

МУТАЛЛИМ АББАСОВ, ВАГИФ АББАСОВ,
НАСИМ АБЫШЕВ, ВЕЛИ АЛИЕВ

ХИМИЯ

УЧЕБНИК

*по предмету «Химия» для 7-го класса
общеобразовательных школ*

*Утвержден Министерством образования
Азербайджанской Республики
(Приказ № 842 от 24.07.2014)*



«ASPOLİQRAF»
BAKÜ—2016

Рецензенты: **Ихтияр Бахтиярлы,**
*доктор химических наук, профессор,
зав.лабораторией Института
Катализа и Неорганической химии НАНА*

Акиф Тейли,
*доктор философии по химии, учитель
школы-лицея №83 г.Баку*

Севда Худавердиева,
учитель полной средней школы №23 г.Баку

Агапаша Ахлиманов,
*учитель республиканского лицея с химико-
биологическим уклоном*

Спец. редактор: **Асиф Мамедов,**
доктор химических наук, профессор

Переводчики:
Муталлим Аббасов, Эльшада Азизова

Аббасов М., Аббасов В., Абышев Н., Алиев В.

A13 Химия. Учебник по предмету «Химия» для 7-го класса общеобразова-
вательных школ. Баку, «Aspoliqraf», 2016, 96 стр.

**Авторские права защищены. Перепечатывать это издание или
какую-либо его часть, копировать и распространять в электронных
средствах информации без специального разрешения противозаконно.**

**Отзывы, замечания и предложения, связанные с учебником, просим от-
правлять на электронные адреса: aspoliqraf.ltd@gmail.com и derslik@edu.gov.az
Заранее благодарим за сотрудничество!**

© Министерство образования
Азербайджанской Республики, 2016

**Mütəllim Məhərrəm oğlu Abbasov
Vaqif Məhərrəm oğlu Abbasov
Nasim Əjdər oğlu Abışov
Vəli Səfər oğlu Əliyev**

KİMYA

*(Ümumtəhsil məktəblərinin 7-ci sinfi üçün
«Kimya» fənni üzrə dərslik)
Rus dilində
Bakı, «Aspoliqraf», 2016.*

Издательский редактор **Эльшада Азизова**
Художественный и технический редактор **Абдулла Алекперов**
Компьютерные дизайнеры **Сабина Мамедова, Тахмасиб Мехтиева**
Корректор **Улькер Шахмурадова**

Формат бумаги 70x100^{1/16}. Печать офсетная. Бумага офсетная.
Школьная гарнитура. Физ. печ. л. 6,0. Уч.изд.л. 5,7.
Заказ 9. Тираж 3800. Бесплатно.

Издательство-Полиграфия ООО «Aspoliqraf»
Баку, AZ 1052, ул. Ф.Хойского, 121^В



ГЕЙДАР АЛИЕВ
ОБЩЕНАЦИОНАЛЬНЫЙ ЛИДЕР
АЗЕРБАЙДЖАНСКОГО НАРОДА

Çap için değil

ВВЕДЕНИЕ

Что изучает химия

Являясь одной из естественных наук, химия изучает вещества, находящиеся в постоянном соприкосновении с нами в окружающей среде. Существующее в мире все неживое и живое состоит из различных веществ или их смесей. К примеру, кислород, вода, поваренная соль и сахар, используемые людьми, являются разными веществами. Все вокруг нас – земля, камень, воздух, растительность и т.д. – состоит из смеси веществ.

Помимо существующих в природе веществ, люди научились получать много новых: удобрения, пластмассы, синтетический каучук и волокна, лекарственные препараты и др. В настоящее время известно свыше двадцати миллионов видов веществ, получаемых естественным и искусственным путем.

Вещества, существующие в природе, не остаются в неизменном виде, постоянно переходят из одного состояния в другое. Так, например, в классной комнате с закрытыми дверью и окнами к концу урока в воздухе кислород уменьшается, а углекислый газ – увеличивается. Вследствие этого во время перерыва классную комнату следует проветрить. Зеленые растения, в процессе роста поглощая из воздуха углекислый газ, а из почвы – воду и минеральные вещества, вырабатывают из них для себя необходимые органические вещества и обогащают воздух кислородом. Вещества, образовавшиеся в результате разложения остатков растений и животных, делают почву плодородной.

В целях улучшения и облегчения условий жизни люди с помощью проводимых сложных превращений, химических процессов получают из имеющихся в природе веществ все новые и новые вещества. Изучением и реализацией всех этих процессов занимается химическая наука.

Одной из важнейших задач химии является изучение свойств веществ, а также роли и значения использования этих веществ в народном хозяйстве.

Другая задача химии состоит в получении необходимых для народного хозяйства различных удобрений, пластмасс, лекарственных препаратов и т.д. Указанные вещества получают при помощи различных химических превращений. Обобщая вышесказанное, можно дать следующее определение химии. **Химия – это наука, изучающая состав, структуру, методы получения, свойства, превращения веществ и явления, сопровождающие эти превращения.**

Химическая наука делится на три основные части.

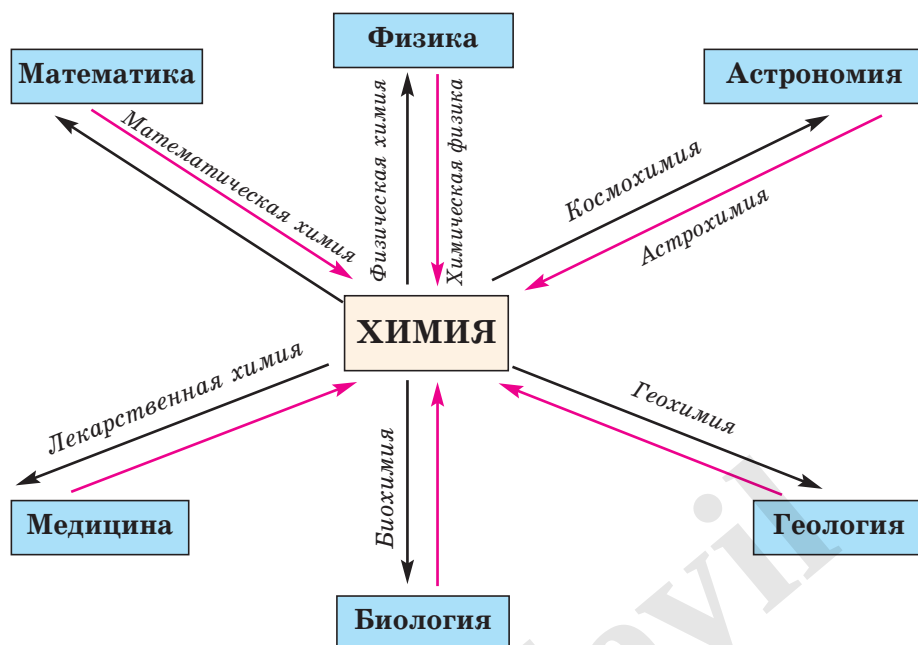
I. Общая химия – изучает основные законы и закономерности химии.

II. Неорганическая химия – изучает состав, структуру, методы получения неорганических веществ, их физические, химические свойства и применение.

III. Органическая химия – изучает состав, строение, получение, физические, химические свойства органических веществ и их применение.

Химия имеет тесные связи с другими естественными науками. Наиболее всего она связана с такими науками, как физика, биология и геология. Так, например, строение веществ и их свойства химия изучает совместно с физикой, процессы, протекающие в живых организмах, — с биологией, строение земли и явления, происходящие в ее нижних слоях, — с геологией. Химия также взаимосвязана с математикой, астрономией и медициной. Эта взаимосвязь вызвала образование новых наук: физическая химия, химическая физика, космохимия, геохимия и др. (схема 1).

Схема 1



Как известно, не все после окончания школы выбирают себе специальность химика. Почему же так важно и необходимо изучение химии всеми? Что дадут нам знания по химии на уровне школьной программы? Каково, в целом, значение химической науки?

Велика роль химии в развитии различных отраслей промышленности и сельского хозяйства. Без использования достижений современной химии невозможно развитие топливно-энергетических комплексов, металлургии, транспорта, связи, строительства, электроники, сфер быта, обслуживания и т.д.

Химическая промышленность обеспечивает народное хозяйство разнообразной химической продукцией (кислоты, щелочи, растворители, горючее, смазочные масла, пластмассы, химические волокна, синтетический каучук, минеральные удобрения и т.д.). Во многих сферах промышленнос-

ти применение химических методов незаменимо. Так, например, использование химических веществ с целью защиты металлов от коррозии (разъедания), ускорения производственных процессов, химическая переработка веществ и т.д.

Схема 2



Химия дает сельскому хозяйству минеральные удобрения, вещества для защиты растений, средства для ускорения их роста, всякие кормодобавки для животных и многое другое.

Большинство лекарственных препаратов получают химическими методами. Различные синтетические моющие средства, лаки, красители, изготовленные из пластмассы и синтетических волокон, предметы обихода и одежды, растворители, дезинфицирующие составы с каждым годом все шире и шире применяются людьми в быту (схема 2).

Люди встречаются с этими веществами, пользуются ими в повседневной жизни. В связи с этим они должны знать свойства этих веществ, уметь обращаться с ними. Необходимо знать свойства минеральных удобрений, предназначенных для защиты растений и животных от болезней и сорняков. В будущем, если вам предстоит работать на одном из промышленных предприятий, строительных или топливно-энергетических комплексов, тогда вам придется сталкиваться со множеством химических веществ и процессов. Вот почему вам необходимо знать свойства этих веществ, уметь обращаться с ними уже сейчас, учась в школе.

ГЛАВА I

ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

1. Вещества. Свойства веществ. Методы выделения веществ из смеси

Где бы мы ни находились — в классе, дома, на улице — нас окружают вещества. Все предметы, тела состоят из веществ. Наше тело также состоит из множества веществ. Что же такое вещество? Чем вещества отличаются друг от друга?

Вещество — один из видов материи. (Как вам известно из курса физики, материя — это объективная реальность, воздействующая на наши органы чувств и вызывающая, таким образом, какие-либо ощущения.) Всякое вещество имеет определенную массу и свойства. Большинство существующих в природе веществ являются смесью веществ. Чистые вещества в природе — редкое явление. Алмаз, графит, золото, серебро относятся к чистым веществам.

То, из чего состоят физические тела, называется веществом.

Физические тела могут состоять из одних и тех же или различных веществ. Из одних и тех же веществ можно изготовить различные предметы. Так, например, для изготовления посуды разной формы используют одно вещество — стекло, а для производства труб одинаковой формы — разные вещества: медь или только стекло.

Вещества отличают друг от друга по их свойствам. Например, уголь — твердое вещество черного цвета, не растворяется в воде, без запаха и вкуса, загорается при нагревании. Поваренная соль — твердое вещество белого цвета, растворяется в воде, без запаха, вкус соленый, при нагревании не загорается (перечислите указанные свойства воды и кислорода).

Признаки, по которым вещества отличаются друг от друга или имеют сходство между собой, называют свойствами вещества.

Различают физические и химические свойства веществ. К физическим свойствам относятся агрегатное состояние вещества, его цвет, запах, вкус, растворимость, плотность, теплопроводность и электропроводимость, температура плавления и кипения и т.д.

Химические свойства вещества определяются способностью превращаться в другие вещества в результате внешних воздействий или находиться во взаимодействии с другими веществами (об этом мы расскажем на последующих уроках). По своему физиологическому воздействию (воздействию на организм) также различают вещества как сладкие (сахар), горькие (перец), солёные (поваренная соль), кислые (уксусная кислота), с запахом (бензин, уксусная кислота, парфюмерия, сероводород), вызывающие ожог на коже (щелочи, кислоты, бром и др.), раздражающие

дыхательные пути (сернистый газ, хлор и др.), ядовитые (угарный газ, сероводород, ртуть, медный купорос и др.).

Каждое чистое вещество обладает определенными физическими свойствами, присущими только ему. Для уксусной кислоты — это запах, для поваренной соли — вкус, для меди — цвет и высокая электрическая проводимость. Следовательно, одно чистое вещество отличается от другого своими физическими свойствами. В зависимости от постоянства физических свойств вещества делятся на чистые и смеси (рис. 1, а).

Вещества, обладающие постоянными физическими свойствами (плотностью, температурой плавления и кипения и др.), называют чистыми веществами.

Кислород, водород, азот, железо, вода и др. — чистые вещества.

Системы, состоящие из двух и более чистых веществ, называют смесями. Физические свойства смесей непостоянны и зависят от состава.

Воздух, морская вода, растворы сахара или соли в воде, бронза, латунь, молоко, нефть и др. — смеси.

График зависимости изменения агрегатного состояния твердого вещества от температуры и времени представлен на рис. 1, б:

I. Вещество в твердом состоянии.

II. Вещество как в твердом, так и жидком состоянии.

III. Вещество в жидком состоянии.

IV. Вещество как в жидком, так и газообразном состоянии.

V. Вещество в газообразном состоянии.

Плотность чистых веществ в определенных условиях вычисляется по формуле $\rho = \frac{m}{V}$. Отсюда m (вещество) = $\rho \cdot V$.

Плотность твердых и жидких веществ не зависит от их массы и объема, так как по мере увеличения массы этих веществ возрастает и их объем. Плотность твердых веществ обычно измеряется в г/см³ (или кг/м³), плотность жидкостей в г/мл, а газов — в г/л.

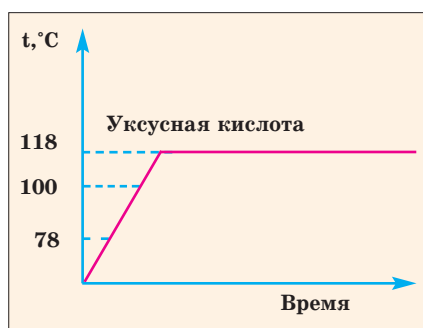


Рис. 1, а. График зависимости температуры кипения уксусной кислоты от времени

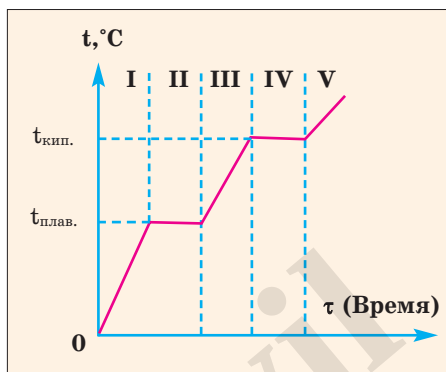


Рис 1, б. График зависимости изменения агрегатного состояния вещества от температуры и времени

Смеси отличаются от чистых веществ по следующим признакам.

1. Состав смесей непостоянный, а состав химических соединений (чистых веществ) — постоянный. Например, в воде (H_2O) водород соединяется с кислородом в соотношении 1:8; в смеси же водорода с кислородом они могут быть в любых соотношениях.

2. Вещества, входящие в состав смесей, сохраняют свои индивидуальные свойства, а в получении химических соединений образуется новое вещество с другими свойствами.

3. При помощи физических методов смеси можно разделить на составные части, а при соединениях сделать это невозможно.

4. Образование смесей (в особенности, газообразных смесей) не сопровождается выделением или поглощением тепла, при получении же химических соединений наблюдается поглощение или выделение тепла.

Различают смеси двух видов: однородные (гомогенные) и неоднородные (гетерогенные). **Если частицы веществ в смеси невозможно увидеть невооруженным глазом или с помощью микроскопа, — то это однородная смесь. Если же частицы различных веществ можно увидеть невооруженным глазом и при помощи микроскопа, — такие смеси называют неоднородными.**

Для химических лабораторий, химической и фармакологической промышленности (отрасли производства лекарственных препаратов) необходимы чистые вещества. Для получения чистых веществ надо знать методы выделения чистых веществ из смесей.

Выделение чистых веществ — это разложение смесей.

При выделении из смеси чистых веществ опираются на различие их физических свойств.

Методы выделения чистых веществ из смесей:

а) однородные (гомогенные) смеси расщепляются на составные части методами выпаривания, кристаллизации, дистилляции и хроматографии;

б) неоднородные (гетерогенные) смеси расщепляются на составные части методами фильтрации, отстаивания, осаждения, воздействия магнитом и др.

Однородная смесь твердых веществ в жидкости расщепляется на составные части методами выпаривания и кристаллизации.

Для выделения растворенного твердого вещества из его раствора в воде водный раствор в керамической посуде нагревается до полного выпаривания и на дне посуды остается сухое твердое вещество. Данным методом можно выделить из водного раствора поваренную соль и др. Поваренную соль можно выделить из воды, взятой из соленых озер, и в лабораторных условиях. Полное удаление воды таким методом называется **выпариванием**.

Для получения более чистой соли воду из раствора выпаривают частично, идет постепенное (частями) удаление воды. При охлаждении такого раствора кристаллы соли оседают на дно и путем фильтрации они выделяются из жидкости. Такой метод выделения вещества из раствора называется **кристаллизацией**. Выделение жидкости из жидкой однородной смеси производится методом дистилляции.

Дистилляция – это метод выделения из однородной смеси более летучей жидкости путем испарения и дальнейшей конденсации.

Переход вещества из газообразного состояния в жидкое называется конденсацией. При нагревании водного раствора этилового, метилового спирта, в первую очередь, испаряется более летучая жидкость с низкой температурой кипения – спирт. Путем охлаждения его паров получают спирт в чистом виде. Отсюда можно прийти к следующему выводу: метод дистилляции основан на различии в температурах кипения жидкостей. Т.е. жидкость с более низкой температурой кипения испаряется быстрее.

Нефть является однородной смесью некоторых углеводородов в жидком состоянии. Нефть путем фракционной дистилляции также разделяют на составные части (бензин, керосин, лигроин, газойл и мазут).

Путем же фракционной дистилляции мазута получают смазочные масла, которые являются смесью жидких и твердых углеводородов.

Методом дистилляции однородная смесь газов (например, воздух) разделяется на составные части. Путем дистилляции жидкого воздуха в промышленности получают азот и кислород.

При помощи метода **хроматографии** однородные жидкие и газообразные смеси можно разделить на составные части. Метод хроматографии основан на способности адсорбции веществ (способность поглощать вещества поверхностью адсорбента – твердого вещества).

Выделение веществ из неоднородных (гетерогенных) смесей.

Разделение смеси нерастворимых друг в друге жидкостей с различной плотностью (например, нефть – вода, масло – вода, бензин – вода, керосин – вода и другие неоднородные смеси) в лабораторных условиях производится при помощи **делительной воронки**. Разделение неоднородной смеси при помощи делительной воронки основано на различии плотностей жидкостей, образующих смесь. Жидкость с малой плотностью собирается на поверхности, а с более высокой плотностью – внизу. В промышленности пользуются делительными устройствами с большими емкостями.

Выделение твердых веществ из жидкости с неоднородной смесью (например, песок – вода, железный порошок – вода, сера – вода, глина – вода, известняк – вода, древесные опилки – вода) основано на различии их плотностей. Например, если добавить в воду смесь из железного порошка и древесных опилок и оставить ее на некоторое время в нетронутым виде, то железный порошок с более высокой плотностью осядет на дно посуды. Древесные же опилки, имеющие меньшую плотность, всплывут на поверхность воды. При удалении древесных опилок

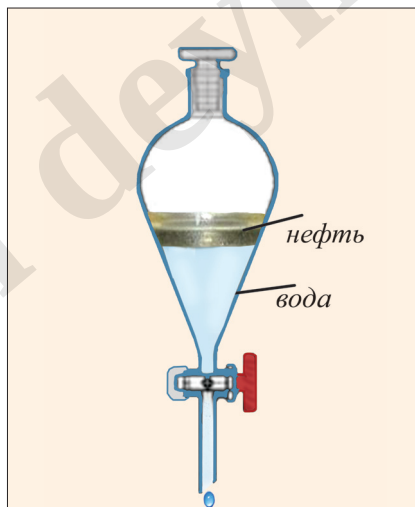


Рис 2. Делительная воронка

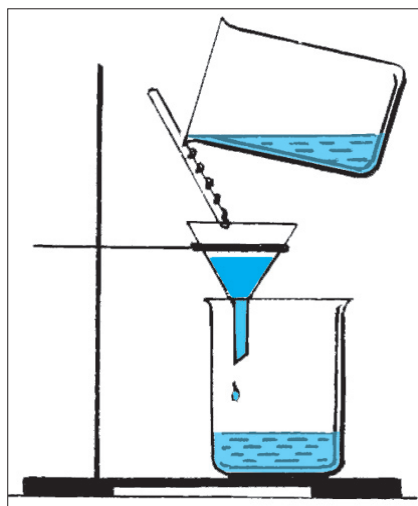


Рис 3. Фильтрация

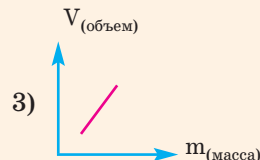
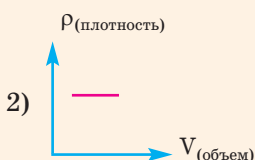
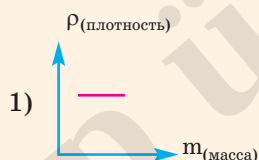
Процеживание (фильтрация) – это метод отделения твердого вещества путем процеживания через фильтровальную бумагу смеси твердого вещества с жидкостью. В данном случае твердое вещество остается на поверхности фильтровальной бумаги.

Жидкость, процеживаемая через фильтровальную бумагу, называется **фильтратом**. Фильтр может быть изготовлен также из бумаги, стекла, ткани, пористых твердых веществ и др.

Смесь железа с твердым веществом можно разделить на составные части (например, железный порошок – серный порошок, железный порошок – древесные опилки, железный порошок – песок) путем воздействия при помощи магнита. В этом случае железный порошок притягивается магнитом, а другое вещество – нет.

Проверка знаний и способностей

1. Чем отличаются друг от друга понятия «вещество» и «тело»? Разъясните свой ответ примерами. 2. Перечислите предметы, изготовленные из железа. 3. Перечислите предметы, изготовленные из стекла. 4. Укажите сходные и отличительные свойства следующих веществ: а) железо и медь; б) уголь и сера; в) поваренная соль и сахар; г) вода и керосин. 5. Какими своими физическими свойствами поваренная соль имеет: а) сходства и б) отличия от сахара? 6. Распределите нижеприведенные вещества на две группы по сходству их физических свойств: а) мел; б) угарный газ; в) поваренная соль; г) углекислый газ; д) сахар; е) водяной пар. 7. Какие графики подходят для чистого жидкого вещества?



8. Определите агрегатное состояние веществ при 25°C.

Чистое вещество	$t_{\text{плav}}^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{кип}}^{\circ}\text{C}$
X	– 10	120
Y	+ 30	100
Z	– 50	20

9. Назовите признаки, характеризующие чистые вещества. 10. Что такое смеси? Приведите несколько примеров смесей. 11. На чем основано разделение смесей на составные части? 12. Как можно в домашних условиях очистить воду от глины и песка? 13. Как можно очистить воду, используемую в быту, от растворенных в ней солей? 14. Приведите примеры следующих смесей: а) твердого вещества с жидкостью; б) твердого вещества с твердым веществом; в) газа с жидкостью; г) жидкости с жидкостью. 15. В какой воде имеется наибольшее количество смесей? а) речная (арычная) вода; б) дождевая вода; в) вода, используемая в быту. 16. Впишите вместо точек соответствующие пропущенные слова (из жидкости, делительной воронкой, процеживанием, выпариванием): а) нерастворимые друг в друге жидкости можно отделить ... ; б) выпариванием твердое вещество можно выделить ... ; в) растворимый в жидкости газ можно выделить ... ; г) жидкость можно отделить от нерастворимого в ней твердого вещества 17. Как можно очистить поваренную соль от нерастворимых в воде смесей?

Практическое занятие 1

Правила техники безопасности при работе в химических лабораториях (прочитайте эти правила каждый раз перед проведением опыта)

Большинство химических веществ — едкие и могут вызывать ожоги. В лабораториях иногда встречаются и ядовитые вещества. Некоторые вещества легко воспламеняются и создают опасность взрыва. Вот почему при работе в химических лабораториях с веществами следует строго придерживаться правил техники безопасности (данные правила в письменном виде имеются в каждом химическом кабинете). Ознакомимся с основными из них.

1. Нельзя брать вещества руками и пробовать их на вкус. 2. При определении запаха веществ нельзя держать сосуд близко к лицу, т.к. при вдыхании паров и газов дыхательные пути могут раздражаться. Для определения запаха следует ладонью руки сделать движение



*Рис. 4. Незнакомое вещество
нужно нюхать только
таким образом*

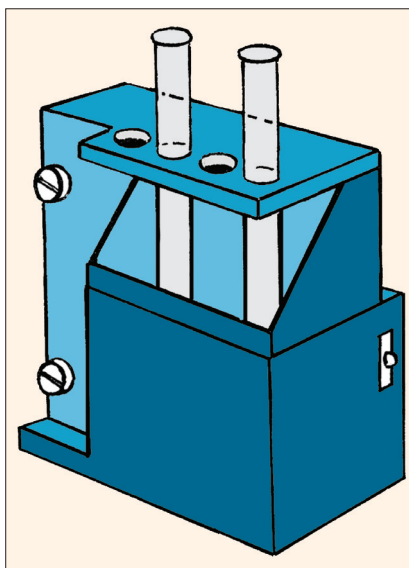
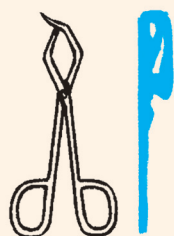


Рис. 5. Электронагреватель

от отверстия сосуда к носу (рис. 4). 3. Без указания учителя нельзя смешивать неизвестные вам вещества. 4. При проведении опытов пользуйтесь малыми дозами веществ. Если в описании лабораторной работы рекомендуется использование данного вещества в малых дозах, тогда следует помнить, что твердого вещества берется примерно $1/4$ чайной ложки, а жидкости – 1–2 мл. 5. Соблюдайте особую осторожность при работе с кислотами и щелочами. **Если случайно кислота или щелочь пролилась на руки или одежду, следует немедленно тщательно смыть ее большим количеством воды.** 6. При разбавлении кислоты водой всегда надо помнить следующее правило: кислоту (серную кислоту) следует наливать в воду тонкой струйкой, медленно перемешивая, а не наоборот. 7. Всегда надо пользоваться лишь чистой лабораторной посудой. 8. Остатки веществ после проведенного опыта не следует вновь вливать обратно в сосуд с чистым веществом. 9. При работе с газовой горелкой, спиртовкой, электронагревателем соблюдайте следующие правила: 1) Для того, чтобы зажечь газовую горелку, горящую спичку следует поднести к отверстию горелки и осторожно открывать газовый кран; 2) Если во время работы пламя горелки проскакивает, немедленно закройте газовый кран. После того как горелка остынет, закройте регулятор подачи воздуха и вновь зажгите горелку; 3) Если пламя горелки желтого цвета, это значит, что в горелку не поступает достаточно воздуха. В таком случае следует открыть регулятор подачи воздуха, чтобы пламя стало несветящимся; 4) После завершения работы следует проверить, закрыт ли газовый кран; 5) Если в помещении чувствуется запах газа, категорически запрещается зажигать спички. Немедленно сообщите об этом учителю; 6) При работе со спиртовкой ее не следует зажигать от другой спиртовки, т.к. спирт может пролиться и вызвать пожар; 7) Для того, чтобы погасить пламя спиртовки, ее следует закрыть колпачком; 8) Прежде чем подключить электронагреватель (рис. 5) к сети, следует проверить, не повреждена ли изоляция электрического провода нагревателя; 9) Если при включении электронагревателя в сеть нагревания не происходит, об этом следует сообщить учителю; 10) При работе с электронагревателем не допускайте загрязнения спирали накаливания; 11) После окончания работы обязательно отключите электронагреватель от сети.

ОБОРУДОВАНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ



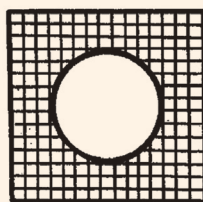
Тигельные щипцы



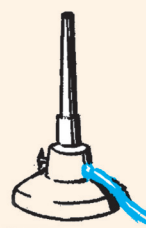
Ложка для сжигания



Шпатель



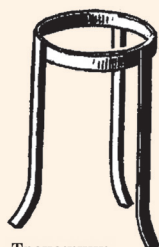
Асбестовая сетка



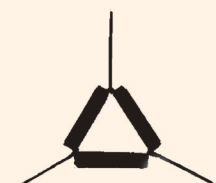
Газовая горелка



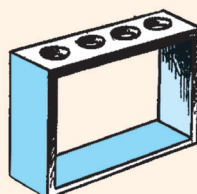
Спиртовка



Треножник



Фарфоровый (керамический) треугольник



Деревянный штатив



Подставки

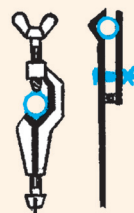


Ёрш для мытья пробирок



Штатив

Штативное кольцо



Муфта и лапка для штатива



Пробирки



U-образная трубка



Круглодонная и плоскодонная колбы



Стакан



Колба Эрленмейера



Правила работы с лабораторным оборудованием

Устройство лабораторного штатива. Устройство железного штатива, используемого в лаборатории, показано на рис. 6. Данный штатив применяется для закрепления приборов, используемых для проведения различных химических опытов (рис. 9, 10, 11). Например, при закреплении в штативе пробирки, она должна быть зажата так, чтобы не выпадала и не лопнула, и в то же время ее можно было передвигать. При сильном сжатии она может лопнуть. Пробирку следует закреплять на штативе не на середине, а ближе к отверстию, чтобы легче было ее нагревать (рис. 11).

Чтобы вынуть пробирку из штатива, следует сначала ослабить винт лапки, затем осторожно снять.

При нагревании жидкости в стакане или в колбе на кольцо штатива помещают асбестовую сетку. Нагревание же жидкости в фарфоровой чашке проводится без сетки.

Строение пламени. Если внимательно взглянуть в пламя, то можно увидеть, что оно состоит из трех частей (рис. 7). В его нижней части (3)

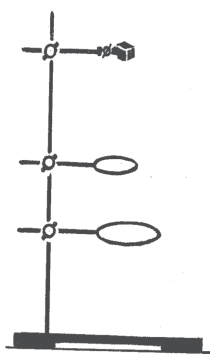


Рис. 6. Лабораторный штатив



Рис. 7. Строение пламени

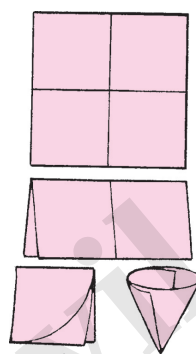


Рис. 8. Изготовление фильтра



Рис. 9. Фильтрация

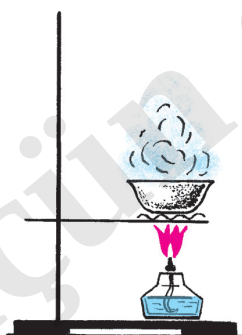


Рис. 10. Выпаривание

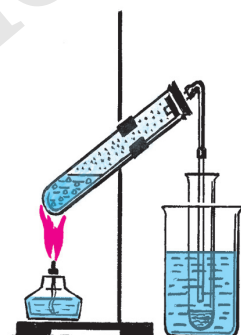


Рис. 11. Дистилляция

происходит смешивание газа с воздухом. Если быстро поднести головку спички в эту часть пламени и поддержать там некоторое время, то спичка загорается не сразу. Значит, в данной части пламени температура невысокая. Если в нижнюю часть пламени внести стеклянную трубочку и приблизить к ее отверстию зажженную спичку, то появится пламя. Это свидетельствует о том, что в нижней части пламени имеются несгоревшие газы.

Средняя часть пламени (2) является самой яркой. Это объясняется тем, что в данной части под воздействием относительно высокой температуры происходит разложение продуктов, содержащих углерод, при этом частицы угля, сильно накаляясь, излучают свет.

Во внешней части пламени (1) происходит полное сгорание газов, в итоге образуются оксид углерода (IV) (CO_2) и вода (H_2O). Вследствие этого в данной части пламя не светится.

Очистка поваренной соли. Приготовленную заранее неочищенную поваренную соль (смесь соли с песком и землей), размешивая стеклянной палочкой, растворяем в 20 мл воды в химическом стакане. Далее, разместив на воронке фильтровальную бумагу, процеживаем мутную смесь (рис. 8 и 9). Полученную жидкость наливаем в керамическую посуду и нагреваем (рис. 10). Процеженную жидкость помешиваем до тех пор, пока она не выпарится до конца. Оставшуюся в посуде белую твердую соль сравниваем с первоначальной смесью.

2. Состав и строение веществ.

Молекулы и атомы

Мысли о составе веществ были высказаны еще 2500 лет назад древнегреческими учеными (Демокритом и др.). По их мнению, все тела состоят из невидимых глазу мельчайших частиц, которые были названы «атомами». В те времена слово «атом» означало «неделимый». Исследования по строению веществ и составляющих их частиц продолжались и в дальнейшем, в более поздние времена.

Наиболее убедительные и достоверные научные высказывания об образовании веществ из молекул и атомов и о свойствах этих частиц были выдвинуты в середине XVIII века великим русским ученым М.В. Ломоносовым и через полвека после него – английским ученым Джоном Далтоном. Их идеи в 1860 году заложили основу «Атомно-молекулярного учения», признанного большинством ученых мира. Основными положениями учения о молекулах и атомах являются следующие:

- 1) *Вещества состоят из молекул и атомов.*
- 2) *Между молекулами имеются промежутки, размеры которых зависят от агрегатного состояния и температуры вещества.*

Самые большие расстояния имеются между молекулами газа. Это объясняется их легкой сжимаемостью. Жидкости сжимаются с трудом.

Между их молекулами расстояние сравнительно меньше. Меньше всего расстояния между молекулами твердых веществ, вследствие чего они не сжимаются.

- 3) Молекулы находятся в непрерывном движении, скорость движения молекул прямо пропорциональна температуре.
- 4) Между молекулами существуют силы взаимного притяжения и отталкивания.
- 5) Молекулы состоят из атомов, атомы, как и молекулы, находятся в непрерывном движении.
- 6) Один вид атома отличается от другого массой и свойствами.
- 7) При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических превращениях они распадаются. Атомы же не распадаются (т.е. неделимы) и при химических реакциях.
- 8) В узлах кристаллической решетки веществ с молекулярным строением в твердом состоянии находятся молекулы.
- 9) В узлах кристаллической решетки веществ с немолекулярным строением находятся атомы или другие частицы.

Если принять молекулы и атомы за шарики, то можно представить молекулы веществ в виде следующих моделей (рис. 12).

Положения атомно-молекулярного учения основаны на изучении свойств большинства веществ и химических опытах. Так, например, мы изучили превращение воды из твердого состояния в жидкое, а далее — в водяной пар. Проследив и проанализировав образование под воздействием электрического тока или температуры в 2000°C новых веществ — водорода

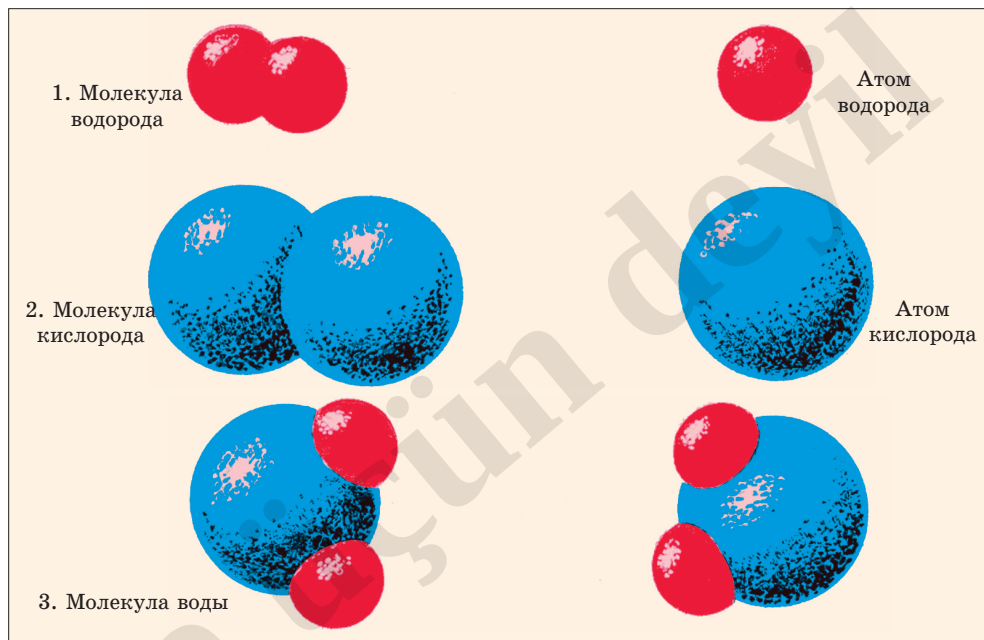


Рис. 12. Модели молекул

и кислорода путем распада воды, мы убедимся в достоверности данных положений. Данные превращения в виде моделей молекул показаны на рис. 13.

Как видно из рисунка, для распада молекул воды на атомы ее следует нагреть до температуры в 2000°C . Следовательно, сила притяжения между атомами намного больше, чем между молекулами. Другими словами, связь между атомами гораздо сильнее и прочнее, чем между молекулами. Указанную связь между атомами называют **химической связью**. Разрыв или образование этой связи обусловлены действием химических превращений и образованием новых веществ.

Будучи мельчайшими частицами большинства веществ, по составу и химическим свойствам молекулы аналогичны самим веществам. Во время химических реакций молекулы распадаются, т.е. они являются химически делимыми частицами.

Молекулы – это мельчайшие частицы, сохраняющие химические свойства и состав вещества.

Атомы – это мельчайшие химически неделимые частицы вещества.

В данном определении особо следует отметить слова «химически неделимые», т.к. известны такие явления, в результате которых атомы распадаются и при этом выделяется энергия. Указанные явления сопровождаются превращениями атомов и изучаются в курсе ядерной физики.

Состоят ли вещества из молекул и атомов? Последующие научные поиски показали, что вещества состоят не только из молекул и атомов, являющихся незаряженными и нейтральными частицами, но также и из положительно и отрицательно заряженных частиц – *ионов*. Например, к ним относятся поваренная соль, сода, известь и др. (более подробные сведения об этом вы получите в VIII классе). **Вещества, состоящие из молекул, называются веществами молекулярного строения**, а из

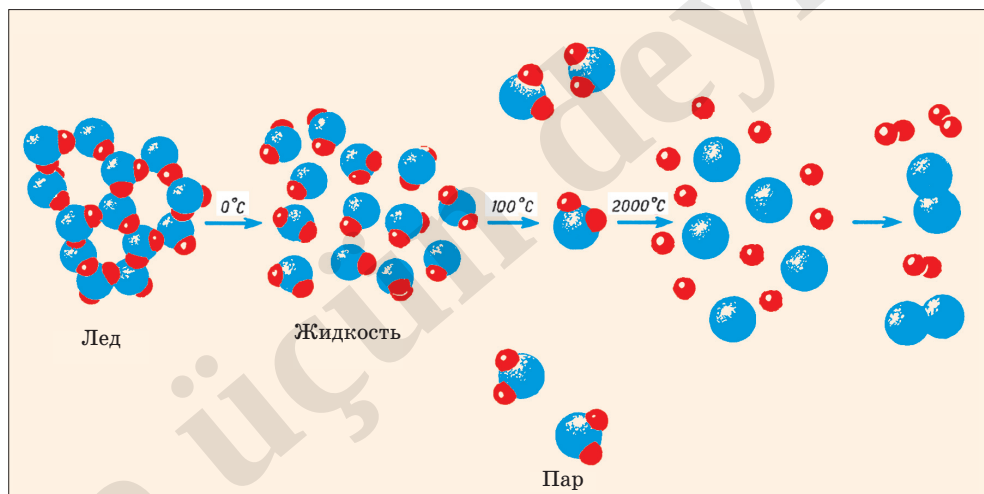


Рис. 13. Превращения воды в различных условиях

атомов и ионов — условно относят к веществам немолекулярного строения. Вещества молекулярного и немолекулярного строения отличаются друг от друга по своим свойствам. Первые в обычных условиях — это в основном газы (кислород, азот, водород, углекислый газ и др.) или жидкости (вода, спирт, ацетон и др.), а также легкоплавкие твердые вещества (кристаллическая сера, белый фосфор, сахар, иод и др.). Ко вторым относятся тугоплавкие твердые вещества (алмаз, графит, песок, поваренная соль, сода и др.).

Состав атома. Вплоть до конца XIX века атом считался мельчайшей (микро) неделимой частицей вещества. Насколько мельчайшими частицами являются атомы, можно представить себе посредством следующего сравнения. Если увеличить яблоко до размеров земного шара, то увеличенный во столько же раз атом станет величиной с яблоко. Диаметр атомов составляет $2 \cdot 10^{-10}$ — $5 \cdot 10^{-10}$ м. Это означает, что в толщине каждой страницы книги могут уместиться сотни тысяч атомов.

Атом — это мельчайшая частица, содержащая в себе все свойства химического элемента.

Научные открытия конца XIX и начала XX веков показали, что сам атом тоже является сложной частицей. Прежде всего было установлено, что каждый атом состоит из положительно заряженного **ядра** и движущихся с большой скоростью вокруг него отрицательно заряженных частиц — **электронов**. Ядро составляет основную массу атома и расположено в его центре. Диаметр ядра в 50–100 тысяч раз меньше диаметра атома.

Из курса физики известно, что само ядро атома также имеет сложное строение (рис. 14). Оно состоит из частиц — **протонов** и **нейтронов**. Заряд протона +1, а масса его примерно равна массе атома водорода, или же $1,673 \cdot 10^{-24}$ г. Величина положительного заряда ядра определяется числом протонов. Например, вследствие наличия 1 протона у атома водорода и 8 протонов у атома кислорода, заряд их ядер соответственно равен +1 и +8. Протон изображается буквой **p** или как ${}^1_1\text{p}$. Нейтрон — это незаряженная частица. Его масса ($1,675 \cdot 10^{-24}$ г) примерно равна массе протона. Нейтрон обозначается буквой **n** или как ${}^1_0\text{n}$.

Электрон имеет очень малую массу. Его масса в 1836 раз меньше массы протона, а заряд равен заряду протона с противоположным знаком (-1). Электрон обозначают знаком $\bar{e}$.

Вследствие одинакового количества электронов и протонов в атомах, в свободном состоянии они являются нейтральными частицами. Каждый же вид атома, как известно, имеет отличное от другого количество протонов. Масса атома определяется количеством его прото-

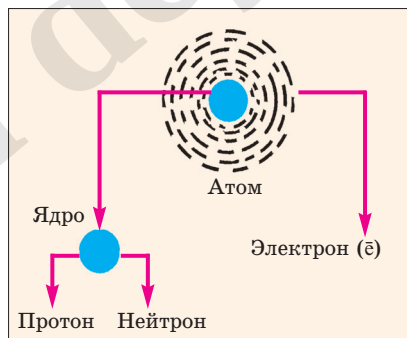


Рис. 14. Упрощенная модель атома

нов и нейтронов. Это также называют *массовым числом* A . Следовательно, атомы являются нейтральными частицами, имеющими определенную массу. $A=N(p)+N(n)$. Так как количество протонов равно заряду ядра элемента (Z), $A=Z+N(n)$.

Зная это, можно дать новое определение атома.

Атомом называют электронейтральную частицу, состоящую из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

В нейтральном атоме $N(p)=N(e^-)$.

Атом, отдавая электрон, становится положительно заряженным, а принимая электрон, — отрицательно заряженным ионом. Например:

${}_{11}\text{Na}^{\circ}-e^{-}\rightarrow{}_{11}\text{Na}^{+}$ — процесс отдачи электрона

$\text{S}^{\circ}+2e^{-}\rightarrow\text{S}^{2-}$ — процесс принятия электрона

В положительно заряженных ионах $N(p)>N(e^-)$. $N(e^-)=p$ заряд « $-$ » отрицательный.

В отрицательно заряженных ионах $N(p)<N(e^-)$. $N(e^-)=p$ абсолютное значение заряда « $+$ » положительное.

Заряд иона = $N(p)-N(e^-)$

Проверка знаний и способностей

1. Выберите вещества молекулярного строения: а) углекислый газ; б) вода; в) поваренная соль; г) этиловый спирт; д) известняк. 2. Приведите примеры веществ с немолекулярным строением. 3. Приведите примеры веществ с молекулярным строением: а) в газообразном состоянии; б) в жидком состоянии; в) в твердом состоянии. 4. Определите свойства, отличающие атомы от молекул. 5. Агрегатные состояния вещества: а) жидкое; б) газообразное; в) твердое. Расположите эти агрегатные состояния по степени уменьшения промежутка между молекулами. 6. Установите соответствие:

- | | |
|----------------------------------|------------------|
| I. Нейтральный атом | а) $N(p)<N(e^-)$ |
| II. Положительно заряженный ион | б) $N(p)>N(e^-)$ |
| III. Отрицательно заряженный ион | в) $N(p)=N(e^-)$ |

7. В каком случае массовое число атома дано правильно? а) равно сумме протонов и электронов; б) равно сумме нейтронов и электронов; в) равно сумме протонов и нейтронов. 8. Определите частицы X, Y и Z.

Частицы атома	Заряд
X	+
Y	0
Z	—

9. См. вопрос № 8: определите соотношения между массами частиц x, y и z. 10. Определите количество: а) протонов; б) нейтронов; в) электронов в атоме ${}_{20}^{40}\text{Ca}$. 11. Какие выражения верны для атома? а) мельчайшие, химически неделимые частицы вещества; б) мельчайшие, физически неделимые частицы вещества;

в) состоит из ядра и электронов; г) электронейтральная частица; д) массовое число атома равно массе его электронов; е) масса ядра равна массовому числу атома; ж) количество электронов по численному значению равно массе ядра; з) количество электронов равно заряду ядра.

3. Химический элемент. Изотопы

В одном из положений атомно-молекулярного учения отмечается, что каждый вид атома по своей массе и свойствам отличается от других видов атомов. Определенный вид атомов называется *химическим элементом*. Понятие «химический элемент» было внесено в науку в начале XIX века английским ученым Джоном Дальтоном. В настоящее время известно 110 химических элементов. В качестве их обозначения берутся заглавные буквы их названий на латинском языке или заглавные вместе с одной из последующих букв (см. таблицу «Периодической системы химических элементов», данную на форзаце книги).

Нельзя отождествлять понятия «атом» и «химический элемент». Попробуем показать их разницу на основе состава атомов.

Было установлено, что порядковый номер элементов в таблице соответствует количеству протонов в их атоме. Следовательно, зная порядковый номер элемента в таблице, мы можем найти число его протонов, а также заряд ядра (как вам известно, заряд ядра определяется числом протонов). Количество протонов в каждом виде атомов всегда постоянно. Число протонов в атомах разных элементов бывает разным. Во всех атомах одного и того же элемента число протонов одинаковое. Значит, вид атома определяется числом протонов или же зарядом ядра.

Вид атомов с одинаковым зарядом ядра (или числом протонов) называется химическим элементом.

Было установлено, что у многих элементов имеются атомы разной массы с одинаковыми химическими свойствами. Различие масс этих атомов обусловлено разным количеством их нейтронов, так как масса атома определяется суммой масс протонов и нейтронов: $A = N(p) + N(n)$.

Изотопами называются разновидности атомов одного и того же химического элемента, обладающие одинаковым зарядом ядра (число протонов), но разной массой (сумма протонов и нейтронов). Слово «изотоп» означает «занимающий одно и то же место». В таблице периодической системы химических элементов они обозначены одним знаком (химическим знаком элемента) и расположены в одной клетке.

Например, наряду с легким водородом (protium) в природе существуют также атомы тяжелого водорода (deuterium) и в незначительном количестве – более тяжелого водорода (tritium).

Среди изучаемых в школьном курсе элементов лишь изотопы водорода имеют различные названия.



ДЖОН ДАЛЬТОН (1766–1844)

Английский ученый. В 1803 году составил первую таблицу относительных атомных масс ряда элементов, сыграл огромную роль в развитии атомно-молекулярного учения.

Изотопы отличаются друг от друга относительной атомной массой, количеством нейтронов и распространением в природе.

Следовательно, понятия «атом» и «химический элемент» отличаются друг от друга тем, что каждый атом, будучи конкретной частицей, обладает определенным количеством протонов, электронов и нейтронов, а также имеет конкретную массу. Понятие же «химический элемент» подразумевает группу атомов с одинаковыми химическими свойствами, с одинаковым зарядом ядра и разными массами.

Атомная масса указывается в левом верхнем углу знака химического элемента, а количество протонов (порядковый номер) — в левом нижнем углу (таблицы 1 и 2).

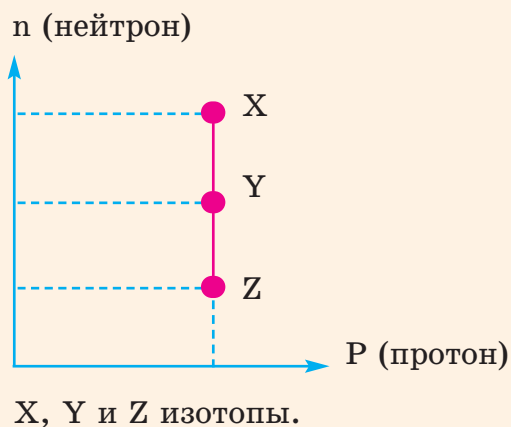
В таблицах показаны изотопы водорода и кислорода.

Таблица 1

Изотопы водорода	Название	Состав ядра	
		Количество протонов	Количество нейтронов
${}^1_1\text{H}$	Protium	1	0
${}^2_1\text{H}({}^2_1\text{D})$	Deyterium	1	1
${}^3_1\text{H}({}^3_1\text{T})$	Tritium	1	2

Таблица 2

Изотопы кислорода	Состав ядра	
	Количество протонов	Количество нейтронов
${}^{16}_8\text{O}$	8	8
${}^{17}_8\text{O}$	8	9
${}^{18}_8\text{O}$	8	10



Знаки химических элементов и их наименования. Для обозначения состава существующих в природе и полученных искусственным путем свыше 13 миллионов веществ, пользуются знаками (или символами) химических элементов.

В 1814 году известный шведский химик Й.Я.Берцелиус предложил обозначить химические элементы начальными буквами их латинского названия. Например, водород (Hydrogenium) – H, кислород (Oxygenium) – O, азот (Nitrogenium) – N, сера (Sulfur) – S и т.д. В случае совпадения начальных букв нескольких элементов, к начальной букве приписывалась одна из последующих за нею букв латинского названия элемента. Например, азот (Nitrogenium), никель (Nikelium) и натрий (Natrium) обозначаются соответственно знаками N, Ni и Na.

Кто же дает названия элементам и что они выражают?

Названия химических элементов имеют разное происхождение. Названия ряда элементов дошли до нас с древних времен. Это названия, данные алхимиками простым веществам. Например, серебро, золото, сера, медь, свинец и др. Названия и химические знаки для новых открытых элементов выбираются открывшими их учеными, а международный съезд прикладной химии (IUPAC) утверждает их. Латинские и греческие названия ряда элементов отражают их свойства, например, хлор – зеленый, бром – с неприятным запахом, иод – фиолетовый, радий – излучающий (радиоактивный), кремний – твердый и др.

Названия ряда элементов даны в честь гениальных ученых – химиков и физиков: американский физик Сиборг назвал открытые им элементы в честь Менделеева – менделевий – Md; в честь Марии Склодовской-Кюри и Пьера Кюри (Франция) – кюриум – Cm; в честь Э.Резерфорда (Великобритания) – резерфордий – Rf. Те, кто первым открыл элементы, давали



ЙЕНС ЯКОВ БЕРЦЕЛИУС (1779–1848)

Шведский химик. В 1814 году ввел в науку современное обозначение химических элементов. В 1807–1818 гг. определил атомные массы 45 химических элементов. Является автором ряда других научных открытий.

им названия своих стран: скандий – Sc (Скандинавия), германий – Ge (Германия), рутений – Ru (Россия), полоний – Po (Польша). Названия дубний – Db и берклий – Bk даны в честь городов Дубна (Россия) и Беркли (США), где расположены центры ядерных исследований, в которых были открыты эти элементы. Элементам уран – U, нептуний – Np и плутоний – Pu даны названия соответствующих планет.

Известные с древних времен названия элементов (веществ) произносятся в соответствии с тем языком, на котором общаются. Например, железо (Ferrum–Fe), медь (Cuprum–Cu), серебро (Argentum–Ag), золото (Aurum–Au) и т.д.

У ряда элементов чаще всего употребляется их краткое название (произношением начальной буквы их названия): водород – аш (H), кислород – О, углерод – це (C), сера – эс (S), азот – эн (N) и т.д.

Химический знак элемента определяет его качественную (какой это элемент) и количественную (один атом данного элемента) характеристику.

В таблице 3 даются латинские и русские названия наиболее употребляемых в средних общеобразовательных школах 25 элементов, произношение химических знаков (остальные см. в таблице периодической системы химических элементов).

Таблица 3

№	Название химического элемента на русском языке	Латинское название элемента	Химический знак элемента	Краткое произношение химического знака элемента
1.	Водород	Hydrogenium	H	Аш
2.	Кислород	Oxygenium	O	О
3.	Углерод	Carboneum	C	Це
4.	Азот	Nitrogenium	N	Эн
5.	Фтор	Fluorum	F	Фтор
6.	Иод	Iodum	J	Иод
7.	Бром	Bromum	Br	Бром
8.	Кремний	Silicium	Si	Силициум
9.	Барий	Barium	Ba	Барий
10.	Хлор	Chlorum	Cl	Хлор
11.	Марганец	Manganum	Mn	Марганец
12.	Цинк	Zincum	Zn	Цинк
13.	Натрий	Natrium	Na	Натрий
14.	Калий	Kalium	K	Калий
15.	Кальций	Calcium	Ca	Кальций
16.	Магний	Magnesium	Mg	Магний
17.	Алюминий	Aluminium	Al	Алюминий
18.	Железо	Ferrum	Fe	Феррум
19.	Медь	Cuprum	Cu	Купрум
20.	Серебро	Argentum	Ag	Аргентум
21.	Сера	Sulfur	S	Эс
22.	Фосфор	Phosphorus	P	Пэ
23.	Свинец	Plumbum	Pb	Плюмбум
24.	Ртуть	Hydrargyrum	Hg	Гидраргирум
25.	Золото	Aurum	Au	Аурум

Проверка знаний и способностей

1. Выберите одинаковые атомы химических элементов: а) ${}^1_1\text{X}$; б) ${}^{16}_8\text{Y}$; в) ${}^2_1\text{Z}$; г) ${}^{32}_{16}\text{E}$; д) ${}^3_1\text{T}$. 2. В каких рядах даны изотопы? а) ${}^1_1\text{H}$; ${}^2_1\text{H}$; ${}^3_1\text{H}$; б) ${}^{16}_8\text{O}$; ${}^{32}_{16}\text{S}$; ${}^{31}_{15}\text{P}$; в) ${}^{32}_{16}\text{S}$; ${}^{33}_{16}\text{S}$; ${}^{34}_{16}\text{S}$; г) ${}^{40}_{18}\text{Ar}$; ${}^{40}_{19}\text{K}$; ${}^{40}_{20}\text{Ca}$. 3. Чем отличаются друг от друга изотопы? 4. Что одинаково в нижеприведенных атомах? а) ${}^{40}_{20}\text{Ca}$; б) ${}^{39}_{19}\text{K}$; в) ${}^{38}_{18}\text{Ar}$. 5. В каком ряду даны изотопы? а) ${}^{40}_{20}\text{Ca}$; ${}^{39}_{19}\text{K}$; ${}^{38}_{18}\text{Ar}$; б) ${}^{18}_8\text{O}$; ${}^{19}_9\text{F}$; ${}^{20}_{10}\text{Ne}$; в) ${}^{23}_{11}\text{Na}$; ${}^{24}_{12}\text{Mg}$; ${}^{27}_{13}\text{Al}$. 6. Поясните, как образовались знаки химических элементов. 7. Кто предложил настоящую форму знаков химических элементов?

4. Относительная атомная масса химических элементов

Согласно атомно-молекулярному учению, один вид атома отличается от других видов атома своей массой. Как известно, масса атомов определяется суммой масс находящихся в их ядре протонов и нейтронов (нейтрон отсутствует лишь у атома легкого изотопа водорода). Сумму протонов и нейтронов в каждом атоме называют *массовым числом*. А можно ли выразить массу атомов известными нам единицами (мг, г, кг)? Атомы настолько мелкие частицы, что определить их массу непосредственно даже точнейшими весами не представляется возможным. Определить массу атомов возможно лишь при помощи физических экспериментов и математических вычислений. Так, например, было вычислено, что масса самого легкого изотопа водорода (protium) $\approx 1,67 \cdot 10^{-24}$ г. На основе массы атома водорода можно вычислить массы и других атомов. При помощи экспериментов можно определить, что масса атома кислорода больше массы атома водорода в 16 раз, а азота – в 14 раз. Тогда получим:

$$\begin{aligned}m_a(\text{O}) &= 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г} \cdot 16 = 26,7 \cdot 10^{-24} \text{ г} \\m_a(\text{N}) &= 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г} \cdot 14 = 23,38 \cdot 10^{-24} \text{ г}\end{aligned}$$

Аналогичным путем вычисляется масса атома углерода:

$$m_a(\text{C}) = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г} \cdot 12 = 20,00 \cdot 10^{-24} \text{ г}.$$

Так как производить расчеты с такими минимальными числами крайне неудобно, было введено понятие относительной атомной массы. С этой целью впервые Д.Дальтон выдвинул идею сопоставления масс атомов с массой атома водорода. Позже было обнаружено, что при определении относительной атомной массы металлов на основе массы атома водорода возникают некоторые трудности. После этого относительную атомную массу элементов стали вычислять по $1/16$ атомной массы кислорода. Открытие изотопов вновь создало определенные трудности. В настоящее время для определения относительной атомной массы элементов в качестве самого удобного эталона берется $1/12$ атомной массы изотопа углерода -12 (^{12}C). Данный эталон называют *атомной единицей массы* (а.е.м.).

$$\text{а.е.м.} = \frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C}) \approx 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Следует учесть, что при вычислении относительной атомной массы элементов берется масса не одного их атома, а средняя атомная масса их изотопов, которая делится на $1/12$ массы изотопа углерода ^{12}C . Относительная атомная масса элементов обозначается знаком **A_r**. **A** – начальная буква слова «атом»; **r** – от латинского слова «relative» – т.е. *относительный*.

Относительная атомная масса химического элемента показывает, во сколько раз масса его атома больше $1/12$ массы атома углерода ^{12}C .

$$A_r = \frac{m_a(\text{El})}{\frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C})}$$

При вычислении относительной атомной массы водорода, кислорода, азота и углерода на основе данной формулы их атомные массы показываются соответственным образом:

$$A_r(\text{H}) = 1,0078 \approx 1$$

$$A_r(\text{N}) = 14,0067 \approx 14$$

$$A_r(\text{O}) = 15,9994 \approx 16$$

$$A_r(\text{C}) = 12,0110 \approx 12$$

Читаются они следующим образом: относительная атомная масса водорода приблизительно равна 1; кислорода – 16 и т.д.

Поскольку количество протонов и нейтронов составляет целое число, то относительная атомная масса любого элемента должна была бы быть выражена целым числом. Однако относительная атомная масса большинства элементов в таблице периодической системы представлена в виде дроби. Причина этого объясняется распространением в природе изотопов элементов в различном количестве. Относительная атомная масса природных изотопов элементов умножается на процент распространения их в природе, а при делении суммы полученных произведений на 100 мы получаем среднюю относительную атомную массу элемента. Например, распространение в природе изотопа хлора ^{35}Cl составляет 75%, а изотопа ^{37}Cl – 25%.

$$\text{В таком случае, } A_r(\text{Cl}) = \frac{75 \cdot 35 + 25 \cdot 37}{100} \approx 35,5$$

Относительные атомные массы других элементов даны в таблице «Периодической системы химических элементов».

На практике обычно пользуются относительными атомными массами. При этом следует различать относительные атомные массы, являющиеся безразмерными величинами, и атомные массы, которые измеряются в атомных единицах массы (численно они равны).

Например, обратим внимание на таблицу 4.

Таблица 4

Название химического элемента	Масса атома (в кг)	Масса атома (в а.е.м.)	Относительная атомная масса
Водород	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1	1
Кислород	$2,67 \cdot 10^{-26}$	16	16
Углерод	$2,0 \cdot 10^{-26}$	12	12
Сера	$5,32 \cdot 10^{-26}$	32	32
Железо	$9,30 \cdot 10^{-26}$	56	56

Проверка знаний и способностей

1. В каких единицах можно выразить атомную массу? 2. Что такое атомная единица массы (а.е.м.)? 3. Поясните, что означает относительная атомная масса. 4. На основе таблицы периодической системы химических элементов найдите количество протонов и относительную атомную массу в атомах натрия, кальция, магния, железа и запишите в тетради. 5. Каково определение относительной атомной массы элемента? а) выражение атомной массы в граммах; б) атомная масса выражается атомной единицей массы; в) $1/12$ атомной массы изотопа углерода. 6. Какие выражения верны для относительной атомной массы элемента? а) показывает, во сколько раз атомная масса элемента тяжелее атомной массы углерода; б) безразмерная величина; в) выражается атомной единицей массы; г) равна $1/12$ атомной массы углерода; д) равна соотношению массы одного атома элемента к атомной единице массы. 7. Вычислите относительную атомную массу элемента, в ядре которого содержится 19 протонов и 20 нейтронов. 8. Сколько электронов содержится в атоме элемента с относительной атомной массой 56, если у него имеется 30 нейтронов?

5. Классификация веществ

Классификация веществ может проводиться по ряду признаков.

1. В нормальных условиях (при температуре 0°C и 1 атм давления) по агрегатному состоянию вещества делятся на газообразные, жидкие и твердые.

Вещества в газообразном состоянии: Водород (H_2), кислород (O_2), озон O_3 , фтор (F_2), хлор (Cl_2), азот (N_2), метан (CH_4), аммиак (NH_3), угарный газ (CO), углекислый газ (CO_2), этилен (C_2H_4), ацетилен (C_2H_2), и др. находятся в газообразном состоянии.

Вещества в жидком состоянии: Азотная кислота (HNO_3), вода (H_2O), серная кислота (H_2SO_4), метиловый спирт (CH_3OH), этиловый спирт ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), бром (Br_2), ртуть (Hg) и др. находятся в жидком состоянии.

Вещества в твердом состоянии: все металлы кроме ртути (Hg) – железо (Fe), медь (Cu), серебро (Ag), золото (Au), цинк (Zn), а также кварц – речной песок (SiO_2), поваренная соль (NaCl), сахар, щелочи (гидроксид натрия (NaOH), гидроксид калия (KOH)) и др. находятся в твердом состоянии.

2. По своим физическим свойствам вещества делятся на чистые и смеси. Вещества, не обладающие постоянными физическими свойствами (температуры плавления, кипения, плотность и др.), относятся к смесям (см. темы 1 и 2).

3. По своему происхождению вещества делятся на неорганические и органические вещества. Из соединений углерода к неорганическим веществам относятся – угарный газ (CO), углекислый газ (CO_2), угольная кислота (H_2CO_3), все его соли, например, сода (Na_2CO_3), чайная сода (NaHCO_3), известняк (CaCO_3). Соединения, в составе которых присутствуют лишь только углерод (C), водород (H) или же углерод, водород и кислород, относятся к

органическим соединениям. Например, метан (CH_4), этилен (C_2H_4), этиловый спирт, уксусная кислота (CH_3COOH) и др.

4. По своему составу вещества делятся на две группы: простые и сложные. Вещества могут состоять из атомов одного вида или разных видов.

Вещества, образованные из атомов одного вида, называют простыми. Вещества же, состоящие из атомов разного вида, называют сложными.

Известные вам железо, медь, алюминий, ртуть, олово, свинец, золото, серебро, сера, фосфор, иод, водород, кислород, алмаз, графит и др. относятся к простым веществам. В твердом виде они имеют как молекулярное (сера, белый фосфор, иод и др.), так и немолекулярное (железо, медь, алмаз, графит и др.) строение, вследствие чего обладают разными свойствами. По своим свойствам простые вещества делятся на 2 группы: *металлы* и *неметаллы*. В обычных условиях металлы находятся в твердом состоянии (кроме ртути), хорошо проводят электрический ток и теплоту, обладают пластичностью – поддаются ковке. Простые вещества, образованные элементами Fe, Cu, Al, Pb, Sn, Ag, Au, Zn, Na, K и др., обладают свойствами металла. Их названия соответствуют названиям элементов. Неметаллы же, наоборот, плохо проводят электрический ток и теплоту (или вообще не проводят), в обычных условиях они находятся в состоянии газа, жидкости и в твердом виде. Находящиеся в обычных условиях в твердом состоянии неметаллы (алмаз, графит, иод, сера, фосфор и др.) обладают хрупкими свойствами – при ударе они легко ломаются. O, H, N, P, Cl, Br, J и др. образуют аналогичные по названиям неметаллы.

Простые вещества являются формой существования химических элементов в свободном состоянии.

Образование нескольких простых веществ из одного химического элемента называется явлением **аллотропии**, а сами простые вещества – **аллотропическими видоизменениями** этого элемента.

Вот почему количество простых веществ (свыше 400) превышает количество химических элементов.

Таблица 5

Элемент	Производные простые вещества (аллотропические видоизменения)	Форма распространения элемента в природе	
		В свободном состоянии	В виде соединений
C	Алмаз, графит, карбин, фуллерен	+	+
S	Кристаллические, пластические	+	+
O	O_2 (кислород), O_3 (озон)	+	+
Si	Кристаллические, аморфные	—	+
P	Белые, красные, черные	—	+
N	N_2 (азот) аллотропических видоизменений не имеет	+	+

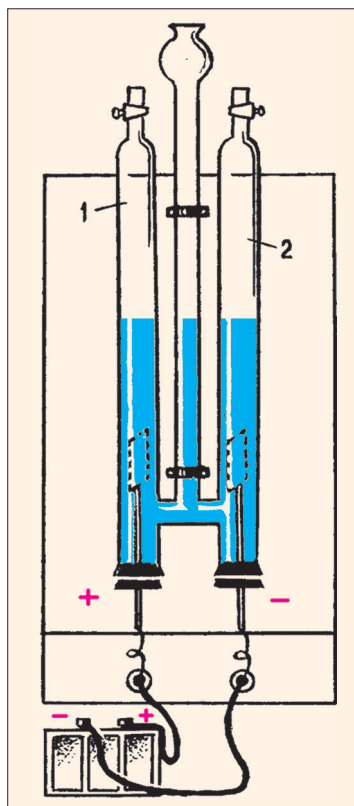


Рис. 15. Прибор для разложения воды

Явление аллотропии происходит по двум причинам:

1. Вследствие разного количества атомов в молекуле. Например, кислород (O_2), озон (O_3).

2. Вследствие различной кристаллической структуры веществ: например, алмаз, графит, карбин, фуллерен.

Для доказательства того, что сложные вещества состоят из различных видов атомов, проводятся химические опыты. Например, с помощью опыта можно легко наблюдать разложение воды на газы кислород и водород под воздействием постоянного электрического тока. Для этого подключим прибор, наполненный водой (прибор Хофмана), к электрической цепи (рис. 15). То, что выходящий из одной трубки (1) газ является кислородом, как известно из курса «Познание мира», можно проверить, поднеся к ней тлеющую лучинку. Для проверки наличия водорода выходящий из второй трубки (2) газ собирают в пробирку и подносят к пламени спиртовки. При этом раздается резкий хлопок. Водород же, не имеющий смеси воздуха, будет гореть ровным, бесцветным пламенем.

Следовательно, вода состоит из атомов двух различных элементов — водорода (H) и кислорода (O), т.е. вода — сложное вещество.

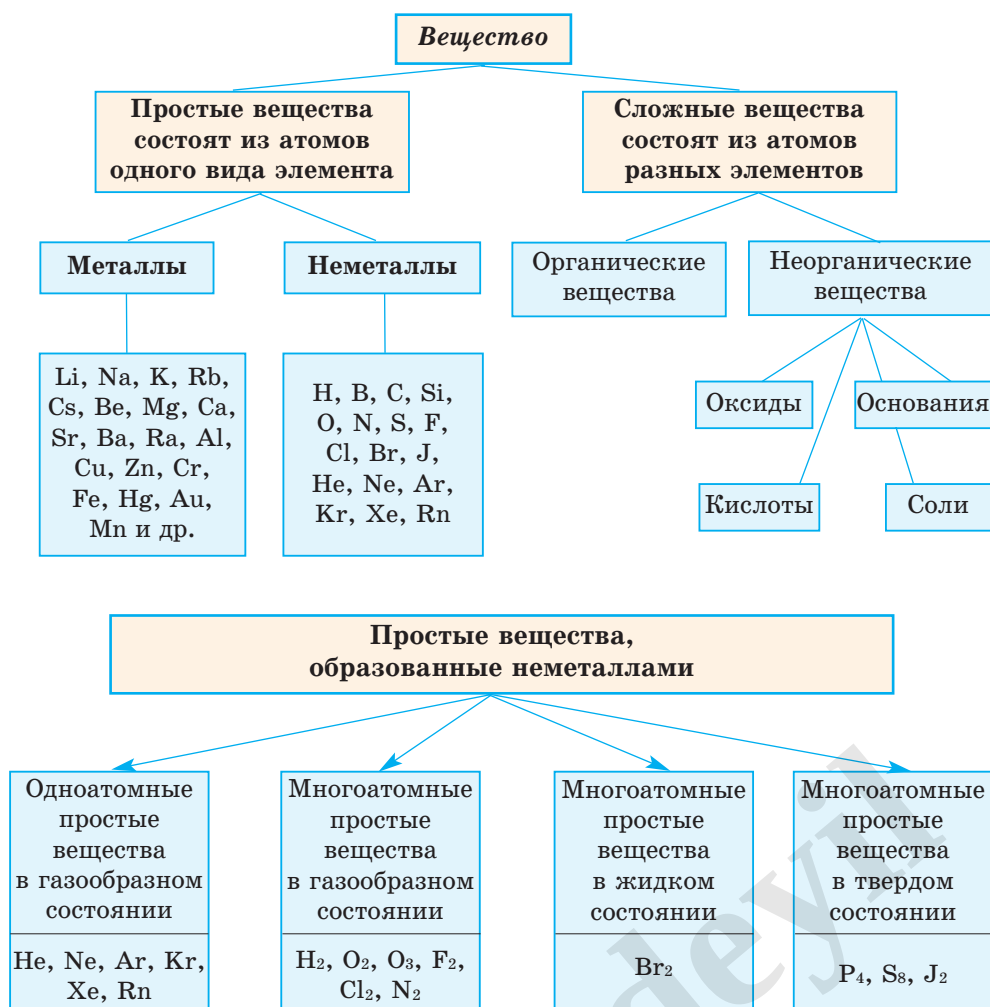
Точно так же известная всем нам поваренная соль состоит из элементов Na и Cl, негашеная известь — из Ca и O и, следовательно, они являются сложными веществами. **Сложные вещества называют химическими соединениями.**

По своему составу и свойствам сложные вещества делят на 4 основные группы: оксиды, основания, кислоты, соли.

Органические вещества (сахар, спирт, ацетон, масло, эфир и др.) составляют особую группу сложных веществ. С ними вы ознакомитесь в следующих классах.

Сложные вещества в обычных условиях встречаются во всех трех агрегатных состояниях (газообразном, жидком, твердом). Они обладают различными свойствами и различным строением.

Подытожим все вышеизложенное о простых и сложных веществах нижеприведенной схемой:



Земная кора образовалась в основном из 9 элементов, количество других элементов очень незначительно. В атмосфере элементы распределены по-разному.

В близких к земной коре слоях атмосферы объем азота составляет 78%, кислорода – 21%, других газов – 1%.

Некоторые элементы в природе встречаются в свободном состоянии, в виде простых веществ: азот и кислород – в воздухе, сера, серебро и золото – в земной коре. Большинство элементов распространено в природе в виде сложных веществ – химических соединений.

В природе и в практической жизни значение химических элементов очень велико. Например, в промышленности используется свыше 90 элементов. Примерно 25 элементов играют важную роль для жизнедеятельности человека. Эти элементы называют биогенными элементами. Они тоже делятся на две группы: макроэлементы (C, H, N, O, S, P, Ca, Mg, Na, K, Cl) и микроэлементы (Cu, Mn, Fe, Zn, Mo, F, J, Se, Cr, Ni, V, Sn, As, Si). В течение дня человеку необходимо 100 мг макроэлементов и 10 мг микроэлементов.

Знания о химических свойствах элементов и их соединений помогают людям в получении новых веществ, в борьбе с болезнями, при охране природы.

Проверка знаний и способностей

1. Выберите простые вещества: а) CO_2 ; б) Cl_2 ; в) NaCl ; г) H_2 ; д) H_2O ; е) O_2 .
2. Что называют простыми веществами? 3. Что называют сложными веществами?
4. Какие элементы производят многоатомные простые вещества? а) Na; б) H; в) K; г) Cl; д) S; е) Cu.
5. Какие элементы производят аллотропическое видоизменение? а) Ca; б) O; в) K; г) N; д) S; е) P; ж) Si.
6. Чего больше по количеству – простых веществ или химических элементов? 7. По какой причине образуется явление аллотропии?

6. Химические формулы. Закон постоянства состава веществ. Валентность

Условное обозначение состава вещества при помощи химических знаков и индексов называют *химической формулой*.

Расположенное справа внизу у знака элемента число называется **индексом**. Индекс указывает на число атомов этого элемента в молекуле.

Если, согласно моделям молекул, представленных на рис. 10, запишем химические формулы водорода, кислорода и воды, то получится: H_2 , O_2 , H_2O . Формулы показывают, что молекулы водорода состоят из 2-х атомов водорода, а кислорода из 2-х атомов кислорода, а молекула воды – из 2-х атомов водорода и 1-го атома кислорода. Следовательно, химические формулы веществ молекулярного строения выражают их качественный и количественный состав.

Состав веществ определяют разными физико-химическими способами, методом анализа результатов химических опытов. Так, например, в результате разложения воды под воздействием постоянного электрического тока наблюдается превышение в два раза объема водорода по сравнению с кислородом. При переводе данных отношений объемов на массовые отношения получаем: $m(\text{H}) : m(\text{O}) = 1:8$. Т.е. при распаде 9 г воды будут получены 1 г водорода и 8 г кислорода. При сопоставлении данных чисел с относи-

ЖОЗЕФ ЛУИ ПРУСТ (1754–1826)

Французский химик. В период с 1799 по 1806 гг. исследовал составы различных оксидов, сульфидов и других веществ. В итоге им был открыт закон постоянства состава химических соединений.



тельными атомными массами элементов можно прийти к выводу, что молекула воды состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода. Состав воды и других химических соединений независимо от способа их получения и места нахождения всегда остается постоянным. Данный закон был открыт в 1799 году французским химиком Ж.Л.Прустом. В настоящее время закон постоянства состава веществ выражается следующим образом: **Независимо от способа получения, состав и свойства химических соединений молекулярного строения всегда постоянны.**

Данный закон о постоянстве и неизменности состава и свойств веществ с молекулярным строением является одним из основных законов химии. Для большинства химических соединений немолекулярного строения закон постоянства состава не подходит.

Как известно, не все вещества имеют молекулярное строение. Целая группа веществ состоит из атомов и ионов. Как же составляются химические формулы этих веществ?

Химические формулы веществ с немолекулярным строением составляются на основе соотношения частиц элементов (атомов или ионов) в соединениях. Для определения этого соотношения выясняется, сколько частиц другого элемента окружает (соединяется) частицу элемента в кристалле вещества немолекулярного строения. Исследования физическими методами строения кристаллов вещества позволяют получить такие сведения.

Как известно, в кварце количественное соотношение между атомами кремния и кислорода составляет 1:2. Значит, его формулу можно представить в виде: SiO_2 . В хлориде алюминия соотношение между ионами алюминия и хлора – 1:3. Следовательно, его формула – AlCl_3 .

Пользуясь краткими названиями химических элементов из таблицы 3, можно прочесть формулы:

CO_2 — це — о — 2;

H_2O — аш — 2 — о;

CH_4 — це — аш — 4;

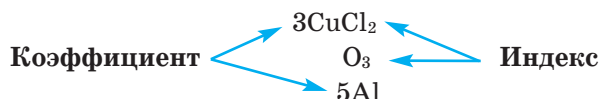
SiO_2 — силиций — о — 2;

AlCl_3 — алюминий — хлор — 3;

P_2O_5 — пэ — 2 — о — 5 и т.д.

(С правилами международного произношения химических формул ознакомимся позже).

Число, стоящее перед химическими формулами и химическими знаками, называется коэффициентом. Расположенное справа внизу у знака элемента число называется индексом.



Валентность химических элементов. Составление химических формул по валентности. Как известно, формулы веществ выводятся на основе химических опытов. Рассмотрим формулы водородных соединений некоторых элементов:

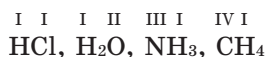


Из данных формул видно, что атом хлора может соединиться с одним, атом кислорода — двумя, атом азота — тремя, а атом углерода — четырьмя атомами водорода. Следовательно, элементы обладают разной способностью присоединять к себе атомы водорода.

Свойство атомов химических элементов присоединять к себе определенное число атомов других химических элементов называют валентностью.

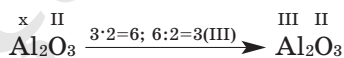
Понятие валентности впервые было введено в 1852 году английским ученым Э.Франклендом.

Валентность водорода принята за единицу, и поэтому валентности других элементов берутся в сопоставлении с ним. Валентность выражают римскими цифрами. Так, например, обозначим валентности элементов нижеприведенных соединений, поставив римские цифры над знаками химических элементов:



Исходя из вышеприведенного, можно утверждать: валентность хлора по водороду равна единице, кислорода — двум, азота — трем, углерода — четырем.

Зная о двухвалентности кислорода, можно путем вычислений определить валентность других элементов в соединениях с кислородом (оксидах). Для этого следует указанный в химической формуле индекс атома кислорода умножить на его валентность и поделить на индекс атома другого элемента. Например, определим валентность атома алюминия по кислороду в химическом соединении Al_2O_3 :



Существует группа химических элементов, валентность которых остается неизменной во всех их химических соединениях, т.е. всегда обозначается одной и той же цифрой. Это *элементы с постоянной валентностью*.

ЭДУАРД ФРАНКЛЕНД (1825–1899)

Английский химик. В 1852 г. им было введено в науку понятие о соединительной силе. Данное свойство атомов впоследствии было названо валентностью.

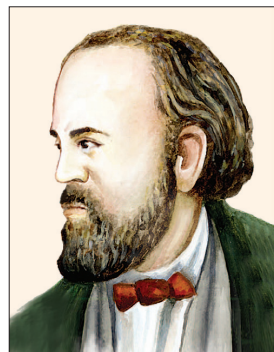


Таблица 6

Элементы с постоянной валентностью

Химические элементы	Валентность элементов
1. H, Li, Na, K, Rb, Cs, F	I
2. O*, Be, Mg, Ca, Ba, Zn, Hg	II
3. B, Al	III
4. C**	IV

Другая группа элементов в различных химических соединениях имеет различную валентность. Их называют *элементами с переменной валентностью*.

* В CO и H_2O^+ валентность кислорода — III.

** В CO валентность углерода — III.

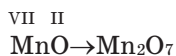
Таблица 7

Элементы с переменной валентностью

Химический элемент	Валентность элемента
Pb, Sn, Si	II, IV
S	II, IV, VI
P	III, V
Cr	II, III, VI
Cu	I, II
Fe	II, III
N	III, IV
Mn	II, III, IV, VI, VII
Cl, Br, J	I, III, V, VII

Зная валентность химических элементов, можно легко составить формулу бинарного (двухэлементного) соединения, образованного ими. Для этого следует записать химические знаки элементов, проставив над ними их валентность. Далее, определив наименьшее общее кратное чисел,

выражающих валентность этих элементов, его делят на валентность каждого из них и находят их индексы. Например, составим формулу химического соединения, образованного элементами семивалентного марганца и кислорода:



Если при составлении формулы по валентности полученные индексы сократить до минимальных целых чисел, то можно получить простую формулу вещества.



Проверка знаний и способностей

1. Что называют химической формулой? 2. Что показывают индексы в формулах? Назовите количество атомов в молекулах: а) H_2O_2 ; б) P_2O_5 ; в) SO_3 . 3. Покажите количественное соотношение элементов в поваренной соли (NaCl), соде (Na_2CO_3) и хлориде кальция (CaCl_2). 4. Как читаются формулы SO_2 , N_2O_3 , H_2S ? 5. Что такое валентность? 6. Назовите валентность водорода и кислорода. 7. Как записываются формулы химических соединений элементов Na, Mg, K, Al, Be, C(IV) и S(IV, VI) с атомом кислорода? (Пользуйтесь таблицей № 6). 8. Определите валентность элементов в химических соединениях P_2O_3 , MnO_2 по кислороду. 9. На основе представленных в таблице 7 валентностей меди, железа и хрома составьте формулы их соединений с кислородом и хлором. 10. Выберите элементы с переменной валентностью. а) Ca, б) Fe, в) Na, г) Al, д) Cu, е) Cr, ж) Cl. 11. Выберите элементы с постоянной валентностью. а) Li, б) Br, в) K, г) J, д) Mg, е) Be, ж) Cr. 12. Определите валентность серы (S) в SO_3 .

7. Относительная молекулярная масса. Вычисления по химическим формулам

Так как молекулы состоят из атомов, их масса будет равна сумме масс составляющих эти молекулы атомов.

Массу молекулы вещества, выраженную в атомных единицах массы, называют молекулярной массой.

Для упрощения производимых вычислений здесь также используют относительную молекулярную массу.

Отношение молекулярной массы вещества с молекулярным строением к $1/12$ массы атома углерода называют относительной молекулярной массой.

$$M_r = \frac{m_M}{1/12 m_a(^{12}\text{C})}$$

Относительная молекулярная масса вычисляется по относительной атомной массе атомов, составляющих молекулу:

$$M_r(O_2) = 2 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 16 = 32$$

$$M_r(H_2O) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

$$M_r(P_2O_5) = 2 \cdot A_r(P) + 5 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142$$

Приведенные выше вычисления читаются так: относительная молекулярная масса кислорода равна 32; относительная молекулярная масса воды – 18; относительная молекулярная масса оксида фосфора (V) – 142.

Как известно, химическая формула веществ немолекулярного строения выражает соотношение числа составляющих их частиц. Вследствие этого их массу, вычисленную по формуле, точнее было бы назвать «формулярной массой». Однако условно данные формулы мы обозначаем как молекулярные формулы, а формулярную массу веществ с немолекулярным строением – как относительную молекулярную массу. Вычислим массы двух из них:

$$M_r(NaCl) = A_r(Na) + A_r(Cl) = 23 + 35,5 = 58,5$$

$$M_r(K_2SO_4) = 2 \cdot A_r(K) + A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 39 + 32 + 4 \cdot 16 = 174$$

Пользуясь относительной молекулярной массой, на основе химических формул производят и другие вычисления.

1. Вычисление массовой доли химического элемента по формуле.

Массовой долей элемента называют отношение между произведением относительной атомной массы элемента на его индекс **n** и относительной молекулярной массой вещества. Она обозначается буквой ω (омега).

$$\text{Массовая доля } \omega = \frac{A_r(El) \cdot n}{M_r(\text{вещество})};$$

$$\text{в процентах она выражается в виде } \omega = \frac{A_r(El) \cdot n}{M_r(\text{вещество})} \cdot 100\%$$

Массовая доля принимает значения $0 \div 1$ или в процентах $0 — 100\%$.

Задача 1. Вычислите массовую долю элементов железа и кислорода в химическом соединении, выраженном формулой Fe_2O_3 .

$$M_r(Fe_2O_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160$$

$$\omega(Fe) = \frac{A_r(Fe) \cdot 2}{M_r(Fe_2O_3)} = \frac{112}{160} = 0,7 \text{ или } 0,7 \cdot 100 = 70\%$$

При прямом вычислении в процентах пишем:

$$\omega\%(Fe) = \frac{112}{160} \cdot 100\% = 70\%$$

$$\omega\%(O) = 100 - 70 = 30\%$$

2. Вычисление массовых отношений элементов по заданной формуле.

Задача 2. Вычислите массовые отношения элементов в соде, имеющей формулу Na_2CO_3 .

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot A_r(\text{Na}) + A_r(\text{C}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 = 46 + 12 + 48 = 106$$

$$m(\text{Na}) : m(\text{C}) : m(\text{O}) = 46 : 12 : 48 = 23 : 6 : 24$$

Массовые отношения выражаются наименьшими целыми числами.

3. Определение химической формулы.

а) Определение формулы по заданным массовым долям элементов.

Индекс любого элемента в химическом соединении равен соотношению массовой доли этого элемента к его относительной атомной массе. Здесь для соединения X_aY_b получаем $a:b = \frac{\omega(\text{X})}{A_r(\text{X})} : \frac{\omega(\text{Y})}{A_r(\text{Y})}$.

Задача 3. Определите формулу оксида, в составе которого содержится 0,40 (или 40%) элемента серы и 0,60 (или 60%) кислорода.

Решение: Запишем формулу оксида в виде S_xO_y .

$$x:y = \frac{40}{32} : \frac{60}{16} = 1,25 : 3,75 = 1:3$$

Ответ: Формула оксида – SO_3 .

б) Определение формулы по массовым отношениям элементов.

Индекс любого элемента равен соотношению массы элемента в химическом соединении к его относительной атомной массе. Для соединения X_aY_b получаем:

$$a:b = \frac{m(x)}{A_r(x)} : \frac{m(y)}{A_r(y)}$$

Задача 4. Массовые отношения элементов в химическом соединении углерода с водородом: $m(\text{C}) : m(\text{H}) = 3 : 1$. Выведите формулу данного химического соединения.

Как и в задаче 3, приняв за формулу вещества C_xH_y , вычисляем числовое отношение атомов.

$$x:y = \frac{3}{12} : \frac{1}{1} = 0,25 : 1 = 1 : 4$$

Ответ: Данное химическое соединение имеет формулу: CH_4 .

Выясним, какие сведения о веществе можно получить по его химической формуле (см. таблицу 8).

Таблица 8

1	Химическая формула вещества	H_2O	CO_2
2	Наименование вещества	Вода	Углекислый газ
3	Одна молекула данного вещества	Одна молекула воды	Одна молекула углекислого газа
4	Качественный состав (атомы каких химических элементов входят в состав данного вещества)	В состав воды входят атомы – водород Н и кислород О	В состав углекислого газа входят атомы – углерод С и кислород О
5	Количественный состав (сколько атомов каждого элемента входит в состав данного вещества и в каких массовых отношениях)	Молекула воды состоит из двух атомов водорода Н и одного атома кислорода О. $m(H) : m(O) = 2 : 16 = 1 : 8$	Молекула углекислого газа состоит из одного атома углерода С и двух атомов кислорода О. $m(C):m(O)=12:32=3:8$
6	Относительная молекулярная масса	$M_r(H_2O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$	$M_r(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$

Проверка знаний и способностей

1. Что называют относительной молекулярной массой? 2. Вычислите относительные молекулярные массы химических веществ по формулам: SO_3 , Al_2O_3 и H_2SO_4 : $A_r(S)=32$; $A_r(O)=16$; $A_r(Al)=27$; $A_r(H)=1$. 3. Расположите вещества а) C_2H_2 ; б) CH_4 ; в) CO_2 в ряд по мере увеличения массовой доли углерода: $A_r(C)=12$; $A_r(O)=16$; $A_r(H)=1$. 4. Какие кислородные соединения железа (FeO , Fe_2O_3 , Fe_3O_4) содержат больше железа? $A_r(Fe)=56$; $A_r(O)=16$. 5. Вычислите массовые отношения элементов в химическом соединении $CuSO_4$. $A_r(Cu)=64$; $A_r(S)=32$; $A_r(O)=16$.

6.	Соединения серы с кислородом	В соединении $m(S):m(O)$
	S_xO_y	1:1
	S_xO_y	2:3

Определите формулы этих химических соединений: $A_r(C)=32$; $A_r(O)=16$.

7. Определите формулу химического соединения, если массовые соотношения элементов в соединении $Mg_xS_yO_z$, соответственно, составляют 3:4:6: $A_r(Mg)=24$; $A_r(S)=32$; $A_r(O)=16$. 8. Определите сумму $x+y+z$, если массовые доли элементов в химическом соединении $Ca_xC_yO_z$, соответственно, составляют 40%, 12%, 48%. $A_r(Ca)=40$; $A_r(C)=12$; $A_r(O)=16$.

9.	Соединения серы	Массовая доля серы (в %) в химических соединениях
	S_xO_y	50
	S_xO_z	40

Определите соотношение $y:z$: $A_r(S)=32$; $A_r(O)=16$.

10. В каком химическом соединении массовая доля азота (N) больше? а) NH_4NO_3 ; б) N_2O ; в) NH_3 ; г) N_2O_3 ; д) N_2O_5 . $A_r(N)=14$; $A_r(O)=16$; $A_r(H)=1$.

8. Количество вещества. Молярная масса

В таблице периодической системы химических элементов можно найти относительную атомную массу водорода – $A_r(\text{H})=1,0078$ и кислорода – $A_r(\text{O})=15,9994$. При сопоставлении этих масс выясняется, что один атом кислорода примерно в 16 раз тяжелее одного атома водорода. Если взять 1,0078 г атомов водорода и 15,9994 г атомов кислорода, станет ясно, что в обоих образцах число атомов (N) будет совпадать.

Каким же будет число атомов в заданном количестве массы каждого из двух элементов? Для определения этого следует массу указанных образцов разделить на массу одного атома:

$$N(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{m_a(\text{H})} = \frac{1,0078\text{г}}{1,6735 \cdot 10^{-24}\text{г}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$N(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{m_a(\text{O})} = \frac{15,9994\text{г}}{2,6567 \cdot 10^{-23}\text{г}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Если производить подобные расчеты для простых веществ других элементов, то всякий раз мы будем получать одно и то же число – $6,02 \cdot 10^{23}$. Т.е., если $A_r(\text{C}) \approx 12$, $A_r(\text{S}) \approx 32$, $A_r(\text{N}) \approx 14$, то можно утверждать: в 12 г углерода, 32 г серы и 14 г азота также содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов.

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ названо *числом Авогадро* в честь итальянского ученого Амедео Авогадро и обозначается как N_A . Однако при расчетах и вычислениях пользоваться такой крупной величиной непрактично. Поэтому для выражения количества частиц, соответствующих числу Авогадро, принята единица – моль.

Моль – это количество вещества, содержащего такое же число частиц (атомов, молекул, ионов), сколько имеется атомов в 12 г изотопа углерода (^{12}C).

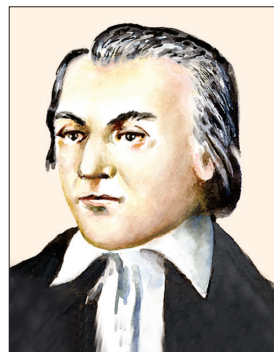
Отсюда следует вывод: в 1 моле любого одноатомного простого вещества содержится соответствующее числу Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$), т.е. N_A количество атомов, или в 1 моле любого сложного вещества содержится соответствующее числу Авогадро, т.е. $N_A \Rightarrow$ количество молекул.

Нам уже известно, что в 12 г изотопа углерода (^{12}C) содержится атомов в количестве $6,02 \cdot 10^{23}$. Значит, 1 моль углерода содержит атомов в количестве $6,02 \cdot 10^{23}$. Точно так же можно вычислить, что в 1 моле любого двухатомного простого вещества содержится соответствующее двукратному числу Авогадро количество атомов ($2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$).

Если химическое вещество состоит из молекул или ионов, то в 1 моле вещества содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул или ионов. Например, в 1 моле водорода содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, в 1 моле поваренной соли (NaCl) – $6,02 \cdot 10^{23}$ ионов натрия (Na^+) и столько же ($6,02 \cdot 10^{23}$) ионов хлора (Cl^-). Количество частиц, содержащихся в 1 моле химических веществ ($6,02 \cdot 10^{23}$),

АМЕДЕО АВОГАДРО (1776–1856)

Итальянский ученый. В 1811 году им был открыт закон о газах, который впоследствии был назван его именем.



называют **постоянной Авогадро** (N_A): $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹. Постоянная Авогадро отличается от числа Авогадро тем, что измеряется определенной единицей (моль⁻¹).

Ясно, что при изменении количества вещества (обозначим его буквой v) меняется и число частиц. Данную зависимость можно выразить следующей формулой: $N = v \cdot N_A$

На основе данной формулы можно производить различные расчеты:

Задача 1. Сколько молекул содержится в 2-х и 0,1 молях воды?

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 0,602 \cdot 10^{23} \text{ или } 602 \cdot 10^{20} \text{ молекул.}$$

Задача 2. Какое количество (v) вещества кислорода составляет $6,02 \cdot 10^{24}$ молекул кислорода.

$$v = \frac{N}{N_A}; \quad v(\text{O}_2) = \frac{6,02 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 10 \text{ молей}$$

При вычислении количества атомов того или иного элемента в заданном количестве моля сложного вещества следует количество молей вещества умножить на индекс требуемого элемента, а полученное произведение – на число Авогадро $N(\text{атом}) = v(\text{вещество}) \cdot \text{индекс} \cdot N_A$. Если же требуется вычислить общее количество атомов, следует количество молей вещества умножить на сумму индексов элементов, а полученное произведение – на число Авогадро:

$$N(\text{атом}) \text{ общее} = v(\text{вещество}) \cdot (\text{сумма индексов}) \cdot N_A$$

Число 1 в индексе не записывается, если индекс отсутствует, то его надо брать за единицу.

Задача 3. Сколько атомов кислорода содержится в 0,5 молях воды?

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ молекул. } N(\text{O}) = N(\text{H}_2\text{O})$$

Так как в одной молекуле воды содержится 1 атом кислорода, число атомов кислорода в 0,5 молях будет равно числу молекул воды.

Задача 4. Определите общее количество атомов в 0,5 молях H_2SO_3 .

$$N(\text{атом}) \text{ общее} = v \cdot (\text{сумма индексов}) \cdot N_A = 0,5 \cdot (2+1+3) \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 18,06 \cdot 10^{23}$$

Молярная масса. Молярной массой называют массу одного моля вещества, выраженного в граммах (г/моль).

Для вычисления молярной массы любого вещества (М) следует умножить постоянную Авогадро на выраженную в граммах массу частиц (атомов, молекул, ионов), составляющих химическое вещество.

$$M(H_2) = 2 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \approx 2 \text{ г/моль}$$

$$M(Fe) = 9,277 \cdot 10^{-23} \text{ г} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \approx 56 \text{ г/моль}$$

* Хотя в международной системе единиц единица молярной массы измеряется в кг/моль, в школьном курсе в основном используют единицу г/моль.

$$M(H_2O) = (2 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г} + 2,67 \cdot 10^{-23} \text{ г}) \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \approx 18 \text{ г/моль}$$

Вычисления показывают, что молярная масса вещества численно равна его относительной атомной массе (если состоит из атомов) или относительной молекулярной массе (если состоит из молекул). Запишем для сравнения:

$$A_r(H) = 1$$

$$M(H) = 1 \text{ г/моль}$$

$$M_r(H_2) = 2$$

$$M(H_2) = 2 \text{ г/моль}$$

$$A_r(O) = 16$$

$$M(O) = 16 \text{ г/моль}$$

$$M_r(O_2) = 32$$

$$M(O_2) = 32 \text{ г/моль}$$

$$A_r(Fe) = 56$$

$$M(Fe) = 56 \text{ г/моль}$$

$$M_r(H_2O) = 18$$

$$M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}$$

$$M_r(NaCl) = 58,5$$

$$M(NaCl) = 58,5 \text{ г/моль}$$

Как видно из сопоставлений, молярная масса веществ по своей единице отличается от относительных атомных или молекулярных масс, т.е. молярная масса **измеряемая величина**.

Как видно из вышесказанного, понятие молярная масса применяется как к химическим элементам, так и к простым и сложным веществам с молекулярным и немолекулярным строением.

При помощи молярной массы веществ и постоянной Авогадро можно вычислить массу одной молекулы или одного атома любого химического вещества:

$$m(H_2O) = \frac{18 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г} \quad m(\text{молекула}) = \frac{M}{N_A}$$

$$m(O) = \frac{16 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 2,66 \cdot 10^{-23} \text{ г} \quad m(\text{атом}) = \frac{M_{(\text{атом})}}{N_A}$$

Между молярной массой вещества, его количеством (ν) и массой (m) существует следующая взаимозависимость: $M = \frac{m}{\nu}$

Отсюда:

$$m = M \cdot \nu$$

$$\nu = \frac{m}{M}$$

$$\nu = \frac{N}{N_A}$$

Расчеты, производимые на основе понятия молярной массы.

1. Вычисления массы, соответствующей определенному количеству вещества и, наоборот, количества вещества, соответствующего определенной массе.

Задача 1. Какова масса: а) 3-х молей углекислого газа (CO_2); б) 0,2 моля воды?

$$m(\text{CO}_2) = M(\text{CO}_2) \cdot \nu(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль} \cdot 3 \text{ моля} = 132 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{H}_2\text{O}) \cdot \nu(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ моля} = 3,6 \text{ г}$$

Задача 2. Сколько молей содержится в: а) 4 г водорода; б) 28 г железа?

$$\nu(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{4 \text{ г}}{2 \text{ г/моля}} = 2 \text{ моля}$$

$$\nu(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{28 \text{ г}}{56 \text{ г/моля}} = 0,5 \text{ моля}$$

2. Вычисления относительно связи между массой вещества и количеством составляющих его частиц:

$$N = \frac{m}{M} \cdot N_A \quad (4)$$

Задача 3. Каково количество: а) молекул в 8 г кислорода (O_2); б) атомов в 6 г металла магния (Mg)?

$$N(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} \cdot N_A = \frac{8 \text{ г}}{32 \text{ г/моля}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,505 \cdot 10^{23} \text{ молекул};$$

$$N(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} \cdot N_A = \frac{6}{24} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,505 \cdot 10^{23} \text{ атомов}.$$

3. Вычисление массы элемента, соответствующей определенной массе вещества и, наоборот, массы вещества, соответствующей определенной массе элемента.

Задача 4. Сколько граммов серы содержится в 128 г сернистого газа (SO_2)?

$$A_r(\text{S}) = 32; M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}; M_r(\text{SO}_2) = 32 + 32 = 64; M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Если в } 64 \text{ г } (\text{SO}_2) \text{ ————— } 32 \text{ г } (\text{S}) \\ \text{В } 128 \text{ г } (\text{SO}_2) \text{ ————— } x \text{ г } (\text{S}) \end{array} \right\} x = \frac{128 \cdot 32}{64} = 64 \text{ г}$$

Задача 5. В скольких граммах углекислого газа может содержаться 8 г кислорода?

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}; \quad M(\text{O}) = 16 \text{ г/моль}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Если в } 44 \text{ г } (\text{CO}_2) \text{ ————— } 2 \cdot 16 \text{ г } (\text{O}) \\ \text{В } x \text{ г ————— } 8 \text{ г } (\text{O}). \end{array} \right\} x = \frac{44 \cdot 8}{32} = 11 \text{ г}$$

Задача 6. Вычислите в граммах массу $1,204 \cdot 10^{23}$ молекул SO_2 :
 $M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}$.

$$m(\text{SO}_2) = \frac{N}{N_A} \cdot M = \frac{1,204 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} \cdot 64 = 12,8 \text{ г}.$$

Проверка знаний и способностей

1. Сколько всего атомов содержится в $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул воды (H_2O)? 2. Сколько атомов содержится в 3-х молях кислорода (O_2)? 3. Сколько атомов кислорода содержится в 0,5 моля H_3PO_4 ? 4. Вычислите количество молей в $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул углекислого газа. 5. Вычислите общее количество атомов в 0,5 моля H_2O , 0,5 моля O_2 и 0,5 моля SO_3 . 6. Вычислите количество молей CH_4 , в котором содержится N_A атомов. 7. Вычислите количество молей SO_3 , в котором содержится N_A атомов. 8. Сколько граммов составляет масса воды (H_2O), содержащая в целом N_A атомов? $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$. 9. Сколько молей составляет 0,9 грамма воды (H_2O)? $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$. 10. Сколько атомов в целом содержится в 1,8 граммах воды? $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$. 11. Сколько граммов составляет SO_3 , в котором количество атомов составляет N_A . $M(\text{SO}_3) = 80 \text{ г/моль}$. 12. Сколько атомов содержится в 4 граммах NaOH ? $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$.

9. Закон Авогадро. Молярный объем газов

В начале XIX века итальянский ученый Авогадро, проводя наблюдения над свойствами газов в различных условиях и проанализировав открытые прежде законы о газах (Бойля-Мариотта, Гей-Люссака и др.), в 1811 году сформулировал новый закон о газах. Закон Авогадро звучит следующим образом: *в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (одинаковых температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул*.

Как известно, 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Также известно, что молярная масса газов (масса 1 моль) численно равна их относительной молекулярной массе. В таком случае можно утверждать, что в 2 г водорода, 32 г кислорода, 28 г азота, 44 г углекислого газа содержится одинаковое число молекул ($6,02 \cdot 10^{23}$). Следовательно, **при одинаковых условиях одинаковое число молекул газа занимает одинаковый объем**.

Было вычислено, что при нормальных условиях (температуре 0°C и давлении $\sim 101,3 \text{ кПа}$) объем 1 моль любого газа или смеси газов составляет

примерно 22,4 л. **Объем 1 моля газа при нормальных условиях (н.у.) называют молярным объемом данного газа, выраженным знаком V_M .**

Молярный же объем газа при различных условиях вычисляется отношением его объема при данных условиях к количеству вещества:

$$V_M = \frac{V}{\nu} \quad (1)$$

При измерении объема газа в литрах единица молярного объема будет выражена в л/моль.

В формуле 1: $\nu = \frac{V}{V_M}$; $V = \nu \cdot V_M$

В таком случае $m = \frac{V}{V_M} \cdot M$; $N = \frac{V}{V_M} \cdot N_A$; $V = \frac{m}{M} \cdot V_M$; $V = \frac{N}{N_A} \cdot V_M$

Значение закона Авогадро. На основе данного закона вычисляют плотность газов при нормальных условиях и относительную плотность одного газа по отношению к другому газу.

Для вычисления плотности какого-либо газа в нормальных условиях (н.у.) следует его молярную массу разделить на его молярный объем: $\rho = M_x / V_M$

Например, вычислим плотности кислорода и углекислого газа при нормальных условиях:

$$\rho(O_2) = \frac{M(O_2)}{V_M} = \frac{32 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,43 \text{ г/л}$$

$$\rho(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{22,4 \text{ л/моль}} = \frac{44 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,96 \text{ г/л}$$

При одинаковых условиях и одинаковых объемах отношение массы одного газа к массе другого газа называют **относительной плотностью первого газа по второму газу**. Согласно закону Авогадро, отношение масс газов с одинаковыми объемами, измеренными при одинаковых условиях, можно заменить отношением их молярных масс:

Если $\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{\rho_1}{\rho_2} = D$ $D \Rightarrow$ относительная плотность, то $D = \frac{M_1}{M_2}$.

Относительную плотность газов в большинстве случаев вычисляют по самому легкому газу – водороду и воздуху:

$$D_{H_2} = \frac{M_x}{M(H_2)} = \frac{M_x}{2} ; \text{отсюда } M_x = 2 \cdot D_{H_2} ; D_{\text{воздух}} = \frac{M_x}{M(\text{воздух})}$$

Так как средняя молярная масса воздуха, состоящего из смеси газов, примерно равна 29 г/моль, то:

$$D_{\text{воздух}} = \frac{M_x}{29} ; \text{отсюда } M_x = 29 D_{\text{воздух}}$$

Вычислим относительную плотность кислорода по водороду и воздуху:
 $M(O_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ г/моль}$.

$$D_{H_2}(O_2) = \frac{M(O_2)}{2} = \frac{32}{2} = 16; \quad D_{\text{воздух}}(O_2) = \frac{M(O_2)}{29} = \frac{32}{29} \approx 1,10$$

Соотношение масс различных газов можно вычислить по формуле:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{V_1 \cdot M_1}{V_2 \cdot M_2}.$$

Объемная доля газов в смеси вычисляется по формуле: $\varphi = \frac{V_{(x)}}{V_{\text{смесь}}} \cdot 100\%$.

Массу смесей вычисляют по формуле:

$m_{(\text{смесь})} = m_1 + m_2 + \dots$; $m_{(\text{смесь})} = \nu_1 \cdot M_1 + \nu_2 \cdot M_2 + \dots$. Массовая доля того или иного вещества в смеси вычисляется по формуле: $\omega = \frac{m_1}{m_1 + m_2 + \dots} \cdot 100\%$.

Способы вычисления средней молярной массы газовой смеси:

$$M_{\text{средняя}} = \frac{\nu_1 \cdot M_1 + \nu_2 \cdot M_2 + \dots}{\nu_1 + \nu_2 + \dots} \quad \text{по молярному количеству};$$

$$M_{\text{средняя}} = \frac{V_1 \cdot M_1 + V_2 \cdot M_2 + \dots}{V_1 + V_2 + \dots} \quad \text{по объему};$$

$$M_{\text{средняя}} = \frac{\varphi_1 \cdot M_1 + \varphi_2 \cdot M_2 + \dots}{100} \quad \text{по объемной доле}.$$

ν_1 и ν_2 – молярное количество газов, M_1 и M_2 – молярные массы газов, V_1 и V_2 – объем газов в н.у., φ_1 и φ_2 – доля газов в объеме газовой смеси.

Среднюю молярную массу 1 моля смеси из двух различных газов можно вычислить по следующей формуле: $M_{\text{средняя}} = \nu_1 \cdot M_1 + (1 - \nu_1) \cdot M_2$

При смешивании газов с одинаковыми молярными массами, которые не вступают друг с другом в реакцию, плотность газовой смеси (в н.у.), а также их средняя молярная масса остаются неизменными. При добавлении в тот или иной газ газа с большей молярной массой плотность газовой смеси увеличивается, а при добавлении газа с меньшей молярной массой – уменьшается.

Проверка знаний и способностей

1. Какой объем в литрах будет занимать $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул H_2 при нормальных условиях? 2. Сколько граммов составляет 4,48 л углекислого газа при нормальных условиях? $M(CO_2) = 44 \text{ г/моль}$. 3. Какой объем в литрах будет занимать 6,4 г O_2 при нормальных условиях? $M(O_2) = 32 \text{ г/моль}$. 4. Сколько молекул содержится в 6,72 литрах неизвестного газа (при н.у.)? 5. Вычислите молярное количество 3,36 литра неизвестного газа (при н.у.). 6. Вычислите общее количество атомов в 4,48 литра CO_2 (при н.у.). 7. Вычислите молярную массу (при г/моль) газа, если его масса в 4,48 литра (при н.у.) составляет 8,8 грамма. 8. Вычислите плотность газовой смеси по водороду, образовавшейся из 2 молей H_2 и 1 моля O_2 . $M(H_2) = 2 \text{ г/моль}$; $M(O_2) = 32 \text{ г/моль}$. 9. Вычислите плотность газовой смеси по гелию, образовавшейся из 1 л H_2 и 1 л O_2 : $M(N_2) = 28 \text{ г/моль}$; $M(O_2) = 32 \text{ г/моль}$; $M(He) = 4 \text{ г/моль}$.

ГЛАВА II

ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ.

ХИМИЧЕСКИЕ УРАВНЕНИЯ

10. Химические реакции.

Химические уравнения

Каждому из нас в повседневной жизни доводилось наблюдать, как нагретая вода, превратившись в пар, «исчезает» (переходит в состояние невидимого газа), и как этот пар при соприкосновении с холодной поверхностью предмета вновь превращается в капельки воды. Точно так же все видели превращение воды в лед в выставленной наружу в холодный морозный день посуде и обратный переход его в жидкое состояние при внесении в помещение. Образуется ли новое вещество при этих превращениях? Проведем следующий опыт: разбавив в мисках небольшое количество поваренной соли и сахара с водой, поставим на слабый огонь. Постепенно вода в мисках выпарится, и там останутся лишь исходные вещества – сахар и поваренная соль. Следовательно, при данном опыте и наблюдаемых нами явлениях новые вещества не образовались. Подобные явления называют **физическими явлениями**.

Явления, при которых одно вещество не превращается в другое, называют физическими явлениями. Во время физических явлений меняются лишь агрегатное состояние, форма, размеры, объем, давление, температура, скорость и др. вещества.

К физическим явлениям относятся способы выделения веществ из смеси (выпаривание, дистилляция, фильтрование, осаждение, отстаивание), изменение агрегатного состояния веществ, такие процессы, как застывание (жидкость→твердое тело), конденсация (газ→жидкость), сублимация (твердое тело→газ), плавление (твердое тело→жидкость). Переход вещества из твердого состояния непосредственно в газообразное состояние называется **сублимацией** и, наоборот, из газообразного состояния непосредственно в твердое – **десублимацией**. Иод (J_2) и углекислый газ (CO_2) подвергаются сублимации.

Обратимся к другим опытам:

а) нагреваем медную проволоку, ее поверхность покрывается черным слоем; б) в отстоявшуюся известковую воду с помощью трубки выдыхаем углекислый газ или добавляем немного раствора соды: получается белая муть или осадок; в) поджигаем кусочек серы размером с горошек, появляется резкий запах, полученный газ смешивается с воздухом.

Во всех трех опытах, судя по признакам, образовались новые вещества.

Явления, при которых из одного вещества образуется другое вещество, называют химическими явлениями. Во время химических явлений из исходного вещества образуются новые вещества. Разложение воды

под действием электрического тока на кислород и водород — химическое явление. Горение, гниение, брожение, распад на составные части, покрытие ржавчиной (коррозия) и другие явления относятся к химическим. **Химические явления, другими словами, называют химическими реакциями.**

Как видно из вышеприведенных опытов, химические реакции сопровождаются изменением цвета, появлением осадка, запаха, образованием газа — это **признаки** химических реакций. Выделение или поглощение теплоты, появление света или пламени также подтверждают протекание химической реакции.

Химические явления всегда сопровождаются физическими явлениями. Например, при горении природного газа, наряду с образованием углекислого газа и воды (химическое явление), также выделяются свет и теплота (физическое явление).

Значение физических и химических явлений. Из курса «Познание мира» вам известно, какое значение имеют физические явления, происходящие вокруг нас. Так, например, испарение воды, конденсация водяных паров и выпадение дождя составляют круговорот воды в природе. В промышленном производстве, придавая металлам, пластмассам и другим материалам определенную форму (штамповка, прокатка), получают разнообразные предметы.

Химические реакции имеют огромное значение. Ими пользуются для получения различных металлов (железа, алюминия, меди, цинка, свинца, олова и др.), а также пластмасс, минеральных удобрений, лекарственных препаратов и т.д. В большинстве случаев химические реакции являются источником получения различного вида энергии. Выделяемая при сгорании топлива энергия используется в быту и в промышленности.

Протекающие в организмах людей, растений и животных сложные биохимические процессы связаны с различными химическими превращениями.

Одно вещество может превратиться в другое вещество лишь в том случае, если их частицы соприкасаются друг с другом. Однако простое соприкосновение многих веществ друг с другом не приводит к образованию химической реакции. Для того чтобы протекала реакция, в большинстве случаев требуется подогревание, воздействие светом, повышение давления и концентрации веществ и т.д.

Условия начала и хода химических реакций бывают разными. Для протекания ряда реакций (например, реакций горения) достаточно соприкосновения (трения) частиц веществ и подогревания до определенной температуры. Доведение реакции до конца обеспечивается за счет выделяемой тепловой энергии.

Некоторые же реакции (например, разложение воды на кислород и водород) требуют подачи дополнительной энергии до конца.

О том, как обеспечить условия проведения, ускорения и доведения до конечного результата различных химических реакций, мы узнаем позже.

В природе физические и химические явления протекают непрерывно, постоянно, обуславливая этим циркуляцию веществ, климатические изменения, условия жизни для живых организмов. Большинство химических реакций проводятся людьми. Тем самым обеспечиваются все возрастающие

с каждым днем потребности общества в улучшении жизненных условий в дальнейшем развитии.

Уравнения химических реакций. Для краткого изложения в письменном виде реакций превращения веществ друг в друга применяют химические уравнения. Для этого вначале записываются формулы веществ, вступающих в реакцию, между ними ставится знак (+), а затем знак ($\rightarrow$), после чего даются химические формулы полученных веществ. Например, уравнение реакции получения углекислого газа (CO_2) от взаимодействия (горения) угля (C) с кислородом (O_2) можно записать следующим образом: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$.

Вспомним продемонстрированную на примере моделей (рис. 13) реакцию разложения воды под действием электрического тока на водород и кислород. С помощью формул ее можно записать так: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$.

Здесь количество атомов в правой и левой частях не одинаковое. Запись со знаком стрелки ($\rightarrow$) называют *схемой реакции*. Для того, чтобы превратить данную схему в уравнение, следует уравнивать число атомов элементов. Надо запомнить, что в химических реакциях, где участвует свободный кислород (O_2), вначале следует уравнивать число его атомов — $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$.

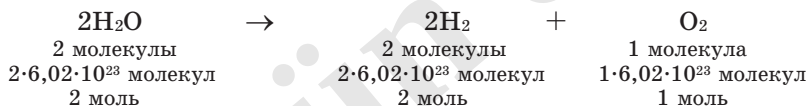
В таком случае число атомов водорода в левой части будет $2 \cdot 2 = 4$, а в правой части — 2. Следует также запомнить, что стоящие перед формулами веществ числа называются *коэффициентами*. Коэффициент имеет отношение ко всем атомам в составе молекул вещества. Например, в вышеприведенной схеме запись $2\text{H}_2\text{O}$ показывает, что в двух молекулах воды имеется $2 \cdot 2 = 4$ атома водорода и 2 атома кислорода. Для уравнения числа атомов водорода в схеме перед молекулой водорода (H_2) в правой части также ставится число 2. $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$.

Данная запись называется уравнением.

Условная запись химической реакции посредством формул, знаков и коэффициентов называется химическим уравнением.

Так как коэффициенты в химических уравнениях показывают число молекул и атомов, то в качестве их берется наименьшее целое число, которое не может более делиться.

Если каждый из коэффициентов в уравнении довести до числа Авогадро, то будет найдено также количество этих веществ:



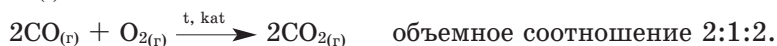
Таким образом, химическое уравнение показывает следующее:

а) какие вещества вступают в реакцию и какие вещества получаются в итоге; б) количество молекул (атомов) всех веществ; в) количество (молярное количество каждого вещества) всех веществ.

Закон объемных отношений. Если вещества, участвующие в реакции, находятся в газообразном состоянии, то их молярные соотношения, по за-

кону Авогадро, могут братья как объемные соотношения. **Объемные соотношения вступающих в реакцию и полученных газов берутся как соотношения наименьших целых чисел (т.е. как соотношение молей газов).**

Например:



Объемные соотношения, молярные соотношения и количественное соотношение молекул различных газов при одинаковых условиях всегда равны друг другу: $V_1:V_2=v_1:v_2=N_1:N_2$

Проверка знаний и способностей

1. Какие явления называют физическими явлениями? Приведите примеры. 2. Какие явления называют химическими явлениями? Приведите примеры. 3. Назовите признаки химических явлений. 4. Какие из нижеприведенных явлений относятся к химическим явлениям? а) кипение воды; б) брожение; в) плавление железа; г) горение спички. 5. Какие из нижеприведенных явлений являются физическими, а какие – химическими явлениями? а) прокисание молока; б) таяние льда; в) горение свечи; г) излучение света спиралью электрической лампы; д) ржавление железа; е) испарение воды; ж) толчение стекла; з) замерзание воды. 6. Перечислите признаки химических явлений в: а) горении природного газа; б) разложении белка в курином яйце. 7. Выберите физические и химические явления, происходящие во время нагревания сахара: а) сахар плавится; б) плавленый сахар кипит; в) плавленый сахар становится бурым, а затем чернеет; г) черный цвет исчезает, образуются углекислый газ и вода.

11. Закон сохранения массы веществ в химических реакциях

Как уже известно, в химических реакциях атомы не делятся, а также не появляются новые из них. В процессе реакции атомы могут переходить из состава одного вещества в состав другого или же, образовавшись в результате распада молекул, в зависимости от условий, они могут вновь соединиться друг с другом, превратившись в другие вещества. Число атомов в веществах, вступающих в химическую реакцию, всегда остается равным числу атомов в веществах, полученных после реакции. Вследствие неизменности постоянства массы атомов можно прийти к выводу, что сумма масс реагентов (вступающих в реакцию веществ) должна быть равна сумме масс продуктов реакции (полученных в результате реакции веществ).

К данному выводу, кажущемуся нам таким простым, ученые пришли путем проведения и всестороннего анализа множества химических опытов. Впервые мысль о существовании закона сохранения материи была высказана древнегреческим философом Эпикуром (до н.э.). В средние века французский ученый Пьер Гассенди, а впоследствии английский ученый Роберт

Бойль, признав существование данного закона, пользовались им.

Гениальный русский ученый М.В.Ломоносов впервые о существовании закона сохранения массы веществ в 1748 году написал письмо немецкому ученому Эйлеру. В 1760 году он, прокалив в ретортах (рис. 16) металлы (свинец и др.), а также взвесив и определив их точный вес до и после прокаливания, доказал неизменность и постоянство масс. Французский ученый А.Лавуазье, будучи в неведении о трудах М.В.Ломоносова, в 1785 году доказал на основе опыта по получению воды из водорода и кислорода факт постоянства и неизменности масс. Таким образом, он повторно доказал и ввел в химическую науку закон сохранения массы веществ.

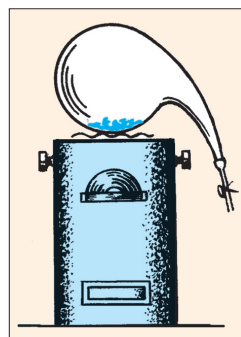


Рис. 16. Реторта для прокаливания металла

В настоящее время закон сохранения массы веществ формулируется так:

Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, полученных в результате реакции.

Данный закон имеет огромное значение для развития химической науки и производства. Принятие закона сохранения массы веществ положило конец необоснованным суждениям об исчезновении и возникновении веществ из ничего. На основе указанного закона производятся различные практические расчеты по химическим уравнениям: а) сколько продукции возможно получить из вступающего в реакцию определенного количества исходного вещества; б) сколько требуется исходного вещества для получения определенного количества продукции и т.д.

Проверка знаний и способностей

1. 10 г двухвалентного металла, соединяясь с кислородом, образует 14 г ХО : а) вычислите объем кислорода, вступившего в реакцию (при н.у. в литрах); б) определите относительную атомную массу металла: $A_r(\text{O})=16$. 2. 6,2 г оксида одновалентного металла, соединяясь с водой, образует 8 г гидроксида этого металла: а) вычислите количество молей воды, вступающей в реакцию. $M_r(\text{H}_2\text{O})=18$; б) определите относительную атомную массу металла. $A_r(\text{O})=16$; $A_r(\text{H})=1$. 3. 10 г ХОН , вступая в реакцию с 32 г НУ , образует 37,5 г соединения ХУ и определенное количество воды: $A_r(\text{O})=16$; $A_r(\text{H})=1$: а) определите относительную атомную массу X ; б) определите относительную атомную массу Y .

Лабораторные опыты

Опыт 1. Накалите 2–3 минуты в пламени спиртовки кусок медной проволоки или медную пластинку и наблюдайте за изменением их цвета.

Опыт 2. Возьмите две пробирки: в одну из них насыпьте немного (0,5–1 г) карбоната кальция (CaCO_3) или соды, а в другую – 1 г порошка магния или алюминия. Добавьте в каждую из них 2–3 мл соляной кислоты (HCl). Запишите свои наблюдения.

Во время проведения обоих опытов отметьте условия протекания реакций и их признаки.

ГЛАВА III

КИСЛОРОД. ВОЗДУХ. ГОРЕНИЕ

12. Кислород как химический элемент и простое вещество

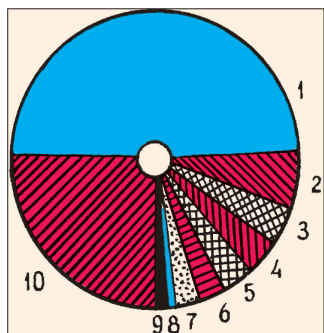


Рис. 17. Распространение элементов в природе:

- 1-кислород,
2-алюминий, 3-железо,
4-кальций, 5-натрий,
6-калий, 7-магний,
8-водород, 9-остальные,
10-кремний

Кислород был открыт в 1772 году шведским ученым Карлом Шееле. Это самый распространенный в природе элемент (рис. 17). Примерно 49,4% массы охватывающих земную кору оболочек — атмосферы, литосферы и гидросферы — приходится на долю кислорода. Кислород является основной составной частью почвы, воды, горных пород, руд, минералов. Например, в составе воды имеется ~88,88% кислорода, а в составе песка (SiO_2) ~ 53,3%. Он входит в состав всех живых организмов (растений, животных и т.д.). 65% человеческого тела составляет элемент кислород.

В природном кислороде содержится три изотопа ($^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$). Наиболее распространенным среди них является изотоп с массой 16 (~99,99%). Порядковый номер кислорода в периодической системе элементов — 8. Следовательно, в каждом его атоме (всех трех изотопов) содержится 8 протонов, а заряд ядра +8. Сколько нейтронов имеется в каждом изотопе — можете вычислить сами.

Атомы кислорода, соединяясь друг с другом, образуют два простых вещества — кислород и озон. Кислород состоит из молекулы O_2 , а озон — O_3 . O_2 и O_3 являются аллотропными видоизменениями кислорода. Явление аллотропии наблюдается также в углероде, сере, фосфоре и др. Кислород в атмосфере земного шара (по массе ~23%, по объему ~21%) и в природных водах существует в растворенном виде.

Наличие кислорода в атмосферном воздухе впервые было установлено А.Лавуазье в 1774 году. Кроме кислорода в воздухе содержится 78% по объему и 75,5% по массе азота (N_2) и примерно ~1% инертных газов (аргона и др.), в минимальном количестве (~0,03%) — углекислого газа. Примерно $\frac{1}{5}$ часть (~5,15·10⁵ тонн) от общей массы атмосферы составляет кислород. Было вычислено, что в 1 м³ природной воды содержится в растворенном виде 40 г газа кислорода. Такое количество растворенного в воде кислорода обеспечивает жизнь ее обитателям. Озон образуется на высоте примерно 25–30 км над земной поверхностью от воздействия солнечных лучей на кислород. Озоновый слой защищает все живое на земле от ультрафиолетовых лучей.

АНТУАН ЛАВУАЗЬЕ (1743—1794)

Французский химик. В 1774 году экспериментальным путем доказал состав воздуха.



Кислород и озон отличаются друг от друга по составу и физическим свойствам. Определите эти различия при помощи таблицы 9.

Таблица 9

Сравнение некоторых особенностей кислорода и озона

№	Свойства	Кислород	Озон
1.	Состав	O ₂	O ₃
2.	Относительная молекулярная масса	32	48
3.	Молярная масса	32 г/моль	48 г/моль
4.	Строение кристалла	Молекулярное	Молекулярное
5.	Цвет	Бесцветный	Светло-голубого цвета
6.	Запах	Без запаха	Приятный запах
7.	Плотность	1,43 г/л	2,14 г/л
8.	Температура (С°) кипения	–182,9	–111,9
9.	Температура (С°) замерзания	–218,8	–192,7

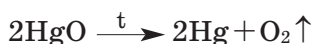
13. Получение кислорода

Впервые кислород был открыт К.Шееле в 1772 году в результате реакции разложения нитрата калия.



Для получения кислорода в лабораторных условиях из нитратов можно использовать только KNO₃, NaNO₃, Ca(NO₃)₂ и Ba(NO₃)₂.

Позже кислород был получен английским ученым Джозефом Пристли в 1774 году путем нагревания оксида ртути (II) – HgO.



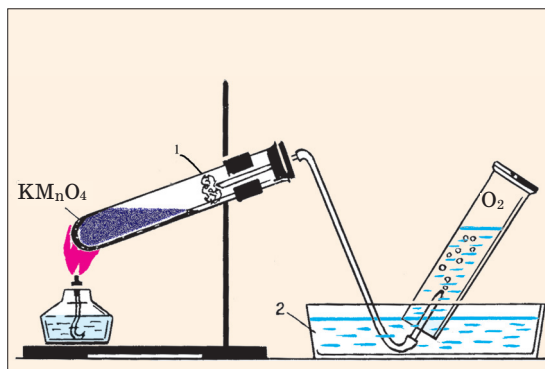


Рис. 18. Собираение кислорода методом вытеснения воды:
1—стекловата; 2—вода

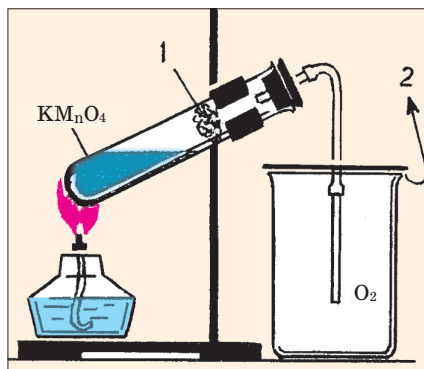


Рис. 19. Собираение кислорода методом вытеснения воздуха:
1—стекловата; 2—воздух

Кислород также получают при разложении воды под действием постоянного электрического тока на кислород и водород.



В настоящее время самыми удобными для получения кислорода в лабораторных условиях веществами являются известный в народе под названием «марганцовка» перманганат калия (KMnO_4), хлорат калия KClO_3 (Бертолетова соль) и пероксид водорода (H_2O_2). В пробирку, показанную на рис. 18, насыпают некоторое количество перманганата калия, нагревают ее на сильном огне. Выделившийся при этом кислород вытесняет воду, которая выливается в чашку.

Запишем уравнение реакции:

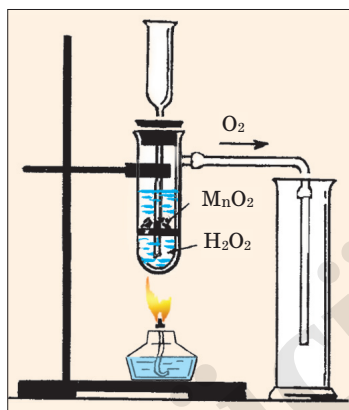


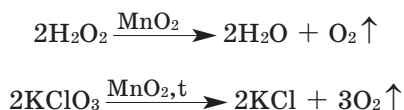
Рис. 20. Реакция разложения пероксида водорода при участии оксида марганца (IV)



Для соби́рания выходящего из газоотводной трубки кислорода O_2 в цилиндр (или в стакан, колбу) применяются и другие методы.

Обратите внимание на рис. 19. Здесь конец газоотводной трубки опущен в стакан. Так как кислород тяжелее воздуха, он вытесняет его из стакана. Чтобы проверить, заполнен ли стакан кислородом, к его отверстию подносят тлеющую лучинку. Если лучинка вспыхивает и загорается, это свидетельствует о заполнении стакана кислородом. Следовательно, для соби́рания газов, которые тяжелее воздуха, следует конец газоотводной трубки опустить ко дну посуды, где собирается газ. А колбу надо держать отверстием вверх.

Для демонстрации получения кислорода более наглядной является реакция разложения пероксида водорода – H_2O_2 (в аптеках он имеется в виде 30%-го и 3%-го раствора) или хлората калия – KClO_3 путем добавления небольшого количества оксида марганца (IV) – MnO_2 (рис. 20).



Без участия оксида марганца (IV) MnO_2 реакция протекает очень медленно.

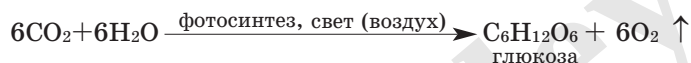
Вещества, которые ускоряют ход химических реакций, сохраняя при этом свое количество после реакции без изменения, называются катализаторами. MnO_2 является катализатором в разложении пероксида водорода и хлората калия.

Во всех вышеприведенных реакциях по получению кислорода в лабораторных условиях мы наблюдали процесс разложения одного сложного вещества на несколько новых веществ. Такие реакции называют реакциями **разложения**.

Реакции, в ходе которых из одного вещества образуются несколько новых веществ, называются реакциями разложения.

В промышленности кислород в большом количестве получают из сжиженного воздуха. Очистив воздух от пыли, влаги и углекислого газа, его сжижают путем сжатия под высоким давлением и охлаждения. Температуру сжиженного и охлажденного до -200°C воздуха постепенно поднимают. Вначале испаряется азот (при температуре -196°C), а затем и кислород (-183°C), испаряясь, переходит в газообразное состояние.

Кислород в промышленности также получают путем электролиза воды. В природе кислород вырабатывается в результате процесса фотосинтеза, происходящего в зеленой массе растений под действием солнечных лучей.



Практическое занятие 2

Получение и сбориание кислорода:

а) Соберите прибор, как показано на рис. 19, и проверьте его на герметичность. Насыпьте в пробирку до $1/4$ ее объема перманганата калия и положите к отверстию пробирки небольшой кусочек рыхлой ваты. Закройте отверстие пробирки пробкой, через которую проходит газоотводная трубка. Закрепите пробирку в лапке штатива так, чтобы конец газоотводной трубки достигал дна стакана или цилиндра, куда будет собран кислород.

Сперва подогрейте всю пробирку. Далее двигайте пламя постепенно от ее дна к пробке.

При помощи тлеющей лучинки проверьте, насколько стакан (или цилиндр) наполнен кислородом. Как только банка наполнится кислородом, закройте ее отверстие картоном или стеклянной пластинкой.

б) Соберите прибор, как показано на рис. 18, и проверьте его на герметичность. Опустите пробирку с водой (или же закрытый стеклянной пластинкой цилиндр) отверстием вниз в сосуд с водой. Затем конец газоотводной трубки вденьте в пробирку (или цилиндр) с водой и нагрейте большую пробирку вместе с перманганатом калия.

Как только сосуд наполнится кислородом, закройте его под водой стеклянной пластинкой. Оставьте собранный кислород для последующих опытов.

Проверка знаний и способностей

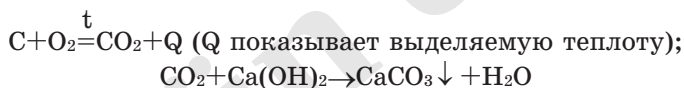
1. Из каких веществ получают кислород в лабораторных условиях? 2. Количество кислорода в воде по массе — 90%. Сколько кг кислорода можно получить из 1000 кг воды? 3. Вычислите объем выделенного газа (при н.у.) в литрах, если при разложении 200 г KMnO_4 твердый остаток составляет 184 г. 4. Вычислите, сколько литров кислорода растворится в 1000 м³ воды при условии, что в 100 литрах воды растворено 3 литра кислорода.

14. Химические свойства кислорода

В обычных условиях кислород в чистом виде и в составе воздуха химически неактивен. Однако при нагревании его активность резко возрастает. Кислород может находиться во взаимодействии с большинством простых веществ — неметаллами и металлами, а также со сложными веществами.

а) Взаимодействие кислорода с неметаллами.

Если раскалить под действием пламени спиртовки уголек в железной ложке, то он не загорится, а начнет дымиться. Поместим железную ложку с дымящимся угольком в банку с кислородом (для того, чтобы банка не разбилась, дно посыпав мелким песком). Раскаленный уголек будет гореть без пламени, выделяя тепло. Нальем в банку известковую воду ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), она помутнеет. Это свидетельствует о получении углекислого газа (CO_2) во время горения угля. Полученный CO_2 , вступая в реакцию с известковой водой, образует осадок белого цвета CaCO_3 (известняк), который и приводит к помутнению известковой воды.

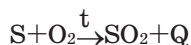


Реакции, проходящие с выделением теплоты, называют экзотермическими реакциями. При горении раскаленного угля в условиях нехватки кислорода образуется очень опасный удушающий угарный газ:

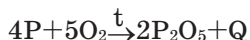


Нагреем в железной ложке немножко серы. Сера горит слабым голубоватым пламенем. Опустим ложку в банку с кислородом. Скорость горения

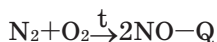
серы увеличивается, появляется пламя ярко голубого цвета. В банке образуется бесцветный газ с резким запахом – серный газ (SO_2 – диоксид серы). Эта реакция также является экзотермической – с выделением теплоты.



Возьмем немного фосфора в железной ложке и нагреем на огне спиртовки. Фосфор начинает гореть. Если опустить горящий фосфор в банку с кислородом, то горение ускорится и очень скоро банка наполнится белым дымом оксида фосфора (V). Горение фосфора тоже сопровождается выделением теплоты.



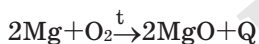
Все неметаллы, кроме фтора (F_2), хлора (Cl_2), брома (Br_2), йода (I_2), а из инертных газов – (He, Ne, Ar, Kr, Xe), находятся в непосредственном взаимодействии с кислородом. Даже азот N_2 , обладающий очень устойчивой молекулой, при электрической искре образует с кислородом бесцветный газ (монооксид азота – NO), тем самым находясь с ним во взаимодействии. Однако эта реакция протекает с поглощением теплоты. **Реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты, называются эндотермическими реакциями.**



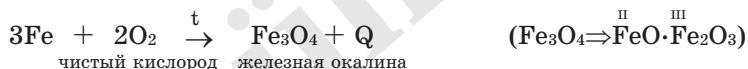
б) Взаимодействие кислорода с металлами.

Кроме ценных (благородных) металлов (Ag, Au, Pt), большинство других металлов находятся в непосредственном взаимодействии с кислородом. Для вступления металлов в реакцию с кислородом, их следует нагреть, после чего реакция протекает самопроизвольно, с выделением света и тепла.

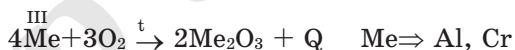
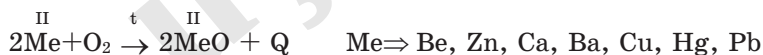
Магний горит в воздухе ярким, ослепительным пламенем. Если опустить ленту горящего магния в сосуд с кислородом, яркость пламени еще больше увеличится. В результате реакции образуется белый порошок оксида магния:



Если, насадив на железную проволоку деревянную щепку, мы зажжем ее и опустим в сосуд с кислородом, то вначале будет гореть кусок дерева, а затем железо. Железо горит без пламени, разбрасывая вокруг искры железной окалины.



Взаимодействие кислорода с другими металлами в общем виде можно записать таким образом: $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O} + Q$;



Сравним между собой продукты реакций кислорода с неметаллами и металлами. Все они состоят из двух элементов, одним из которых всегда является кислород. Поскольку все они обладают атомом кислорода, им дано общее название – **оксиды**.

Сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых является кислородом, называются оксидами.

Реакции, при которых простые вещества (металлы и неметаллы), соединяясь с кислородом, образуют сложные вещества, являются реакциями **соединения**.

Продукты нижеприведенных реакций к оксидам не относятся: $2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$; $\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow \text{KO}_2$. Почему Na_2O_2 , KO_2 , H_2O_2 не относятся к оксидам, вы узнаете в VIII классе.

Реакции, сопровождающиеся образованием из двух и более веществ одного нового вещества, называются реакциями соединения.

Описанные выше опыты показывают, что, по сравнению с воздухом, при взаимодействии с кислородом вещества горят гораздо сильнее.

Реакции взаимодействия веществ с кислородом относятся к реакциям окисления.

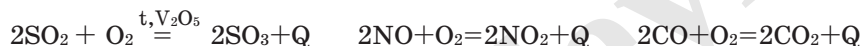
Химические реакции, сопровождающиеся выделением тепла и света, называют реакциями горения.

Медленное окисление в кислороде протекает с выделением не света, а тепла. Например, гниение – это медленное окисление в кислороде сложных органических веществ. В результате гниения опавших листьев в садах земля всегда остается теплой.

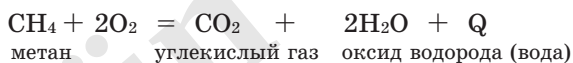
В кислороде могут гореть и окисляться не только простые вещества, но и сложные вещества.

в) Взаимодействие сложных веществ с кислородом.

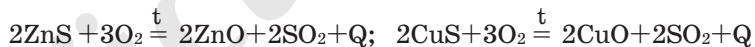
Ряд оксидов, вступая во взаимодействие с кислородом, могут образовывать новые оксиды.



В наших квартирах ежедневно в газовых печах горит природный газ (CH_4), сопровождаясь выделением тепла (экзотермическая реакция) и образованием CO_2 (углекислый газ) и H_2O (вода).



Соединения серы некоторых металлов (сульфиды) при горении в кислороде образуют два оксида.



В организме человека и животных происходит медленное окисление глюкозы кислородом. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 = 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$

Данное уравнение является обобщенной формой более 20 химических реакций, протекающих в живых организмах при участии 22 живых ката-

лизаторов – ферментов. Из уравнения видно, что человек, вдыхая одну молекулу кислорода, выдыхает обратно одну молекулу углекислого газа. Так почему же мы дышим? Оказывается, что в результате этой реакции выделяется большое количество энергии, необходимой для человеческой деятельности. Любите ли вы сладости? Конечно же! В сладостях содержится глюкоза, которая, окисляясь кислородом, придает вашему организму энергию и силу.

Проверка знаний и способностей

1. Завершите уравнения химических реакций и проставьте коэффициенты. а) $C + O_2 \rightarrow ? + Q$; б) $S + O_2 \rightarrow ?$; в) $P + O_2 \rightarrow ?$; г) $N_2 + ? \rightarrow NO + Q$; д) $Mg + ? \rightarrow MgO$; е) $Fe + ? \rightarrow Fe_2O_3$; ж) $Ca + O_2 \rightarrow ?$; з) $Cu + ? \rightarrow CuO$. 2. Какие реакции являются реакциями а) окисления; б) горения? 3. На основе примеров сравните реакции горения и медленного окисления. 4. Что называют оксидом? 5. Какие элементы вступают во взаимодействие с кислородом, но образовавшийся продукт не относится к оксидам?

15. Озон. Применение кислорода и круговорот его в природе

Озон получают в устройстве под названием **озонатор**. Его схема дана на рис. 21. Пропущенный через озонатор воздух (или чистый кислород), пройдя между электродами, создает электрический разряд, под воздействием которого кислород превращается в озон (10–15% по объему).



Озон образуется на высоте примерно 25–30 км в атмосфере под воздействием ультрафиолетовых солнечных лучей на кислород. Озон поглощает ультрафиолетовые лучи и таким образом защищает живые организмы на Земле от их губительного действия. При прохождении ультрафиолетовых лучей (УФЛ), обладающих сверхвысокой энергией, через атмосферу молекула кислорода распадается на атомы.



Полученный кислородный атом тут же соединяется с молекулярным кислородом, превратившись в озон. $O_2 + O \rightarrow O_3$

О получении озона свидетельствует появление приятного запаха. В отличие от кислорода, озон неустойчив, при хранении и нагревании, а также поглощении ультра-

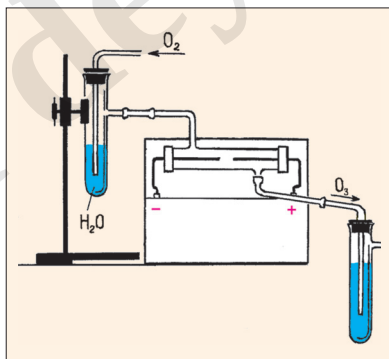
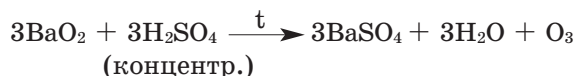


Рис. 21. Прибор, применяемый для получения озона из кислорода – озонатор

фиолетовых солнечных лучей со средней энергией он вновь превращается в кислород: $O_3 = O_2 + O$

Озон также получают в лаборатории по реакции:



Озон в химическом отношении активнее кислорода. В обычных условиях он окисляет серебро, которое не вступает в реакцию с кислородом: $2Ag + O_3 = Ag_2O + O_2$.

Такие легковоспламеняющиеся вещества, как спирт, бензин, в озоне разгораются ярким пламенем. Это объясняется распадом озона с образованием атома кислорода.

Озон является более сильным, по сравнению с кислородом, и относительно слабым, по сравнению с атомарным кислородом, окислителем. Озон вытесняет йод из раствора йодида калия (KJ).



Если количество озона в атмосферном воздухе превышает 0,16 мг/м³, он оказывает вредное воздействие. Озон обладает отбеливающим и дезинфицирующим свойствами.

Применение кислорода и круговорот его в природе. Кислород является одним из самых широко употребляемых веществ. Он используется как в свободном виде, так и в составе воздуха. Это обусловлено его химическими свойствами и сферой применения.

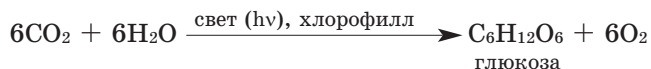
Сварка и резка металлов производятся при участии свободного кислорода. Во время ацетиленовой сварки (ее также называют автогенной сваркой) из одного стального баллона выходит ацетилен (C_2H_2), а из другого — чистый кислород, которые затем смешиваются в общей трубе. Выходящая из узкой части горелки газовая смесь поджигается. При реакции горения температура достигает 3000°C. Такое сильное пламя от горения ацетилена используется для резки и сварки большинства металлов: $2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O + 2600kC$

В металлургической и химической промышленности больше используется кислород из воздуха. Например, при производстве чугуна и серной кислоты использование кислорода из воздуха позволяет значительно ускорить и повысить производительность производственных процессов.

В медицине чистый кислород применяют для облегчения затрудненного дыхания, для чего имеются кислородные подушки и заполненные чистым кислородом стальные баллоны. Летающие на большой высоте летчики, космонавты, работающие под водой водолазы также пользуются не большими по размеру кислородными баллонами.

Все живые организмы в природе при дыхании употребляют кислород, ежегодно усваивая миллионы тонн атмосферного кислорода. Так, например, было вычислено, что только люди употребляют в течение года 1330 миллиардов кубических метров атмосферного кислорода. Кроме того, в гро-

мадных количествах атмосферный кислород тратится при сжигании топлива, на процессы гниения, при вулканических извержениях. Но при этом количество кислорода в атмосфере заметно не изменяется. Стабильность количества кислорода объясняется процессом фотосинтеза, происходящим в зеленых растениях под действием света. Общее уравнение реакции фотосинтеза можно записать следующим образом:



Круговорот кислорода в природе вышеописанным способом происходит непрерывно. Тем самым обеспечивается жизнь на Земле.

Кислород применяется и в жидком виде. В топливных материалах (древесные опилки, сухой торф, уголь) жидкий кислород, впитавшись, размещается в выдолбленных выемках, и в любое время, когда это требуется, с помощью фитиля он поджигается. Полученные при горении сжатые газы обладают большой разрушительной взрывной силой. Их используют в железнодорожных, горнорудных и других работах (в частности, при проведении туннелей). Жидкий кислород также применяется в космических кораблях в качестве эффективного окислителя ракетного топлива.

Нам известно, что полученный в результате постепенного разложения озона атомарный кислород является химически активным. Вот почему при добавлении озона в воду в ней уничтожаются вредные микроорганизмы и вода становится более пригодной для питья. С этой целью в больших городах для обезвреживания воды используют озон, после чего вода приобретает приятный вкус и запах.

Проверка знаний и способностей

1. Напишите ряд по возрастанию окислительной способности кислорода (O_2), атомарного кислорода (O) и озона (O_3). 2. Сколько процентов кислорода превратилось в озон, если при пропускании через озонатор 60 л кислорода было получено 20 л озона? 3. Вычислите среднюю молярную массу газовой смеси, образовавшейся из 1 моля кислорода (O_2) и 1 моля озона (O_3): $\text{Ar}(\text{O})=16$. 4. Сколько литров углекислого газа будет поглощено в процессе фотосинтеза 6 л O_2 (при н.у.)?

16. Расчеты по химическим уравнениям

При расчетах по уравнениям химических реакций следует соблюдать нижеприведенный алгоритм (т.е. последовательность операций):

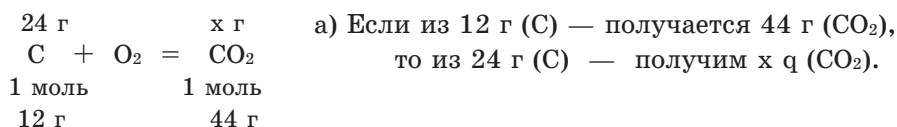
- 1) Составить уравнение требуемой реакции.
- 2) Указанные в условии задачи данные (х) (вместе с единицей измерения) записать над соответствующей формулой вещества.
- 3) Определить количество веществ (ν, N, m, V) под химическими формулами, учитывая соответствующие единицы измерения и их коэффициенты.

4) Составив пропорцию, производить вычисления.

I. Вычисление массы и количества полученного вещества (или вступающего в реакцию другого вещества) при указании в условии задачи массы одного из вступающих в реакцию веществ (или наоборот).

Задача 1. Вычислите массу (в граммах) и количество вещества (моль) углекислого газа, полученного при сгорании 24 г угля: $A_r(C) = 12$, $A_r(O) = 16$.

Решение:



$$x = \frac{24 \cdot 44}{12} = 88 \text{ г}$$

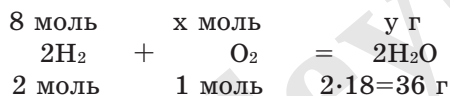
б) Находим количество вещества CO₂ по формуле $\nu = \frac{m}{M}$

$$\nu(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{88 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль}$$

II. Вычисление количества и массы полученного вещества (или вступающего в реакцию другого вещества) при указании в условии задачи количества одного из вступающих в реакцию веществ (или наоборот).

Задача 2. Какое количество (моль) и сколько граммов кислорода необходимо для вступления в реакцию с 8 молями водорода? Сколько граммов воды получится в результате реакции? $A_r(O) = 16$; $A_r(H) = 1$.

Решение:



1) Если 2 моль водорода (H₂) вступает в реакцию с 1 моль кислорода (O₂), то 8 моль (H₂) вступит в реакцию с х моль O₂.

$$x = \frac{8 \cdot 1}{2} = 4 \text{ моль (O}_2\text{)}$$

2) Если по формуле $M = \frac{m}{\nu}$ $m(\text{O}_2) = M(\text{O}_2) \cdot \nu(\text{O}_2)$, то $m(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ моль} = 128 \text{ г}$.

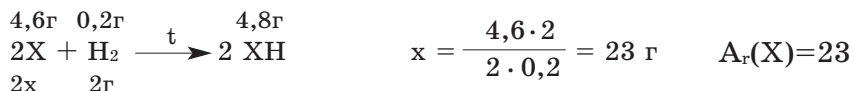
3) Если из 2 моль (H₂) получается 36 г H₂O, то из 8 моль H₂ получится у г H₂O:

$$y = \frac{8 \cdot 36}{2} = 144 \text{ г H}_2\text{O}$$

III. Правила решения задач по закону сохранения массы веществ в химических реакциях. Определение относительной атомной массы неизвестного химического элемента.

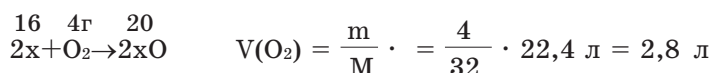
Задача 3. Определите относительную атомную массу металла, если 4,6 г одновалентного металла, вступая в реакцию с водородом, образует 4,8 г гидрида этого металла.

Решение: $4,8 - 4,6 = 0,2$ г H_2 вступает в реакцию.



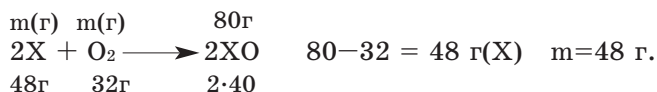
IV. Вычисление объема газа при н.у., вступающего в реакцию.

Задача 4. Вычислите объем кислорода (при н.у.), если 16 г двухвалентного металла, вступая в реакцию с кислородом (O_2), образует 20 г XO . $20 - 16 = 4$ г (O_2) вступает в реакцию.



V. Вычисление массы по избытку вещества.

Задача 5. Сколько граммов какого вещества остается в избытке, если при вступлении в реакцию m граммов двухвалентного X металла с m граммами кислорода (O_2) образуется 80 г XO с молярной массой 40 г/моль? $M(O_2) = 32$ г/моль.



$m(O_2)_{\text{избыток}} = 48 - 32 = 16$ г. Значит, в избытке остается 16 г O_2 .

VI. Вычисление выхода (в %) продукта.

Задача 6. Вычислите выход (в %) продукта, если при сжигании 12 г углерода (C) в кислороде (O_2) образуется 16,8 л CO_2 (при н.у.) $M(C) = 12$ г/моль.

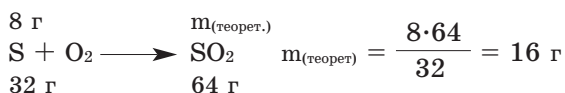
Решение:



$$\eta = \frac{V_{\text{практич.}}}{V_{\text{теорет.}}} \cdot 100\% = \frac{16,8}{22,4} \cdot 100\% = 75\%$$

Задача 7. Вычислите в процентах выход продукта, если при сжигании 8 г серы (S) в кислороде (O_2) образуется 12 г SO_2 . $M(SO_2) = 64$ г/моль, $M(S) = 32$ г/моль.

Решение:



$$\eta = \frac{m_{\text{практич.}}}{m_{\text{теорет.}}} \cdot 100\% = \frac{12}{16} \cdot 100\% = 75\%$$

Проверка знаний и способностей

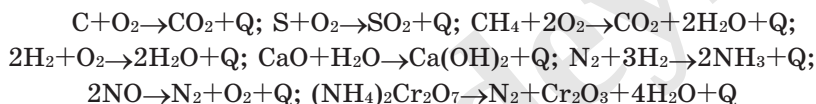
1. Сколько литров O_2 (при н.у.) потребуется для превращения 4 г Ca в CaO ? $A_r(\text{Ca})=40$. 2. При сжигании 8 г серы (S) в кислороде образуется SO_2 с выходом 75%. Вычислите массу (в граммах) продукта. 3. Определите x, если при сжигании x г угля (C) образуется с выходом 75% 16,8 л углекислого газа CO_2 (при н.у.).

17. Тепловой эффект химических реакций. Энтальпия

При сжигании веществ (угля, серы, метана и др.) мы наблюдаем выделение теплоты. Все реакции горения сопровождаются выделением теплоты.

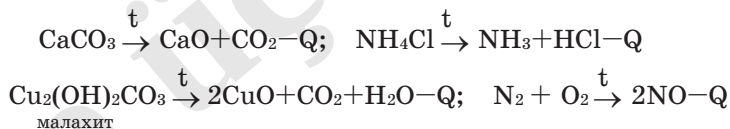
Химические реакции, сопровождающиеся выделением теплоты, называются экзотермическими. «Экзо» означает «наружу», «термос» – «тепло». При записывании уравнений экзотермических реакций выделение теплоты обозначают $+Q$ в правой части уравнения.

Все реакции горения, в том числе и синтез аммиака (NH_3), гашение извести и др., являются экзотермическими реакциями.



А некоторые химические реакции протекают с поглощением теплоты из внешней среды. **Химические реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты, называются эндотермическими. «Эндо» означает «внутри».** В уравнениях таких реакций данное явление обозначают $-Q$ в правой части уравнения.

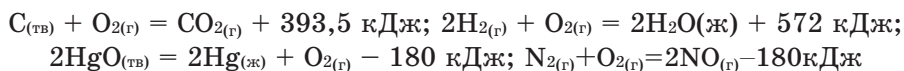
Большинство реакций разложения и некоторые реакции соединения являются эндотермическими реакциями.





Количество выделяемой и поглощаемой в ходе химической реакции теплоты называется тепловым эффектом химической реакции.

Уравнения химических реакций с указаниями значения ($Q_{\text{реак.}}$) теплового эффекта и агрегатного состояния вступающих в реакцию и получаемых веществ называют термохимическими уравнениями. Например:



Большинство химических реакций протекает при постоянном давлении. Поэтому энергетический эффект реакции оценивается изменением энтальпии (ΔH) или тепловым эффектом (Q).

Выделение и поглощение энергии в той или иной химической реакции способствуют изменению энергии системы. Группа частиц, состоящих в единой связи друг с другом и с внешней средой, называется **системой**. Например, в реакции получения воды молекулы H_2 , O_2 , H_2O и окружающая их внешняя среда являются одной системой.

Так как при экзотермической реакции по получению воды во внешнюю среду выделяется энергия, то уменьшается энергия самой системы. А при эндотермической реакции разложения воды $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = 2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} - 572 \text{ кДж}$, наоборот, тепловая энергия поглощается из внешней среды, вследствие чего собственная энергия у системы увеличивается.

Изменение энергии системы при постоянном давлении в термодинамике называется изменением энтальпии, которая выражается знаком ΔH . Уравнения с указанием теплового эффекта реакции посредством обозначения ΔH в конце уравнения называются термодинамическими уравнениями. ΔH и Q равны по значению, но различаются знаками. При этом $\Delta H = -Q$.

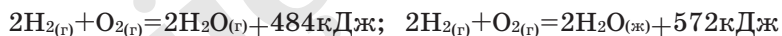
Энтальпия (ΔH) характеризует способность вещества удерживать энергию (энергетическую вместимость). Вычислить энтальпию вещества невозможно, однако можно определить изменение энтальпии (ΔH) во время реакции.

В термодинамических уравнениях тепловой эффект (ΔH) записывается в правой части уравнения, отдельно после уравнения: $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ $\Delta H = -484 \text{ кДж}$.

Тепловой эффект обычно измеряется в джоулях (Дж), килоджоулях (кДж) или калориях (кал) и килокалориях (ккал). $1 \text{ кал} = 4,184 \text{ Дж}$

В экзотермических реакциях значение изменения энтальпии выражается в виде $\Delta H < 0$ ($Q > 0$), а в эндотермических реакциях $\Delta H > 0$ ($Q < 0$).

Значение количества теплоты меняется в зависимости от агрегатного состояния вещества. Вот почему в уравнениях реакции обязательно надо указывать агрегатное состояние вещества (г – газ, ж – жидкость, тв – твердое вещество).



Процесс отрыва электрона от того или иного атома является эндотермическим, а присоединение к атому электрона – экзотермическим процессом. Например: $\text{F} + \bar{\text{e}} = \text{F}^- + Q$; $\text{Na}^\circ - \bar{\text{e}} = \text{Na}^+ - Q$

18. Вычисления по термохимическим уравнениям. Составление термохимических уравнений

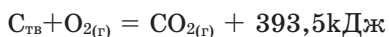
Для вычисления теплового эффекта химических реакций надо знать теплоту образования (или же стандартную энтальпию образования) полученных или вступающих в реакцию веществ.

Стандартная энтальпия образования ($\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$) – это тепловой эффект реакции образования 1 моля сложного вещества из простых веществ, его составляющих, находящихся в устойчивом агрегатном состоянии в стандартных условиях. Другими словами, количество тепла, выделяемого или поглощаемого во время образования 1 моля сложного вещества из стандартных простых веществ, называется теплотой образования вещества ($Q_{\text{обр.}}$), которая измеряется в кДж/моль.

Для вычисления теплоты образования вещества (или энтальпии образования) надо тепловой эффект, указанный в уравнении реакции образования сложного вещества из простых веществ, поделить на коэффициент сложного вещества.



$$Q_{\text{обр.}} = \frac{572 \text{ кДж}}{2 \text{ моль}} = 286 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta H^\circ_{\text{обр.}} = -Q_{\text{обр.}} = -286 \text{ кДж/моль}$$



$$Q_{\text{обр.}}(\text{CO}_2) = 393,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}$$

Под стандартными условиями подразумеваются температура 25°C (298K) и давление $1 \cdot 10^5$ Па (1 атм). Измеренная в стандартных условиях энтальпия обозначается знаком ΔH° . Энтальпия образования веществ, как и их химические формулы и молярные массы, является постоянной величиной. Энтальпия образования устойчивых в стандартных условиях простых веществ условно принята за нуль. Значение энтальпии образования простых веществ в неустойчивом состоянии отлично от нуля:

$$\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{J}_{2\text{тв}}) = 0; \Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{J}_{2\text{жидкость}}) = +22 \text{ кДж}; \Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{J}_{2\text{газ}}) = +62 \text{ кДж}$$

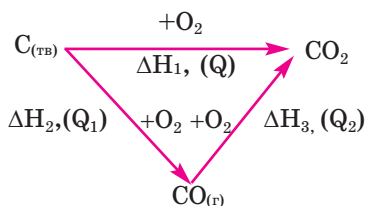
Энтальпия образования сложного вещества также меняется в зависимости от его агрегатного состояния. Например:

$$\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) = -242 \text{ кДж}; \Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{тв})}) = -292 \text{ кДж};$$

$$\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = -286 \text{ кДж}$$

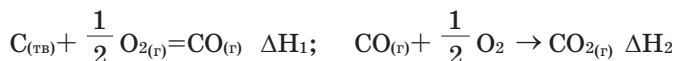
Энтальпия химических реакций вычисляется на основе закона Гесса (открыт в 1840 году Г.Гессом).

Тепловой эффект химической реакции (энтальпия реакции) не зависит ни от хода протекания реакции, ни от числа ее этапов, он зависит лишь от природы и физического состояния вступающих в реакцию и образовавшихся в результате реакции веществ.



$$\begin{aligned}
 Q &= Q_1 + Q_2 \\
 \Delta H_1 &= \Delta H_2 + \Delta H_3
 \end{aligned}$$

Т.е. энтальпия (ΔH) общей реакции $C_{(тв)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$ равна сумме энтальпий стадий ее протекания.



Согласно данному закону энтальпия химической реакции равна разнице между суммой энтальпий (теплот образования) продуктов реакции и суммой энтальпий (теплотой образования) реагентов с учетом коэффициентов.

$$Q_{\text{реак.}} = \sum Q_{\text{обр. (продукты)}} - \sum Q_{\text{обр. (реагенты)}}; \quad \Delta H^{\circ}_{\text{реак.}} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{обр. (продукты)}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{обр. (реагенты)}}$$

Задача. Вычислите энтальпию (тепловой эффект) реакции $CaCO_{3(тв)} = CaO_{(тв)} + CO_{2(г)}$, если известно, что:

$$\Delta H^{\circ}_{\text{обр.}}(CaCO_3) = -1207 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta H^{\circ}_{\text{обр.}}(CaO) = -635 \text{ кДж/моль};$$

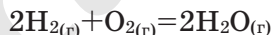
$$\Delta H^{\circ}_{\text{обр.}}(CO_{2(г)}) = -393 \text{ кДж/моль};$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H^{\circ}_{\text{реакция}} &= (\Delta H^{\circ}_{\text{обр.}}(CaO) + \Delta H^{\circ}_{\text{обр.}}(CO_2) - \Delta H^{\circ}_{\text{обр.}}(CaCO_3)) = \\
 &= [(-635) + (-393)] - (-1207) = +179 \text{ кДж}.
 \end{aligned}$$

$$\text{Следовательно, } \Delta H^{\circ}_{\text{реак.}} = +179 \text{ кДж}; \quad Q_{\text{реак.}} = -179 \text{ кДж}.$$

Вычисление теплового эффекта (энтальпии) реакции по энергии связи.

Как известно, согласно атомно-молекулярному учению, в ходе химической реакции молекулы веществ, вступающих в реакцию, распадаются на атомы, из которых образуются молекулы новых веществ. При распаде молекул на атомы для разрыва химической связи между ними затрачивается определенная энергия. **Энергия, затрачиваемая на разрыв одной связи, называется энергией связи.** Энергия связи вычисляется по 1 молю связи (кДж/моль). С образованием молекул создаются новые химические связи, что сопровождается выделением энергии. Тепловой эффект (энтальпия) реакции равен разнице между суммой энергий связи полученных продуктов и суммой энергий связи в молекулах реагентов (с учетом коэффициентов).



$$\begin{array}{ccc}
 2 \text{ моля} & 1 \text{ моль} & 2 \text{ моля} \\
 2 \cdot 436 \text{ кДж} & 498 \text{ кДж} & 2 \cdot 927 \text{ кДж}
 \end{array}$$

$$Q_{\text{реак.}} + (2 \cdot 436 + 498) - 2 \cdot 927 = 1854 - 1854 = 0$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{реак.}} = -Q_{\text{реак.}} = -484 \text{ кДж}$$

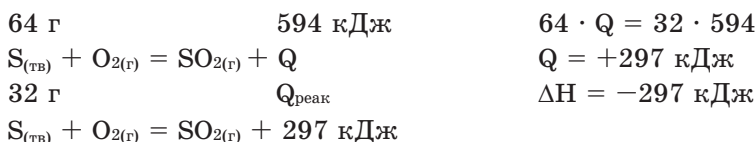
Количество теплоты, выделяемой или поглощаемой при горении 1 моля вещества в кислороде, называют теплотой сгорания этого вещества (измеряется в кДж/моль).

Для вычисления теплоты сгорания следует тепловой эффект реакции горения поделить на коэффициент сгорающего вещества. Если в реакции горения коэффициент сгорающего вещества равен 1 (она не записывается), в таком случае, теплота сгорания равна тепловому эффекту реакции.



Задача 1. Составьте термохимическое уравнение реакции горения серы, если известно, что при горении 64 г серы выделяется 594 кДж теплоты.

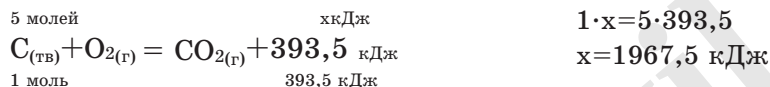
Решение:



Вычисление теплового эффекта по известному количеству вещества (моль).

Задача 2. Сколько теплоты выделится при горении 5 моль угля согласно термохимическому уравнению $\text{C}_{(\text{тв})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + 393,5 \text{ кДж}$?

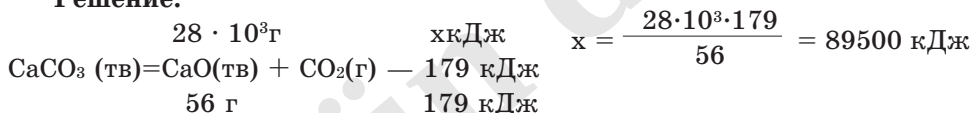
Решение:



Вычисление теплового эффекта по известной массе вещества.

Задача 3. Сколько теплоты будет затрачено для получения 28 кг негашеной извести (CaO) из карбоната кальция согласно термохимическому уравнению $\text{CaCO}_3 (\text{тв}) = \text{CaO} (\text{тв}) + \text{CO}_2 (\text{г}) - 179 \text{ кДж}$?

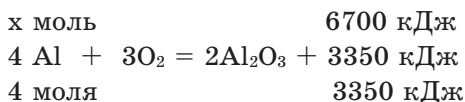
Решение:



Вычисление массы или количества веществ, вступающих в реакцию или образовавшихся в результате реакции, по количеству выделяемой (или поглощаемой) при химической реакции теплоты.

Задача 4. Определите массу и количество вступившего в реакцию алюминия, если при реакции алюминия с кислородом выделилось 6700 кДж теплоты. Термохимическое уравнение реакции: $4 \text{ Al}_{(\text{тв})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{тв})} + 3350 \text{ кДж}$; $A_r(\text{Al}) = 27$.

Решение:



$$x = \frac{4 \cdot 6700}{3350} = 8 \text{ молей (Al)};$$

$$m(\text{Al}) = \nu \cdot A_r = 8 \cdot 27 = 216 \text{ г.}$$

Проверка знаний и способностей

1. Что называют теплотой образования? 2. Что называют теплотой сгорания?

Вещества, вступающие в реакцию	Количество моля	Теплота, выделяемая во время реакции
H ₂	1	541
F ₂	1	

Вычислите теплоту образования фторида водорода (HF) (в кДж/моль).

Вещества, вступившие в реакцию	Q _{обр.} (H ₂ O) (кДж/моль)
H ₂	286
O ₂	

Вычислите объем H₂ и O₂ (в литрах, при н.у.), вступающих в реакцию.

5. В каких реакциях теплота сгорания равна тепловому эффекту реакции?

а) S_(тв) + O_{2(г)} = SO_{2(г)} + Q; б) 2Ca_(тв) + O_{2(г)} = 2CaO_(тв) + Q; в) CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H₂O_(ж) + Q; г) 2C₂H_{2(г)} + 5O_{2(г)} = 4CO_{2(г)} + 2H₂O_(ж) + Q. 6. При полном сгорании 10 г Ca выделяется 160 кДж теплоты. Вычислите тепловой эффект реакции горения, теплоту сгорания кальция, теплоту образования оксида кальция A_r(Ca)=40. 7. На основе реакции C₂H₅OH_(ж) + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 3H₂O_(г) + 295 ккал вычислите теплоту образования C₂H₅OH (в кДж/моль). Q_{обр.} (CO₂) = +94 ккал, Q_{обр.} (H₂O_(г)) = 60 ккал/моль. 8. Вычислите энтальпию образования (ΔH) воды, если при полном сгорании 11,2 л H₂ (при н.у.) выделяется 143 кДж теплоты. 9. На основе уравнений реакции вычислите энтальпию образования (ΔH) SO₃: S_(тв) + O_{2(г)} = SO_{2(г)} + 70 ккал; 2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_{3(г)} + 40 ккал.

19. Горение. Рациональное сжигание топлива

Процесс горения основан на взаимодействии кислорода с горючими веществами.

Реакции, протекающие с выделением большого количества теплоты и света при взаимодействии веществ с кислородом, называют реакциями горения или просто горением. Реакция горения – это протекающий с большой скоростью процесс окисления.

Реакции горения веществ в чистом кислороде протекают во много раз быстрее реакций горения в воздухе. Это связано с тем, что кислород составляет лишь $1/5$ часть воздуха.

Для горения веществ необходимы два условия:

- а) нагревание горючего вещества до температуры воспламенения;
- б) соприкосновение кислорода с частицами вещества. При наличии указанных условий вещество вначале воспламеняется, а затем начинает гореть.

Каждое вещество имеет свою температуру воспламенения. Например, белый фосфор загорается при температуре 40°C , сера и древесина при 270°C , древесный уголь при 350°C и т.д.

Для прекращения процесса горения также следует соблюдать хотя бы одно из двух условий:

- 1) Охлаждение температуры горящего материала с доведением ее до более низкой, чем при его воспламенении, температуры.
- 2) Предотвращение соприкосновения кислорода (или воздуха) с горящим материалом.

При погашении огня водой обеспечиваются оба условия. Т.е. горящий материал одновременно и остывает и в то же время образующийся от нагрева воды пар в достаточной степени устраняет соприкосновение материала с кислородом (с воздухом). Кроме воды, соприкосновение воздуха с горящим материалом предотвращается при помощи песка, грунта, огнетушителей и взрывчатых веществ. Если огонь охватил малую площадь, то горящую часть вещества (например, бензина, спирта и т.д.) следует накрыть одеялом, паласом, плотной тканью и т.д., не пропускающими воздух. Если загорелась ваша одежда, следует незамедлительно принять меры, указанные выше. Для предотвращения пожара в химических лабораториях следует с легковоспламеняющимися жидкостями и газами обращаться с соблюдением правил безопасности, хранить огнеопасные вещества в металлических коробках или шкафах.

Для получения большого количества тепловой энергии используют различные виды топлива. По своему агрегатному состоянию топливо бывает в твердом, жидком и газообразном состоянии. К твердому топливу относятся уголь (каменный уголь, антрацит, бурый уголь), торф, горючие сланцы и дрова; к жидкому топливу — главным образом, продукты переработки нефти — бензин, керосин, мазут, газойль; к газообразному топливу — природный газ (метан), выходящие вместе с нефтью газы (пропан, бутан и т.д.) и др.

Качество топлива определяется его **теплотворной способностью**.

Количество теплоты (в кДж), выделяемое при сжигании 1 кг топлива, называется теплотворной способностью. Чем насыщеннее топливо углеродом, тем выше теплотворная способность его.

Для рационального сжигания топлива в печах, т.е. для максимального использования теплоты горения, следует увеличить площадь соприкосновения его поверхности с воздухом, правильно регулировать подачу в топку

топлива и воздуха в требуемом количестве. Для увеличения поверхности соприкосновения твердое топливо измельчается до пылеобразного состояния, затем смешивается с воздухом и под давлением подается в топку. Для эффективного сжигания жидкого топлива используют метод пульверизации. С этой целью жидкое топливо, смешиваясь с воздухом под большим давлением, выбрызгивается в топку по узкой трубе.

Газообразное топливо имеет ряд преимуществ по сравнению с твердым и жидким топливом: а) его добыча и транспортировка экономически более выгодны; б) устройства топки и подачи газа в печь более упрощены; в) упрощается регулирование процесса горения и облегчается труд человека; г) достигается более полное сжигание топлива; д) устраняется загрязнение окружающей среды.

При сжигании топлива нельзя подавать в печь воздух больше или меньше установленной нормы. При подаче воздуха меньше положенной нормы происходит неполное сгорание топлива, при этом увеличивается количество выпускаемого в атмосферу вместе с другими газами отравляющего окружающую среду угарного газа (СО). При подаче воздуха в топку больше нормы, с целью ускорения процесса горения, часть выделяемой теплоты вместе с дымом поднимается в воздух и пропадает, вследствие чего горение становится нерациональным.

Загрязнение атмосферного воздуха и меры борьбы с ним. Постоянство состава атмосферного воздуха имеет очень большое значение для всех существующих в природе живых организмов. Мельчайшее изменение состава и свойств воздуха отрицательно сказывается на здоровье людей и нормальной жизни всех живых организмов. Такие изменения происходят как вследствие природных явлений – стихийных бедствий (извержений вулканов, лесных пожаров, сыпучести грунта, песка и др.), так и в результате хозяйственной деятельности человека.

Ежедневно промышленные предприятия, транспортные средства и бытовые отходы выбрасывают в атмосферу десятки вредных отравляющих веществ, загрязняя ее в недопустимой степени. В крупных городах промышленные предприятия загрязняют воздух большим количеством вредных газов и промышленной пыли. Больше всего вредных и отравляющих веществ выбрасывают в воздух теплоэлектростанции, металлургические, химические, нефтеперерабатывающие и цементные заводы. Вокруг таких заводов в воздухе значительно повышено количество образующихся от сжигания топлива таких газов, как SO_2 , CO_2 , СО, а также промышленной пыли различного состава. Предприятия, где процессы ведутся при высокой температуре, выпускают в воздух ядовитые оксиды азота.

В городах с высокой плотностью населения 60% загрязняющих атмосферу веществ составляют выхлопные газы автомобилей. В составе этих выхлопных газов имеются очень вредные для здоровья людей оксиды углерода – СО, азота – NO, NO_2 , органические соединения свинца и др. В расположенных у морских побережий городах содержащиеся в воздухе выхлопные газы вместе с водяными парами образуют неоседающий туман,

вызывающий ряд болезней, выводящих из строя дыхательные органы людей, а иногда приводящих к смерти. Увеличение в атмосфере загрязняющих веществ и проникновение вместе с воздухом вредных газов и пыли в процессе дыхания в организм людей приводит к отравлению и различным болезням. Дыхание воздухом, насыщенным оксидом серы (SO_2) вызывает у людей сердечно-сосудистые и легочные заболевания (бронхит и др.) или обостряет их. Дыхание воздухом с монооксидом углерода (CO) в составе порождает болезни крови, сужение сердечных и мозговых сосудов. Оксиды азота приводят к образованию опухолей в органах дыхания и нарушают деятельность нервной системы.

Возрастание количества пыли в атмосфере в больших городах уменьшает солнечную радиацию, что способствует размножению болезнетворных бактерий.

Насыщение атмосферного воздуха газами диоксида серы (SO_2), фтором и его соединениями, хлором, угарным газом (CO) приостанавливает рост и развитие растений, приводит к уничтожению хвойных деревьев. С повышением степени загрязненности воздуха вокруг металлургических и химических заводов многие животные и птицы покидают те места.

Загрязнение атмосферы над большими городами углекислым газом (CO_2), образованным в результате сжигания топлива, и пылью приводит к изменению климата во всем мире. Увеличение количества углекислого газа (CO_2) в воздухе способствует чрезмерному нагреванию земной поверхности длинноволновыми солнечными лучами и предотвращает распространение тепла в верхних слоях атмосферы. В результате создается тепличный эффект и наблюдается повышение средней температуры на поверхности Земли. Это, в свою очередь, приводит к нежелательным климатическим изменениям. Произошедшие в последние годы в разных местах Земли сильные потопы и засухи подтверждают вышесказанное.

Увеличение пыли в атмосфере, наоборот, способствует снижению средней температуры на земной поверхности. Следовательно, климатические изменения на Земле обусловлены количественными соотношениями углекислого газа и пыли.

Для предупреждения загрязнения атмосферы необходимо оборудовать заводы и фабрики современной техникой, защищающей экологию, и по возможности отказаться от применения технологий, работающих с большими отходами, а также от выброса в атмосферу выхлопных газов.

ГЛАВА IV

ВОДОРОД

20. Водород как химический элемент и простое вещество. Получение водорода

Порядковый номер водорода в таблице периодической системы химических элементов 1. Следовательно, в его атоме содержится один протон, а заряд ядра +1. В природе распространено три изотопа водорода. Самым распространенным среди них является «Protium» (^1H), ядро которого состоит лишь из одного протона, менее встречаемый – «Deyterium» (обозначается как ^2H или D) с одним протоном и одним нейтроном в ядре; в минимальном количестве в природе встречается также «Tritium» (обозначаемый ^3H или T) с ядром, содержащим один протон и два нейтрона. На один атом дейтерия в природе приходится 7000 атомов протия, и на один атом трития— 10^{18} атомов протия.

Относительная атомная масса водорода примерно равна массе протия: $A_r(\text{H})=1,008$. Он существует в природе лишь в виде соединений. Водород составляет ~11% массы воды. Водород имеется также в составе большинства органических соединений. В земной коре (атмосфере, биосфере и гидросфере) на долю водорода приходится 0,88% общей массы элементов. Вместе с тем, водород считается самым распространенным химическим элементом во вселенной (космосе). Примерно 50% Солнца и все звезды в основном состоят из водорода.

Физические свойства. В свободном состоянии водород образует газ, состоящий из молекул H_2 . Водород – это бесцветный газ без запаха, который легче воздуха в 14,5 раза ($D_{\text{H}_2} = \frac{M(\text{воздух})}{M(\text{H}_2)} = \frac{29 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 14,5$). Легко

взлетающие в воздух наполненные водородом мыльные пузыри также подтверждают это.

Получение. Впервые водород в чистом виде был получен английским ученым Г.Кавендишем в 1766 году.

С одним из способов получения водорода в лабораторных условиях мы уже знакомы. (Вспомните реакцию разложения воды под действием постоянного электрического тока!) В лаборатории водород получают более упрощенным способом — взаимодействием кислот с металлами. Соединения водорода с атомом или группой атомов неметаллов являются кислотами. Ознакомимся с соляной кислотой HCl и серной кислотой H_2SO_4 , которые часто используются. **Атомы и группу атомов, находящихся в соединении с водородом в кислотах, называют кислотными остатками.** Валентность кислотных остатков определяется числом атомов водорода, способных легко замещаться на атомы металлов: $\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$ одновалентный, $\overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$ двухвалентный.



ГЕНРИ КАВЕНДИШ (1731—1810)

Английский ученый. В 1766 году им был получен водород в чистом виде. Ученый вначале принял водород вследствие его легкости за флогистон.

Металлы, стоящие в ряду активности металлов (ряд Бекетова) до водорода, вступая в реакцию с кислотами, кроме концентрированной и разбавленной азотной кислоты (HNO_3) и концентрированной серной кислоты (H_2SO_4), выделяют H_2 :

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au.

В лабораторных условиях водород удобнее получать добавлением к цинку или другим металлам растворов соляной кислоты или разбавленной серной кислоты. Составим уравнения реакций с цинком:

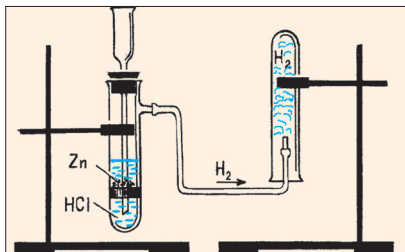
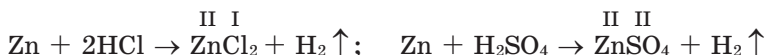


Рис. 22, а. Собираение водородного газа вытеснением воздуха

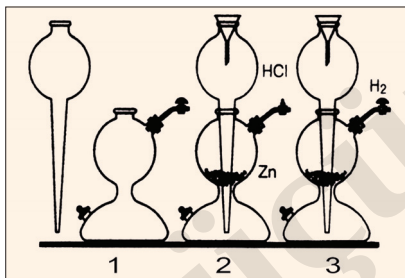


Рис. 22, б. 1) аппарат Киппа; 2) в наполненном состоянии; 3) в рабочем состоянии

В каждой из этих реакций простое вещество (металл), замещает атомы водорода в сложных веществах (кислотах).

Реакции, где атомы простого вещества замещают один из атомов сложного вещества, называются реакциями замещения.

Образовавшиеся в результате этой реакции кроме водорода другие сложные вещества (состоящие из остатков металла с кислотой) называются **солями**. Формулы солей составляются по валентности металла и кислотного остатка. Произношение названий солей основано на названиях металла и кислотного остатка. Например, ZnCl_2 — хлорид цинка; ZnSO_4 — сульфат цинка.

Для получения водорода пользуются прибором по получению кислорода из пероксида водорода (рис. 22, а) или же аппаратом Киппа (рис. 22, б). С помощью аппарата Киппа можно получить сравнительно больше водорода H_2 .

Полученный водород можно собрать в сосуды, как и при получении кислорода, двумя способами: вытеснением воды и воздуха. При собирании водорода методом вытеснения воздуха конец газоотводной трубки вставляется в опрокинутый сосуд (рис. 22, а).

Для проверки наличия водорода к концу газоотводной трубы подносят небольшую пробирку (на 10–20 секунд), затем, держа ее отверстием вниз, приближают к огню. Раздавшийся при этом взрывоподобный звук или гудение свидетельствуют о наличии водорода (H₂).

Водород также получают в лабораториях при взаимодействии активных металлов (Li, Na, K, Ca и др.) с водой.

Уравнения протекающих при этом реакций замещения пишутся так:



Полученные в этих реакциях кроме водорода вещества называются **основаниями** или **гидроксидами**. Число группы OH в гидроксидах равно валентности металла. Названия гидроксидов читаются так: NaOH – гидроксид натрия; Ca(OH)₂ – гидроксид кальция.

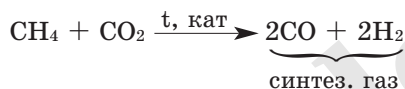
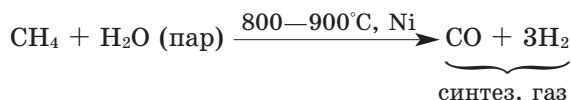
Сложные вещества, состоящие из атомов металла и группы OH, называют основаниями или гидроксидами.

Начиная от Mg до водорода в ряду активности все металлы при нагревании находятся во взаимодействии с водой, образуя оксид металла и H₂.

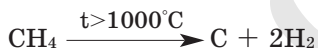


В промышленности водород обычно получают следующими способами.

1. Путем конверсии (переработки) природного газа – метана (CH₄) водяными парами:



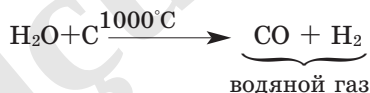
2. Разложением природного газа – метана (CH₄):



3. Путем расщепления воды под действием постоянного тока:



4. Взаимодействием водяных паров с раскаленным углем:



5. С помощью электролиза (тему электролиза вы будете изучать в старших классах) растворов хлорида калия или хлорида натрия в воде:



6. Путем охлаждения до температуры -196°C коксового газа или газов, полученных от нефтепереработки. При этом все газы кроме водорода переходят в жидкое состояние.

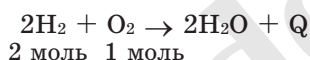
Проверка знаний и способностей

1. Где более всего распространен водород: в природе или космосе? 2. Вычислите массовые доли водорода и кислорода в составе воды. 3. Охарактеризуйте водород в качестве элемента. 4. Назовите физические свойства водорода. 5. С помощью каких реакций получают водород в лабораторных условиях? Запишите уравнения реакций при воздействии на металл соляной и серной кислот. 6. Сколько литров H_2 (при н.у.) и граммов ZnCl_2 получится при воздействии на 4 моля цинка соляной кислоты (HCl), взятой в избытке? $A_r(\text{Zn})=65$; $A_r(\text{Cl})=35,5$. 7. Напишите уравнения реакций получения водорода а) в лаборатории; б) в промышленности. 8. Как можно собирать водород в пробирку? 9. Что называют реакцией замещения? Приведите примеры. 10. В конце XVIII века А.Лавуазье предложил метод получения водорода для наполнения аэростатов путем пропускания водяного пара над раскаленным железом. Напишите уравнение этой реакции, вычислите, сколько кг железа потребуется для получения 200 кг водорода. $M(\text{Fe})=56$ г/моль; $M(\text{H}_2)=2$ г/моль.

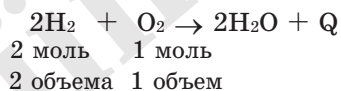
21. Химические свойства и применение водорода

В обычных условиях водород химически неактивен. Его молекула отличается устойчивостью. Для разложения 1 моль молекул водорода на атомы требуется 436 кДж энергии.

Активизация малой доли молекул водорода при нагревании приводит к мгновенной химической активизации оставшейся части молекул, т.е. активизация происходит по цепной реакции. При попадании искорки огня в смесь водорода с кислородом реакция сопровождается взрывом. После реакции на стенках сосуда появляются капельки воды. Уравнение реакции:



Согласно закону Авогадро одинаковое количество молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем. В связи с этим количество моль газов можно заменить их объемом:



Как видно из уравнения, реакции со смесью водорода с кислородом, состоящей в объемном соотношении 2:1, будут протекать более активно, сопровождаясь сильными взрывами. Смесь из двух объемов водорода и одного объема кислорода: 2 объема (H_2) : 1 объем (O_2) называют **гремучим газом**.

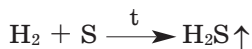
Чистый водород без примеси горит спокойно. После проверки его чистоты в пробирке (при отсутствии взрыва), можно спокойно зажигать выходящий из трубки аппарата Киппа газ H_2 . При сгорании водорода выделяется большое количество теплоты, температура доходит до 3000°C . Вследствие этого реакцию горения водорода в чистом кислороде применяют при сварке (водородная сварка) и резке металлов.

Водород сгорает не только в кислороде, но и в хлоре, смесь с которым также вызывает взрыв.



Полученный хлороводород является веществом в газообразном состоянии, его раствор в воде называется **соляной кислотой**.

Если пробирку с расплавленной серой заполнить водородом, то будет ощущаться запах тухлых яиц, свидетельствующий об образовании нового газа — **сероводорода**:



Широкое применение на практике находит также вещество под названием **аммиак** (NH_3), образующееся в результате реакции водорода с азотом.



Водород непосредственно не взаимодействует с неметаллами Si и P (в том числе и с инертными газами He, Ne, Ar, Kr, Xe).

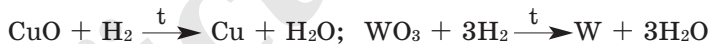
Водород вступает в реакции соединения также с активными металлами. При этом образуются твердые вещества—гидриды (NaH , CaH_2 и др.).



Среди металлов бериллий (Be) и алюминий (Al) в непосредственное взаимодействие с водородом не вступают. Гидриды легко реагируют с водой.



Получение ряда металлов в металлургической промышленности основано на реакциях взаимодействия водорода с оксидами данных металлов. При высокой температуре водород притягивает к себе кислород из состава оксидов, вытесняя и выталкивая металлы в свободном состоянии, т.е. он освобождает металлы из их оксидов:



В подобных реакциях происходит процесс **восстановления** металлов (противоположный окислению), так как водород отнимает кислород от атомов меди и вольфрама. Процесс восстановления противоположен процессу окисления. Вещества, отнимающие кислород, относятся к восстановите-

лям. Процессы окисления и восстановления взаимосвязаны между собой.

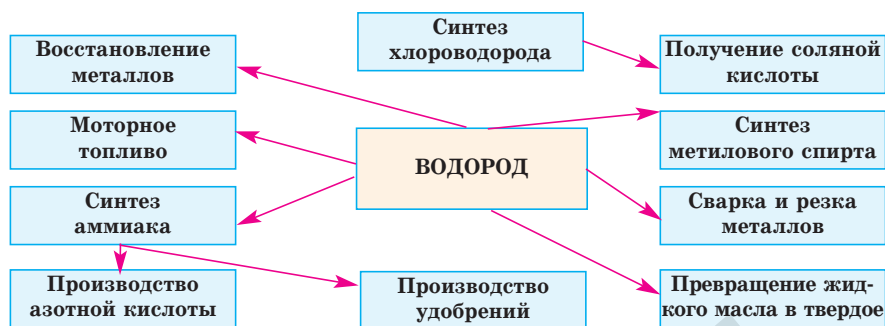
В данных реакциях атомы водорода являются восстановителями. Одновременно водород, соединяясь с кислородом, сам окисляется. Здесь окисляющим веществом (окислителем) является CuO . Следовательно, процессы окисления и восстановления протекают одновременно.

Восстановление меди водородом из оксида меди (II) в то же время является реакцией замещения.

Водород считается самым чистым топливом будущего, так как при сгорании он выделяет большое количество тепловой энергии и продуктом его сгорания являются лишь водяные пары, атмосфера при этом не загрязняется. Водород также используется при превращении жидкого масла (растительное масло) в твердое (маргарин). Поскольку водород является самым легким газом, его также используют при наполнении аэростатов.

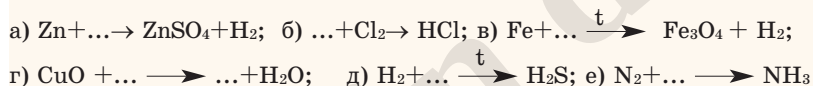
Применение водорода показано в нижеприведенной схеме.

Схема 4



Проверка знаний и способностей

1. Напишите уравнения реакции водорода а) с неметаллами (Cl_2 , S , N_2); б) с металлами (Na , Ca); в) с оксидами металлов (CuO , Fe_3O_4 , WO_3). Определите тип и условия протекания реакций. 2. Благодаря каким качествам применяется водород? 3. Сколько граммов цинка должны вступить в реакцию с соляной кислотой для получения 0,5 моля меди из оксида меди (II) путем восстановления меди водородом? 4. Завершите уравнения реакций и проставьте коэффициенты:



Лабораторные опыты

Получение и свойства водорода. Соберите прибор, как показано на рис. 22, а, и проверьте его на герметичность. Опустите в пробирку 4–5 кусочков цинка и добавьте 3–4 мл раствора соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой, через которую проходит газоотводная трубка, и, перевернув ее отверстием вниз, собирайте водород. После окончания реакции добавьте несколько капель раствора на стеклянную пластинку и дайте выпариться. На пластинке остается белое кристаллическое вещество.

Запишите в тетради явления, наблюдаемые вами во время проведения опыта.

ГЛАВА V

ВОДА. РАСТВОРЫ

22. Вода, ее распространение в природе и очистка. Свойства воды и ее применение

Вода является самым широкораспространенным веществом в земной коре. Примерно $\frac{2}{3}$ части (~70%) земной поверхности занимают океаны, моря, озера и реки. В земле, в атмосферном воздухе содержится значительное количество воды. Большая часть растений, животных, людей и других живых организмов (60–70%) состоит из воды. Без воды нет жизни на Земле.

В составе природных вод содержится много примесей. В зависимости от того, где и с какой целью применяется вода, она подвергается очистке от различной степени примесей.

В составе питьевой воды не должно быть нерастворимых вредных примесей и болезнетворных микроорганизмов. При очистке питьевой воды для населения городов и поселков взятую из озер и рек природную воду пропускают через сетчатое сито, а затем дают ей отстояться в специальных бассейнах, после чего ее фильтруют через слой песка. Очищенная от нерастворимых веществ вода обрабатывается и обезвреживается хлором или озоновым газом.

Для очистки воды от растворенных в ней веществ, т.е. для получения чистой воды, используют метод **дистилляции**. Дистилляция – это метод выпаривания жидкости и превращения ее в пар, а затем, путем повторного конденсирования (превращения в жидкость), очистки ее от других веществ. Чистая, или дистиллированная вода, используется в химических лабораториях и аптеках для растворения веществ, в охлаждающих системах автомашин и других сферах.

То, что молекулы воды состоят из атомов водорода и кислорода, определяют методами анализа и синтеза. **Определение состава сложного вещества путем разложения его на простые вещества называют методом анализа** (от греч. «анализ» – разложение). И, наоборот, **определение состава путем получения сложного вещества из простых веществ, называют методом синтеза** (от греч. «синтез» – соединение). С помощью обоих методов можно доказать, что вода состоит из элементов водорода и кислорода (в массовых отношениях 1:8).

Свойства и применение воды. Как известно, в природе кроме легкого водорода (^1H –протия) в минимальном количестве существует и тяжелый водород (^2H –дейтерий и ^3H –третий). Вследствие этого, наряду с обычной водой в природе также существует «тяжелая» вода. По некоторым своим свойствам тяжелая вода отличается от обычной (т.е. легкой) воды. Однако вследствие ее минимального количества (27 из 10000 молекул) она не способна повлиять на свойства легкой воды.

Вода — это бесцветная жидкость, без вкуса и запаха, при нормальном атмосферном давлении (101,3 кПа) и температуре 0°C — она замерзает, а при температуре 100°C — кипит. Ее плотность (при 4°C) составляет 1 кг/дм³ или 1 г/см³. Теплоемкость воды, по сравнению с другими жидкостями, значительно выше (4 кДж/кг), вследствие этого она нагревается постепенно, и медленно остывает. Данное свойство играет огромную роль в регулировании температуры воздуха. Так как плотность замерзшей воды — льда меньше плотности жидкой воды, она держится на ее поверхности. Это имеет большое значение для обитателей воды.

Мы уже знакомы с некоторыми химическими свойствами воды (разложение воды под действием постоянного тока, взаимодействие с активными металлами). Напишите уравнения этих реакций.

В обычных условиях вода вступает в реакцию с активными металлами (Li, Na, K, Ca, Ba и др.). А при высокой температуре она может взаимодействовать с большинством малоактивных металлов. Например, если над раскаленным железом пропустить водяные пары, то протекает следующая реакция:

$$3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2 \uparrow.$$

Еще во второй половине XVIII века с помощью данной реакции было доказано, что вода состоит из водорода и кислорода. Указанную реакцию также используют для получения большого количества водорода H₂.

Из металлов вода ни при каких условиях не вступает в реакцию с Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

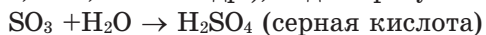
В обычных условиях вода вступает в реакцию с оксидами активных металлов: (Li₂O, Na₂O, K₂O, Rb₂O, CaO, SrO, BaO):

$$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2$$

Данный процесс называют реакцией гашения негашеной извести (CaO), а полученное вещество — гидроксидом кальция (гашеной известью).

Вода не вступает в реакцию с большинством оксидов металлов (Al₂O₃, ZnO, FeO, Fe₂O₃, CuO, Cu₂O, CrO, Cr₂O₃, MnO, MnO₂, PbO, PbO₂ и др.).

Вступая в реакцию с большинством оксидов неметаллов (SO₂, SO₃, CO₂, N₂O₅, NO₂, P₂O₅ и с др.), вода образует кислоты:



CO, NO, N₂O, SiO₂ не растворяются в воде и не вступают в реакции с водой.

Вода также взаимодействует с некоторыми солями. В результате реакции образуются твердые вещества, называемые кристаллогидратами. Например, при воздействии воды на соль сульфата меди (II) (CuSO₄) получается медный купорос голубого цвета: $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Реакцией данного уравнения пользуются при определении воды в составе газов. С некоторыми сферами применения воды мы ознакомились при изучении ее свойств.

Вода также вступает во взаимодействие с галогенами (F₂, Cl₂, Br₂):

$$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}; \quad 2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HF} + \text{O}_2 \uparrow.$$

Под действием постоянного тока вода разлагается:



Нерастворимые в воде и не вступающие с водой в реакцию в нормальных условиях газы (N_2 , O_2 , H_2 , CH_4 , C_2H_6 , C_2H_4 и др.) можно собирать в пробирку путем вытеснения воды. Растворимые в воде или же вступающие в реакцию с водой газы (F_2 , Cl_2 , HCl , HBr , HJ , SO_2 , SO_3 , NO_2 , CO_2 , NH_3 и др.) собирать в пробирку методом вытеснения воды невозможно.

Проверка знаний и способностей

1. С какими металлами в обычных условиях вода вступает в реакцию? а) Na; б) Zn; в) K; г) Fe; д) Ca; е) Cu. 2. С какими оксидами в обычных условиях вода вступает в реакцию? а) CuO; б) K₂O; в) ZnO; г) CaO; д) Fe₃O₄; е) Na₂O. 3. Оксиды каких металлов в обычных условиях вступают в реакцию с водой? а) Na; б) K; в) Cu; г) Ca; д) Zn; е) Ba. 4. С какими оксидами вода вступает в реакцию? а) SO₂; б) CO; в) P₂O₅; г) N₂O; д) CO₂. 5. Какие газы можно собирать в пробирку путем вытеснения воды? а) HCl; б) N₂; в) NH₃; г) O₂; д) SO₃; е) H₂. 6. Какие газы невозможно собирать в пробирку путем вытеснения воды? а) CO₂; б) CH₄; в) NO₂; г) C₂H₄; д) HBr; е) SO₂. 7. Какие реакции относятся к синтезу, а какие – к анализу?

а) $2NO \rightarrow N_2 + O_2$; б) $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$; в) $HgO \xrightarrow{t} 2Hg + O_2$; г) $C + O_2 \rightarrow CO_2$; д) $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$

23. Значение природной воды.

Охрана водных бассейнов от загрязнения

Без воды нет жизни. При потере живыми организмами 10–20% воды они погибают. Для нормальной жизненной деятельности в течение суток человеку требуется до 2 л воды. Вода является жизненной средой для тысяч растений и животных. Стабильность сохранения кислорода в атмосфере также связана с выделением его зелеными растениями на основе реакции фотосинтеза, протекающей с помощью воды.

Несмотря на то, что 70% земной поверхности покрыто водой, с каждым годом все более обостряется проблема нехватки воды. Это связано с употреблением людьми и всеми живыми существами лишь пресной воды. Большая же часть природных вод (~98%) соленая. Это негодные для употребления морские и океанские воды. Большое количество запасов пресной воды сосредоточено в ледниках Арктики и Антарктики, в недоступном для большинства людей озере Байкал и других озерах.

В сельском хозяйстве, городах, в сферах быта и промышленности потребности в воде все более возрастают. С каждым годом потребность в пресной воде ощущается все острее. В настоящее время $\frac{1}{3}$ населения мира нуждается в питьевой воде.

Если загрязнение атмосферы и земли представляет собой потенциальную опасность для человека, то загрязнение гидросферы – ежедневную опасность. Так как вода является растворителем, все отходы, смешавшись

с водой, с легкостью в массовом порядке отравляют всех живых обитателей окружающей среды. Вследствие круговорота воды в природе и ее течения отравляющие вещества распространяются на большие территории. Особенно быстро это происходит благодаря рекам (до 100 км).

Загрязнение воды приводит к уменьшению количества растворенного в ней кислорода. Нехватка же кислорода затрудняет жизнедеятельность обитающих в воде растений и животных, нарушается нормальный ход биохимических процессов.

Более всего вреда от загрязнения наносится источникам пресной воды, т.к. в быту, технике и сельском хозяйстве используются воды рек и пресных озер.

Промышленные отходы наряду с нарушением нормальной жизнедеятельности гидрофауны, меняют физико-химические свойства вод водоемов. Такие воды непригодны не только для питья, но и для оросительных и технических целей в сельском хозяйстве. Употребление людьми ряда живых организмов, приспособленных к условиям жизни в загрязненной воде (улитки, рыбы, водоросли и др.) приводит к возникновению все новых и новых болезней. Ряд **канцерогенных веществ**¹, накапливаясь постепенно в организмах живых обитателей воды, становятся опасными для жизни людей.

В результате **антропогенного воздействия**² в природных водах накапливаются в больших количествах азотные и фосфорные соединения. В составе природных вод азот увеличивается в основном за счет атмосферы, вымывания используемых в сельском хозяйстве азотных удобрений и стоков загрязненной воды коммунальных хозяйств. Все более увеличивается в экологической системе также количество веществ, богатых фосфором. Если раньше основным источником выброшенного в биосферу фосфора являлись фосфорные удобрения, то в настоящее время большая часть смывавшегося с гидросферой фосфора приходится на долю используемых в домашнем хозяйстве и быту синтетических моющих средств.

Каждый современный житель городов ежегодно выбрасывает в биосферу около 1,6 кг фосфора. Попадание же 1 кг фосфора в водную среду означает увеличение массы водорослей на 1 тонну. О том, как и в какой степени это загрязняет воду, было сказано выше.

Загрязнение природных вод нефтью и нефтепродуктами чревато еще более тяжелыми последствиями. Нефть является сильным ядом для всех обитателей воды (кроме некоторых бактерий). Попадая в воду, нефть разливается по ее поверхности, образуя тонкую пленку, и тем самым закрывая доступ кислорода в воду из воздуха и затрудняя дыхание живым организмам. Одна капля нефти покрывает пленкой 1,5–2 м² водной поверхности. Было установлено, что ежегодно в мире сливается в гидросферу 12–15 миллионов тонн нефти.

¹ *Канцерогенные вещества* — это вещества, которые, накапливаясь в живых организмах, вызывают раковую болезнь.

² *Антропогенное воздействие* — воздействие, связанное с деятельностью людей.

Основными источниками загрязнения нефтью морей и океанов являются транспортирующие нефть танкеры, морские нефтяные залежи, нефтеперерабатывающие заводы, смазочные масла морских судов и лодок. Сегодня имеются такие участки мировых океанов и морей, где невозможно заниматься ловлей рыбы. В некоторых морях (например, Средиземном море) выловленную рыбу и других морских животных невозможно употреблять в пищу из-за резкого запаха нефти.

Различные органические и минеральные пестициды, удобрения и другие вещества, защищающие растения от вредителей, при неправильном их использовании также загрязняют и отравляют водные бассейны.

Сливаемые в гидросферу бытовые отходы, вследствие изменения ими газового режима в воде считаются вредными. Содержащиеся в составе этих отходов органические вещества способствуют быстрому разрастанию микрофлоры в воде и, тем самым, уменьшению кислорода, а зачастую даже полному его исчезновению. В такой среде способны размножаться лишь **анаэробные микробы**¹. Образующиеся в результате жизнедеятельности анаэробных микробов газы H_2S , N_2 , NH_3 , CH_4 и другие, превращаются в средство смерти для живых организмов.

Река Кура, являющаяся одним из основных источников пресной воды в республике, подвергается сильному загрязнению бытовыми и коммунальными отходами. Загрязненная органическими и неорганическими веществами на территории Грузии курийская вода не может восстановить свое естественное состояние на протяжении 120–125 км вплоть до селения Шихлы Газахского района.

Одним из факторов, влияющих на нормальную жизнедеятельность живого мира в гидросфере, является «тепловое загрязнение». Источники подобного загрязнения — это в основном расположенные близ водных бассейнов тепловые электрические станции (ТЭС), работающие на мазуте и другом топливе. Для охлаждения коллекторов ТЭС используется большое количество воды. Температура взятой из бассейна воды иногда достигает 40–45°C. При такой температуре 60% живых организмов погибает.

В продуктах посевных полей, орошаемых смешанными с радиоактивными веществами водами рек, могут накопиться опасные для организма людей дозы вредных веществ. В организме людей, употребляющих эти продукты (особенно в зародышах), могут возникнуть страшные патологические изменения, приводящие к смертельному исходу.

В настоящее время самым эффективным и современным методом обезвреживания воды считается очистка с использованием атомарного кислорода. При данном методе молекулы кислорода превращаются в атомы, которые уничтожают имеющиеся в воде бактерии, водоросли, плесневые грибки и вирусы. Таким образом обеспечивается охрана открытых водоемов от загрязнения. Атомарный кислород также легко окисляет многие органические и неорганические соединения, превращая их в безвредные вещества.

¹Анаэробные микробы — микробы, которые способны размножаться в бескислородной среде.

24. Растворимость. Растворы

Распределение частиц одного или нескольких веществ между частями другого вещества называют процессом растворения. Полученные в результате этого смеси называются дисперсными системами. Вещество, частицы которого распределены, называют **растворенным веществом** (дисперсной фазой), а среду их распространения — **растворителем** (дисперсной средой).

Растворение — это не только физический процесс, но и химический. То есть, во время растворения веществ друг в друге совершается не простое измельчение и распределение (диффузия) одного вещества в другом, а здесь наряду с физическим процессом между частицами растворенного вещества и растворителя происходит химическое взаимодействие. Выделение теплоты при растворении в воде некоторых веществ (H_2SO_4 — серной кислоты, NaOH — гидроксида натрия и др.) — подтверждает вышесказанное.

Однородные системы, состоящие из растворенного вещества и растворителя, называют растворами.

Растворы бывают в жидком, газообразном и твердом состояниях. Например, реки, озера, моря — это жидкие, состоящий из азота, кислорода и других газов воздух — газообразный, а чугун и сталь, полученные в результате растворения металлов друг в друге — твердые растворы.

Так как в практической жизни более всего используются водные растворы — растворы, полученные в результате растворения веществ в воде, далее речь пойдет о них.

Способность веществ растворяться в воде неодинакова. При одинаковых количествах воды и условиях некоторые вещества растворяются хорошо, до конца, другие — мало, а третьи — ничтожно мало. Например, сравним способности растворяться в 1000 г (или 1000 мл) воды при комнатной температуре (20°C) сахара, поваренной соли, извести, гипса, хлорида серебра (AgCl) и сульфата бария (BaSO_4).

Таблица 10

*Способность некоторых веществ
растворяться в воде*

Поваренная соль NaCl	Сахар $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	Гашеная известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$	Гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	AgCl	BaSO_4
359	2040	1,6	2,06	0,002	0,003

Здесь поваренная соль и сахар являются хорошо растворимыми, известь и гипс — малорастворимыми, а хлорид серебра и сульфат бария — практически нерастворимыми веществами. **В целом, если в 1000 мл (1л) воды растворяется более 10 г вещества, то их называют хорошо растворимыми,**

при растворении 10–0,01 г – **малорастворимыми**, меньше 0,01 г – **практически нерастворимыми** веществами.

Если в определенном объеме раствора при комнатной температуре растворенное вещество содержится в малом количестве, то такой раствор называют **разбавленным**, а при большом количестве – **концентрированным**. Например, полученный при растворении в 1 стакане (170 г) воды 1–2 кусков сахара (10–20 г) раствор называют разбавленным, а при растворении 4–5 кусков сахара (40–50 г) и более – концентрированным.

Для выражения количества растворимого вещества также пользуются понятиями насыщенного и ненасыщенного растворов.

Раствор, в котором при определенной температуре растворимое вещество более не способно растворяться, называют насыщенным раствором.

Раствор же, в котором при определенной температуре еще какая-то часть растворимого вещества способна растворяться, называют ненасыщенным раствором.

Растворимое вещество добавляется постепенно путем нагревания насыщенного вещества. После этого, при охлаждении полученного раствора до температуры исходного раствора, получается перенасыщенный раствор.

Количество растворимого вещества в перенасыщенных растворах бывает больше, чем в насыщенных растворах. Но перенасыщенные растворы очень неустойчивы. Такие растворы тут же разрушаются от внешнего воздействия, превращаясь в насыщенный раствор.

Если в стакане воды при комнатной температуре (20°C) растворяются 1, 2, 3 куска сахара и есть возможность растворить в ней еще какое-то количество сахара, значит – это ненасыщенный раствор. Увеличивая число кусков сахара и перемешивая их, мы продолжаем растворять их. Если, наконец, на дне стакана даже при перемешивании остается нерастворенный сахар, то полученный раствор называют **насыщенным**.

Нельзя смешивать понятия «насыщенный раствор» и «концентрированный раствор». Насыщенным можно назвать раствор, разбавленный с небольшим количеством малорастворимого вещества.

Насыщенные растворы малорастворимых в воде веществ (осадков) называют разбавленным, а насыщенные растворы хорошо растворимых в воде веществ – концентрированным раствором.

Готовить растворы веществ, вступающих в реакцию с водой и образующих новое вещество, а также осадков невозможно. Однако готовить растворы хорошо растворимых в воде веществ возможно.

Коэффициент растворимости. Способность веществ растворяться выражают коэффициентом растворимости.

Максимальное количество растворенного вещества в граммах, в 1000 мл (1л) растворителя при определенной температуре, называют коэффициентом растворимости.

Коэффициент растворимости обозначается знаком K_p , единица его измерения г/л. Если в 1 л воды при комнатной температуре (20°C) растворя-

ется 359 г поваренной соли, 1,6 г извести, $2 \cdot 10^{-3}$ г хлорида серебра, то можно записать:

$$K_p(\text{NaCl}) = 359 \text{ г/л}; K_p[\text{Ca(OH)}_2] = 1,6 \text{ г/л}; \\ K_p(\text{AgCl}) = 2 \cdot 10^{-3} \text{ г/л или } 0,002 \text{ г/л}$$

Коэффициент растворимости можно вычислить по следующей формуле: поскольку $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$, $m_{\text{воды}} = V_{\text{воды}}$

$$K_p = \frac{m_{\text{растворенного вещества}}}{m_{\text{воды}}} \cdot 1000 \text{ или } K_p = \frac{m_{\text{растворенного вещества}}}{m_{\text{раствор}} - m_{\text{растворенного вещества}}} \cdot 1000$$

Например, при 20°C в 1000 мл воды максимально может раствориться 2040 г сахара. Это означает, что при 20°C коэффициент растворимости сахара равен 2040 г/л.

$$K_p = \frac{2040}{1000} \cdot 1000 = 2040 \text{ г/л.}$$

Коэффициент растворимости веществ меняется в зависимости от температуры. По мере повышения температуры у большинства твердых веществ возрастает и коэффициент растворимости в воде, а растворимость газов, наоборот, уменьшается. Растворимость газов в воде прямо пропорциональна давлению. При высоком давлении газы растворяются в воде лучше. Это можно обнаружить и при откупорке бутылок с минеральной водой с растворенным в ней под давлением углекислым газом. В этот момент углекислый газ, в большом количестве растворенный в воде под высоким давлением, мгновенно отделяется от раствора и улетучивается.

Растворение большинства солей в воде представляет собой эндотермический процесс, и поэтому с повышением температуры растворимость солей возрастает. Поскольку растворение в воде газов и щелочей обычно является экзотермическим процессом, с повышением температуры их растворимость уменьшается. Зависимость растворимости от температуры показывается при помощи кривой растворимости (рис. 23).

С помощью кривых растворимости можно определить коэффициенты растворимости веществ при различных температурах. При растворении в воде твердых и жидких веществ объем системы в заметной степени не меняется. Однако растворение в воде газов происходит с уменьшением объема системы. Вследствие этого повышение давления увеличивает растворимость газов.

При смешивании некоторых веществ (бензина, керосина, растительных масел, глины и др.) с водой, как было отмечено выше, получаются не обычные растворы, а смеси, называемые **взвесьями**. Во взвесьях распределенные в воде частицы веществ видны простым глазом, так как их размеры больше 100 нм. В обычных же растворах частицы растворенного ве-

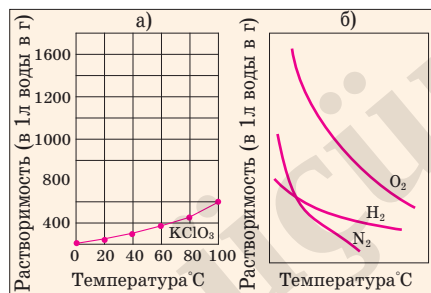


Рис. 23. Кривые растворимости
а) твердого вещества; б) газов

щества состоят из молекул или ионов, вследствие чего их невозможно увидеть и под микроскопом (их размеры меньше 1 нм).

Взвеси бывают двух видов: суспензии и эмульсии. Взвеси, в которых частицы твердых веществ равномерно распределены между молекулами воды, называются суспензиями. Смеси глины, извести, мела с водой образуют суспензии.

Взвеси, в которых частицы жидкости равномерно распределены между молекулами воды, называются эмульсиями. Примерами эмульсий являются смеси растительного масла, бензина, нефти с водой.

Системы, в которых размеры частиц растворимого вещества составляют 1—100 нм, называются **коллоидными растворами**. Примерами коллоидных растворов являются клей, раствор крахмала в горячей воде и др.

Проверка знаний и способностей

1. Насыщенные растворы каких веществ являются разбавленными, а каких — концентрированными растворами? а) поваренная соль (NaCl); б) BaSO_4 ; в) сахар ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$); г) гидроксид натрия (NaOH); д) известняк CaCO_3 . 2. При температуре 20°C в 30 г воды растворено 30 г соли. Коэффициент растворимости этого раствора при 20°C : а) 500 г/л; б) 1000 г/л; в) 1500 г/л. Какие из этих растворов являются насыщенным, ненасыщенным и перенасыщенным раствором? 3. Растворимость каких веществ является эндотермическим, а каких — экзотермическим процессом? а) NaOH ; б) HCl ; в) Na_2SO_4 ; г) HBr ; д) CaCl_2 .

25. Выражение концентрации растворов. Массовая доля растворенного вещества

Масса или количество вещества, растворенного в определенном объеме (или массе) раствора, называется его концентрацией. Концентрация определяется различными методами.

Массовая доля растворенного вещества. Отношение массы растворенного вещества к массе раствора называют массовой долей растворенного вещества. Ее обозначают буквой ω (омега). Если обозначить массу растворенного вещества m_x , а массу раствора — m_p , то массовую долю растворенного вещества можно вычислить по следующей формуле:

$$\omega = \frac{m_x}{m_p}; \text{ поскольку } m_p = m_x + m_{\text{воды}}, \text{ то } \omega = \frac{m_x}{m_x + m_{\text{воды}}}.$$

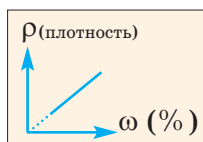
Массовая доля растворенного вещества выражается в долях 1 (0–1).

Если полученное частное от деления умножить на 100, то массовая доля будет выражена в процентах:

$$\omega(\%) = \frac{m_x}{m_p} \cdot 100\% \text{ или } \omega(\%) = \frac{m_x}{m_x + m_{\text{воды}}} \cdot 100\%$$

Поскольку $m_x = \nu(x) \cdot M(x)$, то $\omega(\%) = \frac{\nu(x) \cdot M(x)}{m_p} \cdot 100\%$.

Так как $\rho_p = \frac{m_p}{V_p}$; $m_p = \rho_p \cdot V_p$, то $\omega(\%) = \frac{m_x}{\rho_p \cdot V_p} \cdot 100\%$.



ρ_p — плотность раствора, V_p — объем раствора, который всегда измеряется в *мл*. С увеличением концентрации увеличивается и плотность растворов.

Количество вещества (в граммах), растворенного в 100 граммах раствора, называется процентной концентрацией раствора. Например, 20%-ный раствор означает, что в 100 г раствора содержится 20 г растворенного вещества, $100 - 20 = 80$ г растворителя. Поскольку $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1$ г/мл, то $m_{\text{воды}} = V_{\text{воды}}$.

Процентная концентрация раствора выражается величиной от 0–100%. Пользуясь данными формулами, рассмотрим решения ряда задач.

Задача 1. Вычислите массу соли в 500 мл 20%-го соляного раствора с плотностью 1,2 г/мл.

Решение. $m_p = \rho \cdot V = 1,2 \cdot 500 = 600$ г; $\omega(\%) = \frac{m_x}{m_p} \cdot 100\%$

Согласно формуле $20(\%) = \frac{m_x}{600} \cdot 100\%$; $m_x = 120$ г соли.

При добавлении воды в раствор любого вещества концентрация раствора уменьшается. Концентрация полученного раствора вычисляется по следующей формуле:

$m_1 \cdot \omega_1 = m_2 \cdot \omega_2$ или $m_1 \cdot \omega_1 = (m_1 + m_{\text{воды}}) \cdot \omega_2$; ω_2 — концентрация полученного раствора.

Задача 2. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора при добавлении к 80 г 25%-го соляного раствора 20 мл воды.

Решение: Согласно вышеприведенной формуле: $80 \cdot 25 = (80 + 20) \cdot \omega_2$; $\omega_2 = 20\%$.

При выпаривании воды из любого раствора концентрация полученного раствора увеличивается. Концентрация конечного раствора вычисляется по формуле: $m_1 \cdot \omega_1 = (m_1 - m_{\text{воды}}) \cdot \omega_2$.

Задача 3. Сколько граммов воды следует выпарить для приготовления 60%-го раствора из 300 г 20%-го соляного раствора?

Решение: Согласно формуле $m_1 \cdot \omega_1 = (m_1 - m_{\text{воды}}) \cdot \omega_2$,
 $300 \cdot 20 = (300 - m_{\text{воды}}) \cdot 60$; отсюда: $m_{\text{воды}} = 200$ г.

При нагревании раствора газов растворенный газ выделяется, и концентрация раствора уменьшается. Такая же картина уменьшения концентрации раствора наблюдается при нагревании водного раствора этилового спирта. Это связано с тем, что этиловый спирт имеет меньшую температуру кипения, чем вода, и при нагревании такого раствора, в первую очередь выпаривается спирт. А при нагревании растворов солей, щелочей H_2SO_4 ,

H_3PO_4 из раствора выделяется вода и концентрация раствора увеличивается.

Процентная концентрация раствора в насыщенном растворе по коэффициенту растворимости вычисляется по следующей формуле:

$$\omega = \frac{K_p}{K_p + 1000} \cdot 100\%$$

На основе процентной концентрации раствора коэффициент растворимости вычисляется следующим образом:

$$K_p = \frac{\omega}{100 - \omega} \cdot 1000$$

Концентрация конечного раствора при смешивании растворов разной концентрации и разной массы одного и того же вещества вычисляется по следующей формуле: $m_1 \cdot \omega_1 + m_2 \cdot \omega_2 + \dots = (m_1 + m_2 + \dots) \cdot \omega_{\text{конеч.}}$. Концентрация конечного раствора при добавлении к любому раствору веществ того же раствора вычисляется по следующей формуле: $m_1 \cdot \omega_1 + m_2 \cdot 100 = (m_1 + m_2) \cdot \omega_{\text{конеч.}}$.

Задача 4. Вычислите в процентах концентрацию полученного раствора при добавлении к 200 г 20%-го раствора NaCl 50 г NaCl.

Решение: Согласно вышеприведенной формуле: $200 \cdot 20 + 50 \cdot 100 = (200 + 50) \cdot \omega_{\text{конеч.}}$; отсюда $\omega_{\text{конеч.}} = 36\%$.

Массовое соотношение смешанных растворов можно определить и методом пакета (перекрещивания).

$\begin{array}{ccc} \omega_1 & & \omega_{\text{конеч.}} - \omega_2 \\ & \diagdown \quad \diagup & \\ & \omega_{\text{конеч.}} & \\ & \diagup \quad \diagdown & \\ \omega_2 & & \omega_1 - \omega_{\text{конеч.}} \end{array}$
 При $\omega_1 > \omega_{\text{конеч.}} > \omega_2$ массовое соотношение смешанных растворов составит: $\frac{m_1}{m_2} = \frac{\omega_{\text{конеч.}} - \omega_2}{\omega_1 - \omega_{\text{конеч.}}}$.

$\begin{array}{ccc} \omega_1 & & \omega_2 - \omega_{\text{конеч.}} \\ & \diagdown \quad \diagup & \\ & \omega_{\text{конеч.}} & \\ & \diagup \quad \diagdown & \\ \omega_2 & & \omega_{\text{конеч.}} - \omega_1 \end{array}$
 При $\omega_1 < \omega_{\text{конеч.}} < \omega_2$ массовое соотношение смешанных растворов составит: $\frac{m_1}{m_2} = \frac{\omega_2 - \omega_{\text{конеч.}}}{\omega_{\text{конеч.}} - \omega_1}$.

Если при смешивании какого-либо раствора с водой их массовое соотношение известно, то можно вычислить процентную концентрацию полученного раствора следующим методом. Следует число, относящееся к массовому соотношению начального раствора, умножить на его концентрацию и поделить на сумму чисел в соотношении.

Задача 5. Вычислите в процентах концентрацию полученного раствора, если массовое соотношение между 40%-ным раствором NaOH и добавленной водой составляет 2:3.

Решение:

$$\omega_{\text{конеч.}} = \frac{2 \cdot 40}{2 + 3} = \frac{80}{5} = 16\%$$

Концентрация конечного раствора при смешивании растворов одного и того же вещества с одинаковой массой и разной концентрацией вычисляется по формуле: $\omega_{\text{конеч.}} = \frac{\omega_1 + \omega_2 + \dots}{n_{\text{(количество растворов)}}$

Правило определения вида раствора по коэффициенту растворимости.

Если рассчитанный по задаче при заданной температуре коэффициент растворимости совпадает с коэффициентом растворимости, заданным в условии задачи, то раствор считается насыщенным, если он меньше – ненасыщенным.

Задача 6. Если при 20°C для получения 200 г насыщенного раствора было взято 40 г соли, то определите виды растворов при той же температуре: 1) 100 г 25%-го раствора; 2) 100 г 15%-го раствора и 3) 100 г 20%-го раствора.

Решение:

$$\text{При } 20^\circ\text{C} \quad K_p = \frac{40}{200-40} \cdot 1000 = \frac{40}{160} \cdot 1000 = 250 \text{ г/л}$$

$$1) K_p = \frac{25}{75} \cdot 1000 = \frac{1}{3} \cdot 1000 > 250 \text{ г/л перенасыщенный раствор.}$$

$$2) K_p = \frac{15}{85} \cdot 1000 < 250 \text{ г/л ненасыщенный раствор.}$$

$$3) K_p = \frac{20}{80} \cdot 1000 = 250 \text{ г/л насыщенный раствор.}$$

26. Молярная концентрация раствора

Одной из форм выражения концентрации раствора является также молярная концентрация раствора.

Как известно, в химических реакциях взаимодействуют между собой не массы веществ, а их частицы. К тому же, на практике измеряют не массу растворов, а их объем. При знании количества вещества, растворенного в растворах с одинаковым объемом, легче удастся сравнить их концентрацию. Вследствие этого более удобным считается концентрацию вещества, растворенного в определенном объеме раствора, выражать числом молей в единице объема.

Отношение количества растворенного вещества к объему раствора в литрах называют молярной концентрацией.

$$C_p = \frac{V_{\text{вещ-ва}}}{V_{\text{раствора}}} ; \text{ если } v = \frac{m}{M} , \text{ то } C_p = \frac{m}{M \cdot V} , \text{ где}$$

$V_{\text{вещ-ва}}$ — молярное количество или количество молей растворенного вещества;
 V — объем раствора, в литрах; M — молярная масса, в г/моль; C — молярная концентрация в моль/л.

Молярная концентрация показывает, сколько молей вещества растворено в 1 л (или 1000 мл) раствора.

Молярная концентрация вместо моль/л часто обозначается буквой M .

Если концентрация раствора равна 1 моль/л, то его называют просто молярным раствором (выражается в виде 1М), а при 0,1 моль/л — децимолярным раствором (0,1 М).

Задача 1. Вычислите молярную массу (в г/моль) растворенного вещества, если в 3М 130 г раствора с плотностью 1,3 г/мл содержится 13,8 г растворенного вещества.

Решение:

$$\text{Согласно формуле } \rho = \frac{m_p}{V_p} \quad V_p = \frac{m_p}{\rho_p} = \frac{130}{1,3} = 100 \text{ мл} = 0,1 \text{ л};$$

$$\text{Согласно формуле } C_p = \frac{m}{M \cdot V} \quad M = \frac{m}{C_p \cdot V} = \frac{13,8}{3 \cdot 0,1} = 46 \text{ г/моль}.$$

При добавлении в раствор воды молярная концентрация полученного раствора вычисляется следующим образом. Здесь нет необходимости брать объем раствора в литрах: $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot (V_1 + V_{\text{воды}})$.

При выпаривании воды из раствора молярная концентрация полученного раствора вычисляется по следующей формуле: $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot (V_1 - V_{\text{воды}})$.

При смешивании растворов одного и того же вещества с одинаковыми объемами и разными концентрациями для вычисления молярной концентрации полученного раствора следует сумму концентраций смешиваемых растворов поделить на количество смешиваемых растворов.

$$C_{\text{конеч.}} = (C_1 + C_2 + \dots) / n(\text{количество растворов})$$

При смешивании растворов одного и того же вещества с разными объемами и разными концентрациями концентрация полученного раствора вычисляется по следующей формуле:

$$C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 + \dots = C_{\text{конеч.}} \cdot V_{\text{конеч.}}; \quad V_{\text{конеч.}} = V_1 + V_2 + \dots$$

Если плотность раствора известна, то можно молярную концентрацию перевести в процентную концентрацию и наоборот: $C_p = \frac{\rho \cdot \omega \cdot 10}{M}$.

Задача 2. Вычислите концентрацию в процентах 6М раствора NaOH с плотностью 1,2 г/мл: $M_{\text{(NaOH)}} = 40$ г/моль.

Решение:

$$\omega = \frac{C_p \cdot M}{\rho \cdot 10} = \frac{6 \cdot 40}{1,2 \cdot 10} = 20\%$$

Пакетный метод, относящийся к процентной концентрации, можно применить и к молярной концентрации.



При $C_1 > C_{\text{конеч.}} > C_2$

При $C_1 < C_{\text{конеч.}} < C_2$

I. В этом случае объемное соотношение смешиваемых растворов будет:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{\text{конеч.}} - C_2}{C_1 - C_{\text{конеч.}}}.$$

II. Объемное соотношение смешиваемых растворов будет:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_2 - C_{\text{конеч.}}}{C_{\text{конеч.}} - C_1}.$$

Проверка знаний и способностей

1.

Масса насыщенного раствора (в г)	Масса соли, оставшейся после полного выпаривания (в г)	Коэффициент растворимости соли (г/л)
300	60	X

Определите X.

2. Вычислите концентрацию раствора в процентах при полном растворении в 180 г воды 20 г NaOH.

3.

Концентрация раствора (в %)	Вода, взятая для приготовления раствора (в г)	Масса сахара (в г), взятого для приготовления раствора
25	90	X

Определите X.

4.

Масса насыщенного раствора	Концентрация раствора в процентах	Коэффициент растворимости соли (г/л)
200	X	1000

Определите X.

5.

Концентрация в процентах смешиваемых растворов одного вещества	Масса смешиваемых растворов (в г)	Концентрация раствора, полученного в результате смешивания (в процентах)
20	m	X
40	m	

Определите X.

6.	Смешиваемые одинаковые растворы соли		Концентрация полученного в результате смешивания раствора (в %)
	Масса в граммах	Концентрация (в %)	
	20	X	
	40	3X	

Определите Y.

7. Вычислите концентрацию в процентах полученного раствора при добавлении к 240 г 50%-го раствора 260 г воды. 8. Вычислите концентрацию в процентах полученного раствора при выпаривании из 200 г 20%-го раствора 100 г воды.

9.	ω (насыщенный раствор); в %	K_p; г/л
	X	250

Определите X.

10. Определите молярную концентрацию раствора, полученного в результате смешивания 100 мл 3М раствора KOH с 200 мл 6М раствора KOH. 11. Вычислите молярную концентрацию раствора, полученного при смешивании «а» мл 4М раствора NaOH с «а» мл 2М раствора NaOH. 12. Вычислите молярную концентрацию раствора, полученного при выпаривании из 200 мл 2 М раствора соли 40 г воды. 13. Вычислите молярную концентрацию раствора, полученного при добавлении к 200 мл 6М раствора соли 50 мл воды.

Практическое занятие 3. Приготовление раствора требуемой концентрации

I. Приготовление раствора соли с определенной массовой долей вещества.

1) Получив от учителя, вычислите, сколько соли и воды потребуется для приготовления раствора с заданной массовой долей вещества.

2) Взвесьте на весах соль (вспомните из курса физики правила взвешивания на весах) и насыпьте ее в колбу.

3) Отмерьте в требуемом объеме дистиллированную воду (вспомните правила измерения объема жидкостей) и влейте ее в колбу с солью. Взбалтывайте колбу до тех пор, пока соль полностью не растворится в воде.

II. Приготовление раствора соли при заданной молярной концентрации.

1) Получив задание от учителя, вычислите массу соли, необходимую для приготовления раствора с заданной молярной концентрацией.

2) Взвесьте требуемую массу соли и насыпьте в колбу.

3) Добавьте в колбу немного воды и взболтайте ее, пока соль не растворится до конца. Затем долейте в колбу необходимое количество воды.

СОДЕРЖАНИЕ

ГЛАВА I ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

Введение. Что изучает химия	5
1. Вещества. Свойства веществ. Методы выделения веществ из смеси.....	8
2. Состав и строение веществ. Молекулы и атомы.....	18
3. Химический элемент. Изотопы	23
4. Относительная атомная масса химических элементов.....	28
5. Классификация веществ	30
6. Химические формулы. Закон постоянства состава веществ. Валентность	34
7. Относительная молекулярная масса. Вычисления по химическим формулам.....	38
8. Количество вещества. Молярная масса.....	42
9. Закон Авогадро. Молярный объем газов.....	46

ГЛАВА II ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ

10. Химические реакции. Химические уравнения	49
11. Закон сохранения массы веществ в химических реакциях	52

ГЛАВА III КИСЛОРОД. ВОЗДУХ. ГОРЕНИЕ

12. Кислород как химический элемент и простое вещество.....	54
13. Получение кислорода	55
14. Химические свойства кислорода	58
15. Озон. Применение кислорода и круговорот его в природе.....	61
16. Расчеты по химическим уравнениям.....	63
17. Тепловой эффект химических реакций. Энтальпия.....	66
18. Вычисления по термохимическим уравнениям. Составление термохимических уравнений	68
19. Горение. Рациональное сжигание топлива	71

ГЛАВА IV ВОДОРОД

20. Водород как химический элемент и простое вещество. Получение водорода.....	75
21. Химические свойства и применение водорода	78

ГЛАВА V ВОДА. РАСТВОРЫ

22. Вода, ее распространение в природе и очистка. Свойства воды и ее применение.....	81
23. Значение природной воды. Охрана водных бассейнов от загрязнения	83
24. Растворимость. Растворы	86
25. Выражение концентрации растворов. Массовая доля растворенного вещества	89
26. Молярная концентрация раствора.....	92