов — цинк — представляет собой простое вещество. Атомы цинка замещают атомы водорода в молекулах соляной кислоты, в результате чего образуется сложное вещество — хлористый цинк и простое вещество — водород.

При взаимодействии окиси меди с водородом образуются два новых вещества:



В этой реакции атомы водорода замещают атомы меди в молекулах окиси меди. В результате реакции получается новое сложное вещество — вода и новое простое вещество — медь.

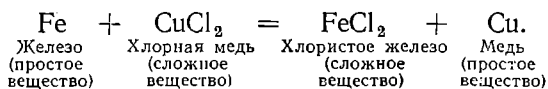
А могут ли атомы меди, входящие в состав сложного вещества, замещаться атомами других металлов?

Для ответа на этот вопрос проделаем опыт.

**Опыт.** Растворите в пробирке или в фарфоровой чашке немного хлорной меди. Какую окраску имеет раствор?

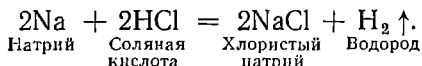
Опустите в раствор вычищенный железный гвоздь или порошок железа и наблюдайте за происходящими изменениями. Какое вещество выделяется из раствора и оседает на поверхности гвоздя? В какой цвет окрашен теперь раствор? Какое вещество находится в растворе? Составьте уравнение реакции.

Опыт показывает, что при взаимодействии железа с хлорной медью происходит замещение атомов меди в молекулах сложного вещества хлорной меди атомами железа, образующими простое вещество — железо. В результате реакции атомы меди выделяются из молекул сложного вещества и образуется свободная медь. Атомы железа переходят в состав молекул сложного вещества — хлористого железа:



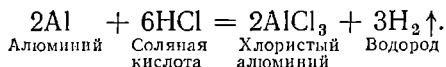
**Реакции, при которых атомы, входящие в состав простого вещества, замещают некоторые атомы в молекулах сложного вещества, называются *реакциями замещения*.**

Реакцию замещения можно наблюдать и при взаимодействии натрия с соляной кислотой:



В результате реакции образуются водород и хлористый натрий.

Водород будет выделяться, если в соляную кислоту опустить алюминиевую пластинку. В растворе образуется хлористый алюминий  $\text{AlCl}_3$ . Уравнение этой реакции выглядит так:



**Задание.** Выпишите приведённые в тексте три уравнения реакции между металлами и соляной кислотой. Определите, сколько атомов водорода в молекуле кислоты замещает один атом каждого из этих металлов. Определите валентность металлов в образовавшихся соединениях. Сравните количество атомов водорода, замещённых одним атомом металла, с величиной валентности металла.

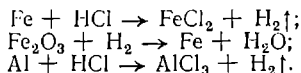
Атомы различных металлов способны замещать различное количество атомов водорода в соединениях. Так, один атом натрия замещает один атом водорода, один атом цинка — два атома водорода, а один атом алюминия — три атома водорода. При этом натрий проявляет валентность, равную единице, что соответствует одному замещённому им атому водорода. Валентность цинка в образовавшемся хлористом цинке равна двум, алюминия в хлористом алюминии — трём. На основании опытов, характеризующих реакцию замещения, можно дать более полное определение валентности.

**Валентность** — это свойство атомов данного элемента соединяться с определённым количеством атомов другого элемента или замещать определённое количество атомов элемента в молекулах сложных веществ.

### Вопросы и упражнения

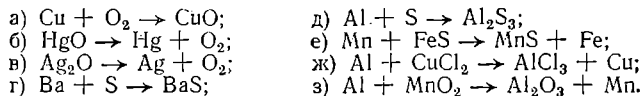
1. Какие химические реакции называются реакциями: а) соединения, б) разложения, в) замещения? Приведите примеры.

2. Расставьте коэффициенты в уравнениях следующих реакций:



К какому типу относятся эти реакции?

3. Подберите коэффициенты в уравнениях следующих реакций:



Какие из этих реакций относятся к реакциям: а) соединения, б) разложения, в) замещения?

4. Что такое валентность? Подтвердите правильность определения примерами.

## ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

### Работа № 3. Получение водорода и испытание его свойств

**Оборудование и реактивы:** детали прибора для получения водорода, запасные газоотводные трубки, пробирки, спиртовая лампочка, чашка с водой, окись меди, цинк, соляная кислота.

**Опыт 1.** Получение, испытание и собирание водорода.

Соберите прибор для получения водорода и укрепите его в штативе. В пробирку положите 8—10 зёрнышек цинка, налейте в пробирку соляной кислоты (около  $\frac{1}{3}$  её объёма) и закройте пробкой с газоотводной трубкой. Подождите, пока из прибора будет вытеснен воздух, соберите водород в пробирку и испытайте его на чистоту (рис. 72, стр. 95).

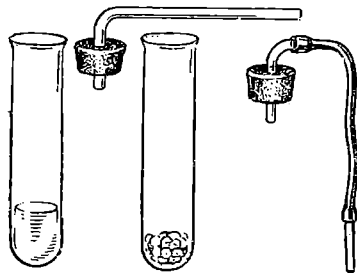


Рис. 77. Детали приборов для опытов с водородом.

Наполните водой три пробирки (или три цилиндра) и опрокиньте их в чашку с водой. Убедившись в чистоте водорода, подведите конец газоотводной трубки под пробирку (или цилиндр) с водой. Наполните водородом все три пробирки (или цилиндра).

**Опыт 2.** Лёгкость водорода.

а) Выньте из чашки с водой две пробирки, наполненные водородом. Одну из них переверните вверх отверстием, вторую держите вверх дном. Подержите обе пробирки в указанном положении в течение полминуты, а затем поднесите по очереди отверстиями к пламени спиртовой лампочки.

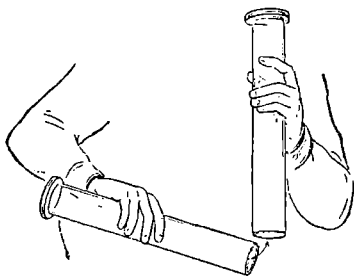


Рис. 78. «Переливание» водорода.

В какой пробирке остался водород? Как вы в этом убедились? Какое свойство водорода доказано этим опытом?

б) Выньте из чашки третью пробирку (или цилиндр) с водородом. Возьмите чистую сухую пробирку (или цилиндр) и «перелейте» в неё водород. Для этого держите пробирки в положении, указанном на рисунке 78, и постепенно переводите пробирку с водородом в вертикальное положение. Испытайте, в какой из пробирок находится теперь водород.

**Опыт 3.** Восстановление окиси меди водородом.

Замените в пробирке для получения водорода резиновую трубку стеклянной (рис. 79). Ещё раз проверьте выделяющийся водород на чистоту.

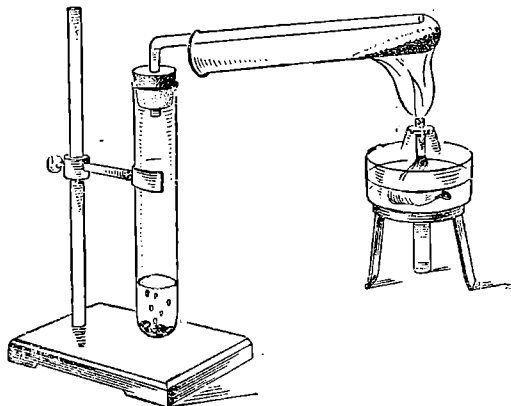


Рис. 79. Восстановление окиси меди водородом.



В сухую пробирку поместите немного порошка окиси меди. Осторожно наденьте пробирку с окисью меди на газоотводную трубку. Подождите, пока из пробирки будет вытеснен воздух. Осторожно прогрев всю пробирку, нагрейте место, где находится окись меди (рис. 79). После того как восстановление закончится, прекратите нагревание и дайте пробирке остыть, не снимая её с газоотводной трубки.

Что образовалось на стенках пробирки? Какое вещество находится теперь в пробирке? Высыпьте его на бумагу или в ступку и разотрите ножом или пестиком. Что наблюдаете?

Составьте отчёт о работе.

## Г Л А В А V

### ВОДА. РАСТВОРЫ

#### § 36. Свойства воды

**Задание.** Прочтите § 3 «Свойства веществ» и § 4 «Чистые вещества и смеси». Какие свойства воды там описаны? Вспомните, что известно вам о свойствах воды из физики.

**Физические свойства воды.** Чистая вода при обычных условиях — прозрачная бесцветная жидкость. В толстых слоях она имеет слегка голубоватый цвет. Это можно увидеть, если налить её в высокий цилиндр, стоящий на белой бумаге, и смотреть сверху. Чистая вода — плохой проводник теплоты и электричества.

При охлаждении вода, как и все тела, уменьшается в объёме, сжимается, но только до температуры  $+4^{\circ}\text{C}$ . При дальнейшем понижении температуры вода вновь начинает расширяться. При замерзании воды происходит резкое увеличение её объёма (почти на 10%), поэтому лёд легче воды и не тонет в ней. Это имеет огромное значение в жизни природы, так как слой льда на поверхности защищает водоём от сплошного промерзания.

При температуре  $100^{\circ}\text{C}$  и при нормальном давлении вода кипит и переходит в пар, при  $0^{\circ}\text{C}$  вода превращается в лёд. Однако в газообразном состоянии вода существует и при низких температурах. Лёд постепенно испаряется; в течение зимы с поверхности земли испаряется около 30% выпавшего снега.

**Химические свойства воды.** Вода — прочное вещество. При нагревании она не разлагается так легко, как, например, окись ртути или малахит. Разложение воды на водород и кислород начинается только при температуре выше  $2000^{\circ}\text{C}$ .

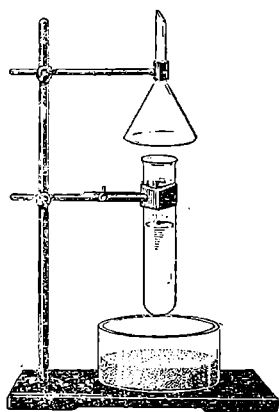
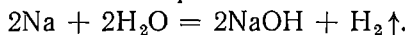


Рис. 80. Взаимодействие натрия с водой.

Со многими веществами вода вступает в химические реакции. Например, она активно реагирует с металлом натрием.

Натрий — мягкий серебристый металл, легко режется ножом. На воздухе он быстро окисляется кислородом, поэтому хранят его в керосине. Если осторожно опустить небольшой кусочек натрия в пробирку с водой (рис. 80), начинается энергичная реакция с выделением теплоты. Натрий при этом плавится и «бегает» по поверхности воды, постепенно уменьшаясь, пока не исчезнет совсем.

Если к отверстию пробирки поднести в это время горящую лучинку, происходит вспышка, по характеру которой можно заключить, что при реакции натрия с водой выделяется водород. Уравнение этой реакции можно записать так:



В растворе получается новое вещество — едкий натр NaOH. Свойства его вы изучите позднее.

Но не все металлы так легко вступают в реакцию с водой, как натрий. Так, цинк и магний активно реагируют только с парами воды при нагревании.

На рисунке 81 изображён прибор, в котором можно наблюдать эту реакцию. Порошок цинка или магния по-

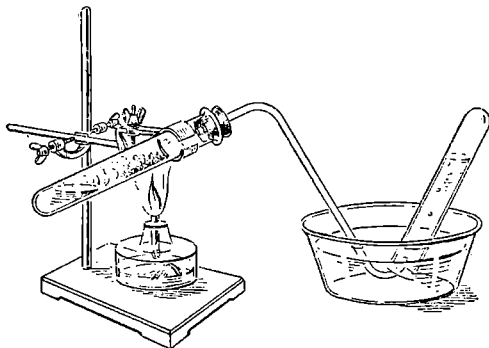
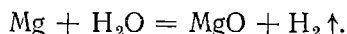


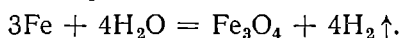
Рис. 81. Взаимодействие паров воды с магнием.

догревают в верхней части пробирки. Часть теплоты передаётся воде, которая закипает. Пары воды, проходя над нагретым порошком металла, вступают с ним в реакцию. Выделяющийся водород проходит по газоотводной трубке и собирается в пробирке над водой:



Другой продукт реакции — окись магния — остаётся в пробирке в виде белого порошка.

При более сильном нагревании пары воды вступают в реакцию и с железом. Эту реакцию используют в технике для получения водорода:



Вода вступает в химические реакции также с некоторыми неметаллами и со многими сложными веществами.

К одним из важнейших свойств воды относится её способность растворять различные вещества. Это свойство широко используют в практике. С растворением веществ в воде мы встречаемся ежедневно как в домашних, так и в производственных условиях.

### **Впросы и упражнения**

1. Перечислите известные вам физические свойства воды.
2. Расскажите о химических свойствах воды. Какие опыты вы можете привести для подтверждения этих свойств?
3. Как осуществить взаимодействие натрия с водой? Напишите уравнение этой реакции.
4. Опишите опыт взаимодействия воды с цинком. Какая разница в условиях, при которых протекают реакции между водой и натрием, водой и цинком?

## **§ 37. Качественный и количественный состав воды**

**Задание.** Прочтите описание опыта разложения воды электрическим током (стр. 33) и повторите материал § 16 (стр. 47) «Постоянство состава веществ».

Чтобы определить состав воды, можно разложить её электрическим током. **Метод определения состава сложного вещества путём его разложения называется анализом.**

Анализ воды показывает, что она состоит из атомов двух элементов: водорода и кислорода. Это — качествен-

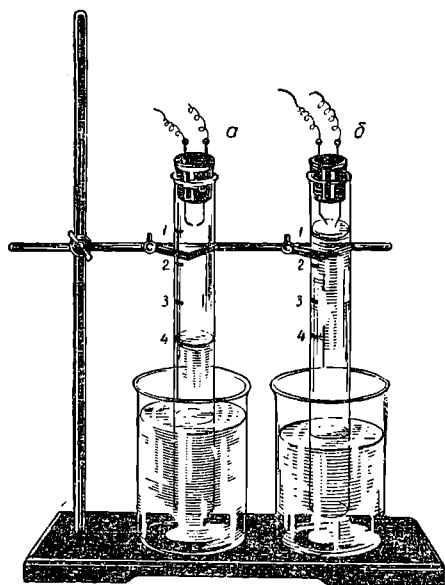


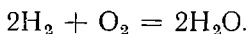
Рис. 82. Взрыв смеси водорода с кислородом в эвдиометре:

*a* — в эвдиометре смешаны два объёма водорода и два объёма кислорода, *б* — после взрыва смеси остался один объём кислорода.

**ный состав** воды. На каждые 2 (точнее 2,016) весовые части водорода в воде приходится 16 весовых частей кислорода. В процентах это составляет 11,11% **водорода** и 88,89% **кислорода**. Это — **количественный состав** воды.

К такому же выводу о составе воды мы придём, если будем получать её из водорода и кислорода, т. е. проведём **синтез воды**. Синтез воды осуществляют в приборе эвдиометре. Эвдиометр представляет собой толстостенную стеклянную трубку с делениями (рис. 82). В верхнем конце её впаяны или вставлены через пробку две проволочки. Перед опытом прибор наполняют водой. Если в эвдиометр вытеснением воды ввести два объёма (до второго верхнего деления) кислорода и два объёма водорода и пропустить между проволочками электрическую искру, то произойдёт взрыв смеси. При этом уровень воды в эвдиометре поднимается до первого верхнего деления (рис. 82, б). Водород и кислород, соединяясь друг с другом, образуют

маленькую капельку воды, которая смешивается с общей массой воды:



Над водой в эвдиометре останется один объём газа. Определить его можно тлеющей лучинкой. Лучинка вспыхнет. Оставшийся газ — кислород.

Если ввести в эвдиометр, например, три объёма водорода и один объём кислорода, то после взрыва останется один объём водорода.

Только в том случае, когда взят один объём кислорода и два объёма водорода, после взрыва смеси не остаётся ни того, ни другого газа. Значит, водород и кислород соединяются друг с другом в воду в тех же объёмных отношениях 2 : 1, в которых они получаются при разложении воды.

### *Вопросы и упражнения*

1. С помощью каких известных вам опытов можно определить качественный состав воды?

2. Каков количественный состав воды? Что обозначает формула  $\text{H}_2\text{O}$ ?

3. Что такое анализ? Что такое синтез? Расскажите о синтезе воды в эвдиометре. Что доказывает этот опыт?

4. В эвдиометре взорвана смесь, состоящая из 10 мл водорода и 8 мл кислорода. Какой из газов и в каком количестве остался после реакции?

(О т в е т: осталось 3 мл кислорода.)

## **§ 38. Вода в природе. Использование воды**

Вода — самое распространённое на Земле сложное вещество. 70,8% земной поверхности покрывают океаны, моря, реки и озёра. Вода имеется не только на поверхности земли. Огромное количество её находится в атмосфере. В воздухе содержится около 10 000 млрд. *т* воды в виде паров, тумана, облаков. Много воды в глубинах земли. В почве она составляет  $\frac{1}{5}$  часть её веса. Вода содержится во всех пищевых продуктах. Тело человека в среднем возрасте содержит около 65% воды, а в детском возрасте ещё больше.

**Опыт.** Определите воду в некоторых сухих по внешнему виду веществах. В три пробирки поместите немного сухих лучинок, бумаги, высушенной на воздухе почвы и осторожно нагрейте в пламени спиртовой лампочки, не допуская обугливания. Что образуется на стенках пробирок?

Огурцы 95%	
Свёкла 88%	
Картофель 75%	
Мясо 75%	
Яйца 73%	

Рис. 83. Содержание воды (не заштриховано) в различных продуктах.

высушивания и после него и по разности в весе находят количество гигроскопической воды.

Вода совершает непрерывный круговорот в природе. Испаряясь с поверхности земли, она переносится на огромные расстояния, снова выпадает в виде дождей, снега и т. д. В процессе этого круговорота вода оказывает большое влияние на климат.

Велика роль воды в разрушении горных пород, на которые она действует не только механически, раздробляя их, но и химически, вступая с ними в реакции. При активном участии воды образуются многие новые горные породы.

Без воды не могут жить ни животные, ни растения. Взрослому человеку требуется ежедневно вместе с пищей около 2 л воды. Значительно больше воды расходуется на различные бытовые нужды. В крупных городах средний расход воды составляет около 100 л на человека в сутки.

Там, куда проникает вода, оживают бесплодные земли. В нашей стране проводят большие работы по орошению засушливых и безводных мест. Искусственные каналы оживляют мёртвые пустыни Средней Азии, превращая их в цветущие сады и поля хлопчатника.

Бумага, высушенное дерево, ткани кажутся совсем сухими, но при нагревании из них выделяется вода. Такая вода называется гигроскопической. Способность удерживать гигроскопическую воду — одно из важных свойств многих веществ, например почвы.

Количество гигроскопической воды в веществах определяют высушиванием их при температуре немного выше 100° С в сушильных шкафах (рис. 84). Вещество взвешивают до

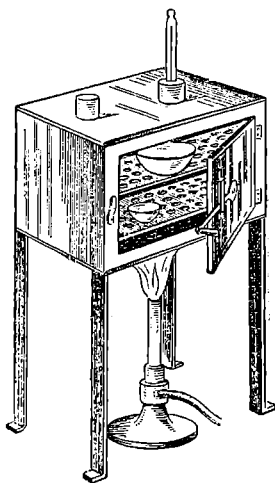


Рис. 84. Сушильный шкаф.

Широко используют энергию падающей воды. По запасам водной энергии СССР занимает первое место в мире. У нас построены самые крупные в мире гидроэлектростанции. Они дают дешёвую электрическую энергию народному хозяйству.

В химической промышленности воду используют как растворитель, а также для получения водорода и кислорода. Вода необходима в разных отраслях металлургической и топливной промышленности, при добыче руд металлов, торфа, каменного угля.

Природные водоёмы: реки, озёра, а также водохранилища и каналы нужно тщательно оберегать от загрязнения. Отходы промышленных предприятий, попадая в водоёмы, губят рыбу и водную растительность. Поэтому каждое предприятие обязано иметь очистительные устройства для улавливания вредных веществ, содержащихся в отходах.

### **Вопросы и упражнения**

1. Расскажите о распространении воды в природе.
2. Какую воду называют гигроскопической?
3. Как определить гигроскопическую воду в веществах?
4. Приведите примеры использования воды в технике.
5. Почему природные водоёмы нужно оберегать от загрязнения?

### **Задание для самостоятельной работы**

Определите содержание гигроскопической воды в почве. Для этого соберите из разных мест в поле или на школьном участке около одного стакана почвы и, рассыпав её тонким слоем, просушите на воздухе в течение нескольких дней. Высушенную почву тщательно перемешайте.

Взвесьте на весах небольшую фарфоровую чашечку. Разотрите в мелкий порошок около двух чайных ложек почвы, положите в чашечку и снова взвесьте. По разности в весе найдите вес взятой почвы. Поместите чашечку с почвой в сушильный шкаф. Почву выдержите в шкафу в течение 30 мин при температуре 105° С. Затем щипцами выньте чашечку с почвой, поставьте на асбестированную сетку и дайте остыть. Взвесьте чашечку с почвой. Получилась ли разница в весе? Повторите нагревание почвы в шкафу при 105° С ещё раз в течение 30 мин, снова дайте остыть и взвесьте. Если вес остался тем же, опыт можно считать законченным; если вес стал меньше, повторите нагревание почвы, пока вес не будет оставаться без изменения. По разности в весе найдите количество удалённой из почвы гигроскопической воды. Рассчитайте, сколько гигроскопической воды содержат 100 г почвы (содержание гигроскопической воды в процентах).



## § 39. Очистка природной воды



в морской воде



в колодезной воде



в озёрной воде



в речной воде

До 50 г

в дождевой воде

Рис. 85. Содержание растворимых веществ в 1 м<sup>3</sup> воды.

Природная вода никогда не бывает чистой. Она содержит растворённые вещества и различные механические примеси. На рисунке 85 показано, сколько растворённых веществ содержит 1 м<sup>3</sup> различных природных вод. Больше всего их находится в морской воде, от этого она имеет горько-солёный вкус. Меньше всего примесей в дождевой и снеговой воде.

В воде некоторых источников растворены вещества, обладающие целебными свойствами. Такие воды называют минеральными. Их используют для лечения различных заболеваний. В нашей стране минеральные источники имеются на Кавказе (Кисловодск, Пятигорск, Мацеста и др.), а также на Украине (Трускавец), на Дальнем Востоке и в других местах.

В воде некоторых рек, озёр и колодцев можно обнаружить растворённые соединения кальция, магния, железа. Воду, содержащую такие вещества, называют *жёсткой*.

В жёсткой воде мыло плохо мылится, не даёт пены. При кипячении её на стенках сосудов образуется накипь. Таковую воду нельзя использовать для паровых котлов, так как накипь может быть причиной взрыва котла. Жёсткую воду нельзя использовать во многих химических производствах, например в производстве бумаги, искусственных тканей. Поэтому в технике природную воду перед использованием сначала освобождают от механических примесей путём отстаивания или фильтрования, а затем, если она жёсткая, прибавляют немного извести и соды, чтобы «умягчить» её. Для устранения жёсткости воду пропускают также через «умягчительные» аппараты, в которых находятся поглотители, задерживающие растворённые вещества. В домашних условиях для умягчения жёсткости к воде (для мытья волос, стирки и т. п.) прибавляют немного соды.

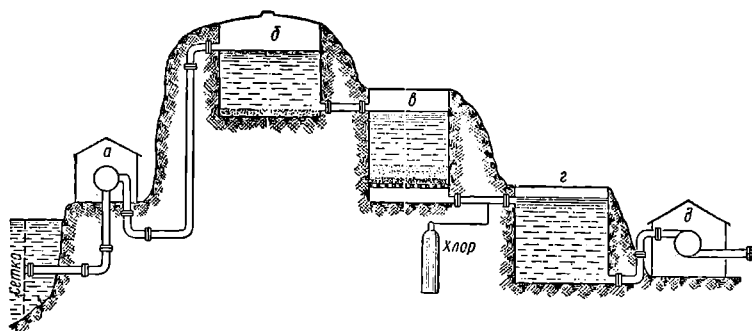


Рис. 86. Схема водоочистительной станции:

*а* — насос, перекачивающий воду из реки в отстойник *б*, *в* — песочный фильтр, *г* — сборник чистой воды, *д* — насос, подающий воду потребителям.

Воду, употребляемую для питья, подвергают тщательной очистке и обезвреживанию. Она должна быть совершенно прозрачной и обеззараженной. Это достигается на водоочистительных станциях. Воду из реки через трубу с сеткой накачивают в отстойник, где оседает наибольшее количество механических примесей. От тонкой, трудно оседающей мути воду освобождают фильтрованием через песчаный фильтр (рис. 86). Чтобы убить оставшихся в воде микробов, её обеззараживают химическим способом. Например, растворяют в ней небольшое количество хлора, ко-

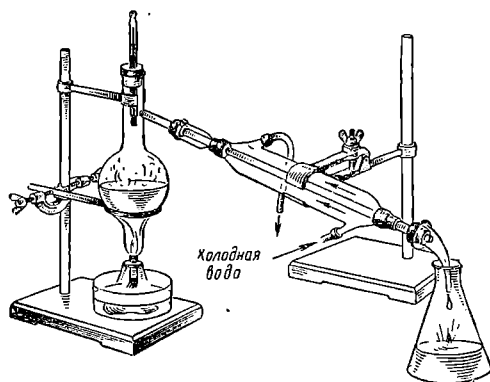


Рис. 87. Прибор для перегонки воды в лаборатории.

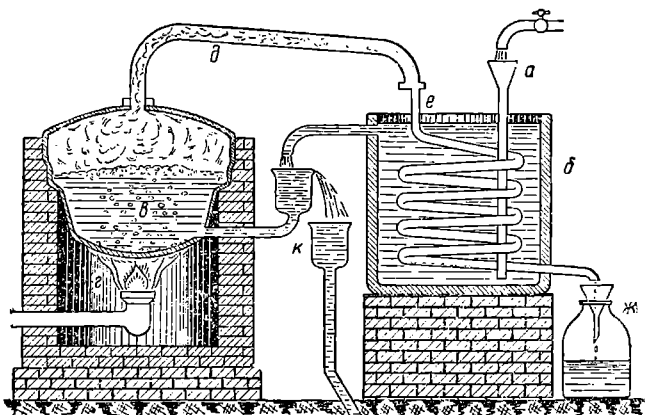


Рис. 88. Перегонный куб для получения дистиллированной воды.

Вода поступает через воронку *а* на дно холодильника *б*, в котором находится змеевик *г*. Поднимаясь кверху, вода охлаждает водяной пар, идущий по змеевику вниз, и поступает в котёл *в*, нагреваемый газовой горелкой *г*. Избыток воды сливается в раковину через воронку *к*. Водяной пар уходит из котла по трубе *д* и поступает в змеевик *г*. Дистиллированную воду собирают в сосуд *ж*.

торый убивает микробов, но человеку в таких дозах вреда не приносит. Обезвреженную таким способом воду можно употреблять для питья без предварительного кипячения.

Для некоторых целей воду полностью очищают от растворённых в ней твёрдых веществ. Такая очистка достигается только перегонкой, или дистилляцией, воды.

На рисунке 87 изображён прибор для перегонки, который используют в химических лабораториях. Он состоит из колбы с припаянной к ней стеклянной трубкой. Колба закрыта пробкой, через которую проходит термометр. К колбе присоединён холодильник. Он представляет собой стеклянный кожух, внутри которого проходит трубка. В кожух холодильника через нижний отросток поступает холодная вода, а через верхний — выливается обратно. Вода служит для охлаждения внутренней трубки.

Образующийся при кипячении воды пар поступает во внутреннюю трубку холодильника, где сгущается (конденсируется) в жидкую воду. Чистая вода стекает в приём-

ник. Все примеси остаются в колбе. Если в колбу налить, например, подкрашенную или солёную воду, то после перегонки она не будет иметь ни окраски, ни солёного вкуса.

Воду, очищенную от примесей путём перегонки, называют перегнанной или дистиллированной. Её используют в химических лабораториях для приготовления растворов, в аптеках для приготовления лекарств, а также для других целей. Для питья дистиллированную воду не употребляют. Длительное употребление воды, в которой совершенно отсутствуют минеральные вещества, может вызвать заболевание.

Чтобы получить значительное количество дистиллированной воды, устраивают металлические перегонные кубы с электрическим или газовым обогревом (рис. 88). Путём перегонки можно очищать не только воду, но и другие жидкости. Это один из важных способов очистки веществ в лаборатории и в технике.

### **Вопросы и упражнения**

1. От каких веществ можно очистить воду отстаиванием и фильтрованием?

2. Какую воду называют жёсткой?

3. Как «умягчить» жёсткую воду?

4. Какую воду называют дистиллированной?

5. Как можно получить дистиллированную воду в лаборатории?

6. Почему дистиллированную воду не употребляют для питья?

7. Дождевая и снеговая вода по чистоте близки к дистиллированной. Объясните, почему это так.

8. Сколько по весу получится кислорода и водорода, если подвергнуть полному разложению 1 л воды?

(О т в е т: 111,1 г водорода и 888,9 г кислорода.)

9. При синтезе воды в эвдиометре взорвана смесь из 8 мл водорода и 5 мл кислорода. Сколько миллилитров и какого газа осталось после реакции?

10. При разложении воды электрическим током выделилось 250 мл кислорода. Сколько граммов водорода выделилось при этом? Сколько граммов воды разложилось? (1 л водорода весит 0,09 г, а 1 л кислорода — 1,43 г.)

(О т в е т ы: воды разложилось 0,402 г, водорода выделилось 0,045 г.)

11. Исходя из формулы воды, вычислите, сколько кислорода по весу приходится на 100 весовых частей водорода.

(О т в е т: 800 весовых частей.)

12. В горелке сожжено 250 л водорода. Сколько литров кислорода вступило в реакцию? Сколько при этом образовалось воды? (1 л водорода весит 0,09 г, 1 л кислорода — 1,43 г.)

(О т в е т: воды образовалось 201,25 г.)

## § 40. Растворы

Для многих веществ вода — хороший растворитель. Однако не все вещества растворяются в ней. Сколько бы мы ни взбалтывали с водой глину, порошок мела, масло или керосин, они не растворяются. Такие вещества образуют муть, состоящую из твёрдых частиц или мелких капелек жидкости, которые как бы «висят» в воде. Поэтому **мутные жидкости называют взвесями**. При стоянии взвесей частицы, образующие муть, постепенно оседают или всплывают наверх. Это используют при разделении смесей методом отстаивания (стр. 19).

Иначе ведут себя в воде такие вещества, как поваренная соль, селитра, сахар, медный купорос. Они **растворяются** в воде и образуют **растворы**, которые по свойствам сильно отличаются от взвесей.

Как бесцветные, так и окрашенные растворы совершенно прозрачны, частицы растворённого вещества нельзя видеть в растворе даже с помощью микроскопа. Сколько бы растворы ни стояли, растворённые вещества не оседают.

Что происходит при растворении веществ в воде? Ответ на этот вопрос можно получить из опытов.

Наполним чистой водой три стеклянных цилиндра. В один из них бросим немного порошка мела, в другой — несколько крупных кусков медного купороса (кристаллы синего цвета), в третий — несколько крупных кусков хромпика (кристаллы оранжевого цвета). Оставим их спокойно стоять и будем наблюдать происходящие явления. В первом цилиндре мел постепенно оседает на дно и никакого раствора не образует. Во втором цилиндре медный купорос образует раствор синего цвета. Со дна сосуда растворённый купорос поднимается вверх, постепенно окрашивая весь раствор. Через несколько дней раствор будет совершенно однородным. То же происходит с хромпиком в третьем цилиндре, только там раствор будет оранжевого цвета.

Как объяснить растворение с точки зрения атомно-молекулярного учения?

В твёрдых веществах молекулы прочно притягиваются друг к другу и не могут свободно двигаться во всех направлениях. Но если растворимое вещество попадает в воду, то притяжение между молекулами ослабевает, они отрываются от поверхности вещества и переходят в раствор. Значит, при растворении в воде вещества распадаются на

отдельные молекулы. Молекулы в растворе могут свободно двигаться во всех направлениях, поэтому растворённое вещество перемешивается с водой, молекулы которой тоже находятся в движении. В этом и заключается знакомое вам явление диффузии в растворах (§ 2, стр. 6).

Мел нерастворим. Крупинки его не распадаются в воде на молекулы. Как бы ни была мала крупинка мела, она состоит из огромного количества молекул. Такие частицы не обладают собственным движением, как молекулы, поэтому под действием силы тяжести оседают на дно сосуда.

Изучение растворов имеет очень большое значение для многих наук. Большая часть химических реакций протекает в растворах. Растения всасывают из почвы минеральные вещества в виде растворов. Многие виды пищи мы употребляем в растворённом состоянии. Растворы имеют важное практическое значение в различных областях техники.

В практике приходится иметь дело не только с водными растворами. Растворителями для некоторых веществ служат спирт, бензин, ацетон и другие жидкости.

### **Вопросы и упражнения**

1. Что такое взвесь? Приведите примеры взвесей в природе. Назовите известные вам свойства взвесей.
2. Чем отличаются растворы от взвесей?
3. Перечислите известные вам свойства растворов.
4. Что такое диффузия? Какое значение имеет диффузия в процессе растворения? Как объяснить явление диффузии на основе атомно-молекулярного учения?

## **§ 41. Растворимость твёрдых веществ в воде**

Сколько твёрдого вещества можно растворить в определённом количестве воды, например в 100 *мл*? Это можно узнать только на основании опыта.

Всыплем в стакан со 100 *мл* воды 10 *г* поваренной соли и размешаем стеклянной палочкой. Через некоторое время вся соль растворится. Если прибавить ещё 10 *г* соли, то при размешивании эта порция полностью перейдёт в раствор. Следующая порция 10 *г* соли будет растворяться медленнее, всё же можно добиться и её растворения. Но если всыпать в раствор ещё 10 *г* соли, то часть соли останется на дне стакана и самое тщательное перемешивание не поможет перевести её в раствор. Значит, вещество не может растворяться бесконечно. Опыт показывает, что в 100 *г* воды при ком-

натной температуре можно растворить около 35 г поваренной соли. После этого наступает насыщение раствора. Соль перестаёт растворяться.

**Раствор, в котором данное вещество более не растворяется, называется *насыщенным*.**

Чтобы получить при комнатной температуре насыщенный раствор калийной селитры, нужно растворить около 33 г её в 100 мл воды. Для получения при этих же условиях насыщенного раствора бертолетовой соли достаточно растворить всего около 7 г соли в 100 мл воды. Чтобы получить насыщенный раствор ляписа, пришлось бы в 100 мл воды растворить более 200 г этого вещества.

Значит, растворимость твёрдых веществ в воде различна. Некоторые вещества растворяются так мало, что при взбалтывании их с водой трудно заметить, произошло ли растворение.

**Опыт.** Испытайте, растворяется ли в воде гипс. Для этого в пробирку с 10 мл дистиллированной воды всыпьте немного порошка гипса (около 0,5 г) и, закрыв пробирку пробкой, сильно взболтайте. Заметно ли растворение гипса в воде?

Отфильтруйте часть мутной жидкости в чистую пробирку и несколько капель прозрачного фильтрата выпарьте на железной или стеклянной пластинке, держа её высоко над пламенем. Что остаётся на пластинке? Растворяется ли гипс в воде?

В 100 мл воды можно растворить только 0,2 г гипса. Ещё хуже растворяется в воде известь. Известная вам известковая вода представляет собой насыщенный раствор извести. В 100 мл такого насыщенного раствора содержится только 0,16 г извести.

Мел практически нерастворим в воде. Если взболтать порошок мела в воде, отфильтровать и выпарить несколько капель фильтрата на железной пластинке, то при этом не остаётся видимого следа вещества.

По растворимости в воде все вещества разделяют на хорошо растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые. Хорошо растворимые вещества: поваренная соль, селитра, медный купорос, ляпис, бертолетова соль и многие другие. Малорастворимые вещества: гипс, известь. К практически нерастворимым веществам относят мел, стекло, песок.

Обнаружить заметное растворение таких веществ, как мел, стекло, обычными способами (выпариванием фильтрата) мы не можем. Однако в очень небольших количествах и такие вещества всё же растворяются в воде. Абсолютно нерастворимых веществ не существует. Даже металлы, например золото и серебро, в ничтожных количествах растворяются в воде. Если в воду опустить серебряный предмет или налить её в сосуд из серебра, то в ней погибают микробы. Такая вода может храниться очень долго. Она не загнивает и не приобретает неприятного запаха. Долгое время люди не знали причин этого явления. Такая вода считалась чудодейственной, «святой». Изучение её показало, что ничтожные количества серебра, растворённого в воде, убивают микробов и поэтому в такой воде не происходит загнивания примесей. Воду с небольшим количеством серебра в настоящее время применяют в медицине для лечения заболеваний кожи, горла, глаз.

Одинаково ли растворяются вещества в холодной и горячей воде? Ответить на этот вопрос поможет опыт.

*Опыт.* Приготовьте насыщенный раствор калийной селитры в воде. Для этого в пробирку налейте воды на  $\frac{1}{4}$  объёма; небольшими порциями прибавляйте селитру и осторожно взбалтывайте до тех пор, пока не прекратится растворение селитры. Осторожно подогрейте пробирку с раствором и остатком нерастворившейся селитры. Что наблюдается при этом? Прибавьте ещё немного селитры в раствор, снова подогрейте. Какой вывод можно сделать из опыта?

Опустите пробирку с горячим раствором селитры в стакан с холодной водой. Что наблюдаете? Почему это происходит?

Оказывается, что при температуре  $100^{\circ}\text{C}$  в 100 мл воды можно растворить около 240 г селитры, а при комнатной температуре — только 33 г.

То же самое происходит и при растворении бертолетовой соли, медного купороса и квасцов. **Растворимость большей части твёрдых веществ увеличивается с повышением температуры.**

Для некоторых веществ увеличение растворимости при нагревании очень незначительно. Например, растворимость поваренной соли в воде мало изменяется от повышения температуры: в 100 мл воды при  $20^{\circ}\text{C}$  можно растворить около 35 г поваренной соли, а в таком же количестве воды при  $100^{\circ}\text{C}$  можно растворить соли только на 4 г больше, т. е. около 39 г.



## **Вопросы и упражнения**

1. Какие растворы называются насыщенными? Как приготовить насыщенный раствор поваренной соли в воде?
2. На какие группы разделяют твёрдые вещества по их растворимости в воде? Приведите примеры.
3. Как доказать, что гипс и известь растворимы в воде?
4. Как влияет температура на растворимость твёрдых веществ в воде? Приведите примеры.
5. Что произойдёт, если насыщенные при  $50^{\circ}\text{C}$  растворы селитры и медного купороса охладить до комнатной температуры? Объясните это явление.
6. Какими способами можно: а) ненасыщенный раствор сделать насыщенным, б) насыщенный раствор сделать ненасыщенным?

## **Задание для самостоятельной работы**

**Выращивание кристаллов.** При охлаждении горячего раствора селитра, как вы заметили, выделяется не в виде мелкого порошка, а в виде правильных игл. Если медленно охлаждать горячий раствор медного купороса, он выделится в виде правильных многоугольных призм. **Выделение твёрдого вещества из раствора называется кристаллизацией.** Вещества выделяются при этом в виде кристаллов различной формы. Образование кристаллов говорит о том, что молекулы в твёрдом веществе расположены не хаотически, а в определённом порядке.

Из мелких кристаллов можно получить крупные. Если небольшой кристаллик медного купороса подвесить в его насыщенном растворе, то кристалл будет расти.

Приготовьте насыщенный раствор медного купороса. Для этого в 100 мл воды растворите 30 г этого вещества, осторожно нагревая стакан на асбестированной сетке и помещивая жидкость стеклянной палочкой (нужно нагреть примерно до  $60^{\circ}\text{C}$ ). Оставьте полученный раствор медленно охлаждаться (можно поставить стакан с раствором в горячую воду и оставить до следующего дня). На дне стакана образуются кристаллы медного купороса, а раствор над ними будет насыщенным. Профильтруйте насыщенный раствор через бумажный фильтр в чистый стакан. Из образовавшихся в растворе кристаллов медного купороса выберите один не очень крупный, привяжите к нему волос. Другой конец волоса привяжите к палочке. Опустите привязанный кристалл в насыщенный раствор медного купороса. Следите за ростом кристалла, отмечая увеличение его размеров через каждые 4—5 дней. Вырастите таким же способом кристаллы квасцов, хромпика, поваренной соли. Соберите коллекцию кристаллов.

## **§ 42. Растворимость в воде жидкостей и газов**

В воде растворяются не только твёрдые вещества, но и многие жидкости и газы.

**Опыт.** Испытайте растворимость спирта в воде. К 5 мл воды в пробирке (около  $\frac{1}{4}$  пробирки) прилейте около 2 мл спирта, взболтайте. Прилейте ещё около 2 мл спирта, снова взболтайте. От-

деляется ли спирт от воды? Образуется ли в этом случае насыщенный раствор?

К 5 мл спирта в другой пробирке прилейте около 1 мл воды. Происходит ли растворение? Что в чём растворяется при сливании спирта с водой: спирт в воде или вода в спирте?

Таким же способом испытайте растворимость керосина в воде. Сравните результаты опытов.

По способности растворяться в воде все жидкости разделяют на хорошо растворимые, плохо растворимые и практически нерастворимые. Спирт растворяется в воде в неограниченных количествах и не образует насыщенных растворов. И многие другие жидкости, например серная и азотная кислоты, тоже очень хорошо растворяются в воде.

К плохо растворимым в воде жидкостям относится серный эфир. Если его немного прилить к воде, он растворяется, но следующая порция эфира уже не растворится, слой эфира всплывёт над водой. Образуется насыщенный раствор.

Жидкости растворяются друг в друге взаимно. При сливании спирта с водой спирт растворяется в воде и вода растворяется в спирте. Эфир и вода образуют насыщенные растворы друг в друге.

Керосин, растительное масло практически нерастворимы в воде. Вода в них тоже не растворяется.

Из газов только немногие очень хорошо растворяются в воде. К таким газам относятся аммиак и хлористый водород. В 1 л воды можно растворить до 1000 л газообразного аммиака. Раствор аммиака в воде называют нашатырным спиртом, а раствор хлористого водорода в воде представляет собой соляную кислоту.

Большинство газов плохо растворяется в воде: в 1 л воды можно растворить, например, всего около 30 мл кислорода, а азота значительно меньше. Практически нерастворимы в воде водород и инертные газы.

**Опыт.** Определите, содержится ли в воде растворённый воздух. Для этого наполните пробирку свежей холодной водой, закройте пальцем и опрокиньте в стакан с водой. Захватите пробирку держалкой, свёрнутой бумажкой или укрепите её в штативе, как показано на рисунке 89. Осторожно нагрейте дно

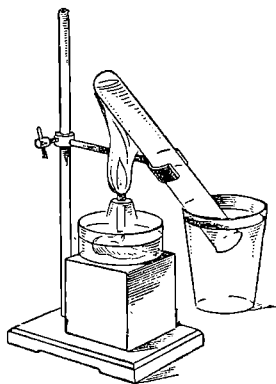


Рис. 89. Выделение из воды растворённого в ней воздуха.

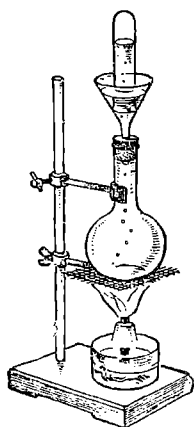


Рис. 90. Определение количества воздуха, растворённого в воде.

пробирки. Что замечаете на стенках пробирки? Где собирается выделившийся из воды воздух? Как зависит растворимость воздуха в воде от температуры?

**Растворимость газов в воде резко уменьшается при повышении температуры.** При нагревании воды растворённый в ней воздух выделяется. Количество растворённого в воде воздуха можно определить, если нагревать воду в колбе и выделяющийся воздух собирать в пробирку (рис. 90).

Прокипячённая вода не содержит воздуха, в ней не могут жить рыбы. Но если оставить такую воду стоять в открытом сосуде, в ней снова растворится воздух.

**Растворимость газов увеличивается при повышении давления.** Для приготовления газированной воды углекислый газ растворяют в воде под давлением. Если открыть бутылку с газированной водой, растворённый в ней углекислый газ начинает быстро улетучиваться. Газированная вода как бы «кипит».

### *Вопросы и упражнения*

1. Как разделяют жидкости и газы по их растворимости в воде? Все ли жидкости могут образовывать насыщенные растворы в воде? Приведите примеры.
2. Приведите примеры хорошо и плохо растворимых в воде газов.
3. Через воду в аквариумах нужно периодически продувать воздух. Для чего это делают?
4. Как зависит растворимость газов от температуры?
5. Как доказать, что в воде содержится растворённый воздух?
6. Почему при открывании бутылки с газированной водой происходит выделение углекислого газа?

## § 43. Концентрация растворов

Для практического использования растворов очень важно знать, сколько растворённого вещества содержит данное количество раствора. Эту величину называют **концентрацией раствора**.

**Концентрацией раствора** называется количество растворённого вещества, которое содержится в определённом количестве раствора.

Часто концентрацию растворов выражают в процентах. Концентрация в процентах показывает, сколько весовых частей растворённого вещества содержится в 100 весовых частях раствора. -

Если, например, 100 г раствора содержат 20 г растворённого вещества, то концентрация раствора равна 20%. Для приготовления такого раствора нужно взять на каждые 80 г воды 20 г вещества.

Если в 100 мл воды растворить, например, 15 г вещества, то, чтобы вычислить концентрацию такого раствора в процентах, нужно найти весовое содержание вещества в 100 г раствора.

Вес раствора будет равен:

$$100 \text{ г} + 15 \text{ г} = 115 \text{ г}.$$

$$\begin{array}{ccccccc} 115 \text{ г} & \text{раствора} & \text{содержат} & 15 \text{ г} & \text{вещества,} & & \\ 100 \text{ г} & \text{»} & & \text{»} & x \text{ г} & \text{»} & . \end{array}$$

Отсюда

$$x = \frac{100 \cdot 15}{115} = 13,04 \text{ (г)}.$$

Концентрация раствора равна 13,04%.

Пусть имеется 50 г вещества. В каком количестве воды нужно растворить его, чтобы получился 10-процентный раствор?

Рассуждаем так:

для получения 10-процентного раствора на каждые 10 г вещества нужно взять 90 г воды, тогда на 50 г вещества —  $x$  г воды.

Отсюда

$$x = \frac{50 \cdot 90}{10} = 450 \text{ (г)}.$$

Вес раствора будет равен 500 г, содержание растворённого вещества в 100 г раствора будет равно 10 г, что и соответствует концентрации 10%.

Вычислим, сколько граммов вещества содержат 250 г 12-процентного раствора.

Так как 100 г 12-процентного раствора содержат 12 г растворённого вещества, то легко найти, сколько будет вещества в 250 г раствора.

100 г раствора содержат 12 г вещества,  
а 250 г       »               »               х г       »       .

Отсюда

$$x = \frac{250 \cdot 12}{100} = 30 \text{ (г)}.$$

В практике часто выражают концентрацию растворов и по объёму, указывая объём растворителя и объём жидкого растворённого вещества. Так, раствор серной кислоты в лабораториях часто готовят приливанием одного объёма кислоты к пяти объёмам воды. Концентрацию такого раствора выражают отношением 1 : 5.

Для малорастворимых и некоторых ядовитых веществ концентрацию выражают и так: 1 : 2000. Это значит, что 1 весовая часть вещества растворена в 2000 весовых частей воды или другого растворителя.

Если в растворе содержится много растворённого вещества, такой раствор называют *концентрированным*. Раствор, содержащий небольшое количество растворённого вещества, обычно называют *разбавленным*.

### Вопросы и упражнения

1. Что такое концентрация раствора?
2. Какие способы выражения концентрации растворов вам известны?
3. В 100 мл воды растворено 20 г поваренной соли. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.  
(О т в е т : 16,6%.)
4. В 1 л воды растворено 250 г калийной селитры. Какова процентная концентрация раствора?  
(О т в е т : 20%.)
5. В каком количестве воды нужно растворить 200 г калийной селитры, чтобы получить 15-процентный раствор?  
(О т в е т : 1133 мл воды.)
6. Сколько граммов поваренной соли нужно растворить в 300 мл воды чтобы получить 5-процентный раствор её?  
(О т в е т : 15,8 г.)

7. К 500 г 10-процентного раствора медного купороса прибавили 300 мл воды. Какова процентная концентрация полученного раствора?

(О т в е т : 6,25%.)

8. Сколько граммов серной кислоты содержат 300 г 10-процентного раствора её?

(О т в е т : 30 г.)

9. 50 г раствора поваренной соли выпарили досуха. Вес оставшейся в чашке соли оказался 5,8 г. Какова была процентная концентрация раствора соли?

(О т в е т : 11,6%.)

10. 250 г 5-процентного раствора медного купороса подвергли выпариванию. После испарения части воды вес раствора в чашке был равен 180 г. Какова процентная концентрация этого раствора?

(О т в е т : 7%.)

11. Морская вода представляет собой природный раствор. В 1 т морской воды содержится 35 кг растворённых веществ. Какова процентная концентрация веществ, растворённых в морской воде?

(О т в е т : 3,5%.)

12. Для получения соляной кислоты в воде растворяют газ хлористый водород. Какова будет процентная концентрация раствора, если в 1 л воды растворить 100 л хлористого водорода? (1 л хлористого водорода весит 1,63 г.)

(О т в е т : 14%.)

13. Нижеперечисленные вещества образуют при комнатной температуре насыщенные растворы в следующих соотношениях: а) поваренная соль 87,5 г в 250 мл воды, б) калийная селитра 15,8 г в 50 мл воды, в) квасцы 12 г в 200 мл воды, г) бертолетова соль 74 г в 1000 мл воды. Вычислите процентную концентрацию насыщенных растворов.

(О т в е т ы : а) 26%, б) 24%, в) 5,66%, г) 6,89%.)

## ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

### Работа № 4. Приготовление растворов

**Оборудование и реактивы:** весы, измерительный цилиндр, склянки для растворов, поваренная соль, калийная селитра, хлористый калий, сода.

**Опыт 1.** Сделайте расчёт и приготовьте 200 г 5-процентного раствора поваренной соли.

Вычисленное количество соли отвесьте на весах. Необходимое количество воды отмерьте измерительным цилиндром и вылейте в бутылку. Всыпьте отвешенную соль

в воду и размешайте до полного растворения. Приготовьте этикетку и наклейте её на бутылку.

**Поваренная соль**  
5-процентный раствор

**Опыт 2.** В 50 мл воды растворите 3 г хлористого калия. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора. Слейте раствор в бутылочку и наклейте этикетку.

**Опыт 3.** В 100 мл воды растворите 5 г соды. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора. Слейте раствор в бутылку и наклейте этикетку.



## Г Л А В А VI

### ОКИСЛЫ, ОСНОВАНИЯ, КИСЛОТЫ И СОЛИ

Все вещества по своему составу подразделяются на простые и сложные. Простые вещества в свою очередь подразделяются на металлы и неметаллы.

К числу сложных веществ относят, например, окислы. С некоторыми из них вы встречались при изучении свойств кислорода. Кроме окислов, большое значение в химии имеют также кислоты, основания и соли.

Изучение свойств всех этих важных веществ начнём с окислов, после чего познакомимся с некоторыми представителями кислот, оснований и солей.

#### ОКИСЛЫ

##### § 44. Окислы неметаллов

Рассмотрим более подробно свойства некоторых уже известных вам окислов неметаллов.

##### У г л е к и с л ы й г а з ( $\text{CO}_2$ )

Углекислый газ, или двуокись углерода, представляет собой бесцветный газ в 1,5 раза тяжелее воздуха.

В природе углекислый газ постоянно образуется в результате процессов горения, дыхания, гниения и брожения. Он образуется также в недрах земли и выделяется при извержении вулканов. В растворённом виде углекислый газ находится в водах различных минеральных источников.

Вам известно, что углекислый газ не поддерживает горения многих веществ: пламя их затухает в атмосфере



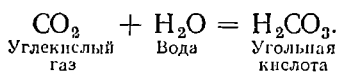
углекислого газа. В атмосфере этого газа невозможна жизнь людей и животных.

В лаборатории углекислый газ получают действием соляной кислоты на мрамор.

*Опыт.* Положите в пробирку несколько кусочков мрамора и прилейте ( $\frac{1}{3}$  объема пробирки) раствор соляной кислоты. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой. При помощи известковой воды докажите, что при взаимодействии мрамора с соляной кислотой образуется углекислый газ.

Реакцию между мрамором и кислотой часто проводят в аппарате Киппа (стр. 92).

Изучим теперь некоторые химические свойства углекислого газа. Будем пропускать углекислый газ через воду, к которой добавлено несколько капель раствора растительной краски лакмуса, имеющего фиолетовую окраску. При этом окраска лакмуса изменяется в красную. Известно, что свойством изменять фиолетовую окраску лакмуса в красную обладают растворы кислот. В результате реакции углекислого газа с водой образовалась кислота, которую называют угольной:



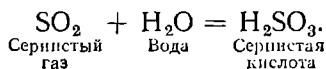
Жидкость в стакане представляет собой раствор угольной кислоты.

К характерному свойству углекислого газа относится также способность реагировать с известковой водой, в результате чего она мутнеет.

### Сернистый газ ( $\text{SO}_2$ )

Сернистый газ, или двуокись серы, представляет собой газ с резким запахом, тяжелее воздуха.

Испытаем, реагирует ли сернистый газ с водой. Для этого в банку с сернистым газом, полученным при сжигании серы в кислороде, прильём воду, которая подкрашена раствором лакмуса. Фиолетовая окраска лакмуса меняется на красную. Значит, при взаимодействии сернистого газа с водой в растворе образуется кислота. Она называется сернистой кислотой:



## Фосфорный ангидрид ( $P_2O_5$ )

Это белое кристаллическое вещество было получено при горении фосфора в кислороде (стр. 62). Его называют также пятиокисью фосфора.

Всыплем небольшое количество фосфорного ангидрида в стакан с водой. Он быстро растворяется, при этом выделяется большое количество теплоты.

Испытаем теперь полученный раствор лакмусом. Фиолетовую окраску лакмус изменяет на красную. Значит, и в этом случае при взаимодействии окисла неметалла с водой в растворе получается кислота.

Реакция с водой характерна и для многих других окислов неметаллов. В результате этих реакций образуются кислоты, растворы которых обладают свойством изменять фиолетовую окраску лакмуса на красную. Только очень немногие окислы неметаллов (например, двуокись кремния  $SiO_2$ ) не вступают во взаимодействие с водой.

### § 45. Окись кальция и окислы других металлов

Изучим теперь свойства некоторых окислов металлов. Начнём с такого часто применяемого вещества, как окись кальция. В технике её называют негашёной или жжёной известью.

Окись кальция  $CaO$  представляет собой твёрдое вещество белого цвета.

Испытаем, реагирует ли окись кальция с водой. Для этого в чашку с несколькими кусками окиси кальция будем по каплям добавлять воду. Как видно, реакция между окисью кальция и водой протекает очень энергично, с выделением большого количества теплоты (рис. 91). Полученное в результате реакции вещество называется гашёной известью.

Растворим полученный порошок в воде и отфильтруем раствор от избытка нерастворённого твёрдого вещества.

Возьмём в пробирку немного прозрачного раствора и прильём к нему лакмуса. Окраска его изменяется на синюю. К другой части раствора добавим несколько капель спиртового раствора фенолфталеина. Из бесцветного раствор становится малиновым.

Свойством изменять фиолетовую окраску лакмуса в синюю обладают растворы оснований. Бесцветный раствор

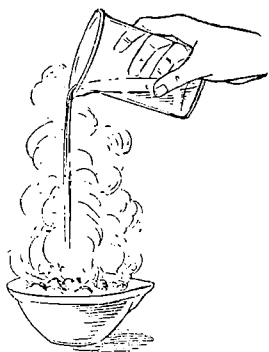


Рис. 91. При приливании воды к окиси кальция протекает химическая реакция с выделением теплоты.

фенолфталеина при действии на него оснований принимает малиновую окраску. Следовательно, при взаимодействии окиси кальция с водой в растворе образуется новое вещество, называемое основанием.

Такие же свойства проявляют и окислы некоторых других металлов, например окись натрия, окись калия и окись бария.

Все ли окислы металлов вступают в реакцию с водой? Взаимодействуют ли, например, с водой чёрный порошок окиси меди и тёмно-красный порошок окиси железа?

В пробирки с этими окислами прильём воды и после тщательного перемешивания отфильтруем жидкости от осадков. Разделим каждый фильтрат на две части и испытаем один из них лакмусом, а другой фенолфталеином. Окраска при этом не изменяется.

Выпарив на стеклянных пластинках по нескольку капель жидкости, заметим, что при этом ничего не остаётся.

Значит, эти окислы не вступают в реакцию с водой и не растворяются в ней.

На основании проделанных опытов можно сделать заключение, что окислы некоторых металлов вступают в реакцию с водой, в результате чего образуются вещества, называемые основаниями. К таким окислам относятся окись кальция, окись бария, окись натрия, окись калия и некоторые другие.

Такие окислы, как окись меди, окись железа, не взаимодействуют с водой. Большинство окислов других металлов также не вступает в реакцию с водой.

## § 46. Получение окислов

Многие окислы могут быть получены в результате реакции соединения простых веществ с кислородом. При изучении химических свойств кислорода были рассмотрены взаимодействия его с магнием, серой, углем, фосфором (стр. 62). В результате этих взаимодействий получается

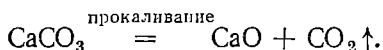
окись магния  $MgO$ , двуокись серы  $SO_2$ , двуокись углерода  $CO_2$ , пятиокись фосфора  $P_2O_5$ .

Многие окислы можно получить также при реакциях разложения сложных веществ. Например, окись меди получают при нагревании малахита (стр. 31).

## § 47. Производство негашёной извести

Окись кальция (жжёную, или негашёную, известь) широко применяют в технике. Большие количества её расходуют для получения гашёной извести, или извёстки, которую используют как строительный материал.

В промышленности негашёную известь получают прокаливанием известняка (известкового камня), в состав которого входит углекислый кальций —  $CaCO_3$ . При прокаливании (обжиге) это вещество разлагается, в результате чего получают два других менее сложных вещества — окись кальция и углекислый газ:



Наилучшие результаты обжига достигаются при температуре около  $1200^\circ C$ . Такая высокая температура создаётся благодаря горению кокса, который предварительно смешивают с известняком. В технике смесь исходных материалов называют **шихтой**.

Обжиг осуществляют в известковообжигательных печах. Печь (рис. 92) представляет собой шахту, выложенную из обыкновенного кирпича и облицованную изнутри огнеупорным кирпичом. Шихту (известняк и топливо) загружают через верхнее отверстие — загрузочную воронку. Размер кусков известняка и кокса должен быть около 10 см в поперечнике. Куски необходимо брать по возможности одинаковыми, чтобы обжиг известняка заканчивался одновременно.

Иногда вместо твёрдого топлива используют газообразное, при горении которого достигается более высокая температура. Воздух, необходимый для горения топлива, подают в нижнюю часть печи.

Образующиеся при горении топлива горячие газы по мере движения кверху постепенно остывают, отдавая

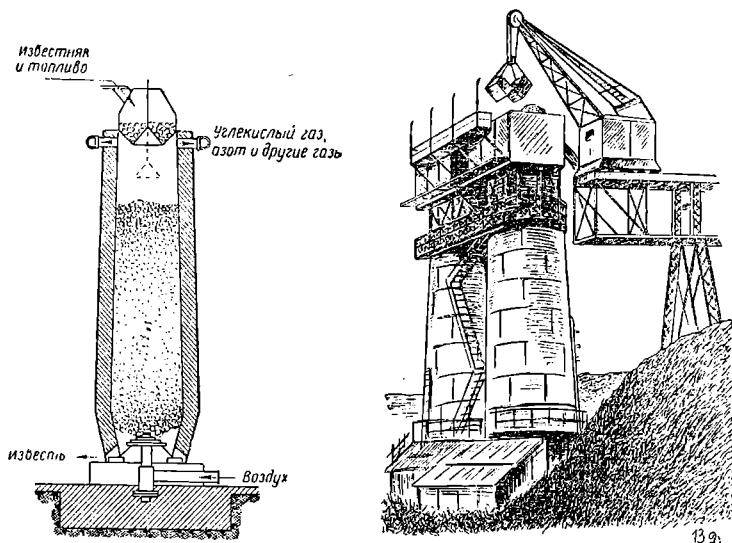


Рис. 92. Известковообжигательная печь: внешний вид (справа) и схема (слева).

теплоту шихте, и уходят из печи при температуре не выше  $200^{\circ}\text{C}$ .

Известь, получаемая при разложении известняка, опускается в нижнюю часть печи, где охлаждается током холодного воздуха, поступающего в печь. Воздух при этом нагревается.

В известковообжигательной печи происходит встречное движение газов и твёрдых материалов. Известняк и топливо, а также образующаяся в ходе реакции известь движутся в печи сверху вниз. Углекислый газ, получающийся при горении топлива и при разложении известняка, движется навстречу — снизу вверх. Встречное движение исходных и полученных материалов получило название **противотока**. Противоток обеспечивает охлаждение горячих газов, выходящих из печи, и нагревание за счёт их теплоты твёрдых материалов, поступающих в печь через загрузочное отверстие. Использование теплоты одних веществ для нагревания других называют **теплообменом**.

Противоток и теплообмен характерны и для многих других химических производств.

## Вопросы и упражнения

1. Какие вещества называются оксидами?
2. Составить уравнения реакций получения следующих оксидов: а) окиси лития ( $\text{Li}_2\text{O}$ ); б) окиси цинка ( $\text{ZnO}$ ); в) окиси алюминия ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). К какому типу реакций они относятся?
3. В каком из оксидов процентное содержание кислорода больше: а) в окиси кальция; б) в окиси меди; в) в двуокиси серы; г) в пятиокиси фосфора?
4. Как получают окись кальция в промышленности?
5. С помощью какой химической реакции можно отличить окись кальция от фосфорного ангидрида?
6. Какие окислы металлов: а) вступают в реакцию с водой; б) не реагируют с водой?

## ОСНОВАНИЯ

Ознакомимся теперь со свойствами некоторых оснований. К наиболее важным из них относят едкий натр и гашёную известь.

### § 48. Едкий натр ( $\text{NaOH}$ )

**Опыт.** Рассмотрите выданные вам образцы едкого натра. Что он представляет собой по внешнему виду? Испытайте, растворяется ли он в воде. Для этого в пробирку с водой положите линцетом (*руками брать нельзя!*) несколько кусочков едкого натра и перемешайте стеклянной палочкой. Подержите пробирку в руке. Что при этом ощущаете? Сохраните полученный раствор для следующих опытов.

Положите кусочек едкого натра на стеклянную пластинку. Что произойдёт с ним через некоторое время?

Налейте раствор едкого натра в три пробирки. В одну из них поместите кусочек ткани. К другой части раствора прилейте 3—4 капли фенолфталеина. В третью пробирку добавьте такое же количество раствора лакмуса. Какие выводы можно сделать из этих опытов?

Едкий натр представляет собой твёрдое белое вещество, хорошо растворимое в воде. Растворение едкого натра в воде сопровождается выделением большого количества теплоты (рис. 93). Твёрдый едкий натр расплывается на воздухе, так как поглощает из него влагу и взаимодействует с углекислым газом.

Концентрированные растворы едкого натра разрушают растительные и животные ткани. Поэтому надо очень осторожно обращаться как с твёрдым едким натром, так и с его растворами. Попадая на кожу человека, едкий натр вызывает болезненный и глубокий ожог.

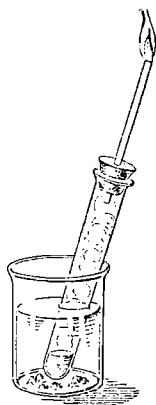


Рис. 93. При растворении едкого натра в воде температура её повышается настолько, что закипает эфир в пробирке. У выхода пары эфира поджигают.

В случае если на кожу или одежду попали кусочки или капли раствора едкого натра, надо немедленно промыть это место водой или лучше 1-процентным раствором борной кислоты.

Раствор лакмуса при добавлении его к раствору едкого натра изменяет фиолетовую окраску на синюю, а фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет.

В технике едкий натр называют каустиком. Едкий натр широко применяют в промышленности. Большие количества его используют в производстве мыла, в нефтяной промышленности для очистки нефтепродуктов, при получении искусственного шёлка.

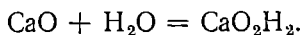
Исходным продуктом для производства едкого натра в промышленности служит хлористый натрий (поваренная соль). Едкий натр получают при действии электрического тока на раствор поваренной соли.

Аналогичными свойствами обладает и другое основание — едкое кали — КОН. Это твёрдое вещество белого цвета, хорошо растворимое в воде. Раствор едкого кали также изменяет окраску лакмуса в синий цвет, а фенолфталеина — в малиновый.

#### § 49. Гашёная известь (гидрат окиси кальция — $\text{Ca}(\text{OH})_2$ )

Гидрат окиси кальция представляет собой белый порошок, малорастворимый в воде. Раствор его в воде называют известковой водой. Этот раствор, как и раствор едкого натра, изменяет окраску лакмуса и фенолфталеина.

Гидрат окиси кальция получают при взаимодействии окиси кальция с водой, которое сопровождается выделением большого количества теплоты:



Формулу  $\text{CaO}_2\text{H}_2$  можно написать иначе:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Реакция соединения веществ с водой получила название

реакции *гидратации* (от *hydör*, что значит «вода»). **Продукты реакции гидратации называют гидратами.** Так, продукт, который получился в результате реакции, называют гидратом окиси кальция. Точно так же едкий натр называют иначе: гидрат окиси натрия, так как и его можно было бы получить реакцией соединения окиси натрия с водой.

Реакция гидратации окиси кальция имеет большое значение в промышленности, она лежит в основе получения гидрата окиси кальция. Часто этот процесс называют гашением извести, а гидрат окиси кальция — гашёной известью (или пушонкой). Гашёную известь применяют во многих отраслях народного хозяйства. Огромные количества гашёной извести расходуют для приготовления штукатурки. Во многих производствах гашёная известь заменяет более дорогой едкий натр.

Размолотую известь вносят в почву для понижения её кислотности и улучшения химических свойств.

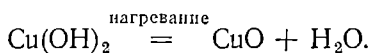
## § 50. Гидрат окиси меди ( $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ) и гидрат окиси железа ( $\text{Fe}(\text{OH})_3$ )

**Опыт.** Рассмотрите имеющийся у вас образец гидрата окиси меди и опишите его физические свойства.

Небольшое количество гидрата окиси меди положите в пробирку, налейте на  $\frac{1}{3}$  её воды и взболтайте. Растворяется ли (практически) в воде гидрат окиси меди? После того как гидрат окиси меди осядет на дно, прилейте в пробирку 2—3 капли фенолфталеина. Происходит ли при этом изменение окраски?

В сухую пробирку положите небольшое количество гидрата окиси меди и слегка нагрейте в пламени горелки. Какое явление происходит при этом? Какие вещества получаются в результате данной реакции?

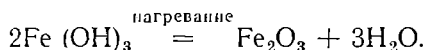
Гидрат окиси меди представляет собой твёрдое вещество голубого цвета. В отличие от изученных нами ранее оснований гидрат окиси меди практически нерастворим в воде. При незначительном нагревании гидрат окиси меди разлагается:



Но обратной реакции, взаимодействия окиси меди с водой, не происходит. Окись меди не вступает в реакцию гидратации.



Гидрат окиси железа  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  — твёрдое вещество тёмно-коричневого цвета. Как и гидрат окиси меди, это вещество нерастворимо в воде. При прокаливании гидрат окиси железа разлагается на окись железа и воду:



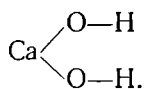
Однако и в данном случае обратная реакция не происходит.

Все изученные нами гидраты окислов металлов относятся к классу веществ, названных основаниями. Гидрат окиси натрия  $\text{NaOH}$ , гидрат окиси калия  $\text{KOH}$ , гидрат окиси кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , гидрат окиси меди  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , гидрат окиси железа  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  — всё это представители класса оснований.

### § 51. Состав оснований

В состав молекул всех оснований, кроме атомов металлов, входят атомы кислорода и водорода. Например, состав молекулы гидрата окиси натрия выражается формулой  $\text{NaOH}$ . Изобразим эту формулу так:  $\text{Na}-\text{O}-\text{H}$ . Чёрточками обозначены валентности элементов в соединении. В молекуле едкого натра атом натрия связан с атомом кислорода, который в свою очередь связан с атомом водорода.

В состав молекулы гидрата окиси кальция входит атом кальция, два атома кислорода и два атома водорода. Формулу её  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  можно изобразить и так:



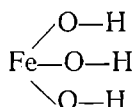
Как в молекуле гидрата окиси натрия, так и в молекуле гидрата окиси кальция содержится одинаковое сочетание, или группа, атомов, связанных с атомами металла. Эта группа состоит из одного атома кислорода и одного атома водорода. Она не может существовать в свободном виде, но входит в состав молекул сложных веществ и носит название **гидроксильной группы**, или **гидроксила**, что означает «водный остаток» — остаток молекулы воды. Валентность этой группы (гидроксила)  $-\text{OH}$  равна единице.

Так как натрий во всех своих соединениях проявляет валентность, равную единице, то в состав молекулы едкого

натра (гидрата окиси натрия) входит одна гидроксильная группа. Валентность кальция в его соединениях равна двум. Поэтому молекула гидрата окиси кальция содержит две гидроксильные группы.

Молекула гидрата окиси железа  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  содержит три гидроксильные группы, так как в этом соединении железо проявляет валентность, равную трём.

Формулу гидрата окиси железа  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  можно изобразить теперь так:



Существует много других веществ, молекулы которых содержат атомы металлов, связанные с одной или несколькими гидроксильными группами. Все эти вещества носят название оснований.

**Основания** — это сложные вещества, в состав молекул которых входят атомы металлов, связанные с гидроксильными группами.

В состав молекулы любого основания входит всегда один атом металла. Число же гидроксильных групп равно валентности, которую проявляет металл в данном основании.

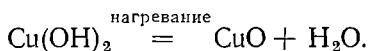
Все основания делят на растворимые и нерастворимые в воде. К растворимым в воде основаниям относятся: гидрат окиси натрия  $\text{NaOH}$ , гидрат окиси калия  $\text{KOH}$ , гидрат окиси кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и некоторые другие. Растворимые в воде основания называются **щелочами**.

За способность разрушать растительные и животные ткани их часто называют едкими щелочами, например едкий натр, едкое кали и т. д. К отличительным признакам щелочей относится способность их водных растворов изменять окраску таких веществ, как лакмус, фенолфталеин.

Щёлочи могут быть получены при реакции соединения окислов металлов с водой. Щёлочи — продукты гидратации некоторых окислов, таких, как  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{BaO}$ .

Большинство оснований — это вещества, нерастворимые в воде. К числу их относятся гидрат окиси меди, гидрат окиси железа и многие другие. Реакцией гидратации их получить нельзя.

При нагревании они разлагаются с образованием окисла соответствующего металла и воды, например:

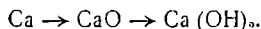


Поэтому их также называют гидратами окислов.

**Гидратами окислов** называются вещества, которые получаются при реакции соединения окислов с водой, а также вещества, при разложении которых образуются окисел и вода.

### Вопросы и упражнения

1. Какими свойствами (физическими и химическими) обладает едкий натр?
2. Где применяют едкий натр?
3. Что представляет собой известковая вода?
4. Какие вещества относятся к классу оснований?
5. Какие основания называются щелочами?
6. Какие свойства гидрата окиси натрия отличают его от гидрата окиси железа?
7. Определить валентность металлов в основаниях:  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .
8. Составьте уравнения реакций, происходящих при следующих превращениях:



## КИСЛОТЫ

### § 52. Серная кислота ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

Серная кислота представляет собой тяжёлую маслянистую жидкость. В продажу она поступает в виде 96—98-процентного раствора. Удельный вес такой кислоты равен 1,84.

Изучим растворимость серной кислоты в воде. Для этого будем тонкой струйкой приливать её в стакан с водой. Термометр, помещённый в жидкость, показывает резкое повышение температуры. Следовательно, растворение серной кислоты в воде сопровождается выделением теплоты.

Если приливать воду к серной кислоте, то первые порции воды, как более лёгкой жидкости, останутся на повер-

ности. За счёт теплоты растворения эта часть раствора будет нагреваться. Температура может достигнуть 100° С и выше. При этой температуре часть воды превращается в пар, который вырывается наружу, захватывая с собой брызги кислоты. Поэтому надо твёрдо усвоить правило: воду вливать в серную кислоту нельзя. Серную кислоту к воде следует приливать осторожно, небольшой струйкой, размешивая содержимое сосуда стеклянной палочкой.

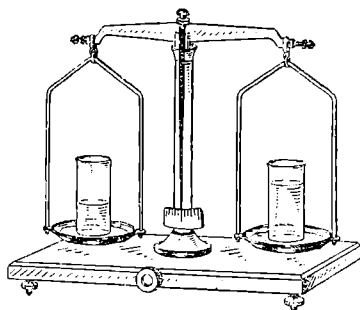


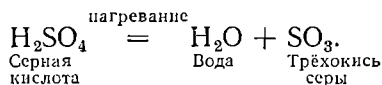
Рис. 94. Серная кислота почти в два раза тяжелее воды.

Серная кислота хорошо поглощает влагу из воздуха. Благодаря этому её часто применяют как осушающее средство.

Если опустить в стакан с концентрированной серной кислотой лучинку, то через некоторое время можно заметить, что лучинка обугливается. Концентрированная серная кислота обугливает многие органические вещества. Бумага, дерево, сахар при действии на них серной кислоты превращаются в уголь.

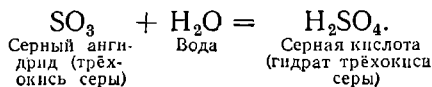
При попадании серной кислоты на кожу, одежду или обувь следует немедленно промыть пораженные места сильной струёй воды, затем раствором соды и снова водой.

При сильном нагревании серная кислота разлагается:



Трёхокись серы, получаемую при этом, называют серным ангидридом. Слово «ангидрид» обозначает безводный.

При взаимодействии серного ангидрида с водой можно получить серную кислоту, которая является гидратом этого окисла (серного ангидрида):



**Ангидридами** называются такие окислы, которые при гидратации образуют кислоты или могут получаться при разложении кислот.

Прибавим фиолетовый раствор лакмуса к раствору серной кислоты. Лакмус изменяет цвет на красный. Раствор фенолфталеина своей окраски от кислоты не изменяет.

Лакмус, фенолфталеин и некоторые другие вещества, изменяющие свою окраску под действием кислоты или щёлочи, называют *индикаторами (указателями)*.

Для распознавания кислот и щелочей часто используют лакмус или лакмусовые бумажки, представляющие собой листочки непроклеенной бумаги, пропитанные раствором лакмуса.

### § 53. Реакция нейтрализации

Серная кислота вступает в реакции с различными веществами. Например, она взаимодействует с основаниями.

Нальём в колбу 25 мл раствора едкого натра и прибавим к нему водный раствор фиолетового лакмуса. Индикатор окрашивается в синий цвет.

Раствор кислоты нальём в бюретку (рис. 95), которая представляет собой градуированную стеклянную трубку с краном или с зажимом. Из бюретки будем постепенно приливать раствор кислоты в колбу. Наступит момент, когда лакмус примет фиолетовую окраску. Этот цвет он имеет в растворах, которые не содержат ни кислоты, ни щёлочи. Следовательно, кислота полностью вступила в реакцию с основанием, и в полученном растворе ни кислоты, ни щёлочи нет.

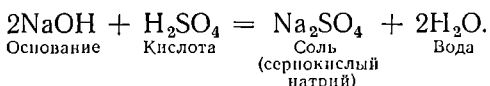
**Раствор, который не содержит ни кислоты, ни щёлочи, называют *нейтральным*.**

Определим по делениям бюретки объём раствора кислоты, израсходованной на реакцию со щёлочью, и повторим опыт без прибавления индикатора. Для этого в другую

колбу нальём 25 мл раствора щёлочи и прильём из бюретки такой объём раствора кислоты, который был израсходован в первом опыте. Несмотря на то что индикатор не был взят, мы можем с уверенностью сказать, что и в данном случае получился нейтральный раствор. Для проверки этого отольём небольшую часть полученного раствора в пробирку и прибавим немного фиолетового раствора лакмуса. Окраска его не изменится.

Возьмём несколько капель полученного раствора и выпарим на стекле. При этом остаётся белое кристаллическое вещество. Оно получилось в результате реакции между кислотой и основанием. Это вещество относят к классу солей. Получившуюся соль называют сернокислым натрием. Состав этой соли выражают формулой  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Запишем уравнение происходящей реакции:



**Реакция между кислотой и основанием, в результате которой образуются соль и вода, называется реакцией *нейтрализации*.**

При этой реакции кислота и основание взаимно нейтрализуют друг друга. В результате образуются вещества, совершенно непохожие на кислоту и основание.

Нальём в колбу насыщенный раствор гидрата окиси кальция, известный под названием известковой воды. Прибавим несколько капель фенолфталеина, а затем из бюретки будем добавлять раствор серной кислоты до обесцвечивания окраски фенолфталеина. При этом можно заметить, что в стакане появилась муть. Это образовалась соль — сернокислый кальций  $\text{CaSO}_4$ . Он плохо растворим

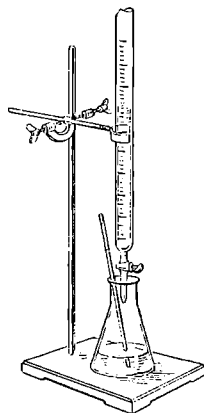
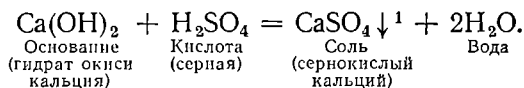


Рис. 95. Прибор для осуществления реакции нейтрализации.

в воде и постепенно оседает на дно стакана. И в данном случае при реакции кислоты с основанием получаются соль и вода:



Способность вступать в реакцию нейтрализации — характерное свойство кислоты и основания. Эта реакция имеет большое практическое значение для определения количества кислоты или щёлочи в растворе.

### § 54. Азотная кислота ( $\text{HNO}_3$ )

Азотная кислота представляет собой бесцветную жидкость, хорошо растворимую в воде. Удельный вес её 1,52.

Фиолетовый лакмус под действием раствора азотной кислоты изменяет цвет на красный.

Для изучения взаимодействия азотной кислоты с основаниями поставим такой опыт. Возьмём два стакана: в один нальём раствор едкого кали, а в другой поместим около 0,5 г порошка гидрата окиси меди. Прибавим в первый стакан 3—4 капли фенолфталеина и будем из пипетки (рис. 96) приливать по каплям раствор азотной кислоты до того момента, пока жидкость не станет бесцветной. В другой стакан будем также приливать по каплям раствор кислоты до тех пор, пока весь гидрат окиси меди не вступит в реакцию. Если образовавшийся голубой раствор осторожно выпарить в чашке, то на дне её останутся синие кристаллы соли — азотнокислой меди  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

Из этих опытов можно сделать вывод, что азотная кислота, как и серная, вступает в реакцию нейтрализации с основаниями:

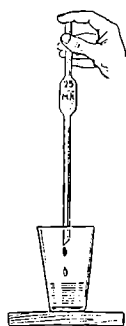
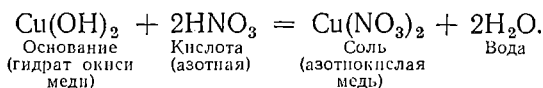
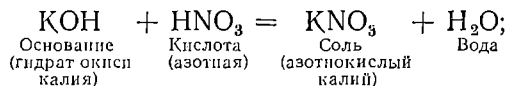


Рис. 96. Наливание жидкости из пипетки.

<sup>1</sup> Если в результате реакции вещество выпадает в осадок, то рядом с его формулой в уравнении реакции обычно ставят направленную вниз стрелку.

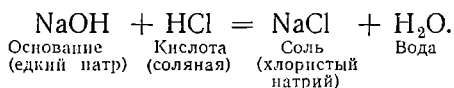
## § 55. Соляная кислота (HCl)

Соляная кислота — бесцветная с резким запахом жидкость. Она представляет собой раствор в воде газа — хлористого водорода.

В продажу поступает концентрированная соляная кислота, которая содержит 37% хлористого водорода (HCl) и имеет удельный вес 1,19. Концентрированная соляная кислота «дымит» на воздухе, так как хлористый водород улетучивается из раствора. В лабораториях пользуются разбавленным раствором соляной кислоты.

Испытаем действие соляной кислоты на раствор индикатора (лакмуса). Как и другие кислоты, она изменяет окраску фиолетового лакмуса на красную и не действует на фенолфталеин.

Соляная кислота, как и другие кислоты, вступает в реакцию нейтрализации. Так, при нейтрализации её едким натром получается соль — хлористый натрий, известный под названием поваренной соли:



## § 56. Состав и свойства кислот

Ознакомившись со свойствами кислот, вы убедились, что для них характерна реакция нейтрализации, при которой образуется соль и вода. Растворы кислот изменяют окраску индикаторов. В разбавленном виде многие кислоты имеют кислый вкус.

Как же объяснить эти общие свойства, характерные для кислот?

Чтобы ответить на этот вопрос, рассмотрим состав молекулы известных вам кислот:

соляная кислота — HCl;  
азотная кислота — HNO<sub>3</sub>;  
серная кислота — H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Из сравнения химических формул видно, что молекулы всех кислот содержат атомы водорода. Наличием атомов водорода в составе молекул всех кислот и объясняются их характерные свойства: способность к реакции нейтрали-



зации, изменение окраски индикаторов и некоторые другие, с которыми вы познакомитесь в дальнейшем.

В молекулах кислот атомы водорода связаны с другими атомами или группами атомов.

**Атом или группа атомов, которые соединены с водородом в молекуле кислоты, называются *кислотным остатком*.**

Кислотный остаток соляной кислоты —Cl одновалентен. Кислотный остаток азотной кислоты —NO<sub>3</sub> тоже одновалентен, а кислотный остаток серной кислоты =SO<sub>4</sub> двухвалентен. Чёрточками обозначена валентность кислотного остатка. В свободном виде кислотные остатки не существуют. **Кислоты** — это сложные вещества, в состав молекул которых входят атомы водорода, связанные с кислотными остатками, и которые при взаимодействии с основаниями образуют соль и воду.

### **Вопросы и упражнения**

1. Перечислите характерные физические свойства серной кислоты.
2. Какие химические реакции характерны для всех изученных кислот?
3. Какие вещества называются индикаторами?
4. Вам выданы три пробирки. В одной из них находится раствор кислоты, в другой — раствор основания, в третьей — вода. Как определить содержимое каждой пробирки?
5. В пробирке находилась бесцветная жидкость. При приливании к ней раствора щёлочи вначале никаких изменений не было, а затем раствор приобрёл малиновую окраску. Что представляла собой первоначальная жидкость? Какая химическая реакция происходила в описанном опыте?
6. Какую реакцию называют реакцией нейтрализации?
7. В какой кислоте процентное содержание водорода больше: в азотной или серной?
8. Какие вещества называются кислотами?
9. Чем отличаются кислоты от оснований: а) по свойствам; б) по составу?

### **СОЛИ**

При реакции нейтрализации соляной кислоты едким натром образуется хлористый натрий, который при выпаривании раствора можно получить в виде твёрдого кристаллического вещества. Твёрдые кристаллические вещества

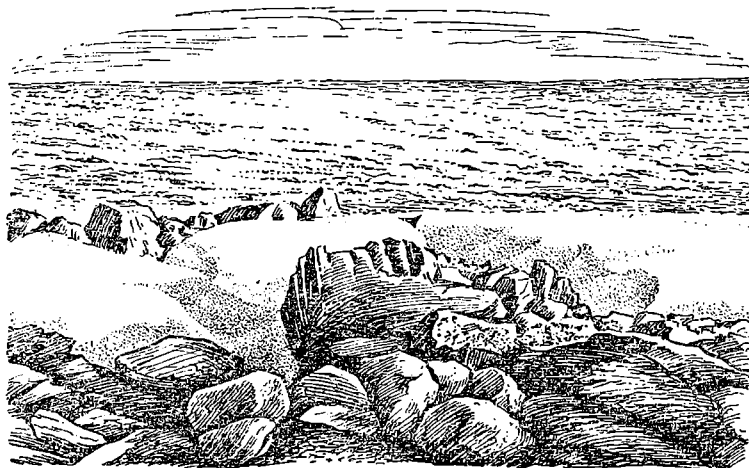


Рис. 97. Отложение мирабилита на берегах залива Кара-Богаз-Гол.

выделяются в результате выпаривания растворов, полученных путём нейтрализации основаниями других кислот — серной, азотной. Эти вещества относятся к классу солей.

### § 57. Соли серной кислоты

#### Сернокислый натрий ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ )

Сернокислый натрий встречается в природе главным образом в растворённом состоянии. Большие количества его содержат воды залива Кара-Богаз-Гол (рис. 97). Природный сернокислый натрий называют мирабилитом.

Он представляет собой белое кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. В природной соли к одной молекуле  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  присоединено десять молекул воды. Поэтому состав её выражают формулой  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

Большое количество этой соли расходуют в стекольной промышленности. Под названием глауберова соль она находит применение и в медицине.

#### Сернокислый кальций ( $\text{CaSO}_4$ )

Другая важная соль серной кислоты — сернокислый кальций. В природе он встречается в виде гипса, состав которого выражают формулой  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Большие залежи гипса имеются в Донбассе, а также в Татарской АССР.

Гипс применяют для изготовления слепков различных предметов и для получения строительного материала — алебастра. Его используют также и для производства сухой штукатурки.

В размолотом виде гипс применяют для улучшения структуры почв (гипсование почв).

## М е д н ы й к у п о р о с

**Опыт.** Рассмотрите кристаллы медного купороса. Поместите 2—3 кристалла его в сухую пробирку и нагрейте в пламени горелки, держа её наклонно отверстием книзу. Что при этом наблюдаете?

Дайте пробирке остыть и затем к полученному белому порошку прибавьте несколько капель воды. Какого цвета вещество при этом получилось?

Медный купорос представляет собой кристаллическое вещество синего цвета. Состав его выражают формулой  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . На каждую молекулу соли приходится пять молекул воды. При нагревании вода отделяется и в виде капель оседает на холодных стенках пробирки. В результате нагревания в пробирке образуется белый порошок сернокислой меди, состав которой выражают формулой  $\text{CuSO}_4$ . Это вещество уже не содержит воды. Если к нему прилить воды, то она присоединится к молекулам  $\text{CuSO}_4$  (сернокислой меди) и снова образуется медный купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

**Воду, входящую в состав кристаллов, называют кристаллизационной.**

Кристаллизационную воду содержат многие соли.

Медный купорос применяют для борьбы с болезнями и вредителями растений в сельском хозяйстве.

В природе медный купорос встречается очень редко. Его обычно получают на заводах, используя для этого различные медные отходы.

## Ж е л е з н ы й к у п о р о с

Железный купорос  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  представляет собой светло-зелёные кристаллы, хорошо растворимые в воде.

В промышленности его получают взаимодействием разбавленного (20—30-процентного) раствора серной кислоты с железом (опилки, стружки, железный лом).

Применяют железный купорос для изготовления некоторых минеральных красок, при крашении тканей, а также для борьбы с вредителями растений в сельском хозяйстве.

## § 58. Соли азотной кислоты

*Опыт.* Рассмотрите образцы азотнокислого натрия, азотнокислого калия, азотнокислого кальция. Что представляют собой эти вещества? Испытайте, растворяются ли они в воде.

**Азотнокислый натрий**, или натриевая (чилийская) селитра,  $\text{NaNO}_3$  встречается в виде больших залежей только в одном месте земного шара — в Южной Америке (в республике Чили).

Это — белое кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. В промышленности азотнокислый натрий получают из других соединений натрия. Применяют эту соль главным образом в качестве удобрения.

**Азотнокислый калий**, калийная селитра,  $\text{KNO}_3$  в природе находится в незначительном количестве.

Получают азотнокислый калий из других соединений калия. Эта соль представляет собой белые кристаллы, хорошо растворимые в воде.

Азотнокислый калий применяют как удобрение, а также для изготовления чёрного (дымного) пороха, представляющего собой смесь серы, калийной селитры и угля.

**Азотнокислый кальций**  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , кальциевая, или норвежская, селитра. Получают её в больших количествах только искусственным путём при действии азотной кислоты на гашёную известь —  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  или на известняк —  $\text{CaCO}_3$ . Представляет собой бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. Большие количества этой соли применяют в качестве удобрения.

## § 59. Соли соляной кислоты

**Хлористый натрий** (поваренная соль)  $\text{NaCl}$ . Хлористый натрий — одна из распространённых в природе солей. В виде каменной соли он образует залежи во многих местах нашей страны. К числу их относят: Соликамские залежи (на Урале), Илецкие (вблизи Оренбурга), Брянцев-

ские (в УССР, вблизи Артёмовска), Нахичеванские (на Кавказе).

Очень богаты хлористым натрием озёра Эльтон и Баскунчак. Много хлористого натрия растворено в воде морей и океанов.

Поваренную соль очень широко применяют и в быту, и в промышленности. Она служит сырьём для производства хлора и едкого натра, используют её для получения соды и других веществ. Кроме того, поваренная соль идёт для консервирования пищевых продуктов, а также как необходимая приправа к пище.

**Хлористый калий**  $KCl$ . Белое кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. Растворимость его значительно увеличивается с повышением температуры. Это одно из ценных калийных удобрений. Сырьём для получения его служат природные отложения калийных солей. В Советском Союзе такие отложения находятся в районе Соликамска.

## § 60. Состав солей

**Задание.** Выпишите формулы следующих солей: сернокислого натрия, азотнокислого натрия, хлористого натрия. Чем отличаются по составу молекулы солей от молекул соответствующих кислот? В чём сходство между молекулами этих солей?

На основании изученного материала можно прийти к заключению, что в состав молекул солей входят атомы металлов, связанные с кислотными остатками. Так, в состав молекулы сернокислого натрия входят атомы натрия, связанные с кислотным остатком серной кислоты  $=SO_4$ . В молекулах азотнокислого натрия атомы натрия связаны с остатками азотной кислоты  $-NO_3$ . Молекулы хлористого натрия состоят из атомов натрия, связанных с остатками соляной кислоты  $-Cl$ . В составе молекулы каждой соли имеются атомы металлов и кислотные остатки.

**Соли** — это сложные вещества, в состав молекул которых входят атомы металлов, связанные с кислотными остатками.

Чтобы написать формулу соли, необходимо соблюдать правило: общее число единиц валентности атомов металла в молекуле соли должно быть равно общему числу единиц валентности кислотных остатков. Так, кальциевая соль азотной кислоты — азотнокислый кальций содержит

в молекуле один атом кальция, валентность которого в соединениях равна двум. Кислотный остаток азотной кислоты —NO<sub>3</sub> одновалентен. Поэтому на один атом кальция в молекуле соли приходится два кислотных остатка. Формула соли будет  $\text{Ca} \overset{\text{II}}{\text{NO}_3} \overset{\text{I}}{2}$ .

В молекуле сернокислого алюминия содержатся атомы трёхвалентного алюминия и кислотные остатки серной кислоты, валентность каждого из которых равна двум. Общее число единиц валентности атомов металла будет равно общему числу единиц валентности кислотных остатков в том случае, когда с двумя атомами алюминия будет связано три кислотных остатка. Формула этой соли будет  $\text{Al} \overset{\text{III}}{2} \overset{\text{II}}{\text{SO}_4} \overset{\text{I}}{3}$ .

Окислы, кислоты, основания и соли представляют собой важнейшие классы химических соединений.

### Вопросы и упражнения

1. Какие вещества называют солями?
2. Что общего в составе молекул всех солей серной кислоты?
3. Какие кислотные остатки входят в состав следующих солей: K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, CaCl<sub>2</sub>, AlCl<sub>3</sub>, BaSO<sub>4</sub>, Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>?
4. В какой соли: KNO<sub>3</sub> или NaNO<sub>3</sub> — содержится больший процент азота?
5. Составьте формулы следующих солей: сернокислого калия, азотнокислого магния, хлористого кальция, азотнокислого алюминия, сернокислого цинка.
6. Перечислите известные вам соли серной кислоты и укажите, где их применяют.
7. Напишите формулы солей, содержащих кристаллизационную воду. Объясните, что такое кристаллизационная вода.
8. Какие вещества могут получиться при нагревании: а) гипса; б) железного купороса?
9. Какие соли азотной кислоты вам известны? Где их применяют?
10. Вычислите процентное содержание натрия и хлора в поваренной соли.

(О т в е т: 39,3% натрия, 60,7% хлора.)

11. Где и в каком виде встречается в природе хлористый натрий?
12. В какой соли: в хлористом натрии или в хлористом калии — большее процентное содержание хлора?

## Г Л А В А VII ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

### КИСЛОТЫ

**Задание.** Повторите раздел «Кислоты» из курса VII класса и ответьте на следующие вопросы:

1. Какие вещества называются кислотами? Приведите примеры.
2. Укажите характерные физические свойства кислот.
3. Напишите формулы серной, азотной и соляной кислот. Какими химическими свойствами они обладают?
4. Какая химическая реакция называется реакцией нейтрализации?
5. Напишите три уравнения реакции нейтрализации и назовите вещества, которые получаются при этом.
6. Что такое кислотный остаток? Напишите формулы кислотных остатков с указанием их валентности.

### § 61. Состав кислот. Кислоты кислородные и бескислородные

В VII классе вы изучили свойства серной, азотной и соляной кислот.

К одним из важнейших кислот относится также фосфорная кислота  $H_3PO_4$  — твёрдое вещество, хорошо растворимое в воде.

В молекулах серной, азотной, фосфорной кислот атомы водорода соединены с кислотными остатками, которые состоят из атома неметалла и атомов кислорода. Эти кислоты называют **кислородными**.

Кроме перечисленных здесь кислородных кислот, известно много других. С некоторыми из них вы в дальнейшем познакомитесь.

В молекуле соляной кислоты  $\text{HCl}$  атомы водорода соединены только с атомами хлора. Кислотный остаток этой кислоты —  $\text{Cl}$ . Соляная кислота — кислота **бескислородная**.

К бескислородным относится сероводородная кислота, которая представляет собой раствор в воде газообразного вещества сероводорода  $\text{H}_2\text{S}$ . Кислотный остаток этой кислоты  $=\text{S}$ .

Из приведённых выше примеров видно, что молекулы всех кислот (как кислородных, так и бескислородных) содержат атомы водорода, соединённые с кислотными остатками.

### **Вопросы и упражнения**

1. На какие две группы можно подразделить кислоты по составу их молекул?
2. Приведите примеры кислородных и бескислородных кислот.
3. Атомы какого химического элемента обязательно входят в состав молекул всех кислот?

## **§ 62. Химические свойства кислот**

### **а) Действие растворов кислот на индикаторы**

**Опыт.** Возьмите три пробирки и налейте в первую раствор соляной кислоты, во вторую — раствор серной кислоты, в третью — раствор азотной кислоты. Прибавьте в каждую пробирку раствор лакмуса. Отметьте изменение цвета.

Повторите опыт, заменив лакмус раствором метилоранжа. Отметьте изменение цвета индикатора.

Ещё раз повторите опыт, взяв в качестве индикатора фенолфталеин.

Растворы кислот изменяют фиолетовую окраску лакмуса в красную.

Кроме лакмуса, в лабораториях очень часто используют и другой индикатор — метилоранж. Оранжевый раствор этого индикатора от действия растворов кислот изменяет свою окраску на красную, но с другим оттенком, чем окраска красного лакмуса.

Бесцветный раствор фенолфталеина в растворах кислот не изменяется.

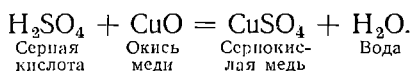


## б) Взаимодействие кислот с оксидами металлов

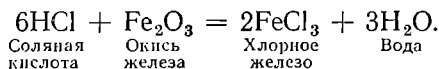
Изучим взаимодействие кислот с оксидами металлов. Для этого сделаем такой опыт.

В фарфоровой чашке нагреем раствор серной кислоты и будем постепенно прибавлять к нему небольшими порциями окись меди до тех пор, пока она не будет оставаться без изменения. Это означает, что всё взятое количество кислоты прореагировало с окисью меди и теперь окись меди находится в избытке. Образовавшийся голубой раствор сразу же отфильтруем в стакан. Через некоторое время из раствора выпадают на дно стакана синие кристаллы соли — медного купороса.

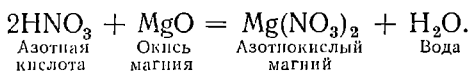
Этот опыт показывает, что серная кислота вступает во взаимодействие с окисью меди. В результате реакции образуются соль и вода:



Если к раствору соляной кислоты прибавить окись железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , то при нагревании тоже образуется соль. Её раствор жёлтого цвета:



При взаимодействии окиси магния  $\text{MgO}$  с азотной кислотой получается бесцветный раствор соли — азотно-кислого магния:



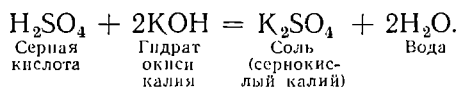
Окислы других металлов (например, окись натрия, окись калия, окись кальция), реагируя с кислотами, также образуют соль и воду.

## в) Взаимодействие кислот с основаниями (реакция нейтрализации)

Из курса VII класса вы узнали, что при реакции нейтрализации получаются соль и вода.

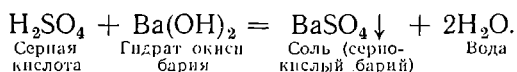
Возьмём в колбу раствор щёлочи — едкого кали, прибавим к нему несколько капель фенолфталеина. К окра-

шенному раствору будем приливать небольшими порциями раствор серной кислоты из бюретки. Кислоту прекратим приливать, как только раствор станет бесцветным от одной капли её. Несколько капель полученного раствора осторожно выпарим на стеклянной пластинке. На ней останутся крупинки соли:

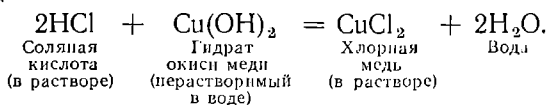


Если к раствору гидрата окиси бария прибавить фенолфталеин, а затем приливать серную кислоту, то также наступит момент, когда индикатор обесцветится.

Соль, которая получается при этой реакции, не растворяется в воде — она выпадает в осадок:



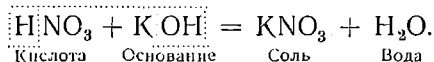
Возьмём нерастворимое основание — гидрат окиси меди и будем осторожно приливать к нему раствор соляной кислоты. Осадок гидрата окиси меди исчезает, и образуется голубой раствор. В этом растворе находится соль — хлорная медь:



Другие кислоты также вступают в реакцию нейтрализации.

Сущность этой реакции состоит в том, что водород кислоты и гидроксил основания образуют воду, а металл основания и кислотный остаток кислоты дают соль.

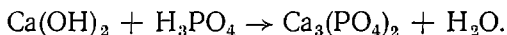
Например:



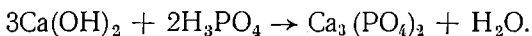
Чтобы составить уравнение реакции нейтрализации, необходимо правильно написать формулы веществ и уравнять количество атомов всех элементов в левой и правой частях уравнения.

Например требуется составить уравнение реакции нейтрализации фосфорной кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$  гидратом окиси кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

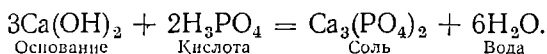
Соль, которая получается в результате реакции, имеет формулу  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , так как кальций в соединениях двухвалентен, а валентность кислотного остатка  $\equiv\text{PO}_4$  равна трём. Запишем схему реакции:



В состав молекулы соли входят три атома металла и два кислотных остатка, следовательно, для образования её необходимо взять три молекулы основания и две молекулы кислоты:



Количество молекул воды в правой части уравнения должно быть равно количеству гидроксильных групп, которые с атомами водорода, входящими в состав кислоты, образуют воду. Так как три молекулы гидрата окиси кальция содержат шесть гидроксильных групп, то перед формулой воды нужно поставить коэффициент 6. После этого в уравнении можно поставить знак равенства:



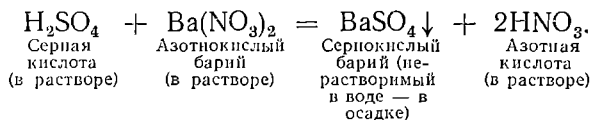
Основание                      Кислота                      Соль                      Вода

#### г) Взаимодействие кислот с солями

*Опыт.* К раствору азотнокислого бария прилейте раствор серной кислоты. Что при этом наблюдаете?

При взаимодействии растворов кислот с растворами солей получаются новая соль и новая кислота.

Например:



Серная                      Азотнокислый                      Сернокислый                      Азотная  
кислота                      барий                      барий (не-                      кислота  
(в растворе)                      (в растворе)                      растворимый                      (в растворе)  
в воде — в                      в осадке)

**Реакции обмена.** Рассмотренные реакции кислот с окислами, основаниями и солями представляют собой примеры взаимодействия двух сложных веществ, в результате которых образуются также два новых сложных вещества. Такие химические реакции носят название реакций обмена. При этих реакциях молекулы двух сложных веществ обмениваются своими составными частями.

Так, при взаимодействии серной кислоты с гидратом окиси бария происходит **обмен атомов водорода** в моле-

кулах кислоты на атомы бария. Одновременно с этим гидроксильные группы —OH в основании обмениваются на кислотные остатки =SO<sub>4</sub>.

#### д) Взаимодействие кислот с металлами

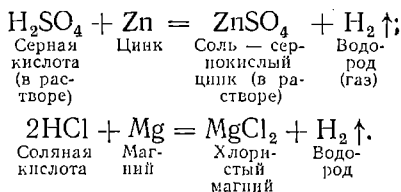
Для изучения реакций между кислотами и металлами сделаем несколько опытов.

**Опыт.** В пробирку с разбавленной серной кислотой положите 2—3 кусочка цинка, закройте пробирку пробкой с прямой газоотводной трубкой (рис. 72). Исследуйте газ, который при этом выделяется. После окончания реакции отфильтруйте небольшое количество жидкости и несколько капель её выпарьте на стекле. Что представляет собой сухой остаток?

Повторите опыт, заменив серную кислоту соляной, а цинк — магнием. Исследуйте выделяющийся газ.

Составьте уравнения реакций и укажите, к какому типу реакций они относятся.

Опыты показывают, что в результате взаимодействия цинка и магния с кислотами образуются соли и выделяется водород:



Точно так же, с образованием соли и выделением водорода, реагируют с растворами серной и соляной кислот алюминий, железо и некоторые другие металлы. Все эти реакции относятся к **реакциям замещения**.

Все ли металлы реагируют с растворами серной и соляной кислот, выделяя при этом водород? Для ответа на этот вопрос обратимся к опыту.

**Опыт.** Возьмите две пробирки и налейте в одну из них раствор серной, а в другую — раствор соляной кислоты. Положите в каждую из них по несколько кусочков меди. Происходит ли при этом химическая реакция?

Оказывается, что медь не реагирует с растворами серной и соляной кислот.

Как установлено опытом, в реакцию с растворами этих кислот не вступают и такие металлы, как ртуть, серебро, золото и платина.

Чтобы узнать, как относится к металлам азотная кислота, нальём немного её в пробирку и опустим туда медные стружки. Получается раствор голубого цвета, в котором находится азотнокислая медь. Одновременно выделяется бурый газ — двуокись азота. Но выделения водорода при этом не происходит.

Азотная кислота реагирует с большинством металлов, но в отличие от серной и соляной кислот водород при этом не выделяется, а получаются различные газообразные окислы азота.

### Основность кислот

Изучение взаимодействий кислот с металлами, а также с окислами, основаниями и солями показывает, что при этом происходит замещение или обмен атомов водорода в молекулах кислот на атомы металлов.

По числу атомов водорода, способных в молекуле кислоты замещаться или обмениваться на металл, кислоты подразделяют на одноосновные, двухосновные, трёхосновные и т. д.

Соляная кислота  $\text{HCl}$  и азотная кислота  $\text{HNO}_3$  — одноосновные кислоты. Серная  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и сероводородная  $\text{H}_2\text{S}$  — двухосновные кислоты. К трёхосновным относится фосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

**Основность** кислоты определяется числом атомов водорода, способных в молекуле кислоты замещаться или обмениваться на атомы металлов.

Основность кислоты численно равна валентности кислотного остатка:

$-\text{Cl}$ ,  $-\text{NO}_3$   
Валентность кислотных остатков одноосновных кислот равна единице

$=\text{SO}_4$ ,  $=\text{S}$   
Валентность кислотных остатков двухосновных кислот равна двум

$\equiv\text{PO}_4$   
Валентность кислотного остатка трёхосновной кислоты равна трём

На основании изученных свойств кислот можно дать следующее новое определение этим веществам:

**Кислотами** называются сложные вещества, в состав молекул которых входят атомы водорода, обладающие свойством замещаться или обмениваться на атомы металлов, в результате чего образуются соли.

### **Вопросы и упражнения**

1. Как отличить раствор кислоты от раствора щёлочи?
2. Составьте уравнения реакций взаимодействия: а) окиси кальция с азотной кислотой; б) окиси железа с серной кислотой; в) окиси цинка с соляной кислотой; г) окиси меди с азотной кислотой; д) окиси железа с азотной кислотой.
3. Напишите уравнения реакций нейтрализации: а) гидрата окиси магния серной кислотой; б) гидрата окиси железа соляной кислотой; в) гидрата окиси меди серной кислотой; г) гидрата окиси железа серной кислотой. Назовите соли, которые получаются при этих реакциях.
4. Какими химическими свойствами обладают кислоты? Составьте уравнения реакций, характеризующих эти свойства.
5. Какие химические реакции относятся к реакциям обмена? Приведите примеры этих реакций.
6. Напишите уравнения реакций получения следующих солей путём взаимодействия окиси металла с кислотой: а) азотнокислого цинка; б) сернокислого цинка; в) фосфорнокислого цинка. Вычислите, в какой из этих солей больший процент цинка.
7. Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с соляной и серной кислотами.
8. Чем определяется основность кислот? Приведите примеры одноосновной, двухосновной и трёхосновной кислот.
9. Перечислите вещества, при взаимодействии которых с кислотами можно получить соли. Какие из этих веществ относятся: а) к простым; б) к сложным? Напишите уравнения реакций.

## **§ 63. Применение кислот**

Многие кислоты широко используют в народном хозяйстве. Наибольшее значение имеет серная кислота, которую в огромных количествах расходуют для производства минеральных удобрений. Кроме того, её используют для получения различных солей, а также многих кислот.

Азотную кислоту применяют в больших количествах для получения различных минеральных удобрений. Огромное значение азотная кислота имеет в производстве искусственного волокна, лаков, красителей, взрывчатых веществ.

Соляную кислоту применяют для получения различных солей, в частности хлористого цинка, хлористого бария и других.

## § 64. Правила обращения с кислотами и щелочами

Кислоты и щёлочи разрушающе действуют на кожу, слизистые оболочки, одежду и обувь. Поэтому обращение с ними требует особой осторожности.

Необходимо соблюдать следующие правила:

1. При работе с твёрдыми щелочами (измельчение крупных кусков, наполнение щёлочью различных приборов, приготовление смесей для сплавления и т. д.) обязательно надевать защитные очки.

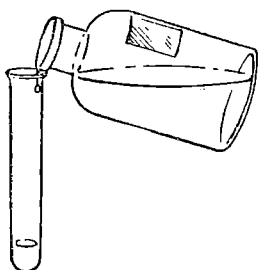


Рис. 98. Снятие капли о край сосуда.

2. Твёрдые щёлочи брать только щипцами или пинцетом.

3. Остатки твёрдой щёлочи обязательно убирать в банки.

4. При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, *вливать кислоту в воду*, а не наоборот.

5. Пробки от склянок с растворами кислот и щелочей никогда не класть на поверхность стола, а использовать для этого стеклянные пластинки.

6. При переливании кислот и растворов щелочей из склянок в пробирки, колбы и т. п. следить за тем, чтобы капли жидкости не попадали на руки и

на одежду. Каплю жидкости, оставшуюся на краю горлышка бутылки, нужно снять о край сосуда (рис. 98).

7. При нагревании растворов кислот или щелочей в пробирке всегда следует держать её таким образом, чтобы отверстие пробирки было направлено *в сторону от работающего или его соседей*. Строго соблюдать общие правила нагревания (см. стр. 12—13).

8. *Не наклоняться над сосудом*, в котором протекает реакция, чтобы случайные брызги не попали в лицо.

### Первая помощь при ожогах

1. При попадании на кожу концентрированных кислот обожжённое место немедленно промыть в течение 3—5 мин сильной струёй воды, после чего наложить повязку из ваты, смоченной 3-процентным раствором марганцовокислого калия.

2. При попадании на кожу твёрдой щёлочи или её растворов обожжённый участок надо тщательно промыть водой. После этого наложить повязку из ваты, смоченной 3-процентным раствором марганцовокислого калия.

3. При попадании брызг кислоты или щёлочи в глаза следует промыть их большим количеством воды, имеющей комнатную температуру, а затем немедленно обратиться к врачу.

Обо всех несчастных случаях сразу сообщить учителю.

## ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

### Работа № 5. Реакция нейтрализации

Оборудование и реактивы: спиртовая лампочка, бюретка, пипетка, колбы, фарфоровая чашка, воронка, штатив металлический с кольцом, асбестированная сетка, щипцы тигельные, раствор соляной кислоты, раствор едкого натра, фенолфталеин.

Выполнение работы. В бюретку, укрепленную в зажиме штатива, налейте раствор кислоты (рис. 95). Слейте часть раствора кислоты в колбу. При этом стеклянный наконечник бюретки должен заполниться раствором. Раствор кислоты из колбы снова перелейте в бюретку, подставьте колбу под бюретку и, осторожно приоткрывая зажим, установите уровень жидкости в бюретке на нулевом делении.

Наберите в пипетку 10, 15 или 20 мл раствора щёлочи (в зависимости от объёма выданной вам пипетки, см. рис. 96) и влейте его в колбу. Положите на плиту штатива кусок белой бумаги и поставьте на него колбу так, чтобы она находилась под бюреткой. К раствору щёлочи прибавьте 2—3 капли фенолфталеина и затем небольшими порциями (сначала по 1—2 мл, а затем по каплям) приливайте из бюретки в колбу раствор кислоты, осторожно взбалтывая жидкость лёгким покачиванием колбы. Приливание кислоты прекратите, как только от одной капли её раствор станет бесцветным. Часть этого раствора вылейте в фарфоровую чашку и осторожно выпаривайте до образования твёрдой соли.

Рассмотрите полученную соль. Составьте отчёт о проделанной работе. После окончания опыта приведите в порядок рабочее место, а кристаллы соли высыпьте в банку с этикеткой.

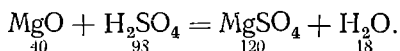
### § 65. Расчёты по уравнениям химических реакций

По уравнениям химических реакций можно вычислять как весовые количества веществ, вступающих в реакцию, так и количества веществ, полученных в результате её.

Рассмотрим это на примере реакции между окисью магния и серной кислотой. Запишем уравнение этой реак-



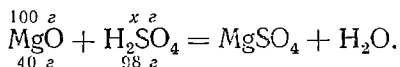
ции и вычислим молекулярные веса взятых и полученных веществ:



Из закона сохранения массы веществ следует, что при взаимодействии 40 весовых частей (граммов, килограммов, тонн) окиси магния с 98 весовыми частями (граммами, килограммами, тоннами) серной кислоты получают 120 весовых частей (граммов, килограммов, тонн) соли — сернокислого магния и 18 весовых частей (граммов, килограммов, тонн) воды.

**Пример 1.** Вычислить, сколько граммов серной кислоты необходимо для реакции со 100 г окиси магния.

**Решение.** Запишем уравнение реакции так:



Рассуждаем так:

40 г MgO взаимодействуют с 98 г H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;

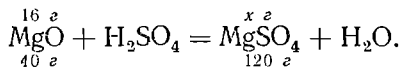
а 1 г » » с  $\frac{98}{40}$  г » .

На 100 г MgO требуется  $\frac{98}{40} \cdot 100 = 245$  (г).

**О т в е т.** Для взаимодействия со 100 г MgO необходимо взять 245 г H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

**Пример 2.** Вычислить, сколько граммов сернокислого магния можно получить при действии серной кислоты на 16 г окиси магния.

**Решение.** Напишем уравнение реакции так:



Из 40 г MgO можно получить 120 г MgSO<sub>4</sub>;

» 1 г » » »  $\frac{120}{40}$  г » .

Из 16 г MgO можно получить  $\frac{120}{40} \cdot 16 = 48$  (г).

**О т в е т.** При действии серной кислоты на 16 г MgO можно получить 48 г MgSO<sub>4</sub>.



- б) гидратом окиси кальция и соляной кислотой;  
в) гидратом окиси меди и серной кислотой.  
Назовите вещества, которые получаются в результате этих реакций.

К какому типу реакций относятся эти взаимодействия?

## § 56. Состав оснований

В VII классе вы познакомились с составом, физическими свойствами, а также с некоторыми химическими свойствами оснований. При изучении химических свойств кислот была рассмотрена реакция нейтрализации, в результате которой образуются соль и вода. Это позволяет дать теперь более полное определение оснований, которое будет отражать не только состав молекул этих веществ, но и их характерное свойство.

**Основания** — это сложные вещества, в состав молекул которых входят атомы металлов, соединённые с гидроксильными группами, и которые при взаимодействии с кислотами образуют соль и воду.

Общая формула оснований  $Me(OH)_n$ , где  $Me$  — связанный атом металла,  $n$  — количество гидроксильных групп в молекуле основания. Из этой формулы видно, что в молекуле основания не может быть больше одного атома металла. Число гидроксильных групп равно валентности металла.

Основания подразделяются на растворимые и нерастворимые. **Растворимые в воде основания называются щелочами.**

## § 67. Химические свойства оснований

### а) Взаимодействие оснований с кислотами

**Задание.** Напишите формулы известных вам оснований. Составьте уравнения реакций взаимодействия их с азотной и серной кислотами.

Способность вступать в реакцию нейтрализации — характерное свойство как кислот, так и оснований. В реакцию

нейтрализации вступают и растворимые и нерастворимые основания.

Примеры реакций между основаниями и кислотами были разобраны в § 62 (стр. 152—154).

### б) Взаимодействие оснований с ангидридами кислот

Чтобы узнать, как взаимодействуют основания с ангидридами кислот, сделаем следующий опыт.

Большую круглодонную колбу заполним углекислым газом (полноту заполнения проверим горящей лучинкой). Затем поместим в колбу 10—12 г едкого натра кусочками величиной с половину горошины. Колбу закроем пробкой с газоотводной трубкой и с зажимом (рис. 99).

Через некоторое время заметим, что кусочки щёлочи увлажняются и прилипают ко дну колбы, а на стенках появляются капельки воды, сначала мелкие, затем всё более крупные. Дно колбы при этом сильно разогревается, что легко установить, прикасаясь к нему рукой.

Опустим колбу в чашку с водой и откроем под водой зажим. Вода поднимается и заполняет всю колбу (рис. 99). Следовательно, газообразный угольный ангидрид израсходован на реакцию со щёлочью.

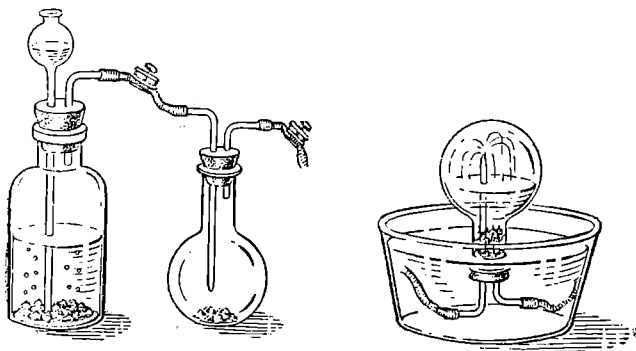
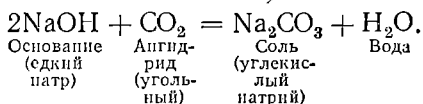
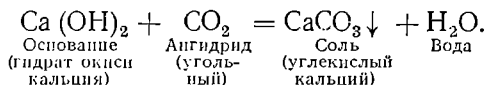


Рис. 99. Углекислый газ, находящийся в колбе, расходуется на образование соли при взаимодействии с сухой щёлочью.

Этот процесс можно изобразить следующим уравнением:



Соль и вода образуются и при взаимодействии угольного ангидрида с раствором гидрата окиси кальция (известковой водой). В результате этой реакции получаются углекислый кальций и вода:



Помутнение известковой воды от действия углекислого газа объясняется образованием нерастворимой в воде соли —  $\text{CaCO}_3$ . Реакция с ангидридами кислот наиболее характерна для растворимых оснований (щелочей).

### в) Взаимодействие растворимых оснований с солями

Для изучения реакций между основаниями и солями проделаем несколько опытов.

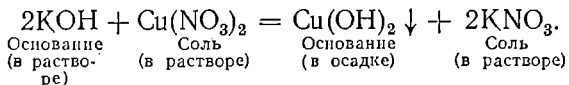
**Опыт 1.** К раствору едкого кали прилейте раствор азотнокислой меди. Что наблюдаете при этом? Какое вещество выпало в осадок?

**Опыт 2.** Прилейте к раствору едкого натра —  $\text{NaOH}$  раствор хлорного железа —  $\text{FeCl}_3$ . Что наблюдаете при этом? Какое вещество выпадает в виде осадка?

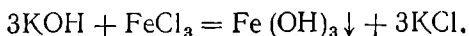
**Опыт 3.** К раствору гидрата окиси бария —  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  прилейте раствор соли — сернокислого натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Какое вещество выпадает в виде осадка?

К какому типу относятся эти реакции?

Результаты опытов показывают, что при взаимодействии растворимых оснований с растворами солей образуются осадки. Так, при сливании растворов едкого кали и азотнокислой меди выпадает голубой осадок гидрата окиси меди:

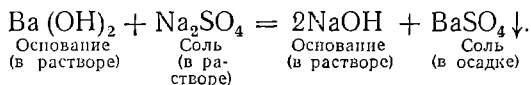


При взаимодействии хлорного железа с едким натром в осадок выпадает гидрат окиси железа:



Реакцию между растворами солей и щелочей используют для получения нерастворимых в воде оснований.

Реакция между гидратом окиси бария и серноокислым натрием также приводит к образованию нового основания — едкого натра, но в осадок при этом выпадает соль:



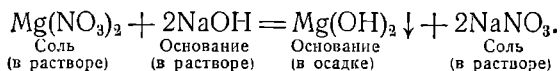
Чтобы определить, возможна ли химическая реакция между растворами основания (щёлочи) и соли, необходимо знать растворимость в воде веществ, которые могут образоваться в результате этой реакции.

Сведения о растворимости солей и оснований в воде даны в таблице растворимости (стр. 290).

Как пользоваться этой таблицей для определения возможности реакции между основанием и солью?

Например, требуется получить гидрат окиси магния  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . По таблице растворимости определяем, что это вещество малорастворимо в воде. Следовательно, его можно получить, сливая растворы солей магния со щёлочью. По таблице находим, что растворимыми солями магния будут хлористый магний, серноокислый магний и азотнокислый магний. Любая из этих солей при реакции с раствором щёлочи должна привести к получению гидрата окиси магния.

Например:



### г) Действие раствора щелочей на индикаторы

**Опыты.** Возьмите три пробирки и налейте в первую раствор едкого натра, во вторую — раствор едкого кали, в третью — раствор гидрата окиси кальция. Прибавьте в каждую из пробирок раствор лакмуса. Отметьте изменение цвета.

Повторите опыт, используя в качестве индикатора раствор метилоранжа. Отметьте изменение цвета индикатора.

Ещё раз повторите опыт, взяв в качестве индикатора фенолфталеин.

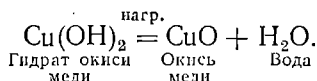
Как уже известно, характерное свойство щелочей — это их способность изменять окраску индикатора. Кроме

лакмуса и фенолфталеина, в лабораториях часто применяют и метилоранж. Оранжевый раствор этого индикатора под действием щёлочи окрашивается в жёлтый цвет.

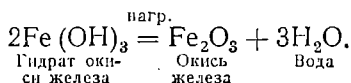
#### д) Отношение оснований к нагреванию

Растворимые основания (щёлочи) устойчивы к нагреванию. Так, едкий натр при нагревании плавится, но химически не изменяется даже при температуре кипения  $+1388^{\circ}\text{C}$ . Так же устойчиво и едкое кали. Гидрат окиси кальция начинает разлагаться на воду и окись кальция только при нагревании до  $+450^{\circ}\text{C}$ .

Гидрат окиси меди уже при незначительном нагревании разлагается на окись меди и воду:



Легко разлагается при нагревании и гидрат окиси железа:



Подобным образом ведут себя при нагревании и многие другие нерастворимые основания.

**Реакции разложения, при которых одним из двух образующихся веществ является вода, получили название *дегидратации*.**

#### Впросы и упражнения

1. Как получить гидрат окиси меди, если в распоряжении имеется окись меди? Какие вещества потребуются для выполнения этой работы? Напишите уравнения реакций.

2. Составьте формулы следующих гидратов окислов металлов: а) хрома; б) цинка; в) алюминия; г) магния, если известно, что при нагревании их получают следующие окислы:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MgO}$ . Напишите уравнения реакций дегидратации этих веществ.

3. Как получают нерастворимые основания? Приведите примеры и напишите уравнения реакций.

4. К какому типу реакций относится взаимодействие растворов щелочей с растворами солей?

5. Сколько граммов гидрата окиси железа получится при действии 12 г едкого натра на раствор хлорного железа? (О т в е т: 10,7 г.)

6. К какому типу реакций относится дегидратация гидратов окислов металлов?

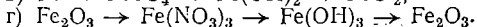
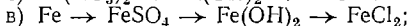
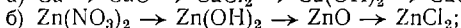
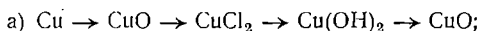
7. При взаимодействии с какими веществами основания образуют соли?

8. Сколько граммов соли получится при взаимодействии 33,6 г едкого кали с раствором серной кислоты? (О т в е т: 52,2 г.)

9. Как отличить раствор щёлочи от раствора кислоты?

10. Каковы общие свойства оснований? В чём отличие нерастворимых оснований от растворимых?

11. Как осуществить следующие превращения:



Составьте уравнения соответствующих реакций.

12. Как получить гидрат окиси железа, исходя из окиси железа?

Составьте уравнения реакций.

13. Сколько граммов окиси меди получится при нагревании 2,45 г гидрата окиси меди? (О т в е т: 2 г.)

## § 68. Применение оснований

Многие основания имеют огромное значение в технике. Особенно широко применяют в промышленности едкий натр, который называют также каустической содой или каустиком.

Его применяют в производстве искусственного шёлка, мыла, органических красителей, бумаги, в текстильной промышленности, для очистки нефтепродуктов, при получении окиси алюминия и во многих других отраслях промышленности.

Едкий натр в технике получают главным образом при действии электрического тока на раствор поваренной соли.

В больших количествах применяют в технике и другое основание — гидрат окиси кальция, или гашёную известь, которую используют главным образом для приготовления строительной извести.

### ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

#### **Работа № 6. Получение нерастворимого основания взаимодействием растворов щёлочи и соли**

Оборудование: пробирки, стаканы, штатив металлический с кольцом, воронки, промывалка, спиртовка, стеклянная палочка, ножницы, фильтровальная бумага.



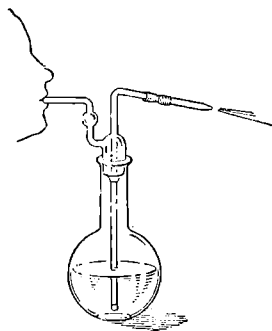


Рис. 100. Промывалка.

**Р е а к т и в ы:** растворы азотнокислой меди, хлористого магния и едкого натра, растворы азотной и соляной кислот.

**В ы п о л н е н и е р а б о т ы.** Налейте в стакан 20—25 мл раствора едкого натра и небольшими порциями прилейте к нему равный объём раствора азотнокислой меди. Выпавшему осадку дайте отстояться. Раствор над осадком должен быть бесцветным. (Что следует сделать, если раствор остался голубым?) Слейте осторожно бесцветный раствор с осадка в воронку

с фильтром (фильтр подготовить, пока отстаивается осадок). В стакан с осадком налейте воды из промывалки (рис. 100) и тщательно перемешайте содержимое стакана стеклянной палочкой. (*Осторожно! Не разбейте стакан.*) Переведите осадок на фильтр и промойте его на фильтре водой, пользуясь промывалкой. Опишите физические свойства полученного вами гидрата окиси меди.

Как опытным путём доказать, что выпавшее в осадок вещество представляет собой основание? Проведите этот опыт. Какое вещество вам потребуется?

Таким же способом получите гидрат окиси магния. Для опыта возьмите 20 мл раствора едкого натра и 20 мл раствора соли магния.

Составьте отчёт о проделанной работе.

## ОКИСЛЫ

В VII классе вы познакомились с некоторыми свойствами окислов металлов и неметаллов. Теперь изучим более подробно свойства веществ этого класса.

**Задание.** Повторите раздел «Окислы» из курса VII класса, а также § 62, б и § 67, б и ответьте на следующие вопросы:

1. Какие вещества называются окислами?
2. Напишите формулы известных вам: а) окислов металлов; б) окислов неметаллов. Напишите уравнения реакций, характерных для этих окислов.
3. Напишите уравнения реакций, при которых можно получить: а) окись магния; б) окись меди; в) двуокись серы; г) пятиокись фосфора.
4. Приведите примеры окислов, встречающихся в природе.

## § 69. Окислы основные и кислотные

При изучении свойств окислов было установлено, что многие окислы неметаллов способны вступать в реакцию гидратации. Эта реакция характерна и для некоторых окислов металлов.

Одно из важных свойств окислов металлов — это их способность образовывать соли при взаимодействии с кислотами, о чём было сказано подробно в § 62.

Окислы, которые реагируют с кислотами с образованием соли и воды, называются *основными окислами*.

К основным окислам относятся окись натрия  $\text{Na}_2\text{O}$ , окись калия  $\text{K}_2\text{O}$ , окись кальция  $\text{CaO}$ , окись бария  $\text{BaO}$ , окись магния  $\text{MgO}$ , окись меди  $\text{CuO}$ , закись железа  $\text{FeO}$ , окись железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и ряд других. Основные окислы образуют только металлы, с основаниями эти окислы не реагируют.

Основные окислы часто называют окисями. Например:

$\text{Na}_2\text{O}$  — окись натрия,  
 $\text{MgO}$  — окись магния,  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — окись железа.

Если один и тот же металл образует два основных окисла, то тот окисел, в котором металл проявляет низшую валентность, называют закисью, а окисел, в котором валентность металла более высокая, называют окисью.

Например:

$\text{Cu}_2\text{O}$  — закись меди,  
 $\text{CuO}$  — окись меди,  
 $\text{FeO}$  — закись железа,  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — окись железа.

При изучении свойств оснований вы узнали, что в результате взаимодействия этих веществ с некоторыми окислами образуются соли и вода (стр. 163—164).

Окислы, реагирующие с основаниями с образованием соли и воды, называются *кислотными*.

Кислотные окислы, или ангидриды кислот, образуют неметаллы, а также некоторые металлы в тех случаях, когда они проявляют высокую валентность (например;  $\overset{\text{VI}}{\text{Cr}}\text{O}_3$  — хромовый ангидрид,  $\overset{\text{VII}}{\text{Mn}}_2\text{O}_7$  — марганцовый ангидрид).

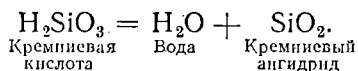
Название ангидридов производят обычно от названия тех кислот, которые им соответствуют.

Например:

$\text{CO}_2$ — угольный ангидрид,	$\text{H}_2\text{CO}_3$ — угольная кислота,
$\text{SO}_2$ — сернистый ангидрид,	$\text{H}_2\text{SO}_3$ — сернистая кислота,
$\text{SO}_3$ — серный ангидрид,	$\text{H}_2\text{SO}_4$ — серная кислота,
$\text{P}_2\text{O}_5$ — фосфорный ангидрид,	$\text{H}_3\text{PO}_4$ — фосфорная кислота,
$\text{N}_2\text{O}_5$ — азотный ангидрид,	$\text{HNO}_3$ — азотная кислота,
$\text{SiO}_2$ — кремниевый ангидрид,	$\text{H}_2\text{SiO}_3$ — кремниевая кислота.

Чтобы правильно написать формулу ангидрида данной кислоты, надо составить уравнение реакции её дегидратации.

Например:



Можно применить и другой способ: определить валентность элемента, входящего в состав кислоты (кроме водорода и кислорода). Для этого вычислить общее число единиц валентности всех атомов кислорода и из полученного числа вычесть общее число единиц валентности всех атомов водорода. Зная теперь валентность неметалла, легко написать формулу ангидрида.

Например, требуется установить формулу ангидрида фосфорной кислоты  $\overset{\text{I}}{\text{H}}_3\overset{\text{II}}{\text{P}}\text{O}_4$ . Общее число единиц валентности кислорода составляет  $2 \cdot 4 = 8$ . Общее число единиц валентности водорода составляет  $1 \cdot 3 = 3$ . Валентность фосфора будет  $8 - 3 = 5$ . Следовательно, формула фосфорного ангидрида  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

### Вопросы и упражнения

1. Какие окислы называются основными? Напишите формулы основных окислов.

2. Какие окислы называются кислотными? Напишите формулы кислотных окислов.

## § 70. Химические свойства основных окислов

### а) Взаимодействие основных окислов с кислотами

**Задание.** Какие вещества образуются при реакции: а) окиси магния с соляной кислотой; б) окиси железа с серной кислотой? Составьте уравнения этих реакций. К какому типу реакций они относятся?

Взаимодействие с кислотами является одним из важных свойств основных окислов. В реакцию с кислотами вступают как растворимые, так и нерастворимые в воде основные окислы. В результате реакции получаются соль и вода.

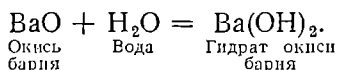
### б) Взаимодействие основных окислов с водой (реакция гидратации)

**Задание.** Напишите уравнение реакции гидратации окиси кальция и назовите вещество, которое получается при этом.

Как вам уже известно, в реакцию гидратации вступают только некоторые основные окислы. При этом образуются растворимые основания — щёлочи.

В VII классе вы изучили реакцию гидратации окиси кальция, которая в промышленности носит название гашения извести.

В реакцию гидратации вступает и окись бария:



Окись натрия  $\text{Na}_2\text{O}$ , окись калия  $\text{K}_2\text{O}$  при взаимодействии с водой также образуют растворимые основания — щёлочи.

Большинство основных окислов с водой не взаимодействуют. К числу их относятся  $\text{CuO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и многие другие.

### Вопросы и упражнения

1. Приведите примеры основных окислов, напишите их формулы и укажите валентность элементов, входящих в состав молекул.

2. Напишите уравнение реакции гидратации окиси кальция и назовите вещество, которое при этом получается.

3. Какой из оксидов содержит больший процент кислорода: а) закись меди или окись меди; б) закись железа или окись железа?

4. В каком из оксидов больший процент железа: в закиси железа или в окиси железа?

5. Составьте уравнения реакций, характеризующих свойства следующих оксидов:  $K_2O$ ,  $MgO$ ,  $FeO$ ,  $BaO$ ,  $Fe_2O_3$ .

6. Какая реакция типична для всех основных оксидов?

7. Напишите уравнения реакций гидратации оксидов:  $BaO$ ,  $K_2O$ ,  $Na_2O$ .

8. Составьте уравнения реакций дегидратации оснований:  $Zn(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $Cr(OH)_3$ .

9. Сколько килограммов воды потребуется для взаимодействия с 280 кг окиси кальция?

(О т в е т: 90 кг.)

10. Какое количество соли можно получить при действии азотной кислоты на 40 г окиси железа?

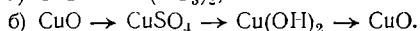
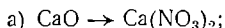
(О т в е т: 121 г.)

11. Сколько граммов окиси бария вступило в реакцию с азотной кислотой, если вес полученной соли 52,2 г?

(О т в е т: 30,6 г.)

12. Напишите уравнения реакций, в результате которых получаются следующие оксиды:  $BaO$ ,  $ZnO$ ,  $CuO$ .

13. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



## § 71. Химические свойства кислотных оксидов

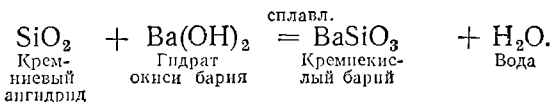
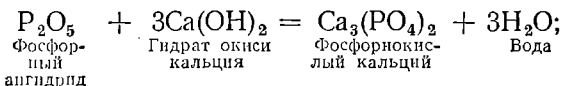
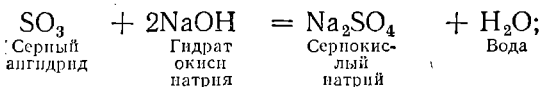
### а) Взаимодействие кислотных оксидов с основаниями

**Задание.** Напишите уравнения реакций взаимодействия: а) едкого натра с углекислым газом; б) гидрата окиси кальция с углекислым газом.

При изучении свойств оснований вы проделали опыты взаимодействия их с кислотными оксидами. Способность кислотных оксидов реагировать с основаниями — характерное свойство этих оксидов.

В результате реакции между кислотным оксидом и растворимым основанием образуются вода и соль той кислоты, ангидридом которой является взятый оксид.

Например:

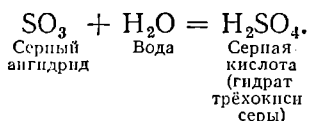
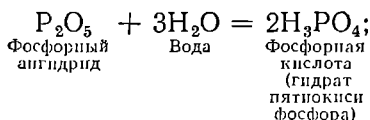
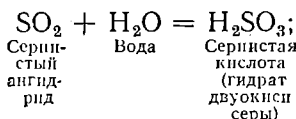
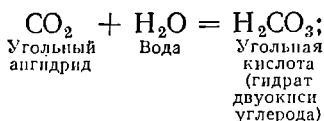


Многие из этих реакций имеют большое практическое значение. Так, реакции между сернистым ангидридом и щелочами используют для получения солей сернистой кислоты.

#### б) Взаимодействие кислотных оксидов с водой (реакция гидратации)

В VII классе вы изучили реакции гидратации углекислого газа, сернистого газа, трёхокси серы и пятиокси фосфора. В результате гидратации этих оксидов получаются кислоты.

Например:

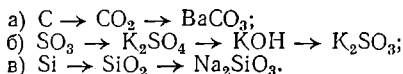


При всех этих реакциях получились гидраты кислотных окислов — кислоты.

В реакцию гидратации вступают многие кислотные окислы. К числу окислов, не вступающих в реакцию гидратации, относится двуокись кремния  $\text{SiO}_2$  (кремниевый ангидрид). Поэтому кремниевую кислоту нельзя получить реакцией соединения её ангидрида с водой.

### Вопросы и упражнения

1. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие переходы:



2. Напишите формулы ангидридов следующих кислот: а) азотной; б) серной; в) фосфорной; г) сернистой.

3. Какие вещества могут быть использованы для получения следующих солей исходя из фосфорного ангидрида: а) фосфорнокислого бария; б) фосфорнокислого алюминия; в) фосфорнокислой меди? Составьте уравнения этих реакций.

4. Сколько килограммов соли получится при реакции 120 кг едкого натра с угольным ангидридом? (О т в е т: 159 кг.)

5. Какое количество фосфорного ангидрида надо взять, чтобы при взаимодействии его с гидратом окиси бария получить 120,2 г соли? (О т в е т: 28,4 г.)

6. Напишите уравнения реакций, характеризующих химические свойства кислотных окислов.

7. Сколько тонн серной кислоты можно получить из 4 т серного ангидрида? (О т в е т: 4,9 т.)

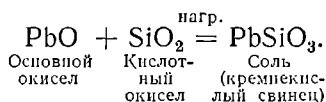
8. Сколько литров сернистого газа вступит во взаимодействие с 33,6 г едкого кали? (1 л сернистого газа при нормальных условиях весит 2,85 г.) (О т в е т: 6,7 л.)

9. Какие вещества образуются при гидратации кислотных окислов? Составьте уравнения реакций.

10. Вам выданы следующие вещества: BaO, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, SO<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>, CaO. Как определить, к какой группе окислов — к основным или кислотным — относится каждое из этих веществ?

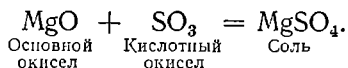
## § 72. Реакция соединения основных и кислотных окислов

Чтобы узнать, реагируют ли основные окислы с кислотными, приготовим смесь 1,5 г окиси свинца и 0,5 г кремнивого ангидрида. Хорошо перемешаем её в ступке и насыпем на жестяную пластинку или в железный тигель. При сильном нагревании смеси в пламени горелки получается соль в виде стеклообразной массы:



Эту реакцию используют для получения хрустального стекла.

Энергично взаимодействует окись магния MgO с твёрдым серным ангидридом SO<sub>3</sub>, при этом выделяется много теплоты. В результате реакции образуется MgSO<sub>4</sub> — сернокислый магний:



Взаимодействие кислотных окислов (ангидридов кислот) с основными окислами — характерное химическое свойство этих окислов. В результате таких реакций образуются соли.

### Вопросы и упражнения

1. Составьте уравнения реакций взаимодействия: а) серного ангидрида с окисью железа; б) фосфорного ангидрида с окисью магния.



2. Вычислите процентное содержание серы: а) в сернистом ангидриде; б) в серном ангидриде. (О т в е т: а) 50%, б) 40%.)

3. Какие характерные свойства проявляют: а) основные окислы, б) кислотные окислы?

4. Какие из нижеперечисленных веществ будут реагировать с серным ангидридом:  $P_2O_5$ ,  $CaO$ ,  $HNO_3$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $MgO$ ,  $H_2O$ ,  $SO_2$ ? Напишите уравнения соответствующих реакций.

5. Составьте сводную таблицу, иллюстрирующую состав и свойства изученных окислов по следующей форме:

Окислы (определение):

Формулы некоторых окислов:

Основные окислы (определение):

Формулы некоторых представителей:

Отношение:

а) к кислотам:

б) к кислотным окислам:

в) к воде:

Кислотные окислы (определение):

Формулы некоторых представителей:

Отношение:

а) к основаниям:

б) к основным окислам:

в) к воде:

Объяснения подтвердите уравнениями реакций.

### ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

#### **Работа № 7. Взаимодействие основного окисла с кислотой. Получение медного купороса при реакции окиси меди с раствором серной кислоты**

**Оборудование:** спиртовая лампочка, штатив с кольцом, фарфоровый треугольник для воронки, асбестированная сетка, ложечка, фарфоровая чашка, стакан, воронка, ножницы, фильтровальная бумага.

**Реактивы:** окись меди, раствор серной кислоты.

**Выполнение работы.** Приготовьте воронку с фильтром. Вложите фильтр в воронку и слегка смочите его чистой водой. В фарфоровую чашку налейте  $\frac{1}{2}$  пробирки раствора серной кислоты. Нагрейте её на асбестированной сетке и небольшими порциями к раствору кислоты прибавляйте окись меди. Новую порцию окиси меди добавляйте только после того, как полностью прореагирует предыдущая. Когда окись меди перестанет реагировать (значит, в растворе уже нет кислоты), отфильтруйте от избытка окиси меди горячий раствор в стакан. Раствор перелейте в фарфоровую чашку и осторожно выпаривайте

его до образования кристаллов. Чтобы уберечься от разбрызгивания, чашку накройте воронкой.

**У б о р к а.** Слейте раствор соли в склянку с этикеткой «CuSO<sub>4</sub> (раствор)», а кристаллы положите в банку с этикеткой «CuSO<sub>4</sub> · 5H<sub>2</sub>O». Вымойте посуду и приведите в порядок рабочее место. Составьте отчёт о проделанной работе.

## СОЛИ

### § 73. Состав и название солей

**Задание.** Повторите раздел «Соли» из курса VII класса и ответьте на следующие вопросы:

1. Какие вещества относятся к классу солей?
2. Напишите формулы натриевых и кальциевых солей следующих кислот: а) соляной кислоты; б) азотной кислоты; в) сернистой кислоты; г) угольной кислоты; д) кремниевой кислоты; е) серной кислоты; ж) фосфорной кислоты.
3. Что общего и в чём различие по составу молекул солей: а) одной и той же кислоты и различных металлов; б) различных кислот и одного и того же металла?

**Солями** называются сложные вещества, в состав молекул которых входят атомы металлов, связанные с кислотными остатками.

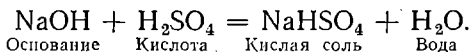
Соли можно рассматривать как продукты обмена или замещения атомов водорода кислоты на атомы металла.

Если в молекуле кислоты все атомы водорода замещены (или обменены) на атомы металла, такую соль называют *нормальной*.

К *нормальным* солям относятся, например, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> — углекислый натрий, Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> — фосфорнокислый натрий.

Если в молекуле кислоты замещена (или обменена) на металл только часть атомов водорода, то такую соль называют *кислой*,

Например:



Основание      Кислота      Кислая соль      Вода

Кислотным остатком в составе этой соли будет одновалентный остаток —HSO<sub>4</sub>.

Кислые соли образуют только многоосновные кислоты, которые могут давать несколько кислотных остатков. На-

пример, для серной кислоты  $H_2SO_4$  кислотные остатки будут  $-HSO_4$  (соответствует кислой соли) и  $=SO_4$  (соответствует нормальной соли). Одноосновные кислоты кислотных солей не дают.

Мы будем пока изучать только нормальные соли и их свойства.

Так как молекулы солей состоят из атомов металла и кислотных остатков, то названия солей обычно происходят от названия кислоты, которой соответствует кислотный остаток, с добавлением названия металла.

Например:

$Ca(NO_3)_2$  — азотнокислый кальций,

$Na_2SO_3$  — сернистокислый натрий,

$K_2CO_3$  — углекислый калий,

$Al_2(SO_4)_3$  — сернокислый алюминий,

$Zn_3(PO_4)_2$  — фосфорнокислый цинк.

Если один и тот же металл образует с данным кислотным остатком две соли, то их названия различают следующим образом:

$FeSO_4$  — сернокислое железо (закисное),

$Fe_2(SO_4)_3$  — сернокислое железо (окисное).

Это соответствует названию окислов железа — закиси  $FeO$ , где железо имеет валентность два, и окиси  $Fe_2O_3$ , где валентность железа равна трём.

Название солей бескислородных кислот составляют так: к названию неметалла (кислотного остатка) прибавляют суффикс «ист» и затем указывают название металла. Например:

$BaCl_2$  — хлористый барий,

$AlBr_3$  — бромистый алюминий,

$ZnS$  — сернистый цинк.

Если металл образует две соли, соответствующие одной и той же бескислородной кислоте, то для названия соли, в которой металл проявляет меньшую валентность, применяют суффикс «ист». Например:  $FeCl_2$  — хлористое железо. Для названия соли, в которой металл проявляет большую валентность, применяют суффикс «н». Например:  $FeCl_3$  — хлорное железо.

Очень часто пользуются названиями солей, которые происходят от латинского названия неметалла, входящего

в состав соли. Эти названия даны в таблице на странице 188. Помимо этого, отдельные соли именуют часто ранее принятыми названиями. Например: NaCl — поваренная соль; Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> — сода; K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> — поташ; AgNO<sub>3</sub> — ляпис и т. д.

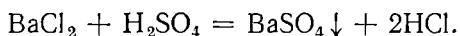
## § 74. Химические свойства солей

Некоторые реакции, характерные для солей, вы изучили, знакомясь со свойствами кислот и оснований. В этом параграфе мы повторим уже известные взаимодействия солей с кислотами и основаниями и познакомимся с другими реакциями, в которые вступают соли.

### а) Взаимодействие солей с кислотами

**Задание.** Пользуясь таблицей растворимости, определите, раствор какой соли бария следует взять, чтобы при действии на него серной кислоты получить сернокислый барий. Напишите уравнение реакции.

Ранее были разобраны примеры таких реакций, при которых новая соль, образующаяся при взаимодействии растворов кислоты и соли, выпадает в виде осадка (стр. 154). Например:

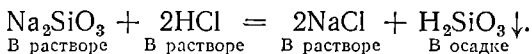


Познакомимся с другими примерами реакций солей с кислотами.

**Опыт 1.** В пробирку с раствором кремнекислого натрия прилейте раствор соляной кислоты. Что при этом наблюдаете? Составьте уравнение реакции.

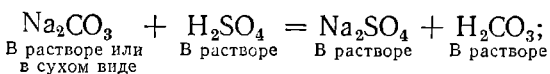
**Опыт 2.** Налейте в пробирку раствор углекислого натрия и прилейте к нему раствор серной кислоты. Что при этом наблюдаете? Составьте уравнение реакции.

Взаимодействие кремнекислого натрия с соляной кислотой приводит к образованию нерастворимой в воде кремниевой кислоты и новой соли — хлористого натрия, которая находится в растворе:



В растворе      В растворе      В растворе      В осадке

При реакции солей угольной кислоты с растворами кислот образуется угольная кислота, которая сразу разлагается на ангидрид и воду. Эта же реакция происходит и при действии кислоты на сухой углекислый натрий:



На основании этих опытов можно сделать вывод, что реакции обмена между солями и кислотами протекают в том случае, если в результате их образуется нерастворимая соль, нерастворимая кислота или газообразное вещество.

### б) Взаимодействие солей с основаниями

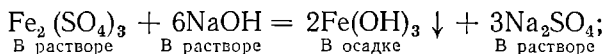
**Задание.** Пользуясь таблицей растворимости, предложите два примера взаимодействий солей с основаниями:

а) в результате которого получают нерастворимое основание и растворимую соль;

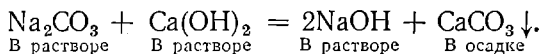
б) в результате которого получают растворимое основание и нерастворимую соль. Напишите уравнения соответствующих реакций.

При изучении свойств оснований вы познакомились с их взаимодействием с солями. Эти реакции происходят в следующих двух случаях:

растворимая в воде соль, реагируя с раствором щёлочи, образует нерастворимое основание и растворимую соль:



растворимая в воде соль, реагируя с раствором щёлочи, образует растворимое основание и нерастворимую соль:



### в) Взаимодействие солей друг с другом

Какие условия необходимы, чтобы соли вступили в реакцию друг с другом? По каким признакам мы судим о том, что произошла реакция между двумя солями?

**Опыт 1.** Слейте растворы хлористого бария и серноокислого натрия. Что при этом происходит? Какое вещество выпадает в осадок? К какому типу реакций относится это взаимодействие?

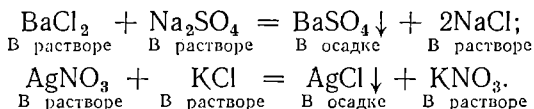
**Опыт 2.** К раствору азотнокислого серебра прилейте раствор хлористого калия. Что наблюдаете в этом случае? Составьте уравнение реакции.

**Опыт 3.** Слейте растворы азотнокислого натрия и хлористого кальция. Есть ли при этом признаки химической реакции?

**Опыт 4.** В пробирку с небольшим количеством раствора сернистого калия прилейте раствор хлористого натрия. Наблюдаете ли при этом химическую реакцию?

Результаты опытов показывают, что если между двумя солями происходит химическая реакция обмена, то при этом получаются две новые соли, из которых одна выпадает в осадок.

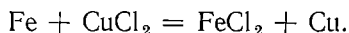
Например:



Если при сливании растворов двух солей не получается нерастворимое вещество, то реакция обмена между такими солями не происходит. Так, при сливании растворов хлористого натрия и азотнокислого кальция признаков реакции нет.

#### г) Взаимодействие солей с металлами. Ряд активности металлов

Изучая реакции замещения, вы узнали, что при действии железа на раствор хлорной меди выделяется медь:



Изучим теперь более подробно взаимодействие других металлов с растворами солей.

**Опыт.** Приготовьте пять пробирок и занумеруйте их. Налейте в пробирки на  $\frac{1}{3}$  их объема растворы следующих солей:

№ пробирок	Раствор соли
1	азотнокислый свинец
2	азотнокислая медь
3	азотнокислая медь
4	азотнокислый свинец
5	азотнокислый цинк

В пробирки 1 и 2 положите по два куса цинка, в пробирку 3 — свинца, в пробирки 4 и 5 — меди.

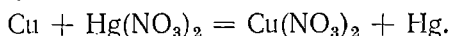
В каких пробирках наблюдаете образование новых веществ? Составьте уравнения реакций.

Опыты показывают, что цинк вытесняет свинец и медь из растворов их солей. Значит, цинк активнее свинца и меди.

Свинец вытесняет медь из растворов её солей. Следовательно, свинец активнее меди. Но медь не вытесняет из растворов солей ни свинец, ни цинк, так как она менее активна, чем эти металлы.

Может ли медь вытеснить какой-нибудь металл из раствора его соли?

Возьмём раствор азотнокислой ртути и опустим в него медную пластинку. Через некоторое время на медной пластинке появляется блестящий слой ртути. Значит, медь вытесняет ртуть из раствора её соли:



Если надолго оставить пластинку в растворе, то она приобретает голубую окраску. Значит, в растворе образовалось заметное количество соли меди. Медная пластинка при этом постепенно уменьшается в весе.

Подобные опыты со многими металлами и солями показали, что металлы обладают различной активностью. Железо, например, активнее меди. Оно вытесняет медь из растворов её солей. Медь активнее ртути, так как на поверхности меди из раствора соли ртути выделяется ртуть. Но медь менее активна, чем железо, и вытеснить железо из раствора его солей она не может.

Все металлы по их активности располагают в ряд, который называют **рядом активности**. В этот ряд включён и водород, который вытесняется из растворов кислот многими металлами.

#### Ряд активности металлов:

K, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, (H), Cu, Hg, Ag, Au.

Зная положение металла в ряду активности, можно, не прибегая к опыту, предвидеть, будет ли протекать реакция между металлом и раствором соли другого металла (или раствором кислоты). Для этого надо только усвоить, что все металлы, стоящие в ряду активности до водорода, вытесняют его из растворов кислот (кроме азотной кислоты). Каждый левее находящийся металл способен вытеснить из растворов солей металлы, стоящие правее него.

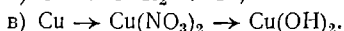
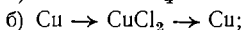
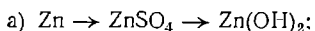
Так, цинк вытесняет водород из растворов кислот (кроме азотной кислоты). Он вытесняет также свинец, медь и ртуть из растворов их солей. Медь вытесняет серебро и ртуть из растворов их солей, но не вытесняет водород из кислот.

Рядом активности можно пользоваться только для реакций замещения, которые протекают между металлами и растворами солей или кислот. Но его нельзя использовать при объяснении реакций обмена, так как свободные металлы в этих реакциях не участвуют.

Реакции вытеснения металлов из растворов их солей имеют большое значение в технике. Например, чтобы предохранить железную проволоку от ржавления, её покрывают медью. Для этого проволоку погружают в раствор медного купороса, в результате чего на ней осаждается тонкий слой меди.

### **Вопросы и упражнения**

1. Составьте уравнения реакций, при которых можно осуществить следующие превращения:



2. Какое количество железа необходимо для вытеснения 960 кг меди из раствора сернокислой меди? (О т в е т: 840 кг.)

3. Сколько граммов едкого натра потребуется для получения из азотнокислого железа 32,1 г гидрата окиси железа? (О т в е т: 36 г.)

4. Раствор медного купороса, приготовленный для опрыскивания растений, налили в оцинкованные вёдра. Почему вёдра через некоторое время дали течь?

5. В растворе находится смесь сернокислого цинка и сернокислой меди. Как выделить медь из раствора? Что останется в растворе после выделения меди?

6. Сколько граммов соли выпадет в осадок при сливании раствора, содержащего 62,4 г хлористого бария, с раствором сернокислого калия? (О т в е т: 69,9 г.)

7. Сколько литров углекислого газа можно получить, действуя на 80 г мрамора ( $CaCO_3$ ) соляной кислотой? (1 л углекислого газа при нормальных условиях весит 1,96 г.) (О т в е т: 17,9 л.)

8. Составьте уравнения реакций, протекающих при взаимодействии: а) углекислого бария с азотной кислотой; б) сернокислой меди с хлористым барием; в) кремнекислого калия с соляной кислотой.

9. Составьте уравнения реакций, при которых можно получить: а) нерастворимое основание и растворимую в воде соль и б) растворимое основание и нерастворимую в воде соль.

10. Можно ли перекачивать по железным трубам: а) раствор цинкового купороса; б) раствор медного купороса?



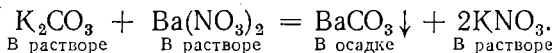
## § 75. Условия, при которых протекают реакции обмена

Многие реакции, характерные для окислов, оснований, кислот и солей, относятся к реакциям обмена. Условия, при которых осуществляются эти реакции, были уже рассмотрены на конкретных примерах, когда говорилось о свойствах оснований, кислот и солей.

Опыты позволяют сделать вывод, что реакции обмена между солями, солями и кислотами, солями и основаниями в водных растворах протекают в том случае, если образуется нерастворимое или газообразное вещество.

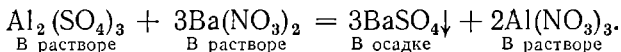
Чтобы решить вопрос, будет ли протекать реакция обмена, пользуются таблицей растворимости, в которой приведены опытные данные о растворимости оснований и солей (см. таблицу растворимости, стр. 290).

Например, вам нужно узнать, не прибегая к опыту, произойдёт ли реакция между углекислым калием  $K_2CO_3$  и азотнокислым барием  $Ba(NO_3)_2$ . По таблице растворимости находите, что исходные соли растворимы в воде. При реакции обмена может получиться нерастворимый углекислый барий  $BaCO_3$  и растворимая в воде соль — азотнокислый калий  $KNO_3$ . Следовательно, это взаимодействие практически осуществимо:



Можно решить и другие вопросы, например, как получить азотнокислый алюминий реакцией обмена?

По таблице растворимости находим, что азотнокислый алюминий хорошо растворим в воде. Вторым продуктом, получающимся в результате реакции, должно быть нерастворимое в воде вещество. Допустим, это будет сульфат бария  $BaSO_4$ . Следовательно, для осуществления реакции необходимо взять раствор сернокислого алюминия и азотнокислого бария:

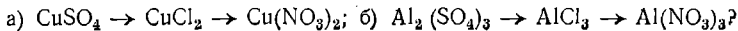


### Вопросы и упражнения

1. Напишите уравнение реакции обмена, при которой можно получить азотнокислый цинк из других солей цинка.

2. Как перейти от хлорной меди к азотнокислой меди при помощи реакции обмена?

3. Как осуществить следующие превращения:



4. Предложите две реакции замещения, с помощью которых можно получить сернистый цинк.

5. Раствором какого вещества следует подействовать на хлористый магний, чтобы получить азотнокислый магний?

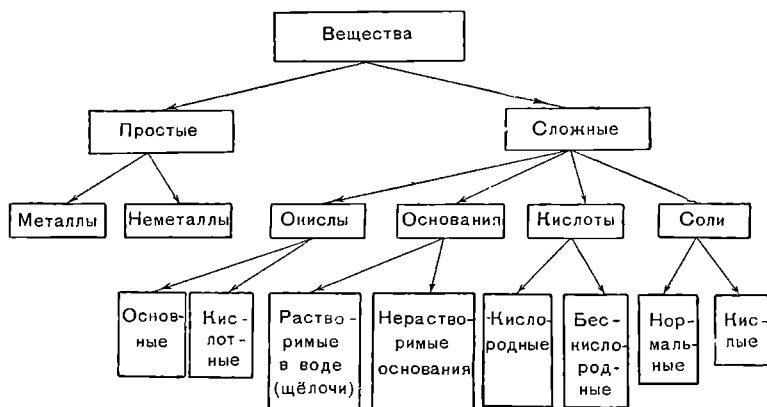
6. Какие вещества потребуются для получения едкого кали путём реакции обмена?

### § 76. Взаимная связь между классами неорганических соединений

Вы изучили характерные свойства, получение и применение представителей важнейших классов неорганических веществ.

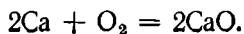
Ранее вы узнали, что все вещества по своему составу подразделяются на простые и сложные. Среди простых веществ различают металлы и неметаллы. Эти две группы веществ могут образовать многочисленные сложные вещества. К числу сложных веществ относятся окислы, основания, кислоты и соли.

#### СХЕМА КЛАССИФИКАЦИИ ВЕЩЕСТВ

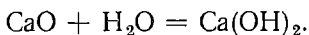


Зная свойства изученных веществ, вы можете теперь при помощи химических реакций переходить от простых веществ к сложным и от одних сложных веществ к другим. Подтвердим это на следующих примерах.

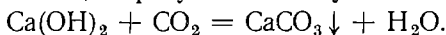
Возьмём в качестве простого вещества металл кальций. При накаливании его на воздухе или в кислороде образуется окись кальция:



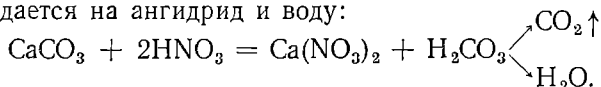
При реакции гидратации этого окисла получается основание — гидрат окиси кальция:



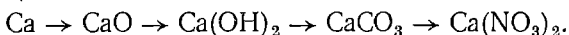
Это основание при взаимодействии с ангидридом, например угольным, образует соль — углекислый кальций:



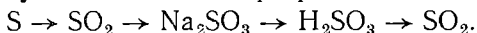
Из этой соли действием кислоты, например азотной, можно получить новую соль и угольную кислоту, которая распадается на ангидрид и воду:



С помощью этих реакций мы осуществили цепь таких превращений:

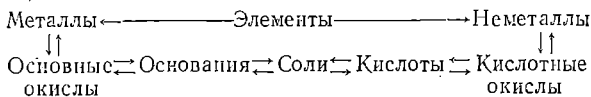


Если взять неметалл, например серу, то можно последовательно осуществить такие превращения:

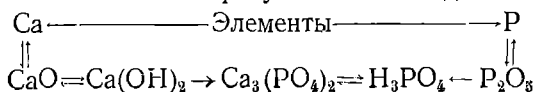


На примере других известных металлов и неметаллов можно показать подобные переходы от простых веществ к окислам, основаниям, кислотам и солям, от солей к кислотам и основаниям, от кислот и оснований к окислам и т. д. Металлы и неметаллы при окислении в кислороде или на воздухе образуют окислы. От окислов в свою очередь можно перейти к другим классам веществ. Основные окислы могут быть превращены (прямо или косвенно) в основания, кислотные окислы (прямо или косвенно) — в кислоты. Кислоты при реакциях с основаниями образуют соли. Из солей можно получать кислоты и основания. Кислоты и основания при дегидратации могут образовать окислы.

Связь между простыми веществами, окислами, основаниями, кислотами и солями можно показать на схеме:



Возьмём для примера кальций и фосфор и покажем связь этих элементов и образуемых ими соединений:



Между элементами и их соединениями существует взаимная связь. Эта связь лежит в основе многообразных химических превращений, происходящих в природе и используемых в практической деятельности людей.

### ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

#### **Работа № 8. Экспериментальные задачи по теме «Важнейшие классы неорганических соединений»<sup>1</sup>**

**Оборудование:** спиртовая лампочка, штатив с пробирками, металлический штатив с кольцом, асбестированная сетка, фарфоровая чашечка, стаканы, колбы, воронка, ножницы, прибор для получения газов, фильтровальная бумага.

**Реактивы:** растворы кислот, щелочей, солей, сухие соли, растворы лакмуса и фенолфталеина.

**Задача № 1.** Вам выданы две пробирки с веществами. В одной из них — окись кальция, в другой — фосфорный ангидрид. Определите содержимое каждой пробирки.

**Задача № 2.** Даны три пробирки с растворами. В одной из них — раствор кислоты, в другой — раствор щёлочи, в третьей — раствор соли. Определите, какое вещество находится в каждой пробирке.

**Задача № 3.** Получите гидрат окиси меди исходя из окиси меди. Выделите полученное вещество из смеси.

**Задача № 4.** Вам выданы растворы сульфата меди и едкого натра. Получите окись меди и докажите, что это основной окисел.

**Задача № 5.** Даны следующие вещества:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HNO}_3$ . Пользуясь ими, получите тремя способами карбонат кальция.

**Задача № 6.** Даны следующие вещества:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Zn}$ . Получите раствор нитрата цинка и отделите его от других веществ.

**Задача № 7.** Получите раствор гидрата окиси калия реакцией обмена и отфильтруйте его.

**Задача № 8.** Даны следующие вещества:  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{HCl}$ . Получите карбонат бария и выделите его из смеси.

**Задача № 9.** Получите раствор хлористого цинка, имея в распоряжении следующие вещества:  $\text{Zn}$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ .

<sup>1</sup> Каждый ученик решает 4—5 задач по указанию учителя.

**Задача № 10.** Получите угольный ангидрид исходя из карбоната калия и докажите, что он представляет собой кислотный окисел.

**Задача № 11.** Докажите опытным путём основной характер окиси свинца.

**Задача № 12.** Получите и выделите из смеси гидрат окиси цинка, имея в распоряжении следующие вещества: Zn, NaOH, CuCl<sub>2</sub>.

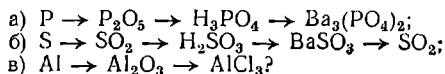
Т а б л и ц а 3

Названия солей важнейших кислот

Формула и название кислоты	Формула и валентность кислотного остатка	Название соли	Пример
Соляная HCl	I —Cl	Хлориды	MgCl <sub>2</sub> хлорид магния (хлористый магний)
Сероводородная H <sub>2</sub> S	II =S	Сульфиды	CaS сульфид кальция (сернистый кальций)
Азотная HNO <sub>3</sub>	I —NO <sub>3</sub>	Нитраты	Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> нитрат бария (азотнокислый барий)
Угольная H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	II =CO <sub>3</sub>	Карбонаты	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> карбонат натрия (углекислый натрий)
Сернистая H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	II =SO <sub>3</sub>	Сульфиты	K <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> сульфит калия (сернистокислый калий)
Кремниевая H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	II =SiO <sub>3</sub>	Силикаты	ZnSiO <sub>3</sub> силикат цинка (кремнекислый цинк)
Серная H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	II =SO <sub>4</sub>	Сульфаты	CuSO <sub>4</sub> сульфат меди (сернокислая медь)
Фосфорная H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	III ≡PO <sub>4</sub>	Фосфаты	AlPO <sub>4</sub> фосфат алюминия (фосфорнокислый алюминий)

### Вопросы и упражнения

1. Путём каких реакций можно осуществить следующие превращения:



Составьте уравнения реакций.

2. Как получить двуокись кремния, если в распоряжении имеется раствор кремнекислого калия? Составьте уравнения соответствующих реакций и укажите, к какому типу они относятся.

3. Составьте уравнения реакций получения гидрата окиси натрия: а) реакцией соединения и б) реакцией обмена.

4. Сколько граммов азотной кислоты потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 14,8 г гидрата окиси кальция?

(О т в е т: 25,2 г.)

5. Имеется раствор, содержащий 28 г едкого кали. Какой кислоты по весу потребуется меньше для полной нейтрализации этого раствора: азотной или серной?

6. Сколько литров углекислого газа потребуется для образования соли при реакции с раствором, содержащим 16 г едкого натра, если известно, что 1 л углекислого газа при нормальных условиях весит 1,96 г?

(О т в е т: 4,5 л.)

7. Предложите способы получения сернокислого магния, используя для этого: а) реакции соединения; б) реакции обмена; в) реакции замещения. Составьте уравнения соответствующих реакций.

8. Сколько граммов железа потребуется для вытеснения из раствора медного купороса 12,8 г меди?

(О т в е т: 11,2 г.)

9. Сколько граммов окиси железа было израсходовано на взаимодействие с раствором соляной кислоты, если получилось 3,25 г хлорного железа?

(О т в е т: 1,6 г.)

10. При взаимодействии растворов углекислого калия и гидрата окиси бария было получено 3,94 г осадка. Вычислите, какое количество каждого из исходных веществ было израсходовано.

11. Составьте уравнения реакций всех возможных способов получения хлористого алюминия.

12. стакан с раствором серной кислоты весил 375 г. Чему будет равен вес стакана с раствором после окончания химической реакции, если известно, что в раствор было опущено 28,2 г алюминия?

(О т в е т: 400 г.)

13. Можно ли в вёдрах, сделанных из оцинкованного железа, хранить раствор медного купороса?

14. Путём каких химических реакций можно получить гидрат окиси цинка, если в распоряжении имеется окись цинка? Составьте уравнения этих реакций.

15. Составьте уравнения реакций, в результате которых можно получить углекислый барий.

16. Сколько килограммов окиси кальция требуется для получения 1 т гашёной извести?

(О т в е т: 756,7 кг.)

17. Можно ли в алюминиевых сосудах хранить растворы: а) солей кальция; б) солей меди; в) солей ртути?

18. Сколько тонн натриевой селитры (азотнокислого натрия) можно получить действием на соду 18,9 т азотной кислоты?

(О т в е т: 25,5 т.)

19. Как получить окись железа исходя из азотнокислого железа (окисного)? Составьте уравнения этих реакций.

20. Как получить хлористый магний исходя из азотнокислого магния? Какие ещё вещества необходимо взять?

## Г Л А В А VIII

### ХИМИЗАЦИЯ СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА

#### § 77. Основные направления химизации сельского хозяйства

В нашей стране быстрорастущая промышленность освоила разнообразную новую технику, обеспечила новыми машинами все отрасли народного хозяйства. Большие средства были вложены в сельское хозяйство. На смену устаревшим машинам на полях совхозов и колхозов появились сотни тысяч мощных тракторов и самоходных комбайнов с разнообразными новыми орудиями обработки почвы и уборки урожая. Это дало возможность не только механизировать многие виды сельскохозяйственных работ и поднять производительность труда, но и значительно улучшить обработку земли и расширить посевные площади. В Сибири, Казахстане и других местах было распахано и использовано для посевов около 40 млн. га целинных и залежных земель. Это позволило почти удвоить производство зерна и довести его в 1962 г. до 9,4 млрд. пудов<sup>1</sup> (почти 152 млн. т).

Производство зерна — это не только источник обеспечения населения хлебом, но основа всего сельского хозяйства, в том числе важнейшей его отрасли — животноводства.

Необъятные просторы нашей Родины позволяют и в будущем расширять посевные площади, распахивать и засеивать новые земли. Однако, чтобы сделать их пригодными для выращивания зерна, нужно затратить много сил и средств на расчистку, осушку и другие работы. В то же время огромные возможности существующих посевных пло-

---

<sup>1</sup> Весовая мера — пуд составляет около 16 кг.

шадей ещё далеко не использованы. Вот почему главным направлением в дальнейшем развитии сельского хозяйства в нашей стране является интенсификация. Вести хозяйство интенсивно — это значит повышать производительность труда, снижать себестоимость продукции, на каждом гектаре земли выращивать больше зерна, получать больше мяса, молока и других продуктов при меньшей затрате сил и средств.

Решающее значение в осуществлении интенсификации сельского хозяйства имеет широкое использование химии. Программой Коммунистической партии Советского Союза в числе важнейших мероприятий по дальнейшему развитию сельскохозяйственного производства намечено «осуществить рациональную и всестороннюю химизацию сельского хозяйства — полностью удовлетворить его потребности в минеральных удобрениях, в химических и биологических средствах борьбы с сорняками, болезнями и вредителями растений и животных; обеспечить во всех колхозах и совхозах наилучшее использование местных удобрений».

Химизация сельского хозяйства в нашей стране осуществляется в следующих основных направлениях:

1. Применение минеральных удобрений, дающих растениям необходимые минеральные питательные вещества.

2. Применение химических средств борьбы с вредителями и болезнями растений (ядохимикатов).

3. Применение химических средств борьбы с сорняками (химическая прополка).

4. Применение химических средств для укрепления роста и развития растений.

5. Применение химических средств в животноводстве (улучшение качества кормов, минеральные и витаминные добавки к кормам, химическая защита животных от паразитов, использование химических препаратов при лечении заболеваний и др.).

6. Использование химических средств при переработке и хранении сельскохозяйственных продуктов (применение консервирующих средств, препаратов, предохраняющих зерно и картофель от прорастания, дезинфекция складских помещений и т. п.).

Практика использования различных химических средств в опытных хозяйствах, в передовых колхозах и совхозах показала, что химизация — это действительно революция



в сельском хозяйстве. 1 ц минеральных удобрений, внесённых на 1 га, даёт прибавку урожая зерна от 2,8 до 5 ц с 1 га. Каждые 3—4 т азотных удобрений (например, солей азотной кислоты) дают дополнительный урожай пшеницы от 15 до 25 т, а картофеля — до 100—120 т. Каждый рубль, затраченный на производство и применение ядохимикатов, сохраняет урожай на 16 рублей. 1 га обрабатываемой земли даёт сейчас продукцию, достаточную, чтобы прокормить примерно двух человек. Если внести на этот гектар 3—4 ц азотных удобрений, то можно получить продукцию на 7—9 человек. Сейчас на полях колхозов и совхозов нашей страны вносится в среднем около 60 кг минеральных удобрений на 1 га. В 1970 г. эта цифра значительно возрастет.

При достаточном количестве и правильном использовании удобрений и других средств химизации плодородие земли может быть безграничным. Однако это совершенно не значит, что высокие урожаи обеспечиваются только с помощью химии. Химизация неразрывно сочетается с передовой агротехникой, высококачественной обработкой почвы, проведением системы мероприятий по мелиорации и ирригации, отбором лучших сортов растений и т. д. Одним из важнейших условий успешного использования химии в сельском хозяйстве является механизация. Наша промышленность производит разнообразные машины, позволяющие механизировать внесение удобрений, применение средств борьбы с вредителями и сорняками. Активную роль здесь играет сельскохозяйственная авиация. С другой стороны, сама химия приходит на помощь технике: химические заводы изготовляют пластмассовые трубы, которые используются для подвода воды в оросительных системах, для парников и теплиц вместо стекла применяют прозрачные пластмассовые (полиэтиленовые) плёнки, под которыми растения в теплицах лучше развиваются. Такими же плёнками можно выстлать оросительные каналы, чтобы устранить утечку воды.

С развитием химизации особенно повышается роль науки в сельскохозяйственном производстве. В нашей стране десятки научно-исследовательских институтов, сотни учёных активно разрабатывают новые, всё более совершенные способы интенсификации. Им активно помогают в этом передовики сельского хозяйства, весь советский народ.

## § 78. Важнейшие минеральные удобрения

Чтобы получить урожай, в земле должны содержаться в достаточных количествах необходимые растениям питательные вещества, которые они всасывают из почвы в виде растворов. Для нормального роста и развития растениям необходимо по крайней мере 22 химических элемента. Среди них особенно важное значение имеют требующиеся в значительных количествах калий, азот, фосфор, углерод, кислород и водород. В меньших количествах, но жизненно необходимы элементы кальций, магний, железо и др. Некоторые элементы (медь, марганец, кобальт, цинк и др.) нужны в микроскопических дозах, однако недостаток их в почве действует на растения губительно.

Ни один из этих элементов не используется для питания растениями в виде простого вещества. Все они должны находиться в виде различных химических соединений. Веществ, содержащих углерод, водород и кислород, в почве и в воздухе очень много. Веществ же, в состав которых входят другие элементы (особенно азот, фосфор и калий), в почве обычно не хватает.

Какой бы богатой ни была почва, запасы питательных веществ на возделываемых полях уменьшаются, так как извлечённые растениями минеральные соли увозятся вместе с урожаем. В зависимости от урожая, возделываемой культуры и почвы вынос основных питательных элементов может быть различным. Например, при урожае 25 ц зерна и 60 ц соломы озимой пшеницы с 1 га из почвы выносятся 104 кг азота, 34 кг  $P_2O_5$  и 67 кг  $K_2O$ . То количество навоза, золы и торфа, которое вносится, только частично возвращает питательные элементы в почву. Для получения высоких урожаев этих удобрений недостаточно. Нужные культурным растениям питательные вещества необходимо вносить в почву в виде минеральных удобрений. Производство минеральных удобрений — одна из основных отраслей химической промышленности.

По питательным элементам: калию, азоту, фосфору — **важнейшие удобрения разделяются на калийные, азотные и фосфорные.** Чаще всего это соли азотной, фосфорной и некоторых других кислот. Каждое из этих удобрений содержит один из указанных питательных элементов. Есть удобрения **сложные**, они содержат два и даже все три основных элемента. Часто различные удобрения смещи-



Рис. 101. Вот что даёт при благоприятных условиях внесение фосфора, азота и калия в виде соответствующего количества удобрений.

вают друг с другом. Такие смешанные удобрения оказывают на растения более эффективное действие, чем каждое удобрение, внесённое в отдельности. Кроме удобрений, содержащих основные питательные элементы, в агротехнике широко применяют такие вещества, как гашёную известь, известняк, гипс. Они улучшают структуру и химические свойства почвы, повышают эффективность действия удобрений. Их часто называют **косвенными удобрениями**.

#### **Вопросы и упражнения**

1. Что такое интенсификация сельского хозяйства?
2. Почему интенсификация сельского хозяйства связана с его химизацией?

3. В каких направлениях осуществляется химизация сельского хозяйства в нашей стране? Какое из этих направлений главное?

4. С какими другими видами интенсификации связана химизация сельского хозяйства?

5. Почему растения нуждаются в минеральных удобрениях? Приведите примеры.

6. Назовите важнейшие элементы, необходимые для питания растений. В каком виде они должны находиться в почве?

7. Какие виды минеральных удобрений вам известны?

8. Какие удобрения называются косвенными? Какое значение они имеют?

## § 79. Калийные удобрения

Калий играет очень важную роль в жизни растений. Попадая в клетки растительных организмов, он способствует удерживанию воды в протоплазме. Это позволяет растениям сохранять нормальную жизнедеятельность при временном недостатке влаги в почве. Наличие калия способствует образованию крахмала, сахара, белков, жиров и других веществ. Отсутствие же его в почве приводит к заболеванию, которое выражается в появлении красноватых точек на листьях. При недостатке калия прекращается также и ветвление растений. Каждый килограмм внесённого в почву калия обеспечивает получение дополнительного урожая на 1 га: зернобобовых — около 7 кг, сахарной свёклы — 50 кг, картофеля — 40 кг, хлопка — 2 кг, а льна-волокна — 9 кг.

Самым крупным в мире месторождением калийных солей являются открытые в Советском Союзе в 1925 г. залежи на Северном Урале, вблизи Соликамска. Наряду с хлористым калием  $KCl$  они содержат также и другие соли, главным образом хлористый натрий  $NaCl$  и хлористый магний  $MgCl_2$ . Калийные месторождения имеются также на Западной Украине. В последние годы они были открыты и в Белоруссии, где уже ведётся их промышленная разработка. Для получения хлористого калия природные минералы подвергают соответствующей переработке, в результате которой отделяют другие соли.

Одним из распространённых калийных удобрений является хлористый калий  $KCl$ . Он представляет собой порошок белого цвета, хорошо растворимый в воде. Хотя гигроскопичность хлористого калия и незначительна, однако при хранении он слёживается. Упаковывают хлористый калий обычно в пятислойные мешки из плотной бумаги, которые необходимо хранить в сухом месте.

**Распознавание хлористого калия** состоит в доказательстве наличия калия и кислотного остатка соляной кислоты —Cl.

Для определения калия свежезачищенный графитовый стержень от карандаша опускают в концентрированную соляную кислоту, а затем в сухой хлористый калий. Стержень вместе с прилипшими кристаллами вносят в верхнюю часть пламени газовой горелки. **Пламя окрашивается в фиолетовый цвет, характерный для соединений калия.** Чтобы фиолетовая окраска пламени была лучше заметна, его рассматривают через синее стекло.

Для определения кислотного остатка соляной кислоты (—Cl) 0,5 г хлористого калия растворяют в пробирке в 3 мл дистиллированной воды. К прозрачному раствору приливают несколько капель раствора азотнокислого серебра. При этом выпадает белый творожистый осадок хлористого серебра.

На многие технические, плодовые и овощные культуры хлориды оказывают вредное влияние, так как качество получаемых продуктов резко понижается. Поэтому целесообразно в этих случаях пользоваться другими солями калия, в частности **сульфатом калия**  $K_2SO_4$  (сернокислым калием), представляющим собой мелкокристаллический порошок сероватого цвета. В воде сульфат калия растворяется хуже, чем хлорид калия. Несмотря на свою негигроскопичность, сульфат калия при хранении, особенно в сырых помещениях, слеживается. Транспортируют сульфат калия навалом в железнодорожных вагонах.

**Распознавание сульфата калия** сводится к доказательству наличия калия и кислотного остатка серной кислоты  $=SO_4$ .

**Опыт.** Докажите, что в состав сульфата калия входит элемент калий, тем же способом, каким это было сделано для хлорида калия.

Для определения кислотного остатка  $=SO_4$  возьмите в пробирку около 1 г сульфата калия, растворите его в 3—4 мл воды и прилейте 5—6 капель раствора хлористого бария  $BaCl_2$ . Что получилось в пробирке?

Прилейте к выпавшему осадку 1—2 мл разбавленной соляной кислоты. Растворяется ли при этом осадок? Вспомните, где вы уже встречались с подобной реакцией.

Значительное количество соединений калия (от 15 до 28%), главным образом в виде углекислого калия  $K_2CO_3$ , называемого поташом, содержит древесная зола. Поэтому зола является одним из ценных калийных удобрений.

Содержание питательных элементов в удобрениях и в почве часто выражают путём пересчёта на окислы этих элементов. Так, количество калия в удобрениях выражают обычно в пересчёте на  $K_2O$ . Для примера вычислим, какому количеству окиси калия соответствует весовое количество хлористого калия, равное его молекулярному весу. Рассуждаем так: молекулярный вес  $KCl$  равен 74,5 к. е., молекулярный вес  $K_2O$  равен 94 к. е. Так как молекула хлористого калия содержит один атом калия, а молекула окиси калия — два атома калия, то очевидно, что каждые две молекулы хлористого калия содержат столько же по весу элемента калия, сколько находится в одной молекуле окиси калия.

$2KCl$  соответствуют  $K_2O$   
 $2 \cdot 74,5$  весовых частей соответствуют 94 весовым частям  
 $74,5$  » » » 47 » »

Следовательно, 74,5 весовых частей хлористого калия соответствуют 47 весовым частям окиси калия. Выражая это в процентах, получим:

$$\frac{47}{74,5} = 0,63, \text{ или } 63\%.$$

Если удобрение содержит 80% хлористого калия, то для пересчёта на окись калия рассуждаем так:

в 100 г удобрения находится 80 г  $KCl$   
 $2KCl$  соответствуют  $K_2O$   
 $2 \cdot 74,5$  г  $KCl$  » 94 г  $K_2O$   
 80 г  $KCl$  »  $x$  г

$$x = \frac{80 \cdot 94}{149} = 50,4 \text{ (г)}.$$

Следовательно, содержание калия в пересчёте на окись калия в данном удобрении соответствует 50,4%.

### Вопросы и упражнения

1. Вычислите содержание калия в пересчёте на окись калия (в процентах): а) в чистом сульфате калия; б) в чистом карбонате калия (поташе). (О т в е т ы : а) 54%; б) 68,1%.)

2. Для подкормки картофеля применяют 0,4-процентный раствор хлористого калия. Сколько потребуется хлористого калия для приготовления 10 кг такого раствора? (О т в е т : 40 г.)

3. Вам выданы в пробирках следующие минеральные удобрения: а) хлористый калий; б) сульфат калия. Как обнаружить, в какой пробирке находится хлористый калий, в какой сульфат калия?

4. Какое количество хлористого калия соответствует 0,5 т сульфата калия?

(О т в е т : 0,43 т.)

5. С каждой тонной зерна пшеницы из почвы уносится 5 кг связанного калия. Сколько нужно внести в почву хлористого калия, чтобы пополнить эту убыль?

(О т в е т: 9,5 кг.)

6. Зола стеблей подсолнечника содержит 28% поташа  $K_2CO_3$ . Сколько по весу золы нужно внести в почву, чтобы заменить по содержанию калия 1 т хлористого калия?

(О т в е т: 3,3 т.)

## § 80. Азотные удобрения

Азот необходим для образования белка, без которого невозможно существование ни животного, ни растительного мира. Растения усваивают азот из почвы, где он находится в виде растворимых солей. Так как с полей вместе с урожаем культурных растений уносится огромное количество азота, возникает необходимость пополнения запасов этого элемента в почве.

Азотные удобрения необходимы для всех важнейших культурных растений, кроме бобовых, которые при посредстве клубеньковых бактерий способны усваивать атмосферный азот.

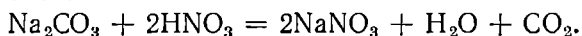
Внесение азотных удобрений в почву при соблюдении всех передовых приёмов агротехники обеспечивает значительный прирост урожая. Так, при затрате удобрений, соответствующих 1 т связанного азота, удаётся получить урожай пшеницы на 15—20 т больше, чем при отсутствии удобрений, картофеля — на 75—120 т, сахарной свёклы — на 100—140 т.

Недостаток азота в почве вызывает задержку роста, постепенное отмирание листьев. В то же время большой избыток азота замедляет созревание, например, зерновых культур, снижает сахаристость свёклы, ведёт к полеганию хлебов.

В качестве минеральных азотных удобрений применяют соли азотной и некоторых других кислот, аммиак и мочевины.

**Азотнокислый натрий (натриевая селитра)  $NaNO_3$**  в чистом виде представляет собой белое кристаллическое вещество, легко растворимое в воде.

Натриевая селитра, применяемая как удобрение, обычно содержит различные примеси, которые придают ей серый, а иногда буровато-жёлтый цвет. Эту соль можно получить в результате реакции между углекислым натрием и азотной кислотой:



При хранении натриевая селитра обычно слёживается. Для её упаковки применяют бумажные мешки или деревянную тару.

Содержание питательного элемента в азотных удобрениях вычисляют в пересчёте на элемент азот. Молекулярный вес азотнокислого натрия равен 85 к. е., а атомный вес азота 14 к. е. Следовательно, азота в химически чистом нитрате натрия будет:

$$\frac{14}{85} = 0,164, \text{ или } 16,4\%.$$

Техническая натриевая селитра, применяемая как удобрение, содержит обычно 16,1% азота.

**Распознавание натриевой селитры.** Для распознавания этого удобрения его исследуют на содержание натрия и кислотного остатка —NO<sub>3</sub>.

Чтобы определить натрий в натриевой селитре, возьмём свежечищенный графитовый стержень от карандаша, опустим его в концентрированную соляную кислоту, а затем в сухую натриевую селитру. Стержень вместе с прилипшими к нему кристаллами селитры внесём в верхнюю часть пламени спиртовки или газовой горелки. **Пламя окрашивается в жёлтый цвет. Это характерно для всех соединений натрия.** Таким способом можно обнаружить содержание натрия в любом веществе. Для определения кислотного остатка —NO<sub>3</sub> на раскалённый кусок древесного угля насыплем немного мелко растёртой селитры. При этом заметны лёгкие вспышки. **Свойством давать вспышки на раскалённом угле обладают все соли азотной кислоты.**

**Кальциевая селитра** Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> выпускается в виде мелких зёрен (гранул) или чешуек белого цвета. Содержит от 15 до 16% азота. Хорошо растворяется в воде. Очень гигроскопична и поэтому сильно слёживается при хранении. Хранят кальциевую селитру во влагонепроницаемой таре, в сухих помещениях.

**Аммиачная селитра** NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> — одно из главных азотных удобрений в СССР. Это твёрдое кристаллическое вещество белого или желтоватого цвета, хорошо растворимое в воде. Аммиачная селитра очень богата азотом, содержание которого в ней составляет 34—35%. Упаковывают аммиачную селитру в пятислойные бумажные мешки, пропитанные битумом.

Промышленность выпускает аммиачную селитру как в виде порошка, так и в гранулированном виде. Гранули-



рованная аммиачная селитра представляет собой шарики (гранулы) размером 1,5—2,5 мм в диаметре. В таком виде она значительно меньше увлажняется и почти не слеживается.

Преимущество гранулированных удобрений в том, что они обеспечивают растениям более благоприятные условия питания. Попадая в почву, гранулы образуют очаги питания, из которых удобрение расходуется постепенно и полнее усваивается растениями.

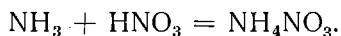
**Аммиачная селитра**  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  — соль азотной кислоты. В состав её молекулы вместо атома металла входит группа, состоящая из одного атома азота и четырёх атомов водорода ( $\text{NH}_4-$ ). Эта группа называется **аммонием** или **аммонийной группой**. В свободном состоянии аммонийная группа не существует. Она может входить только в состав соединений, где играет роль одновалентного металла. (Валентность её равна единице.)

При нагревании солей аммония с растворами щелочей выделяется газ аммиак  $\text{NH}_3$ :



Раствор аммиака в воде известен под названием нашатырного спирта. Этот раствор обладает щелочными свойствами, поэтому индикаторы соответственно изменяют свою окраску в этих растворах.

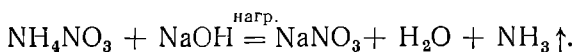
При взаимодействии аммиака с кислотами образуются соли аммония, иначе называемые аммонийными солями. Так, при реакции между аммиаком и азотной кислотой образуется нитрат аммония (аммиачная селитра):



Эта реакция положена в основу промышленного способа получения аммиачной селитры.

**Распознавание аммиачной селитры.** Аммиачная селитра — аммонийная соль азотной кислоты. Для её определения нужно доказать наличие в ней аммонийной группы ( $\text{NH}_4-$ ) и кислотного остатка ( $-\text{NO}_3$ ).

При нагревании аммонийных солей со щелочами образуется газ аммиак  $\text{NH}_3$ :



Аммиак обнаруживают по характерному запаху (запах нашатырного спирта) или посинению красной лакмусовой бумажки, если держать её у отверстия пробирки.

**Опыт.** Поместите в пробирку 1—2 г аммиачной селитры, прилейте 2—3 мл 20-процентного раствора едкого натра и слегка нагрейте. Осторожно понюхайте выделяющийся газ. Подержите у отверстия пробирки красную лакмусовую бумажку, предварительно смоченную водой. Отметьте изменение цвета. Объясните, почему синее бумажка.

Докажите наличие кислотного остатка  $-\text{NO}_3$  в аммиачной селитре уже известным вам способом.

**Сульфат аммония**  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  — аммиачная соль серной кислоты. Мелкокристаллический порошок белого или серого цвета. Содержит 20—21 % азота. Хорошо растворим в воде. Сульфат аммония не слеживается при хранении.

Распознавание сульфата аммония сводится к исследованию этого удобрения на содержание группы  $\text{NH}_4$ — и кислотного остатка  $=\text{SO}_4$ .

**Опыт.** Докажите, что в состав сульфата аммония входит аммонийная группа, тем же способом, каким она была определена в аммиачной селитре.

Для определения кислотного остатка  $=\text{SO}_4$  проделайте тот же опыт, который описан на странице 196.

В настоящее время широкое распространение получило ещё одно азотное удобрение — **мочевина**. Это вещество, как и многие удобрения, получают искусственным путём. Состав мочевины выражается формулой  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ . Мочевина представляет собой кристаллическое вещество белого цвета, хорошо растворимое в воде. Содержание азота в мочеvine составляет 46 %.

Производство мочевины в Советском Союзе к 1970 г. значительно увеличится. При этом она будет выпускаться в гранулированном виде.

Кроме перечисленных азотных удобрений, в настоящее время начинают иметь большое значение **жидкие аммиачные удобрения**. К ним относятся сжиженный аммиак (аммиак, превращённый в жидкое состояние при повышенном давлении), аммиачная вода (раствор аммиака в воде) и так называемые аммиакаты — растворы минеральных удобрений, дополнительно насыщенные аммиаком.

Растворы удобрений удобно перекачивать по трубопроводам, изготовленным из резины, полиэтилена и других пластмасс. Для внесения в почву сжиженного аммиака применяют стальные автоцистерны, из которых аммиак,

после того как давление снизится, попадает по шлангам к нижней части специального устройства. Такая машина за 8 часов обрабатывает около 10 га посевов. Переход на жидкие азотные удобрения потребует внедрения новых способов снабжения, хранения и применения. Но это окупится снижением трудовых затрат на погрузку, разгрузку и внесение удобрений, которые сократятся примерно в пять раз.

Жидкие азотные удобрения называют высококонцентрированными, так как содержание питательного элемента в них очень высокое. Так, сжиженный аммиак содержит 82,3% азота.

### **Вопросы и упражнения**

1. Какие соли азотной кислоты используют в качестве минеральных удобрений? Напишите формулы этих солей и назовите их.

2. Вычислите процентное содержание азота в чистой аммиачной селитре. (О т в е т: 35%.)

3. Для подкормки озимой ржи на площади в 20 га необходимо обеспечить на каждый гектар 25 кг азота. Какое количество сульфата аммония потребуется для этой цели? (О т в е т: 2357 кг.)

4. Какое количество аммиачной селитры необходимо внести на площадь в 25 га под пшеницу, если на каждый гектар требуется 45 кг азота? Каким количеством сульфата аммония можно заменить вычисленное количество аммиачной селитры? (О т в е т ы: 1) необходимо 3214 кг аммиачной селитры; 2) это количество заменяет 5303 кг сульфата аммония.)

5. Какое сходство и различие в составе аммиачной селитры и сульфата аммония? С помощью каких химических реакций можно отличить эти удобрения друг от друга?

6. Напишите уравнения реакций взаимодействия аммиачной селитры и сульфата аммония со щёлочью.

7. Средний урожай пшеницы уносит за один сезон до 75 кг азота с 1 га. Сколько аммиачной селитры может возместить такую потерю на площади в 1000 га, если учесть, что около 20% азота, необходимого для питания растения, поступает в почву в результате естественных процессов (гниения остатков растений, деятельности микробов и пр.)? (О т в е т: 171,4 т.)

## **§ 81. Фосфорные удобрения**

Фосфор относится к одному из главных элементов, необходимых для растений. Он обеспечивает хороший рост зерновых, образование сахара в свёкле и крахмала в картофеле и кукурузе, улучшает качество волокна льна, ускоряет созревание. Недостаток фосфора в почве приводит к тому, что растения плохо усваивают азот и другие эле-

менты. Внесение фосфорных удобрений повышает урожай на 20—25%. 1 *t* суперфосфата, например, обеспечивает получение прироста урожая зерна до 2,8 *t*, а сахарной свёклы — до 10—15 *t*. Каждая тонна фосфоритной муки даёт прибавку не менее 1 *t* зерна.

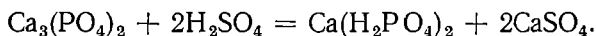
Сырьём для производства фосфорных удобрений служат природные минералы — фосфорит и апатит. Они представляют собой соли фосфорной кислоты. Состав фосфорита отвечает формуле  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Состав апатита более сложен. По запасам фосфоритов и апатитов наша страна занимает первое место в мире. Особенно богато Хибинское месторождение, в районе города Кировска, на Кольском полуострове. Разработка его была начата в 1930 г. В настоящее время будет введено крупное месторождение сырья, разведанного в 1937 г. в горном хребте Кара-Тау (Казахстан). По своим запасам он ненамного уступает Хибинскому месторождению.

Главными видами фосфорных удобрений являются фосфоритная мука и суперфосфат.

**Фосфоритную муку** получают при измельчении фосфорита. Она представляет собой тонкий порошок тёмно-серого цвета. Фосфоритная мука не растворяется в воде, и содержащийся в ней фосфор трудно усваивается растениями. Поэтому её вносят обычно в почвы с повышенной кислотностью (кислые почвы). Кислоты почвы превращают фосфоритную муку в растворимую соль фосфорной кислоты.

Действие фосфоритной муки улучшается, если вносить её вместе с другими удобрениями — сульфатом аммония, навозом, торфом (в виде так называемых компостов).

**Суперфосфат.** Фосфорит и апатит перерабатывают в ценное фосфорное удобрение — суперфосфат. Для этого измельчённые и по возможности освобождённые от примесей минералы обрабатывают разбавленной серной кислотой. При действии серной кислоты на фосфорит или апатит протекает реакция, которую можно выразить уравнением:



Смесь полученных солей  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  и  $\text{CaSO}_4$  называют суперфосфатом (простой суперфосфат). Обычно он содержит ещё немного воды.

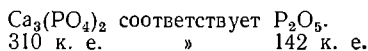
Суперфосфат представляет собой белый или сероватый порошок. Основная часть его — кислая кальциевая соль фосфорной кислоты  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ . Здесь только один атом

водорода в молекуле фосфорной кислоты замещён металлом. Такая кислая соль немного растворима в воде и в виде раствора легко всасывается растениями. Сернокислый кальций  $\text{CaSO}_4$ , входящий в состав суперфосфата, очень мало растворим в воде.

В настоящее время наша промышленность выпускает суперфосфат главным образом в гранулированном виде, который значительно больше способствует повышению урожайности. Так, 1 т гранулированного суперфосфата даёт прибавку урожая зерновых около 5 т, в то время как такое же количество негранулированных удобрений даёт вдвое меньшую прибавку.

Содержание питательного элемента в фосфорных удобрениях выражают в пересчёте на  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Для примера вычислим процентное содержание фосфора в пересчёте на фосфорный ангидрид в фосфорите —  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

Молекулярный вес фосфата кальция равен 310 к. е. Так как молекула  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  содержит два атома фосфора, столько же, сколько и молекула  $\text{P}_2\text{O}_5$  (молекулярный вес 142 к. е.), то можно записать:



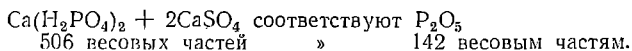
Выражая в процентах, получим:

$$\frac{142}{310} = 0,458, \text{ или } 45,8\%.$$

Суперфосфат состоит из смеси  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  и  $2\text{CaSO}_4$ .

Молекулярный вес  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  равен 234 к. е., молекулярный вес  $\text{CaSO}_4$  равен 136 к. е. Следовательно, общий вес молекул, входящих в состав этой смеси, равен  $234 + 2 \times 136 = 506$  (к. е.).

Молекула  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  содержит два атома фосфора, столько же, сколько и молекула фосфорного ангидрида  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Поэтому можно написать:



Выражая в процентах, получим:

$$\frac{142}{506} = 0,281, \text{ или } 28,1\%.$$

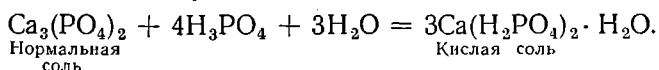
Содержание фосфора в пересчёте на  $\text{P}_2\text{O}_5$  в фосфоритной муке, используемой в качестве удобрений, составляет обычно от 19 до 25%. А содержание фосфора в пересчёте на  $\text{P}_2\text{O}_5$  в гранулированном суперфосфате, выпускаемом промышленностью, должно составлять не менее 19,5%.

Гранулированный суперфосфат упаковывают в бумажные мешки, пропитанные битумом, или же перевозят навалом в железнодорожных вагонах.

**Распознавание суперфосфата.** Чтобы определить суперфосфат, надо доказать присутствие кислотного остатка фосфорной кислоты. Для этого немного суперфосфата взбалтывают с водой, дают отстояться и фильтруют. К прозрачному фильтрату, в котором находится частично растворившаяся соль, приливают 1—2 мл раствора нитрата серебра. Появляется осадок жёлтого цвета.

Сернокислый кальций, входящий в состав суперфосфата, является балластом, снижающим ценность этого удобрения. Поэтому в настоящее время промышленность переходит на производство двойного суперфосфата, в котором содержание фосфора в пересчёте на  $P_2O_5$  в два с лишним раза больше, чем в простом суперфосфате.

**Двойной суперфосфат**  $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$  получают обработкой измельчённого фосфорита раствором фосфорной кислоты. При этом нормальная соль (фосфат кальция) переходит в кислую соль:



Готовый продукт выпускают в виде гранул белого или серого цвета. Содержание фосфора в пересчёте на  $P_2O_5$  составляет в нём 51—52%. Удельный вес двойного суперфосфата в производстве фосфорных удобрений будет в дальнейшем возрастать.

В качестве фосфорных удобрений используют и некоторые другие вещества. Так, соединения фосфора, в том числе и кальциевую соль фосфорной кислоты —  $Ca_3(PO_4)_2$ , содержат пережжённые кости. Из костей животных готовят очень хорошее фосфорное удобрение — костяную муку.

### **Вопросы и упражнения**

1. На площадь в 100 га внесено 400 ц суперфосфата. Сколько по весу фосфора в пересчёте на  $P_2O_5$  (приблизительно) внесено на 1 га? (О т в е т: 112 кг.)
2. Сколько суперфосфата можно получить из 10 т природного фосфорита, который содержит 20% посторонних примесей? (О т в е т: 13 т.)
3. Как отличить фосфоритную муку от суперфосфата?
4. Вычислить процентное содержание фосфора в пересчёте на  $P_2O_5$  в двойном суперфосфате. (О т в е т: 56,7%.)

## § 82. Микроудобрения

Кроме азота, фосфора и калия, вносимых сотнями килограммов на гектар, растения часто нуждаются в очень небольших количествах бора, магния, марганца, цинка, кобальта, молибдена и других элементов. Соединения, содержащие эти элементы, называют **микроудобрениями**.

Борные удобрения повышают, например, количество сахара и витаминов в плодах и овощах. При недостатке бора в почве у растений отмирают точки роста, не образуются цветы, развивается гниль клубней и корнеплодов. Бор в организме растений играет также и роль защитника от нападения бактерий. В первую очередь борные удобрения необходимы для таких растений, как лён, конопля, хлопок и свёкла.

При недостатке в почве меди растения заболевают так называемой «белой чумой»: у них белеют и засыхают кончики листьев. Особенно мало меди в торфяных и болотистых почвах. Химики нашли «лекарство» от такой болезни растений. Теперь медный купорос, а также отходы сернокислотного производства, содержащие медь, добавляют в небольших количествах в почву, избавляя растения от заболеваний.

Марганцовые удобрения повышают содержание сахара в сахарной свёкле, крахмала в кукурузе и картофеле, улучшают качество зерна у пшеницы.

Цинк в виде солей способствует накоплению сахара в листьях и стеблях. Соединения его участвуют также и в усвоении растениями азота, способствуют обмену углеводов и белков.

Недостаток микроэлементов в почве вредно отражается на животных, которые питаются растениями, выросшими на этой почве. Например, трава, выросшая на почвах, лишённых меди, оказалась непригодной для пищи скоту. Питаясь ею, животные заболели «лизухой»: у них пропал аппетит, появлялись симптомы малокровия. Химики успешно решили задачу борьбы с этой болезнью путём добавки в почву веществ, содержащих медь.

Главнейшие микроудобрения:

1. Борная кислота  $\text{H}_3\text{BO}_3$  — кристаллы белого цвета.
2. Бура  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — белое кристаллическое вещество.
3. Медный купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  — синие кристаллы.

4. Сернистый марганец  $MnSO_4 \cdot 4H_2O$  — кристаллы розоватого цвета.

Все эти удобрения хорошо растворимы в воде.

Их вносят в почву в виде растворов, содержащих 0,2—0,6 г удобрения на 1 л воды, или примешивают в очень небольших количествах к суперфосфату, селитре и другим удобрениям. Водные растворы микроудобрений применяют также для опрыскивания растений и вымачивания семян перед посевом.

### *Задание для самостоятельной работы*

Соберите имеющиеся в колхозе (совхозе) и на пришкольном участке образцы минеральных удобрений и приготовьте коллекцию, поместив их в банки с этикетками. Выясните, какие минеральные удобрения преимущественно применяют в колхозах (совхозах), расположенных в районе школы.

## § 83. Сложные и смешанные удобрения

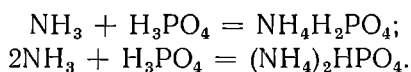
Потребность растений в необходимых питательных элементах определяется химическим анализом почвы и сока растений. Чернозёмным почвам меньше нужен азот, но больше фосфор и калий. Почвы, на которых выращивается хлопок (например, серозёмные в Средней Азии), нуждаются в больших количествах азотных и фосфорных удобрений и т. д. В виде удобрений в почву нужно вносить все элементы, в которых она нуждается, так как недостаток какого-либо одного из них снижает эффективность действия других, даже если они имеются в достаточном количестве. Так, если почва бедна фосфором, то растения плохо усваивают азот и другие элементы.

Удобрения, о которых было сказано выше, имеют в своём составе какой-либо один из питательных элементов. Такие удобрения называются **односторонними**. Чаще всего в почву приходится вносить не менее двух основных питательных элементов. В этих случаях пользуются сложными и смешанными удобрениями. Они содержат два, а иногда три и даже более питательных элементов, в том числе и микроэлементы. По содержанию основных элементов такие удобрения обозначают НК, NP, PK, NPK. Удобрения типа NPK называют полными. Производство, перевозка и внесение сложных и смешанных удобрений обходятся

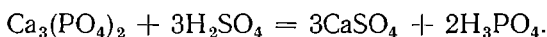


дешевле, и действуют они эффективнее, чем каждое удобрение в отдельности.

Наиболее важными из сложных удобрений являются удобрения типа NP. К ним относятся аммонийные соли фосфорной кислоты. Если в молекуле фосфорной кислоты замещён аммонийной группой один атом водорода, то получается кислая соль состава  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ . Это аммофос (однозамещённый фосфорнокислый аммоний). Если же замещены два атома водорода, то получается диаммофос  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ , двузамещённый фосфорнокислый аммоний. Оба эти удобрения получают взаимодействием аммиака с фосфорной кислотой:



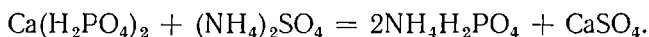
Фосфорную кислоту для этого получают действием серной кислоты на фосфорит:



Аммофос и диаммофос — белые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Они не слёживаются при хранении, поэтому легко рассеиваются.

К сложным удобрениям типа NK относится калийная селитра  $\text{KNO}_3$ . Она содержит два питательных элемента — азот и калий.

Дешёвые сложные удобрения типа NP получают при смешивании простого суперфосфата с сернокислым аммонием. При этом происходит реакция:



Полученная смесь однозамещённого фосфорнокислого аммония и сернокислого кальция называется аммиачным суперфосфатом.

Одним из ценных сложных удобрений является нитрофоска. Это полное удобрение, содержащее азот, фосфор и калий (NPK). Нитрофоску получают сплавлением аммофоса, сернокислого калия и аммиачной селитры. За последние годы советскими химиками разработан способ приготовления ещё более ценного сложного удобрения типа NPK. Оно получило название КАФ (калий — аммоний — фосфат). КАФ представляет собой химическое соединение двух солей фосфорной кислоты. Состав его можно приблизительно

выразить формулой  $m\text{KН}_2\text{РO}_4 \cdot n\text{NH}_4\text{Н}_2\text{РO}_4$ . Это удобрение содержит более 70% питательных элементов. Применение КАФ на опытных полях показало, что оно действует во много раз лучше, чем смеси обычных удобрений.

**Смешанные удобрения** представляют собой механические смеси односторонних удобрений в различных соотношениях в зависимости от потребности почвы в питательных элементах. Так, для нечернозёмных участков под овощные культуры можно приготовить смесь, состоящую из 8 весовых частей аммиачной селитры, 10 весовых частей суперфосфата и 12 весовых частей хлористого калия. Норма внесения смеси 150—250 кг на 1 га.

К смешанным удобрениям относятся различные компосты, приготовляемые смешиванием минеральных удобрений и так называемых местных удобрений: торфа, навоза, птичьего помёта, золы и т. д.

Навоз относится к полным удобрениям. Однако содержание питательных элементов в нем невелико (азота — около 0,5%, фосфора — около 0,25%, калия — около 0,6%). При хранении навоз теряет большое количество питательных элементов, особенно азота. Для лучшего использования его смешивают с фосфоритной мукой, с суперфосфатом и другими удобрениями. Широко применяются также смеси минеральных удобрений с торфом.

Смеси минеральных удобрений в виде водных растворов используют для выращивания растений без почвы.



Рис. 102. Выращивание растений на питательных растворах.

*Слева* — при недостатке питательных элементов, *справа* — при достаточном количестве основных питательных элементов.

Растения могут полноценно развиваться, извлекая необходимые вещества из специально приготовленного раствора или из песка, который таким раствором поливается. Этот способ выращивания получил название **гидропоники**. В теплицах, оранжереях и на открытом воздухе таким способом выращивают помидоры, огурцы, редис, лук и другие овощи. На питательных растворах растения быстрее развиваются и созревают. Так, например, помидоры в этих условиях могут дать до 6 урожаев в год.

Приготовить питательный раствор можно следующим образом: в 1 л воды растворить 0,5 г калийной селитры, 0,1 г аммиачной селитры, 0,55 г суперфосфата, 0,3 г сернокислого магния, 0,25 г азотнокислого кальция. К полученному раствору прибавить в небольших количествах вещества, содержащие некоторые микроэлементы. Для этого в 1 л воды растворить 6 г хлорного железа, 0,7 г борной кислоты, 0,45 г сернокислого марганца, 0,06 г сернокислого цинка, 0,02 г медного купороса. На каждый литр раствора, содержащего основные элементы, нужно прибавить 1 мл раствора, содержащего микроэлементы.

**Задание.** На пришкольном участке поставьте опыты по выращиванию растений на питательных растворах с разным содержанием питательных элементов. Для этого приготовьте растворы, содержащие в указанных выше количествах только N, только NP, только NK и т. д., и растворы с полным содержанием всех элементов. Сделайте выводы из опытов. Такие опыты можно поставить в помещении школьного кабинета в любое время года.

### **Вопросы и упражнения**

1. Какие удобрения называются односторонними?
2. Какие удобрения называются сложными? Какие удобрения называются смешанными? В чём их преимущества перед односторонними удобрениями?
3. Назовите известные вам сложные удобрения.
4. Что такое компосты?
5. Напишите уравнения реакций получения аммофоса и диаммофоса.
6. Найдите процентное содержание фосфора (в пересчёте на  $P_2O_5$ ) в аммофосе.
7. Вычислите процентное содержание азота и фосфора (в пересчёте на  $P_2O_5$ ) в диаммофосе.
8. Пользуясь формулой КАФ, найдите приблизительное процентное содержание в нём питательных элементов азота, фосфора (в пересчёте на  $P_2O_5$ ), калия (в пересчёте на  $K_2O$ ).
9. Зная способы определения калия и кислотного остатка азотной кислоты в соединениях, составьте план распознавания калийной селитры.
10. Зная способы определения аммонийной группы в соединениях, составьте план распознавания аммофоса.

11. Зерно пшеницы содержит около 2% связанного азота, в соломе содержание связанного азота составляет около 0,5%. Какое количество аммофоса нужно внести на 1 га посева для пополнения азота в почве, если урожай зерна составил 18 ц с 1 га, а выход соломы — 60 ц с 1 га? Сколько фосфора будет внесено на 1 га с этим количеством аммофоса?

#### § 84. Ростовые вещества (стимуляторы роста)

Химия открыла возможности не только обеспечения питания растений, но и активного воздействия на весь процесс их развития. Для этого применяются так называемые стимуляторы роста, или ростовые вещества. Они не оказывают влияния на растения каким-либо элементом питания, а ускоряют весь процесс развития или отдельные стадии: цветение, прорастание семян, развитие корневой системы, созревание плодов.

Одним из широко применяемых стимуляторов является гетероауксин. Это вещество выпускается в продажу в виде небольших таблеток светло-коричневого цвета. Водным раствором гетероауксина (20 мг на 1 л воды) обрабатывают черенки плодово-ягодных деревьев и кустарников, корни рассады помидоров, капусты и других перед посадкой в грунт.

Урожайность клубней сахарной свёклы после однократной поливки раствором гетероауксина повышается на 20%. Расход гетероауксина составляет при этом всего 2 г на 1 га. Очень важно применение гетероауксина при пересадке деревьев и кустов. Раствором его смачивают землю в лунках. После такой обработки даже тридцатилетние деревья приживаются на новом месте.

К другим широко известным стимуляторам роста относится **янтарная кислота**. Это белое кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. В её растворах вымачивают семена перед посевом. Обработанные янтарной кислотой семена кукурузы дают урожай на 30% больше, и созревают они значительно раньше обычных сроков.

Для ускорения созревания плодов широкое применение получил газ **этилен**. Состав этилена выражается формулой  $C_2H_4$ . Большие количества его образуются при переработке нефти. Если на каждый 1 м<sup>3</sup> воздуха ввести 0,5 л этилена, то в такой атмосфере помидоры созревают за 5 суток вместо 12, апельсины и лимоны созревают на 20 суток раньше обычных сроков.

## § 85. Средства защиты растений от вредителей и болезней. Средства борьбы с сорняками

Чтобы получить высокий урожай, надо не только хорошо обработать землю и обеспечить её необходимым количеством питательных веществ, надо ещё уберечь растения от вредителей и болезней, а также от сорняков, которые мешают развитию растений и отнимают от них питательные вещества. Из-за вредителей и болезней растений сельское хозяйство ежегодно теряет продукции на 5—6 млрд. рублей. От сорняков с каждого гектара теряется каждый год около 2 ц урожая. Применение удобрений без одновременной борьбы с сорняками нерационально, так как на удобренной почве лучше растут не только культурные, но и сорные растения.

Применение химических средств борьбы с вредителями и сорняками избавляет наше сельское хозяйство от этих потерь. Оно позволяет заменить ручной труд по прополке посевов механизированной химической прополкой. Огромное значение имеют ядохимикаты против вредителей леса.

Отдельные химические средства борьбы с вредителями и сорняками известны давно. За последние годы советскими учёными найдено несколько десятков новых ядохимикатов, обладающих эффективным действием. Почти все они имеют сложный состав и трудные названия, поэтому мы остановимся только на некоторых из них.

**Ядохимикаты**, применяемые для борьбы с вредителями, называются инсектицидами (от слов «инсекто» — насекомое, «цидо» — убиваю). Одни из них убивают вредных насекомых (жучков, клещей, тлей) и их личинок при непосредственном соприкосновении, другие всасываются растениями, отчего сок растения становится ядовитым для насекомых. Инсектициды применяются в виде растворов и взвесей в воде или в виде мелких порошков, с помощью которых опрыскивают или опыляют растения или почву.

Одним из широко применяемых инсектицидов является **парижская зелень**. В состав её входят мышьяк, медь, связанные в сложные соединения. Парижская зелень уничтожает вредителей деревьев и овощных культур. Её применяют в виде водной взвеси для опрыскивания растений (2 г на 1 л воды). Норма расхода от 0,5 до 1 г на 1 га.

Для борьбы с вредителями хлебов применяется **кремнефтористый натрий**. Это белое кристаллическое вещество.

Состав его выражается формулой  $\text{Na}_2\text{SiF}_6$ . Порошком или раствором кремнефтористого натрия опыляют или опрыскивают посевы весной. Норма расхода около 8 кг на 1 га.

Против вредителей сахарной свёклы, клевера и овощных культур часто применяют растворы **хлористого бария**. Это белое кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. 2—3-процентным раствором его опрыскивают растения весной, а против некоторых вредителей — летом.

Одним из сильнейших инсектицидов является гексахлоран  $\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$ . В состав его молекулы входит хлор. Гексахлоран применяется в виде мелкого порошка в смесях с другими веществами для опыления зерновых культур. Он уничтожает почти всех вредителей. С помощью гексахлорана в нашей стране полностью ликвидирована саранча.

**Химические средства борьбы с болезнями растений** называются фунгицидами (от слов «фунгус» — гриб, «цидо» — убиваю). К ним относится, например, **формалин**. В виде слабого водного раствора формалин можно применять для протравливания семян пшеницы от головни.

Для окуливания хранилищ (складов, подвалов) и теплиц против плесени и микробов применяют **сернистый газ**. В помещении, подлежащем окуливанью, заклеивают все щели, плотно закрывают все окна и двери, сжигают серу и выдерживают в течение нескольких часов, а затем проветривают. На каждый 1 м<sup>3</sup> помещения нужно сжечь 0,8 г серы.

В качестве фунгицида применяют также медный купорос и известь. Из них готовят **бордосскую жидкость**. Для приготовления её сливают в равных объёмах 0,5—1-процентный раствор медного купороса и 0,5—1-процентный раствор известкового молока. Получается водная взвесь твёрдых веществ зеленовато-голубоватого цвета. Ею опрыскивают зелёные растения, например яблони и виноград от парши, картофель от фитофторы и т. п.

**Ядохимикаты для борьбы с мелкими грызунами** (мышами, сусликами и др.) называются зооцидами. Наиболее часто используют для этих целей **фосфористый цинк** — соединение цинка с фосфором  $\text{Zn}_3\text{P}_2$ . Это сероватого цвета порошок. Фосфористый цинк применяют в виде отравленных приманок.

*Следует помнить, что почти все ядохимикаты ядовиты для человека и животных, поэтому при работе и обращении с ними нужно строго соблюдать меры предосторожности.*

**Химические препараты для уничтожения сорняков** называются гербицидами (от слов «герба» — трава, «цидо» — убиваю). Таких веществ известно очень много. По действию на растения их можно разделить на две группы:

1-я группа — гербициды сплошного действия. Они уничтожают все растения и применяются для удаления сорной растительности на откосах каналов, у дорог и т. п.

2-я группа — гербициды избирательного действия. Они действуют только на отдельные виды растений, но безвредны для других.

Состав многих гербицидов и их названия очень сложны, поэтому пока познакомимся только с наиболее простыми из них.

Одним из наиболее доступных для широкого применения гербицидов является **керосин**. Он применяется для химической прополки посевов моркови, петрушки, укропа опрыскиванием (около 400 л на 1 га). При таком опрыскивании уничтожаются все сорняки. На морковь и другие растения этого семейства (семейство зонтичных) керосин в этих дозах не действует.

Для уничтожения сорняков на посевах лука применяют **цианамид кальция** — сложное вещество состава  $\text{CaCN}_2$ . По внешнему виду это серый порошок. Применяют его для опыления (200—300 кг на 1 га). Он вызывает опадение листьев, поэтому, кроме уничтожения сорняков, его используют для опыления хлопковых полей перед уборкой хлопка. После опыления, которое можно производить с самолёта, листья растений хлопчатника опадают и не мешают работе хлопкоуборочных машин.

Из более сложных гербицидов широкое применение имеет **карбин**. Это жидкость тёмного цвета. Уничтожает сорняки, особенно овсюг на посевах пшеницы, льна, гороха и свёклы. Применяется путём опрыскивания. Норма расхода составляет всего 0,5—1 кг на 1 га.

Многие гербициды вносят в почву до или после посева. Появившиеся всходы сорняков гибнут от ядовитого действия гербицидов.

### **Вопросы и упражнения**

1. Назовите известные вам стимуляторы роста растений. Для чего они применяются?
2. Какое значение имеют ядохимикаты в сельском хозяйстве?

3. Что такое инсектициды? Для чего они применяются? Назовите два-три известных вам инсектицида и укажите способы их применения.

4. Какие вещества называются фунгицидами? Для чего они применяются?

5. Какие вы знаете зооциды?

6. Какое значение имеет применение гербицидов в сельском хозяйстве? Назовите наиболее простые из известных вам гербицидов и укажите способы их применения.

7. Вычислите процентное содержание хлора в гексахлоране ( $C_6H_6Cl_6$ ).

8. Сколько хлористого бария нужно для приготовления 200 кг 3-процентного раствора, необходимого для опрыскивания сахарной свёклы?

9. Вычислите процентное содержание азота в цианамиде кальция.

10. Сколько исходных веществ надо взять для приготовления 200 л бордосской жидкости?

11. Для уничтожения плесени и микробов в помещениях нужно создать содержание сернистого газа  $1,6 \text{ г на } 1 \text{ м}^3$  воздуха. Рассчитайте количество серы, в которой содержится 5% примесей, для дезинфекции помещения размером  $10 \times 5 \times 4 \text{ м}$ .

### *Меры предосторожности при работе с минеральными удобрениями и ядохимикатами*

При работе с минеральными удобрениями, а также при внесении их в почву следует соблюдать необходимые предосторожности.

Суперфосфат готовят на заводах путём обработки природного фосфорита серной кислотой, поэтому он всегда содержит небольшое количество серной кислоты. Попав на кожу, суперфосфатная пыль может вызвать покраснение и сильное раздражение её. Особенно необходимо защищать от суперфосфатной пыли глаза и органы дыхания. При пересыпании и ручной погрузке порошкообразного суперфосфата, а также при внесении его в почву нужно надевать предохранительные очки и закрывать рот и нос марлевой повязкой. Работать следует в хорошо закрывающей тело одежде (завязать рукава, брюки заправить в сапоги, на руки надеть резиновые или брезентовые перчатки, натянув их на рукава куртки).

Удобрения, представляющие собой соли азотной кислоты (селитры), нужно защищать от попадания в них органических веществ — угля, опилок и т. п. Нарушение этого условия может стать причиной пожара от случайно попавшей искры.

Удобрения, представляющие собой аммонийные соли, нельзя хранить вместе с известью и насыпать их в ту же тару, где была известь, так как это может привести к порче удобрения.

Все удобрения следует хранить в хорошо закрытой таре (мешках, бочках) или в кучах в закрытом сухом помещении. У каждого удобрения должна быть чётко написанная на дощечке этикетка с указанием его названия. Если этикетки почему-либо перепутались, следует распознать удобрения, пользуясь описанными выше способами.

Большинство ядохимикатов (а также и гербицидов) ядовиты для человека и животных. Поэтому при работе с ними надо соблюдать



особые предосторожности. Необходимо в этих случаях надевать противогаз, обязательно пользоваться одеждой, которая хорошо закрывает тело (завязать рукава, брюки заправить в сапоги, на руки надеть брезентовые перчатки, натянув их на рукава куртки).

На участки, обработанные ядохимикатами и гербицидами, нельзя выпасать животных и птиц.

## § 86. Значение химии в повышении продуктивности животноводства

Решениями декабрьского (1963 г.), февральского (1964 г.) и мартовского (1965 г.) Пленумов ЦК КПСС предусмотрено значительное увеличение производства мяса, молока, яиц, шерсти за счёт химизации животноводства. Так, к 1970 г. предстоит значительно увеличить производство мяса, молока и других животноводческих продуктов.

Наряду с резким увеличением производства кормов поставлена задача широко использовать химические средства, которые позволяют пополнить недостающее количество кормовых белков. Многие вещества обеспечивают также сохранение питательной ценности кормов, обогащение кормов витаминами, микроэлементами и антибиотиками.

Известно, что обычные растительные корма содержат мало белков, поэтому использование только их ведёт к перерасходу на единицу продукции, к увеличению себестоимости. Восполнить недостаток белковых веществ в кормах можно за счёт продуктов химической промышленности. Лучший из них — карбамид, известный также под названием мочевины  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , которая является одним из эффективных азотных удобрений. Исходным сырьём для производства карбамида на химических заводах служат уголь, вода и воздух.

Самые сложные белки в организме образуются из сравнительно простых соединений, к каковым относятся аминокислоты. Жвачные животные способны синтезировать аминокислоты, а затем превращать их в белки. Карбамид и является в этом случае исходным материалом для образования аминокислот. Прибавка в рацион молочных коров 100—150 г карбамида в сутки на одну голову позволяет значительно увеличить удои молока и привес мяса.

Организм свиней и птиц не способен синтезировать аминокислоты. Поэтому к кормам таких животных добавляют

готовые аминокислоты, синтезированные химическим путём. В последнее время было установлено, что многие аминокислоты вырабатываются различными микробами. Для этого микробов кормят необходимыми для их роста питательными веществами.

Другой источник искусственных белковых веществ — кормовые белковые дрожжи. Белок кормовых дрожжей, изготовляемых из непищевого сырья, усваивается организмом животных почти на 90%. Кормовые дрожжи содержат, кроме белков, витамины и многие микроэлементы. Для производства кормовых дрожжей можно использовать древесину, кукурузные кочерыжки, неразложившийся торф.

Значительно ускоряет развитие скота и домашней птицы применение различных антибиотиков. Эти вещества широко используются для лечения скота и птиц от различных инфекционных заболеваний. В настоящее время доказано, что они также способствуют и повышению привеса скота и домашней птицы, позволяют снизить расход кормов. Правильное применение антибиотиков даёт возможность сократить расход кормов для каждой свиньи на 200 кг. Это обеспечивает дополнительно 10—12 кг мяса.

Производство кормовых антибиотиков значительно проще, чем медицинских, получение которых связано с очень сложной и дорогостоящей операцией — очисткой от различных примесей. Кормовые антибиотики не требуют очистки. Более того, неочищенные, они обладают даже преимуществом: содержат витамины и вещества, ускоряющие рост животных. Это имеет огромное значение. Как известно, животные зимой и весной получают очень мало витаминов. Поэтому они плохо растут, страдают отсутствием аппетита, часто болеют. В основном это происходит потому, что в пище отсутствует витамин А. Химики в настоящее время синтезировали витамин А из ацетилена, который в свою очередь можно получить из природного или нефтяного газа. Таким образом, современная химия позволяет использовать нефть, природный газ и уголь для создания изобилия продуктов.

Химия позволила решить также задачу сохранения кормов. Известно, что наиболее питательны свежие, сочные корма. При силосовании корма частично теряют свою ценность. Под действием кислорода воздуха содержащиеся в кормах белки и углеводы подвергаются брожению. Корм становится менее питательным. Химики предложили кон-

сервировать корма специальными препаратами. Особенно ценным оказался пиросульфит натрия — порошок белого цвета. Внесение нескольких долей процента его в силос сохраняет питательную ценность кормов в течение всей зимы.

### ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

#### Работа № 9. Распознавание минеральных удобрений

**Оборудование:** спиртовая лампочка, пробирки.

**Реактивы и материалы:** вода, растворы соляной и азотной кислот, раствор щёлочи, растворы хлористого бария и азотнокислого серебра, кусок древесного угля, свежезачищенный стержень от карандаша.

В данной работе вы должны распознать следующие удобрения: натриевую селитру, аммиачную селитру, калийную селитру, сульфат аммония, суперфосфат и хлористый калий.

**Выполнение работы.** Вам выданы наборы удобрений в пакетиках без названий. На каждом пакетике стоит условный номер. Для распознавания удобрений следует пользоваться известными вам способами.

После выполнения работы результаты записать в отчёт.

#### Практическая работа по распознаванию удобрений

№ пакетика	Название удобрения	По каким характерным свойствам определено
1		
2		
3		

**У к а з а н и я.** Прежде чем выполнить работу, внимательно прочтите всё, что написано в учебнике о распознавании удобрений. Работу нужно выполнять в следующем порядке:

1. Определить растворимость удобрения в воде. Плохая растворимость и образование густой мути указывают на суперфосфат. Для проверки проделайте реакцию с азотнокислым серебром.

2. Если удобрение растворимо в воде, испытайте его на раскалённом угле. Появление вспышек покажет, что удобрение — соль азотной кислоты.

Для решения вопроса о том, какая это соль, испытайте её в пламени и проделайте реакцию с раствором щёлочи. Жёлтая окраска пламени указывает на натриевую селитру, фиолетовая — на калиевую; выделение аммиака при нагревании со щёлочью — на аммиачную.

3. Если удобрение растворимо в воде и не даёт вспышек на угле, то это может быть сульфат аммония или хлористый калий. Проверьте раствор азотнокислым серебром и хлористым барием. Проведите реакцию по определению группы аммония.

Свойства и способы распознавания некоторых удобрений

Название удобрения	Внешний вид	Растворимость в воде	Отношение к прокаливанию на угле	Взаимодействие водного раствора			Другие свойства
				с раствором щёлочи при нагревании	с раствором хлористого бария	с раствором азотнокислого серебра	
Натриевая селитра $\text{NaNO}_3$	Белое или сероватое кристаллическое вещество	Хорошая	Дает вспышку	Не взаимодействует	Не взаимодействует	Не взаимодействует	Окрашивает пламя в желтый цвет
Аммиачная селитра $\text{NH}_4\text{NO}_3$	Гранулы или кристаллы белого или желтоватого цвета	Очень хорошая	Дает вспышку и плавится с образованием белого «дымка»	Выделяется аммиак	Не взаимодействует	Не взаимодействует	
Калийная селитра $\text{KNO}_3$	Белый кристаллический порошок	Хорошая	Дает вспышку	Не взаимодействует	Не взаимодействует	Не взаимодействует	Окрашивает пламя в фиолетовый цвет
Сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	Белый или светлосерый кристаллический порошок	Хорошая	Немного темнеет. Плавится, и выделяется белый «дымок»	Выделяется аммиак	Образуется белый осадок, нерастворимый в соляной кислоте	Образуется легкая муть	
Суперфосфат простой	Порошок, комки или гранулы от светло-серого до темно-серого цвета	Растворим только частично	Не плавится и не горит, появляется запах жжёной резины	От большого количества щёлочи образуется осадок, растворимый в кислотах	Не взаимодействует (может образоваться легкая муть)	Раствор окрашивается в желтый цвет, и выпадает желтый осадок, растворимый в азотной кислоте	
Хлористый калий $\text{KCl}$	Мелкие кристаллы белого или серого цвета	Хорошая	Потрескивание без плавления и горения	Не взаимодействует	Не взаимодействует (иногда может образоваться муть)	Образуется белый творожистый осадок, нерастворимый в азотной кислоте	Окрашивает пламя в фиолетовый цвет

## Г Л А В А IX

### УГЛЕРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Химический знак элемента — С  
Атомный вес — 12

#### § 87. Видоизменения углерода. Углерод в природе

Что представляет собой стержень простого карандаша, которым вы пишете? Он сделан из **графита**, названного так потому, что им можно писать. (Слово «графо» в переводе с греческого значит «пишу».) Что такое графит? Если кусочек чистого графита сжечь в кислороде, то при этом получится только углекислый газ, как и при сгорании угля. Значит, графит — простое вещество, состоящее только из одного химического элемента — углерода.

Залежи графита встречаются в природе. Это мягкий тёмно-серый камень, слегка жирный на ощупь. Он очень огнестоек, плавится только при температуре свыше  $3700^{\circ}\text{C}$ , хорошо проводит электрический ток. Эти свойства графита широко используют в технике. Из него делают огнеупорные тигли для плавления некоторых металлов и проведения химических реакций при высоких температурах, изготовляют электроды для электрических печей, а также смазку для трущихся частей машин. Некоторые сорта карандашей (рисовальные и другие) делают почти из чистого графита. Для изготовления твёрдых карандашей к графиту прибавляют другие вещества.

Природный драгоценный камень алмаз по внешнему виду и по свойствам совершенно не похож на графит. Чистый алмаз бесцветен и прозрачен, обладает красивым блеском. Хорошо отшлифованные алмазы (бриллианты) используют как украшения.

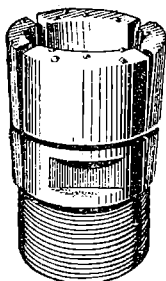


Рис. 103.  
Алмазный бур.

Алмаз — самое твёрдое из всех известных в природе веществ. Это его свойство используют в современной технике для изготовления алмазных резцов и свёрл, необходимых при точной обработке некоторых деталей машин. Для бурения скважин в твёрдых горных породах применяют алмазные буры (рис. 103). Небольшие алмазы используют для резки стекла.

Алмаз очень дорог. В природе он встречается редко. В СССР алмазные россыпи имеются на Урале. Богатые месторождения алмазов найдены в Якутии.

Если накалить алмаз в чистом кислороде, он сгорит. При этом образуется только углекислый газ в таком же количестве, как при сжигании равного по весу кусочка графита. При сильном накаливании без доступа воздуха алмаз превращается в графит.

Алмаз, как и графит, — вещество простое. Он состоит только из одного химического элемента — углерода. Следовательно, атомы углерода могут образовать не одно, а несколько простых веществ, которые при определённых условиях способны переходить друг в друга.

**Свойство элементов существовать в свободном состоянии в виде нескольких простых веществ называется *аллотропией*.**

**Простые вещества, образованные одним и тем же химическим элементом, называются *аллотропными видоизменениями*.**

Графит и алмаз — аллотропные видоизменения элемента углерода. Различие в свойствах алмаза и графита объясняется тем, что атомы углерода расположены в них по-разному (рис. 104).

Аллотропия характерна не только для углерода, но и для многих других элементов. С аллотропными видоизменениями других элементов вы познакомитесь позднее.

Хорошо знакомый вам древесный уголь представляет собой тоже простое вещество, состоящее из элемента углерода. Но древесный уголь не является самостоятельным

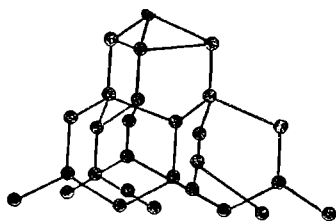
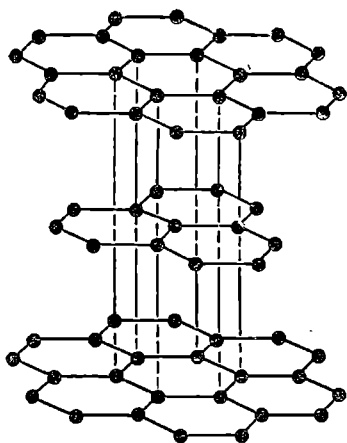


Рис. 104. Строение кристаллических решёток графита (слева) и алмаза (справа).

аллотропным видоизменением углерода. По расположению атомов углерода и некоторым другим свойствам он сходен с графитом, но отличается от него рыхлостью и пористой структурой, поэтому древесный уголь обычно называют **аморфным углем**.

Кроме древесного, известны и другие виды аморфных углей: сажа, костяной уголь, кокс. Обычно это не чистые вещества, так как, кроме свободного углерода, они всегда содержат различные примеси.

**Углерод в природе** встречается как в свободном состоянии, так и в составе разнообразных соединений с другими элементами. Наиболее чистые разновидности свободного углерода в природе — алмаз и графит. Общее количество углерода в земной коре составляет 0,35%, его в 140 раз меньше, чем кислорода. Несмотря на это, углерод — один из важнейших химических элементов на Земле. Он входит в состав веществ, образующих организмы растений, животных и человека. В неживой природе из соединений углерода состоят многие важные минералы, например мел, известняки и другие.

### **Вопросы и упражнения**

1. Как доказать, что керосин, бензин, древесина содержат элемент углерод?
2. Приведите доказательства того, что алмаз и графит — простые вещества, состоящие только из элемента углерода.
3. Что такое аллотропия?
4. Чем объяснить различие в свойствах алмаза, графита и угля?
5. Чем отличается древесный уголь от графита? Почему его не относят к аллотропным видоизменениям углерода?



6. Какое значение имеют соединения углерода в природе?  
7. Вычислите процентное содержание углерода в следующих природных соединениях: а)  $MgCO_3$  (составная часть минерала доломита); б)  $CaCO_3$  (основная часть известняка); в)  $CH_4$  (метан).  
(Ответы: а) 14,2%; б) 12%; в) 75%.)

### § 88. Получение и свойства древесного угля

Древесный уголь можно получить обжигом древесины при слабом доступе воздуха. Сейчас этот способ используют очень редко, так как при обжиге много угля сгорает и, кроме того, терется большое количество других ценных веществ, которые тоже сгорают или улетучиваются. Чтобы эти вещества не пропадали, древесину подвергают **термическому разложению**. Для этого её нагревают в закрытых печах без доступа воздуха. Такую переработку древесины называют **сухой перегонкой**. В небольших количествах сухую перегонку древесины можно осуществить в приборе, изображённом на рисунке 105.

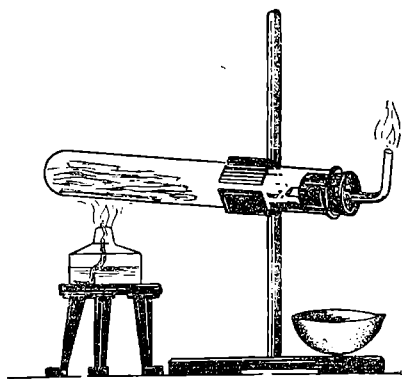


Рис. 105. Сухая перегонка древесины.

**Опыт.** Соберите прибор по рисунку 105. Наполните пробирку на  $\frac{1}{3}$  сухими лучинками или опилками и укрепите её в штативе. Нагревайте пробирку в пламени горелки и наблюдайте за происходящими изменениями. У отверстия газоотводной трубки подожгите выделяющийся газ. Когда выделение газа прекратится, подставьте под пробирку фарфоровую чашку, осторожно выньте пробку с газоотводной трубкой, чтобы жидкость, скопившаяся в пробирке, вылилась в неё. Рассмотрите эту жидкость, определите её запах, испытайте лакмусовой бумажкой. Высыпьте на бумагу образовавшийся в пробирке уголь и рассмотрите его.

При термическом разложении древесины получают горючий газ, который можно поджечь у отверстия газоотводной трубки. Кроме того, образуются жидкие продукты. В пробирке остаётся уголь.

Полученная в результате разложения древесины жидкость содержит больше всего воды. Кроме того, в ней имеются смола, дёготь (чёрные капельки, плавающие на поверхности), уксусная кислота, древесный спирт и другие продукты.

В технике для термического разложения древесины используют опилки, щепу, сучья и другие отходы лесопильных заводов. Выделяющиеся при сухой перегонке жидкие и газообразные продукты подвергают дальнейшей переработке.

Уголь, полученный из древесины, внешне сохраняет её структуру. Кусок древесного угля пронизан огромным количеством мельчайших каналов (рис. 106). Это бывшие сосуды дерева. Такая структура делает уголь очень лёгким.

Удельный вес древесного угля больше единицы (от 1,8 до 2,1), поэтому мелкий порошок угля тонет в воде. Кусок же угля плавает на поверхности воды, так как благодаря пористой структуре на небольшой вес угля приходится значительный объём (кусок угля весом в 1 г занимает объём около 8 см<sup>3</sup>). Если кусок угля погрузить в кипящую воду и удерживать его там, например с помощью проволоки, чтобы он не всплывал, то воздух, находящийся в каналах угля, выходит, и они заполняются водой. После этого уголь тонет в воде.

Благодаря пористой структуре древесный уголь имеет очень большую поверхность. Если в куске угля весом всего 1 г сложить поверхности стенок всех каналов, то общая площадь составит от 200 до 1000 м<sup>2</sup> в зависимости от сорта угля. Такая большая поверхность угля обуславливает очень важное свойство. Он способен поглощать газы и некоторые вещества, находящиеся в растворах.

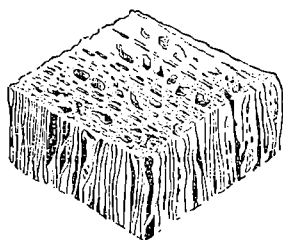


Рис. 106. Структура древесины, сохранившаяся в угле.

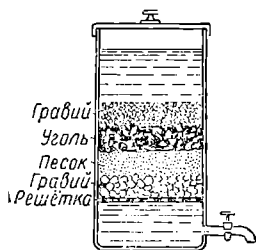


Рис. 107. Угольный фильтр для очистки воды.

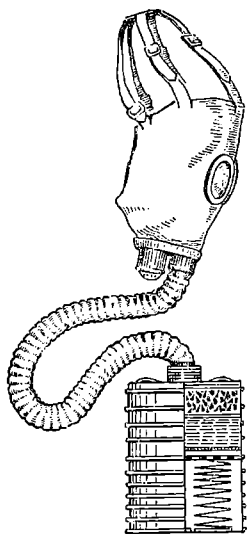


Рис. 108. Противогаз.

Молекулы этих веществ притягиваются поверхностью угля и удерживаются ею. Если стеклянную колбу заполнить, например, парами брома, бросить туда несколько кусочков древесного угля и закрыть, то через некоторое время бурый цвет брома исчезнет. Уголь полностью поглощает бром. При нагревании угля поглощённые им пары брома выделяются обратно.

**Опыт.** Познакомьтесь со свойством угля поглощать некоторые вещества, находящиеся в растворе.

Растворите в воде немного красной краски — фуксина. Отфильтруйте часть окрашенной жидкости через бумажный фильтр. Изменяется ли при этом окраска? Прибавьте к окрашенной жидкости в пробирке порошок древесного угля. Закройте пробкой и встряхните несколько раз. Отфильтруйте немного жидкости через свежий фильтр. Как изменилась окраска жидкости?

Таковыми свойствами обладает не только уголь, но и другие твёрдые вещества. Чем больше поверхность твёрдого тела, тем сильнее оно способно поглощать газы и растворённые вещества.

**Явление поглощения газообразных или растворённых веществ поверхностью твёрдого вещества называется *адсорбцией*.**

**Вещества, на поверхности которых происходит адсорбция, называются *адсорбентами* или *поглотителями*.**

К одним из активных адсорбентов относится древесный уголь. Чтобы повысить поглотительную активность древесного угля, его обрабатывают горячим водяным паром. При этом из каналов угля удаляются остатки смолистых веществ и поверхность его увеличивается. Такой уголь называют **активированным**. Его используют для очистки сахарного сока, для поглощения и очистки различных газов, а также в противогазах для защиты органов дыхания от отравляющих веществ (рис. 108).

## Вопросы и упражнения

1. Какой процесс называется сухой перегонкой древесины? Какие продукты при этом получают?
2. Почему кусок угля плавает на воде?
3. Что такое адсорбция? Приведите примеры, укажите её практическое применение.
4. Какой уголь называется активированным? Для чего его применяют?

## § 89. Химические свойства углерода

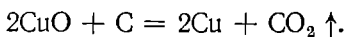
При обычной температуре углерод не вступает в химические реакции с другими веществами. Чтобы началась реакция, необходимо нагревание. Во всех химических реакциях уголь активнее графита и алмаза. В практике наиболее широко применяют древесный уголь и кокс.

Одно из важнейших свойств свободного углерода — это его способность соединяться с кислородом при горении. Графит и алмаз могут сгорать только в чистом кислороде, уголь же горит и в воздухе. При горении угля выделяется много теплоты, для получения которой в технике сжигают огромные количества различных углей, а также соединений углерода.

Уголь способен реагировать не только со свободным кислородом, но и вступать во взаимодействие со многими сложными веществами, в частности с окислами металлов.

Смешаем немного чёрного порошка окиси меди с мелким порошком угля. Поместим смесь в пробирку с газотводной трубкой, опущенной в стакан с известковой водой (рис. 109). Сначала осторожно, затем сильнее нагреем пробирку с находящейся в ней смесью.

Через некоторое время в пробирке появится красный порошок меди, а известковая вода в стакане помутнеет. Значит, в пробирке протекает реакция, которую можно выразить следующим уравнением:



В результате реакции образуются медь и угле-

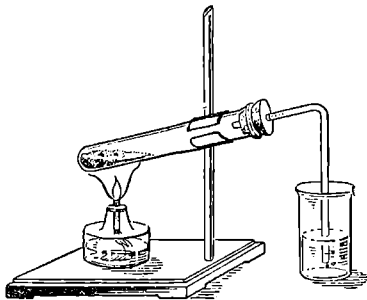
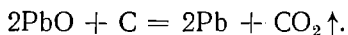


Рис. 109. Восстановление окиси меди углем.

кислый газ, иначе говоря, происходит **восстановление** меди из её окиси. Углерод в этой реакции служит **восстановителем**.

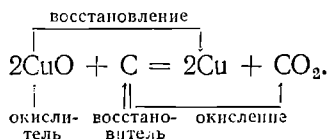
При нагревании с углем можно восстанавливать и многие другие металлы из их окислов. Если в фарфоровом или железном тигле смешать с углем жёлтый порошок окиси свинца и нагреть, то через некоторое время в тигле появятся блестящие капельки расплавленного свинца, застывающие при охлаждении:



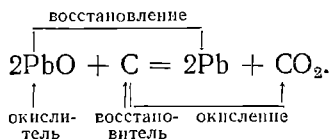
Углерод, взаимодействуя с окисью свинца, **восстанавливает** свинец.

**Способность восстанавливать металлы из их окислов** — одно из **важнейших химических свойств углерода**. Это свойство его используют в металлургии для получения металлов из руд.

**Взаимодействие окислов металлов с углеродом относится к реакциям восстановления**. Одновременно эти реакции будут и **реакциями окисления**. При реакции окиси меди с углем происходит не только **восстановление меди**, но и **окисление углерода** до углекислого газа. Окислителем в этой реакции служит окись меди:

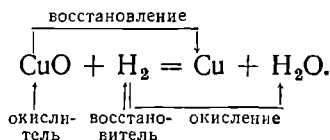


При реакции восстановления углем окиси свинца происходит **восстановление свинца** и **окисление углерода**:



Эти реакции показывают, что **процессы окисления и восстановления всегда неразрывно связаны и протекают одновременно**.

В реакции восстановления окиси меди водородом медь восстанавливается, а водород окисляется:



**Химические реакции, при которых происходит восстановление одних элементов и окисление других, называются окислительно-восстановительными реакциями.**

### Вопросы и упражнения

1. Какими химическими свойствами обладает углерод?
2. Приведите примеры восстановления углем металлов из их окислов. Напишите уравнения реакций и укажите условия их протекания.
3. В чём сходство и различие в реакциях восстановления окиси меди водородом и углеродом?
4. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Докажите, что восстановление окиси меди водородом относится к окислительно-восстановительным реакциям.
5. Окись свинца PbO смешали с углем в тигле и нагрели. Напишите уравнение реакции, которая при этом произошла.
6. 52,8 г окиси меди нагрели с углем до полного восстановления меди. а) Сколько получилось меди? б) Сколько выделилось углекислого газа?

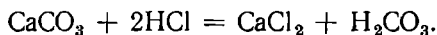
(О т в е т ы: а) 42,2 г, б) 14,5 г.)

## § 90. Углекислый газ

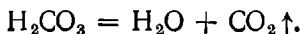
Химическая формула —  $\text{CO}_2$

Молекулярный вес — 44

Углекислый газ, или двуокись углерода, — продукт сгорания свободного углерода и некоторых его соединений. В лаборатории его обычно получают действием соляной кислоты на мрамор или мел:



Образовавшаяся при реакции непрочная угольная кислота разлагается. При этом выделяется углекислый газ:



Для получения углекислого газа можно брать такие же приборы, как и для получения водорода. Можно использовать и аппарат Киппа.

**Опыты.** Для изучения свойств углекислого газа сделайте следующие опыты.

1. В пробирку положите 2—3 кусочка мрамора и прилейте немного разбавленной соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец газоотводной трубки опустите до дна в сухой стакан.

2. Выждав немного, проверьте горячей лучинкой, наполнился ли стакан углекислым газом. Выньте газоотводную трубку и закройте стакан картонной крышкой.

3. Внутри другого небольшого стакана укрепите огарок свечи. Зажгите её и «вылейте» углекислый газ, собранный в первом стакане, в стакан со свечой. Объясните наблюдаемое явление.

4. Пропустите немного углекислого газа через известковую воду. Напишите уравнение происходящей при этом реакции.

5. Пропустите углекислый газ в пробирку с водой, подкрашенной фиолетовым лакмусом. Как изменяется окраска?

Ответьте на вопросы:

1. Тяжелее или легче воздуха углекислый газ? Как это доказать?

2. Как доказать присутствие углекислого газа в воздухе и как отличить его от других газов?

3. К какой группе окислов относится углекислый газ? Как это доказать?

Углекислый газ, или двуокись углерода, — одно из самых распространённых веществ в природе. Это бесцветный газ, в полтора раза тяжелее воздуха, 1 л его при нормальных условиях весит 1,96 г. В отличие от кислорода он хорошо растворим в воде: в 1 л воды растворяется около 1 л углекислого газа.

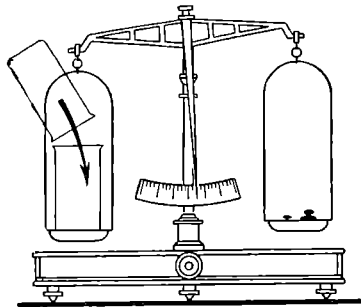
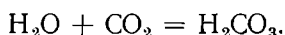
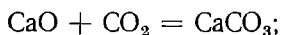
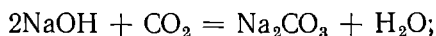


Рис. 110. Углекислый газ тяжелее воздуха.

Если двуокись углерода сжать до 60 ат, она переходит в бесцветную жидкость с температурой кипения  $-78^{\circ}\text{C}$  (при атмосферном давлении). Жидкую двуокись углерода хранят и перевозят в стальных баллонах, окрашенных обычно в чёрный цвет. При выливании из баллона она начинает бурно кипеть и испаряться. При

этом температура жидкости понижается и она затвердевает в снегообразную массу. Спрессованную твёрдую двуокись углерода называют «сухим льдом». На воздухе он медленно испаряется, минуя жидкое состояние.

Углекислый газ относится к кислотным окислам — это **ангидрид угольной кислоты**. Все химические реакции, в которые вступают кислотные окислы, характерны и для углекислого газа. Как кислотный окисел, он реагирует со щелочами, с основными окислами и с водой:



В результате этих реакций получают угольную кислоту и её соли.

В природе большое количество углекислого газа выделяется при извержении вулканов. Есть вулканы, выбрасывающие во время извержения до нескольких миллионов тонн этого газа. Много углекислого газа растворено в природных водах, особенно в подземной воде.

Углекислый газ образуется в процессе дыхания растений, животных и людей. Человек за сутки выдыхает около 400 л углекислого газа.

При сжигании различных видов топлива (древесины, каменного угля, нефти, газа) в воздух выбрасывается более 2 млрд. т углекислого газа в год.

Значение углекислого газа в жизни природы огромно: он — основной источник углеродного питания растений. Сельскохозяйственные растения на площади в 1 га поглощают от 250 до 500 кг двуокиси углерода в сутки.

Углекислый газ широко применяют в технике. Из него готовят «сухой лёд», которым охлаждают пищевые продукты при хранении и перевозке. Углекислый газ используют в сахарном производстве, в химической промышленности для производства соды, в пищевой промышленности для приготовления различных шипучих напитков и газированной воды.

Свойство углекислого газа не поддерживать горения используют при тушении пожаров. Для этого применяют специальные аппараты — огнетушители.



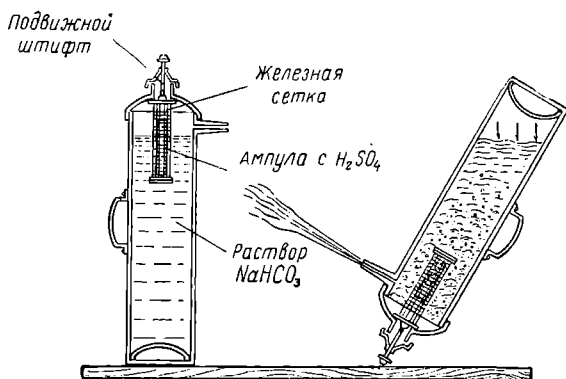
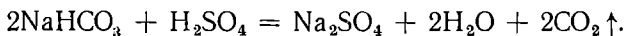


Рис. 111. Огнетушитель (схема).

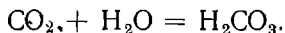
На рисунке 111 изображён огнетушитель (в разрезе), заряженный и в момент работы. При зарядке стальной баллон огнетушителя наполняют раствором кислого углекислого натрия. В верхней части баллона в железной сетке укрепляют стеклянную ампулу с серной кислотой. Чтобы привести огнетушитель в действие, его переворачивают вверх дном и ударяют головкой бойка о что-нибудь твёрдое. При этом металлический стержень — боёк, укреплённый в головке, разбивает стеклянную ампулу, серная кислота смешивается с раствором кислого углекислого натрия и между ними мгновенно начинается реакция:



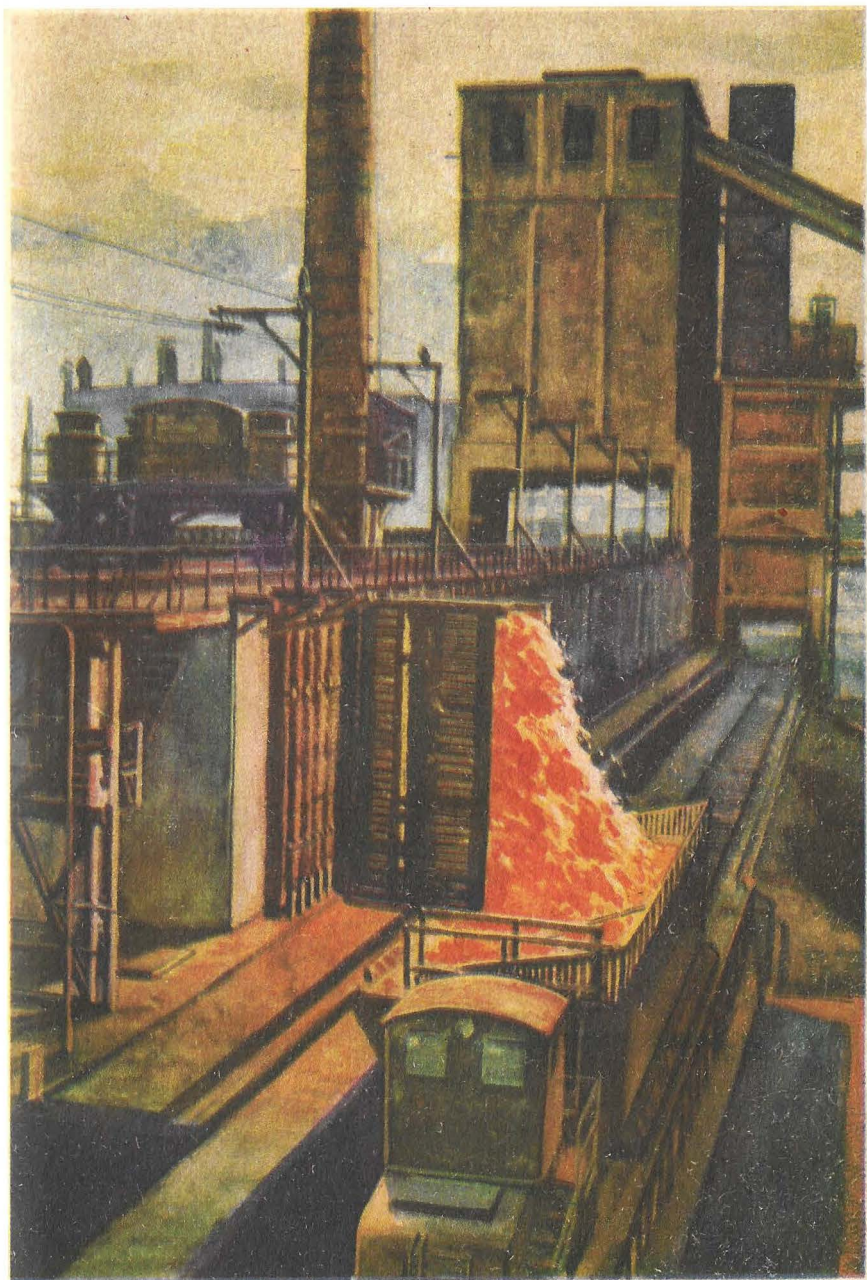
Углекислый газ вместе с жидкостью образует струю пены, которая вырывается из отверстия огнетушителя и гасит пламя.

### § 91. Угольная кислота и её соли

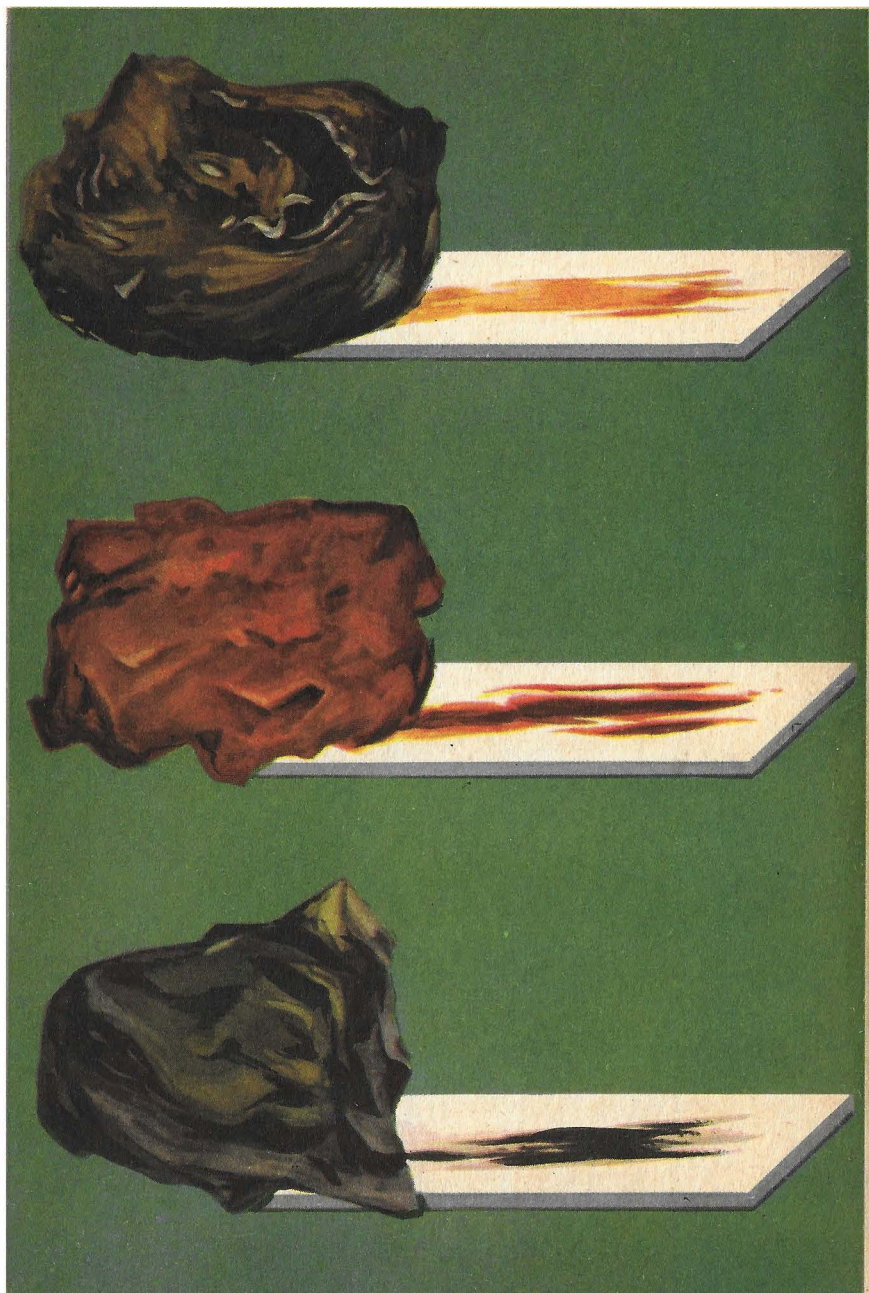
При растворении углекислого газа в воде образуется угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$ :



Эта кислота существует только в водном растворе. В чистом виде её получить невозможно, так как она разлагается на воду и углекислый газ.



1. Выдача кокса на коксовой батарее.

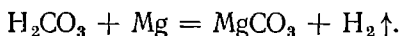


II. Железные руды;

*вверху* — бурый железняк, *в середине* — красный железняк, *внизу* — магнитный железняк.

Угольная кислота обладает общими свойствами кислот, но многие реакции её с другими веществами протекают значительно слабее, чем у серной и соляной кислот. В водном растворе угольной кислоты фиолетовый лакмус лишь слегка краснеет. На вкус водный раствор её немного кислотаватый, в чём вы убеждаетесь, когда пьёте газированную воду.

Взаимодействие угольной кислоты с металлами протекает очень медленно. Только с активными металлами, например с магнием, взятым в виде порошка, она реагирует с заметным выделением пузырьков водорода:



Поэтому угольную кислоту относят к слабым кислотам.

Основность угольной кислоты равна двум, поэтому ей соответствуют два вида солей. Если, например, оба атома водорода в молекуле угольной кислоты будут замещены натрием, то образуется нормальная соль  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — углекислый натрий. Если же замещается только один атом водорода, то образуется кислая соль  $\text{NaHCO}_3$  — кислый углекислый натрий.

Углекислый натрий обычно называют содой. Это белый порошок, хорошо растворимый в воде. Соду широко используют в производстве стекла, мыла, в пищевой и текстильной промышленности и в быту, например для стирки белья. Промышленное получение соды — одно из важнейших химических производств.

Кислый углекислый натрий, или питьевую соду  $\text{NaHCO}_3$ , применяют в кондитерской промышленности, а также в медицине как лекарственное средство.

Важное значение в природе и технике имеет кальциевая соль угольной кислоты — углекислый кальций  $\text{CaCO}_3$ . В природе она широко распространена в виде мела, мрамора и известняка.

**Опыт.** Рассмотрите выданные вам образцы мела, мрамора и известняка. Чем они отличаются друг от друга? Какой из них наиболее твёрдый? Капните на кусочки известняка, мела и мрамора по 2—3 капли соляной кислоты. Что происходит? Испытайте соляной кислотой кусок гранита и другие минералы. Наблюдается ли такая же реакция, как с мелом?

Поместите в пробирку около 1 г соды. Прилейте соляной кислоты. Что происходит? Как отличить минералы, содержащие соли угольной кислоты, от других минералов? Как отличить соду от солей других кислот?

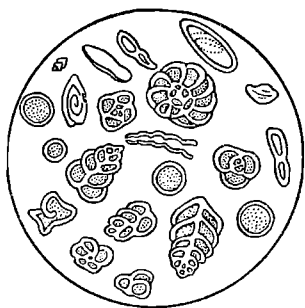


Рис. 112. Порошок мела под микроскопом.

Мел и известняк образовались в природе из остатков ракушек и панцирей мелких животных существ, в чём легко убедиться, рассматривая порошок мела под микроскопом (рис. 112).

Во многих местах земного шара известняки образуют огромные горы. Предгорья Кавказского хребта сложены главным образом из известняков. Под названием «известковый камень» известняк с давних пор применяют как строительный материал. Большие количества его

используют в технике для производства извести. Мелко размолотый известняк вносят в почву для снижения кислотности.

Мрамора в природе меньше, чем известняка. В СССР богатые залежи его имеются на Кавказе, в Крыму и в Поволжье.

Мрамор легко полируется. Некоторые сорта его окрашены различными примесями в разнообразные цвета. Это прекрасный отделочный материал для внутренней облицовки стен зданий, для изготовления колонн, ступенек лестниц. Как хороший изолятор, его используют для изготовления электrorаспределительных щитов и т. д.

Медная соль угольной кислоты образует в природе минерал малахит, который встречается в виде красивого зелёного камня. Большие количества его имеются на Урале. Из малахита изготавливают различные ювелирные изделия.

Природные минералы, содержащие соли угольной кислоты, легко отличить от других минералов по реакции с соляной кислотой.

### ***Задание для самостоятельной работы***

1. Во время экскурсии в природу соберите различные минералы и испытайте их соляной кислотой. Определите среди них минералы, содержащие соли угольной кислоты.

2. Высушите на воздухе образцы различных почв и испытайте их соляной кислотой. Запишите результаты наблюдений и сделайте выводы.

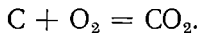
## § 92. Окись углерода

Кроме углекислого газа, углерод образует другое соединение с кислородом — окись углерода, или угарный газ. Состав его выражается формулой  $\text{CO}$ . Углерод в этом соединении двухвалентен.

Окись углерода — бесцветный газ, немного легче воздуха. Она нерастворима в воде, не имеет ни вкуса, ни запаха и очень ядовита. Вдыхание даже незначительных количеств окиси углерода вызывает угар. Признаки угара: головокружение, тошнота, потеря сознания. Тяжёлое отравление может привести к смерти.

Окись углерода образуется в протопившейся печи, когда дрова сгорели, но осталось ещё много раскалённых углей. На поверхности слоя горячих углей появляется красивое голубое пламя горячей окиси углерода. Если трубу печи в это время закрыть, доступ воздуха в печь замедлится из-за прекращения тяги. Тогда образовавшаяся окись углерода не сгорит и выйдет в комнату. Вместе с ней в воздух попадут не успевшие сгореть и другие газообразные вещества. В помещении появится характерный запах угара. Пахнет не окись углерода, а примеси к ней, но появление запаха — это сигнал, что в воздухе находится опасный для жизни угарный газ.

Окись углерода образуется также при сгорании угля в топках промышленных предприятий и кочегарок, в печах, где раскалённый уголь лежит толстым слоем. При вдувании воздуха в топку уголь в нижних слоях сгорает до углекислого газа:



Проходя через верхние раскалённые слои угля, углекислый газ вступает с ним в реакцию, и при этом образуется окись углерода:

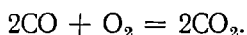


Много окиси углерода может скапливаться при пожарах в закрытых помещениях. Это необходимо учитывать при тушении пожара. Бойцы пожарных команд используют в таких случаях изолирующие противогазы. Необходимый для дыхания кислород подаётся в маску противогаза из стального баллона.

Много окиси углерода содержат выхлопные газы автомашин. Заводить мотор машины в закрытом гараже, если там нет хорошей вентиляции, опасно.

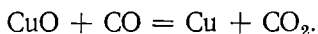
Чтобы избежать опасных отравлений окисью углерода, нужно следить за правильной топкой печей, не допускать попадания окиси углерода в помещение. При отравлениях пострадавшего нужно прежде всего вынести на свежий воздух; при остановке дыхания брызгать в лицо водой, делать искусственное дыхание, давать вдыхать кислород. Во всех случаях серьёзных отравлений вызывать врача.

При поджигании в воздухе окись углерода горит голубым пламенем с образованием углекислого газа:



При этом окись углерода окисляется кислородом воздуха.

Окись углерода может восстанавливать металлы из их окислов. При пропускании её над нагретой окисью меди образуются медь и углекислый газ:



Восстановление окиси меди окисью углерода в лабораторных условиях можно наблюдать на опыте в приборе, изображённом на рисунке 113. В трубку с углем и окисью меди поступает из газометра кислород, осушенный от водяных паров серной кислотой. Уголь, раскалённый пламенем спиртовки, сгорает с образованием углекислого

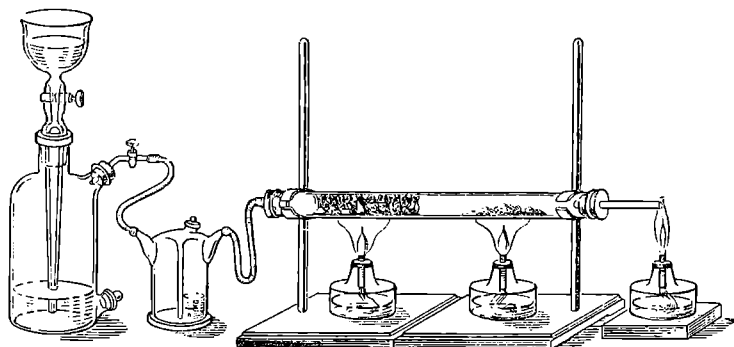


Рис. 113. Восстановление окиси меди окисью углерода.

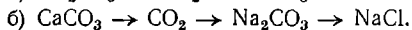
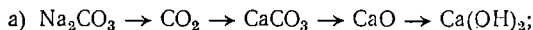
газа, который затем реагирует с раскалённым углем с образованием окиси углерода. Проходя над нагретой окисью меди во второй части трубки, окись углерода восстанавливает окись меди до свободного металла. Если не вся окись углерода вступит в реакцию (*опасно!*), то она сгорает у конца газоотводной трубки и в помещение не выходит. При взаимодействии окиси меди с окисью углерода медь восстанавливается, а окись углерода окисляется до углекислого газа. Это окислительно-восстановительная реакция.

Окисью углерода можно восстанавливать и другие металлы (например, железо) из их окислов. Эти реакции имеют большое значение в металлургии.

При сгорании окиси углерода выделяется много теплоты, поэтому иногда её применяют как газообразное топливо. В настоящее время большие количества окиси углерода используют для получения метилового спирта, искусственного бензина и многих других веществ.

### Вопросы и упражнения

1. Каковы физические и химические свойства углекислого газа?
2. Какие вещества нужно взять для получения углекислого газа в лаборатории?
3. Как доказать, что углекислый газ — кислотный окисел?
4. Объясните принцип работы огнетушителя. Напишите уравнение реакции, протекающей в действующем огнетушителе.
5. Что такое «сухой лёд»?
6. Какие известные вам природные минералы содержат соли угольной кислоты? Как отличить их от других минералов?
7. Как отличить соли угольной кислоты от солей других кислот?
8. Где применяют соду?
9. При каких условиях образуется окись углерода?
10. На каких химических свойствах окиси углерода основано её использование в технике?
11. Напишите уравнения реакций восстановления окиси меди водородом, углем и окисью углерода и укажите условия, при которых они протекают. В чём сходство и различие между этими реакциями?
12. Окислы железа, свинца и олова имеют состав, выраженный формулами  $Fe_2O_3$ ,  $PbO$ ,  $SnO_2$ . Напишите уравнения реакций восстановления этих окислов углем и окисью углерода.
13. При восстановлении окиси меди окисью углерода было получено 160 г меди. а) Сколько было взято окиси меди? б) Сколько окиси углерода вступило в реакцию? (О т в е т ы: а) 200 г, б) 70 г.)
14. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

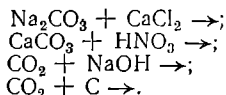




15. Кусок известняка весом 50 г поместили в соляную кислоту. Когда реакция закончилась, оказалось, что вес выделившегося углекислого газа равен 18 г. Как на основании этих данных определить, сколько процентов посторонних примесей содержалось в известняке? (О т в е т: 18,2%.)

16. Сколько по весу углекислого газа можно получить при взаимодействии соляной кислоты с 3 кг мрамора? (О т в е т: 1,32 кг.)

17. Закончите уравнения реакций:



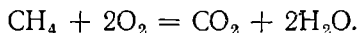
18. В известковообжигательной печи обжигали известняк для получения негашёной извести. Как узнать, закончилась ли реакция разложения известняка в печи?

19. При взаимодействии мрамора с соляной кислотой выделилось 10 л углекислого газа. Сколько по весу мрамора было израсходовано? (1 л углекислого газа при нормальных условиях весит 1,96 г.)

(О т в е т: 44,5 г.)

### § 93. Соединения углерода с водородом

Простейшее соединение углерода с водородом — метан. Состав его выражается формулой  $\text{CH}_4$ . Это газ без цвета, без вкуса, без запаха, почти в два раза легче воздуха, в воде не растворяется. Метан — горючий газ. При поджигании на воздухе он горит синеватым пламенем, образуя углекислый газ и воду:



При этом выделяется много теплоты. Как и всякий горючий газ, метан образует с воздухом, а особенно с чистым кислородом, взрывчатые смеси.

В больших количествах метан образуется в природе при разложении растительных остатков без доступа воздуха, на дне болот, стоячих озёр, прудов. Поэтому его часто называют болотным газом. Если пошевелить палкой слой ила на дне стоячего водоёма, то вверх будут подниматься пузырьки метана, который можно собрать в бутылку (рис. 114).

При разложении древесины без доступа воздуха, в процессе образования каменного угля, также выделяется метан. Значительные количества его могут скопиться в каменноугольных шахтах и образовать с воздухом взрывчатую смесь. Чтобы устранить опасность взрыва, в шахтах обязательно проверяют содержание метана в воздухе,

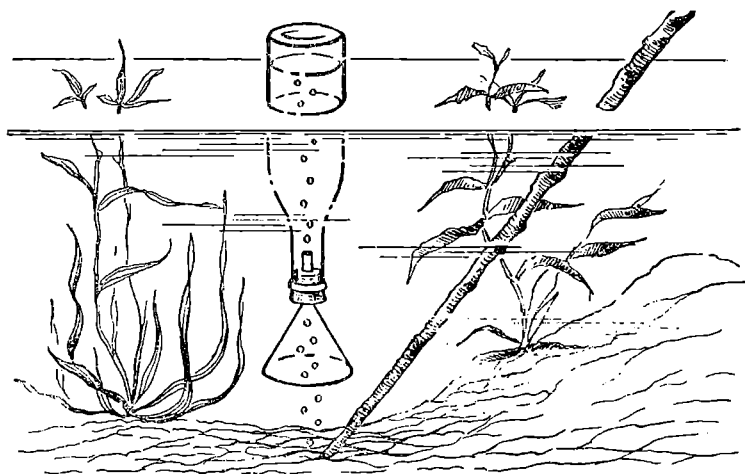


Рис. 114. Собираение метана со дна водоёма.

устанавливают мощную вентиляцию. Зажигать открытый огонь в шахте запрещено.

Метан — главная составная часть природного газа. Обычно природный газ содержит от 80 до 98% метана. В недрах земли, в толщах осадочных пород он образует местами огромные скопления.

Природный газ — ценное сырьё для химической промышленности, а также самое дешёвое и удобное топливо. Как топливо его широко используют в быту. На газовое топливо переходят промышленные предприятия и электростанции. Это не только удешевляет стоимость продукции, но и уменьшает загрязнение воздуха в больших городах, так как газ при сгорании не даёт сажи и дыма.

На территории нашей страны открыто около 200 богатых газовых месторождений. Среди них такие крупные месторождения, как Саратовское, Ставропольское, Дашавское (Западная Украина) и др.

#### § 94. Нефть и нефтепродукты

Углерод с водородом, кроме метана, образует огромное количество соединений; общее название всех этих веществ — углеводороды. Они бывают газообразными, жидкими и

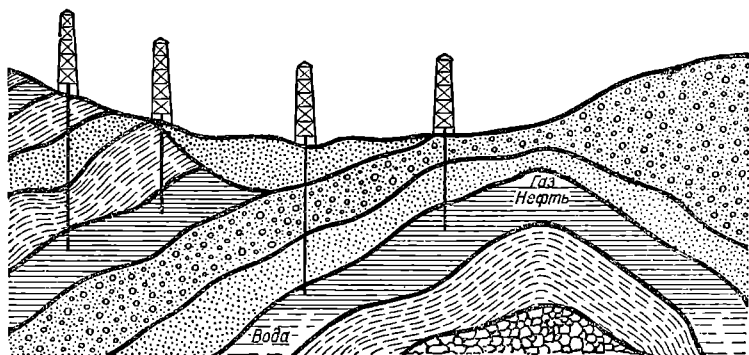


Рис. 115. Разрез газового и нефтяного месторождений.

твёрдыми веществами. Твёрдые и газообразные углеводороды могут растворяться в жидких с образованием очень сложных смесей. Такую смесь различных углеводородов представляет собой нефть, образовавшаяся в природе при разложении растительных и животных остатков.

Нефть — тёмная маслянистая жидкость с характерным запахом. Она легче воды и не растворяется в ней. В глубинах земли нефть образует большие скопления. Для добычи её бурят скважины.

Богатые запасы нефти имеются почти на всей территории СССР: на Дальнем Востоке, в Средней Азии, на Кавказе, в Крыму, на Украине и в Поволжье. С каждым годом открывают и осваивают всё новые и новые нефтяные месторождения. Нефть обнаружена под дном Каспийского моря. Её добывают оттуда через скважины, пробурённые в морском дне под толстым слоем воды.

Изучать залежи нефти и правильно эксплуатировать нефтяные богатства начали у нас только после Великой Октябрьской социалистической революции. В нашей стране создана мощная нефтеперерабатывающая промышленность на основе самой передовой техники. Большое количество нефти перерабатывают на ценные горючие и смазочные материалы.

Один из процессов переработки нефти — её разгонка. Простейшую разгонку нефти можно произвести в лаборатории в таком же приборе, как для перегонки воды (рис. 117).

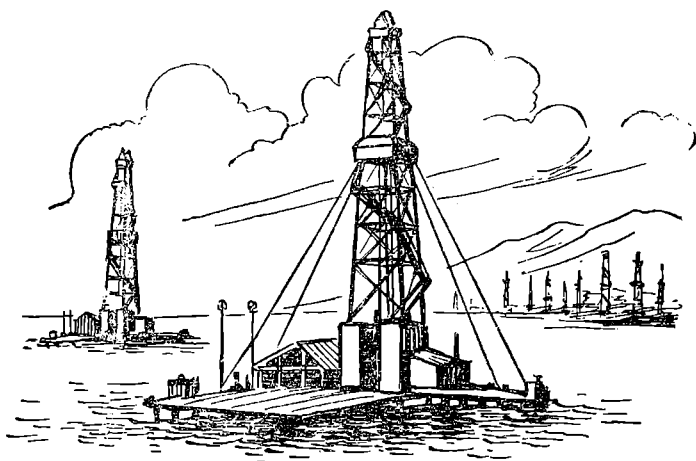


Рис. 116. Нефтяные вышки в море.

Нефть — это смесь различных веществ, поэтому она не имеет постоянной температуры кипения. При нагревании из неё сначала удаляются легко летучие вещества, в первую очередь растворённые газы; затем отгоняются жидкости: бензин, лигроин, керосин и др. Температура кипения нефти по мере отгонки этих продуктов повышается.

После отгонки летучих жидкостей остаётся мазут, который частично используют как топливо. Значительную часть мазута перерабатывают на смазочные масла.

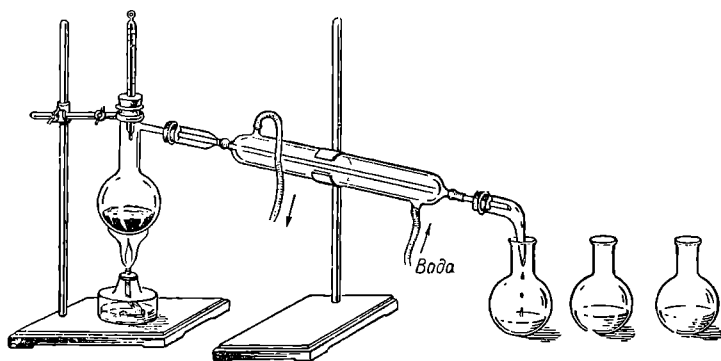


Рис. 117. Разгонка нефти в лаборатории.

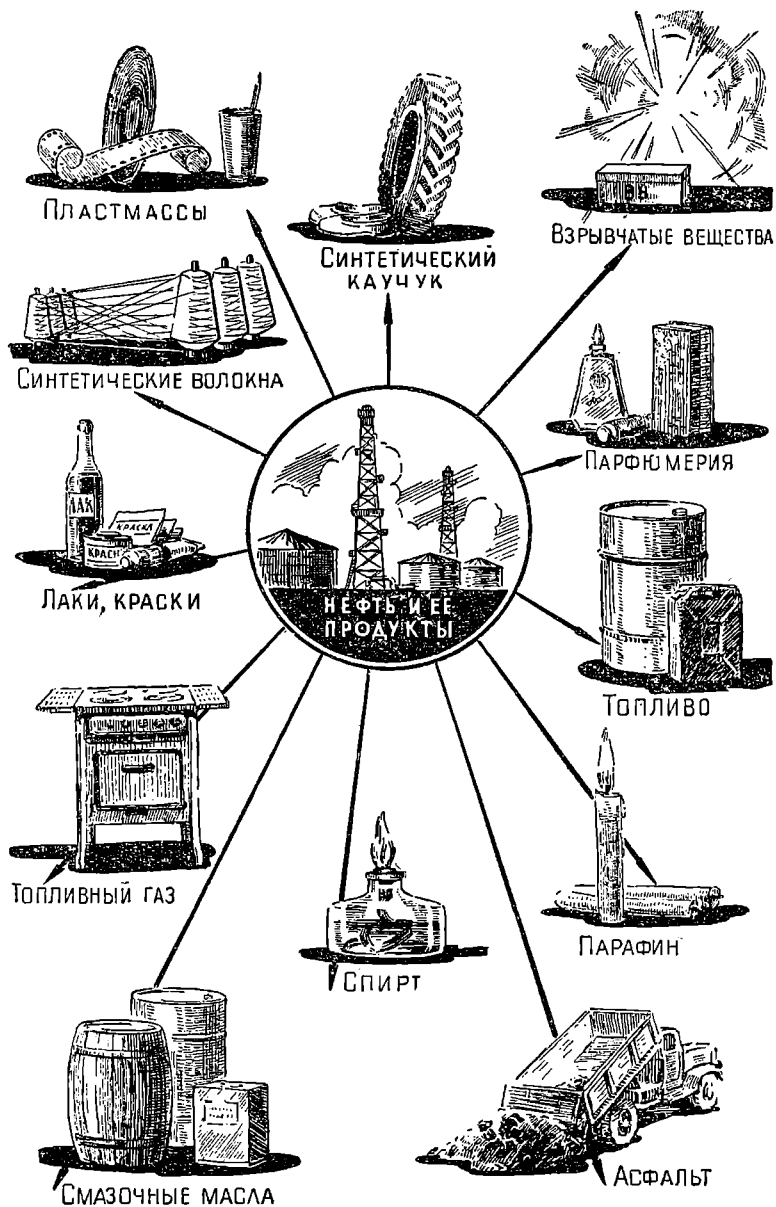


Рис. 118. Что можно получить из нефти.

Нефть — один из самых ценных видов химического сырья. Недаром она получила название «чёрного золота». Путём химической переработки из нефти и нефтяных газов можно приготовить несколько тысяч разнообразных продуктов, в том числе красители, лаки, лекарственные и взрывчатые вещества, спирт, каучук, пластмассы (рис. 118).

### *Задание для самостоятельной работы*

Выясните, какие нефтепродукты и для каких целей используют на ближайших производственных предприятиях и в мастерских. Соберите по указанию учителя образцы нефтепродуктов и изготовьте из них учебную коллекцию для школьного химического кабинета.

## § 95. Каменный уголь

Каменный уголь образовался в недрах земли при разложении и обугливании без доступа воздуха деревьев, росших более 250 млн. лет назад. Деревья накопили поглощённую ими во время роста и развития энергию солнца. Эта энергия сохранилась в каменном угле. Вот почему залежи каменного угля справедливо называют кладовыми солнца.

Из всех мировых запасов каменного угля более половины приходится на долю нашей страны. Советский Союз по запасам каменного угля занимает первое место в мире.

О значении каменного угля для народного хозяйства образно говорил Владимир Ильич Ленин: «Уголь — это настоящий хлеб промышленности, без этого хлеба промышленность бездействует, без этого хлеба железнодорожный транспорт осуждён на самое жалкое положение...»

Сортов каменного угля много. Они отличаются друг от друга содержанием углерода и примесей других веществ. Самый старый по времени образования — **антрацит**. Это блестящий твёрдый уголь, он содержит 94—98% углерода. При сгорании антрацит даёт наибольшее количество теплоты по сравнению с другими сортами углей. Затем идёт **каменный уголь**. Он не блестит на изломе, более мягкий, содержит 82% углерода. Наиболее молодой по времени образования — **бурый уголь**. Он содержит 69% углерода.

Каменный уголь используют не только как топливо. Химическая переработка его даёт возможность получить сотни ценных веществ, в том числе искусственный бензин, бензол, красители, лекарственные вещества, взрывчатые вещества, горючие газы и т. д. (рис. 119).

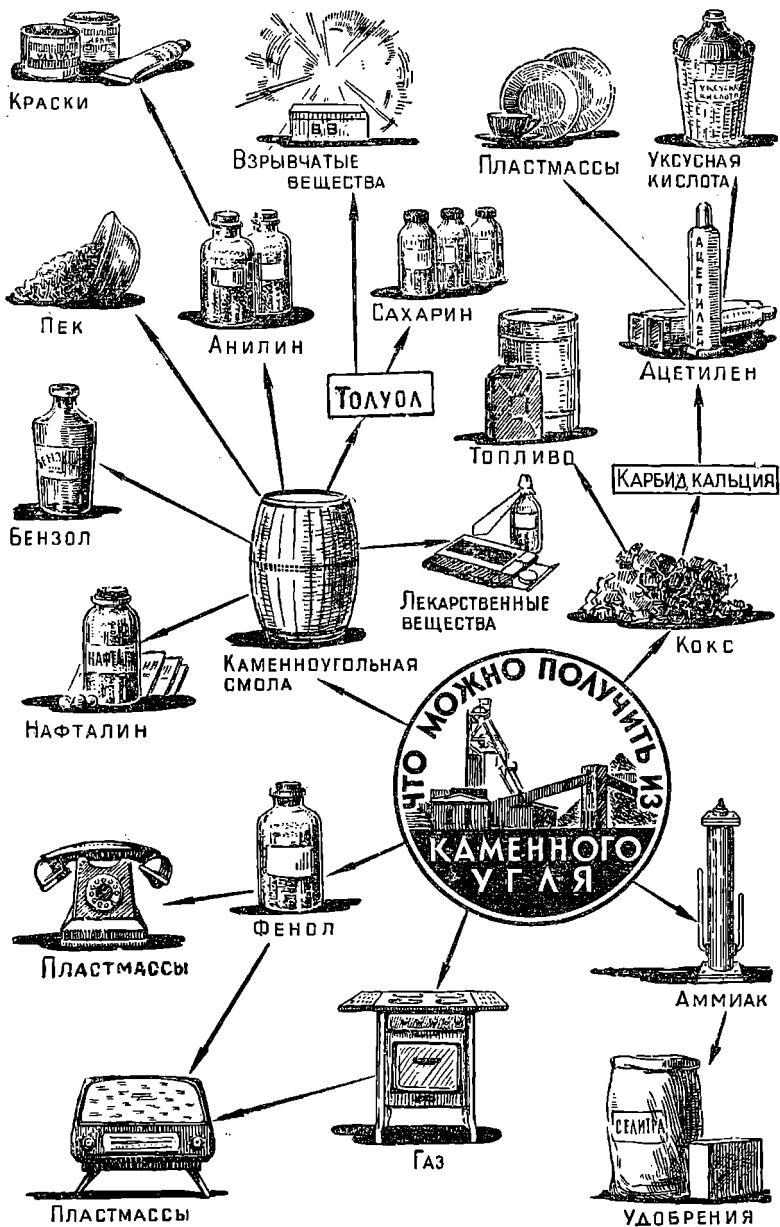


Рис. 119. Что можно получить из каменного угля.

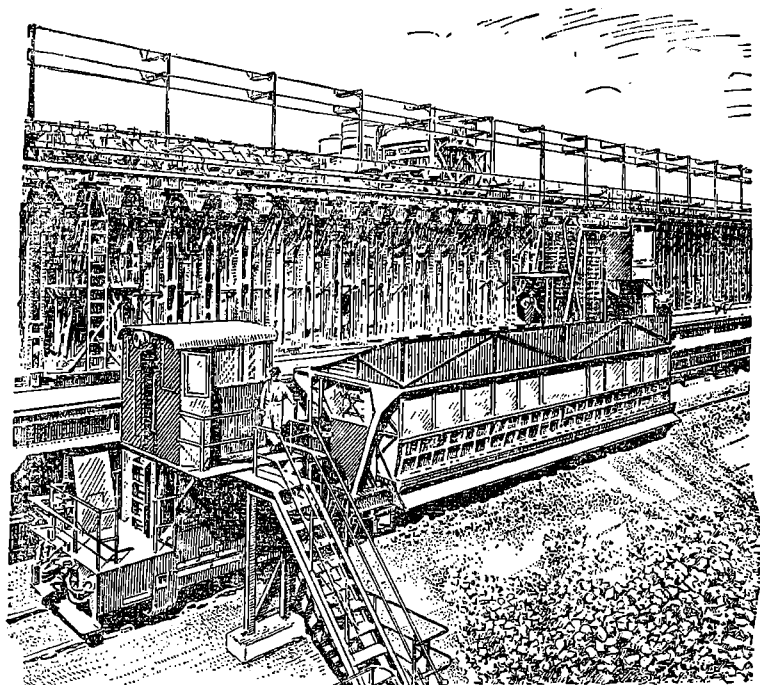


Рис. 120. Коксовые печи.

Для химической переработки уголь нагревают без доступа воздуха в специальных печах (рис. 120 и цветн. рис. 1). При этом разлагаются содержащиеся в угле смолистые вещества и получаются газообразные продукты, их улавливают, разделяют и перерабатывают дальше. В печи остаётся кокс в виде пористой сероватой массы. Лучшие сорта кокса используют при выплавке чугуна в доменных печах.

#### § 96. Твёрдое, жидкое и газообразное топливо

*Топливом* называются горючие вещества, которые используют для получения теплоты, выделяющейся при сжигании.



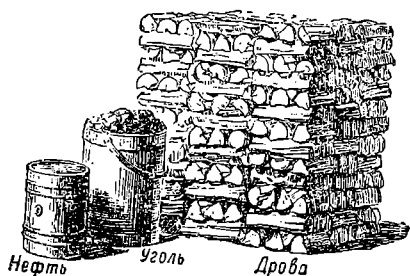


Рис. 121. Сравнительные количества угля, нефти и дров, необходимые для того, чтобы получить одинаковое количество теплоты.

Горючих веществ известно очень много. Однако не всякое вещество, способное гореть, может служить топливом для промышленных и бытовых целей. Сера, например, — горючее вещество, но как топливо она не годится, потому что в природе серы мало, сжигать её неудобно, при сгорании она даёт мало теплоты, а

продукт сгорания — сернистый газ — отравляет воздух.

Как топливо используют только такие горючие вещества, которые:

- 1) имеются в больших количествах в природе в готовом виде или вырабатываются из дешёвого природного сырья;
- 2) дают при сгорании много теплоты и не образуют при этом больших количеств ядовитых газов.

Топливо может быть твёрдым, жидким и газообразным. К твёрдому топливу относятся каменный уголь, горючие сланцы, торф, древесина. Важнейшее топливо — каменный уголь. Его расходуют в 3 раза больше, чем всех остальных видов топлива, вместе взятых. По количеству теплоты, выделяющейся при сгорании, каменный уголь уступает только нефти (рис. 121, задача 9 на стр. 247).

Торф образуется на дне болот при частичном разложении отмерших растений, главным образом мхов. Он содержит меньше углерода, чем каменный уголь (56%), и даёт значительно меньше теплоты при сгорании. Используют его как местное топливо (без дальних перевозок). Торф применяют также и как удобрение.

Древесину в качестве топлива употребляют только в быту. В промышленности для этой цели применять её нецелесообразно. Большее значение она имеет как строительный материал и как сырьё для химической переработки. При переработке древесины получают много ценных продуктов, в том числе бумагу, искусственные волокна, спирт, уксусную кислоту и др.

К жидким видам топлива относятся бензин, керосин, мазут, а также горючие жидкости, получаемые из камен-

ного угля (искусственный бензин). Жидкое топливо необходимо для двигателей внутреннего сгорания и для современных реактивных двигателей.

Важнейший представитель газообразного топлива — природный газ. Это наиболее выгодное и эффективное топливо. При сгорании его не остаётся никакого твёрдого остатка, так как в нём нет примесей негорючих минеральных веществ.

### **Вопросы и упражнения**

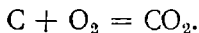
1. Какие вещества называют углеводородами?
2. При каких условиях образуется метан в природе?
3. Укажите важнейшие свойства нефти. Назовите известные вам нефтяные месторождения.
4. На чём основана переработка нефти на горючие и смазочные материалы путём разгонки? Названия каких смазочных масел вы знаете?
5. Какие разновидности каменного угля вам известны? Чем отличаются они друг от друга?
6. Назовите основные виды топлива и дайте их краткую характеристику. Почему не всякое горючее вещество может служить топливом?
7. Как отличить керосин от бензина?
8. Сколько кубических метров кислорода потребуется для сжигания 1 м<sup>3</sup> метана? (1 л кислорода при нормальных условиях весит 1,43 г, а 1 л метана — 0,7 г.) (О т в е т: 2 м<sup>3</sup>.)
9. При сгорании 1 кг древесины выделяется около 4500 ккал теплоты, при сгорании такого же количества нефти — 11 000, каменного угля — 9 000. Сколько древесины и угля потребовалось бы для замены 1 т нефти?  
(О т в е т ы: 2,44 т древесины, 1,2 т угля.)

### **§ 97. Реакция горения**

Процессы горения с древнейших времён широко используются людьми. Чтобы уметь управлять горением и сжигать топливо с наибольшей выгодой, нужно знать, что происходит с веществами при их сгорании. На многих примерах горения веществ в чистом кислороде и в воздухе вы убедились, что горение — это химическая реакция, протекающая с выделением теплоты и света.

Рассмотрим теперь процесс горения подробнее.

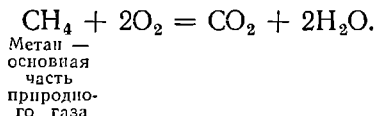
Если топливо представляет собой простое вещество, например уголь, то при полном сгорании его получится углекислый газ:



При этом углерод окисляется кислородом.

Если топливо — сложное вещество или смесь различных веществ, то при сгорании также происходит их окисление и в результате обычно образуются окислы тех элементов, из которых состоят сложные вещества.

Сложные вещества, используемые как топливо, состоят главным образом из углерода и водорода, поэтому при полном сгорании их образуются углекислый газ и вода:



В очищенном жидком и газообразном топливе нет примесей минеральных веществ, поэтому при полном сгорании такого топлива не получается никаких твёрдых остатков. Все виды твёрдого топлива содержат негорючие примеси, которые остаются после сгорания топлива в виде золы или гари.

Таким образом, сущность горения состоит в окислении горючего вещества. Значит, все реакции горения простых и сложных веществ в кислороде и в воздухе относятся к реакциям окисления.

Внешним признаком горения служит выделение *теплоты и света*. На основании этих признаков можно дать определение реакции горения:

***Горением*** называется окислительная реакция, протекающая с выделением теплоты и света.

### ***Задание для самостоятельной работы***

1. Взвесьте кусочек торфа. Положите его в чашечку и поставьте в протопленную печь, в которой уже нет раскалённых углей, или поместите в сушильный шкаф и высушите. Взвесьте сухой торф. Вычислите процентное содержание воды в торфе.

2. Измельчите кусочек каменного угля. Немного угольного порошка насыпьте в пробирку и сильно нагрейте. Что образуется на стенках пробирки? Осторожно понюхайте выделяющийся газ. Стоит ли каменный уголь только из углерода или содержит примеси других веществ?

## § 98. Пламя

При горении одни вещества образуют пламя, другие же горят без пламени. Уголь при горении тлеет, железная проволока сгорает в кислороде, разбрасывая яркие искры. Эти твёрдые вещества не испаряются при горении, поэтому пламени не образуют.

При горении газов и жидкостей почти всегда появляется пламя. Водород, метан, бензин и некоторые другие вещества горят с образованием пламени. Твёрдые же вещества дают пламя при горении только в том случае, если при испарении или разложении их образуются горючие пары.

Что представляет собой пламя? Для изучения его свойств и строения рассмотрим пламя парафиновой свечи (рис. 122).

В нём ясно заметны три различные части. Внутренняя часть, у самого фитиля, выглядит тёмной. Средняя часть образует ярко светящийся язычок. Наружная часть лучше всего заметна сверху, она почти не светится и составляет как бы внешнюю оболочку пламени.

Испытаем, одинакова ли температура различных частей пламени. Внесём головку спички в его верхнюю часть. Спичка немедленно вспыхнет. Другую спичку поместим в тёмную, внутреннюю часть, следя за тем, чтобы пламя не колебалось. Головка спички вспыхнет значительно позже, чем в первом случае. Опыт показывает, что в тёмной части пламени температура значительно ниже, чем в наружной.

Убедимся в этом ещё на одном простом опыте. Введём на короткое время в пламя свечи тонкую лучинку так, чтобы она пересекла пламя горизонтально у самого фитиля.

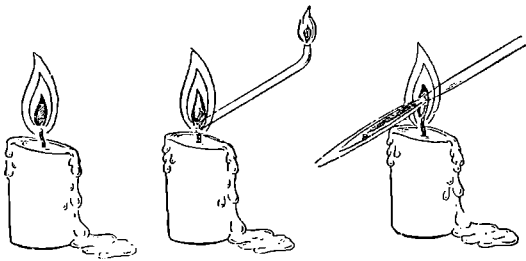


Рис. 122. Строение пламени свечи.

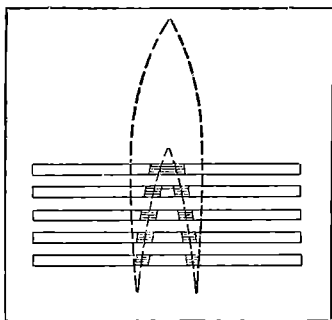


Рис. 123. Так обугливается лучинка, если внести её в разные части пламени (схема).

Лучинка обугливается только с краёв, которые соприкасались с наружной частью пламени, а середина, находившаяся в тёмной части, остаётся без изменения (рис. 123).

Что находится в тёмной части пламени? Чтобы узнать это, введём туда конец топкой стеклянной трубки, держа её немного наклонно (рис. 122). Через некоторое время можно заметить выходящий из верхнего конца трубки белый дымок. Поднесём к нему зажжённую

спичку. У конца трубки вспыхивает маленькое голубоватое пламя. Значит, в тёмной части пламени находятся горючие пары, которые образуются при нагревании парафина. Горения здесь ещё не происходит, поэтому и температура этой части пламени невысока.

Определим, что находится в средней части пламени. Для этого накроем пламя фарфоровым блюдечком так, чтобы оно касалось светящегося язычка. На блюдечке появляется копоть. Подержим блюдечко у верха пламени, не касаясь им светлой средней части. Копоти не образуется.

Опыт показывает, что в средней части пламени находятся частички угля, образующиеся при разложении парафина. Здесь они только частично сгорают. Несгоревшие частицы угля раскаляются и ярко светят. В наружной же части пламени, которая соприкасается с воздухом, происходит полное сгорание. Эта часть содержит только газообразные продукты горения и поэтому не светится. Значит, светимость пламени зависит от наличия в нём раскалённых твёрдых частиц.

Если в пламя свечи вдувать воздух через металлическую или стеклянную трубку с очень узким отверстием, то светимость его резко уменьшается. Получается острое синеватое пламя. Раскалённые частички угля полностью сгорают благодаря усиленному введению воздуха (рис. 122). Такое пламя имеет более высокую температуру, чем обычное пламя свечи.

### **Задание для самостоятельной работы**

Рассмотрите пламя спиртовой лампочки. Похоже ли оно на пламя свечи по строению? Внесите в пламя спиртовой лампочки лучинку, как показано на рисунке 123, и, не давая ей загореться, быстро выньте. В каких местах обуглилась лучинка? О чём это говорит?

Погасите лампочку и вставьте в середину фитиля головку спички. Снова осторожно зажгите лампочку и следите, чтобы пламя не колебалось. Сразу ли загорится спичка? Внесите головку спички в наружную часть пламени. Сравните результаты опытов.

Какие выводы можно сделать из этих опытов? Какое правило следует соблюдать при нагревании стеклянных предметов в пламени спиртовой лампочки? Почему нельзя прикасаться к нагретому стеклу фитилём?

Зажгите лучинку и рассмотрите её пламя. Можно ли различить отдельные части этого пламени?

### **Вопросы и упражнения**

1. Назовите основные продукты, образующиеся при сгорании жидкого и газообразного топлива.

2. Какие вещества получаются при сгорании газа, состав которого выражается формулой  $C_2H_4$ ?

3. Укажите основные признаки реакции горения.

4. Дайте определение реакции горения.

5. В каких случаях при горении веществ не образуется пламени?

6. Почему уголь сгорает без пламени, а бумага и дерево при горении образуют пламя?

7. Чем объяснить, что один из сортов каменного угля — бурый уголь — при горении даёт пламя, а антрацит не даёт?

8. Как доказать, что строение пламени спиртовой лампочки такое же, как и пламени свечи?

9. Какие практические выводы вы сделали, изучив пламя спиртовой лампочки?

10. В каменном угле содержится 0,01% примеси серы. Сколько сернистого газа образуется в продуктах горения, если сжечь 5 т угля? (О т в е т: 1 кг.)

11. При сгорании метана было получено 250 кг углекислого газа. Сколько по весу газа сгорело? (О т в е т: 90,9 кг.)

## **§ 99. Способы рационального сжигания топлива**

Огромные количества топлива сжигают для получения теплоты как источника энергии. Чем больше теплоты можно использовать для техники и быта, чем меньше её потери, тем экономнее расход горючих материалов. Поэтому при сжигании топлива необходимо добиваться полного его сгорания. Сгорание будет полным, если в результате горения не остаётся никаких горючих веществ.

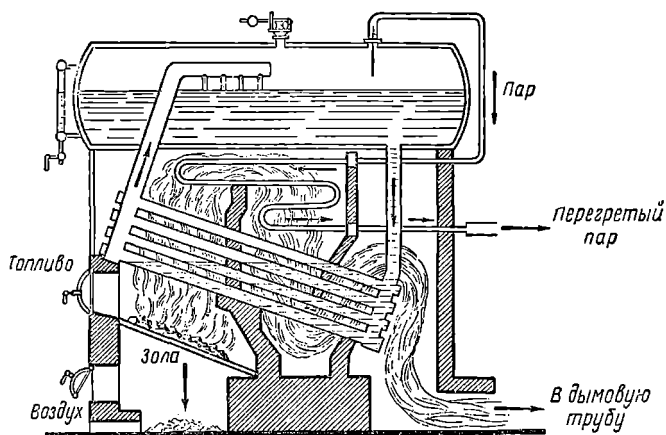


Рис. 124. Схема парового котла, работающего на твёрдом топливе.

Основное условие полного сгорания топлива — это хорошее перемешивание его с воздухом. Труднее всего перемешивается с воздухом твёрдое топливо, например каменный уголь. Поэтому его дробят. Но в обычных топках паровых котлов нельзя применять слишком мелкий уголь, так как он будет проваливаться через колосниковую решётку; кроме того, сильный ток воздуха, который вдувается в топку, будет захватывать мелкий уголь и уносить его в трубу. Чтобы добиться полного сгорания крупных кусков угля, приходится вдувать в топку значительно больше воздуха, чем его требуется для сжигания.

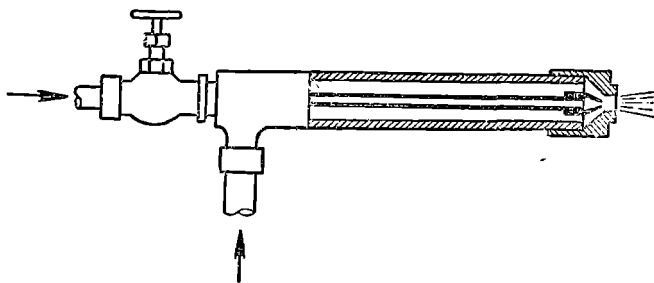


Рис. 125. Форсунка для сжигания топлива (схема).

При недостатке же воздуха будет получаться окись углерода, которая не успеет сгореть и улетит в трубу. Вместе с ней улетят несгоревшие частицы угля, образующие чёрный дым. Появление чёрного дыма из трубы — признак неполного сгорания топлива.

Однако вдвухать слишком много воздуха в топку тоже невыгодно. В воздухе содержится около 80% азота и других газов, не принимающих участия в горении. Нагреваясь, они отнимают много теплоты, которая уносится через трубу и теряется. Поэтому правильная регулировка дутья — одно из важных условий рационального сжигания топлива.

В некоторых случаях твёрдое топливо сжигают в пылевидном состоянии. Для этого используют, например, каменноугольную пыль, которую вдвухают в топку вместе с воздухом. Для лучшего сжигания угля к вдвухаемому воздуху иногда прибавляют кислород. При таком обогащённом дутье достигается более высокая температура и уменьшаются потери теплоты.

Хорошее перемешивание с воздухом необходимо и для более полного сгорания жидкого топлива. Если керосин

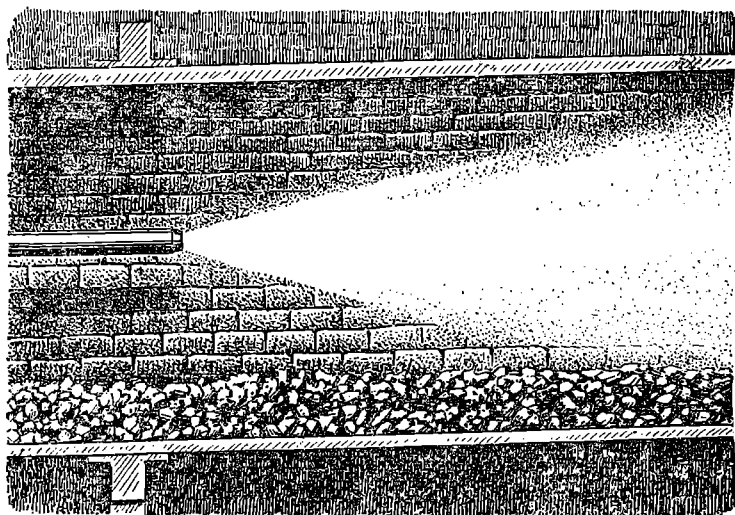


Рис. 126. Факел пламени в сталеплавильной печи. (Слева видна форсунка.)



(или бензин) налить на блюдечко и поджечь, то он будет гореть только на поверхности сильно коптящим пламенем. Температура такого пламени невысока, большая часть углерода, который образуется при разложении горючих веществ, не сгорает. Но если жидкое топливо распылить до очень мелких капелек и хорошо перемешать с воздухом, оно сгорит почти полностью.

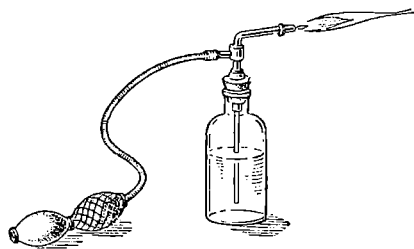
Распыляют жидкое топливо с помощью форсунок (рис. 125). Форсунка состоит из двух трубок. По одной из них поступает жидкое топливо, например мазут, по другой подают воздух. У отверстия наружной трубки жидкость распыляется струёй воздуха и хорошо смешивается с ним. При поджигании получается факел пламени с очень высокой температурой. Такие форсунки используют, например, для получения высокой температуры в сталеплавильных печах (рис. 126).

Модель форсунки можно сделать из обычного пульверизатора (рис. 127).

Наиболее полное использование жидкого топлива достигается в двигателях внутреннего сгорания. Бензин или другое жидкое горючее распыляется там с помощью карбюратора, и в цилиндры двигателя поступает уже готовая смесь распылённого топлива с воздухом.

Лучше всего перемешивается с воздухом газобразное топливо, и при сжигании его достигается наибольшая полнота сгорания. Газ горит без дыма, продукты его сгорания не загрязняют воздух. Для сжигания газа не нужно устраивать громоздких топок и других сложных приспособлений. Многие промышленные предприятия переводят на газовое топливо.

Чтобы полнее использовать теплоту сгоревшего топлива, часто подают в печи и горелки не холодный, а горячий воз-



дух. Тогда на нагревание его расходуют меньше теплоты и топливо используется полнее. Для предварительного подогрева воздуха используют отходящие горячие топочные газы. Перед тем как выпустить в трубу, их пропускают в камеры, ко-

Рис. 127. Модель форсунки.

торые от этого нагреваются. Затем через горячую камеру пропускают воздух перед вдуванием его в печь или горелку.

Такое использование теплоты продуктов реакции в технике получило название *теплообмена*.

### *Вопросы и упражнения*

1. Какое сгорание топлива называют неполным? Чем оно отличается от полного сгорания?

2. Укажите основные требования к рациональному сжиганию топлива.

3. Как устроена и как работает форсунка?

4. Почему следует подогревать воздух, подаваемый в качестве дутья в печь или форсунку? Как осуществляют этот подогрев? Что такое теплообмен?

5. Почему при сжигании газообразного топлива лучше обеспечивается полнота сгорания, чем при сжигании твёрдого?

## § 100. Органические вещества

Вы познакомились со свойствами простейшего соединения углерода с водородом — метаном. Но при ознакомлении с нефтью и некоторыми продуктами её переработки вы узнали, что углерод образует с водородом очень много соединений, которые носят общее название углеводороды. Углеводороды относятся к **органическим веществам**.

В состав молекул органических веществ, кроме атомов углерода и водорода, могут входить и другие элементы, например атомы кислорода, азота и серы.

Название «органические» было дано этим веществам ещё в прошлом веке. Тогда считали, что они образуются только в организмах животных и растений и только оттуда могут быть выделены. Позже химики получили многие органические соединения искусственным путём, в том числе были получены и такие вещества, каких нет в природе.

Поэтому сейчас к органическим веществам относят химические соединения, состоящие из углерода и водорода и некоторых других элементов, независимо от того, выделены ли они из организмов или получены искусственно из минеральных веществ.



Александр Михайлович  
Бутлеров (1828—1886).

Большая заслуга в изучении органических веществ и способов их получения принадлежит великому русскому химику Александру Михайловичу Бутлерову.

Количество известных в настоящее время органических веществ огромно — свыше двух миллионов. К ним относятся многие вещества природы и разнообразные продукты их переработки. Все виды топлива состоят из органических веществ. К органическим веществам относятся также каучук, спирт, масла и лаки, мыло, сахар, жиры и много других.

### Свойства и состав органических веществ

Несмотря на огромное разнообразие органических веществ, все они обладают некоторыми общими свойствами.

**1. Почти все органические вещества разлагаются и обугливаются при нагревании.** В этом вы неоднократно убеждались на примерах из повседневных наблюдений и при изучении химии. Вспомните опыт термического разложения древесины. Основная часть древесины — органическое вещество клетчатка. Она разлагается при нагревании без доступа воздуха с выделением углерода в виде угля, с образованием горючих газов и других продуктов.

Жир подгорает и чернеет при сильном нагревании. Тесто, перегретое в печи при выпечке хлеба, обугливается. На хлебе получается чёрная обугленная корка.

**Опыт.** Чтобы определить качественный состав органического вещества и установить его отношение к нагреванию, сделайте простой опыт с крахмалом.

Поместите в пробирку с газоотводной трубкой немного крахмала, нагрейте его в пламени спиртовой лампочки. Что происходит с крахмалом? Поднесите к отверстию газоотводной трубки горящую лучинку. Что наблюдаете? Что выделяется на стенках пробирки? Когда выделение газа прекратится, дайте пробирке остыть и высыпьте из неё образовавшийся уголь. Какие элементы входят в состав крахмала?

Сахар при нагревании сначала плавится, потом обугливается. При этом выделяется вода. В состав сахара входят те же элементы, что и в состав крахмала.

**2. Многие органические вещества горят в воздухе и в кислороде.** При полном сгорании их получают углекислый газ и вода. Могут при этом образовываться и другие продукты в зависимости от того, какие элементы, кроме углерода и водорода, входят в состав молекул органических веществ.

## Углеводы, жиры, белки

**1. Углеводы.** К углеводам относятся глюкоза, сахар, крахмал, клетчатка. Эти вещества назвали так потому, что при нагревании они разлагаются с образованием угля и воды.

В состав их молекул входят элементы углерод, водород и кислород.

*Опыт.* Для ознакомления со свойствами и составом углеводов проделайте следующие опыты с глюкозой.

Рассмотрите порошок глюкозы. Попробуйте на вкус. Всыпьте немного глюкозы в пробирку с водой, взболтайте. Другую порцию глюкозы нагрейте в сухой пробирке. Что можно сказать о составе и свойствах глюкозы на основании этих опытов?

*Глюкоза.* В чистом виде это белый порошок, сладкий на вкус, легко растворимый в воде. Состав глюкозы выражают формулой  $C_6H_{12}O_6$ .

В природе глюкоза образуется в растениях, значительные количества её содержат плоды и ягоды. Она играет важную роль в обмене веществ живого организма. В промышленности глюкозу получают из крахмала. Как один из продуктов питания, её широко используют в кондитерской и других отраслях пищевой промышленности.

*Сахар* по составу более сложен, чем глюкоза, его состав выражают формулой  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Сахар, так же как и глюкоза, образуется в растениях. Много его содержат корнеплоды сахарной свёклы и сок сахарного тростника. При переработке сахарной свёклы и сахарного тростника на сахарных заводах получают сахар.

*Крахмал* в чистом виде — белый порошок. Молекулы его ещё более сложны, чем у глюкозы и сахара. Крахмал не имеет сладкого вкуса, но при действии некоторых ферментов, например птиалина (в слюне) и диастаза (в семенах

растений), он превращается в глюкозу и другие сахаристые вещества. В технике процесс осахаривания крахмала осуществляют действием на крахмал сильно разбавленной серной кислоты.

**Опыты.** Познакомьтесь со свойствами крахмала на следующих опытах.

1. Приготовление крахмального клейстера. В пробирку с 3 мл воды всыпьте около 0,5 г крахмала и взболтайте. Растворяется ли крахмал в воде?

В другую пробирку налейте на  $\frac{1}{3}$  воды и нагрейте до кипения. Небольшими порциями вливайте взболтанный с водой крахмал из первой пробирки в кипящую воду, помешивая стеклянной палочкой. Приготовленный крахмальный клейстер оставьте охлаждаться.

2. Реакция иода с крахмалом. В пробирку с водой влейте немного приготовленного крахмального клейстера и перемешайте. Прибавьте 2—3 капли иодной настойки, снова перемешайте. Как изменилась окраска?

3. Обнаружение крахмала в пищевых продуктах.

а) В стакан с водой прибавьте иодной настойки и взболтайте. Опустите в полученную иодную воду кусочек белого хлеба.

б) Разотрите с водой немного варёного картофеля, прибавьте 2—3 капли иодной настойки.

О чём говорит синяя окраска, которая появилась в том и другом случае?

В воде крахмал не растворяется, но при нагревании с водой набухает, образуя крахмальный клейстер, который при охлаждении застывает в студень.

Если к крахмальному клейстеру прилить немного иодной настойки, появляется тёмно-синее окрашивание. С помощью этой характерной реакции можно отличить крахмал от других веществ и доказать наличие его в различных продуктах.

В природе крахмал образуется в растениях. Он содержится в листьях растений, накапливается в зёрнах и клубнях. Самые распространённые пищевые продукты — хлеб, мука, различные крупы, получаемые из зерна, — содержат крахмал. Много крахмала в клубнях картофеля, откуда его легко извлечь в чистом виде.

### ***Задание для самостоятельной работы***

1. Получите чистый крахмал из картофеля. Для этого сырой картофель разотрите на кухонной тёрке. Полученную массу залейте холодной водой, взболтайте и процедите через сито в кастрюлю. Оставшуюся в сите массу промойте водой и отожмите. Дайте отстояться крахмалу в кастрюле, слейте с него воду, отожмите крахмал через чистую ткань и высушите на воздухе.

2. Докажите наличие крахмала в кукурузе, манной крупе, в листьях растений.

*Клетчатку* иначе называют целлюлозой. Молекулы клетчатки, как и молекулы крахмала, состоят из огромного количества атомов углерода, водорода и кислорода. В природе клетчатка образуется в растениях. Она входит в состав клеточных стенок растений и придаёт растительным тканям прочность, образуя как бы скелет растения. Древесина представляет собой клетчатку, содержащую значительные количества воды и других веществ. Вата — пример чистой клетчатки.

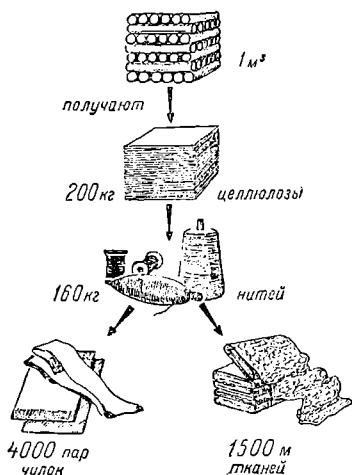


Рис. 128. Что можно получить из 1 м<sup>3</sup> древесины.

При химической обработке древесины выделяют почти чистую клетчатку — целлюлозу, которую используют для производства бумаги, различных видов искусственного шёлка и других волокон, из которых делают ткани для одежды. Клетчатка — важный вид химического сырья. При химической переработке её получают спирт, кормовой сахар, уксусную кислоту и многие другие вещества.

2. **Жиры** — сложные органические вещества, содержащие углерод, водород, кислород и некоторые другие элементы. Они образуются в организмах растений из неорганических веществ, усваиваемых в процессе питания. Семена различных растений — льна, подсолнечника и других — содержат много жиров. Животные жиры обычно полутвёрдые (сало, сливочное масло). Они легко плавятся при нагревании. Большинство растительных жиров — жидкие вещества.

**Опыты.** 1. Взболтайте с водой в пробирке немного сливочного масла, подогрейте, дайте отстояться. Растворится ли масло в воде? Прилейте в пробирку с плавающим на воде маслом 3—4 мл чистого бензина, взболтайте — произошло ли растворение масла в бензине? Можно ли отделить масло от воды?

2. Разотрите в ступке немного очищенных семечек подсолнуха и положите в пробирку. Влейте туда около 2 мл чистого бензина и поместите пробирку в стакан с тёплой водой. (*Осторожно!* Публи-

зости не должно быть огня!) Через несколько минут вылейте около 1 мл бензинового раствора из пробирки на часовое стёклышко и оставьте испаряться на воздухе. После испарения бензина рассмотрите капельки жира, оставшиеся на стекле.

Несколько капель бензинового раствора из пробирки вылейте на бумагу и дайте бензину испариться. Что остаётся на бумаге после испарения бензина?

Жиры не растворяются в воде, но хорошо растворяются в бензине, эфире и некоторых других жидкостях. Это свойство жиров используют для извлечения их из семян растений. Семена измельчают и выжимают из них жир с помощью прессов. Однако после этого в оставшихся жмыхах его содержится еще много. Жмых заливают, например, чистым бензином, который растворяет жир. После отгонки бензина остаётся чистый жир.

Жиры — один из основных продуктов питания, они содержатся во всех видах растительной и животной пищи (в муке и хлебе, мясе, молоке и т. п.).

Жиры используют в технике для производства мыла и некоторых видов смазочных материалов. Сейчас вместо пищевых жиров для этих целей применяют искусственные жиры и другие вещества, получаемые из нефти. Это даёт большую экономию пищевых жиров.

**3. Белки.** Состав белков очень сложен. Кроме углерода, водорода и кислорода, они содержат азот, серу, фосфор и другие элементы. Разновидностей белков очень много. Один из них — яичный белок представляет собой вязкую прозрачную жидкость.

**Опыт.** Около 1 мл яичного белка разбавьте 10 мл воды, взболтайте и разлейте жидкость в две пробирки. В одной пробирке нагрейте раствор белка до кипения. Сравните жидкости в обеих пробирках. Что произошло с белком?

Как и всем веществам, белкам свойственны характерные химические реакции, с помощью которых их можно обнаруживать. При нагревании белки «свёртываются», но после этого перевести их в прежнее состояние невозможно. Свернувшийся при варке белок куриного яйца нельзя снова сделать жидким.

Белковые вещества — основа жизни. Они содержатся в каждом живом организме. Растения создают белки из минеральных веществ. Человек и животные используют для питания только готовые белки.

Органические вещества, особенно такие, как углеводы, жиры и белки, долго казались людям загадочными и таин-

ственными. Религия приписывала им сверхъестественное, «божественное» происхождение. Изучение состава и свойств самых сложных органических соединений показало, что они образованы такими же химическими элементами, из которых состоят вещества неживой природы, и не содержат никаких неизвестных элементов. Получение многих сложных органических веществ искусственным путём разоблало утверждение религии об их якобы божественном происхождении.

Так химия помогает нам всё глубже познавать вещества и раскрывать многие тайны природы.

### ***Вопросы и упражнения***

1. Какие вещества относятся к органическим?
2. Какое простейшее соединение углерода с водородом вам известно? Каков его состав?
3. Какие элементы обязательно входят в состав органических веществ? Как это доказать?
4. Как относятся органические вещества к нагреванию? Приведите примеры.
5. Назовите важнейшие углеводы и укажите их значение.
6. Как доказать, что хлеб содержит крахмал?
7. Какими свойствами обладают жиры?
8. Как можно извлечь жир из семян растений?
9. Назовите характерные свойства белков.
10. Какое значение имеют органические вещества в природе и технике?



## Г Л А В А X

### МЕТАЛЛЫ

Из общего числа всех известных химических элементов более 80% — металлы. Они имеют огромное значение в народном хозяйстве. Поэтому изучение металлов и их соединений составляет одну из важнейших задач химии.

#### § 101. Железо, его физические и химические свойства

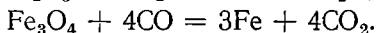
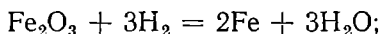
Химический знак элемента — Fe (феррум)

Атомный вес — 55,85

#### Физические свойства железа

Чистое железо — мягкий металл серебристо-белого цвета. Удельный вес его 7,86. Температура плавления +1539° С. Железо пластично: оно хорошо куётся, прокатывается в тонкие листы и штапуется в фигурные изделия; легко сваривается. К ценным свойствам железа относится способность к намагничиванию, что позволяет применять его для изготовления электромагнитов, сердечников к динамо-машинам и электромоторам.

Чистое железо в виде порошка можно получить восстановлением его окислов водородом или окисью углерода при нагревании:



В практике имеют дело не с чистым железом, а с различными сортами чугуна и стали, которые представляют собой сплавы железа.

## Химические свойства железа

**Задание.** Вспомните известные вам химические свойства железа. Составьте уравнения реакций взаимодействия железа:

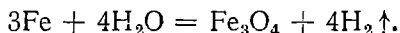
а) с простыми веществами; б) со сложными веществами.

Вам известно, что накалившаяся железная проволока горит в кислороде с образованием оксида  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  — железной окалины (магнитной окиси железа).

Во влажном воздухе железо ржавеет и покрывается слоем ржавчины. Состав ржавчины очень сложный, она представляет собой смесь различных соединений железа. Больше всего она содержит окиси железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и гидрата окиси железа  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . При образовании ржавчины происходит окисление железа. В этой реакции участвуют кислород и водяные пары, содержащиеся в воздухе.

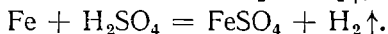
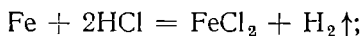
Железо вступает в реакции соединения со многими неметаллами, например с серой, хлором и другими.

В раскалённом состоянии железо реагирует с водяным паром. При этом выделяется водород и образуется магнитная окись железа:



В технике эту реакцию используют для получения водорода: водяной пар пропускают над раскалённым железом.

При действии на железо растворами соляной и серной кислот выделяется водород и образуются соли железа. Например:



Разбавленная азотная кислота активно реагирует с железом, но водород при этом не выделяется. С концентрированной азотной кислотой при обычной температуре железо практически не реагирует, так как на поверхности его образуется тончайшая, не видимая глазом, но очень прочная плёнка, которая защищает металл от разрушающего действия кислоты. Поэтому говорят, что железо в концентрированной азотной кислоте становится п а с с и в н ы м, а само явление называют **пассивированием**.

Так же ведёт себя железо в концентрированной серной кислоте. Поэтому концентрированные азотную и серную

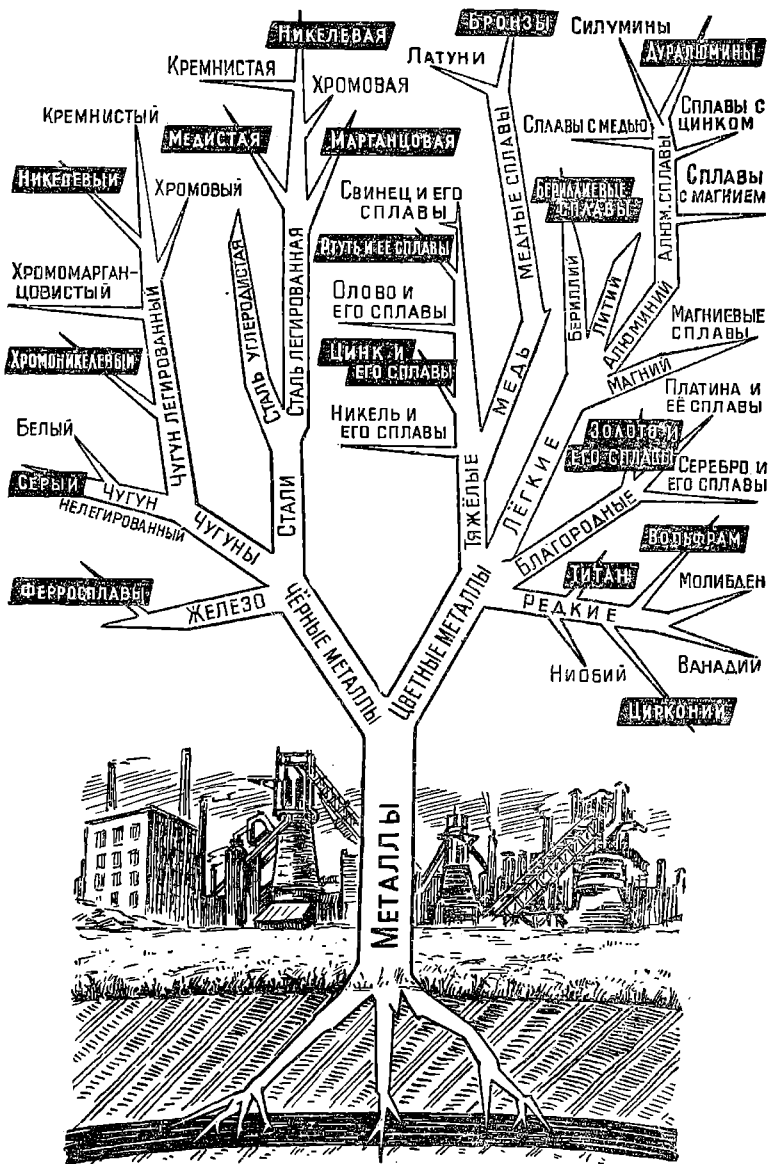
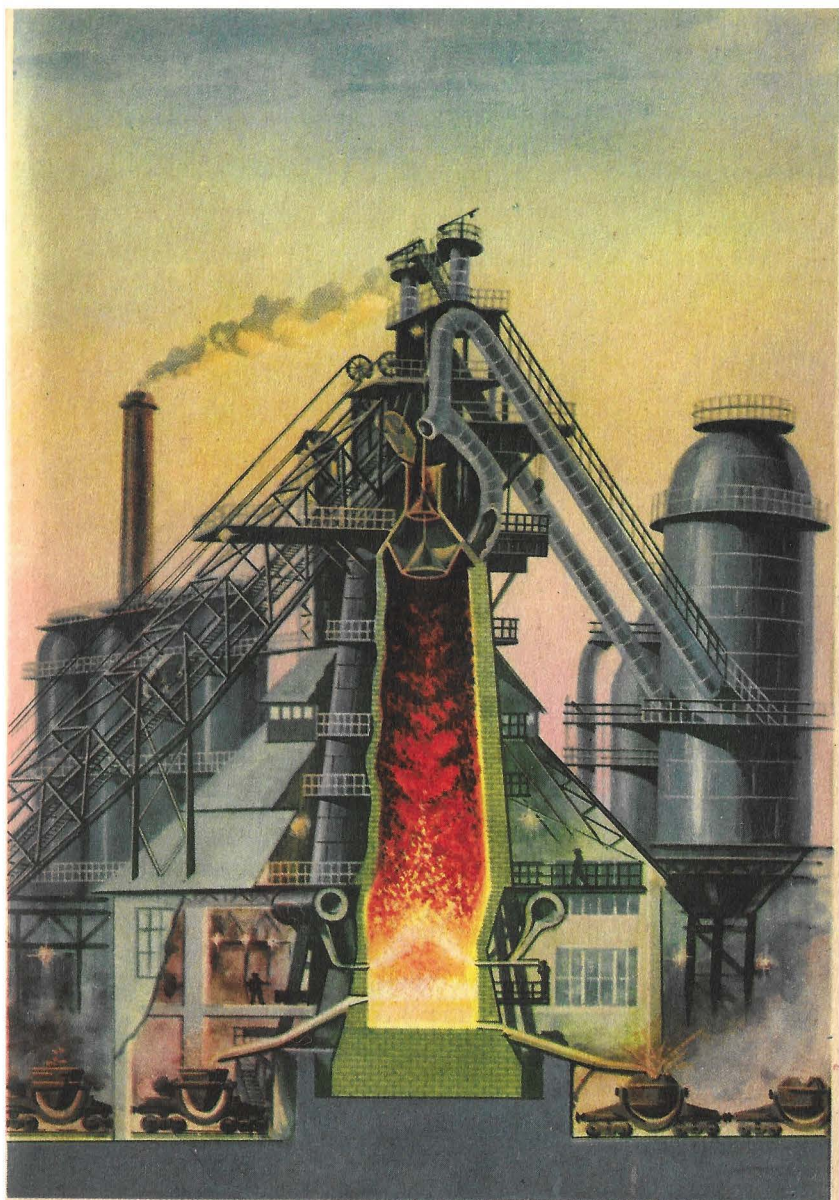
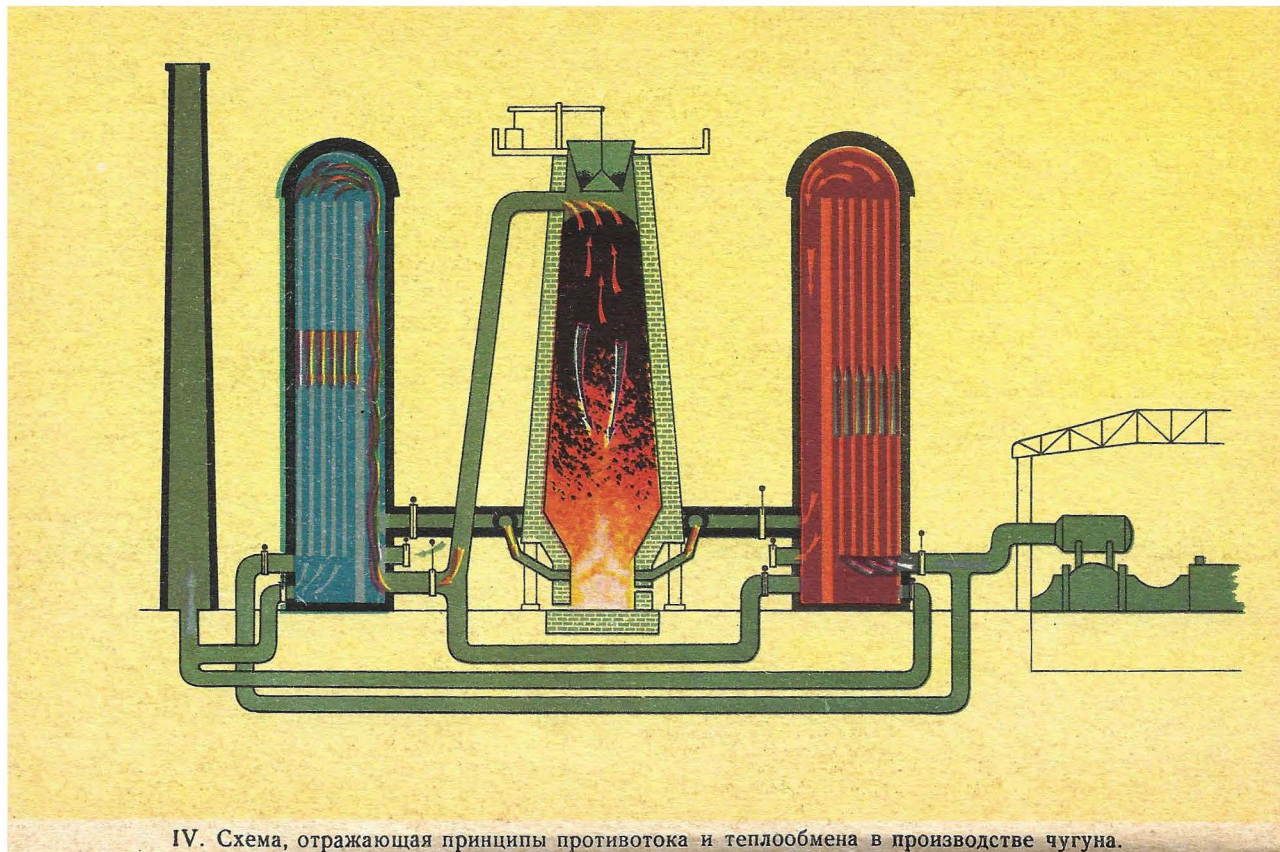


Рис. 129. Дерево металлов.



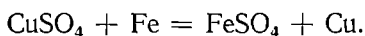
III. Доменный цех (схема).



IV. Схема, отражающая принципы противотока и теплообмена в производстве чугуна.

кислоты можно хранить и перевозить в железной таре (бочках, цистернах и т. п.). Но при нагревании железо активно реагирует с концентрированной азотной и серной кислотами, так как защитная плёнка на его поверхности разрушается.

Со многими солями, взятыми в водных растворах, железо вступает в реакции замещения. При этом происходит вытеснение металлов, стоящих в ряду активности после железа. Так, из раствора медного купороса железо вытесняет медь:



Вот почему растворы медного купороса нельзя готовить и хранить в железной посуде.

## § 102. Природные соединения железа

Железо в природе встречается главным образом в виде кислородных соединений — железных руд. К числу их относятся: магнитный железняк (магнетит)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , красный железняк (гематит)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и бурый железняк (лимонит)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Их легко отличить друг от друга по цвету черты, которую они оставляют на фарфоровой пластинке (см. цветной рисунок II).

По запасам железных руд Советский Союз занимает первое место в мире. К наиболее крупным месторождениям относятся:

**К р и в о р о ж с к о е** месторождение, руды его содержат красный железняк;

**руды К е р ч е н с к о г о** месторождения состоят главным образом из бурого железняка;

**М а г н и т о г о р с к и е** месторождения на Урале образованы магнитным железняком.

Богатые запасы железной руды находятся в **К у р с к о м** месторождении (Курская магнитная аномалия). Там на сравнительно небольшой глубине залегают огромные скопления магнитного железняка. Промышленная разработка их началась в 1960 г. Курские залежи обеспечат высококачественным сырьём нашу металлургическую промышленность на сотни лет. Кроме кислородных соединений, в природе встречается также сернистое соединение железа — серный колчедан, или, пирит, —  $\text{FeS}_2$ . Его применяют для производства серной кислоты.

### Вопросы и упражнения

1. Перечислите: а) важнейшие физические и б) химические свойства железа.

2. Сколько литров водорода можно получить при взаимодействии 140 г железа с разбавленной серной кислотой, если известно, что 1 л водорода при нормальных условиях весит 0,089 г? (О т в е т: 56 л.)

3. Составьте уравнение реакции взаимодействия железа с раствором азотнокислой меди. К какому типу относится эта реакция?

4. Напишите уравнение реакции восстановления железа из его окисла  $Fe_2O_3$  водородом.

5. Какие природные соединения железа вам известны? Напишите формулы этих соединений.

6. Какая из следующих руд богаче железом: красный железняк  $Fe_2O_3$  или магнитный железняк  $Fe_3O_4$ ?

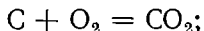
7. Сколько тонн железа можно получить из 10 т магнитного железняка, содержащего 10% примесей? (О т в е т: 6,5 т.)

### § 103. Получение чугуна

Для получения железа используют железные руды. Каждая природная руда обычно содержит различные посторонние примеси, например двуокись кремния  $SiO_2$ , известняк  $CaCO_3$ . Эти примеси носят название **пустой породы**. Перед тем как использовать руду, большую часть пустой породы из неё удаляют (обогащают руду).

Железо получают восстановлением его из окислов, которые входят в состав железных руд. Роль восстановителя играет окись углерода, которая образуется при сгорании кокса. При этом протекают следующие реакции:

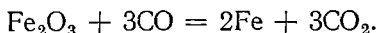
а) часть кокса сгорает с образованием углекислого газа:



б) углекислый газ при высокой температуре вступает в реакцию с коксом. В результате реакции образуется окись углерода:



в) окись углерода восстанавливает железную руду до свободного железа:



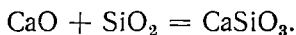
Образующееся в ходе этой реакции железо растворяет в себе углерод, в результате чего получается не чистое железо, а сплав его с углеродом — **чугун**. Кроме железа

и углерода, чугун может содержать в небольших количествах и некоторые другие элементы, например серу, фосфор, кремний, марганец.

Чтобы удалить оставшиеся примеси пустой породы, к руде прибавляют **флюсы**, или плавни. Они образуют с пустой породой легкоплавкие вещества (шлаки). Например, для удаления из руды двуокиси кремния добавляют углекислый кальций в виде известняка. При высокой температуре известняк разлагается на окись кальция и углекислый газ:



Окись кальция (основной окисел) с двуокисью кремния (кислотным окислом) образует соль — кремнекислый кальций:



Кремнекислый кальций легко плавится и вместе с другими примесями образует шлак.

Выплавка чугуна из руд производится в доменных печах, или домнах. Доменная печь (см. цветной рисунок III) представляет собой башню высотой до 30 м и диаметром в 6 м, сооружённую из огнеупорного кирпича. В верхнюю часть домны с помощью вагонеток загружают кокс и железную руду, к которой прибавляют флюсы. Смесь руды с флюсами называют **шихтой**.

В нижнюю часть доменной печи через специальные отверстия — **фурмы** — вдувают подогретый до 70° С воздух. За счет кислорода воздуха топливо (кокс) сгорает, и поэтому в домне создаётся высокая температура. Часто к вдуваемому воздуху добавляют чистый кислород (кислородное дутьё). Это позволяет повысить температуру, и тогда выплавка чугуна идёт быстрее.

Кокс при выплавке чугуна играет двойную роль. С одной стороны, он необходим для образования окиси углерода, играющей роль восстановителя. С другой стороны, кокс используется как топливо, обеспечивающее высокую температуру, необходимую для восстановления железа и плавления образующегося чугуна и шлака.

При восстановлении из руды сначала получают губчатые комочки железа, которые постепенно насыщаются углеродом. Вместе с железом восстанавливаются из соединений (примесей к руде) кремний и марганец, которые смешиваются с железом. Так образуется сплав железа



с углеродом и некоторыми другими элементами, который и представляет собой чугу́н.

Температура плавления чугуна ниже, чем железа. Опускаясь в зону с более высокой температурой, чугун плавится и стекает в горн — нижнюю часть доменной печи.

Одновременно образуется кремнекислый кальций за счёт реакции между двуокисью кремния (остатком пустой породы в руде) и прибавленным к руде известняком (флюсом). Образовавшийся шлак вместе с чугуном стекает в горн домы и всплывает наверх. Постепенно в горне образуются два жидких слоя: внизу — слой чугуна, над ним — слой шлака. Слой шлака предохраняет чугун в печи от окисления. Шлак периодически выпускают из доменной печи через отверстие, расположенное немного выше уровня жидкого чугуна. Остывший шлак измельчают, а затем используют для производства строительных материалов.

Когда в горне накопится достаточное количество расплавленного чугуна, его выпускают через нижнее отверстие горна, которое до этого было закрыто специально подготовленным составом из огнеупорной глины, кремнезёма (двуокиси кремния) и других веществ. Перед выпуском чугуна отверстие пробивают, и расплавленный чугун огненным ручьём выливается из домы. По канавкам его направляют в ковш и затем разливают в формы, где он застывает в виде болванок, или «чушек». Их отправляют для переработки на сталь или для отливки чугунных изделий. Если сталеплавильный цех находится на этом же заводе, то часть чугуна не разливают в формы, а передают в жидком виде для переработки на сталь.

В производстве чугуна лежат принципы, с которыми вы познакомились в VII классе при изучении производства извести. Твёрдые материалы движутся в домне сверху вниз, а нагретый воздух и образующиеся газообразные продукты проходят снизу вверх. Таким образом, и здесь осуществляется принцип противотока (см. цветной рис. IV).

В составе выходящих из домы газов много окиси углерода. Чтобы не терять теплоту и не выпускать окись углерода в воздух, отходящие газы направляют в кирпичные камеры, где окись углерода сгорает. От выделяющейся при этом теплоты камеры сильно нагреваются. Через раскалённые камеры пропускают воздух перед вдуванием его в дому (рис. 130). Таким образом, в доменной

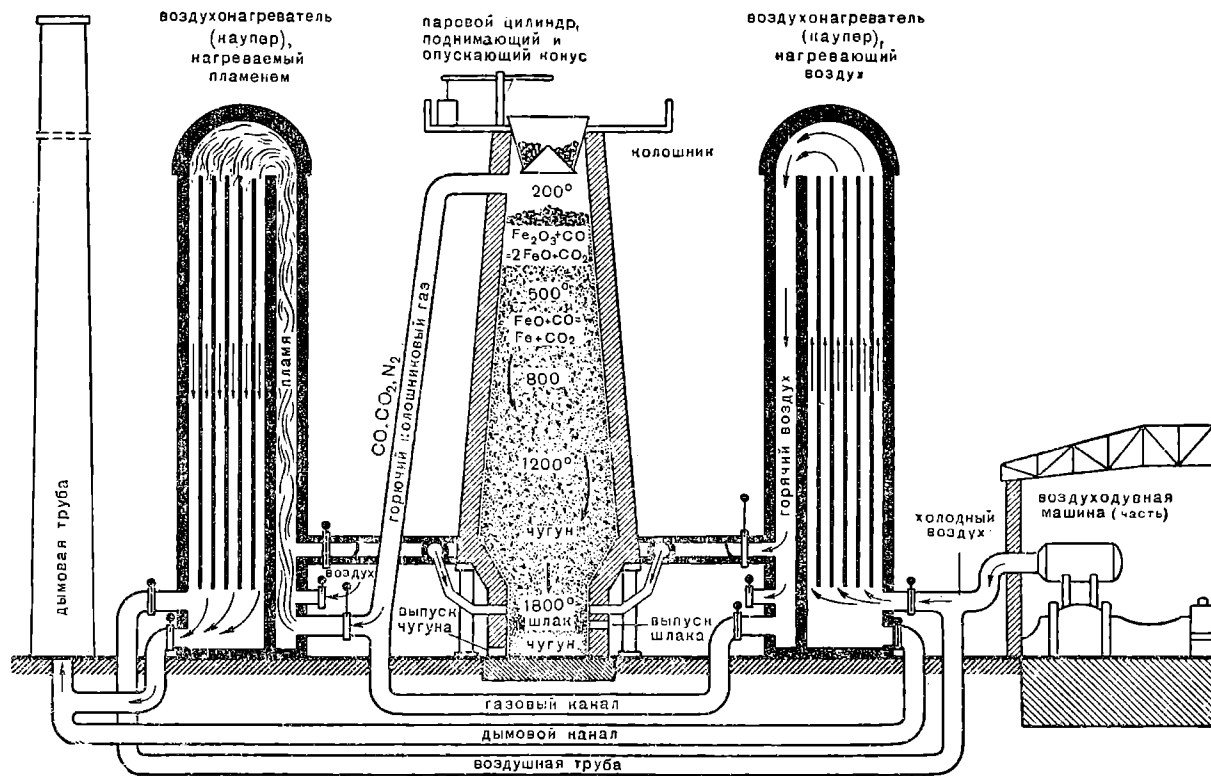


Рис. 130. Схема доменного процесса.

печи осуществляют принцип теплообмена (см. цветной рис. IV).

В производстве чугуна соблюдают и принцип непрерывности процесса. Печь после пуска работает непрерывно 5—6 лет, а отдельные печи даже до 10 лет. Затем доменную печь ставят на ремонт. В одной доменной печи можно получить в сутки до 2000 т чугуна. Имеются печи и большей производительности.

### **Вопросы и упражнения**

1. Какие химические процессы протекают при получении железа из руд? Составьте уравнения реакций.

2. Перечислите исходные материалы, которые используют в доменном производстве.

3. Сколько тонн магнитного железняка необходимо переработать в доменной печи, чтобы получить 200 т чугуна, содержащего 97% железа? (О т в е т: 267,8 т.)

4. Что такое шлак? Какие химические реакции протекают при образовании шлака в доменной печи?

5. Сколько килограммов шлака в виде кремнекислого кальция получится при переработке 1 т железной руды, содержащей 10% двуокиси кремния? (О т в е т: 193,3 кг.)

## **§ 104. Свойства чугуна и стали**

**Свойства чугуна.** Чугун, получаемый в доменных печах, содержит, кроме основной части — железа, от 2 до 4,5% углерода и небольшие количества кремния, марганца, а также серы и фосфора. Наличие в чугуне указанных элементов придаёт ему свойства, отличные от свойств чистого железа.

Чистое железо очень мягкое, легко куётся, особенно в нагретом состоянии. Чугун значительно твёрже железа, он хрупок, не куётся, разбивается при ударе. На свежем изломе чугун светло-серого цвета.

Изделия из чугуна изготовляют путём отливки его в формы. Такие формы готовят по деревянным моделям из специальной формовочной земли. Изготовление форм — очень сложная и ответственная операция, требующая высокой квалификации мастера-формовщика.

Из чугуна отливают детали машин и химической аппаратуры, трубы, станины, решётки для мостов и набережных. После отливки чугунные изделия дополнительно обрабатывают (очистка, обточка, шлифование и пр.).

Сортов чугуна много. Некоторые из них содержат различные добавки других металлов (хрома, никеля и др.). Добавки придают чугуну большую (или меньшую) твёрдость, устойчивость по отношению к кислотам и другие свойства. Чугун, идущий на отливку изделий, называют *литейным*, а идущий на переработку в сталь — *передельным*.

**Свойства стали.** Полученные стали из чугуна называют варкой стали. Отсюда и название производственной профессии — сталевар.

Варку, а правильнее выплавку, стали производят в мартеновских печах, или мартенах.

Процесс варки стали состоит в том, что из чугуна выжигают значительную часть углерода, удаляют серу, фосфор и другие примеси. Чем больше выгорит углерода, тем мягче будет сталь.

Сталь, содержащую углерод и не имеющую специальных добавок, называют **углеродистой сталью**. Её выпускают трёх сортов: мягкую (содержит 0,2—0,4% углерода), средней твёрдости и твёрдую (содержит до 1,8% углерода). Мягкую сталь и сталь средней твёрдости используют для изготовления деталей машин, труб, гвоздей и т. д. Из твёрдой стали изготавливают различные инструменты. Мягкую сталь обычно называют железом.

Кроме углеродистых, выпускают специальные стали. Их называют качественными (легированными) сталями. Для изготовления их к стали при её выплавке прибавляют различные добавки, обычно в небольших количествах, которые сильно изменяют свойства стали. Так, добавка хрома и никеля (хромоникелевая сталь), а также титана делает сталь более прочной, жаростойкой, устойчивой против кислот и нержавеющей. Из такой стали изготавливают химическую аппаратуру, которая не подвергается действию

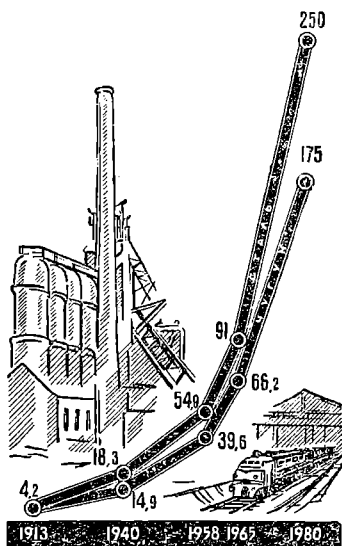


Рис. 131. Рост выплавки чугуна и стали в СССР.

кислот, детали машин, нержавеющие ножи и вилки и другие предметы домашнего обихода.

Важнейшее общее свойство всех сортов стали — пластичность. Сталь можно ковать, прокатывать, штамповать, волочить (вытягивать в проволоку). Из неё отливают всевозможные изделия.

При нагревании твёрдая сталь становится мягкой. При медленном охлаждении раскалённой стали она утрачивает свою твёрдость. Этот процесс называют **отпуском стали**, а обработанная таким образом сталь — отпущенной. Если отпущенную и вновь нагретую докрасна сталь охладить, быстро погрузив, например, в холодную воду, сталь становится очень твёрдой. Этот процесс обработки стали называют **закалкой**, а сталь — закалённой. Отпуск и закалку стали можно проследить на простых опытах со стальными изделиями.

**Опыт.** Лезвие безопасной бритвы нагрейте в пламени спиртовки докрасна и дайте ему медленно остыть, постепенно выводя из пламени. Остывшее лезвие попробуйте согнуть. Сравните упругость отпущенного лезвия с закалённым. Снова нагрейте отпущенное лезвие докрасна и быстро опустите его в холодную воду. Попробуйте теперь согнуть закалённое лезвие. Оно легко ломается. Прделайте такой же опыт со стальной иглой.

Способность стали отпускаться и закаляться используют при изготовлении различных инструментов. Твёрдую сталь обрабатывать значительно труднее, чем мягкую, поэтому при механической обработке некоторых стальных изделий их отпускают, а готовые изделия закаляют, погружая в раскалённый виде в холодную воду или масло.

Коммунистическая партия и Советское правительство уделяют исключительно большое внимание дальнейшему развитию производства чугуна и стали, которые составляют основу металлургической промышленности. Директивами XXIII съезда КПСС по пятилетнему плану развития народного хозяйства СССР предусматривается довести выплавку чугуна в 1970 г. до 94—97 млн. *т*, а производство стали до 124—129 млн. *т*.

### **Вопросы**

1. Чем отличается чугун от стали по составу и по свойствам?
2. Какие стали называются качественными и для чего их применяют?
3. Что такое отпуск и что такое закалка стали? Для чего их используют?

4. Какие металлы служат добавками при получении качественных сталей?

5. Какое значение имеют чугун и сталь в народном хозяйстве?

### § 105. Ржавление железа и предохранение его от ржавления

Железо относится к активным металлам. Поэтому при накаливании на воздухе стальные предметы легко окисляются, покрываясь толстой плёнкой окислов чёрного цвета — так называемой окалиной. При обработке раскалённых стальных изделий, например в кузнице, можно наблюдать, как слой окалины отскакивает от поверхности металла в виде небольших чешуек.

При обычной температуре, особенно во влажном воздухе, железо ржавеет. Изделия из обычной стали покрываются при этом рыхлым слоем коричневой ржавчины, состоящей из окислов, гидратов окислов и других соединений железа. Рыхлый слой ржавчины не защищает стальные предметы от доступа влаги и воздуха, поэтому они могут полностью разрушиться. **Химическое разрушение металла под влиянием внешних условий называют *коррозией*.** По сравнению с другими широко распространёнными в практике металлами железо подвергается коррозии в наибольшей степени. В процессе ржавления железа активно участвуют кислород, вода, углекислый газ и некоторые другие газы, которые могут содержаться в воздухе промышленных предприятий (например, сернистый газ). Так же разрушающе действуют кислоты, водные растворы солей, в соприкосновении с которыми может оказаться железо.

Потери от коррозии во всем мире составляют около  $\frac{1}{3}$  всего количества ежегодно добываемого железа. Это значит, что каждый год превращаются в ржавчину десятки миллионов тонн металла. Например, за время с 1860 по 1920 г. выплавка чугуна во всем мире равнялась 1860 млн. *т*, а в результате коррозии погибло 600 млн. *т* металла.

Для изучения условий, при которых протекает коррозия железа, сделайте следующие опыты.

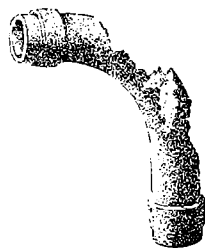


Рис. 132. Стальная труба, разрушенная коррозией.



Рис. 133. Коррозия металлов в зависимости от условий.

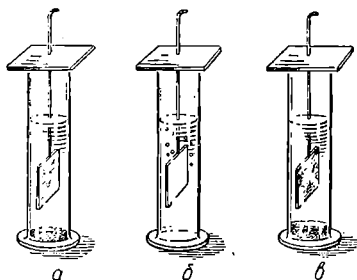


Рис. 134. Коррозия металлов в зависимости от среды.

около 1 мл разбавленной серной кислоты, в пробирку б всыпьте 2—3 г поваренной соли. В каждую пробирку подвесьте на нитках железные гвозди или пластинки, погрузив их полностью в жидкость, и оставьте на несколько дней. Сравните результаты, полученные в каждой пробирке, и сделайте выводы из опыта.

Для защиты железных изделий от коррозии их смазывают маслом, жиром и другими веществами. Особенно большое значение это имеет при хранении железных и стальных изделий на складах. Сельскохозяйственные орудия, металлические части машин при хранении должны быть хорошо очищены от грязи (грязь особенно способствует коррозии) и тщательно смазаны маслом. Станки и инструменты хранят на складах также тщательно смазанными. Многие железные поверхности и различные изделия из железа, находящиеся на открытом воздухе, покрывают слоем масляной краски. Высохшая краска образует на поверхности металла прочную плёнку, надёжно предохраняющую поверхность металла от действия атмосферной влаги. Для этих целей чаще всего применяют краску — железный сурик. Им окрашивают, например, крыши. Иногда для покрытия металлических

**Опыт 1.** Два хорошо вычищенных и одинаковых по размерам железных гвоздя или пластинки железа подвесьте на нитках из двух стеклянных бутылок. На дно одной бутылки насыпьте несколько кусочков хлористого кальция (это вещество поглощает влагу из воздуха), во вторую бутылку налейте немного воды. Обе бутылки закройте резиновыми пробками, к которым на нитках прикрепите гвозди или железные пластинки (рис. 133). Через несколько дней сравните внешний вид гвоздей или пластинок и сделайте выводы из опыта.

**Опыт 2.** В две бутылки налейте немного воды. Подвесьте в них на нитках две железные пластинки, одну из них смажьте вазелином.

Через несколько дней сравните внешний вид пластинок и сделайте выводы из опыта.

**Опыт 3.** В три пробирки или цилиндра а, б, в (рис. 134) налейте дистиллированной воды до  $\frac{3}{4}$  объёма. В пробирку а прибавьте

изделий используют различные лаки. Трубы нефтепроводов и газопроводов покрывают толстым слоем смолы.

При широчайшем использовании металлов защита их от коррозии — одна из очень важных задач. Над совершенствованием способов защиты металлов от ржавления работают многие учёные нашей страны.

### **Вопросы**

1. Что такое коррозия?
2. Какие меры применяют для защиты железа от коррозии?
3. Почему во влажном воздухе железо ржавеет сильнее, чем в сухом?
4. Почему масляная смазка защищает железо от коррозии?

## **§ 106. Цветные металлы**

Железо и его сплавы относят к чёрным металлам. Кроме них, огромное значение в технике имеют цветные металлы: медь, алюминий, магний, олово, свинец, хром, никель, вольфрам, молибден, ванадий, марганец, цинк и др. Самый распространённый в природе металл — алюминий. В виде соединений он содержится в глинах и многих других минералах. Руды остальных цветных металлов встречаются в природе в значительно меньших количествах.

Цветные металлы используют в различных областях техники как в чистом виде, так и в виде сплавов с другими металлами. Хром, марганец, титан, вольфрам, молибден применяют при варке качественных сталей. В практике имеют большое значение также окислы и соли этих металлов.

Познакомимся с физическими свойствами и применением некоторых цветных металлов.

**Медь** — блестящий металл характерного красноватого цвета. Удельный вес меди 8,9, температура плавления  $+1083^{\circ}\text{C}$ . Медь — очень ковкий и тягучий металл, легко обрабатывается напильником и пилится слесарной пилой. Из меди вытягивают очень тонкую проволоку и прокатывают тонкие листы. Хорошая электропроводность — одно из важнейших физических свойств меди. Это и определяет главным образом её практическую ценность. Из меди делают электрические провода, обмотки динамо-машин и электромоторов. Для этих целей нужна очень чистая медь, и потому после выплавки из руды черновую (сырую) медь тщательно очищают. В технике широко применяют сплавы меди с дру-



гми металлами, наиболее распространённые из них — латунь и бронза.

*Латунь* — сплав меди с цинком. Это золотисто-жёлтый сплав, более твёрдый, чем медь. Температура плавления его около  $+1000^{\circ}\text{C}$ . Латунь применяют для изготовления подшипников и втулок, деталей машин, шестерёнок, гребных винтов для судов, а также различных бытовых изделий (дверных ручек, накладок, водопроводных кранов и др.).

*Бронза* — сплав меди с оловом и некоторыми другими металлами. По внешнему виду бронза похожа на латунь. Из неё делают втулки, детали для автомобилей, тракторов, паровых котлов. Из бронзы отливают памятники и различные художественные изделия.

**Алюминий.** Добывают в больших количествах из минерала боксита. Алюминий — серебристо-белый, мягкий металл. Это один из самых лёгких металлов: удельный вес его 2,7, температура плавления  $+660^{\circ}\text{C}$ .

Алюминий — металл химически активный, но на воздухе он покрывается тонкой и прочной плёнкой окислов, которая защищает его от дальнейшего окисления.

Чистый алюминий применяют для изготовления электрических проводов. В технике и в быту особенно важное значение имеют сплавы алюминия. Они очень легки, а по прочности приближаются к стали. Эти свойства сплавов алюминия используют для постройки самолётов.

В состав важнейшего сплава алюминия — дуралюминия, или дурала, кроме алюминия, входят медь, а также небольшие количества магния, марганца и железа.

• Сплавы алюминия используют в различных областях техники. Из них делают железнодорожные вагоны, цистерны для хранения и перевозки азотной кислоты (алюминий не разрушается концентрированной азотной кислотой), детали машин, трубы и т. п. Значительная часть сплавов алюминия идёт для изготовления посуды.

**Хром.** Блестящий, серебристый металл. Удельный вес 7,2. Температура плавления  $+1910^{\circ}\text{C}$ . Хром — самый твёрдый из всех металлов. Одна из основных областей применения его — получение качественных сталей. Из качественных сталей, содержащих хром, делают корпуса подводных лодок, различную аппаратуру и инструменты.

Хромом покрывают металлы для защиты их от коррозии. Хромированные изделия имеют красивый серебристо-белый цвет с синеватым оттенком.

### **Задание для самостоятельной работы**

1. Приготовьте сплав свинца с оловом — припой, который используют для пайки. Для этого отвесьте 2 г свинца и 4 г олова. Поместите олово в железную чашку и расплавьте, нагревая чашку на спиртовой лампочке. В расплавленное олово положите свинец и перемешайте железной проволокой. Взяв чашку щипцами, вылейте полученный расплав небольшими порциями в железную банку с водой. Выньте из воды кусочки полученного сплава и сдайте в школьную мастерскую для пайки.

2. Выясните, какие цветные металлы и их сплавы используют на ближайших производствах и в мастерских. Соберите образцы и приготовьте из них по указанию учителя коллекцию для школьного химического кабинета.

### **Вопросы и упражнения**

1. Какие металлы относят к цветным? Где и для чего их применяют?
2. Опишите свойства алюминия. Где применяют алюминий?
3. Что такое латунь? Где её применяют?
4. Что такое бронза? Где её применяют?
5. Что такое припой? Как его готовят?

## **§ 107. Химические свойства металлов**

(Для самостоятельной работы)

### **а) Взаимодействие металлов с кислородом**

**Задание.** Вспомните опыты сжигания магния и железа. Что происходит с медной пластинкой при нагревании? Повторите материал на страницах 263 и 276 об отношении железа и алюминия к кислороду.

Прочтите нижеследующий текст и отметьте, какие новые для вас сведения об отношении металлов к кислороду в нём даны. Ответьте на следующие вопросы:

1. Какие из металлов окисляются на воздухе при обычных условиях?
2. Какие металлы на воздухе покрываются плёнкой окислов, предохраняющей их от дальнейшего окисления? Как используют свойства этих металлов в практике?
3. Какие металлы на воздухе при обычных условиях не окисляются, но окисляются при нагревании? Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Какие металлы могут сгорать при накаливании на воздухе или в чистом кислороде? Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Какие металлы не окисляются даже при нагревании?

Почти все металлы взаимодействуют с кислородом. Особенно легко окисляются такие металлы, как калий, натрий, кальций. Поэтому для защиты от окисления их хранят под слоем керосина, масла или парафина. Легко окисляется также магний, но при обычной температуре поверхность его покрывается плотной плёнкой окиси, предохраняющей металл от дальнейшего окисления. Такой же прочной плёнкой покрываются на воздухе алюминий, цинк, свинец.

Хром, никель, олово, медь и ртуть кислородом воздуха при обычных условиях не окисляются, а при нагревании окисляются только с поверхности.

Калий, натрий, кальций, магний и цинк при накаливании энергично сгорают в воздухе. Железо сгорает в воздухе только в мелко раздробленном состоянии. Это можно наблюдать, если мелкие железные опилки небольшими порциями сыпать в пламя горелки. В чистом кислороде сгорает и стальная проволока.

Серебро, золото и платина не соединяются с кислородом даже при нагревании.

В технике реакции взаимодействия металлов с кислородом используют для получения некоторых окислов. Так, сжигая в воздухе цинк, получают окись цинка, которую применяют для изготовления цинковых белил.

## б) Взаимодействие металлов с водой

**Задание.** Вспомните, какие из металлов взаимодействуют с водой при обычной температуре. Какие металлы вступают в реакцию с парами воды при нагревании?

Напишите уравнения реакций взаимодействия с водой натрия и магния и укажите условия, при которых они протекают. Напишите уравнения реакций взаимодействия цинка и железа с парами воды при нагревании.

Вступают ли в реакцию с водой такие металлы, как олово, свинец, медь, ртуть, серебро? На какие три группы можно разделить металлы по их отношению к воде?

## в) Взаимодействие металлов с растворами кислот

**Задание.** Прочтите описание опытов на странице 155 и сделайте их. Объясните результаты опытов, пользуясь рядом активности металлов. Напишите уравнения реакций взаимодействия маг-

ния, алюминия, цинка и железа с растворами серной и соляной кислот. Какие вещества получаются при этих реакциях? Назовите их. К какому типу относятся эти реакции?

Будут ли взаимодействовать с растворами серной и соляной кислот такие металлы, как медь, ртуть и серебро? Почему эти металлы находятся в ряду активности после водорода? Вступают ли металлы в реакцию с азотной кислотой? Выделяется ли при этом водород? Проверьте ваш ответ на опыте.

**Опыт.** В пробирку налейте 1 мл раствора азотной кислоты и осторожно, чтобы не разбить дна пробирки, опустите в неё кусочек цинка. Какие изменения при этом происходят?

Какие из металлов не реагируют с концентрированной серной и азотной кислотами при обычной температуре (пассивируются)? Как это свойство используют в практике?

### г) Взаимодействие металлов с растворами солей

**Задание.** Прочтите на стр. 181 «Взаимодействие солей с металлами». Какие из перечисленных металлов: цинк, железо, медь — будут вытеснять свинец и медь из растворов их солей?

Составьте уравнения реакций. Проверьте ваши выводы на опытах. Объясните сделанные вами выводы на основании положения металлов в ряду активности. Какое значение имеет ряд активности для изучения свойств металлов?

## ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

### Работа № 10. Химические свойства металлов

**Оборудование:** пробирки, фарфоровая чашка, металлический штатив с кольцом, асбестированная сетка, воронка, спиртовая лампа, щипцы, ножницы.

**Реактивы:** магний (кусочки), цинк (в гранулах или пластинках), железо (гвоздь или стружка), медь (пластинка), растворы азотной, соляной и серной кислот, раствор едкого натра, раствор медного купороса.

**Задача № 1.** Исходный продукт магний. Получите сернистый магний.

**Задача № 2.** Исходный продукт медь. Получите гидрат окиси меди.

**Задача № 3.** Исходный продукт сернистая медь. Получите свободную медь.

Составьте отчёт о проделанной работе.

### ***Вопросы и упражнения***

1. При каких условиях протекает реакция взаимодействия металлов с кислородом? Какие металлы непосредственно не соединяются с кислородом?

2. К какому типу реакций относится взаимодействие металлов с растворами кислот? Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с растворами соляной и серной кислот.

3. Какие металлы не реагируют с растворами серной и соляной кислот? Где эти металлы находятся в ряду активности?

4. Что общего в реакциях взаимодействия металлов с растворами различных кислот?

5. В раствор, содержащий 160 г сернистой меди, опустили железную пластинку. Сколько граммов меди выделится из раствора?

## Г Л А В А XI

### ЗНАЧЕНИЕ ХИМИИ В НАРОДНОМ ХОЗЯЙСТВЕ

#### § 108. Что даёт химия народному хозяйству

В народном хозяйстве нашей страны химии принадлежит ведущая роль. Нет ни одной отрасли народного хозяйства, где бы не использовали химические продукты или методы химической переработки веществ.

Химия производит для народного хозяйства кислоты, щёлочи, соли. Эти вещества широко применяются в чёрной и цветной металлургии, нефтяной и топливной промышленности, в производстве удобрений и многих других областях техники и сельского хозяйства.

Без серной кислоты и её солей невозможно было бы вести химическую переработку нефти и каменного угля, получать чистые металлы и многие другие вещества, необходимые в нашей жизни, в технике и в быту.

Без азотной кислоты и её солей невозможно производство азотных удобрений, взрывчатых веществ, красителей, многих лекарственных веществ.

Без щелочей и соды нельзя получать мыло, невозможно очищать нефтепродукты — бензин, керосин и другие виды топлива, окрашивать ткани, получать из руд цветные металлы, в том числе алюминий.

Кроме кислот, щелочей и солей, химия даёт народному хозяйству различные сложные и простые вещества: окислы, аммиак, хлор, водород, серу, фосфор, различные растворители для жиров и др. С применением некоторых из них вы знакомы.

В современной технике для многих целей требуются особо чистые вещества, например некоторые редкие металлы (титан, цирконий, германий и другие) и их соединения.

Их применяют в производстве радио- и телевизионной аппаратуры, точных измерительных приборов, в атомной технике. В изучении этих веществ, способов их получения и очистки активное участие принимает химия.

Особенное значение приобретает сейчас производство новых материалов. Современная техника требует материалов твёрдых и прочных, но в то же время лёгких, устойчивых против коррозии, способных выдерживать высокие и низкие температуры. При всех этих качествах они должны быть дешёвыми и доступными для производства. Таким требованиям не удовлетворяют ни металлы, ни древесина, ни камень.

Новые материалы дала нам химия. К ним относятся **пластические массы**. Они могут быть легче пробки и твёрже стали, не боятся кислот и щелочей, прозрачные или непроницаемые для света, мягкие или упругие, как стальная пружина. Со многими изделиями из пластических масс вы встречаетесь дома и в школе, в автомашине и в поезде, в мастерской, на любом промышленном производстве и в сельском хозяйстве. Сейчас нет ни одной отрасли народного хозяйства, где бы не применяли пластмассы.

Из пластмасс делают детали машин и станков, трубы, речные и морские суда, части самолётов, кузова автомобилей, мебель, посуду, обувь, предметы домашнего обихода. Эти вещества необходимы и для создания искусственных спутников Земли, ракет и космических кораблей. В технике они заменяют цветные металлы.

Пластмассы легче металлов. Из них можно изготовить различных технических деталей во много раз больше, чем из такого же количества металла. 1 *t* пластмасс заменяет около 5 *t* цветных металлов. Производство пластмасс и изделий из них обходится дешевле, чем выплавка многих металлов. Чтобы получить 1 *t* никеля, надо переработать 200 *t* руды, а для получения 1 *t* некоторых видов пластмасс нужно всего 1,5—2 *t* дешёвого сырья. Многие металлические части машин изготовляют путём отливки из расплавленного металла, после чего ещё требуется сложная обработка на станках. Пластмассовые же изделия прессуются и штампуются и почти не требуют дополнительной обработки. Тысячи различных изделий из пластмасс производит сейчас химическая промышленность. Применение этих материалов в технике позволяет экономить десятки миллиардов рублей.

Из чего же можно получать эти удивительные материалы?

Сырьём для их производства служат каменный уголь, нефть, природный газ, известняк, поваренная соль, а также отходы древесины и сельскохозяйственного производства (солома, стебли подсолнечника, кукурузные кочерыжки и др.).

Химия помогла разгадать тайны многих важных для техники веществ, которые раньше добывали только из природных материалов. Например, до недавнего времени каучук получали только из сока тропического дерева гевеи. Советские учёные впервые в мире получили каучук искусственным путём. В настоящее время в нашей стране производят много различных сортов каучука. Значение его для нашей техники огромно. Из него изготавливают около 40 тыс. всевозможных резиновых изделий.

Позаботились химики и об одежде для людей. Теперь можно получать прочные красивые ткани из древесины. Из 1 м<sup>3</sup> древесины выходит 1500 м искусственного шёлка. Чтобы получить такое количество естественного шёлка, пришлось бы развести и вырастить около полумиллиона шелковичных червей.

Из нефти, каменного угля и природного газа можно получать искусственную шерсть, мех и каракуль. Химические волокна прочнее натуральных, они не подвергаются действию микробов, не гниют и не поедаются молью.

Использование доступного дешёвого природного сырья для химической переработки позволяет экономить многие пищевые продукты. Для производства мыла, например, затрачивали ежегодно около 40 тыс. *t* жиров. Химики получили очень хорошие моющие средства из нефти. По качеству они лучше, чем мыло.

Искусственный каучук не так давно получали только из спирта, на производство которого затрачивали картофель или зерно. Чтобы изготовить 1 млн. автомобильных шин, было необходимо израсходовать на производство спирта 50 тыс. *t* картофеля или 200 тыс. *t* зерна. Замена же спирта в производстве каучука нефтяными газами даёт колоссальную экономию пищевых продуктов.

Огромно значение химии в сельском хозяйстве. Более 20 видов различных минеральных удобрений производят на химических заводах для наших полей. Кроме того, химическая промышленность производит для сельского



хозяйства средства борьбы с вредителями и болезнями растений (ядохимикаты), химические средства для уничтожения сорняков, вещества, ускоряющие рост растений. Химизация — основа развития и прогресса всех отраслей сельского хозяйства. Об этом подробно говорилось в главе VIII.

Важную роль играет химия в производстве строительных материалов. Получение извести, цемента, кирпича, красок и т. д. основано на химических реакциях. В число строительных материалов теперь уже входят и многие виды пластмасс, например пенопласты — лёгкие и прочные материалы, хорошо сохраняющие тепло. Из них делают внутренние перегородки в зданиях. Из пластмасс изготавливают двери, оконные переплёты, плитки для облицовки стен, линолеум для полов, канализационные трубы и многое другое.

Химия тесно связана со всеми отраслями промышленности. В топливной промышленности она помогает перерабатывать топливо: получать кокс, газ, бензин и другие виды горючих веществ из каменного угля и нефти; в металлургической — в основе процессов выплавки металлов лежат химические реакции. То же можно сказать и о других отраслях промышленности — текстильной, пищевой, бумажной и т. д. Химия активно способствует дальнейшему развитию всех областей народного хозяйства. Она соревнуется с природой и одерживает в этом соревновании решительную победу. Искусственно полученные химические материалы лучше природных. Химики получили много таких веществ, которых в природе нет. К ним относят пластмассы, волокна, многие лекарственные вещества и т. д.

В производстве новых веществ возможности химии безграничны.

Велика роль химии в охране природы. Ядохимикаты успешно применяются для борьбы с вредителями лесов. С помощью химических средств в нашей стране навсегда уничтожен бич растений — саранча, против которой была бессильна техника старой России. Химическими способами улавливаются и обезвреживаются ядовитые газы и другие отходы химических предприятий, чтобы не отравлять ими воздуха и воды в водоёмах.

Наш век справедливо называют веком созидающей химии.

## § 109. Развитие химической промышленности в СССР

В старой, дореволюционной России химической промышленности не было. Отдельные химические предприятия представляли собой полукустарные мастерские с очень низкой техникой. Более половины их принадлежало иностранным капиталистам.

Великий русский химик Дмитрий Иванович Менделеев решительно выступал против вековой отсталости русской промышленности. Он писал о необходимости развития химической переработки нефти, каменного угля и других видов природного сырья. Но царское правительство не было заинтересовано в осуществлении передовых идей великого русского учёного. Они были осуществлены только после Великой Октябрьской социалистической революции. Уже в первые годы Советская власть наметила план восстановления и дальнейшего развития народного хозяйства, в том числе и химической промышленности.

Владимир Ильич Ленин в 1918 г. писал: «Подъём производительности труда требует, прежде всего, обеспечения материальной основы крупной индустрии: развития производства топлива, железа, машиностроения, химической промышленности».

На всех этапах социалистического строительства советский народ под руководством Коммунистической партии шёл по пути, указанному В. И. Лениным.

В планах развития народного хозяйства созданию и дальнейшему совершенствованию химических производств уделялось большое внимание. По темпам роста химическая промышленность значительно опережала все другие отрасли промышленности. Развитие её явилось фундаментом для успешного роста всего народного хозяйства нашей страны.

За две первые пятилетки—с 1929 по 1939 г. — в Советском Союзе было сооружено более 70 химических предприятий, в том числе крупные химические комбинаты — Березниковский, Горловский, Невский, Соликамский и др. В эти годы в нашей стране были построены первые в мире заводы для производства искусственного каучука. В 1939 г. различной химической продукции было выпущено уже в 15 раз больше, чем в 1928 г.

Третий пятилетний план развития народного хозяйства был назван пятилеткой химии.

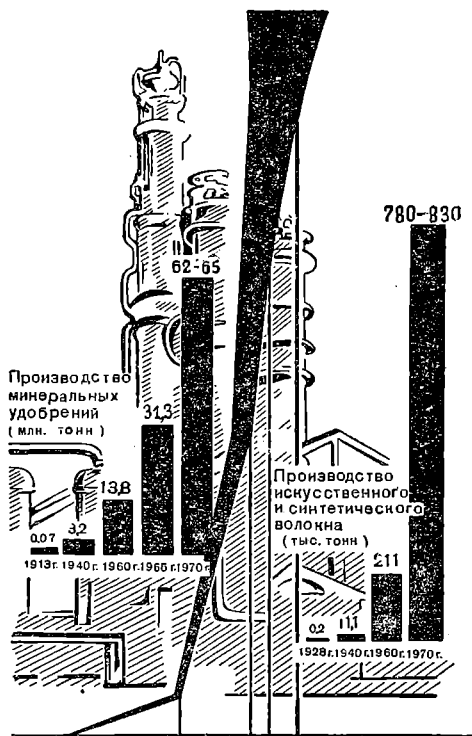


Рис. 135. Рост выпуска продукции химической промышленности.

Нападение фашистских захватчиков на нашу страну помешало выполнить грандиозные планы, но окрепшая за предыдущие годы химическая промышленность обеспечила необходимыми материалами все нужды фронта. После победоносного окончания Великой Отечественной войны химическая промышленность продолжала развиваться быстрыми темпами. В 1957 г. различной продукции химической промышленности было выпущено уже в 5 раз больше, чем в 1940 г., а по сравнению с 1913 г. общий объём её увеличился в 120 раз. Это значит, что в 1957 г. в нашей стране за три дня производилось столько же химической продукции, сколько в царской России за целый год.

Пленум Центрального Комитета Коммунистической партии Советского Союза в мае 1958 г. наметил дальнейшие пути химизации народного хозяйства нашей страны. В широких масштабах развернулось строительство новых химических заводов и цехов, освоение и использование новых видов сырья. С 1958 по 1963 г. в нашей стране вступили в строй 35 новых заводов и более 250 крупных химических производств.

Программа Коммунистической партии Советского Союза, принятая XXII съездом, поставила одной из задач «всемерное развитие химической промышленности, полное использование во всех отраслях народного хозяйства достижений современной химии».

В 1966 г. XXIII съезд Коммунистической партии Советского Союза в директивах по пятилетнему плану развития народного хозяйства наметил новую грандиозную программу дальнейшего развития химической промышленности в нашей стране. К 1970 г. выпуск общей продукции химической промышленности возрастёт вдвое по сравнению с 1965 г. Производство пластических масс и синтетических смол возрастёт более чем в 2,5 раза и к 1970 г. достигнет 2100—2300 тыс. *т*, производство химических волокон увеличится примерно в два раза и в 1970 г. будет равно 780—830 тыс. *т*.

Огромные возможности химии будут использованы для дальнейшего подъёма сельскохозяйственного производства. Высокие урожаи сельскохозяйственных продуктов можно получить только при широком использовании минеральных удобрений и применении химических средств борьбы с сорняками, вредителями и болезнями растений (ядохимикатов). 1 *ц* удобрений, внесенный на 1 *га* почвы, даёт прибавку урожая зерна от 2,8 до 5 *ц* с 1 *га*. Каждый рубль, затраченный на производство и применение ядохимикатов, сохраняет урожай на 16 руб. Вот почему директивами XXIII съезда КПСС намечено довести производство минеральных удобрений к 1970 г. до 62—65 млн. *т* и уделить особое внимание правильному использованию минеральных удобрений на научной основе, а также применению химических средств борьбы с сорняками, вредными насекомыми и болезнями сельскохозяйственных растений. В директивах съезда предусмотрено увеличение производства концентрированных и сложных минеральных удобрений, содержащих три основных питательных элемента: азот, фосфор и калий, и необходимые растениям микроэлементы (см. стр. 206). Наряду

с обеспечением сельского хозяйства удобрениями и ядохимикатами, XIII съезд предусмотрел увеличение производства комбинированных кормов, различных добавок корма в виде искусственных белковых веществ, витаминов и других препаратов для животноводства. Так могучие силы химии широко используются для повышения продуктивности сельского хозяйства, создания изобилия продуктов питания.

Химическая промышленность — самая прогрессивная отрасль народного хозяйства. Без интенсивного развития её, без производства и применения новых материалов был бы невозможен дальнейший прогресс техники — основы материально-технической базы коммунизма.

Химическая промышленность в Советском Союзе обеспечена мощной сырьевой базой. В мире нет другой страны, так щедро одарённой природными богатствами. Наша страна занимает первые места в мире по запасам важнейших источников химического сырья: нефти, каменного угля, газа, торфа, леса, калийных и фосфорных солей. Химические производства характеризуются высокой механизацией и автоматизацией управления. В цехах заводов мало людей.

Механизмы, управляемые с центрального поста, производят все операции от загрузки сырья в аппараты до выгрузки готовой продукции.

Химическая промышленность в Советском Союзе — одна из важнейших отраслей социалистической индустрии. Вместе с другими отраслями промышленности она служит интересам советского народа, укреплению могущества нашей страны и созданию материально-технической базы коммунизма.

Овладев основами первоначальных химических знаний в восьмилетней школе, вы также сможете внести посильный вклад в развитие химизации, применив полученные знания в будущей практической деятельности.

## Атомные веса некоторых химических элементов

Название химического элемента	Знак химического элемента	Атомный вес	Название химического элемента	Знак химического элемента	Атомный вес
Водород . . . . .	H	1,008	Кобальт . . . . .	Co	58,94
Гелий . . . . .	He	4,003	Никель . . . . .	Ni	58,71
Литий . . . . .	Li	6,940	Медь . . . . .	Cu	63,54
Бериллий . . . . .	Be	9,013	Цинк . . . . .	Zn	65,38
Бор . . . . .	B	10,82	Бром . . . . .	Br	79,916
Углерод . . . . .	C	12,011	Рубидий . . . . .	Rb	85,48
Азот . . . . .	N	14,008	Стронций . . . . .	Sr	87,63
Кислород . . . . .	O	16	Молибден . . . . .	Mo	95,95
Фтор . . . . .	F	19,00	Серебро . . . . .	Ag	107,88
Неон . . . . .	Ne	20,183	Олово . . . . .	Sn	118,70
Натрий . . . . .	Na	22,991	Сурьма . . . . .	Sb	121,76
Магний . . . . .	Mg	24,32	Иод . . . . .	I	126,91
Алюминий . . . . .	Al	26,98	Цезий . . . . .	Cs	132,91
Кремний . . . . .	Si	28,09	Барий . . . . .	Ba	137,36
Фосфор . . . . .	P	30,975	Лантан . . . . .	La	138,92
Сера . . . . .	S	32,066	Вольфрам . . . . .	W	183,86
Хлор . . . . .	Cl	35,457	Платина . . . . .	Pt	195,09
Аргон . . . . .	Ar	39,944	Золото . . . . .	Au	197
Калий . . . . .	K	39,100	Ртуть . . . . .	Hg	200,61
Кальций . . . . .	Ca	40,08	Свинец . . . . .	Pb	207,21
Хром . . . . .	Cr	52,01	Радий . . . . .	Ra	226
Марганец . . . . .	Mn	54,94	Уран . . . . .	U	238,07
Железо . . . . .	Fe	55,85			

### Растворимость солей и оснований в воде

	K I	Na I	Ba II	Ca II	Mg II	Al III	Cr III	Fe II	Fe III	Mn II	Zn II	Ag I	Hg II	Pb II	Sn II	Cu II
OH (I)	р	р	р	м	м	н	н	н	н	н	н	—	—	н	н	н
Cl (I)	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н	р	м	р	р
S (II)	р	р	м	м	м	—	—	н	н	н	н	н	н	н	н	н
SO <sub>3</sub> (II)	р	р	м	н	м	—	—	н	—	н	н	н	—	н	—	—
SO <sub>4</sub> (II)	р	р	н	м	р	р	р	р	р	р	р	м	р	н	р	р
PO <sub>4</sub> (III)	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н
CO <sub>3</sub> (II)	р	р	н	н	н	—	—	н	—	н	н	н	—	н	—	—
NO <sub>3</sub> (I)	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
H <sub>3</sub> C <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (I)	р	р	р	р	р	—	—	р	—	р	р	р	м	р	—	р

В левом столбце приведены формулы кислотных остатков и гидроксидов, в верхней строке — химические знаки металлов. Римские цифры означают валентность. В таблице буква «р» означает растворимое в воде соединение, буква «н» — нерастворимое и «м» — малорастворимое. Черта показывает, что данное соединение не может быть получено реакцией обмена в водных растворах.

# О Г Л А В Л Е Н И Е

## VII класс

Введение . . . . .	3
--------------------	---

### Г л а в а I

#### Вещества и их изменения

§ 1. Что изучает химия? . . . . .	5
§ 2. Молекулярное строение веществ . . . . .	6
§ 3. Свойства веществ . . . . .	9
Практическое занятие. <i>Работа № 1.</i> Приёмы обращения с лабораторным оборудованием . . . . .	11
§ 4. Чистые вещества и смеси . . . . .	17
§ 5. Очистка веществ . . . . .	19
Лабораторная работа. Очистка поваренной соли . . . . .	23
§ 6. Физические и химические явления . . . . .	24
§ 7. Признаки химических реакций и условия их протекания . . . . .	27

### Г л а в а II

#### Первоначальные сведения о строении и составе веществ

§ 8. Реакция разложения . . . . .	31
§ 9. Реакция соединения . . . . .	34
§ 10. Атомы . . . . .	36
§ 11. Атомный вес . . . . .	38
§ 12. Простые и сложные вещества . . . . .	40
§ 13. Атомно-молекулярное учение . . . . .	41
§ 14. Химические элементы . . . . .	42
§ 15. Знаки химических элементов . . . . .	46
§ 16. Постоянство состава веществ . . . . .	47
§ 17. Химические формулы. Молекулярный вес . . . . .	48
§ 18. Вычисление процентного состава веществ по формуле . . . . .	51
§ 19. Закон сохранения массы веществ . . . . .	53
М. В. Ломоносов . . . . .	56
§ 20. Химические уравнения . . . . .	58



Г л а в а III  
Кислород. Воздух

К и с л о р о д

§ 21.	Физические и химические свойства кислорода . . . . .	61
§ 22.	Окислы. Реакция окисления . . . . .	64
§ 23.	Медленное окисление . . . . .	66
§ 24.	Кислород в природе . . . . .	67
§ 25.	Применение кислорода . . . . .	68
§ 26.	Способы получения кислорода . . . . .	71
	Практическое занятие. <i>Работа № 2.</i> Получение и свойства кислорода . . . . .	76
§ 27.	Воздух . . . . .	77
§ 28.	Валентность элементов в химических соединениях . . . . .	83
§ 29.	Определение валентности элементов по формулам их соединений . . . . .	84
§ 30.	Составление формул сложных веществ по валентности образующих их элементов . . . . .	88

Г л а в а IV

Водород

§ 31.	Получение водорода . . . . .	90
§ 32.	Физические свойства водорода . . . . .	92
§ 33.	Химические свойства водорода . . . . .	94
§ 34.	Распространение водорода в природе. Применение водо- рода . . . . .	98
§ 35.	Реакция замещения . . . . .	99
	Практическое занятие. <i>Работа № 3.</i> Получение водорода и испытание его свойств . . . . .	102

Г л а в а V

Вода. Растворы

§ 36.	Свойства воды . . . . .	105
§ 37.	Качественный и количественный состав воды . . . . .	107
§ 38.	Вода в природе. Использование воды . . . . .	109
§ 39.	Очистка природной воды . . . . .	112
§ 40.	Растворы . . . . .	116
§ 41.	Растворимость твёрдых веществ в воде . . . . .	117
§ 42.	Растворимость в воде жидкостей и газов . . . . .	120
§ 43.	Концентрация растворов . . . . .	122
	Практическое занятие. <i>Работа № 4.</i> Приготовление рас- творов . . . . .	125

Г л а в а VI

Окислы, основания, кислоты и соли

О к и с л ы

§ 44.	Окислы неметаллов . . . . .	127
§ 45.	Оксид кальция и окислы других металлов . . . . .	129

§ 46. Получение окислов . . . . .	130
§ 47. Производство негашёной извести . . . . .	131

### О с н о в а н и я

§ 48. Едкий натр . . . . .	133
§ 49. Гашёная известь (гидрат окиси кальция) . . . . .	134
§ 50. Гидрат окиси меди и гидрат окиси железа . . . . .	135
§ 51. Состав оснований . . . . .	136

### К и с л о т ы

§ 52. Серная кислота . . . . .	138
§ 53. Реакция нейтрализации . . . . .	140
§ 54. Азотная кислота . . . . .	142
§ 55. Соляная кислота . . . . .	143
§ 56. Состав и свойства кислот . . . . .	—

### С о л и

§ 57. Соли серной кислоты . . . . .	145
§ 58. Соли азотной кислоты . . . . .	147
§ 59. Соли соляной кислоты . . . . .	—
§ 60. Состав солей . . . . .	148

## VIII класс

### Г л а в а VII

#### Важнейшие классы неорганических соединений

### К и с л о т ы

§ 61. Состав кислот. Кислоты кислородные и бескислородные . . . . .	150
§ 62. Химические свойства кислот . . . . .	151
§ 63. Применение кислот . . . . .	157
§ 64. Правила обращения с кислотами и щелочами . . . . .	158
Практическое занятие. <i>Работа № 5.</i> Реакция нейтрализации . . . . .	159
§ 65. Расчёты по уравнениям химических реакций . . . . .	—

### О с н о в а н и я

§ 66. Состав оснований . . . . .	162
§ 67. Химические свойства оснований . . . . .	—
§ 68. Применение оснований . . . . .	167
Практическое занятие. <i>Работа № 6.</i> Получение нерастворимого основания взаимодействием растворов щелочи и соли . . . . .	—

### О к и с л ы

§ 69. Окислы основные и кислотные . . . . .	169
§ 70. Химические свойства основных окислов . . . . .	171
§ 71. Химические свойства кислотных окислов . . . . .	172

§ 72.	Реакция соединения основных и кислотных окислов . . .	175
	Практическое занятие. <i>Работа № 7.</i> Взаимодействие основного окисла с кислотой. Получение медного купо- роса при реакции окиси меди с раствором серной кислоты	176

### С о л и

§ 73.	Состав и название солей . . . . .	177
§ 74.	Химические свойства солей . . . . .	179
§ 75.	Условия, при которых протекают реакции обмена . . . . .	184
§ 76.	Взаимная связь между классами неорганических соеди- нений . . . . .	185
	Практическое занятие. <i>Работа № 8.</i> Экспериментальные задачи по теме «Важнейшие классы неорганических со- единений» . . . . .	187

## Г л а в а VIII

### Химизация сельского хозяйства

§ 77.	Основные направления химизации сельского хозяйства	190
§ 78.	Важнейшие минеральные удобрения . . . . .	193
§ 79.	Калийные удобрения . . . . .	195
§ 80.	Азотные удобрения . . . . .	198
§ 81.	Фосфорные удобрения . . . . .	202
§ 82.	Микроудобрения . . . . .	206
§ 83.	Сложные и смешанные удобрения . . . . .	207
§ 84.	Ростовые вещества (стимуляторы роста) . . . . .	211
§ 85.	Средства защиты растений от вредителей и болезней. Средства борьбы с сорняками . . . . .	212
§ 86.	Значение химии в повышении продуктивности животно- водства . . . . .	216
	Практическое занятие. <i>Работа № 9.</i> Распознавание минеральных удобрений . . . . .	218

## Г л а в а IX

### Углерод и его соединения

§ 87.	Видоизменения углерода. Углерод в природе . . . . .	221
§ 88.	Получение и свойства древесного угля . . . . .	224
§ 89.	Химические свойства углерода . . . . .	227
§ 90.	Углекислый газ . . . . .	229
§ 91.	Угольная кислота и её соли . . . . .	232
§ 92.	Окись углерода . . . . .	235
§ 93.	Соединения углерода с водородом . . . . .	238
§ 94.	Нефть и нефтепродукты . . . . .	239
§ 95.	Каменный уголь . . . . .	243
§ 96.	Твёрдое, жидкое и газообразное топливо . . . . .	245
§ 97.	Реакция горения . . . . .	247
§ 98.	Пламя . . . . .	249
§ 99.	Способы рационального сжигания топлива . . . . .	251
§ 100.	Органические вещества . . . . .	255

## Глава X

### Металлы

§ 101. Железо, его физические и химические свойства . . . . .	262
§ 102. Природные соединения железа . . . . .	265
§ 103. Получение чугуна . . . . .	266
§ 104. Свойства чугуна и стали . . . . .	270
§ 105. Ржавление железа и предохранение его от ржавления . . . . .	273
§ 106. Цветные металлы . . . . .	275
§ 107. Химические свойства металлов . . . . .	277
Практическое занятие. <i>Работа № 10.</i> Химические свойства металлов . . . . .	279

## Глава XI

### Значение химии в народном хозяйстве

§ 108. Что даёт химия народному хозяйству . . . . .	281
§ 109. Развитие химической промышленности в СССР . . . . .	285
Приложение . . . . .	289



*Авенир Дмитриевич Смирнов*  
*Георгий Иванович Шелинский*

**ХИМИЯ**

Учебник для 7—8 классов

Редактор *Г. Л. Гемборек*  
Художественный редактор *Н. А. Володина*  
Технический редактор *Н. Ф. Макарова*  
Корректор *Н. И. Котельникова*

\* \* \*

Подписано к печати с матриц 26/1 1967 г.  
84×108<sup>1</sup>/<sub>32</sub>. Типографская № 2. Печ. л. 15,54(9,25) +  
+0,21(0,125) вкл. Уч.-изд. л. 15,22+0,25 вкл. Тираж  
500 тыс. (600 001—1 000 000) экз. Зак. 869.

\* \* \*

Издательство «Просвещение» Комитета по печати  
при Совете Министров РСФСР. Москва, 3-й проезд  
Марьиной рощи, 41

Ордена Трудового Красного Знамени Ленинград-  
ская типография № 1 «Печатный Двор» имени  
А. М. Горького Главполиграфпрома Комитета по  
печати при Совете Министров СССР, г. Ленин-  
град, Гатчинская ул., 26.

Цена без переплёта 24 к., переплёт 7 к.

Цена 31 коп.