

И.Р. АСКАРОВ, Н.Х. ТУХТАБАЕВ, К.Г. ГАПИРОВ

ХИМИЯ

Учебник для 7 класса
школ общего среднего образования

*Утвержден Министерством народного образования
Республики Узбекистан*

Издание пятое, переработанное

ГЛАВНАЯ РЕДАКЦИЯ
ИЗДАТЕЛЬСКО-ПОЛИГРАФИЧЕСКОЙ
АКЦИОНЕРНОЙ КОМПАНИИ «SHARQ»
ТАШКЕНТ–2017

УДК: 54(075)

КБК 24я721

А 90

Мой дорогой юный друг!

С этого учебного года ты начинаешь изучать одну из естественных наук — химию. Мы желаем тебе удачи в постижении ее тайн. Не забывай, что ты являешься потомком таких великих ученых, как Абу Али ибн Сина, Абу Райхан Беруни, Мирзо Улугбек, Захириддин Мухаммад Бабур.

Твои родители, учителя, твоя Родина — Узбекистан хотят, чтобы ты вырос настоящим человеком, хорошим специалистом.

Помни! В мире науки еще много нераскрытых тайн. Их открытие возложено на тебя.

Спожеланием удачи и счастливого пути

Авторы

Под общей редакцией доктора химических наук, заслуженного изобретателя и рационализатора Республики Узбекистан, академика Академии народной медицины профессора **И.Р. АСКАРОВА**.

Р е ц е н з е н т ы:

Н. Рахматуллаев — профессор кафедры химии ТГПУ; **Г.Шоисаева** — главный методист отдела преподавания химии республиканского центра образования; **О. Гаипова** — преподаватель химии школы № 34 г.Ташкента; **Ф. Таджиева** — преподаватель химии школы № 102 г.Ташкента; **Л. Умарова** — учитель школы № 137 г.Ташкента; **Ш. Гафуров** — преподаватель высшей категории школы с углубленным изучением химии № 53 Шахриханского района Андижанской области; **Д. Ачилов** — преподаватель химии школы № 21 Кермининского района Навоийской области; **Х. Исламова** — консультант по иллюстрациям, преподаватель химии высшей категории, отличник народного образования Республики Узбекистан.

А 86 **Аскарлов И.Р. и другие.**

Кимийё: Китоби дарс барои донишомӯзони синфҳои 7-уми мактабҳои таълими миёнаи умумӣ. Нашри панҷуми аз нав коркардашуда / Муаллифон: И.Р.Аскарлов, Н.Х.Тўхтабоев, К.П.Пафуров — Т.: «Sharq», 2017 — 160 саҳ.

1.2.Паммуаллиф

УДК:

54=811.222.8(075)

Издан за счет средств Республиканского целевого книжного фонда

Все права, относящиеся к этому изданию, принадлежат авторам и защищаются на основе соответствующего законодательства. Полная или частичная перепечатка текста и иллюстраций из него без согласия авторов и издательства запрещаются.

Аскарлов И.Р., Тухтабаев Н.Х., Гапиров К.Г.,

Главная редакция ИПАК «Sharq», 2005, 2013, 2017.

ISBN 978-9943-26-688-9

2



I ВОВ

ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ

§ 1. ПРЕДМЕТ ХИМИИ И ЕЕ ЗАДАЧИ ИСТОРИЯ РАЗВИТИЯ ХИМИИ КАК НАУКИ

Химия — это наука о веществах, их свойствах и взаимопревращениях.

Химия — это наука, которая, основываясь на том, что все существующее в природе состоит из химических веществ различного вида, изучает их свойства и закономерности превращения из одного вида в другой.

Предметом изучения химии являются все природные и синтетические вещества.

Земля, вода, воздух, небесные тела, все живые и неживые существа, предметы быта, используемые в повседневной жизни, продовольственные продукты, — словом, все сущее вокруг нас состоит из веществ. Вещества же — это соединения, образованные в результате связывания между собой в том или ином виде 118 известных на настоящий момент химических элементов. Поэтому химия, определяя свойства веществ, образующихся в результате химических изменений в природе, и устанавливая пути их использования, непосредственно участвует в решении ряда важных для человечества проблем. Не существующие в природе, полученные синтетическим способом полиэтилен, пластмассы, лекарственные вещества (средства), такие волокна, как капрон, нейлон, многие запасные части автомобилей и других технических средств, являются синтетическими химическими веществами.

Природные и синтетические химические вещества широко используются в изготовлении с помощью химических способов искусственных органов для организма человека, лекарств, продовольственных продуктов, одежды, различных предметов, необходимых для жизни, строительных материалов и др. Все это осуществляется путем изучения физических и химических свойств

веществ. Поэтому изучение химических и физических свойств веществ считается одной из основных задач химии.

В связи с тем, что нашу жизнь нельзя представить без химии, для понимания сущности происходящих вокруг нас изменений необходимо знать свойства химических веществ и закономерности их превращений. Человечество издавна использовало для своих потребностей химические вещества и их превращения. В Китае, Египте, Центральной Азии широко пользовались химическими веществами и явлениями в борьбе с вредителями сельского хозяйства, при производстве различных красок, создании архитектурных памятников, изготовлении одежды.

Прославленные на весь мир наши великие предки Ахмад аль-Фергани, Абу Бакр Мухаммад ибн Закария ар-Рази, Абу Наср Фараби, Абу Райхан Беруни, Абу Али ибн Сина еще в VIII–X вв. в своих научных трудах приводили ценные первоначальные сведения о способах использования химических веществ в повседневной жизни и при лечении различных заболеваний.

Абу Али ибн Сина заложил основы закона постоянства состава и исходя из того, что лекарственные вещества имеют определенный состав, классифицируя их на простые и сложные, сформировал первоначальные понятия атомно-молекулярного учения. Это свидетельствует о том, какие глубокие корни имеет история изучения химии у нас на Родине.

Развитие наук в Европе в средние века отразилось и на химии. В XVIв. немецкий ученый Г. Шталь изложил теорию флогистона, а в XVIIв. русский ученый М. Ломоносов, высказав мысль об элементах и корпускулах, развил представление об атомно-молекулярном учении. Французский ученый А. Лавуазье создал теории о процессах горения и окисления. Английский ученый Дж. Дальтон, основываясь на своих опытах, изложил основы атомистической теории, а в 1869 г. русский ученый Д. Менделеев успешно классифицировал все известные к тому времени химические элементы, создав знаменитую Периодическую таблицу. А. Бутлеров изложил основы теории строения органических веществ. В развитие химии внесли свой вклад Г. Дэви, Н. Бор, М. Цвет, Э. Франкленд, А. Кекуле, В. Марковников, М. Фарадей, Ш. Вюрц, Л. Гей-Люссак, С. Аррениус, Э. Резерфорд, М. Склодовская-Кюри, П. Кюри, Н. Зелинский, Н. Зинин, М. Кучеров, А. Фаворский, П. Шорыгин, Н. Семенов, А. Несмеянов, Н. Ко-

четкова, В.Сергеев, И.Азербает, А.Куатбеков, А.Садыков, С.Юнусов, Х.Усманов, М.Набиев, Х.Арипов, С.Собиров, К.Утениязов и другие известные ученые.

К концу XX в. химия стала развиваться еще более интенсивно.

В 1991 г., когда Узбекистан добился независимости, в республике открылись большие возможности для развития химии и химической промышленности. В результате открытия нефтегазовых месторождений Мингбулак, Кокдумалак, Шуртан и др., а также развития на их основе химических производств появилась возможность отказаться от ввоза из-за границы нефти и нефтепродуктов и в то же время экспортировать их из Узбекистана в зарубежные страны.

Кроме того, благодаря рациональному использованию месторождений полезных ископаемых началось производство десятков ценных для промышленности химических товаров. Результативным достижением химической науки является изготовление в Узбекистане синтетической химической продукции, необходимой для производства запасных частей тракторов и самолетов, автомобилей марки «Отаёл», «МАН» а также «Дамас», «Спарк», «Нексия», «Матиз», «Ласетти», «Эпика», «Каптива», «Малибу», «Кобальт», «Орландо».

ВКЛАД В ХИМИЧЕСКУЮ НАУКУ УЧЕНЫХ-ХИМИКОВ УЗБЕКИСТАНА

Наряду с учеными-химиками мира узбекистанские ученые-химики также вносят свой вклад в развитие химической науки и промышленности.

В Узбекистане проводятся научные исследования по различным направлениям химии в Институте общей и неорганической химии, Институте химии и физики полимеров, Институте биоорганической химии, Институте химии растительных веществ и в ряде научно-исследовательских лабораторий Академии наук, а также на химических факультетах и кафедрах вузов.

Важное значение в развитии и прославлении на весь мир химической науки и промышленности Узбекистана имеют результаты научных исследований, проводимых сегодня такими известными узбекскими учеными-химиками, как К.С. Ахмедов, Н.А. Парпиев, Ш.И. Салихов, Н.Р. Юсупбеков, М.А. Аскарлов, С.Н. Нигматов,

А.А. Абдувахабов, З.С. Салимов, С.Ш. Рашидова, М.О. Абидова, Т.М. Миркамилов, Б.М. Беглов, С.И. Искандаров, Х.Р. Рустамов, Ю.Т. Ташпулатов, Ш.Т. Талипов, Х.А. Асланов, А.Р. Абдурасулова, А.Г. Махсумов, Х.М. Шахидоятов, Р.С. Тиллаев, А.С. Тураев, У.Н. Мусаев, Д.Ю. Юсупов, С.М. Турапжанов, Дж.М. Махкамов, У.М. Азизов, М.П. Ирисметов, Т.С. Сирлибаев, А.А. Юльчибаев, А.Г. Муфтахов, К.А. Ахмеров, И.И. Исмаилов, Г.Х. Хакимов и др.



А.С. Садыков (1913–1987). Академик АН РУз, доктор химических наук, профессор. Автор свыше 600 научных статей, более 100 изобретений. В 1985 г. награжден Золотой медалью им. Д.И. Менделеева за работы, посвященные результатам комплексного химического исследования веществ, выделенных из хлопчатника. Был удостоен звания Героя труда. Заложил основы Института биоорганической химии АН РУз. Он вошел в книгу о мировых ученых-химиках как известный узбекский ученый.



С.Ю. Юнусов (1909–1991). Академик АН РУз, доктор химических наук, профессор. Автор свыше 600 научных статей, более 100 изобретений и 10 монографий. В 1969 г. был удостоен звания Героя труда. Награжден Золотой медалью им. Д.И. Менделеева. Заложил основы Института химии растительных веществ АН РУз, создал школу химии растительных веществ. Основные научные труды принадлежат к области алкалоидной химии. Установил более 2000 алкалоидов в более чем 3600 растениях, встречающихся в Узбекистане.



Н.А. Парпиев (род. 1931). Академик АН РУз, доктор химических наук, профессор, заслуженный деятель науки Узбекистана. Автор свыше 700 статей, 11 монографий, 3 учебников, обладатель 22 авторских свидетельств. Научные труды посвящены стереохимии координационных соединений и их строению. Разработал термический способ получения молибдена высокой чистоты и метод определения молибдена, рения, вольфрама и ртуты.

Ш.И. Салихов (род.1944). Академик АН РУз, доктор биологических наук, профессор, заслуженный деятель науки Узбекистана. Автор свыше 350 научных статей, монографий, более 100 патентов. Создал школу по изучению влияния белков и их химического строения на организм. Около 10 препаратов ученого внедрены в медицинскую практику. Созданные под его руководством феромонные ловушки используются в хлопководстве для защиты хлопчатника от вредителей.



Н.Р. Юсупбеков (род.1940). Академик АН РУз, доктор технических наук, профессор, заслуженный деятель науки Узбекистана, лауреат Государственной премии им. Беруни. Автор свыше 600 научных статей, более 30 изобретений и нескольких монографий. Научные труды относятся к области химической кибернетики. Создал научную школу по исследованиям автоматизации производственных процессов.



Х.У. Усманов (1916–1994). Академик АН РУз, доктор химических наук, профессор, заслуженный деятель науки и техники Узбекистана, лауреат Государственной премии им. Беруни. В 1951 г. организовал первую в республике лабораторию химии полимерных веществ. Под его руководством разработан ряд технологических систем получения хлопковой целлюлозы, отвечающих требованиям мировых стандартов.



А.А. Абдувахабов (род. 1941). Академик АН РУз, доктор химических наук, профессор. Автор свыше 400 научных статей, более 20 изобретений и 5 монографий. Имеет научные труды в области химии элементоорганических соединений, проблем тонкого органического синтеза, определения химической сущности механизма влияния низкомолекулярных биорегуляторов, пространственной химии. Разработал и внедрил в сельское хозяйство методы синтеза феромонов.





Т.М. Миркамиллов (1939–2004). Академик АНРУз, доктор технических наук, профессор. Автор свыше 450 научных статей, более 40 изобретений, 4 монографий и 5 учебников. Научные труды посвящены проблемам химической технологии полимерных веществ и синтеза пластмасс, искусственных волокон, огнестойких кинофотопленок, а также физиологически активных полимеров.



Ю.Т. Ташпулатов (1932–2008). Академик АНРУз, доктор химических наук, профессор, заслуженный деятель науки Узбекистана. Автор свыше 410 научных статей, 35 патентов и изобретений, 3 монографий, 2 учебников, 15 учебных пособий. Его препарат К-1 широко используется на заводах химических волокон и текстильных предприятиях в качестве вещества, уменьшающего трение химических волокон о металлическую поверхность в процессе их получения. Известен как ученый, создавший научную школу в области хлопковой целлюлозы.



А.Г. Махсумов (род. 1936) . Доктор химических наук, профессор, заслуженный изобретатель Узбекистана. Автор свыше 1700 научных статей и изобретений, более 10 учебников и монографий, более 300 патентов и изобретений. Научные труды посвящены производным пропаргилового спирта и синтезу новых физиологически активных веществ на основе гетероциклических соединений. Известен как ученый, создавший свою школу в области органической химии.

Новая специальность в системе химических дисциплин под названием «Классификация и сертификация товаров на основе химического состава» основана в 1997 г. узбекскими учеными И.Р. Аскарковым и Т.Т. Рискиевым. Важное значение в формировании этой новой химической дисциплины имели результаты научных исследований, проводимых такими узбекскими учеными, как А.А. Ибрагимов, Г.Х. Хамракулов, М.А. Рахимджанов, М.Ю. Исаков, К.М. Каримкулов, О.А. Ташпулатов, А.А. Намазов, Б.Я. Абдуганиев, Ш.М. Миркамиллов, О. Кулимов, Н.Х. Тухтабаев и др.

§ 2. ВЕЩЕСТВО И ЕГО СВОЙСТВА

Земля, Солнце, дом, автомобиль, ложка, книга – это тела. Химический стакан, колба, пробирка также относятся к телам. Эти емкости состоят из стекла. Ложка может быть изготовлена из алюминия, серебра. Алюминий, серебро, стекло, вода, сера, мел, сахар, кислород, азот, железо – это вещества.

Тела состоят из веществ.

В природе встречается очень много веществ, и их наличие не зависит от человека. Мы не видим воду в воздухе, но она имеется в реках, морях и океанах. Мы не видим кислород и не думаем о нем, но он присутствует в составе воздуха, мы им дышим.

Свойства веществ. Нам известны такие вещества, как сахар, мел, соль, сера, вода, спирт, серная кислота. Сахар, соль, мел, сера – это твердые вещества; вода, спирт, серная кислота – жидкости.

Как можно отличить друг от друга перечисленные выше твердые вещества? Сахар, соль, мел – белого цвета, сера – желтая, значит, эти вещества обладают различным цветом. Если одноцветные вещества сахар, соль, мел поместить в воду, то мел не растворится, а сахар и соль растворятся. Соль и сахар отличаются друг от друга по вкусу.

Все перечисленные здесь жидкие вещества не имеют цвета. Как их можно различить? Спирт обладает резким запахом, вода и серная кислота не пахнут. Но плотность их различна: воды – 1000 кг/м³ (1 г/мл), а серной кислоты – 1840 кг/м³ (1,84 г/мл).

Эти жидкости обладают также различной температурой кипения: $t_{\text{кип. воды}} = 100^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{кип. спирта}} = 78^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{кип. серн. кисл.}} = 338^{\circ}\text{C}$.

Вещества и их свойства не зависят от человека, они воздействуют на наши органы чувств, и мы видим их цвет, чувствуем их вкус и запах, различая их таким образом (рис. 1).

- **Цвет, запах, плотность, вкус, агрегатное состояние (твердое, жидкое, газообразное) – это свойства вещества.**

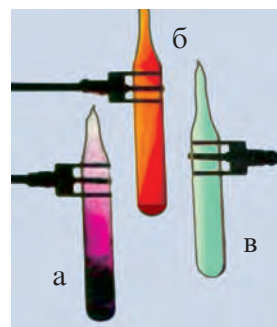


Рис. 1. Вещества йод (а), бром (б) и хлор (в)



Ключевые слова: вещество, тело, природа, воздух, колба, стакан, стекло, алюминий, железо, серебро, кислород, сера, азот, спирт, серная кислота, растворение, свойство, температура кипения, цвет, запах, вкус, плотность.



Вопросы и задания:

1. Приведите примеры известных вам тел и веществ.
2. Назовите свойства известного вам вещества.
3. Укажите отличительные свойства изученных и известных вам веществ.
4. Сравните металлы медь и алюминий и определите их схожие и отличительные свойства. Запишите в таблицу полученные результаты.
5. Возьмите активированный уголь и по внешнему виду определите его свойства. В каких целях активированный уголь используется в медицине?



Практическое занятие 1

ЗНАКОМСТВО С ПРАВИЛАМИ ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ С ПРИБОРАМИ В ХИМИЧЕСКОМ КАБИНЕТЕ

При проведении лабораторных работ и практических занятий по химии необходимо работать в халате. На рабочем столе не должно быть лишних вещей, а необходимые предметы должны быть чистыми.

Этапы проведения каждого занятия нужно записывать в специальную тетрадь в следующем порядке.

1. Дата проведения занятия, время и порядковый номер работы.
2. Тема занятия.
3. Цель занятия.
4. Схема прибора и необходимых принадлежностей для выполнения работы.
5. Краткое описание выполнения опыта.
6. Уравнения реакции.
7. Изменения, наблюдаемые в веществах в ходе реакции.
8. Заключительные выводы.

По окончании опытов необходимо вымыть стеклянную посуду и вычистить приборы, сдав их вместе с использованными веществами лаборанту.

В результате несоблюдения необходимых требований при проведении лабораторных работ и практических занятий по химии могут возникать нежелательные последствия. Их причины, в основном, связаны с выбросом жидкости из сосуда в результате чрезмерного перегрева, соприкосновением металлического натрия с влагой и водой, неосторожным обращением с веществами.

Чтобы предотвратить подобные случаи, необходимо соблюдать следующие правила техники безопасности.

1. Не начинать эксперимент, полностью не освоив порядок выполнения работы и не убедившись в том, что установка собрана правильно.
2. Категорически запрещается непосредственно нюхать, трогать и пробовать неизвестные вещества на вкус.
3. Эксперименты по возможности проводить в вытяжном шкафу.
4. Если в ходе эксперимента сломался термометр, то ртуть из него следует быстро собрать особым приемом, засыпая места попадания ртути серой.
5. Металлический натрий следует хранить под слоем керосина, ликвидируя остатки путем их растворения в спирте.
6. Не держать на экспериментальном столе в избытке горючие и летучие вещества, хранить их вдали от электрических плит и источников огня.
7. Для нагревания по возможности необходимо использовать изолированные нагревательные приборы.
8. В случае возгорания надо потушить его источник, затем засыпать песком или накрыть покрывалом. Если существует угроза распространения пламени, необходимо использовать огнетушитель.
9. Пробирки, другую стеклянную посуду следует нагревать осторожно, направив ее горлышко в сторону от работающих.
10. При нагревании растворов кислот и щелочей необходимо надеть специальные очки.
11. Нельзя наклоняться над сосудами, где происходит химическая реакция или процесс нагревания.
12. При разбавлении кислот нужно добавлять их в воду тонкой струей, по стенке сосуда, а не наоборот.
13. Запрещается измерять объемы концентрированных кислот и щелочей химической пипеткой. Их нужно измерять только с помощью бюретки.
14. Кислоты, содержащиеся в сосудах, нельзя разливать и разбрызгивать.

15. Нужно соблюдать особые меры предосторожности при работе с веществами, которые могут образовывать взрывчатые смеси.
16. Неосторожность может привести к порче одежды, нанести вред глазам, коже. Поэтому следует избегать неосторожных движений.
17. По окончании опыта необходимо выключить газ, электричество и воду, а также приборы.
18. Рабочее место всегда должно быть чистым.



Практическое занятие 2

МЕТОДЫ РАБОТЫ С ЛАБОРАТОРНЫМ ШТАТИВОМ И СПИРТОВОЙ ЛАМПКОЙ. ИЗУЧЕНИЕ СТРОЕНИЯ ПЛАМЕНИ.

Работа с лабораторным штативом

1. Строение лабораторного штатива (рис. 2).

Штатив – самый важный прибор, необходимый для проведения химических опытов. Он состоит из подставки и стержня, на котором с помощью зажимов закрепляются различные кольца, держатели и другие приспособления. Стержень вставляется в специальное отверстие в подставке до конца и закрепляется.

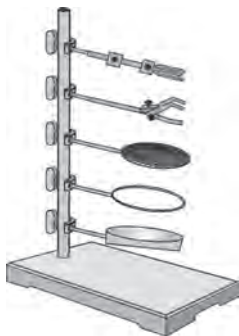


Рис. 2.
Лабораторный штатив

Лабораторный штатив имеет пять видов различных приспособлений:

1 – песочная или водяная баня, используемая при перегонке жидкостей с различной температурой кипения, а также для проведения реакций при разной температуре;

2 – кольцо для удержания колб и фарфоровых чашек различного объема;

3 – сетчатая асбестовая подставка, предназначенная для подогревания различных веществ в колбах, стаканах и фарфоровых чашках с плоским дном;

4 – зажим для удержания пробирок и приборов для охлаждения;

5 – зажим для лабораторных шлангов и других вспомогательных средств.

Приспособления можно двигать по стержню вверх и вниз или снимать. В зависимости от цели эксперимента они могут быть установлены в любом количестве. Укрепление или ослабление зажима осуществляется посредством винта.

2. Пользование штативом.

При работе с лабораторным штативом нужно строго соблюдать следующие правила.муд:

- При укреплении пробирок и колб нельзя сильно зажимать их, так как они могут сломаться.
- Стаканы ставят на кольцо с использованием асбестовой сетки. Это дает возможность не перегревать дно стакана.
- Фарфоровые чашки и тигли можно ставить без сетки.

Работа со спиртовой лампой

1. Строение спиртовой лампы (рис.3).

Спиртовая лампа состоит из сосуда для заливки спирта (1), металлического диска (2), фитиля (3) и крышки (4).



Рис. 3.
Спиртовая
лампа

2. Подготовка спиртовой лампы к работе.

- Необходимо удостовериться в пригодности спиртовой лампы.
- В ее сосуд с помощью воронки осторожно наливается спирт до половины.
- В дискообразной металлической трубке устанавливается ниточный фитиль, конец которого срезается ножницами, выравнивается и смачивается спиртом.
- Спиртовая лампа прикрывается крышкой. Не забывайте, что спиртовая лампа всегда должна находиться в прикрытом виде!

3. Зажигание и тушение спиртовой лампы.

- Спиртовая лампа зажигается спичками или уже зажженной простой лучиной.
- Спиртовая лампа не зажигается от другой уже зажженной спиртовой лампы.
- При тушении спиртовой лампы необходимо прикрыть фитиль крышкой. Нельзя тушить спиртовую лампу, дуя на нее!

Попробуйте зажечь и потушить спиртовую лампу.



Рис. 4. Лабораторные принадлежности:

1 – штатив универсальный ; 2 – пробирка; 3 – колба с круглым дном; 4 – стакан мерный; 5 – колба конусообразная; 6 – мерные колбы; 7 – фарфоровые воронки; 8 – мензурка; 9 – фарфоровая ступка с пестиком; 10 – чашка Петри; 11 – мерные цилиндры; 12 – щетка для чистки пробирок; 13 – охладитель; 14 – пипетки; 15 – подставка для пробирок; 16 – электронные весы; 17 – бюретки; 18 – газосборник; 19 – зажим; 20 – колба Вюре.

4. Строение пламени. Нагревание спиртовой лампы.

Рассмотрите пламя горящей спиртовой лампы (рис.5). Пламя можно разделить на три части:

1 – верхняя часть пламени с тусклыми краями – самая горячая часть;

2 – средняя часть пламени – яркая, горячая часть;

3 – нижняя часть пламени, близкая к фитилю, – очень тусклая, негорячая.

Будьте очень осторожны при работе со спиртовой лампой, газовой горелкой или любым горючим веществом, при образовании и использовании пламени. Ваша неосторожность может привести к серьезным последствиям для вас и окружающих. Самая горячая часть пламени – это область верхних тусклых краев. Ее используют для нагрева пробирок (рис. 5). Необходимо контролировать, чтобы пробирка не соприкасалась с фитилем, потому что нагреваемая стеклянная посуда, задевая относительно холодный фитиль, может расколоться. Спиртовой лампой можно нагревать посуду, изготовленную из химического стекла.



Рис. 5. Строение пламени спиртовой лампы

§ 3. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ. РЕАЛЬНОСТЬ (СУЩЕСТВОВАНИЕ) АТОМОВ И МОЛЕКУЛ. ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ И ХИМИЧЕСКИЙ ЗНАК

Первоначально древнегреческие философы выдвинули идею о том, что мир вокруг нас состоит из очень мелких неделимых частиц – атомов (от греческого *atomos* – неделимый), но они не имели возможности доказать это опытным путем.

Наши великие предки Джабар ибн Хайян (Габер), Ахмад аль-Фергани (Альфраганус), Абу Бакр Мухаммад ибн Закария ар-Рази (Разес), Абу Наср Фараби, Абу Райхан Беруни, Абу Али ибн Сина (Авиценна) в своих произведениях, отразивших их мировоззрение, говорили о сложном строении мира вокруг нас, непрерывном изменении тел, признавали то, что причина многих явлений – не видимые глазу мелкие элементы, и пытались объяснить их природу.

В средние века подобные взгляды постепенно развивались и в странах Европы, а благодаря работам Ломоносова, Дальтона,

Авогадро и других ученых были выдвинуты идеи об атомно-молекулярном строении вещества. Эти идеи основывались на реальном существовании атомов и молекул и были закреплены принятием конкретных пояснений к этим понятиям на Международном конгрессе химиков в Карлсруэ в 1860 г. Атомно-молекулярное учение было признано всеми учеными, и с его точки зрения стали рассматривать все химические превращения.

В настоящее время основные положения атомно-молекулярного учения формулируются так:

- **Вещества состоят из молекул – мельчайших частиц, сохраняющих все их химические свойства.**
- **Молекулы состоят из атомов.**
- **Атомы имеют сложное строение и состоят из электронов, протонов, нейтронов и других микрочастиц.**
- **Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении.**



Рис.6. Переход вещества (йода) из одного состояния в другое

Атомно-молекулярное учение — одна из основных теорий естественных наук, подтверждающая материальное единство мира.

В зависимости от агрегатного состояния веществ расстояния между их атомами и молекулами различны.

В твердых и жидких веществах расстояния между атомами и молекулами относительно малы, а в газообразных веществах — велики.

Из курса физики известно, что при изменении температуры изменяется объем тела. Причина в том, что вещества состоят из очень мелких частиц — атомов или молекул, и с повышением температуры расстояние между ними в определенной степени увеличивается, а при охлаждении — уменьшается.

На рис.6 изображен переход вещества (йода) сначала (при нагреве) из твердого состояния в газообразное (пар), а затем (при охлаждении с помощью льда) — из газообразного снова в твердое.

В настоящее время имеется возможность определения порядка связи атомов в молекуле, вычисления массы и размеров отдельной молекулы.

Атомы и молекулы невозможно увидеть, но то, что они действительно существуют, можно увидеть и снять с помощью электронного микроскопа (рис.7).

Между молекулами существуют силы притяжения и отталкивания. Молекула обладает массой, размером, химическими свойствами. Молекулы одного вещества отличаются от молекул другого вещества своим составом, массой, размерами и свойствами.

К примеру, состав и строение молекул йода и воды различаются так:



Молекулы находятся в постоянном движении.

Английский ученый Броун в 1827 г. под микроскопом наблюдал непрерывное движение твердых частиц в жидкости. Такое движение носит название *броуновского*.

Молекулы одного вещества распределяются между молекулами другого вещества, и это явления называется *диффузией*.

Броуновское движение, диффузия (например, распространение запаха в воздухе, растворение сахара в воде и подобные этим явления) доказывают существование молекул и их непрерывное движение.

- **Молекула — это маленькая частица, проявляющая химические свойства вещества.**
- **Молекула представляет собой частицу, состоящую из связанных между собой атомов.**

Молекулы состоят из атомов. При разложении воды путем пропускания электрического тока (в специальном приборе) было установлено, что объем газа, образовавшегося в одной трубке, в два раза больше объема газа, собравшегося в другой трубке. Газ, занимающий больший объем, горит. Это — водород. Газ, имеющий меньший объем, не горит, но он поддерживает горение. Это — кислород. В результате данного опыта из воды образовались водород и

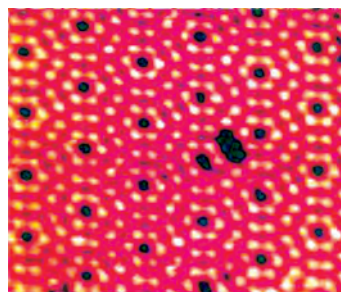


Рис. 7. Фотоснимок атомов кремния, полученный с помощью электронного микроскопа

кислород, т.е. было установлено, что молекула воды состоит из еще более мелких частиц – атомов водорода и кислорода.

- При химических реакциях молекулы распадаются на атомы или изменяют свой состав.
- Атомы при химических реакциях остаются без изменений.
- Из атомов образуются молекулы.
- **Химическая реакция (изменение) – тип движения атомов. Это химическая форма движения материи.**

В настоящее время известно 118 видов атомов или 118 химических элементов. Все объекты живой и неживой природы в основном состоят из этих элементов. Каждый химический элемент имеет свое название и свой **химический знак**.

- В 1813 г. по предложению шведского химика Я. Берцелиуса химические элементы стали обозначать начальной или начальной и одной из последующих букв латинского названия данного элемента; первая буква всегда прописная, вторая – строчная.

Например, Н (аш) – химический знак водорода, его латинское название Hydrogenium (образующий воду); Hg (Hydrargirum) – химический знак ртути, который представлен первыми буквами ее латинского названия. Сведения о некоторых химических элементах представлены на третьей странице обложки.

Таким образом, химический знак представляет химический элемент в виде одного его атома.



Ключевые слова: атом, молекула, материя, масса, размер, броуновское движение, элемент, химический знак элемента, диффузия.



Вопросы и задания:

1. Как изменение температуры влияет на объем тела?
2. Что такое молекула?
3. Можно ли хранить газы в открытой колбе?
4. Найдите слова, определяющие свойства молекулы и со единений: масса, размер, состав, плотность, температура кипения, температура плавления.
5. Что такое химический элемент? А знак химического элемента?

- **Относительная атомная масса является количественным показателем элемента.**
- **Абсолютная атомная масса – действительная масса атома элемента, имеющая очень маленькую единицу массы.**



Ключевые слова: углерод, относительная, абсолютная атомная масса, ангстрем – Е, нанометр – нм, атомная единица массы.



Вопросы и задания:

1. Какова размерность атомов?
2. Что такое относительная атомная масса? Почему используется относительная атомная масса?
3. Известны абсолютные массы следующих атомов. Найдите их относительные атомные массы: 1) железо – $93,13 \cdot 10^{-27}$ кг; 2) водород – $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг; 3) уран – $396,67 \cdot 10^{-27}$ кг.

§ 5. АТОМЫ И МОЛЕКУЛЫ – СОСТАВНЫЕ ЧАСТИЦЫ ХИМИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

- **Все соединения имеют определенный химический состав.**
- **Все вещества в природе состоят из химических элементов.**

Видя разнообразие окружающего нас мира и его непрерывную изменяемость, человек не может не удивляться тому, что мир состоит в основном из 118 элементов. Они распределены и распространены в природе неравномерно; 90% полезных ископаемых в основном состоят из пяти элементов: кислорода, кремния, алюминия, железа и кальция, а тело человека состоит из кислорода, водорода, углерода и еще 89 химических элементов. Более 20 элементов редко встречаются в природе, отдельные из них могут быть получены лишь в лабораторных условиях.

Химические вещества могут состоять из одного, двух или более элементов. Так, путем пропускания электрического тока через воду можно получить отдельно кислород и водород.

Таблица 1

Сравнение свойств воды, водорода и кислорода

№	Свойство	Вода	Водород	Кислород
1	Агрегатное состояние (20°C, 1 атм.)	Жидкость	Газ	Газ
2	Температура кипения, °C	100	-252,8	-183
3	Плотность (20°C, 1 атм.)	1,00 г/мл	0,090 г/л	1,43 г/л
4	Горение	Не горит	Горит	Не горит

Из табл. 1 видно, что свойства воды резко отличаются от свойств входящих в ее состав элементов. При образовании нового вещества элементы теряют свои прежние свойства.

- **Химическое соединение – сложное вещество, которое можно разложить на более простые.**

Состоящая из водорода и кислорода молекула воды может быть разделена на составляющие ее части. Однако, разлагая водород и кислород, нельзя получить простые вещества. Водород и кислород состоят только из атомов. Следовательно, химическое вещество – это объединение атомов и молекул.

ВЕЩЕСТВА МОЛЕКУЛЯРНОГО И НЕМОЛЕКУЛЯРНОГО СТРОЕНИЯ

- **Вещества в зависимости от природы составляющих их частиц разделяются на имеющие молекулярное и немолькулярное строение.**

Молекула состоит из группы взаимосвязанных атомов. Вещества молекулярного строения состоят из одинаковых молекул, поэтому их состав не изменяется (такие вещества называют дальтонидами, по имени английского ученого Дж. Дальтона, впервые давшего определение этому явлению).

Обычно газообразные вещества имеют молекулярное строение. У жидких и твердых веществ расстояния между молекулами относительно малы, и их силы взаимодействия значительно больше, чем у газообразных веществ. Это и обуславливает их жидкое или твердое агрегатное состояние.

К веществам немолекулярного строения относится большинство твердых веществ, имеющих кристаллическое строение. В узлах кристаллической решетки этих веществ находятся не молекулы, а атомы или другие частицы (ионы).

Газообразные вещества в твердом состоянии также относятся к веществам с молекулярным строением (лед, «сухой лед» – CO_2 , йод, нафталин). Молекулы в кристаллической решетке в отличие от атомов или ионов слабо связаны друг с другом. Это обуславливает их высокую летучесть и сравнительно низкую температуру кипения.

Если в узлах кристаллической решетки расположены атомы, такие вещества являются твердыми и обладают высокой температурой плавления (например, алмаз).

Если в узлах кристаллической решетки располагаются ионы (заряженные частицы), такие вещества обладают высокой температурой плавления, но они нелетучи (поваренная соль).

Между атомами металлов или их положительно заряженными ионами, находящимися в узлах кристаллической решетки, находятся свободные электроны. Поэтому металлы обладают блеском, пластичностью, пропускают тепло и электрический ток.

Свойства веществ, изложенные выше, более подробно будут рассмотрены на уроках химии в 8 классе.



Ключевые слова: кислород, кремний, алюминий, железо, водород, натрий, хлор, электрический ток, соединение, молекулярное строение, немолекулярное строение, кристаллические решетки, электро- и теплопроводность, металлический блеск, «сухой лед».

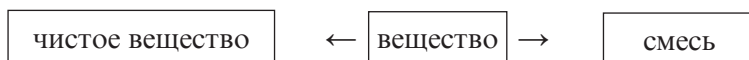


Вопросы и задания:

1. Какие вещества образуются при разложении воды?
2. Сравните свойства воды и составляющих ее элементов.
3. Что такое химическое соединение?
4. Можно ли разложить натрий и хлор на отдельные вещества? А поваренную соль? Почему?
5. Что такое молекулярное и немолекулярное строение?
6. Чем отличается молекулярное и немолекулярное строение веществ? Приведите примеры веществ молекулярного и немолекулярного строения.
7. Какие предметы можно изготовить из железа? Перечислите знакомые вам предметы железа.
8. Из каких веществ можно изготовить ложку, используемую в повседневной жизни?

§ 5. ЧИСТЫЕ ВЕЩЕСТВА И СМЕСИ

Все вещества разделяются на чистые и смеси, состоящие из двух и более веществ.



- **Вещества, имеющие одинаковый состав и свойства во всем объеме, называются чистыми веществами.**
- **Смеси имеют изменчивый состав и из них физическими методами можно выделить чистые вещества.**

Смеси можно разделить на отдельные компоненты с помощью различных методов: отстаивание, фильтрование, возгонки, хроматографирования, с помощью магнита и др.

Как было сказано выше, чистые вещества обладают одинаковым составом и свойствами во всем объеме. В этом случае вещество называется **гомогенным**.

При растворении соли или сахара в воде образуется прозрачный раствор. Подобные растворы-смеси имеют тот же состав и обладают теми же свойствами, что и растворенные в них вещества. Однако они отличаются от чистых веществ различными свойствами, зависящими от количества частиц, составляющих данную смесь (так, стакан воды, содержащий 1 чайную ложку сахара, замерзает при -2°C , а стакан воды, в котором растворена 1 чайная ложка поваренной соли, замерзает при -4°C).

Такие смеси называются **гомогенными** смесями.

Если мы попробуем растворить почву в воде, то увидим, что почва в воде не растворится и образует муть. Следовательно, данная смесь не состоит из одинаковых частиц. Такой раствор называется **гетерогенным**, и он может быть разделен на гомогенные составляющие части.

Примером чистого вещества могут служить водяной пар, медная проволока, а к смесям относятся йодированная поваренная соль, мед, молоко, растительные масла.

Чтобы определить свойства вещества, необходимо по возможности получить его в чистом виде. Даже незначительное содержание посторонних частиц может сильно изменить свойства вещества.

Почти все вещества, которые мы знаем или используем в повседневной жизни, являются смесями. В природе нет чистых

веществ, все они находятся в виде смеси, состоящей из большого количества различных веществ. Так, в воде всегда содержится множество растворенных солей и газов.

Обычно название смеси происходит от названия компонента, преобладающего в данной смеси (железная ложка на 90% состоит из железа, алюминиевая ложка содержит 99% алюминия).

Понятие «чистое вещество», используемое нами в повседневной жизни, считается относительным. Например, воду, пригодную для питья, мы называем чистой, а воду, которую нельзя использовать для питья и жизненных процессов, – грязной,

Понятие о «чистом веществе» мы получаем при изучении химии, когда говорим о каком – либо веществе или с каким – либо веществом или собираемся проводить эксперименты с каким – либо веществом.

Вещества, находящегося в составе смеси, можно выделить, зная свойства характерные для каждого из них.

1. Гетерогенные смеси

Частицы веществ, входящих в состав гетерогенных смесей, можно увидеть невооружённым глазом, или с помощью микроскопа. Также смеси можно разделять на составные части с помощью отстаивания или фильтрования.

Отстаивание. Гетерогенные смеси не являются устойчивыми системами, поэтому вещества, находящиеся в их составе, со временем или оседают, или всплывают на поверхность раствора. Вы не раз наблюдали, как при отсевании мутной воды оседают глина и частицы песка, как сливки всплывают на поверхность молока. Осевшее твердое вещество можно отделить от жидкого методом **декантации** (рис.9). Смеси, состоящие из нерастворимых жидкостей или имеющие различную плотность, можно разделять на составные части с помощью делительной воронки (рис.10).

Фильтрование. Гетерогенные смеси, отстаивание которых затруднено или длится продолжи-



Рис.9. Получение чистой воды путем отстаивания



Рис.10. Разделение смеси нерастворимых жидкостей с помощью делительной воронки

тельное время, можно разделять на составные части путем фильтрования (рис.11)

Магнитный способ. Одним из свойств железа является притягивание его к магниту. Из смесей, содержащих в своем составе железо, можно выделять его с помощью магнита.

2. Гомогенные смеси

Частицы веществ, входящих в состав гомогенных смесей, весьма малы, поэтому их невозможно разделять способом отстаивания или фильтрования. Для разделения таких смесей на составные части можно использовать такие методы, как выпаривание и дистилляция.

Выпаривание. Для выделения различных водорастворимых солей из воды используется метод выпаривания поваренной соли из водного раствора. Для этого раствор наливают в фарфоровую чашку, ставят ее на кольцо штатива с использованием асбестовой сетки и медленно нагревают. При этом вода испаряется, а поваренная соль остается в чашке (рис.12).

Дистилляция. При этом методе используется различие в температурах кипения жидких веществ, составляющих гомогенную смесь. При медленном нагревании смеси двух жидкостей в первую очередь испаряется жидкость, имеющая низкую температуру кипения. Выделяющиеся пары жидкости вновь превращают в жидкость путем их охлаждения (рис.13).



Рис.11. Метод фильтрования



Рис.12. Метод выпаривания



Рис.13. Метод дистилляции



Вопросы и задания:

1. Докажите, что данное вам белое порошкообразное вещество (смесь поваренной соли и мела) является смесью.
2. Предложите план разделения на составные части данной вам смеси серы, железной стружки и сахара.



Практическое занятие 3

ОЧИСТКА ПОВАРЕННОЙ СОЛИ



Растворение загрязненной поваренной соли.

В посуду, содержащую 20 мл дистиллированной воды, порциями, перемешивая стеклянной палочкой, вносят поваренную соль, которую добавляют до тех пор, пока вся соль не растворится. Определите, какие изменения протекают при этом процессе.

Приготовление фильтра.

Для этого квадратную фильтровальную бумагу складывают вчетверо. Угол квадрата срезают ножницами. После этого бумаге придают конусообразную форму и вставляют в воронку. При этом ее края должны быть на 0,5 см ниже края воронки. Затем мутный раствор поваренной соли сливают в воронку с фильтром при помощи стеклянной палочки, не касаясь стенки воронки. Пропущенный через фильтр раствор называют **фильтратом**.

Выпаривание фильтрата.

Фильтрат сливают в фарфоровую чашку и устанавливают на кольцо штатива. Чашку нагревают при помощи спиртовой или газовой горелки. Пламя горелки должно быть таким, чтобы оно обволакивало дно фарфоровой чашки. Для того чтобы кипящая жидкость не разбрызгивалась, ее постоянно перемешивают стеклянной палочкой. После образования осадка на дне фарфоровой чашки нагревание прекращают и рассматривают образовавшуюся соль.

По окончании эксперимента составляют отчет в следующем порядке.

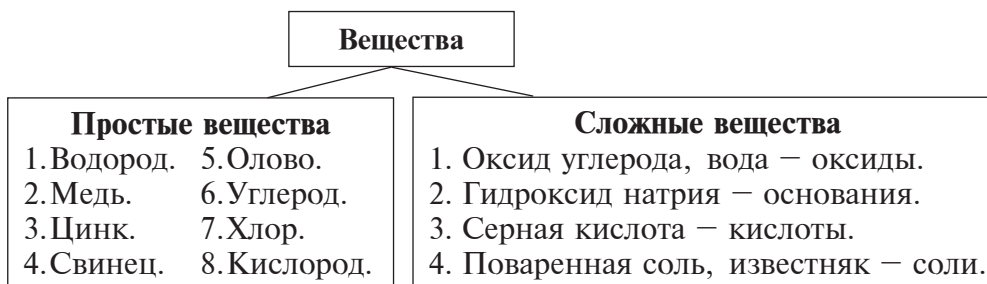
1. Содержание проведенной работы.
2. Список использованных приборов, приспособлений и химических реактивов.
3. Определение этапов работы и краткое изложение содержания эксперимента. Изображение использованных приборов. В заключение описание наблюдаемых явлений.
4. Выводы на основании полученных результатов.

§ 7. ПРОСТЫЕ И СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА

Вещества бывают простыми (элементарными) и сложными соединениями.

- **Вещества, состоящие из атомов одного элемента, называются простыми, например, водород, кислород, железо, сера.**
- **Вещества, состоящие из атомов разных элементов, называются сложными, например, вода, поваренная соль, сахар.**

Классификация веществ в зависимости от их состояния:



Каждый из 118 элементов, известных в настоящее время, можно рассматривать как отдельное простое вещество. Вместе с тем некоторые из них могут образовывать ряд простых веществ в виде аллотропических видоизменений. В таких веществах различия определяются количеством или взаимосвязью атомов в их составе. Например, углерод может образовывать такие простые вещества, как алмаз, графит, карбин, флюорен; сера образует такие простые вещества, как ромбическая и пластическая сера, кристаллическая и аморфная сера; фосфор бывает красным, белым и черным (рис. 14); кислород встречается в виде обычного кислорода и озона и т.д.



Рис. 14. Белый и красный фосфор

Явление аллотропии простых веществ наглядно показывает различия между веществом и элементом. Например, химический элемент углерод представляет собой скопление атомов одного вида. Он обладает только ему присущими свойствами. Однако сильно разли-

чаются по своим свойствам графит, находящийся в карандаше, и алмаз – драгоценный камень (самостоятельно сравните свойства графита и алмаза).

Графит и алмаз, являясь аллотропическими видоизменениями углерода, могут переходить друг в друга, при этом резко меняются и их свойства.

Несмотря на то, что графит и алмаз воспринимаются как разные вещества, они состоят из атомов углерода. Наличие в их составе элемента углерода можно доказать их горением в кислороде, при котором образуется одно и то же вещество – оксид углерода.

Оксид углерода – сложное вещество, состоящее из атомов различных элементов – углерода и кислорода.

Количество сложных веществ составляет несколько миллионов.

- **Процесс разложения с целью определения состава веществ называется анализом.**
- **Процесс создания соединений называется синтезом.**

Состав веществ определяется методом анализа.

- **Установление составных элементов, образующих соединение, называется качественным анализом.**
- **Определение количества элементов, входящих в состав соединения, называется количественным анализом.**



Ключевые слова: простое вещество, элемент, соединение, сложное вещество, аллотропия, аллотропическое видоизменение, графит, алмаз, углерод, оксид углерода, анализ, синтез, качественный анализ, количественный анализ.



Вопросы и задания:

1. Приведите примеры простых веществ.
2. Приведите примеры сложных веществ.
3. Что вы понимаете под аллотропией?
4. Назовите элементы, образующие различные простые вещества.
5. В чем состоит различие анализа и синтеза?
6. Дайте определения понятиям качественного и количественного анализа.

§ 8. АГРЕГАТНОЕ СОСТОЯНИЕ ВЕЩЕСТВА

Вам уже известно, что воздух, кислород, азот и водород являются газообразными веществами; спирт, вода и серная кислота — жидкие вещества; углерод, графит, сера, железо, алюминий — твердые вещества.

А теперь ответим на вопрос, что такое газообразное, жидкое и твердое состояние веществ и какими свойствами обладают вещества в зависимости от своего состояния.

- **Газ не обладает определенным объемом и формой. Газ принимает форму и вид сосуда, в котором он находится. Расстояние между молекулами и атомами в газах намного больше, чем в жидкостях и твердых веществах.**
- **Жидкости также принимают форму сосуда, но не расширяются, как газы. Жидкости занимают определенный объем, в обычных условиях их трудно подвергнуть сжатию.**
- **Твердое вещество, в отличие от газа и жидкости, механически устойчиво, имеет определенную форму и занимает определенный объем.**

В жидких и твердых веществах расстояние между атомами и молекулами намного меньше по сравнению с газами (рис.15).

- **Газообразное, жидкое или твердое состояние вещества является его агрегатным состоянием.**

Агрегатное состояние вещества зависит от температуры и давления. Вода при давлении 101,3 кПа и температуре выше 100°C имеет газообразное (парообразное) состояние, а при температуре ниже 0°C переходит в твердое (лед) состояние.

Переход из одного состояния в другое (например, превращение льда в воду) — результат физического превращения. При этом не протекает процесс образования нового вещества, и состав образца не изменяется. Жидкие вещества занимают промежуточное положение между твердыми и газообразными веще-

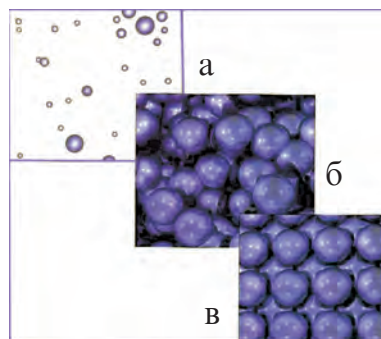


Рис.14. Газ (а), жидкость (б) и твердое состояние (в) — агрегатные состояния вещества

ствами, поскольку они обладают текучестью, легко меняют форму, как газы, и не подвергаются сжатию, как твердые вещества. При действии на вещества температуры и высокого давления они постепенно переходят из газообразного в жидкое, а затем в твердое состояние. В отдельных случаях вещества, не переходя в жидкое состояние, могут из газообразного состояния переходить в твердое. К примеру, такими свойствами обладают «сухой лед» – оксид углерода, йод, нафталин.

- **Переход вещества из твердого состояния в газообразное минуя жидкое называется сублимацией, или возгонкой.**



Ключевые слова: газ, жидкость, твердое состояние, агрегатное состояние, «сухой лед», йод, нафталин, сублимация, возгонка.



Вопросы и задания:

1. Что понимается под выражением «агрегатное состояние вещества»?
2. Какими свойствами обладают газы? Приведите примеры газообразных веществ.
3. Какими свойствами обладают жидкости? Приведите примеры жидких веществ.
4. Какими свойствами обладают твердые вещества? Приведите примеры твердых веществ.
5. Приведите примеры веществ, переходящих из твердого в газообразное состояние минуя жидкое.

§ 9. ХИМИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА И ВЫВОДЫ НА ЕЕ ОСНОВЕ. ВАЛЕНТНОСТЬ. ПОНЯТИЕ ОБ ИНДЕКСАХ

Каждому атому в составе вещества соответствует свой химический знак. Значит, состав вещества можно выразить на основе соответствующих знаков атомов, составляющих вещество, т.е. иначе говоря, с помощью химической формулы.

- **Химическая формула – это выражение состава вещества с помощью химических знаков и индексов.**

Химическая формула показывает:

- **из каких элементов состоит вещество (качественный состав);**

- **СКОЛЬКО АТОМОВ КАЖДОГО ЭЛЕМЕНТА ВХОДИТ В СОСТАВ ОДНОЙ МОЛЕКУЛЫ ВЕЩЕСТВА (КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ СОСТАВ);**
- **ОДНУ МОЛЕКУЛУ ВЕЩЕСТВА.**

Например, молекула воды состоит из двух атомов водорода (H), одного атома кислорода (O) и выражается формулой H₂O. Цифра 2, стоящая справа внизу около химического знака водорода, называется **индексом**, который показывает число атомов водорода в составе молекулы воды. Цифра, стоящая справа внизу около химического знака в формуле, всегда показывает, сколько атомов этого элемента входит в состав каждой молекулы вещества. Большая цифра, стоящая перед химическим знаком или формулой, называется **коэффициентом**, который указывает на число отдельных атомов и молекул. Например:

2O – 2 атома кислорода
 ↑ коэффициент

5H₂CO₄ – 5 молекул серной кислоты
 ↑ индекс ↑ индекс
 ↑ коэффициент

3O₂ – 3 молекулы кислорода
 ↑ индекс
 ↑ коэффициент

В каждой молекуле имеется 2 атома водорода, 1 атом серы и 4 атома кислорода.

O₂ – одна молекула кислорода
 ↑ индекс

Понятие о валентности. Атом одного элемента может присоединять определенное число атомов другого элемента. Чтобы правильно написать формулу молекулы, нужно иметь представление о важном свойстве элементов – валентности.

- **Валентностью называется способность атомов одних элементов присоединять определенное число атомов других элементов. Слово «валентность» от лат. «valenz» означает имеющий силу.**

Атом водорода никогда не может присоединить более одного атома другого элемента. Поэтому валентность водорода принята в качестве единой меры определения валентности других элементов.

Если атом элемента присоединяет один атом водорода, то его валентность равна 1 и он считается одновалентным. Если атом элемента присоединяет два или три атома водорода, то он соответственно двух-, трехвалентен и т.д. Например, в веществе HCl хлор одновалентен, в H₂O кислород двухвалентен, в NH₃ азот трехвалентен.

Некоторые элементы имеют постоянную валентность: Na, K, H — всегда одновалентны, Ca, Mg — всегда двухвалентны, Al — всегда трехвалентен.

Многие элементы обладают переменной валентностью. Например, железо в FeO двухвалентно, а в Fe₂O₃ — трехвалентно, медь в Cu₂O одновалентна, а в CuO — двухвалентна, сера с водородом и металлами двухвалентна (H₂S, Na₂S), а в соединениях с кислородом (SO₂ и SO₃) бывает четырех- и шестивалентной. Кислород обычно двухвалентен (см. стр. 3 обложки).

Валентность обычно пишется римскими цифрами либо над химичес-знаком элемента: $\overset{\text{I}}{\text{H}_2\text{O}}$, $\overset{\text{II}}{\text{A}_2\text{O}_3}$, либо указывается в скобках рядом с химическим знаком элемента или названием: Cu (III), Cu (I).

Валентность элементов можно определить из формулы, и наоборот, на основе валентности можно составить формулу вещества.

- **В соединении, состоящем из двух элементов, произведение валентности на количество атомов одного элемента равно произведению валентности на количество атомов другого элемента, т.е. $m \cdot x = n \cdot y$.**

Например, молекула Fe₂O₃ содержит два атома железа (валентность железа равна 3) и три атома кислорода (валентность равна 2). Согласно правилу, $3 \cdot 2 = 2 \cdot 3$; $6 = 6$.

Определение валентности элементов по формуле. Если известна формула бинарного соединения и валентность одного из элементов (n), то валентность второго элемента (m) можно определить по формуле: $m = ny/x$ (x, y — индексы, указывающие на число атомов в соединении). Например, в SO₃ валентность серы равна $2 \cdot 3 / 1 = 6 : 2$ — валентность кислорода, 3 — число атомов кислорода, 1 — число атомов серы.

В K₂O — калий одновалентен, в CaO — кальций двухвалентен, в Al₂O₃ — алюминий трехвалентен, в SO₂ — сера четырехвалентна, в P₂O₅ — фосфор пятивалентен.

Составление формулы по известным валентностям элементов. Зная валентность элементов, мы можем составить формулу бинарного соединения. Например, бинарное соединение состоит из

кислорода и фосфора: валентность кислорода – 2, а фосфора – 5. Формулу этого соединения можно записать как $RxOy$. Согласно правилу, $5x = 2y$, если $x = 2$, а $y = 5$, то формула этого соединения, состоящего из пятивалентного фосфора и двухвалентного кислорода, будет P_2O_5 .

- **Валентность – важная количественная характеристика элемента.**

Графическое изображение формул. Формулы веществ можно изображать графически. При графическом изображении каждая валентность обозначается черточкой (табл.2).

Таблица 2

Графическое изображение формул некоторых веществ

Вещество	Формула вещества	Графическое изображение формулы
Вода	H_2O	
Аммиак	NH_3	
Оксид серы (VI)	SO_3	
Сульфид цинка	ZnS	$Zn=S$



Ключевые слова: химический знак, химическая формула, индекс, коэффициент, валентность, бинарное соединение, постоянная валентность, переменная валентность, графическое изображение формул.



Вопросы и задания:

1. Как записываются химические формулы? А графические формулы?
2. Что такое индекс и коэффициент?
3. Что называется валентностью?
4. Приведите примеры элементов с постоянной и переменной валентностью.

§ 10. РАЗМЕР, ОТНОСИТЕЛЬНАЯ И АБСОЛЮТНАЯ МАССА МОЛЕКУЛ. МОЛЬ И МОЛЯРНАЯ МАССА. ПОСТОЯННАЯ АВОГАДРО

Объемные размеры молекул так же малы, как и атомов, их диаметр достигает 30Е (3нм или $3 \cdot 10^{-9}$ м). Диаметры большинства молекул находятся в интервале 1–10 Е. Абсолютные массы молекул, как и атомов, выражаются очень маленькими числами. Например, масса 1 молекулы воды составляет $19,91 \cdot 10^{-27}$ кг. Работа с такими маленькими числами сопряжена с различного рода трудностями. Поэтому целесообразно использовать относительную физическую величину – относительную молекулярную массу [Mr].

- **Относительная молекулярная масса вещества – величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы вещества больше 1/12 части массы атома углерода-12.**

Относительная молекулярная масса – величина, равная сумме относительных масс атомов, составляющих молекулу. Например, относительная молекулярная масса воды $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 + 16 = 18$.

Относительная молекулярная масса – важная количественная характеристика вещества.

Моль. В химии наряду с такими физическими величинами, как масса, объем, плотность, используется также выражение количества вещества (n) – моль.

- **Количество вещества – это количество вещества, измеряемое в молях.**
- **Моль – это количество вещества, содержащее число частиц (атомов, молекул и др.), равное числу атомов в 0,012 кг углерода.**

Давайте определим число атомов в 1 моле или 0,012 кг углерода. Для этого разделим 0,012 кг на массу одного атома углерода ($19,934 \cdot 10^{-27}$ кг):

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг/моль}}{19,934 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 6,024 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Полученное число $6,024 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ называется числом или постоянной Авогадро по имени итальянского физика и химика Амедео Авогадро (1776–1856) и обозначается N_A . Значит, моль – это количество вещества, содержащее $6,024 \cdot 10^{23}$ частиц (атомов, молекул и др.).

Количество молекул в определенном количестве n вещества можно найти по формуле

$$N = N_A \cdot n. \quad (1)$$

С помощью формулы (1) можно определить также количество вещества:

$$n = \frac{N}{N_A} \quad (2)$$

1 моль воды содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул воды.

1 моль кислорода содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода.

Определенному количеству вещества соответствует определенная масса.

- **Отношение массы вещества (m) к его количеству (n) называется молярной массой вещества (M):**

$$M = \frac{m}{n}.$$

Масса вещества выражается в килограммах (кг) и граммах (г), а количество вещества – в молях. Молярная масса вещества выражается в кг/молях или г/молях.

Вычислим численное значение молярной массы M .

Таблица 3

№	Вещество		Относительная молекулярная масса M_r	Число молекул (N_A)	Количество вещества n , моль	Молярная масса M , г/моль
	название	формула				
1	Вода	H ₂ O	18	$6,02 \cdot 10^{23}$	1 моль	18 г/мол
2	Кислород	O ₂	32	$6,02 \cdot 10^{23}$	1 моль	32 г/мол
3	Углекислый газ	CO ₂	44	$6,02 \cdot 10^{23}$	1 моль	44 г/мол
4	Едкий натрий	NaOH	40	$6,02 \cdot 10^{23}$	1 моль	40 г/мол

Если $n = 1$ моль, то m – масса молекул, число которых N_A ($6,02 \cdot 10^{23}$).

- **Молярная масса вещества численно равна его относительной молекулярной массе (M_r) (табл.3).**

Молярная масса воды — 0,018 кг/моль или 18 г/моль.

Молярная масса кислорода — 0,032 кг/моль или 32 г/моль.

Молярная масса атомарного кислорода — 0,016 кг/моль или 16 г/моль.



Ключевые слова: относительная молекулярная масса, абсолютная молекулярная масса, моль, количество вещества, постоянная Авогадро, кг/моль, г/моль, молярная масса.



Вопросы и задания:

1. Вычислите относительные молекулярные массы следующих веществ: H_2SO_4 , Al_2O_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
2. Что такое количество вещества, в каких единицах оно выражается?
3. Что такое постоянная Авогадро?
4. Чему равна молярная масса любого вещества?
5. Определите массы 0,5 моля кислорода и водорода.
6. Сколько всего молекул содержится в 18 г воды?

§ 11. СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ.

ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ ПРЕВРАЩЕНИЯ

В природе всегда происходят изменения, и каждое изменение — это явление. Движение Земли, человека, таяние льда, кипение и испарение воды, горение спички, растворение сахара в воде, растворение металла в кислоте — все это явление.

При нагревании лед превращается в воду, а вода, испаряясь, переходит в пар. При охлаждении пар превращается в воду, а вода — в лед. Лед, вода, пар — не разные вещества, а различные агрегатные состояния одного вещества — воды. Таяние льда, испарение воды, превращение пара в воду, замерзание воды — это физические изменения. При этом изменяется агрегатное состояние воды, но вода как вещество не подвергается изменению.

Если кусочек мела, которым пишут на доске, превратить в порошок, изменяется форма тела, но мел как вещество не изменяется. Это такие же, как и слом или спилка дерева, физические явления.

- **При физических изменениях (превращениях) изменяются лишь отдельные свойства вещества или тела: его агрегатное состояние, форма, объем, место расположения (нахождения). При физических явлениях не происходит образования новых веществ.**

Теперь нагреем в ложечке сухой сахар. Сахар – твердое, белое, сладкое на вкус вещество без запаха. Сначала сахар плавится. Это – физическое явление. Потом изменяется его цвет. Появляется неприятный запах гари. Из сахара образовалось новое вещество – остаток черного цвета. Это вещество без запаха и вкуса при нагревании, подобно сахару, не плавится. Это – уголь. Теперь сахара нет, на его месте образовалось новое вещество с новыми свойствами. Это говорит о том, что произошло химическое превращение – химическое явление. Наблюдаемые нами в природе или в жизни ржавление железа, прокисание молока, квашение простокваши, процессы брожения – также химические явления.

- **Явления превращения веществ в другие называются химическими явлениями.**
- **Химические явления называют химическими реакциями.**

При горении магния выделяются свет и тепло, а также новое вещество – белый твердый порошок.

При горении серы выделяются свет, тепло и образуется новое вещество – газ с неприятным запахом.

Все приведенное выше может быть примером химических превращений.

Химические явления можно узнать по:

- 1) изменению цвета, запаха, состояния вещества;
 - 2) образованию не растворимого в воде осадка;
 - 3) образованию газа;
 - 4) поглощению или выделению тепла.
- **Свойства веществ, вступающих во взаимодействие с другими веществами, называются химическими свойствами.**

Физические и химические свойства, характеризующие вещество, в совокупности составляют качество вещества.

При химических превращениях изменяются не только отдельные свойства вещества, но и его качество; образуются новые вещества.



Ключевые слова: превращение, явление, физическое превращение, физическое явление, химическое превращение, химическое явление, свойства вещества, качество вещества.



Вопросы и задания:

1. Приведите примеры известных вам явлений в природе и повседневной жизни и разделите их на физические и химические.
2. При каких явлениях не образуются новые вещества?
3. При каких явлениях изменяется качество вещества?
4. Какие явления наблюдаются при разрыве и поджигании листа бумаги?
5. Определите молекулярную массу SO_3 , а также число молекул и количество вещества в 16 г SO_3 .
6. К каким явлениям относятся плавление, измельчение и ржавление железа?

§ 12. УСЛОВИЯ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. КОЭФФИЦИЕНТЫ

Если обыкновенная свеча стоит на открытом воздухе, никаких явлений не происходит, но если ее зажечь, то начинается химическая реакция. Природный газ в закрытом помещении не взаимодействует с воздухом, но маленькая искра от электрического прибора или тлеющая сигарета при наличии газа могут послужить причиной сильного взрыва. Кусочек железа медленно взаимодействует с кислородом, содержащимся в воздухе (ржавеет), а белый фосфор на воздухе тут же сгорает. Все это происходит вследствие химических явлений – химических реакций.

Для протекания химических реакций необходимо выполнение определенных условий (рис.15).



Выделение тепла

1. Для протекания некоторых химических реакций необходима подача тепла. Проанализируем приведенные выше явления: свеча стоит на воздухе без изменений, но если поднести к ее фитилю горящую лучину, она начинает плавиться (физическое явление) и гореть (химическое явление) до тех пор, пока не потухнет. Здесь подача тепла необходима для того, чтобы реакция началась, но затем, в процессе реакции, также выделяется тепло. При горении дерева, бумаги и других горючих материалов происходят такие же явления. Но для некоторых



Выделение газа



Поглощение тепла и прилипание влажной бумаги ко дну колбы во время реакции

**Рис. 16.** Признаки протекания химических реакций

реакций необходима непрерывная подача тепла, так как при прекращении нагревания реакция прекращается. Примером тому может послужить реакция разложения сахара.

2. Молекулы веществ, вступающих в химическую реакцию, должны сталкиваться. Для того чтобы молекулы веществ соприкасались друг с другом и поверхность взаимодействия была большой, вещества измельчают, превращают в порошок, а если они обладают хорошей растворимостью, то их растворяют. Таким образом облегчается проведение химических реакций.

То же самое необходимо и для протекания реакций между железом и кислородом, фосфором и воздухом: достаточно лишь их соприкосновения друг с другом. Но для большинства веществ этого мало. Например, медь не взаимодействует с кислородом воздуха при комнатной температуре (для этого нужно несколько лет), но чтобы быстро осуществить эту реакцию, необходимо нагреть медь.

Значит, химические реакции сами по себе не протекают, для этого должны создаваться определенные условия, рассмотренные выше.

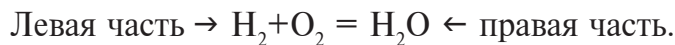
- **Чтобы облегчить протекание реакции, нужно измельчить твердые вещества или при необходимости привести их в порошкообразное состояние, чтобы увеличить поверхность соприкосновения.**
- **Чтобы ускорить протекание реакции, нужно по возможности пользоваться растворами веществ (рис.17).**
- **Для облегчения протекания реакций необходимо нагревание, причем для некоторых — непрерывное.**



Рис.17. Образование осадка (а) и газа (б) в растворе

Химические реакции, протекающие в природе или в лаборатории, можно выразить химическими формулами. Например, при реакции между кислородом и водородом образуется вода. Формулы кислорода, водорода и воды известны: O_2 , H_2 , H_2O .

При написании уравнения химической реакции необходимо обратить внимание на следующее. Формулы веществ, вступающих в реакцию, пишутся слева от знака равенства (=), а формулы образующихся веществ – справа. Между исходными и образующимися веществами ставится знак «+».

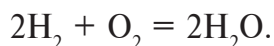


Число атомов в составе веществ, вступающих в реакцию, должно быть равно числу атомов в составе образовавшихся веществ, так как в результате реакции число атомов остается неизменным. Для этого необходимо ставить коэффициенты перед формулами веществ.

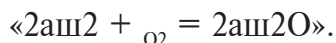
В реакции образования воды количество атомов кислорода слева и справа неодинаково, поэтому для уравнивания их числа нужно поставить коэффициент 2 перед молекулой воды:



Теперь количество атомов кислорода слева и справа одинаково, но справа атомов водорода стало 4, а слева – 2. Если перед водородом поставить коэффициент 2, получится верное равенство:



Теперь обе стороны уравнения уравнены. Оно читается так:



- **Химическое уравнение – это выражение химической реакции посредством формул и знаков.**
- **При необходимости уравнивания используются коэффициенты.**

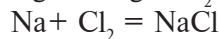
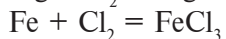
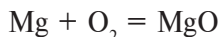


Ключевые слова: химическая реакция, химическое превращение, физическое изменение, цвет, запах, осадок, газ, нагревание.



Вопросы и задания:

1. Укажите признаки протекания химических реакций и приведите их примеры.
2. Укажите условия, обеспечивающие быстрое протекание химических реакций.
3. Предметы, сделанные из меди или бронзы, чернеют или зеленеют при нахождении на открытом воздухе в течение нескольких лет. Объясните это явление.
4. При разложении известняка (CaCO_3) образуются оксид кальция (CaO) и углекислый газ (CO_2). Напишите уравнение этой реакции.
5. Подберите коэффициенты для следующих уравнений химических реакций:



§ 13. ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА ВЕЩЕСТВА

Великий мыслитель Абу Али ибн Сина, описывая в труде «Канон врачебной науки» простые и сложные лекарства, говорил, что каждое лекарственное средство имеет определенный состав, изложив тем самым исходные представления о **постоянстве состава**.

Предложенный в 1808 г. французским ученым Дж. Прустом закон постоянства состава вещества в 1809 г. был признан в научном мире.

- **Любое чистое вещество независимо от местонахождения и способа получения имеет постоянный состав.**

Например, вода состоит из водорода и кислорода (качественный состав). Массовая доля водорода в воде – 11,11%, а кислорода – 88,89% (количественный состав). Воду можно получать различными способами, но в каждом случае чистая вода будет иметь один и тот же состав и одни и те же свойства.

Пероксид водорода H_2O_2 обладает таким же качественным составом, что и вода, но отличается от нее количественным составом. Массовая доля водорода в перексиде водорода – 5,88%, а кислорода – 94,12%. Пероксид водорода по своим свойствам резко отличается от воды.

- **Количественные изменения приводят к качественным.**
- **Количество и качество находятся в постоянной зависимости.**

Английский ученый Дж. Дальтон высказал мысль о том, что соединения образуются при связывании определенного числа атомов одного элемента с определенным числом атомов другого элемента (иначе говоря, соединения образуются при связывании конкретно числа атомов двух или более элементов).

При связывании друг с другом нескольких элементов образуются различные соединения, отличающиеся друг от друга определенным значением отношения масс этих элементов. Например, углерод с кислородом образуют два соединения. Одно из них – оксид углерода(II) содержит 42,88% углерода и 57,12% кислорода. Второе соединение – оксид углерода(IV) содержит 27,29% углерода и 72,71% кислорода. При изучении этих соединений Дж. Дальтон в 1803 г. открыл **закон кратных отношений**.

- **Если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то масса одного элемента в соединении относится к массе другого приходящегося на него элемента как небольшие целые числа.**

Этот закон непосредственно устанавливает конкретное количество элементов, входящих в состав соединения.

Рассчитаем массовое количество кислорода, присоединяемого одним и тем же количеством углерода при образовании оксида углерода (II) и (IV). Для этого попробуем разделить друг на друга величины, показывающие количество углерода и кислорода в обоих соединениях. В результате получается, что на одно и то же количество углерода в оксиде углерода (IV) кислорода приходится в два раза больше, чем в оксиде углерода (II) (табл.4).

Таблица 4

Составные массовые единицы оксида углерода (II) и оксида углерода (IV)

Соединение	Массовая доля, %		Число массовых единиц кислорода, приходящихся на одну массовую единицу углерода
	С	О	
CO	42,86	57,14	1,33 (1)
CO ₂	27,27	72,73	2,66 (2)



Ключевые слова: закон постоянства состава вещества, закон кратных отношений, массовая доля, количественные изменения, качественные изменения.



Вопросы и задания:

1. Что понимают под постоянством состава?
2. Каков качественный и количественный состав воды?
3. Определите массовые доли элементов, входящих в состав FeO и Fe₂O₃. В каком из соединений массовая доля железа больше?

§ 14. ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ

- **Ничто в природе не исчезает бесследно.**

При изучении условий протекания многих химических реакций было установлено, что масса исходных веществ количественно равна массе образующихся.

Такие явления наблюдали наши великие предки Абу Райхан Беруни, Абу Али ибн Сина и другие мыслители в своих лабораториях при проведении опытов по нагреванию веществ в запаянных сосудах.

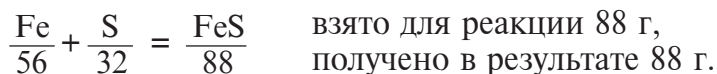
В 1748 г. русский ученый М.В. Ломоносов, проводя опыт в запаянной колбе-реторте, постарался объяснить это явление. В 1772–1789 гг. французский ученый А. Лавуазье, также проводя опыты в закрытом сосуде, наблюдал неизменность общей массы и воспринял это как своеобразное новшество – новый закон. Так был открыт один из основных законов природы – **закон сохранения массы**.

- **Общая масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна общей массе образовавшихся веществ.**

На основе этого закона А. Лавуазье сделал важный вывод о том, что атомная масса каждого элемента, вступающего в реакцию, в течение всего процесса не изменяется. А это говорит о том, что атом одного элемента в химической реакции не превращается в атом другого элемента.

При химических реакциях атомы не исчезают, их общее число не изменяется. Атомная масса каждого элемента остается без изменений, поэтому и общая масса веществ не изменяется.

Этот закон считается одним из важнейших законов природы. Он показывает, что мы в природе не потребители, а преобразователи. При добыче железной руды из земных недр и изготовлении необходимых изделий число атомов железа на нашей планете не уменьшается, его можно потом восстановить или вообще перевести в трудноделимые формы. Например, при ржавлении железных изделий нельзя восстановить даже 50% затраченного железа. Конечно, расходуя необходимую энергию, можно осуществить любое химическое превращение:



Значит, закон сохранения массы, являясь частным случаем основного закона природы – закона сохранения материи и движения, говорит о том, что:

- **Из ничего не может возникнуть что-то и, наоборот, только одно переходит в другое.**



Ключевые слова: колба-реторта, закон сохранения массы, материя, материальный ресурс, энергия.



Вопросы и задания:

1. Объясните закон сохранения массы.
2. При разложении 50 г известняка CaCO_3 было получено 28 г твердого остатка – CaO . Куда исчезли 22 г? Объясните это явление.
3. Изменяется ли число атомов при химической реакции?
4. Превращается ли один элемент в другой при химической реакции?

§ 15. ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ

Объем газа в известном количестве – величина непостоянная, она зависит от температуры (Т) и давления (Р).

В 1811 г. итальянский ученый А.Авогадро, изучая явления, связанные с газами, пришел к следующему выводу.

- **В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.**

Проведенные впоследствии опыты доказали правильность этого утверждения, и этот закон стал называться законом Авогадро.

А.Авогадро определил, что молекулы простых веществ в газообразном состоянии двухатомны (H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2).

Закон Авогадро применим только к газам. Жидкости и твердые вещества ему не подчиняются, потому что при низких давлениях расстояние между молекулами газов в тысячи раз больше их размеров. Этими размерами можно пренебречь. Объем газов зависит от числа молекул и межмолекулярного расстояния. При одинаковом давлении и температуре расстояние между молекулами различных газов почти одно и то же. Таким образом, *одинаковое количество молекул различных газов при одинаковых условиях занимает равный объем.*

Объем жидких и твердых веществ из-за малого межмолекулярного расстояния зависит не только от числа молекул, но и от их размеров.

При очень низких температурах или высоких давлениях межмолекулярное расстояние в газах приближается к размерам молекул в жидком состоянии. Тут закон Авогадро теряет свою силу.

Из предыдущих уроков (см. §10) известно, что 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (молекул, атомов, ионов). Значит, согласно закону Авогадро, любой газ, содержащий $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц, при одинаковых условиях занимает один и тот же объем.

Вычислим объем, занимаемый $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц некоторых газов при нормальных условиях (температура 0°C , давление $101,325$ кПа). Для этого поделим молярную массу газа M на его плотность ρ (масса в килограммах 1 м^3 газа при нормальных условиях): $V_m = M/\rho$.

Таблица 5

Молярные массы, плотности и молярные объемы некоторых газов

Газ	Формула	Молярная масса, кг/моль	Плотность, кг/м ³	Молярный объем, м ³ /моль
Гидроген	H ₂	0,002016	0,09	0,0224
Оксиген	O ₂	0,032	1,428	0,0224
Оксиды (II) карбон	CO	0,028	1,25	0,0224

Значит, $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (1 моль) любого газа при нормальных условиях занимают объем, равный $0,0224 \text{ м}^3$ или $22,4 \text{ л}$.

- **Отношение объема вещества (V) к его количеству (n) называется молярным объемом: V_m , который выражается формулой $V_m = V/n$.**

Из этой формулы можно вывести формулу $n = V/V_m$, $V = nV_m$. Если известна масса газа, пользуясь формулой $V = m \cdot V_m / M$, можно найти его объем. Молярный объем газа выражается в $\text{м}^3/\text{моль}$ или $\text{л}/\text{моль}$ (табл.5).

При нормальных условиях $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул жидкого или твердого вещества занимают различный объем. Например, вода занимает объем, равный $0,018 \text{ л}$.



Ключевые слова: закон Авогадро, объем газа, нормальные условия, молярный объем, плотность, $\text{кг}/\text{м}^3$, $\text{м}^3/\text{моль}$, $\text{л}/\text{моль}$.



Вопросы и задания:

1. Вычислите объем, количество вещества, число молекул и общее число атомов в 11 г оксида углерода (IV) при нормальных условиях.
2. Чему равно число молекул в газовой смеси, состоящей из $0,2$ моля азота, $1,5$ моля кислорода и $0,3$ моля водорода и какой объем займет эта смесь при нормальных условиях?
3. Во сколько раз увеличивается объем воды при испарении в нормальных условиях? (Ответ: в 1244 раза.)

Заполните следующую таблицу

Газ	Формула	М, г/моль	ρ , г/мл	V_m , мл
Углекислый газ	CO_2			
Азот	N_2			
Сульфид водорода	H_2S			

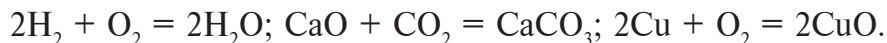
§ 16. ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Выше (§12) мы останавливались на условиях протекания химических реакций. Химические реакции, происходящие в природе или осуществляемые в промышленности и в химических лабораториях, различаются на основе разных признаков.

В зависимости от вступающих в реакцию исходных веществ (реагентов), количества образующихся продуктов реакции и выделения или поглощения энергии химические реакции подразделяются на следующие типы:



1. В **реакциях присоединения** из одного или нескольких исходных веществ получается одно новое вещество – $A + B + \dots = C$:



2. В **реакциях разложения** из одного вещества образуется несколько новых веществ – $C = A + B + \dots$:



3. В **реакциях замещения** простое вещество, вступая в реакцию со сложным веществом, занимает место в составе сложного вещества, в результате образуются новые простое и сложное вещества – $C + AB = CB + A$:



4. В **реакциях обмена** составные части сложных веществ взаимно-обмениваются – $AB + CD = AD + CB$:



В процессе протекания химических реакций может выделяться или поглощаться тепло.

- **Энергия, выделяющаяся в процессе химической реакции, называется химической энергией.**

Химическая энергия может быть превращена в тепловую, световую, механическую и электрическую энергию. В большинстве случаев химическая энергия превращается в тепловую энергию и наоборот.

- **Количество выделяемой или поглощаемой во время химической реакции энергии называется тепловым эффектом (Q).**

Тепловой эффект наблюдается в результате разрыва или возникновения химической связи и количественно выражается в килоджоулях (кДж).

- **Реакции, сопровождающиеся выделением тепла (энергии), называются экзотермическими (ekzo – наружу) (рис. 17). В этих реакциях тепловой эффект изображается знаком «+» (плюс):**



- **Реакции, сопровождающиеся поглощением тепла (энергии), называются эндотермическими (endo – внутрь). В таких реакциях тепловой эффект обозначается знаком «-» (минус):**



Ключевые слова: реакции присоединения, разложения, замещения, обмена; химическая энергия, тепловая энергия, экзотермические, эндотермические реакции; реагент, тепловой эффект.

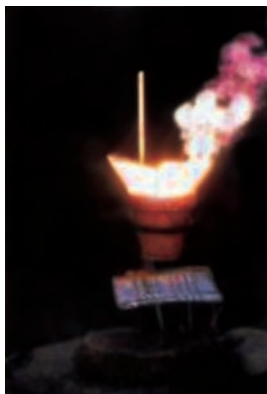
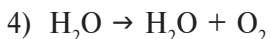
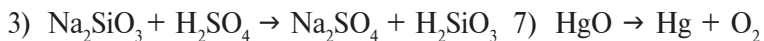
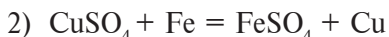


Рис.18. Экзотермические реакции



Вопросы и задания:

1. Приведите примеры на каждый тип химической реакции.
2. Уравняйте приведенные реакции и определите, к какому типу они относятся:



РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО ГЛАВЕ I

Расчет относительной молекулярной массы и количества вещества

Для определения относительной молекулярной массы вещества (M_r) необходимо сложить величины относительных атомных масс, входящих в состав молекулы элементов.

Например, $M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = ?$

Зная относительную атомную массу водорода, фосфора и кислорода, вычисляем относительную молекулярную массу H_3PO_4 :

$$A_r(\text{H}) = 1; \quad A_r(\text{P}) = 31; \quad A_r(\text{O}) = 16;$$

$$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1 \cdot 3 + 31 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98.$$

Задачи для самостоятельного решения

1. Определите относительную молекулярную массу следующих веществ:



2. Вычислите количество вещества 19,6 г серной кислоты.

Определение массовой доли элементов в сложных веществах

Массовые доли (содержание) элементов в составе вещества выражаются в процентах (%).

Найдем массовую долю (%) углерода и кислорода в углекислом газе CO_2 .

Р е ш е н и е:

1. Вычисляем относительную молекулярную массу CO_2 :

$$M_r(\text{CO}_2) = 12 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 44.$$

2. Находим массовую долю кислорода в CO_2 :

$$w(\text{O}) = \frac{Ar(\text{O})}{Mr(\text{CO}_2)} = \frac{2 \cdot 16}{44} = \frac{32}{44} = 0,73 \text{ или } 73\%.$$

3. Находим массовую долю углерода в CO_2 :

$$w(\text{C}) = \frac{Ar(\text{C})}{Mr(\text{CO}_2)} = \frac{12}{44} = 0,27 \text{ или } 27\%.$$

О т в е т: 73% O и 27% C.

Задачи для самостоятельного решения

1. Определите массовые доли элементов, входящих в состав следующих соединений:

а) FeO ; б) P_2O_5 ; в) Na_2CO_3 ; г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

2. На предприятии «Ферганаазот» производится минеральное удобрение NH_4NO_3 . Сколько процентов азота в этом удобрении?

3. В каком из этих удобрений процентная доля азота наибольшая: NaNO_3 , KNO_3 ?

4. Сколько молекул а) в 0,2 моля; б) в 0,5 моля оксида фосфора (V) (P_2O_5)? Сколько процентов фосфора в составе оксида фосфора (V)?

Определение формулы вещества по количественным отношениям входящих в его состав элементов

1. Определите формулу соединения, в состав которого входит 50% серы и 50% кислорода.

Решение:

Из условия задания известно, что вещество содержит атомы серы (S) и кислорода (O). Следовательно, формулу вещества можно изобразить как S_xO_y . Для установления соотношения атомов в молекуле вещества и расчета значений x и y необходимо процент содержания каждого элемента разделить на относительную атомную массу входящих в его состав атомов:

$$x = \frac{50}{32} = 1,5625, \quad y = \frac{50}{16} = 3,125,$$

$$1,5625 : 3,125 = 1:2.$$

Отсюда формула вещества – SO_2 .

2. Определите формулу соединения, содержащего 2,4% H, 39,1% S и 58,5% O.

Решение:

Известно, что в состав вещества входят атомы H, S и O. Искомая формула вещества будет иметь вид $H_xS_yO_z$. Для нахождения x , y , z необходимо процент содержания элементов разделить на их относительные атомные массы и найти их численные соотношения:

$$x = \frac{2,4}{1} = 2,4; \quad y = \frac{39,1}{32} = 3,125; \quad z = \frac{58,5}{16} = 3,125,$$

Из этого следует, что формула вещества – H_2SO_3 .

Задачи для самостоятельного решения

1. Определите относительную молекулярную массу следующих соединений:

а) Al_2O_3 ; б) H_2CO_3 ; в) KNO_3 ; г) $Ca_3(PO_4)_2$.

2. Найдите массовые доли элементов в пирите (FeS_2).

3. В каком из этих веществ больше массовая доля меди: Cu_2O , CuO ?

4. Определите формулу вещества, содержащего следующие элементы:

K – 39,7%; Mn – 27,9%; O – 32,4%.

5. Определите формулу вещества, содержащего кислород и фосфор, где фосфора 56,4%.

**Вычисления по уравнениям химических реакций
и закону сохранения массы**

Массы всех веществ, участвующих в химических реакциях, находятся в постоянных пропорциональных соотношениях.

Например:



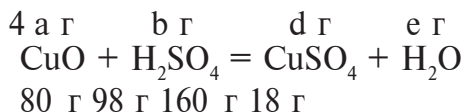
Если известно количество хотя бы одного вступающего в реакцию вещества, то можно рассчитать количество других участвующих в реакции веществ.

Задача 1. Сколько граммов H_2SO_4 вступят в реакцию с 4 г CuO и сколько при этом образуется соли и воды?

Решение:

Напишем уравнение реакции.

Под формулами участвующих в реакции веществ запишем значения их молярных масс. Над уравнением запишем приведенные в условиях задачи значения масс веществ и те, которые необходимо найти:



Теперь находим, сколько серной кислоты нужно для реакции. Для этого составляем пропорцию и решаем ее:

$$\frac{4 \text{ г}}{80 \text{ г}} = \frac{b \text{ г}}{98 \text{ г}}; b = \frac{4 \cdot 98}{80} = 4,9 \text{ г.}$$

Далее рассчитываем, сколько образуется сернокислой меди (II):

$$\frac{4 \text{ г}}{80 \text{ г}} = \frac{d \text{ г}}{160 \text{ г}}; d = \frac{4 \cdot 160}{80} = 8 \text{ г.}$$

Теперь находим количество образовавшейся воды:

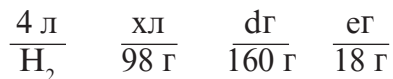
$$\frac{4 \text{ г}}{80 \text{ г}} = \frac{e \text{ г}}{18 \text{ г}}; e = \frac{4 \cdot 18}{80} = 0,9 \text{ г.}$$

О т в е т: 4,9 г серной кислоты, 8 г сульфата меди и 0,9 г воды.

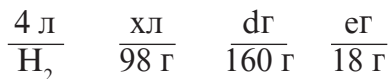
Задача 2. С каким объемом хлора вступят в реакцию 4 л водорода при нормальных условиях и какой объем хлорида водорода образуется в результате реакции?

Решение:

Вещества, участвующие в реакции, находятся в газообразном состоянии. Поэтому запишем следующее.



Находим объем хлора при нормальных условиях:



Теперь находим объем образовавшегося HCl при нормальных условиях:

$$\frac{4 \text{ л}}{\text{H}_2} \quad \frac{\text{хл}}{98 \text{ г}} \quad \frac{\text{дг}}{160 \text{ г}} \quad \frac{\text{ег}}{18 \text{ г}}$$

Ответ: 4л Cl и 8л HCl.

Задачи для самостоятельного решения

1. Сколько граммов оксида меди (II), углекислого газа и воды образуется при разложении 444 г малахита $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$?

2. При взаимодействии $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2 = 3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}$ образовалось 28 г Fe. Сколько оксида железа было взято для данной реакции?

3. Сколько граммов KCl и кислорода образуется при разложении 1,22 г бертолетовой соли KClO_3 ?

4. Сколько граммов и сколько молей соляной кислоты необходимо для растворения 26 г цинка?

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ К ГЛАВЕ I

1. Что изучает наука химия?

- A) строение веществ;
- B) взаимопревращение веществ;
- C) химические законы;
- D) вещества, их свойства и взаимопревращения.

2. Основные положения атомно-молекулярного учения:

A) Вещества состоят из мельчайших частиц, называемых молекулами, которые определяют их химические свойства.

B) Молекулы состоят из атомов. Молекулы и атомы находятся в постоянном движении.

C) Молекулы при физических явлениях не изменяются, а при химических претерпевают изменения.

D) Все ответы верны.

3. Что такое молекула?

A) мельчайшая частица вещества, определяющая его химические свойства;

B) мельчайшая частица вещества, определяющая его физические свойства;

C) группа атомов, входящих в состав вещества;

D) совокупность электронов, составляющих вещество.

4. Что такое химический элемент?

A) определенный тип атомов; B) частица, образующая молекулу;

C) частица, образующая атом; D) частица, образующая вещество.

5. Что такое относительная атомная масса?

- А) величина, которая показывает, во сколько раз масса атома элемента тяжелее атомной массы углерода;
- В) величина, которая показывает, во сколько раз атомная масса элемента больше $1/12$ части массы атома углерода;
- С) величина, которая показывает, во сколько раз атомная масса элемента тяжелее $1/24$ части массы атома углерода;
- Д) величина, которая показывает, во сколько раз атомная масса элемента тяжелее $1/3$ части массы атома углерода.

6. Аллотропия – это образование различных простых веществ...

- А) из атомов одного элемента;
- В) из одной молекулы;
- С) из одного сложного вещества;
- Д) из атомов двух элементов.

7. Химическая формула – это выражение состава вещества посредством...

- А) химических знаков и индексов (при необходимости);
- В) химических знаков;
- С) индексов;
- Д) атомов.

8. Какой параметр из приведенных ниже всегда остается неизменным в химической реакции?

- А) давление;
- В) объем;
- С) температура;
- Д) масса.

9. В результате химической реакции...

- А) суммарная масса участвующих в реакции веществ не меняется.
- В) атомы в составе веществ, вступающих в реакцию, сохраняются.
- С) суммарное число атомов в составе веществ, вступающих в реакцию, равно суммарному числу атомов в составе образовавшегося продукта.
- Д) Правильные ответы А, С, Д.

10. Чему равно значение постоянной Авогадро?

- А) $6,02 \cdot 10^{23}$;
- В) 101,325;
- С) $1,66 \cdot 10^{-27}$;
- Д) 8,314.



II ВОВ

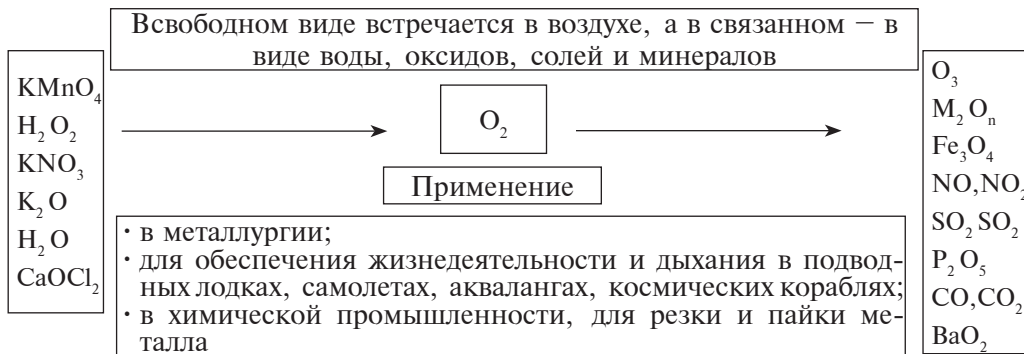
КИСЛОРОД

§ 17. КИСЛОРОД КАК ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

- **Кислород – самый распространенный элемент на Земле.**
- **Дыхание, горение, многие процессы в живой и неживой природе, а также в технике протекают в присутствии кислорода как простого вещества.**

Кислород, являясь самым распространенным элементом в земной коре, считается одним из самых необходимых элементов для жизнедеятельности на Земле.

Кислород				
	$t_s, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кип}}$	$\rho, \text{г/л}$	Открыт
O_2	-219	-183	1,429	В 1774 г. Дж. Пристли
O_2	-193	-112	2,143	В 1875 г. М. Ван Марум



Кислород был открыт в 1774 г. Дж. Пристли и независимо от него – К.Шееле, но как новое вещество его подробно охарактеризовал А. Лавуазье.

Название «кислород» предложено А. Лавуазье. По-латыни (oxxygenium) оно означает «рождающий кислоты». Химическим знаком его была взята первая буква латинского названия. Порядковый

номер кислорода в Периодической системе – 8, а относительная атомная масса равна 15,9994 (»16).

В свободном виде кислород встречается в атмосферном воздухе, а в связанном виде, т.е. в виде соединений, входит в состав воды, минералов и других веществ, составляющих горные породы, а также растительные и животные организмы. В земной коре масса кислорода составляет 47%. Объемная доля молекулярного кислорода в воздухе составляет 20,94%. В воде масса связанного кислорода составляет 89%.

- **Химический знак кислорода – O.**
- **Формула простого вещества – O₂.**
- **Относительная атомная масса» 16.**
- **Относительная молекулярная масса » 32.**
- **Валентность в соединениях – 2.**



Ключевые слова: кислород, атмосфера, минерал, горная порода.



Вопросы и задания:

1. Что вы знаете о распространении кислорода в природе?
2. Чему равна относительная атомная и молекулярная масса кислорода?
3. Вычислите массовую долю кислорода в составе следующих веществ: 1) песок – SiO₂; 2) известняк – CaCO₃; 3) негашеная известь – CaO; 4) магнитный железняк – Fe₃O₄.
4. В составе каких соединений можно встретить кислород в природе? Приведите примеры таких соединений, встречающихся в месте вашего проживания.
5. Самое распространенное в природе соединение кислорода – белый песок (SiO₂); а) вычислите молекулярную массу белого песка; б) найдите массовые соотношения элементов в его составе; в) вычислите количество вещества, число молекул и число атомов кремния и кислорода в 300 г белого песка.

§ 18. КИСЛОРОД КАК ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО

В природе из атомов кислорода образуются два простых вещества – кислород (O₂) и озон (O₃).

Кислород – газ, входящий в состав воздуха, которым мы дышим, и растворенный, хотя и в небольшом количестве, в воде, которым дышат водные животные. **Получение.** В лаборатории кислород получают следующими способами.

1. Термическим разложением перманганата калия:



2. Термическим разложением бертолетовой соли в присутствии катализатора:



3. Термическим разложением нитратов щелочных металлов:



4. Электролизом воды (рис.19):



5. Разложением пероксида водорода в присутствии катализатора оксида марганца (IV) на воду и кислород (рис.20):



В промышленности кислород получают электролизом воды или из жидкого воздуха.

Понятие о катализаторах. Если обратить внимание на реакцию получения кислорода посредством разложения пероксида водорода, то можно увидеть, что этот процесс осуществляется очень быстро в присутствии черного порошка — оксида марганца (IV) — MnO_2 . Кислород начинает интенсивно выделяться, и после реакции в сосуде остаются вода и неизрасходованный порошок. Если отделить фильтрованием порошок, находящийся на дне сосуда, и высушить то можно заметить, что его исходные масса и свойства не изменились. Им можно пользоваться при разложении других образцов пероксида водорода.

- **Вещества, которые участвуют в химической реакции и ускоряют ее, но при этом не расходуются и не изменяются, называются катализаторами.**
- **Процесс, протекающий в присутствии катализатора, называется катализом.**



Рис.19. При электролизе воды образуется один объем кислорода и два объема водорода

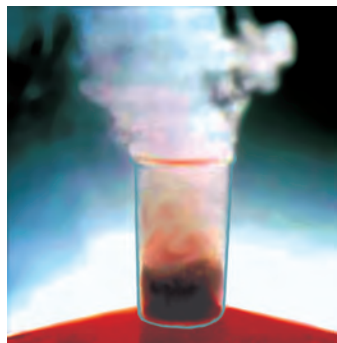


Рис.20. Разложение H_2O_2 в присутствии MnO_2

Физические свойства. Молекула кислорода состоит из двух атомов и как простое вещество выражается формулой O_2 . Относительная молекулярная масса равна 32. При обычных условиях кислород – газ без цвета, вкуса и запаха. Он немного тяжелее воздуха (масса 1 л кислорода 1,428 г, а 1 л воздуха – 1,293 г). Кислород мало растворяется в воде: при $0^\circ C$ в 1 л – 49 мл кислорода, при $20^\circ C$ в 1 л – 31 мл кислорода. Приблизительно при $1500^\circ C$ кислород расщепляется на атомы. При $-219^\circ C$ кислород превращается в голубоватую жидкость. Жидкий кислород способен притягиваться к магниту.

Озон. При пропускании через кислород или воздух электрической искры (или грозового разряда) образуется новое вещество с характерным запахом – озон. Возможность получения озона из чистого кислорода доказывает, что он является его аллотропическим видоизменением и состоит из атомов кислорода: $3O_2 = 2O_3 - 289 \text{ кДж}$.

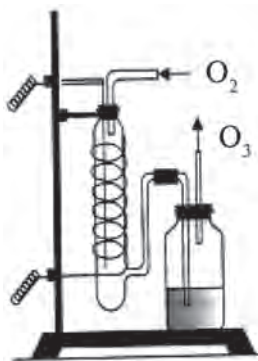


Рис.21. Озонатор.

Озон постоянно образуется в стратосфере (слой атмосферы на высоте 23–25 км от Земли) под действием ультрафиолетовых лучей, а также в результате окисления смолистых веществ хвойных растений. Озоновый слой составляет в толщину 2–4,5 мм, он защищает Землю от губительной солнечной радиации (вредных лучей). Нарушение целостности озонового слоя чрезвычайно опасно для жизни на Земле. Поэтому ученые постоянно проводят исследования по изучению причин появления озоновых дыр и мер по их предупреждению (рис.21). Озон разъедает резину, обесцвечивает масло и бумагу, убивает бактерии. Он используется при усовершенствовании технологических процессов в промышленности, при очистке дымовых газов, промышленных и бытовых стоков, а также при дезинфекции питьевой воды.

- **Озон – газ голубого цвета с характерным запахом, в воде растворяется лучше, чем кислород (при $0^\circ C$ в 1 л воды 490 мл).**
- **Озон легко разлагается: $O_3 = O_2 + O$; $2O = O_2$.**
- **В лаборатории озон получают с помощью озонатора.**
- **Озон отделяют от кислорода путем сильного вымораживания (озон кипит при температуре $-111,9^\circ C$).**
- **Озон ядовит. Его количество в воздухе не должно превышать 10-5 %.**

- **Серебро не взаимодействует с кислородом, но при взаимодействии с озоном дает оксид.**



Ключевые слова: молекула кислорода, озон, ультрафиолетовые лучи, солнечная радиация, смолистые вещества, электрический разряд, озонатор, дезинфекция, окислитель, катализатор, катализ, озоновый слой.



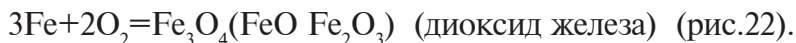
Вопросы и задания:

1. Определите, в каком из следующих утверждений речь идет об элементарном кислороде, а в каком – о простом веществе:
 1. Рыбы дышат растворенным в воде кислородом.
 2. В состав воды входит кислород.
 3. Для горения нужен кислород.
 4. В процессе фотосинтеза растения выделяют кислород.
 5. В состав сахара входит кислород.
2. При озонировании кислорода его объем уменьшается на 8 мл. Какой объем кислорода превращается в озон и сколько по объему озона образуется?
3. Средняя молекулярная масса смеси озона и кислорода равна 40 г/моль. Определите процентное содержание кислорода в данной смеси.

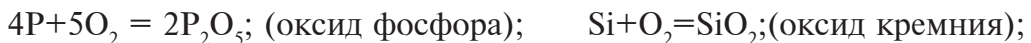
§ 19. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОРОДА. БИОЛОГИЧЕСКОЕ ЗНАЧЕНИЕ И ИСПОЛЬЗОВАНИЕ

- **Кислород – самый активный неметалл, поддерживающий горение.**

Химические свойства. Кислород соединяется почти со всеми металлами, кроме золота, серебра, платины и металлов группы платины и образует оксиды:



Кислород вступает в реакцию также со всеми неметаллами, кроме галогенов (элементов VII группы главной подгруппы), образуя оксиды:



Кислород также вступает в реакцию со сложными органическими и неорганическими веществами:

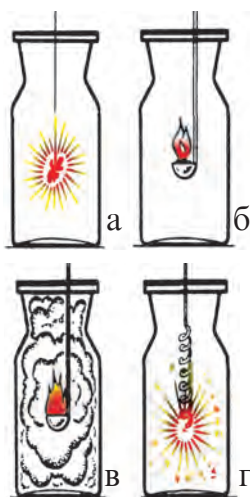
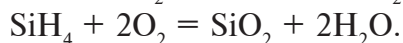
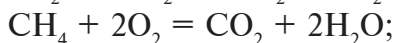
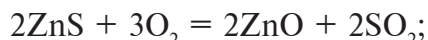
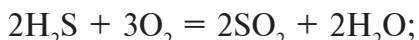


Рис.22. Химические свойства кислорода: горение в кислороде угля (а), серы (б), фосфора (в), железа (г).

Биологическое значение. Кислород считается важным биогенным элементом. Он составляет 45% сухой биомассы растений. Процесс дыхания живых организмов на Земле непосредственно связан с кислородом. Кислород также является источником озонового слоя, задерживающего опасные солнечные лучи. Роль кислорода огромна при распаде и гниении умерших организмов. Процесс фотосинтеза также нельзя представить без кислорода.

Применение. Кислород широко применяется в медицине, при обеспечении жизнедеятельности в подводных и космических аппаратах, при осуществлении процессов дыхания, горения и гниения, для создания высоких температур в производственных процессах, в производстве химических веществ, в качестве окислителя топлива в различных агрегатах. Кислород хранится в 40-литровых голубых баллонах (вес тары 80 кг) при давлении 150–160 атм и объеме 6–7 м³ (масса кислорода 9–10 кг) и выставляется на продажу для технических целей.



Ключевые слова: окисление, неметаллы, оксиды, гниение, биомасса.

Вопросы и задания:

1. Как получают кислород в лабораторных условиях и в промышленности? Составьте таблицу о применении кислорода.
2. Для каких целей используется кислород?
3. Какой объем кислорода необходимо затратить для полного сгорания 2,5 л CH_4 при нормальных условиях и какой объем CO_2 образуется при этом?
4. Сколько граммов кислорода образуется при полном разложении 3,4 г пероксида водорода и какой объем при нормальных условиях займет эта масса кислорода?

§ 20. КРУГОВОРОТ КИСЛОРОДА В ПРИРОДЕ. СОСТАВ ВОЗДУХА И ЕГО ЗАЩИТА ОТ ЗАГРЯЗНЕНИЯ

Кислород в большом количестве находится в литосфере, гидросфере и атмосфере (табл.6).

Таблица 6

Ресурсы кислорода на Земле

Среда	Основные химические формы	Масса, т
Литосфера	Силикаты, алюмосиликаты, оксиды	10^{19}
Гидросфера	Вода	$1,5 \cdot 10^{18}$
Атмосфера	Молекулярный кислород	$1,2 \cdot 10^{15}$
Биосфера	Вода, карбоновые кислоты, белки, нуклеиновые кислоты, углеводы, липиды	10^{12}

Круговорот кислорода на Земле несущественно отличается от его круговорота в атмосфере, литосфере и гидросфере. На Земле круговорот в основном протекает в процессе фотосинтеза и дыхания. В процессе фотосинтеза углекислый газ, взаимодействуя с водой, образует органические вещества и кислород. В результате CO_2 расходуется на образование биомассы. При этом кислород, входящий в состав воды в виде O_2 , полностью переходит в атмосферу. Таким образом, фотосинтез обеспечивает переход кислорода из гидросферы в атмосферу, а затем в биосферу (выделение кислорода из молекулы воды обозначено знаком *): $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}^* \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2^*$.

При дыхании, разложении умерших организмов и горении кислород из биосферы возвращается обратно в гидросферу и атмосферу в виде углекислого газа: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2^* \rightarrow 6\text{H}_2\text{O} + 6\text{CO}_2$.

В биомассе Земли кислород полностью меняется каждые 20–30 лет. В литосферу кислород переходит из атмосферы в виде CO_2 , который связывается и превращается в CaCO_3 (например, в раковинах моллюсков), а затем эти карбонаты при термическом разложении образуют углекислый газ, который возвращается в атмосферу: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$.

Эта реакция наблюдается в основном в зонах повышенной вулканической деятельности, тем самым постепенно обновляя углекислый газ в атмосфере.

Воздух. Атмосферный воздух — это природная смесь многих газов. Помимо азота и кислорода, являющихся основной составной частью воздуха, в его состав входят в небольшом количестве

ве инертные газы, углекислый газ, пары воды и водород (табл. 7). Кроме них, в воздухе встречаются, в зависимости от внешних условий, пыль, некоторые случайные примеси. Кислород, азот и инертные газы являются постоянными составляющими воздуха, они встречаются в любом месте почти в одинаковом количестве. Содержание же углекислого газа, паров воды и пыли изменяется в зависимости от условий.

Таблица 7

Состав сухого воздуха на поверхности моря (%)

	N ₂	O ₂	CO ₂	H ₂	Ar	Ne	He	Kr	Xe
По объему	78,03	20,99	0,03	0,01	0,933	0,00161	0,00046	0,00011	0,000008
По массе	75,6	23,1	0,046	0,0007	1,253	0,00012	0,00007	0,0003	0,00004

Один литр воздуха при 0°C и нормальном атмосферном давлении весит 1,293 г. При -192°C и давлении 101,33 кПа воздух превращается в бесцветную прозрачную жидкость. Из жидкого воздуха выделяются азот, кислород и инертные газы.

Углекислый газ и водяные пары воздуха выполняют функцию защитного экрана, препятствующего распространению во Вселенной тепла Земли, а озон не пропускает губительные для жизни на Земле коротковолновые ультрафиолетовые лучи, исходящие от Солнца и звезд. Твердые частицы воздуха (пыль) служат основой для образования дождевых капель (в состав пыли входят минеральные вещества, частицы угля, растительная пыль и различные бактерии).

К случайным примесям воздуха относятся сероводород и аммиак, образующиеся при гниении органических остатков, выбрасываемый промышленными предприятиями сернистый газ, образующиеся в результате электрических разрядов оксиды азота, которые периодически выводятся из состава воздуха дождем и снегом.

Воздух является необходимой составной частью жизни на Земле. Сохранение его чистоты имеет огромное значение для человечества. Для защиты воздуха от техногенных загрязнений необходимо использовать новые безотходные технологии, предупреждать уменьшение биомассы Земли, обеспечивать нормальную работу естественных механизмов очистки воздуха.

- **Воздух – бесценное достояние человечества.**
- **Абу Али ибн Сина подчеркивал, что если бы не было пыли, человек жил бы тысячу лет.**



Ключевые слова: фотосинтез, дыхание, биомасса, озоновый слой, состав воздуха, ультрафиолетовые лучи, сухой воздух, жидкий воздух.



Вопросы и задания:

1. Какой, по-вашему, должна быть схема круговорота кислорода в природе?
2. Что вы знаете о составе воздуха?
3. Что необходимо сделать, чтобы сохранить чистоту воздуха?

§ 21. ГОРЕНИЕ. ВИДЫ ГОРЮЧИХ ВЕЩЕСТВ

- **Горение** — самая первая химическая реакция, изученная человеком.
- **Реакция, протекающая с участием кислорода и сопровождающаяся выделением большого количества света и тепла, называется горением.**

В чистом кислороде, по сравнению с воздухом, вещества горят во много раз быстрее (рис. 20). В обоих случаях выделяется равное количество теплоты, но в кислороде этот процесс протекает быстрее и выделяющаяся теплота не расходуется, как в случае с воздухом, на нагревание азота. Температура при горении в чистом кислороде выше, чем в воздухе. Опуская тлеющую лучину в сосуд с чистым кислородом, можно увидеть, как она сразу загорается. А в воздухе тлеющая лучина может вскоре и потухнуть. Если эта лучина зажжена, то она продолжает гореть на воздухе, потому что выделяющееся при горении тепло обеспечивает большую температуру, чем температура воспламенения лучины.

- **Температура, необходимая для поджигания вещества на воздухе, называется температурой воспламенения.**
- **Пламя — это смесь разогретых газов и паров.**

Значит, для обеспечения горения веществ, нужно нагревать их до температуры воспламенения и подавать кислород в достаточном количестве.

Для того чтобы потушить пламя, необходимо ликвидировать факторы, обеспечивающие его появление, т.е. охладить вещество до температуры ниже температуры возгорания и прекратить подачу кислорода (рис. 24).

Чтобы потушить горящую вещь, сначала следует понизить температуру, используя невоспламеняющиеся средства, затем накрыть источник возгорания одеялом или брезентом, чтобы прекратить подачу воздуха.



Рис.23. Горение магния в чистом кислороде

В непредвиденных ситуациях для тушения пожара необходимо использовать специальные средства, если их нет, применять указанный выше способ. Вообще процесс горения имеет огромное значение в промышленности и в повседневной жизни.

- **Материал, образующий тепло в результате своей горючести, называется топливом.**
- **Топливо бывает твердым, жидким и газообразным.**
- **При пользовании топливом соблюдайте правила безопасности. Иначе может возникнуть пожар.**
- **Пожар — явление горения, вышедшее из-под контроля.**



Рис.24. Тушение пламени

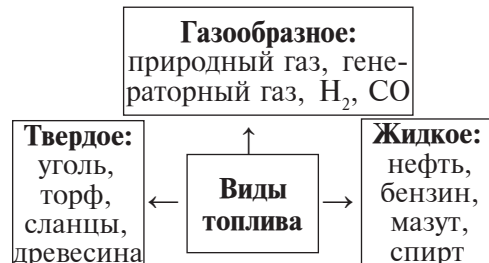
От твердого топлива остается минеральный осадок — зола. Жидкое и газообразное топливо такого недостатка не имеет. Но любое топливо независимо от места добычи, промышленного объема, экономической эффективности имеет только свое место применения, и возможности по его взаимозамещению ограничены.

Неправильное сжигание топлива приносит вред народному хозяйству. Топливо позволяет спокойно переносить холод, варить пищу, которая не употребляется в сыром виде, получать металлы из руд путем их выплавки, обеспечивать движение транспорта, получать другие виды энергии.

- **В Узбекистане уголь (твердое топливо) добывают в основном в Ангренском, Шаргунском и Байсунском месторождениях. Общие запасы угля в Узбекистане составляют более 2 млрд т.**
- **Жидкое топливо (нефть) добывается в Устюртском, Бухаро-Хивинском, Юго-Западногиссарском, Сурхандарьинском и Ферганском регионах.**
- **Самые крупные месторождения газа у нас в республике — Шуртанское и Мубарекское..**



Ключевые слова: температура воспламенения, тушение пламени, топливо.





Вопросы и задания:

1. Объясните сущность процесса горения.
2. Почему водород считается экологически чистым горючим?
3. Расскажите о видах топлива, используемого в местах вашего проживания.



Практическое занятие 4

ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОРОДА И ЗНАКОМСТВО С ЕГО СВОЙСТВАМИ

Цель работы: получение, сбор и изучение свойств кислорода в лабораторных условиях. Сборка необходимых приборов, изучение действия катализаторов на процесс химической реакции.

Необходимые приборы и реагенты: пробирки, газоотводная стеклянная и резиновая трубки, вата, спиртовая лампа или сухое горючее, стеклянная банка, вода, H_2O_2 , железная ложечка, фосфор, уголь, оксид марганца (IV).

Получение и сбор кислорода. Соберите прибор, показанный на рис.25, и проверьте его герметичность. Заполните пробирку на 1/3 пероксидом водорода и установите ее на штатив. Добавьте в пробирку железной ложечкой немного оксида марганца (IV) так, чтобы он распределился по внутренним стенкам пробирки и закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Постукивая по стенкам пробирки добейтесь того, чтобы оксид марганца соединился с пероксидом водорода. Выделяющийся кислород соберите путем вытеснения воды.

Горение угля в кислороде. На железную ложечку положите небольшой кусочек древесного угля и нагрейте его в пламени спиртовой лампы до появления дыма. Тлеющий уголек опустите в сосуд с кислородом (объясните происходящее явление).

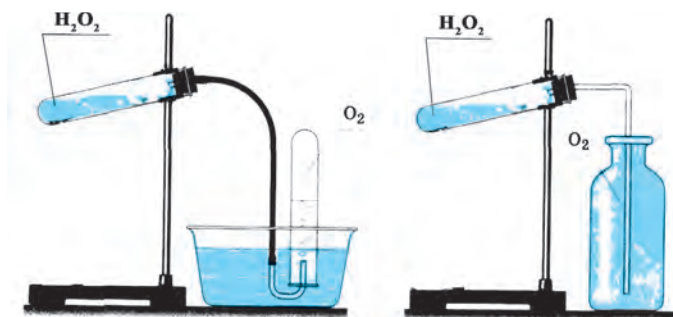


Рис.25. Прибор для получения кислорода

Затем после сгорания угля в этот сосуд налейте известковую воду и взболтайте (объясните происходящее явление).

В других сборниках кислорода понаблюдайте возгорание тлеющей лучины, горение таких веществ, как сера и фосфор.

Отчет о проделанной работе записывается в следующем порядке:

1. Тема и цель работы; 2. Перечень необходимых приборов и реактивов; 3. Название каждой отдельной части работы, краткое описание порядка выполнения работы. Изображение приборов, используемых в работе. Выводы на основе наблюдаемых явлений; 4. Написание уравнений реакций; 5. Изложение заключительных выводов на основе всей работы.

Примечание: Преподаватель, исходя из возможностей химической лаборатории, может поменять приборы и реактивы.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ К ГЛАВЕ I

1. Какими способами получают кислород в лаборатории и промышленности?
2. Напишите реакции окисления следующих простых и сложных веществ: барий Ва (II), азот N (II), ацетилен C_2H_2 , сульфид водорода H_2S , этиловый спирт C_2H_5OH .
3. Допишите уравнения следующих реакций и, выбрав коэффициенты, уравняйте уравнения: а) $C_3H_8 + O_2 \rightarrow ?$; б) $CS_2 + O_2 \rightarrow ?$
4. В 3,3 г вещества содержится $4,53 \cdot 10^{22}$ молекул. Исходя из этих данных, рассчитайте молекулярную массу вещества.
5. Сколько граммов кислорода образуется при полном разложении 13,6 г пероксида водорода и какой объем займет при н.у. кислород такой массы?
6. Сколько граммов, молей и молекул P_2O_5 образуется в результате горения 6,2 г фосфора?

1. Из каких веществ получают кислород в лабораторных условиях?

1. $NaNO_3$ 2. $KMnO_4$ 3. $KClO_3$ 4. H_2O_2 .

A) 1; B) 2, 4; C) 2, 3; D) 1, 2, 3, 4.

2. Какое соединение образуется при горении железа в кислороде?

- A) FeO ; B) Fe_2O_3 ; C) Fe_3O_4 ; D) Железо в кислороде не горит.

3. Какие из следующих соединений, вступая в реакцию с кислородом, образуют только твердые вещества? 1. С. 2. CS_2 . 3. S. 4. P. 5. CH_4 . 6. Cu.

A) 1, 3, 4, 6; B) 2, 5; C) 4, 6; D) 4.

4. При сгорании 1 моля какого вещества затрачивается наибольшее количество кислорода? A) S; B) P; C) H_2 ; E) CH_4 .

5. Для сжигания серы затрачено 16 г кислорода. Сколько атомов составляет это количество кислорода?

66 A) $3,01 \cdot 10^{23}$; B) $6,02 \cdot 10^{23}$; C) $9,03 \cdot 10^{23}$; D) $12,04 \cdot 10^{23}$

6. Сколько литров кислорода необходимо для полного сгорания 18 г углерода? A) 33,6; B) 22,4; C) 11,2; D) 5,6.



III BOB

ГИДРОГЕН

§ 22. ВОДОРОД КАК ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

В 1766 г. английский ученый Г. Кавендиш открыл «горючий воздух». В 1783 г. в Париже Ж.Шарлем был запущен шар, заполненный водородом (рис. 26), в 1787 г. А. Лавуазье объяснил, что открытый Г. Кавендишем «горючий воздух» входит в состав воды, и дал ему название «gidrogenium» (Hydrogenium), что означает «рождающий воду». В настоящее время водород обозначается первой буквой этого слова – H.

Химический знак – H.

Формула простого вещества – H₂.

Валентность – 1.

Относительная атомная масса – 1,0078.

Относительная молекулярная масса – 2,0156.

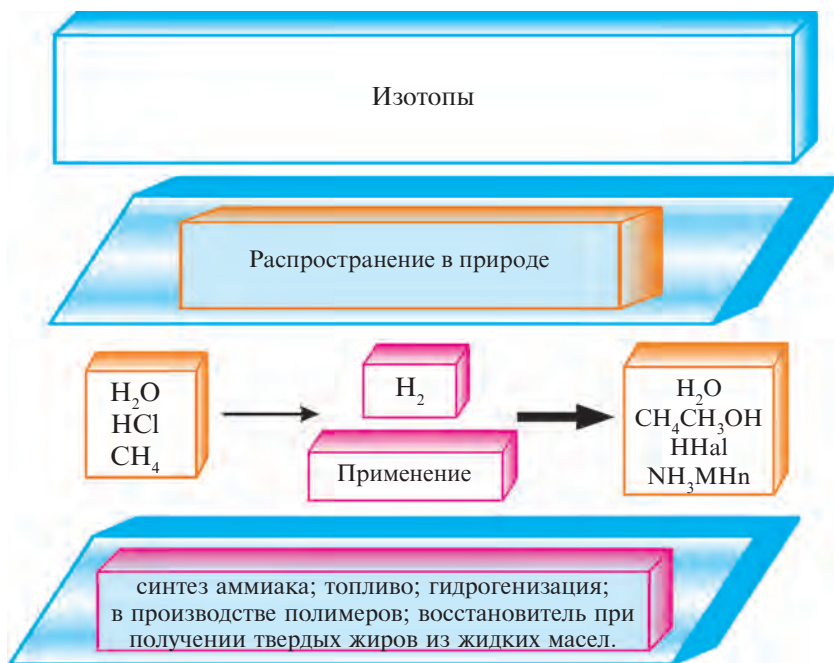
В свободном виде водород встречается на Земле в малом количестве.

Он выделяется вместе с другими газами при вулканическом извержении и добыче нефти. Но он широко распространен в виде соединений. Водород – это элемент, образующий наибольшее число соединений. Он составляет 0,88% общей массы земной коры и воздуха, 1/9 часть массы молекулы воды, входит в состав всех растительных и животных организмов, нефти, природных газов, ряда минералов.

Водород – самый распространенный во Вселенной элемент. Он составляет основную часть массы Солнца и других звезд. Водород входит в состав газообразных туманностей, межзвездного газа,



Рис.26. Полет воздушного шара, заполненного водородом.



звезд во Вселенной, где его атомы превращаются в атомы гелия. Этот процесс происходит с выделением энергии (термоядерная реакция), что служит для многих звезд, в том числе и Солнца, основным источником энергии.

Водород широко распространен на Земле в виде свободной воды, кристаллизационной воды минералов, метана и углеводородов нефти, различных гидроксидов, растительной и животной биомассы, органического вещества почвы.



Ключевые слова: водород, термоядерная реакция, свободная вода, кристаллизационная вода, метан, гидроксид.



Вопросы и задания:

1. Какое слово дало название химическому знаку водорода?
2. Что вы знаете о распространении водорода в природе?
3. Расскажите о распространении водорода во Вселенной.
4. Рассчитайте массовую долю (%) водорода в следующих соединениях:

А) H_2S ; Б) NH_3 ; В) HF ; Г) H_2O_2 .

§ 23. ПОНЯТИЕ О КИСЛОТАХ

Среди соединений водорода, встречающихся в природе, особое место занимают кислоты (кислые воды).

В природе встречается множество кислот. В плодах citrusовых (лимон, апельсин, мандарин) содержится лимонная кислота, в свежих фруктах (яблоки, айва, гранат) – яблочная кислота, в листьях щавеля и подорожника – щавелевая кислота, в брюшке у муравьев (а также в яде пчел и крапиве) – муравьиная кислота, в газированной воде содержится угольная кислота.

Многие при приготовлении пищи используют уксусную кислоту. Известно, что уксусную кислоту можно получить брожением винограда или яблок. Для всех вышеназванных кислот характерен кислый вкус, и все они являются соединениями водорода.

Помимо натуральных есть еще синтетические кислоты, производимые химической промышленностью, которые также являются водородными соединениями. Всем известно, что при желудочно-кишечных расстройствах по указанию врача необходимо принимать слабый раствор соляной кислоты, или то, что серная кислота применяется в аккумуляторных батареях автомобилей.

Кислоты – это сложные вещества, которые обладают некоторыми общими свойствами.

- **Вещества, меняющие свою окраску в зависимости от специфических свойств соединений, называются индикаторами.**

Такие вещества, как лакмус, метилоранж, универсальный индикатор, по-разному окрашиваются в растворах кислот: лакмус краснеет (рис.27 а), бесцветным, метилоранж становится розовым, универсальный индикатор приобретает красную окраску (рис.24).



Рис.27. Влияние растворов кислот на индикаторы:

При взаимодействии металлов (магний, цинк, железо, медь) с растворами кислот (неорганических кислот, полученных синтетическим путем) реакция протекает по-разному, в частности, магний вытесняет водород из кислоты быстрее, цинк и железо — медленнее, а медь вообще не вытесняет.

Значит, кислоты — это вещества, которые обладают следующими общими свойствами:

1) растворы кислот обладают кислым вкусом (в этом можно убедиться на примере природных кислот; пробовать на вкус синтетические кислоты опасно для жизни);

2) растворы кислот изменяют окраску индикаторов;

3) водные растворы почти всех кислот, взаимодействуя с целым рядом химически активных металлов, теряют водород.



Ключевые слова: кислота, индикатор, лакмус, метилоранж, универсальный индикатор.



Вопросы и задания:

1. Какие кислоты встречаются в природе?
2. Какие кислоты, получаемые синтетическим путем, вы знаете?
3. Какие вещества называются индикаторами, как они влияют на кислоты?
4. Какие свойства кислот вы знаете?
5. Одна из кислот, полученных синтетическим путем, имеет следующий состав: Н—2,1%, N—29,8% и О—68,1%. Найдите ее формулу.

§ 24. ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА

Валентность водорода всегда постоянна и равна 1. Поэтому в соединениях, состоящих из двух элементов (бинарных соединениях), одним из которых является водород, число его атомов показывает валентность другого элемента:

I I	I II	III I	IV I
HCl,	H ₂ O,	NH ₃ ,	CH ₄ .

Следовательно, благодаря тому что водород обладает постоянной валентностью, по нему легко определить валентность других элементов.

Получение водорода в лаборатории. В лаборатории водород получают в результате взаимодействия цинка с соляной кислотой (рис.28):

$$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2.$$

Для этого используют специальную установку или аппарат Киппа (рис.29).

Аппарат состоит из сосуда А и воронки Б и представляет собой соединенные между собой шарообразные и полушарообразные полые резервуары. При установлении воронки Б между ее концом и узкой частью соединения шара и полушара возникает щель. Через тубус В засыпаются кусочки металла такого размера, чтобы они не проходили через щель. В воронку наливается раствор кислоты, который заполняет полушар и достигает, проходя через щель, кусочков металла. Затем подача кислоты прекращается. Между металлом и кислотой протекает реакция, начинает выделяться газ, который выводится наружу посредством газоотводной трубки Г с пробкой, установленной на тубусе. По окончании опыта кран Г закрывается. В результате перекрывается путь для выхода газа. Газ, собираясь, оказывает давление на кислоту, кислота начинает подниматься по воронке, не соприкасаясь с кусочками металла, и в результате реакция прекращается. В шарообразной части сосуда можно хранить водород для его последующего использования.

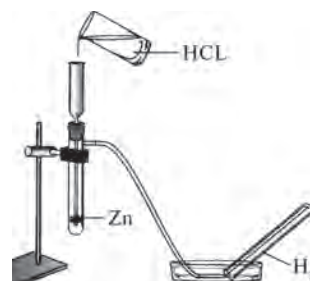


Рис.28. Вытеснение водорода цинком из соляной кислоты

В случае отсутствия аппарата Киппа из имеющейся в лаборатории посуды можно легко изготовить специальную установку. Принцип ее работы такой же, как и у аппарата Киппа.

Получение водорода в промышленности. В связи с тем, что водород широко применяется в народном хозяйстве, мы познакомимся с промышленными способами его получения. Водород как простое вещество встречается в природе в незначительном количестве. Чтобы получать его в промышленных масштабах, используют самые

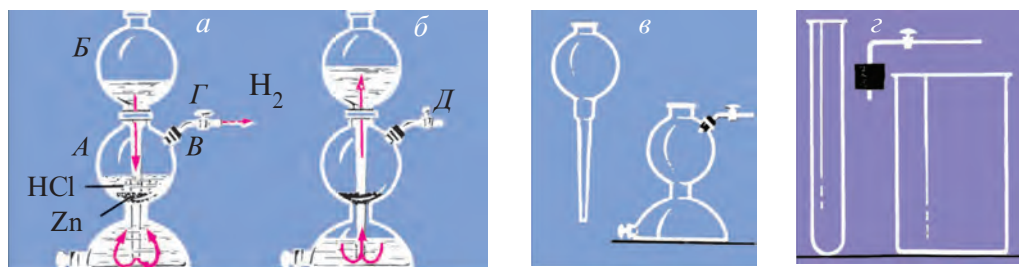


Рис.29. Составные части и работа (а,б,в,) аппарата Киппа; приспособление для получения и сбора газа (г).

распространенные в природе соединения. К таким соединениям относятся вода и метан, являющийся основной составной частью природного газа. Из них водород получают следующим образом:



2. Переработка метана: $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + 3\text{H}_2 + 206 \text{ кДж}$ (эта реакция проводится при $425\text{--}450^\circ\text{C}$ в присутствии никелевого катализатора).

3. $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2 - 40 \text{ кДж}$ (эта реакция проводится при $425\text{--}450^\circ\text{C}$ в присутствии катализатора Fe_2O_3).



Ключевые слова: валентность водорода, цинк, железо, соляная кислота, серная кислота, газообразный водород, аппарат Киппа, воронка, тубус, газоотводная трубка, пробка.



Вопросы и задания:

1. Определите валентность водорода и других элементов в следующих соединениях: H_2S , NaN , PH_3 , CH_4 .
2. С помощью реакций между какими металлами и кислотами можно получить водород? Напишите уравнения реакций.
3. Объясните принцип работы аппарата Киппа.
4. Сколько железа и серной кислоты необходимо для получения 4,48л водорода?

§ 25. ВОДОРОД КАК ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДОРОДА

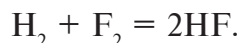
Как простое вещество водород состоит из двух атомов (H_2). Его относительная молекулярная масса равна ~ 2 , он является самым легким и хорошо проводящим теплоту газом. При обычных условиях он встречается в атмосфере в небольших количествах. Водород обладает способностью растворяться в металлах. Как самый легкий газ, он обладает самой большой скоростью диффузии. Его молекулы по сравнению с молекулами других газов быстро распределяются в среде соответствующего вещества, легко проходят через различные препятствия. При высоком давлении и температуре эта его способность значительно возрастает.

Физические свойства. Водород — это газ без цвета, вкуса и запаха, плохо растворяется в воде (в 1 л при нормальных условиях растворяется 21,5 мл), хорошо растворяется в некоторых металлах (никель, палладий, платина). Это самый легкий газ — в 14,5 раз легче воздуха.

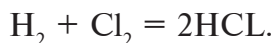
Химические свойства. При обычной температуре активность молекулярного водорода небольшая, но атомарный водород очень активен.

Водород образует летучие соединения почти со всеми неметаллами. В зависимости от активности неметалла реакция протекает быстро или медленно.

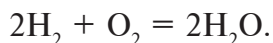
1. Со фтором он взаимодействует уже при комнатной температуре:



2. С хлором вступает в реакцию на свету, а при нагревании взрывается (в темноте и без нагревания соединяется медленно):

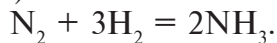


3. При обычных условиях с кислородом не взаимодействует. Смесь водорода и кислорода в объемном соотношении 2:1 называется «гремучим газом», который при внешнем воздействии взрывается. Водород горит в кислороде:

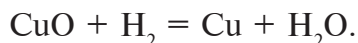


При этой реакции температура может достичь 3000°C.

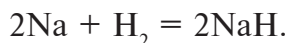
4. Со многими неметаллами водород вступает в реакцию при высоких температуре и давлении, в присутствии катализаторов (например, с серой и азотом):



5. При высоких температурах водород восстанавливает (вытесняет) металлы из их оксидов (рис.30):



6. Щелочные и щелочноземельные металлы образуют с водородом при высоких температурах солеподобные соединения – гидриды:



Атомарный водород при комнатной температуре вступает в реакцию с серой, мышьяком, фосфором, кислородом.

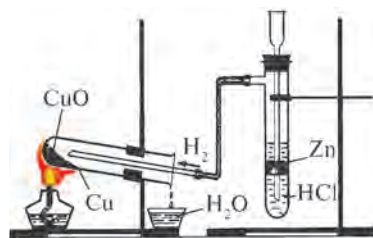


Рис.30. Восстановление меди из оксида меди (II) с помощью водорода

§ 26. ВОДОРОД КАК ЭКОЛОГИЧЕСКИ ЧИСТОЕ ТОПЛИВО И ЕГО ИСПОЛЬЗОВАНИЕ

Водород — это топливо будущего, которое при горении образует только воду и не загрязняет окружающую среду, поэтому имеет огромные перспективы в качестве экологически чистого топлива.

Термоядерные реакции превращения водорода в гелий, протекающие на Солнце, являются единственным неисчерпаемым источником энергии для многих природных процессов. Если решится проблема управления этим процессом в искусственных условиях, то человечество будет обладать неиссякаемыми источниками энергии.

Водород используется в большом количестве в химической промышленности для производства аммиака. Основная часть этого аммиака применяется для получения удобрений и азотной кислоты. Помимо этого водород расходуется на производство метилового спирта и хлористого водорода (соляной кислоты), гидрогенизацию (насыщение водородом) жиров и масел, угля и нефтепродуктов. При гидрогенизации масел образуется маргарин, а благодаря гидрогенизации угля и нефтепродуктов получают легкое топливо.

Температура водородо-кислородного пламени ($\sim 3000^\circ\text{C}$) позволяет резать и паять тугоплавкие металлы и кварц. Применение водорода в металлургии позволяет получать металлы, хорошо очищенные от оксидов и галогенидов. Жидкий водород используется в технике низких температур, в реактивной технике — как самое высокоэффективное топливо. Водород имеет огромное значение при получении атомной энергии и проведении научных исследований.



Ключевые слова: молекулярный водород, атомарный водород, диффузия, легкий газ, «гремучий газ», оксид, гидрид, экологически чистое топливо, термоядерная реакция, гидрогенизация, маргарин, легкое топливо, водородо-кислородное пламя, жидкий водород.



Вопросы и задания:

1. Какие вещества называются гидридами? Напишите уравнения реакций их получения.
2. Напишите уравнения реакций, протекающих по следующей схеме: $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$; $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Fe}$.
3. Какой объем водорода необходим для восстановления 3,2 г оксида железа(II) (FeO)?

4. Что вы понимаете под выражением: «Водород – топливо будущего»?
5. В каких целях используется водород в химической промышленности?
6. Напишите уравнение реакции, протекающей в водородо-кислородном пламени.
7. Какие виды топлива вы знаете?
8. Сколько тепла выделяется при взаимодействии 1 кг водорода и необходимого количества кислорода?

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО ГЛАВЕ III

В химических реакциях наряду с жидкими и твердыми веществами участвуют и газы. Осуществление расчетов с газообразными веществами происходит обычно в единицах объема (см^3 или мл; дм^3 или л; м^3).

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул. Например, в 22,4 л любого газообразного вещества при 0°C и 101,325 кПа содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.

Плотность газа ρ – это отношение молярной массы газа (M) к его молярному объему (V_m):

$$\rho = \frac{M}{V_m}.$$

Относительная плотность D газов рассчитывается как отношение их молекулярных масс по уравнению:

$$D = \frac{Mr(1)}{Mr(2)}.$$

Вычисление объема газов по уравнениям химических реакций

1. Какой объем занимают 6,8 г H_2S при нормальных условиях?

Решение:

$M_r(\text{H}_2\text{S}) = 34$; 1 моль = 34 г.

34 г H_2S при нормальных условиях занимают объем 22,4 л, а 6,8 г H_2S – x л.

Решая пропорцию, находим:

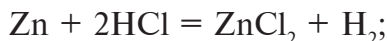
$$x = \frac{6,8 \cdot 22,4}{34} = 4,48.$$

О т в е т: 4,48 л.

2. Какой объем водорода при нормальных условиях выделится при растворении 3,25 г цинка в избытке соляной кислоты?

Решение:

Напишем уравнение реакции и уравнием его:



Составим на основе уравнения реакции пропорцию и решим задачу:

$$\left\{ \begin{array}{l} 65 \text{ г цинка вытесняют } 22,4 \text{ л H} \\ 3,25 \text{ г цинка вытесняют } x \text{ ли} \end{array} \right.$$

$$\frac{3,25 \text{ г}}{65 \text{ г}} = \frac{x \text{ л}}{22,4} \quad x = \frac{2,25 \cdot 22,4}{65} = 1,12.$$

О т в е т: 1,12 л.

3. Какой объем водорода необходим для восстановления 28,8 г FeO?

Решение:

Составим уравнение реакции: $\text{FeO} + \text{H}_2 = \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$.

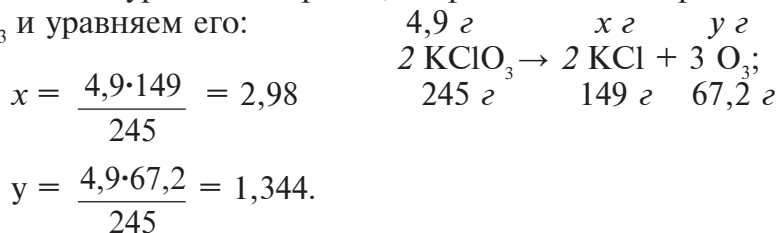
Из уравнения реакции видно, что на восстановление 1 моля (72 г) FeO нужен 1 моль (22,4 л) водорода.

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Для восстановления } 72 \text{ г FeO необходимо } 22,4 \text{ л H}_2, \\ 28,8 \text{ г FeO} - x \text{ л H}_2. \end{array} \right.$$

4. Для получения кислорода в лабораторных условиях используют термическое разложение бертолетовой соли. Какой объем кислорода и какое количество KCl образуется из 4,9 г этой соли при нормальных условиях?

Решение:

Напишем уравнение реакции разложения бертолетовой соли KClO_3 и уравнием его:



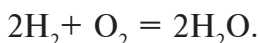
О т в е т: 1,344 л O_2 и 2,98 г KCl.

Вычисление объемных соотношений газов по химическим уравнениям

5. В каком объемном соотношении необходимо взять водород и кислород, чтобы они прореагировали без остатка? Какой объем кислорода вступает в реакцию с 10 л водорода?

Решение:

1. напишем уравнение реакции взаимодействия кислорода с водородом:



Из уравнения известно, что 2 моля водорода без остатка реагируют с 1 молем кислорода.

2 моля водорода занимают объем 44,8 л, а 1 моль кислорода – 22,4 л. Объемные соотношения составят:

$$44,8:22,4 = 2; \quad 22,4 : 22,4 = 1.$$

Следовательно, водород вступает без остатка в реакцию с кислородом при объемных соотношениях, составляющих небольшие целые числа – 2 : 1, т.е. 2 л водорода без остатка реагируют с 1 л кислорода;

2) найдем объем кислорода, вступающего в реакцию с 10 л водорода.

С 2 л водорода взаимодействует 1 л кислорода,

с 10 л – x л.

$$x = 5 \text{ л.}$$

Ответ: 2:1; 5 л O₂.

Вычисление абсолютной и относительной плотности газов

6. Рассчитайте абсолютную плотность фтористого водорода и его относительную плотность по водороду.

Решение:

1. найдем плотность HF.

Молярная масса 1 моля HF – 20 г, а молярный объем – 22,4 л из формулы $\rho = M/V_m$

$$\rho(\text{HF}) = \frac{20}{22,4} = 0,89 \text{ г/л.}$$

2) найдем относительную плотность HF по H₂:

$$D_{\text{H}} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{20}{2} = 10$$

О т в е т: 0,89 г/л; 10.

7. Относительная плотность паров серы по азоту при комнатной температуре равна 9,14. Определите формулу паров серы.

Решение:

Определим относительную молярную массу паров серы из формулы $M_1 = M_2 \cdot D$.

$$M_2(N_2) = 28; D_n = 9,14; M_1(S_n) = ?$$

$$M_1(S_n) = M_1(N_2) \cdot D_n = 28 \cdot 9,14 = 256 \text{ г/мол.}$$

Если относительная молекулярная масса паров серы равна 256, то, поделив ее на относительную атомную массу серы – 32, получим число атомов в молекуле паров серы, т.е. $256 : 32 = 8$.

Значит, формула паров серы – S_8 .

Задачи для самостоятельного решения

1. Вычислите массу 5,6 л кислорода, измеренного при нормальных условиях.

2. Какой объем водорода вступает в реакцию с 10 м³ азота и сколько по объему аммиака образуется? (все расчеты при н.у.)

3. Смешали 2 л хлора и 3 л водорода и взорвали. Определите объем продукта реакции и оставшегося в избытке газа.

4. Определите плотность по воздуху и по водороду ангидрида карбоната и кислорода.

5. Плотность паров фосфора по водороду равна 62. Определите молекулярную массу и формулу паров фосфора.

6. Определите плотность по водороду и по воздуху соединения, состоящего из 91,2% фосфора и 8,8% водорода.

7. Определите число молекул и атомов в водороде массой 10 г. Какой объем займет такое количество водорода?

8. Напишите реакцию взаимодействия оксида меди (II) и водорода. К какому типу относится эта реакция? Какой объем водорода при нормальных условиях вступит в реакцию с 0,8 г оксида меди (II). Сколько меди образуется в результате реакции?

9. Сколько сумов стоит 4 моля поваренной соли в магазине?

10. Сколько молекул в одной столовой ложке воды?

11. Определите формулу вещества, составляющего основу скелета некоторых простейших морских животных. Вещество содержит 47,83% стронция, 17,39% серы и 34,78% кислорода.

12. Человек каждые три минуты расходует для дыхания примерно 1 г кислорода.

Какой объем кислорода потребуется для дыхания учеников всего класса вместе с учителем в течении 45 минутного урока? Вычислите массу пероксида водорода (H_2O_2), расходуемого на получение этого объема кислорода. Сколько углерода можно сжечь в этом объеме кислорода?

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ К ГЛАВЕ III

1. При заполнении шара каким газом он может подняться в воздух?

- A) Cl_2 ; B) H_2S ; C) CH_4 ; D) Ar.

2. При каком объемном соотношении водорода и кислорода образуется «гремучий газ»?

- A) 2:1; B) 1:1; C) 1:2; D) при любом объемном соотношении.

3. С какими из нижеприведенных веществ вступает в реакцию водород?

- 1) FeO , 2) S, 3) O_2 , 4) H_2O , 5) K_2O , 6) N_2 ,
7) Ca, 8) Ag, 9) P, 10) HCl.

- A) 1, 2, 3, 8, 9, 10; B) 1, 2, 3, 6, 7, 9;
C) 3, 6, 7, 8, 9, 10; D) 4, 5, 10.

4. В каких объемных соотношениях метан реагирует с кислородом без остатка?

- A) 1:2; B) 1:1; C) 2:2; D) 2:1.

5. Определите плотность по водороду смеси, состоящей из 50% кислорода и 50% углекислого газа.

- A) 16; B) 22; C) 19;

D) нельзя определить плотность смеси газов по другому газу.

6. В промышленности водород получают путем конверсии метана водяным паром. Чему равна сумма коэффициентов в уравнении реакции:

метан + вода \rightarrow углекислый газ + водород?

- A) 3; B) 4; C) 5; D) 6

7. Чему равна процентная доля водорода в составе воды?

- A) 11,11; B) 22,22; C) 8,96; D) 12,12.

8. Определите среднюю молекулярную массу «гремучего газа».

- A) 1; B) 2; C) 12; D) 16.

9. Какими способами получают водород в химической лаборатории?

- A) воздействуя на цинк соляной кислотой;
B) нагреванием воды;
C) воздействуя на медь соляной кислотой;
D) разложением металла.

9. В промышленности водород получают путем электролиза воды. Сколько килограммов воды потребуется для получения $5,6 \text{ м}^3$ водорода путем электролиза? A) 4,5; B) 9; C) 18; D) 36.



IV ВОВ

ВОДА И РАСТВОРЫ

§ 27. ВОДА КАК СЛОЖНОЕ ВЕЩЕСТВО

Физические и химические свойства.

- **Вода** — одно из важнейших химических соединений, широко распространенное на земном шаре.

Вода — это сложное вещество, состоящее из двух атомов водорода и одного атома кислорода.

Молекулярная формула воды — H_2O . Атомы водорода образуют с кислородным атомом угол $104,3^\circ$. Молекулы воды в природе существуют в ассоциированном виде и обозначаются $(\text{H}_2\text{O})_n$ (рис.31).

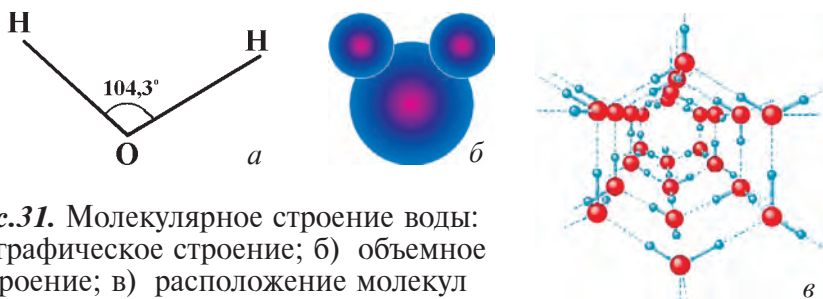


Рис.31. Молекулярное строение воды: а) графическое строение; б) объемное строение; в) расположение молекул воды в ассоциированном состоянии

Относительная молекулярная масса воды равна сумме относительных атомных масс водорода и кислорода:

$$Mr(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18.$$

Следовательно, масса 1 моля воды — 18 г, а молярная масса воды — 18 г/моль.

Физические свойства. Чистая вода — прозрачная жидкость без цвета, вкуса и запаха. Вкус и запах воде придают растворенные в ней примеси. Многие физические свойства воды очень своеобразны. При соответствующих обстоятельствах они являются аномальными, т.е. отклоняются от привычных. Напри-

мер, плотность воды при переходе из твердого состояния (лед, его жидкость $0,92 \text{ кг/дм}^3$) в жидкое не уменьшается, как у большинства веществ, а увеличивается (рис. 32). Плотность растет и при нагревании воды от 0°C до $+4^\circ\text{C}$, достигая своего максимума — 1 кг/дм^3 или 1 г/мл . С дальнейшим повышением температуры плотность ее снова уменьшается.



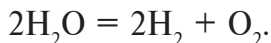
Рис.32. Вода и лед.

Еще одно свойство воды — это ее высокая теплоемкость ($4,18 \text{ кДж/кг} \cdot \text{К}$) (для сравнения: у песка — $0,79$; известняка — $0,88$; поваренной соли — $0,88$; глицерина — $2,43$; этилового спирта — $2,85$). Поэтому вода в ночное время или при переходе от летнего сезона к зимнему медленно остывает, а в дневное время и при смене зимы летом так же медленно нагревается.

Вода замерзает при давлении $101,3 \text{ кПа}$ и температуре 0°C (при этой же температуре лед начинает таять) и при -0°C — -100°C находится в жидком состоянии.

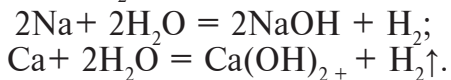
Вода, являясь универсальным растворителем, растворяет многие органические и неорганические вещества.

Химические свойства. Молекулы воды очень устойчивы к нагреванию, но при температуре выше 1000°C пары воды начинают разлагаться на водород и кислород:



Реакционная способность воды очень велика.

Активные металлы, взаимодействуя с водой, выделяют из нее водород. Образовавшиеся в результате такого взаимодействия вещества называются основаниями. Гидроксид натрия NaOH (рис.33), гидроксид калия — KOH , гидроксид кальция — Ca(OH)_2 — основания:



При взаимодействии с водой оксидов многих металлов и неметаллов образуются основания и кислоты:

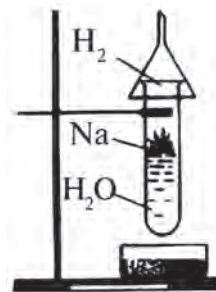
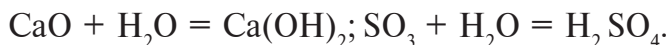
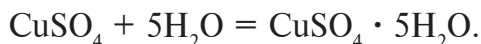
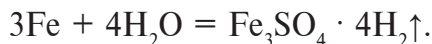


Рис.33. Воздействие натрия на воду.

Некоторые соли образуют с водой соединения, называемые **кристаллогидратами**:



Нагретое железо вступает в реакцию с парами воды:



Вода катализирует ряд химических процессов: при отсутствии паров воды «гремучий газ» не взрывается даже при высокой температуре, угарный газ не горит в кислороде, натрий и фосфор не окисляются на воздухе, не взаимодействуют с хлором и не происходит травления стекла фтористым водородом



Ключевые слова: вода, молекула воды, молярная масса воды, графическое строение, объемное строение, ассоциированное состояние, молярная масса воды, лед, пар, аномальные свойства, плотность, теплоемкость, кристаллогидраты.



Вопросы и задания:

1. Определите плотность паров воды по водороду.
2. Как можно определить элементный состав воды?
3. При разложении воды образуется 8 г водорода. Сколько кислорода выделяется при этом?
4. Какой объем водорода и кислорода, измеренных при нормальных условиях, необходимо для образования 7,2 г воды?
5. Расскажите о физических свойствах воды.
6. Какими химическими свойствами обладает вода?
7. Напишите уравнения реакций взаимодействия с водой следующих веществ: K_2O , BaO , P_2O_5 , SO_2 , Ca , K .
8. В аодных бассейнах (озерах, морях и океанах) вода движется в вертикальном направлении. Почему? Объясните ответ на основе аномальных свойств воды.

§ 28. РАСПРОСТРАНЕНИЕ ВОДЫ В ПРИРОДЕ. ЕЕ ЗНАЧЕНИЕ ДЛЯ ЖИВЫХ ОРГАНИЗМОВ. ИСПОЛЬЗОВАНИЕ

Три четверти поверхности земного шара покрыто водой в виде океанов, морей, озер, рек. Вода распространена в атмосфере в виде паров, на горных вершинах и полюсах — в виде ледников и снега. Существуют также подземные воды, увлажняющие почву и горные породы.

Объем Мирового океана составляет $1,35 \cdot 10^6$ км³. На него приходится 97,2% всей воды на Земле. Вода в виде ледников на полюсах и горных вершинах составляет 2,1%, подземные грунтовые воды и пресная вода рек и озер – 0,6%, колодезная и соленая вода – 0,1%.

В морях и океанах земного шара содержится около 1,4 млрд км³ воды;

в ледниках (пресная вода) – более 30 млн км³;

в реках и озерах (пресная вода) – около 2 млн км³;

в атмосфере (в виде пара) – 14 тыс. км³, а также вода встречается в составе почв и минералов.

Вода содержится в тканях, клетках живых организмов. Например, около 65% тела человека составляет вода. Потеря 10–12% воды организмом человека ведет к его гибели. Вода имеет огромное значение в жизни растений, животных и людей. По современным представлениям, происхождение и развитие жизни на Земле было связано с морем.

Аномальные физические свойства воды имеют важное значение в обеспечении жизненных процессов. Если бы плотность воды при переходе из жидкого состояния в твердое изменялась так же, как и у других веществ, то с приходом зимы поверхность воды, замерзая при 0°C, оседала бы ниже и уступала бы свое место более тепловому слою, который также замерзал бы и оседал на дно. Таким образом вся вода превратилась бы в лед и многие формы жизни прекратили бы свое существование.

Но то, что вода при +4°C обладает максимальной плотностью, не дает происходить подобному явлению, так как обладающий меньшей плотностью лед остается на поверхности воды и предохраняет от замерзания более глубокие теплые слои.

Вода выполняет специфическую роль терморегулятора и тем самым обеспечивает нормальную жизнедеятельность на поверхности Земли. Водные ресурсы земного шара могут быть как солеными, так и пресными, но все они имеют важное значение для промышленности.

Промышленность приспособлена для потребления в основном пресной воды. По имеющимся сведениям, в год на одного жителя планеты приходится в среднем 8000 л воды. Это количество воды используется как в бытовых, так в сельскохозяйственных и промышленных целях.

Только 10% расходуемой воды приходится на бытовые расходы, а остальное количество затрачивается на промышленность и сельское хозяйство. Для получения 1 кг сахара необходимо 400 л воды, для обработки 1 кг зерна – 1500 л, а для получения 1 кг синтетической резины необходимо примерно 2500 л воды.

В промышленности вода в основном используется как растворитель, охладитель и очиститель.

Пресная вода широко используется в сельском хозяйстве для полива полей и питья в животноводстве.

Повсеместное использование воды в промышленности связано с проблемами возникновения сточных вод и загрязнения окружающей среды. Для решения этих проблем необходим комплексный подход.

- **Не забывайте, что вода является бесценным богатством!**



Ключевые слова: соленая вода, пресная вода, водные ресурсы, сточные воды.



Вопросы и задания:

1. Чем воды Мирового океана отличаются от вод полярных ледников?
2. Что вы понимаете под термином «пресная вода»?
3. Используя информацию о роли воды в жизнедеятельности человека, подготовьте красочный буклет (рисунок).

§ 29. МЕРЫ ПО СОХРАНЕНИЮ ВОДНЫХ РЕСУРСОВ ОТ ЗАГРЯЗНЕНИЯ. СПОСОБЫ ОЧИСТКИ ВОДЫ

Как известно из предыдущей темы, вода – самое распространенное в природе вещество. Однако пресная чистая вода, пригодная для питья, составляет лишь 1% от существующей в природе воды. Согласно расчетам, в будущем перед человечеством станет проблема дефицита пресной воды.

Для жизнедеятельности (т.е. для бытовых нужд, сельского хозяйства и промышленности) используют воды озер, рек, подземные воды и воды искусственных водоемов. Для водообеспечения большое значение имеет сохранение чистоты воды, которая загрязняется, проходя через систему канализационных сетей, промышленных предприятий, подвергаясь «обработке» путем смыва химических средств с полей.

Не допускайте сброса в воду различных отходов! Не жгите сухую листву! Этим вы защитите себя и родную природу.

Для обеспечения людей чистой питьевой водой природная вода из открытых водоемов, содержащая различные соли, газы, бактерии и вирусы, а также механические примеси, подвергается трехстадийной очистке.

На первой стадии вода методом коагуляции очищается от механических примесей и мути.

На второй стадии вода, очищенная от примесей, фильтруется с помощью чистого песка и очищается от коллоидных примесей и вредных микробов.

На третьей стадии отфильтрованная прозрачная и чистая вода обрабатывается хлором. После такой стерилизации воду можно подавать потребителям.

- Согласно данным Всемирной организации здравоохранения, на сегодняшний день 1,2 миллиарда человек в мире недостаточно обеспечены чистой питьевой водой.
- К 2050 году 75% населения Земли могут испытывать недостаток в чистой питьевой воде.



Ключевые слова: водообеспечение, водоем, сточные воды, песок, фильтр.



Вопросы и задания:

1. Что вы можете предложить для сохранения чистоты водоемов?
2. Какие очистные сооружения и водоемы имеются в месте вашего проживания? Расскажите о них.

§ 30. ВОДА – ОДИН ИЗ ЛУЧШИХ РАСТВОРИТЕЛЕЙ. РАСТВОРИМОСТЬ

Вода имеет огромное значение в жизни и практической деятельности человека. Процесс усвоения пищи связан с переводом питательных веществ в растворимые формы посредством воды. Все физиологически важные жидкости (кровь, лимфа и др.) – водные растворы. В основе многих сфер производственной деятельности лежат процессы, в которых используются водные растворы.

- **Жидкие растворы – это жидкие гомогенные (однородные) системы, состоящие из двух или более компонентов.**

Общая поверхность Земли составляет 510100000 км², 375000000 км² из них покрыто водой. Масса океанических и морских вод составляет (не учитывая растворенные в них соли) $1,4 \cdot 10^{18}$ т, пресной воды суши и ледников — $4 \cdot 10^{15}$ т; воды, входящей в состав живых организмов, почвы и горных пород, — 1017 т. В теле человека весом 70 кг содержится 49 кг воды, тела некоторых медуз содержат 98% воды.

В природе вода широко распространена в виде растворенных в ней солей. Такие реки, как Ганг или Миссисипи, растворяют до 100млн т солей в год, а все реки мира — 2,735млрд т солей.

Почти все вещества растворяются в воде (рис. 29): некоторые — очень хорошо, другие — средне, а остальные — плохо.

Проходя через нижние слои атмосферы, дождевая вода может растворить значительное количество различных веществ. При выпаривании 1000 г дождевой воды остается 3–5 г твердого осадка.

Растворенные и попавшие в почву вещества, химически взаимодействуя с компонентами почвы и горных пород, активно участвуют в непрерывном процессе образования почвы и минералов, разрушения горных пород.

Вода — универсальный растворитель, который может растворять и газы (кислород, водород, углекислый газ и др.), и жидкости (спирт, кислоты и др.), и твердые вещества (соли, минералы и др.).



Рис.34. Растворение сахара в воде

• **Способность вещества растворяться называется растворимостью.**

Например, наблюдаем растворение сахара в воде (рис. 34). При комнатной температуре (20°C) в 100 г воды может раствориться 200 г сахара. Больше количество сахара при этой температуре не растворится. Такой раствор называется насыщенным.

• **Мера растворимости определяется количеством вещества в насыщенном растворе при определенных условиях.**

• **Растворимость определяется растворением вещества в 100 г растворителя.**

Если в 100 г растворителя растворяется больше 10г вещества, то оно считается хорошо растворимым, если меньше 10 г – мало-растворимым, если меньше 0,01г–практически нерастворимым.

Растворимость многих твердых веществ возрастает с повышением температуры. Эту зависимость можно представить в виде графика (рис.35).

Например, растворимость соли при определенной температуре равна 30. Это значит, что в 100 г воды может раствориться при определенной температуре 30 г соли.

Следовательно, насыщенный при определенных условиях раствор вещества путем повышения температуры можно превратить в ненасыщенный раствор, и наоборот, путем понижения температуры ненасыщенный раствор превратить в насыщенный.

Растворимость газов при повышении температуры уменьшается (при кипячении воды растворенные в ней газы выделяются). Но повышение давления приводит к возрастанию их растворимости (открывая бутылку минеральной воды, мы уменьшаем давление внутри сосуда, и поэтому растворенный в ней углекислый газ начинает интенсивно выделяться).

Пример 1. При выпаривании 500 г насыщенного раствора при 20оС получено 120 г соли нитрата калия. Найдите растворимость нитрата калия при этой температуре.

Решение: 1) находим массу растворимого и растворителя в 500 г раствора:

$$m(\text{растворимого})=120 \text{ г}, m(\text{растворителя})=500-120=380\text{г};$$

2) при растворении 120 г растворимого в 380 г растворителя образовался насыщенный раствор. Находим растворимость растворимого (KNO_3) в этом насыщенном растворе:

$$\begin{cases} \text{в } 380 \text{ г воды растворилось } 120 \text{ г соли,} \\ \text{в } 100 \text{ г воды} - x \text{ г соли,} \end{cases} \quad x = \frac{100 \cdot 120}{380} = 31,6 \text{ г}$$

Ответ: 31,6 г.

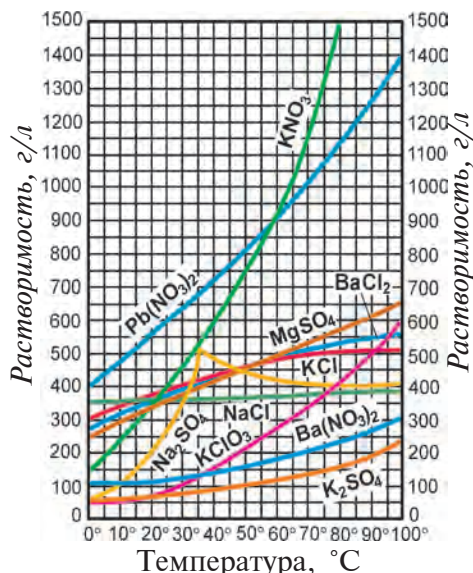


Рис.35. Кривые растворимости различных солей

Пример 2. Растворимость хлорида бария при 40 оС равна 50 оС. Сколько воды потребуется для того, чтобы растворить 125 г хлорида бария при этой температуре и получить насыщенный раствор?

Решение: 1) растворимость хлорида бария при 40 оС равна 50, то есть в 100 г воды могут раствориться 50 г хлорида бария;

2) составляем пропорцию:

{ для растворения 50 г $BaCl_2$ нужно 100 г воды,
 для растворения 125 г $BaCl_2$ – ? г воды,

$$x = \frac{125 \cdot 100}{50} = 250 \text{ г}$$

Ответ: 250 г воды.



Ключевые слова: универсальный растворитель, растворимость, раствор, насыщенный раствор.



Вопросы и задания:

1. Сколько сахара останется на дне сосуда при выпаривании 660 г его насыщенного раствора?
2. Какими путями можно превратить насыщенный при 10°С раствор KCl в ненасыщенный?
3. Растворимость нитрита натрия при 10°С равна 80,5 г. Сколько нитрита натрия может раствориться в 500 г воды при тех же условиях?

§ 31. РАСТВОРЫ

- **Раствор – это однородная система, состоящая из растворителя, растворенного вещества и продуктов их взаимодействия.**

Вещество в растворе измельчено до молекул или атомов и равномерно распределено между молекулами растворителя. Например, спиртовой раствор йода в аптеках представляет собой молекулы йода, распределенные между молекулами спирта. Это раствор, ничего не оставляющий на фильтре. Такие растворы называются истинными.

Растворы бывают жидкими, твердыми и газообразными. Примерами жидких растворов могут быть водные растворы соли, сахара, спирта; твердых растворов – золотометаллические изделия, сплавы типа дюралюминия; газообразных растворов – воздух или другие смеси газов.

При образовании растворов наблюдается выделение или поглощение тепла. Растворы могут хорошо проводить или не проводить электрический ток.

Растворы обладают свойствами как механических смесей, так и химических соединений (табл. 8).

При практическом применении растворов важное значение имеет точное определение количества вещества, растворенного в общей массе раствора.

Состав раствора (в частности, количество растворенного вещества) можно установить различными способами и выразить в размерных величинах (концентрациях).

Когда речь идет о компонентах раствора, под ними подразумеваются чистые вещества, при смешивании которых образуется раствор. При этом большее количество вещества принимается за растворитель, а меньшее — за растворенное вещество.

Таблица 8

Свойства растворов

Механические смеси	Растворы	Химические соединения
Переменный состав	Переменный состав	Постоянный состав
При образовании не наблюдается выделение или поглощение тепла	Образование происходит с выделением или поглощением тепла	
Составные части можно выделить физическими способами		Составные части нельзя выделить физическими способами

При образовании раствора из чистой жидкости и твердого вещества обычно за растворитель принимается жидкий компонент. Количество вещества, растворенного в растворе определенной массы или объема называется его концентрацией и выражается в различных величинах.

Обычно в химии концентрация выражается:

— в массовых долях вещества, растворенного в одной весовой части раствора;

— в процентах растворенного вещества, содержащегося в 100 г раствора;

— в молях растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора.



Ключевые слова: раствор, растворитель, растворенное вещество, концентрация.



Вопросы и задания:

1. Охарактеризуйте понятие раствора.
2. Из каких компонентов состоит раствор?
3. В чем сходство и различие растворов с механическими смесями и химическими соединениями?

§ 32. МАССОВАЯ ДОЛЯ, ПРОЦЕНТНАЯ И МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ВЕЩЕСТВА В РАСТВОРЕ

Как уже было сказано при изучении предыдущей темы, при определении состава раствора необходимо учитывать природу и количество его компонентов.

- **В химии в основном пользуются ненасыщенными растворами.**
- **Ненасыщенный раствор — это раствор, который при данной температуре продолжает растворять вещество.**
- **Если количество растворенного вещества очень мало, то такой раствор называется разбавленным.**
- **Если количество растворенного вещества будет достаточно высоким, то такой раствор называется концентрированным (рис. 36).**

В химической практике для выражения количества растворенного вещества широко применяются следующие величины:

1. Массовая доля (ω) — отношение массы растворенного вещества (m_1) к массе раствора (m_2), выражающееся обычно числами меньше 1: $\omega < 1$;

$$\omega = \frac{m_1}{m_2}.$$



Рис.36. Взаимодействие цинка с растворами серной кислоты различной концентрации

2. Процентная концентрация (С%) — выражение в процентах отношения массы растворенного вещества (m_1) к массе раствора (m_2). Здесь масса раствора принимается за 100%; следовательно, $C\% < 100\%$:

$$C\% = \omega \cdot 100\% \text{ или } C\% = \omega \cdot 100\%.$$

3. Молярная концентрация (СМ) — отношение количества растворенного вещества в молях (M) к объему раствора (V),

т.е.если в 1 л (1000 мл) раствора растворен 1 моль вещества, такой раствор называется одномолярным (1М):

$$C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}$$

Здесь М – молярная масса вещества.

Так как масса раствора равна сумме масс растворимого и растворителя, формулу можно записать в следующем виде:

$$C\% = \frac{m \text{ растворим.}}{m \text{ растворим.} + m \text{ растворит.}} \cdot 100\%.$$

Массу растворов в силу их жидкого состояния легче определять путем измерения их объема.

Поэтому на основе плотности раствора переходят на объемные единицы. Зависимость между массой, объемом и плотностью раствора соответствует формуле:

$$m = V \cdot p,$$

Где m – масса, V – объем, p – плотность раствора.

Производные формулы имеют вид $m = V \cdot p$; $V = m/p$; $p = m/V$; Значит, зная, что масса раствора равна произведению его объема на плотность – $m = V \cdot p$, можем записать формулу $C\% = m_1/m_2 \cdot 100\%$ в следующем виде и использовать ее на практике:

$$C\% = m_1/V \cdot p \cdot 100\% \text{ или } w = m_1/V \cdot p$$

ЗНАЧЕНИЕ РАСТВОРОВ ДЛЯ ЖИЗНИ ЧЕЛОВЕКА

Растворы имеют очень важное значение для жизни человека. Конечно, самый большой класс растворов – это водные растворы. Вода в живом организме занимает особое место как растворитель, переносчик питательных веществ, среда, обеспечивающая жизнедеятельность и осуществление различных процессов (таких, как регуляция температуры тела, вывод вредных веществ из организма).

Две трети части тела человека состоят из воды в виде различных растворов: кровь содержит 83% воды, мозг и сердце – 80%, кости – около 20–25%; 80% тела рыбы, 95–98% тела медузы, 95–99% тела водорослей, 50–75% тела растений суши составляет вода в виде различных растворов.

Основным компонентом клеток живых организмов являются водные растворы, которые имеют огромное значение как среда или непосредственный участник протекания жизненных процессов, обеспечивающих их существование.

К важному источнику нашего питания – растениям – вода проходит через почву. Основным условием урожайности также является вода. Вода растворяет органические и минеральные вещества в почве и поставляет их растениям.

Вода – растворитель, без которого сложно представить промышленные процессы. Вода является уникальной средой для протекания многих химических реакций. Без воды невозможно было бы осуществлять дубление и переработку кожи, отбеливать и окрашивать ткани, производить мыло и другие продукты.???

В медицине вода применяется при изготовлении различных лекарственных растворов, которые используются для лечения многих заболеваний. Простая минерализованная вода представляет собой раствор различных целебных солей и используется в лечении и профилактике некоторых заболеваний.

Водные растворы различных веществ широко применяются в технике. Например, растворы кислот и оснований используются в простых энергетических аккумуляторах, позволяющих обеспечить электроэнергией автомобили и другие средства передвижения.

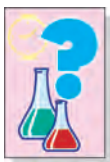
Помимо воды прочное место в жизни человека занимают бензин, растворы различных спиртов и органических кислот. Этиловый спирт широко используется при изготовлении как продовольственных, так и лекарственных препаратов или применяемых при охлаждении различных механизмов антифризов. Мы также знакомы с использованием бензина и подобных ему растворителей в качестве средств химической чистки при выводе пятен с одежды.

Основу различных косметических средств, красок и лаков также составляют растворители.

Вся жизнь человека тесно связана с растворами.



Ключевые слова: насыщенный раствор, ненасыщенный раствор, разбавленный раствор, концентрированный раствор, концентрация, массовая доля, процентная концентрация, молярная концентрация.



Вопросы и задания:

1. Объясните безразмерные величины, выражающие состав раствора.
2. Объясните размерные величины, выражающие состав раствора.
3. Какова процентная концентрация раствора полученного путем растворения 30 г сахара в 170 г воды?
4. Выпариванием 50 г раствора получено 10 г сухой соли. Определите процентную концентрацию раствора, взятого для выпаривания.



Практическое занятие 5.

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ С ИЗВЕСТНОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА



Рис.37. Приготовление раствора вещества

Приготовление раствора поваренной соли.

1. Для приготовления 50 г раствора поваренной соли с массовой долей 0,06 рассчитываются необходимые массы соли и воды.

Примечание: В зависимости от возможностей лаборатории можно приготовить растворы разных веществ с различной концентрацией.

2. Рассчитанное количество соли взвешивается на весах, а воды — определяется с помощью мерной пробирки (рис.37).

Примечание: Вспомните правила взвешивания на весах и измерения объемов жидкостей.

3. В колбу насыпается взвешенная соль, заливается вода и все это перемешивается до образования однородного раствора.

4. Приготовленный раствор выливается в специальный сосуд, на который приклеивают этикетку с надписью формулы соли, концентрации раствора и времени приготовления.

5. Подготавливается отчет о проделанной работе.



Практическое занятие 6.

2. ПРИГОТОВЛЕНИЕ ВОДНО-ПОЧВЕННОГО РАСТВОРА И ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ В НЕМ ЩЕЛОЧИ

Почва чаще всего имеет кислую реакцию, и для ее нейтрализации в сельском хозяйстве используют известь, избыток которой приводит к выщелачиванию почвы.

Приготовление почвенного раствора

На весах взвешивают около 5 г образца почвы и засыпают в пробирку. Затем туда приливают 12,5 мл 1М раствора хлорида калия. Пробирку закрывают пробкой и для лучшего смешения встряхивают в течение определенного времени. При 10-минутном стоянии на стенках пробирки оседают остатки почвы, для осаждения которых на дно пробирку с раствором вращают по часовой стрелке. После этого пробирку оставляют укрепленной на штативе до следующего утра.

Получение почвенного раствора путем фильтрования.

Готовят из фильтровальной бумаги фильтр и вставляют его в стакан, укрепленный на штативе. Медленно переливают раствор из пробирки в стакан. Не растворившаяся в воде часть почвы останется на фильтре. Прозрачный фильтрат, находящийся в стакане и есть почвенный раствор. Берут образец раствора и опускают в него красную и синюю лакмусовую бумажку и делают выводы по результатам.

Определение среды почвы

Через день в пробирке образуются осадок и надосадочный слой жидкости (раствора), который с помощью пипетки 5 мл переносится в другую пробирку, куда опускают универсальную индикаторную бумажку. Изменение цвета индикаторной бумаги с желтого на малиновый свидетельствует о щелочной среде почвы.

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО ГЛАВЕ IV

Нахождение массовой доли (процентного содержания) растворенного вещества

1. Какова концентрация раствора, полученного смешением 50 г поваренной соли с 450 г воды?

Решение:

Найдем процентную концентрацию растворенного вещества по формуле:

$$C\% = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100\%$$

Для этого, сложив массы соли и воды – 50 и 450 г, получим массу образовавшегося раствора – 500 г.

$$m_1 = 50, \quad m_2 = 450 + 50 = 500, \quad C\% = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100 = \frac{50}{500} \cdot 100 = 10\%.$$

Ответ: 10%.

2. Концентрация солей в воде некоторых озер близ Аральского моря составляет 4%. Какое количество соли останется при выпаривании 10 кг такой озерной воды?

Решение:

1-й способ. 4%-ный раствор – это значит, что в 100 г раствора содержится 4 г соли (в 100 кг раствора 4 кг соли). Если в 100 кг раствора содержится 4 кг соли, то в 10 кг раствора – x.

$$x = \frac{10 \cdot 4}{100} = 0,4 \text{ кг или } 400 \text{ г.}$$

Ответ: 0,4 кг или 400 г.

2-й способ. Из формулы $C\% = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100\%$ следует:

$$m_1 = \frac{m_2 \cdot C\%}{100\%} = \frac{10 \cdot 4}{100} = 0,4 \text{ кг или } 400 \text{ г.}$$

Ответ: 0,4 кг или 400 г.

Нахождение молярности растворенного вещества в растворе определенного объема. Молярная концентрация

1. В 2 л водного раствора гидроксида натрия содержится 16 г NaOH. Рассчитайте молярную концентрацию этого раствора.

Решение:

1) $M_r(\text{NaOH}) = 40$. 1 моль NaOH – 40 г. Значит, $M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль;

2) если в 2 л (2000 мл) раствора содержится 16 г NaOH, то в 1 л (1000 мл) раствора – 8 г NaOH;

3) содержание в 1000 мл раствора 8 г или 0,2 моля ($\frac{8}{40} = 0,2$) NaOH говорит о том, что он 0,2М или его концентрация – 0,2 моль/л. Эту задачу можно решить, не выполняя действие 2) на основе формулы и данных, приведенных в условии:

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V} = \frac{16 \cdot 1000}{40 \cdot 2000} = 0,2 \text{ моль/л}$$

О т в е т: 0,2 моль/л или 0,2М.

2. Сколько соли необходимо для приготовления 500 мл 2М раствора хлорида кальция? Как можно приготовить такой раствор?

Решение:

- 1) $M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ г/моль}$;
- 2) 2 моля $\text{CaCl}_2 = 222 \text{ г}$;
- 3) 2 моль/л значит, что в 1 л (1000 мл) раствора содержится 2 моля, т.е. 222 г CaCl_2 .

Теперь определим, сколько соли необходимо для приготовления 500 мл раствора. Если в 1000 мл содержится 222 г соли, то в 500 мл – x .

$$x = \frac{500 \cdot 222}{1000} = 111.$$

О т в е т: 111 г.

4) 111 г CaCl_2 взвешивают на весах и насыпают в мерную колбу на 500 мл. Понемногу к соли добавляют воду до полного ее растворения. После растворения соли колбу заполняют до метки (500 мл) водой. Раствор хорошо перемешивают, выливают в сосуд с этикеткой и закрывают его горлышко крышкой или пробкой.

Задачи для самостоятельного решения

1. В аптеках продается 10%-ный спиртовой раствор йода. Сколько йода и растворителя необходимо для приготовления 500 г такого раствора?
2. Рассчитайте массу осадка, образующегося при взаимодействии 200 г 7,1%-ного раствора сульфата натрия с избытком раствора хлорида бария.
3. Сколько сульфата алюминия необходимо взять для приготовления 5 л 0,1М раствора этой соли?
4. Рассчитайте молярную концентрацию 10%-ного раствора азотной кислоты (плотность 1,056 г/см³).

5. Найдите массовую долю (%) соли в растворе, полученном при смешении 200г 10%-ного раствора соли с 300 г 20%-ного раствора той же соли.
6. 5 г поваренной соли растворили в 35 г воды. Определите массовую долю растворимого в образовавшемся растворе и процентную концентрацию раствора.
7. Сколько соли содержится в 50 г 6,5%-ного раствора сульфата натрия?
8. Сколько сухой соли и какой объем воды потребуется для приготовления 200 г 3%-ного раствора хлорида кальция?

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ К ГЛАВЕ IV

1. А граммов соли растворено в В граммах воды. Укажите формулу, позволяющую определить процентную концентрацию растворенного вещества.

$$A. C\% = \frac{A + B}{B} \cdot 100\%;$$

$$B. C\% = \frac{A}{A + B} \cdot 100\%;$$

$$C. C\% = \frac{A + B}{A} \cdot 100\%;$$

$$D. C\% = \frac{A}{B} \cdot 100\%.$$

2. По какой формуле рассчитывается молярная концентрация?

$$A. C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V};$$

$$B. C_m = \frac{E \cdot 1000}{M \cdot V};$$

$$C. C_m = \frac{M \cdot 1000}{m \cdot V};$$

$$D. C_m = \frac{m \cdot 1000}{E \cdot V}.$$

3. В каких случаях растворимость газов в воде возрастает?

- A) при повышении температуры;
- B) при повышении давления;
- C) при помешивании;
- D) правильные ответы А, В, С.

4. Какие из веществ мало растворимы в воде?

1. Сахар. 2. Поваренная соль. 3. Гипс. 4. Сода. 5. Кислород.

- A) 1, 2, 4; B) 3, 5; C) 2, 3; D) 4.

5. Что такое растворимость?

- А) количество вещества, которое может раствориться в 100 г растворителя;
В) количество вещества, которое может раствориться в 1000 г растворителя;
С) количество вещества, которое может раствориться в 10 г растворителя;
Д) количество вещества, которое может раствориться в 1 г растворителя.

6. Чему равна процентная концентрация 100 г раствора, содержащего 34 г соли?

- А) 0,34; В) 3,4; С) 34; Д) 6,8.

7. Чему равна молярная концентрация раствора объемом 2 л, содержащего 3 моля вещества?

- А) 3; В) 6; С) 1,5; Д) 4,5.

9. Чему равна процентная концентрация раствора, если массовая доля растворенного вещества равна 0,034?

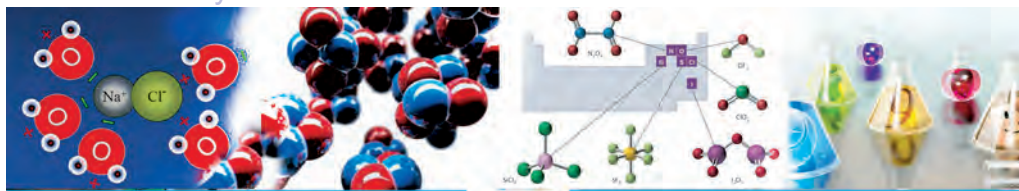
- А) 0,034; В) 0,34; С) 3,4; Д) 34.

10. Определите объем 18 г воды при 4°C. Какой объем займет это количество воды в виде пара?

- А) 18 мл, 22400 мл; В) 18 мл, 18 мл;
С) 22400 мл, 22400 мл; Д) 18 мл, 1800 мл.

11. Зимой поверхностный слой воды в водоемах замерзает, однако лед не оседает на дно. Объясните причину этого явления?

- А) Одно из аномальных физических свойств воды состоит в том, что вода обладает наибольшей плотностью – 1 г/мл при +4°C. Как при температуре выше +4°C, так и при низкой температуре плотность воды составляет менее 1 г/мл. Поэтому лед остается на поверхности водоема;
В) Твердые вещества легче жидкостей;
С) Лед тяжелее воды, он, конечно, оседает;
Д) Лед оседает или не оседает в зависимости от температуры воздуха.



V
BOB

ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

5.1. КЛАССИФИКАЦИЯ ВЕЩЕСТВ

§ 33. МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ

Неорганические вещества по своему составу бывают сложными и простыми (рис. 38). Первоначальные сведения об этих веществах были изложены при изучении темы «Простые и сложные вещества» (см. §9).

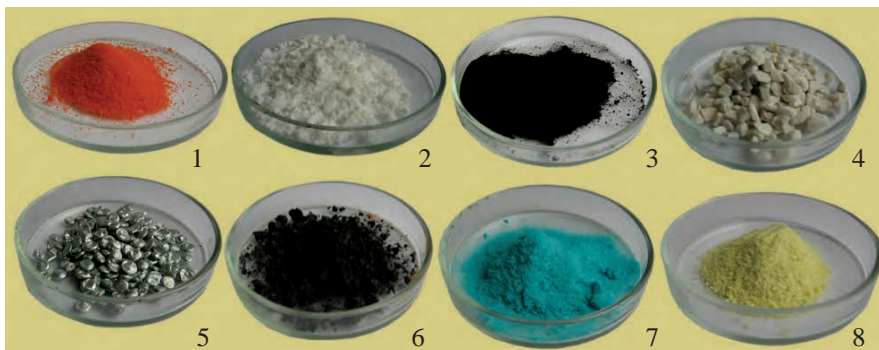


Рис.38. Образцы простых и сложных веществ:

1 – бихромат калия; 2 – хлорид калия; 3 – оксид меди(II); 4 – известняк;
5 – цинк; 6 – уголь; 7 – медный купорос; 8 – сера.

Простые вещества по своим свойствам подразделяются на металлы и неметаллы.

Металлы состоят из атомов металлов, например, медь (Cu) (рис.36), натрий (Na), калий (K), железо (Fe), магний (Mg), серебро (Ag) и др.

Неметаллы состоят из атомов неметаллов, например, хлор (Cl₂), кислород (O₂), озон (O₃), сера (S₈), фосфор (P₄), азот (N₂) и др.

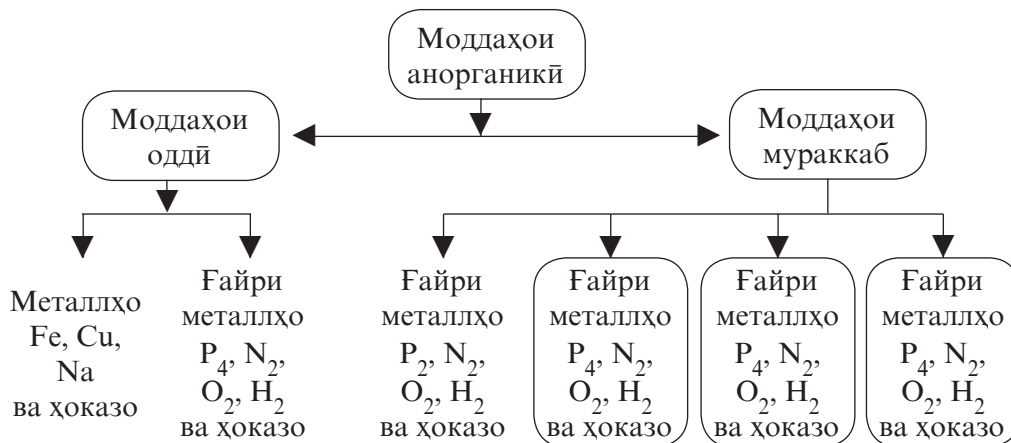
Металлы и неметаллы в большинстве своем обладают противоположными химическими и физическими свойствами (это объясняется различиями в электронном строении их атомов) (табл.9).

Таблица 9

Сравнение некоторых свойств металлов и неметаллов

Простые вещества	Агрегатное состояние (н.у.)	Некоторые физические свойства	Тип кристаллической решетки	Тип связи
Металлы	Кроме Hg и Fr, все твердые	Наличие металлического блеска, электро- и теплопроводность, пластичность, тягучесть	Металл	Металл
Неметаллы	Твердые – сера S ₈ , фосфор (F ₄), йод (I ₂), и др. Жидкие – бром (Br ₂), Газообразные – хлор (Cl ₂), кислород (O ₂), озон (O ₃), водород (H ₂), азот (N ₂)	Отсутствие металлического блеска, слабая тепло- и электропроводность или ее отсутствие	Атомная (алмаз, бор) Молекулярная (для твердого хлора, азота, кислорода)	Неполярно-ковалентная

Для классификации неорганических веществ целесообразно воспользоваться следующей схемой:



КЛАССИФИКАЦИЯ СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ

Кислород простое вещество или сложное? А вода? Почему? Сложные вещества обычно подразделяются на органические и неорганические: органическими веществами являются углеродсодержащие соединения (за исключением CO , CO_2 , H_2CO_3 и карбонатов, HCN и цианидов, карбидов), остальные относятся к неорганическим соединениям.

Сложные вещества по составу (состоящие из двух элементов, т.е. бинарные и состоящие из нескольких элементов) и по химическим свойствам (классифицируются по функциональным признакам и группам) подразделяются на оксиды, основания, кислоты и соли.

Сложные вещества коренным образом отличаются от простых тем, что их можно разложить до простых веществ. Между сложными веществами существует тесная взаимосвязь. Классификация сложных веществ отдельно представлена на приведенной выше схеме.

Сложные вещества состоят из атомов различных элементов. В частности, оксиды являются сложными веществами, состоящими из атомов двух элементов (бинарные соединения); основания – из атомов трех элементов; кислоты – из атомов двух или трех элементов; соли могут иметь в своем составе атомы двух, трех или четырех элементов.



Ключевые слова: неорганические вещества, простые вещества, сложные вещества, металл, неметалл, кристаллическая решетка, тип связи, сложное вещество, бинарные соединения, функциональный признак, функциональная группа, оксид, основание, кислота, соль, карбонат, цианид, карбид.



Вопросы и задания:

1. Какие вещества называются простыми?
2. Каковы важнейшие свойства простых веществ?
3. Чем металлы отличаются от неметаллов?
4. Кремний – металл или неметалл? Ответ обоснуйте.
5. Какие элементы перерабатываются в Узбекистане в качестве простых веществ?
6. Какие вещества называются сложными?
7. На чем основано подразделение сложных веществ на бинарные и по функциональным группам?
8. Расскажите о сложных неорганических веществах, встречающихся в месте вашего проживания.

9. Какие неорганические сложные вещества добываются и перерабатываются в Узбекистане?
10. Определите массовую долю каждого элемента в составе следующих сложных веществ: Al_2O_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , KNO_3 .
11. Определите массу и объем при нормальных условиях 5 молей азота.

5.2. ОКСИДЫ

§ 34. СОСТАВ, СТРОЕНИЕ И НОМЕНКЛАТУРА ОКСИДОВ

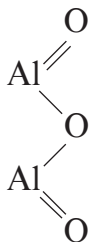
- **Оксидами называют сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых – кислород. Оксиды – бинарные соединения. Общая формула оксидов: $\text{Э}_n\text{O}_p$ (Э – элемент, n – валентность элемента).**

В оксидах атомы кислорода связаны не друг с другом, а с другим элементом.

Эмпирические и структурные формулы оксидов изображаются так:



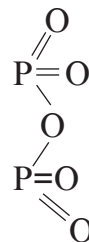
Оксиды
магний



Оксиды
алюминий



Оксиды
углерод (IV)



Оксиды
фосфор (V)

Номенклатура. Название оксида элемента, имеющего постоянную валентность, образуется путем прибавления к слову «оксид» названия элемента в родительном падеже, например, оксид магния, оксид алюминия.

Если элемент имеет переменную валентность и образует несколько оксидов, после слова «оксид» пишется название элемента в родительном падеже, а в скобках римскими цифрами указывается его валентность. Например, CO_2 – оксид углерода(IV), CO – оксид углерода(II), P_2O_5 – оксид фосфора(V), P_2O_3 – оксид фосфора(III).

Оксиды иногда обозначаются прибавлением к химическому знаку кислорода греческого названия цифры, указывающей число атомов кислорода в оксиде: например, CO_2 – диоксид углерода, SO_2 – диоксид серы, SO_3 – триоксид серы, RuO_4 – тетраоксид рутения.

При назывании оксидов иногда используются их бытовые и исторические названия: негашеная известь – CaO ; вода – H_2O ; песок, кварц – SiO_2 ; магнезия – MgO ; железный колчедан – Fe_2O_3 (рис. 40)



Рис. 40. Fe_2O_3 минерал железного колчедана



Ключевые слова: оксид, название оксида, эмпирическая формула, структурная формула.



Вопросы и задания:

1. Какие вещества называются оксидами?
2. Как изображаются эмпирические и структурные формулы оксидов? Объясните на примерах.
3. Как можно называть оксиды?
4. Напишите формулы и названия оксидов, образованных следующими элементами: 1) калий; 2) цинк; 3) кремний(IV); 4) хром(III); 5) хлор(VII); 6) ртуть(II).
5. Напишите структурные формулы следующих оксидов: 1) Cu_2O ; 2) P_2O_3 ; 3) Mn_2O_7 ; 4) SO_3 ; 5) N_2O_3 .
6. В составе оксида железа имеется 72,2% железа и 27,8% кислорода. Назовите и напишите формулу данного оксида.

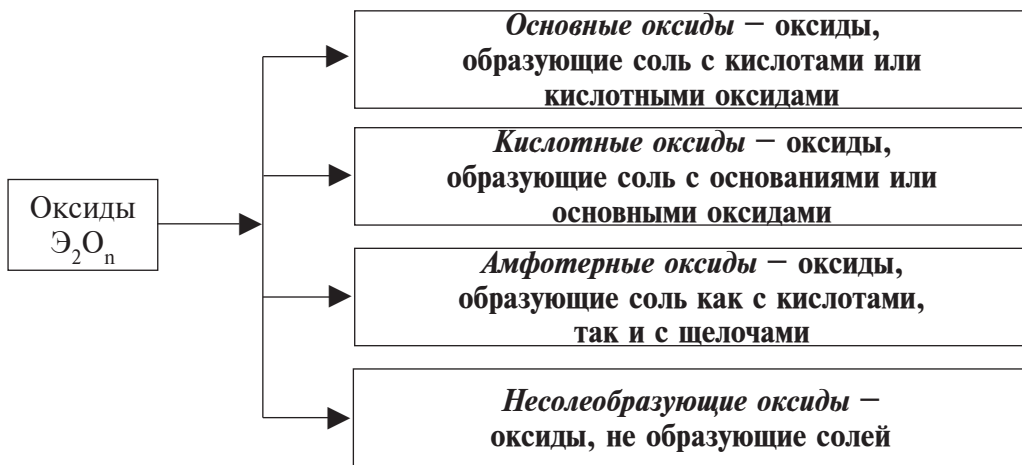
§ 35. КЛАССИФИКАЦИЯ ОКСИДОВ

Оксиды по своим химическим свойствам бывают солеобразующими и несолеобразующими.

- **Оксиды, образующие при химических реакциях соли, делятся на основные (Na_2O , CaO , FeO), кислотные (CO_2 , SO_2 , P_2O_5), амфотерные (ZnO , Cr_2O_3 , Al_2O_3).**

Амфотерность – это проявление двойственных свойств – основности и кислотности. Более подробно амфотерные оксиды будут изучаться в курсе химии 8 класса.

- Оксиды, которые не образуют солей при химических реакциях, называются несолеобразующими (NO, CO, N₂O и др.) или безразличными, индифферентными.



Основные и кислотные оксиды обладают противоположными свойствами, а амфотерные в зависимости от условий могут проявлять как основные, так и кислотные свойства (табл. 10).

Таблица 10

Некоторые свойства основных, кислотных и амфотерных оксидов

Свойства оксидов	Оксиды		
	Основные	Кислотные	Амфотерные
Агрегатное состояние	Твердые	Твердые, жидкие, газообразные	Твердые
Характер гидроксидов	Основание	Кислота	Проявляют свойства кислот и оснований
Взаимодействие с щелочью	Не взаимодействуют	Взаимодействуя, образуют соли	Взаимодействуя, образуют соли
Взаимодействие с кислотой	Взаимодействуя, образуют соли	Не взаимодействуют	Взаимодействуя, образуют соли
Взаимодействие с оксидами: а) основными б) кислотными	Не взаимодействуют Взаимодействуя, образуют соли	Взаимодействуя, образуют соли Не взаимодействуют	Взаимодействуя, образуют соли Взаимодействуя, образуют соли



Ключевые слова: солеобразующие оксиды, несолеобразующие оксиды, основной оксид, кислотный оксид, амфотерный оксид.



Вопросы и задания:

1. Какие оксиды называются: а) основными; б) кислотными; в) амфотерными; г) несолеобразующими?
2. Найдите массу соли, образующейся при реакции между 20 г оксида магния и 63 г азотной кислоты. (О т в е т: 74 г).
3. Напишите формулы и названия: оксидов железа (III), марганца (II, VII), хрома (II, III, VI), серы (IV, VI), хлора (I, VII).
4. Напишите реакции взаимодействия оксида цинка с серной, азотной, фосфорной кислотами и гидроксидом калия.

§ 36. СВОЙСТВА И ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ

Получение оксидов

1. В результате взаимодействия простого вещества с кислородом (горение):



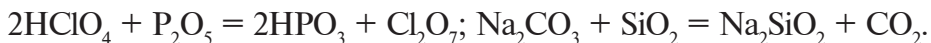
2. В результате взаимодействия сложного вещества с кислородом (горение):



3. В результате разложения сложных веществ (оснований, кислот и солей):



4. В результате некоторых других реакций:

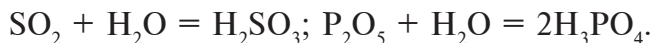


Химические свойства

1. При взаимодействии оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой образуются гидраты – растворимые в воде основания (щелочи):



2. Оксиды некоторых неметаллов, взаимодействуя с водой, образуют кислоты:



3. Оксиды металлов, взаимодействуя с кислотами, образуют соль и воду:



4. Оксиды неметаллов, взаимодействуя с основаниями, образуют соль и воду:



5. Оксиды металлов, взаимодействуя с оксидами неметаллов, образуют соли:



Вопросы и задания:

1. Какими способами можно получить оксид углерода(IV)?
2. Напишите уравнения реакций, протекающих по следующим схемам: $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO}$; $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CuO}$; $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$.
3. Напишите уравнения реакций, протекающих между веществами, представленными в следующей таблице:

Вещества	SO_3	SiO_2	BaO	CuO	Al_2O_3	ZnO
H_2O						
HSO_3						
NaOH						

4. Сколько граммов меди образуется при взаимодействии 16 г оксида меди(II) с водородом, измеренным при нормальных условиях?

§ 37. ПРИМЕНЕНИЕ ВАЖНЕЙШИХ ОКСИДОВ

Углекислый газ – CO_2

Данный оксид является постоянной составной частью воздуха, его массовая доля в нем – 0,03%. Он – основная пища растений. Все зеленые растения, поглощая листьями из воздуха углекислый газ, а корнями – воду, превращают их, под действием солнечного света, в органические питательные вещества – сахара, выделяя при этом в воздух кислород. Этот процесс называется фотосинтезом.

Углекислый газ широко используется при газировании прохладительных напитков. В качестве охлаждающего средства применяется «сухой лед» – углекислый газ в твердом состоянии. Он также является сырьем для производства стиральной, пищевой соды и многих других веществ (рис. 41).

Оксид кремния(IV) – SiO_2

Оксид кремния(IV) широко распространен в природе и встречается главным образом в виде песка. Песок считается одним из важнейших строительных материалов. Одним из видов этого оксида кремния является кварц, который имеет кристаллическое строение. Из-за того, что он обладает способностью полностью пропускать ультрафиолетовые лучи, он широко используется в медицине в приборах с ультрафиолетовым излучением. Благодаря слишком затрудненной плавкости его используют для изготовления стеклянной химической посуды. Различные природные видоизменения кварца: аметист, сапфир, халцедон, рубин – используются в качестве драгоценных и полудрагоценных ювелирных камней. Помимо этого кремний считается одним из основных материалов при изготовлении полупроводников.



Рис. 41. «Сухой лед» и его взаимодействие с раствором щелочи, содержащим фенолфталеин, в результате которого происходит его нейтрализация и исчезновение окраски индикатора

Оксид кальция – CaO

Этот оксид – негашеная известь, жженая известь или просто известь. Его получают термическим разложением широко распространенного в природе известняка. Он считается важным сырьем в производстве строительных материалов. Из него изготавливают различные растворы, цемент. В определенном количестве он также используется для нейтрализации повышенной кислотности почв. Применение его водных растворов дает хорошие результаты при уничтожении вредителей деревьев и других растений. Он также имеет огромное значение в производстве химических веществ.

Оксид серы(VI) – SO_3

Этот оксид называют также серным ангидридом. Он не встречается в природе в свободном виде. Его получают окислением сернистого ангидрида (оксид серы(IV) – SO_2), который образуется при прокаливании в токе кислорода железного колчедана. Он используется главным образом для производства серной кислоты. Серная кислота является основным сырьем для получения многих других веществ, лекарственных препаратов, используется также в аккумуляторных батареях автомобилей.



Рис 42. NO_2 в газообразном и охлажденном виде

Оксид азота(IV) – NO_2

Этот оксид в природе не встречается (рис.42).

Он получается в основном синтетическим путем и расходуется на получение азотной кислоты. Азотная же кислота является основным сырьем в производстве минеральных азотных удобрений, нитросоединений, многих лекарственных веществ.

5.3. ОСНОВАНИЯ

§ 38. СОСТАВ, СТРОЕНИЕ И НОМЕНКЛАТУРА ОСНОВАНИЙ

- **Основаниями называются сложные вещества, состоящие из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп (гидроксид аммония NH_4OH также относится к этой группе веществ).**
- **Количество гидроксильных групп в составе оснований соответствует валентности атомов металлов, потому что гидроксильная группа условно одновалентна.**
- **Основания принадлежат к веществам функциональных групп.**
- **Общая формула оснований выражается в виде $\text{M}(\text{OH})_n$, где M – атом металла, а n – его валентность.**

Атом кислорода в основании расположен между атомами водорода и металла, образуя с каждым из них связь.

Номенклатура. Название оснований, в состав которых входит металл с постоянной валентностью, образуется следующим образом: «гидроксид + название атома металла в родительном падеже»: гидроксид калия – KOH, гидроксид бария – Ba(OH)₂, гидроксид алюминия – Al(OH)₃.

Если металл обладает переменной валентностью и образует соответственно несколько гидроксидов, то название такого основания образуется аналогично приведенному выше с указанием в скобках римскими цифрами валентности металла, например, гидроксид висмута(III) – Bi(OH)₃, гидроксид меди(II) – Cu(OH)₂.

Гидроксиды также можно называть по числу гидроксильных групп, используя греческие названия цифр: Ca(OH)₂ – дигидроксид кальция, Bi(OH)₃ – тригидроксид висмута.



Ключевые слова: атом металла, гидроксильная группа, название гидроксида.



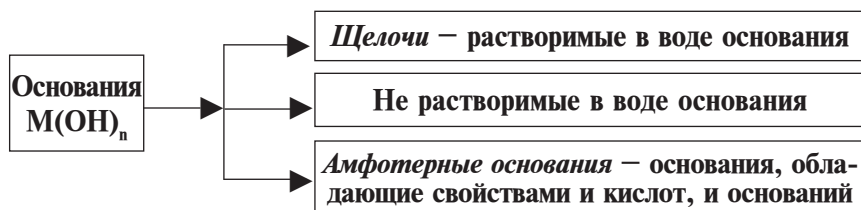
Вопросы и задания:

1. Какие вещества называются основаниями?
2. Как называют основания?
3. Напишите эмпирические и структурные формулы гидроксидов бария, калия, кальция, лантана, тория.
4. Напишите формулы и названия гидроксидов, соответствующих следующим оксидам: CaO, Li₂O, FeO, Al₂O₃.

§ 39. КЛАССИФИКАЦИЯ ОСНОВАНИЙ

В зависимости от физических свойств оснований, т.е. растворимости или нерастворимости в воде, они классифицируются на щелочи и не растворимые в воде основания, а по химическим свойствам – еще и на амфотерные.

- **Растворимые в воде основания называются щелочами (NaOH, KOH).**
- **К не растворимым в воде основаниям относятся все остальные гидроксиды (Cu(OH)₂, Fe(OH)₂, Mg(OH)₂, Fe(OH)₃, In(OH)₂,...)**
- **Амфотерные основания – это основания, проявляющие свойства как кислот, так и оснований (Zn(OH)₂, Cr(OH)₃, Al(OH)₃,...)**



Растворимые в воде основания способны разъедать кожу и ткани и поэтому называются едкими щелочами, например: КОН – едкий калий, NaOH – едкий натрий. При работе с щелочами необходима осторожность.



Ключевые слова: щелочь, не растворимые в воде основания, амфотерные основания.



Вопросы и задания:

1. На какие классы можно разделить основания?
2. Как иначе называются растворимые в воде основания?
3. В чем состоит связь свойств амфотерных оснований с положением образующих их металлов в Периодической системе?
4. Напишите формулы амфотерных оснований, образованных алюминием, хромом и цинком, а также уравнения реакций, подтверждающие их амфотерные свойства.
5. Определите формулу основания, в состав которого входят следующие элементы: Mn – 61,8%; O – 36%; H – 2,2%.

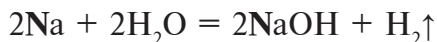
§ 40. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

Получение. Основания получают следующими способами.

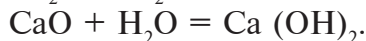


Рис.43. Взаимодействие Na с H₂O

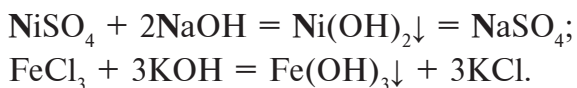
1. Взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов с водой (рис.43):



2. Взаимодействием оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



3. Взаимодействием растворов солей с щелочью – нерастворимые основания:



Физические свойства

Основания – твердые вещества различного цвета: KOH, NaOH, Ca(OH)₂ – белого, Ni(OH)₂ – зеленого, Fe(OH)₃ – кирпично-красного и т.д.

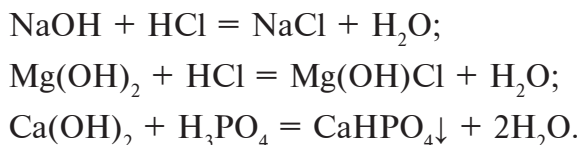
Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (кроме бериллия и магния) растворимы в воде. Другие основания малорастворимы или вообще не растворимы в воде. Вузлах кристаллических решеток твердых оснований находятся ионы металлов и гидроксид-ионы.

Химические свойства

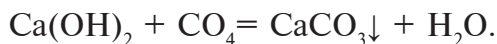
1. Растворимые в воде основания изменяют окраску многих индикаторов. Например, водно-спиртовой раствор фенолфталеина под влиянием щелочи приобретает малиновую окраску.

Индикатор	Цвет в нейтральной среде	Цвет в щелочной среде
Лакмус	Фиолетовый	Синий
Метилоранж	Оранжевый	Желтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Малиновый

2. Основания, взаимодействуя с кислотами, образуют соли и воду (эта реакция носит название реакции нейтрализации):



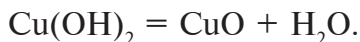
3. Основания взаимодействуют и с кислотными оксидами, образуя соли и воду (эта реакция также может послужить примером реакции нейтрализации):



4. Щелочи взаимодействуют с солями, образуя новые основания и соли (среднюю или основную – в зависимости от условий):



5. При нагревании основания разлагаются на оксид металла и воду (за исключением KOH и NaOH):



Ключевые слова: основания, растворимые в воде основания, основная соль, не растворимые в воде основания.



Вопросы и задания:

1. Какие соединения называются основаниями?
2. Объясните на примерах реакцию нейтрализации.
3. Напишите уравнения реакций между следующими соединениями:
 - 1) гидроксид калия + азотная кислота;
 - 2) гидроксид калия + хлорид никеля(II);
 - 3) гидроксид висмута + серная кислота;
 - 4) гидроксид калия + кремниевая кислота;
 - 5) гидроксид натрия + сульфат магния.
4. Какое количество продуктов образуется при реакции между 8 г гидроксида натрия и 19 г серной кислоты?

§ 41. ПРИМЕНЕНИЕ ВАЖНЕЙШИХ ОСНОВАНИЙ

Гидроксид натрия (едкий натрий) – NaOH

NaOH – вещество белого цвета, хорошо растворимое в воде, плавится при поглощении водяных паров на воздухе (сильно гигроскопично). Слабый водный раствор гидроксида натрия мыльный на ощупь и разъедает кожу, поэтому он имеет еще техническое название «едкий натр» или «каустическая сода».

Гидроксид натрия производится в промышленных масштабах. В промышленности его получают путем электролиза (разложения под действием электрического тока) раствора поваренной соли (хлорида натрия).

Гидроксид натрия – один из важнейших видов сырья для химической промышленности. Он используется при очистке продуктов нефтепереработки, в производстве мыла, бумаги, искусственных волокон и в других отраслях промышленности.

Гидроксид калия (едкий калий) – KOH

KOH – твердое вещество белого цвета, хорошо растворимое в воде. По свойствам очень похож на едкий натр. В промышленности, как и едкий натр, получается электролизом раствора хлорида калия. Но из-за того, что его себестоимость дороже, он применяется в меньшей степени, чем NaOH.

Гидроксид кальция (гашеная известь) – Ca(OH)₂

Ca(OH)₂ – белое пористое вещество, являющееся сильным основанием, в воде малорастворимо: в 1 л при 20°C 1,56 г. Его однородный водный раствор называется «известковой водой» (насыщенный – «известковым молоком») и имеет щелочную среду. В промышленности его получают термическим разложением известняка, продукт которого – негашеная известь (или простая известь) – взаимодействует с водой и дает целевой продукт:



Гашеная известь используется в основном в строительстве при изготовлении цементных, песочных и других растворов (в частности, его раствор с водой и песком называется «известковым раствором», который применяется при укладке кирпичей), для нейтрализации почв с повышенной кислотностью, как средство борьбы с сельскохозяйственными вредителями.



Ключевые слова: едкий натр, каустическая сода, гигроскопичное вещество, электролиз, едкий калий, гашеная известь, известковая вода, известковое молоко, известковый раствор.



Вопросы и задания:

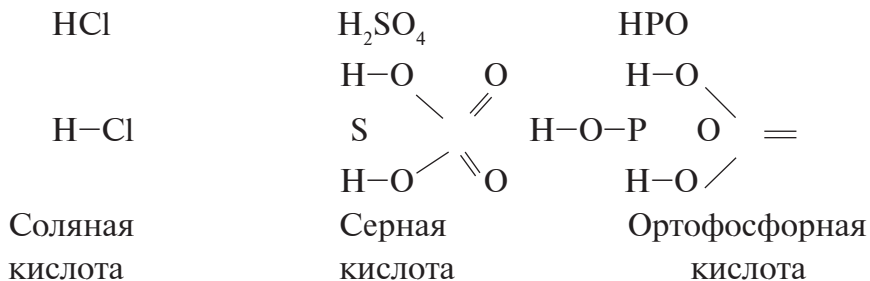
1. Какими способами можно получить гидроксид кальция? Напишите уравнения реакции.
2. Что выражают понятия «негашеная известь», «гашеная известь», «известковое молоко», «известковая вода»?
3. Напишите уравнения реакций получения гидроксидов натрия и калия.
4. Сколько известняка CaCO₃ необходимо взять для получения 14,8 г гашеной извести?

5.4. КИСЛОТЫ

§ 42. СОСТАВ, СТРОЕНИЕ И НОМЕНКЛАТУРА КИСЛОТ

- Кислотами называются сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, и кислотного остатка.
- Число атомов водорода в составе кислот соответствует валентности кислотного остатка, так как водород одновалентен.
- Кислоты принадлежат к веществам функциональных групп.
- Общая формула кислот выражается в виде H_nK , где K – кислотный остаток, а n – валентность кислотного остатка.

Водород в кислотах соединяется с кислотным остатком, образуя прямую связь. Эмпирические и структурные формулы кислот можно представить следующим образом:



Номенклатура. Названия кислот образуются от латинского названия центрального элемента с изменением суффикса или префикса по мере изменения валентности этого элемента.

Эти названия необходимо запомнить (черточками указана валентность кислотного остатка) (табл. 11).

Таблица 11

Названия кислот

Соответствующая кислота	Формула кислоты	Кислотный остаток	Формула кислотного остатка
Фторид	HF	-F	Фторид
Хлорид	HCl	-Cl	Хлорид
Бромид	HBr	-Br	Бромид
Йодид	HI	-I	Йодид
Цианид	HCN	-CN	Сианид

Сульфид	H_2S	$=S$	Сульфид
Сульфит	H_2SO_3	$=SO_3$	Сульфит
Сульфат	H_2SO_4	$=SO_4$	Сульфат
Нитрит	HNO_2	$-NO_2$	Нитрит
Нитрат	HNO_3	$-NO_3$	Нитрат
Ортофосфат	H_3PO_4	$=PO_4$	Ортофосфат
Фосфит	H_3PO_3	$=PO_3$	Ортофосфат
Метафосфат	HPO_3	$-PO_3$	Фосфит
Пирофосфат	$H_4P_2O_7$	$=P_2O_7$	Метафосфат
Дихромат	$H_2Cr_2O_7$	$=Cr_2O_7$	Пирофосфат
Хромат	H_2CrO_4	$=CrO_4$	Дихромат
Силикат	H_2SiO_3	$=SiO_3$	Силикат
Борат	H_3BO_3	$=BO_3$	Борат
Перманганат	$HMgO_4$	$-MnO_4$	Перманганат
Манганат	H_2MnO_4	$=MnO_4$	Манганат
Арсенат	H_3AsO_4	$=AsO_4$	Арсенат
Арсенит	H_3AsO_3	$=AsO_3$	Арсенит
Перхлорат	$HClO_4$	$-ClO_4$	Перхлорат
Хлорат	$HClO_3$	$-ClO_3$	Хлорат
Хлорит	$HClO_2$	$-ClO_2$	Хлорит
Гипохлорит	$HClO$	$-ClO$	Гипохлорит
Бромит	$HBrO_2$	$-BrO_2$	Бромит
Бромат	$HBrO_4$	$-BrO_4$	Бромат
Ацетат	CH_3COOH	CH_3COO	Ацетат
Пербромат	$H_2C_2O_4$	$=C_2O_4$	Оксалат
Карбонат	H_2CO_3	$=CO_3$	Карбонат

Итак, названия кислот образуются путем прибавления к названию кислотного остатка слова «кислота».



Ключевые слова: кислота, кислотный остаток, фторид, хлорид, бромид, йодид, цианид, сульфид, сульфит, сульфат, нитрит, нитрат, ортофосфат, фосфит, метафосфат, пирофосфат, дихромат, хромат, силикат, борат, перманганат, манганат, арсенат, арсенит, перхлорат, хлорат, хлорит, гипохлорит, бромит, бромат, пербромат, ацетат, оксалат, карбонат.

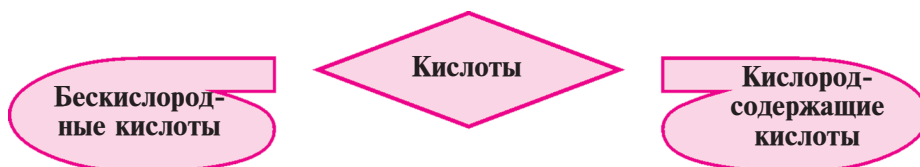


Вопросы и задания:

1. Какие вещества называются кислотами?
2. Что вы понимаете под принадлежностью кислот к веществам функциональных групп?
3. Как образуются названия кислот?
4. Напишите структурные формулы следующих кислот: H_2S , H_2SO_3 , $HClO$.

§ 43. КЛАССИФИКАЦИЯ КИСЛОТ

Кислоты в зависимости от присутствия или отсутствия в их составе кислородных атомов делятся на бескислородные и кислородсодержащие:



<p>В качестве примера можно привести:</p> <p>HF, HCl, HBr, HI, HCN, H_2S</p>	<p>В качестве примера можно привести:</p> <p>H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4, H_2CrO_4, H_2BO_3.</p>
--	---

Основность кислот

Кислоты в зависимости от числа атомов водорода в их составе, способных замещаться атомами металлов, подразделяются на одно- двух-, трех- и многоосновные (табл. 12).

Таблица 12

Основность кислот

Одноосновные	Двухосновные	Трехосновные	Многоосновные
HF	$H_2C_2O_4$	H_3AsO_4	$H_4P_2O_7$
HCl	H_2CO_3	H_3AsO_3	
HBr	H_2S	H_3PO_3	
HJ	H_2SO_3	H_3BO_3	

HCN	H ₂ SO ₄		
HNO ₂	H ₂ Cr ₂ O ₇		
HNO ₃	H ₂ CrO ₄		



Ключевые слова: бескислородные кислоты, кислородсодержащие кислоты, одноосновная кислота, двухосновная кислота, трехосновная кислота, многоосновная кислота.



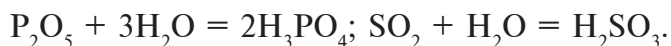
Вопросы и задания:

1. По каким признакам классифицируются кислоты?
2. Укажите вещества, которые могут образовывать одноосновные кислоты: CO, SO₂, NO₂, P₂O₅, Cl₂, S.
3. Какие вещества помимо серы дают, соединяясь непосредственно с водородом, двухосновные кислоты?

§ 44. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА КИСЛОТ

Получение. Кислоты получают следующими способами:

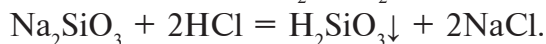
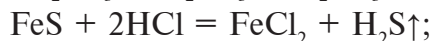
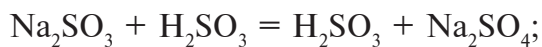
1. Кислородсодержащие кислоты можно получить взаимодействием кислотных оксидов с водой:



2. Бескислородные кислоты можно получить растворением в воде продуктов взаимодействия неметаллов с водородом:



3. Кислоты можно получить взаимодействием их солей с другими кислотами:



Физические свойства. Кислоты могут быть твердыми (борная, ортофосфорная) и жидкими (серная, азотная). Большинство из них хорошо растворимы в воде. Водные растворы некоторых газов (хлористый водород – HCl, бромистый водород – HBr, сероводород – H₂S) также являются кислотами. В молекулах кислот водород образует прямую связь с кислотным остатком.

Химические свойства. Химические свойства кислот доказывают их довольно высокую активность:

1. Кислоты изменяют окраску многих индикаторов. В приведенной ниже таблице указано изменение окраски индикаторов под воздействием кислот.

Индикатор	Цвет нейтрального раствора	Цвет раствора кислоты
Лакмус	Фиолетовый	Красный
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный
Метилоранж	Оранжевый	Темнокрасный

2. Кислоты, взаимодействуя с основаниями, образуют соль и воду (эта реакция называется реакцией нейтрализации) (рис.44).

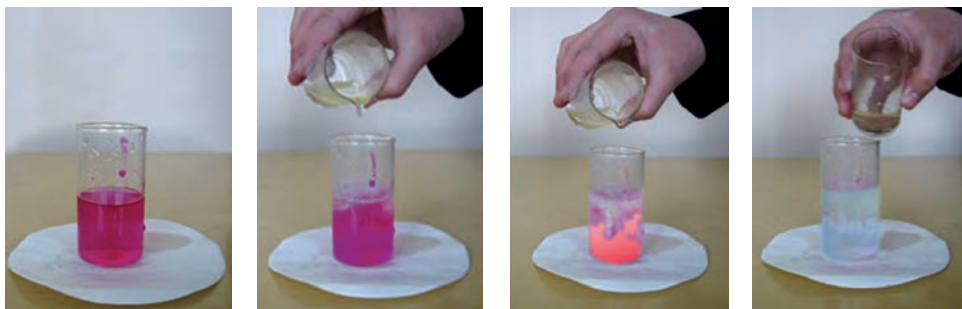
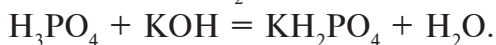
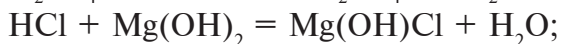
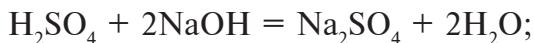
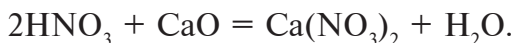


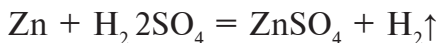
Рис.44. Исчезновение окраски индикатора при нейтрализации щелочного раствора, содержащего фенолфталеин, раствором кислоты



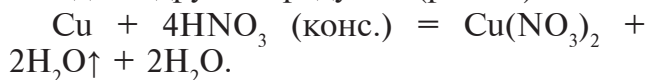
3. Кислоты, взаимодействуя с основными оксидами, образуют также соль и воду (эта реакция также может послужить примером реакции нейтрализации):



4. Кислоты взаимодействуют с металлами, образуя соль и выделяя водород или другие продукты в зависимости от условий (рис.45):



Металлы, стоящие в ряду активности слева от водорода, вытесняют его из кислот, стоящие же справа – не вытесняют или дают другие продукты (рис.46):

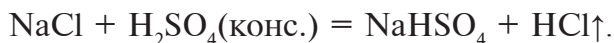


5. Кислоты, взаимодействуя с солями, образуют новые соль и кислоту (среднюю или кислую соль в зависимости от условий):

а) средняя соль и новая кислота:



б) кислая соль и новая кислота:



в) только кислая соль:



6. При нагревании некоторые кислоты разлагаются на кислотный оксид и воду:



Ряд активности металлов

Вытесняют водород													H ₂	Не вытесняют водород				
Li	Cs	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn		Pb	Cu	Ag	Hg	Au

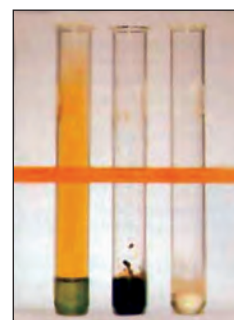
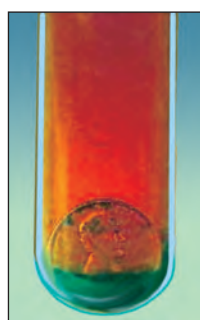
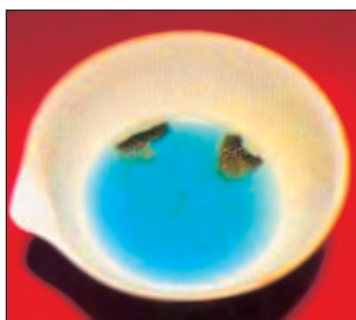
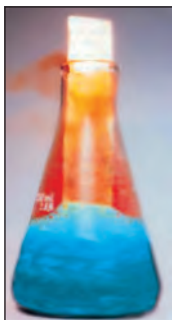


Рис.46. Взаимодействие меди и некоторых других металлов с различными кислотами



Рис.45. Растворение цинка в серной кислоте и выделение водорода



Ключевые слова: кислота, кислородсодержащая кислота, бескислородная кислота, реакция нейтрализации, кислотный оксид, кислотная соль, ряд активности металлов.



Вопросы и задания:

1. Какими способами можно получать кислоты? Напишите уравнения реакций получения серной, сероводородной и угольной кислот.
2. Напишите формулы кислотных оксидов, соответствующих борной, марганцовой, серной, сероводородной, азотной, ортофосфорной кислотам.
3. Какие из следующих металлов вытесняют водород из соляной кислоты: калий, барий, ртуть, железо, медь, серебро, натрий, магний, алюминий, цинк?
4. Напишите уравнения следующих реакций:
 - 1) гидроксид калия + азотная кислота;
 - 2) серная кислота + хлорид натрия;
 - 3) оксид меди(II) + серная кислота;
 - 4) гидроксид натрия + оксид кремния(IV);
 - 5) соляная кислота + карбонат магния.
5. Какое количество продукта образуется при реакции между 196 г диоксида меди и 73 г соляной кислоты?



Практическое занятие 7.

**РЕАКЦИИ ОБМЕНА МЕЖДУ СЕРНОЙ КИСЛОТОЙ,
ОКСИДОМ МЕДИ(II) И ОКСИДОМ ЖЕЛЕЗА(III).
ВЫДЕЛЕНИЕ ПРОДУКТОВ РЕАКЦИЙ**

Это практическое занятие позволяет ознакомиться с условиями протекания реакций взаимодействия оксидов металлов с кислотами.

Проведение этих реакций можно осуществлять параллельно.

- **Записывается уравнение реакции взаимодействия оксида металла с серной кислотой.**
- **В пробирку осторожно наливают 5 мл раствора серной кислоты. Раствор нагревают до кипения. Будьте очень осторожны при работе с серной кислотой и ее нагревании.**
- **К горячему раствору серной кислоты понемногу добавляют оксид меди(II), постоянно перемешивая стеклянной палочкой до полного растворения оксида.**

- **Раствор фильтруют в фарфоровую чашку, которую устанавливают на штатив с кольцом и нагревают в пламени спиртовой лампы до образования кристаллов соли.**

Обратите внимание на внешний вид и цвет кристаллов полученной соли.

Отчет о проделанной работе записывается следующим образом:

1. Тема и цель работы.
2. Перечень оборудования и реактивов, необходимых в работе.
3. Наименование каждой части работы, краткое описание порядка проведения работы. Изображение приборов, используемых в процессе проведения работы. Выводы о происходящих явлениях.
4. Написание уравнений реакций.
5. Заключительный вывод о проделанной работе.

§ 45. ПРИМЕНЕНИЕ ВАЖНЕЙШИХ КИСЛОТ

Серная кислота – H_2SO_4

Маслянистая жидкость без цвета и запаха, почти в два раза тяжелее воды. Очень хорошо растворима в воде.

Серная кислота используется для осушки воздуха и других газов, а также других веществ (рис.47).

Концентрированная серная кислота, попадая на кожу, вызывает сильные ожоги. Поэтому при работе с ней необходима осторожность. Нужно оберегать кожу и одежду от соприкосновения с этой кислотой.

При смешивании серной кислоты с водой выделяется большое количество тепла, поэтому для приготовления ее раствора необходимо приливать кислоту к воде постепенно по стенкам сосуда или по стеклянной палочке (рис. 48). Если же приливать воду к кислоте, раствор плохо смешивается и сильно нагревается. Это может привести к растрескиванию стеклянного сосуда и разбрызгиванию кислоты, которая может попасть на одежду, кожу, в глаза.

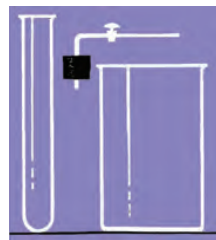


Рис. 47. Влияние серной кислоты на древесину

- Для приготовления раствора кислоты необходимо приливать кислоту к воде.

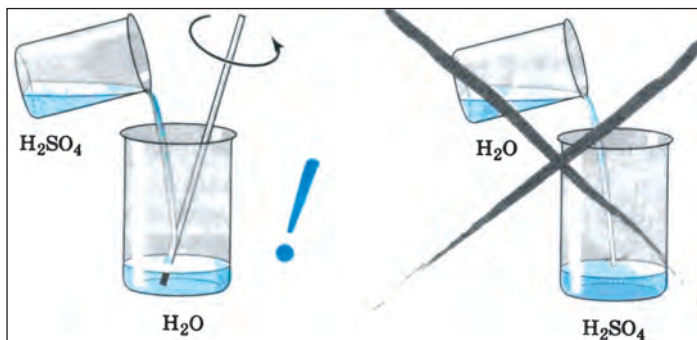


Рис.48. Приготовление раствора серной кислоты

Серная кислота применяется во многих областях народного хозяйства, в частности в:

- производстве минеральных удобрений,
- очистке нефтепродуктов,
- производстве хлора,
- производстве различных солей, кислот и лекарственных препаратов,
- приготовлении взрывчатых веществ,
- производстве красителей,
- производстве целлюлозы,
- травлении черных металлов,
- приготовлении кислотных аккумуляторов (рис. 49).

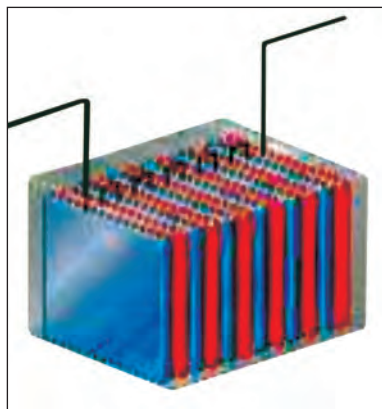


Рис.49. Сернокислотные аккумуляторные батареи

Соляная кислота – HCl

Получаемая растворением хлористого водорода в воде эта бесцветная жидкость немного тяжелее ее, обладает резким запахом (рис. 50), потому что молекулы хлористого водорода постоянно выделяются из раствора. Концентрированную соляную кислоту называют также «дымящей» кислотой. Причиной тому являются выделяющиеся молекулы хлористого водорода, которые образуют с водяными парами воздуха туман.

Соляная кислота является составной частью желудочного сока и имеет важное значение в процессе пищеварения, а также применяется во многих областях народного хозяйства, в частности в:

- **травлении металлов,**
- **производстве хлоридов,**
- **производстве медицинских препаратов,**
- **производстве красителей,**
- **производстве пластмасс.**

Азотная кислота – HNO₃

Азотная кислота – бесцветная жидкость, в 1,5 раза тяжелее воды, подобно соляной кислоте, «дымит» на воздухе. При высоких концентрациях кислоты раствор приобретает желтоватую окраску, так как находясь на свету, азотная кислота разлагается, образуя бурый газ NO₂, что приводит к ошибочному выводу о цветности кислоты. Это неверно. Чистая кислота бесцветна. Поскольку холодная концентрированная азотная кислота пассивирует железо, хром и алюминий, ее можно хранить в сосудах, изготовленных из этих металлов. Эта кислота взаимодействует со всеми металлами, кроме золота, платины, тантала, родия и иридия.

Азотная кислота используется во многих областях народного хозяйства, в частности в производстве:

- **азотных удобрений,**
- **азотсодержащих органических соединений,**
- **лекарственных препаратов,**
- **красителей,**
- **взрывчатых веществ,**
- **серной кислоты нитрозным способом.**



Рис.50. Растворение газообразного HCl в воде и образование раствора соляной кислоты



Ключевые слова: серная кислота, соляная кислота, азотная кислота.



Вопросы и задания:

1. Расскажите о свойствах серной, соляной и азотной кислот.
2. Расскажите, в каких областях народного хозяйства применяются серная, соляная и азотная кислоты.
3. В каких целях используются серная, соляная и азотная кислоты в повседневной жизни?

5.5. СОЛИ

§ 46. СОСТАВ, СТРОЕНИЕ И НОМЕНКЛАТУРА СОЛЕЙ

- Солями называются сложные вещества, состоящие из атомов металла (или ионов аммония NH_4^+) и кислотного остатка.
- Соли образуются при замещении водорода кислоты на атом металла или гидроксида основания на кислотный остаток.
- Соли принадлежат к веществам функциональных групп.
- Общая формула солей выражается в виде M_nK_m , где M – атом металла (или катион аммония NH_4^+); K – кислотный остаток; n – валентность кислотного остатка; m – валентность атома металла.
- В случае, когда валентность атома металла в составе солей равна валентности кислотного остатка ($n = m$), индексы не ставятся.

Атомы металлов в солях соединяются с кислотными остатками, образуя прямую связь.

Эмпирические и структурные формулы солей можно представить следующим образом:

NaCl	CuSO_4	AlPO_4
	O O	O
$\text{Na}-\text{Cl}$	Cu S	Al O P = O
	O O	O
Хлорид натрия	Сульфат меди(II)	Фосфат алюминия

Номенклатура. Названия солей образуются от названий атомов металла и кислотного остатка (табл.13)

Таблица 13

Соли

Номи атоми металл	Номи бақияи кислота	Номи намак	Формулаи намак
Калий	Фторид	Фториди калий	KF
Натрий	Хлорид	Хлориди натрий	NaCl
Мис	Бромид	Бромиди (I) мис	CuBr
Калий	Йодид	Йодиди калий	KJ
Оҳан	Сулфид	Сулфиди оҳан (II)	FeS
Рух	Сулфат	Сулфати рух	ZnSO ₄
Аммоний	Нитрат	Нитрати аммоний	NH ₄ O ₃
Алюминий	Ортофосфат	Фосфати алюминий	AlPO ₄
Калий	Хромат	Хромати калий	K ₂ CrO ₄
Калий	Перманганат	Перманганати калий	KMnO ₄
Натрий	Атсетат	Атсетати натрий	CH ₃ COONa
Калий	Оксалат	Оксалати калий	K ₂ C ₂ O ₄
Натрий	Гидрокарбонат	Гидрокарбонати натрий	NaHCO ₃
Калий	Гидросулфид	Гидросулфиди калий	KHS
Литий	Гидросулфат	Гидросулфати литий	LiHSO ₄
Магний	Гидроксобромид	Гидроксобромиди магний	Mg(OH)Br
Алюминий	Гидроксосулфат	Гидроксосулфати алюминий	Al(OH)SO ₄

Соли подразделяются на средние, основные и кислые и называются соответствующим образом.

1. Способы наименования средних солей.

Название солей, содержащих металл с постоянной валентностью, образуется по схеме: «название кислотного остатка + название атома металла в родительном падеже».

Если мы имеем дело с металлом, обладающим переменной валентностью и образующим несколько типов солей, то название такой соли образуется аналогично с той лишь разницей, что в конце названия римскими цифрами в скобках указывается валентность металла: K_2SO_4 .

2. Способы наименования кислых солей.

Название таких солей, содержащих металл с постоянной валентностью, образуется так: «гидро + название кислотного остатка + название атома металла в родительном падеже».

В случае с металлами с переменной валентностью ее указывают римскими цифрами в скобках в конце названия: $Fe(HSO_4)_2$.

3. Способы наименования основных солей.

Название таких солей, содержащих металл с постоянной валентностью, образуется так: «гидроксо + название кислотного остатка + название атома металла в родительном падеже».

Аналогично образуются названия солей, содержащих металл с переменной валентностью, которая указывается римскими цифрами в скобках в конце названия: $FeOH(SO_4)$.



Ключевые слова: атом металла, кислотный остаток, гидро-, гидроксо-, соль



Вопросы и задания:

1. Какие соединения называются солями?
2. Опишите строение и дайте названия следующих солей: Na_2SO_4 , K_3PO_4 , KNO_3 , $CaCl_2$, $MgSO_4$, $Ca(HCO_3)_2$, $(CuOH)_2CO_3$.
3. Какие известные вам соли используются в повседневной жизни?
4. Сколько можно написать различных формул солей, содержащих остаток серной кислоты?

§ 47. СОСТАВЛЕНИЕ ФОРМУЛ СОЛЕЙ

Можно считать, что соли состоят из остатков кислот и оснований (атомов металлов или NH_4^+ и др.). При составлении формул солей необходимо помнить следующее правило:

- **Произведение индекса кислотного остатка на его валентность равно произведению индекса остатка основания (атома металла или NH_4^+ и др.) на его валентность.**

Если О – остаток основания, К – кислотный остаток; m – валентность остатка основания, n – валентность кислотного остатка; x – индекс остатка основания, а y – индекс кислотного остатка, то формула соли будет иметь следующий вид: Om_xKn_y , $m \cdot x = n \cdot y$.

$Ba_x(PO_4)_y$	$Ca_x(H_2PO_4)_y$	$(MgOH)_x(PO_4)_y$
$2x = 3y$	$2x = 1y$	$1x = 3y$
$x = 3 \quad y = 2$	$x = 1 \quad y = 2$	$x = 3 \quad y = 1$
$Ba_3(PO_4)_2$	$Ca(H_2PO_4)_2$	$(MgOH)_3PO_4$

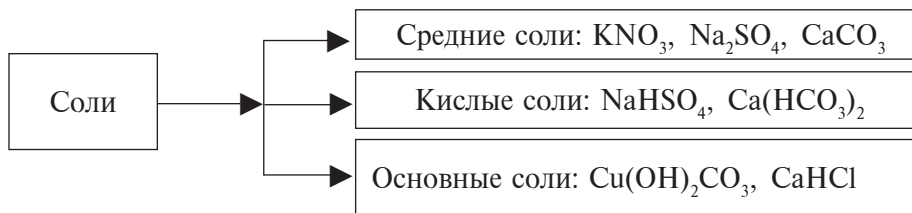
В качестве примера составим формулу сульфата алюминия $Al_x(SO_4)_y$:

- **Алюминий – остаток основания, и его валентность равна 3.**
- **Сульфат – остаток серной кислоты, и его валентность – 2.**
- **Найдем наименьшее общее кратное чисел 3 и 2, выражающих соответственно валентность алюминия и кислотного остатка.**
- **Это значение равно 6. Число атомов алюминия в молекуле соли равно: $x = 6 : 3 = 2$; а кислотного остатка: $y = 6 : 2 = 3$.**
- **Следовательно, формула соли: $Al_2(SO_4)_3$.**

Таким способом можно составить формулу любой соли.

КЛАССИФИКАЦИЯ СОЛЕЙ

Соли в зависимости от способа образования и строения делятся на средние, кислые и основные.



- **Средние соли – сложные вещества, состоящие из кислотного остатка и атомов металла, которые заместили все атомы водорода в составе исходной кислоты (фосфат алюминия – $AlPO_4$, хромат калия – K_2CrO_4 , перманганат калия – $KMnO_4$, ацетат натрия – CH_3COONa , оксалат калия – $K_2C_2O_4$).**

- **Кислые соли** – сложные вещества, состоящие из кислотного остатка и атомов металла, которые частично заместили атомы водорода в составе исходной кислоты (гидрокарбонат натрия – NaHCO_3 , гидросульфид калия – KHS , гидросульфат лития – LiHSO_4).
- **Основные соли** – сложные вещества, в состав которых наряду с атомами металла и кислотным остатком входит и гидроксогруппа. Такие соли образуются при неполной нейтрализации оснований кислотой (гидроксобромид магния – Mg(OH)Br , гидрокосульфат алюминия – Al(OH)SO_4).

Известны также соли, в которых содержатся атомы двух разных металлов, соединенные друг с другом и встречающиеся вместе, которые называются двойными (смешанными) солями. Они могут записываться как в виде одной формулы, так и соединенных двух: например, сульфат калия-алюминия (квасцы) $\text{KAl(SO}_4)_2$ или K_2SO_4 Ч $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Представителями комплексных солей являются красная – $\text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6]$ и желтая – $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$ кровяные соли.



Ключевые слова: соль, средняя соль, кислая соль, основная соль, двойная соль, комплексная соль.



Вопросы и задания:

1. Какие соли вы знаете?
2. Составьте формулы солей, состоящих из следующих остатков:
 - 1) гидроксофосфат и магний; 2) алюминий и фосфат;
 - 3) медь (II) и хлорид.
3. Напишите формулы следующих солей: сульфат железа(III), дигидрофосфат магния, дигидроксохлорид алюминия.
4. Напишите структурные формулы и названия следующих солей: $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $(\text{MgOH})_3\text{PO}_4$, AlPO_4 , K_2CrO_4 , KMnO_4 , CH_3COONa , $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$, NaHCO_3 , KHS , LiHSO_4 , Mg(OH)Br , Al(OH)SO_4 .
5. На какие виды подразделяются соли?
6. Какое строение имеют двойные соли?
7. На территории Узбекистана имеются такие полезные ископаемые, как мел, известняк и мрамор. Химический состав мела, известняка и мрамора одинаков, то есть карбонат кальция. Напишите химическую формулу карбоната кальция. Определите массовую долю химических элементов в его составе.

§ 48. КЛАССИФИКАЦИЯ СОЛЕЙ

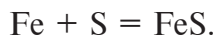
Получение. Существует множество способов получения солей, которые приведены в табл. 14 (цифрами обозначен порядковый номер способа):

Таблица 14

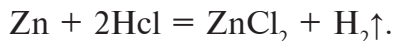
Получение солей

Моддаҳо	Металл-хо	Оксидҳои асосдор	Асосҳо (ишқорҳо)	Намак-хо	Ғайриметаллҳо
Ғайриметаллҳо (ба ғайр аз O ₂)	1	–	10	14	–
Оксидҳои кислотанок	–	6	8	12	–
Кислотаҳо	2	5	7	11	–
Намакҳо	3	–	9	13	14
Металлҳо	–	–	4	13	1

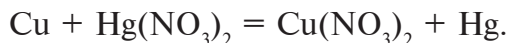
1. Взаимодействием металла и неметалла:



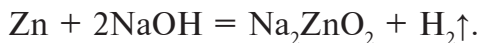
2. Взаимодействием металла с кислотой:



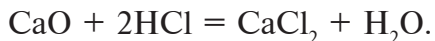
3. Взаимодействием металла с солью:



4. Взаимодействием металлов, образующих амфотерные оксиды, с щелочами:



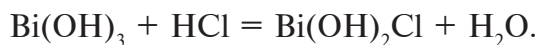
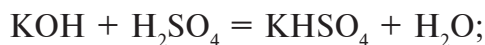
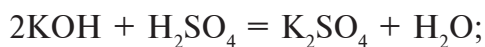
5. Взаимодействием основных оксидов с кислотами:



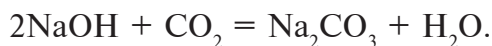
6. Взаимодействием основных оксидов с кислотными оксидами:



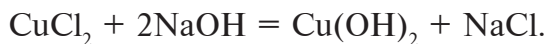
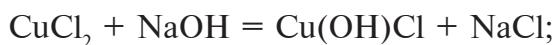
7. Взаимодействием оснований с кислотами:



8. Взаимодействием оснований с кислотными оксидами:



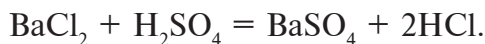
9. Взаимодействием щелочей с солями:



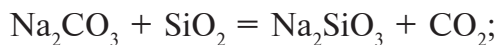
10. Взаимодействием щелочей с неметаллами:



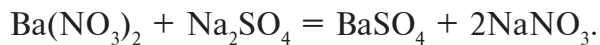
11. Взаимодействием солей с кислотами:



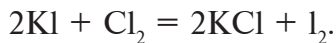
12. Взаимодействием солей с кислотными оксидами:



13. Взаимодействием солей с солями:



14. Взаимодействием солей с неметаллами:



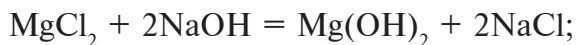
Физические свойства. Соли – твердые различного цвета вещества кристаллического строения с различной растворимостью в воде. В составе солей может содержаться кристаллизационная вода (рис.51).



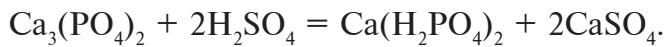
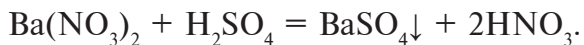
Рис.51. Образцы солей: сульфат меди CuSO_4 (1) и содержащий кристаллизационную воду медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (2).

Химические свойства. Соли, являясь химически активными веществами, подвергаются различным превращениям.

1. Соли взаимодействуют со щелочами – при этом образуются новая соль и новое основание или основная соль:

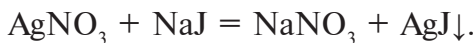


2. Соли взаимодействуют с кислотами, образуя новую кислоту и соль – среднюю или кислую:



Образуется только кислая соль: $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S} = 2\text{NaHS}$.

3. Соли взаимодействуют между собой, образуя новые соли. Если один из продуктов плохо растворим, то обменная реакция идет до конца (рис.52):

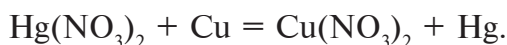
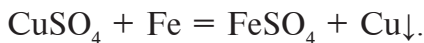


4. Соли взаимодействуют с металлами, образуя новую соль и металл. Металлы, стоящие в ря-



Рис.52. Образование осадка AgI при взаимодействии AgNO_3 с NaI

ду активности левее, вытесняют из солей те, которые находятся правее от них. Металлы, стоящие слева от магния (Li, K, Ba, Ca, Na и др.), не используются для вытеснения правостоящих металлов из водных растворов или солей, так как вступают в реакцию с водой.



5. Некоторые соли при нагревании разлагаются:



Ключевые слова: соль, основание, кислота, основной оксид, кислотный оксид, амфотерный оксид, металл, неметалл.



Вопросы и задания:

1. Какими способами можно получать соли?
2. Напишите уравнения реакций между следующими веществами:
 - 1) железо + соляная кислота;
 - 2) серная кислота + гидроксид натрия;
 - 3) нитрат бария + сульфат натрия;
 - 4) хлорид алюминия + гидроксид калия.
3. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

$$\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu};$$

$$\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NaZnO}_2;$$

$$\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{PO}_4)_2;$$

$$\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2.$$
4. Какими способами можно получить соль сульфат бария? Напишите уравнение реакции.

§ 49. ПРИМЕНЕНИЕ ВАЖНЕЙШИХ СОЛЕЙ

Самыми распространенными неорганическими веществами, широко используемыми в народном хозяйстве, являются соли. Их значение для нормального протекания жизненных процессов на Земле очень велико.

Человеческий организм нуждается в постоянном сохранении солевого баланса, и эту функцию выполняют различные соли, составляющие 5,5% общей массы организма. Например, при уменьшении содержания солей кальция в организме появляется желание употреблять в пищу продукты, содержащие кальций, чтобы восстановить его баланс. При быстрой потере жидкости, с которой выходят и соли, организм должен пополняться ими за счет физиологических растворов различных солей.

Соли, содержащие кальций, железо, калий, натрий и другие металлы, используются в медицине в качестве лекарственных средств от различных заболеваний.

Соли, содержащие азот, фосфор, калий, серу, кальций, натрий и так называемые микроэлементы, широко используются в сельском хозяйстве в качестве удобрений, как средства борьбы против некоторых вредителей, как регуляторы роста, повышающие всхожесть и урожайность.

Карбонаты и силикаты используются в строительных целях.

Хлорид натрия – NaCl

Мы все хорошо знаем, для каких целей используется в повседневной жизни поваренная соль.

В промышленности поваренная соль используется для получения хлора, щелочи, металлического натрия, в медицине — для приготовления физиологического раствора.

Карбонат кальция – CaCO₃

Эта соль применяется в строительстве в виде мрамора и известняка. Мрамор широко используется для украшения зданий. Им украшены станции Ташкентского метрополитена.

Нитрат аммония – NH₄NO₃

Широко используется в сельском хозяйстве под названием аммонийная селитра. Производится на Ферганском заводе азотных удобрений.

Соли широко применяют в промышленности для получения металлов и других солей. Например, сульфидные соли железа используют в производстве чугуна и стали.

На территории нашей республики обнаружены природные запасы различных солей, применяемых в народном хозяйстве.

- Мрамор (CaCO_3) добывают в Нуратинском и Газганском месторождениях.
- Поваренную соль (NaCl) и сильвинит ($\text{NaCl}\cdot\text{KCl}$) добывают в Ходжаиканском, Тубокатском, Барсакельмесском, Байбичаканском и Аккалинском месторождениях.
- Фосфориты ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) добывают в Центральнокызылкумском, Каракатском и Севернодзетытауском месторождениях.
- Сульфиды ряда цветных металлов добывают в Алмалыкском месторождении. Их используют для производства металлов, серы и различных химических соединений.



Ключевые слова: соли, карбонаты, силикаты, мрамор, фосфорит, удобрения.



Вопросы и задания:

1. Какие вещества можно получить из карбоната кальция? Напишите уравнения реакций.
2. Напишите уравнения реакций образования железа, оксида железа(II), гидроксида железа(II), хлорида железа(II) из FeSO_4 .
3. Один из способов получения кальциевой селитры состоит в нейтрализации разбавленной азотной кислоты известью. Напишите уравнение этой реакции.
4. Ниже приведены технические названия и формулы широко используемых солей. Напишите их химические названия.
 Питиевая сода – NaHCO_3 .
 Обезвоженная сода – Na_2CO_3 .
 Мел, мрамор, известняк – CaCO_3 .
 Поташ – K_2CO_3 .
 Ляпис – AgNO_3 .
5. 0,9 %-ный раствор поваренной соли называется физиологическим раствором. В каких целях используется этот раствор в медицине? Сколько соли и воды необходимо для приготовления 1 л физиологического раствора?

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ К ГЛАВЕ V

1. Какие из следующих оксидов, вступая в реакцию с водой, образуют кислоты?

- | | | | |
|-------------|----------------|-------------|----------------|
| 1. K_2O . | 2. P_2O_5 . | 3. SO_3 . | 4. SiO_2 . |
| 5. HgO . | 6. Al_2O_3 . | 7. CO_2 . | 8. Fe_2O_3 . |

- A. 1, 6, 8. B. 2, 3, 4. C. 2, 3, 7. D. 5, 6, 7, 8.

2. Какие из следующих оксидов вступают в реакцию с кислотами?

- | | | | |
|-------------|----------------|------------|---------------|
| 1. K_2O . | 2. CO_2 . | 3. MgO . | 4. P_2O_5 . |
| 5. SO_2 . | 6. Al_2O_3 . | 7. BaO . | |

- A. 2, 4, 5. B. 2, 5, 6. C. 1, 3, 6, 7. D. 1, 2, 5, 7.

3. В каком из следующих соединений, взятых в одинаковом количестве, содержится больше железа?

- A. FeO . B. Fe_2O_3 . C. Fe_3O_4 . D. $FeSO_4$.

4. Как получают гидроксид меди(II)?

- A) воздействием воды на медь;
- B) воздействием воды на оксид меди;
- C) воздействием щелочи на водорастворимые соли меди;
- D) воздействием кислоты на любую соль меди.

5. Как можно получить гидроксид кальция?

- A) воздействием воды на кальций;
- B) воздействием воды на оксид кальция;
- C) воздействием кислоты на любую соль кальция;
- D) правильные ответы А и В.

6. Сколько молей серной кислоты необходимо для нейтрализации раствора, содержащего 2 г гидроксида натрия?

- A) 1; B) 0,5; C) 0,25; D) 0,025.

7. Определите ответ, в котором правильно выражено химическое свойство серной кислоты.

- А) вступает в реакцию с металлическим Zn;
- Б) вступает в реакцию с SiO_2 ;
- С) вступает в реакцию с $\text{Mg}(\text{OH})_2$, образуя водород;
- Д) вступает в реакцию с P_2O_5 .

8. Валентность центрального элемента какой кислоты равна 5?

- А. H_2SO_3 . Б. H_2SO_4 . В. H_2PO_4 . Г. H_2CrO_4 .

9. Как можно узнать, что данный бесцветный раствор – раствор кислоты?

- А) попробовать на вкус: если кислый, то это раствор кислоты;
- Б) лакмус: окрашивается в красный цвет;
- С) фенолфталеин: становится розовым;
- Д) метилоранж: остается бесцветным.

10. Сколько граммов CaO можно получить при нагревании 5 г CaCO_3 ?

- А. 5,6 г. Б. 2,8. В. 1,4. Г. 0,7.

§ 50. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

- **Эквивалент – значит равноценный.**

Согласно закону постоянства состава, составные части соединения при его образовании связываются друг с другом в строгих количественных соотношениях. Поэтому важное значение в химии приобретают такие понятия, как эквивалент E и эквивалентная масса ME .

- **Эквивалентностью элемента называется такое его количество, которое связывается с 1 молем (1 г) атомов водорода или может заместить такое же его количество при химической реакции.**
- **Масса одного эквивалента элемента называется эквивалентной массой (для водорода 1 г/моль).**

- **Понятие эквивалентности ввел в науку в 1820 г. английский ученый Воллстон.**

Например, эквивалентная масса атома кислорода в молекуле воды равна $16 : 2 = 8$ г/моль.

Обычно эквивалент и эквивалентная масса определяются при изучении состава соединения и того, какое число атомов одного элемента замещается атомами другого. Для этого совсем не обязательно пользоваться водородным соединением этого элемента. Можно использовать вещество в соединении с другим элементом, эквивалент которого известен. Например, при нахождении эквивалентной массы кальция в негашеной извести CaO , зная эквивалентную массу кислорода O по воде — 8 г/моль, можно сказать, что на 40 г/моль Ca приходится 16 г/моль O , а на 8 г/моль O , следовательно, будет приходиться 20 г/моль Ca .

Многие элементы, связываясь между собой в различных соотношениях, образуют ряд соединений. Значит, в зависимости от количества элемента в соединении его эквивалентность и эквивалентная масса могут принимать различные значения. В таких случаях эквиваленты (эквивалентные массы) одного элемента в различных соединениях относятся друг к другу как небольшие целые числа. В двух соединениях углерода — угарном газе CO и углекислом газе CO_2 его эквивалентные массы соответственно равны 6 г/моль и 3 г/моль, а их соотношение составляет $6 : 3 = 2 : 1$.

- **Эквивалент сложного вещества — это такое его количество, которое без остатка взаимодействует с одним эквивалентом водорода или любого другого вещества.**

Значит, вещества реагируют между собой согласно их эквивалентам. Это — **закон эквивалентов**.

- **Вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, равных или пропорциональных их эквивалентам.**
- **Массы (объемы) взаимодействующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам) (A)**
- **Эквивалентный объем — объем, занимаемый одним эквивалентом вещества в газообразном состоянии (эквивалентный объем H_2 — 11,2 л/моль, O_2 — 5,6 л/моль).**



Ключевые слова: эквивалент, эквивалентная масса, эквивалентный объем, закон эквивалентов.



Вопросы и задания:

1. Что выражает понятие эквивалента?
2. Вычислите эквиваленты и эквивалентные массы элементов в HCl , H_2S , NH_3 , CH_4 .
3. Укажите сходства и различия между законом эквивалентов и законом кратных отношений.
4. Эквивалентная масса хлора равна 35,45 г/моль. Найдите эквивалент и эквивалентную массу натрия, если 1,5 г последнего вступило в реакцию с хлором и образовалось 3,81 г поваренной соли (NaCl).

Решение задач на закон эквивалентов

- Под эквивалентностью вещества понимают количество участвующего в определенной реакции вещества с 1 г водорода ($E(\text{H})=1$) или с 8 г кислорода ($E(\text{O})=8$).
- При вступлении в реакцию вещества А и вещества В математическое выражение их эквивалентной закономерности будет следующим:

1. В составе оксида алюминия имеется 52,94% алюминия и 47,06% кислорода. Найдите эквивалент алюминия, если известно, что эквивалент кислорода равен 8.

Решение:

Из условия задачи известно массовое соотношение Al и O: 52,94 : 47,06

Всоответствии с формулой $\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{E(A)}{E(B)}$

$$\frac{52,94}{47,06} = \frac{x}{8}, \text{ отсюда } x = 9.$$

Следовательно, эквивалент алюминия равен 9.

Задачи для самостоятельного решения

1. Валентность железа во многих соединениях равна 3. Определите его эквивалент.

2. Определите эквивалент следующих соединений:



3. 1 г металла в реакции с водой вытеснил 0,05 г водорода. Определите эквивалент металла. Если валентность металла равна 2, чему равна его атомная масса?

4. В составе оксида олова имеется 86,6% олова. Определите валентность и эквивалент олова в этом веществе.

Вычисление эквивалента простых и сложных веществ

1. Определение эквивалента простых веществ и элементов.

Эквивалент химического элемента (E) — отношение атомной массы (A_r) и валентности элемента (V), которое вычисляется по формуле:

$$E = \frac{A_r}{V}$$

Пользуясь этой формулой, можно легко вычислить эквивалент элемента. Например, A_r алюминия — 27, а его валентность V — 3. Подставляя эти значения в формулу, находим его эквивалент:

$$E = \frac{A_r}{V} = \frac{27}{3} = 9.$$

Если элемент обладает переменной валентностью, то меняется и его эквивалент. Например, медь может иметь валентность 1 и 2, при этом в первом случае ее эквивалент будет равен 64, а во втором — 32.

2. Определение эквивалента оксидов.

Чтобы определить эквивалент оксида, необходимо его относительную молекулярную массу (M_r) разделить на произведение валентности (V) на число элемента (n), образующего оксид:

E (оксид) = $\frac{M_r}{V \cdot n}$, например, эквивалент оксида меди (CuO) будет равен:

$$E(\text{CuO}) = \frac{M_r}{V \cdot n} = \frac{80}{2 \cdot 1} = 40.$$

3. Определение эквивалента оснований.

Для определения эквивалента оснований следует относительную молекулярную массу вещества (M_r) разделить на число (n) гидроксильных групп, имеющих в составе основания:

$$E_{(\text{основания})} = \frac{M_r}{n(\text{OH})}.$$

Например, эквивалент гидроксида меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$ будет равен:

$$E(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{M_r}{n(\text{OH})} = \frac{98}{2} = 49.$$

4. Определение эквивалента кислот.

Для определения эквивалента кислот нужно относительную молекулярную массу вещества (M_r) разделить на число (n) водородных атомов, входящих в состав кислоты:

$$E(\text{кислота}) = \frac{M_r}{n(\text{H})}; \text{ Например, эквивалент } \text{H}_3\text{PO}_4 \text{ определяется}$$

так:

$$E(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M_r}{n(\text{H})} = \frac{98}{2} = 32,66.$$

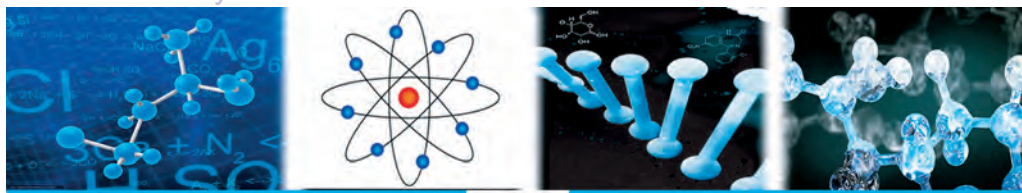
5. Определение эквивалента солей.

Для определения эквивалента солей следует относительную молекулярную массу вещества (M_r) разделить на произведение валентности (V) металла на число атомов металла, входящего в состав соли (n):

$$E(\text{намак}) = \frac{M_r}{V \cdot n}, \text{ Например, эквивалент хлорида меди (II)}$$

(CuCl_2) определяется так:

$$E(\text{CuCl}_2) = \frac{M_r}{V \cdot n} = \frac{135}{2 \cdot 1} = 67,5.$$

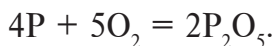


VI ВОВ

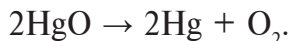
ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ ОКСИДОВ, ОСНОВАНИЙ, КИСЛОТ И СОЛЕЙ

§ 51. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ ОКСИДАМИ, ОСНОВАНИЯМИ, КИСЛОТАМИ И СОЛЯМИ

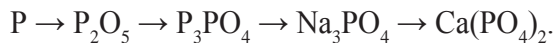
Между химическими соединениями существует генетическая связь. Из простых веществ можно получать сложные:



Из сложных веществ можно получать простые:



Из веществ, относящихся к одному классу, можно получать вещества, относящиеся к другому классу. Например, фосфор при горении образует оксид фосфора(V), который, взаимодействуя с водой, дает кислоту, а из нее можно получить соль. Из этой соли можно получить другую соль:



Магний, сгорая, образует оксид, который вода помогает перевести в гидроксид, а из него можно получить соль:

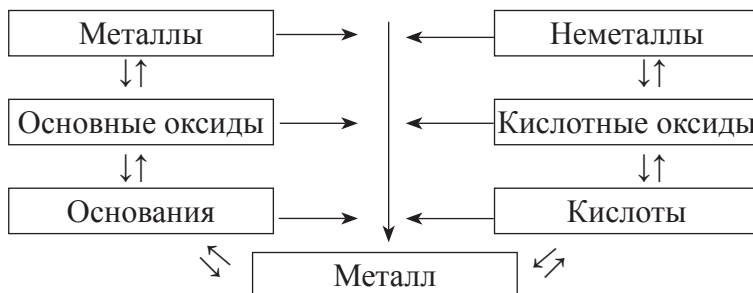


При взаимодействии кальция с водой можно получить его гидроксид, который, вступая в реакцию с CO_2 , дает соль $CaCO_3$. Эта соль при нагревании разлагается, образуя углекислый газ и оксид кальция. Из них можно опять получить карбонат кальция:

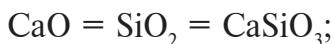
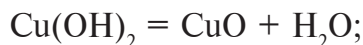


Как видно, между простыми веществами и классами неорганических соединений существует генетическая связь. С ее помощью из одних веществ можно получить другие и снова возвращаться к исходным.

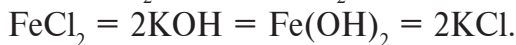
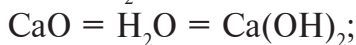
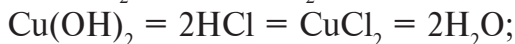
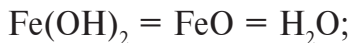
Генетическую связь между основными классами неорганических веществ можно выразить в виде схемы:



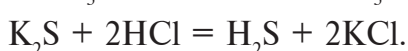
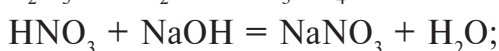
1. Из оксидов можно получить основания, кислоты и соли. И наоборот, из оснований, кислот и солей можно получить оксиды:



2. Из оснований можно получить оксиды и соли, и наоборот, из оксидов и солей можно получить основания:



3. Из кислот можно получить оксиды и соли, и наоборот:



Связь между соединениями и их превращениями доказывает единство элементного состава вещества.



Ключевые слова: генетическая связь, простое вещество, сложное вещество, металл, неметалл, оксид, основание, кислота, соль.



Вопросы и задания:

1. Какие вещества взаимодействуют друг с другом: оксид меди(II), серная кислота, гидроксид кальция, оксид углерода(IV), гидроксид цинка, гидроксид натрия? Напишите уравнения реакций.
2. С какими классами соединений взаимодействуют металлы? Напишите соответствующие уравнения реакций.
3. При взаимодействии друг с другом соединений каких классов образуются соли? Напишите уравнения реакций.
4. Напишите уравнения реакций, подтверждающих генетическую связь между соединениями цинка и железа на основе вышеприведенной схемы.



Практическое занятие 7.

**РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ
ДЛЯ ОБОБЩЕНИЯ ЗНАНИЙ О ВАЖНЕЙШИХ КЛАССАХ
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

При решении задач по важнейшим классам неорганических соединений необходимо подготовить нужное для каждого эксперимента оборудование и реактивы. Опыты следует выполнять, соблюдая правила техники безопасности.

Задача 1. Зная, как физически разделить смесь железных и медных опилок, отделите медь химическим методом. Напишите уравнения реакций.

Задача 2. Имеется черный порошок – соединение меди. Предложите способ определения опытным путем, чистый ли это оксид меди(II) или он содержит примеси, и докажите это путем эксперимента. Напишите уравнения реакций.

Задача 3. Имеются три пронумерованные пробирки с бесцветными растворами. Как можно определить, в какой из них хлорид натрия, в какой серная кислота, в какой едкий натр? Напишите уравнения реакций.

Задача 4. Прodelайте необходимые опыты для осуществления следующих превращений: $\text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO}$.

Напишите уравнения соответствующих реакций.

Задача 5. В двух пробирках содержатся растворы соды и каустической соды. Определите с помощью реакций каждое вещество. Напишите уравнения реакций.

Подготовьте отчет о каждой выполненной экспериментальной задаче.

Отчет о проделанной работе записывается в следующем порядке:

1. Тема работы.
2. Перечень необходимых для работы реактивов и оборудования.
3. Наименование каждой части проделанной работы, краткое объяснение порядка проведения работы. Иллюстрации приборов, используемых в процессе работы. Заключение на основе происходящих явлений.
4. Написание уравнений реакций.
5. Заключительный вывод о результатах работы.

Примечание. Учитель может выбрать задачи для выполнения, исходя из возможностей химической лаборатории.

1. Для сортировки семян сельскохозяйственных растений используется 10%-ный раствор поваренной соли (хлорида натрия NaCl). При помещении семян в такой раствор пустые семена всплывают на поверхность раствора. Сколько соли потребуется для приготовления 80 г раствора?
2. Потери организмом воды восполняют с помощью «Регидрона». В одном пакете порошка регидрона содержится 3,5 г хлорида натрия NaCl , 2,5 г хлорида калия (KCl), 2,9 г цитрата натрия ($\text{Na}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}$) и 10 г глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). Один пакет препарата растворили в 1 л (1000 мл) воды. Определите массовую долю каждого вещества в полученном растворе.
3. Определите массовую долю растворимого в растворе, образовавшемся в результате растворения 20 г соли в 80 г воды.
4. К 500 г 20%-ного раствора поваренной соли добавили 300 г воды. Определите массовую долю растворимого в образовавшемся растворе.
5. К 400 г 5%-ного раствора поваренной соли добавили 50 г соли. Вычислите массовую долю соли в образовавшемся растворе.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ К ГЛАВЕ VI

1. Укажите вещество А в схеме: $\text{Fe} \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$.
 A) FeO ; B) Fe_2O_3 ; C) FeCl_2 ; D) FeSO_4 .
2. Определите вещества А и В в следующих превращениях:
 $\text{A} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{CuCl}_2 - \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{A}$.
 A) Cu и CuO; B) CuO и Cu;
 C) Cu и Cu_2O ; D) Cu_2O и Cu.
3. Какое из веществ в результате одного превращения дает CuCl_2 ?
 1. Cu; 2. CuS; 3. Cu(OH); 4. $(\text{CuOH})_2 \text{CO}_2$.
 A) 1; B) 1, 2; C) 1, 2, 3; D) 1, 2, 3, 4.
4. С какими из следующих веществ вступает в реакцию серная кислота?
 1. Zn; 2. ZnO; 3. $\text{Zn}(\text{OH})_2$; 4. ZnS.
 A) 1, 2, 3, 4; B) 1, 2, 3;
 C) 1, 2; D) 1.
5. С чем должен взаимодействовать металлический цинк, чтобы получился хлорид цинка?
 1. HCl; 2. CuCl; 3. HgCl; 4. NaCl.
 A) 1; B) 2, 3; C) 2, 3, 4; D) 1, 2, 3.
6. В результате какой из следующих реакций образуется соль?
 A) сульфид натрия + соляная кислота;
 B) кальций + вода;
 C) оксид меди(II) + водород;
 D) малахит (нагревание) \rightarrow ..
7. Гидроксид натрия можно получить взаимодействием металлического натрия или его оксида с водой. Можно ли таким же способом получить гидроксид меди(II)?
 A) нет, нельзя получить;
 B) можно получить, нагревая медь и оксид меди(II);
 C) можно получить, имея горячий водяной пар;
 D) можно получить путем взаимодействия медных опилок с горячей водой и оксида меди(II) с холодной водой.

8. Были проведены следующие превращения:

$\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$. Масса исходной меди – 12,8г. Будет ли она равна массе меди, которая получится после всех этих превращений?

- A) нет, образуется 6,4 г меди;
- B) нет, образуется 64 г меди;
- C) да, образуется 12,8 г меди;
- D) да, образуется 12,8 г меди, если на каждой стадии не будет потерь.

9. Определите вещества А и В в указанных ниже превращениях:

- A) Fe и Fe(OH)_2 .
- B) Fe(OH)_2 и Fe.
- C) FeCO_3 и FeCl_2 .
- D) FeS и Fe(OH)_3 .

10. Сколько литров углекислого газа, измеренного при нормальных условиях, необходимо для нейтрализации раствора щелочи, полученной из 12,4 г оксида натрия?

- A) 22,4; B) 44,8; C) 2,24; D) 4,48.

11. Из каких нижеприведенных веществ можно получить кислоту, осуществив только одно превращение?

- 1 – SO_3 ; 2 – K_2O ; 3 – Cu(OH)_2 ; 4 – P_2O_5 ;
- 5 – CO_2 ; 6 – CaCl_2 ; 7 – MgO ; 8 – H_2SO_4 .

- A) 1, 4, 5; B) 1, 2, 4, 5, 7; C) 3, 6, 8; D) 2, 3, 6, 7.

12. Какое количество металла меди образуется при восстановлении 8 г оксида меди(II)?

- A) 6, 4 г; B) 1, 6, 2; C) 9, 8, 2; D) 3, 4 г.



ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ



Лабораторная работа 1.

ОЗНАКОМЛЕНИЕ С ВЕЩЕСТВАМИ, ИМЕЮЩИМИ РАЗЛИЧНЫЕ ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Важное значение при изучении свойств веществ имеет полная их характеристика.

Запишите свойства данных вам веществ в виде следующей таблицы:

Номи модда	Ҳолати агрегатӣ	Ранги он	Бўйи он	Зичии он	Ҳалпазири-яш дар об	Сахтии он
Намаки ош						
Шакар						
Содаи ошоми-данӣ						
Купороси мис						
Алюминий						
Рух						
Оҳан						
Мис						
Об						
Спирт						
Сулфур						
Йод						

1. Определите агрегатные состояния веществ при обычных условиях.

2. Визуально определите цвет веществ при обычном освещении.

3. Соблюдая осторожность, определите запах веществ (запах незнакомого вещества может быть ядовитым или может разъедать дыхательные пути).

4. При определении плотности веществ используйте свои знания по физике.

5. При определении растворимости или нерастворимости вещества в воде необходимо отсыпать небольшое его количество в стакан или пробирку, прилить воды и перемешать. Вещество считается растворимым в воде, если оно растворяется в ней полностью или оседает.

6. При определении твердости веществ воспользуйтесь шкалой твердости, в случае же ее отсутствия сравните твердость имеющегося вещества с веществами, твердость которых известна, например, ногтя (твердость 2–2,5), стекла (твердость 5) и др.

7. Не пробуйте на вкус неизвестные вещества.

8. Расскажите о свойствах данных вам веществ в следующем порядке:

- **Название вещества.**
- **Агрегатное состояние.**
- **Цвет.**
- **Запах.**
- **Плотность.**
- **Растворимость в воде.**
- **Твердость.**



Лабораторная работа 2.

ФИЗИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ

1. Плавление парафина (свечи).

Отрежьте от свечи 2 см и, положив этот брусок в фарфоровую чашку, нагрейте его на пламени спиртовой лампы. Остудите расплавленную свечу. Объясните происходящие явления.

2. Растворение в воде поваренной соли и выпаривание ее раствора.

Возьмите одну чайную ложку поваренной соли и пронаблюдайте ее растворение в стакане с небольшим количеством воды. Полученный раствор перелейте в фарфоровую чашку и нагрейте ее в пламени спиртовой лампы, постоянно помешивая раствор. С появлением кристаллов соли необходимо прекратить нагрев. Объясните происходящие при этом явления.

3. Определение по запаху разбавленных растворов этилового спирта, уксусной кислоты и паров эфира.

Образцы этих веществ в пробирках отличаются по запаху (соблюдайте правила определения запаха незнакомых веществ).



Лабораторная работа 3.

ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ

1. Горение бумаги, спирта, газа, спичек.

Зажгите спичку и поднесите ее к кусочкам бумаги, спиртовой лампе, газовой горелке. Наблюдайте за пламенем. Объясните, какое происходит явление.

2. Нагревание медной пластинки или волокна в пламени спиртовой лампы.

Обратите внимание на внешний вид медной пластинки или волокна. Нагрейте пластинку (волокно) в пламени спиртовой лампы, закрепив их на держателе (щипцами). Образовавшийся черный налет соскоблите на бумагу. Опять нагрейте и снимите налет. Проведите эту операцию несколько раз. Сравните медь с образовавшимся черным веществом. Объясните произошедшее явление.

3. Воздействие соляной кислоты на мел, мрамор, известняк.

Два-три кусочка мела, мрамора, известняка величиной с горошину положите в пробирку и добавьте раствор соляной кислоты (рис. 50). Поднесите к пробирке тлеющую лучину так, чтобы она не соприкасалась с жидкостью. Объясните происходящее явление.

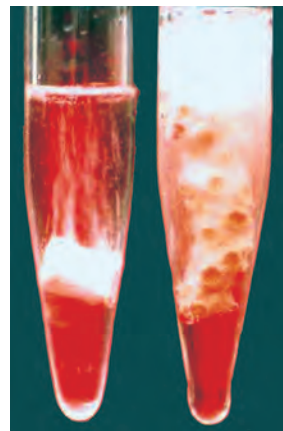


Рис. 53. Воздействие соляной кислоты на мел



Лабораторная работа 4.

ПРОСТЫЕ И СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА

1. Знакомство с образцами.

Внимательно ознакомьтесь с имеющимися образцами минералов горных пород, кусочками металлов и неметаллов.

Обратите внимание на их внешний вид и цвет. Разделите их на простые и сложные вещества.

2. Разделение простых веществ на металлы и неметаллы.

Разделите на металлы и неметаллы вещества, которые вы отнесли к простым. По каким их свойствам вы разделяете эти вещества



Лабораторная работа 5.

ВИДЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

1. Присоединение (гашение извести).

Налейте в химический стакан 50 мл воды и опустите туда несколько кусочков негашеной извести. Полученному «молоку» дайте отстояться. Затем отлейте в пробирку небольшое количество прозрачного раствора и добавьте 1–2 капли фенолфталеина. Наблюдайте за изменением окраски. Объясните наблюдаемые явления.

2. Разложение (разложение малахита).

В пробирку насыпьте вещество зеленого цвета, называемое малахитом, и закрепите ее на штативе. Нагрейте в пламени спиртовой лампы часть пробирки с веществом. Поднесите к горлышку пробирки горящую спичку. Понаблюдайте и объясните происходящие явления.

3. Замещение (опускание в раствор хлорида меди(II) очищенного железа).

Заполните пробирку на 1/4 раствором хлорида меди(II). Опустите в раствор железный гвоздь, привязанный за нить. Через 2–3 минуты вытащите гвоздь. Объясните изменения на поверхности гвоздя.

Положите в пробирку немного железной стружки. Через некоторое время обратите внимание на изменение цвета раствора. Напишите уравнение реакции.

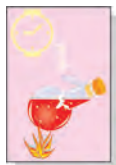


Лабораторная работа 6.

ЗНАКОМСТВО С ОБРАЗЦАМИ ОКСИДОВ

Ознакомьтесь с образцами данных вам оксидов. Обратите внимание на их агрегатное состояние, цвет и запах. Перепишите следующую таблицу в тетрадь и заполните ее.

Название вещества	Химическая формула	Агрегатное состояние	Цвет	Запах



Лабораторная работа 7.

ЗНАКОМСТВО С РАЗЛИЧНЫМИ ВИДАМИ ГОРЮЧЕГО И СПОСОБАМИ ИХ РАЦИОНАЛЬНОГО ИСПОЛЬЗОВАНИЯ

Внимательно рассмотрите образцы различных видов горючего. Самостоятельно составьте и заполните таблицу, отражающую физические свойства имеющихся видов горючего.

Расскажите о мерах безопасности и способах использования данных видов горючего.



Лабораторная работа 8.

ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА ВЗАИМОДЕЙСТВИЕМ ЦИНКА С РАСТВОРОМ КИСЛОТЫ

1. В пробирку постепенно опустите 4–5 кусочков цинка и сверху прилейте 2–3 мл соляной кислоты. Наблюдайте происходящее

явление. Из какого вещества выделяется водород? Напишите уравнение реакции. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. После выхода воздуха попробуйте поджечь выделяющийся водород, предпринимая все меры безопасности.

2. Когда выделение газа прекратится, нанесите несколько капель раствора на стекло и медленно нагрейте его в пламени спиртовой лампы. Обратите внимание на пятна, оставшиеся на стекле. Какое новое вещество образовалось?



Лабораторная работа 9.

ИЗУЧЕНИЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ ВОДОРОДА С ОКСИДОМ МЕДИ(II) И ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПРАКТИЧЕСКОГО ЗНАЧЕНИЯ ЭТОЙ РЕАКЦИИ

Получите водород, как показано в лабораторной работе № 8. Выделяющийся водород через газоотводную трубку направьте в пробирку с оксидом меди(II). Нагрейте в пламени спиртовой лампы часть пробирки с оксидом меди(II).

Что образуется на стенках нагреваемой пробирки? Объясните сущность происходящих явлений. Напишите уравнения реакций.



Лабораторная работа 10.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ВОДЫ С ОКСИДАМИ. ИЗМЕНЕНИЕ ОКРАСКИ ИНДИКАТОРОВ В ОБРАЗУЮЩИХСЯ РАСТВОРА

1. Взаимодействие оксида кальция с водой и изменение окраски индикаторов в образовавшемся растворе.

Налейте в стакан 50 мл воды и добавьте 2–3 кусочка негашеной извести. Наблюдайте происходящее явление. Дайте отстояться образовавшемуся белому раствору. В три пробирки отлейте по 2–3 мл от прозрачной части.

Добавьте по каплям лакмус в первую, фенолфталеин – во вторую, метилоранж – в третью пробирку. Обратите внимание на изменение окраски индикаторов и занесите их сравнительные показания в таблицу (рис.54).

2. Взаимодействие оксида фосфора(V) с водой и изменение окраски индикаторов в образовавшемся растворе.

Растворите в воде оксид фосфора(V), образующийся при горении фосфора на воздухе. Разделите на три пробирки образовавшийся раствор и изучите изменение окраски **индикаторов, указанных в работе 1.**

3. Взаимодействие оксида меди(II) с водой.

Положите в пробирку несколько кусочков порошка оксида меди(II) и прилейте 5–10 мл воды. Хорошо перемешайте. Что вы наблюдаете?

Сделайте сравнительный вывод о взаимодействии оксида кальция, оксида фосфора(V) и оксида меди(II) с водой

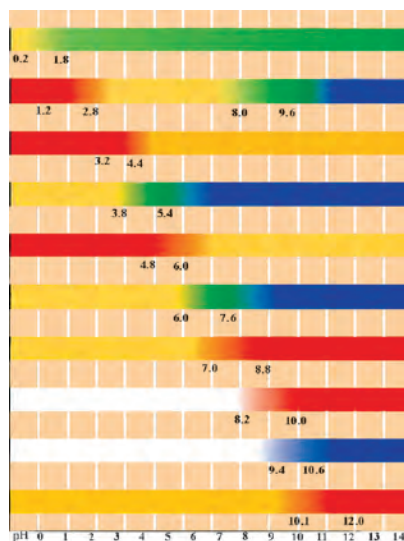


Рис.54. Показания индикаторов



Лабораторная работа 11.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ НЕ РАСТВОРИМЫХ В ВОДЕ ОСНОВАНИЙ С КИСЛОТАМИ

1. Проверьте нерастворимость в воде гидроксидов меди(II) и железа(III). Для этого к небольшому их количеству добавьте 3–4 мл воды.
2. Добавьте понемногу к этим веществам растворы серной и соляной кислот до полного растворения оснований. Обратите внимание на изменение окраски растворов.
3. Нанесите по 2–3 капли этих растворов на стеклянные пластинки и выпарите. Что вы знаете о кристаллических веществах, оставшихся на пластинках? Напишите уравнения реакций.



Лабораторная работа 12.

ТЕРМИЧЕСКОЕ РАЗЛОЖЕНИЕ ГИДРОКСИДА МЕДИ(II)

Пробирку с гидроксидом меди(II) установите на железном штативе под небольшим наклоном.

Пробирку осторожно нагрейте. Что происходит?

Обратите внимание на цвет исходного вещества и капельки воды на стенках пробирки.

Запишите в тетрадь свои наблюдения за происходящим и проиллюстрируйте установку прибора. Напишите уравнения реакций термического разложения не растворимых в воде оснований.



Лабораторная работа 13.

РЕАКЦИЯ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

1. Налейте в фарфоровую чашку 5 мл раствора гидроксида натрия. Добавьте к нему 1–2 капли фенолфталеина. Обратите внимание на цвет раствора.
2. К малиновому раствору до исчезновения окраски добавьте по каплям раствор соляной кислоты, постоянно перемешивая его стеклянной палочкой.
3. Нагрейте половину полученного раствора в пламени спиртовой лампы, помешивая его стеклянной палочкой. Рассмотрите полученную соль.

Напишите уравнения реакций нейтрализации



Лабораторная работа 14.

ВОЗДЕЙСТВИЕ РАСТВОРОВ КИСЛОТ НА ИНДИКАТОРЫ

Налейте в две пробирки по 1 мл соляной кислоты. В одну из пробирок добавьте 1–2 капли лакмуса, в другую – метилоранж. Обратите внимание на изменение окраски индикаторов (рис.52).

Повторите этот же опыт с раствором серной кислоты.

Запомните, какой цвет приобретают индикаторы (лакмус и метилоранж) в растворах кислот.



Лабораторная работа 15.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ КИСЛОТ С МЕТАЛЛАМИ

1. Возьмите три пробирки. Поместите в первую пробирку цинк, во вторую – железо, а в третью – кусочки меди. Добавьте в пробирки по 1–2 мл раствора соляной кислоты.
2. Повторите эти же опыты с раствором серной кислоты.
3. Если реакции не идут, немного нагрейте пробирки в пламени спиртовой лампы.
4. Опишите свои наблюдения за взаимодействием металлов с кислотами, основываясь на проведенных опытах. Напишите уравнения протекающих реакций!

Будьте осторожны при работе с кислотами!



Лабораторная работа 16.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ КИСЛОТ С ОКСИДАМИ МЕТАЛЛОВ

1. Возьмите две пробирки. Поместите в них равное количество оксида железа(III). Налейте в первую пробирку соляную, а во вторую – серную кислоту объемом 1–2 мл. Пронаблюдайте за происходящими в пробирках изменениями. Если они неощутимы, немного нагрейте пробирки. При полном растворении добавьте еще оксида железа(III) и попытайтесь растворить его.
 2. По окончании реакции нанесите несколько капель полученного раствора на стеклянную пластинку и нагрейте. Что остается на пластинке после испарения воды?
 3. Повторите этот же опыт с оксидом магния.
- Напишите уравнения протекающих реакций

О Г Л А В Л Е Н И Е

Г л а в а I. Основные химические понятия и законы

§ 1. Предмет химии и ее задачи. История развития химии как науки ...	3
§ 2. Вещество и его свойства
<i>Практическое занятие 1.</i> Знакомство с правилами техники безопасности при работе с приборами в химическом кабинете
<i>Практическое занятие 2.</i> Изучение строения пламени. Методы работы с лабораторным штативом, спиртовой лампой, газовыми горелками, электронагревателем
§ 3. Атомно-молекулярное учение. Реальность (существование) атомов и молекул. Химический элемент и химический знак
§ 4. Размеры атомов. Их относительная и абсолютная масса
§ 5. Атомы и молекулы – составные частицы химических веществ
§ 6. Чистые вещества и смеси
<i>Практическое занятие 3.</i> Очистка поваренной соли
§ 7. Простые и сложные вещества
§ 8. Агрегатное состояние вещества
§ 9. Химическая формула и выводы на ее основе. Валентность. Понятие об индексах
§ 10. Размер, относительная и абсолютная масса молекул. Моль и молярная масса. Постоянная Авогадро
§ 11. Свойства веществ. Физические и химические превращения
§ 12. Условия протекания химических реакций. Уравнения химических реакций. Коэффициенты
§ 13. Закон постоянства состава вещества
§ 14. Закон сохранения массы
§ 15. Закон Авогадро. Молярный объем
§ 16. Типы химических реакций
<i>Решение задач по главе I</i>
<i>Тестовые задания к главе I</i>
.....	

Г л а в а II. Кислород

§ 17. Кислород как химический элемент
---	-------

§ 18. Кислород как простое вещество
 § 19. Химические свойства кислорода. Биологическое значение и использование62
 § 20. Круговорот кислорода в природе. Состав воздуха и его защита от загрязнения64
 § 21. Горение. Виды горючих веществ
Практическое занятие 4. Получение кислорода и знакомство с его свойствами68

Тестовые задания к главе II

Г л а в а III. Водород

§ 22. Водород как химический элемент
 § 23. Понятие о кислотах
 § 24. Получение водорода
 § 25. Водород как простое вещество. Физические и химические свойства водорода
 § 26. Водород как экологически чистое топливо и его использование

Решение задач по главе III

Тестовые задания к главе III

Г л а в а IV. Вода и растворы

§ 27. Вода как сложное вещество
 § 28. Распространение воды в природе. Ее значение для живых организмов. Использование
 § 29. Меры по сохранению водных ресурсов от загрязнения. Способы очистки воды88
 § 30. Вода – один из лучших растворителей. Растворимость
 § 31. Понятие о растворах и их концентрациях
 § 32. Массовая доля, процентная, молярная и нормальная концентрация вещества в растворе

Практическое занятие 5. Приготовление растворов с известной концентрацией растворенного вещества

Практическое занятие 6. Приготовление водно-почвенного раствора и определение содержания в нем щелочи

Решение задач по главе IV

Тестовые задания к главе IV

.....

Г л а в а V. Важнейшие классы неорганических соединений

5.1. Классификация веществ

§ 33. Металлы и неметаллы. Классификация сложных веществ

5.2. Оксиды

§ 34. Состав, строение и номенклатура оксидов

§ 35. Классификация оксидов

§ 36. Свойства и получение оксидов

§ 37. Применение важнейших оксидов

5.3. Основания

§ 38. Состав, строение и номенклатура оснований

§ 39. Классификация оснований

§ 40. Получение и свойства оснований

§ 41. Применение важнейших оснований

5.4. Кислоты

§ 42. Состав, строение и номенклатура кислот

§ 43. Классификация кислот

§ 44. Получение и свойства кислот

Практическое занятие 7. Реакции обмена между серной кислотой, оксидом меди(II) и оксидом железа(III). Выделение продуктов реакций

§ 45. Применение важнейших кислот

5.5. Соли

§ 46. Состав, строение и номенклатура солей

§ 47. Составление формул солей. Классификация солей

§ 48. Получение и свойства солей

§ 49. Применение важнейших солей

Тестовые задания к главе V

§ 50. Закон эквивалентов

Г л а в а VI. Генетическая связь оксидов, оснований, кислот и солей

§ 51. Генетическая связь между оксидами, основаниями, кислотами и солями

Практическое занятие 8. Решение экспериментальных задач для обобщения знаний о важнейших классах неорганических соединений

Тестовые задания к главе VI

Лабораторные работы

O'quv nashri

**IBROHIMJON RAHMONOVICH ASQAROV,
NOZIMJON HOSHIMOVICH TO'XTABOYEV, KAMOLIDDIN G'OIPOV**

KIMYO

**Umumiy o'ta ta'lim maktablarining
7-sinf o'quvchilari uchun darslik**

(Rus tilida)

Qayta ishlangan beshinchi nashri

Ташкент
Главная редакция
издательско-полиграфической
акционерной компании «Sharq»
2017

Перевод *З. Файзиева*
Спецредактор *Г. Шоисаева*
Редактор *Д. Ибрагимова*
Художественный редактор *Ф. Башарова*
Технический редактор *Р. Бабаханова*
Компьютерная верстка *Э. Юлдашева*
Корректор *Д. Валиева*

Лицензия издания АИ № 201, 28.08.2011 й.

Подписано в печать 25.06.2017. Формат 70x90¹/₁₆. Гарнитура «Virtec Times UZ».
Кегль 12; 11. Печать офсетная. Бумага офсетная. Усл. печ. л. ... Уч.-изд. л. ...
Тираж 60 381. Заказ № 4776.

**Типография издательско-полиграфической акционерной компании «Sharq».
100000, г. Ташкент, ул. Буюк Турон, 41.**

Данные о состоянии учебника, выданного в аренду

№	Ф.И.О. ученика	Учебный год	Состояние при получении	Подпись классного руководителя	Состояние при сдаче	Подпись классного руководителя
1.						
2.						
3.						
4.						
5.						
6.						

По возвращении учебника в конце учебного года классный руководитель заполняет вышеуказанную таблицу, основываясь на следующих критериях оценки его состояния:

<i>Новый</i>	Соответствует новому учебнику, выданному для пользования впервые.
<i>Хороший</i>	Обложка не повреждена, не отделена от основной части учебника, имеются все страницы. Страницы не порваны, не отклеены, на них нет никаких записей и линий.
<i>Удовлетворительный</i>	На обложке имеются записи и линии, ее края повреждены. Обложка отделена от основной части учебника и отреставрирована пользователем. Реставрирование удовлетворительное. Отклеенные страницы приклеены.
<i>Неудовлетворительный</i>	Обложка повреждена, отделена от основной части учебника или частично отсутствует. Некоторые страницы повреждены. Реставрация страниц неудовлетворительная. Страницы порваны, исчерчены и испачканы. Некоторые страницы отсутствуют. Учебник восстановлению не подлежит.

O'quv nashri

**IBROHIMJON RAHMONOVICH ASQAROV,
NOZIMJON HOSHIMOVICH TO'XTABOYEV, KAMOLIDDIN G'OIPOV**

KIMYO

**Umumiy o'ta ta'lim maktablarining
7-sinf o'quvchilari uchun darslik**

(Rus tilida)

Qayta ishlangan beshinchi nashri

Ташкент
Главная редакция
издательско-полиграфической
акционерной компании «Sharq»
2017

Перевод *З. Файзиева*
Спецредактор *Г. Шоисаева*
Редактор *Д. Ибрагимова*
Художественный редактор *Ф. Башарова*
Технический редактор *Р. Бабаханова*
Компьютерная верстка *Э. Юлдашева*
Корректор *Д. Валиева*

Лицензия издания АИ № 201, 28.08.2011 й.

Подписано в печать 25.06.2017. Формат 70x90^{1/16}. Гарнитура «Virtec Times UZ». Кегль 12; 11. Печать офсетная. Бумага офсетная. Усл. печ. л... Уч.-изд. л... Тираж 4985. Заказ № 4776-А.

Типография издательско-полиграфической акционерной компании «Sharq».
100000, г. Ташкент, ул. Буюк Турон, 41.