Дробышев Е.Ю., Козлова Т.Л., Голубничая М.С.

Химия

7 класс

Учебное пособие
для учащихся 7 классов основной школы

Донецк, 2016

УДК 54(073)
ББК 54.262.4

Утверждено на заседании
Ученого совета Донецкого РИДПО
(протокол № 5 от 20.06.2016 г.)

Общая редакция:

Полякова Л.П., министр образования и науки ДНР, доктор наук по государственному управлению, профессор, член-корреспондент Российской академии естествознания

Чернышев А.И., ректор Донецкого РИДПО, кандидат педагогических наук, доцент, академик Международной академии наук педагогического образования

Консультанты:

Симонова И.В., заместитель министра образования и науки ДНР

Зарицкая В.Г., проректор по научно-педагогической работе Донецкого РИДПО, кандидат филологических наук, доцент

Рецензенты:

Игнатов А.В., кандидат химических наук, доцент кафедры неорганической химии Донецкого национального университета;

Столбцова Н.В., учитель химии Харцызской общеобразовательной школы I-III ступеней № 25 «Интеллект» с углубленным изучением отдельных предметов, учитель высшей категории, учитель-методист;

Кириченко В.Г., заместитель директора методического центра управления образования администрации г.Макеевки, учитель химии высшей категории

Составители:

Дробышев Е.Ю., учитель химии Макеевской общеобразовательной школы I-III ступеней №4;

Козлова Т.Л., заместитель директора по научной работе Государственного бюджетного нетипового общеобразовательного учреждения «Республиканский лицей-интернат «Эрудит» - центр для одаренных детей» Министерства образования и науки Донецкой народной республики;

Голубничая М.С., учитель химии Донецкой специализированной школы I-III ступеней №18 с углубленным изучением гуманитарных дисциплин

Д75 Химия: 7 класс / Учебное пособие / Под общ.ред. Л.П.Поляковой, А.И.Чернышева. – Донецк : Истоки, 2016. – 258 с.

Учебное пособие содержит весь теоретический материал, предусмотренный действующей программой по химии для 7 класса, указания к проведению практических работ, лабораторных опытов и домашних экспериментов.

К каждому параграфу предложены выводы, вопросы для контроля знаний, упражнения и задачи для усвоения материала. Теоретический материал дополнен рубрикой «Блокнот эрудита» с дополнительной интересной информацией: захватывающими фактами из истории химии, сведениями о выдающихся ученых и интересными задачами, которые помогут запомнить изучаемый материал. В конце учебника представлены алфавитный указатель, приложение с полезной информацией и ответы к расчетным задачам.

Учебное пособие предназначено для учащихся 7 классов общеобразовательных организаций.

© Донецкий ИППО, 2016

Уважаемые семиклассники!

В этом учебном году вы начинаете изучать очень интересную науку химию. Химики создают новые материалы различного назначения, лекарства, косметические средства, совершенствуют производство металлов и удобрений, переработку металлических руд, нефти, газа, промышленных и бытовых отходов. Человечество использует достижения химии для улучшения условий жизни, сохранения природы для будущих поколений. В наше время ни один человек не может обойтись без знаний, которые дает эта наука.

Химия – достаточно сложная наука, но она охотно раскрывает свои тайны всем, кто интересуется ею и стремится понять, что такое вещество, как и почему одни вещества превращаются в другие. Эта наука имеет свои законы, логику, язык.

Каждый из вас научится наблюдать за веществами во время химических опытов, сопоставлять увиденное и услышанное с прочитанным в учебнике, анализировать и делать выводы. Химия поможет вам расширить кругозор, развить навыки проведения опытов. Знания, полученные на уроках химии, пригодятся вам в жизни.

Химию нужно изучать системно и последовательно, с большим вниманием. В первую очередь необходимо усвоить основные законы и основные химические понятия, которые станут основой ваших знаний по химии.

Для того чтобы успешно усваивать химические знания, вам необходимо:

1. Быть собранным и внимательным на уроке, стараться понять учебный материал и разобраться в нем.
2. Перед выполнением домашнего задания внимательно прочитать материал учебного пособия, записи, сделанные на уроке. При необходимости активно используйте дополнительные источники информации, материалы из сети Интернет.
3. Внимательно всматривайтесь в окружающий вас мир, вдумывайтесь в процессы, которые в нем происходят, старайтесь исследовать вещества и понять, как устроен мир.

Запомните! Любую книгу по химии, в том числе и учебное пособие, необходимо внимательно и вдумчиво читать. Необходимо учиться анализировать содержимое параграфов и выделять из них наиболее важную информацию. Усвоение и запоминание учебного материала является эффективным, если придерживаться определенной системы при его изучении.

Как пользоваться учебным пособием

В начале каждого параграфа указано, какие основные темы будут в нем рассмотрены, в конце параграфа сформулированы выводы. Вопросы, на которые нужно ответить при изучении материала параграфа, расположены в тексте в синей рамке.

Чтобы помочь вам в работе с учебным пособием, основные определения, термины и понятия вынесены в оранжевые рамки и отмечены восклицательным знаком.

В тексте параграфов приведены различные схемы и алгоритмы, которые помогут полнее изучить и быстрее запомнить материал. Если же вы что-то забудете, при помощи схем можно быстро вспомнить самое основное, не перечитывая параграф.

Дополнительная информация и интересные факты размещены после параграфа в блокноте эрудита. Следует отметить, что данная информация не является обязательной к изучению. Однако факты и информация, размещенные в конце параграфов, позволят вам расширить свой химический кругозор, и, тем самым, повысить свой уровень учебных достижений по предмету.

Так же в конце учебного пособия приведен перечень занимательных опытов, которые вы можете провести дома в присутствии родителей или вместе с учителем химии.

После каждого параграфа приведены задания, упражнения и задачи, которые расположены, в основном, по возрастанию сложности. Чтобы убедиться в качестве своих знаний старайтесь ответить на все вопросы, выполнить все упражнения, решить все задачи, приведенные в конце параграфов.

В конце учебного пособия размещены ответы к некоторым задачам и упражнениям, предметный указатель. Он поможет быстро найти страницу учебника, на которой идет речь об определенном термине, веществе, явлении и т.п. Вам в помощь приведена справочная таблица, в которой описаны основные физические свойства некоторых простых и сложных веществ.

Мы стремились создать такое учебное пособие, по которому вам будет легко и интересно учиться. Надеемся, вы полюбите химию. Искренне желаем вам успехов!

§1. Предмет химии. Вещества

1.1. Вещества и тела
1.2. Какой бывает химия?
1.3. Основные задачи химии

1.1. Вещества и тела

Окружающий нас мир состоит из множества разнообразных веществ. На сегодняшний день количество химических веществ, известных человеку, уже составляет более 100 000 000. И это число непрерывно растет!

Что же такое вещество, и чем оно отличается от физического тела? Из курса природоведения вам должны быть знакомы эти понятия и различия между ними. Рассмотрим процесс фотосинтеза, протекающий в растениях. Растение поглощает воду, минеральные удобрения, углекислый газ из воздуха. В результате фотосинтеза в атмосферу выделяется кислород, а в листьях растения накапливается глюкоза, которая является своего рода «пищей» для растения. Все перечисленное является веществами! Немного поразмыслив можно прийти к выводу, что в нашем мире абсолютно все состоит из разнообразных веществ! Что же изучает химия, о чем эта наука?

Химия – наука о веществах, их свойствах и превращениях

Физические тела в свою очередь состоят из веществ. Рассмотрим рисунок 1, на котором изображены физические тела:

Рисунок 1. Физические тела

Из каких веществ состоят тела, изображенные на рисунке? Очевидно, что ложка изготовлена из вещества – металла. Стаканы – из пластика. Для изготовления колеса были использованы два вещества – резина и металл.

Вещество – совокупность атомов, молекул или других частиц, находящихся в определенном агрегатном состоянии

1. Вспомните, какие агрегатные состояния веществ существуют?

Физическое тело – материальный объект, имеющий постоянные: массу, форму, а так же соответствующий ему объем

Стоит четко различать между собой вещества, тела, которые они образуют, а так же природные явления. Рассмотрим рисунки 2–4 и сделаем соответствующие выводы.

Рисунок 2

Рисунок 3

Рисунок 4

На рисунке 2 изображена вода, это – вещество. На рисунке 3 – кусочки льда, это – тело, оно имеет четкую форму и размеры. Данное тело состоит из вещества – воды. На рисунке 4 – изображено природное явление – дождь.

Вещества, используемые для изготовления предметов, оборудования, в промышленности, называют **материалами**.

Материал – это вещество, предмет, которые применяются для изготовления чего-либо

Первыми материалами, с которыми имел дело человек, были камень, глина, древесина. Со временем люди научились выплавлять металл, делать стекло, изготавливать кирпич, известь, цемент.

Огромным направлением в химии является химическое материаловедение. Основная цель материаловедов – получение материалов с заданными свойствами, а основной метод – использование зависимости состава, структуры и свойств материала от способа получения.

1.2. Какой бывает химия?

Достоверно неизвестно откуда и когда появился термин «химия». По одной из версий термин «химия» произошел от египетского слова «хем» – арабского названия этой страны. Таким образом, дословно «химия» переводится как египетская наука.

Это же слово означало «черный» – видимо, по цвету почвы в долине реки Нил, протекающей по территории Египта. «Кем», или «Хем» (*Khemia* – «Черная страна», «страна с черной землей») – так называли в древней Греции Египет. В таком варианте слово «химия» переводится как «черная наука» или «наука черной земли».

Вторая версия выводит слово «химия» из греческого χυμος («хюмос»), которое можно перевести как «сок растения». Этот термин встречается в рукописях, содержащих сведения по медицине и фармакологии.

Согласно же третьей версии, слово «химия» происходит от другого греческого слова – χυμα («хюма»), означающего «литье», «сплав». В таком случае «химия» – это искусство литья выплавки металлов, то есть металлургии.

Термин «химия» впервые употребил греческий алхимик Зосима Панополитанский в V веке н. э. Он использовал этот термин в смысле «настаивание», «наливание». Современное слово для обозначения науки химии произошло от позднелатинского *chimia* и является интернациональным: например, в английском

языке – *chemistry*, в немецком – *Chemie*, французском – *chimie*. В русском языке этот термин появился в эпоху Петра I.

Современная химическая наука развивается крайне стремительно и активно. Постоянно открываются новые, ранее неизвестные вещества, с разнообразными интересными свойствами. В наши дни химию принято изучать отдельными блоками. Например, в биологии, отдельно изучают строение растений, животных, человека. В химии все точно также, науку изучают отдельными фрагментами. В этом случае изучение становится упорядоченным и системным. Рассмотрим самые главные «ветви» химической науки:

В современном мире успешно развиваются и другие химические науки, например: космохимия, компьютерная химия, биохимия, химия сверхнизких температур и т.п.

2. Предположите, что изучают эти науки?

1.3. Основные задачи химии

Какие же задачи сегодня стоят перед химической наукой и химиками? Наиболее важной задачей является получение новых веществ, с полезными для человечества свойствами. Например, сегодня не существует лекарств от многих болезней, именно химики работают над созданием препаратов от таких болезней как сахарный диабет, грипп, онкологические заболевания.

Человечество пока не может покорять другие планеты, со временем, при изобретении более совершенных средств передвижения в пространстве, это станет возможным, здесь так же не обойдется без химии, ведь для создания космических кораблей необходимо множество химических веществ.

Десятилетиями человечество использовало ресурсы планеты не очень эффективно. Результатом этого стало существенное загрязнение окружающей среды. Кроме того, возникла проблема нехватки природных ресурсов. Сегодня химики пытаются решить эти проблемы: сделать

3. Объясните, что такое возобновляемые и невозобновляемые природные ресурсы.

промышленные производства безопасными для окружающей среды, и придумать альтернативу невозобновляемым природным ресурсам. Одним из решений данной проблемы является безотходное химическое производство.

За относительно небольшой промежуток времени, человечество изучило свойства множества веществ. Нельзя однозначно сказать, какие вещества полезны, а какие вредны. Важно лишь то, с какой целью эти вещества будут использоваться: для пользы, или во вред.

Подведем итоги

- **Химия – наука о веществах, их свойствах и превращениях**
- **Вещество – совокупность атомов, молекул или других частиц, находящихся в определенном агрегатном состоянии**
- **Физическое тело – материальный объект, имеющий постоянные: массу, форму, а так же соответствующий ей объем и отделенный от других тел**
- **Современное слово для обозначения науки химии произошло от позднелатинского *chimia* и является интернациональным: например, в английском языке – *chemistry*, в немецком – *Chemie*, французском – *chimie***
- **Органическая химия – раздел химии, изучающий вещества живой природы, а так же вещества, полученные из веществ природного происхождения, и их свойства**
- **Неорганическая химия – раздел химии, изучающий вещества неживой природы (минералы, горные породы и т.д.), а также их свойства**
- **Физическая химия – раздел химии об общих законах строения, структуры и превращениях химических веществ**
- **Аналитическая химия – раздел химии, изучающий методы анализа и идентификации химических веществ**

Вопросы, упражнения и задачи

1.1. Сформулируйте четкое определение, что изучает химия.

1.2. Что такое физическое тело? Из чего состоят физические тела?

1.3. Составьте в тетради таблицу, в которую необходимо записать примеры 10 различных тел, и веществ из которых они состоят:

Тело	*Вещества, из которых состоит тело*
Шариковая ручка	Пластмасса, чернила

1.4. Из предложенного перечня отдельно выпишите вещества, тела, материалы и природные явления: капля воды, гроза, лед, снежинка, медная проволока, графит, лист бумаги, град, стакан, стекло, метель, бетон, колесо.

1.5. Приведите примеры тел, которые могут состоять из различных веществ, и тел, которые могут состоять только из одного вещества.

1.6. Устно охарактеризуйте следующие рисунки, и объясните ценность достижений химической науки отрицательный эффект неправильного использования химических веществ и процессов.

1.7. Приведите примеры веществ, которые созданы человеком и не встречаются в природе.

1.8. Из дополнительных источников информации выясните, что изучают такие науки как: нанохимия, космохимия, химия сверхнизких температур, компьютерная химия, кристаллохимия, супрамолекулярная химия. Законспектируйте в тетрадь краткие сведения об этих науках.

1.9. На рисунке представлены различные вещества, попробуйте классифицировать их на органические и неорганические:

Нефть

Железная руда

Рубин

Лимонная кислота

Мел

Сахар

1.10. Многие вещества известны человеку с давних времен: ртуть, уксус, сода, квасцы, купорос, бура, свинцовые белила, сажа, медь, олово, сера, мышьяк, железо, нашатырь, свинец, золото, винный спирт, соляная кислота, царская водка, серебро. С какими из них вы встречались в повседневной жизни? Расскажите об их применении.

1.11. Юный Химик составил список веществ и материалов, которые получают искусственным путем: малахит, хлопок, капрон, жемчуг, мел, полиэтилен, резина, маргарин, пластмасса, натуральный шелк, бумага, стекло, аспирин, витамин С, бетон. Однако в этот список ошибочно попали природные вещества и материалы. Укажите их названия.

1.12. Юный Химик описал свойства кислорода, графита и ртути при комнатной температуре. Однако он забыл указать, к какому из веществ эти свойства относятся. Дополните его записи.

1) ? — серо-черное твердое вещество, мягкое, пачкает любую поверхность, проводит электрический ток;

2) ? — бесцветный газ, не имеющий вкуса и запаха, умеренно растворим в воде, поддерживает горение;

3) ? — жидкость с серебристым блеском, легко испаряется даже при обычных условиях, ядовита.

1.13. По каким свойствам можно отличить между собой сталь, чугун и железо? Какие предметы из них изготавливают?

1.14. Чем похожи и чем отличаются по свойствам: а) сахарная пудра и цемент; б) кухонная соль «Экстра» и лимонная кислота; в) алюминий и золото; г) пластмасса и железо; д) сера и парафин; е) графит и алмаз; ж) глина и медь?

1.15. Какие вещества называют токсичными? Приведите несколько примеров таких веществ.

Блокнот эрудита

1. Химики

Науку химию создавали люди необычной судьбы – вначале алхимики, затем врачи и аптекари и, наконец, собственно химики. Они верили в свое предназначение и не щадили здоровья, а порой и жизни в стремлении открыть двери в неизведанное, получить новые вещества, необходимые людям. Проследить путь их исканий, узнать подробности их жизни – не только интересно, но и полезно. Это помогает лучше понять, как совершаются научные открытия, как порой трудно и мучительно познается истина.

2. МИХАИЛ ВАСИЛЬЕВИЧ ЛОМОНОСОВ (1711–1765)

Великий русский ученый – Михаил Васильевич Ломоносов (1711–1765) был химиком, физиком, технологом, литератором. Он создал первую в России химическую лабораторию. По его инициативе в 1755 г. был открыт Московский университет. Он много занимался русским языком, грамматикой и стихосложением. Одной из главных тем его поэзии была восторженная похвала науке, в том числе химии:

В земное недро ты, Химия,
Проникни взора остротой,
И что содержит в нем Россия,
Драги сокровища открой...

3. Такие разные вещества

Твердый водород – это самое легкое твердое вещество на Земле.

При температуре –260°С его плотность около 0,076 г/см^3. А самое тяжелое вещество – осмий (плотность 22,48 г/см^3). Значит, твердый водород легче твердого осмия в 296 раз. В число наиболее плотных веществ входит и платина.

...Однажды в ювелирную мастерскую француза Пьера-Франсуа Шабано при дворе испанского короля Карла III в Мадриде зашел некий маркиз Аранда, чтобы приобрести платиновые изделия. На столе ювелира стоял кованый платиновый кубик со стороной около 10 см. Старый маркиз хотел приподнять его, но не смог. «Вы смеетесь надо мной, – обиделся вельможа. – Платина приклеена чем-то к столу!». Но нет, кубик не был приклеен, просто он был слишком тяжел: его масса составляла 21,5 кг!

§2. Из истории химии

2.1. Химия в древнем мире
2.2. Период алхимии
2.3. Становление современной химии

2.1. Химия в древнем мире

Наука о веществах и их превращениях зародилась в Египте – технически наиболее передовой стране древнего мира. Египетские жрецы были первыми химиками. Они владели многими неразгаданными химическими секретами. Например, приемами бальзамирования тел умерших фараонов и знати, а также получением некоторых красок.

Рисунок 5. Бальзамирование в древнем Египте

Такие отрасли производства, как гончарное производство, стеклоделие, крашение, парфюмерия, достигли в Египте значительного развития еще задолго до нашей эры. Химия считалась «божественной» наукой, находилась целиком в руках жрецов и тщательно скрывалась ими от всех непосвященных. Однако некоторые, сведения все же проникали за пределы Египта.

Известно, что в библиотеке египетского города Александрии, одном из семи чудес света, хранились манускрипты с описанием процессов прокаливания, перегонки, фильтрования и т.п.

В истории химии древнее греческое государство также играет значительную роль. Греки многому научились у египтян.

Знания постепенно отделялись от религии и переходили в самостоятельное мировосприятие окружающей природы. Одним из первых основоположников такого восприятия мира был известный философ Аристотель, предполагая, что все существующие предметы и вещества могут состоять только из четырёх фундаментальных элементов – это вода, огонь, земля и воздух. Каждый из этих элементов характеризует собственное свойство: вода – влажность, земля – холод, огонь – тепло, воздух – сухость. Кроме того, он говорил, что вода – находится в жидком состоянии, воздух – в газообразном, земля – в твёрдом состоянии, а огонь – в раскалённом. До Аристотеля философ Демокрит говорил и доказывал, что вся существующая и окружающая нас материя состоит из мельчайших неделимых частиц.

Рисунок 6. Керамические статуи солдат-китайцев

Чрезвычайно продвинутыми в сфере науки были и древние китайцы, история Китая знает имена многих выдающихся учёных. Достоверно известно, что самым значительным ранним открытием в Китае можно считать

изобретение фарфора.

В начале II в. н.э. в Китае была изобретена бумага, которую изготавливали сначала из коры деревьев, пеньки, шелковой ваты и шелковых очесов, остававшихся от производства. Позднее на юге Китая для изготовления лучших сортов бумаги стали употреблять молодые побеги бамбука и тростника. Еще до нашей эры китайцы разработали способы получения сахара. Широкое распространение получили у них и красители, извлекаемые из растений. В Китае успешно развивалась лекарственная химия, были изобретены порох, тушь, лаки. Китайские земледельцы еще до нашей эры начали применять органические удобрения.

2.2. Химия в средние века

В течение тысячелетий происходило накопление химических знаний человека.

Примерно в VII в. н.э. арабы переняли достояние и приемы работы египетских жрецов и обогатили человечество новыми знаниями. Арабы добавили к слову **хеми** приставку **ал,** и лидерство в изучении химии, которая стала называться **алхимией**, перешло к арабам.

Алхимия – это средневековое искусство получения и переработки различных веществ для практических нужд

Следует отметить, что на Руси алхимия распространения не имела, хотя труды алхимиков были известны, и даже переводились на церковнославянский язык.

В отличие от древнегреческих философов, которые лишь наблюдали мир, а объяснение строили на предположениях и размышлениях, алхимики действовали, экспериментировали.

Алхимики считали, что металлы – это такие вещества, которые состоят из трех основных элементов: соль – как символ твёрдости и способности к растворимости; сера – как вещество способное нагреваться и гореть при высоких температурах; ртуть – вещество, способное к испарению и обладающее блеском. В связи с чем предполагалось, что, например, золото, являвшееся драгоценным металлом, тоже обладает точно такими же элементами, а значит и получить его можно из любого металла! Считалось, что получение золота из любого другого металла связано с действием философского камня, которые безуспешно пытались найти алхимики.

Кроме того, они верили, что если выпить эликсир, приготовленный из философского камня, то приобретешь вечную молодость! Но ни философского камня, ни золота из других металлов алхимикам найти и получить не удалось.

И, тем не менее, их деятельность дала положительные результаты: от них нам достался большой опыт работы со многими веществами, изобретенные приборы и оборудование, ими были открыты некоторые химические элементы и изучены их свойства.

В истории алхимии стоит выделить некоторые имена. Так, немецкий алхимик Хеннинг Бранд, впервые получил фосфор, предположительно в 1669 году. Одержимый поисками философского камня и золота, он считал, что все вещества, окрашенные в золотистый цвет, содержат частицы золота. Для экспериментов Бранд воспользовался

мочой. При ее выпаривании алхимик получил белое вещество, похожее на воск, которое самовоспламенялось на воздухе – это и был фосфор.

Рисунок 7. Алхимик Х. Бранд за работой в своей лаборатории

Французский алхимик Николас Фламель – личность весьма загадочная. По некоторым данным считается, что именно этому алхимику все же удалось получить философский камень и эликсир жизни. Сведения об этом человеке крайне обрывочны, считается, что после получения философского камня алхимик скрылся. Сегодня известно, что старейшее здание в Париже, построенное еще в 1407 году, являлось когда-то домом Николаса Фламеля.

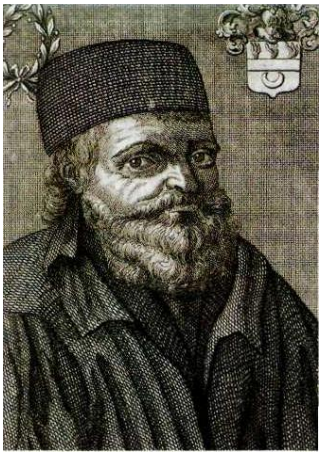


Рисунок 8. Николас Фламель (1330–1418)

XV век – период в истории химии, ознаменованный применением алхимии для изготовления различных медицинских препаратов. Благодаря развитию точных наук, развитие химии всё более приобретало научный характер. Алхимия постепенно превращалась в химию. Химия постепенно отделялась от философии и уже, как наука, строилась на обобщениях и анализе отдельных наблюдаемых явлений.

Постепенно уровень развития химии позволил создавать сообщества, которые имели научный подход к изучаемым явлениям, могли передавать и продолжать накапливать знания. Это были первые академии. Так, в 1560 году такая академия образовалась в Неаполе. Через 100 лет подобная академия появилась в Лондоне.

Рисунок 9. Роберт Бойль (1627–1691)

Во второй половине XVII века ирландским учёным Робертом Бойлем предпринята попытка объяснения некоторых химических превращений на основании применения понятия «атом». Работы Бойля имели большое значение для становления химии как науки. В книге «Химик-скептик» он сформулировал основную задачу химии – исследование состава разных физических тел, поиск новых химических элементов.

В книге содержалась обоснованная критика учения о трех началах (сере, ртути, соли) и четырех стихиях. Трактат был издан анонимно, но имя автора вскоре стало широко известно. Эта книга стала важным шагом на пути превращения алхимии в самостоятельную науку – химию.

2.3. Становление современной химии

Первым этапом существования химии как самостоятельной науки можно считать открытие закона сохранения массы (вторая половина XVIII века). Этот закон был впервые сформулирован французским химиком Антуаном Лораном Лавуазье (1743−1794), который в процессе свое научной деятельности положил основы исследования вещества уже с научной точки зрения. Автор кислородной теории горения, один из авторов новой химической номенклатуры, он предложил первый

перечень химических элементов и написал первый учебник «Элементарный курс химии».

Первой (хотя и ошибочной) теорией научной химии была предложенная Георгом Шталем **теория флогистона** (XVIII в.). Флогистонная теория была главным условием и движущей силой развития учения об элементах. Она способствовала полному освобождению химии от алхимии. Именно во время почти столетнего господства флогистонной теории завершилось начатое Бойлем превращение алхимии в химию.

Рисунок 10. Антуан Лоран Лавуазье (1743–1794)

К концу XVIII в. в химии был накоплен большой объем экспериментальных данных, которые необходимо было систематизировать в рамках единой теории. Создателями такой теории стали французский химик Антуан Лоран Лавуазье и русский ученый Михаил Васильевич Ломоносов. Они применяли точные измерения при изучении химических реакций. Это позволило опровергнуть теорию флогистона, выявить суть процессов горения и дыхания, сформулировать закон сохранения массы.

Блестящие успехи количественных методов исследования веществ привели к фундаментальным изменениям в химии.

Рисунок 11. Джон Дальтон (1766–1844)

Английский химик Джон Дальтон (1766–1844) экспериментально подтвердил атомистическую теорию. Период количественных законов (атомно-молекулярной теории) продолжался с 1789 по 1860 г.

С первой половины XIX в. химия начала стремительно развиваться.

С увеличением объема знаний о веществах и их свойствах выделились ее определенные области.

Несомненно, самым значительным открытием химии стало открытие важнейшего закона природы – Периодического Закона. **Периодический Закон был открыт в феврале 1869 года русским химиком Дмитрием Ивановичем Менделеевым.** Сегодня Периодическая Система химических элементов Д.И. Менделеева висит на стене любого кабинета химии во всем мире! Именно Периодический Закон обосновал свойства всех известных на то время веществ. Д.И. Менделеев так же предсказал существование элементов, которые были в то время неизвестны. Предсказанные Менделеевым элементы вскоре были открыты!

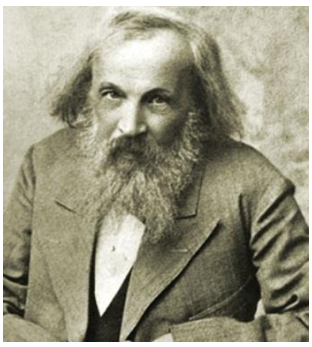


Рисунок 12. Дмитрий Иванович Менделеев (1834–1907)

На современном этапе развития естественных наук (с XX в.) появились принципиально новые физические методы исследования. Это предоставило химикам невиданные прежде возможности для изучения веществ.

В нынешнем, XXI веке, триумфальное шествие химии продолжается. Ее наивысшая цель – удовлетворять потребности каждого человека и всего общества.

Подведем итоги

- **Родиной химии считается древний Египет**
- **В древнем мире существенный вклад в развитие химии внесли Египет, Китай, Греция**
- **До III в. н.э. длился доалхимический этап развития химии. Теоретические и практические знания о веществах развивались относительно независимо друг от друга. В течение алхимического периода (III – XVI вв.) зародилась экспериментальная химия, накопились знания о веществах**
- **Алхимия – средневековое искусство, основной целью которого была получение философского камня**
- **С XVII в. началось становление химии как науки. Современный этап развития химии берет начало в XX в. и длится до наших дней**
- **Сегодняшние успехи прикладной химии основаны на достижениях химической науки. Поэтому фундаментальные исследования – «знания ради знаний» – особо ценны для человечества**

Вопросы, упражнения и задачи

2.1. Охарактеризуйте химические знания и умения древних египтян и китайцев.

2.2. Какова была основная цель алхимии?

2.3. Какой вклад внесли алхимики в развитие химической науки?

2.4. Подберите дополнительную информацию о загадочном французском алхимике Николасе Фламеле.

2.5. Немало важных открытий в химии сделали русские ученые. Подберите информацию о вкладе в химическую науку М.В. Ломоносова, Д.И. Менделеева, В.И. Вернадского.

2.6. М.В. Ломоносов в статье, опубликованной в 1745 г., писал: «При растворении какого-либо неблагородного металла, особенно железа, в кислотных спиртах из отверстия склянки вырывается горючий пар, который представляет собой не что иное, как флогистон». Как вы думаете, что принимал за флогистон М.В. Ломоносов?

2.7. Изучив информацию из дополнительных источников, объясните, когда и как потерпела крах теория флогистона.

2.8. Английский алхимик Джордж Рипли (1415–1490) дал такой рецепт получения «философского камня» и «эликсира молодости», с помощью которых можно стать вечно молодым и превращать простые металлы в золото: «...возьми, сын мой, философской ртути и накаливай, пока она не превратится в зеленого льва. После этого прокаливай сильней, и он превратится в красного льва. Дигерируй этого красного льва на песчаной бане с кислым виноградным спиртом, выпари жидкость...» Как перевести этот текст на современный химический язык?

2.9. Алхимики в средние века безуспешно пытались превратить один элемент в другой, например медь в золото, а ртуть в серебро. Известны ли современной науке способы превращения одного металла в другой?

2.10. Подготовьте небольшой рассказ о каком-либо интересном открытии алхимиков.

Блокнот эрудита

4. Теория флогистона

Почему одни предметы горят, а другие нет? Что представляет собой процесс горения?

По представлениям древних греков все, что способно гореть, содержит в себе элемент огня, который в соответствующих условиях может высвобождаться.

Алхимики придерживались примерно той же точки зрения, но считали, что способные к горению вещества содержат в себе элемент серу.

В 1669 году немецкий химик Иоганн Бехер попытался дать рациональное объяснение явлению горючести. Он предположил, что твердые вещества состоят из трех видов «земли», и один из этих видов, названный им «жирная земля», служит горючим веществом.

Основоположником теории флогистона считается немецкий врач и химик Георг Шталь, который постарался последовательно развить идеи Бехера о «жирной земле», но в отличие от Бехера Шталь вместо понятия «жирная земля» ввел понятие «флогистон» – от греческого «флогистос» – горючий, воспламеняющийся.

Теория флогистона основана на убеждении, что все горючие вещества богаты особым горючим веществом – флогистоном и чем больше флогистона содержит данное тело, тем более оно способно к горению. То, что остается после завершения процесса горения, флогистона не содержит и потому гореть не может.

Теория флогистона Шталя на первых порах встретила резкую критику, но при этом быстро начала завоевывать популярность и во второй половине XVII в. была принята химиками повсеместно, так как позволила дать четкие ответы на многие вопросы. Однако один вопрос ни Шталь, ни его последователи разрешить не смогли. Дело в том, что большинство горючих веществ (дерево, бумага, жир) при горении в значительной степени исчезали. Оставшиеся зола и сажа были намного легче, чем исходное вещество. Но химикам XVIII в. эта проблема не казалась важной, они еще не сознавали важность точных измерений, и изменением в весе они пренебрегали. Теория флогистона объясняла причины изменения внешнего вида и свойств веществ, а изменения веса были не важны.

5. Алхимией занимались не только ученые, стремившиеся постигнуть тайны природы, но и всякого рода мошенники и неудачливые пророки. В XVIII в. в ходу было такое четверостишие:

Алхимию постигнуть каждый рад:
Безмозглый идиот, старик и юный фат,
Портной, старуха, юркий адвокат,
Монах плешивый, пастырь и солдат.

6. К алхимикам принадлежал и английский физик и математик Исаак Ньютон (1643–1727). Он много времени и сил отдал поискам «философского камня» и универсального растворителя. Но Ньютона интересовали не столько способы получения золота при помощи химических реакций, сколько изучение взаимопревращений веществ.

7. ПАРАЦЕЛЬС (1493–1541)

Рисунок 13. Парацельс (1493–1541)

Парацельс (лат. Paracelsus, настоящее имя Филипп Ауреол Теофраст Бомбаст фон Гогенгейм, 1493–1541) – знаменитый швейцарский алхимик, врач, философ, естествоиспытатель, натурфилософ эпохи Возрождения, один из основателей ятрохимии. Парацельс был великим реформатором медицинской науки и практики, он подверг критическому пересмотру идеи древней медицины, способствовал внедрению химических препаратов в медицину. Считается одним из основателей современной науки.

Можно полагать, что Парацельс погиб от систематического отравления ртутью. Он считал, что когда-то все металлы были ртутью, и провел сотни опытов, чтобы из ртути получить золото. В конце жизни он признал неудачу, сказав: «Из семени лука вырастет лук, а не роза, орех или салат».

По одной из легенд, Парацельс открыл секрет вечной молодости и не умер, а живет среди нас. Могила Парацельса на кладбище святого Себастьяна в Зальцбурге стала местом паломничества. Существует предание, что здесь в 1831 г. остановилось продвижение эпидемии холеры. Считают, что рассказы о Парацельсе легли в основу легенды о докторе Фаусте.

§3. Кабинет химии

3.1. Правила поведения в школьном кабинете химии
3.2. Приемы обращения с лабораторной посудой и веществами
3.3. Приемы обращения с лабораторным штативом
3.4. Приемы обращения с нагревательными приборами
3.5. Правила техники безопасности при выполнении

3.1. Правила поведения в школьном кабинете химии

Одной из самых интересных наук о природе, химию делает, конечно же, ее объект исследования – вещества. Разнообразные эксперименты с веществами могут быть зрелищными, эффектными и запоминающимися. Однако необходимо помнить о соблюдении определенных правил поведения учащихся в кабинете химии и при выполнении экспериментальных работ

- **Входить в кабинет химии можно только с разрешения учителя**
- **В кабинете химии нужно ходить размеренным шагом. Ни в коем случае нельзя резко двигаться, так как можно опрокинуть оборудование и реактивы, стоящие на столах**
- **Во время проведения экспериментальных работ в кабинете химии необходимо находиться в халате. Категорически запрещается принимать пищу**
- **При проведении экспериментальных работ приступать к работе можно только после разрешения учителя**
- **При выполнении экспериментов работайте спокойно, без суеты. Не толкайте соседа по парте. Помните! Аккуратность – залог успеха!**
- **После завершения экспериментов необходимо привести рабочее место в порядок. Тщательно вымыть руки с мылом!**

3.2. Приемы обращения с лабораторной посудой и веществами

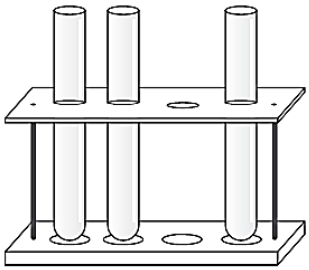
При выполнении химического эксперимента используется разнообразная химическая посуда. Она может быть изготовлена из стекла, пластика, фарфора. Стеклянная посуда имеет разнообразное предназначение. Например, с помощью мерного цилиндра отмеряют необходимый объем жидкости, а в колбах хранят растворы веществ и проводят превращения одних веществ в другие.

Пробирки используют для проведения опытов с малым количеством веществ, воронки – для переливания жидкостей.

Если условия опыта требуют больших количеств веществ, используют колбы, стаканы. Небольшие объемы жидкостей удобно отмеривать пипетками. Сыпучие вещества удобно отбирать при помощи шпателя.

Фарфоровая посуда менее разнообразна, чем стеклянная. Ступка с пестиком используется для измельчения веществ. Фарфоровая чаша необходима для нагревания веществ, а тигель – для прокаливания веществ в специальных печах при высоких температурах.

Пластиковая лабораторная посуда изготавливается из различных полимерных материалов, обеспечивающих легкий вес и прочность. Такой вид посуды пригоден для разведения концентрированных растворов химических веществ, а также для проведения некоторых лабораторных операций.

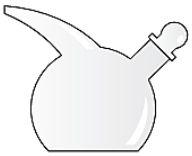


Штатив с пробирками

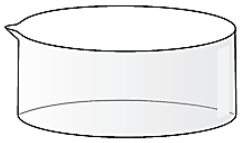
Химический стакан

Мерный цилиндр

Ступка и пестик



Капельница

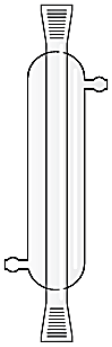


Кристаллизатор

Колба круглодонная

Колба коническая

Воронка



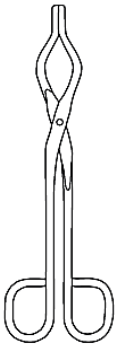
Холодильник

Фарфоровая чаша

Фарфоровый тигель

Пипетка

Шпатель



Тигельные щипцы

Рисунок 14. Посуда из стекла и фарфора

В химической лаборатории все вещества хранятся в плотно закупоренных банках, как правило, изготовленных из стекла. Перед началом эксперимента из банки берут необходимое количество вещества. Банку с остатком вещества сразу убирают на место. Каковы же основные правила, которые необходимо соблюдать при работе с веществами?

Рисунок 15. Правильное расположение крышки

Крышку от банки, из которой вы берете вещество, необходимо класть на стол резьбой вверх, это необходимо для того, чтобы частицы вещества, находящиеся на крышке, не попали на стол (рисунок 15).

Сыпучие вещества насыпайте с помощью ложечек или

согнутого листа бумаги, избегая рассыпания. Если кусочки вещества слишком крупные, не бросайте их в стеклянный сосуд, так как стекло от удара может треснуть.

Жидкости наливайте аккуратно, прислоняя горлышко одного сосуда к другому, чтобы избежать разбрызгивания. Жидкости можно переливать, используя стеклянную палочку: по ней жидкость стекает равномерно и не происходит разбрызгивание.

При растворении веществ в жидкостях перемешивайте смесь аккуратно, с помощью вращательных движений сосуда, или помешивая жидкость стеклянной палочкой. Нельзя закрывать отверстие сосуда пальцами, ладонью, и после этого производить перемешивание, для этого существуют пробки!

Для обнаружения запаха вещества необходимо расположить отверстие сосуда на уровне лица, на расстоянии 10–15 см, и при помощи взмахов ладони, «захватить» воздух, содержащий запах, и направлять его к носу.

3.3. Приемы обращения с лабораторным штативом

Лабораторный штатив – приспособление, с помощью которого можно выполнить множество различных экспериментов. Благодаря многофункциональности в штативе можно закреплять как стеклянную, так и фарфоровую посуду, различные приборы, необходимые для опытов.

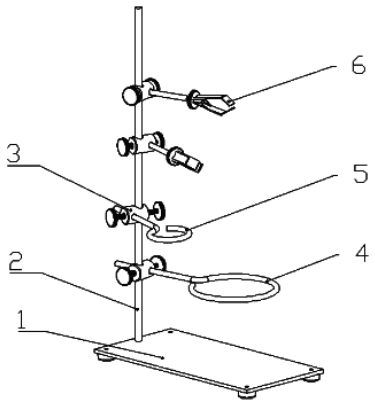


Рисунок 16. Схема устройства лабораторного штатива

Рассмотрим устройство штатива. На рисунке 16 схематично обозначены его части: 1 – основание штатива; 2 – металлический стержень; 3 – муфта; 4, 5 – штативные кольца; 6 – лапка. При помощи лапки в штативе можно закрепить различную стеклянную посуду. На штативное кольцо ставится, как правило, фарфоровая чаша.

Стеклянную посуду закрепляют в лапке штатива на расстоянии нескольких сантиметров от отверстия пробирки или колбы. С помощью поворотов лапки в муфте закрепляют сосуд под нужным для опыта углом. Например, на рисунках 17–18 показано правильное закрепление стеклянной посуды в штативе.

При закреплении стеклянной посуды в лапке штатива важно помнить, что стекло довольно хрупкое. Чтобы избежать растрескивания стекла, не закручивайте винт лапки слишком туго.

Фарфоровую чашу и вовсе не нужно крепить, ее достаточно поставить в углубление штативного кольца (рисунок 19).

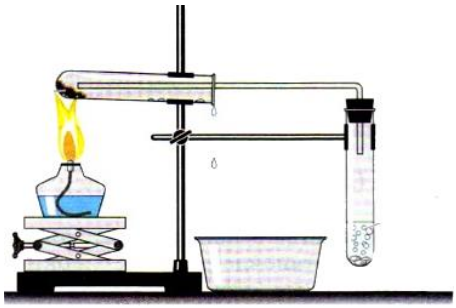


Рисунок 17. Закрепление пробирки в штативе

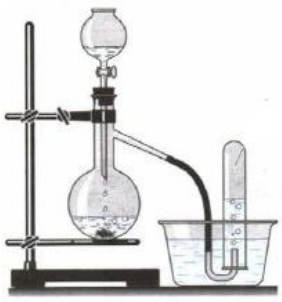


Рисунок 18. Закрепление колбы в штативе

Рисунок 19. Размещение чаши в штативном кольце

3.4. Приемы обращения с нагревательными приборами

Очень часто для проведения эксперимента необходимо нагревать вещества. Для этих целей в лаборатории используют газовые горелки, спиртовки, или приборы для сжигания сухого горючего (рисунки 20–22).

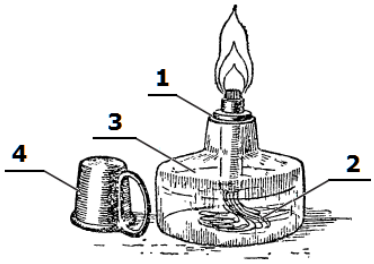


Рисунок 20.
Спиртовка
1 – трубка с диском;
2 – фитиль;
3 – резервуар для спирта;
4 – колпачок для гашения пламени.

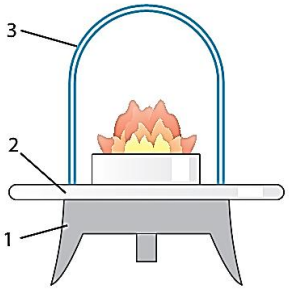


Рисунок 21.
Прибор для сжигания сухого горючего
1 – треножник;
2 – подставка из негорючего материала;
3 – колпачок для гашения пламени.

Рисунок 22.
Газовая горелка Бунзена
1 – трубка;
2 – заслонка для воздуха;
3 – трубка для подачи газа;
4 – винт для регулирования тока газа.

Существуют определенные правила обращения с нагревательными приборами.

Рисунок 23.
Пробиркодержатель

Поскольку при выполнении экспериментальных работ вы будете пользоваться спиртовкой, рассмотрим ее устройство.

Спиртовка – стеклянный флакон, внутрь которого помещен фитиль. Флакон заполняется спиртом. При поджигании фитиля он горит за счет смачивания спиртом и создает

При хранении спиртовка герметично закрывается винтовой крышкой или стеклянным колпачком.

Рисунок 24. Нагревание жидкости в пробирке

Малые порции веществ, помещенные в пробирки, можно нагревать и без помощи штатива, для этого можно воспользоваться пробиркодержателем (рисунок 23). Нагревание пробирки с жидкостью производят под углом 40–45°(рисунок 24).

- **При работе с открытым пламенем необходимо убрать все легковоспламеняющиеся предметы**
- **Поджигать спиртовку нужно только спичками, тушить при помощи колпачка. Пламя спиртовки нельзя задувать!**
- **Не поджигайте одну спиртовку при помощи другой. Спирт может пролиться на стол, и спровоцировать возникновение пожара**

3.5. Правила техники безопасности при выполнении экспериментальных работ

Подведем итог и сформулируем определенные правила, которые необходимо неукоснительно соблюдать при выполнении лабораторных опытов.

- **При выполнении экспериментальных работ строго соблюдайте инструкцию или указания учителя**
- **При малейшем сомнении в отношении реактивов, оборудования, сразу же обратитесь к учителю или лаборанту**
- **Опыты с использованием или образованием ядовитых газов и газов с резким запахом необходимо проводить в вытяжном шкафу**
- **Берите вещества только в том количестве, которое необходимо для опыта. Аккуратно обращайтесь с имуществом химического кабинета**
- **Запрещается заполнять пробирку перед нагреванием более, чем на 1/3. При нагревании пробирки с жидкостью ее надо направлять отверстием от себя, но ни в коем случае не направлять на других людей, чтобы, в случае выброса нагретого вещества из пробирки, избежать несчастного случая**
- **Запрещается выполнять опыты, не запланированные в работе, смешивать какие-либо вещества, изменять условия эксперимента!**
- **Запрещается сливать (ссыпать) остатки веществ в склянки, где они хранятся**
- **Наблюдайте за процессом протекания опыта через стенки пробирки, не заглядывайте в ее отверстие, особенно во время нагревания**
- **При работе с нагревательными приборами соблюдайте особую осторожность. Нагревайте пробирку с жидкостью нужно равномерно, чтобы прогрелась вся пробирка. В противном случае возможно ее растрескивание**
- **Ни в коем случае не оставляйте нагревательные приборы без присмотра!**
- **Горячие предметы ставьте на кафель или специальную подставку**

- **Запрещается брать вещества руками, пробовать их на вкус!**
- **Нюхайте все вещества осторожно, не наклоняйтесь над сосудом и не вдыхайте полной грудью, а только направляйте к себе газ движениями руки**
- **Будьте особенно осторожны при работе со щелочами. Попадание в глаза даже разбавленных растворов щелочей может привести к полной потере зрения. Если раствор щелочи попал на руки, немедленно смывайте его большим количеством воды – до исчезновения ощущения мылкости**
- **Будьте осторожны при работе с кислотами. Особенно берегите глаза. В случае попадания раствора кислоты на руки немедленно смойте ее большим количеством воды**
- **Отработанные реактивы сливайте в раковину (после их нейтрализации), а ценные реактивы – в специальную химическую посуду**
- **Для опытов используйте чистую и неповрежденную лабораторную посуду**
- **После завершения опытов необходимо привести рабочее место в порядок, тщательно вымыть руки с мылом**
- **Если произошел несчастный случай, немедленно обратитесь к учителю!**

Некоторые эксперименты требуют работы с едкими и ядовитыми веществами. Определить, представляет ли вещество опасность, можно по характерному знаку на этикетке посуды (рисунок 25), в которой оно храниться. При работе с едкими (кислоты, щелочи) и ядовитыми веществами необходимо соблюдать особую осторожность: работать в резиновых перчатках и защитных очках.

Едкое вещество

Огнеопасное вещество

Вещество опасно для окружающей среды

Ядовитое вещество

Вещество требует осторожного обращения

Рисунок 25. Предупреждающие знаки

Необходимо соблюдать осторожность при работе со стеклянной посудой, так как ее легко разбить.

Подведем итоги

- **В кабинете химии необходимо соблюдать определенные правила поведения**
- **При выполнении экспериментальных работ необходимо строго придерживаться инструкций и соблюдать правила техники безопасности**
- **При выполнении экспериментальных работ в кабинете химии используют различные виды химической посуды из стекла, фарфора, пластика; лабораторное оборудование – лабораторный штатив, спиртовку, термометры и т.п.; осуществляют необходимые операции с веществами**

Вопросы, упражнения и задачи

3.1. Что химики считают самым важным при работе в химической лаборатории?

3.2. Перечислите правила поведения учащихся в кабинете химии.

3.3. Для каких целей в лаборатории используют: стаканы, колбы, пробирки, воронки, стеклянные палочки?

3.4. Перечислите основные части лабораторного штатива и объясните, для чего они нужны.

3.5. Как правильно закреплять стеклянную посуду в лапке штатива?

3.6. Каковы основные правила работы со спиртовкой?

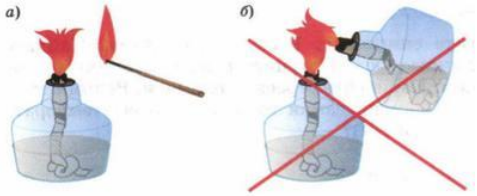
3.7. Как правильно нагревать жидкость в пробирке при помощи пробиркодержателя?

3.8. Как правильно переливать жидкости из сосуда в сосуд?

3.9. Как правильно производить растворение вещества?

3.10. Опишите последовательность действий, если по условию опыта, необходимо определить запах вещества.

3.11. Проанализируйте рисунок, и обоснуйте изображенное на нем:



3.12. Перечислите лабораторную посуду и оборудование, которые необходимы для: переливания веществ, растворения в жидкости твердых веществ, нагревания веществ, испарения жидкости из раствора.

3.13. Иногда для перемешивания жидкостей используют стеклянную палочку с резиновым наконечником. Объясните, зачем это делают.

3.14. Почему детали лабораторного штатива изготавливают из металла, а не из пластика или другого материала?

3.15. Можно ли нагревать герметично закрытую химическую посуду, например, колбу, закрытую резиновой пробкой? Ответ обоснуйте.

Блокнот эрудита

8. Требования к химической посуде

Посуда, применяемая в химическом эксперименте, должна удовлетворять ряду требований. Основными из них являются устойчивость к химическому воздействию и термостойкость. Большую её часть изготавливают из специального стекла. Такое стекло отличается большой химической стойкостью, оно очень слабо или вообще не разрушается под действием кислот, щелочей, растворов и расплавов солей а также других агрессивных веществ. Это свойство является очень важным, поскольку химическая посуда не должна выделять в вещество или в раствор, которые в ней находятся, своих составных частей, так как это приведёт к загрязнению вещества. Многие сорта химического стекла выдерживают сильное нагревание – до температуры красного каления. Однако резкое охлаждение горячего стекла практически всегда приводит к его растрескиванию.

Растрескивание стекла может произойти также при неравномерном нагревании стеклянной посуды или приборов, поэтому перед нагреванием пробирку или колбу необходимо равномерно прогреть.

При необходимости сильного нагревания применяют посуду из кварцевого стекла. Кварцевое стекло выдерживает более сильное нагревание чем обычное химическое, кроме этого кварц обладает очень небольшим коэффициентом теплового расширения, поэтому посуда из кварцевого стекла выдерживает резкое охлаждение и при этом не растрескивается. Кварцевая посуда практически не выделяет в раствор своих составных частей, поэтому её используют при работе с особо чистыми веществами.

Химическую посуду, не предназначенную для нагревания, изготавливают также из обычного нетермостойкого стекла. Отличить нетермостойкую посуду от термостойкой, можно по следующим признакам: термостойкое стекло имеет толщину примерно 2–3 мм, которая, как правило, одинакова во всех частях изделия. Нетермостойкое стекло обычно большей толщины и может иметь неравномерные утолщения в различных частях посуды или прибора.

9. Весы и взвешивание

История процедуры взвешивания и конструирования точных весов уходит корнями в глубокую древность. Людям всегда необходимо было знать точную меру и вес предметов и веществ.

Весы были изобретены так давно, что еще в античные времена люди почитали их дарами богов. При раскопках древнего Вавилона археологи не раз находили каменные изделия правильной геометрической формы; иногда они напоминали фигурки животных. Оказалось, что это древние гири, которым больше 4,5 тысяч лет! На каждой гире указан ее вес. Единицей измерения у вавилонян служила довольно увесистая гиря массой (в современных единицах) около 0,5 кг. Эта единица называлась малой миной, она просуществовала несколько тысяч лет. Другие гири были еще тяжелее. С их помощью взвешивали зерно и другую сельскохозяйственную продукцию.

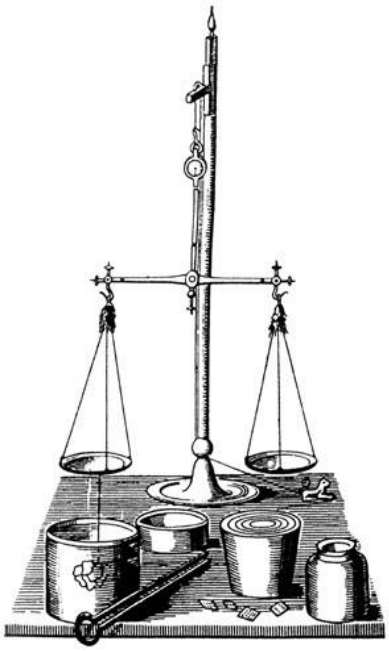


Рисунок 26. Весы Роберта Бойля (к левой чашке весов привязана нитка – для взвешивания предметов, погруженных в воду)

Работа современного химика немыслима без множества различных измерений. Одним из самых важных измерений всегда считалось взвешивание. Это одна из наиболее распространенных операций в химии. Поэтому уже в первых химических лабораториях можно найти весы (рисунок 26).

Для более точных измерений химики пользуются аналитическими весами. Когда-то каждый экземпляр аналитических весов изготовлялся мастером вручную и стоили хорошие весы очень дорого. Уже в начале XIX века точность самых лучших весов достигала 0,001 г (или 1 мг). Однако лишь немногие химики могли похвастаться такими весами. Даже знаменитый

шведский химик Йенс Якоб Берцелиус имел в молодые годы плохо оборудованную лабораторию с довольно грубыми весами, поэтому для получения надежных результатов он был вынужден повторять один и тот же анализ по 20–30 раз! За 10 лет Берцелиус произвел анализ порядка 2000 соединений, состоящих из 43 элементов. Можно только восхищаться усердием, с каким он проделал эту колоссальную работу. Спустя почти столетие другой знаменитый химик Вильгельм Оствальд, один из первых лауреатов Нобелевской премии по химии, увидев в музее оборудование, с которым работал Берцелиус, сказал: «Мне стало совершенно ясно, как мало зависит от прибора и как много от человека, который перед ним сидит». Конечно, Оствальд имел в виду не только весы, и его слова остаются во многом справедливы и сегодня.

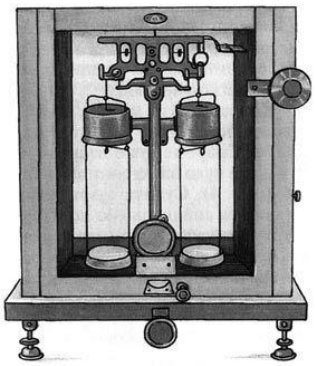


Рисунок 27. Аналитические весы

Со временем весы совершенствовались, и через несколько десятилетий уже каждый химик имел возможность взвешивать на стандартных аналитических весах несколько граммов вещества с точностью до 0,0001 г (рисунок 27). Такие аналитические весы до сих пор можно встретить во многих лабораториях. Два больших цилиндра над чашками весов, внутри которых с маленьким зазором движутся цилиндры чуть меньшего диаметра, – это демпферы, назначение которых – быстро «успокоить» качание весов.

Гири для аналитических весов должны быть очень точными. Поскольку коррозия может изменить массу гирь на несколько миллиграммов (а это совершенно недопустимо), гири покрывают тонким слоем золота. А чтобы они не пачкались, их разрешается брать при взвешивании только специальным пинцетом. Точное взвешивание на аналитических весах – дело долгое и кропотливое. Даже малейшее движение воздуха в комнате влияет на их показания, поэтому весы помещают в шкафчик со стеклянными дверцами. Аналитические весы – очень сложный и капризный механический агрегат. Их коромысло качается на опоре из особо твердого минерала – агата. Таким весам посвящались целые параграфы в учебниках, и аккуратной работе с ними ранее долго обучали студентов. Вот что писала в рекламной брошюре 1940 года фирма «Кристиан Беккер», производившая такие весы: «Простой расчет показывает, что средний химик проводит значительную часть рабочего времени у весов. В лаборатории нередко можно видеть химиков, ожидающих возле весов своей очереди, задерживающих важную работу, чтобы провести необходимое взвешивание. В связи с этим очевидна необходимость в быстро работающих, удобных и точных весах».

Возникла необходимость – и задача была решена. Постепенно эти красивые аналитические весы уходят в прошлое. Недавно в бюллетене Американского химического общества была опубликована заметка, где говорилось, что весы – один из основных инструментов химика, за последнее время потеряли шарм, который в свое время делал их центральным местом лаборатории. И потеряли они его в результате... усовершенствования.

Современные аналитические весы настолько удобны в работе, надежны и относительно дешевы, что многие химики как бы перестали их замечать, привыкли к ним. Современные весы – настоящее чудо электронной техники (рисунок 28). На электронных весах можно взвесить с высокой точностью легкие образцы, стаканчик с раствором и даже тяжелую банку с краской. Для очень точных измерений электронные весы могут выдавать вес до пятого знака после запятой, т.е. до сотой доли миллиграмма.

Рисунок 28. Электронные весы

§4. Практическая работа 1. Правила безопасной работы в школьном кабинете химии. Приемы обращения с лабораторным оборудованием и химической посудой. Строение пламени

4.1. Подготовка к практической работе
4.2. Приготовление раствора соли
4.3. Переливание раствора
4.4. Изучение строения пламени
4.5. Нагревание жидкости в пробирке, закрепленной в пробиркодержателе и в штативе

4.1. Подготовка к практической работе

Для того чтобы выполнить практическую работу успешно, к ней необходимо готовиться заранее. Прежде всего, нужно ознакомиться с материалом параграфа. Заранее необходимо продумать ход опытов, описанных в заданиях, а так же ответы на вопросы, которые могут быть поставлены после проведения опытов. Результаты проведения опытов, а так же наблюдения записываются в лабораторный журнал или тетрадь для практических работ. Форма оформления работы определяется учителем.

Если на уроке запланированы экспериментальные работы, учащиеся должны иметь спецодежду – халат или фартук, чтобы обезопасить себя от возможных неудач во время эксперимента. В отдельных случаях могут понадобиться резиновые перчатки.

При работе с нагревательными приборами проявляйте особую осторожность. Уберите с парты все легковоспламеняющиеся вещества. Длинные волосы должны быть забраны за спиной. Работайте аккуратно, без лишней суеты!

4.2. Приготовление раствора соли

При помощи шпателя отберите небольшое количество выданной вам соли (1/3 чайной ложки) и поместите вещество в химический стакан. Прилейте 50 мл воды. Аккуратно перемешивайте стеклянной палочкой до полного растворения соли. Чтобы не разбить стакан или палочку, старайтесь не ударять палочкой о стенки стакана. Результаты своих действий и наблюдений запишите в лабораторный журнал (тетрадь для практических работ), по форме, указанной учителем.

4.3. Переливание раствора соли

Перелейте часть соляного раствора из стакана в пробирку. В пробирку необходимо перелить столько раствора, чтобы его объем составлял 1/3–1/4 объема пробирки. Половину раствора из пробирки перелейте в другую пробирку. Результаты своих действий и наблюдений запишите в лабораторный журнал, по форме указанной учителем.

4.4. Изучение строения пламени

Подожгите свечу или спиртовку и внимательно рассмотрите пламя. При рассмотрении заметно, что пламя неоднородное (рисунки 29–30). В пламени можно выделить три зоны: верхняя, ее пламя практически не видно, но эта зона пламени самая горячая, в этой зоне происходит полное сгорании веществ, из которых состоит свеча.

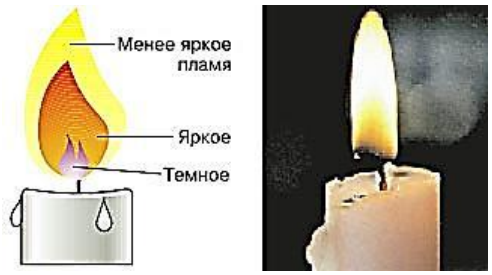


Рисунок 29. Строение пламени

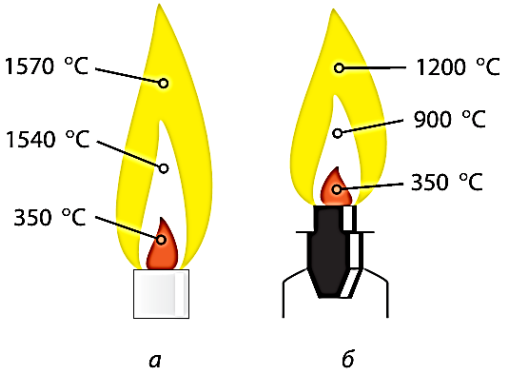


Рисунок 30. Температура пламени
А – газовая горелка
Б – спиртовка

В средней зоне пламени температура несколько ниже. В нижней – темной зоне пламени, температура самая низкая. В данной зоне пламени существует недостаток кислорода и горение практически не происходит, здесь идет плавление и испарение веществ, из которых изготовлена свеча, в более горячих зонах пламени эти пары загораются.

Во время эксперимента посуду с веществами необходимо нагревать в верхней части пламени, там, где температура выше.

Результаты своих действий и наблюдений запишите в лабораторный журнал, по форме указанной учителем.

4.5. Нагревание жидкости в пробирке, закрепленной в пробиркодержателе и штативе

Закрепите пробиркодержатель на пробирке на расстоянии 3–7 см от ее отверстия. Подожгите спиртовку и начните нагревание в верхней части пламени.

Пробирку держите под углом 40–45° относительно пламени. Сначала прогрейте всю пробирку равномерно, затем нагревайте более сильно ту часть пробирки, в которой находится раствор соли. Нагревание ведите до закипания раствора.

Закрепите вторую пробирку с раствором соли в лапке штатива. Фиксирующий винт лапки закручивайте несильно, чтобы избежать растрескивания стекла. Закрепите лапку под углом 40–45° и начните нагрев пробирки. Сначала прогрейте пробирку целиком, затем нагревайте ту часть пробирки, где находится раствор. Прекратите нагрев при закипании раствора.

Результаты своих действий и наблюдений запишите в лабораторный журнал, по форме указанной учителем.

Подведем итоги

- **Ознакомились с простейшими операциями с лабораторной посудой и веществами**
- **Научились правильно готовить раствор вещества, переливать растворы**
- **Изучили строение пламени**
- **Научились правильно нагревать вещества в пробирках при помощи пробиркодержателе и лабораторном штативе**

Вопросы, упражнения и задачи

4.1. Можно ли перемешивать содержимое пробирки, закрыв ее отверстие пальцем?

4.2. Можно ли заглядывать в отверстие пробирки при нагревании жидкости в ней?

4.3. Чем отличается химический стакан от стакана из школьной столовой?

4.4. Охарактеризуйте строение пламени.

4.5. В каком случае жидкость в пробирке закипит быстрее, если производить нагрев в верхней части пламени, или при «погружении» пробирки в пламя?

4.6. Для чего при нагревании стеклянной посуды сначала необходимо прогреть ее всю целиком?

4.7. Можно ли нагревать толстостенную стеклянную посуду?

4.8. Почему нельзя нагретые пробирки сразу же ставить в пластмассовый штатив для пробирок?

4.9. Что происходит с материалом свечи при горении фитиля?

4.10. Как выглядит фитиль в процессе горения?

4.11. Нагревается ли свеча, слышен ли звук при горении, выделяется ли тепло?

4.12. Что происходит с пламенем, если появляется движение воздуха?

4.13. Как быстро сгорает свеча? Изменяется ли длина фитиля в процессе горения?

Рисунок 31. Горение паров парафина, отведенных из внутренней части пламени

4.14. Что представляет собой жидкость у основания фитиля? Что с ней происходит, когда она поглощается материалом фитиля? А когда ее капли стекают вниз по свече?

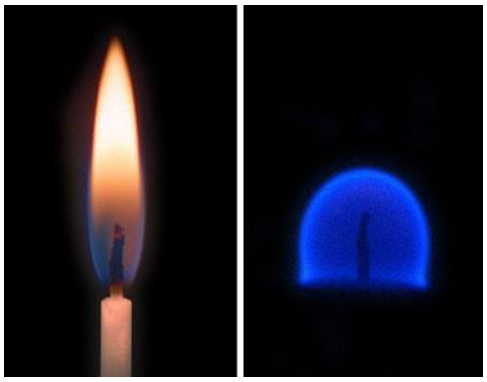
4.15. Если во внутреннюю часть пламени парафиновой свечи внести один конец стеклянной трубки, то из другого конца ее будут выходить пары парафина, которые можно поджечь (рисунок 31). Как объяснить наблюдаемое явление?

Блокнот эрудита

10. Воспламенение

Температура воспламенения для большинства твердых материалов – 300°С. Температура пламени в горящей сигарете – 700–800°С. В спичке температура пламени 750–850°С, при этом 300°С – температура воспламенения дерева, а температура горения дерева равняется примерно 800–1000°С. Температура горения пропан-бутана колеблется от 800 до 1970°С. Температура пламени керосина – 800°С, в среде чистого кислорода – 2000°С. Температура горения бензина – 1300–1400°С. Температура пламени спирта не превышает 900°С. Температура горения магния – 2200°С.

11. Форма пламени



Обычное пламя, которое мы наблюдаем при горении свечи, пламя зажигалки или спички, представляет собой поток раскалённых газов, вытянутый вертикально за счёт силы Архимеда (горячие газы стремятся подниматься вверх). В условиях, когда ускорение свободного падения компенсируется центробежной силой, например, при полете по орбите земли, горение вещества выглядит несколько иначе. Поскольку ускорение свободного падения компенсировано, сила Архимеда практически отсутствует.

Таким образом, в условиях невесомости горение веществ происходит у самой поверхности вещества (пламя не вытягивается), а сгорание более полное. Продукты горения постепенно равномерно распространяются в среде. Это весьма опасно для систем вентилирования. Также серьёзную опасность представляют пудры, поэтому в космосе порошкообразные материалы не применяются нигде, кроме специальных опытов именно с порошками

В струе воздуха пламя вытягивается и принимает привычный облик.

§5. Вещества и их свойства. Физические и химические явления

5.1. Разнообразие веществ
5.2. Агрегатное состояние вещества
5.3. Физические явления. Физические свойства веществ
5.4. Кристаллические и аморфные вещества
5.5. Химические явления. Химическая реакция

5.1. Разнообразие веществ

За последние 200 лет человечество изучило свойства веществ больше, чем за всю историю развития химии. Естественно, количество веществ так же стремительно растет, это связано, прежде всего, с освоением различных методов получения веществ.

1. Сколько веществ известно человеку на сегодняшний день?

В повседневной жизни мы сталкиваемся с множеством веществ. Среди них – вода, железо, алюминий, пластмассы, сода, соль и множество других.

Вещества, существующие в природе, например, кислород и азот, которые содержатся в воздухе, вещества, растворенные в воде, природного происхождения, называются природными веществами.

Алюминия, цинка, ацетона, извести, мыла, аспирина, полиэтилена и многих других веществ в природе не существует. Их получают в лаборатории и производит промышленность. Искусственные вещества не встречаются в природе, их создают из природных веществ.

Некоторые вещества, существующие в природе, можно получить и в химической лаборатории. Так, при нагревании марганцовки выделяется кислород, а при нагревании мела – углекислый газ. Ученые научились превращать графит в алмаз, выращивают кристаллы рубина, сапфира и малахита.

Минерал кварц

Самородное золото

Минерал мрамор

Рисунок 32. Примеры природных веществ

Наряду с веществами природного происхождения существует огромное множество и искусственно созданных веществ, не встречающихся в природе. Вещества, не встречающиеся в природе, производятся на различных предприятиях: фабриках, заводах, комбинатах и т.п.

2. Приведите примеры веществ природного происхождения и веществ, полученных искусственно.

3. Почему нефть, природный газ, каменный уголь относят к невозобновляемым природным ресурсам?

В условиях исчерпания природных ресурсов нашей планеты, сейчас перед химиками стоит важная задача: разработать и внедрить методы, при помощи которых можно искусственно, в условиях лаборатории, или промышленного производства, получать вещества, являющиеся аналогами природных веществ. Например, в природе запасы топливных ископаемых на исходе. Непременно настанет тот момент, когда нефть и природный газ закончатся. Уже сейчас ведутся разработки новых видов топлива, которые были бы такими же эффективными, и не загрязняли окружающую среду. На сегодняшний день человечество научилось искусственно получать различные драгоценные камни, например, алмазы, изумруды, бериллы.

5.2. Агрегатное состояние вещества

Вещества могут существовать в нескольких агрегатных состояниях, три из которых вам известны: твердое, жидкое, газообразное. Например, вода в природе существует во всех трех агрегатных состояниях: твердом в виде льда и снега, жидком (жидкая вода), и газообразном (водяной пар).

4. Приведите примеры веществ существующих в трех агрегатных состояниях.

Рисунок 33. Сухой лед

Известны вещества, которые не могут существовать в обычных условиях во всех трех агрегатных состояниях. Например, таким веществом является углекислый газ. При комнатной температуре это газ без запаха и цвета. При температуре –79°С данное вещество «замерзает» и переходит в твердое агрегатное состояние. Тривиальное название такого вещества «сухой лед». Такое название дано этому веществу из-за того, что «сухой лед» превращается в углекислый газ без плавления, то есть, без перехода в жидкое агрегатное состояние, которое присутствует, например у воды.

Таким образом, можно сделать важный вывод. Вещество, при переходе из одного агрегатного состояния в другое не превращается в другие вещества. Сам процесс некоего изменения, превращения, называется **явлением**.

5. Найдите информацию в интернете и опишите в тетради агрегатные состояния иода.

5.3. Физические явления. Физические свойства веществ

Явления, при которых вещества изменяют агрегатное состояние, но при этом не превращаются в другие вещества, называют **физическими**

Каждое индивидуальное вещество обладает определенными свойствами. Свойства веществ могут быть различными или сходными друг с другом. Каждое вещество описывают при помощи набора физических и химических свойств.

Рассмотрим в качестве примера воду. Вода замерзает и превращается в лед при температуре 0°С, а закипает и превращается в пар при температуре +100°С. Данные явления относятся к физическим, так как вода не превратилась в другие вещества, происходит только изменение агрегатного состояния. Данные температуры замерзания и кипения – это физические свойства, характерные именно для воды.

Свойства веществ, которые определяют измерениями или визуально при отсутствии превращения одних веществ в другие, называют **физическими**

Лабораторный опыт 1. Сравнение скорости испарения воды и спирта по исчезновению их капель на фильтровальной бумаге
Оборудование: фильтровальная бумага, пипетки, спирт, вода.
Ход работы: на лист фильтровальной бумаги нанесите каплю воды и каплю спирта. Наблюдайте, какое вещество испариться быстрее.

Испарение спирта, как и испарение воды – физические явления, вещества изменяют агрегатное состояние. После проведения опыта можно убедиться, что спирт испаряется быстрее, чем вода – это физические свойства этих веществ.

К основным физическим свойствам веществ можно отнести следующие: цвет, запах, растворимость в воде, агрегатное состояние, плотность, температура кипения, температура плавления, теплопроводность, электропроводность.

Такие физические свойства как цвет, запах, вкус, форма кристаллов можно определить визуально, с помощью органов чувств, а плотность, электропроводность, температуру плавления и кипения определяют измерением. Сведения о физических свойствах многих веществ собраны в специальной литературе, в частности – в справочниках.

Физические свойства вещества зависят от его агрегатного состояния. Например, плотность льда, воды и водяного пара различна. Газообразный кислород бесцветный, а жидкий – голубой.

Знание физических свойств помогает «узнавать» немало веществ. Например, медь – единственный металл красного цвета. Соленый вкус имеет только поваренная соль. Иод – почти черное твердое вещество, которое при нагревании превращается в темно-фиолетовый пар. В большинстве случаев для определения вещества нужно принимать во внимание несколько его свойств.

В качестве примера охарактеризуем физические свойства воды. Цвет – бесцветна (в небольшом объеме), запах – без запаха, агрегатное состояние – при

обычных условиях жидкость, плотность – 1 г/мл, температура кипения – +100°С, температура плавления – 0°С, теплопроводность – низкая, электропроводность – чистая вода электричество не проводит.

5.4. Кристаллические и аморфные вещества

При описании физических свойств твердых веществ принято описывать структуру вещества. Если рассмотреть образец поваренной соли под увеличительным стеклом, можно заметить, что соль состоит из множества мельчайших кристаллов. В соляных месторождениях можно встретить и весьма крупные кристаллы.

Рисунок 34. Кристаллы поваренной соли

Кристаллы – твердые тела, имеющие форму правильных многогранников

Кристаллы могут иметь различную форму и размер. Кристаллы некоторых веществ, таких как поваренная соль – хрупкие, их легко разрушить. Существуют кристаллы довольно твердые. Например, одним из самых твердых минералов считается алмаз.

Если рассматривать кристаллы поваренной соли под микроскопом, можно заметить, что все они имеют идентичное строение. Если же рассмотреть, например, частицы стекла, то все они будут иметь различное строение – такие вещества называют аморфными. К аморфным веществам относят стекло, крахмал, янтарь, пчелиный воск.

Рисунок 35. Янтарь

Аморфные вещества – вещества, не имеющие кристаллического строения

5.5. Химические явления. Химическая реакция

Если при физических явлениях вещества, как правило, лишь изменяют агрегатное состояние, то при химических явлениях происходит превращение одних веществ в другие. Приведем несколько простых примеров: горение спички сопровождается обугливанием древесины и выделением газообразных веществ, то есть, происходит необратимое превращение древесины в другие вещества. Другой пример: со временем бронзовые памятники покрываются налетом зеленого цвета. Дело в том, что в состав бронзы входит медь. Этот металл медленно взаимодействует с кислородом и влагой воздуха, в результате на поверхности памятника образуются новые вещества зеленого цвета.

Химические явления – явления превращений одних веществ в другие

Процесс взаимодействия веществ с образованием новых веществ называют химической реакцией. Химические реакции окружают нас повсеместно. Химические

реакции происходят и в нас самих. В нашем организме непрерывно происходят превращения множества веществ в другие, вещества реагируют друг с другом, образуя продукты реакции. Таким образом, в химической реакции всегда есть реагирующие вещества, и вещества, образованные в результате реакции.

Химическая реакция изображается в общем виде схемой реакции

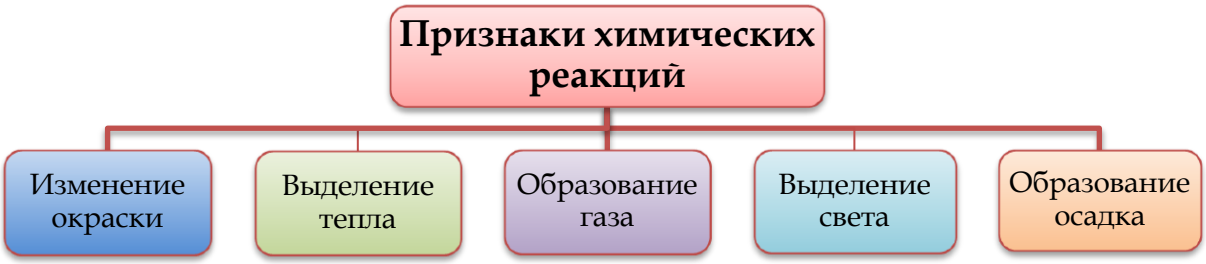
РЕАГЕНТЫ → ПРОДУКТЫ,

где реагенты – исходные вещества, взятые для проведения реакции; продукты – новые вещества, образовавшиеся в результате протекания реакции.

Химическая реакция – процесс взаимодействия веществ, в результате которого образуются новые вещества с новыми свойствами
Реагенты – вещества, вступающие в химическую реакцию
Продукты – вещества, образованные в результате химической реакции

Рассмотрим вышесказанное на конкретном примере. При гашении соды уксусом наблюдается вспенивание смеси вследствие выделения углекислого газа. Сода и уксус – реагенты, которые вступают в реакцию, выделяющийся углекислый газ – продукт реакции.

Любые химические явления (реакции) сопровождаются определенными признаками, при помощи которых химические явления можно отличить от физических. К таким признакам можно отнести изменение окраски веществ, выделение газа, образование осадка, выделение тепла, выделение света.



Лабораторный опыт 2. Окисление меди в пламени спиртовки
Оборудование: спиртовка, медная проволока.
Ход работы: подожгите спиртовку, внесите очищенную медную проволоку в пламя, нагревайте в течение 30–40 секунд. Что наблюдаете?
По результату опыта видно, что медная проволока изменила цвет, теперь она покрыта черным налетом – это продукт взаимодействия (реакции) меди с кислородом воздуха.

Лабораторный опыт 3. Получение углекислого газа взаимодействием соды и уксусной кислоты

Оборудование: сода, уксусная кислота, пробирка, шпатель, пипетка.

Ход работы: в пробирку, при помощи шпателя поместите немного порошка соды. При помощи пипетки прилейте немного раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

Рисунок 36. Образование осадка

Лабораторный опыт 4. Замещение меди в растворе медного купороса железом

Оборудование: раствор медного купороса, железный гвоздь, пробирка, пипетка.

Ход работы: в пробирку, при помощи пипетки налейте немного раствора медного купороса, аккуратно опустите железный гвоздь. Что произошло через некоторое время?

Многие химические реакции сопровождаются выделением энергии в виде тепла и света. Как правило, такими явлениями сопровождаются реакции горения. В реакциях горения на воздухе вещества реагируют с кислородом, который содержится в воздухе. Так, например, металл магний вспыхивает и горит на воздухе ярким слепящим пламенем. Именно поэтому вспышку магния использовали при создании фотографий в первой половине XX века.

Рисунок 37. Горение магния

В некоторых случаях возможно выделение энергии в виде света, но без выделения тепла. Один из видов тихоокеанского планктона способен светиться ярко-голубым светом. Выделение энергии в виде света – результат химической реакции, которая протекает в организмах данного вида планктона.

Рисунок 38. Светящийся планктон

Таким образом,

Подведем итоги

- **Существует две большие группы веществ: вещества природного и искусственного происхождения**
- **В обычных условиях вещества могут находиться в трех агрегатных состояниях**
- **Свойства веществ, которые определяют измерениями или визуально при отсутствии превращения одних веществ в другие, называют физическими**
- **Кристаллы – твердые тела, имеющие форму правильных многогранников**
- **Аморфные вещества – вещества, не имеющие кристаллического строения**
- **Химические явления – явления превращений одних веществ в другие**
- **Реагенты – вещества, вступающие в химическую реакцию**
- **Продукты – вещества, образующиеся в результате химической реакции**
- **Химические реакции могут сопровождаться выделением газа, осадка, тепла, света; изменением окраски веществ**
- **Горение – сложный физико-химический процесс превращения исходных веществ в продукты сгорания в ходе химической реакции, сопровождающийся интенсивным выделением тепла и света (пламени)**

Вопросы, упражнения и задачи

5.1. В чем отличие физических явлений от химических?

5.2. Какие свойства веществ относят к физическим?

5.3. Что такое химическая реакция?

5.4. Приведите примеры физических и химических явлений, встречающихся в повседневной жизни.

5.5. Из предложенного перечня отдельно выпишите физические и химические явления: а) скисание молока, б) испарение спирта, в) кипение воды, г) ржавление железа, д) горение электролампочки, е) выпекание хлеба, ж) квашение капусты, з) измельчение мела в ступке, и) таянье снега, к) горение бумаги, л) ковка металла, м) растворение соли в воде, н) фотосинтез растений.

5.6. Какие из явлений относятся к химическим, а какие – к физическим: а) притягивание железа магнитом; б) горение пороха; в) потемнение серебряных изделий со временем; г) «исчезновение» кусочка «сухого льда»; д) свечение вольфрамовой спирали в электролампочке; е) поглощение влаги ватой; ж) образование осадка при отстаивании мутной воды; з) растворение уксуса в воде; и) горение «бенгальского огня»? Каждый ответ объясните.

5.7. По предложенным физическим свойствам, приведенным в параграфе в пункте 5.3, охарактеризуйте физические свойства следующих веществ: железо, полиэтилен, кислород, графит. Для характеристики воспользуйтесь справочными данными, приведенными в конце учебника. Ответ оформите в виде таблицы:

	Железо	Полиэтилен	Кислород	Графит
Агрегатное состояние				
…				

5.8. В пробирках без этикеток содержатся кусочки мела, кухонная соль, вода, подсолнечное масло, духи. По каким физическим свойствам можно различить каждое вещество? Составьте план определения.

5.9. Приведите как можно больше примеров веществ, которые можно определить по запаху.

5.10. Назовите типы переходов между агрегатными состояниями: а) кубик льда в стакане превратился в жидкую воду; б) при высоком давлении воздух становится сначала жидким, а затем – твердым; в) если кусочек «сухого льда» оставить на воздухе, то через некоторое время он бесследно исчезнет; г) если капля расплавленного металла падает на землю, то она становится твердой; д) если сильно нагревать железо, оно размягчается, становится жидким, а затем начинает кипеть и испаряться; е) если кожу протереть одеколоном, то вскоре на ней не останется и следа жидкости.

5.11. Укажите, какими признаками будут сопровождаться следующие химические реакции: горение парафина свечи, скисание молока, превращение сахара в карамель, брожение фруктового сока.

5.12. Какими сходными и различными свойствами обладают следующие вещества: сахар и пищевая сода; спирт и вода?

5.13. Приведите примеры использования человеком физических и химических явлений.

5.14. Каковы основные различия между кристаллическими и аморфными веществами? Приведите несколько примеров.

5.15. Юный Химик исследовал свойства серы:

1) мелко истолок кусочек серы в ступке и получил порошок желтого цвета;
2) высыпал часть порошка в воду – порошок всплыл на поверхность;
3) другую часть порошка поджег, сера сгорела голубоватым пламенем;
4) в воздухе распространился резкий запах.

Укажите, какие явления – физические или химические – наблюдал юный химик.

5.16. Какие явления наблюдаются при горении свечи? Образуются ли при этом новые вещества и если да, то какие и как доказать их наличие?

5.17. Капля спирта попала на нагретую поверхность и испарилась. В другом случае спирт сгорел в спиртовке, т.е. жидкость тоже «исчезла», и образовались газообразные

продукты – углекислый газ и водяной пар. Как экспериментально можно было бы убедиться, что в первом случае произошло физическое, а во втором химическое явление?

5.18. Объясните, на каких свойствах веществ основывается их использование: а) из меди изготавливают электрические провода; б) из золота изготавливают ювелирные украшения; в) ванилин добавляют в кондитерские изделия; г) из алюминия изготавливают фольгу; д) из графита изготавливают стержни для карандашей.

5.19. Объясните, почему гвозди изготавливают из железа, а не из свинца или алюминия.

5.20. Почему вещества имеют разные свойства? Почему свойства некоторых веществ похожи? Могут два вещества иметь одинаковые температуры плавления, одинаковую плотность, одинаковый цвет? Напишите свои предположения.

Блокнот эрудита

12. Плазма – электрически нейтральный, сильно ионизированный газ, состоящий из положительно заряженных ионов, электронов и нейтральных молекул. Во многом плазма ведёт себя как обычный газ.

Плазма возникает в разрядах молний, в пламени. Верхние слои атмосферы Земли также представляют собой плазму, образовавшуюся под действием солнечного излучения.

Плазму можно создавать искусственно, подвергая нейтральный разреженный газ действию электрического поля (как в лампах дневного света) или очень высоких температур.

Звёзды состоят из высокоионизированной плазмы, в которой атомы теряют уже не один внешний, а все электроны, для чего требуются колоссальные температуры – миллионы градусов.

По-видимому, большая часть Вселенной состоит из плазмы, порождённой чрезвычайно высокими температурами или радиацией. Таким образом, «необычным» это состояние материи является только с нашей, земной точки зрения.

Примером низкотемпературной плазмы является огонь (поток раскаленных газов).

13. Стекло трудно однозначно отнести к одному из двух состояний материи – жидкому или твёрдому. Оно обладает свойствами твёрдых веществ, но в то же время имеет структуру жидкостей.

Почему же расплавленное стекло при охлаждении не кристаллизуется? Дело в том, что при охлаждении расплавленного стекла его вязкость возрастает очень быстро, и не успевает образоваться кристалл. Подобным же образом ведёт себя, например, глицерин, который трудно закристаллизовать. В стеклообразном состоянии можно получить даже металл, если его расплавить, а потом охладить с очень большой скоростью – миллионы градусов в секунду.

Тем не менее, в специальных условиях стекло можно всё же получить и в кристаллическом состоянии. Такие материалы называются ситаллами. Они обладают ценными механическими, оптическими и электрическими свойствами, которые можно целенаправленно менять, изменяя химический состав стёкол.

14. Химия и механика. Обычно считается, что измельчение вещества – физический процесс. Но! При длительной обработке в специальных мельницах частицы вещества за счёт поглощения энергии переходят в химически активное состояние: усиливаются колебательные движения частиц, ослабляются связи между ними, рвутся некоторые связи, возникают свободные активные частицы.

Этот процесс учёные называют механохимической активацией, а область химии, изучающую химические и физико-химические изменения веществ под действием механической энергии, – механохимией.

Активированное вещество вступает в химические реакции намного легче, чем не прошедшее механохимической обработки. Многие металлы (железо, алюминий) после измельчения становятся пирофорными (от греч. «пир» – «огонь» и «форос» – «несущий») – воспламеняются на воздухе.

Механохимической активации подвергают удобрения, а также некоторые лекарственные препараты (аспирин), ведь активированное вещество быстрее переходит в раствор, полнее усваивается организмом.

Инициирование некоторых химических реакций ударом или трением применяется и в лабораториях (взрыв смеси бертолетовой соли с фосфором), и в быту (бензин в зажигалке воспламеняется от искры, полученной трением кремня).

§6. Практическая работа 2. Изучение физических и химических явлений

6.1. Правила техники безопасности при выполнении работы
6.2. Изучение физических явлений
6.3. Изучение химических явлений

6.1. Правила техники безопасности при выполнении работы

В данной практической работе будут предложены опыты, при выполнении которых необходимо использовать стеклянную посуду, спиртовку.

1. Какие правила необходимо соблюдать при работе со стеклянной посудой и спиртовкой?

При выполнении практической работы соблюдайте порядок на рабочем столе. Все лишние предметы должны быть убраны.

2. Как правильно производить нагревание пробирки при помощи пробиркодержателя?

Работайте в халате! Не суетитесь. Помните, аккуратность – залог успеха! Оформите работу согласно требований учителя.

6.2. Изучение физических явлений

Опыт 1. В пробирку при помощи шпателя поместите несколько кристалликов медного купороса. С помощью пипетки прилейте 1–2 мл воды. Аккуратно перемешайте содержимое пробирки стеклянной палочкой. Что наблюдаете? Растворяются ли кристаллы в воде? Какую окраску приобретает раствор? Проведите аналогичный опыт с кристаллами пищевой соды в другой пробирке.

Опыт 2. Несколько капель раствора медного купороса при помощи пипетки поместите в фарфоровую чашку. Чашку разместите в штативном кольце и осторожно нагрейте на слабом пламени. Во избежание попадания в глаза во время внезапного разбрызгивании жидкости при нагревании, работайте в защитных очках! Прекратите нагрев после испарения воды. Что наблюдаете?

По каким признакам можно судить, что наблюдаемые вами явления – физические?

6.3. Изучение химических явлений

Опыт 3. Смешайте приготовленные в прошлом опыте растворы медного купороса и соды. Что наблюдаете? По какому признаку можно судить, что протекает химическая реакция?

Опыт 4. К полученному в опыте 3 осадку голубого цвета прибавьте несколько капель уксусной кислоты (используйте пипетку). Содержимое пробирки перемешайте стеклянной палочкой. Что наблюдаете? По какому признаку можно судить, что протекает химическая реакция?

Опыт 5. Поместите в пробирку несколько кусочков нарезанного листа краснокочанной капусты (можно использовать свежий лист капусты или сушенный). Прилейте с помощью пипетки несколько миллилитров воды, закрепите пробирку в пробиркодержателе и нагрейте до кипения. Что наблюдаете?

Немного остудите пробирку. Аккуратно перелейте жидкость (без кусочков капусты) в две пустые пробирки. В первую прибавьте из пипетки несколько капель уксусной кислоты, во вторую – несколько капель раствора соды. Что наблюдаете? По какому признаку можно судить, что протекает химическая реакция?

Подведем итоги

- **Изучены примеры физических явлений**
- **На примерах рассмотрены химические реакции между веществами**
- **Изучены признаки, которыми сопровождаются химические реакции**

Вопросы, упражнения и задачи

6.1. Для чего перед началом работы проверяют наличие всего необходимого для опытов оборудования и обдумывают последовательность выполнения опытов?

6.2. По какому свойству вода и уксус сходны, а по какому их легко отличить друг от друга?

6.3. О каком веществе можно сказать: твердое вещество, блестящее, красноватого цвета, плотность около 9 г/см^3, высокая электропроводность? Где применяется это вещество?

6.4. Какие из признаков (свойств): круглый, плоский, овальный, зеленый, газообразный, выпуклый, тяжелый, твердый, растворимый, имеющий определенную температуру плавления – могут быть отнесены:
а) только к предметам (телам);
б) и к телам (предметам), и к веществам?

6.5. Предложите несколько признаков (свойств), которыми можно охарактеризовать:
а) вещество; б) тело; в) и тело, и вещество.

6.6. Придя домой с одного из первых уроков химии, Юный Химик с удивлением обнаружил, что его просто-таки преследуют химические процессы. Так, цвет изменяют бумага под кисточкой с акварелью, экран включенного телевизора, высыхающие брызги грязи на ботинках; тепло выделяют горящая спичка, батарея отопления и кожа самого Юный Химик; сырой картофель отличается по вкусу от жареного, даже если его обмакнуть в масло; пузырьки газа выделяются из бутылки «Колы», из сдобного теста и с горячей сковороды, на которую попала вода. Отнеся все эти явления к химическим, Юный Химик решил, что химия – самая главная наука и, забросив все остальные предметы, занялся только ею. Какие свои ошибки Юный Химик скоро увидит? Ответ обоснуйте.

6.7. Вставьте пропущенные слова:
В результате ... явления меняется форма тела или агрегатное состояние вещества.
В результате ... явления образуется новое вещество.
Процесс фотосинтеза относится к ... явлениям, потому что ....

6.8. Назовите, какие признаки химических реакций появляются:
а) при скисании молока; б) при гниении белка;
в) при ржавлении железа; г) при горении спирта в спиртовке.

6.9. Какие факты свидетельствуют о том, что работа автомобильного двигателя связана с физическими и химическими явлениями? Ответ поясните.

6.10. Безводный сульфат меди – белого цвета. При добавлении к нему воды наблюдается разогревание и получается раствор, окрашенный в голубой цвет. Происходит ли при этом физическое или же химическое явление? Ответ поясните.

Блокнот эрудита

15. Газ и вода

Если в стакан с газированной водой бросить щепотку соли, то начинает выделяться растворенный углекислый газ. Почему?

Газированная вода – это раствор углекислого газа в воде. Чтобы избыток газа выделился, нужны «зародыши», например микропузырьки воздуха. Однако добавление к газированной воде речного песка не приведет к выделению газа. Как только кристаллы соли попадут в стакан, они начнут растворяться, и вокруг них растворимость газа резко уменьшается, появляются маленькие пузырьки газа – «зародыши». Как только «зародыши» вырастают, они отрываются от кристаллов, и в соприкосновение с солью приходят новые порции раствора. Этот процесс

продолжается до тех пор, пока вся соль не растворится или пока не выделится весь углекислый газ.

Если посолить нагретую до 70–80°С водопроводную воду, она «вскипает» от выделившихся пузырьков растворенного воздуха. Объяснение этому явлению – то же.

16. Какого цвета соль?

Чистая поваренная соль бесцветна. «Деликатесная», или «царская», поваренная соль нежно-розового цвета и с приятным ароматом, содержит микроскопические водоросли, попавшие в нее из воды соляного озера. Встречается и соль синего цвета.

Рисунок 39. Синяя каменная соль

В природе синяя поваренная, или каменная, соль – большая редкость. А в лаборатории ее получить не так уж трудно. Для этого в плотно закрытом сосуде нагревают смесь металлического натрия и поваренной соли. Металл способен растворяться в соли, это и служит причиной появления окраски кристаллов. Кстати, при растворении синих кристаллов в воде образуется бесцветный раствор – совсем как из обычной поваренной соли. В природной каменной соли синяя окраска образуется под действием излучения, сопровождающего радиоактивные превращения.

17. Поиск истины

В английских патентах вплоть до конца XIX в. содержались рекомендации добавлять в закалочную жидкость при обработке железа полевые цветы. Эту курьезную рекомендацию породило незнание действительных причин закаливания стали. Твердость закаленной стали долгое время объясняли превращением содержащегося в ней углерода в алмаз. Более того, в конце XVIII в. французский ученый Гитон де Морво получал сталь (наверное, самую дорогую в мире во все времена!) сильным нагреванием чистого железа с алмазами.

18. Почему зеленеет медь?

Медная посуда и бронзовые изделия покрываются со временем зеленым налетом. Это объясняется тем, что в воздухе всегда присутствуют влага и углекислый газ. Взаимодействуя с ними, медь превращается в соединение зеленого цвета. Это вещество тождественно известному зеленому минералу малахиту. Если надо очистить изделие от зеленого налета, следует подержать его в водном растворе аммиака (нашатырном спирте).

После растворения зеленого налета нужно обязательно промыть поверхность металла для удаления следов аммиака и солей аммония, так как в их присутствии металлическая медь реагирует с кислородом воздуха.

19. Цвет пламени

Некоторые вещества способны окрашивать пламя в непривычные для человека цвета. Это удивительное и захватывающее зрелище, которое можно показать и в классе на уроке химии, и дома своим близким. Ведь изменить цвет огня очень легко. Так, пламя можно окрасить в красный, зеленый, ослепительно-белый цвет. Это явление применяется в производстве фейерверков. Для окраски пламени можно использовать соединения натрия, например, поваренную соль, NaCl. Пламя окрасится в ярко-желтый цвет. Зеленый цвет различных оттенков можно получить

при использовании медного купороса и борной кислоты. Соединения, в состав которых входит кальций и стронций, окрашивают пламя в красный цвет различных оттенков. Соединения лития – в малиновый, а калия – в фиолетовый. Ослепительно-белый цвет пламени – результат сгорания порошков металлов в воздухе, в которых частицы металлов крайне малы.

Рисунок 40. Окраска пламени соединениями металлов

20. Индикаторы

Индикаторы (от английского *indicate* – указывать) – это вещества, которые изменяют свой цвет в зависимости от среды раствора. С помощью индикаторов качественно определяют реакцию среды. Впервые индикаторы обнаружил в 17 веке английский химик и физик Роберт Бойль. Чтобы понять, как устроен мир, Бойль провел тысячи опытов. Вот один из них. В лаборатории горели свечи, в ретортах что-то кипело, когда некстати зашел садовник. Он принес корзину с фиалками. Бойль очень любил цветы, но предстояло начать опыт. Он взял несколько цветков, понюхал и положил их на стол. Опыт начался, открыли колбу, из нее повалил едкий пар. Когда же опыт кончился, Бойль случайно взглянул на цветы, они дымились. Чтобы спасти цветы, он опустил их в стакан с водой. И – что за чудеса – фиалки, их темно-фиолетовые лепестки, стали красными. Случайный опыт? Случайная находка? Роберт Бойль не был бы настоящим ученым, если бы прошел мимо такого случая. Ученый велел готовить помощнику растворы, которые потом переливали в стаканы и в каждый опустили по цветку. В некоторых стаканах цветы немедленно начали краснеть. Наконец, ученый понял, что цвет фиалок зависит от того, какой раствор находится в стакане, какие вещества содержатся в растворе. Затем Бойль заинтересовался, что покажут не фиалки, а другие растения. Эксперименты следовали один за другим. Лучшие результаты дали опыты с лакмусовым лишайником. Тогда Бойль опустил в настой лакмусового лишайника обыкновенные бумажные полоски. Дождался, когда они пропитаются настоем, а затем высушил их. Эти хитрые бумажки Роберт Бойль назвал индикаторами, что в переводе с латинского означает «указатель», так как они указывают на среду раствора. Именно индикаторы помогли ученому открыть новую кислоту – фосфорную, которую он получил при сжигании фосфора и растворении образовавшегося белого продукта в воде. В настоящее время на практике широко применяют следующие индикаторы: лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый.

Вывод: очень часто у ученых есть какое-нибудь необычное увлечение, как любовь к цветам, например. На первый взгляд, это «хобби» было совершенно бесполезным и ничем не могло помочь Бойлю в его настоящей профессии. Но было бы ошибочно и далее полагать, что увлечения и наука не взаимосвязаны. Если бы Бойль не любил цветы и, следовательно, не принес бы корзину с фиалками в свою лабораторию, то неизвестно, кто, когда и каким образом открыл бы индикаторы вместо него.

21. Необычное в обычном

Обычный чай – тоже индикатор. Если в стакан с крепким чаем капнуть лимонный сок или растворить несколько кристалликов лимонной кислоты, то чай сразу станет светлее. Если же растворить в чае питьевую соду, раствор потемнеет (пить такой чай, конечно, не следует). Чай же из цветков («каркаде») дает намного более яркие цвета.

§7. Чистые вещества и смеси

7.1. Чистые вещества и смеси

7.2. Способы разделения смесей

7.1. Чистые вещества и смеси

Существуют ли абсолютно чистые вещества? Вещества абсолютно чистые, в составе которых нет ни единого постороннего атома или молекулы? В природе таких веществ не существует. Любое вещество содержит определенное количество примесей. Даже хорошо очищенная вода не может считаться чистым веществом, так как в ней растворены кислород, углекислый газ, и другие газы, содержащиеся в воздухе. Все вещества в природе в том или ином виде являются смесями.

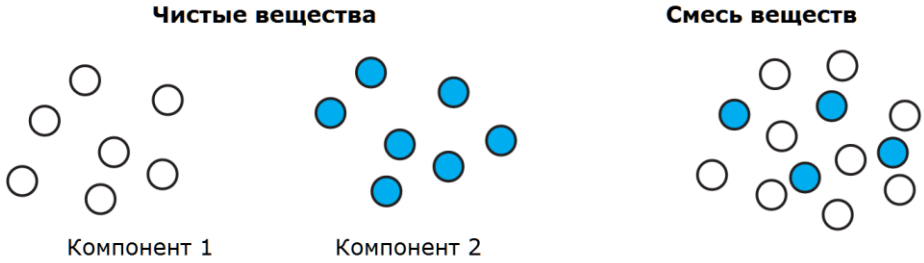
Если в веществе содержание посторонних веществ незначительно, то такие вещества условно считают чистыми.

Если из водопроводной воды в значительной мере удалить все растворенные в ней вещества, то такую воду можно считать чистым веществом. Растворимость газов воздуха в воде крайне мала и ей можно пренебречь.

Таким образом, все вещества и материалы в природе можно разделить на индивидуальные вещества и смеси веществ.

Представление о смесях и чистых веществах имели еще древнегреческие ученые. Согласно этим представлениям, чистое вещество состоит из частиц одного вида, а смеси состоят из различных частиц. Итак, чистое вещество состоит из одинаковых молекул, а смеси - из разных.

В смесях веществ свойства отдельных компонентов не меняются.



Смеси, в свою очередь, делят на однородные (гомогенные) и неоднородные (гетерогенные).

Однородная (гомогенная) смесь – смесь, в которой ее компоненты невозможно различить визуально

Неоднородная (гетерогенная) смесь – смесь, в которой компоненты смеси можно различить визуально

Гомогенные смеси можно делить по агрегатному состоянию на твердые, жидкие и газообразные. Например, воздух – это гомогенная смесь различных газов. Гомогенными смесями являются сплавы металлов, растворы соли, сахара в воде.

1. Приведите примеры гомогенных и гетерогенных смесей.

Гетерогенные смеси могут быть различными. Рассмотрим два примера таких смесей. Первая смесь – смесь муки и воды. В данной смеси, после ее перемешивания, частицы муки какое-то время равномерно распределены в воде. Такие смеси называют **суспензиями**.

Суспензия – гетерогенная смесь, в которой частицы твердого вещества равномерно распределены в жидкости

Рисунок 41. Суспензия муки в воде

Вторая смесь состоит из воды и подсолнечного масла. Данные жидкости не смешиваются друг с другом. Но если смесь энергично перемешать, то какое-то время капельки масла будут равномерно распределены в воде. Такие смеси называются **эмульсиями**.

Эмульсия – гетерогенная смесь, в которой частицы одной жидкости равномерно распределены в другой

Гетерогенные смеси могут состоять и из компонентов, находящихся в одном агрегатном состоянии. Например, смесь песка и древесных опилок – гетерогенная, так как ее компоненты легко различить визуально.

Существует множество способов, при помощи которых смеси веществ можно разделить на отдельные компоненты.

7.2. Способы разделения смесей

Действие магнита (магнитная сепарация)

Если в состав смеси входят порошки металлов, обладающих магнитными свойствами, то при помощи магнита эти металлы можно извлечь из смеси. Магнитными свойствами обладают такие металлы как **железо, кобальт, никель**. Необходимо просто рассыпать смесь по ровной поверхности и провести над ней магнитом. Частицы металла притянутся к магниту.

Рисунок 42. Отделение железных опилок (магнитная сепарация)

Отстаивание и декантация

Некоторые смеси можно разделить при помощи отстаивания и последующего сливания слоя жидкости с осевшего вещества (декантации). Данный способ основан на различной плотности веществ. Например, смесь древесных опилок и песка можно разделить при помощи данного метода. Смесь необходимо высыпать в стакан с водой. Тяжелые частицы песка осядут на дно, а легкие опилки будут плавать на поверхности воды. Осторожным сливанием верхнего слоя с опилками смесь будет разделена.

Смесь двух твёрдых веществ, сильно различающихся по плотности, удобно разделять, пропуская через неё поток воды. Раньше так выделяли крупинки золота из измельчённой золотоносной породы. Золотоносный песок помещали на наклонный жёлоб, по которому пускали струю воды. Поток воды подхватывал и уносил пустую породу, а тяжёлые крупинки золота оседали на дне жёлоба.

Рисунок 43. Делительная воронка

Разделение смеси малорастворимых друг в друге жидкостей можно провести в **делительной воронке**. Например, смесь бензина и воды или подсолнечного масла и воды. Такие смеси быстро расслаиваются. При помощи делительной воронки нижний слой жидкости можно аккуратно слить, а верхний слой останется в воронке.

Фильтрование

Смеси, содержащие нерастворимые в воде вещества, можно разделить фильтрованием. В лаборатории для фильтрования используют стеклянную воронку, в которую вставлен фильтр — сложенный вчетверо круг фильтровальной бумаги. Фильтровальная бумага, в отличие от обычной, не содержит клеящих веществ, поэтому легко впитывает и пропускает жидкость. Размер пор в ней таков, что позволяет отделять от раствора частицы размером больше 0,01 мм.

Например, смесь из песка и поваренной соли следует всыпать в стакан с водой и хорошо перемешать стеклянной палочкой до полного растворения соли, песок при этом не растворится. Далее песок необходимо отделить от раствора соли, это можно сделать при помощи фильтрования. Фильтром будет служить специальная фильтровальная бумага.

На рисунке 44 показана последовательность изготовления бумажного фильтра, а на рисунке 45 – процесс фильтрования раствора.

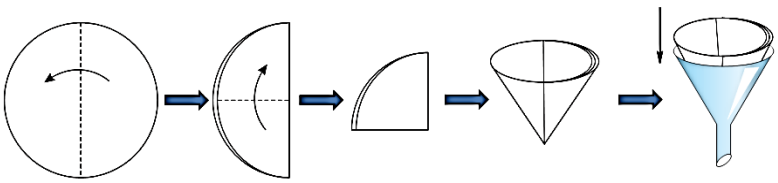


Рисунок 44. Изготовление бумажного фильтра

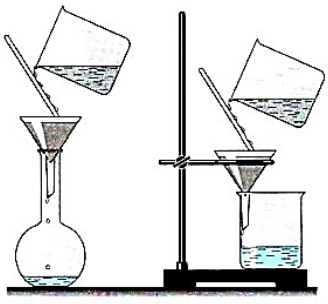


Рисунок 45. Фильтрование раствора

После фильтрования раствора песок остается на бумажном фильтре, а раствор соли будет собран в стакане или колбе.

Фильтрованием легко очистить воду или раствор от попавших туда пылинок и других загрязнений, а также отделить осадок от раствора.

В промышленности в качестве фильтров часто используют ткани. Например, на маслобойных заводах измельчённые семена подсолнечника оборачивают плотной суконной тканью и сжимают между стальными плитами.

Растительное масло проходит через ткань, а внутри остаётся твёрдая масса — жмых.

Выпаривание

Метод выпаривания применяют для выделения растворителя из раствора, концентрирования раствора, кристаллизации растворенных веществ.

Раствор поваренной соли выливают в фарфоровую чашку, помещают в штативное кольцо и нагревают до полного испарения воды.

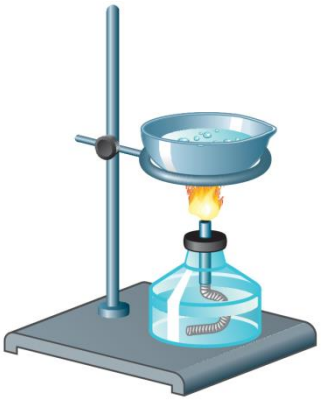


Рисунок 46. Выпаривание вещества

Перегонка

Способ разделения гомогенных смесей, основанный на различных температурах кипения веществ, называется **перегонкой или дистилляцией**.

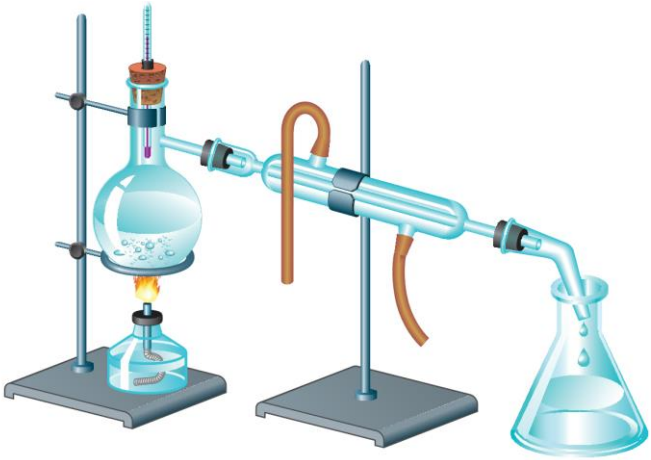


Рисунок 47. Перегонка (дистилляция)

Предположим, необходимо разделить смесь спирта и воды. Ни один из ранее рассмотренных способов не годится для разделения этой смеси.

Спирт и вода имеют различные температуры кипения. Так, вода кипит при +100°С а спирт при +78°С. При нагревании такой смеси спирт закипит раньше и начнет испаряться. Пары спирта поступают в **холодильник** – трубку, охлаждаемую проточной водой. В холодильнике пары спирта конденсируются в жидкость и собираются в колбе-приемнике. Вода остается в реакционной колбе. Таким образом, можно отделить спирт от воды. Схема установки для перегонки, представлена на рисунке 47.

Подведем итоги

- **В природе нет абсолютно чистых веществ**
- **Однородная (гомогенная) смесь – смесь, в которой все ее компоненты находятся в одном агрегатном состоянии**
- **Неоднородная (гетерогенная) смесь – смесь, в которой компоненты смеси находятся в различных агрегатных состояниях**
- **Суспензия – гетерогенная смесь, в которой частицы твердого вещества равномерно распределены в жидкости**
- **Эмульсия – гетерогенная смесь, в которой частицы одной жидкости равномерно распределены в другой**
- **Основные способы разделения смесей: действие магнита, декантация, фильтрование, выпаривание, перегонка, экстракция**

Вопросы, упражнения и задачи

7.1. В чем разница между однородными и неоднородными смесями?

7.2. Приведите примеры однородных и неоднородных смесей, с которыми вы сталкиваетесь в быту.

7.3. Из нижеперечисленных смесей отдельно выпишите однородные и неоднородные: воздух, морская вода, молоко, свежевыжатый апельсиновый сок, раствор сахара в воде, ил в реке, туман, дым, смесь уксуса и воды.

7.4. Укажите различие между эмульсиями и суспензиями.

7.5. Приведите примеры эмульсий и суспензий.

7.6. Укажите способы разделения следующих смесей:

1) смесь песка и железных опилок;
2) смесь сахара и древесных опилок;
3) смесь песка, соли и железных опилок;
4) смесь серы, соли и песка;
5) смесь оливкового масла и воды;
6) смесь спирта и уксуса.

7.7. Из дополнительных источников информации подберите сведения о методе разделения смесей – центрифугировании. В чем суть данного метода?

7.8. Предложите смесь, состоящую из трех твердых компонентов, которую можно разделить в такой последовательности: действие магнита → отстаивание → выпаривание.

7.9. Водопроводная вода – чистое вещество или смесь?

7.10. При помощи какого способа разделения смесей можно провести опреснение морской воды?

7.11. Почему нельзя разделить смесь воды и уксусной кислоты – столовый уксус – фильтрованием или отстаиванием?

7.12. Почему не удаётся выделить жир из молока фильтрованием? Как это можно сделать?

7.13. Путем тщательного смешения растертого в мелкий порошок медного купороса с порошкообразной серой можно получить порошок зеленого цвета, кажущийся совершенно однородным. Как отличить такой порошок от порошка малахита?

7.14. Герой Ж. Верна капитан Немо рассказывал о составе морской воды: «В ней содержится 96,5% чистой воды, 2,67% хлорида натрия, а далее...». Продолжите рассказ капитана Немо. Как получить из морской воды чистую воду и чистый хлорид натрия?

7.15. Как можно доказать, что воздух – это смесь веществ, а не химическое соединение? Опишите план эксперимента и свои предполагаемые наблюдения.

7.16. Чёрный порох состоит из угля, серы и калийной селитры (вещество, хорошо растворимое в воде). Как доказать, что это смесь?

7.17. Выберите правильное утверждение касательно разделения смесей веществ:

А. смесь нельзя разделить на отдельные чистые вещества;

Б. смесь можно разделить на чистые вещества только во время химических реакций;

В. смесь можно разделить на чистые вещества, основываясь на отличиях их физических свойств;

Г. смесь нельзя разделить на чистые вещества ни одним способом.

7.18. Являются ли правильными следующие суждения о чистых веществах и смесях?

А. Молоко является чистым веществом.

Б. Гранит является смесью веществ.

1) правильное только А;

2) правильное только Б;

3) правильны оба суждения;

4) оба суждения неправильны.

7.19. Установите соответствие между названием метода разделения смеси и его сутью:

	Суть метода разделения смеси		*Название метода*
1.	сливание жидкости с осадка	**А**	дистилляция
2.	пропускание неоднородной смеси через пористое тело	**Б**	декантация
3.	поочередное выпаривание разных жидкостей с определенной температурой кипения	**В**	выпаривание
4.	выпаривание жидкости из раствора	**Г**	фильтрование
		Д	отстаивание

7.20. Установите соответствие между типом смеси и методом разделения смеси на составляющие.

	Тип смеси		*Метод разделения*
1.	однородная смесь жидкостей, которые отличаются температурами кипения	**А**	отстаивание
2.	неоднородная смесь жидкости с твердым веществом, которые отличаются плотностью	**Б**	дистилляция
3.	неоднородная смесь веществ, которые отличаются размерами частиц	**В**	выпаривание
4.	неоднородная смесь веществ, одно из которых является намагничивающимся	**Г**	действие магнитом
		Д	фильтрование

Блокнот эрудита

22. Обычно химикам не нужны абсолютно чистые вещества, но иногда посторонние примеси могут мешать выполнению опытов, поэтому на банках с химическими реактивами обязательно указывается степень их чистоты. Этикетка с надписью «техн.» (технический) указывает на высокое, до нескольких процентов, содержание примесей. Степень чистоты «Ч» (чистый) или «ХЧ» (химически чистый) означает, что примесей мало, меньше 1%. Чистые вещества уже можно использовать для производства лекарств, а химически чистые – для научных опытов. В некоторых случаях требуются очень чистые вещества, такие реактивы обозначаются «ОСЧ» (особенно чистый), в них содержится меньше 10^{-6}% примесей. Такие вещества нужны для очень точных экспериментов, а также в производстве микросхем для компьютеров. Очистка веществ – это дорогостоящий процесс, поэтому, чем чище вещество, тем она дороже. Например, особо чистые медь и железо стоят значительно дороже обычного золота.

Рисунок 48. Образец этикетки химического реактива

23. Очень чистые вещества (имеющие высокую степень чистоты) могут значительно отличаться по свойствам от веществ, имеющих обычную степень чистоты. Так, железо, с которым мы имеем дело каждый день – довольно твердый металл, который ржавеет на воздухе. С повышением степени чистоты характеристики железа сильно меняются: железо с чистотой 99,999% – мягкий металл, который с трудом вступает в химические реакции и практически не ржавеет.

24. В Индии (г. Дели) находится один из самых удивительных объектов на нашей планете – Кутубская колонна. Она признана одним из самых загадочных сооружений в мире. Ее возраст – более полутора тысяч лет, вес – в 6,5 т, высота – 7,3 м.

В наше время ученым удалось при помощи детального анализа выяснить состав материала, из которого состоит колонна. Оказалось, она состоит из практически чистого железа (99,72%), и поэтому ее почти не тронула ржавчина. Даже сегодня такое железо можно получить лишь в небольших количествах особыми методами. Как в Древней Индии смогли получить многотонную колонну из чистого железа – остается загадкой.

Рисунок 49. Кутубская колонна

§8. Практическая работа 3. Очистка загрязненной поваренной соли

9.1. Правила техники безопасности при выполнении работы
9.2. Составление плана эксперимента
9.3. Разделение смеси

8.1. Правила техники безопасности при выполнении работы

При выполнении практической работы строго выполняйте только те опыты, которые прописаны в инструкции или оговорены учителем. Обратите внимание, что данная работа предусматривает работу с хрупкой стеклянной и фарфоровой посудой, нагревательными приборами. Перед началом работы повторите правила работы со стеклянной, фарфоровой посудой и нагревательными приборами.

Работу необходимо выполнять в застегнутом халате или фартуке.

8.2. Составление плана эксперимента

1. К какому типу относится выданная вам смесь?

Вам выдана смесь, состоящая из железных опилок, песка и поваренной соли. Необходимо разделить данную смесь на отдельные компоненты. В тетради для практических работ составьте план разделения смеси по образцу, оговоренному учителем. Опишите способы и приемы, при помощи которых смесь будет разделена на индивидуальные вещества.

8.3. Разделение смеси

Если план разделения смеси составлен верно, то последовательность действий должна быть следующей:

1. Высыпьте смесь на лист бумаги, при помощи шпателя или стеклянной палочки разровняйте ее. Над поверхностью смеси проведите несколько раз магнитом. Что наблюдаете? Запишите свои наблюдения.

2. Оставшуюся смесь песка и поваренной соли высыпьте в стакан с водой. При помощи стеклянной палочки перемешивайте раствор до тех пор, пока вся соль не растворится.

2. Какова последовательность действий при изготовлении бумажного фильтра?

3. Изготовьте бумажный фильтр. Вставьте бумажный фильтр в воронку, а воронку – в стакан или колбу. Отфильтруйте смесь. При выливании смеси на фильтр периодически перемешивайте ее при помощи стеклянной палочки.

4. Небольшое количество отфильтрованного раствора соли перелейте в фарфоровую чашку при помощи пипетки. Разместите чашку в штативном кольце лабораторного штатива и начните нагрев. **Внимание!** Нагрев должен быть несильным. Жидкость должна слегка кипеть! При сильном нагреве, особенно при использовании сухого горючего, чашка может лопнуть! Пользуйтесь защитными очками! Что наблюдаете после выпаривания раствора?

5. Приведите рабочее место в порядок. Сформулируйте выводы о проделанной работе.

Подведем итоги

- **Усовершенствованы навыки работы с лабораторной посудой и оборудованием**
- **Экспериментально освоены некоторые способы разделения смесей**

Вопросы, упражнения и задачи

8.1. Составьте план разделения смесей состоящих из:

1) порошка угля, сахара и железных опилок;

2) порошка железа, порошка алюминия и соды.

8.2. Обозначьте верное утверждение относительно физических свойств смесей:

А. Физические свойства смеси такие же, как и у преобладающего компонента.

Б. Температура плавления смеси является среднеарифметической от температур плавления всех компонентов.

В. Физические свойства смеси принципиально отличаются от физических свойств отдельных компонентов.

Г. В смеси компоненты сохраняют свои физические и химические свойства.

8.3. Какие смеси можно разделить при помощи декантации:

1) смесь песка и соли; смесь древесных опилок и песка;

2) смесь пенопласта и стружек железа;

3) смесь порошка серы и песка;

4) смесь соли и песка.

8.4. Из каких компонентов состоят следующие смеси: мед, варенье, фруктовый сок, сваренный кофе, напиток какао, молоко?

8.5. Какими должны быть ваши действия и их последовательность перед проведением химического эксперимента?

8.6. Что определяет исследователь, изучая: а) вещество; б) химическое явление?

8.7. Целесообразно ли ученому исследовать реакцию с участием раствора, приготовленного на водопроводной воде, а не на дистиллированной? Ответ обоснуйте.

8.8. Юный Химик записал наблюдения во время эксперимента не в лабораторном журнале, а на листочках, вырванных из тетради. Учитель посчитал это недостатком работы Юного Химика. Как вы думаете, почему?

8.9. Химику не удалось получить вещество. Он решил повторить опыт в таких же условиях. Другой химик предложил изменить условия эксперимента. Как объяснить решение первого химика и совет второго?

8.10. Какие ошибки случаются во время химических экспериментов и с чем они связаны?

Блокнот эрудита

25. Что такое водяная баня и как ее сделать

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

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

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

Рисунок 50. Простейшая схема водяной бани

Рисунок 51. Современная лабораторная водяная баня

26. Перегонка с водяным паром

Эфирные масла извлекают из растений при помощи перегонки. Но процесс этот имеет свои особенности. Дело в том, что молекулы веществ, входящих в состав эфирных масел, очень большие и довольно тяжелые. Для того, чтобы такие молекулы начали переходить из жидкого состояния в газообразное, то есть испаряться, необходим сильный нагрев, нередко нагрев необходим настолько сильный, что при данной температуре вещества начинают разлагаться на другие вещества.

В таких случаях применяют перегонку с водяным паром. Водяной пар поступает в реакционную колбу из колбы-парообразователя. Пар поступает именно в реакционную смесь. Молекулы воды легче молекул эфирных масел. В результате происходит интенсивное испарение водяного пара, который увлекает за собой и

тяжелые молекулы эфирных масел. На выходе из холодильника собирается конденсат, состоящий из двух слоев: водного и слоя эфирного масла. Слои разделяют при помощи делительной воронки.

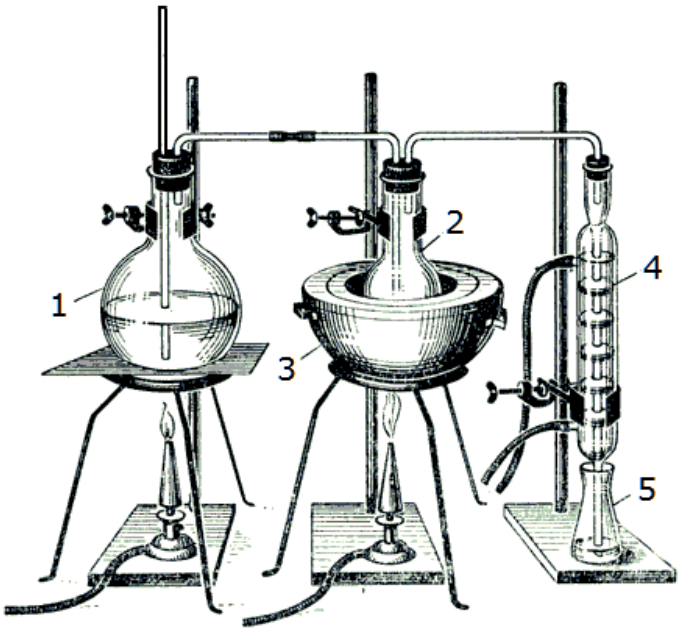


Рисунок 52. Прибор для дистилляции с водяным паром. 1 – парообразователь, 2 – колба с объектом исследования, 3 – водяная баня, 4 – холодильник, 5 – приемник дистиллята

§9. Химические элементы

9.4. Что такое химический элемент?
9.5. Символы химических элементов
9.6. Периодическая Система химических элементов Д.И. Менделеева

9.1. Что такое химический элемент?

При химических реакциях происходит превращение одних веществ в другие. Чтобы понять, как это происходит, нужно вспомнить из курса физики, что вещества состоят из атомов.

Существует ограниченное число видов атомов. Атомы могут различным образом соединяться друг с другом. Как при складывании букв алфавита образуются сотни тысяч разных слов, так из одних и тех же атомов образуются молекулы или кристаллы разных веществ.

Атомы могут образовать молекулы, мельчайшие частицы вещества, которые сохраняют его свойства.

Известно, например, несколько веществ, образованных всего из двух видов атомов – атомов кислорода и атомов водорода, но разными видами молекул. К числу

таких веществ относятся вода, водород и кислород, схемы молекул которых изображены на рисунке 53.

Молекула воды состоит из трех частиц, связанных друг с другом. Это и есть атомы. К атому кислорода (атомы кислорода обозначаются в химии буквой О) присоединены два атома водорода (они обозначаются буквой Н). Молекула кислорода состоит из двух атомов кислорода; молекула водорода – из двух атомов водорода.

Молекулы могут образовываться в ходе химических превращений, а могут и распадаться.

Так, каждая молекула воды распадается на два атома водорода и один атом кислорода. Две молекулы воды образуют вдвое больше атомов водорода и кислорода. Одинаковые атомы связываются попарно в молекулы новых веществ – водород и кислород. Молекулы, таким образом, разрушаются, а атомы сохраняются.

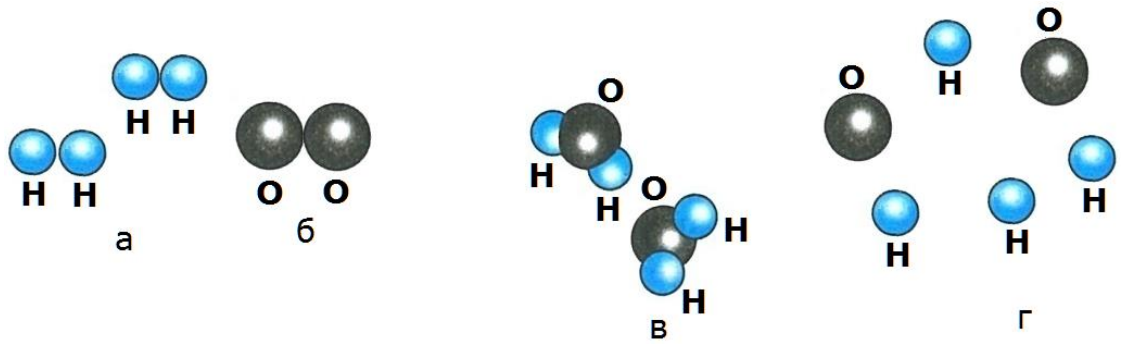


Рисунок 53. Схема молекул водорода (а), кислорода (б), воды (в) и отдельных атомов водорода и кислорода (г)

Атомы – это мельчайшие химически неделимые частицы вещества

Отсюда и произошло слово «атом», что значит в переводе с древнегреческого «неделимый».

В химических превращениях образуются другие вещества из тех же атомов, из которых состояли исходные вещества.

Как микробы стали доступны наблюдению с изобретением микроскопа, так атомы и молекулы – с изобретением приборов, дающих еще большее увеличение и даже позволяющих атомы и молекулы фотографировать. На таких фотографиях атомы выглядят в виде расплывчатых пятен, а молекулы – в виде сочетания таких пятен.

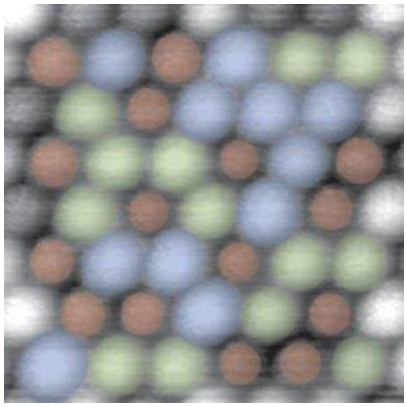


Рисунок 54. Изображение атомов, полученное при помощи атомно-силового микроскопа

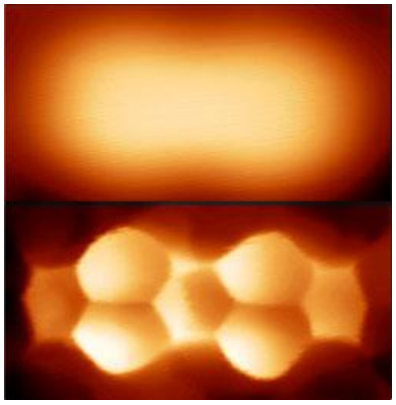


Рисунок 55. Изображение молекулы, полученное при помощи туннельного микроскопа

Однако существуют и такие явления, при которых атомы делятся, атомы одного вида превращаются в атомы других видов. При этом получены искусственно и такие атомы, которые в природе не найдены.

Но эти явления изучаются не химией, а другой наукой – ядерной физикой.

Как уже говорилось, существуют и другие вещества, в состав которых входят атомы водорода и кислорода. Но, независимо от того, входят эти атомы в состав молекул воды, или в состав других веществ – это атомы одного и того же химического элемента.

Химический элемент – определенный вид атомов

Сколько всего существует видов атомов? На сегодняшний день человеку достоверно известно о существовании 118 видов атомов, то есть 118 химических элементов. Из них в природе встречаются 90 видов атомов, остальные получены искусственно в лабораториях.

9.2. Символы химических элементов

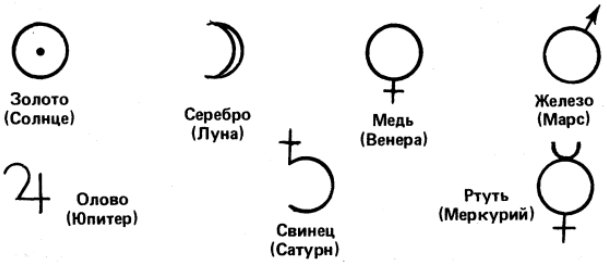


Рисунок 56. Обозначения химических элементов алхимиками

В химии для обозначения химических элементов используют химическую символику. Это – язык химии. Для понимания речи на любом языке необходимо знать буквы, в химии точно так же. Чтобы понимать и описывать свойства веществ, и изменения, происходящие с ними, прежде всего, необходимо знать символы химических элементов.

В эпоху алхимии химических элементов было известно намного меньше, чем сейчас. Алхимики отождествляли их с планетами, различными животными, античными божествами (рисунок 56).

Рисунок 57. Йёнс Якоб Берцелиус (1779–1848)

В настоящее время во всем мире пользуются системой обозначений, введенной шведским химиком Йёнсом Якобом Берцелиусом. В его системе химические элементы обозначают начальной или одной из последующих букв латинского названия данного элемента. Например, элемент серебро обозначается символом – Ag (лат. *Argentum*).

Ниже приведены символы, произношения символов, и названия наиболее распространенных химических элементов. Их нужно заучить на память!

Название химического элемента	*Химический символ*	*Произношение символа*
Водород	**H**	Аш
Гелий	**He**	Гелий
Литий	**Li**	Литий
Бериллий	**Be**	Бериллий
Бор	**B**	Бор
Углерод	**C**	Цэ
Азот	**N**	Эн
Кислород	**O**	О
Фтор	**F**	Фтор
Натрий	**Na**	Натрий
Магний	**Mg**	Магний
Алюминий	**Al**	Алюминий
Кремний	**Si**	Силициум
Фосфор	**P**	Пэ
Сера	**S**	Эс
Хлор	**Cl**	Хлор
Калий	**K**	Калий
Кальций	**Ca**	Кальций
Хром	**Cr**	Хром
Марганец	**Mn**	Марганец
Железо	**Fe**	Феррум
Медь	**Cu**	Купрум
Цинк	**Zn**	Цинк
Бром	**Br**	Бром
Серебро	**Ag**	Аргентум
Олово	**Sn**	Станум
Йод	**I**	Йод
Барий	**Ba**	Барий
Золото	**Au**	Аурум
Ртуть	**Hg**	Гидраргирум
Свинец	**Pb**	Плюмбум

9.3. Периодическая Система химических элементов Д.И. Менделеева

Русский химик Дмитрий Иванович Менделеев первым упорядочил разнообразие химических элементов, и на основании открытого им Периодического Закона составил Периодическую Систему химических элементов.

Как устроена Периодическая Система химических элементов?

На рисунке 58 изображен **короткопериодный** вариант Периодической Системы.

Периодическая Система состоит из вертикальных столбцов и горизонтальных строк. Горизонтальные строки называются **периодами.** На сегодняшний день все известные элементы размещаются в семи периодах. Периоды обозначают арабскими цифрами от 1 до 7.

Периоды 1–3 состоят из одного ряда элементов – их называют **малыми**. Периоды 4–7 состоят из двух рядов элементов, их называют **большими.**

Вертикальные столбцы Периодической Системы называют **группами** элементов. Всего групп восемь, и для их обозначения используют римские цифры от I до VIII. Выделяют **главные** и **побочные** подгруппы.

Периодическая Система – универсальный справочник химика, с ее помощью можно получить информацию о химических элементах.

Существует еще один вид Периодической Системы – **длиннопериодный** (рисунок 60).

1. Чем отличаются короткопериодная и длиннопериодная формы Периодической Системы?

В длиннопериодной форме Периодической Системы элементы сгруппированы иначе, и распределены на 18 групп. В данном варианте Периодической Системы элементы сгруппированы по «семействам», то есть в каждой группе элементов расположены элементы со сходными, похожими свойствами. В данном варианте Периодической Системы, номера групп, как и периодов, обозначают арабскими цифрами.

Элементы 1, 2, 13–18 групп являются элементами **главных** подгрупп. Элементы групп 3–12 – элементы **побочных** подгрупп.

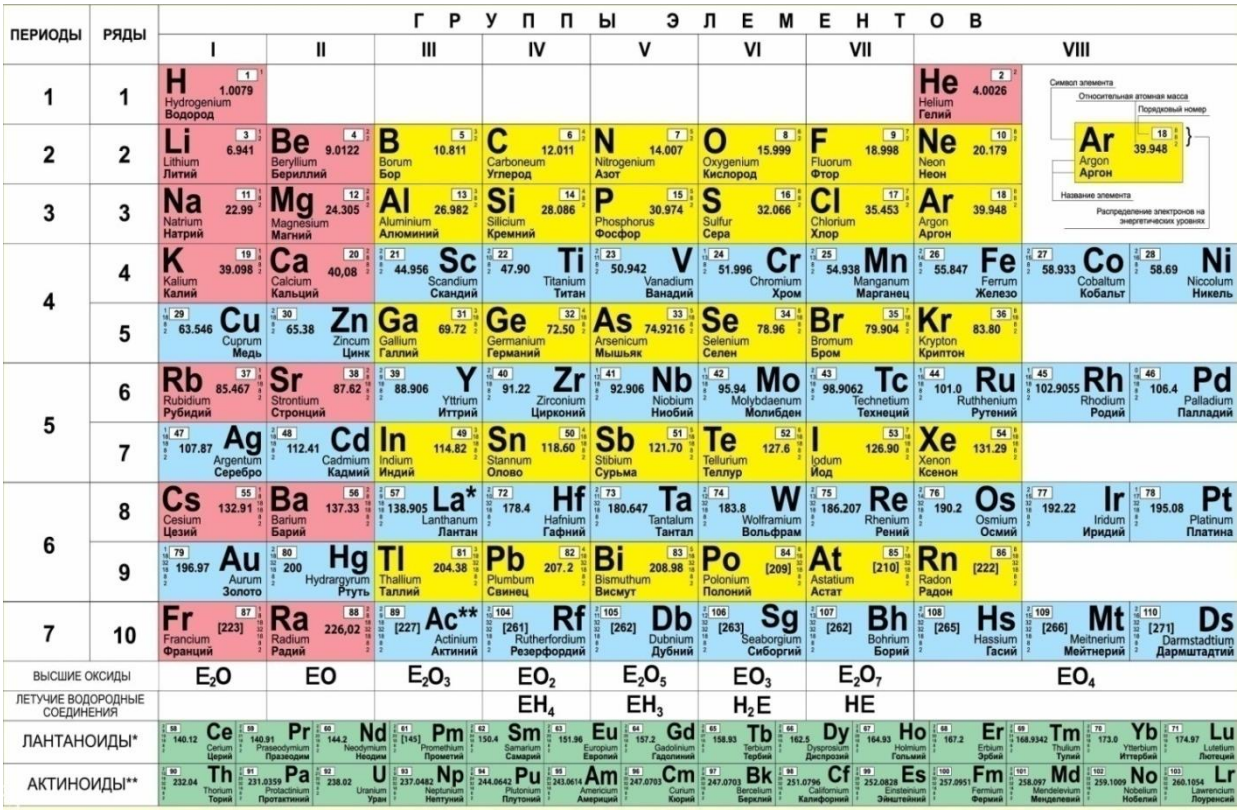


Рисунок 58. Периодическая Система химических элементов Д.И. Менделеева (короткопериодная форма)

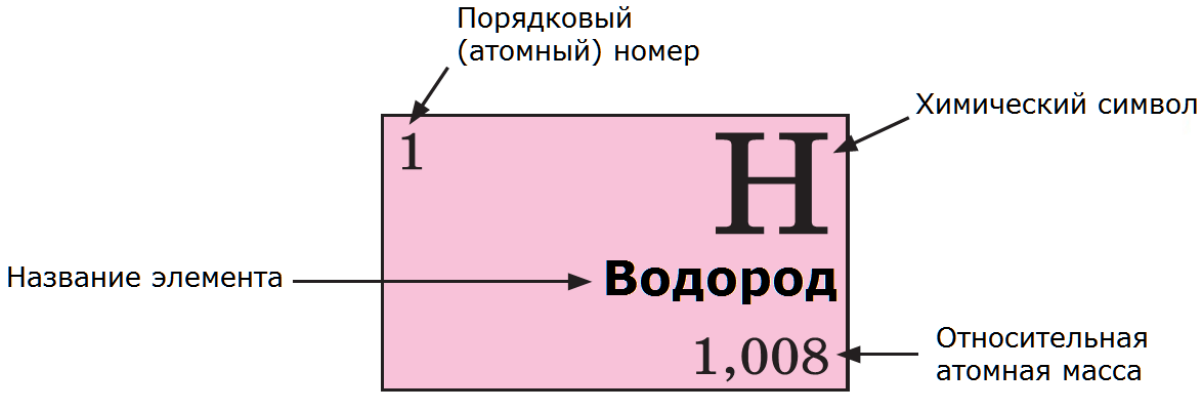


Рисунок 59. Характеристики элемента в Периодической Системе

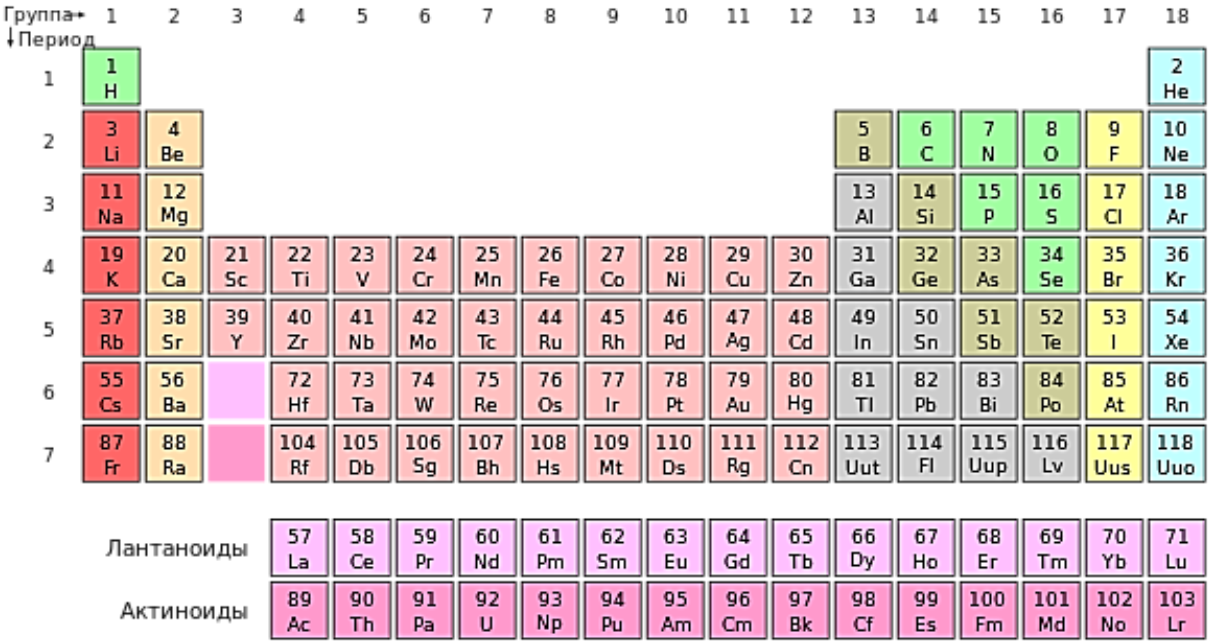


Рисунок 60. Периодическая Система химических элементов Д.И. Менделеева (длиннопериодная форма)

9.4. Распространенность химических элементов в природе

Атомы элементов, встречающихся в природе, распределенные в ней очень неравномерно. В космосе самым распространенным элементом является водород – первый элемент Периодической Системы. На его долю приходится около 93% всех атомов Вселенной (рисунок 61). Около 6,9% составляют атомы гелия – второго элемента Периодической Системы. Остальные 0,1% приходится на все остальные элементы.

Распространенность химических элементов в земной коре значительно отличается от их распространенности во Вселенной (рисунок 61). В земной коре больше всего атомов кислорода и кремния. Вместе с алюминием и железом они формируют основные соединения земной коры. А железо и никель – основные элементы, из которых состоит ядро нашей планеты.

Живые организмы также состоят из атомов различных химических элементов. В организме человека больше всего содержится атомов углерода, водорода, кислорода и азота.

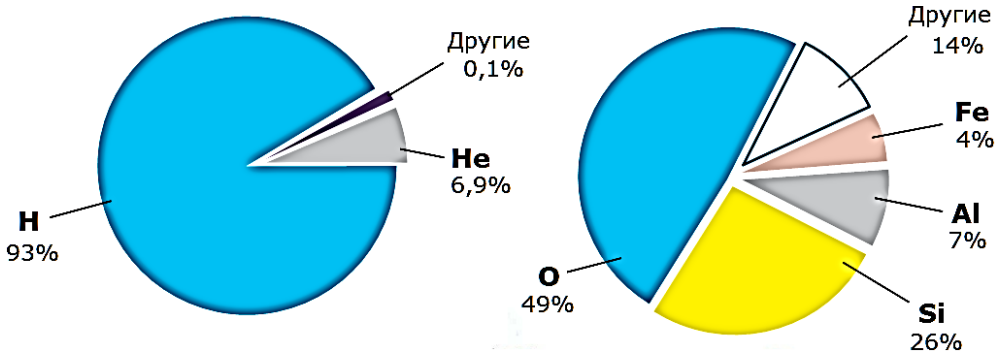


Рисунок 61. Распространенность химических элементов во Вселенной (в % от общего числа атомов) и в земной коре (в % от общей массы)

Подведем итоги

- **Химический элемент – определенный вид атомов**
- **На сегодняшний день человеку достоверно известно о существовании 118 видов атомов, то есть 118 химических элементов. Из них в природе встречаются 90 видов атомов, остальные – получены искусственно в лабораториях**
- **Существует два варианта Периодической Системы химических элементов Д.И. Менделеева – короткопериодный и длиннопериодный**
- **Современная химическая символика образована от латинских названий химических элементов**
- **Периоды – горизонтальные строки Периодической Системы. Периоды разделяют на малые и большие**
- **Группы – вертикальные строки периодической таблицы. Группы разделяют на главные и побочные**

Вопросы, упражнения и задачи

9.1. Что такое химический элемент?

9.2. Найдите в Периодической Системе и прочтите вслух символы следующих элементов: Li, N, Al, H, O, Na, Cu, Hg, S, P, Cl, Br, Mg.

9.3. Прочтите символы химических элементов, из которых состоят следующие вещества: мел – $CaCO_3$, вода – H_2O, поваренная соль – NaCl, метан – CH_4, сахар – $C_{12}H_{22}O_{11}$.

9.4. Выпишите из Периодической Системы символы всех элементов, которые начинаются с буквы **А**. Сколько всего существует таких элементов?

9.5. Выпишите из Периодической Системы символы элементов, названия которых начинаются на букву **М**. Сколько всего существует таких элементов?

9.6. При помощи дополнительных источников информации составьте короткое сообщение о происхождении названия какого-либо элемента.

9.7. Какой элемент лишний в каждой тройке: а) Li, Na, Be; б) F, Cl, S; в) Mg, P, H; г) K, Cr, Ag.

9.8. Укажите группу, подгруппу, период для водорода, серы, аргона, кальция, марганца, цинка, йода, серебра, бария, брома, мышьяка, вольфрама.

9.9. Выпишите как можно больше символов элементов, названия которым даны в честь

1) знаменитых ученых, 2) различных стран и городов, 3) античных божеств и т.п.

9.10. Какой элемент является наиболее распространенным: а) в земной коре; б) в гидросфере; в) в атмосфере; г) в космосе?

Блокнот эрудита

27. Названия элементов. Недавно открытые элементы, пока им не дали названия, временно обозначают с использованием порядкового номера в Периодической Системе.

Например, элемент с номером 117 – унунсептий (*ун* – латинском «один», а *септа* – «семь») и обозначают Uus, а элемент №118 – унуноктий (*окта* – латинском «восемь») и обозначают Uuo.

28. ЙЁНС ЯКОБ БЕРЦЕЛИУС (1779–1848)

Йёнсу Якобу Берцелиусу не исполнилось и тридцати, когда его избрали президентом Шведской академии наук. В одной из своих работ он назвал кислород центром, «вокруг которого вращается вся химия». Можно сказать, что химия первой половины XIX в. «вращалась» вокруг Берцелиуса, и это не преувеличение.

Вот как характеризовал его деятельность видный химик и историк науки Пауль Вальден: «Берцелиус включил в свой строительный план неорганическую и органическую химию, аналитическую и минералогическую, физиологическую и электрохимию. Он дал строительный материал, исследуя химические элементы, число которых увеличил новыми открытиями. Он положил фундамент, расположив атомы по размеру, числу и весу, и связал их электрическими силами. Он больше, чем кто-либо до него, способствовал основанию века количественной химии. Он оставил этому веку новый язык символов, ценные новые понятия и новых мастеров химии».

Антуан Лавуазье и Джон Дальтон почитаются «отцами» классической химии, окончательно сформировавшейся на исходе XVIII в. В начале XIX столетия их «дитя» делало лишь первые робкие шаги. Берцелиус стал одним из тех «наставников», которые помогли ему обрести уверенную поступь.

На фундаменте атомно-молекулярного учения возводилось здание классической химии. Шведский исследователь разработал стройную систему атомных весов, с большой точностью определил значения многих из них. До него фактически отсутствовали общепризнанные обозначения элементов. Состав соединений и течение реакций химики описывали словесно, притом на разных языках. Берцелиус создал международный химический язык: он ввёл буквенные обозначения латинских названий элементов. Предложенные им символы почти без изменений сохранились до нашего времени.

Четыре химических элемента открыл сам Берцелиус: церий, селен, кремний и торий. Учёному помогало искусное владение методами химического анализа, а также то, что он был непревзойдённым знатоком минералов и разработал их оригинальную классификацию.

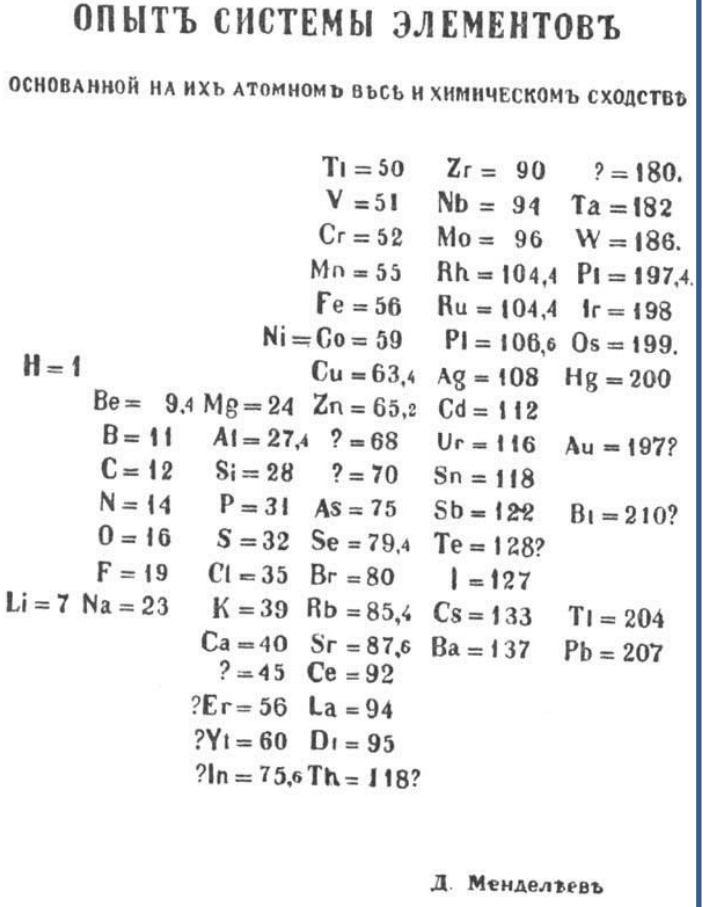
Особую славу принесла Берцелиусу электрохимическая (дуалистическая) теория: каждое химическое соединение состоит из двух частей – положительно и отрицательно заряженной. Хотя при жизни учёного эта идея подвергалась критике, в начале XX в. ей предстояло возродиться в новой ипостаси – в виде электронных теорий химической связи.

Он обогатил химическую науку многими терминами и понятиями: «катализ», «катализатор», «изомерия», «аллотропия»; впервые употребил название «органическая химия». Написанный Берцелиусом пятитомный «Учебник химии» стал настольной книгой для исследователей – его современников. Начиная с 1821 г. учёный издавал «Ежегодные сообщения об успехах химии и физики» – прообраз будущих реферативных журналов.

Берцелиус был избран иностранным членом многих академий и научных обществ; с 1820 г. он являлся почётным членом Петербургской академии наук.

29. ДМИТРИЙ ИВАНОВИЧ МЕНДЕЛЕЕВ (1834–1907)

Русский химик Дмитрий Иванович Менделеев родился в Тобольске в семье директора гимназии. Во время обучения в гимназии Менделеев имел весьма посредственные оценки, особенно по латинскому языку. В 1850 г. он поступил на отделение естественных наук физико-математического факультета Главного педагогического института в Петербурге. Среди профессоров института были тогда такие выдающиеся учёные, как физик Э.Х. Ленц, химик А.А. Воскресенский, математик Н.В. Остроградский. В 1855 г. Менделеев окончил институт с золотой медалью и был назначен старшим учителем гимназии в Симферополь, но из-за начавшейся Крымской войны перевёлся в Одессу, где работал учителем в Ришельевском лицее.



ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180.	
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182	
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186.	
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4.	
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198	
			Ni = Co = 59	Pl = 106,6	Os = 199.	
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200	
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112		
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?	
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118		
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?	
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?		
	F = 19	Cl = 35	Br = 80	I = 127		
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204	
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207	
		? = 45	Ce = 92			
		?Er = 56	La = 94			
		?Yt = 60	Di = 95			
		?In = 75,6	Th = 118?			

Д. Менделѣевъ

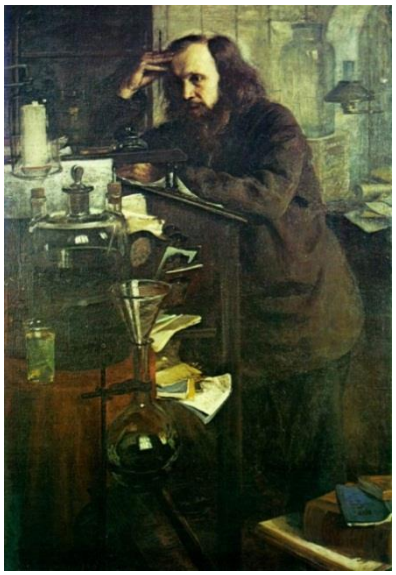
В 1856 г. Менделеев защитил в Петербургском университете магистерскую диссертацию, в 1857 г. был утверждён приват-доцентом этого университета и читал там курс органической химии. В 1859–1861 гг. Менделеев находился в научной командировке в Германии,

где работал в лаборатории Р. Бунзена и Г. Кирхгофа в Гейдельбергском университете. К этому периоду относится одно из важных открытий Менделеева – определение «температуры абсолютного кипения жидкостей», известной ныне под названием критической температуры. В 1860 г. Менделеев вместе с другими русскими химиками принимал участие в работе Международного конгресса химиков в Карлсруэ, на котором С. Канниццаро выступил со своей интерпретацией молекулярной теории А. Авогадро. Это выступление и дискуссия по поводу разграничения понятий атома, молекулы и эквивалента послужили важной предпосылкой к открытию периодического закона.

Вернувшись в Россию в 1861 г., Менделеев продолжил чтение лекций в Петербургском университете. В 1861 г. он опубликовал учебник «Органическая химия», удостоенный Петербургской АН Демидовской премии. В 1864 г. Менделеев был избран профессором химии Петербургского технологического института. В 1865 г. он защитил докторскую диссертацию «О соединении спирта с водой» (тема диссертации часто используется для обоснования легенды об изобретении им 40-градусной водки). В том же году Менделеев был утверждён профессором технической химии Петербургского университета, а через два года возглавил кафедру неорганической химии.

Приступив к чтению курса неорганической химии в Петербургском университете, Менделеев, не найдя ни одного пособия, которое мог бы рекомендовать студентам, начал писать свой классический труд «Основы химии». В предисловии ко второму выпуску первой части учебника, вышедшему в 1869 г., Менделеев привёл таблицу элементов под названием «Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве», а в марте 1869 г. на заседании Русского химического общества Н.А. Меншуткин доложил от имени Менделеева его Периодическую Систему элементов. Периодический Закон явился фундаментом, на котором Менделеев создал свой учебник. При жизни Менделеева «Основы химии» издавались в России 8 раз, ещё пять изданий вышли в переводах на английский, немецкий и французский языки.

В течение последующих двух лет Менделеев внёс в первоначальный вариант Периодической Системы ряд исправлений и уточнений, и в 1871 г. опубликовал две классические статьи – «Естественная система элементов и применение ее к указанию свойств некоторых элементов» (на русском языке) и «Периодическая законность химических элементов» (на немецком языке в «Анналах» Ю. Либиха). На основе своей системы Менделеев исправил атомные веса некоторых известных элементов, а также сделал предположение о существовании неизвестных элементов и отважился предсказать свойства некоторых из них. На первых порах сама Система, внесённые исправления и прогнозы Менделеева были встречены научным сообществом весьма сдержанно. Однако после того, как предсказанные Менделеевым «экаалюминий» (галлий), «экабор» (скандий) и «экасилиций» (германий) были открыты соответственно в 1875, 1879 и 1886 гг., Периодический Закон стал получать признание.



Сделанные в конце XIX – начале XX вв. открытия инертных газов и радиоактивных элементов не поколебали Периодического Закона, но лишь укрепили его. Открытие изотопов объяснило некоторые нарушения последовательности расположения элементов в порядке возрастания их атомных весов (т.н. «аномалии»). Создание теории строения атома окончательно подтвердило правильность расположения Менделеевым элементов и позволило разрешить все сомнения о месте лантаноидов в Периодической Системе.

Учение о периодичности Менделеев развивал до конца жизни. Среди других научных работ Менделеева можно отметить цикл работ по изучению растворов и разработку гидратной теории растворов (1865–1887 гг.). В 1872 г. он начал изучение упругости газов, результатом которого стало предложенное в 1874 г. обобщённое уравнение состояния идеального газа (уравнение Клапейрона-Менделеева). В 1880–1885 гг. Менделеев занимался проблемами переработки нефти, предложил принцип её дробной перегонки. В 1888 г. он высказал идею подземной газификации углей, а в 1891–1892 гг. разработал технологию изготовления нового типа бездымного пороха.

В 1890 г. Менделеев был вынужден покинуть Петербургский университет вследствие противоречий с министром Народного просвещения. В 1892 г. был назначен хранителем Депо образцовых мер и весов (которое в 1893 г. по его инициативе было преобразовано в Главную палату мер и весов). При участии и под руководством Менделеева в палате были возобновлены прототипы фунта и аршина, произведено сравнение русских эталонов мер с английскими и метрическими (1893–1898 гг.). Менделеев считал необходимым введение в России метрической системы мер, которая по его настоянию в 1899 г. была допущена факультативно.

Менделеев был одним из основателей Русского химического общества (1868 г.) и неоднократно избирался его президентом. В 1876 г. Менделеев стал членом-корреспондентом Петербургской АН, но кандидатура Менделеева в академики была в 1880 г. отвергнута. Забаллотирование Менделеева Петербургской АН вызвало резкий протест общественности.

Д.И. Менделеев был членом более 90 академий наук, научных обществ, университетов разных стран. Имя Менделеева носит химический элемент №101 (менделевий), подводный горный хребет и кратер на обратной стороне Луны, ряд учебных заведений и научных институтов. В 1962 г. АН СССР учредила премию и Золотую медаль им. Менделеева за лучшие работы по химии и химической технологии, в 1964 г. имя Менделеева было занесено на доску почёта Бриджпортского университета в США наряду с именами Евклида, Архимеда, Н. Коперника, Г. Галилея, И. Ньютона, А. Лавуазье.

30. Д.И. Менделеев и Донбасс

Дмитрий Иванович Менделеев представляет собой блестящий пример ученого-энциклопедиста, ученого абсолютно мирового уровня. Занимаясь

фундаментальными исследованиями в широчайшем диапазоне научных знаний, гениальный исследователь-энциклопедист обязательно находил сферы непосредственного приложения полученных результатов в промышленности. Работы Менделеева и сегодня не утратили актуальности, к ним неизменно обращаются многие поколения представителей научного цеха.

Многогранная и удивительно плодотворная деятельность Дмитрия Менделеева в самых различных областях научных знаний не имеет аналогов в истории. Сфера научных интересов простиралась от химии, физики, минералогии до техники земледелия, судоходства и проблем освоения Арктики.

В рейтинге научного цитирования Менделеев, по данным Института научной информации в Филадельфии, входит в пятерку великих ученых всех времен и народов наряду с Архимедом, Аристотелем, Эйнштейном и Эйлером.

Дмитрий Иванович был удостоен 130 почетных дипломов и престижных званий русских и зарубежных академий, университетов. Именем Менделеева названы города, учебные заведения и научные общества, а также подводный хребет в Северном Ледовитом океане, лунный кратер, вулкан на Курилах, 101-й элемент Периодической системы химических элементов.

Дмитрий Иванович Менделеев помимо химии занимался педагогикой, техникой, технологией, геологией, экономикой, метрологией, сельским хозяйством, транспортом. Много внимания уделял Менделеев развитию угольной и металлургической промышленности. Еще в 1882 г. на Промышленном съезде в Москве он выступил с убедительной речью о необходимости рациональных путей развития отечественной промышленности. Значительную роль в решении этой задачи Менделеев отводил Донецкому бассейну. «Наиболее важным местом в настоящее время надобно считать, – говорил он, – конечно, южные части России, прилегающие к Донцу, где рядом находятся богатейшие залежи каменноугольного топлива разнообразнейших свойств и множество разных руд, начиная от бахмутской каменной соли и кончая криворожскими копями. В настоящее и предстоящее время центром развития нашей металлургии, а за ней и многих других отраслей заводской деятельности, конечно, должно считать эти места.»

В конце 80-х годов XIX в. на Юге России, т.е. в Донбассе, разразился «угольный голод». Острая нехватка донецкого угля наблюдалась на железных дорогах, на многих фабриках и заводах. Некоторые предприятия снова начали покупать дорогой английский уголь. Такое положение с угледобычей в стране сложилась в то время, как, по меткому выражению Менделеева, «один Донецкий бассейн в состоянии отопить углем, оковать железом, засыпать содою всю Западную Европу». Одной из причин угольного кризиса стали сомнения правительства и промышленников по поводу перспектив развития Донбасса в связи с развитием на Кавказе нефтяной промышленности. Именно в этот период кризиса в Донбассе Менделеев в 1888 г. по распоряжению министра государственных имуществ был направлен в Донецкий бассейн и на Кавказ. К этой поездке Менделеев тщательно готовился, изучая и анализируя материалы о Донецком бассейне, о чем свидетельствуют документы, сохранившиеся в архиве ученого.

В феврале 1888 года Д.И. Менделеев посетил Юзовку. Ему предстояло дать рекомендации по вопросам улучшения транспортных систем Донбасса и, в первую

очередь, железных дорог.

В Юзовке Дмитрий Иванович осмотрел металлургический завод и шахту при нем. Ученый интересовался оборудованием цехов, качеством производимого металла, условиями труда металлургов и горняков. Пытаясь облегчить труд горнорабочих Донбасса, Менделеев придет к смелому научному открытию – подземной газификации угля.

На страницах его дневника можно прочесть такую запись: «Кажется, можно и хорошо вместо выемки угля его превращать в земле в газ CO в особых подземных генераторах и этот газ выводить и разводить далеко».

На заводе Д.И. Менделеева встретили с большими почестями. Основателю города Джону Юзу хотелось, чтобы у ученого с мировым именем остались самые лучшие впечатления о его предприятии. После посещений предприятий «Новороссийского общества» Менделеев сказал Юзу следующие слова:

«Вы совершили подвиг. Недавняя пустыня ожила. Результат очевиден, успех полный, возможность доказана делом»

Результатом трехмесячной поездки в наш край стал вышедший труд «Сила, покоящаяся на берегах Донца». «В поездках по донецкому краю, – писал Менделеев, – я был поражен неисчерпаемыми его богатствами, которые превосходят все виденное ранее не только в России, но и в других частях Европы и Америки, которые я посещал для изучения их промышленности».

31. Углерод, Carboneum, C (6)

Углерод (англ. Carbon, франц. Carbone, нем. Kohlenstoff) в виде угля, копоти и сажи известен человечеству с незапамятных времен; около 100 тыс. лет назад, когда наши предки овладели огнем, они каждодневно имели дело с углем и сажей. Вероятно, очень рано люди познакомились и с аллотропными видоизменениями углерода – алмазом и графитом, а также с ископаемым каменным углем. Не удивительно, что горение углеродсодержащих веществ было одним из первых химических процессов, заинтересовавших человека. Так как горящее вещество исчезало, пожираемое огнем, горение рассматривали как процесс разложения вещества, и поэтому уголь (или углерод) не считали элементом. Элементом был огонь – явление, сопровождающее горение; в учениях об элементах древности огонь обычно фигурирует в качестве одного из элементов. На рубеже XVII–XVIII вв. возникла теория флогистона, выдвинутая Бехером и Шталем. Эта теория признавала наличие в каждом горючем теле особого элементарного вещества – невесомого флюида – флогистона, улетучивающегося в процессе горения. Так как при сгорании большого количества угля остается лишь немного золы, флогистики полагали, что уголь – это почти чистый флогистон. Именно этим объясняли, в частности, «флогистирующее» действие угля, – его способность восстанавливать металлы из «известей» и руд. Позднейшие флогистики, Реомюр, Бергман и др., уже начали понимать, что уголь представляет собой элементарное вещество. Однако впервые таковым «чистый уголь» был признан Лавуазье, исследовавшим процесс сжигания в воздухе и кислороде угля и других веществ. В книге Гитона де Морво, Лавуазье, Бертолле и Фуркруа «Метод химической номенклатуры» (1787) появилось

название «углерода» (*carbone*) вместо французского «чистый уголь» (charbone pur). Под этим же названием углерод фигурирует в «Таблице простых тел» в «Элементарном учебнике химии» Лавуазье. В 1791 г.
английский химик Теннант первым получил свободный углерод; он пропускал пары фосфора над прокаленным мелом, в результате чего образовывался фосфат кальция и углерод. То, что алмаз при сильном нагревании сгорает без остатка, было известно давно. Еще в 1751 г. французский король Франц I согласился дать алмаз и рубин для опытов по сжиганию, после чего эти опыты даже вошли в моду. Оказалось, что сгорает лишь алмаз, а рубин (окись алюминия с примесью хрома) выдерживает без повреждения длительное нагревание в фокусе зажигательной линзы. Лавуазье поставил новый опыт по сжиганию алмаза с помощью большой зажигательной машины, пришел к выводу, что алмаз представляет собой кристаллический углерод. Второй аллотроп углерода – графит в алхимическом периоде считался видоизмененным свинцовым блеском и назывался *plumbago*; только в 1740 г. Потт обнаружил отсутствие в графите какой-либо примеси свинца. Шееле исследовал графит (1779) и будучи флогистиком счел его сернистым телом особого рода, особым минеральным углем, содержащим связанную «воздушную кислоту» (CO_2), и большое количество флогистона.

Двадцать лет спустя Гитон де Морво путем осторожного нагревания превратил алмаз в графит, а затем в угольную кислоту.

Международное название *Carboneum* происходит от лат. *carbo* (уголь). Слово это очень древнего происхождения. Его сопоставляют с *cremare* – гореть; корень *car*, *cal*, русское гар, гал, гол, санскритское ста означает кипятить, варить. Со словом «carbo» связаны названия углерода и на других европейских языках (*carbon*, *charbone* и др.). Древнерусское угорати, или угарати (обжигать, опалять) имеет корень гар, или гор, с возможным переходом в гол; уголь по-древнерусски югъль, или угъль, того же происхождения. Слово алмаз (*Diamante*) происходит от древнегреческого – несокрушимый, непреклонный, твердый, а графит от греческого – пишу.

В начале XIX в. старое слово уголь в русской химической литературе иногда заменялось словом «углетвор» (Шерер, 1807; Севергин, 1815); с 1824 г. Соловьев ввел название углерод.

И черный, невзрачный, тускло поблескивающий в солнечных лучах кусок каменного угля, и пестрый букет цветов, и нефть – все они содержат углерод, без которого невозможно существование ни медикаментов, ни большинства взрывчатых веществ, ни огромного множества так называемых органических соединений, из которых в свою очередь состоят организмы человека, животных и растений.

Углерод – единственный из элементов, способный только с одним водородом давать бесчисленное множество соединений. Это объясняется своеобразием химического строения атомов углерода. В отличие от большинства других элементов атомы углерода способны химически соединяться между собой, образуя при этом то прямые, то разветвленные цепочки, то замкнутые, кольцеобразные молекулярные структуры. Число атомов углерода в таких соединениях колеблется от единиц до многих десятков и даже сотен. Если учесть, что свободные валентности, помимо водорода, могут быть насыщены атомами или группами

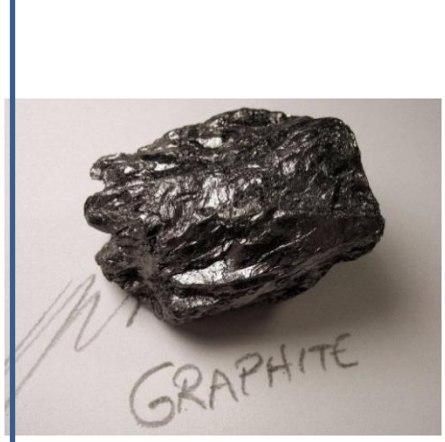
атомов других элементов, то число возможных соединений углерода становится буквально неисчислимым.

И если число минералов, т.е. природных неорганических соединений, достигает 3 тыс., а из всех, кроме углерода, элементов, вместе взятых, усилиями химиков получено около 100 тыс. соединений, то число соединений, содержащих углерод, уже сейчас составляет не менее 10 млн.

Благодаря способности углерода давать огромное количество различных соединений возникло все богатство и разнообразие видов растений и животных. Достаточно указать, что одних только видов насекомых некоторыми исследователями насчитывается не менее 2-3 млн. Общее число видов растений на земном шаре близко к 500 тыс., число видов позвоночных превышает 57 тыс.

Однако углерод не определяет основной массы живого вещества и составляет в среднем не более 10% ее веса. Но и при такой величине общее количество углерода, содержащегося в живом веществе, по данным академика В.И. Вернадского, составляет 100 000 млрд. т. Такое же количество углерода находится в океанах и морях земного шара. 20 000 млрд. т углерода содержится в каменном угле. 2000 млрд. т углерода «висит» в атмосфере, где углерод находится в виде углекислого газа. Больше всего углерода входит в состав известняков, мела, мрамора – тех видов углеродных соединений, из которых сложены некоторые горы и горные хребты.

Углерод – неметалл, химически не очень активное вещество. При обычных температурах углерод химически инертен, при достаточно высоких температурах соединяется со многими элементами, образуя множество соединений.



Графит Алмаз Уголь

Рисунок 62. Формы существования углерода в природе

Углерод существует во множестве аллотропных модификаций с очень разнообразными физическими свойствами. Разнообразие модификаций обусловлено способностью углерода образовывать химические связи разного типа.

В организм человека углерод поступает с пищей (в норме около 300 г в сутки). Общее содержание углерода в организме человека достигает около 21% (15 кг на 70 кг массы тела). Углерод составляет 2/3 массы мышц и 1/3 массы костной ткани. Выводится из организма преимущественно с выдыхаемым воздухом (углекислый газ) и мочой (мочевина).

§10. Относительная атомная масса элемента

10.1. Абсолютные массы атомов
10.2. Относительная атомная масса

10.1. Абсолютные массы атомов

Одним из фундаментальных свойств атомов, является их масса. Абсолютная (истинная) масса атома – величина, чрезвычайно малая. Взвесить атомы на весах невозможно, поскольку таких точных весов не существует. Их массы были определены с помощью расчетов.

Например, масса одного атома водорода равна 0,000 000 000 000 000 000 001 663 грамма! Масса атома урана – одного из самых тяжелых атомов, составляет приблизительно 0,000 000 000 000 000 000 000 4 грамма.

Записывать и читать эти числа непросто; можно ошибиться, пропустив ноль или добавить лишний. Существует другой способ записи – в виде произведения: $4 \cdot 10^{-22}$ (22 – количество нулей в предыдущем числе).

Точное значение массы атома урана – $3{,}952 \cdot 10^{-22}$ г, а атома водорода, самого легкого среди всех атомов, – $1{,}673 \cdot 10^{-24}$ г.

Производить расчеты с малыми числами неудобно. Поэтому вместо абсолютных масс атомов используют их относительные массы.

10.2. Относительная атомная масса

О массе любого атома можно судить, сравнивая ее с массой другого атома (находить отношение их масс). С момента определения относительных атомных масс элементов использовались различные атомы в качестве сравнения. Своеобразными эталонами для сравнения в свое время были атомы водорода и кислорода

Единая шкала относительных атомных масс и новая единица атомной массы, принята Международным съездом физиков (1960) и унифицирована Международным съездом химиков (1961).

По сегодняшний день эталоном для сравнения является **1/12 часть массы атома углерода**. Данное значение называют **атомной единицей массы**, сокращенно **а.е.м.**

Атомная единица массы (а.е.м.) – масса 1/12 части атома углерода

$$\mathbf{m_{атома}(C)_{абсолютная} = 1{,}994 \cdot 10^{-23}\ г}$$

$$\mathbf{1\ а.е.м. = 1/12 \cdot 1{,}994 \cdot 10^{-23}\ г = 1{,}662 \cdot 10^{-24}\ г.}$$

Сравним, во сколько раз отличается абсолютная масса атома водорода и урана от 1 а.е.м., для этого разделим эти числа одно на другое:

$$\text{H}\ \frac{1{,}673 \cdot 10^{-24}\ \text{г}}{1{,}662 \cdot 10^{-24}\ \text{г}} = 1{,}007 \qquad \text{U}$$

$$\frac{3{,}952 \cdot 10^{-22}\ \text{г}}{1{,}662 \cdot 10^{-24}\ \text{г}} \approx 238$$

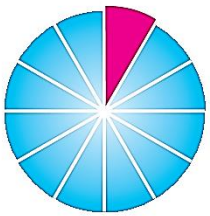


Рисунок 63. Одна атомная единица массы – это масса 1/12 атома углерода

Полученные при расчетах значения и являются **относительными атомными массами** элементов – относительно 1/12 массы атома углерода.

Так, относительная атомная масса водорода приблизительно равна 1, а урана – 238. Обратите внимание, что относительная атомная масса не имеет единиц измерения, так как при делении единицы измерения абсолютных масс (граммы) сокращаются.

Относительные атомные массы всех элементов указаны в Периодической Системе химических элементов Д.И. Менделеева. Символ, при помощи которого обозначают относительную атомную массу – $\mathbf{A_r}$ (буква r – сокращение от слова *relative*, что означает относительный).

Значения относительных атомных масс элементов используются во многих расчетах. Как правило, значения, приведенные в Периодической Системе, округляются до целых чисел. Обратите внимание, что элементы в Периодической Системе размещены в порядке увеличения относительных атомных масс.

Например, при помощи Периодической Системы, определим относительные атомные массы ряда элементов:

$\mathbf{A_r(O) = 16;}$ $\mathbf{A_r(Na) = 23;}$ $\mathbf{A_r(P) = 31.}$

Относительную атомную массу хлора принято записывать равной 35,5!

$\mathbf{A_r(Cl) = 35{,}5}$

Подведем итоги

- **Относительные атомные массы пропорциональны абсолютным массам атомов**
- **Эталоном для определения относительной атомной массы является 1/12 часть массы атома углерода**
- **1 а.е.м. = $1{,}662 \cdot 10^{-24}$ г**
- **Относительную атомную массу обозначают A_r**
- **Для расчетов значения относительных атомных масс округляют до целых, исключение – хлор, для которого $A_r = 35{,}5$**
- **Относительная атомная масса не имеет единиц измерения**

Вопросы, упражнения и задачи

10.1. Сформулируйте определение, что такое относительная атомная масса.

10.2. Как определяется атомная единица массы, какой элемент выбран в качестве эталона для сравнения?

10.3. Каким символом принято обозначать относительную атомную массу?

10.4. При помощи Периодической Системы химических элементов Д.И. Менделеева определите и запишите относительные атомные массы азота, магния, кремния, кальция, меди, брома, серебра, ртути, сурьмы, свинца, кобальта.

10.5. Найдите в Периодической Системе химических элементов Д.И. Менделеева элементы, относительные атомные массы которых отличаются в три раза.

10.6. Определите во сколько раз атом углерода легче атома магния; атом кислорода легче атома железа; атом ртути тяжелее атома фосфора; атом азота тяжелее атома лития.

10.7. Определите относительные атомные массы атомов: гелия, если абсолютная масса его атома равна $6{,}647 \cdot 10^{-24}$ г; кислорода, если абсолютная масса его атома равна $2{,}66 \cdot 10^{-23}$ г.

10.8. Определите значения абсолютных масс атомов натрия, кремния, олова, серебра в граммах и килограммах.

10.9. В земной коре содержится одинаковое число атомов железа и кальция. Одинаковые ли массы этих элементов в земной коре? Если нет, то масса какого из них больше и во сколько раз?

10.10. Число атомов фосфора в земной коре в пять раз превышает число атомов стронция. Какого элемента больше по массе и во сколько раз?

Блокнот эрудита

32. Международный союз теоретической и прикладной химии (International Union of Pure and Applied Chemistry – IUPAC) – международная неправительственная организация в области химии. Состоит из национальных организаций-участниц. Эта организация занимается разработкой и распространением стандартов в области наименований химических соединений через межрегиональную комиссию по номенклатуре и обозначениям. Является членом Международного совета по науке.

Система наименований химических соединений длительное время развивалась хаотично, наименования давались в основном первооткрывателями каких-либо соединений. Многие вещества известны настолько давно, что происхождение их наименований носит легендарный характер. Исторически сложившиеся «собственные имена» выделяют как **тривиальные названия**. Они не вытекают из каких-либо единых систематических принципов, не выражают строения соединения и чрезвычайно разнообразны. Например: рудничный газ, винный спирт, ванилин, сода.

Современная номенклатура химических соединений в основном базируется на правилах ИЮПАК (IUPAC), которые разрабатывались начиная с 40-х годов XX века. Правила ИЮПАК определяют общие принципы и приемы построения названий соединений и периодически пересматриваются. Наиболее значительные

изменения вводились в 1979 и в 1993 годах. На сегодняшний день все химики мира, при названии химических веществ пользуются рекомендациями и правилами ИЮПАК.

33. Международная система единиц СИ (SI) – система единиц физических величин.

СИ является наиболее широко используемой системой единиц в мире, как в повседневной жизни, так и в науке и технике. В настоящее время СИ принята в качестве основной системы единиц большинством стран мира и почти всегда используется в области техники, даже в тех странах, в которых в повседневной жизни используются традиционные единицы.

Например, единицы измерения массы могут быть различными: фунт, унция, карат. Но международной, общепринятой, единицей массы является килограмм.

34. РОБЕРТ БОЙЛЬ (1627–1691)

Британский физик, химик и богослов Роберт Бойль родился в ирландском замке Лисмор. Роберт был седьмым сыном Ричарда Бойля, графа Йоркского. Отец предоставил ему возможность получить разностороннее образование, в том числе и в области естествознания и медицины: в 1635–1638 гг. Бойль учился в Итонском колледже, а в 1639–1644 гг. – в Женевской академии.

Сначала Бойль занимался религиозными и философскими вопросами, затем (с 1654 г.), переселившись в Оксфорд, обратился к исследованиям в области химии и физики, приняв участие в работах научного общества, прозванного «невидимой коллегией» (*Invisible College*), так как оно собиралось то в Оксфорде, то в Лондоне. В 1660 г. по его инициативе было создано Лондонское королевское общество. В 1665 г. Бойль получил степень почётного доктора физики Оксфордского университета. В 1668 г. он обосновался в Лондоне, где в 1680 г. был избран президентом Королевского общества (организованного в 1663 г. на основе «невидимой коллегии»), но отказался от этой должности.

Научная деятельность Бойля посвящена обоснованию экспериментального метода в физике и химии и развитию атомистической теории. Большое влияние на взгляды Бойля оказала философия Фрэнсиса Бэкона; в работах Бойля встречается немало ссылок на мысли Бэкона о естествознании и в первую очередь о признании опыта за критерий истины.

Исследования в области физики привели Бойля к открытию в 1660 г. закона изменения объёма воздуха при изменении давления (независимо от Бойля закон открыл также французский учёный Эдм Мариотт). В результате своих экспериментальных работ по количественному изучению процессов обжига металлов, горения, сухой перегонки древесины, превращения солей, кислот и щелочей Бойль ввёл в химию понятие анализа состава тел. В 1663 г. Бойль впервые применил индикаторы для определения кислот и щелочей. Исследуя состав минеральных вод (1684–1685 гг.), он пользовался отваром чернильных орешков для открытия железа и аммиаком для открытия меди. Описывая свойства фосфора (полученного Бойлем в 1680 г. независимо от других химиков), Бойль указывал его цвет, запах, плотность, способность светиться, его отношение к растворителям. Многочисленные наблюдения Бойля положили начало аналитической химии.

Важнейшей работой Бойля стала книга «Химик-скептик», вышедшая в 1661 г. В ней Бойль, опираясь на опытные данные, убедительно опроверг и аристотелевское учение о четырёх стихиях (огне, воздухе, воде и земле), и учение алхимиков о трёх принципах (сере, ртути и соли), из которых якобы состоят все природные тела. Элементами Бойль считал «простые, вполне не смешанные тела, которые не составлены друг из друга, но представляют собой те составные части, из которых составлены т.н. смешанные тела и на которые последние могут быть в конце концов разложены». Бойль доказывает, что химия должна стать самостоятельной наукой, изучающей реальные химические элементы, а не заниматься попытками превращения неблагородных металлов в золото, а также поисками способов приготовления лекарств. Развивая атомистические представления, Бойль ввёл представление о «первичных корпускулах» как элементах и «вторичных корпускулах» как сложных телах; он также дал объяснение различным агрегатным состояниям тел.

Значительное внимание Бойль уделял практической химии. Для развития горного дела и металлургии большое значение имели введённые Бойлем методы анализа руды мокрым путём, а также обоснованная им замена древесного угля каменным.

Теоретические и экспериментальные работы Бойля оказали решающее влияние на развитие химии. Бойль наглядно показал, что химики должны решать принципиальные проблемы своей науки на основании экспериментальных данных, положив своими работами начало становлению химии как науки.

35. Железо, Ferrum, Fe (26)

Железо (англ. *Iron*, франц. *Fer*, нем. *Eisen*) – один из семи металлов древности. Весьма вероятно, что человек познакомился с железом метеоритного происхождения раньше, чем с другими металлами. Метеоритное железо обычно легко отличить от земного, так как в нем почти всегда содержится от 5 до 30% никеля, чаще всего – 7–8%. С древнейших времен железо получали из руд, залегающих почти повсеместно. Наиболее распространены руды гематита (Fe_2O_3), бурого железняка ($2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$) и его разновидностей (болотная руда, сидерит, или шпатовое железо $FeCO_3$), магнетита (Fe_3O_4) и некоторые другие. Все эти руды при нагревании с углем легко восстанавливаются при сравнительно низкой температуре начиная с 500°C.

Этимология названий железа на древних языках довольно отчетливо отражает историю знакомства наших предков с этим металлом. Многие древние народы, несомненно, познакомились с ним, как с металлом, упавшим с неба, т.е. как с метеоритным железом. Так, в древнем Египте железо имело название би-ни-пет (бенипет, коптское – бенипе), что в буквальном переводе означает небесная руда, или небесный металл. В эпоху первых династий Ур в Месопотамии железо именовали ан-бар (небесное железо). Древнегреческое название железа связано с древнейшим словом, уцелевшим в латинском языке, – *sidereus* (звездный от *Sidus* – звезда, светило). О том, что древние люди пользовались вначале именно железом метеоритного происхождения, свидетельствуют и распространенные у некоторых народов мифы о богах или демонах, сбросивших с неба железные предметы и орудия, – плуги, топоры и пр. Интересен также факт, что к моменту открытия Америки индейцы и

эскимосы Северной Америки не были знакомы со способами получения железа из руд, но умели обрабатывать метеоритное железо.

В древности и в средние века семь известных тогда металлов сопоставляли с семью планетами, что символизировало связь между металлами и небесными телами и небесное происхождение металлов. Такое сопоставление стало обычным более 2000 лет назад и постоянно встречается в литературе вплоть до XIX в. Во II в. н.э. железо сопоставлялось с Меркурием и называлось меркурием, но позднее его стали сопоставлять с Марсом и называть марс (*Mars*), что, в частности, подчеркивало внешнее сходство красноватой окраски Марса с красными железными рудами.

Впрочем, некоторые народы не связывали название железа с небесным происхождением металла. Так, у славянских народов железо называется по «функциональному» признаку. Русское железо (южнославянское *зализо*, польское *zelaso*, литовское *gelesis* и т.д.) имеет корень «лез» или «рез» (от слова *лезо* – лезвие). Такое словообразование прямо указывает на функцию предметов, изготовлявшихся из железа, – режущих инструментов и оружия. Приставка «же», по-видимому, смягчение более древнего «зе» или «за»; она сохранилась в начальном виде у многих славянских народов (у чехов – *zelezo*).

Ставшее международным, латинское название Ferrum принято у романских народов. Оно, вероятно, связано с греколатинским fars (быть твердым), которое происходит от санскритского *bhars* (твердеть). Алхимики наряду с *Ferrum* употребляли и многие другие названия, например *Iris*, *Sarsar*, *Phaulec*, *Minerau* др.

Железные изделия из метеоритного железа найдены в захоронениях, относящихся к очень давним временам (IV–V тысячелетиях до н.э.), в Египте и Месопотамии. Однако железный век в Египте начался лишь с XII в. до н.э., а в других странах еще позднее. В древнерусской литературе слово железо фигурирует в древнейших памятниках (с XI в.) под названиями *желѣзо*, *железо*, *жельзо*.

Железо представляет собой серебристо-белый, мягкий металл. Железо – металл средней активности. При нагревании оно реагирует со многими веществами; в присутствии влаги железо способно реагировать с кислородом в обычных условиях (ржавление).

Рисунок 64. Внешний вид железа

На практике чаще применяется не чистое железо, а сплавы железа с углеродом: сталь (до 2,14 вес.% углерода) и чугун (более 2,14 вес.% углерода), а также нержавеющая (легированная) с добавками легирующих металлов (хром, марганец, никель и др.). Совокупность специфических свойств железа и его сплавов делают его «металлом №1» по важности для человека.

Рисунок 65. Руда железа – гематит Fe_2O_3

Рисунок 66. Руда железа – магнетит Fe_3O_4

Рисунок 67. Руда железа – пирит FeS_2

Соединения железа

Рисунок 68. Железный купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$

Рисунок 69. Красная кровяная соль $K_3[Fe(CN)_6]$

Рисунок 70. Гидроксид железа $Fe(OH)_3$

В живых организмах железо является важным микроэлементом, катализирующим процессы обмена кислородом (дыхания). Недостаток железа проявляется как болезнь организма: хлороз у растений и анемия у животных.

Обычно железо входит в ферменты в виде комплекса, называемого гемом. В частности, этот комплекс присутствует в гемоглобине – важнейшем белке, обеспечивающем транспорт кислорода с кровью ко всем органам человека и животных. И именно он окрашивает кровь в характерный красный цвет.

В организме взрослого человека содержится около 3–4 граммов железа (около 0,02%), из которых только около 3,5 мг находится в плазме крови. Источниками железа служат железо пищи и железо, освобождающееся при постоянном распаде эритроцитов в клетках печени и селезёнки.

Суточная потребность человека в железе следующая: дети – от 4 до 18 мг, взрослые – 10-18 мг.

§11. Атомы, ионы, молекулы

11.1. Атом е его строение
11.2. Ионы
11.3. Молекулы
11.4. Атомно-молекулярная теория

11.1. Атом и его строение

Над тем, как устроено вещество, люди размышляли с глубокой древности. Античные греческие ученые предполагали, что вещества состоят из мельчайших, невидимых глазу частиц разной формы, которые соединяются друг с другом при помощи различных крючков и присосок. Слово «атом» в переводе с греческого означает «неделимый».

Так ли это? Действительно ли атом неделим? Существование атома было доказано лишь в XIX веке путем эксперимента. Установлено, что атом содержит еще более мелкие по размеру частицы. Атом состоит из **ядра** и **электронов**, находящихся в околоядерном пространстве. В ядре сосредоточена практически вся масса атома. Вклад электронов в массу атома крайне мал. Масса электрона составляет $9{,}1 \cdot 10^{-31}$ кг. Каждый электрон заряжен отрицательно, условно его заряд принимают равным –1. Символ, которым принято обозначать электрон – ē.

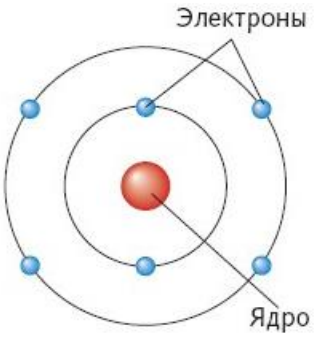


Рисунок 71. Схема строения атома

Электроны движутся вокруг ядра, перемещаясь по сложным траекториям.

Ядро атома состоит из двух типов частиц: **протонов** и **нейтронов**. Протоны обозначают буквой **p**, а нейтроны – **n**. Заряды и массы протона, нейтрона и электрона, приведены в таблице 1:

Таблица 1. Некоторые характеристики элементарных частиц

Элементарная частица	*Символ*	*Заряд*	*Масса*
Электрон	**ē**	–1	$9{,}1 \cdot 10^{-31}$ кг
Протон	**p**	+1	$1{,}67 \cdot 10^{-27}$ кг
Нейтрон	**n**	0	$1{,}67 \cdot 10^{-27}$ кг

В целом атом электронейтрален, то есть его заряд равен нулю. С учетом электронейтральности атома, количество электронов в атоме всегда совпадает с количеством протонов.

С учетом того, что в ядре только протоны заряжены (нейтроны заряда не имеют), и заряд каждого протона +1, **ядро** имеет **заряд**.

Как определить количество электронов и протонов в атоме?

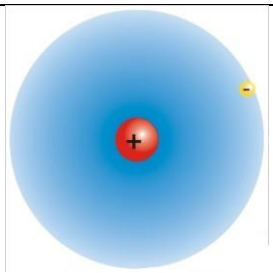


Рисунок 72. Схема атома водорода

Заряд ядра определяется количеством протонов, и всегда имеет знак +
Заряд ядра обозначают символом Z (протонное число)

На рисунке 72 приведена схема строения атома водорода. Видно, что атом водорода состоит из одного отрицательно заряженного электрона и положительно заряженного ядра, состоящего из одного протона.

Количество электронов и протонов в атоме химического элемента совпадает с его порядковым номером

Обратимся к Периодической Системе химических элементов. Порядковый номер водорода 1. Порядковый номер элемента равен заряду его ядра (Z) и имеет второе название – протонное число.

Рассмотрим другой пример. Определим количество электронов, протонов и заряд ядра для атома кислорода. Порядковый номер кислорода – **8**. Значит, в его атоме содержится **8 электронов**, **8 протонов, заряд ядра +8** (рисунок 73).

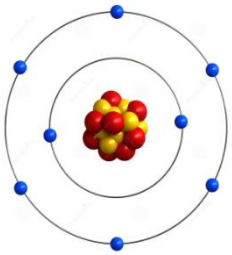


Рисунок 73. Схема атома кислорода
Синие частицы – **ē**
Красные частицы – **p**
Желтые частицы – **n**

Как определить количество нейтронов? В начале параграфа уже упоминалось, что практически вся масса атома сосредоточена в его ядре. В свою очередь ядро состоит из протонов и нейтронов. Относительная атомная масса элемента, записанная в Периодической Системе, приблизительно равна сумма масс протонов и нейтронов, поскольку масса электронов очень мала. Сумму масс протонов и нейтронов, равную округленной атомной массе химического элемента, называют массовым (нуклонным) числом и обозначают А.

Определим количество нейтронов в атоме кислорода. Относительная атомная масса кислорода с учетом округления равна 16. Вычтем количество протонов: **16 – 8 = 8**. В атоме кислорода **8** нейтронов.

С учетом вышесказанного можем записать несколько простых выражений:

- количество электронов равно количеству протонов **ē = p**;
- заряд ядра равен количеству протонов и имеет знак +, **Z = p**.

Атом – мельчайшая частица вещества, состоящая из ядра и электронов, движущихся в околоядерном пространстве

Протоны и нейтроны имеют общее название – **нуклоны** (от лат. nucleus – «ядро»).

Термином **нуклид** обозначают атом с определённым порядковым номером Z и массовым числом А, т.е. с определённым набором протонов и нейтронов. Нуклиды с одним и тем же атомным номером, но с разными массовыми числами называются изотопными нуклидами или просто **изотопами** (от греч. «изос» – «равный» и «топос» – «место»). Другими словами, в ядрах всех изотопов данного элемента содержится одинаковое число протонов, но разное число нейтронов.

Нуклиды обозначают символом элемента и массовым числом: ^{12}C, ^{14}N, ^{16}O; другая форма записи: углерод-12, азот-14, кислород-16. Если массовое число не указывать, то подразумеваются все природные изотопы данного элемента. Иногда указывают и атомный номер элемента, но это не обязательно, поскольку символ элемента однозначно связан с определённым Z.

Так, для атомов водорода Z = 1, для азота Z = 7, для кислорода Z = 8 и т.д. Разных нуклидов значительно больше, чем элементов. Например, в природе найдены три изотопа водорода – нуклиды ^{1}H, ^{2}H (другое обозначение D – дейтерий) и ^{3}H (или T – тритий), три изотопа углерода (^{12}C, ^{13}C и ^{14}C), четыре – серы, пять – кальция, шесть – селена, семь – молибдена, восемь – кадмия, девять – ксенона и десять – олова (это рекорд). Есть и элементы-одиночки, представленные всего одним нуклидом: ^{9}Be, ^{19}F, ^{23}Na, ^{27}Al, ^{31}P и др.

Некоторые природные нуклиды нестабильны: со временем они распадаются; это – радионуклиды.

11.2. Ионы

В отличие от атомов, ионы – это заряженные частицы. Ионы образуются в том случае, если нейтральный атом «потеряет» или «приобретет» часть электронов.

Например, в результате некоторой реакции, атом натрия утратил один электрон. Обратимся к Периодической Системе, согласно которой узнаем, что в атоме натрия 11 электронов. Если один электрон покинет атом, их останется 10, тогда нарушится принцип электронейтральности атома и положительно заряженное ядро будет доминировать, то есть частица приобретет положительный заряд.

$$Na^0 - \bar{e} \rightarrow Na^+$$

Частица Na^+ и есть ион. Возможен и другой вариант, атом, в результате химической реакции, может присоединять электроны. В этом случае образуется избыток электронов и, следосательно, суммарный отрицательный заряд электронов больше, чем положительный заряд ядра. Такой ион будет заряжен отрицательно.

$$F^0 + 1\bar{e} \rightarrow F^-$$

Ион – заряженная частица, образовавшаяся в результате потери или присоединения атомом части электронов
Катионы – ионы, заряженные положительно
Анионы – ионы, заряженные отрицательно

11.3. Молекулы

Из курса природоведения вам известно, что молекулы образуются из атомов посредством их взаимодействия в результате химических реакций. Например, молекула водорода H_2, образуется при взаимодействии двух атомов водорода.

Рисунок 74. Схема образования молекулы водорода

Молекула – наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами, состоящая из двух или более атомов

Подобно молекулам водорода образуются и другие молекулы, например: молекула азота N_2, кислорода O_2, хлора Cl_2 и другие.

Конечно же, существуют и более сложные молекулы, состоящие из большего числа атомов. Например, сладкий вкус фруктам придает глюкоза. Модель ее молекулы изображена на рисунке 75.

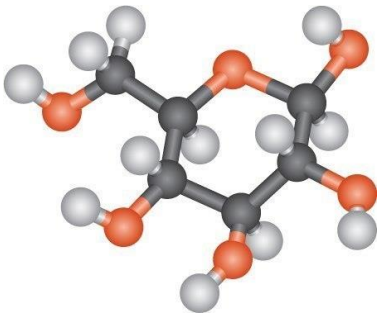


Рисунок 75. Модель молекулы глюкозы

Существуют очень большие молекулы, в состав которых входят десятки, сотни и даже тысячи атомов! Например, молекулы белков, из которых состоят все живые организмы, состоят из сотен и тысяч различных атомов!

1. Определите сколько атомов водорода (белые шарики), кислорода (красные шарики) и углерода (черные шарики) входит в состав молекулы глюкозы.

11.4. Атомно-молекулярная теория

Процесс познания складывается таким образом, что блестящие догадки и великие теории, являвшиеся в свое время результатом гениального творчества, через более или менее продолжительное время становятся едва ли не тривиальными фактами, которые большинство людей принимает на веру. Многие ли из нас могли бы самостоятельно, на основе наблюдений и размышлений, догадаться, что Земля круглая, или что Земля вращается вокруг Солнца, а не наоборот, и наконец, что существуют атомы и молекулы? С высоты современной науки основные положения атомно-молекулярной теории выглядят всем известными положениями. Но для ученых прошлого, пытавшихся решить два основных вопроса: 1) из чего состоят вещества? и 2) почему вещества бывают разными, и почему одни вещества могут превращаться в другие? На решение их ушло больше 2000 лет. Результатом стала атомно-молекулярная теория, основные положения которой можно сформулировать следующим образом:

1. Все вещества состоят из молекул. Молекула – наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.
2. Молекулы состоят из атомов. Атом – наименьшая частица элемента в химических соединениях. Разным элементам соответствуют разные атомы.
3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении.
4. При химических реакциях молекулы одних веществ превращаются в молекулы других веществ. Атомы при химических реакциях не изменяются.

Подведем итоги

- **Атом – мельчайшая частица вещества, состоящая из ядра и электронов, движущихся в околоядерном пространстве**
- **Атом состоит из элементарных частиц: электронов, протонов, нейтронов**
- **Заряд ядра определяется количеством протонов, и всегда имеет знак +. Заряд ядра обозначают символом Z (протонное число)**
- **Количество электронов и протонов в атоме химического элемента совпадает с его порядковым номером Z**
- **Округленная до целочисленного значения относительная атомная масса элемента называется массовым (нуклонным) числом и обозначается A**
- **Ион – заряженная частица, образовавшаяся в результате потери или присоединения атомом части электронов**
- **Катионы – ионы, заряженные положительно**
- **Анионы – ионы, заряженные отрицательно**
- **Молекула – нейтральная частица, состоящая из двух или более атомов**
- **Атомно-молекулярная теория является результатом развития представлений человека об окружающем мире**

Вопросы, упражнения и задачи

11.1. Сформулируйте определения: элементарная частица, атом, ион, молекула, ядро, протон, нейтрон, электрон.

11.2. Перечислите элементарные частицы. Какими символами они обозначаются? Каковы заряды элементарных частиц?

11.3. Как определить количество электронов, протонов, нейтронов и заряд ядра в атоме?

11.4. Определите количество электронов, протонов, нейтронов, заряд ядра для атомов лития, углерода, фтора, магния, серы, титана, никеля, цинка, олова.

11.5. Вставь пропущенные слова:

а) в состав ядра входят ... и ... ;

б) общее число протонов в ядре равно ... ядра и ... элемента;

в) заряд протона равен ... ;

г) масса протона равна ... ;

д) общее число нейтронов в ядре равно ... ;

е) заряд нейтрона равен ... ;

ж) масса нейтрона равна ... .

11.6. Назовите элементы с зарядом ядра +2, +5, +19, +15. Охарактеризуйте их положение в ПС.

11.7. Назовите элементы с общим числом электронов 10, 14, 26, 34 и охарактеризуйте их положение в ПС.

11.8. Опишите процесс образования ионов из атомов. Какие виды ионов вам известны?

11.9. Составьте схемы образования ионов из атомов: калия (потеря 1 электрона), серы (присоединение 2 электронов), кальция (потеря двух электронов), хлора

(присоединение одного электрона), алюминия (потеря трех электронов), азота (потеря четырех электронов).

11.10. Заполните пропуски в таблице:

Символ элемента	*Название*	*№ периода*	*№ группы*	*Количество электронов*	*Количество протонов*	*Количество нейтронов*	*Заряд ядра*
Si							
	Барий						
		3	5				
				24			
					35		
					51	71	
							+29

11.11. Определите количество электронов содержащихся в 1 кг электронов.

11.12. Определите заряд частицы, если она содержит: а) ядро с зарядом +26 и 26 электронов; б) ядро с зарядом +8 и 10 электронов; в) ядро с зарядом +11 и 10 электронов; г) ядро с зарядом + 6 и 6 электронов; д) ядро с зарядом +9 и 10 электронов; е) ядро с зарядом +12 и 10 электронов.

11.13. Заполните таблицу

Элемент	*Нуклонное число **A***	*Протонное число **Z***	*Количество*		
			протонов	электронов	нейтронов
Li	6				
O	16				
Mg	25				
Ar	40				
Ti	49				

11.14. Сколько протонов и электронов содержится в ионах S^{2-}, H^{+}, Al^{3+}, F^{-}, Ca^{2+}?

11.15. Сколько протонов и электронов содержится в ионах H^{-}, Cl^{-}, Na^{+}, Ti^{4+}, Mg^{2+}?

11.16. Приведите полное обозначение нуклида, который содержит: а) 18 электронов и 22 нейтронов; б) 30 электронов и 34 нейтронов; в) 25 электронов и 30 нейтронов.

11.17. Приведите полное обозначение нуклида, содержащего: а) 21 нейтрон и 38 других частиц; б) 44 нейтрона и 70 других частиц; в) 16 нейтронов и 30 других частиц.

11.18. Нуклиды элементов **X**, **Y** и **Z** обозначаются так: $^{18}\mathbf{X}$, $^{33}\mathbf{Y}$, $^{40}\mathbf{Z}$. Назовите элементы **X**, **Y** и **Z**. Какой состав ядра атома каждого из нуклидов?

Блокнот эрудита

36. Размеры атомов

Многочисленные эксперименты, проведённые физиками в начале XX в. показали, что атомы состоят из ядер, вокруг которых движутся электроны – в этом отношении атомы напоминают Солнечную систему. Недаром модель атома, предложенную в 1911 г. английским физиком Эрнестом Резерфордом (1871–1937), назвали планетарной. Действительно, в Солнечной системе почти вся масса (99,87%) сосредоточена в центральном светиле, а на планеты приходятся лишь сотые доли процента. Оказывается, в атомах тоже практически вся масса сосредоточена в ядре (в частности, в атоме водорода – 99,95%).

Но если сравнивать не массы, а размеры, то окажется, что атом намного более «пустой», чем Солнечная система. Её диаметр примерно в 4 тыс. раз больше диаметра Солнца. Размеры же атомов (порядка 10^{-10} м) приблизительно в 100 тыс. раз превышают размеры ядра (порядка 10^{-15} м для лёгких ядер)! Если увеличить ядро до 1 мм (булавочная головка), то сам атом вырастет до 100 000 мм = 100 м (размер футбольного поля). Ещё разительнее сопоставление объёмов ядра и атома – получается разница в 15 порядков. Это означает, например, что практически вся масса огромного свинцового куба с ребром 100 м (она равна 11 млн. тонн) сосредоточена в ядрах атома свинца, суммарный объём которых меньше спичечной головки! Трудно даже представить себе, насколько высока плотность ядерного вещества.

37. Гелий, Helium, He (2)

ЕГО НАШЛИ НА СОЛНЦЕ. 18 августа 1868 г. ожидалось полное солнечное затмение. Астрономы всего мира деятельно готовились к этому дню. Они надеялись разрешить тайну протуберанцев – светящихся выступов, видимых в момент полного солнечного затмения по краям солнечного диска. Одни астрономы полагали, что протуберанцы представляют собой высокие лунные горы, которые в момент полного солнечного затмения освещаются лучами Солнца; другие думали, что протуберанцы – это горы на самом Солнце; третьи видели в солнечных выступах огненные облака солнечной атмосферы. Большинство же считало, что протуберанцы – не больше, как оптический обман.

К 1860 г. был уже изобретен спектроскоп – прибор, дающий возможность путем наблюдений видимой части оптического спектра определять качественный состав тела, от которого получается наблюдаемый спектр. Вот почему, готовясь к солнечному затмению 1868 г., каждый астроном в список инструментов для наблюдения включил и спектроскоп. Не забыл этот прибор и Жюль Жансен, известный французский ученый, отправляясь для наблюдения протуберанцев в Индию, где условия для наблюдения солнечного затмения по вычислениям астрономов были наилучшими.

В момент, когда сверкающий диск Солнца был полностью закрыт Луной, Жюль Жансен, исследуя с помощью спектроскопа оранжево-красные языки пламени, вырывавшиеся с поверхности Солнца, увидел в спектре, кроме трех знакомых линий водорода: красной, зелено-голубой и синей, новую, незнакомую – ярко-желтую. Ни одно из веществ, известных химикам того времени, не имело такой линии в той части спектра, где ее обнаружил Жюль Жансен.

Такое же открытие, но у себя дома, в Англии, сделал астроном Норман Локиер.

25 октября 1868 г. парижская Академия наук получила два письма. Одно, написанное на следующий день после солнечного затмения, пришло из Гунтура, маленького городка на восточном побережье Индии, от Жюля Жансена; другое письмо, от 20 октября 1868 г., было из Англии от Нормана Локиера.

Полученные письма были зачитаны на заседании профессоров парижской Академии наук. В них Жюль Жансен и Норман Локиер, независимо один от другого, сообщили об открытии одного и того же «солнечного вещества». Это новое

вещество, найденное на поверхности Солнца с помощью спектроскопа, Локиер предлагал назвать гелием от греческого слова «солнце» – «гелиос».

В 1895 г. лондонский химик Генри Майерс обратил внимание Вильяма Рамзая, известного английского физика-химика, на тогда уже забытую статью геолога Хильдебранда. В этой статье Хильдебранд утверждал, что некоторые редкие минералы при нагревании их в серной кислоте выделяют газ, не горящий и не поддерживающий горения. В числе таких редких минералов был клевеит.

Рамзай решил исследовать природу газа, содержащегося в клевеите. Во всех химических магазинах Лондона помощникам Рамзая удалось купить всего только... один грамм клевеита, заплатив за него всего 3,5 шиллинга. Выделив из полученного количества клевеита несколько кубических сантиметров газа и очистив от примесей, Рамзай исследовал его с помощью спектроскопа. Результат был неожиданным: выделенный газ из клевеита оказался ... гелием!

Не доверяя своему открытию, Рамзай обратился к Вильяму Круксу, крупнейшему в то время в Лондоне специалисту спектрального анализа, с просьбой исследовать выделенный из клевеита газ.

Крукс исследовал газ. Результат исследования подтвердил открытие Рамзая. Так, 23 марта 1895 г. на Земле было обнаружено вещество, 27 лет назад найденное на Солнце. В тот же день Рамзай опубликовал свое открытие, отправив одно сообщение в Лондонское Королевское общество, а другое – известному французскому химику академику Бертло. В письме к Бертло Рамзай просил сообщить о своем открытии ученому собранию профессоров парижской Академии.

Через 15 дней после Рамзая, независимо от него, шведский химик Ланглэ выделил гелий из клевеита и так же, как Рамзай, сообщил о своем открытии гелия химику Бертло.

В третий раз гелий был открыт в воздухе, куда, по мысли Рамзая, он должен был поступать из редких минералов (клевеита и др.) при разрушении и химических превращениях на земле.

В небольших количествах гелий был обнаружен и в воде некоторых минеральных источников. Однако больше всего было обнаружено гелия в некоторых минералах. Он содержится в самарските, фергусоните, колумбите, монаците, ураните. В минерале торианите с острова Цейлон содержится особенно много гелия. Килограмм торианита при нагревании докрасна выделяет 10 л гелия.

Вскоре было установлено, что гелий встречается только в тех минералах, в составе которых находятся радиоактивные уран и торий. Альфа-лучи, испускаемые некоторыми радиоактивными элементами, представляют собой не что иное, как ядра атомов гелия, которые, присоединяя электроны, превращаются в атомы гелия.

Гелий – прозрачный газ, без вкуса и запаха, следующий по величине атомного веса после водорода элемент. Он абсолютно инертен, т.е. не вступает ни в какие реакции. Из всех веществ гелий имеет самую низкую температуру кипения – 269°С. Жидкий гелий – самая холодная жидкость. «Замерзает» гелий при –272°С. Эта температура всего на один градус выше температуры абсолютного нуля.

Рисунок 76. Символ элемента, выполненный из газоразрядных трубок, наполненных гелием.

Рисунок 77. Два сосуда Дьюара по 250 л с жидким гелием

Рисунок 78. Сжиженный гелий. Этот гелий – не только сжижен он охлажден до точки сверхтекучести. Капля жидкости на дне стакана представляет собой гелий, самопроизвольно вытекающий из контейнера через край

Гелий – лучший газ для воздухоплавательных аппаратов. Для их наполнения обычно используется смесь гелия (85%) с водородом (15%). Огромные количества гелия (до 200 000 м^3), в прошлом необходимые для наполнения дирижаблей, добывались в основном из природных газов.

В водолазном деле гелий используется для получения искусственного воздуха. Искусственный воздух, в составе которого азот частично заменен гелием, применяется для облегчения дыхания водолазов, работающих под особенно большим давлением.

«Гелиевый» воздух имеет плотность в три раза меньше плотности обычного воздуха. Поэтому дышать «гелиевым» воздухом легче, чем обычным (уменьшается работа дыхательных мышц). Это обстоятельство имеет важное значение при заболевании дыхательных мышц и некоторых других болезнях, связанных с актом дыхания. Поэтому «гелиевый» воздух применяется также в медицине при лечении астмы, удуший и других болезней.

Гелий применяется также в технике, получения низких температур.

§12. Простые и сложные вещества

12.1. Простые вещества и их классификация
12.2. Сложные вещества и их классификация
12.3. Типы строения веществ

12.1. Простые вещества и их классификация

При изучении материала предыдущих параграфов, вы уже познакомились с некоторыми веществами. Так, например, молекула газа водорода состоит из двух атомов химического элемента водорода – $H + H = H_2$.

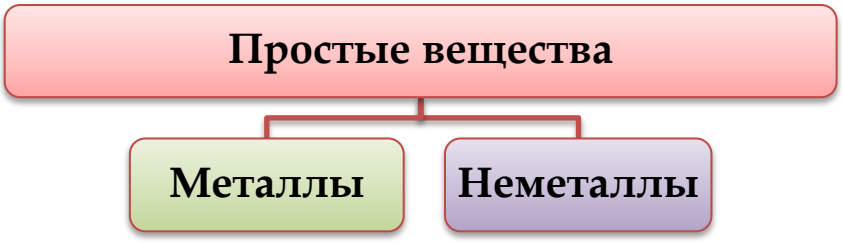
Простые вещества – вещества, в состав которых входят атомы одного вида

К простым веществам, из числа известных вам веществ, относят: кислород, графит, серу, азот, все металлы: железо, медь, алюминий, золото и т.д. Сера состоит только из атомов химического элемента серы, а графит состоит из атомов химического элемента углерода.

1. Перечислите основные физические характеристики, при помощи которых описывают физические свойства веществ.

Нужно четко различать понятия «химический элемент» и «простое вещество». Например, уголь и углерод – не одно и тоже. Углерод – химический элемент, а уголь – простое вещество, образованное химическим элементов углеродом. В данном случае химический элемент (углерод) и простое вещество (уголь) называются по-разному. Часто химический элемент и отвечающее ему простое вещество называются одинаково. Например, элементу кислороду, соответствует простое вещество – кислород. Различать, где идет речь об элементе, а где о веществе, необходимо научиться! Например, когда говорят, что кислород входит в состав воды – речь идет об элементе кислороде. Когда говорят, что кислород – это газ, необходимый для дыхания – здесь идет речь о простом веществе кислороде.

Простые вещества химических элементов подразделяют на две группы – металлы и неметаллы.



Металлы и неметаллы кардинально отличаются по своим физическим свойствам. Все металлы при нормальных условиях твердые вещества, исключение составляет ртуть – единственный жидкий металл. Металлы непрозрачны, обладают

характерным металлическим блеском. Металлы пластичны, хорошо проводят тепло и электрический ток.

Самородная медь

Магний

Ртуть

Рисунок 79. Образцы металлов

Неметаллы не похожи друг на друга по физическим свойствам. Так, водород, кислород, азот – газы, кремний, сера, фосфор – твердые вещества. Единственный жидкий неметалл – бром – жидкость коричнево-красного цвета.

Бром

Фосфор

Сера

Рисунок 80. Образцы неметаллов

Если провести условную линию от Бора к Астату, то в длинном варианте Периодической Системы над линией расположены неметаллические элементы, а под ней – металлические (рисунок 81, см. также последний форзац). В коротком варианте Периодической Системы под этой линией расположены неметаллические элементы, а над ней – как металлические, так и неметаллические элементы. Значит, определять, является элемент металлическим или неметаллическим, удобнее по длинному варианту Периодической Системы. Это деление условное, поскольку все элементы так или иначе проявляют как металлические, так и неметаллические свойства, но в большинстве случаев такое распределение соответствует действительности.

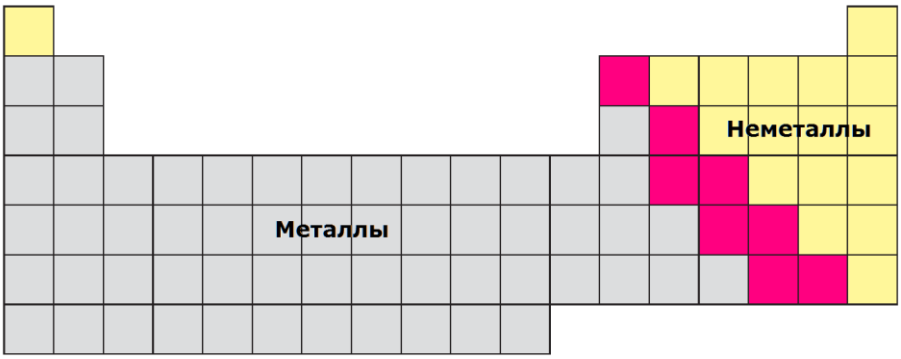


Рисунок 81. Размещение металлов и неметаллов в Периодической Системе:
серым цветом обозначены металлы, желтым – неметаллы,
красным – элементы, проявляющие свойства и металлов и неметаллов

12.2. Сложные вещества и их классификация

Если в состав простых веществ входят атомы только одного вида, несложно догадаться, что в состав сложных веществ будут входить несколько видов различных атомов, как минимум двух. Примером сложного вещества является вода, ее химическая формула вам известна, H_2O. Молекулы воды состоят из двух видов атомов: водорода и кислорода.

Сложные вещества – вещества, в состав которых входят атомы различных видов

Проведем следующий эксперимент. Смешаем порошки серы и цинка. Поместим смесь на металлический лист и подожжем при помощи деревянной лучины. Смесь загорается и быстро сгорает ярким пламенем. После завершения химической реакции образовалось новое вещество, в состав которого входят атомы серы и цинка. Свойства этого вещества совершенно другие, нежели свойства исходных веществ – серы и цинка.

2. Вспомните, что называют химическим явлением (реакцией)?

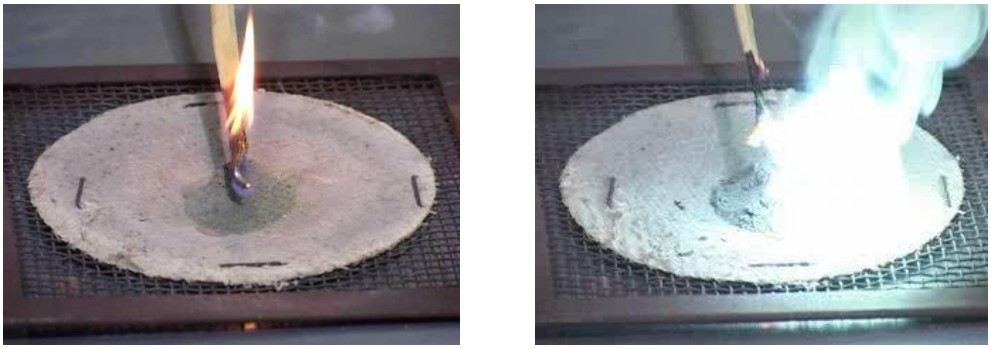
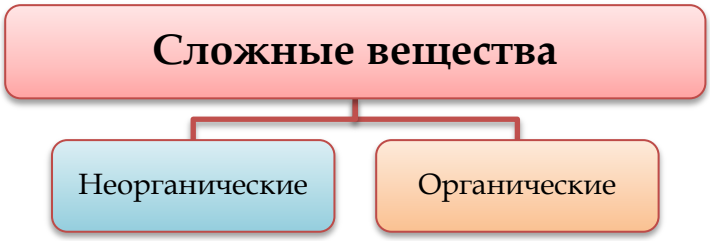


Рисунок 82. Реакция серы с цинком

Сложные вещества принято делить на две группы: неорганические вещества и их производные и органические вещества и их производные. Например, каменная соль – это неорганическое вещество, а крахмал, содержащийся в картофеле – органическое вещество.



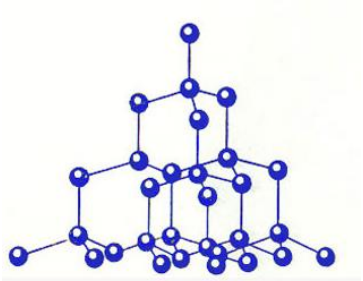
12.3. Типы строения веществ

По типу частиц, входящих в состав веществ, вещества делят на вещества молекулярного и немолекулярного строения.

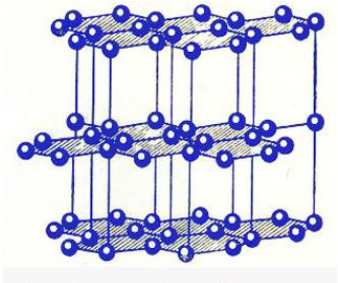
3. Чем отличаются атом, ион, молекула друг от друга?

В состав вещества могут входить различные структурные частицы, такие как атомы, молекулы, ионы. Следовательно, существует три типа веществ: вещества атомного, ионного и молекулярного строения. Вещества различного типа строения будут иметь различные свойства.

- **Вещества атомного строения.** Примером веществ атомного строения могут быть вещества, образованные элементом углеродом: графит и алмаз. В состав этих веществ входят только атомы углерода, но свойства этих веществ очень сильно отличаются. Графит – хрупкое вещество серо-черного цвета. Алмаз – прозрачный, один из самых твердых на планете, минерал. Почему вещества, состоящие из одного типа атомов, имеют различные свойства? Все дело в строении этих веществ. Атомы углерода в графите и алмазе соединяются различным способом. В общем, вещества атомного строения имеют высокие температуры кипения и плавления, как правило, нерастворимы в воде, нелетучи.



Кристаллическая решетка алмаза



Кристаллическая решетка графита

Рисунок 83. Кристаллические решетки алмаза и графита

Кристаллическая решетка – вспомогательный геометрический образ, вводимый для анализа строения кристалла

- **Вещества молекулярного строения**. Вещества молекулярного строения – это практически все жидкости и большинство газообразных веществ. Существуют и кристаллические вещества, в состав кристаллической решетки которых входят молекулы. Вода – вещество молекулярного строения. Лед также имеет молекулярное строение, но в отличие от жидкой воды, имеет кристаллическую решетку, где все молекулы строго упорядочены. Вещества молекулярного строения имеют невысокие температуры кипения и плавления, как правило хрупкие, не проводят электрический ток.

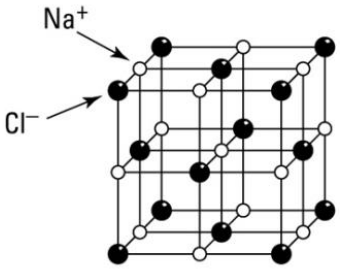


Рисунок 84. Модель кристаллической решетки поваренной соли

- **Вещества ионного строения**. Вещества ионного строения – это твердые кристаллические вещества. Примером вещества ионного соединения может быть поваренная соль. Ее химическая формула NaCl. NaCl состоит из ионов Na^+ и Cl^-, чередующихся в узлах кристаллической решетки. Вещества ионного строения имеют высокие температуры плавления и кипения, хрупкие, как правило, хорошо растворимы в воде, не проводят электрический ток.

Понятия «атом», «химический элемент» и «простое вещество» не следует смешивать. «Атом» – конкретное понятие, так как атомы существуют реально. «Химический элемент» – это собирательное, абстрактное понятие; в природе

химический элемент существует в виде свободных или химически связанных атомов, то есть простых и сложных веществ.

Названия химических элементов и соответствующих простых веществ совпадают в большинстве случаев.

Когда мы говорим о материале или компоненте смеси – например, колба наполнена газообразным хлором, водный раствор брома, возьмём кусочек фосфора, – мы говорим о простом веществе. Если же мы говорим, что в атоме хлора содержится 17 электронов, вещество содержит фосфор, молекула состоит из двух атомов брома, то имеем в виду химический элемент.

Нужно различать свойства (характеристики) простого вещества (совокупности частиц) и свойства (характеристики) химического элемента (изолированного атома определенного вида), см. таблицу ниже:

Характеристики химического элемента	*Характеристики простого вещества*
атомный номер	окраска
относительная атомная масса	запах
изотопный состав	электропроводность
распространённость в природе	теплопроводность
положение в Периодической Системе	растворимость
строение атома	твёрдость
энергия ионизации	температура кипения
сродство к электрону	температура плавления
электроотрицательность	вязкость
степени окисления	молярная масса
валентность	оптические свойства
аллотропные модификации	магнитные свойства
химический знак	химическая формула
…	…

Сложные вещества необходимо отличать от смесей, которые тоже состоят из разных элементов.

Количественное соотношение компонентов смеси может быть переменным, а химические соединения имеют постоянный состав.

4. На какие виды делятся смеси, и чем они отличаются от индивидуальных веществ?

Например, в стакан чая вы можете внести одну ложку сахара, или несколько, а молекулы сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ содержит точно 12 атомов углерода, 22 атома водорода и 11 атомов кислорода.

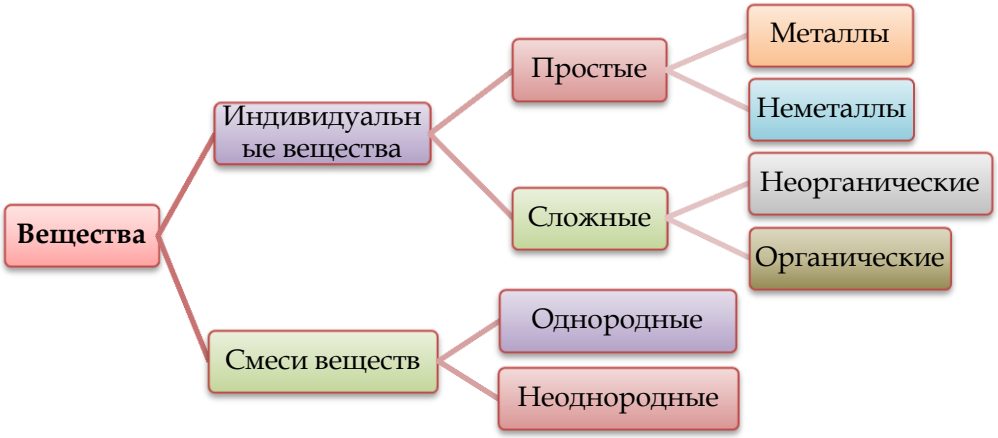
Таким образом, состав соединений можно описать одной химической формулой, а состав смеси – нет.

Компоненты смеси сохраняют свои физические и химические свойства. Например, если смешать железный порошок с серой, то образуется смесь двух веществ. И сера, и железо в этой смеси сохраняют свои свойства: железо притягивается магнитом, а сера не смачивается водой и плавает по ее поверхности.

Если же сера и железо прореагируют друг с другом, образуется новое соединение с формулой FeS, не имеющее свойств ни железа, ни серы, но обладающее

набором собственных свойств. В соединении FeS железо и сера связаны друг с другом, и разделить их методами, которыми разделяют смеси, нельзя.

Таким образом, вещества можно классифицировать по нескольким параметрам:



Подведем итоги

- **Простые вещества – вещества, в состав которых входят атомы одного вида**
- **Простые вещества делят на металлы и неметаллы**
- **Сложные вещества – вещества, в состав которых входят атомы различных видов**
- **Сложные вещества делят на органические и неорганические**
- **Существуют вещества атомного, молекулярного и ионного строения, их свойства различны**

Вопросы, упражнения и задачи

12.1. Сформулируйте понятия «простое вещество», «сложное вещество», «неорганическое вещество», «органическое вещество», «кристаллическое вещество».

12.2. Сформулируйте понятие «кристаллическая решетка».

12.3. Приведите примеры известных вам простых веществ-металлов, опишите их физические свойства.

12.4. Охарактеризуйте строение веществ атомного, молекулярного, ионного строения. В чем заключаются отличия в их строении?

12.5. По каким физическим свойствам металл можно отличить от неметалла?

12.6. В чем различие между химическим элементом и простым веществом, которое он образует?

12.7. Какими элементами образованы простые вещества хлор, алюминий, йод, серебро, медь, азот, железо, кремний, свинец. Какие из них являются металлами, а какие – неметаллами?

12.8. Предположите, какие элементы входят в состав веществ с такими названиями: хлорид калия, фосфид натрия, бромид алюминия, оксид цинка, иодид лития, фторид серебра, азид бария.

12.9. Укажите, в каких случаях речь идет о химическом элементе, а в каких – о простом веществе:

1) Во вселенной звезды преимущественно состоят из водорода;
2) Серебро встречается в природе в самородном виде;
3) В состав драгоценного камня рубина входят алюминий и кислород;
4) Большое количество кальция содержится в костях;
5) Азот – газ без цвета, запаха и вкуса;
6) Кислород плохо растворяется в воде;
7) Земная кора богата алюминием, кремнием, кислородом.

12.10. Дополните предложения, вставив слово «железо» в соответствующих падежах, и укажите, где идет речь о простом веществе, а где – о химическом элементе:

а) ... притягивается магнитом;
б) ... входит состав крови;
в) на заводах чёрной металлургии получают ... ;
г) большинство металлических руд являются соединениями ... ;
д) ... плавится при температуре 1539°С.

12.11. Укажите, в каких случаях речь идет о простых (1) веществах, а в каких о сложных (2) веществах:

а) кислород мало растворим в воде;
б) в состав глюкозы входят атомы углерода, водорода и кислорода;
в) алюминий хорошо проводит электрический ток;
г) песок состоит из атомов кремния и кислорода;
д) алмаз состоит из атомов углерода.

12.12. Вставьте пропущенные слова:

а) в состав хлора, которым хлорируют воду, входят атомы одного ... – хлора, поэтому хлор – это ... вещество;
б) в состав кислорода, которым мы дышим, входят только атомы кислорода, поэтому кислород – это ... вещество;
в) в состав поваренной соли входят два химических ... – натрий и хлор, поэтому это ... вещество;
г) в состав уксуса входят три химических ... – углерод, водород, кислород, поэтому уксус – это ... вещество.

12.13. Из приведенного перечня веществ отдельно выпишите неорганические и органические: каменная соль, изумруд, глюкоза, сахар, витамин С, куприт (медная руда), белок куриного яйца, кварц.

12.14. Можно ли из сложного вещества получить: а) простое вещество; б) другое сложное вещество? Приведите примеры. Как можно доказать, что образовалось новое вещество?

12.15. Может ли простое вещество превратиться в: а) сложное вещество; б) другое простое вещество? Приведите примеры. Как можно доказать, что образовалось новое вещество?

12.16. Во время сгорания парафина образуется углекислый газ и вода. Как вы считаете, простым или сложным веществом является парафин? Ответ объясните.

12.17. Используя слово «алюминий», составьте не менее четырех предложений, так, чтобы в половине предложений речь шла о простом веществе алюминии, а в другой половине – о химическом элементе алюминии.

12.18. Используя рисунок 85, для каждого случая а) – е) укажите, модели каких веществ (простых или сложных) изображены. Укажите, в каком случае изображена смесь веществ.

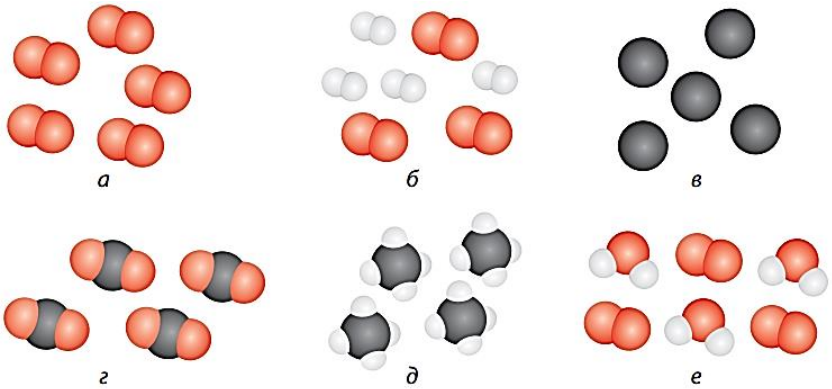


Рисунок 85. Модели некоторых веществ и смесей (чёрными шариками обозначены атомы углерода, красными – атомы кислорода, белыми – водорода)

12.19. Вещество хлор Cl_2 является ядовитым газом желто-зеленого цвета, в то же время атомы хлора содержатся в организме человека, входят в состав кухонной соли NaCl. Нет ли в этом противоречия? Ответ объясните.

12.20. Как можно объяснить тот факт, что в природе существует 89 химических элементов, а простых веществ насчитывается около 600. Приведите примеры.

Блокнот эрудита

38. Металл или неметалл?

Классификация элементов на металлические и неметаллические основывается на способности атомов отдавать или принимать электроны в химических реакциях. Атомы металлических элементов преимущественно отдают электроны и превращаются в положительно заряженные ионы. Атомы неметаллических элементов преимущественно принимают электроны и превращаются в отрицательно заряженные ионы.

39. Цвет металлов

Считается, что металлический цвет – это серебристо-белый или серый. Все ли металлы такого цвета? Медь Cu имеет ярко выраженный розово-красный цвет. Очень чистое золото Au – желто-зеленого цвета. Щелочной металл цезий Cs – светло-желтый, а тяжелый металл из семейства платины осмий Os – светло-голубого цвета. Искусственно полученный металл технеций Tc имеет серебристый цвет с коричневым оттенком.

40. Номер CAS

Всем химическим веществам, а, следовательно, и всем простым веществам, описанным в научной литературе, присваивается номер CAS, химической

реферативной службы, по которому вещество можно идентифицировать в базах данных, например в PubChem.

41. Золото, Aurum, Au (79)

Золото (англ. *Gold*, франц. *Or*, нем. *Gold*) – один из семи металлов древности. Обычно считают, что золото было первым металлом, с которым познакомился человек еще в эпоху каменного века благодаря его распространению в самородном состоянии. Особые свойства золота – тяжесть, блеск, неокисляемость, ковкость, тягучесть – объясняют, почему его стали использовать с самых древнейших времен главным образом для изготовления украшений и отчасти – оружия. Золотые предметы различного назначения найдены археологами в культурных слоях, относящихся к IV и даже V тысячелетию до н.э., т.е. к эпохе неолита. В III и II тысячелетиях до н.э. золото уже было широко распространено в Египте, Месопотамии, Индии, Китае, с глубокой древности оно было известно в качестве драгоценного металла народам американского и европейского континентов. Золото, из которого сделаны древнейшие украшения, нечисто, в нем содержатся значительные примеси серебра, меди и других металлов. Лишь в VI в. до н.э. в Египте появилось практически чистое золото (99,8%). В эпоху Среднего царства началась разработка нубийских месторождений золота (Нубия, или Эфиопия древности). Отсюда произошло и древнеегипетское название золота – нуб (Nub). В Месопотамии добыча золота в широком масштабе велась уже во II тысячелетии до н.э. Вавилонское название золота – хурэ-шу (*hurasu*) имеет отдаленное сходство с древнегреческим словом (*хризос*), которое встречается во всех древнейших литературных памятниках. Возможно, это слово происходит от названия местности, откуда могло поступать золото. Древнеиндийское *ayas* (золото) позднее употреблялось на других языках для обозначения меди, что, возможно, служит указанием на распространение в древности поддельного золота. С древнейших времен золото сопоставлялось с солнцем, называлось солнечным металлом или просто солнцем (*Sol*). В египетской эллинистической литературе и у алхимиков символ золота – кружок с точкой посредине, т.е. такой же, как и символ солнца. Иногда в греческой алхимической литературе встречается символ в виде кружка с изображением связанного с ним луча.

Золото как наиболее драгоценный металл служило издавна меновым эквивалентом в торговле, в связи с чем возникли способы изготовления золотоподобных сплавов на основе меди. Эти способы получили широкое развитие и распространение и послужили основой возникновения алхимии. Главной целью алхимиков было найти способы превращения (трансмутации) неблагородных металлов в золото и серебро. Европейские алхимики, идя по следам арабских, разработали теорию «совершенного» или даже «сверхсовершенного» золота, добавка которого к неблагородному металлу превращает последний в золото.

Рисунок 86. Алхимический символ золота

Рисунок 87. Золотые слитки, с которыми работает банковская система

Рисунок 88. Рассыпное самородное золото

Латинское (этрусское) название золота *аурум* (*Aurum*, древнее *ausom*) означает «желтое». Славянское золото, или злато, употребляемое с древнейших времен, несомненно, связано с древнейшим индоевропейским *Sol* (солнце), вероятно, так же как среднеевропейское *Gold* (*gelb*) с греческим (солнце).

Такое разнообразие названий золота свидетельствует о повсеместном знакомстве с ним различных древних народов и племен.

Известное человеку со времен глубочайшей древности, золото уже на средней ступени варварства употреблялось для украшений и накоплялось в качестве драгоценности. Первые письменные известия о золоте дают египетские надписи. Древнейшие из них, относящиеся ко временам фараона Тутмозиса III, жившего более трех с половиной тысяч лет назад, свидетельствуют о том, что египтянам золото было известно не менее 5500 лет назад. Археологические раскопки на Кавказе, в Крыму, в Западной Европе обогатили крупнейшие музеи мира большим количеством разнообразных золотых изделий. Среди них и украшения, и пиршественные сосуды, и монеты. Каменные ножи, относящиеся к еще более раннему периоду истории, иногда имели отделку из золота.

В литературе средневековья описывались легенды про золотые горы и таинственные озера, дно которых выложено золотым песком. Джек Лондон, блестяще изобразивший «золотую лихорадку» на Клондайке, посвятил немало страниц рассказам золотоискателей о редких, но огромных самородках. Золото действительно встречается не только в россыпях или вкрапленным в твердые горные породы, но и в кристаллическом самородном состоянии. Самый большой самородок весил 112 кг. Объем такого самородка около 6000 $см^3$.

Стремление к обогащению уже на ранних ступенях знакомства человека с золотом вело к отысканию способов его подделки, в которых внешнему виду уделялось главное внимание. И уже древние мастера Египта достигли в этом «деле» больших успехов. Искусство подделки золота процветало и у греков. Грекам же принадлежит остроумный способ определения подделки. Первое описание такого определения связано с именем Архимеда. Архимеду приказали определить, сколько золота в короне сиракузского царя. Царские казначеи опасались, что ювелиры присвоили часть золота, выданного на изготовление короны. Архимед поступил так: он взвесил корону, а затем погрузил ее в воду и измерил объем вытесненной воды. Золото в 19,3 раза тяжелее воды. Значит, вес вытесненной короной воды должен быть в 19,3 раза меньше веса короны. Если от деления веса короны на вес вытесненной воды получится цифра 19,3, то корона золотая, если меньше, то она содержит примеси. Корона оказалась сделанной не из чистого золота.

В чистом виде золото – светло-желтый, блестящий, мягкий и пластичный металл. Из кусочка золота весом в один грамм можно вытянуть проволоку длиной в три километра или приготовить золотую фольгу (0,0001 мм) в 500 раз тоньше человеческого волоса. Через такой листочек луч света просвечивает зеленоватым цветом. Мягкость золота настолько велика, что его можно царапать ногтем. Поэтому в изделиях золото всегда сплавляется с медью. Состав таких сплавов выражается пробой, которая указывает число весовых частей драгоценного металла в 1000 частей сплава.

Современные предприятия по добыче золота – это целые заводы со сложнейшими машинами, драгами, огромными дробилками, шагающими экскаваторами. Эти сооружения создаются для химического извлечения золота из руды. Перерабатывают целые горы материалов, дробят скалы, перекачивают реки воды, чтобы продукцию в виде маленьких слитков отправить ... в подвалы, где хранится «презренный металл».

Будь золото более доступным, оно нашло бы широкое применение. Хорошая электропроводность, огромная химическая стойкость – качества более ценные, чем сомнительная «красивость» золотых колец. Золотая или золоченая химическая аппаратура, не боящаяся почти никаких разрушителей (золото растворяется только в «царской водке» и селеновой кислоте), нашла бы широкое применение в химии, технике, промышленности.

Химия, давшая в руки исследователей точнейшие методы определения золота, которые позволяют обнаружить миллиардные доли процента этого элемента в любом веществе, до сих пор еще не располагает дешевыми методами извлечения золота из земной коры. Поэтому золото по-прежнему продолжает лежать в кладовых и сейфах банков. Техническое применение золота весьма ограничено. В ряде производств, например при очистке меди, золото получают в качестве почти «бесплатного приложения». Но этого тоже недостаточно для того, чтобы сделать золото металлом, доступным в технике. Золото продолжает быть дорогим металлом, употребляется, как и много веков назад, для поделки различных предметов роскоши, золочения других металлов и т.д.

§13. Химические формулы веществ

13.1. Что такое химическая формула?
13.2. Как правильно понимать химические формулы?
13.3. Закон постоянства состава вещества

13.1. Что такое химическая формула?

1. Вспомните, в чем различие между химическим элементом и простым веществом, которое он образует?

В любой науке есть своя система обозначений. Химия в этом плане не исключение. Вам уже известно, что для обозначения химических элементов используются символы, образованные от

латинских названий элементов. Химические элементы способны образовывать как простые, так и сложные вещества, состав которых можно выразить **химической формулой**.

Чтобы написать химическую формулу простого вещества необходимо записать символ химического элемента, который образует простое вещество, и справа внизу записать цифру, показывающую количество его атомов. Данная цифра называется **индексом**.

Например, химическая формула кислорода – O_2. Цифра 2 после символа кислорода – это индекс, указывающий, что молекула кислорода состоит из двух атомов элемента кислорода.

Индекс – число, показывающее в химической формуле количество атомов определенного типа

Чтобы написать химическую формулу сложного вещества, необходимо знать, из атомов каких элементов оно состоит (качественный состав), и число атомов каждого элемента (количественный состав).

Например, химическая формула пищевой соды – $NaHCO_3$. В состав этого вещества входят атомы натрия, водорода, углерода, кислорода – это его качественный состав. Атомов натрия, водорода, углерода по одному, а атомов кислорода – три. Это количественный состав соды.

Качественный состав вещества показывает, атомы каких элементов входят в его состав

Количественный состав вещества показывает количество атомов, которые входят в его состав

Обратите внимание на то, что если в химической формуле присутствует только один атом одного вида, индекс 1 не ставиться.

Например, формулу углекислого газа записывают так – CO_2, а не C_1O_2.

13.2. Как правильно понимать химические формулы?

При записи химических формул нередко встречаются цифры, которые записывают перед химической формулой. Например, **2Na**, или **$5O_2$**. Что обозначают эти цифры и для чего они нужны? Цифры, записанные перед химической формулой, называют **коэффициентами**.

Коэффициенты показывают общее количество частиц вещества: атомов, молекул, ионов. Например, запись **2Na обозначает два атома натрия.** Запись **$5O_2$ обозначает пять молекул кислорода.**

Коэффициент – число, которое показывает общее количество частиц. Коэффициент записывается перед химической формулой вещества

Обратите внимание, что молекулы не могут состоять из одного атома, минимальное количество атомов в молекуле – два. Таким образом, записи: **2H**, **4P** **обозначают два атома водорода и четыре атома фосфора** соответственно.

Запись **$2H_2$** обозначает **две молекулы водорода, содержащие по два атома элемента водорода**. Запись **$4S_8$ – обозначает четыре молекулы серы, каждая из которых содержит восемь атомов элемента серы**.

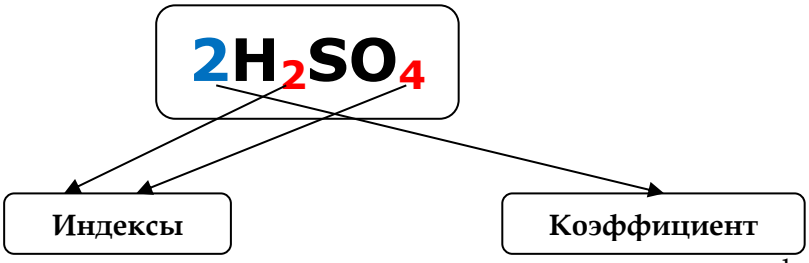
Подобная система обозначений количества частиц используется и для ионов. Запись **$5K^+$** обозначает **пять ионов калия.** Стоит отметить, что ионы могут быть образованы не только атомом одного элемента. Ионы, образованные атомами одного химического элемента, называют простыми: **Li^+**, **N^{3-}**. Ионы, образованные несколькими химическими элементами, называют сложными: **OH^-**, **SO_4^{2-}**. Обратите внимание, что заряд иона обозначают верхним индексом.

А что будет обозначать запись **2NaCl**? Если на этот вопрос ответить – две молекулы поваренной соли, то ответ не правильный. Поваренная соль, или хлорид натрия, имеет ионную кристаллическую решетку, то есть это ионное соединение и состоит из ионов **Na^+** и **Cl^-**. Пару этих ионов называют **формульной единицей вещества**. Таким образом, запись **2NaCl** обозначает **две формульных единицы** хлорида натрия. Термин формульная единица используют так же и для веществ атомного строения.

Формульная единица – наименьшая частица вещества немолекулярного строения

Ионные соединения так же электронейтральны, как и молекулярные. Значит, положительный заряд катионов полностью уравновешен отрицательным зарядом анионов. Например, какова формульная единица вещества, состоящего из ионов **Ag^+** и **PO_4^{3-}**? Очевидно, что для компенсации отрицательного заряда иона (заряд –3), необходимо иметь заряд +3. С учетом того, что катион серебра имеет заряд +1, то таких катионов понадобиться три. Значит формульная единица (формула) данного вещества – **Ag_3PO_4**.

Таким образом, при помощи символов химических элементов, индексов и коэффициентов, можно четко составить химическую формулу вещества, которая даст информацию, как о качественном, так и о количественном составе вещества.



В завершение рассмотрим, как правильно произносить химические формулы. Например, запись **$3Ca^{2+}$** произносится: «**три иона кальций два плюс**». Запись **4HCl**, произносится **«четыре молекулы аш хлор»**. Запись **2NaCl**, произносится как **«две формульных единицы хлорида натрия»**.

13.3. Закон постоянства состава вещества

Одно и то же химическое соединение можно получить различными способами. Так, например, углекислый газ, CO_2, образуется при сжигании топлива: угля, природного газа. Во фруктах содержится много глюкозы. При длительном хранении фрукты начинают портиться, начинается процесс, называемый брожением глюкозы, в результате которого выделяется углекислый газ. Углекислый газ образуется и при нагревании таких горных пород, как мел, мрамор, известняк.

Химические реакции совершенно разные, но вещество, образовавшееся в результате их протекания, имеет одинаковый качественный и количественный состав – CO_2.

Эта закономерность касается, в основном, веществ молекулярного строения. В случае веществ немолекулярного строения, возможны случаи, когда состав вещества зависит от методов его получения.

Закон постоянства состава веществ молекулярного строения: состав сложного вещества всегда одинаков и не зависит от способа его получения

Подведем итоги

- **Индекс – число, показывающее в химической формуле количество атомов определенного типа**
- **Качественный состав вещества показывает, атомы каких элементов входят в его состав**
- **Количественный состав вещества показывает количество атомов, которые входят в его состав**
- **Химическая формула – условная запись состава вещества при помощи химических символов и индексов (если нужно)**
- **Коэффициент – число, которое показывает общее количество частиц. Коэффициент записывается перед химической формулой вещества**
- **Формульная единица – наименьшая частица вещества атомного или ионного строения**

Вопросы, упражнения и задачи

13.1. В чем разница между индексом и коэффициентом в химической формуле?

13.2. Напишите формулы: атом гелия, два атома лития, пять молекул воды, одна молекула углекислого газа, семь молекул кислорода, атом водорода, три молекулы водорода.

13.3. Что обозначают следующие записи: $5Cl$, $2Na^+$, Br_2, $4N_2$, $2F$, P_4, $4O_2$, $10H_2O$, $3S^{2-}$, H_2, $5CO_2$, $3Mg^{2+}$, $2I_2$.

13.4. Для чего необходимо знать качественный и количественный состав вещества?

13.5. Прочитайте формулы вслух: 2KOH, $3Cl^-$, $4H_2S$, 2Cu, 7HBr, $5O^{2-}$, SiO_3^{2-}, CH_3COOH, $8BaSO_4$.

13.6. Запишите химические формулы веществ, если они читаются: пэ-два-о-пять; барий-хлор-два; цинк-эс-о-четыре; магний-цэ-о-три; фэррум-о-аш-трижды; эн-аш-четыре-дважды-эс; кальций-эн-о-три-дважды; аргентум-бром; аурум-хлор-три; гидраргирум-два-о; плюмбум-о-аш-дважды.

13.7. Какая молекула состоит из двух атомов азота и пяти атомов кислорода? 1) NO_2; 2) N_2O_5; 3) NO; 4) N_2O_3.

13.8. Составьте формулы веществ по их качественному и количественному составу:

- Молекула сахара состоит из 12 атомов углерода, 22 атомов водорода и 11 атомов кислорода;
- Молекула азотной кислоты состоит из 1 атома водорода, 1 атома азота и трех атомов кислорода;
- Медицинский препарат «бром» ионное соединение, и состоит из одного иона натрия (заряд +1) и одного иона брома (заряд –1) составьте его химическую формулу;
- Минерал кварц состоит из атомов кремния (1) и атомов кислорода (2);
- Фосфорная кислота входит в состав газированных напитков. Ее молекула состоит из атомов водорода фосфора и кислорода. Их количество равно три, один, четыре соответственно.

13.9. Составьте химические формулы веществ, в состав которых могут входить такие ионы: Na^+, Ba^{2+}, Cl^-, CO_3^{2-}, OH^-.

13.10. Охарактеризуйте качественный и количественный состав следующих веществ:

- молекулярные вещества – озон O_3; глюкоза – $C_6H_{12}O_6$; природный газ – метан – CH_4;
- атомные вещества – оксид бора B_2O_3; оксид кремния (кварц) – SiO_2.
- ионные вещества – морская соль Na_2SO_4; известь – $Ca(OH)_2$; мел – $CaCO_3$.

13.11. Назовите число частиц (атомов или молекул), химические формулы которых записаны в виде: 3O; O_3; 2H; H_2; $3H_2O_2$; H_2SO_4; $5H_2SO_4$.

13.12. Назовите, какие атомы и в каком количестве содержатся в молекулах: $2CO_2$, $3H_2S$, $3S_8$, $10C_2H_6O$.

13.13. Составьте формульные единицы веществ, в состав которых входят ионы: Ca^{2+} и Br^-; Pb^{2+} и SO_4^{2-}; Zn^{2+} и NO_3^-; Fe^{3+} и PO_4^{3-}; Ba^{2+} и PO_4^{3-}; Cr^{3+} и NO_3^-; Al^{3+} и SO_4^{2-}; Sn^{2+} и S^{2-}.

13.14. Найдите соотношение ионов K^+, Cr^{3+}, S^{2-}, NO_3^- в каждом из соединений: K_2S, KNO_3, Cr_2S_3, $Cr(NO_3)_3$.

13.15. Найдите соотношение ионов Na^+, Al^{3+}, SO_4^{2-}, PO_4^{3-} в каждом из соединений: Na_2SO_4, Na_3PO_4, $Al_2(SO_4)_3$, $AlPO_4$.

Блокнот эрудита

42. Дальтониды и бертоллиды

Дальтониды и бертоллиды – термины, введённые для обозначения химических соединений постоянного состава (дальтониды) и переменного состава (бертоллиды). Термин «дальтониды» предложен в память Дж. Дальтона, а термин «бертоллиды» – в память К.Л. Бертолле. Большинство обычных химических соединений является дальтонидами – их состав удовлетворяет закону постоянства состава. Бертоллиды – соединения переменного состава, не подчиняющиеся закону постоянства состава. Бертоллиды зависят от способа получения. Многочисленные случаи образования бертоллидов открыты в сплавах металлов, а также среди различных химических веществ немолекулярного строения. Например, вещество оксид ванадия VO, может иметь в зависимости от условий получения состав от $V_{0,9}$ до $V_{1,3}$, оксид марганца имеет переменный состав $MnO_{1,6}$.

43. КЛОД ЛУИ БЕРТОЛЛЕ (1748–1822)

Рисунок 89. Клод Луи Бертолле (1748–1822)

Французский химик Клод Луи Бертолле был практикующим врачом и аптекарем, лейб-медиком при дворе герцога Орлеанского. Одновременно занимался изучением естественных наук и исследованиями в области химии, организацией химических и металлургических производств. С 1780 г. Бертолле – член Парижской Академии наук. В 1794 г. он стал профессором Высшей нормальной и Политехнической школ в Париже.

В период Революции и Империи Бертолле много занимался вопросами, связанными с национальной обороной, а также прикладной химией (например, крашением ткани). Он впервые применил хлор для отбеливания бумаги и тканей. Бертолле был научным консультантом Наполеона Бонапарта.

Основные исследования Бертолле относятся к неорганической химии, химии растворов и сплавов. Он становил состав аммиака, болотного газа, синильной кислоты, сероводорода.

Открыл соли хлорноватистой и хлорноватой кислот, в частности, хлорат калия («бертолетова соль»); открыл нитрид серебра («гремучее серебро»). В 1786–1787 гг. Бертолле вместе с А.Л. Лавуазье, Л.Б. Гитоном де Морво и А.Ф. Фуркруа разработал новую химическую номенклатуру и классификацию тел.

На основании наблюдений за процессами выпадения осадков из растворов Бертолле пришёл в выводу о зависимости направления реакций и состава образующихся соединений от массы реагентов и условий протекания реакций. Эти взгляды он высказал в своем «Опыте химической статики» (1803), в котором утверждал, что элементы могут соединяться друг с другом в любых пропорциях в зависимости от массы реагирующих веществ.

По вопросу о непостоянстве состава соединений и изменчивости сил химического сродства Бертолле вёл длительную полемику с Ж. Л. Прустом (1801–1808).

В начале XIX в. дискуссия завершилась в пользу Пруста и закон постоянства состава получил признание большинства химиков. Однако в начале XX в. Н.С. Курнаков открыл существование предвиденных Бертолле химических индивидуальных веществ переменного состава, которые в память Бертолле назвал бертоллидами. Это открытие разрешило противоречие между казавшимися несовместимыми взглядами Бертолле и Пруста.

44. ДЖОН ДАЛЬТОН (1766–1844)

Рисунок 90. Джон Дальтон (1766–1844)

Английский физик и химик Джон Дальтон родился в деревне Иглсфилд в Камбеоленде в семье ткача. Образование он получил самостоятельно, если не считать уроков по математике, которые он брал у слепого учителя Дж. Гауфа. В 1781–1793 гг. Дальтон преподавал математику в школе в Кендале, с 1793 г. – физику и математику в Нью-колледже в Манчестере. Научная работа Дальтона началась с 1787 г. с наблюдений над воздухом. В течение последующих 57 лет он вел метеорологический дневник, в котором записал более 200 000 наблюдений.

В 1793 г. Дальтон опубликовал свой первый труд – «Метеорологические наблюдения и этюды», в котором содержатся зачатки его будущих открытий. Стремясь понять, почему газы в атмосфере составляют смесь с определенными физическими свойствами, а не располагаются друг над другом слоями в соответствии со своими плотностями, он установил, что поведение газа не зависит от состава смеси.

Дальтон сформулировал закон парциальных давлений газов, а также обнаружил зависимость растворимости газов от их парциального давления. В 1802 г. Дальтон самостоятельно, независимо от Ж.Л. Гей-Люссака и Ж. Шарля, открыл один из газовых законов: при постоянном давлении с повышением температуры все газы расширяются одинаково.

Изучая составы химических соединений, Дальтон установил, что в различных соединениях двух элементов на одно и то же количество одного элемента приходятся количества другого, относящиеся между собой как простые целые числа (закон кратных отношений). Открытые законы Дальтон пытался объяснить с помощью развиваемых им же атомистических представлений. В качестве важнейшего свойства атома Дальтон ввёл понятие атомного веса. Приняв за единицу атомный вес водорода, Дальтон рассчитал атомные веса ряда элементов и составил первую таблицу относительных атомных масс (1803).

Химические реакции Дальтон рассматривал как связанные друг с другом процессы соединения и разъединения атомов, ибо только этим можно было объяснить скачкообразные изменения состава при превращении одного соединения в другое. Поэтому каждый атом любого элемента должен, кроме определенной массы, обладать специфическими свойствами и быть неделимым с химической точки зрения.

Сделанные Дальтоном расчёты атомных масс были неточны, поскольку он не делал различия между атомами и молекулами, называя последние сложными атомами. Тем не менее, именно благодаря Дальтону атомистика получила новое естественнонаучное обоснование; работы Дальтона стали важнейшей вехой в

становлении химической науки. В 1804 г. Дальтон предложил также систему химических знаков для «простых» и «сложных» атомов.

45. ЖОЗЕФ ЛУИ ПРУСТ (1754–1826)

Рисунок 91. Жозеф Луи Пруст (1754–1826)

Французский химик Жозеф Луи Пруст родился в небольшом городке Анжере в семье аптекаря. Получив химическое образование в Парижском университете, в 1775 г. он был назначен на должность управляющего аптекой больницы Сальпетриер. В 1777 г. Пруст получил приглашение на кафедру химии и металлургии недавно основанной Королевской семинарии в Вергаре (Испания), где работал до 1780 г. В 1785 г. король Испании Карл III пригласил Пруста на должность профессора химии Артиллерийской школы в Сеговии. В дальнейшем Пруст руководил кафедрами химии в университете Саламанки (1789), а затем Мадрида (1791–1808).

Благодаря значительной финансовой поддержке короля Пруст организовал в Мадриде очень хорошо оснащённую лабораторию, собрал ценные коллекции минералов и реактивов.

В 1808 г., в период вторжения войск Наполеона в Испанию и подавления вспыхнувшего в стране народного восстания, лаборатория Пруста и его коллекции погибли. Пруст, который в это время находился во Франции, решил остаться там. В 1816 г. учёный был избран членом Парижской академии наук.

Самым выдающимся научным достижением Пруста стало открытие закона постоянства состава. В Испании Пруст занимался исследованием свойств и состава соединений различных металлов – олова, меди, железа, никеля и др. Он доказал, что при определении состава оксидов металлов многие его современники допускали ошибки, считая гидроксиды оксидами. Пруст показал также, что различные оксиды одного и того же металла имеют вполне определённый состав, который меняется скачкообразно. Исследование состава различных оксидов металлов, а также их хлоридов и сульфидов, выполненное в 1797–1809 гг., послужило основой для открытия им закона постоянных отношений. Пруст сформулировал его так: «Всегда неизменные отношения, эти постоянные признаки, характеризующие истинные соединения, как искусственно полученные, так и природные; одним словом, это постоянство природы, так хорошо виденное Шталем, всё это, я утверждаю, подвластно химику не более, чем закон избирательности <сродства>, который управляет всеми реакциями соединения».

Оппонентом Пруста в возникшей дискуссии о постоянстве состава химических соединений выступил его соотечественник – известный химик Клод Луи Бертолле. Полемику двух учёных, продолжавшуюся с 1801 по 1808 г., выдающийся французский химик Жан Батист Дюма позже охарактеризовал так: «...начался между этими двумя великими противниками, столь достойными помериться силами, длительный научный спор, замечательный как талантом, так и хорошим вкусом его участников. И по форме и по содержанию это один из прекраснейших образцов научной дискуссии».

Благодаря тому, что измерения Пруста были исключительно точными для своего времени, дискуссия закончилась в пользу Пруста и закон постоянства состава получил признание большинства химиков, став одним из краеугольных камней химической теории периода классической химии.

§14. Валентность

14.1. Валентность
14.2. Составление формул веществ при помощи валентности
14.3. Определение валентности по формуле вещества

14.1. Валентность

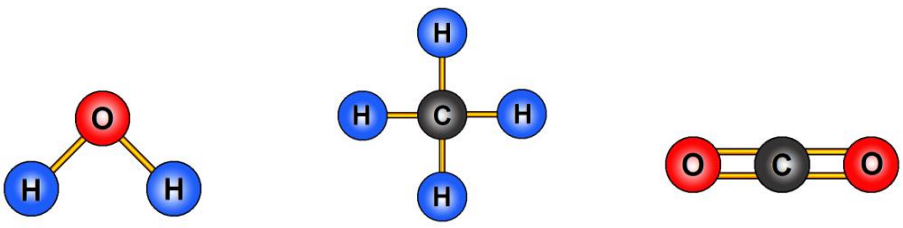
До сих пор вы пользовались химическими формулами веществ, приведенными в учебнике, или теми, которые вам называл учитель. Как же правильно составлять химические формулы?

1. В чем разница между качественным и количественным составом вещества?

Химические формулы веществ составляются на основе знания качественного и количественного состава вещества. Веществ существует гигантское количество, естественно запомнить все формулы невозможно. Это и не нужно! Важно знать определенную закономерность, согласно которой атомы способны соединяться друг с другом с образованием новых химических соединений. Такая способность называется **валентностью**.

Валентность – свойство атомов элементов присоединять определенное число атомов других элементов

Рассмотрим модели молекул некоторых веществ. Таких, как вода, метан и углекислый газ.



Вода Метан Оксид углерода

Рисунок 92. Модели некоторых молекул

Видно, что в молекуле воды атом кислорода присоединяет два атома водорода. Следовательно, его валентность равна двум. В молекуле метана атом углерода присоединяет четыре атома водорода, его валентность в данном веществе равна четырем. Валентность водорода в обоих случаях равна одному. Такую же валентность углерод проявляет и в углекислом газе, но в отличие от метана, атом углерода присоединяет два атома кислорода, так как валентность кислорода равна двум.

Существуют элементы, валентность которых не меняется в соединениях. О таких элементах говорят, что они обладают **постоянной валентностью**. Если же валентность элемента может быть различной – это элементы с **переменной валентностью**. Валентность некоторых химических элементов приведена в таблице 2. Валентность принято обозначать римскими числами.

Таблица 2. Валентность некоторых химических элементов

Символ элемента	*Валентность*	*Символ элемента*	*Валентность*
H, Li, Na, K,F, Ag	**I**	**C, Si, Sn, Pb**	**II, IV**
Be, Mg, Ca, Ba, Zn,O	**II**	**N**	**I, II, III, IV**
Al, B	**III**	**P, Sb**	**III, V**
S	**II, IV, VI**	**Cl**	**I, II,III, IV,V, VII**
Br,I	**I, III, V**	**Ti**	**II, III, IV**
Cu, Hg	**I, II**	**Mn**	**II, III, IV, VI, VII**
Fe, Co, Ni	**II, III**	**Cr**	**II, III, VI**
Au	**I, II, III**	**Os**	**II, III, IV, VI, VIII**

Стоит отметить, что высшая валентность элемента численно совпадает с порядковым номером группы Периодической Системы, в которой он находится. Например, углерод находиться в IV группе, его высшая валентность равна IV.

2. Что такое период и группа химических элементов в Периодической Системе?

Исключение составляют три элемента:

- **азот –** находится в **V** группе, но его высшая валентность **IV**;
- **кислород –** находится в **VI** группе, но его высшая валентность **II**;
- **фтор –** находится в **VII** группе, но его высшая валентность **– I**.

Исходя из того, что все элементы расположены в восьми группах Периодической Системы, валентность может принимать значения от **I** до **VIII**.

14.2. Составление формул веществ при помощи валентности

Для составления формул веществ при помощи валентности воспользуемся определенным алгоритмом:

Алгоритм	*Пример*
1. Записать химические формулы элементов	**P O**
2. Вверху, над символами элементов записать значение их валентности. Для элементов с переменной валентностью, конкретная валентность указана в условии	**V II** **P O**
3. Найти наименьшее общее кратное значений валентности, записать его вверху	**10** **V II** **P O**
4. Поделить НОК на значения валентностей элементов – это индексы, выражающие число атомов	**10 : V = 2 (P)** **10 : II = 5 (O)** **P_2O_5**

14.3. Определение валентности по формуле вещества

Чтобы определить валентность элементов по формуле вещества, необходим обратный порядок действий. Рассмотрим его так же при помощи алгоритма:

Алгоритм	*Пример*
1. Записать формулу вещества	Cl_2O
2. Указать известную валентность элемента (для элементов с постоянной валентностью)	II Cl_2O
3. Найти наименьшее общее кратное валентности и индекса элемента	2 II Cl_2O_1
4. Поделить значение НОК на индекс элемента, валентность которого неизвестна	2 : 2 = 1 I II Cl_2O

При изучении данного параграфа были рассмотрены сложные вещества, в состав которых входят только два вида атомов химических элементов. Формулы более сложных веществ составляются иначе.

Бинарные соединения – соединения, в состав которых входит два вида атомов элементов

Подведем итоги

- **Валентность – свойство атомов элементов присоединять определенное число атомов других химических элементов**
- **Существуют элементы с постоянной и переменной валентностью**
- **Высшая валентность химического элемента совпадает с его номером группы в Периодической Системе химических элементов Д.И. Менделеева. Исключения: азот, кислород, фтор**
- **Бинарные соединения – соединения, в состав которых входит два вида атомов химических элементов**

Вопросы, упражнения и задачи

14.1. Что такое валентность? Каково минимальное и максимальное значение валентности для химического элемента.

14.2. Приведите примеры разных химических элементов, указав их минимальную и максимальную валентность.

14.3. Какие соединения называют бинарными?

14.4. Группу химических элементов: гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон, называют инертными газами. Значение их валентности можно принять равным нулю. Объясните, что это значит.

14.5. Укажите символы химических элементов, имеющих переменную валентность: Ba, Fe, F, O, Cu, Pb, Zn, Ni, Au, N, H, Li, Br.

14.6. Определите валентность элементов в следующих соединениях: NH_3, ZnO, Al_2O_3, KBr, OsO_4, TiO_2, Na_2O, I_2O_5, CrO_3, Ca_3P_2, Na_3N, Mn_2O_7, BaH_2, PbO_2, Au_2O_3, PH_3.

14.7. Составьте формулы соединений, образованных химическими элементами с постоянной валентностью: калием и водородом; магнием и кислородом; алюминием и кислородом; кальцием и фтором; бором и кислородом, бором и водородом, барием и фтором.

14.8. Составьте формулы соединений, в состав которых входит кислород (запишите его в формуле на втором месте) и такие химические элементы: N(II), As(V), Cr(III), Li, Cu(I), S(VI), Si(IV), Ni(II), B.

14.9. Составьте формулы соединений при помощи значений валентности элементов, которые входят в их состав: а) Cu(II) и S(II); б) Si(IV) и Cl(I); в) W(VI) и O; г) C(IV) и S(II); д) Al и P(III); е) Cr(III) и Br(I); ж) S(VI) и F; з) P(III) и Cl(I); и) Al и S(II).

14.10. Определите валентности элементов в соединениях с хлором (проявляет валентность I): AgCl, $FeCl_2$, $AsCl_3$, $TiCl_4$, $SbCl_5$, UCl_6.

14.11. Определите валентности элементов в соединениях с серой (проявляет валентность II): Cu_2S, CoS, Bi_2S_3, SnS_2, As_2S_5, MoS_3, Re_2S_7.

14.12. Определите валентность азота в его оксидах: а) N_2O; б) NO; в) N_2O_3; г) NO_2; д) N_2O_5.

14.13. Определите валентность ванадия в его соединениях: VCl_2, VCl_3, VCl_4, VOCl, $VOCl_2$, $VOCl_3$, VO_2Cl.

14.14. Напишите формулы соединений с кислородом следующих элементов:

а) меди (проявляет валентности I и II);

б) железа (проявляет валентности II и III);

в) кремния (проявляет валентность IV);

г) фосфора (проявляет валентности III и V);

д) хрома (проявляет валентности II, III и VI);

е) осмия (проявляет валентности IV и VIII).

14.15. Составьте формулы соединений с кислородом (оксидов неметаллов):

	IV II		VI II		III II		V II		II II		IV II
а)	S O	б)	S O	в)	P O	г)	P O	д)	C O	е)	C O

14.16. Составьте формулы по валентности:

	II	III	III	I			II I	I	IV	IV	
а)	Na S	Ca P	Mg N	Al Cl		б)	Pb I	Zn Br	Al C	Mg Si	

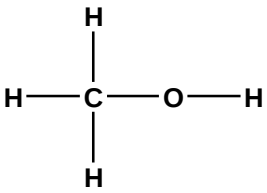
14.17. Составьте формулы водородных соединений неметаллов, если валентность неметалла минимальна: а) HF; б) HCl; в) HS; г) PH; д) NH; е) CH; ж) HBr; з) HSe; и) HI; к) HTe; л) SiH; м) HO.

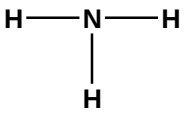
14.18. Зная, что в соединениях с металлами сера и хлор проявляют свою минимальную валентность, определите валентность металлов: а) $FeCl_3$; б) Cu_2S; в) $FeCl_2$; г) PbS; д) $MnCl_2$; е) $CrCl_3$.

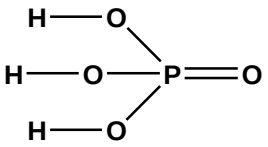
14.19. Определите валентности элементов в соединениях, формулы которых SiH_4 и $MgCl_2$. Составьте формулы соединения магния с кремния и соединения водорода с хлором, если валентности элементов в них такие же, как и в соединениях SiH_4 и $MgCl_2$.

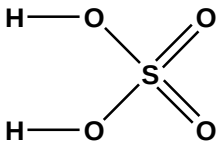
14.20. Определите валентности элементов в соединениях, формулы которых $AlBr_3$ и CH_4. Составьте формулы соединений алюминия с углеродом и водорода с бромом, если валентности элементов в них такие же, как и в соединениях $AlBr_3$ и CH_4.

14.21. Для определения порядка последовательности соединения атомов используют структурные (графические) формулы веществ. В таких формулах валентности элементов обозначают валентными штрихами (черточками). Определите валентности химических элементов в соединениях, для которых приведены следующие структурные формулы:

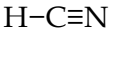

а)

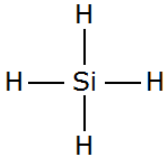

б)


в)

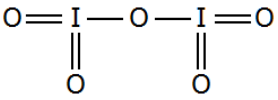

г)

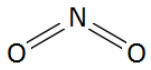
14.22. Определите валентность элементов в соединениях:

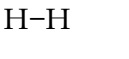

а)

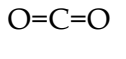

б)

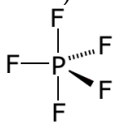
в)

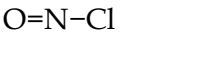

г)

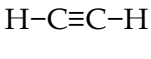

д)

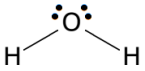

е)

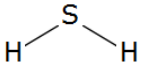

ж)

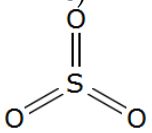

з)

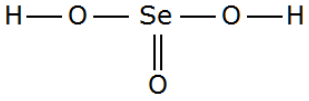

и)

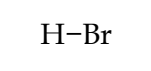

к)


л)


м)


н)


о)


п)

14.23. Определите валентность элементов в следующих соединениях и изобразите их структурные формулы: PH_3, SO_2, Cl_2O, HF, PCl_5.

14.24. При составлении формул по валентности были допущены ошибки. Исправьте их.

а) $\overset{IV\ II}{S\,O_4}$ б) $\overset{IV\ II}{Si_2O_4}$ в) $\overset{V\ I}{PCl_5}$ г) $\overset{III\ II}{Al_2O_3}$ д) $\overset{I\ III}{Li\,N}$ е) $\overset{IV\ II}{W\,O_3}$ ж) $\overset{III}{Mg_3}\overset{II}{P}$ з) $\overset{II}{CuO_2}$

14.25. В свободное время изготовьте модели молекул веществ. В качестве материала для изготовления моделей можно использовать пластилиновые шарики и зубочистки, или спички.

Блокнот эрудита

46. Что такое валентность

Понятие валентности в химии долго считалось одним из основных. «Валентность – фундаментальное свойство атома, – писал более века назад знаменитый немецкий учёный, один из создателей теории химического строения Фридрих Кекуле, – свойство такое же постоянное и неизменяемое, как и самый атомный вес». Однако в современной научной литературе этот термин употребляется не очень широко.

Впервые идею об определённой «ёмкости насыщения» атомов металлов и кислорода высказал в 1853 г. английский химик Эдуард Франкленд (1825–1899). К концу 50-х гг. XIX в. большинство химиков признавали, что валентность (тогда говорили «атомность») углерода равна четырём, кислорода и серы – двум, фтора и хлора – единице. Сам термин «валентность», предложенный в 1868 г. берлинским профессором Карлом Вихельхаусом (1842–1927), был взят из латыни (от лат. *valentia* – «сила»), однако длительное время почти не употреблялся. В классическом труде «Основы химии» Д.И. лишь несколько раз использует как синоним валентности понятие «атомность», не останавливаясь на нём детально и не давая однозначного определения.

И это не случайно. «Ни одно понятие в химии не получало такого количества неясных и неточных определений, как понятие валентности», – писал в 1917 г. американский педагог Александр Смит. Вначале химики ошибочно полагали, что каждый элемент имеет одну валентность. Это неминуемо приводило к искажению химических формул, которые просто «подгоняли» к такому допущению. В частности, формулы двух известных хлоридов меди записывали так: Cl—Cu—Cu—Cl и Cl—Cu—Cl. По этому поводу Смит делает важный и актуальный во все времена вывод: «Вполне противно научному методу – изобретать или искажать факты в целях поддержки представления, которое, не будучи основано на опыте, является результатом простого предположения. Однако история науки показывает, что подобные ошибки наблюдаются часто».

Термин «валентность» потерял однозначность и первоначальную простоту определения и фактически, по мере развития химии, разделился на несколько понятий – парциальную валентность, главную и побочную и т.д.

Первые осложнения начались с признания, что валентность – величина переменная. Теорию немецкого химика Фридриха Карла Иоганнеса Тиле (1865–1918) о парциальных, или частичных, валентностях Чугаев считает одной из первых попыток расширить классическое понятие валентности. Швейцарский химик Альфред Вернер предположил, что наряду с главными, или основными, единицами валентности существуют другие, побочные. Например, в соединении $CoCl_3 \cdot 6NH_3$ атом кобальта связан одновременно с девятью атомами хлора и азота!

Теория немецкого химика Рихарда Абегга (1869–1910) об электровалентности, которая может быть положительной (в высших кислородных соединениях) или отрицательной (в соединениях с водородом) была весьма продуктивной. Валентность при этом определялась числом отдаваемых или принимаемых в реакции электронов.

Какие же напрашиваются выводы? По-видимому, традиционное понятие валентности имеет чёткий и однозначный смысл только для соединений, в которых все химические связи являются осуществляются парами электронов, расположенными между двумя соседними атомами, проще говоря – для соединений типа HCl, CO_2, C_5H_{12} и т.п. Попытки же дать определение валентности «на все случаи жизни» малопродуктивны и вряд ли нужны.

47. Сера, Sulfur, S (16)

Сера известна человеку со времен глубокой древности. Легендарный древнегреческий поэт Гомер, живший между XII и VIII вв. до нашей эры, автор эпических поэм «Иллиада» и «Одиссея», указывает, что сера употреблялась для курений при религиозных обрядах.

Сера входит в состав знаменитого в истории древнего мира греческого огня. Секретом его изготовления владели греческие цари в течение четырех веков.

В 941 г. под стенами Царьграда был уничтожен флот киевского князя Игоря. «Повесть временных лет» – летописный свод событий, составленный в Киеве, заканчивал словами очевидцев описание похода Игоря: «Словно молнию ... которая на небе, Греки имеют у себя и пускали ее, сжигая нас, поэтому мы и не одолели их».

Встречаясь в виде серных жил в трещинах земли вулканических местностей (в Италии, на о. Милосе, в Греции и др.), а также внутри кратеров вулканов, сера издавна считалась продуктом деятельности подземного бога Вулкана. Красивое сине-голубое пламя серы, удушливый запах вблизи огнедышащих гор укрепляли представление о божественном происхождении серы. В представлении древних натуралистов, особенно алхимиков, сера играла особую роль. Мысль, высказанная в VIII в. арабским алхимиком и врачом Джа-бир-ибн-Хайяном (Гебером), о том, что все металлы состоят из серы и ртути, стала основным принципом алхимического «учения» о металлах. Формула: «Все металлы состоят из ртути и серы в изменчивых количествах» теоретически обосновывала возможность превращения неблагородных металлов в золото. По мысли алхимиков, оно состояло из самой чистой ртути, смешанной с небольшим количеством самой чистой серы. Алхимики считали, что путем простого изменения соотношения между серой и ртутью и очищения их любой металл может быть превращен в золото.

О древнейшем знакомстве человека с серой свидетельствует и происхождение ее названия, заимствованное у санскритского слова «*сира*», что значит светло-желтый. Химический знак – от латинского «*сульфур*» – сера.

Сера относится к весьма распространенным элементам. В земной коре содержание серы достигает 0,03%. Сера встречается в самородном состоянии во многих странах. Особенно широко распространена сера в виде многочисленных и разнообразных соединений с металлами (минералы – колчеданы, обманки, блески), а также в виде солей (ангидрит, астраханит, вантгоффит, гипс, кругит, леонит и др.).

Сера входит в состав белков. При анализе различных белков количество серы, в пересчете на сухое вещество, колеблется от 0,3 до 2,5%. Большое количество серы находится в белках покровных тканей, из которых образованы копыта, ногти, волосы, перья. Сера входит в состав некоторых гормонов (например, в инсулин),

витаминов и ряда других органических соединений, играющих большую роль в обмене веществ.

Сейчас трудно перечислить отрасли техники и промышленности, где бы можно было обойтись без серы; она входит в состав спичечной зажигательной массы, широко используется в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями и болезнями виноградников, хлопчатника и других растений.

Сера – незаменимый материал в производстве резины. Ценнейшие свойства каучука – упругость, эластичность – могут сохраняться в узком интервале температуры. Летом, в жару, изделия из каучука размягчаются и липнут. Зимой, в мороз, становятся хрупкими и ломкими. Было установлено, что каучук, соединяясь с серой при нагревании, дает резину (от французского слова – древесная смола). Жара и мороз ей не страшны. Процесс получения резины называется вулканизацией (от латинского «вулканус» – огонь).

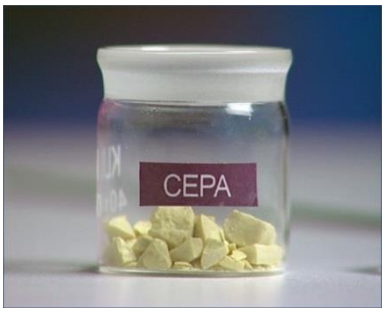


Рисунок 93.
Кристаллы серы

Рисунок 94.
Пластичная сера

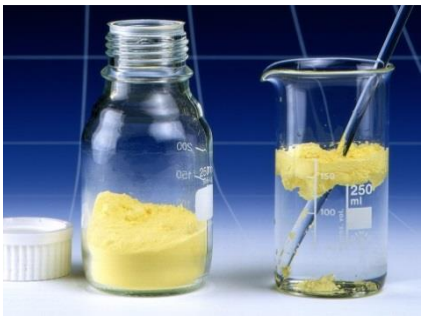


Рисунок 95.
Сера не смачивается водой

В больших масштабах сера применяется для получения многочисленных производных – сероуглерода, сульфитной целлюлозы, фармацевтических препаратов, некоторых сортов синтетических каучуков, серной кислоты.

Оксид серы – сернистый газ SO_2, хорошо растворяется в воде (1 объем воды при 0°С растворяет 80 объемов газа). Сернистый газ бесцветен, ядовит, обладает резким запахом. Обладая способностью обесцвечивать в присутствии влаги органические краски, сернистый газ применяется в текстильной промышленности для отбеливания шерсти и шелка.

В медицинской и ветеринарной практике сернистый газ употребляется как превосходное дезинфицирующее средство. В бумажно-целлюлозной промышленности сернистый газ используется для получения целлюлозы из древесины. При пропускании смеси сернистого газа с кислородом воздуха над нагретым катализатором образуется серный ангидрид SO_3. При температуре 44,8°С серный ангидрид превращается в бесцветную летучую жидкость, затвердевающую при 16,8°С.

Соединение серного ангидрида с водой сопровождается большим выделением тепла. В результате образуется серная кислота.

Огромные количества серной кислоты расходуются в производстве минеральных удобрений, применяются для очистки поверхности железа от окислов перед нанесением металлических покрытий (цинка, олова и др.). Серная кислота

используется для получения медного и цинкового купороса, сернокислого алюминия, некоторых кислот, а также для очистки органических продуктов и особенно нефтепродуктов.

Большие количества серной кислоты требуются для свинцовых аккумуляторов.

Соли серной кислоты – сульфаты широко распространены в природе. Из них особого упоминания заслуживает Na_2SO_4, содержащийся в морской воде или в минеральных озерах и заливах.

В истории химии сульфат натрия (он кристаллизуется с 10 молекулами воды) играл видную роль. Он был открыт и искусственно получен химиком Иоганном Глаубером, за что и назван глауберовой солью. За ряд своеобразных свойств (слабительное действие, легкость выветривания, способность давать пересыщенные растворы и др.) сульфат натрия был назван Глаубером «удивительной солью». От латинского названия этой соли («саль мирабилис») произошло и ее минералогическое название – мирабилит.

Сульфат натрия одно время в больших количествах получали искусственным путем. Французский химик Леблан использовал мирабилит, как естественный так и искусственный, для получения соды.

Профессор Петербургской Академии Лаксман в 1764 г. при варке стекла заменил поташ глауберовой солью. Стекольная промышленность стала одним из крупнейших потребителей сульфата натрия. В настоящее время это соединение является одним из важнейших видов сырья многих отраслей промышленности.

Другая кислота серы – сероводородная – в больших количествах содержится во многих источниках вулканических местностей. В небольших количествах она присутствует в минеральных грязях, образующихся на дне неглубоких соляных озер. Сероводородная кислота – водный раствор сероводорода – бесцветного, с характерным запахом газообразного соединения серы с водородом. Сероводород очень ядовит. Он относится к числу аккумулятивных ядов, т.е. таких, которые, постепенно накапливаясь в организме, вызывают отравление даже в тех случаях, когда их концентрация в воздухе сама по себе не должна вызывать отравлений у человека, если он не находится в этом помещении сравнительно долго.

В природе сероводород в свободном состоянии встречается в составе вулканических газов. В растворенном и отчасти в свободном состоянии сероводород содержится в Черном море, начиная с глубины 200 и более метров. В небольших количествах он образуется всюду, где происходит разложение или гниение органических веществ.

§15. Расчеты по химическим формулам

15.1. Молекулярная и формульная масса вещества
15.2. Массовая доля элемента в веществе
15.3. Определение молекулярной формулы вещества по массовым долям элементов

15.1. Молекулярная и формульная масса вещества

Молекулы обладают определенной массой. Но поскольку массы молекул, как и атомов, чрезвычайно малы, пользуются значениями не их абсолютных, а относительных масс.

1. В чем разница между абсолютной и относительной массой?

Относительная молекулярная масса (обозначается символом $\mathbf{M_r}$) рассчитывается как и относительная атомная масса, относительно 1/12 части массы атома углерода.

Например, молекула кислорода имеет абсолютную массу $5{,}32 \cdot 10^{-23}$ г. Масса атома углерода – $1{,}994 \cdot 10^{-23}$ г:

$$M_r(O_2) = \frac{m(O_2)}{\frac{1}{12}m(C)} = \frac{5{,}32 \cdot 10^{-23}\ г}{1{,}994 \cdot 10^{-23} г} = 32.$$

Более удобным способом расчета относительной молекулярной массы является расчет при помощи относительных атомных масс.

Например, рассчитаем относительные молекулярные массы хлора Cl_2 и углекислого газа CO_2:

$$\mathbf{M_r(Cl_2) = A_r(Cl) \cdot 2 = 35{,}5 \cdot 2 = 71}$$
$$\mathbf{M_r(CO_2) = A_r(C) \cdot 1 + A_r(O) \cdot 2 = 12 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 12 + 32 = 44}$$

Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных масс атомов, содержащихся в нем

2. Приведите примеры веществ атомного, молекулярного, ионного строения.

Понятие «относительная формульная масса вещества» аналогично относительной молекулярной массе. Вам известно, что существуют вещества молекулярного и немолекулярного строения. **Вещества немолекулярного строения не состоят из молекул, и именно для них используется понятие «относительная формульная масса».**

Обозначается относительная формульная масса аналогично молекулярной – $\mathbf{M_r}$.

Например, относительная формульная масса иона равна сумме масс атомов, которые входят в его состав без учета зарядов:

$$M_r(Na^{+1}) = A_r(Na) = 23$$

$$M_r(SO_4^{2-}) = A_r(S) + A_r(O)\cdot 4 = 32 + 16\cdot 4 = 96$$

Рассмотрим еще несколько примеров расчета относительной формульной массы:

$$M_r[Cr_2(SO_4)_3] = A_r(Cr)\cdot 2 + A_r(S)\cdot 3 + A_r(O)\cdot 12 = 52\cdot 2 + 32\cdot 3 + 16\cdot 12 = 104 + 96 + 192 = 392$$

$$M_r(CuSO_4\cdot 5H_2O) = M_r(CuSO_4) + M_r(5H_2O) = A_r(Cu)\cdot 1 + A_r(S)\cdot 1 + A_r(O)\cdot 4 + A_r(H)\cdot 10 + A_r(O)\cdot 5 = 250$$

Обратите внимание, что в формулах, подобной $CuSO_4\cdot 5H_2O$, вместо знака «умножить» на самом деле необходимо применять действие сложения. Данный знак не имеет ничего общего с математическим действием умножения, но такая форма записи формул встречается довольно часто.

15.2. Массовая доля элемента в веществе

По химической формуле вещества можно вычислить **массовые доли** элементов в веществе. Массовая доля (обозначается греческой буквой **ω** – омега), показывает, какую часть от относительной молекулярной массы вещества составляет относительная атомная масса элемента, умноженная на индекс при знаке элемента в формуле.

$$\omega = \frac{A_r(Э)\cdot n(Э)}{M_r(\text{вещества})}\cdot 100\%$$

Массовую долю элемента выражают простой десятичной дробью (долей), или в процентах.

Чтобы рассчитать массовую долю элемента в веществе, необходимо запомнить формулу:

где: $A_r(Э)$ – относительная атомная масса элемента; $n(Э)$ – количество атомов этого элемента; M_r(вещества) – относительная молекулярная масса вещества, в состав которого входит данный элемент.

Рассмотрим пример. Рассчитаем массовые доли углерода и кислорода в углекислом газе:

Дано:	**Решение**:
CO_2	1. Рассчитаем относительную молекулярную массу углекислого газа: $M_r(CO_2) = A_r(C)\cdot 1 + A_r(O)\cdot 2 = 12\cdot 1 + 16\cdot 2 = 12 + 32 = 44$
ω(C) – ?	2. Определим массовую долю углерода: $\omega(C) = \frac{A_r(C)\cdot n(C)}{M_r(CO_2)}\cdot 100\% = \frac{12\cdot 1}{44}\cdot 100\% = 27{,}27\%$
ω(O) – ?	3. Определим массовую долю кислорода: $\omega(O) = 100\% - \omega(C) = 100\% - 27{,}27\% = 72{,}73\%$.
	Ответ: ω(C) = 27,27%; ω(O) = 72,73%.

15.3. Определение молекулярной формулы вещества по массовым долям элементов

По известным массовым долям элементов, входящих в состав вещества, можно определить его молекулярную формулу.

Рассмотрим пример. Вещество содержит по 50% по массе серы и кислорода. Определите его молекулярную формулу.

Дано:	**Решение**
$\omega(S) = 50\%$ $\omega(O) = 50\%$	Обозначим количество атомов серы в формуле **x**, а количество атомов кислорода – **y**. Чтобы найти отношение числа атомов **x** и **y** необходимо поделить массовые доли элементов на значения их относительных атомных масс:
S_xO_y	$$\mathbf{x}:\mathbf{y} = \frac{\omega(S)}{A_r(S)} : \frac{\omega(O)}{A_r(O)} = \frac{50}{32} : \frac{50}{16} = 1{,}56:3{,}13$$ Чтобы получить целые числа, разделим полученное соотношение на наименьшее, то есть на 1,56 $\mathbf{x}:\mathbf{y} = (1{,}56/1{,}56):(3{,}13/1{,}56)$ $\quad\quad$ $\mathbf{x}:\mathbf{y} = 1:2$ Следовательно, формула вещества $\mathbf{SO_2}$ **Ответ**: SO_2

Подведем итоги

- **Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных масс атомов, содержащихся в нем**
- **Относительная молекулярная и формульная массы рассчитываются одинаково**
- **Массовая доля элемента в веществе рассчитывается как отношение произведения относительной атомной массы элемента и количества его атомов к молекулярной массе вещества**

Вопросы, упражнения и задачи

15.1. Как рассчитать относительную молекулярную массу по массе молекулы и по химической формуле молекулы?

15.2. Укажите вещество, имеющее наименьшую молекулярную массу.

15.3. В чем различие между относительной молекулярной и формульной массами?

15.4. Вычислите относительные молекулярные массы следующих веществ: NO, H_2S, CS_2, O_3, N_2, HNO_3, HCl. Расчеты проведите устно.

15.5. Вычислите относительные молекулярные массы следующих веществ: $C_{12}H_{22}O_{11}$, $H_4P_2O_7$, $C_6H_5NO_2$, P_4O_{10}, $HBrO_4$, H_2SeO_4, Si_2H_6, $C_6H_3(NH_2)_2Br$.

15.6. Вычислите относительные формульные массы следующих веществ: $MgSO_4$, $Ca(NO_3)_2$, $Ba_3(PO_4)_2$, $Al_2(SO_4)_3$, $(NH_4)_2S_2O_8$, KCNS, NaH_2PO_4, $KAl(SO_4)_2$, $MnCl_2{\cdot}4H_2O$, $FeSO_4{\cdot}7H_2O$, $NH_4Fe(SO_4)_2{\cdot}12H_2O$.

15.7. Относительная молекулярная масса вещества в состав которого входит иод и кислород, равна 334. Известно, что в составе вещества присутствует пять атомов кислорода. Определите формулу вещества.

15.8. Относительные формульные массы двух соединений кислорода – с медью и серой – одинаковы и равны 80. Каковы химические формулы этих соединений?

15.9. Относительная формульная масса вещества, состоящего из элемента **X** и хлора, равна 208. Известно, что в состав вещества входят два атома хлора. Определите элемент **X**.

15.10. Относительная формульная масса вещества, в состав которого входят элемент **X**, сера и кислород, равна 160. Определите элемент **X**, если атомов кислорода в данном веществе три, а атомов серы в три раза меньше атомов кислорода.

15.11. Масса молекулы воды приблизительно равна $3 \cdot 10^{-23}$ г. Определите относительную молекулярную массу воды.

15.12. Атомная масса элемента **A** в 1,4375 раз больше атомной массы элемента **B**. Сумма атомных масс элементов **A** и **B** равна 39. Используя эти данные, составьте формулу соединения элементов **A** и **B** и вычислите его относительную молекулярную массу.

15.13. Определите массовые доли всех элементов в следующих веществах: SO_3, H_2O, NO_2, $CaCO_3$, Na_2SO_4, $Zn(NO_3)_2$, $AlPO_4$, $C_6H_{12}O_6$, $CuSiO_3$, $(NH_4)_2CO_3$.

15.14. Какая масса калия содержится в калийном удобрении массой 1 кг, если массовая доля калия в нем составляет 40%?

15.15. В некотором веществе массой 160 г содержится 20 г кислорода. Определите массовую долю кислорода в этом веществе.

15.16. Смешали 50 г соли и 100 г сахара. Какова массовая доля соли в полученной смеси?

15.17. Определите простейшие формулы минералов:

а) халькозин: $\omega(Cu) = 79{,}5\%$; $\omega(S) = 20{,}5\%$;

б) пирротин: $\omega(Fe) = 60{,}5\%$; $\omega(S) = 39{,}5\%$;

в) криолит: $\omega(Na) = 32{,}9\%$; $\omega(Al) = 12{,}9\%$; $\omega(F) = 54{,}2\%$;

г) ортоклаз: $\omega(K) = 14{,}0\%$; $\omega(Al) = 9{,}7\%$; $\omega(Si) = 30{,}5\%$; $\omega(O) = 45{,}8\%$.

15.18. Выведите молекулярную формулу оконного стекла, имеющего следующий состав: 65% SiO_2, 8,5% Na_2O, 4,5% Al_2O_3, 11% B_2O_3, 11% ZnO.

15.19. Выведите формулу соединения, в котором отношение масс: а) серы, кислорода и брома составляет 1:1:5; б) магния, углерода и кислорода составляет 2:1:4; в) кальция, серы и кислорода составляет 5:4:8.

15.20. Выведите формулу минерала циркона, содержащего 15,3% кремния по массе, а также цирконий и кислород. Отношение масс циркония и кислорода в минерале составляет 1,42:1.

15.21. Относительная молекулярная масса дисилана – соединения кремния с водородом – равна 62. Напишите формулу дисилана. Является ли она простейшей?

15.22. Одно из соединений мышьяка с серой (минерал реальгар) имеет относительную молекулярную массу 428 и содержит одинаковые количества атомов каждого из элементов. Найдите формулу соединения. Является ли эта формула простейшей?

Блокнот эрудита

48. Виды формул веществ

Различают простейшую и истинную формулы.

В простейшей формуле индексы показывают соотношение количеств атомов элементов в веществе. Примеры простейших формул: NaCl, Al_2O_3, NO_2 (соответствуют существующим веществам), CH, HO, BH_3 (веществ с такими формулами не существует).

Истинная формула – это та, которую на самом деле имеет вещество. Она может быть простейшей или кратной ей (то есть иметь кратные индексы). Примеры истинных формул: NaCl, Al_2O_3, NO_2, N_2O_4, C_2H_2, C_6H_6, H_2O_2, B_2H_6.

Вода имеет формулу H_2O. Это – ее истинная формула, которая одновременно является простейшей. Истинная формула пероксида водорода – H_2O_2 (простейшая – HO).

Пример. Найти истинную формулу бутана – соединения углерода с водородом, который входит в состав баллонного газа, если отношение масс углерода и водорода в нем составляет 24:5, а молярная масса – 58 г/моль.

Решение. Формула бутана в общем виде – C_xH_y.

Согласно условию задачи на каждые 24 г углерода в соединении приходится 5 г водорода.

1) Находим простейшую формулу бутана: x:y = 2:5.

Простейшая формула бутана – C_2H_5. Но она не является истинной, потому что $M_r(C_2H_5) = 2\cdot12 + 5\cdot1 = 29$ (г/моль) ≠ 58 (г/моль).

2) Находим истинную формулу бутана, учитывая, что она является кратной простой, то есть $(C_2H_5)z$: $29z = 58$; $z = 2$.

Истинная формула бутана – $(C_2H_5)_2$, или C_4H_{10}.

Ответ. C_4H_{10}.

49. Хлор – Chlorum, Cl (17)

Хлор – это тяжелый (почти в 2,5 раза тяжелее воздуха) зеленовато-желтый газ, обладающий острым удушающим запахом и высокой ядовитостью для всего живого – от едва различимых под микроскопом бактерий до крупнейших животных.

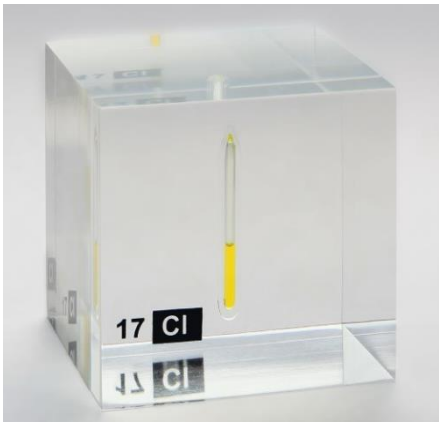


Рисунок 96. Кварцевая ампула со сжиженным под давлением хлором (Cl_2) в акриловом кубе

Рисунок 97. Ампула с газообразным хлором

Ядовитость газа, названного за свой цвет хлором (от греческого слова «хлорос» – зеленовато-желтый), объясняется его большой химической активностью. Он легко вступает в соединение почти со всеми химическими элементами, в том числе со многими металлами (натрием, калием, медью, оловом и др.). При химическом взаимодействии хлора с другими элементами выделяется большое количество тепла и света. Отнимая водород от воды, входящей в состав каждой клетки растительных и животных организмов, хлор тем самым разрушает структуру их, что влечет гибель всего живого.

Активность хлора «убила» и его самого. В природе в свободном состоянии он не встречается. Если же где-либо и образуется при редких условиях (например, при извержениях подводных морских вулканов), то в очень небольших количествах, и тотчас исчезает в результате взаимодействия с окружающими веществами.

Одно из наиболее распространенных соединений хлора – поваренная соль. Но не каждому, пожалуй, известно, каково количество имеющейся на земном шаре соли. А оно огромно! В растворенном состоянии соль содержится в воде морей и океанов. В твердом виде вся соль заняла бы 20 000 000 км^3. Таким количеством соли можно было бы засыпать всю поверхность суши земного шара (149 000 000 км^2) слоем более сотни метров толщиной.

Соль – необходимое соединение для организмов животных и человека. В организме человека содержится до 200 г соли. Важное значение соли в организмах наземных животных и правильное соотношение между солью и другими соединениями хлора, находящимися в крови наземных животных, приближающееся к тому, которое имеется в морской воде, рассматривается некоторыми учеными как доказательство происхождения наземных животных из морских организмов.

Соль открывает историю искусственного получения хлористых соединений и самого хлора. Начало этой истории связывается с 1648 г., когда немецкий химик и врач Иоганн Глаубер, нагревая влажную соль на угле, получил, конденсируя выделяющийся дым, сильную кислоту, названную им «соляным спиртом».

В 1772 г. английской химик Пристли, изучив свойства раствора «соляного спирта» в воде, назвал его соляной кислотой. В 1774 г. шведский химик Шееле нашел, что соляная кислота, при нагревании с двуокисью марганца, дает желто-зеленый газ – хлор.

Хлор не сразу нашел применение. Впервые хлор был использован в медицине. Раствор хлора в воде – хлорная вода – рекомендовалась как дезинфицирующее вещество врачам и студентам-медикам при работе на трупах. В 30-х годах прошлого столетия хлорную воду использовали для ингаляции при туберкулезе легких, дифтерии и некоторых других болезнях.

С развитием техники области применения хлора все более и более расширялись. Он применялся при изготовлении многочисленных химических соединений в анилиново-красочной и фармацевтической промышленностях, в производстве соляной кислоты, хлорной извести, гипохлоритов и т.д. Большие количества хлора используются для отбелки тканей и целлюлозы в бумажной и текстильной промышленностях. В цветной металлургии хлорированием получают некоторые металлы из руд. В химии высокомолекулярных соединений хлор

используется при изготовлении пластических масс, синтетических волокон, каучука и т.д.

В первую мировую войну хлор нашел неожиданное применение как оружие массового уничтожения.

Вскоре после хлора был применен другой удушающий газ – фосген – соединение хлора с окисью углерода. Название нового газа отражало один из способов его получения. Это соединение образуется под влиянием солнечных лучей (от греч. «фос» – свет и «генао» – произвожу, т.е. рожденный светом).

В 1917 г. массовое применение нашел иприт, который тоже содержал в себе хлор. К концу войны применялось более 50 различных боевых отравляющих веществ, 95% которых были производными хлора. Чтобы судить об эффективности ОВ на полях войны, достаточно указать, что в одной только английской армии, занимавшей среди воюющих государств 5 место по своей численности, с июля 1917 г. по ноябрь 1918 г. ОВ вывели из строя более 160 000 человек.

При работе с хлором следует пользоваться защитной спецодеждой, противогазом, перчатками. На короткое время защитить органы дыхания от попадания в них хлора можно тряпичной повязкой, смоченной раствором тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ (это вещество называют «антихлор»).

§16. Закон сохранения массы

16.1. Открытие закона и его значение
16.2. Расчеты при помощи закона сохранения массы

16.1. Открытие закона и его значение

1. Что называют химической реакцией?

Знаменитый английский химик Роберт Бойль при выполнении различных опытов с металлами заметил, что при сильном нагревании металлов на воздухе их масса увеличивается. В итоге, ученый предположил, что в результате химической реакции, протекающей при нагревании, масса веществ должна меняться. Роберт Бойль считал, что при нагревании металлы реагируют с некоей «огненной материей», содержащейся в пламени. «Огненную материю» называли флогистоном.

Рисунок 98. Реторта

Русский ученый Михаил Васильевич Ломоносов, изменил постановку эксперимента, и нагревал металлы не на открытом воздухе, а в герметично запаянных стеклянных ретортах. При постановке эксперимента таким способом, масса реторты с металлом до и после нагревания оставалась прежней.

При вскрытии такой реторты оказалось, что металл частично превратился в другое вещество, которое покрывало поверхность металла. Следовательно, металл

прореагировал с воздухом, который находился в реторте. М.В. Ломоносов сделал очень важный вывод. Если общая масса реторты до и после прокаливания не изменялась, значит, масса содержащегося в сосуде воздуха, уменьшилась на столько же, на сколько увеличилась масса металла (за счет образования нового вещества на его поверхности).

Масса воздуха в реторте действительно уменьшалась, так как при ее вскрытии воздух «врывался» в реторту со свистом.

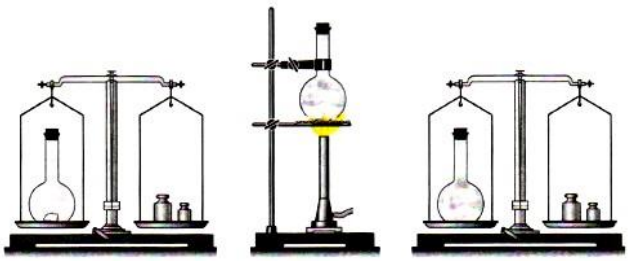


Рисунок 99. Опыт по подтверждению закона сохранения массы

Таким образом, был сформулирован **закон сохранения массы:**

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

Открытие закона сохранения массы нанесло серьезный удар ошибочной теории флогистона, что способствовало дальнейшему бурному развитию химии. Из закона сохранения массы следует, что вещества не могут возникать из неоткуда, и превращаться в ничто. Вещества только превращаются друг в друга.

Например, при горении свечи, ее масса уменьшается. Можно предположить, что вещество, из которого изготовлена свеча, исчезает бесследно. На самом деле это не так. В данном случае не учтены все вещества, которые участвуют в химической реакции горения свечи.

Свеча горит из-за того, что в воздухе присутствует кислород. Следовательно, вещество, из которого изготовлена свеча – парафин, реагирует с кислородом. При этом образуется углекислый газ и пары воды – это продукты реакции. Если измерить массы продуктов реакции, углекислого газа и паров воды, то их масса будет равна массе парафина и кислорода, которые прореагировали. В данном случае продукты реакции просто нельзя увидеть.

2. Какие вещества называют реагентами, а какие – продуктами химической реакции?

В лаборатории доказать закон сохранения массы можно следующим образом. Необходимо поместить в колбу какое-либо вещество, способное реагировать с кислородом. Колбу герметично закрыть пробкой и взвесить. Далее следует нагреть колбу. При нагревании вещество прореагирует с кислородом, содержащимся в воздухе. Когда колба остынет, снова ее взвесить. Масса колбы останется прежней.

Закон сохранения массы открыт М.В. Ломоносовым в 1748 году. В 1773 году, такие же результаты опытов, независимо от Ломоносова, получил французский химик Антуан Лоран Лавуазье.

16.2. Расчеты при помощи закона сохранения массы

Пользуясь законом сохранения массы, можно вычислить массу или одного из вступивших в реакцию веществ, или одного из полученных веществ, если известны массы всех остальных веществ.

При сгорании железа в кислороде, образуется так называемая железная окалина. Какова масса железной окалины, если в реакцию вступило 5,6 г железа и 3,2 г кислорода?

Из закона сохранения массы следует, что суммарная масса железа и кислорода (реагентов) равна массе железной окалины (продукта). Следовательно, масса железной окалины равна 5,6 г + 3,2 г = 8,8 г.

Рассмотрим другой пример. При пропускании электрического тока через воду, вода разлагается на простые вещества – водород и кислород. Какова масса кислорода, если из 12 г воды получено 1,3 г водорода?

Для наглядности составим схему протекающего процесса, массу кислорода обозначим как *x* грамм:

$$\underset{12\ г}{\text{Вода}} \xrightarrow{\text{электрический ток}} \underset{1,3\ г}{\text{водород}} + \underset{x\ г}{\text{кислород}}$$

Легко догадаться, что масса кислорода равна 12 г – 1,3 г = 10,7 г.

Подведем итоги

- **Закон сохранения массы вещества открыт русским ученым М.В. Ломоносовым**
- **Формулировка закона сохранения массы: масса веществ, вступивших в химическую реакцию, всегда равна массе веществ полученных в результате реакции**

Вопросы, упражнения и задачи

16.1. Сформулируйте закон сохранения массы вещества.

16.2. В реторту насыпали порошок алюминия, отверстие реторты герметично закрыли зажимом. Сосуд взвесили и сильно нагрели. Когда реторта остыла, ее вновь взвесили. Изменилась ли ее масса и почему? Затем открыли зажим. Изменилось ли положение чашек весов?

16.3. Какое значение имеет закон сохранения вещества?

16.4. Масса золы, полученной при сжигании дров, гораздо меньше массы исходных веществ. Объясните, не противоречит ли этот факт закону сохранения массы вещества.

16.5. Объясните, не противоречит ли закону сохранения массы веществ, тот факт, что масса проржавевшего ведра может оказаться больше, чем масса такого же нового ведра?

16.6. При взаимодействии 12 г угля с 32 г кислорода образовался углекислый газ (CO_2). Определите его массу.

16.7. При взаимодействии 27 г алюминия с кислородом образовался оксид алюминия Al_2O_3 массой 51 г. Определите массу кислорода, вступившего в реакцию.

16.8. Сернистый газ (SO_2) – газ с едким неприятным запахом, используется при дезинфекции зернохранилищ. Сера массой 64 г прореагировала с кислородом. При этом образовалось 128 г сернистого газа. Определите массу кислорода, который прореагировал с серой.

16.9. Можно ли при сжигании 100 кг угля получить углекислого газа больше, чем 100 кг? За счет чего масса углекислого газа больше массы использованного угля?

16.10. При сплавлении 5,6 г железа с 5,6 г серы образовался сульфид железа FeS массой 8,8 г. Не противоречит ли это закону сохранения массы?

Блокнот эрудита

50. АНТУАН ЛОРАН ЛАВУАЗЬЕ (1743–1794)

Рисунок 100. Антуан Лоран Лавуазье (1743–1794)

Антуан Лоран Лавуазье родился 26 августа 1743 г. в Париже в семье адвоката. Первоначальное образование он получил в колледже Мазарини, а в 1764 г. окончил юридический факультет Парижского университета. Уже во время обучения в университете Лавуазье помимо юриспруденции основательно занимался естественными и точными науками под руководством лучших парижских профессоров того времени. В 1764–1768 гг. слушал курс лекций профессора парижского Ботанического сада Г.Ф. Руэля.

В 1765 г. Лавуазье представил работу на заданную Парижской академией наук тему – «О лучшем способе освещать улицы большого города». При выполнении этой работы сказалась необыкновенная настойчивость Лавуазье в преследовании намеченной цели и точность в изысканиях – достоинства, которые составляют отличительную черту всех его работ. Например, чтобы увеличить чувствительность своего зрения к слабым изменениям силы света, Лавуазье провел шесть недель в тёмной комнате. Эта работа Лавуазье была удостоена академией золотой медали.

В период 1763–1767 гг. Лавуазье совершает ряд экскурсий с известнейшим геологом и минералогом Гэттаром, помогая последнему в составлении минералогической карты Франции. Уже эти первые работы Лавуазье открыли перед ним двери Парижской академии. 18 мая 1768 г. он был избран в академию адъюнктом по химии, в 1778 г. стал действительным членом академии, а с 1785 г. он состоял её директором.

В 1769 г. Лавуазье вступил в Компанию откупов – организацию из сорока крупных финансистов, в обмен на немедленное внесение в казну определённой суммы получавшей право собирать государственные косвенные налоги (на соль, табак и т.п.). Будучи откупщиком, Лавуазье нажил огромное состояние, часть которого потратил на научные исследования; однако именно участие в Компании

откупов стало одной из причин, по которой Лавуазье был в 1794 г. приговорён к смертной казни.

В 1775 г. Лавуазье становится директором Управления порохов и селитр. Благодаря энергии Лавуазье производство пороха во Франции к 1788 г. более чем удвоилось. Лавуазье организует экспедиции для отыскания селитряных месторождений, ведёт исследования, касающиеся очистки и анализа селитры; приёмы очистки селитры, разработанные Лавуазье и А. Боме, дошли и до нашего времени. Пороховым делом Лавуазье управлял до 1791 г. Он жил в пороховом Арсенале; здесь же помещалась и созданная им на собственные средства прекрасная химическая лаборатория, из которой вышли почти все химические работы, обессмертившие его имя. Лаборатория Лавуазье была одним из главных научных центров Парижа того времени.

В начале 1770-х гг. Лавуазье начинает систематические экспериментальные работы по изучению процессов горения, в результате которых приходит к выводу о несостоятельности теории флогистона. Получив в 1774 г. (вслед за К.В. Шееле и Дж. Пристли) кислород и сумев осознать значение этого открытия, Лавуазье создаёт кислородную теорию горения, которую излагает в 1777 г. В 1775–1777 гг. Лавуазье доказывает сложный состав воздуха, состоящего, по его мнению, из «чистого воздуха» (кислорода) и «удушливого воздуха» (азота). В 1781 г. совместно с математиком и химиком Ж. Б. Менье доказывает также и сложный состав воды, установив, что она состоит из кислорода и «горючего воздуха» (водорода). В 1785 г. они же синтезируют воду из водорода и кислорода.

Опираясь на свойства кислородных соединений, Лавуазье первый дал классификацию «простых тел», известных в то время в химической практике. Понятие Лавуазье об элементарных телах являлось чисто эмпирическим: элементарными Лавуазье считал те тела, которые не могли быть разложены на более простые составные части.

Основой его классификации химических веществ вместе с понятием о простых телах, служили понятия «окись», «кислота» и «соль». Окись по Лавуазье есть соединение металла с кислородом; кислота – соединение неметаллического тела (например, угля, серы, фосфора) с кислородом. Органические кислоты – уксусную, щавелевую, винную и др. – Лавуазье рассматривал как соединения с кислородом различных «радикалов». Это была первая классификация, давшая возможность с большой простотой обозреть целые ряды известных в то время в химии тел. Она дала Лавуазье возможность предугадать сложный состав таких тел как известь, барит, едкие щелочи, борная кислота и др., считавшихся до него телами элементарными.

В связи с отказом от флогистонной теории возникла необходимость в создании новой химической номенклатуры, в основу которой легла классификация, данная Лавуазье. Основные принципы новой номенклатуры Лавуазье разрабатывает в 1786–1787 гг. вместе с К.Л. Бертолле, Л.Б. Гитоном де Морво и А. Ф. Фуркруа. Новая номенклатура внесла большую простоту и ясность в химический язык, очистив его от сложных и запутанных терминов, которые были завещаны алхимией. С 1790 г. Лавуазье принимает участие также и в разработке рациональной системы мер и весов – метрической.

Предмет изучения Лавуазье составляли и тепловые явления, тесно связанные с процессом горения. Вместе с Лапласом Лавуазье даёт начало калориметрии. Они создают ледяной калориметр, с помощью которого измеряют теплоёмкости многих тел и теплоты, освобождающиеся при различных химических превращениях. Лавуазье и Лаплас в 1780 г. устанавливают основной принцип термохимии, сформулированный ими в следующей форме: «Всякие тепловые изменения, которые испытывает какая-нибудь материальная система, переменяя свое состояние, происходят в порядке обратном, когда система вновь возвращается в свое первоначальное состояние».

В 1789 г. Лавуазье опубликовал учебник «Элементарный курс химии», целиком основанный на кислородной теории горения и новой номенклатуре, который стал первым учебником новой химии. Поскольку в этом же году началась французская революция, переворот, совершённый в химии трудами Лавуазье, принято называть «химической революцией».

Творец химической революции, Лавуазье стал, однако, жертвой революции социальной. В конце ноября 1793 г. бывшие участники откупа были арестованы и преданы суду революционного трибунала. Ни петиция от «Совещательного бюро искусств и ремесел», ни всем известные заслуги перед Францией, ни научная слава не спасли Лавуазье от смерти. «Республика не нуждается в учёных», заявил председатель, трибунала Коффиналь в ответ на петицию бюро. Лавуазье был обвинён в участии «в заговоре с врагами Франции против французского народа, имевшем целью похитить у нации огромные суммы, необходимые для войны с деспотами», и присуждён к смерти. «Палачу довольно было мгновения, чтобы отрубить эту голову» – сказал известный математик Лагранж по поводу казни Лавуазье, – «но будет мало столетия, чтобы дать другую такую же...». В 1796 г. Лавуазье был посмертно реабилитирован.

51. Существует ли закон сохранения массы?

Закон сохранения массы является частным случаем общего закона природы – закона сохранения энергии, который утверждает, что энергия изолированной системы постоянна. Энергия – это мера движения и взаимодействия различных видов материи. При любых процессах в изолированной системе энергия не производится и не уничтожается, она может только переходить из одной формы в другую. Например, энергия электромагнитного излучения, действующего на молекулу, может переходить в энергию вращательного движения молекулы или поступательного движения атомов; напротив, энергия химического взаимодействия может переходить в энергию излучения.

Закон сохранения энергии как философский принцип не выводится из более общих постулатов. С физической точки зрения, закон сохранения энергии является следствием однородности времени, т.е. того факта, что законы природы со временем не меняются. Нарушения закона сохранения энергии возможны при некоторых физических процессах (рождение виртуальных частиц в вакууме), однако длительность таких процессов очень мала, и нарушение закона сохранения энергии не может быть зарегистрирована экспериментально,

Одной из форм энергии является так называемая энергия покоя, которая связана с массой соотношением Эйнштейна

$$E_0 = m_0 \cdot c^2,$$

где с – скорость света в вакууме ($c = 3 \cdot 10^8$ м/с). Это соотношение показывает, что масса может переходить в энергию и наоборот. Именно это и происходит во всех ядерных реакциях, и поэтому закон сохранения массы в ядерных процессах нарушается. Однако, закон сохранения энергии остается справедливым и в этом случае, если учитывать энергию покоя.

В химических реакциях изменение массы, вызванное выделением или поглощением энергии, очень мало. Типичный тепловой эффект химической реакции по порядку величины равен 100 кДж/моль. Посчитаем, как при этом изменяется масса:

$$\Delta m = \Delta E / c^2 = 10^5 / (3 \cdot 10^8)^2 \approx 10^{-12} \text{ кг/моль} = 10^{-9} \text{ г/моль}.$$

Ясно, что такое малое изменение массы невозможно зарегистрировать экспериментально, поэтому можно утверждать, что в химических реакциях закон сохранения массы выполняется практически точно.

52. Магний, Magnesium, Mg (12)

В 1695 г. один из химиков, стремясь получить «философский камень», выпаривал воду, вытекавшую из недр земли близ города Эпсом (Англия). Он получил соль, обладающую... горьким вкусом и слабительным действием. Спустя пять лет было обнаружено, что соль Эпсома, взаимодействуя с «постоянной щелочью» (так почти до конца XVIII в. называли соду и поташ), образует рыхлый белый легкий порошок. За внешнее сходство с другим таким же легким и рыхлым порошком, который получался при прокаливании каменистой горной породы, находящейся близ греческого города Магнезии (в Восточной Фессалии), полученный порошок стали называть белой магнезией.

Есть основания полагать, что название могло произойти и от двух других городов древней Греции с теми же самыми «именами». Один из них – Магнезия в Лидии у подножья горы Сипеле. Другая Магнезия – в Ионии, известная как подарок персидского царя Артаксеркса афинскому государственному деятелю Фемистоклу. В окрестностях этих городов тоже встречалась порода, дававшая при обжиге белый порошок, получивший название магнезии.

В 1808 г. после того, как Дэви выделил металл, способный образовывать белую магнезию, этому металлу было присвоено «имя» магний.

Магний широко распространен в природе в виде разнообразных соединений, образующих минералы: магнезит, доломит, силикаты – оливин, авгит, асбест, тальк, морская пенка и др.

Магнезит образует мощные скопления, из доломита состоят целые горные хребты. Не меньшие количества соединений магния находятся в воде морей и океанов, где в пересчете на чистый магний его содержится не менее 60 000 000 000 000 000 т. Являясь биоэлементом, магний входит в состав живого вещества. Если в животных организмах количество магния не превышает сотых долей процента, то в растениях его уже значительно больше. Магний – необходимая составная часть красящего вещества растений – хлорофилла, играющего важную роль в процессах усвоения углекислоты.

Хлорофилл – одно из замечательных веществ в природе. Он поглощает солнечные лучи, за счет энергии которых в листе осуществляются сложные

химические превращения. В результате этих превращений из углекислого газа (продукта дыхания человека, животных и растений, отброса фабрик и заводов) и воды в зеленых частях растений создаются сложные органические вещества (сахар, крахмал и др.). Эти вещества необходимы для питания человека и животных. Данное превращение есть единственный на нашей планете естественный процесс образования органических веществ. Вот что писал по этому поводу великий русский ученый К.А. Тимирязев: «Все органические вещества, как бы они ни были разнообразны, где бы они ни встречались – в растении ли, в животном или человеке, прошли через лист... вне листа... в природе не существует лаборатории, где бы выделывалось органическое вещество. Без усвоения растениями углерода на земле не было бы жизни в том виде, в каком она есть сейчас». В этом заключается мировая, или, как говорил К.А. Тимирязев, космическая, роль растений.

Процесс образования, или синтез органических веществ в листьях, называется фотосинтезом (от греческого слова «*фотос*» – свет). Фотосинтез сопровождается выделением из листьев кислорода и поглощением солнечных лучей, энергия которых закрепляется в виде скрытой энергии органических веществ в растении. Таким образом, с помощью хлорофилла растения осуществляют санитарную роль на Земле: очищают ее от углекислоты, жизнь в которой невозможна для животных и людей, и аккумулируют солнечное тепло. Просто схватить и спрятать луч Солнца невозможно, но с помощью растения, с помощью его зеленой ветки, зеленого листа можно не только извлечь углерод из воздуха, но и вместе с ним положить в запас и поглощенный хлорофиллом луч Солнца. В состав хлорофилла входит до 2% магния. Без магния нет хлорофилла, а без него не могла бы быть на Земле и жизнь. Такова роль магния.

Что же представляет собой магний? Магний – металл, серебристо-белого цвета, очень легкий (плотность 1,7), устойчивый на воздухе, так как быстро покрывается тонким слоем окиси, защищающим металл от дальнейшего окисления. Если магний поместить в пламя спички, он загорается и сгорает ярким пламенем с образованием густого белого дыма (окиси магния). При этом выделяется большое количество ультрафиолетовых лучей и тепла. Теплом, выделяющимся при сгорании одного грамма магния, можно нагреть 100 г (полстакана) ледяной воды до 50°С.

Рисунок 101. Металлический магний в слитках

Рисунок 102. Фотограф с магниевой вспышкой

Рисунок 103. Лекарственный препарат с магнием

Магний в минувшей войне использовался германской армией для изготовления зажигательных бомб и осветительных ракет. В фотографии при недостатке естественного освещения также используется магниевая вспышка.

Способность магния давать прочные и легкие сплавы используется в металлургии. Из технических сплавов нашли широкое применение в машиностроении сплавы магналий и «электрон». Магналий – сплав 5–30% магния с алюминием. Этот сплав тверже алюминия, но легче обрабатывается и полируется. Под названием «электрон» понимают ряд сплавов магния с алюминием (до 10,6%), цинком (до 4,5%) и марганцем (до 1,7%). Иногда в состав этих сплавов вводят медь, бериллий, титан и др.; обладая прекрасными техническими свойствами, «электрон» лишь немногим тяжелее (1,8) чистого магния.

§17. Химические уравнения

17.1. Схема химической реакции
17.2. Химические уравнения

17.1. Схема химической реакции

Для характеристики определенной химической реакции, необходимо уметь составить запись, которая будет отображать условия протекания химической реакции, показывать какие вещества вступили в реакцию, а какие образовались. Для этого используют схемы химических реакций.

Схема химической реакции – условная запись, показывающая, какие вещества вступают в реакцию, какие продукты реакции образуются, а также условия протекания реакции

Рассмотрим в качестве примера реакцию взаимодействия угля и кислорода. Схема данной реакции записывается следующим образом:

C + **O_2** → **CO_2**.

уголь взаимодействует с кислородом с образованием углекислого газа

Углерод и кислород – в данной реакции **реагенты**, а полученный углекислый газ – **продукт** реакции. Знак «→» обозначает протекание реакции. Часто над стрелкой пишут условия, при которых происходит реакция.

Например, знак «$\xrightarrow{t^\circ}$» обозначает, что реакция протекает при нагревании. Знак «$\xrightarrow{P}$» обозначает давление, а знак «$\xrightarrow{h\nu}$» – что реакция протекает под действием света. Также над стрелкой могут указывать дополнительные вещества, участвующие в реакции. Например, «$\xrightarrow{O_2}$».

Если в результате химической реакции образуется газообразное вещество, то в схеме реакции, после формулы этого вещества записывают знак «↑». Если при протекании реакции образуется осадок, его обозначают знаком «↓».

Например, при нагревании порошка мела (его химическая формула $CaCO_3$), образуются два вещества: негашеная известь CaO и углекислый газ. Схема реакции записывается так:

$$CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CaO + CO_2\uparrow.$$

В тех случаях, когда и реагенты и продукты реакции, например, являются газами, знак «↑» не ставят. Так, природный газ, в основном состоит из метана CH_4, при его нагревании до 1500°C он превращается в два других газа: водород H_2 и ацетилен C_2H_2. Схема реакции записывается так:

$$CH_4 \xrightarrow{t^\circ} C_2H_2 + H_2.$$

Важно не только уметь составлять схемы химических реакций, но и понимать, что они обозначают. Рассмотрим, еще одну схему реакции:

$$H_2O \xrightarrow{эл.ток} H_2\uparrow + O_2\uparrow.$$

Данная схема означает, что под действием электрического тока, вода разлагается на два простых газообразных вещества: водород и кислород.

Схема химической реакции является подтверждением закона сохранения массы, и показывает, что химические элементы во время химической реакции не исчезают, а только перегруппировываются в новые химические соединения.

1. Сформулируйте закон сохранения массы.

17.2. Химические уравнения

Согласно закону сохранения массы исходная масса продуктов всегда равна массе полученных реагентов. Количество атомов элементов до и после реакции всегда одинаковое, атомы только перегруппировываются и образуют новые вещества.

Вернемся к схемам реакций, записанным ранее:

$$CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CaO + CO_2\uparrow \quad C + O_2 \rightarrow CO_2.$$

В данных схемах реакций знак «→» можно заменить на знак «=», так как видно, что количество атомов до и после реакций одинаковое. Записи будут иметь следующий вид:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow \quad C + O_2 = CO_2.$$

Именно такие записи называют химическими уравнениями, то есть записи схем реакций, в которых количество атомов до и после реакции одинаковое.

Химическое уравнение – условная запись химической реакции посредством химических формул, которая соответствует закону сохранения массы вещества

Если мы рассмотрим другие, приведенные ранее схемы уравнений, можно заметить, что на первый взгляд, закон сохранения массы в них не выполняется:

$$CH_4 \xrightarrow{t^\circ} C_2H_2 + H_2.$$

Видно, что в левой части схемы, атом углерода один, а в правой – их два. Атомов водорода поровну и в левой и правой частях их по четыре. Превратим данную схему в уравнение. Для этого необходимо **уравнять** количество атомов углерода. Уравнивают

химические реакции при помощи коэффициентов, которые записывают перед формулами веществ.

Очевидно, чтобы количество атомов углерода стало одинаковым слева и справа, в левую часть схемы, перед формулой метана необходимо поставить коэффициент 2:

2. Какое число называют коэффициентом?

$$2CH_4 \xrightarrow{t^\circ} C_2H_2 + H_2.$$

Видно, что атомов углерода слева и справа теперь поровну, по два. Но теперь расходится количество атомов водорода. В левой части уравнения их 2·4 = 8. В правой части уравнения атомов водорода 4 (два из них в молекуле ацетилена, и еще два – в молекуле водорода). Если поставить коэффициент перед ацетиленом, нарушится равность атомов углерода. Поставим перед молекулой водорода коэффициент 3:

$$2CH_4 = C_2H_2 + 3H_2.$$

Теперь количество атомов углерода и водорода в обеих частях одинаковое. Закон сохранения массы выполняется!

Рассмотрим другой пример. Схему реакции $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$, необходимо превратить в уравнение.

В данной схеме различным является количество атомов водорода. В левой части два, а в правой – три атома. Поставим коэффициент 2 перед NaOH:

$$Na + H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2.$$

Тогда атомов водорода в правой части станет четыре, следовательно, коэффициент 2 необходимо добавить и перед формулой воды:

$$Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2.$$

Уравняем и количество атомов натрия:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2.$$

Теперь количество всех атомов до и после реакции одинаковое.

Таким образом, можно сделать вывод: чтобы превратить схему химической реакции в химическое уравнение, необходимо уравнять количество всех атомов, входящих в состав реагентов и продуктов реакции при помощи коэффициентов. Коэффициенты ставятся перед формулами веществ.

Подведем итоги

- **Схема химической реакции – условная запись, показывающая, какие вещества вступают в реакцию, какие продукты реакции образуются, а так же условия протекания реакции**
- **В схемах реакций используют обозначения, указывающие на особенности их протекания**
- **Химическое уравнение – условная запись химической реакции посредством химических формул, которая соответствует закону сохранения массы вещества**
- **Схему химической реакции превращают в уравнение путем расстановки коэффициентов перед формулами веществ**

Вопросы, упражнения и задачи

17.1. В чем разница между схемой реакции и химическим уравнением?

17.2. Расставьте коэффициенты в следующих химических реакциях:

1. $Ca + O_2 \rightarrow CaO$
2. $Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$
3. $Al + Cl_2 \rightarrow AlCl_3$
4. $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$
5. $H_2 + Br_2 \rightarrow HBr$
6. $C + O_2 \rightarrow CO$
7. $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$
8. $NaNO_3 \rightarrow NaNO_2 + O_2$
9. $Al_2O_3 + HI \rightarrow AlI_3 + H_2O$
10. $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$
11. $Mg + HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$
12. $Al + HBr \rightarrow AlBr_3 + H_2$
13. $Li + H_2O \rightarrow LiOH + H_2$
14. $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$
15. $Al + Fe_2O_3 \rightarrow Fe + Al_2O_3$
16. $Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 + H_2O$
17. $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2 + O_2$
18. $C_2H_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
19. $CO + O_2 \rightarrow CO_2$
20. $P + O_2 \rightarrow P_2O_5$

17.3. Вместо точек запишите формулы простых веществ, которые вступили в реакцию, расставьте коэффициенты:

1. … + … → $NaCl$
2. … + … → Al_2S_3
3. … + … → BaO
4. … + … → Li_3N
5. … + … → P_2O_3
6. … + … → Li_2S
7. … + … → HI
8. … + … → PH_3
9. … + … → Al_4C_3
10. … + … → Na_2O_2

17.4. Исправьте ошибки в следующих уравнениях реакций:

1. $2Ca + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2$
2. $FeCl_2 + 3Cl_3 = FeCl_3$
3. $Na + S = Na_2S$
4. $SO_3 = 2SO_2 + O_2$
5. $2Cr + 6HCl = 2CrCl_3 + 2H_2$
6. $HgO = Hg + O_2$
7. $2LiCl + AgNO_3 = AgCl + 2LiNO_3$
8. $CuSO_4 = CuO + SO_2$
9. $5Sb + 2Cl_2 = 5SbCl_5$
10. $PbO + 2Al = Al_2O_3 + Pb$

17.5. Прокомментируйте, при каких условиях, и чем будет сопровождаться протекание следующих реакций. Превратите схемы реакций в уравнения:

1. $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + NaCl$
2. $CaCO_3 + HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + CO_2\uparrow + H_2O$
3. $Mg + H_2O \xrightarrow{t^\circ} Mg(OH)_2 + H_2\uparrow$
4. $AgI \xrightarrow{h\nu} Ag + I_2$
5. $KCl \xrightarrow{эл.ток} K + Cl_2\uparrow$
6. $NO_2 \xrightarrow{P} N_2O_4$

17.6. Поставьте недостающие коэффициенты и замените стрелки знаками равенства:

1. $?H_2O \rightarrow 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$
2. $?Li + Cl_2 \rightarrow 2LiCl$
3. $?K + S \rightarrow K_2S$
4. $2Ag_2O \rightarrow ?Ag + O_2\uparrow$
5. $?Al + ?Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$
6. $H_2 + Cl_2 \rightarrow ?HCl$
7. $K_2O + H_2O \rightarrow ?KOH$
8. $2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + ?H_2O$
9. $2CO + O_2 \rightarrow ?CO_2$
10. $?H_2O_2 \rightarrow ?H_2O + O_2$
11. $?Na + P \rightarrow Na_3P$
12. $2Cu + O_2 \rightarrow ?CuO$
13. $?Al + ?Br_2 \rightarrow 2AlBr_3$
14. $?H_2 + O_2 \rightarrow ?H_2O$
15. $?Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$
16. $?Ca + ?P \rightarrow Ca_3P_2$
17. $P_2O_5 + ?H_2O \rightarrow ?H_3PO_4$
18. $?NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$
19. $?Fe_3O_4 + 8Al \rightarrow 9Fe + ?Al_2O_3$
20. $?NaNO_3 \rightarrow ?NaNO_2 + O_2$

17.7. Напишите уравнения реакций

1. $Cu + O_2 \rightarrow CuO$
2. $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$
3. $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2\uparrow$
4. $NaOH + CO_2 \rightarrow NaHCO_3$
5. $NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$
6. $Na_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + CO_2\uparrow + H_2O$
7. $Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow NaCl + BaSO_4\downarrow$
8. $KOH + H_2S \rightarrow K_2S + H_2O$
9. $CuO + HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$
10. $Na_2CO_3 + HCl \rightarrow NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$
11. $Ba(NO_3)_2 + CO_2 + H_2O \rightarrow BaCO_3\downarrow + HNO_3$
12. $Fe_2(SO_4)_3 + K_3PO_4 \rightarrow FePO_4\downarrow + K_2SO_4$
13. $H_2SO_4 + KOH \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$
14. $Ni(NO_3)_2 + K_2S \rightarrow NiS\downarrow + KNO_3$
15. $FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$
16. $KBr + Cl_2 \rightarrow KCl + Br_2$
17. $Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + P_2O_5$
18. $CrCl_3 + NaOH \rightarrow Cr(OH)_3 + NaCl$
19. $CO + Fe_2O_3 \rightarrow Fe_3O_4 + CO_2$
20. $Si + NaOH + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2$

17.8. Составьте формулы продуктов реакций и напишите соответствующие химические уравнения:

а) $Na + Cl_2 \rightarrow Na...Cl^{I}...$
$Ca + Cl_2 \rightarrow Ca...Cl^{I}...$
$Fe + Cl_2 \rightarrow Fe^{III}...Cl^{I}...$

б) $B + F_2 \rightarrow B...F...$
$C + F_2 \rightarrow C^{IV}...F...$
$P + F_2 \rightarrow P^{V}...F...$

в) $Li + O_2 \rightarrow Li...O...$
$Al + O_2 \rightarrow Al...O...$
$P + O_2 \rightarrow P^{V}...O...$

г) $Mg + P \rightarrow Mg...P^{III}$
$Si + N_2 \rightarrow Si^{IV}...N^{III}...$
$Mg + N_2 \rightarrow Mg...N^{III}...$

д) $Fe^{II}...O... + O_2 \xrightarrow{t^\circ} Fe^{III}...O...$
$Fe^{II}...Cl... + Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} Fe^{III}...Cl...$

е) $Cr^{VI}...O... \xrightarrow{t^\circ} Cr^{III}...O... + O_2\uparrow$
$Cl^{VII}...O... \xrightarrow{t^\circ} Cl_2\uparrow + O_2\uparrow$

Блокнот эрудита

53. Стехиометрия – основа химии

Выдающийся немецкий философ Иммануил Кант как-то заметил, что в некоторых ветвях естественных наук истинной науки столько, сколько в них математики. Эти слова произвели глубокое впечатление на немецкого химика Иеремию Вениамина Рихтера (1762–1807): даже свою докторскую диссертацию он назвал «Использование математики в химии». А ещё Рихтер сформулировал правило, которым химики пользуются уже более двух столетий. Основываясь на результатах собственных экспериментов, а также работ предшественников, он вывел закон, согласно которому вещества взаимодействуют в строго определённых соотношениях, причём массы и исходных веществ, и продуктов реакции можно рассчитать заранее. Впервые в истории химии Рихтер записал количественные уравнения реакций, позволяющие, как выразился бы современный химик, рассчитать теоретический выход продукта.

Все эти идеи, известные сейчас даже школьнику, Рихтер изложил в 1793 г. в своём главном труде «Начальные основания стехиометрии». Введённое им понятие стехиометрии (от греч. «*стойхеон*» – «основание», «элемент» и «*метрео*» –

«измеряю»), т.е. массовых или объёмных соотношений реагирующих веществ, стало одним из ключевых в химии.

54. Фосфор, Phosphorus, P (15)

Фосфор – неметалл, может существовать в нескольких формах, или, как говорят, в нескольких модификациях.

Белый фосфор – твердое кристаллическое вещество, причем в химически чистом виде кристаллы белого фосфора совершенно бесцветны, прозрачны и очень хорошо преломляют свет. На свету они быстро желтеют и утрачивают прозрачность. Поэтому в обычных условиях фосфор внешне очень похож на воск, но тяжелее его (плотность белого фосфора 1,84). На холоду фосфор хрупок, но при комнатной температуре сравнительно мягок и легко режется ножом. При 44°С белый фосфор плавится, а при 280,5°С кипит. Белый фосфор, окисляясь кислородом воздуха, светится в темноте и легко воспламеняется при слабом нагревании, например от трения.

Температура воспламенения совершенно сухого и чистого фосфора близка к температуре человеческого тела. Поэтому его хранят только под водой. Белый фосфор используется в качестве зажигательного материала в артиллерийских снарядах, авиационных бомбах, гранатах, пулях.

Фосфор – один из сильнейших ядов. Одна десятая доля грамма фосфора уже смертельная для человека. С другой стороны, фосфор – составная часть животного организма, без него животные и человек существовать не могут. Недостаток фосфора в организме вызывает задержку роста, слабость, прогрессивное исхудание и смерть. Прибавление же к пище растущих животных незначительных количеств фосфора (0,00015 г в день) ведет к улучшению аппетита, увеличению веса, числа красных кровяных шариков (эритроцитов), росту и уплотнению костей. Основная масса фосфора в организмах животных и человека содержится в костях. Соединения фосфора входят также в состав мозга, нервов, крови. Общее количество фосфора в организме человека достигает 500 г. Этим количеством свободного фосфора могут смертельно отравиться 5000 человек, и это же количество фосфора необходимо для нормального существования одного человека.

В поисках эликсира молодости и попытках получения золота алхимик XVII столетия Хенниг Бранд из Гамбурга пытался изготовить «философский камень» из мочи. Для этой цели он выпарил большое количество ее и полученный после упаривания сиропообразный остаток подверг сильному прокаливанию в смеси с песком и древесным углем без доступа воздуха.

В результате Бранд получил вещество, обладающее необыкновенными свойствами: оно светилось в темноте; брошенное в кипящую воду, выделяло пары, загоравшиеся на воздухе с выделением густого белого дыма, растворявшегося в воде с образованием кислоты.

Независимо от Бранда в Англии в 1680 г. фосфор был получен Бойлем. В 1743 г. химик А. Марграф нашел более совершенный *способ* получения фосфора и опубликовал свои данные для всеобщего сведения.

За способность светиться в темноте фосфор получил свое название, составленное из двух греческих слов: «фос» – свет и «феро» – несу. Буквально «фосфор» – светоносец.

Фосфор в природе в свободном состоянии не встречается. Однако, относясь к числу широко распространенных элементов (на долю фосфора приходится 0,04% от общего числа атомов земной коры), он образует скопления минералов – фосфорита и апатита.

Некоторые соединения фосфора – фитин, глицерофосфат и др. – используются в медицине как лекарства, укрепляющие нервную, мышечную и костную системы.

Основным потребителем фосфора является спичечная промышленность.

Красный фосфор в противоположность белому, или желтому, как его иногда называют, не ядовит, на воздухе не окисляется, в темноте не светится, в сероуглероде не растворяется и загорается только при 260°С. Красный фосфор получается из белого путем длительного нагревания без доступа воздуха при 250–300°С.

При очень больших давлениях красный фосфор переходит в новую модификацию – черный фосфор. Выяснено, что при давлении в 40 000 кг/см^2 образующаяся черная модификация фосфора имеет признаки металла (металлический блеск) и является полупроводником, а при дальнейшем увеличении давления до 100 000 кг/см^2 черный фосфор приобретает металлический характер.

Рисунок 104. Аллотропные модификации фосфора. Слева направо – белый, красный, черный и металлообразный, получаемый при высоких давлениях

§18. Кислород

18.1. Кислород как химический элемент
18.2. Физические свойства кислорода
18.3. Круговорот кислорода в природе

18.1. Кислород как химический элемент

Кислород – химический элемент, свойства которого будут рассмотрены в следующих нескольких параграфах. Обратимся к Периодической Системе химических элементов Д.И. Менделеева.

1. Определите количество электронов, протонов в атоме кислорода, а также заряд ядра.

Элемент кислород расположен во 2 периоде, VI группе, главной подгруппе.

Там же указано, что относительная атомная масса кислорода равна 16.

2. Составьте формулы бинарных соединений, кислорода с металлами: литием, кальцием, хромом.

По порядковому номеру кислорода в Периодической Системе, можно легко определить количество электронов, содержащихся в его атоме, заряд ядра атома кислорода, количество протонов.

Валентность кислорода в соединениях равна II. Атом кислорода может присоединять два электрона, и превращаться в ион: $O^0 + 2\bar{e} = O^{-2}$.

3. Какие частицы называют ионами?

Стоит отметить, что кислород – самый распространенный элемент на нашей планете. Кислород входит в состав воды. Морские и пресные воды на 89% по массе состоят из кислорода. Кислород входит в состав множества минералов и горных пород. Массовая доля кислорода в земной коре составляет около 47%. В воздухе кислорода содержится около 23% по массе.

4. Какие соединения называют бинарными?

18.2. Физические свойства кислорода

При взаимодействии двух атомов кислорода образуется устойчивая молекула простого вещества кислорода O_2. Данное простое вещество, как и элемент, называется кислородом. Не путайте кислород-элемент, и кислород – простое вещество.

5. В чем разница между элементом и простым веществом, которое он образует?

По физическим свойствам кислород – это бесцветный газ без запаха и вкуса, немного тяжелее воздуха. Практически нерастворим в воде (при комнатной температуре и нормальном атмосферном давлении растворимость кислорода составляет около 8 мг на один литр воды).

Кислород проявляет интересные свойства при сильном охлаждении. Так, при температуре –183°С кислород конденсируется в прозрачную подвижную жидкость бледно-голубого цвета.

Если жидкий кислород охладить еще сильнее, то при температуре –218°С кислород «замерзает» в виде синих кристаллов. Если температуру постепенно повышать, то при –218°С, твердый кислород начнет плавится, а при –183°С – закипит. Следовательно, температуры кипения и конденсации, а также температуры замерзания и плавления для веществ являются одинаковыми.

Для хранения и транспортировки жидкого кислорода используют так называемые сосуды **Дьюара**. Сосуды Дьюара используют для хранения и транспортировки жидкостей, температура которых, должна длительное время оставаться постоянной. Сосуд Дьюара носит имя его изобретателя, шотландского физика и химика Джеймса Дьюара.

Рисунок 105. Сосуд Дьюара

Простейшим сосудом Дьюара является бытовой термос. Устройство сосуда довольно простое, это колба, помещенная в большую колбу. Из герметичного пространства между колбами откачивается воздух. Благодаря отсутствию воздуха между стенками колб, жидкость, налитая во внутреннюю колбу, долгое время не остывает или не нагревается.

Жидкий кислород обладает уникальными магнитными свойствами и способен притягиваться магнитом.

В природе существует еще одно простое вещество, состоящее из атомов кислорода. Это озон. Химическая формула озона O_3. Озон, так же как и кислород, в обычных условиях – газ. Озон образуется в атмосфере во время грозовых разрядов. Характерный запах свежести после грозы является запахом озона.

Если озон получить в лаборатории и собрать его значительное количество, то в больших концентрациях озон будет иметь резкий неприятный запах. Получают озон в лаборатории в специальных приборах – озонаторах. Озонатор – стеклянная трубка, в которую подают ток кислорода, и создают электрический разряд. Электрический разряд превращает кислород в озон:

$$3O_2 \xrightarrow{\text{эл.ток}} 2O_3.$$

В отличие от бесцветного кислорода, озон – газ голубого цвета. Растворимость озона в воде составляет около 0,5 л газа на 1 литр воды, что значительно больше, чем у кислорода. С учетом этого свойства озон применяется для обеззараживания питьевой воды, так как оказывает губительное действие на болезнетворные микроорганизмы.

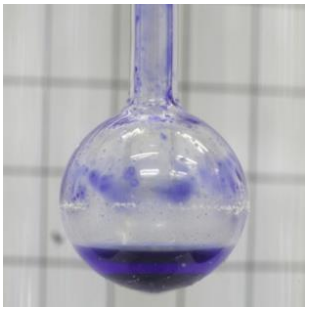


Рисунок 106. Жидкий озон

При низких температурах, озон ведет себя аналогично кислороду. При температуре –112°С он конденсируется в жидкость фиолетового цвета, а при температуре –197°С кристаллизуется в виде темно-фиолетовых, почти черных кристаллов.

Таким образом, можно сделать вывод, что атомы одного и того же химического элемента могут образовывать разные простые вещества.

Явление существования химического элемента в виде нескольких простых веществ называется аллотропией
Простые вещества, образованные одним и тем же элементом, называют аллотропными модификациями

Значит, кислород и озон – аллотропные модификации химического элемента кислорода. Существуют данные, что при сверхнизких температурах, в жидком или твердом состоянии, кислород может существовать в виде молекул O_4 и O_8.

18.3. Круговорот кислорода в природе

Количество кислорода в атмосфере постоянно. Следовательно, расходующийся кислород постоянно пополняется новым.

Важнейшими источниками кислорода в природе является углекислый газ и вода. Кислород попадает в атмосферу главным образом в результате процесса фотосинтеза, протекающего в растениях, согласно схеме реакции:

$$CO_2 + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + O_2.$$

6. Превратите схему реакции фотосинтеза в уравнение реакции.

Кислород может образовываться и в верхних слоях атмосферы Земли: вследствие воздействия солнечного излучения, водяные пары частично разлагаются с образованием кислорода.

Кислород расходуется при дыхании, сжигании топлива, окислении различных веществ в живых организмах, окислении неорганических веществ, содержащихся в природе. Большое количество кислорода расходуется в технологических процессах, таких как, например, выплавка стали.

Круговорот кислорода в природе можно представить в виде схемы:

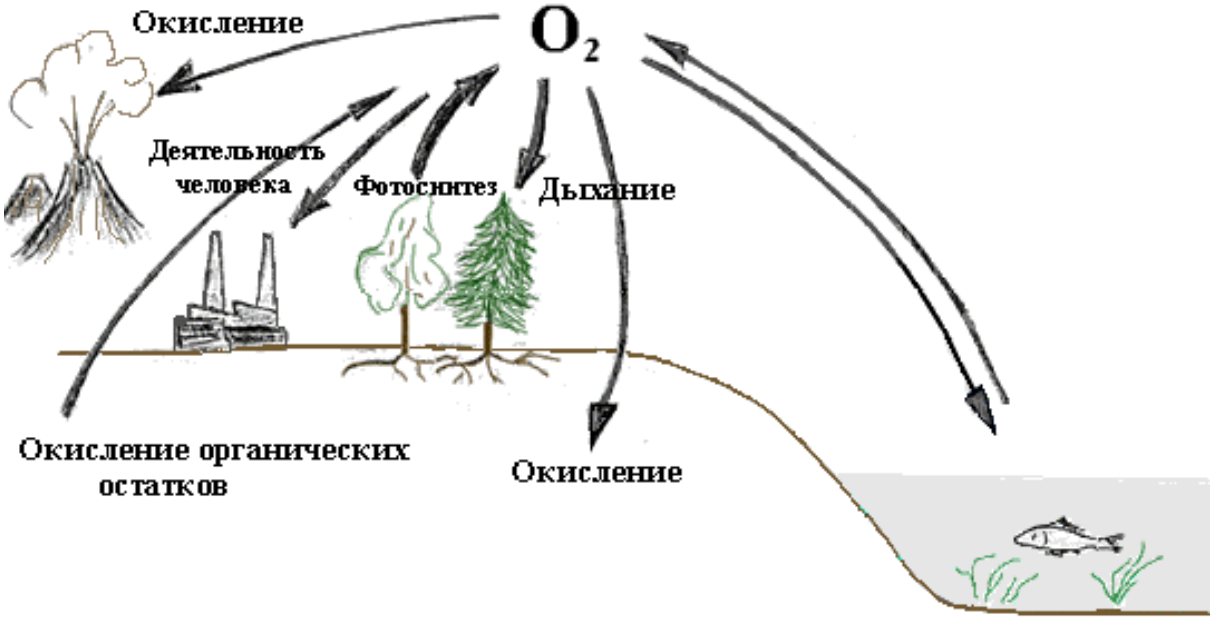


Рисунок 107. Круговорот кислорода в природе

Подведем итоги

- **Кислород – элемент VI группы, главной подгруппы, 2 периода Периодической Системы Д.И. Менделеева**
- **Элемент кислород образует в природе две аллотропные модификации: кислород O_2 и озон O_3**
- **Явление существования химического элемента в виде нескольких простых веществ называется аллотропией**
- **Простые вещества называют аллотропными модификациями**
- **Кислород и озон имеют различные физические свойства**
- **Кислород – бесцветный газ без запаха, вкуса, практически не растворим в воде, при температуре –183°С конденсируется в бледно-голубую жидкость. При температуре –218°С кристаллизуется в виде кристаллов синего цвета**
- **Озон – газ синего цвета с резким неприятным запахом. Хорошо растворим в воде. При температуре –112°С конденсируется в фиолетовую жидкость, кристаллизуется в виде темно-фиолетовых, почти черных кристаллов, при температуре –197°С**
- **Жидкий кислород, озон и другие газы хранят в сосудах Дьюара**

Вопросы, упражнения и задачи

18.1. В каком виде (в виде простого вещества или в виде соединений с другими элементами) кислород находится в природе: а) в атмосфере; б) в воде; в) в горных породах и минералах?

18.2. В чем заключается явление аллотропии?

18.3. Охарактеризуйте физические свойства аллотропных модификаций кислорода.

18.4. Что произойдет, если жидкий кислород налить из сосуда Дьюара в обычную стеклянную колбу? Опишите наблюдения.

18.5. Что произойдет с цветком розы, если растение на несколько минут опустить в жидкий кислород?

18.6. В двух одинаковых по объему, закрытых колбах, находятся кислород и воздух. Как, не открывая колб, определить в какой из них кислород?

18.7. Почему в аквариум нежелательно наливать кипяченую воду? Обоснуйте свой ответ.

18.8. В комнате выпустили из баллона чистый кислород. Где соберется газ – под потолком, или у пола? Ответ обоснуйте.

18.9. Почему, по вашему мнению, температура кипения озона выше, чем кислорода?

18.10. Какая масса кислорода образуется в результате полного превращения 2,4 г озона в кислород?

18.11. Определите массовую долю кислорода в: воде, песке SiO_2, железной руде Fe_2O_3.

18.12. Озон может быть получен по реакциям, схемы которых приведены ниже. Превратите схемы в уравнения реакций:

$$BaO_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + O_3\uparrow + H_2O$$

$$OF_2 + H_2O \rightarrow O_3 + O_2 + HF$$

18.13. Сколько электронов содержится в атоме кислорода и в его ионе O^{2-}?

18.14. Составьте формулы бинарных соединений, в состав которых входит ион O^{2-} и ионы металлов: K^{1+}, Mg^{2+}, Al^{3+}.

18.15. Вычислите массу 1 л кислорода, если плотность кислорода составляет 1,3 г/л.

18.16. Вычислите массу 1 л озона, если плотность озона составляет 0,002 г/мл.

18.17. Медицинская кислородная подушка имеет объем около 15 л. Вычислите, сколько минут можно ею пользоваться, если при дыхании человек расходует примерно одну треть грамма кислорода O_2 в минуту.

18.18. Как вы считаете, где массовая доля кислорода больше – в литосфере или гидросфере? Ответ объясните.

18.19. Найдите простейшую формулу соединения натрия, серы и кислорода, если атомное отношение Na:S:O в нем составляет 1:1:1,5.

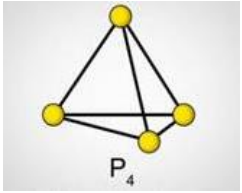
18.20. Соотношение масс железа и кислорода в соединении этих двух элементов составляет 21:8. Какова формула соединения?

Блокнот эрудита

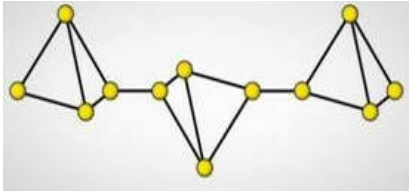
55. Аллотропия

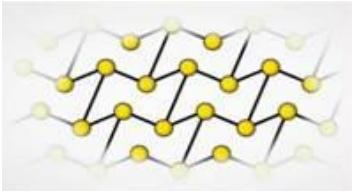
Явление аллотропии присуще многим неметаллам. Так, углерод существует в виде нескольких аллотропных модификаций, наиболее известными из которых являются графит и алмаз. Кристаллические решетки алмаза и графита приведены в параграфе 12.

Фосфор имеет три аллотропные модификации. Все аллотропные модификации фосфора называют фосфором, но указывают цвет вещества. Так, существует белый, красный и черный фосфор. Все модификации фосфора отличаются по своим физическим свойствам и химической активности, из за различного строения.



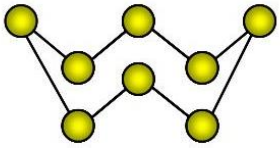
Молекула белого фосфора


Фрагмент молекулы красного фосфора

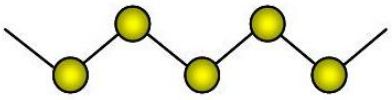

Строение черного фосфора

Белый фосфор – мягкое вещество бело-желтого цвета, обладает запахом чеснока, самовоспламеняется на воздухе. Молекула белого фосфора состоит из четырех атомов фосфора P_4. Белый фосфор хранят под слоем воды, это сильно ядовитое вещество! Красный фосфор – аморфное вещество красного цвета, в основном вступает в химические реакции при нагревании. Молекула красного фосфора представляет собой молекулы P_4, соединенные друг с другом. Черный фосфор – черное вещество с металлическим блеском, жирное на ощупь. Данная модификация фосфора наименее реакционноактивная. Получают черный фосфор из белого путем нагревания под большим давлением. Черный фосфор имеет атомное строение.

Сера также имеет аллотропные модификации. В обычных условиях молекула серы построена из восьми атомов (S_8), такую модификацию серы называют ромбической. Если ромбическую серу нагреть, сначала вещество расплавится, затем закипит, и постепенно превратится в вязкую массу коричневого цвета. Если эту массу вылить в емкость с холодной водой, получим другую модификацию серы – пластическую. Пластическая сера – вещество коричневого цвета, тянущееся подобно тому, как тянется жевательная резинка. Пластическая сера нестойкая, и со временем превращается обратно в ромбическую серу.



Ромбическая сера



Пластическая сера

56. АМЕДЕО АВОГАДРО (1776–1856)

Рисунок 108. Лоренцо Романо Амедео Карло Авогадро ди Кваренья э ди Черрето (1776–1856)

Итальянский физик и химик Лоренцо Романо Амедео Карло Авогадро ди Кваренья э ди Черрето родился в Турине, в семье чиновника судебного ведомства. В 1792 г. окончил юридический факультет Туринского университета, в 1796 г. стал доктором права. Уже в юности Авогадро заинтересовался естественными науками, самостоятельно изучал физику и математику.

В 1803 г. Авогадро представил в Туринскую академию свою первую научную работу по изучению свойств электричества. С 1806 г. преподавал физику в университетском лицее в Верчелли. В 1820 г. Авогадро стал профессором Туринского университета; однако в 1822 г. кафедра высшей физики была закрыта и только в 1834 г. он смог вернуться к преподавательской деятельности в университете, которой занимался до 1850 г.

В 1804 г. Авогадро становится членом-корреспондентом, а в 1819 г. – ординарным академиком Туринской академии наук.

Научные труды Авогадро посвящены различным областям физики и химии (электричество, электрохимическая теория, удельные теплоёмкости, капиллярность, атомные объёмы, номенклатура химических соединений и др.). В 1811 г. Авогадро выдвинул гипотезу, что в одинаковых объёмах газов содержится при одинаковых температурах и давлении равное число молекул (закон Авогадро). Гипотеза Авогадро позволила привести в единую систему противоречащие друг другу опытные данные Ж.Л. Гей-Люссака (закон соединения газов) и атомистику Дж. Дальтона. Следствием гипотезы Авогадро явилось предположение о том, что молекулы простых газов могут состоять из двух атомов. На основе своей гипотезы Авогадро предложил способ определения атомных и молекулярных масс; по

данным других исследователей он впервые правильно определил атомные массы кислорода, углерода, азота, хлора и ряда других элементов. Авогадро первым установил точный количественный атомный состав молекул многих веществ (воды, водорода, кислорода, азота, аммиака, хлора, оксидов азота).

Молекулярная гипотеза Авогадро не была принята большинством физиков и химиков первой половины XIX в. Большинство химиков – современников итальянского учёного не могли отчётливо понять различия между атомом и молекулой. Даже Берцелиус, исходя из своей электрохимической теории, считал, что в равных объёмах газов содержится одинаковое число атомов.

Результаты работ Авогадро как основателя молекулярной теории были признаны лишь в 1860 г. на Международном конгрессе химиков в Карлсруэ благодаря усилиям С. Канниццаро. По имени Авогадро названа универсальная постоянная (число Авогадро) – число молекул в 1 моле идеального газа. Авогадро – автор оригинального 4-томного курса физики, являющегося первым руководством по молекулярной физике, который включает также элементы физической химии.

57. Ртуть – Hydrargyrum, Hg (80)

Каждому, кто хоть раз держал в руках термометр – «градусник», знакома ртуть. По своим химическим свойствам – это настоящий металл, но в отличие от других металлов жидкий при комнатной температуре. Применение ртути в термометрах основано на том, что при нагревании она, как и все другие вещества, расширяется. С помощью ртутного термометра можно измерять и низкие температуры. Но ... не всегда.

При сильном морозе она «замерзает», т.е. становится твердой. Впервые ртуть была заморожена 24 декабря 1759 г. М.В. Ломоносовым. Температура замерзания, а правильнее, плавления ртути – минус 38,8°С. Такие морозы не являются редкостью для жителей Сибири. Поэтому там невозможно в «трескучие» морозы измерять температуру ртутными термометрами. В твердом состоянии ртуть – серебристо-синеватый, довольно мягкий, похожий на свинец, металл. При чтении лекций о ртути большой эффект производит изготовление ртутного молотка. Налитую в формочку ртуть быстро охлаждают жидким воздухом или смесью твердой углекислоты с эфиром. Забивание гвоздя в доску ртутным молотком всегда вызывает шумную реакцию у студентов.

Ртуть известна с глубокой древности. За 350 лет до нашей эры Аристотель описал ртуть в своих произведениях. Свое научное название – «*гидраргирум*» ртуть получила от греческого слова, данного ей Диоскоридом. В буквальном переводе оно означает «серебряная вода» (по-гречески «*хюдор*» – вода, «*аргюрос*» – серебро). У алхимиков в их безнадежных поисках способа превращения неблагородных металлов в золото ртуть употреблялась часто и называлась **Меркурием.** Это название ртуть получила за способность ее отдельных капелек быстро «бегать» по гладкой поверхности, что напоминало алхимикам о необычайной подвижности, свойственной, по представлению древних римлян, Меркурию – покровителю ремесел и торговли.

Выделение ртути в чистом виде было описано шведским химиком Георгом Брандтом в 1735 г. Для представления элемента как у алхимиков, так и в нынешнее время используется символ планеты Меркурий. Но принадлежность ртути к

металлам была доказана только трудами Ломоносова и Брауна, которые в декабре 1759 года смогли заморозить ртуть и установить её металлические свойства: ковкость, электропроводность и др.

Ртуть – очень тяжелая жидкость: 1 литр ртути весит тринадцать с лишним килограммов. Большой вес и подвижность ртути в свое время находили очень своеобразное применение в медицине. При завороте кишок больному вливали ртуть (200–250 г) в желудок, полагая, что она расправит своею тяжестью перекрутившиеся части кишок. Трудно себе представить эту «операцию» сейчас, а еще труднее представить дальнейшую судьбу больного.

Ртуть, как и всякая другая жидкость, испаряется. Ее пары ядовиты и действуют на человеческий организм губительно. Поэтому трудовым законодательством некоторые производства, связанные с применением ртути и ее соединений, вообще запрещены (например, производство ртутных красок). Однако в ряде производств без применения ртути обойтись нельзя. Такие производства по закону имеют особые условия труда и весьма продуманные меры предохранения здоровья рабочих от вредного воздействия ртути.

Рисунок 109. Переливание ртути

Рисунок 110. Киноварь – минерал HgS

Рисунок 111. Оксид ртути HgO

Ртуть обладает замечательной способностью растворять многие металлы. Такие растворы называются амальгамами. Амальгамы нашли широкое техническое применение и в некоторых случаях явились причиной занимательных курьезов. Вот один из них. В прошлом веке один из исследователей пытался превратить ртуть в золото с помощью мощных электрических разрядов, пропускаемых через пары ртути. После многочисленных опытов, стоивших денег, времени и труда, ему удалось обнаружить присутствие золота в ртути. Однако при тщательном изучении оказалось, что золото попало в ртуть с ... золотой оправы очков самого исследователя. Руками, на которых были следы ртути, он брался за очки и переносил золото в виде амальгамы в исследуемую ртуть.

Ртуть находит широкое применение в разнообразной технической и научной аппаратуре и приборах: барометрах, манометрах, термометрах, насосах для создания вакуума, ртутных ваннах для получения щелочи, ртутных лампах («горное солнце»), ртутных выпрямителях и т.д.

Ртуть используется в медицинской практике при лечении ряда кожных болезней (ртутные мази), как дезинфицирующее и обеззараживающее средство (растворы солей). Всех областей применения ртути в кратком рассказе не перечтешь!

В природе ртути не так уж много, но она встречается в некоторых местах в сравнительно больших количествах, а не распылена по всему земному шару. Одно

из старейших месторождений ртути находится в Донбассе возле Горловки. При разработке этого месторождения на глубине 20 м были обнаружены древние выработки, а в них орудия труда – каменные молотки.

Ртуть встречается в самородном состоянии в виде мельчайших капелек или чаще в виде минерала киновари. Это – красная руда, состоящая из соединения ртути с серой,– сернистая ртуть. Если руду нагревать на воздухе, то сера сгорит, а пары ртути улетучатся. При обжиге в закрытых сосудах ртуть улавливают и сгущают.

§19. Получение кислорода

19.1. История открытия кислорода
19.2. Способы получения и собирания кислорода в лаборатории
19.3. Получение кислорода в промышленности

19.1. История открытия кислорода

Открытие кислорода ознаменовало новый период в развитии химии. С глубокой древности было известно, что для горения необходим воздух. Процесс горения веществ долгое время оставался не понятным. В эпоху алхимии широкое распространение получила теория флогистона, согласно которой вещества горят, благодаря их взаимодействию с огненной материей, то есть с флогистоном, который содержится в пламени.

Кислород был получен английским химиком Джозефом Пристли в 70-х годах XVIII века. Химик нагревал красный порошок оксида ртути (II), в итоге вещество разлагалось, с образованием металлической ртути и бесцветного газа:

$$2HgO \xrightarrow{t^\circ} 2Hg + O_2\uparrow.$$

Рисунок 112. Прибор Лавуазье для разложения оксида ртути

Оксиды – бинарные соединения, в состав которых входит кислород

При внесении тлеющей лучины в сосуд с газом, она ярко вспыхивала. Ученый считал, что тлеющая лучина вносит в газ флогистон, и он загорается.

Д. Пристли пробовал дышать полученным газом, и был восхищен тем, как легко и свободно им дышится. Тогда ученый и не предполагал, что удовольствие дышать этим газом предоставлено каждому.

Результатами своих опытов Д. Пристли поделился с французским химиком Антуаном Лораном Лавуазье. Имея хорошо оснащенную на то время лабораторию, А. Лавуазье повторил и усовершенствовал опыты Д. Пристли.

А. Лавуазье измерил количество газа, выделяющееся при разложении определенной массы оксида ртути. Затем химик нагрел в герметичном сосуде металлическую ртуть, пока она не превратилась в оксид ртути (II). Он обнаружил, что количество выделившегося газа в первом опыте равно газу, поглотившемуся во втором опыте. Следовательно, ртуть реагирует с каким-то веществом, содержащимся в воздухе. И это же вещество выделяется при разложении оксида. Лавуазье первым сделал вывод, что флогистон здесь совершенно не причем, и горение тлеющей лучины вызывает именно неизвестный газ, который в последствие был назван кислородом. Открытие кислорода ознаменовало крах теории флогистона!

19.2. Способы получения и собирания кислорода в лаборатории

Лабораторные способы получения кислорода весьма разнообразны. Существует много веществ, из которых можно получить кислород. Рассмотрим наиболее распространенные способы.

Разложение оксида ртути

Одним из способов получения кислорода в лаборатории, является его получение по описанной выше реакции разложения оксида ртути. Ввиду высокой токсичности соединений ртути данный способ используется крайне редко.

Разложение перманганата калия

Перманганат калия (в быту мы называем его марганцовкой) – кристаллическое вещество темно-фиолетового цвета. При нагревании перманганата калия выделяется кислород.

1. Почему газоотводную трубку необходимо опускать до дна сосуда?

В пробирку насыплем немного порошка перманганата калия и закрепим ее горизонтально в лапке штатива. Недалеко от отверстия пробирки поместим кусочек ваты. Закроем пробирку пробкой, в которую вставлена газоотводная трубка, конец которой опустим в сосуд-приемник. Газоотводная трубка должна доходить до дна сосуда-приемника.

Рисунок 113. Перманганат калия $KMnO_4$

Ватка, находящаяся около отверстия пробирки нужна, чтобы предотвратить попадание частиц перманганата калия в сосуд-приемник (при разложении выделяющийся кислород увлекает за собой частички перманганата).

Когда прибор собран, начинаем нагревание пробирки. Начинается выделение кислорода.

Уравнение реакции разложения перманганата калия:

$$2KMnO_4 \xrightarrow{t^\circ} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow.$$

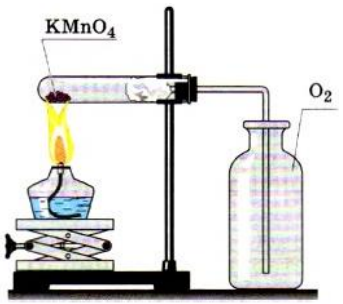


Рисунок 114. Собирание кислорода методом вытеснения воздуха

Как обнаружить присутствие кислорода? Воспользуемся способом Пристли. Подожжем деревянную лучину, дадим ей немного погореть, затем погасим, так, чтобы она едва тлела. Опустим тлеющую лучину в сосуд с кислородом. Лучина ярко вспыхивает! (рисунок 116)

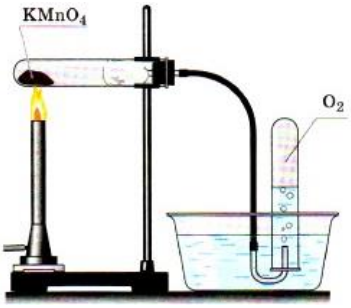


Рисунок 115. Собирание кислорода методом вытеснения воды

Газоотводная трубка была не случайно опущена до дна сосуда-приемника. Кислород тяжелее воздуха, следовательно, он будет собираться в нижней части приемника, вытесняя из него воздух.

Кислород можно собрать и методом вытеснения воды. Для этого газоотводную трубку необходимо опустить в пробирку, заполненную водой, и опущенную в кристаллизатор с водой вниз отверстием. При поступлении кислорода газ вытесняет воду из пробирки.

2. Почему кислород вытесняет воду из колбы?

3. Опишите физические свойства пероксида водорода.

Разложение пероксида водорода

Пероксид водорода вещество всем известное. В аптеке оно продается под названием «перекись водорода». Данное название является устаревшим, более правильно использовать термин «пероксид». Химическая формула пероксида водорода H_2O_2.

Катализатор – вещество ускоряющее скорость протекания химической реакции

Пероксид водорода при хранении медленно разлагается на воду и кислород. Чтобы ускорить процесс разложения можно произвести нагрев или применить **катализатор**.

Нальем в колбу пероксид водорода, внесем в жидкость катализатор. Катализатором может служить порошок черного цвета – оксид марганца MnO_2. Тотчас смесь начнет вспениваться вследствие выделения большого количества кислорода.

Рисунок 116. Горение лучины в кислороде

Рисунок 117. Перекись водорода, которую можно купить в аптеке

Внесем в колбу тлеющую лучину – она ярко вспыхивает. Уравнение реакции разложения пероксида водорода:

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2\uparrow.$$

Обратите внимание: катализатор, ускоряющий протекание реакции, записывается над стрелкой, или знаком «равно», потому что он не расходуется в ходе реакции, а только ускоряет ее.

Разложение хлората калия

Рисунок 118. Бертолетова соль

Хлорат калия – кристаллическое вещество белого цвета. Используется в производстве фейерверков и других различных пиротехнических изделий. Встречается тривиальное название этого вещества – «бертолетова соль». Такое название вещество получило в честь французского химика, впервые синтезировавшего его – Клода Луи Бертолле. Химическая формула хлората калия – $KClO_3$.

При нагревании хлората калия в присутствии катализатора – оксида марганца MnO_2, бертолетова соль разлагается по следующей схеме:

$$2KClO_3 \xrightarrow{t^\circ,\ MnO_2} 2KCl + 3O_2\uparrow.$$

Разложение нитратов

Нитраты – вещества, содержащие в своем составе группу атомов NO_3. Соединения данного класса используются в качестве минеральных удобрений, также входят в состав пиротехнических изделий. Нитраты – соединения нестойкие, и при нагревании разлагаются с выделением кислорода:

$$2NaNO_3 = 2NaNO_2 + O_2\uparrow.$$

$$2Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow.$$

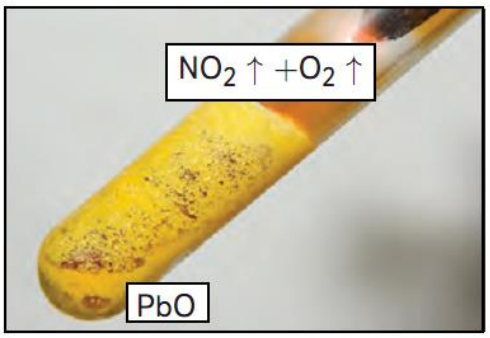


Рисунок 119. Разложение $Pb(NO_3)_2$

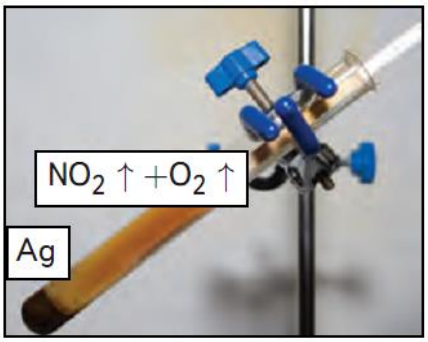
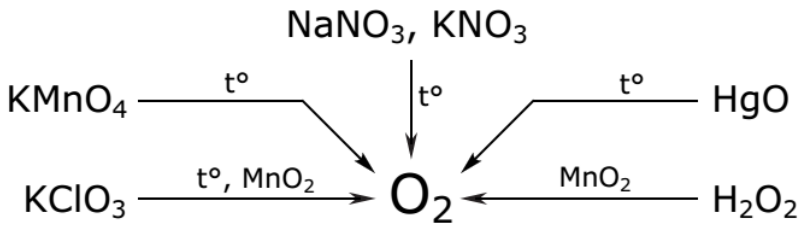


Рисунок 120. Разложение $AgNO_3$

Обратите внимание, что все рассмотренные способы получения кислорода схожи. Во всех случаях кислород выделяется при разложении более сложных веществ.



Лабораторные методы получения кислорода

Реакция разложения – реакция, в результате которой сложные вещества разлагаются на более простые

В общем виде, реакцию разложения можно описать буквенной схемой:

AB → A + B.

Реакции разложения могут протекать при действии различных факторов. Это может быть нагревание, действие электрического тока, применение катализатора. Существуют реакции, в которых вещества разлагаются самопроизвольно.

19.3. Получение кислорода в промышленности

В промышленности кислород получают путем выделения его из воздуха. Воздух – смесь газов, основные компоненты которой представлены в таблице.

Таблица 3. Состав воздуха

Газ, компонент воздуха		***Доля в воздухе, %***	
Название	***Формула***	***объемная***	***массовая***
Азот	N_2	78,09	75,51
Кислород	O_2	20,95	23,15
Аргон	Ar	0,93	1,28
Углекислый газ	CO_2	0,037	0,056
Другие газы	H_2, H_2O, Xe, …	Менее 0,002	Менее 0,003

Сущность способа заключается в глубоком охлаждении воздуха с превращением его в жидкость, что при нормальном атмосферном давлении может быть достигнуто при температуре около –192°С. Разделение жидкости на кислород и азот осуществляется путем использования разности температур их кипения, а именно: $T_{кип.\ O2}$ = –183°С; $T_{кип.N2}$ = –196°С (при нормальном атмосферном давлении).

При постепенном испарении жидкости, в газообразную фазу в первую очередь будет переходить азот, имеющий более низкую температуру кипения, и, по мере его выделения, жидкость будет обогащаться кислородом. Многократное повторение этого процесса позволяет получить кислород и азот требуемой чистоты. Такой способ разделения жидкостей на составные части называется **ректификацией жидкого воздуха**.

Подведем итоги

- **В лаборатории кислород получают реакциями разложения**
- **Реакция разложения – реакция, в результате которой сложные вещества разлагаются на более простые**
- **Кислород можно собрать методом вытеснения воздуха или методом вытеснения воды**
- **Для обнаружения кислорода используют тлеющую лучину, она ярко вспыхивает в нем**
- **Катализатор – вещество, ускоряющее химическую реакцию, но не расходующееся в ней**

Вопросы, упражнения и задачи

19.1. Какие вещества называют оксидами? Приведите примеры оксидов, встречающихся в природе.

19.2. Охарактеризуйте лабораторные способы собирания кислорода.

19.3. Как обнаружить присутствие кислорода в сосуде?

19.4. Какие реакции называют реакциями разложения?

19.5. Превратите схемы следующих реакций в уравнения:

1) $KNO_3 \xrightarrow{t^\circ} KNO_2 + O_2$

2) $Ba(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} Ba(NO_2)_2 + O_2$

3) $Fe(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} FeO + NO_2 + O_2$

4) $Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} CuO + NO_2 + O_2$

5) $AgNO_3 \xrightarrow{t^\circ} Ag + NO_2 + O_2$

6) $Zn(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} ZnO + NO_2 + O_2$

19.6. Охарактеризуйте приведенные ниже химические реакции. Под действием каких факторов они протекают? Какие из приведенных реакций относят к реакциям разложения? Превратите схемы реакций в уравнения:

1) $BaO_2 \xrightarrow{t^\circ} BaO + O_2$

2) $H_2O \xrightarrow{эл.ток} H_2 + O_2$

3) $Na_2O_2 + H_2O \rightarrow NaOH + O_2$

4) $MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + H_2O$

5) $Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + O_2$

6) $Ag_2O \xrightarrow{t^\circ} Ag + O_2$

19.7. Каков состав воздуха? Сколько атомов азота приходится на один атом кислорода в воздухе?

19.8. Можно ли составить уравнение, отражающее процесс получения кислорода из жидкого воздуха?

19.9. Приведите уравнения реакций получения кислорода путем:

а) нагревания твердых соединений без катализатора;

б) нагревания твердого соединения в присутствии катализатора;

в) разложения соединения в присутствии катализатора при обычной температуре.

19.10. В результате полного разложения 98 г бертолетовой соли получили кислород и хлорид калия KCl массой 59,6 г. Определите массу кислорода, выделившегося в результате реакции. Чему равен объем выделившегося кислорода, если его плотность равна 1,3 г/л?

19.11. При нагревании 16 г перманганата калия выделилось 1,2 г кислорода. Определите массу твердого остатка после нагревания.

19.12. Массовая доля кислорода в соединении KNO_x составляет 0,4588. Определите количество атомов кислорода в соединении.

19.13. Соотношение масс титана и кислорода в их бинарном соединении составляет 3:2. Какова формула бинарного соединения?

19.14. При разложении 17 г $NaNO_3$ образовалось 13,8 г твердого остатка. Какая масса кислорода при этом выделилась?

19.15. Шведский ученый Карл Шееле, получивший кислород одновременно с Пристли, назвал его «райским воздухом». Что он хотел этим подчеркнуть?

Блокнот эрудита

58. «Добытчик» кислорода

Как извлечь из воздуха кислород, не прибегая к сложным процессам сжижения и перегонки жидкого воздуха?

Для этого воспользуемся свойством оксида бария BaO поглощать кислород воздуха при нагревании до 500–600°C:

$$2BaO + O_2 = 2BaO_2$$

с образованием пероксида бария BaO_2. Однако при дальнейшем нагреве (выше 700°C) пероксид бария отщепляет кислород и переходит в оксид бария BaO.

Описанным способом получения кислорода пользовались в XIX в. вплоть до 90-х годов, когда было предложено сжижать и перегонять воздух. А в лаборатории можно с успехом использовать данный способ и теперь, если нет возможности приобрести кислородный баллон.

Другой вариант добычи кислорода из воздуха чисто химическим путем – это длительное нагревание металлической ртути до 300–350°C:

$$2Hg + O_2 = 2HgO.$$

Оксид ртути неустойчив и при нагревании выше 400°C отщепляет кислород:

$$2HgO = 2Hg + O_2\uparrow.$$

59. ДЖОЗЕФ ПРИСТЛИ (1733–1804)

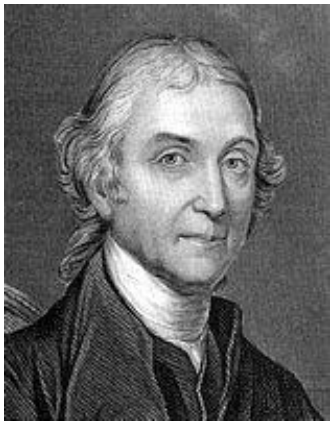


Рисунок 121. Джозеф Пристли (1733–1804)

Английский химик, философ и общественный деятель Джозеф Пристли родился в Филдхеде (близ Лидса, графство Йоркшир) в семье ткача. В юности Пристли изучал теологию и даже читал проповеди в протестантской общине. В 1752 г. он поступил в Духовную академию в Девентри, где кроме теологии занимался философией, естествознанием, изучил языки – французский, итальянский, латинский, немецкий, древнегреческий, арабский, сирийский, халдейский, древнееврейский. В 1755 г. Пристли стал священником, однако в 1761 г. был обвинен в свободомыслии и стал преподавателем языков в Уоррингтонском университете. Здесь Пристли впервые прослушал курс химии и настолько увлёкся ею, что оставил прежние занятия и приступил к изучению естествознания и проведению химических экспериментов.

По предложению Бенджамина Франклина, американского учёного и государственного деятеля, Пристли в 1767 г. написал монографию «История учения об электричестве».

За эту работу Пристли был избран почётным доктором Эдинбургского университета. Тогда же Пристли приступил к своим химическим экспериментам. Учёный заинтересовался прежде всего пневматической химией; он начал изучать «воздух», выделяющийся при брожении и не поддерживающим дыхания и горения. В 1771 г. Пристли сделал замечательное открытие: он подметил, что зелёные растения на свету продолжают жить в атмосфере этого газа и даже делают его пригодным для дыхания. Классический опыт Пристли с живыми мышами под колпаком, где воздух «освежается» зелеными ветками, вошёл во все элементарные учебники естествознания и лежит у истоков учения о фотосинтезе. Этот «связанный воздух» – углекислый газ – за 15 лет до Пристли открыл Джозеф Блэк, но более подробно изучил его и выделил в чистом виде именно Пристли. В 1772–1774 гг. Пристли детально исследовал полученный им при взаимодействии поваренной соли и серной кислоты «солянокислый воздух» – хлороводород, который он собрал над ртутью. Действуя разбавленной азотной кислотой на медь, получил «селитряный воздух» – окись азота; на воздухе этот бесцветный газ бурел, превращаясь в диоксид азота. Пристли же открыл и закись азота. Следующим его открытием был «щелочной воздух» – аммиак.

Крупнейшим вкладом Пристли в химию газов стало открытие им кислорода, сделанное летом 1774 г. Учёный наблюдал выделение кислорода при нагревании без доступа воздуха оксида ртути, находящегося под стеклянным колпаком, с помощью линзы. Газ Пристли собирал в ртутную пневматическую ванну. В собранный газ Пристли из любопытства внес тлеющую свечу, которая вспыхнула необыкновенно ярко. Пристли счёл полученный им газ «дефлогистированным воздухом», который особенно хорошо поддерживает горение из-за своей большей по сравнению с обычным воздухом способности поглощать флогистон.

Через два месяца после открытия кислорода Пристли, приехав в Париж, познакомил с результатами своих опытов Лавуазье. Французский химик, активно занимавшийся исследованиями процессов горения, тотчас понял громадное значение открытия Пристли, и использовал его для создания своей кислородной теории. Пристли же, напротив, оставался убеждённым сторонником флогистонной теории и защищал свои представления даже после того, как кислородная теория Лавуазье, получила всеобщее признание.

Помимо занятий химией, Пристли принимал активное участие в политической жизни. Он выступал против английского колониального господства в период Войны за независимость в Северной Америке 1775–1783 гг., восторженно приветствовал Великую французскую революцию, был активным членом Общества друзей революции. 14 июля 1791 г., когда Пристли со своими единомышленниками собрались в его доме, чтобы отметить годовщину взятия Бастилии, толпа сожгла его дом, где находились лаборатория и библиотека. Пристли перебрался в Лондон, а в 1794 г. эмигрировал в США, в Нортамберленд, штат Пенсильвания, где провёл последние десять лет своей жизни.

…На одной из площадей города Лидса (Англия) стоит бронзовая скульптура молодого красивого человека в модном костюме XVIII в. Волосы на голове завиты под парик. В правой руке он держит линзу, в левой – тигель с «ртутной окалиной». Поворот головы, выражение лица, пристальный взгляд выражают внимание и терпеливое ожидание результата.

В бронзе благодарные соотечественники запечатлели известного химика Пристли в момент проведения знаменитого опыта…

60. КАРЛ ВИЛЬГЕЛЬМ ШЕЕЛЕ (1742–1786)

Рисунок 122. Карл Вильгельм Шееле (1742–1786)

Шведский химик Карл Вильгельм Шееле родился в Штральзунде в Померании, которая тогда входила в состав Швеции, в семье пивовара и торговца зерном. Шееле учился в частной школе в Штральзунде, но уже в 1757 г. переехал в Гётеборг. Поскольку родители не имели средств для того, чтобы дать ему высшее образование (Карл был седьмым сыном в семье), он стал учеником аптекаря и активно занимался самообразованием. Работая в аптеке, Шееле достиг большого искусства в химическом эксперименте. Проработав восемь лет в Гётеборге, Шееле переехал в Мальмё, где смог по вечерам заниматься научными исследованиями в лаборатории аптекаря. Затем Шееле работал в аптеках Стокгольма (1768–1769), Упсалы (1770–1774) и, наконец, в 1775 г. приобрёл аптеку в Чёпинге, где и занимался исследованиями до конца жизни.

Слава Шееле как выдающегося экспериментатора распространилась далеко за пределы Швеции; прусский король Фридрих II приглашал его занять кафедру химии в Берлинском университете, однако Шееле отклонил приглашение. В 1775 г. за выдающиеся достижения в области химии он был избран действительным членом Шведской королевской Академии наук, став единственным учёным, который удостоился этой части, не имея высшего образования.

Работы Шееле охватывают многие области химии. В 1769 г. он предложил способ получения фосфора; в 1771 г. получил раствор плавиковой кислоты. В 1774 г. Шееле выделил в свободном виде марганец (совместно с Ю.Г. Ганом), хлор и оксид бария; детально описал свойства хлора. В 1775 г. открыл мышьяковистый водород и мышьяковую кислоту, в 1777 г. получил и исследовал сероводород и другие сернистые соединения.

В том же году одновременно с Ф. Фонтаной обнаружил способность свежепрокалённого древесного угля поглощать газы.

В 1777 г. был опубликован его труд «Химический трактат о воздухе и огне», где он описал получение и свойства «огненного воздуха» и указал, что атмосферный воздух состоит из двух «видов воздуха»: «огненного» – кислорода и «флогистированного» – азота (Шееле до конца жизни оставался сторонником теории

флогистона). Однако приоритет открытия кислорода принадлежит Джозефу Пристли, который описал его в 1774 г. независимо от Шееле.

В 1778 г. Шееле открыл два новых металла – молибден и вольфрам. Им выделены и описаны свыше половины известных в XVIII в. органических соединений. В труде «Исследования и заметки об эфире» (1782) Шееле дал определение термина «эфир» и описал способы получения эфиров, отметив, что их образование проходит лучше при добавлении уксусной кислоты. В 1782 г. он выделил синильную кислоту из жёлтой кровяной соли и высказал предположение о том, что она может быть получена действием аммиака на раскалённый уголь. Шееле впервые описал способы выделения щавелевой, лимонной (1784), яблочной (1785) и пирогалловой (1786) кислот.

Обостренная наблюдательность, богатая химическая интуиция и талант аналитика позволили Шееле открыть семь новых химических элементов: кислород O, фтор F, хлор Cl, марганец Mn, молибден Mo, барий Ba и вольфрам W. Никто до Шееле и после него не открывал так много новых химических элементов. Лишь немногие химики смогли сделать за всю свою жизнь столько, сколько успел Шееле за свою короткую жизнь.

По мнению французского химика Ж. Дюма, шведский аптекарь Шееле «не мог прикоснуться к какому-либо телу без того, чтобы сделать открытие»…

61. Азот – Nitrogenium, N (7)

БЕЗ НЕГО НЕТ ЖИЗНИ. Безжизненным называется газ азот, наиболее распространенный в природе. Он – составная часть воздуха, в котором на долю этого газа приходится 78,16% по объему и 75,5% по массе. Масса воздушной оболочки, окружающей земной шар, составляет 5 300 000 000 000 000 т, на долю безжизненного газа приходится 4 001 500 000 000 000 т.

Несмотря на то, что изучение воздуха началось очень давно и еще древнегреческий философ Анаксимандр, живший в VI в. до нашего летоисчисления, доказал современникам существование воздуха. Состав воздуха был определен гораздо позднее – во второй половине XVIII столетия.

В 1772 г. англичанин Даниэль Резерфорд установил, что воздух, оставшийся под колоколом, где жила несколько дней мышь, освобожденный от углекислоты, не поддерживает горения и дыхания. Оставшийся под колоколом газ он назвал «ядовитым воздухом». В том же году другой английский ученый Пристли, получив «ядовитый воздух» иным путем, назвал его «флогистированным воздухом». В 1773 г. Карл Вильгельм Шееле, шведский аптекарь из города Штральзунда, установил, что воздух состоит из двух газов. Он назвал газ, не поддерживающий дыхания и горения, «дурным», или испорченным, «воздухом».

В 1776 г. известный французский ученый Антуан Лоран Лавуазье, подробно исследуя «ядовитый», «флогистированный» и «дурной» воздухи, установил тождество между ними. Одиннадцать лет спустя, будучи членом комиссии по выработке новой химической номенклатуры, он предложил назвать этот газ безжизненным (от греческих слов «а» – отрицание и «зоэ» – жизнь). Слово «азот» имеет древнее происхождение. Еще в алхимических рукописях далекого средневековья встречается термин «азот философов», в котором слово «азот» было произведено путем сочетания буквы «а» – первой во всех известных в то время

алфавитах – с последними буквами латинского (зет), греческого (омега) и древнееврейского (тов) алфавитов. Полученное таким образом слово «а-з-о-т» означает «начало и конец всех начал».

Азот – газ несколько легче воздуха (1 л его весит 1,251 г), без цвета и запаха. При –196°С азот превращается в бесцветную жидкость, отвердевающую при –210,5°С в прозрачную бесцветную массу.

Научное название азота происходит от латинского слова «нитрогениум» (введенного в науку в 1790 г. Шапталем), что значит «рождающий селитру» – пожалуй, единственное соединение азота, в более или менее значительных количествах встречающееся в природе.

В небольших количествах селитра встречается в Закавказье (в долине реки Араке), в Средней Азии. В начале XIX в. в Южной Америке, в пустынях Чили, были открыты крупные месторождения селитры. В настоящее время эти залежи сильно истощены, так как селитра является одним из основных предметов чилийского экспорта и представляет собой ценное удобрение, а также исходный продукт для приготовления взрывчатых веществ.

Нередко азот оправдывает свое буквальное название – «безжизненный». В 1342 г. солдаты испанского короля с ужасом, молитвами и заклинаниями отхлынули от стен Алхезираса, распространяя по Европе весть о том, что союзником арабов, оборонявших Алхезирас, является дьявольская сила, без пощады и страха перед святым крестом кидающая с грохотом, огнем и дымом каленые ядра. С того времени до настоящего дня в угоду наживе азот, входящий в состав взрывчатых веществ, работает на полях войны во славу смерти.

И все-таки вопреки своему названию азот совершенно необходим для жизни организмов. Установлено, что азот является составной частью каждой молекулы, каждой клетки любого организма, независимо от того, будет ли это невесомая бактерия или 150-тонная туша синего кита.

В химическом отношении азот – довольно инертный газ. При обычных условиях он не вступает в соединения ни с металлоидами, ни с металлами (исключая литий). Находящийся в атмосфере азот представляет собой простое вещество – газ, молекулы которого состоят из двух атомов, очень прочно связанных друг с другом. Над каждым гектаром земной поверхности постоянно «висят» 80 тыс. т азота. Несмотря на огромные запасы свободного азота в природе, животные и растения не могут непосредственно его усваивать. Исключение составляют бактерии (открытые русским ученым Виноградским), развивающиеся на корнях бобовых растений. Они усваивают атмосферный азот, образуя азотистые соединения. Основная масса растений получает соединения азота из почвы, которая постепенно беднеет азотом.

Рисунок 123. Жидкий азот

Рисунок 124. Жидкий азот в сосудах Дьюара

Рисунок 125. Натриевая селитра

Внесение органических удобрений только частично пополняет убыль азота, других же путей для восполнения запасов азотистых соединений в почве не было открыто до начала XX в. На рубеже XIX–XX столетий приобрела популярность и серьезно обсуждалась такая нелепая идея, как «азотная смерть» человечества. Ее сторонники пытались доказать, что прогрессивная потеря азота почвой должна привести к резкому снижению урожайности полей, к наступлению «азотного голода», а за ним и «азотной смерти» всего человечества.

В противоположность этой «теории» Д.И. Менделеев в своем труде «Основы химии» писал: «Так как азотистые вещества организмов играют в них весьма важную роль (без них органической жизни нет), ... то вопрос о способах превращения азота воздуха в почвенные азотистые соединения составляет один из таких вопросов, которые представляют великий теоретический и практический интерес».

Каким же образом пополняются запасы азотистых соединений в почве? Оказывается, что эти вещества поступают в почву из атмосферы во время... грозовых ливней. При высокой температуре азот образует различные соединения с кислородом (второй составной частью воздуха) и влагой воздуха. Высокая температура создается молниями во время грозы. Всякая электрическая искра, даже самая маленькая, представляет собой мощный взрыв. При достаточно крупной искре в течение миллионных долей секунды развивается мощность, равная мощности крупной электростанции, а температура достигает нескольких тысяч градусов.

Длительность существования основного разряда молнии колеблется от 0,05 до 0,1 секунды, и сила тока достигает в среднем 20 000 ампер при напряжении 10 000 000 вольт. Мощность молнии баснословна и достигает 200 000 000 квт. Эта мощность во много раз больше, чем мощность, развиваемая в самых больших электрических установках, когда-либо созданных человеком. Такова мощность одного только разряда. А число гроз, во время которых бывают десятки и сотни таких разрядов, очень велико. Ежегодно в атмосфере земного шара происходит около 16 млн. гроз. Каждый час в различных участках воздушного океана грохочут громы и сверкают молнии двух тысяч гроз. Каждую секунду воздух пронзают молнии, которые повышают температуру на пути своего движения; азот соединяется с кислородом в окисел, хорошо растворимый в воде, образуя одно из важнейших соединений азота – азотную кислоту. Если учесть, что ливни, сопровождающиеся

грозами, основательно промывают атмосферу (из грозового облака с радиусом в 5 км за одну минуту выливается до 375 000 т воды), то ни одна молекула кислородного соединения азота не «пропадает даром». Азотная кислота, попадая в почву, реагирует с находящимися в ней соединениями натрия, кальция, калия и образует соли азотной кислоты – селитры, необходимые для растений. Так, с помощью гроз безжизненный азот вовлекается в процесс жизни растений, а через них – животных и человека. Недаром народ издавна называет грозы «живоносными и животворными».

Человек скопировал у природы способ получения соединений азота. В 1901 г. норвежский теоретик, специалист по изучению северных сияний Биркеланд в сотрудничестве с инженером-практиком Эйде успешно осуществил опыты соединения азота и кислорода с помощью электричества. К началу 1905 г. уже несколько заводов стали получать азотную кислоту непосредственным «сжиганием воздуха» в пламени электрической дуги.

Однако малый выход окиси азота, а также чрезвычайно большой расход электрической энергии (на тонну связанного азота более 60 000 квт·ч) не оправдали скопированного у природы способа получения азотистых соединений. В конце 20-х годов эти заводы были закрыты, и способ Биркеланда и Эйде уступил свое место другим.

В 1905 г. был осуществлен в промышленности цианамидный способ связывания азота, получивший свое название от цианамида кальция, продукта соединения карбида кальция с азотом. Цианамид кальция получается в электрической печи путем пропускания азота через слой измельченного и нагретого до температуры 1000°С карбида кальция. Технический продукт содержит от 18 до 24% азота и в измельченном состоянии непосредственно применяется как удобрение.

Несмотря на то, что процесс получения цианамида кальция несложен, исходные материалы недороги, однако расход энергии все еще высок: на одну тонну связанного азота требуется около 10 000 квт·ч. Поэтому производство цианамида кальция хотя и не утратило своего значения до настоящего времени, тем не менее, начиная с 20-х годов двадцатого века, первое место в азотной промышленности занял синтез аммиака, разработанный Бошем, Габером и Нернстом.

Первый завод синтетического аммиака начал работать в Германии в 1913 г. Спустя 10 лет синтез аммиака широко применялся на многих заводах различных стран. Экономичность способа (расход энергии при получении водорода из водяного газа не превышает 1700 квт·ч на каждую тонну связанного азота) сделала аммиак исходным материалом для получения не только азотной кислоты, но и других азотистых соединений.

Азотная кислота и водородное соединение азота – аммиак – являются важнейшими соединениями азота, без которых не могли бы развиваться многие отрасли современной химической промышленности и сельского хозяйства. Основоположником отечественного производства азотной кислоты был инженер И.И. Андреев. В 1914 г. он разработал способ получения азотной кислоты путем окисления аммиака, образующегося при коксовании угля.

Потребность отыскания эффективного способа получения азотной кислоты, необходимой в производстве взрывчатых веществ, стала особенно остро ощущаться в России во время первой мировой войны в связи с трудностями доставки из Чили

селитры. Она служила исходным материалом для получения азотной кислоты по способу, разработанному еще алхимиками (нагревание селитры в смеси с железным купоросом или квасцами). О величине этой потребности можно судить по следующим фактам: если в начале войны на заводах России изготовлялось 80 т взрывчатых веществ в месяц, то к концу 1916 г. месячная продукция составляла уже 6400 т.

Проделав огромную работу по изучению реакции окисления аммиака, подбора катализаторов для нее, действия «ядов» на эти катализаторы, конструкции аппаратов для окисления аммиака, И.И. Андреев приступил к созданию опытно-промышленной установки на коксохимическом заводе в Макеевке.

Данные о работе этой установки легли в основу проекта первого отечественного завода по производству азотной кислоты из аммиака, составленного Н.М. Кулепетовым. Этот завод был создан в Юзовке и в июле 1917 г. дал первые порции азотной кислоты.

Сейчас азотная промышленность, включающая производство аммиака, азотной кислоты и азотных удобрений, является одной из наиболее мощных в мире.

Практическое применение свободного азота ограничено. Его употребляют для заполнения электрических ламп. В медицине чистый азот используется для наложения пневмоторакса при некоторых формах туберкулеза легких. Растения и животные настолько приспособились к азоту, что обычно он считается неопасным. Однако из опыта работы водолазов и кессонных рабочих на больших глубинах известно, что нередко при подаче для дыхания сжатого воздуха развивается своеобразное состояние, известное под названием «азотного наркоза», несколько похожее на алкогольное опьянение. Симптомы «наркоза» (головокружение, нарушение координации движений, спутанность сознания и др.) быстро проходят, если сжатый воздух заменяется кислородно-гелиевой смесью. Причиной «азотного наркоза» является увеличение концентрации азота, растворенного в жирах, тканях и жидкостях организма.

§20. Химические свойства кислорода

20.1. Реакции кислорода с простыми веществами
20.2. Реакции кислорода со сложными веществами
20.3. Окисление – горение и медленное окисление

20.1. Реакции кислорода с простыми веществами

Кислороду присуща высокая химическая активность. Многие вещества реагируют с кислородом при комнатной температуре. Так, например, свежий срез яблока довольно быстро приобретает бурую окраску, это происходит вследствие

химических реакций между органическими веществами, содержащимися в яблоке, и кислородом, содержащимся в воздухе.

С простыми веществами кислород, как правило, реагирует при нагревании. В металлическую ложечку для сжигания веществ поместим уголек, нагреем его в пламени спиртовки докрасна и опустим в сосуд с кислородом. Наблюдаем яркое горение уголька в кислороде. Уголь – простое вещество, образованное элементом углеродом. В реакции кислорода с углеродом, образуется углекислый газ:

$$C + O_2 = CO_2.$$

Рисунок 126. Горение угля в кислороде

Углекислый газ является сложным веществом, бинарным соединением, в состав которого входит кислород, название которого – **оксид углерода (IV)**.

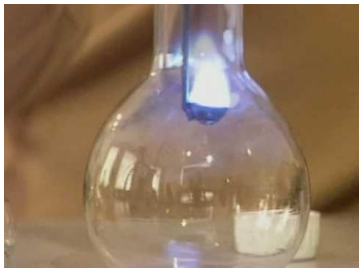


Рисунок 127. Горение серы в кислороде

Поместим в ложечку для сжигания веществ серу и нагреем. Сера плавится, затем загорается. На воздухе сера горит бледным, почти незаметным синим пламенем. Внесем серу в сосуд с кислородом – сера горит ярким синим пламенем. В реакции серы с кислородом образуется сернистый газ:

$$S + O_2 = SO_2.$$

Сернистый газ, как и углекислый газ, относится к группе оксидов. Это **оксид серы (IV)** – бесцветный газ с резким едким запахом.

Теперь внесем в сосуд с кислородом подожженный красный фосфор. Фосфор горит ярким, ослепительным пламенем. Сосуд заполняется белым дымом. Белый дым – это продукт реакции, мелкие твердые частицы оксида фосфора (V):

Рисунок 128. Горение фосфора в кислороде

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5.$$

В кислороде способны гореть не только неметаллы. Металлы также энергично взаимодействуют с кислородом. Например, магний горит в кислороде и на воздухе ослепительным белым пламенем. Продукт реакции – оксид магния:

$$2Mg + O_2 = 2MgO.$$

Рисунок 129. Горение железа в кислороде

Попробуем сжечь в кислороде железо. Раскалим в пламени спиртовки стальную проволоку и быстро опустим в сосуд с кислородом. Железо горит в кислороде с образованием множества искр. Вещество, полученное в результате реакции, называют железной окалиной:

$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4.$$

Снопы искр, образующихся при горении бенгальского огня, объясняются сгоранием порошка железа, входящего в состав этих пиротехнических изделий.

После рассмотренных реакций можно сделать важные выводы: кислород реагирует как с металлами, так и неметаллами; часто эти реакции сопровождаются

горением веществ. Продуктами реакций кислорода с простыми веществами являются **оксиды**.

1. Какие вещества называют оксидами?

Обратите внимание, что при взаимодействии кислорода с простыми веществами – металлами и неметаллами образуются сложные вещества – оксиды. Такой тип химических реакций называют **реакциями соединения**.

Реакция соединения – реакция, в результате которой из двух или нескольких менее сложных по строению веществ, образуются более сложные по строению вещества

20.2. Реакции кислорода со сложными веществами

Кислород способен вступать в реакции и со сложными веществами. В качестве примера рассмотрим реакцию, которая протекает при горении бытового газа. Практически полностью, бытовой газ состоит из метана CH_4.

По горению метана в конфорке печи можно сделать выводы, что реакция протекает с выделением энергии в виде тепла и света. Каковы продукты этой реакции?

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O.$$

Продукты реакции оксиды: углекислый газ (оксид углерода (IV)) и вода (оксид водорода).

В реакции кислорода с минералом пиритом FeS_2 (важный минерал железа и серы) получают оксиды серы и железа. Реакция происходит при нагревании:

$$4FeS_2 + 11O_2 = 8SO_2 + 2Fe_2O_3.$$

20.3. Окисление – горение и медленное окисление

Горение – это первая химическая реакция, с которой познакомился человек. Огонь… Можно ли представить наше существование без огня? Он вошел в нашу жизнь, стал неотделим от нее. Без огня человек не сварит пищу, сталь, без него невозможно движение транспорта. Огонь стал нашим другом и союзником, символом славных дел, добрых свершений, памятью о минувшем.

С химической точки зрения **горение – это химическая реакция, сопровождающаяся выделением потока раскаленных газов и энергии в виде тепла и света.** Можно сказать, что кислород, вступая в реакцию с простыми веществами, *окисляет* их:

Простое вещество + Кислород $\xrightarrow{\text{окисление}}$ **Продукты окисления (оксиды) + Энергия.**

Окисление веществ может и не сопровождаться горением, то есть выделением пламени. Такие процессы называют медленным окислением. **Медленное окисление – процесс постепенного взаимодействия веществ с кислородом, с медленным выделением теплоты, не сопровождающийся горением.** Так, например, углекислый

газ образуется не только при горении углерода в кислороде, но и при медленном окислении органических веществ кислородом воздуха (гниении, разложении).

Подведем итоги

- **В реакции простых веществ с кислородом, образуются оксиды**
- **Реакции простых веществ с кислородом протекают, как правило, при нагревании**
- **Реакции простых веществ с кислородом – это реакции соединения**
- **Реакция соединения – реакция, в результате которой, из двух или нескольких менее сложных по строению веществ, образуются более сложные по строению вещества**
- **Кислород способен реагировать со сложными веществами**
- **Горение – химическая реакция, сопровождающаяся выделением энергии в виде тепла и света**
- **Медленное окисление – процесс постепенного взаимодействия веществ с кислородом, с медленным выделением теплоты, не сопровождающийся горением**

Вопросы, упражнения и задачи

20.1. В чем различие между реакцией соединения и реакцией разложения?

20.2. Какими признаками химической реакции сопровождается взаимодействие простых веществ с кислородом?

20.3. Что такое оксиды? Из приведенных химических формул выберите оксиды и назовите их: KNO_3, Fe_2O_3, PH_3, Cl_2O, FeS, FeO, $CaCO_3$, Cu_2O, HCl, CuO.

20.4. Превратите следующие схемы реакций соединения в химические уравнения:

1) $Zn + O_2 \rightarrow ZnO$
2) $NO + O_2 \rightarrow NO_2$
3) $C + O_2 \rightarrow CO$
4) $B + O_2 \rightarrow B_2O_3$
5) $Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$
6) $I_2 + O_2 \rightarrow I_2O_5$

20.5. Превратите следующие схемы реакций взаимодействия сложных веществ с кислородом, в химические уравнения:

1) $CuS + O_2 \rightarrow CuO + SO_2$
2) $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$
3) $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$

20.6. Составьте формулы образующихся оксидов с учетом известной вам валентности элементов, расставьте коэффициенты в схемах реакций:

1) $Ca + O_2 \rightarrow$
2) $Al + O_2 \rightarrow$
3) $Li + O_2 \rightarrow$
4) $P + O_2 \rightarrow$
5) $Cu + O_2 \rightarrow$
6) $Hg + O_2 \rightarrow$

20.7. Восстановите пропуски и превратите схемы реакций в химические уравнения:

1) … + … → BaO
2) … + … → SeO_2
4) $H_2 + O_2 \rightarrow$ …
5) ZnS + … → ZnO + SO_2

3) $SO_2 + \ldots \rightarrow SO_3$ 6) $KNO_3 \rightarrow KNO_2 + \ldots$

20.8. Выберите, в каких процессах расходуется кислород: а) дыхание; б) горение; в) фотосинтез; г) гниение.

20.9. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно получить следующие вещества:

1) $KMnO_4 \rightarrow O_2 \rightarrow P_2O_5$

2) $H_2O_2 \rightarrow O_2 \rightarrow CO \rightarrow CO_2$

3) $KClO_3 \rightarrow O_2 \rightarrow H_2O \rightarrow O_2$

20.10. Составьте уравнения реакций, которые происходят во время горения этилового спирта C_2H_6O и бензина C_8H_{18}. Продуктами каждой реакции являются углекислый газ и вода.

Блокнот эрудита

62. Озон – соперник кислорода

Озон – так же как и кислород, горючий газ. С учетом того, что химическая активность озона превосходит активность кислорода, с веществами он будет реагировать более активно.

Для более продуктивного сжигания веществ, иногда используют не чистый кислород, а смесь кислорода с озоном, так называемый озонированный кислород.

Продуктами взаимодействия простых веществ с озоном, так же как и с кислородом, являются оксиды:

$$3S + 2O_3 \rightarrow 3SO_2; \qquad 6P + 5O_3 \rightarrow 3P_2O_5.$$

Озон так же взаимодействует и со сложными веществами, подобно кислороду. Например, метан будет взаимодействовать так:

$$3CH_4 + 4O_3 \rightarrow 3CO_2 + 6H_2O.$$

63. Снежная вода

Знаете ли вы, что снежная (от таяния естественного снега) вода содержит больше пероксида водорода, чем дождевая вода после града или грозы, а дождевая вода после грозы – больше, чем обычная дождевая вода?

Пероксид водорода H_2O_2 образуется не только при взаимодействии водорода с влажным кислородом при электрическом разряде, но и при реакции воды с озоном O_3, который появляется во время грозы под действием электрических разрядов:

$$3O_2 = 2O_3,\ O_3 + 3H_2O = 3H_2O_2.$$

Чем больше концентрация озона в воздухе, тем выше содержание пероксида водорода в атмосферных осадках. Отметим, что при температуре ниже 0°С пероксид водорода разлагается очень медленно.

64. Натрий – Natrium, Na (11)

Английский торговец старинными вещами Бэйкер, считавший себя любителем естественных наук, умирая завещал Королевскому научному обществу (английская Академия наук) свое состояние. В завещании Бэйкера было записано следующее условие: проценты с денежной суммы, хранящейся в банке, ежегодно выплачивать тому, кто прочитает в Королевском обществе доклад о каком-либо выдающемся открытии. Подобного рода доклады о выдающихся открытиях в области науки стали называться докладами имени Бэйкера. Чтение Бэйкеровского доклада ученые считают для себя за

честь, но, конечно, не потому, что чтецу выплачивают проценты с завещанной суммы. Нет. Дело не в этом. В условии завещания сказано: «доклад о выдающемся открытии» – вот что ценит ученый, чтец Бэйкеровского доклада, – признание значимости его открытия. Бэйкеровские лекции читаются в Англии и ныне.

19 ноября 1807 г. в Лондоне Гэмфри Дэви выступил с докладом и сообщил о вещах, невероятных для того времени. Опытным путем он провел разложение «нелетучих щелочей» (продуктов взаимодействия углекислых солей натрия и калия с гашеной известью), приведшее «к выделению новых и необычайных тел, лежащих в основе этих нелетучих щелочей». Было установлено, что «нелетучие щелочи» представляют собой не простые вещества, как долгое время считали раньше, а сложные соединения. Под действием электрического тока эти соединения разлагаются с выделением разных, но очень похожих по химическим свойствам элементов. Один из них Дэви назвал «потассием», произведя это название от созвучного английского слова, означающего поташ. Другой Дэви назвал «содием» от латинского слова «сода».

В 1810 г. Гильберт вместо названия «потассий» ввел название «калий» (от арабского слова «алкали» – щелочь). Шведский химик Я. Берцелиус в 1811 г. заменил «содий» названием «натрий», произведя его от арабского слова «натрон» – сода. Русский химик Г.И. Гесс ввел в 1831 г. эти названия в русскую химическую литературу.

Между прочим, названия «потассий» и «содий» сохранились в некоторых странах (Англия, США, Италия и др.) до настоящего времени.

Дэви показал слушателям открытые им металлы и продемонстрировал их химические свойства. В склянке под слоем керосина они сверкали нежным серебристым блеском, но стоило бросить их в воду, они, к большому удивлению присутствующих, не тонули в ней, а плавая, начинали быстро двигаться, «бегать» по ее поверхности, расплавляясь в блестящие капельки. Одни из них даже загорались. Вода, где происходили эти явления, превращалась в раствор, обладающий всеми свойствами крепкой щелочи. Металл, загорающийся от воды! Это было невероятно. И недаром один из присутствующих на лекции Дэви слушателей, пораженный всем виденным, сказал: «Ведь этак, пожалуй, завтра начнут чуть ли не из нюхательного табака добывать электричеством золото, алмазы или еще черт знает что!».

Натрий – исключительно активный металл. Вот почему, являясь одним из распространенных элементов и составляя 2% в общем числе атомов земной коры, он не встречается в свободном состоянии. Соединения же его весьма разнообразны, и некоторые из них широко распространены. К их числу относится знакомая всем поваренная соль. Соль состоит из натрия и хлора. Натрий, как уже указывалось, один из активных металлов, хлор является одним из активных неметаллов. В свободном состоянии оба эти элемента обладают губительным действием на организм животных и человека. Однако в соединении они дают соль, без которой невозможна жизнь человека и животных. Соль необходима организму для обеспечения важнейших физиологических процессов. Этим объясняется естественная потребность человека и животных в соли. В крови соль создает необходимые условия для существования красных кровяных телец, в мышцах сохраняет способность к возбудимости, в сердце определяет его ритм, в желудке

образует соляную кислоту, без которой невозможно, переваривание и усвоение пищи. Таково значение для организма поваренной соли. Необходимость соли для жизни была известна со времен глубочайшей древности. И не случайно значение соли нашло свое отражение в многочисленных народных пословицах, поговорках и обычаях. «Хлеб да соль» – вот одно из пожеланий, которым русские люди с давних пор приветствовали друг друга во время приема пищи, подчеркивая равноценное с хлебом значение соли. Хлеб и соль стали символом гостеприимства и радушия. Хлебом и солью русские люди издавна встречали своих дорогих гостей, любимых героев, вождей и полководцев, борцов за свободу и счастье.

В год каждый человек с пищей потребляет от 8 до 10 кг соли. Недаром говорят: «Чтобы узнать человека, надо с ним пуд соли съесть». Оказывается это не так уж много и по весу и по времени: за год вдвоем и будет съеден пуд (16 кг) соли.

Наибольшее количество натрия связано в соединении с хлором. Соль, или, как ее называют химики, хлористый натрий, образует мощные отложения.

В заключение еще несколько слов о самом натрии. Мы привыкли к тому, что металлы плавятся при высоких температурах. Попробуйте-ка, например, расплавить булавку или иголку! А вот металл натрий имеет температуру плавления всего только около 98°С. Если бы натрий не был таким активным, его можно было бы плавить в кипящей воде.

Рисунок 130. Металлический натрий хранят под слоем керосина или минерального масла

Рисунок 131. Важнейшее соединение натрия – поваренная соль, NaCl

Рисунок 132. Еще одно важное для человека соединение натрия – гидрокарбонат натрия, $NaHCO_3$

Натрий находит применение в авиамоторах для отвода тепла от клапанов. В качестве теплоносителя металлический натрий используется в некоторых атомных реакторах. В производстве искусственного каучука натрий играет роль волшебного ускорителя реакции, соединяющего молекулы бутадиена в продукт, не уступающий по свойствам лучшим сортам естественного каучука. Натрий применяется в специальных газосветных лампах. Натриевая лампа наполнена неоном и содержит небольшое количество металлического натрия. При включении лампы разряд начинается в неоне. Тепло, выделяющееся при разряде, испаряет натрий, и, спустя некоторое время, красный свет неона сменяется желтым – натрия. Натриевые лампы являются мощными источниками света с высоким коэффициентом полезного действия (в лабораторных условиях до 70%). Высокая экономичность натриевых ламп дала возможность использовать их для освещения автострад, вокзалов, пристаней и т.д.

§21. Практическая работа 4. Получение кислорода и изучение его свойств

21.1. Подготовка к практической работе
21.2. Получение кислорода и его обнаружение
21.3. Горение простых веществ в кислороде

21.1. Подготовка к практической работе

При выполнении практической работы строго выполняйте только те опыты, которые прописаны в инструкции или оговорены учителем. Обратите внимание, что данная работа предусматривает работу с хрупкой стеклянной посудой, нагревательными приборами. Перед началом работы повторите правила работы со стеклянной, посудой и нагревательными приборами.

Работу необходимо выполнять в застегнутом халате или фартуке.

21.2. Получение кислорода и его обнаружение

Закрепите в лапке лабораторного штатива небольшую колбу. Налейте в нее раствор пероксида водорода. **Внимание! Будьте осторожны! Пероксид водорода – едкая жидкость! При попадании на кожу может вызвать химический ожог!**

Приготовьте стакан с водой и пробирку-приемник, заполненную водой до краев. Осторожно опустите пробирку в стакан отверстием вниз, так, чтобы вода не вылилась из нее. Для этого закройте ее отверстие пальцем, а когда опустите под воду, в стакан, откройте отверстие.

В колбу с пероксидом водорода добавьте немного катализатора – оксида марганца. Сразу же закройте колбу пробкой, в которую вставлена газоотводная трубка. Конец газоотводной трубки опустите в стакан, и направьте в пробирку-приемник. Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции разложения пероксида водорода.

После того, как пробирка-приемник полностью заполнится газом, уберите газоотводную трубку. Подожгите в пламени спиртовки деревянную лучину, погасите ее, лучина должна едва тлеть. Внесите в пробирку. Что наблюдаете? О чем это свидетельствует?

21.3. Горение простых веществ в кислороде

Добавьте в реакционную колбу еще немного катализатора. Реакционная смесь снова начнет вспениваться вследствие выделения газа. Заполните газом несколько стаканов или небольших колб. Для этого опустите конец газоотводной трубки до дна стаканов или колб, и подождите несколько минут. Отверстия стаканов или колб можно прикрыть, например предметным стеклом.

В ложечку для сжигания веществ поместите небольшой кусочек таблетки активированного угля и нагревайте в пламени спиртовки до тех пор, пока уголек не раскалиться. Сразу же внесите ложечку с угольком в сосуд с кислородом. Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции.

В ложечку для сжигания веществ поместите немного порошка серы. Нагревайте серу до тех пор, пока она не загорится. Опустите ложечку с тлеющей серой в сосуд с кислородом. Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции. **Внимание! После окончания опыта, отнесите сосуд, в котором сжигалась сера, в вытяжной шкаф!**

Приведите свое рабочее место в порядок. Оформите отчет о выполнении работы согласно требованиям учителя.

Подведем итоги

- **Продолжено развитие навыков работы с лабораторной посудой, оборудованием**
- **Экспериментально изучен способ получения кислорода из пероксида водорода**
- **Собран кислород методом вытеснения воды и методом вытеснения воздуха**

Вопросы, упражнения и задачи

21.1. Объясните, почему нельзя закрывать сосуд герметично, когда в нем собирается газообразное вещество?

21.2. В двух баллонах находятся кислород и озон. Оба газа пропустили в две пробирки до краев наполненных водой. Пробирки опущены вверх дном в стаканы с водой. Что будет наблюдаться при пропускании газов? Ответ обоснуйте.

21.3. В одной колбе находится воздух, а в другой – чистый кислород. В обе колбы опустили горящий фосфор. Что будет наблюдаться в колбах? С одинаковой ли интенсивностью будет гореть фосфор? Ответ обоснуйте.

21.4. Пероксид водорода, из которого можно получить кислород – бесцветная прозрачная жидкость, хранится в сосудах с неплотно закупоренной крышкой. Объясните, с какой целью крышку закрывают не плотно?

21.5. Кусочек ленты горящего магния внесли в сосуд с кислородом. Магний горит слепящим белым пламенем. Сосуд заполняется белым дымом. Каков состав этого дыма? Составьте уравнение реакции.

21.6. Укажите, какие из следующих высказываний верны и какие ошибочны: а) горение в чистом кислороде происходит с большей скоростью, чем в атмосфере; б) при сгорании данного количества вещества в кислороде достигаемая температура выше, чем при сгорании его в воздухе; в) горение может происходить не только с участием кислорода, но и с участием других веществ; г) горение происходит лишь при участии по меньшей мере двух веществ.

21.7. Пероксид водорода можно получить по следующим схемам реакций. Превратите их в химические уравнения, путем расстановки коэффициентов:

1) $H_2S_2O_8 + H_2O \rightarrow H_2O_2 + H_2SO_4$

2) $BaO_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + H_2O_2$

21.8. При сгорании веществ в озоне, так же как и при их реакции с кислородом, образуются оксиды. Превратите следующие схемы реакций в уравнения реакций:

1) $Se + O_3 \rightarrow SeO_2$

2) $Ag + O_3 \rightarrow Ag_2O + O_2$

3) $H_2S + O_3 \rightarrow SO_2 + H_2O$

4) $Mg + O_3 \rightarrow MgO$

21.9. В стеклянных сосудах (рисунок 133) сгорают: уголь (*а*), сера (*б*), фосфор (*в*) и железо (*г*).

А) При каких условиях эти вещества сгорают в кислороде?

Б) Какие продукты реакции образуются в каждом случае? Из скольких элементов состоят частицы продуктов горения веществ в кислороде? Какой элемент является общим в этих продуктах?

В) Напишите соответствующие уравнения химических реакций, которые происходят в случаях *а*, *б*, *в*, *г*.

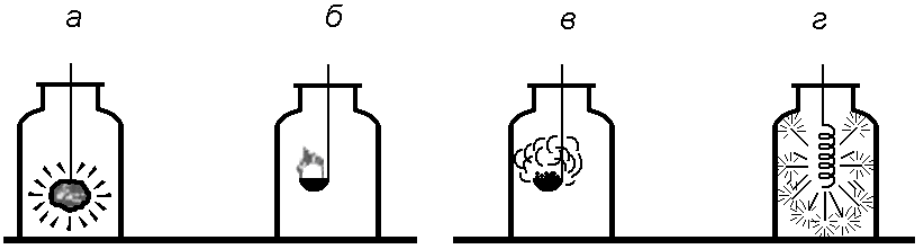


Рисунок 133

21.10. А) Какой прибор изображен на рисунке 134?

Б) Назовите детали прибора и объясните принцип его действия.

В) С какой целью можно использовать данный прибор? Какими должны быть положения кранов при этом?

Г) Какие вещества можно хранить в данном приборе? Какие свойства они должны иметь?

Д) Какой жидкостью заполняют этот прибор?

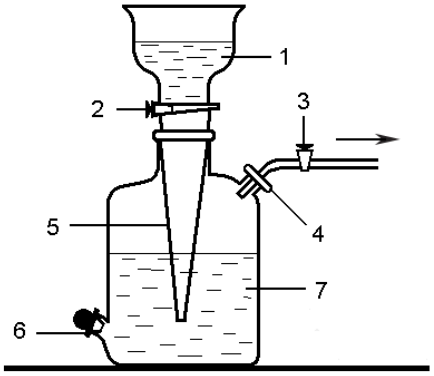


Рисунок 134

Блокнот эрудита

65. Мало или много кислорода в земной атмосфере?

Многие вещества хорошо горят не только в чистом кислороде, но и в воздухе. В атмосфере Земли кислорода около 21%, и для горения этого достаточно. А если бы воздух земной атмосферы содержал кислорода меньше 18%, то горение в нем углерода стало бы невозможным, «естественный» (например, от удара молнии) огонь никогда бы не появился. И первобытный человек так и не узнал бы, что огонь можно использовать для своих нужд...

Еще хуже, если содержание кислорода в атмосфере было бы больше 30%. В такой газовой среде первый же удар молнии вызвал бы катастрофу – гигантский пожар, а может быть, и взрыв. Ведь в этих условиях и сырая древесина горит как порох!

66. Лечение кислородом

Кислород широко применяется в медицинской практике. Одним из методов применения кислорода в медицине является гипербарическая оксигенация – метод применения кислорода под высоким давлением в лечебных целях. Проводится в гипербарических барокамерах.

Терапевтический принцип ГБО заключается в значительном повышении содержания кислорода в биологических тканях, такое увеличение содержания кислорода значительно выше, чем при дыхании чистым кислородом под обычным атмосферным давлением.

Эффект применения ГБО проявляется в увеличении кислородной ёмкости крови. При дыхании кислородом под атмосферным давлением транспорт кислорода ограничен связывающей ёмкостью гемоглобина эритроцитов, а плазмой переносится лишь незначительная часть кислорода. Так как при атмосферном давлении гемоглобин эритроцитов насыщен кислородом практически до предела, этот путь переноса кислорода к клеткам не может использоваться сверх предела. При гипербарической оксигенации транспорт кислорода плазмой значительно возрастает, что приводит к значительному облегчению протекания самых разнообразных заболеваний и патологических состояний организма.

Рисунок 135. Больная в барокамере

67. Патроны свежего воздуха

Герои романа Жюля Верна «С Земли на Луну» Барбикен и его два спутника во время полета использовали для регенерации кислорода нагревание бертолетовой соли $KClO_3$, а для поглощения углекислого газа (диоксида углерода CO_2) – гидроксид натрия $NaOH$. Каким способом сейчас удаляют из воздуха замкнутых помещений (подводные лодки, космические корабли) образующийся при дыхании людей углекислый газ?

Разложение при нагревании триоксохлората калия $KClO_3$ (бертолетовой соли) протекает с выделением кислорода O_2:

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2\uparrow,$$

а поглощение диоксида углерода CO_2 (углекислого газа) гидроксидом натрия приводит к образованию карбоната натрия Na_2CO_3:

$$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O.$$

В современных системах регенерации дыхательного воздуха и удаление CO_2, и возмещение убыли O_2 совмещены в одном процессе, протекающем без энергетических затрат:

$$2Na_2O_2 + 2CO_2 = 2Na_2CO_3 + O_2\uparrow, \qquad 4NaO_2 + 2CO_2 = 2Na_2CO_3 + 3O_2\uparrow.$$

В первом случае используют пероксид натрия Na_2O_2, а во втором – надпероксид натрия NaO_2.

§22. Оксиды

22.1. Химические формулы оксидов и их названия
22.2. Классификация оксидов по агрегатному состоянию
22.3. Применение оксидов

22.1. Химические формулы оксидов и их названия

Вам уже известно, что оксиды – это бинарные соединения, в состав которых обязательно входит элемент кислород. На сегодняшний день получены оксиды всех элементов кроме трех: гелия, неона и аргона.

Рассмотрим химические формулы оксидов, с которыми мы уже встречались: CO_2, SO_2, Fe_3O_4 и т.д. Как видно, в формулах оксидов на первом месте принято записывать химический символ элемента, который образует оксид, а на втором – химический символ кислорода.

Попробуем вывести общую формулу для оксидов, то есть формулу, при помощи которой можно составить формулу оксида любого элемента.

Элемент, образующих оксид, будем обозначать буквой **R**, а его валентность в оксиде, как **x**. С учетом того, что валентность кислорода равна II, получим:

$$\overset{x}{R_2}\ \overset{II}{O_x}$$

Итак, общая формула оксидов: R_2O_x. Рассмотрим пример. Необходимо составить формулы оксидов серы, в которых сера проявляет валентность IV и VI. Валентность серы принимаем за x, получаем:

Любое химическое вещество имеет свое систематическое название, то есть название, по которому данное вещество нельзя спутать с другими. Другими словами, в химии каждое вещество имеет свое индивидуальное название. Оксиды, не исключение. Рассмотренные выше вещества, SO_2 и SO_3 – оксиды серы, но ведь их состав различен, значит, и названия должны быть различными!

В тех случаях, когда оксид образован элементом с переменной валентностью, после названия оксида, в скобках, римской цифрой указывается валентность элемента в данном оксиде. Например:

SO_2 – оксид серы (IV)
SO_3 – оксид серы (VI)

Если валентность элемента постоянна, естественно, он может образовать с кислородом только один оксид. В таких случаях валентность в скобках после названия, не указывается. Например:

ZnO – оксид цинка

22.2. Классификация оксидов

Оксиды – весьма распространённый тип соединений, содержащихся в земной коре и во Вселенной. Примерами таких соединений являются ржавчина, вода, песок, углекислый газ, ряд природных красителей. Оксидами также является класс минералов, представляющих собой соединения металла с кислородом.

Рисунок 136. Аметист – фиолетовая разновидность кварца

Самым распространенным оксидом в земной коре является минерал кварц, его химическое название – оксид кремния (IV) – SiO_2. Этот оксид образует множество различных минералов, которые геологи объединяют в минералы группы кварца.

По своему агрегатному состоянию оксиды могут быть газообразными: углекислый газ CO_2, сернистый газ SO_2 – эти газы бесцветны. А оксид азота (IV) NO_2 – газ коричневого цвета.

Рисунок 137. Загрязнение воздуха оксидом азота (IV)

Оксидов – жидкостей сравнительно немного. Примеры таких оксидов: вода – оксид водорода, оксид азота (III) N_2O_3, который при температуре 0°C и нормальном атмосферном давлении представляет собой жидкость синего цвета.

Большинство оксидов – твердые вещества, имеющие молекулярное или ионное строение.

а) Оксид хрома (III)

б) Оксид железа (III)

в) Оксид меди (II)

г) Оксид свинца (II)

Рисунок 138. Оксиды

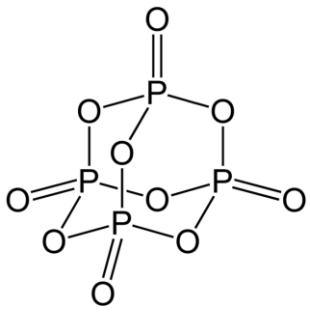


Рисунок 139. Модель молекулы оксида фосфора (V)

Оксиды металлов имеют ионное строение. В кристаллических решетках оксидов металлов находятся ионы кислорода O^{2-} и ионы соответствующего металла.

Оксиды неметаллов, как правило, имеют молекулярное строение. На рисунке 139 приведена модель молекулы оксида фосфора (V). Химическая формула оксида фосфора (V), которую мы уже записывали не раз – P_2O_5. На самом деле это эмпирическая, простейшая формула. Реального вещества с такой формулой не существует, истинная химическая формула, которая реально отвечает строению оксида фосфора (V) – P_4O_{10}.

1. Что такое кристаллическая решетка? Какие типы кристаллических решеток вам известны?

Существуют оксиды и атомного строения. К таким оксидам относятся оксид бора B_2O_3, оксид кремния (IV) SiO_2. Кристаллические решетки этих оксидов состоят из атомов.

2. По модели молекулы P_4O_{10} определите валентность фосфора и кислорода.

22.3. Применение оксидов

Многие оксиды нашли разнообразное применение в различных сферах деятельности человека.

Например, оксид цинка ZnO – вещество белого цвета, поэтому используется для приготовления белой масляной краски (цинковые белила). Поскольку ZnO практически нерастворим в воде, то цинковыми белилами можно красить любые поверхности, в том числе и те, которые подвергаются воздействию атмосферных осадков. Фармацевты делают из него вяжущий и подсушивающий порошок для наружного применения.

Такими же ценными свойствами обладает оксид титана (IV) – TiO_2. Он тоже имеет красивый белый цвет и применяется для изготовления титановых белил. TiO_2 не растворяется не только в воде, но и в кислотах, поэтому покрытия из этого оксида особенно устойчивы. Этот оксид добавляют в пластмассу для придания ей белого цвета. Он входит в состав эмалей для металлической и керамической посуды. Оксид титана добавляют в качестве наполнителя в мыло, лекарственные препараты, которые выпускаются в виде таблеток.

Рисунок 140. Мыло, окрашенное оксидом титана (IV)

Оксид хрома (III) – Cr_2O_3 – кристаллы темно-зеленого цвета (см. рисунок 138, а), нерастворимые в воде. Cr_2O_3 используют как пигмент (краску) при изготовлении декоративного зеленого стекла и керамики. Применяется для шлифовки и полировки оптики, металлических изделий, в ювелирном деле.

Благодаря нерастворимости и прочности оксида хрома (III) его используют и в полиграфических красках (например, для окраски денежных купюр). Вообще, оксиды многих металлов применяются в качестве пигментов для самых разнообразных красок, хотя это далеко не единственное их применение.

Оксиды неметаллов так же имеют широкое применение. Углекислый газ, или оксид углерода (IV) – CO_2 применяется как наполнитель углекислотных огнетушителей, так как данный оксид негорюч. Сернистый газ, или оксид серы (IV) – SO_2 применяется в качестве дезинфицирующего вещества для зернохранилищ.

Как вы уже заметили, множество химических веществ имеют тривиальные названия. Ниже приведены тривиальные названия некоторых оксидов:

Химическая формула	*Химическое название*	*Тривиальное название*
CO	Оксид углерода (II)	Угарный газ
CO_2	Оксид углерода (IV)	Углекислый газ
SO_2	Оксид серы (IV)	Сернистый газ
Al_2O_3	Оксид алюминия	Глинозём
CaO	Оксид кальция	Негашеная известь

Подведем итоги

- **Оксиды – бинарные соединения, в состав которых входит элемент кислород**
- **Оксиды известны для всех элементов, кроме гелия, неона, аргона**
- **Общая формула оксидов R_2O_x**
- **В названии оксида нужно указывать валентность образующего оксид элемента, если она переменная**
- **Оксиды существуют во всех трех агрегатных состояниях, имеют разнообразную окраску и отличаются по строению**

Вопросы, упражнения и задачи

22.1. Из приведенного перечня формул веществ выпишите формулы оксидов: CuO, ZnS, HCl, BaO, HNO_3, Cl_2O, $FeBr_3$, MnO_2, LiH, $CaSO_4$, PbO.

22.2. Составьте названия для оксидов, формулы которых: Cu_2O, Al_2O_3, Cl_2O_7, N_2O, K_2O, CrO_3, OsO_4, Au_2O_3, MgO.

22.3. Выпишите из приведенного перечня формулы твердых, жидких, газообразных (при комнатной температуре) оксидов: H_2O, SO_2, Fe_2O_3, Al_2O_3, CO, Cr_2O_3, NO_2

22.4. Составьте формулы следующих оксидов: оксид железа (II), оксид ванадия (V), оксид азота (V), оксид натрия, оксид кальция, оксид мышьяка (III), оксид свинца (IV), оксид селена (VI).

22.5. Напишите формулы оксидов калия, бария, алюминия, кремния, фосфора, хлора, осмия, зная, что валентность элемента **в** оксиде соответствует номеру группы Периодической Системы.

22.6. Допишите схемы реакций с участием кислорода, в которых образуются оксиды, и превратите их в химические уравнения:

1) $P_4 + \ldots \rightarrow P_2O_5$
2) $PH_3 + \ldots \rightarrow P_4O_6 + \ldots$
3) $SnS_2 + \ldots \rightarrow SnO_2 + \ldots$
4) $AsH_3 + \ldots \rightarrow As_2O_3 + \ldots$
5) $CS_2 + \ldots \rightarrow \ldots + SO_2$
6) $H_2S + \ldots \rightarrow S + \ldots$

22.7. Закончите уравнения реакций, укажите их типы:

1) $SO_2 + O_2 \rightarrow$ оксид серы (VI)
2) $Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ}$ оксид меди (II) + оксид азота (IV) +?
3) $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ}$ оксид меди (II) + вода
4) оксид бария + $H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$
5) оксид азота (IV) + оксид водорода + кислород $\rightarrow HNO_3$

22.8. Осуществите превращения:

1) $O_2 \rightarrow H_2O \rightarrow O_2 \rightarrow Al_2O_3$
2) $H_2O_2 \rightarrow O_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3$
3) $C \rightarrow CH_4 \rightarrow CO \rightarrow CO_2$.

22.9. Запишите уравнения реакций горения серы, угля, метана CH_4, сероводорода H_2S. Назовите продукты реакции.

22.10. А) К какому типу относится химическая реакция, происходящая в приборе, изображенном на рисунке 141?

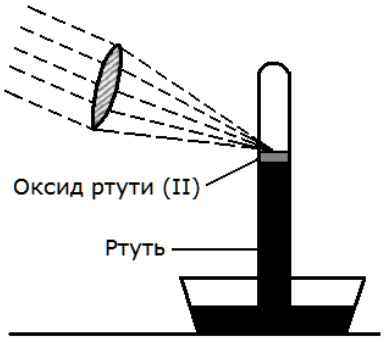


Рисунок 141

Б) Какой газ и кем был открыт с помощью этого опыта?

В) Какой ученый и в каком году добыл этот газ изображенным способом?

Г) Запишите уравнение химической реакции, происходящей в сосуде.

22.11. Какое вещество сгорает в кислороде, если образуются два оксида:

$$? + O_2 \rightarrow nCO_2 + mH_2O$$

Укажите формулу вещества: 1) C_nH_m; 2) $C_{2n}H_{2m}$; 3) C_nH_{2m}; 4) C_nH_{n+m}.

22.12. Массовая доля кислорода в оксиде $ЭO_3$ составляет 48%. Какой элемент входит в состав оксида?

22.13. Массовая доля неизвестного элемента в оксиде $Э_2O_5$ составляет 75,31%. Определите неизвестный элемент.

22.14. Соотношение масс железа и кислорода в соединении этих двух элементов составляет 21:8. Какова формула соединения?

22.15. Сколько атомов кислорода содержится в формульной единице некоторого оксида, если относительная формульная масса соединения составляет 80, а массовая доля кислорода в нем – 0,4?

22.16. Укажите, не производя вычислений, в каком из приведенных ниже оксидов массовая доля кислорода наибольшая, а в каком – наименьшая: NO, CaO, MnO, FeO, MgO, CO, BaO, CuO, HgO, ZnO.

22.17. Вычислите состав (в процентах по массе) следующих оксидов: Mn_2O_3, Cu_2O, CO_2, Al_2O_3.

22.18. Определите массу кислорода, содержащегося в оксиде магния массой 10 г.

22.19. Определите формулы оксидов перечисленных ниже элементов на основании массовых долей элементов в этих соединениях:

1) S – 50,0%;
2) Mn – 49,6%;
3) C – 42,8%;
4) Na – 74,2%;
5) N – 60,53%;
6) Pb – 86,6%;
7) Cu – 80,0%;
8) P – 56,4%;
9) W – 79,31%;
10) Ag – 93,1%.

22.20. В результате взаимодействия метана массой 8 г с кислородом массой 32 г образовался углекислый газ массой 22 г. Вычислите, какая масса воды образовалась в результате этой реакции.

22.21. На завод была доставлена руда, содержащая 464 т магнитного железняка Fe_3O_4. Какая масса железа содержится в руде?

22.22. При анализе одного образца руды в нем было найдено 2,8 г железа. Какой массе оксида железа (III) это соответствует?

22.23. Рассчитайте массовую долю оксида кремния (IV), содержащегося в обычном оконном (натриевом) стекле $Na_2O{\cdot}CaO{\cdot}6SiO_2$.

22.24. Смесь содержит равное количество молекул оксида углерода (IV) и метана CH_4. Определите массовые отношения этих веществ в смеси.

22.25. Из каких оксидов получают кислород в лаборатории? Приведите уравнения реакций.

Блокнот эрудита

68. ФРИДРИХ ВЁЛЕР (1800–1882)

Рисунок 142. Фридрих Вёлер (1800–1882)

Немецкий химик Фридрих Вёлер родился в Эшерсхайме недалеко от Франкфурта-на-Майне. Учился в гимназии во Франкфурте. В юности собрал обширную коллекцию минералов, соорудил «вольтов столб», электродами в котором служили цинковые пластинки и медные монеты, обнаружил в богемском купоросе малоизвестный элемент селен, получил методом Дэви металлический калий. После окончания гимназии Вёлер изучал медицину в Марбургском и Гейдельбергском университетах. В Гейдельберге его учителем был известный химик Л. Гмелин, который посоветовал Вёлеру, защитившему диссертацию по медицине, заняться химией под руководством Й. Берцелиуса. В лаборатории этого известного ученого в Стокгольмском университете Вёлер проработал с 1823 по 1825 гг. В 1825 г. он получил место преподавателя в Технической школе в Берлине, в 1828 г. стал профессором химии.

В 1831 г. Вёлер переехал в Кассель, а в 1836 г. получил приглашение сменить Ф. Штромейера на кафедре химии в Гёттингенском университете.

В 1822 г. Вёлер открыл циановую кислоту и определил ее состав, оказавшийся идентичным составу «гремучей кислоты» – соединения с другими свойствами, исследованного почти одновременно Ю. Либихом. Явление было названо изомерией, а сами вещества – изомерами.

В 1828 г. Вёлер доказал возможность получения мочевины упариванием водного раствора цианата аммония, что было истолковано как первый в истории науки искусственный синтез органического вещества. Это открытие сыграло большую роль в ниспровержении идей витализма (существования т.н. жизненной силы). Окончательное падение учения о жизненной силе в химии произошло только в 1860-х гг. благодаря синтезам французского химика М. Бертло.

В 1832 г. Вёлер, изучая совместно с Ю. Либихом производные «горькоминдального» масла, показал, что при превращениях «бензойная кислота – бензальдегид – бензоилсульфид» одна и та же группа (C_6H_5CO–) переходит без изменения из одного соединения в другое. Группа была названа бензоилом. Это открытие стало веским аргументом в пользу теории радикалов.

Вёлеру принадлежат и другие работы по органической химии: исследование мочевой кислоты и ее производных (совместно с Ю. Либихом, 1838), получение диэтилтеллура (1840) и гидрохинона (1844), изучение алкалоидов опия (1844).

Выполнил ряд исследований в области неорганической химии. В 1827 г. получил металлический алюминий, усовершенствовав способ Х. Эрстеда, и первым из химиков описал свойства металлического алюминия. В 1828 г. получил металлические бериллий и иттрий (1828) нагреванием их хлоридов с калием, фосфор прокаливанием фосфорнокислого кальция в смеси с углем и песком (1829;

этот метод используется до сих пор) и т.д. В 1852 г. Вёлер впервые изготовил и испытал смешанный медно-хромовый катализатор окисления сернистого газа, что стало первым случаем использования в катализе оксида хрома.

Большое значение имела педагогическая деятельность Вёлера. С 1846 по 1866 гг. его лекции по химии прослушали свыше 8 тысяч студентов Гёттингенского университета. Он написал несколько руководств по химии, по которым училось не одно поколение химиков: «Основания неорганической химии» (1873), выдержавшие 15 изданий, «Основания органической химии» (1873), «Анализ минералов на примерах» (1861).

69. Алюминий – Aluminium, Al (13)

В 1827 г. выдающийся немецкий химик, врач по образованию Фридрих Вёлер получил никогда и никем не виданный металл. Несколько раньше этот же металл был получен Эрстедом. Вначале Вёлером металл был выделен из химического соединения в виде серого порошка, приобретавшего при растирании металлический блеск. Попытки получить металл в виде слитка или хотя бы крупных зерен оставались безрезультатными. Потребовалось 18 лет упорных исканий! В 1845 г. они увенчались успехом. Вёлер получил новый металл в виде зерен величиной с булавочную головку. Внешне он был похож на серебро, но в отличие от него был необычайно легок – в 4 раза легче серебра, в 3,5 раза легче меди и почти в 3 раза легче железа.

Так как исходным веществом для получения нового металла явились давно известные квасцы (по-латыни – «алюмен»), то и металл стали называть алюминием. Огромные трудности получения алюминия привели к тому, что этот легкий, серебристый и красивый металл на первых порах ценился дороже золота. Первоначально килограмм алюминия стоил 1280 рублей, т.е. на 80 рублей дороже равного веса золота. Алюминий стал применяться для ювелирных изделий, заняв место среди драгоценных металлов.

Хотя с течением времени способы получения алюминия совершенствовались, стоимость его все же была высокой. Он только в 2,5 раза был дешевле золота и по-прежнему играл роль ювелирного металла. В 1889 г. во время пребывания в Лондоне великого русского химика Д.И. Менделеева, ему, в знак признания заслуг в развитии химии, были преподнесены, в качестве особо ценного подарка, весы, сделанные из золота и алюминия.

И лишь через 30 лет после открытия алюминия два молодых человека, американский студент Чарльз Мартин Холл и французский инженер Эру, независимо друг от друга открыли один и тот же способ получения алюминия.

Новый способ заключался в разложении электрическим током окиси алюминия, предварительно расплавленной в криолите. Окись алюминия, или глинозем, входит в состав многих минералов и продуктов их разрушения. Из них наиболее распространенными являются полевые шпаты (альбит, анортит, бокситы, ортоклаз и др.), различные виды глин, чистейшая из которых – каолин. Криолит – сравнительно редкий минерал, состоит из фтористого алюминия и фтористого натрия.

Так как электролитический способ получения алюминия требовал большого количества энергии (на 1 т алюминия – 20 000 квт·ч), он мог найти распространение

в местах, где находились дешевые источники электрического тока. Таким источником являлась энергия воды горных рек. Вот почему в Европе первый завод электролитического алюминия был построен близ Рейнского водопада в Нейгаузене (Швейцария).

С этого момента слава алюминия как драгоценного металла меркнет. Он перестает быть предметом внимания капризной моды. И благодаря ценным свойствам – легкости, хорошей ковкости, способности прокатываться в листы, вытягиваться в проволоку, хорошо заполнять форму при отливке, стойкости к воздуху, воде и разбавленным органическим кислотам (уксусной, лимонной и др.) – начинает применяться в технике.

Алюминий конкурирует с медью в электротехнической промышленности, сплавы алюминия с другими металлами находят широкое применение в автомобильной и военной промышленности, строительстве, авиа- и ракетостроении. Алюминий, который совсем недавно считался драгоценным металлом, используется для придания жаропрочности и коррозионной устойчивости поверхностям чугунных отливок, для изготовления цистерн, в которых перевозят и хранят концентрированную перекись водорода и другие опасные вещества.

При 100–150°С алюминий настолько пластичен, что из него может быть получена фольга тоньше 0,01 мм. Подобная фольга широко применяется для изготовления электрических конденсаторов и упаковки продуктов.

Тончайший порошок алюминия применяется для составления горючих и взрывчатых смесей, для изготовления серебристой краски, состоящей из мельчайших чешуек алюминия, весьма устойчивой против атмосферных воздействий. Грубозернистый порошок алюминия используется в алюминотермии. Алюминотермией называется (открытый в 1859 г.) способ восстановления металлов из их окисей порошкообразным алюминием. Алюминотермию часто используют для получения высоких температур при сваривании металлических деталей. Исходная в этом случае смесь – «термит» – состоит из смеси порошков алюминия и окислов железа. Подожженная с помощью специального запала, она нагревается при горении до 3500°С.

Термитный брикет весом всего в 50 г за несколько секунд проплавляет железный лист толщиной в 2 мм**.** Бетон и кирпич от термитного порошка, горящего с брызгами, но без пламени, растрескиваются.

... В декабре 1944 г. на окраине небольшого польского городка органами советской контрразведки была задержана подозрительная женщина, которая теряла у колонны автомашин с боеприпасами «автоматические ручки». При проверке было установлено, что это диверсионное зажигательное средство со сложным воспламенителем, а корпус изготовлен из электрона, сплава, имеющего в основе алюминий. Из этого сплава изготовлен и корпус зажигательных бомб. Алюминиевые соли органических кислот составляют основу «напалма», применяемого и ныне в многочисленных войнах.

В состав известных всем точильных камней входит окись алюминия, или глинозем. Природный минерал, содержащий окись алюминия, называется корундом. Обычно загрязненный окисью железа природный корунд вследствие своей очень большой твердости применяется для изготовления шлифовальных кругов, брусков и т.п. В мелкораздробленном виде он под названием наждака служит для очистки металлических поверхностей и для изготовления наждачной бумаги. Для тех же целей часто пользуются окисью алюминия, полученной оплавлением боксита (техническое название – алунд).

Рисунок 143. Металлический алюминий

Рисунок 144. Оксид алюминия Al_2O_3

Рисунок 145. Корунд

Прозрачные кристаллы корунда, окрашенные соединениями хрома в красивый кроваво-красный цвет, представляют драгоценный камень – рубин. Кристаллы рубина в настоящее время получают искусственным путем. Замечательные свойства кристаллов синтетического рубина, а именно способность испускать порции (кванты) света красного цвета при облучении их ксеноновой лампой, легли в основу устройства мощного оптического излучателя – лазера.

При соответствующем устройстве лазер испускает красный луч строго определенной частоты, в миллион раз превышающей яркость такой же площади поверхности солнца и обладающий огромным световым давлением (миллионы атмосфер).

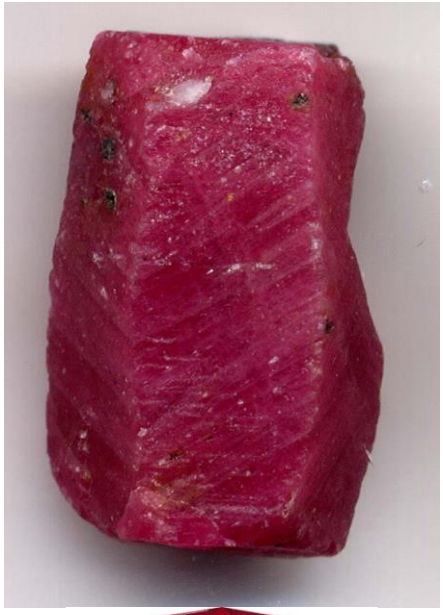


Рисунок 146. Необработанный и обработанный рубин

Рисунок 147. Необработанный и обработанный сапфир

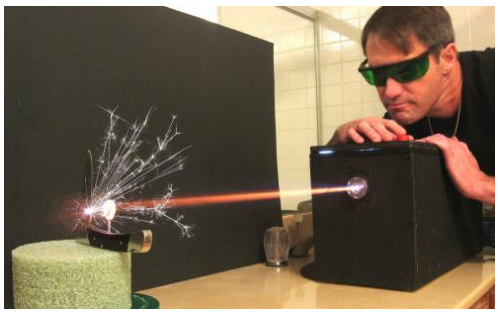


Рисунок 148. Действие рубинового лазера

Рисунок 149. Рубиновый стержень – основной элемент рубинового лазера

Век алюминия сменил век железа…

§23. Водород

23.1. Водород как химический элемент
23.2. Физические свойства водорода
23.3. Применение водорода

23.1. Водород как химический элемент

Водород – первый элемент Периодической Системы химических элементов Д.И. Менделеева. Элемент водород расположен в первой группе, главной подгруппе, первом периоде Периодической Системы.

Относительная атомная масса водорода 1.

1. Что такое относительная атомная масса и как она определяется?

Водород имеет наиболее простое строение атома, он состоит из единственного электрона, который находится в околоядерном пространстве. Ядро атома водорода состоит из одного протона.

Атом водорода, в химических реакциях может как отдавать, так и присоединять электрон, образуя два вида ионов:

2. Какие заряды имеют протон и электрон?

$H^0 + 1\bar{e} \rightarrow H^{1-}$; $H^0 - 1\bar{e} \rightarrow H^{1+}$.

Водород – самый распространённый элемент во Вселенной. На его долю приходится около 88,6% всех атомов (около 11,3% составляют атомы гелия, доля всех остальных вместе взятых элементов – порядка 0,1%). Таким образом, водород – основная составная часть звёзд и межзвёздного газа. В межзвёздном пространстве этот элемент существует в виде отдельных молекул, атомов и ионов и может образовывать молекулярные облака, значительно различающиеся по размерам, плотности и температуре.

Массовая доля водорода в земной коре составляет 1%. Это девятый по распространённости элемент. Значение водорода в химических процессах, происходящих на Земле, почти так же велико, как и кислорода. В отличие от кислорода, существующего на Земле и в связанном, и в свободном состояниях, практически весь водород на Земле находится в виде соединений; лишь в очень незначительном количестве водород в виде простого вещества содержится в атмосфере (0,00005% по объёму для сухого воздуха).

Водород входит в состав практически всех органических веществ и присутствует во всех живых клетках.

23.2. Физические свойства водорода

Простое вещество, образованное элементом водородом, имеет молекулярное строение. Его состав отвечает формуле – H_2. Как и элемент, простое вещество так же называют водородом.

Водород – бесцветный газ без запаха и вкуса, практически нерастворим в воде. При комнатной температуре и нормальном атмосферном давлении растворимость составляет 18,8 мл газа на 1 л воды.

Водород – самый легкий газ, его плотность составляет 0,08987 г/л. Для сравнения: плотность воздуха равна 1,3 г/л.

3. Определите, во сколько раз водород легче воздуха?

Водород способен растворяться в металлах, так например, в одном объеме палладия может раствориться до 850 объемов водорода. Из-за крайне малого размера молекул водород способен к диффузии через многие поверхности.

Подобно другим газам водород при низких температурах конденсируется в бесцветную прозрачную жидкость, это происходит при температуре –252,8°С. При достижении температуры –259,2°С водород кристаллизуется в виде белых кристаллов, похожих на снег.

В отличие от кислорода, для водорода не характерна аллотропия.

23.3. Применение водорода

Водород используют в различных отраслях промышленности. Много водорода уходит на производство аммиака (NH_3). Из аммиака получают азотные удобрения, синтетические волокна и пластмассы, лекарства.

В пищевой промышленности водород используют при производстве маргарина, в состав которого входят твердые жиры. Чтобы их получить из жидких жиров, через них пропускают водород.

Когда водород горит в кислороде, то температура пламени составляет около 2500°С. При такой температуре можно плавить и сваривать тугоплавкие металлы. Таким образом, водород используется при сварке.

Смесь жидких водорода и кислорода применяют как ракетное топливо.

В настоящее время в ряде стран начаты исследования по замене невозобновляемых источников энергии (нефти, газа, угля) на водород. При сгорании водорода в кислороде образуется экологически чистый продукт – вода, а не углекислый газ, вызывающий парниковый эффект.

Ученые предполагают, что в середине XXI века должно быть начато серийное производство автомобилей на водороде. Широкое применение найдут домашние топливные элементы, работа которых также основана на окислении водорода кислородом.

В конце XIX – начале XX веков, на заре эры воздухоплавания, водородом заполняли воздушные шары, дирижабли и аэростаты, так как он намного легче воздуха. Однако эпоха дирижаблей начала стремительно уходить в прошлое после катастрофы, случившейся с дирижаблем Гинденбург. 6 мая 1937 года дирижабль, заполненный водородом, загорелся, что повлекло за собой гибель десятков его пассажиров.

Рисунок 150. Катастрофа дирижабля Гинденбург (1937)

Водород крайне взрывоопасен в определенной пропорции с кислородом. Несоблюдение правил техники безопасности и привело к воспламенению и взрыву дирижабля.

Подведем итоги

- **Водород – первый элемент Периодической Системы химических элементов Д.И. Менделеева**
- **Водород расположен в I группе, главной подгруппе, 1 периоде Периодической Системы**
- **Валентность водорода в соединениях – I**
- **Водород – бесцветный газ без запаха и вкуса, практически нерастворим в воде**
- **Водород – самый легкий газ**
- **При низких температурах получают жидкий и твердый водород**
- **Водород способен растворяться в металлах**
- **Сферы применения водорода разнообразны**

Вопросы, упражнения и задачи

23.1. Охарактеризуйте водород как химический элемент.

23.2. Перечислите физические свойства водорода.

23.3. Выберите, какие из физических свойств относятся к водороду: газ, жидкий, бесцветный, голубой, хорошо растворим в воде, малорастворим в воде, легче воздуха, имеет запах, тяжелее воздуха, без вкуса.

23.4. Выберите, какие из физических свойств относятся к водороду: кислый, твердый, без запаха, в 14,5 раз легче воздуха, электропроводен, сжижается при очень низкой температуре, неэлектропроводен.

23.5. Два воздушных шара наполнены газами. Первый – водородом, второй – кислородом. Как определить, где какой газ?

23.6. Как называется и каково устройство сосуда, при помощи которого можно хранить жидкий водород?

23.7. Выберите характеристики химического элемента водорода:

а) находится в I периоде, главной подгруппе I или VII группы;

б) относительная молекулярная масса 2;

в) порядковый номер 1;

г) химическая формула H_2;

д) относительная атомная масса 1;

е) валентность I;

ж) газ.

23.8. Выберите характеристики простого вещества водорода:

а) молекулярная масса 2 г/моль;

б) заряд ядра +1;

в) валентность I;

г) бесцветный газ;
д) химическая формула H_2.
е) не имеет запаха.

23.9. Вставьте пропущенные слова «химический элемент» или «простое вещество»:
а) на земле ... водород встречается редко;
б) ... водород входит в состав воды, природного газа, всех органических веществ;
в) ... водород занимает 9-е место по распространенности в земной коре (1% по массе);
г) ... водород мало растворим в воде, бесцветный газ без вкуса и запаха;
д) содержание ... водорода в организме человека – 10%.

23.10. Составьте два предложения, в одном из которых о водороде говорится как о химическом элементе, в другом – как о простом веществе.

23.11. Определите, в каком случае речь идет о водороде как химическом элементе, а в каком как о простом веществе:
а) водород входит в состав многих неорганических веществ, например кислот и оснований;
б) водород – самый легкий газ;
в) на долю водорода приходится 1% (по массе) Земли;
г) водород – это главная составная часть многих звезд.

23.12. На долю водорода приходится около 88,6% всех атомов Вселенной. Около 11,3% составляют атомы гелия. Определите соотношение атомов водорода и гелия.

23.13. При очень высокой температуре треть молекул водорода разложилась на атомы. Каково соотношение количества молекул и атомов в образовавшейся смеси?

23.14. Определите элемент, если его высшая валентность в соединении с кислородом равна VII, а относительная молекулярная масса соединения с водородом – 128.

23.15. Вычислите массовую долю водорода в дигидрофосфате аммония $NH_4H_2PO_4$ – веществе, которое используется как удобрение.

23.16. Относительная молекулярная масса соединения элемента **X** с водородом равна 32, а соединения элемента **Y** с водородом – 78. Назовите элементы **X** и **Y**, и приведите формулы этих соединений.

23.17. Сколько граммов воды разложилось при действии электрического тока, если получилось 2 г водорода?

23.18. Объясните, на каком свойстве основано:
а) использование водорода для наполнения им шаров-зондов;
б) заполнение сосуда водородом способом вытеснения воды.

23.19. Объясните, как собрать водород способом вытеснения воздуха. Можно ли точно также собрать кислород? Почему?

23.20. Почему водород содержится только в верхних слоях атмосферы, причем в малых количествах?

Блокнот эрудита

70. ГЕНРИ КАВЕНДИШ (1731–1810)

Рисунок 151. Генри Кавендиш (1731–1810)

Английский физик и химик Генри Кавендиш родился в Ницце; второй сын лорда Чарлза Кавендиша, герцога Девонширского. В 1749–1753 гг. обучался в Кембриджском университете, где заинтересовался естественными науками (надо отметить, что отец Кавендиша довольно успешно занимался метеорологией). В 1860 г. Кавендиш стал членом Лондонского королевского общества, а в 1802 г. был избран в Парижскую академию наук. Унаследовав в 1773 г. от своего дяди крупное состояние, Кавендиш тратил почти все доходы на проведение экспериментов; в своем доме в Лондоне он устроил лабораторию, где собрал лучшие приборы и инструменты того времени. Один из биографов Кавендиша, французский физик Жан Батист Био, назвал его самым учёным среди и богачей и самым богатым среди учёных. В то же время Кавендиш вёл очень скромный и уединённый образ жизни. В частной жизни Кавендиш слыл чудаком и оригиналом; со своими домашними он объяснялся исключительно знаками, раз навсегда выработанными, дабы не терять напрасно времени и слов, и охотно беседовал только с коллегами по науке.

Кавендиш проявлял полное равнодушие к богатству и славе; кроме того, он был женоненавистником. Его отличали крайняя застенчивость и сдержанность. У него не было друзей, а число знакомых не превышало трех-четырех человек.

Гэмфри Дэви писал о нем: «Голос его похож был на какой-то писк, обращение его было нервное. Он пугался чужих людей и когда смущался, то ему трудно было говорить». Постоянным обеденным блюдом его была баранья нога. Однажды, когда неожиданно у него собралось к обеду пятеро гостей и экономка усомнилась, что одной бараньей ноги будет достаточно, сэр Генри велел ей «в таком случае купить две».

Библиотека его была доступна для всех. Сам Кавендиш брал книги из собственной библиотеки под расписку. Свою лабораторию он устроил в конюшне, и в течение всей жизни вел в ней исследования. Каждый день, включая и воскресенья, он проводил за работой, но результаты своих исследований публиковал неохотно. Работы Кавендиша отличались величайшей точностью и изяществом, а выводы он делал с большой осторожностью.

Основные труды Кавендиша относятся к химии газов и различным разделам экспериментальной физики. В 1766 г. Кавендиш опубликовал первую важную работу по химии – «Искусственный воздух», где сообщалось об открытии «горючего воздуха» (водорода). Он разработал методику собирания, очистки и изучения газов, с помощью которой в 1766 г. ему удалось получить в чистом виде водород и углекислый газ, установить их удельный вес и другие свойства. В 1781 г. Кавендиш определил состав воздуха, а в 1784 г., сжигая водород, установил химический состав воды, опровергнув представления об её элементарности. Оставаясь твёрдым приверженцем теории флогистона, он тем не менее не оспаривал взгляды своего

современника Антуана Лавуазье, допуская, что его кислородная теория имеет право на существование.

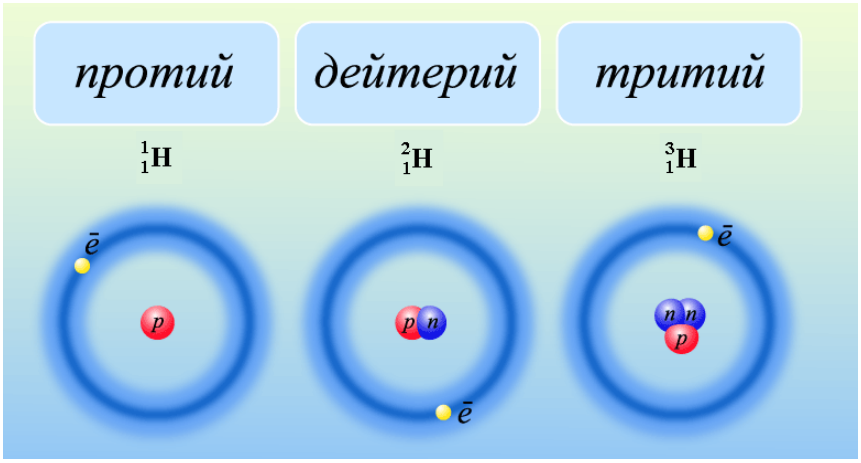
В 1772 г. одновременно с Даниилом Резерфордом Кавендиш открыл азот, однако опубликовал свои результаты с большим опозданием. В 1785 г. с помощью электрической искры он получил оксиды азота и исследовал их свойства. Он показал, что при пропускании электрического разряда через воздух над поверхностью воды азот реагирует с кислородом с образованием азотной кислоты. При этом Кавендиш обратил внимание на то, что 1/120 часть первоначального объема воздуха не вступает в реакцию. Вследствие несовершенства методов анализа и приборов Кавендиш не смог обнаружить в непрореагировавшем остатке новый элемент – аргон, который был открыт в 1894 г. Уильямом Рамзаем.

Большинство работ Кавендиша в области теплоты и электричества были опубликованы лишь через много лет после его смерти. Кавендиш ввёл в науку понятие электрического потенциала, исследовал зависимость ёмкости электрического конденсатора от среды, изучал взаимодействие электрических зарядов, предвосхитив закон Ш. Кулона. Он впервые сформулировал понятие теплоёмкости. В 1790 г. Кавендиш сконструировал крутильные весы и измерил с их помощью силу притяжения двух сфер, подтвердив закон всемирного тяготения, а также определил гравитационную постоянную, массу и среднюю плотность Земли. Именем Кавендиша названа организованная Максвеллом в 1874 г. физическая лаборатория в Кембриджском университете.

Кавендиш жил и умер в одиночестве. Его девиз гласил: «Все определяется мерой, числом и весом».

71. Три водорода

В природе водород встречается в виде трех разновидностей атомов – изотопов: обычный водород, тяжелый и сверхтяжелый водород. Они отличаются составом ядра атома: в обычном водороде (протии) ядро состоит из одного протона, у тяжелого водорода ядро состоит из одного протона и одного нейтрона, у сверхтяжелого – из одного протона и двух нейтронов.



Тяжелый водород содержится в обычном водороде в небольших количествах. На 6 тыс. атомов обычного водорода приходится 1 атом тяжелого. От греческого слова «деутерос», что значит второй, тяжелый водород, как второй изотоп водорода, называется дейтерием. По аналогии с протоном ядро этого атома получило название дейтон; часто его называют дейтерон.

Обозначают дейтерий или латинской буквой D, или сохраняют химическое обозначение водорода и, указывая цифрой 2 его массовое число, пишут H^2.

Ядро дейтерия состоит из протона и нейтрона, поэтому масла атома дейтерия в два раза больше массы атома обычного водорода. Такое резкое расхождение в массах изотопов одного и того же химического элемента является единственным случаем среди известных изотопов различных элементов.

Вода, в которой протий заменен дейтерием, называется тяжелой. Она отличается от обычной своими свойствами. Так, тяжелая вода замерзает не при 0°С, как обычная, а при +3,8°С, кипит не при 100°С, а при 101,4°С, имеет большую плотность (1,1056), чем обычная; в тяжелой воде невозможна жизнь. В обычной воде всегда содержится примесь тяжелой. Количество ее невелико и составляет 0,02% от общей массы. Однако собранная со всего земного шара, она могла бы наполнить водоем, равный по величине объему Черного моря.

Тяжелая вода используется при получении атомной энергии в ядерных реакторах в качестве вещества, замедляющего нейтроны.

Получение тяжелой воды в чистом виде – длительный и дорогой процесс, основанный на электролизе (разложении электрическим током) воды, при котором в первую очередь разлагаются молекулы «обыкновенной» воды, тогда как тяжелая накапливается в остатке. В Европе производство тяжелой воды в промышленном масштабе было впервые осуществлено немцами в годы второй мировой войны на территории оккупированной Норвегии, располагавшей дешевой энергией гидроэлектростанций. Тяжелая вода предназначалась для создания нового вида оружия (атомной бомбы), на которое командование фашистских армий возлагало последние надежды. 28 февраля 1943 г. норвежские патриоты совместно с английскими парашютистами взорвали цех тяжелой воды. Начавшиеся вслед за этим налеты на завод английской авиации вынудили фашистское командование перевезти оборудование и накопленный запас воды в Германию. Норвежские бойцы из армии сопротивления 20 февраля 1945 г. взорвали пароход, уничтожив вместе с оборудованием и 16 $м^3$ тяжелой воды.

Стоимость тяжелой воды все еще высока. Один кубический метр тяжелой воды стоит не менее 300 тыс. долларов.

Известен и третий «сверхтяжелый» изотоп. Тритий – называют этот изотоп от латинского слова «тритиум» – третий. Он может быть получен искусственным путем в результате ядерных реакций, например, при «стрельбе» нейтронами в атомы легкого металла лития. В ядрах атомов трития имеется два нейтрона и один протон. В природе распространенность трития ничтожно мала. Один атом трития приходится на миллиард миллиардов атомов обычного водорода. Тритий является радиоактивным изотопом водорода. Он излучает β-частицы и превращается в изотоп гелия с атомной массой 3. Период полураспада трития около 12,5 лет.

§24. Получение водорода

24.1. История открытия водорода
24.2. Получение водорода в лаборатории
24.3. Получение водорода в промышленности

24.1. История открытия водорода

История водорода начинается с XVI века, когда было замечено, что при действии кислот на железо и другие металлы выделяется газ. Первоначально его назвали «горючим воздухом». Такое название газ получил из-за способности гореть.

Во второй половине XVIII века английский ученый Генри Кавендиш получил водород при действии соляной кислоты HCl на цинк:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow.$$

Что же такое кислота с точки зрения химии? Кислота – это сложное вещество, в состав которого всегда входят атомы водорода. В формулах кислот атомы водорода принято писать на первом месте. Атомы, следующие в формуле за водородом, называют кислотным остатком. Так, в соляной кислоте HCl кислотный остаток – Cl. Например, в серной кислоте – H_2SO_4, кислотный остаток – SO_4.

Кислота – сложное вещество, в состав которого входят атомы водорода и кислотный остаток

Генри Кавендиш изучил свойства «горючего воздуха». Он установил, что этот газ намного легче воздуха, а при сгорании на воздухе образуются прозрачные капли жидкости. Этой жидкостью оказалась вода. Генри Кавендиша считают первооткрывателем водорода.

Вывод о том, что «горючий воздух» представляет собой простое вещество, был сделан в 1784 году французским химиком Антуаном Лораном Лавуазье.

Антуан Лоран Лавуазье дал этому веществу латинское название (*Hydrogenium*), которое происходило от греческих слов «*хюдор*» – вода и «*геннао*» – рождаю.

В те годы под элементами подразумевали простые вещества, которые нельзя далее разложить на составные части. Поэтому у химического элемента водорода такое же название, как и у просто вещества H_2. Русское слово водород – это точный перевод латинского названия *Hydrogenium*.

24.2. Получение водорода в лаборатории

Современный лабораторный способ получения водорода не отличается от того, которым его получал Генри Кавендиш. Это реакции металлов с кислотами.

В лаборатории водород получают в **аппарате Киппа** (рисунок 152). Аппарат Киппа изготовляется из стекла и состоит из нескольких частей:

1. реакционная колба с резервуаром;
2. воронка с длинной трубкой;
3. газоотводная трубка.

Реакционная колба имеет верхнюю шарообразную часть с отверстием, в которое вставляется газоотводная трубка, снабженная краном или зажимом, и нижний резервуар в виде полусферы. Нижний резервуар и реакционная колба разделены резиновой или пластиковой прокладкой с отверстием, через которое проходит в нижний резервуар длинная трубка воронки, доходящая почти до дна.

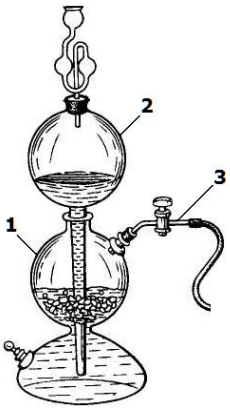


Рисунок 152. Аппарат Киппа

На прокладку через боковое отверстие шпателем насыпают твёрдые вещества (мрамор, цинк). Отверстие закрывается пробкой с газоотводной трубкой. Затем при открытом кране или зажиме в верхнюю воронку заливается раствор кислоты. Когда уровень жидкости достигает вещества на прокладке, начинается химическая реакция с выделением газа.

При закрытии крана давление выделяющегося газа выдавливает жидкость из реактора в верхнюю часть воронки. Реакция прекращается. Открытие крана приводит к возобновлению реакции.

Поместим в реакционную колбу кусочки цинка. В качестве кислоты воспользуемся серной кислотой. При контакте цинка и серной кислоты протекает реакция:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow.$$

Водородом можно заполнить мыльный пузырь. Для этого необходимо опустить газоотводную трубку в мыльный раствор. На конце трубки начнется формирование мыльного пузыря, заполненного водородом; со временем пузырь отрывается и улетает вверх, что доказывает легкость водорода.

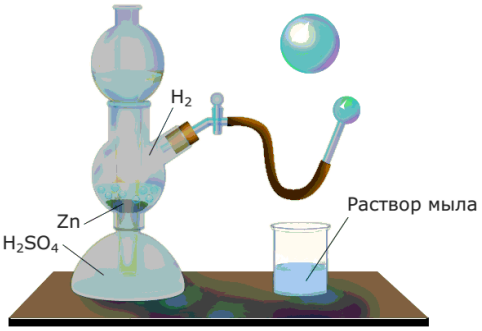


Рисунок 153. Заполнение водородом мыльных пузырей

Соберем выделяющийся водород. С учетом того, что водород намного легче воздуха, для сбора водорода сосуд, в котором собирается газ, необходимо располагать вверх дном, или производить собирание методом вытеснения воды.

Как обнаружить водород? Заполним пробирку водородом, держа ее вверх дном, по отношению к газоотводной трубке. Поднесем пробирку отверстием к пламени спиртовки – слышится характерный хлопок. Хлопок – это признак того, что в пробирке содержится водород. При поднесении пробирки к пламени водород вступает в реакцию с кислородом, содержащимся в воздухе. При малых количествах реакция кислорода и водорода сопровождается хлопком. Более подробно об этой реакции будет рассказано в следующем параграфе.

24.3. Получение водорода в промышленности

Одним из промышленных способов получения водорода является реакция разложения воды под действием электрического тока:

1. К какому типу относится данная реакция?

$$2H_2O \xrightarrow{\text{эл.ток}} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow.$$

Данный метод позволяет получить чистый водород и кислород. Процесс превращения химических веществ в другие вещества под действием электричества называется **электролизом.**

Электролиз – химическая реакция, протекающая под действием электрического тока

Проведем электролиз воды. В стакан наполненный водой, опустим металлические электроды. Поверх электродов опустим в стакан пробирки, заполненные водой. Подсоединим электроды к источнику тока – батарейке. В пробирках наблюдается выделение газов – водорода и кислорода, которые вытесняют воду.

Наблюдая за процессом электролиза, можно заметить, что в одной из пробирок газа собирается в два раза больше, чем в другой. Проанализировав уравнение реакции электролиза воды, можно сделать вывод, в какой пробирке выделяется водород, а в какой – кислород. Попробуйте это сделать самостоятельно.

Существуют и другие способы получения водорода в промышленности.

Железо-паровой метод долгое время широко применялся в промышленности. Через электрическую трубчатую печь, проходит трубка из нержавеющей стали, заполненная железными стружками. Через трубку с железными стружками пропускают водяной пар. При температуре около 800°С пары воды взаимодействуют с железом, образуя оксид Fe_3O_4 (железную окалину) и газообразный водород:

$$3Fe + 4H_2O = 4H_2\uparrow + Fe_3O_4.$$

Можно получить H_2, пропуская H_2O через слой раскаленного угля. При этом образуется смесь двух газов – CO и H_2 (**водяной газ**):

$$H_2O + C = CO\uparrow + H_2\uparrow.$$

В настоящее время водород получают взаимодействием углеводородов (в основном метана, CH_4) с водяным паром или неполным окислением метана кислородом:

$$CH_4 + H_2O = CO + 3H_2,$$
$$2CH_4 + O_2 = 2CO + 4H_2.$$

Рисунок 154. Электролиз воды

Подведем итоги

- **В лаборатории водород получают в аппарате Киппа**
- **Исходными веществами для получения водорода в лаборатории являются некоторые металлы и кислоты**
- **Собирать водород нужно методом вытеснения воды, или методом вытеснения воздуха, расположив пробирку вверх дном по отношению к газоотводной трубке**
- **Кислота – сложное вещество, в состав которого входят атомы водорода и кислотный остаток**
- **Обнаружить водород можно по характерному хлопку при поднесении пробирки с водородом к пламени**
- **Одним из промышленных способов получения водорода является электролиз воды**
- **Электролиз – химическая реакция, протекающая под действием электрического тока**

Вопросы, упражнения и задачи

24.1. Охарактеризуйте лабораторный способ получения водорода.

24.2. Определите во сколько раз водород легче кислорода, углекислого газа, сернистого газа.

24.3. Как доказать наличие водорода в сосуде?

24.4. Можно ли «перелить» водород из одного сосуда в другой?

24.5. Расставьте коэффициенты в следующих схемах реакций:

1) $NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2\uparrow$
2) $K + H_2O \rightarrow KOH + H_2\uparrow$
3) $Na + HBr \rightarrow NaBr + H_2\uparrow$
4) $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2\uparrow$
5) $NaCl + H_2O \xrightarrow{эл.ток} NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow$
6) $BaH_2 + HCl \rightarrow BaCl_2 + H_2\uparrow$

24.6. Выберите химические реакции для лабораторных способов получения водорода:

1) $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$
2) $CH_4 + 2H_2O = CO_2\uparrow + 4H_2\uparrow$
3) $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$
4) $CH_4 = C + 2H_2\uparrow$
5) $2H_2O = 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$

24.7. Выберите промышленные способы получения водорода:

1) разложение воды электрическим током;
2) взаимодействие цинка с серной кислотой;
3) разложение метана CH_4 в присутствии катализатора;
4) взаимодействие метана с парами воды.

24.8. Закончите уравнения реакций получения водорода, расставьте коэффициенты, определите тип реакции:

1) $H_2O \rightarrow ? + ?$
2) $CH_4 \rightarrow C + ?$
6) $Al + ? \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2\uparrow$
7) $Fe + HCl \rightarrow FeCl_2 + ?$

3) $CH_4 + ? \rightarrow CO_2 + H_2O$ 8) $Mg + ? \rightarrow MgCl_2 + ?$

4) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + ?$ 9) $? + ? \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$

5) $Mg + H_2SO_4 \rightarrow ? + H_2\uparrow$ 10) $KH + ? \rightarrow KOH + H_2\uparrow$

24.9. Напишите уравнения реакций получения водорода:

1) разложением метана;

2) взаимодействием цинка с серной кислотой H_2SO_4;

3) разложением воды;

4) взаимодействием цинка с соляной кислотой HCl.

24.10. Выберите из нижеперечисленных веществ те, которые можно использовать для получения водорода: 1) H_2O; 2) Cu и H_2O; 3) CH_4; 4) Mg и HCl; 5) Fe и H_2SO_4; 6) CO_2 и NaOH.

Блокнот эрудита

72. Самая легкая жидкость

Жидкий водород – самая легкая из жидкостей. Литр его весит всего 70 г, почти в 15 раз меньше, чем литр воды.

73. Парацельс и водород

Еще средневековый ученый Парацельс заметил, что при действии кислот на железо выделяются пузырьки какого-то «воздуха». Но что это такое, он объяснить не мог. Теперь известно, что это был водород. «Водород представляет пример газа, – писал Д.И. Менделеев, – на первый взгляд не отличающегося от воздуха... Парацельс, открывший, что при действии некоторых металлов на серную кислоту получается воздухообразное вещество, не определил его отличия от воздуха. Действительно, водород бесцветен и не имеет запаха, так же, как и воздух; но, при ближайшем знакомстве с его свойствами, этот газ оказывается совершенно отличным от воздуха».

74. Атомы водорода

Атомы водорода – самые маленькие из всех атомов. Однако при поглощении энергии электромагнитного излучения внешний электрон атома может удаляться от ядра все дальше и дальше. Поэтому возбужденный атом водорода теоретически может иметь любые размеры.

А практически? В книге ***Мировые рекорды в химии*** сказано, что в межзвездных облаках якобы обнаружены по их спектрам атомы водорода диаметром 0,4 мм. Атомы таких размеров вполне можно увидеть невооруженным глазом! При этом дается ссылка на статью, опубликованную в 1991 в самом известном в мире журнале, посвященном химическому образованию – ***Journal of Chemical Education*** (он издается в США). Однако автор статьи ошибся – он завысил все размеры ровно в 100 раз (об этом сообщил тот же журнал год спустя). Значит, обнаруженные атомы водорода имеют диаметр «всего лишь» 0,004 мм, и такие атомы, даже если бы они был «твердыми», невооруженным глазом увидеть нельзя – только в микроскоп. Конечно, по атомным меркам и 0,004 мм – величина огромная, в десятки тысяч раз больше диаметра невозбужденного атома водорода.

Молекулы водорода тоже очень маленькие. Поэтому этот газ легко проходит через самые тонкие щели. Резиновый шарик, надутый водородом, «худеет» намного быстрее шарика, надутого воздухом: молекулы водорода понемногу просачиваются через мельчайшие поры в резине.

75. Негодный контейнер

Палладий, казалось бы, прочный металл из семейства платины, но удержать в нем водород не удастся. Водород будет растворяться в металлическом палладии Pd. При комнатной температуре 1 $см^3$ палладия в состоянии поглотить около 800 $см^3$ (0,8 л) водорода. Сосуд при этом будет разбухать и давать трещины. Если же сосуд с водородом нагревать, то водород начнет протекать через трещины как вода сквозь решето. При 240°С за одну минуту 1 $см^2$ стенки палладиевого сосуда толщиной 1 мм пропустит до 40 $см^3$ водорода. Чем выше температура, тем больше проницаемость палладия для водорода.

76. Медь – Cuprum, Cu (29)

Первое знакомство человека с медью произошло, очевидно, в доисторические времена. В природе медь иногда встречается в самородном состоянии в виде отдельных кристаллов, кусочков и крупных кусков. Самый крупный из когда-либо найденных самородков меди весил 420 *т*. Интересно отметить, что у некоторых крупных самородков меди, найденных еще в древности, иногда выступающие части обрублены... каменными топорами. Нетрудно представить, сколько усилий потратили первобытные люди для этой операции. Как известно, вначале человек освоил камень. Из камня он научился делать свои первые орудия и в том числе каменный топор. С помощью каменного топора впоследствии, возможно, был изготовлен... медный топор. Таким образом, медь стала одним из первых металлов, который человек начал применять в своей сознательной деятельности. Медь хорошо была известна в доисторические времена людям, населявшим районы Северной Америки. Там, на побережье Гудзонова залива и берегах Верхнего Озера, находили большие самородки меди и обрабатывали ее холодным способом. Этот способ обработки самородной меди сохранился у индейцев до времен Колумба.

Но самородки меди встречаются редко, и уже за несколько тысяч лет до нашей эры человек нашел способ получения меди из медных руд. У египтян, например, медь была известна очень давно и уже при первых фараонах (4000–5000 лет до н.э.) добыча меди производилась в рудниках Синайского полуострова.

С глубокой древности известны медные руды на острове Кипр в Средиземном море. Ученые полагают, что научное название меди «купрум» происходит от наименования острова Кипр, где были медные рудники древних римлян.

Древние медные копи найдены также в центре Европы, в Австрии (на Миттерберге). Они замечательны тем, что там были найдены каменные орудия, которыми разрабатывались эти копи. Этот факт дает повод считать некоторым ученым медный век не самостоятельной эпохой культуры между каменным и бронзовым веками, а лишь продолжением каменного века, в котором медь наряду с камнем употреблялась задолго до окончания каменного века. У нас, в районе нынешнего Донбасса и теперь уже затопленных Днепровских порогов, находились

небогатые месторождения меди. Предки древних славян, жившие в бассейне Дона и в Приднепровье, применяли ее для изготовления оружия, украшений и предметов домашнего обихода.

В России месторождения меди есть на Урале. Открытие промышленных месторождений меди в России связано с именем Никиты Демидова, основателя богатств семьи известных промышленников и крепостников. Об этом, между прочим, повествует надпись на огромном раскладном медном столе, хранящемся в музее Тагила: «Сия первая в России медь отыскана в Сибире... Никитою Демидовичем Демидовым по грамотам великого Государя Императора Петра Первого в 1702 и 1706 и 1709 годах, а из сей первовыплавленной меди зделан оный стол в 1715 году». Русское слово «медь», по мнению некоторых исследователей, произошло от слова «смида», которое у некоторых древних племен обозначал вообще металл.

Опыт применения этого металла показывал людям древности малую твердость меди, что заставляло задумываться над способами улучшения ее качества. Случайное образование сплава меди с оловом при обработке некоторых руд, содержащих медь и олово вместе, не прошло мимо внимания первобытных «металлургов». Преимущества полученного таким образом сплава послужили толчком к искусственному его воспроизводству.

Это открытие, по-видимому, было сделано в Месопотамии (Ирак), откуда впоследствии распространилось по странам Ближнего и Дальнего Востока. Название сплава меди с оловом – бронза – имеет значительно более позднее происхождение и связано с названием небольшого итальянского торгового городка Бриндизи на берегу Адриатического моря. Среди предметов торговли были и изделия из бронзы от латинского «Эс брундуси», т.е. медь из Бриндизи. Бронза тверже меди, более легкоплавка, устойчива на воздухе, легко полируется, хорошо отливается в формы.

В практическую деятельность человека вошла бронза, положив начало бронзовому веку. Изделия из бронзы отливались у ассирийцев, египтян, индусов и других народов древности. Однако цельные бронзовые статуи древние мастера научились отливать не раньше пятого века до нашей эры. Некоторые из этих произведений искусства достигали гигантских размеров. Таким, например, был разрушенный землетрясением в 227 г. до нашей эры Колосс Родосский – достопримечательность древнего порта Родоса, находившегося на одноименном самом восточном острове Эгейского моря. Созданный Харесом около 290 г. до н.э. в честь бога солнца Гелиоса, 32-метровый Колосс Родосский стоял над входом во внутреннюю гавань порта. Самые крупные суда свободно проходили под ним с развернутыми парусами.

Высокого мастерства в получении литья из бронзы достигли японцы. Достаточно указать на гигантскую статую Будды в храме Тодайдзи весом более четырехсот тонн, отлитую в 749 г., чтобы судить, на каких высотах мастерства находились японские литейщики.

Дошедшие до наших дней статуи (Марк Аврелий, Дискобол, Спящий сатир, Никея и др.) свидетельствуют о большом распространении и значении бронзы в искусстве древнего мира.

Медь широко использовалась для разнообразных нужд. По свидетельству историков древности, в Александрии изготовляли фальшивые «золотые» монеты. За 330 лет до нашей эры Аристотель писал: «В Индии добывают медь, которая отличается от золота только своим вкусом». Аристотель, конечно, ошибался, но следует, однако, отдать должное его наблюдательности. Вода из золотого сосуда, действительно, не имеет вкуса. Некоторые медные сплавы по внешнему виду трудноотличимы от золота, например томпак. Однако жидкость в сосуде из такого сплава имеет металлический привкус. О таких подделках медных сплавов под золото, очевидно, и говорит Аристотель в своих произведениях.

Не только сама медь, или медные сплавы, были известны древним. Химические анализы древних фресок, произведенные английским химиком Г. Дэви, показывают наличие в них уксуснокислой меди в виде ярко-зеленой краски, известной с давних времен под названием ярь-медянки. Эта краска найдена в живописи терм (бань) римского императора Тита и в стенных фресках Помпеи. В списках товаров, вывозившихся из древней Александрии, значится «медная зелень», представлявшая, между прочим, предмет роскоши. С помощью этой краски древние модницы подводили зеленые круги под глазами – тогда такой «грим» считали красивым.

В чистом виде медь – это вязкий металл красно-розового цвета с температурой плавления 1083°С, с большой плотностью (9) и исключительно хорошей тепло- и электропроводностью. В этом отношении медь уступает только серебру. Попробуйте представить электротехнику без меди, а машиностроение – без медных сплавов.

Металлическая медь

Рисунок 155. Изделия из меди

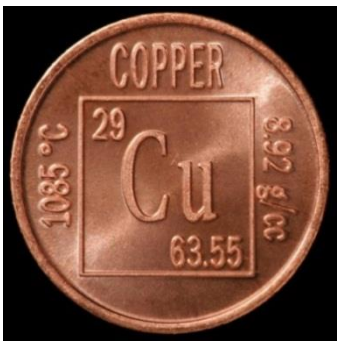


Рисунок 156. Металлическая медь

Рисунок 157. Самородная медь

В старину медными листами покрывались купола многих московских храмов. Одно из величайших сооружений мировой архитектуры XVI в. – колокольня Ивана Великого, находящаяся в центре Московского Кремля, увенчана луковичной формы главой, покрытой позолоченными листами из чистой меди. Расположенная под главой трехстрочная надпись славянской вязью также выполнена на медных листах по синему фону медными позолоченными буквами.

Медными листами покрыта и южная дверь Успенского собора – главного храма древней Руси.

После того как во второй половине XVI в. француз Христофор Планети – крупнейший издатель и владелец типографии в Антверпене и Лейдене – ввел для

воспроизведения иллюстраций гравюру на меди, этот металл стал в больших количествах расходоваться в книгопечатании.

Медь – металл многочисленных сплавов. Вот, например, состав некоторых бронз: 90% меди **и** 10% олова – пушечный металл, еще сравнительно недавно он применялся для отливки артиллерийских орудий; сплав, содержавший 77–80% меди, 20–23% олова и 1–4% свинца под названием колокольного металла, употреблялся для отливки колоколов.

Из колокольного металла состоит один «часовой» и 10 «четвертных» колоколов, звон которых ежедневно передается со Спасской башни Московского Кремля. Вес «четвертных» колоколов ее колеблется от 300 до 350 кг, «часовой» колокол весит 2160 кг. Колокола отлиты в XVII–XVIII вв., все они украшены художественным орнаментом, некоторые имеют надписи. Одна из них гласит: «*Сей колокол для битья четвертей Спасской башни вылит в 1769 г., майя 27 дня. Весу 21 пуд. Лил мастер Семен Можжухин*».

Из художественной бронзы состоит находящийся в юго-западном углу Успенского собора в Московском Кремле чудесный образец мастерства русских умельцев – изящный шатер ажурного литья, выполненный в 1625 г. котельных дел мастером Димитрием Сверчковым. В шатре – гробница патриарха Гермогена, замученного в 1612 г. польско-шляхетскими интервентами.

Художественная бронза содержит 80–90% меди, 6–8% олова и 1–3% свинца; далее идут сплавы, известные под именем монетной бронзы, имеющие в разных странах разный состав. Более легкоплавкие, дешевые и прочные сплавы с цинком называются латунью. Обыкновенная латунь, или «желтая медь», содержащая 60–80% меди и 20–40% цинка, применяется для самых разнообразных технических и хозяйственных изделий. Сплавы: томпак, манганин, дельта-металл, «листовое золото», «новое серебро», «константан» и др. – все они содержат в себе медь.

Металлообрабатывающая, машиностроительная, химическая, стекольная промышленности, сельское хозяйство и ряд других отраслей являются потребителями меди. В капиталистических странах главным потребителем меди является военная промышленность. В годы жесточайшего кризиса в капиталистическом мире не испытывали затруднений только предприятия, добывающие и перерабатывающие медь. Они готовили металл для войны. По сей день на полях битв в земле окисляются латунные гильзы, кусочки меди от снарядных поясков, солдатских котелков, деталей сбитых самолетов.

Несмотря на большие успехи в технике добычи и сравнительно большое содержание меди в земной коре (0,003% от общего числа атомов), с начала XX в. ощущается дефицит меди. Месторождения меди, имеющие промышленное значение, состоят, главным образом, из сульфидов – соединений меди с серой. Однако содержание меди в этих рудах редко превышает два процента, поэтому извлечение меди возможно лишь после искусственного увеличения процентного содержания соединений меди путем отделения пустой породы.

Сложный процесс переработки руд на металлическую медь заканчивается электролизом. Чистота электролитической меди составляет около 99,9%. Побочными продуктами на дне электролизной ванны остаются примеси,

сопровождающие медь, – золото, серебро, а иногда и платина. Эти «отходы» иногда окупают расходы электролиза.

Новейшим промышленным методом получения меди является подземное растворение медных руд. Известен этот метод сравнительно давно, но внедрен в промышленность лишь на трех месторождениях в мире. В пласт нагнетают разбавленную серную кислоту, раствор откачивают на поверхность и подвергают электролизу.

Медь относится к числу биоэлементов. Являясь ускорителем внутриклеточных химических процессов, медь в небольших количествах необходима для нормального развития растений и животных. Из представителей животного мира наибольшие количества меди содержат осьминоги, устрицы и некоторые другие моллюски. Медь в крови некоторых ракообразных и головоногих играет ту же роль, что железо в крови других животных. Медь входит в состав их дыхательного пигмента – гемоцианина. Соединяясь с кислородом воздуха, это вещество синеет (вот почему у улиток «кровь» голубая), а отдавая кислород тканям – обесцвечивается, т.е. выполняет функцию гемоглобина – переносчика кислорода. Содержание меди в гемоцианине достигает 0,33–0,38%. У высших животных и человека медь содержится главным образом в печени. Недостаточное поступление меди с пищей, а ежедневная потребность в ней человека составляет 0,005 г, ведет к развитию малокровия, снижению гемоглобина, слабости и т.д. Медь содержится в молоке. Интересно отметить, что клетки опухолей содержат весьма мало меди. И с этой точки зрения заслуживает внимания факт применения в народной медицине соединений меди для лечения опухолей.

Растворимые соединения меди ядовиты. Поэтому предметы хозяйственного обихода – самовары, чайники, кастрюли и т.д., сделанные из меди, покрывают внутри слоем олова – лудят. Олово защищает медь от растворения и предупреждает возможность пищевых отравлений.

Соединения меди

Рисунок 158. Медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

Рисунок 159. Малахит $Cu_2(CO_3)(OH)_2$

Рисунок 160. Гидроксид меди (II) $Cu(OH)_2$

§25. Химические свойства водорода

25.1. Реакции водорода с простыми веществами
25.2. Реакции водорода со сложными веществами

25.1. Реакции водорода с простыми веществами

Водород способен вступать в реакции как с металлами, так и с неметаллами. При обычных условиях водород сравнительно малоактивен, и взаимодействует только с некоторыми простыми веществами.

Так, например, взаимодействие водорода с фтором происходит со взрывом при комнатной температуре:

$$H_2 + F_2 = 2HF.$$

Водород взаимодействует с кислородом. Подожжем водород, выделяющийся из газоотводной трубки, и внесем ее в сосуд с кислородом. Водород горит бледным, едва заметным пламенем. Через некоторое время, на стенках сосуда образуются капельки жидкости – это вода – продукт реакции водорода с кислородом:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O.$$

Смесь водорода и кислорода может быть взрывоопасной. При работе с водородом его всегда необходимо проверять на примесь кислорода. Сделать это просто – необходимо заполнить газом пробирку и поднести ее открытому пламени: если слышится звонкий хлопок – значит, в смеси содержится водород и кислород. Если же хлопок очень слабый, его практически не слышно, значит, весь воздух из сосуда вытеснен водородом, и он пригоден для проведения эксперимента.

Смесь водорода и кислорода в объемном соотношении 2:1, называется ***гремучим газом***. Данная смесь сгорает очень быстро, горение сопровождается хлопком, если объемы газом небольшие, или оглушительным взрывом, если использовались большие количества газов. Во избежание разрыва стеклянных сосудов, наполненных не чистым водородом, перед экспериментом водород всегда необходимо проверять на чистоту!

При нагревании водород может реагировать и с другими металлами, например реакция водорода с серой, приводит к образованию газа сероводорода:

1. К какому типу относятся приведенные реакции?

$$H_2 + S = H_2S.$$

Как правило, соединения, образующиеся в реакциях неметаллов с водородом, являются газообразными (исключение составляет вода), такие соединения называют **летучими водородными соединениями неметаллов**.

Некоторые металлы способны взаимодействовать с водородом при нагревании. При этом образуются **гидриды**. Например, реакция натрия и водорода приводит к образованию гидрида натрия:

2. Какие соединения называют оксидами?

$$2Na + H_2 \xrightarrow{t^\circ} 2NaH.$$

Гидриды – бинарные соединения водорода с металлами

Важно помнить, что в химических реакциях водород всегда проявляет валентность I.

25.2. Реакции водорода со сложными веществами

Водород способен реагировать с оксидами металлов. Данные реакции протекают при нагревании.

Поместим в реакционную пробирку немного черного порошка оксида меди (II) CuO. В пробирку вставим газоотводную трубку, по которой будет поступать водород, выделяющийся при реакции цинка с соляной кислотой. Нагреем пробирку с CuO. Через некоторое время можно наблюдать, что черная окраска оксида изменяется на красно-оранжевую вследствие образования меди. На стенках пробирки появляется конденсат – это вода. Запишем уравнение реакции:

$$CuO + H_2 = H_2O + Cu.$$

Данная реакция относится к реакциям **замещения**, и может быть описана буквенной схемой **AB + C = CB + A**.

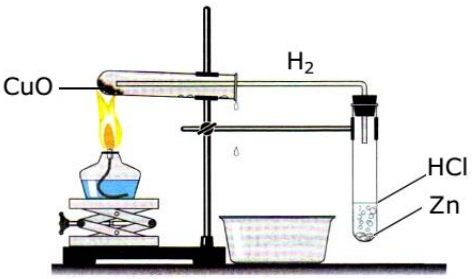


Рисунок 161. Реакция оксида меди (II) с водородом

Реакция замещения – химическая реакция, в результате которой одни атомы или группы атомов, входящие в состав соединения, замещаются другими

Реакции металлов с кислотами, рассмотренные в прошлом параграфе, также относятся к реакциям замещения.

Некоторые реакции замещения с участием водорода – промышленно важные, и используются для получения металлов в металлургии. В реакциях водорода с оксидами получают такие металлы как: цирконий, гафний, молибден, вольфрам.

3. Составьте уравнения реакций водорода с оксидами ZrO_2, MoO_3.

В продажу водород поступает в баллонах под высоким давлением. Они окрашены в тёмно-зелёный цвет и снабжаются красной надписью «Водород».

Подведем итоги

- **Водород способен вступать в реакции как с металлами, так и неметаллами**
- **В реакциях неметаллов с водородом образуются газообразные вещества (исключение – вода), которые называют летучими водородными соединениями**
- **Гидриды – бинарные соединения водорода с металлами**
- **Водород реагирует с оксидами металлов при нагревании**
- **Реакции водорода с оксидами металлов относятся к реакциям замещения**
- **Реакция замещения – химическая реакция, в результате которой одни атомы или группы атомов, входящие в состав соединения, замещаются другими**

Вопросы, упражнения и задачи

25.1. Составьте уравнения реакций взаимодействия водорода с литием, калием, кальцием, барием. Назовите полученные гидриды.

25.2. Какие летучие водородные соединения образуются при реакции водорода с хлором, азотом, углеродом, селеном? Составьте уравнения реакций, если валентность хлора в полученном соединении – I, азота – III, углерода – IV, селена – II.

25.3. Разместите формулы следующих летучих водородных соединений в порядке увеличения массовой доли водорода в них: CH_4, HCl, NH_3, H_2S.

25.4. Приведите формулу соединения, в котором массовая доля хрома в 26 раз больше массовой доли водорода, а массовая доля кислорода в 32 раза больше массовой доли водорода.

25.5. Закончите уравнения реакций, назовите продукты, определите тип реакций:

1) $H_2 + O_2 \rightarrow ?$
2) $H_2 + S \rightarrow ?$
3) $H_2 + Cl_2 \rightarrow ?$
4) $H_2 + Br_2 \rightarrow ?$
5) $H_2 + N_2 \rightarrow ?$
6) $H_2 + F_2 \rightarrow ?$

25.6. Вместо букв **А**, **Б**, **В** и **Г** запишите формулы соответствующих веществ и составьте химические уравнения:

1) $Na + H_2 \xrightarrow{t^\circ} \mathbf{A}$
2) $Ba + H_2 \xrightarrow{t^\circ} \mathbf{B}$
3) $\mathbf{A} + H_2O \rightarrow \mathbf{Б} + H_2\uparrow$
4) $\mathbf{B} + H_2O \rightarrow \mathbf{Г} + H_2\uparrow$

Какие из перечисленных уравнений отражают применение водорода?

25.7. Укажите продукты реакций и расставьте коэффициенты:

1) $Bi_2O_3 + H_2 \rightarrow$
2) $Cu_2O + H_2 \rightarrow$
3) $Fe_3O_4 + H_2 \rightarrow$
4) $Re_2O_7 + H_2 \rightarrow$

25.8. Осуществите превращения:

1) $HCl \rightarrow H_2 \rightarrow H_2O \rightarrow H_2 \rightarrow HBr$
2) $Ca \rightarrow CaH_2 \rightarrow H_2 \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2$

25.9. Среди перечисленных ниже соединений найдите формулы селеноводорода,

теллуроводорода и оксидов селена и теллура. Укажите валентность селена и теллура в этих соединениях. Как валентность связана с номером группы, в которой селен и теллур находятся в Периодической Системе: H_2TeO_3, H_2Se, H_2SeO_4, SeF_6, TeO_3, Na_2Se, H_2Te, $TeCl_6$, SeO_3, Na_2Te, H_6TeO_6? Сделайте вывод о валентности неметаллов в водородных соединениях и на основе этого вывода составьте формулы соединений водорода с фтором, хлором, серой, азотом, фосфором, углеродом, кремнием.

25.10. Напишите уравнения реакций водорода с:

1) оксидом вольфрама (VI); 3) оксидом железа (III);

2) оксидом никеля (II); 4) оксидом свинца (II).

Укажите тип реакций и условия их протекания. Где применяются эти реакции?

25.11. Закончите уравнения осуществимых реакций:

1) $H_2 + Cl_2 \rightarrow$ 3) $H_2 + FeO \rightarrow$

2) $H_2 + H_2O \rightarrow$ 4) $H_2 + O_2 \rightarrow$

25.12. Выберите, с каким веществом не будет реагировать водород: N_2, Fe_2O_3, CH_4, F_2. Напишите уравнения осуществимых реакций. Укажите тип реакций.

25.13. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:

1) $H_2 \rightarrow HCl \rightarrow H_2$; 3) $H_2 \rightarrow H_2O \rightarrow H_2$;

2) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow Cu$; 4) $H_2SO_4 \rightarrow H_2 \rightarrow HBr$.

25.14. Объясните, почему водород считают экологически чистым топливом. Ответ подтвердите уравнением реакции.

25.15. Можно ли водород использовать в газовых плитах вместо природного газа? Аргументируйте свой ответ.

25.16. Приведите примеры кислот, молекулы которых обменивают на металл лишь один из своих атомов водорода.

25.17. Напишите уравнение реакции горения водорода в оксиде азота (IV), учитывая, что из шести молекул взятой смеси газов получается, не считая паров воды, одна молекула нового газа.

25.18. Найдите формулы кислот, имеющих следующий элементный состав:

1) H – **2**,1%, N – 29,8%, O – 68,1%;

2) H – 2,4%, S – 39,1%, O – 58,5%;

3) H – 3,7%, P – 37,8%, O – 58,5%.

25.19. Летучее водородное соединение H_2**X** содержит 2,47% водорода по массе. Определите элемент **X**.

25.20. Гидрид некоторого одновалентного металла содержит 1,16% водорода по массе. Установите формулу гидрида.

Блокнот эрудита

77. «Водородная чума» железа

Французский химик Сент-Клер-Девилль после многолетних наблюдений сделал в 1863 г. вывод о том, что железо и сталь «не держат водород, а становятся при определенных условиях проницаемыми для этого легчайшего элемента». Неожиданные разрывы стволов артиллерийских орудий, аварии химического оборудования для процесса синтеза аммиака NH_3, где используется водород; наконец, некоторые авиационные катастрофы – все это следствия «водородной чумы» железа. Причина в том, что водород, особенно атомарный, активно реагирует с карбидами железа – в частности, с цементитом, упрочняющим стальные изделия:

$$Fe_3C + 4H^0 = 3Fe + CH_4\uparrow.$$

При этом структура металла изменяется, а его прочность резко падает.

Другое объяснение этого явления заключается в том, что водород – вещество чрезвычайно агрессивное, особенно когда его атомы отщепляют свой единственный электрон и превращаются в положительно заряженные ионы – протоны H^+. В сто тысяч раз меньшие по размерам, чем любые другие катионы, протоны легко проникают в мельчайшие, едва зарождающиеся трещины и, соединяясь со свободными электронами, переходят снова в молекулярное состояние. Образовавшийся водород H_2 расширяет трещины подобно клиньям.

Надежное средство борьбы с этим вредным явлением найдено лишь в 30-х годах XX века: предложено легировать стали, работающие в контакте с водородом и его соединениями, такими металлами, как титан Ti, ванадий V и молибден Mo. В этом случае в сплаве присутствуют не карбиды железа, а карбиды добавленных в сталь примесных металлов, которые устойчивы к водороду.

78. Гидриды вместо бензина

Можно ли представить себе автомобиль, работающий на металлическом сплаве или на гидриде металла?

Подобные проекты высокоэффективного и, главное, экологически чистого (не загрязняющего окружающую среду) «водородного» автомобиля уже разработаны. Гидриды лития LiH и кальция CaH_2 разлагаются водой с выделением водорода:

$$LiH + H_2O = LiOH + H_2\uparrow,$$

$$CaH_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow.$$

Подсчитано, что запас гидрида кальция, эквивалентный по получаемой в водородном двигателе энергии сорокалитровому запасу бензина, равен 98 кг.

Установлено, что лантано-никелевый сплав, отвечающий соединению $LaNi_5$, способен поглощать значительное количество водорода и выделять его при сравнительно слабом нагреве. Такого рода сплавы также начинают применять в водородных двигателях.

§26. Практическая работа 5. Реакция водорода с оксидом меди (II)

26.1. Подготовка к практической работе
26.2. Получение водорода и проверка его на чистоту
26.3. Реакция водорода с оксидом меди (II)

26.1. Подготовка к практической работе

При выполнении практической работы строго выполняйте только те опыты, которые прописаны в инструкции или оговорены учителем. Обратите внимание, что данная работа предусматривает работу с хрупкой стеклянной посудой, нагревательными приборами. Перед началом работы повторите правила работы со стеклянной посудой и нагревательными приборами. Работу необходимо выполнять в застегнутом халате или фартуке.

Внимательно прослушайте инструктаж учителя о последовательности получения водорода и проверки его на чистоту!

Рисунок 162. Прибор для получения газов

26.2. Получение водорода и проверка его на чистоту

В прибор для получения газов на резиновую прокладку поместите несколько гранул цинка или алюминия. Прилейте раствор соляной или серной кислоты так, чтобы жидкость покрывала поверхность гранул металла. Соблюдайте особую осторожность при работе с кислотами! Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции.

После начала выделения водорода, наденьте на газоотводную трубку пробирку вверх дном и подождите несколько минут. Поднесите пробирку отверстием к пламени спиртовки. Если слышится звонкий хлопок, значит, еще не весь воздух вытеснен из прибора. Повторите проверку на чистоту через 1–2 минуты. Если при поднесении отверстия пробирки к пламени хлопок слабый – значит водород чистый, его можно применять для дальнейшего эксперимента.

26.3. Реакция водорода с оксидом меди (II)

Насыпьте в пробирку немного порошка оксида меди (II). Пробирку необходимо закрепить в лапке штатива так, чтобы ее отверстие было немного наклонено вниз (рисунок 161, параграф 25). Для чего это делается?

Поместите газоотводную трубку, по которой выходит водород, так, чтобы она была в непосредственной близости к порошку CuO. Нагревайте пробирку при помощи спиртовки. Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции.

Составьте отчет о проделанной работе по форме, указанной учителем. После проведения опытов приведите в порядок рабочее место.

Подведем итоги

- **Получен водород в реакции металлов с кислотами**
- **Проведена проверка водорода на чистоту**
- **Изучено протекание реакции взаимодействия водорода с оксидом меди (II)**

Вопросы, упражнения и задачи

26.1. Почему в работе с водородом необходимо соблюдать особую осторожность?

26.2. Можно ли поджигать водород, выделяющийся из газоотводной трубки, без проверки его на чистоту?

26.3. Можно ли собрать водород методом вытеснения воды?

26.4. В двух колбах, одинаковых по объему, находится водород и кислород. Колбы стоят на весах. В сторону какой колбы отклонится стрелка весов?

26.5. На рисунке 163 изображены различные способы собирания газов. Укажите, при помощи какого способа можно собрать водород, а при помощи какого – кислород.

Рисунок 163. Различные способы собирания газов

26.6. В трех колбах находятся кислород, водород и углекислый газ. Предложите способы распознавания этих газов.

26.7. В лаборатории получили водород и заполнили им фарфоровый сосуд. Сосуд плотно закупорили. Через некоторое время оказалось, что в сосуде водорода нет. Каким образом водород улетучился из сосуда?

26.8. А) Какой прибор изображен на рисунке 164? С какой целью он используется? Назовите детали 1 – 6 и объясните принцип действия прибора.

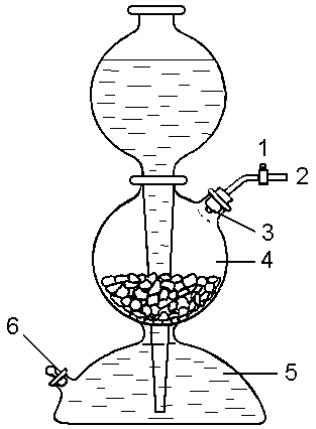


Рисунок 164.

Б) Какие вещества используются для работы с данным прибором?

В) Как прибор заряжают, разряжают и как из него отбирают газ?

26.9. А) Какие известные вам вещества можно получить, воспользовавшись приборами, изображенными на рисунке 165?

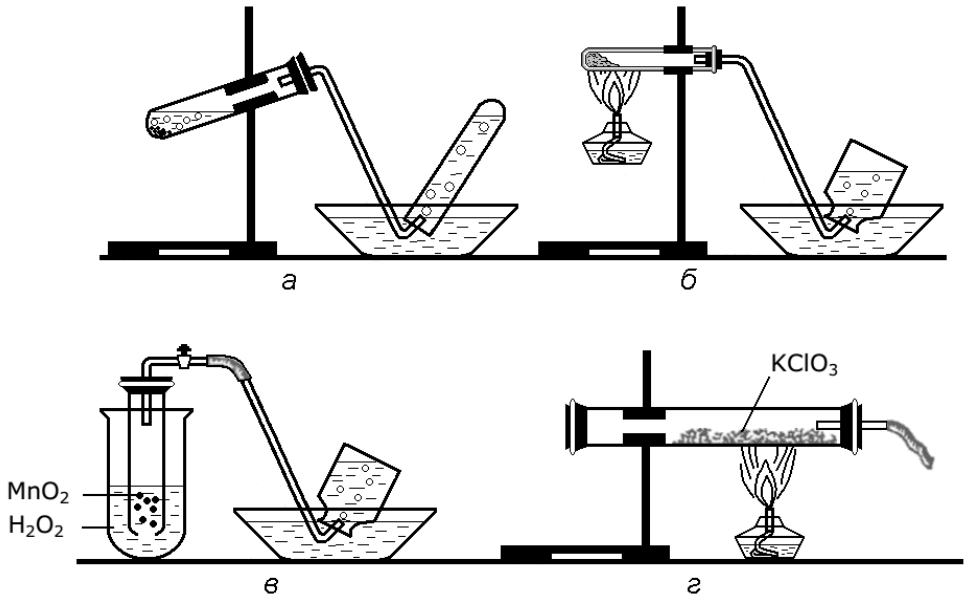


Рисунок 165.

Б) Укажите исходные вещества, которые необходимо использовать в каждом отдельном случае. Приведите уравнения соответствующих реакций.

В) Назовите изображенный на рисунке прибор автоматического действия.

Г) В каких из приведенных случаев *а*, *б*, *в*, *г*, получают бесцветный газ?

Д) Что будет происходить в каждой части прибора *в*, если экспериментатор перекроет кран?

26.10. А) Какие вещества можно получить, воспользовавшись приборами *а*, *б*, *в*, изображенными на рисунке 166? Напишите уравнения возможных реакций.

Б) Какие исходные вещества могут быть использованы в каждом отдельном случае? Напишите уравнения реакций между ними.

В) Каков принцип действия приборов *а*, *б*, *в*?

Г) Одинаков ли принцип действия приборов *а*, *б*, *в*? Опишите правила обращения с каждым из этих приборов.

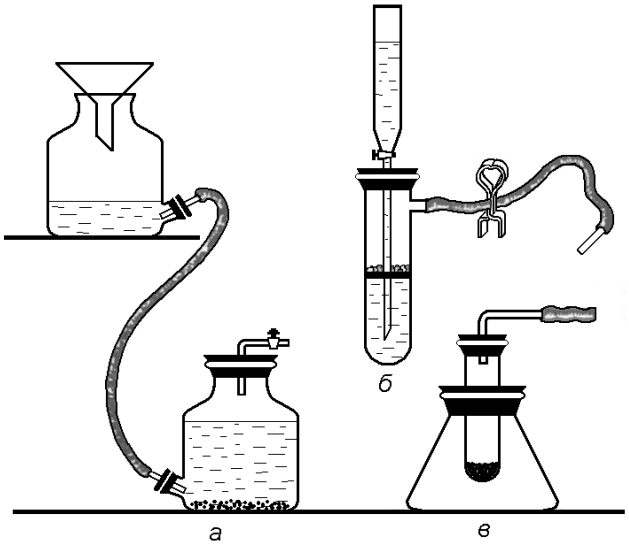


Рисунок 166.

26.11. Напишите уравнения следующих реакций:

1) Вольфрам получают действием водорода на оксид вольфрама (VI).

2) Гидрид лития реагирует с водой с образованием LiOH.

3) Магний реагирует с соляной кислотой с образованием $MgCl_2$.

4) Водород реагирует с хлором Cl_2.

5) Пероксид водорода разлагается с течением времени.

26.12. Относительная молекулярная масса соединения азота с водородом равна 32. Определите формулу этого соединения, если массовая доля азота в нем составляет 87,5%.

26.13. Выведите формулы кислот, воспользовавшись следующими данными об их составе:

1) 1,03% H, 82,47% Br, 16,49% O

2) 0,88% H, 70,8% Br, 28,32% O

3) 0,77% H, 62,01% Br, 37,21% O

4) 0,69% H, 55,17% Br, 44,14% O

26.14. Молекулярная масса оксида металлического элемента больше молекулярной массы его гидрида: а) в 3,75 раза; б) в 3,4 раза. Определите элемент, запишите формулы его оксида и гидрида, если валентность элемента в оксиде и гидриде одна и та же.

26.15. Во время разложения 9 г воды под действием электрического тока выделилось 8 г кислорода. Исходя из закона сохранения массы веществ, вычислите массу образовавшегося водорода.

Блокнот эрудита

79. Водород и голос

Если вдохнуть водород и начать разговаривать, то частота издаваемых звуков будет втрое выше обычной. Этого достаточно, чтобы звук даже низкого мужского голоса оказался неестественно высоким, напоминающим голос Буратино. Происходит это потому, что высота звука, издаваемая свистком, органной трубой или голосовым аппаратом человека, зависит не только от их размеров и материала стенок, но и от газа, которым они наполнены. Чем больше скорость звука в газе, тем выше его тон. Скорость звука зависит от массы молекул

газа. Молекулы водорода значительно легче молекул азота и кислорода, из которых состоит воздух, и звук в водороде распространяется почти вчетверо быстрее, чем в воздухе. Однако вдыхать водород рискованно: в легких он неминуемо смешается с остатками воздуха и образует гремучую смесь.

80. Рискованный опыт Розье

Французский химик XVII в. Пилар де Розье заинтересовался, что будет, если вдохнуть водород: до него это никто не пробовал. А что было дальше?

Не заметив сначала никакого эффекта, Розье решил убедиться, проник ли водород в легкие? Еще раз глубоко вдохнув водород, он выдохнул его... на огонь свечи. Водород был, конечно, смешан с воздухом, и произошел взрыв! Розье впоследствии писал: «Я думал, что у меня вылетят все зубы вместе с корнями». Тем не менее, он остался доволен результатами опыта, который едва не стоил ему жизни.

81. Восстановление водородом оксидов металлов

Водород относится к числу слабых восстановителей. Однако, применяя избыток водорода и удаляя током водорода один из продуктов реакции – пары воды, можно восстановить даже довольно прочные оксиды.

При восстановлении прочных оксидов, например вольфрама, молибдена и особенно хрома, водород используется при восстановлении только частично и для получения металлов нужно пропускать над оксидом большие количества водорода. При восстановлении прочных оксидов нужно применять тщательно осушенный водород.

Такие прочные оксиды, как оксиды алюминия, кальция, марганца и т.д., практически восстановлению не поддаются. Как показывают расчеты, для получения 1 г указанных металлов над оксидом нужно пропустить миллиарды литров абсолютно сухого водорода.

Восстановление окислов многовалентных металлов проходит ступенчато. Например, двуокись марганца сначала легко восстанавливается до Mn_2O_3, затем до Mn_3O_4 и, наконец, до закиси MnO. Поскольку последний оксид весьма прочен, восстановление на этом и заканчивается.

Оксиды щелочных металлов, за исключением лития, также восстанавливаются водородом. Но получающиеся металлы возгоняются и при охлаждении частично окисляются парами воды, образующимися за счет восстановления оксидов.

В промышленности методом водородотермии (нагревания с водородом при нагревании) получают молибден, вольфрам, германий, галлий и индий. Восстановление проводят в трубчатых печах. Для получения металлов в чистом виде необходимо применять чистый водород и чистые оксиды, так как загрязнения обычно переходят в металл.

§27. Количество вещества

27.1. Что такое моль?
27.2. Примеры решения задач
27.3. Насколько велик 1 моль?

27.1. Что такое моль?

Характеристики физических тел, химических веществ описываются при помощи определенных параметров, которые имеют единицы измерения. Так, например, масса любого вещества в системе СИ измеряется в килограммах, а объем в литрах.

При составлении химических уравнений мы рассматриваем качественный состав химической реакции, то есть определяем, какие вещества вступают в химическую реакцию, и какие образуются. Например, реакция магния с серой описывается следующим химическим уравнением:

$$Mg + S = MgS.$$

Из уравнения реакции следует, что при реакции одного атома магния с одним атомом серы, образуется одна формульная единица сульфида магния MgS. Естественно, невозможно взвесить один или два атома. Это и не нужно, так как для определения количества частиц, вступающих и образующихся в результате химических реакций, используется физическая величина – **количество вещества**.

Количество вещества – физическая величина, которая определяет количество структурных частиц (атомов, молекул, ионов) в определенной порции вещества

В системе СИ количество вещества допускается обозначать двумя символами: «***n***» (эн) и «**ν**» (ню). В химии более распространен второй символ, это греческая буква ню.

Любая физическая величина имеет единицу измерения. Единицей измерения количества вещества является **моль**. Сколько же частиц составляет 1 моль?

1 моль – это количество вещества, содержащее столько же частиц (атомов, молекул, ионов), сколько содержится атомов углерода в 12 г углерода

Термин «моль» происходит от латинского слова moles – количество, масса, счётное множество.

Слово «моль» не склоняется, если перед ним есть число, но склоняется, если числа нет. Например: взято 2 *моль* водорода, определение *моля*.

Путем измерений было установлено, что в 12 г углерода, содержится **$6{,}02 \cdot 10^{23}$** атомов углерода.

Следовательно, 1 моль любого вещества содержит одинаковое количество структурных частиц, а именно **$6{,}02 \cdot 10^{23}$**. Вода, количеством вещества 1 моль содержит

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул воды. Железо, количеством вещества 1 моль содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов железа и так далее.

Количество структурных частиц, содержащихся в 1 моль любого вещества – величина постоянная, и названа в честь итальянского ученого Амадео Авогадро – **постоянной (числом) Авогадро**. Постоянную Авогадро обозначают символом N_A.

При помощи современных методов значение числа Авогадро периодически пересчитывается и корректируется. Так, например, последнее уточнение числа производилось в 2014 году. Полученное значение выглядит так: $N_A = 6{,}022\,140\,857 \cdot 10^{23}$. В расчетах, как правило, используется округленное значение постоянной Авогадро, до сотых.

Какова единица измерения постоянной Авогадро? Данная величина показывает количество частиц N, содержащихся в 1 моль ν. Можем записать:

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

Из формулы можно определить единицу измерения постоянной Авогадро: $\frac{\text{частиц}}{\text{моль}}$.

Выразим из этой формулы количество структурных частиц N:

$$\mathbf{N = \nu \cdot N_A}$$

Количество вещества ν измеряется в моль, а постоянная Авогадро имеет единицу измерения $\frac{\text{частиц}}{\text{моль}}$. Следовательно: моль$\cdot\frac{\text{частиц}}{\text{моль}}$ = частиц. Так как моли при перемножении сокращаются, следовательно, единица измерения количества частиц – частицы.

Выразим значение количества вещества:

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

Подтвердим, что единица измерения количества вещества – моль. Разделим количество частиц, измеряемое в частицах, на постоянную Авогадро, измеряемую в $\frac{\text{частиц}}{\text{моль}}$

$$\frac{\text{частицы}}{\text{частицы}/\text{моль}} = \text{моль}.$$

Частицы при делении сократились.

27.2. Примеры решения задач

Рассмотрим примеры задач, в которых используются понятия **моль**, **количество частиц**, **постоянная Авогадро**.

Задача 1. Определите количество атомов, содержащихся в 2 моль фосфора.

Дано:	**Решение**:
ν(P) = 2 моль	Для нахождения количества частиц, в данном случае атомов

N(P) – ?	фосфора, мы должны применить формулу: $N = \nu \cdot N_A$ $N(P) = 2 \text{ моль} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \frac{\text{атомов}}{\text{моль}} =$ $= 12{,}04 \cdot 10^{23} \text{ атомов} = 1{,}204 \cdot 10^{24} \text{ атомов}$ **Ответ**: $1{,}204 \cdot 10^{24}$ атомов фосфора

Задача 2. Сколько атомов кислорода и водорода содержится в 3 моль воды?

Дано: $\nu(H_2O) = 3$ моль	**Решение**: Из условия известно количество вещества воды. Найдем количество молекул N воды, содержащееся в 3 моль ее. Для этого воспользуемся формулой: $N = \nu N_A$ $N(H_2O) = 3 \text{ моль} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \frac{\text{молекул}}{\text{моль}} =$ $= 18{,}06 \cdot 10^{23} \text{ молекул} = 1{,}806 \cdot 10^{24} \text{ молекул}$ Каждая молекула воды состоит из двух атомов кислорода и одного атома водорода, следовательно, чтобы определить количество атомов водорода, нужно количество молекул воды умножить на два: $N(H) = 2 \cdot 1{,}806 \cdot 10^{24} = 3{,}612 \cdot 10^{24}$ атомов Для определения количеств атомов кислород, количество молекул воды умножаем на единицу: $N(O) = 1 \cdot 1{,}806 \cdot 10^{24} = 1{,}806 \cdot 10^{24}$ атомов **Ответ**: $N(H) = 3{,}612 \cdot 10^{24}$ атомов, $N(O) = 1{,}806 \cdot 10^{24}$ атомов.
N(H) – ?	
N(O) – ?	

27.3. Насколько велик 1 моль?

Число Авогадро, с точки зрения математики, – гигантское число! Но с точки зрения химии 1 моль какого либо вещества – это не так уж и много. Например, в обычном стеклянном стакане, в который помещается 200 г воды, содержится около 11 моль воды. Только вообразите, какое огромное число молекул содержится в одном стакане!

Существует масса способов, при помощи которых можно показать, насколько число Авогадро огромное! Вот некоторые из них:

Рисунок 167.

- в пустыне Сахара содержится менее трёх молей самых мелких песчинок;
- если футбольный мяч увеличить в N_A раз по объёму, то в нём поместится земной шар;
- если же в N_A раз увеличить диаметр мяча, то в нём поместится самая большая галактика, включающая сотни миллиардов звёзд;
- во Вселенной содержится примерно N_A звёзд;
- если взять 1 моль красителя, пометить каким-либо способом все его молекулы, вылить в море и подождать, пока он равномерно распределится по всем морям и океанам до самого дна, то, зачерпнув в любом месте земного шара стакан воды, обязательно обнаружим в нём не один десяток «меченых» молекул.

Подведем итоги

- **Количество вещества – физическая величина, которая определяет количество структурных частиц (атомов, молекул, ионов) в определенной порции вещества**
- **Символ, обозначающий количество вещества: ν (ню), или n (эн)**
- **Единица измерения количества вещества в системе СИ – моль**
- **1 моль – это количество вещества, содержащее столько же частиц (атомов, молекул, ионов), сколько их содержится в 12 г углерода**
- **1 моль любого вещества содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц**
- **Число $6{,}02 \cdot 10^{23}$ называют постоянной Авогадро**
- **Постоянная Авогадро равна отношению количества частиц к**

Вопросы, упражнения и задачи

27.1. Рассчитайте количество вещества углекислого газа (CO_2), если число его молекул равно $12{,}04 \cdot 10^{23}$.

27.2. Вычислите количество вещества кислорода (O_2), если число его молекул равно $3{,}01 \cdot 10^{23}$.

27.3. Сколько атомов углерода, водорода и кислорода содержится в 1 моль глюкозы, формула глюкозы $C_6H_{12}O_6$?

27.4. Каково общее число атомов, содержащихся в 1 моль оксида углерода (IV)?

27.5. Вычислите число молекул в указанных ниже веществах, если их количество вещества равно:

1) 5 моль кислорода O_2;
2) 2 моль серы S;
3) 4 моль серной кислоты H_2SO_4;
4) 10 моль азота N_2.

27.6. Сколько молекул углекислого газа содержится в следующих порциях углекислого газа: 1) 0,25 моль; 2) 0,75 моль; 3) 1,25 моль?

27.7. Какое количество вещества составит: 1) $12{,}04 \cdot 10^{23}$ атомов меди; 2) $3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул водорода; 3) $24{,}08 \cdot 10^{23}$ атомов цинка?

27.8. Сколько атомов кислорода и фосфора содержится в 0,5 моль его оксида, формула которого P_4O_{10}?

27.9. Вычислите количество каждого из указанных ниже веществ (молекул и атомов), если есть:

1) $60{,}2 \cdot 10^{23}$ атомов натрия (Na);
2) $18{,}03 \cdot 10^{23}$ молекул азота (N_2);
3) $1{,}204 \cdot 10^{23}$ молекул серной кислоты (H_2SO_4);
4) $24{,}08 \cdot 10^{23}$ атомов меди (Cu).

27.10. Имеют ли смысл выражения: а) 1/5 моль; б) 1/5 молекулы; в) 1/5 массы молекулы?

Блокнот эрудита

82. Поташ

Моющее действие золы растений было известно древним грекам и египтянам за 2000 лет до н.э. А в X–XI вв. люди научились извлекать из золы серое гигроскопичное (притягивающее влагу из воздуха) вещество, которому дали название «поташ» (вероятно, от немецких слов «потт» – горшок и «аш» – зола). Раствор, получаемый после обработки древесной золы горячей водой, выпаривали досуха и прокаливали в горшках. Для получения поташа сжигали древесину только определенных пород – сосну, клен и березу. Но самой богатой поташом была зола подсолнечника. О количестве производимого и вывозимого за границу русского поташа, который славился высоким качеством, можно судить по сохранившимся записям в «Книге икряной и поташной отдачи», относившейся к 1653–1654 гг. Иностранцам было продано в тот период 520 бочек поташа (около 418 т). Поташ – карбонат калия K_2CO_3.

83. Каломель и сулема

Эти два вещества стали известны за 500–300 лет до н.э. Название «*каломель*» происходит от греческих слов «*калон*» и «*мелас*» и означает «прекрасный черный». Действительно, если подействовать на белую блестящую массу кристалликов каломели, малорастворимых в воде, водным раствором аммиака, то она приобретает глубокий черный цвет из-за выделения мельчайших капелек ртути. Название «сулема», видимо, связано со словом «сублимация» (возгонка). В старину это вещество действительно получали, нагревая смесь сульфата ртути с поваренной солью, причем сулема возгонялась – переходила в газообразное состояние без плавления, а при охлаждении паров образовывала бесцветные прозрачные кристаллы лучистой формы. В воде сулема растворима, но практически не распадается на ионы. Сулема – один из сильнейших ядов, но издавна применялась как лекарство-антисептик. В 1733 г. во время правления в России императрицы Анны Иоанновны был издан приказ, запрещающий торговать сулемой «в рядах, лавках и торжках».

Каломель – это дихлорид диртути Hg_2Cl_2. При действии аммиака на это соединение протекает реакция:

$$Hg_2Cl_2 + 2NH_3 = Hg(NH_2)Cl\downarrow + Hg\downarrow + NH_4Cl.$$

Сулема – дихлорид ртути $HgCl_2$, раньше ее получали по реакции:

$$HgSO_4 + 2NaCl = HgCl_2\downarrow + Na_2SO_4.$$

84. Серебро – Argentum, Ag (47)

Войско Александра Великого, более известного под именем Македонского, двигалось с боями по странам Азии (IV в. до н.э.). После того как войска вступили на территорию Индии, среди воинов начались тяжелые желудочно-кишечные заболевания.

После ряда кровопролитных сражений и пышно отпразднованных побед весной 326 г. Александр вышел к берегам Инда. Однако победить главного своего врага – болезнь – «непобедимое» войско Александра не могло. Воины, истощенные и обессиленные, отказались идти вперед к берегам Ганга, куда влекла Александра жажда завоеваний. Осенью 326 г. войска Александра начали отступление.

Сохранившиеся описания истории походов Александра Македонского показывают, что рядовые воины болели чаще, чем военачальники, хотя последние находились в походе в одинаковых условиях с рядовыми воинами и в равной степени делили с ними все неудобства и лишения походной жизни. Только через 2250 лет причина различной заболеваемости воинов Александра Македонского была найдена. Она заключалась в разности снаряжения: рядовому воину полагался оловянный бокал, а военачальнику – серебряный.

Как известно, абсолютно нерастворимых веществ в природе нет. Правда, одни вещества растворяются хорошо, другие – хуже, третьи же, на первый взгляд, кажутся совсем нерастворимыми. Но так только кажется. Вещество, которое мы считаем нерастворимым, при более тщательном изучении обладает очень малой растворимостью. Такой малой растворимостью обладает и серебро. В отличие от других металлов незначительные, буквально невесомые количества растворенного серебра способны убивать микроорганизмы, находящиеся в воде. Среди них, конечно, могут быть и те, которые являются причиной желудочно-кишечных заболеваний. Поэтому вода, хранящаяся в серебряном сосуде, долгое время не портится. Растворившееся серебро убивает микроорганизмы, размножающиеся при гниении. Достаточно несколько миллиардных долей грамма серебра, чтобы обезвредить литр воды. Для придания воде бактерицидных свойств достаточно кратковременного контакта с серебром.

Так, употребление серебряных кубков, хотя бы частично, предохраняло военачальствующий состав армии Александра Македонского от желудочно-кишечных расстройств и заболеваний. Возможно, что подобного рода наблюдения над своеобразными свойствами серебра привели еще раньше жителей древнего Египта (2500 лет до н.э. у них серебро ценилось дороже золота) к оригинальному способу лечения открытых ран: на раны накладывали серебряные пластинки.

В наше время обеззараживающие свойства серебра и его солей широко используются в санитарной технике и медицине для стерилизации воды, изготовления «серебряной марли», «серебряной ваты» для лечения кожных заболеваний, трудно заживающих ран, язв и т.д.

Количество растворенного серебра зависит от поверхности соприкосновения его с водой. Чтобы не увеличивать поверхности серебряных изделий, исследователи предложили осаждать серебро в виде тончайшей пленки на зернах обычного песка. Фильтрация воды через такой «серебряный песок» достаточна для того, чтобы вода освободилась от микробов. Затрата серебра сводится при этом к минимуму, а достигаемый результат становится максимальным.

Большую роль в нашей повседневной жизни играет зеркало. Зеркало – не предмет роскоши, а насущная необходимость. Невозможность видеть самого себя для современного человека почти немыслима. Бритье, исправление небрежностей в одежде, уход за состоянием лица и многое другое невозможно осуществить без зеркала. И неудивительно, что зеркало является одним из древних предметов человеческого обихода. Долгое время роль зеркал играли полированные металлические пластинки, чаще всего золотые или серебряные. Понятно, что такие зеркала были очень дороги и, представляя большую ценность, являлись достоянием богатых людей. После «изобретения» первого сплава – бронзы – в обиход вошли

зеркала из бронзы. Бронзовые и медные зеркала были широко распространены у римлян и греков. Много таких зеркал было найдено при раскопках Помпеи. Металлические зеркала из бронзы, меди и серебра существовали на протяжении весьма долгого времени.

Стеклянные зеркала, несмотря на то, что стекло было изобретено очень давно, появились сравнительно поздно. Это объясняется тем, что для изготовления стеклянного зеркала нужны были уже достаточные знания, которыми в древности еще не располагали. Стеклянное зеркало по сути дела тоже является металлическим. Ведь отражающим в стеклянном зеркале является металл, только в виде тонкого слоя, нанесенного на гладкую стеклянную поверхность. Стекло, таким образом, лишь прозрачная основа, держащая на себе тончайшее металлическое зеркало. Для изготовления стеклянного зеркала необходимо было иметь совершенно бесцветное, чистое, прозрачное, гладкое стекло с одной стороны, тончайший слой металла, собственно зеркало – с другой. Идеальное и прочное покрытие стеклянной поверхности металлом было третьим необходимым условием для изготовления такого обычного в нашем обиходе, стеклянного зеркала. Впервые более или менее удовлетворительно эти условия были осуществлены около 600 лет назад, когда и стали появляться первые стеклянные зеркала.

Отражательная поверхность первых зеркал готовилась из свинцово-сурьмяного сплава, однако он быстро тускнел на воздухе и терял необходимые для зеркала свойства. 200 лет спустя был найден ртутно-оловянный сплав. Он обладал хорошей отражательной способностью и несмотря на большую вредность производства (наводчики зеркал отравлялись при изготовлении этого сплава парами ртути) почти до середины XIX в. являлся незаменимым в зеркальном деле.

В 1846 г. был найден способ покрытия стекла тонким слоем серебра. В течение десяти лет совершенствовался этот способ. И только после 1856 г., когда французский химик Птижан и выдающийся немецкий химик Либих нашли простые рецепты для нанесения серебра на стекло, серебряное зеркало на стеклянной основе получило повсеместное распространение. Этими зеркалами пользуетесь и Вы, уважаемый читатель. Но зеркало – но только предмет быта, украшение квартиры. Зеркало – это инструмент врачей, необходимая деталь многих точных измерительных и регистрирующих физических приборов, оно – необходимейшая часть микроскопов и телескопов, с помощью которых человек исследует два мира, противоположных по размерам и одинаковых по беспредельности познания.

Нитрат серебра – ляпис используется в медицинской практике. Мелкораспыленное серебро в виде водных взвесей успешно применяется при лечении ряда тяжелых заболеваний.

Серебро употребляется для изготовления частей заводской аппаратуры в некоторых химических производствах. Серебряные тигли незаменимы для плавки щелочей, которые при высоких температурах «разъедают» почти все остальные металлы.

Издавна применялось серебро и в ювелирном деле, где из него изготовлялись предметы роскоши – пудреницы, табакерки, ручки для вееров, а также

художественно выполненные предметы домашнего обихода – чайные и столовые сервизы, ложки, бокалы, кубки и т.д.

Серебро не утратило роли ювелирного металла и в наши дни.

Большие количества серебра расходуются на изготовление разменной монеты. С целью увеличения прочности (серебро – мягкий металл) монеты чеканятся из сплава серебра с медью в соотношении 1:1. Известны случаи чеканки монет из чистого серебра. Такая чеканка имела место в России во времена уральского магната Акинфия Демидова, сына знаменитого тульского кузнеца Никиты Антуфьева, которому Петр I за искусно сделанный на образец заморского «пистоль» даровал земли на Урале, «где руды железные и иные быть могут обнаружиться». Руды действительно обнаружились, и не только железные, но и серебряные. По государственным законам того времени залежи серебра, кем бы и на чьей бы земле они обнаружены ни были, должны были перейти в собственность «императорского двора». Акинфий Демидов, сочетавший в себе гений первого русского промышленника, основателя русской металлургии на Урале, с нечеловеческой, звериной жестокостью крепостника-заводчика, единовластно распоряжавшегося жизнью тысяч рабов, согнанных в его рудники по чужой воле, решил не отдавать в собственность царского двора найденные залежи серебра.

Понимая, что любые серебряные изделия, изготовляемые им тайно, рано или поздно наведут правительство на мысль о наличии в его распоряжении месторождений серебра, Демидов решил чеканить свои монеты, ничем не отличающиеся от царских. Отличие на самом деле было. Демидовские деньги содержали больше серебра, чем государственные, и с этой точки зрения их нельзя было назвать фальшивыми.

В Невьянске, в глубоком подвале, под высокой башней с курантами, ничем не отличающейся своей архитектурой от сооружений русского средневековья, день и ночь работал демидовский «монетный двор». Демидовские деньги «ходили» в стране наряду с царскими, и даже трудно было сказать, каких из них было больше. Однако слухи о таком монетном дворе, каким-то образом выйдя из Невьянска, доползли и до столицы. Конечно, никто не заикался о ревизии Демидова или расследовании слухов. Даже царица Анна Иоановна предпочитала молчать. Однажды только, играя с Демидовым в карты и получая выигрыш совершенно новенькими монетами, она неожиданно спросила его: «Твоей или моей работы, Никитич?».

Предание повествует: «Никитич» встал из-за стола, приятно улыбнулся, развел руками и, покорно наклонившись, ответил: «Мы все твои, матушка императрица... И я – твой, и все мое – твое!».

Всякой истории приходит конец. Пришел конец и тайному «монетному двору». Один из мастеров, спасая свою жизнь от гнева Акинфия, бежал из Невьянска в Петербург. Гонцы от Акинфия имели наказ: «Догнать! Убить! А в случае неудачи – скакать в столицу и сообщить царице «радостную весть» об открытии серебряных залежей».

Пришлось сообщить «радостную весть». В Невьянск была снаряжена комиссия для приема «серебряных богатств». За два дня до ее приезда Акинфий распорядился открыть шлюзы, отделявшие подвал, где был монетный двор, от

озера, и главные свидетели демидовского преступления – триста прикованных к стенам рабов – людей без племени и роду – остались под водой.

Таков вкратце рассказ об одном эпизоде из «биографии» серебра, известного человеку с глубокой древности. Встречаясь в самородном состоянии, оно давным-давно обратило на себя внимание человека, и с той поры интерес человека к серебру не ослабевал. Наибольший самородок серебра весил 13,5 т. Главная же масса серебра получается не из собственно серебряных руд, а из сернистых руд цинка, свинца и меди.

В чистом виде серебро – белый, мягкий, тягучий металл, из грамма которого можно вытянуть проволоку длиной в 1800 м и прокатать лист толщиною в 0,002 мм. Серебро обладает наибольшей тепло- и электропроводностью.

Свое название серебро ведет **от** санскритского слова «аргента», что значит «светлый»; от этого слова произошло и латинское «аргентум» – серебро, вошедшее в употребление химиков всех стран.

С серебром связано происхождение некоторых общепринятых понятий и названий. Так, например, в древней Руси мерой стоимости различных предметов являлись бруски серебра. В случаях, когда **тот** или иной предмет торговли стоил меньше всего бруска, от бруска отрубали часть, соответствующую стоимости вещи. Эти отрубленные части назывались «рублями», от них и пошло название принятой в нашей стране денежной единицы – рубль. От серебра произошло название и одной из стран Южной Америки – Аргентины.

Металлическое серебро

Рисунок 168. Слитки серебра

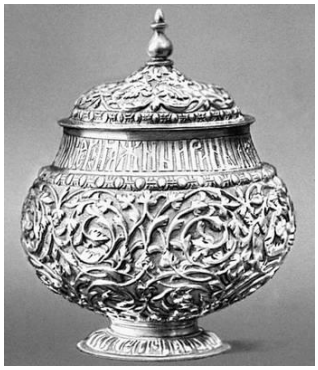


Рисунок 169. Серебро. Братина московской работы. 1-я половина XVII в. Оружейная палата. Москва

Рисунок 170. Самородное серебро

Соединения серебра

Рисунок 171. Осаждение в водном растворе хлорида серебра AgCl

Рисунок 172. Сульфид серебра Ag_2S

Рисунок 173. Руда серебра

§28. Молярная масса

28.1. Определение молярной массы
28.2. Примеры решения задач

28.1. Определение молярной массы

Молярная масса – масса 1 моль любого вещества. Молярная масса обозначается символом ***M*** и равна отношению массы вещества ***m*** к количеству вещества ν:

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

1. Какую физическую величину называют количеством вещества?

Из приведенной формулы несложно определить единицы измерения молярной массы. С учетом того, что масса вещества может измеряться в граммах или килограммах, а количество вещества в моль, то единица измерения молярной массы: **г/моль** или **кг/кмоль**.

Молярная масса вещества, выраженная в г/моль, численно равна относительной молекулярной (формульной массе) M_r для веществ молекулярного и ионного строения. Для веществ атомного строения молярная масса равна относительной атомной массе A_r.

Например, молекулярная масса оксида серы (IV) равна 64:

$$M_r(SO_2) = A_r(S) + 2A_r(O) = 32 + 2 \cdot 16 = 64.$$

С учетом вышесказанного, молярная масса оксида серы (IV) равна 64 г/моль. То есть, 1 моль этого вещества имеет массу 64 грамма.

Рассмотрим пример вещества с атомным строением – железо. Относительная атомная массе железа равна 56. Следовательно, масса 1 моль железа равна 56 грамм. Молярная масса железа равна 56 г/моль.

Рисунок 174. Массы веществ, количеством вещества 1 моль

Исходя из приведенной формулы, можно выразить массу вещества и количество вещества:

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

Вам уже известно, что количество вещества может быть рассчитано при помощи значения количества частиц вещества и постоянной Авогадро:

2. Чему равно значение постоянной Авогадро?

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

Таким образом, количество вещества можно рассчитать, если известно количество частиц вещества, или масса вещества. Сопоставим эти формулы:

$$\frac{N}{N_A} = \frac{m}{M}$$

Из этой пропорции можно выразить любую величину; так, выражение для расчета молярной массы вещества примет вид:

$$M = \frac{m \cdot N_A}{N}$$

Формулы для расчетов можно комбинировать и другим способом. Например, формула для расчета массы вещества:

$$m = \nu \cdot M$$

Если в условии не дано количество вещества, и его необходимо рассчитать при помощи известного количества частиц, можем скомбинировать две формулы в одну:

$$\nu = \frac{N}{N_A}; \qquad m = \nu \cdot M \qquad \rightarrow \qquad m = \frac{N}{N_A} \cdot M$$

28.2. Примеры решения задач

Задача 1. Определите количество вещества оксида алюминия Al_2O_3 в его образце, массой 20,4 г.

Дано:	**Решение**:
$m(Al_2O_3) = 20,4$ г	Для решения задачи воспользуемся формулой:
$\nu(Al_2O_3)$ – ?	$$\nu = \frac{m}{M}$$
	Масса оксида известна из условия. Дополнительно рассчитаем молярную массу оксида алюминия:
	$$M = M_r$$
	$$M_r(Al_2O_3) = 2A_r(Al) + 3A_r(O) = 2\cdot27 + 3\cdot16 = 102$$
	$$M(Al_2O_3) = 102 \text{ г/моль}.$$
	Определим количество вещества оксида алюминия:
	$$\nu = \frac{20,4 \text{ г}}{102 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$
	Ответ: 0,2 моль.

Задача 2. Определите количество молекул углекислого газа, которые содержатся в порции углекислого газа массой 4,4 г.

Дано:	**Решение**:
$m(CO_2) = 4,4$ г	Количество каких либо частиц, в данному случае – молекул, определяется по формуле: $N = \nu N_A$.
$N(CO_2)$ – ?	Для расчета необходимо знать количество вещества углекислого газа. С учетом того, что в условии дана масса этого вещества, количество вещества рассчитаем по формуле:
	$$\nu = \frac{m}{M}$$
	$M(CO_2) = M_r(CO_2)$
	$M_r(CO_2) = A_r(C) + 2A_r(O) = 12 + 2\cdot16 = 44$
	$M(CO_2) = 44$ г/моль.
	$$\nu = \frac{4,4 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$
	Подставим полученное значение в первую формулу:
	$N = 0,1 \text{ моль}\cdot6,02\cdot10^{23} \frac{\text{молекул}}{\text{моль}} = 0,602\cdot10^{23}$ или $6,02\cdot10^{22}$ молекул
	Расчет можно было провести проще, использовав комбинацию формул:
	$$N = \nu N_A \text{ и } \nu = m/M$$
	$$N = mN_A/M$$
	$$N = \frac{4,4 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}}\cdot6,02\cdot10^{23}\frac{\text{молекул}}{\text{моль}} = 0,602\cdot10^{23}$$
	или $6,02\cdot10^{22}$ молекул
	Ответ: $6,02\cdot10^{22}$ молекул

Подведем итоги

- **Молярная масса – масса вещества, содержащаяся в 1 моль вещества**
- **Молярная масса – отношение массы вещества к количеству вещества**
- **Молярная масса измеряется в г/моль или кг/кмоль**
- **Молярная масса вещества, выраженная в г/моль, численно равна относительной молекулярной (формульной массе) M_r – для веществ молекулярного и ионного строения. Для веществ атомного строения молярная масса равна относительной атомной массе A_r**

Вопросы, упражнения и задачи

28.1. Определите количество вещества воды, содержащееся в порциях воды массой: а) 1 мг; б) 1 г; в) 1 кг.

28.2. Определите количество вещества оксида кальция CaO, масса которого 8 г.

28.3. Определите массу кислорода, которая содержится в 0,275 моль.

28.4. Определите количество молекул брома Br_2, которые содержатся в образце брома массой 4,0 г.

28.5. Имеется образец оксида бора B_2O_3 массой 1,75 г. Определите количество атомов бора и кислорода в данной массе оксида.

28.6. Какую массу будут иметь $18{,}06 \cdot 10^{23}$ атомов натрия?

28.7. Вычислите количество атомов углерода в алмазе массой 1 карат (1 карат = 0,2 г).

28.8. На левую чашку весов поместили 0,5 моль ртути, а на правую чашку – 5,5 моль магния. С помощью расчетов укажите, в сторону какой чашки отклонится стрелка весов.

28.9. Сколько моль железа содержится в гире массой 1 кг, если она состоит на 95% из железа?

28.10. Какую массу железа необходимо взять, чтобы в этом образце металла содержалось столько же атомов, сколько их содержится в 1 г водорода?

28.11. Рассчитайте количество (моль) для каждого из указанных ниже веществ, если дано:

1) оксид меди (II) CuO массой 160 г;

2) оксид углерода (IV) CO_2 массой 8,8 г;

3) серная кислота H_2SO_4 массой 9,8 г;

4) соляная кислота HCl массой 3,65 г.

28.12. Рассчитайте массу, если известно количество вещества:

а) 2 моль железа (Fe);

б) 4 моль азота (N_2);

в) 0,1 моль хлора (Cl_2);

г) 5 моль серной кислоты (H_2SO_4).

28.13. Выполните соответствующие вычисления и заполните таблицу:

$m(H_2SO_4)$, г	$M(H_2SO_4)$, г/моль	$\nu(H_2SO_4)$, моль	$\nu(H)$, моль	$\nu(S)$, моль	$\nu(O)$, моль	$N(H_2SO_4)$	$N(H)$	$N(S)$	$N(O)$
49									

28.14. Выполните соответствующие вычисления и заполните таблицу:

m[$Ca(NO_3)_2$], г	M[$Ca(NO_3)_2$], г/моль	ν[$Ca(NO_3)_2$], моль	ν(Ca^{2+}), моль	ν(NO_3^-), моль	N(Ca^{2+})	N(NO_3^-)
4,1						

28.15. По таблице составьте и решите задачи. Заполните в таблице клеточки со знаками вопроса:

№ п/п	Вещество	Молярная масса M, г/моль	Масса m, г	Количество вещества ν, моль	Число частиц (атомов, молекул) N
1.	O_2	32 г/моль	3,2 г	?	?
2.	Zn	65 г/моль	130 г	?	?
3.	H_2O	18 г/моль	180 г	?	?
4.	N_2	?	?	0,5 моль	?
5.	CO_2	?	?	0,2 моль	?
6.	HNO_3	?	?	3 моль N	?
7.	SO_2	?	?	?	$0{,}602\cdot10^{23}$, …
8.	NO_2	?	?	?	…, $12{,}04\cdot10^{23}$
9.	NO	?	?	?	…, $180{,}3\cdot10^{23}$
10.	P_4	?	?	?	…, $1{,}803\cdot10^{23}$

28.16. Составьте и решите задачи по таблице. Заполните в таблице клеточки со знаками вопроса:

№ п/п	Вещество	$M_r(A_r)$	M, г/моль	ν, моль	m, г	N
1.	Ca	?	?	0,5 моль	?	?
2.	Cl_2	?	?	?	7,1 г	?
3.	SO_2	?	?	?	?	$18{,}06\cdot10^{23}$ молекул
4.	P_2O_5	?	?	2 моль	?	?
5.	?	?	?	5 моль	60 г	?

28.17. Вычислите, какова молярная масса вещества, если его масса 5,4 г, а количество вещества 0,3 моль? Какое это вещество?

28.18. Рассчитайте количество вещества сахара ($C_{12}H_{22}O_{11}$) в своем утреннем чае, если в одной ложечке содержится 5 г сахара.

28.19. Вычислите массу воды, если ее количество равно количеству вещества кислорода, взятого массой 96 г.

28.20. Образец вещества массой 66 г содержит $9{,}03\cdot10^{23}$ молекул. Вычислите его молярную массу и определите, какое это вещество: а) вода; б) углекислый газ; в) метан (CH_4); г) оксид кальция (CaO).

28.21. Какие из утверждений являются правильными:

а) 1 моль железа и 1 моль алюминия содержат одинаковое количество атомов;

б) 1 моль водорода содержит столько молекул, сколько атомов содержится в 1 моль золота;

в) 1 моль цинка и 1 моль кислорода содержат одинаковое количество атомов;

г) 1 моль водорода и 1 моль гелия имеют одинаковую массу;

д) 1 моль кислорода O_2 и 1 моль озона O_3 имеют одинаковую массу;

е) 1 моль кремния и 1 моль азота имеют одинаковую массу?

28.22. Рассчитайте, масса какого из веществ – кислорода O_2 или азота N_2 – больше, если количество вещества одинаково и равно 3 моль.

28.23. В каком веществе содержится больше атомов: а) в 1 г углерода или 1 г фосфора; б) в 15 г серы или 10 г кислорода; в) в 16 г метана CH_4 или 16 г кислорода?

28.24. Что имеет большую массу – 1000 молекул кислорода или 500 молекул углекислого газа?

28.25. Вычислить массу: а) 1 иона Br^-; б) 2 ионов NO_2^-; в) 3 ионов $S_2O_3^{2-}$.

28.26. Вычислить массу: а) $6{,}02\cdot10^{22}$ формульных единиц $CaCO_3$; б) $1{,}505\cdot10^{20}$ формульных единиц $BaCl_2\cdot2H_2O$; в) $3{,}01\cdot10^{10}$ формульных единиц $CuSO_4\cdot5H_2O$.

28.27. Можно ли набрать в чайную ложку $6{,}02\cdot10^{24}$ молекул воды?

28.28. Поместится ли в столовой ложке $6{,}02\cdot10^{21}$ формульных единиц хлорида натрия?

28.29. Поместится ли в стакане объемом 250 $см^3$ $6{,}02\cdot10^{22}$ молекул сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$?

28.30. В какой массе оксида серы (IV) содержится столько молекул, сколько атомов содержится в 320 г меди?

Блокнот эрудита

85. Свинец – Plumbum, Pb (82)

Свинец – металл, который, подобно меди, сурьме и олову, известен с глубокой древности.

Как ни странно, но впервые широкое применение свинец нашел там, где ныне он совершенно не употребляется, – при изготовлении водопроводных труб. Один из наиболее мягких металлов, хорошо прокатывающийся в листы, свинец уже в древности использовался для устройства водопроводных труб.

Трубы римского водопровода, выстроенного рабами, были свинцовыми. Очевидно, поэтому такой короткой и была средняя продолжительность жизни римлян. Все растворимые соединения свинца являются ядовитыми. На устойчивость свинца к воде оказывает большое влияние содержащийся в ней углекислый газ. При малых количествах он образует на поверхности свинца соединение, не растворимое в воде (углекислый свинец), и тем способствует устойчивости свинца. Если же содержание углекислого газа в воде сравнительно велико, а так именно было с водой, питавшей древний Рим, то углекислый газ, реагируя со свинцом, образует кислый углекислый свинец, который хорошо растворяется в воде. Поступая в организм в малых порциях, свинец задерживается в нем и, постепенно замещая кальций, входящий в состав костей, вызывает хроническое отравление.

В чистом виде свинец представляет синевато-серый, тяжелый (плотность 11,3), мягкий металл, способный под давлением (200 кг на 1 $см^2$) течь сквозь тонкие отверстия. Известность свинца с глубокой древности сделала его материалом, нашедшим многочисленное применение в различных областях человеческой деятельности. В средневековье большие количества свинца расходовались в Европе для покрытия крыш замков, дворцов и храмов. Между прочим, известная в Венеции тюрьма для «государственных преступников», соединенная «Мостом

вздохов» (замечательным произведением раннего средневековья – Дворцом дожей, имела на чердаке камеры под свинцовой крышей. Зимой под этой крышей «преступники» стыли от холода, летом – изнывали от жары. С изобретением огнестрельного оружия большие количества свинца стали расходоваться на изготовление пуль для ружей и пистолетов, картечи для артиллерии.

В настоящее время можно перечислить очень много областей применения свинца: производство аккумуляторов, освинцовка внутренней поверхности химической аппаратуры, трубы для перекачки кислот, сточные трубы химических лабораторий, военная техника, производство электрических кабелей, свинцового стекла – хрусталя, глазурей – все это требует много чистого свинца.

Книги, журналы, газеты изготовляются руками людей, которым приходится работать с типографским металлом, содержащим свинец. Свинцовая пыль ядовита. Вот почему в нашей стране производства, где употребляются свинец или его соединения, являются объектом пристального внимания врачей-гигиенистов. Максимальное содержание свинца в воздухе на промышленных предприятиях не должно превышать 0,00001 мг на литр. Там, где человек имеет дело со свинцом, применяются специальные меры предосторожности и действует очень строгое законодательство по охране труда.

Металлический свинец – очень хорошая защита от всех видов радиоактивного излучения и рентгеновских лучей. Попробуйте взвесить фартук врача-рентгенолога или его перчатки, и вас поразит их тяжесть. В резину фартука и защитных рукавиц введен свинец, он задерживает рентгеновские лучи и предохраняет организм рентгенологов от их губительного действия.

Металлический свинец

Рисунок 175. Слитки свинца

Рисунок 176. Древняя свинцовая печать

Рисунок 177. Свинцовые пули

Защищает от радиоактивного излучения и стекло, содержащее окислы свинца. Подобное свинцовое стекло позволяет управлять обработкой радиоактивных материалов с помощью «механической руки» – манипулятора. Иллюминатор из свинцового стекла на атомном центре в Бухаресте имеет толщину одного метра и весит более полутора тонн.

В природе свинца сравнительно немного – 0,0001% от общего числа атомов земной коры. Однако содержащие свинец минералы – галенит (свинцовый блеск или сернистый свинец), церрусит (углекислый свинец), англезит (сернокислый свинец) и др. – встречаются во многих странах. У нас месторождения свинца встречаются в Казахстане, на Урале, в Сибири и др. Свинец всегда находится в смеси с другими металлами.

Сравнительная легкость получения свинца из руд объясняется низкой температурой плавления свинца (всего 327°С). Из важнейшей его руды – галенита

– свинец легко отделяется от серы. Достаточно галенит в смеси с углем обжечь на воздухе, чтобы выплавить чистый свинец.

Немаловажную роль играют и различные соединения свинца. Так, некоторые окислы свинца, а также его соли используются в качестве отличных красок для ускорения высыхания олифы. Растворимые соединения свинца применяются в медицине как вяжущие, болеутоляющие и противовоспалительные средства. Свинцовая примочка известна многим. Иногда ее называют «свинцовым сахаром» за сладковатый вкус. Не следует забывать о большой ядовитости свинцового сахара.

Соединения свинца

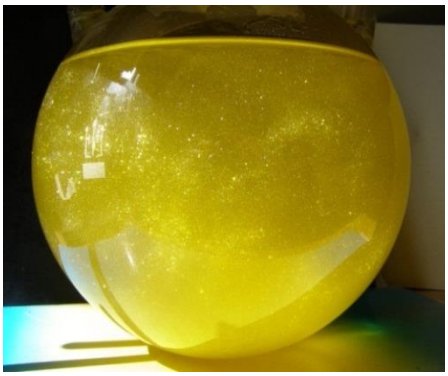


Рисунок 178. Иодид свинца PbI_2 (опыт «золотой дождь»)

Рисунок 179. Сурик Pb_3O_4

Рисунок 180. Минерал галенит PbS

В рассказе о титане говорилось о том, что старые картины и иконы, написанные красками на основе свинцовых белил, со временем темнеют. Однако, если такое изображение протереть слабым раствором перекиси водорода, которая известна с 1818 г., то образовавшийся под воздействием сероводорода черный сульфид свинца перейдет в белое соединение – сульфат свинца. Картина просветлеет, обновится. Используя это явление, церковники неоднократно «чудесным образом» «обновляли» иконы, дурача верующих.

Для обновления сначала использовали концентрированный раствор уксуса, а в конце XIX – начале XX в. пользовались для этой цели уксусной эссенцией, прекрасно смывавшей черневший от времени слой олифы, которой всегда покрывалась живопись икон. Как видно, никакого чуда в таком «обновлении» нет.

§29. Молярный объем газов

29.1. Закон Авогадро
29.2. Примеры решения задач

29.1. Закон Авогадро

В 1811 году, итальянским физиком Амадео Авогадро была сформулирована гипотеза, что в равных объемах газов, при одинаковых значениях давления и температуры содержится одинаковое число частиц.

Гипотеза была подтверждена множеством экспериментальных исследований. Впоследствии предположение Авогадро стало законом Авогадро. Закон Авогадро формулируется следующим образом:

В равных объемах газов при нормальных условиях содержится одинаковое число частиц (атомов, молекул)

Нормальными условиями считают температуру 0°С и нормальное атмосферное давление. В системе СИ единицей давления является паскаль (Па). Нормальное атмосферное давление равно 101,3 кПа. В тексте нормальные условия принято обозначать сокращенно: «н.у.».

Закона Авогадро имеет несколько следствий.

Первое следствие: при нормальных условиях **1 моль любого газа содержит одинаковое количество частиц, то есть имеет один и тот же объем**.

При 0°С и 101,3 кПа 1 моль любого газообразного вещества имеет объем 22,4 литра

$$V_m = \frac{V}{\nu} = 22{,}4 \frac{л}{моль}$$

Объем 1 моль любого газа при нормальных условиях, называют **молярным объемом.** Молярный объем газа обозначают символом V_m. С учетом того, что 1 моль любого газа имеет объем 22,4 литра при н.у., то молярный объем газа определяется как отношение этих величин:

Путем простейших арифметических действий выразим формулы для расчета объема газа и количества вещества:

Путем комбинирования формул, по которым можно рассчитать количество вещества, можно пользоваться не несколькими формулами, а одной. Это более логично, и требует меньше времени на расчеты. Например, если известна масса вещества, а необходимо рассчитать его объем, расчетные формулы можно скомбинировать следующим образом:

$$\nu = \frac{V}{V_m}; \qquad V = \nu \cdot V_m$$

$$\nu = \frac{m}{M}; V = \nu \cdot V_m \rightarrow V = \frac{m}{M} \cdot V_m.$$

Так же можно комбинировать расчетные формулы для нахождения количества вещества по массе и объему:

$$\nu = \frac{m}{M}; \nu = \frac{V}{V_m} \rightarrow \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}.$$

29.2. Примеры решения задач

Задача 1. Определите, какой объем кислорода, содержащегося в его образце массой 9,8 г.

Дано:
$m(O_2) = 9{,}8$ г
$V(O_2) - ?$

Решение:
Начнем решать задачу с конца. Определим формулу, по которой вычислим объем кислорода:

$$V = \nu V_m$$

Отсюда нам известен только молярный объем V_m. Как найти количество вещества, если известна масса? Очевидно, по формуле:

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

Определим молярную массу кислорода, для этого рассчитаем его молекулярную массу:

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

$M(O_2) = 32$ г/моль

Подставим значение молярной массы и массы кислорода в формулу:

$$\nu(O_2) = \frac{m}{M} = \frac{9{,}8 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0{,}3 \text{ моль}$$

Теперь рассчитаем объем:

$$V(O_2) = \nu \cdot V_m = 0{,}3 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 6{,}72 \text{ л}$$

Задачу можно решить проще. Для этого необходимо скомбинировать расчетные формулы:

$$V = \frac{m}{M} \cdot V_m$$

$$V = \frac{9{,}8 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} \cdot 22{,}4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 6{,}72 \text{ л}$$

Ответ: 6,72 л

Задача 2. Какой объем (при н.у.) займут $2{,}41 \cdot 10^{25}$ молекул хлора?

Дано:
$N(Cl_2) = 2{,}41 \cdot 10^{25}$
$V(Cl_2) - ?$

Решение:
Для нахождения объема, мы должны использовать формулу

$$V = \nu V_m$$

Для нахождения количества вещества хлора воспользуемся формулой

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

Скомбинируем эти формулы. Подставим в первую формулу количество вещества из второй формулы

$$V = \frac{N}{N_A} \cdot V_m$$

$$V = \frac{2{,}41 \cdot 10^{25} \text{ молекул}}{6{,}02 \cdot 10^{23} \frac{\text{молекул}}{\text{моль}}} \cdot 22{,}4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 0{,}4 \cdot 10^2 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 896{,}7 \text{ л}$$

Ответ: 896,7 л

Задача 3. Определите молярную массу газа, 2,24 л которого (н.у.) имеют массу 1,6 г.

Дано:	**Решение**:
V(газа) = 2,24 л m(газа) = 1,6 г	Для решения задачи воспользуемся комбинированием формул
M(газа) – ?	$\nu = \frac{m}{M}; \nu = \frac{V}{V_m} \rightarrow \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$ $\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} \rightarrow M = \frac{m \cdot V_m}{V} = \frac{1{,}6\ г \cdot 22{,}4\ л/моль}{2{,}24\ л} = 16\ г/моль$ **Ответ**: 16 г/моль.

Подведем итоги

- **Закон Авогадро имеет следующую формулировку: в равных объемах газов при нормальных условиях содержится одинаковое число частиц (атомов, молекул)**
- **1 моль любого газа содержит одинаковое количество частиц, то есть имеет один и тот же объем**
- **При 0°С и 101,3 кПа 1 моль любого газообразного вещества имеет объем 22,4 литра.**
- **Молярный объем газа V_m = 22,4 л/моль**

Вопросы, упражнения и задачи

29.1. Какой объем займут: а) 0,2 моль водорода; б) 0,25 моль азота; в) 0,225 моль фтора? Молекулы всех газов – двухатомны!

29.2. Жидкий кислород перевозят в больших стальных баллонах, вмещающих 3,2 т кислорода. Какой объем займет эта масса газообразного кислорода при нормальных условиях?

29.3. В мире производится около 30 млн. т водорода. Какой объем это составляет: а) в литрах; б) в $м^3$?

29.4. Сколько молекул содержится в 0,75 л (н.у.) углекислого газа?

29.5. Знаменитый английский химик У. Рамзай в конце XIX века выделил из воздуха образец гелия объемом 20 $см^3$. Определите массу данного образца гелия.

29.6. Резервуар объемом 50 $м^3$ вмещает 25 т жидкого аммиака NH_3. Во сколько раз больше должен быть объем резервуара, чтобы вмещать ту же массу аммиака при нормальных условиях?

29.7. В сосуде находится водород. Определите количество атомов водорода в сосуде, если объем водорода в сосуде в два раза меньше объема 4 моль кислорода.

29.8. Какой объем займет смесь газов следующего состава: 2,35 моль кислорода, 0,656 моль азота и 1,31 моль углекислого газа?

29.9. На чашках весов находятся колбы с хлором и углекислым газом объемом по 0,5 л. В сторону какой колбы отклониться стрелка весов при взвешивании?

29.10. Проведите необходимые расчеты и выбери верное утверждение. В пропане (C_3H_8) объемом 3,36 л содержится столько молекул пропана, сколько:

а) молекул метана (CH_4) в порции массой 3,36 г;

б) молекул кислорода в 3,36 л кислорода;

в) атомов кислорода в 1,68 л кислорода.

29.11. Вычислите массу кислорода, взятого объемом 0,2 м^3 (1 м^3 = 1000 л).

29.12. Вычислите число молекул сероводорода, если его объем равен 112 л.

29.13. В одном сосуде находится 5,6 л хлора и 33,6 л хлороводорода. Определитее массу сосуда со смесью газов.

29.14. Вычислите объем смеси, содержащей оксид азота (IV) массой 23 г и кислород массой 4 г.

29.15. Масса газа объемом 4,48 л составляет 8,8 г. Определите молярную массу этого газа.

29.16. Определите молярную массу газа, если этот газ массой 110 г занимает объем 56 л (н.у.).

29.17. Заполните в таблице клеточки со знаками вопроса:

№	Вещество	V_m, л/моль	M, г/моль	ν, моль	V, л	m, г	N
1.	Cl_2	?	?	?	6,72 л	?	?
2.	CH_4	?	?	5 моль	?	?	?
3.	SO_2	?	?	?	?	12,8 г	?
4.	NH_3	?	?	?	?	?	$0{,}6\cdot10^{23}$ молекул
5.	?	?	?	?	112 л	1,60 г	?

29.18. Составьте предложения по следующим записям:

1) V_m = 22,4 л/моль;

2) $V(SO_2)$ = 78 л;

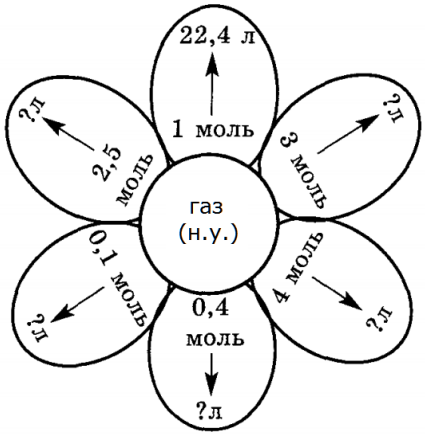
3) $M(NH_3)$ = 17 г/моль;

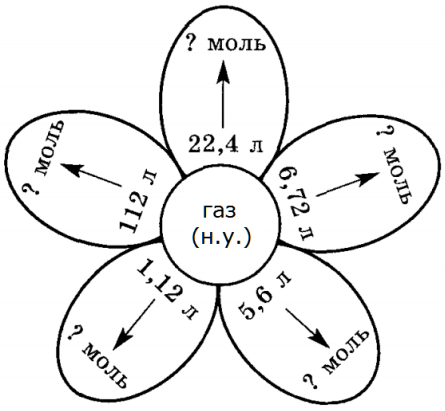
4) $N(O_2) = 7{,}8\cdot10^{23}$ молекул;

5) $N(H) = 2{,}4\cdot10^{23}$ атомов;

6) $\nu(O_2)$ = 5 моль.

29.19. Составьте и решите задачи по схемам:

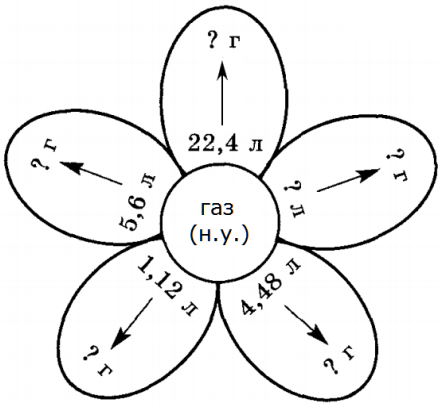


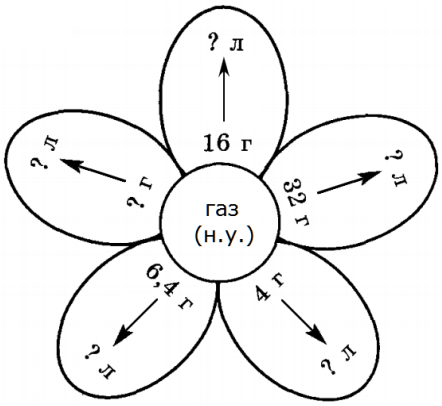


29.20. Составьте и решите задачи, если газ:

а) кислород;

б) оксид серы (IV):





Блокнот эрудита

86. «ХИМИЧЕСКАЯ ГРЕЛКА»

Известно несколько видов «обыкновенных химических грелок». Устройство их очень простое: обычно это два пакета (маленький и большой) из водонепроницаемого и химически стойкого материала (пленки, ткани). Внутри маленького пакета – вещество или смесь веществ. Чтобы грелка начала работать, сюда надо добавить немного воды и перемешать содержимое пакета. Потом пакет закрывают, вставляют в большой и еще раз тщательно закупоривают; теперь грелкой можно пользоваться. Одна из самых простых химических грелок содержит оксид кальция CaO (негашеную известь), который взаимодействует с водой с образованием гидроксида кальция:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Реакция сопровождается тепловыделением. Температура грелки может достигать 70–80°C. В химической грелке другого вида используют взаимодействие металлов (в виде стружки) и солей. Совершенно сухую смесь железной (Fe) или алюминиевой (Al) стружки с солями меди (например, $CuCl_2$) можно хранить довольно долго, а при добавлении воды температура сразу же повышается почти до 100°C за счет реакции:

$$Fe + CuCl_2 = FeCl_2 + Cu.$$

При этом грелка, в которой хлорид меди $CuCl_2$ превращается в хлорид железа $FeCl_2$, сохраняет тепло около десяти часов.

87. ДВАЖДЫ КАВАЛЕР ОРДЕНА СВЯТОЙ АННЫ ЮСТУС ФОН ЛИБИХ

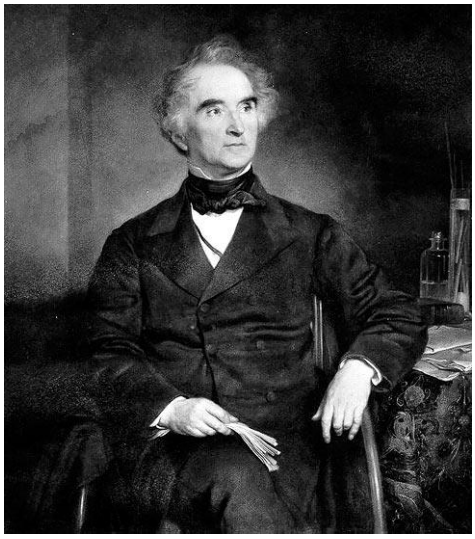


Рисунок 181. Юстус фон Либих (1803–1873)

Юстус фон Либих (1803–1873), немецкий профессор органической химии, был выдающимся химиком своего времени. Большая часть его работ посвящена изучению вопросов питания растений и рациональному применению удобрений. За услуги, оказанные земледелию России, ему были вручены два ордена Святой Анны, а за повышение урожайности сельскохозяйственных культур в Германии он получил звание барона, давшее ему право на приставку «фон». За работы Либиха по применению минеральных удобрений предлагались баснословные гонорары. Либих заложил основы химии пищевых продуктов. Он родоначальник технологии производства мясного экстракта, дожившего до наших дней под именем «бульонных кубиков». Либих выдвинул первую теорию катализа и теорию основности органических кислот, разработал методы анализа органических соединений.

Он родился в семье аптекаря в г. Дармштадте, столице Гессенского герцогства. Из семьи правителей этого герцогства происходила и российская императрица Мария Александровна, супруга Александра II, основательница российского «Красного креста».

В возрасте 21 года Либих был назначен профессором Гессенского университета по рекомендациям двух выдающихся ученых – Гей-Люссака и Александра-Фрейхерра-Вильгельма фон Гумбольдта (1769–1859) – немецкого физика, географа и путешественника.

Юстус Либих в возрасте 23 лет женился на девятнадцатилетней Генриетте Мольденхауер, дочери дармштадтского чиновника. Генриетта, или, по-домашнему, Йетхен, была очень красива, а главное – добра. Ей нравились галантные манеры молодого черноволосого профессора, его веселый характер и целеустремленная натура. Брак их оказался счастливым. У Генриетты и Юстуса родилось пятеро детей. В обращении с ними Либих был строг, редко позволял себе шутки, хотя и очень любил детей. Всю жизнь Либих относился к жене с неизменной любовью. Либих, по его собственному утверждению, никогда не читал стихов и не любил романы. Театры и концерты он посещал редко, но любил прогулки и путешествия.

У Либиха был воинственный и надменный нрав. Это был человек, с которым, по немецкой поговорке, «вишни есть вместе не сядешь»: по-русски это означает примерно «палец в рот не клади». Азартный полемист, Либих в пылу борьбы не разбирал, где друзья, где враги.

Неистовая научная работа и бескомпромиссная борьба с консерваторами от агрохимии привели к тому, что уже в 50 лет Либих был человеком с разрушенным здоровьем, страдавшим бессонницей и головными болями. Весной 1870 г. Либих

серьезно заболел и даже заказал себе гроб, но, поправившись, велел спрятать его в чулан... В апреле 1873 г. во время отдыха в саду Либих простудился; простуда перешла в воспаление легких, и через две недели он скончался. Генриетта пережила своего супруга на восемь лет.

Опасная проба

Вот как описывает Карл Фогт (1817–1895) – химик, работавший вместе с Либихом, – один случай. Входит Либих, у него в руках склянка с притертой пробкой. «Ну-ка, обнажите руку», – говорит он Фогту и влажной пробкой прикасается к руке. «Не правда ли, жжет? – невозмутимо спрашивает Либих. – Я только что добыл безводную муравьиную кислоту». После этой пробы у Фогта остался белый шрам на руке: муравьиная, или метановая, кислота HCOOH – самая сильная из всех карбоновых кислот.

Нерадивый гимназист

Юстус Либих был одним из неуспевающих учеников в Дармштадтской гимназии (Германия), где в то время почти не изучались естественные науки. После очередной неудовлетворительной оценки по латинскому языку директор гимназии спросил Либиха, что он думает делать в жизни.

— Я буду химиком, – гордо ответил Юстус Либих.

И директор, и весь класс разразились громким смехом.

— Да разве вообще существует такая профессия? Я слыхал, что таким термином обыкновенно обозначают обманщиков, мошенников, изобретателей изготовления золота, – сказал директор...

«Ценитель» вин

Либих до конца жизни не мог привыкнуть к вину и совершенно в нем не разбирался. Как-то случайно он стал обладателем партии отличного рейнвейна изготовления 1811 г. Либиху это вино показалось кисловатым, и он обработал его химическими веществами, после чего с восторгом отметил, что «вино приобрело мягкость, не потеряв ни одного из своих достоинств». Либих посылает ящик вина, обработанного реактивами, Вёлеру, чтобы тот мог «насладиться его редкостью». В ответ он получил письмо: «Что касается подарка, то я благодарен тебе скорее за дружеские намерения, чем за само вино. Оно слишком старо и похоже по вкусу на лекарство. Я поменял его на красное вино».

Либих – судебный эксперт

В 1847 г. в доме графа Герлица в Дармштадте после пожара нашли обгорелый труп графини. Медицинские эксперты предположили, что тело графини самовоспламенилось от выпитого спиртного. Но по городу поползли слухи, что в смерти виновен ее муж. Тем временем был арестован медник – отец камердинера графини: у него обнаружили несколько драгоценностей, в том числе и кольцо в виде двух переплетенных змей желтого и белого цвета. Граф Герлиц потребовал нового расследования, утверждая, что такое кольцо было у графини более 20 лет. Однако медник заявил, что кольцо принадлежит ему сорок с лишним лет. На повторном суде Либих – лучший химик-аналитик Германии – выступал в качестве эксперта и доказал, что самовозгорание человеческого тела невозможно, а белая змея изготовлена из платины, а не из серебра, как утверждал медник. Платину же стали применять в ювелирном деле в самое последнее время, и, следовательно, медник

лгал. Так удалось установить, что убийцей графини был ее камердинер, причем он попытался сжечь труп, чтобы скрыть преступление.

88. Кремний – Silicium, Si (14)

Третьим элементом, наиболее распространенным в природе, является кремний. Название этого элемента произошло от латинского «ляпис креманс», что значит – камень, дающий огонь. Так назывался твердый камень, дававший при ударе искру и долгое время служивший человеку вместо спичек для получения огня. После изобретения огнестрельного оружия кремень использовали для зажигания пороха в кремневых ружьях и пистолетах.

«Камень, дающий огонь», или кремень, как обычно называют его, – одно из многочисленных соединений кремния, часто входящее в состав большинства горных пород.

Кремень – по-латыни «силекс»; от этого слова происходит научное название элемента – силициум.

Это песок морских берегов, рек, бескрайних пустынь, мощные отложения глин, песчаники и сланцы, граниты и гнейсы, горные хребты и земная кора на глубину до 20 км состоят, главным образом, из соединений кремния. На долю кремния приходится около 17% от общего числа атомов земной коры, или 30% от ее веса. И не случайно академик А.Е. Ферсман назвал кремний основой земной коры.

Самым распространенным в природе соединением кремния является кремнезем, или кварц.

Чистая и прозрачная разновидность кварца, называемая горным хрусталем, была известна уже древним грекам. Они считали горный хрусталь льдом, так сильно замерзшим, что он навсегда утратил способность таять. Греки называли горный хрусталь кристаллом – «*кристаллос*», что значило лед. Впоследствии это слово вошло в минералогию и, получив широкое распространение, стало употребляться для обозначения твердых тел, имеющих форму правильных многогранников.

Кроме горного хрусталя, кристаллы которого достигают иной раз огромной величины (нескольких метров), кварц встречается в природе в виде окрашенных соединений. Среди них чистые и прозрачные разновидности, окрашенные в фиолетовый (аметисты) и в лимонно-желтый цвет (цитрины) относятся к числу драгоценных и полудрагоценных самоцветов. Общее число разновидностей кварца достигает двухсот, количество природных соединений, содержащих кварц, измеряется многими сотнями.

Из всех элементов периодической таблицы кремний является одним из немногих, соединения которого служат человеку очень давно и чрезвычайно разнообразно.

Первым соединением кремния, с которым первобытный человек «выходил в люди», был кремень – твердый камень. Используя способность кремня раскалываться на длинные прочные пластинки, первобытный человек, терпеливо отбивая от них осколки ударами другого камня, изготовлял ножи для обработки шкур, острия для копий, наконечники для стрел.

Но до того, как кусок кремня, подобранный с земли первобытным дикарем, превратился с помощью его рук в каменный скребок или нож, прошел огромный период времени, в сравнении с которым известный нам исторический период

является таким же малым, как жизнь одного человека в сравнении с этим историческим периодом.

Если в доисторический период важная роль принадлежала кремнию, то с первых дней исторического времени и до сих пор не менее важную роль в практической деятельности человека играет кварц. Кварц служит основным материалом для изготовления стекла. В популярных книгах и брошюрах, касающихся вопросов происхождения стекла, очень часто приводится рассказ римского ученого Плиния Старшего о случайном открытии стекла финикийскими купцами-мореплавателями. Застигнутые сильной бурей, они были вынуждены переждать ее в небольшой бухте. Не найдя на ее песчаных берегах каких-либо камней для очага, чтобы сварить пищу, они воспользовались глыбами соды, которой был нагружен корабль. Утром один из моряков, разгребая тлеющие остатки костра, нашел в золе водянисто-блестящие, твердые слитки, непохожие ни на одно известное в то время вещество. Это, по утверждению Плиния, и было стекло, получившееся в результате сплавления соды с морским песком.

В наши дни рассказ Плиния (погибшего, кстати говоря, при извержении Везувия в 79 г.) был проверен специалистами-стекловарами. На песчаном морском берегу из кусков соды они сложили очаг. В нем всю ночь пылало пламя. Однако опыт не увенчался успехом. Утром, когда пламя очага угасло, слитков стекла в золе не нашли. Очевидно температура, которую дает пламя костра, недостаточна для того, чтобы сода могла сплавиться с песком и превратиться в стекло.

Сейчас невозможно точно сказать, кто и когда изобрел стекло, так же как невозможно указать, кто и когда впервые обжег горшок, слепленный из глины. Известно лишь, что стекло является одним из древнейших изобретений человечества. Так, ожерелье, найденное на шее мумии египетской царицы Хатшепсут, состоящее из зеленовато-черных стеклянных бусин, насчитывает 3400 лет. Еще старше возраст стеклянной бусины из могилы города Фив, насчитывающей 5500 лет.

Высокого совершенства в стеклоделии достигли мастера древнего Рима. О большом искусстве получения цветных стекол свидетельствует мозаичный пол с изображением цепной собаки. Эта мозаика была обнаружена в одном из домов при раскопках Помпеи. Еще более оригинальна мозаика в вилле римского императора Адриана, известная в искусстве под названием «Неподметенный пол». Выложенная на полу столовой, она изображает его неподметенным: на полу разбросаны кости от съеденной дичи, хлебные крошки, различный мусор.

Римские стеклоделы были также большими мастерами производства различных изделий из стекла. Они делали кувшины для воды, масла и вина; чаши и кубки, вазы; специальные сосуды, так называемые труллы, служившие для омовения рук; слезницы – крошечные флакончики для духов. Некоторые из таких предметов дошли до наших дней; они бережно хранятся в музеях крупнейших городов Западной Европы. Среди образцов подлинного искусства особого упоминания заслуживает ваза Аюджио из дома богача Мелегера в Помпее. Это красивейший сосуд из темно-синего стекла, украшенный венком из винограда и плюща, сделанным из молочно-белого стекла. Подобным шедевром является и ваза, найденная в гробнице римского императора Александра Севера, из темно-голубого

стекла, украшенная резными рисунками, изображающими греческий миф о Язоне и волшебнице Медее.

Изучение состава древнерусских стекол домонгольского времени показывает замечательную самобытность русских мастеров, сумевших создать совершенно оригинальную рецептуру. Наиболее типичными для древнерусского самобытного стеклоделия являются свинцово-кремнеземные, калиево-свинцово-кремнеземные стекла. Из них древнерусские умельцы изготовляли бусы, браслеты, мозаику, посуду, оконные стекла. Свинцово-кремнеземные стекла были обнаружены также в Польше. В других странах стекла такого состава еще не найдены.

Одно из самых древних изобретений – стекло – приобрело в жизни человека огромное значение. Стекло видно всюду, оно на каждом шагу – в повседневности нашего быта, в промышленности, в технике, в науке, в произведениях искусств. Оконное, бутылочное, ламповое, зеркальное стекло; стекло домашней, хозяйственной, лабораторной посуды и аппаратов; стекло оптическое – от стекол очков до сложных анастигматов фотокамер; линзы бесчисленных оптических приборов – от микроскопов, открывающих огромный, но для простого глаза невидимый мир, до телескопов, уносящих нас в бесконечные просторы мироздания. Трудно перечислить все области применения стекла и невозможно сосчитать различные предметы, сделанные из него.

Не случайно еще в 1752 г. основоположник научной химии М.В. Ломоносов, готовясь к открытию стекольного завода, в письме, написанном на имя И.И. Шувалова, в стихотворной форме о пользе стекла, заканчивая перечисление предметов, изготовляемых из стекла, подчеркивает его достоинства словами:

«Далече до конца Стеклу достойных хвал,
На кои целый год едва бы мне достал».

Большой вклад в развитие художественного стеклоделия в России был внесен Ломоносовым. В созданной им в 1748 г. химической лаборатории было проведено около 4000 опытов по варке цветного стекла, для которых Ломоносов «не токмо рецепты сочинял, но и материалы ... своими руками по большей части развешивал и в печь ставил...».

На основе рецептов, разработанных Ломоносовым, стекольный завод, также созданный его усилиями в Усть-Рудице в 1753 г., начал изготовлять стекло: «разноцветное прозрачное для выделки бисера, стекляруса, посуды и прочих «галантерейных изделий»; и непрозрачное, так называемая смальта, для мозаики». Из смальты Ломоносов выполнил несколько мозаичных картин, среди которых «Полтавская баталия» получила наибольшую известность и сохранилась до наших дней.

Успехи современной химии в области изучения свойств стекла сделали его материалом, из которого изготовляются несгораемые ткани, театральные занавеси, декорации, ковры, изоляционные ленты, вата, войлок и многие другие предметы техники и быта.

Ценные свойства кварца (пропускает ультрафиолетовые лучи, малый коэффициент расширения, химическая инертность, тугоплавкость и др.) обеспечили ему широкое применение в различных областях науки и техники.

Тончайшие, исключительно прочные, нити, получаемые из кварца, расплавленного в пламени гремучего газа, применяются в точных электроизмерительных приборах и инструментах для подвешивания деталей (стрелок, указателей, рычагов и т.д.). Из тугоплавкого кварцевого стекла изготовляют термометры для измерения высоких температур. Малый коэффициент расширения позволяет употреблять кварц для изготовления сосудов, трубок, лабораторной посуды и разнообразной химической аппаратуры применяемой в условиях резких колебаний температуры. Оптические свойства кварца обеспечивают его применение в производстве всевозможных оптических приборов, в изготовлении ламп «горного солнца», в устройстве закрытых соляриев и т.д.

Есть еще много других минералов, содержащих соединения кремния, которые также находят разнообразное применение в технике. Одни из них за прочность и красивый вид (гранит, порфир, лабрадор и др.) используются как строительный и отделочный материалы; другие, обладая исключительной твердостью, применяются в качестве так называемых точных камней в разнообразных измерительных приборах, от часовых механизмов до аналитических весов и аппаратов специального назначения; третьи – цементы, обладая способностью в смеси с другими веществами связывать воедино щебень, камни, кирпичи, широко применяются в строительстве; четвертые – за безукоризненную прозрачность, чистоту и блеск ценятся как самоцветы и, наконец, пятые, обладающие пестрой, яркой, необычной окраской (яшмы, нефрит, халцедоны), употребляются в художественных изделиях, которые украшают дворцы и музеи.

Важнейшее соединение кремния – кремнезем – необходим для жизни растений и животных. В растениях кремнезем накапливается в стеблях, что значительно повышает их механическую прочность. Как бы ни были сильны порывы бури и удары водяных струй грозового ливня, тонкие колосья хлебных злаков выдерживают их, гнутся иной раз до самой земли, но не ломаются. Кремнезем входит в состав не только крупных растений, но и мельчайших из них – диатомовых водорослей. Кремний нужен и животным. Птицы без кремнезема не создают прочной скорлупы яиц. Некоторые виды губок строят опорные образования своего тела также из кремнезема. Нежные комочки живой материи, известные под названием радиолярий, создают непревзойденные по своей красоте скелеты из кремнезема. Кремнезем есть и в организме человека. Больше всего содержится кремнезема в стекловидном теле глаза, где количество его достигает до 0,06% по весу. Однако биологическая роль кремнезема в человеческом организме до сих пор еще недостаточно ясна.

Кремний – это мелкий бурый порошок или серые, твердые, но довольно хрупкие кристаллы (плотность 2,4). В кристаллическом состоянии кремний хорошо проводит тепло, обладает металлическим блеском. Однако электропроводность, столь характерная для металлов, у кремния весьма мала и составляет 0,001 электропроводности ртути.

Кремний тугоплавок (он плавится при 1415°С), кипит же при 2360°С. При комнатной температуре кремний инертен, но при нагревании выше 500°С становится реакционноспособным и соединяется с кислородом, серой, хлором,

бромом и другими элементами. Хорошо растворяясь в расплавленных металлах, кремний образует с некоторыми из них (железом, медью, платиной и др.) силициды.

Кремний – простое вещество

Рисунок 182. Кристаллический кремний

Рисунок 183. Монокристалл кремния

Рисунок 184. Изделия из кремния

В технике применяют сплав кремния с железом – ферросилиций. Ферросилиций непосредственно используется для изготовления кислотоупорных изделий. В металлургии ферросилиций применяется для введения кремния в различные сорта специальных сталей.

Новейшие достижения химии по получению чистейшего кремния открывают широкую дорогу в области полупроводниковой техники. Создание кремниевых выпрямителей следует считать одним из величайших достижений современной науки. С помощью кремния, в некоторой мере, была осуществлена мечта о непосредственном преобразовании солнечной энергии в электрическую. Искусственные спутники Земли получали электричество от солнечных кремниевых батарей. Она не только обеспечивала энергией всю аппаратуру спутника, но и заряжала их аккумуляторы, вступавшие в строй при переходе спутника в область земной тени. Успехи химии высокомолекулярных соединений ввели в круг интересов химиков-синтетиков и кремний.

Способность кремния соединяться с кислородом, образуя цепные структуры (так называемые силоксановые группировки), дает возможность получать большое число различных соединений. Среди них – смазочные масла, сохраняющие присущие им свойства в интервале температур от –60°С до +200°С; антипенные жидкости, предупреждающие вскипание смазочных масел в механизмах; соединения, обладающие водоотталкивающими свойствами; изоляционные материалы; пластмассы и многие другие вещества.

До недавнего времени казалось, что наука многое знает о кислородных соединениях кремния. Но оказывается, что при очень высоких давлениях происходит перестройка кристаллов. В лаборатории академика Л.Ф. Верещагина было получено соединение кремния с кислородом, которое имеет особую структуру и высокую плотность, равную 4,35, т.е. почти на 64 % больше, чем у кварца.

Соединения кремния

Рисунок 185. Кристалл кварца SiO_2

Рисунок 186. Разновидность кварца – аметист

Рисунок 187. Аэрогель на основе SiO_2

Расчеты показывают, что средняя плотность Земли 5,5, а это, по мнению ученых, означало наличие железа и других тяжелых металлов в глубоких слоях. А не состоят ли глубокие слои из этого нового минерала, названного американскими учеными стиповеритом по первым буквам имени молодого ученого-комсомольца С. Стишова и еще двух ученых – Попова и Верещагина, открывших этот минерал?

Любопытно, что минерал стиповерит теперь обнаружен и в кратере Аризонского метеорита, о котором написано в рассказе о железе.

В свободном состоянии кремний был получен французскими учеными Гей-Люссаком и Тенаром в 1811 г., однако истинную природу кремния установил спустя 14 лет шведский химик Я. Берцелиус.

Оригинальным путем (реакцией цинка с хлористым соединением кремния) свободный кремний был получен в 1865 г. русским ученым Н.Н. Бекетовым.

§30. Плотность и относительная плотность газов

30.1. Плотность веществ
30.2. Относительная плотность газов
30.3. Примеры решения задач

30.1. Плотность веществ

Из курса физики вам известно, что плотность вещества – это отношение массы вещества к его объему. Символ, которым обозначают плотность, греческая буква ρ (ро):

$$\rho = \frac{m}{V}$$

С учетом того, что плотность рассчитывается путем деления массы на объем, несложно понять, что единица измерения этой величины – г/мл. Также плотность можно измерять в г/л, кг/л и т.п.

Для газообразных веществ плотность можно рассчитать и при помощи молярной массы путем деления ее на молярный объем газа, то есть на 22,4 л/моль:

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

Так, например, плотность углекислого газа будет рассчитываться как:

$$M(CO_2) = 44 \text{ г/моль}$$

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

30.2. Относительная плотность газов

Плотность вещества и относительная плотность вещества – две разные величины. Если плотность вещества показывает, во сколько раз масса вещества отличается от его объема, то относительная плотность показывает во сколько раз одно вещество тяжелее или легче другого, с которым сравнивают вещество.

Представим, что имеется два газа **А** и **Б**. Плотности этих газов могут быть выражены так:

$$\rho(А) = \frac{M(А)}{V_m}; \qquad \rho(Б) = \frac{M(Б)}{V_m}.$$

Для того, чтобы определить во сколько раз газ **А** легче или тяжелее газа **Б**, разделим значения плотностей этих газов друг на друга:

$$\frac{\rho(А)}{\rho(Б)} = \frac{M(А)/V_m}{M(Б)/V_m}$$

С учетом сокращения молярного объема в числителе и знаменателе, получим:

$$\frac{\rho(А)}{\rho(Б)} = \frac{M(А)}{M(Б)}$$

Отношение плотности одного газа к другому и называют относительной плотностью газа. Другими словами, во сколько раз плотность газа **А** больше или меньше плотности газа **Б**.

Значение $\frac{\rho(А)}{\rho(Б)}$ принято обозначать символом ***D***. Таким образом, относительная плотность газа, определяется делением молярной массы газа, плотность которого рассчитывают, на молярную массу газа, относительно которого рассчитывают плотность:

$$D = \frac{M(А)}{M(Б)}$$

Обратите внимание, что при делении одной молярной массы на другую единицы измерения молярных масс, г/моль, сокращаются! **Относительная плотность газов – величина безразмерная.**

Например, если требуется рассчитать относительную плотность углекислого газа по кислороду, необходимо молярную массу углекислого газа (газ, плотность которого рассчитывают), разделить на молярную массу кислорода (газ, по которому рассчитывают плотность). Обозначают следующим образом:

$$D_{O_2}(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M(O_2)} = \frac{44\ г/моль}{32\ г/моль} = 1{,}375.$$

Полученное значение относительной плотности, указывает на то, что 1 моль углекислого газа в 1,375 раз тяжелее 1 моль кислорода.

Умножив молярную массу газа, по которому выражена относительная плотность, на значение относительной плотности – определяется молярную массу газа, плотность которого была рассчитана – это **второе следствие из закона Авогадро**:

1. Сформулируйте закон Авогадро и первое следствие из него.

M(А)= D · M(Б)

Например, относительная плотность некоторого неизвестного газа по водороду равна 16. Определим молярную массу этого газа. Для этого умножим значение молярной массы водорода на значение относительной плотности:

$$\mathbf{M(Б) = 16 \cdot 2\ \frac{г}{моль} = 32\ \frac{г}{моль}.}$$

По значению молярной массы – 32 г/моль, несложно догадаться, что неизвестный газ – кислород.

Обратите внимание, что часто необходимо рассчитывать относительную плотность газов по воздуху. Воздух – это смесь газов; вам известно, что основными компонентами воздуха являются кислород и азот. Молярную массу воздуха принято считать равной 29 г/моль!

Молярная масса воздуха – 29 г/моль

Чтобы определить легче ли или тяжелее воздуха газ, необходимо сравнить молярные массы газов. Представим, что есть два воздушных шарика. Один из них заполнен гелием, второй – хлором. Отпустим оба шарика. Шарик с гелием сразу же взлетит вверх. Шарик, наполненный хлором, быстро опустится вниз. Значит, гелий легче воздуха, а хлор – тяжелее.

2. Определите относительную плотность гелия и хлора по воздуху, то есть во сколько раз гелий легче, а хлор – тяжелее воздуха?

30.3. Примеры решения задач

Задача 1. Определите относительную плотность водорода по кислороду.

Дано:	**Решение**:
H_2	Для решения этой задачи воспользуемся формулой:
$Do_2(H_2)$ – ?	$$D = \frac{M(A)}{M(Б)}$$
	А – газ, плотность которого рассчитывают, т.е. H_2, газ Б – газ, по

которому рассчитывают плотность газа А, т.е. O_2.

Рассчитаем молярные массы газов:

$$M(H_2) = M_r(H_2) = 2 \text{ г/моль}; M(O_2) = M_r(O_2) = 32 \text{ г/моль}.$$

Теперь подставим значения молярных масс в формулу:

$$\frac{M(H_2)}{M(O_2)} = \frac{2 \text{ г/моль}}{32 \text{ г/моль}} = 0{,}0625.$$

Ответ: 0,0625.

Задача 2. Относительная плотность паров ртути по воздуху равна 6,92. Определите состав молекул ртути в парах.

Дано:

$D_{возд.}(Hg) = 6{,}92$

Hg_x – ?

Решение:

Обозначим формулу молекулы как Hg_x, где x – количество атомов ртути.

Зная относительную плотность вещества, можем найти его молярную массу по формуле:

$$M(A) = D \cdot M(Б)$$

В задаче плотность паров ртути выражена по воздуху, молярная масса воздуха равна 29 г/моль.

$$M(Hg) = D \cdot M(возд.) = 6{,}92 \cdot 29 \text{ г/моль} = 200{,}68 \text{ г/моль}$$

Обратимся к Периодической Системе элементов, в ней указана атомная масса элементов, т.е. относительная масса одного атома. Найдем элемент – ртуть, который образует простое вещество ртуть, относительная масса одного атома – 200,6.

Значит, пары ртути имеет атомное строение, так как молекула не может состоять из одного атома.

Ответ: ртуть в парах существует в виде отдельных атомов.

Подведем итоги

- **Плотность – физическая величина, показывающая отношение массы вещества к его объему**
- **Относительная плотность показывает, во сколько раз один газ тяжелее или легче другого**
- **Относительная плотность – величина безразмерная**
- **Второе следствие из закона Авогадро: произведение относительной плотности газа на молярную массу газа, по которому рассчитывали плотность, равно молярной массе газа, плотность которого рассчитывали**
- **Молярная масса воздуха составляет 29 г/моль**

Вопросы, упражнения и задачи

30.1. Определите относительную плотность кислорода по: а) хлору; б) воздуху; в) гелию; г) водороду.

30.2. Относительная плотность газа по воздуху равна 2. Чему равна молярная масса этого газа?

30.3. Относительная плотность газа по гелию равна 0,5. Определите молярную массу газа.

30.4. Относительная плотность паров цинка по водороду при 1400°С приблизительно равна 33. Найдите формулу цинка при данной температуре.

30.5. Относительная плотность паров белого фосфора по водороду равна 62. Найдите формулу белого фосфора.

30.6. Соединение содержит атомов водорода в 2 раза больше, чем атомов углерода. Его относительная плотность по водороду равна 14. Найдите формулу соединения.

30.7. Определите относительную атомную массу четырехвалентного элемента, если известно, что пары его соединения с хлором в 77 раз тяжелее водорода, а соединения с бромом – в 166 раз тяжелее водорода.

30.8. При действии хлора на олово образуется хлорид олова, молекула которого состоит из 5 атомов. Зная, что относительная плотность паров хлорида олова по водороду – около 130, найдите его формулу.

30.9. Может ли существовать соединение серы, пары которого легче воздуха? Дайте обоснованный ответ.

30.10. *Какова* химическая формула оксида углерода, имеющего такую же плотность, как у азота?

30.11. Плотность газа при н.у. составляет 3,615 г/л. Определите молярную массу газа и его плотность по водороду и по воздуху.

30.12. Для заполнения воздушных шаров используют газы, относительная плотность которых по воздуху менее единицы. Из перечня формул газов укажите пригодные для заполнения шаров газы: O_2, H_2, He, Cl_2, CO_2, N_2, SO_2.

30.13. Юный химик изучал способы получения газов: азота N_2, оксида азота (IV) NO_2, сероводорода H_2S, хлора Cl_2, аммиака NH_3. При получении каких из них вы посоветуете ему держать пробирку-приемник дном вверх? Подтвердите свой совет расчетами.

30.14. Почему теплый воздух собирается под потолком, а вблизи пола воздух холодный?

30.15. Определите относительную молекулярную массу газа, который:

а) в 16 раз тяжелее гелия;

б) в 2 раза легче кислорода.

30.16. Определите формулу оксида серы, если он в два раза тяжелее кислорода. Определите относительную плотность данного оксида серы по метану CH_4.

30.17. Определите молярную массу газа, плотность которого 1,25 г/л.

30.18. Определите плотность оксида азота (IV) и его относительную плотность по воздуху.

30.19. Плотность гелия (в пересчете на н.у.) 0,178 г/л. Вычислите, исходя из этого, массу 1 моль гелия.

30.20. Можно ли получить смесь большей плотности, чем воздух, из: а) азота и оксида углерода (II); б) гелия и углекислого газа; в) аргона и азота? При каком молярном отношении газов, упомянутых в пункте в), получится смесь, по плотности равная воздуху?

Блокнот эрудита

89. МАРИЯ СКЛОДОВСКАЯ-КЮРИ (1867–1934)

Нобелевская премия по физике, 1903 г. (совместно с Анри Беккерелем и Пьером Кюри)

Нобелевская премия по химии, 1911 г.

Рисунок 188. Мария Склодовская-Кюри

Французский физик Мария Склодовская-Кюри (урожденная Мария Склодовская) родилась в Варшаве (Польша). Она была младшей из пяти детей в семье Владислава и Брониславы Склодовских. Мария воспитывалась в семье, где занятия наукой пользовались уважением. Ее отец преподавал физику в гимназии, а мать, пока не заболела туберкулезом, была директором гимназии. Мать Марии умерла, когда девочке было одиннадцать лет.

Мария Склодовская блестяще училась и в начальной, и в средней школе. Еще в юном возрасте она ощутила притягательную силу науки и работала лаборантом в химической лаборатории своего двоюродного брата.

Выросшая при русском правлении (Польша в то время была разделена между Россией, Германией и Австро-Венгрией), Склодовская-Кюри принимала активное участие в движении молодых интеллектуалов и антиклерикальных польских националистов.

Хотя большую часть своей жизни Склодовская-Кюри провела во Франции, она навсегда сохранила преданность делу борьбы за польскую независимость.

На пути к осуществлению мечты Марии Склодовской о высшем образовании стояли два препятствия: бедность семьи и запрет на прием женщин в Варшавский университет. Мария и ее сестра Броня разработали план: Мария в течение пяти лет будет работать гувернанткой, чтобы дать возможность сестре окончить медицинский институт, после чего Броня должна взять на себя расходы на высшее образование сестры. Броня получила медицинское образование в Париже и, став врачом, пригласила к себе Марию. Покинув Польшу в 1891 г., Мария поступила на факультет естественных наук Парижского университета (Сорбонны). В 1893 г., закончив курс первой, Мария получила степень лиценциата по физике Сорбонны (эквивалентную степени магистра). Через год она стала лиценциатом и по математике.

В том же 1894 г. в доме одного польского физика-эмигранта Мария Склодовская встретила Пьера Кюри. Пьер был руководителем лаборатории при Муниципальной школе промышленной физики и химии. К тому времени он провел важные исследования по физике кристаллов и зависимости магнитных свойств веществ от температуры. Мария занималась исследованием намагниченности стали, и ее польский друг надеялся, что Пьер сможет

предоставить Марии возможность поработать в своей лаборатории. Сблизившись сначала на почве увлечения физикой, Мария и Пьер через год вступили в брак. Это произошло вскоре после того, как Пьер защитил докторскую диссертацию. Их дочь Ирен (Ирен Жолио-Кюри) родилась в сентябре 1897 г. Через три месяца Мария Кюри завершила свое исследование по магнетизму и начала искать тему для диссертации.

В 1896 г. Анри Беккерель обнаружил, что урановые соединения испускают глубоко проникающее излучение. В отличие от рентгеновского, открытого в 1895 г. Вильгельмом Рёнтгеном, излучение Беккереля было не результатом возбуждения от внешнего источника энергии, например светом, а внутренним свойством самого урана. Очарованная этим загадочным явлением и привлекаемая перспективой положить начало новой области исследований, Кюри решила заняться изучением этого излучения, которое она впоследствии назвала радиоактивностью. Приступив к работе в начале 1898 г., она прежде всего попыталась установить, существуют ли другие вещества, кроме соединений урана, которые испускают открытые Беккерелем лучи. Поскольку Беккерель заметил, что в присутствии соединений урана воздух становится электропроводным, Кюри измеряла электропроводность вблизи образцов других веществ, используя несколько точных приборов, разработанных и построенных Пьером Кюри и его братом Жаком. Она пришла к выводу о том, что из известных элементов радиоактивны только уран, торий и их соединения. Однако вскоре Кюри совершила гораздо более важное открытие: урановая руда, известная под названием урановой смоляной обманки, испускает более сильное излучение Беккереля, чем соединения урана и тория, и по крайней мере в четыре раза более сильное, чем чистый уран. Кюри высказала предположение, что в урановой смоляной обманке содержится еще не открытый и сильно радиоактивный элемент. Весной 1898 г. она сообщила о своей гипотезе и о результатах экспериментов Французской академии наук.

Затем супруги Кюри попытались выделить новый элемент. Пьер отложил свои собственные исследования по физике кристаллов, чтобы помочь Марии. Обрабатывая урановую руду кислотами и сероводородом, они разделили ее на известные компоненты. Исследуя каждую из компонент, ими было установлено, что сильной радиоактивностью обладают только две из них, содержащие элементы висмут и барий. Поскольку открытое Беккерелем излучение не было характерным ни для висмута, ни для бария, они заключили, что эти порции вещества содержат один или несколько ранее неизвестных элементов. В июле и декабре 1898 г. Мария и Пьер Кюри объявили об открытии двух новых элементов, которые были названы ими полонием (в честь Польши – родины Марии) и радием.

Поскольку Кюри не выделили ни один из этих элементов, они не могли представить химикам решающего доказательства их существования. И супруги Кюри приступили к весьма нелегкой задаче – экстрагированию двух новых элементов из урановой смоляной обманки. Они установили, что вещества, которые им предстоит найти, составляют лишь одну миллионную часть урановой смоляной обманки. Чтобы экстрагировать их в измеримых количествах, исследователям необходимо было переработать огромные количества руды. В течение последующих четырех лет Кюри работали в примитивных и вредных для здоровья

условиях. Они занимались химическим разделением в больших чанах, установленных в дырявом, продуваемом всеми ветрами сарае. Анализы веществ им приходилось производить в крохотной, плохо оборудованной лаборатории Муниципальной школы. В этот трудный, но увлекательный период жалованья Пьера не хватало, чтобы содержать семью. Несмотря на то, что интенсивные исследования и маленький ребенок занимали почти все ее время, Мария в 1900 г. начала преподавать физику в Севре, в Эколь Нормаль Сюперьёр, учебном заведении, готовившем учителей средней школы. Овдовевший отец Пьера переехал к Кюри и помогал присматривать за Ирен.

В сентябре 1902 г. Кюри объявили о том, что им удалось выделить одну десятую грамма хлорида радия из нескольких тонн урановой смоляной обманки. Выделить полоний им не удалось, так как тот оказался продуктом распада радия. Анализируя соединение, Мария установила, что атомная масса радия равна 225. Соль радия испускала голубоватое свечение и тепло. Это фантастическое вещество привлекло внимание всего мира. Признание и награды за его открытие пришли к супругам Кюри почти сразу.

Завершив исследования, Мария наконец написала свою докторскую диссертацию. Работа называлась «Исследования радиоактивных веществ» и была представлена Сорбонне в июне 1903 г. В нее вошло огромное количество наблюдений радиоактивности, сделанных Марией и Пьером Кюри во время поиска полония и радия. По мнению комитета, присудившего Кюри научную степень, ее работа явилась величайшим вкладом, когда-либо внесенным в науку докторской диссертацией.

В декабре 1903 г. Шведская королевская академия наук присудила Нобелевскую премию по физике Беккерелю и супругам Кюри. Мария и Пьер Кюри получили половину награды «в знак признания... их совместных исследований явлений радиации, открытых профессором Анри Беккерелем». Кюри стала первой женщиной, удостоенной Нобелевской премии. И Мария, и Пьер Кюри были больны и не могли ехать в Стокгольм на церемонию вручения премии. Они получили ее летом следующего года.

Еще до того, как супруги Кюри завершили свои исследования, их работы побудили других физиков также заняться изучением радиоактивности. В 1903 г. Эрнест Резерфорд и Фредерик Содди выдвинули теорию, согласно которой радиоактивные излучения возникают при распаде атомных ядер. При распаде радиоактивные элементы претерпевают трансмутацию – превращение в другие элементы. Кюри не без колебаний приняла эту теорию, так как распад урана, тория и радия происходит настолько медленно, что в своих экспериментах ей не приходилось его наблюдать. (Правда, имелись данные о распаде полония, но поведение этого элемента Кюри считала нетипичным). Все же в 1906 г. она согласилась принять теорию Резерфорда-Содди как наиболее правдоподобное объяснение радиоактивности. Именно Кюри ввела термины распад и трансмутация.

Супруги Кюри отметили действие радия на человеческий организм (как и Анри Беккерель, они получили ожоги, прежде чем поняли опасность обращения с радиоактивными веществами) и высказали предположение, что радий может быть

использован для лечения опухолей. Терапевтическое значение радия было признано почти сразу, и цены на радиевые источники резко поднялись. Однако Кюри отказались патентовать экстракционный процесс и использовать результаты своих исследований в любых коммерческих целях. По их мнению, извлечение коммерческих выгод не соответствовало духу науки, идее свободного доступа к знанию. Несмотря на это, финансовое положение супругов Кюри улучшилось, так как Нобелевская премия и другие награды принесли им определенный достаток. В октябре 1904 г. Пьер был назначен профессором физики в Сорбонне, а месяц спустя Мария стала официально именоваться заведующей его лабораторией. В декабре у них родилась вторая дочь, Ева, которая впоследствии стала концертирующей пианисткой и биографом своей матери.

Мари черпала силы в признании ее научных достижений, любимой работе, любви и поддержке Пьера. Как она сама признавалась: «Я обрела в браке все, о чем могла мечтать в момент заключения нашего союза, и даже больше того». Но в апреле 1906 г. Пьер погиб в уличной катастрофе. Лишившись ближайшего друга и товарища по работе, Мари ушла в себя. Однако она нашла в себе силы продолжать работу. В мае, после того как Мари отказалась от пенсии, назначенной министерством общественного образования, факультетский совет Сорбонны назначил ее на кафедру физики, которую прежде возглавлял ее муж. Когда через шесть месяцев Кюри прочитала свою первую лекцию, она стала первой женщиной – преподавателем Сорбонны.

В лаборатории Кюри сосредоточила свои усилия на выделении чистого металлического радия, а не его соединений. В 1910 г. ей удалось в сотрудничестве с Андре Дебьерном получить это вещество и тем самым завершить цикл исследований, начатый 12 лет назад. Она убедительно доказала, что радий является химическим элементом. Кюри разработала метод измерения радиоактивных эманаций и приготовила для Международного бюро мер и весов первый международный эталон радия – чистый образец хлорида радия, с которым надлежало сравнивать все остальные источники.

В конце 1910 г. по настоянию многих ученых кандидатура Кюри была выдвинута на выборах в одно из наиболее престижных научных обществ – Французскую академию наук. Пьер Кюри был избран в нее лишь за год до своей смерти. За всю историю Французской академии наук ни одна женщина не была ее членом, поэтому выдвижение кандидатуры Кюри привело к жестокой схватке между сторонниками и противниками этого шага. После нескольких месяцев оскорбительной полемики в январе 1911 г. кандидатура Кюри была отвергнута на выборах большинством в один голос.

Через несколько месяцев Шведская королевская академия наук присудила Кюри Нобелевскую премию по химии «за выдающиеся заслуги в развитии химии: открытие элементов радия и полония, выделение радия и изучение природы и соединений этого замечательного элемента». Кюри стала первым дважды лауреатом Нобелевской премии. Представляя нового лауреата, Э.В. Дальгрен отметил, что «исследование радия привело в последние годы к рождению новой области науки – радиологии, уже завладевшей собственными институтами и журналами».

Незадолго до начала первой мировой войны Парижский университет и Пастеровский институт учредили Радиевый институт для исследований радиоактивности. Кюри была назначена директором отделения фундаментальных исследований и медицинского применения радиоактивности. Во время войны она обучала военных медиков применению радиологии, например, обнаружению с помощью рентгеновских лучей шрапнели в теле раненого. В прифронтовой зоне Кюри помогала создавать радиологические установки, снабжать пункты первой помощи переносными рентгеновскими аппаратами. Накопленный опыт она обобщила в монографии «Радиология и война» в 1920 г.

После войны Кюри возвратилась в Радиевый институт. В последние годы своей жизни она руководила работами студентов и активно способствовала применению радиологии в медицине. Она написала биографию Пьера Кюри, которая была опубликована в 1923 г. Периодически Кюри совершала поездки в Польшу, которая в конце войны обрела независимость. Там она консультировала польских исследователей. В 1921 г. вместе с дочерьми Кюри посетила Соединенные Штаты, чтобы принять в дар 1 грамм радия для продолжения опытов. Во время своего второго визита в США (1929) она получила пожертвование, на которое приобрела еще грамм радия для терапевтического использования в одном из варшавских госпиталей. Но вследствие многолетней работы с радием ее здоровье стало заметно ухудшаться.

Кюри скончалась 4 июля 1934 г. от лейкемии в небольшой больнице местечка Санселлемоз во французских Альпах.

Величайшим достоинством Кюри как ученого было ее несгибаемое упорство в преодолении трудностей: поставив перед собой проблему, она не успокаивалась до тех пор, пока ей не удавалось найти решение. Тихая, скромная женщина, которой досаждала ее слава, Кюри сохраняла непоколебимую верность идеалам, в которые она верила, и людям, о которых она заботилась. После смерти мужа она оставалась нежной и преданной матерью для двух своих дочерей.

Помимо двух Нобелевских премий, Кюри была удостоена медали Бертло Французской академии наук (1902), медали Дэви Лондонского королевского общества (1903) и медали Эллиота Крессона Франклиновского института (1909). Она была членом 85 научных обществ всего мира, в том числе Французской медицинской академии, получила 20 почетных степеней. С 1911 г. и до смерти Кюри принимала участие в престижных Сольвеевских конгрессах по физике, в течение 12 лет была сотрудником Международной комиссии по интеллектуальному сотрудничеству Лиги Наций.

90. Уран – Uranium, U (92)

В греческой мифологии Ураном назывался бог неба, сын и одновременно супруг богини Земли – Геи, отец титанов и циклопов – одноглазых гигантов. Имя Урана было присвоено седьмой планете солнечной системы, которую сначала принимали за комету. В 1789 г. М. Клапрот при исследовании смоляной руды обнаружил новое вещество, которое в честь открытия планеты Уран также было названо ураном. В 1842 г. французский химик М. Пелиго доказал, что при обжиге с углем окислов урана из них получается не свободный уран, а... опять один из окислов. По внешнему виду этот окисел напоминал медь и был принят

М. Клапротом за металл. Правда, осторожный Клапрот дипломатично назвал обнаруженное вещество «полуметаллом». Эта осторожность не лишила Клапрота авторства. Выделенный Пелиго в 1842 г. металл был уже действительно ураном.

История урана в человеческой практике знаменовалась периодическими спадами и подъемами интереса к этому элементу. И только в середине XX века бесповоротно и окончательно решилась судьба урана – металла новейшей истории. Без капли преувеличения сейчас можно сказать, что дальнейший технический прогресс всего человечества неразрывно связан с проблемой применения уранового источника энергии.

Пожалуй, ни один элемент никогда не привлекал столько внимания людей, как уран. И этот интерес вполне понятен, если вспомнить, что уран – неисчерпаемый источник энергии, владеть и управлять которой учится человек.

Сейчас как-то странно звучат слова, написанные в книгах всего лишь почти столетней давности. Так, в одном из самых солидных учебников химии, вышедшем в 1935 г., в разделе «Уран и его соединения» говорится: «Урановые препараты находят ограниченное применение». В другом руководстве по химии написано: «Получение чистого металла до сих пор не имеет никакого практического значения».

В чем же состояло ограниченное применение урана?

Почти до самого конца XIX в. урановые соединения представляла «урановая желть» (окись урана), сообщающая при добавке обычному стеклу желтый или оранжевый цвет в проходящем свете и зеленоватый в отраженном. Это же соединение урана использовали для разрисовки ценнейшего севрского фарфора (так называемая подглазурная живопись). Некоторые соединения урана давали возможность получать окраски от желтого до бархатно-черного цветов, неповторимой прочности и стойкости. Урановая руда ценилась в это время только за возможность получения из нее красителей для фарфорово-фаянсового производства.

На грани XX столетия ученые открыли в отбросах урановой руды радий. Удаче Марии Склодовской и Пьера Кюри в открытии радия, безусловно, способствовало то, что отбросы урановой руды были в то время весьма дешевым материалом. Супруги Кюри, хотя и с большими хлопотами, получили их для своих работ почти бесплатно. С открытием радия урановая руда стала источником этого «чудесного» элемента. Однако сам уран после отделения радия почти не использовали. Для его сбыта пытались получить урановую быстрорежущую сталь, но трудности выделения чистого урана не способствовали ее распространению. Не находя значительного применения, используясь, главным образом, в фотографии, урановые соединения в 30-х годах XX в. ценились гораздо дешевле радия.

Внезапно интерес к урану, как и цены на него, возросли, а радий, занимавший среди других элементов столь исключительное место, совершенно потерял первостепенное значение. «Виновниками» такого невероятного обмена ролями радия и урана оказались ученые. В 1940 г. они установили, что атомы урана склонны к спонтанному, самопроизвольному взрыву своего ядра и что этот взрыв идет с выделением колоссального количества тепловой энергии. Правда, такой взрыв происходит в веществе очень редко: в сотни тысяч или миллионы раз реже,

чем обычный α-распад. Однако, если бы такие «взрывы» последовательно протекали бы друг за другом, то один грамм ядер урана выделил бы такое же количество энергии, как и 18 *m* обычного взрывчатого вещества.

С помощью урана можно было создать новое оружие, которое бы обеспечило господство и власть над миром. За создание такого атомного оружия принялись нацисты в Германии и американские ученые. В тайных лабораториях, на сверхсекретных заводах начали лихорадочно ковать атомное оружие.

Уран, как и другие элементы, имеет несколько изотопов, которые в различной степени способны к делению под действием нейтронов. Оказывается, что наиболее способным к нейтронному делению ядер является изотоп урана с массовым числом 235. При распаде ядра атома изотопа урана-235 возникают осколки (атомы элементов с массовым числом меньшим, чем уран) и 2–3 нейтрона, которые, попадая в ядра соседних, еще не распавшихся атомов урана, вызывают такое же деление. Благодаря многократному повторению этих быстро протекающих процессов распад атомов лавинообразно нарастает (цепная реакция), и выделяется то огромное количество энергии, которую и принято именовать атомной, а явление – атомным взрывом. На применении цепной реакции урана или плутония и основан принцип действия атомной бомбы. Одна из первых бомб была изготовлена из урана-235. В природной смеси изотопов урана-235 всего 0,715%, т.е. на каждый килограмм природного урана приходится 7,15 г урана-235.

Поэтому для осуществления ядерной реакции необходимо было найти способы получения или разделения изотопов, или обогащения смеси их ураном-235.

Такое разделение изотопов можно было осуществить, используя шестифтористый уран с температурой кипения 55,7°С способом газовой диффузии. Этот способ основан на более быстрой способности шестифтористого урана-235 проникать через пористый фильтр в сравнении с тем же соединением, но содержащим уран-238 (обычный, не «горючий»).

Разделение изотопов урана методом термодиффузии связано с устройством многих тысяч перегородок, насосов, холодильников. Поэтому только пусковой период этого «деликатнейшего» технологического процесса составляет 80–100 дней.

Уран – мягкий, серебристо-белый металл, в два с половиной раза тяжелее железа, более чем в полтора раза тяжелее свинца. Этот химически активный элемент образует много соединений, легко реагирует со многими неметаллами, дает сплавы и соединения с ртутью, оловом, медью, свинцом, алюминием, висмутом, железом и другими металлами.

Металлический уран

Рисунок 189. U-238

Рисунок 190. Сердечник бронебойного снаряда, сделанный из обедненного урана. Уран имеет плотность примерно в три раза выше плотности стали, что делает его эффективной заменой вольфраму при пробивании брони

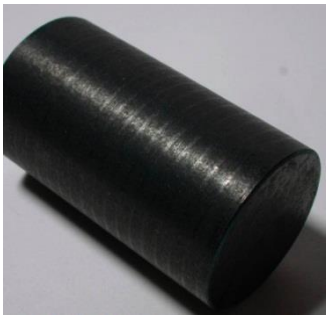


Рисунок 191. Цилиндр из обедненного урана

Можно сказать, что в настоящее время уран является одним из наиболее полно изученных элементов Периодической Системы.

Для металлического урана известно несколько кристаллических модификаций, переход которых сопровождается резкими объемными изменениями. Первый такой переход происходит при 660°С. Поэтому в атомных реакторах на урановом «горючем» нельзя допускать более высокую температуру.

Уже при 100°С вода немедленно разлагает уран с образованием окислов и гидридов, а при 700°С компактный уран загорается. Поэтому урановые стержни покрывают алюминием. Из-за большой химической активности (сродство к азоту, кислороду, углероду) получение металлического урана сопряжено с большими трудностями, тем более что уран нельзя получить электролизом или очистить возгонкой.

Читая книги, в которых отражена история изучения урана, нетрудно заметить, как быстро «понижалась» его температура плавления. В 1925 г. указывалось, что температура плавления урана выше 1850°С, в 1932 г. она уже «точно» определялась в 1850°С, в 1935 г. – в 1400°, а в 1956 г. большинство авторов единодушно утверждает, что она равна 1133°С. Такое «снижение» температуры плавления урана объясняется исключительно совершенствованием техники очистки и получения «чистого» урана. Чем чище стали получать уран, тем все ниже оказывалась его температура плавления.

Внимание этому элементу в свое время уделял Д.И. Менделеев, доказавший, что атомный вес урана равен 240, а не 120, как утверждали предшественники и современники Д.И. Менделеева.

Общее содержание урана в земной коре составляет, по данным разных авторов, от двух до четырех десятитысячных долей процента, что в переводе на язык весовых единиц равняется миллиардам тонн! Достаточно указать, что урана больше, чем ртути, кадмия, серебра...

Уран не встречается в виде мощных месторождений, но зато известно большое число минералов, содержащих уран: карнотит, отенит, уранинит,

торбернит, тюямунит (Африка, Австралия, Россия). Богатейшие залежи урановой смоляной руды находятся в Чехии. В малых количествах уран находится в углях, нефти, морской и грунтовой воде и даже в граните.

В перечне минералов не хватает многих, но об одном из них напомним еще раз – это клевеит. Тот самый знаменитый норвежский клевеит, из которого Рамзай и его ассистент Мэтьюз выделили гелий и тем установили его присутствие на Земле.

Соединения урана

Рисунок 192. Нитрат уранила $UO_2(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$

Рисунок 193. Уранинит (настуран, урановая смоляная руда, урановая смолка) – минерал урана UO_2

Рисунок 194. Стекло с добавками урана флуоресцирует зеленым светом

Известно, что растения обладают способностью избирательно поглощать различные элементы из почвы. Некоторые растения поглощают уран. С одной стороны, это «аккумуляторы», а с другой, – своеобразные сигнализаторы близких залежей урановых руд.

Все без исключения урановые минералы содержат гелий в поглощенном или, как говорят химики, адсорбированном состоянии. Это обстоятельство не могло пройти мимо исследователей. Заинтересовавшись гелием, они вскоре обнаружили в этих минералах и свинец. Причем оказалось, что сопутствует урану не просто свинец, а изотопы свинца с атомным весом 206–207. Изучение такого «сопутствия» показало, что медленный естественный радиоактивный распад урана идет через много стадий – «поколений» различных радиоактивных веществ. Только изотопы свинца-206–207 являются устойчивыми. Значит, уран – «прапрадедушка» свинца. Зная количество свинца-206–207 в тех или иных горных породах и скорость образования его из урана, можно с большой степенью точности определять «возраст» этих горных пород. Так минералы, содержащие уран, стали теми природными хронометрами, по которым физики, химики и геологи отсчитали не секунды, не минуты и не часы, а тысячелетия и миллионы лет истории Земли.

Заканчивая рассказ об уране, нам хочется еще раз подчеркнуть опасность использования урана в корыстных целях и неумелое владение энергией урана.

Атомная бомба. Первая атомная бомба была создана в США и стоила, по официальным данным, 2 миллиарда долларов. Атомная бомба была сброшена 6 августа 1945 г. на город Хиросима с самолета типа B-29 с высоты 9000 *м.* Взорвавшись в 600 метрах от поверхности земли, она вызвала огромное число жертв среди мирного населения. Так был впервые использован уран для убийства людей.

Катастрофа на Чернобыльской атомной электростанции (АЭС) – разрушение 26 апреля 1986 года четвёртого энергоблока Чернобыльской атомной электростанции, расположенной на территории Украинской ССР (ныне – Украина).

Разрушение носило взрывной характер, реактор был полностью разрушен, и в окружающую среду было выброшено большое количество радиоактивных веществ. Авария расценивается как крупнейшая в своём роде за всю историю атомной энергетики, как по предполагаемому количеству погибших и пострадавших от её последствий людей, так и по экономическому ущербу. В течение первых трёх месяцев после аварии погиб 31 человек; отдалённые последствия облучения, выявленные за последующие 15 лет, стали причиной гибели от 60 до 80 человек. 134 человека перенесли лучевую болезнь той или иной степени тяжести. Более 115 тыс. человек из 30-километровой зоны были эвакуированы. Для ликвидации последствий были мобилизованы значительные ресурсы, более 600 тыс. человек участвовали в ликвидации последствий аварии.

В отличие от бомбардировок Хиросимы и Нагасаки, взрыв напоминал очень мощную «грязную бомбу» – основным поражающим фактором стало радиоактивное заражение.

Облако, образовавшееся от горящего реактора, разнесло различные радиоактивные материалы, и прежде всего радионуклиды иода и цезия, по большей части территории Европы. Наибольшие выпадения отмечались на значительных территориях в Советском Союзе, расположенных вблизи реактора и относящихся теперь к территориям Республики Беларусь, Российской Федерации и Украины.

Чернобыльская авария стала событием большого общественно-политического значения для СССР. Всё это наложило определённый отпечаток на ход расследования её причин. Подход к интерпретации фактов и обстоятельств аварии менялся с течением времени, и полностью единого мнения нет до сих пор.

Авария на АЭС Фукусима-1 – крупная радиационная авария максимального 7-го уровня по Международной шкале ядерных событий, произошедшая 11 марта 2011 года в результате сильнейшего в истории Японии землетрясения и последовавшего за ним цунами. Землетрясение и удар цунами вывели из строя внешние средства электроснабжения и резервные дизельные генераторы, что явилось причиной неработоспособности всех систем нормального и аварийного охлаждения и привело к расплавлению активной зоны реакторов на энергоблоках 1, 2 и 3 в первые дни развития аварии. За месяц до аварии японское ведомство одобрило эксплуатацию энергоблока № 1 в течение последующих 10 лет.

В декабре 2013 года АЭС была официально закрыта. На территории станции продолжаются работы по ликвидации последствий аварии. Японские инженеры-ядерщики оценивают, что приведение объекта в стабильное, безопасное состояние может потребовать до 40 лет.

Финансовый ущерб, включая затраты на ликвидацию последствий, затраты на дезактивацию и компенсации, оценивается в 100 миллиардов долларов. Поскольку работы по устранению последствий займут годы, сумма увеличится.

Занимательные опыты

Индикаторы из растений

Вещества, способные изменять свою окраску под действием других химических веществ, называются **индикаторами**. Именно это явление наблюдалось в опыте с краснокочанной капустой (см. §6). Такой опыт можно повторить и с другими растениями. Например: цветы мальвы, бальзамина; плоды черники, клюквы, клубники; сок свеклы, черного винограда.

Небольшое количество растительного сырья поместите в пробирку, прилейте несколько миллилитров воды. Закрепите пробирку в пробиркодержателе и нагрейте до кипения. Полученный раствор охладите, разделите на две пробирки, добавьте в пробирки несколько капель растворов уксусной кислоты и соды при помощи пипетки. Что наблюдаете?

Извлечение хлорофилла из растений

Хлорофилл – химическое вещество, сложного строения, окрашивающее листву растений в зеленый цвет. Для извлечения хлорофилла воспользуйтесь листиком какого-либо комнатного растения. Измельчите лист при помощи ножа и сложите фрагменты листа в пробирку. Прилейте несколько миллилитров этилового спирта. Смесь нагревайте на слабом огне до тех пор, пока раствор не приобретет зеленый цвет. После охлаждения отфильтруйте жидкость от фрагментов листа. В спирте содержится хлорофилл.

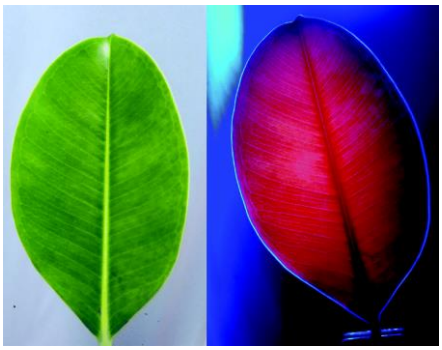


Рисунок 195. Флуоресценция хлорофилла в листе фикуса под ультрафиолетовыми лучами

Хлорофилл обладает интересным свойством – это вещество способно флуоресцировать красным светом в ультрафиолетовых лучах. Посветите на пробирку с хлорофиллом фонариком с фиолетовым лучом, вы увидите, что зеленый хлорофилл флуоресцирует красным светом. Какое это явление – физическое или химическое?

Бумажная хроматография

Особым методом разделения компонентов смеси, основанным на различной поглощаемости компонентов смеси другими веществами, является хроматография. Дома или на уроке вы можете проделать следующий эксперимент.

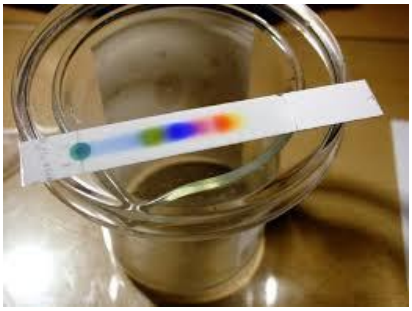


Рисунок 196. Бумажная хроматография

На полоску фильтровальной бумаги нанесите яркие точки при помощи различных фломастеров, причем каждую точку рисуйте поверх предыдущей, чтобы получилась смесь различных красителей. Закрепите бумажную полоску так, чтобы только ее конец касался воды. Жидкость впитывается бумагой и постепенно поднимается вверх по полоске. Что наблюдаете при выполнении такого эксперимента? Сделайте выводы.

Выращивание кристаллов

Рисунок 197. Кристаллы медного купороса на каркасе из проволоки

Выращивание кристаллов занятие крайне увлекательное. Этот эксперимент вы можете поставить как под наблюдением родителей, так и в школе, с согласия учителя.

Для этого в большой стакан на 0,5 л насыпьте около 250 г медного купороса и добавьте 150–200 мл воды. Стакан нагрейте на плите до тех пор, пока температура раствора не достигнет 70–80°С. При нагревании смесь часто перемешивайте стеклянной палочкой, чтобы ускорить растворение кристаллов вещества. После нагревания получился темно-синий раствор с остатками нерастворившейся соли на дне стакана.

Из медной проволоки изготовьте каркас любой фигурки, цветы, животные и т.д. Обмотайте каркас нитками (лучше взять вязальные нитки). Дело в том, что во время кристаллизации кристаллы образуются на любых поверхностях, но если каркас не обмотать, кристаллы на поверхности проволоки быстро осыплются, при использовании нитей такого не произойдет. Готовый каркас вешаем на тоненькую нить и погружаем в горячий раствор. Стакан стоит оставить часов на 5–7, а лучше на ночь. Извлеките каркас из раствора – теперь он полностью оброс красивыми синими кристаллами.

Подобным способом можно вырастить и кристаллы другого цвета. Например, для кристаллов красного цвета понадобиться дихромат калия. Он может быть в школьной лаборатории.

Окраска пламени

Рисунок 198. Окраска пламени соединениями бора

Соединения многих металлов способны окрашивать пламя в различный цвет. Это свойство часто используется при изготовлении пиротехники, в частности – фейерверков.

Под наблюдением учителя вы можете проделать следующий эксперимент. Небольшие количества солей, содержащих натрий, калий, литий, кальций, барий, медь, насыпьте в фарфоровые тигли или фарфоровые чашки. Также можно воспользоваться металлическими пробками от бутылок. К каждой из солей прибавьте небольшое количество этилового спирта. Подожгите смеси. Каждая смесь, в зависимости от присутствующего в ней металла, будет окрашивать пламя в различные цвета.

Опытным путем выясните, в какой цвет окрашивается пламя соединениями различных металлов. Для опыта так же можно использовать и соединения неметаллов, например борную кислоту, хлорид аммония.

«Огненная змея»

Рисунок 199. Разложение глюконата кальция

Химическое вещество под названием «глюконат кальция» при нагревании разлагается. Реакция разложения этого вещества протекает своеобразно. Продукты реакции – углекислый газ, оксид кальция и уголь. Выделяющийся углекислый газ увлекает за собой мелкие твердые частички оксида кальция и угля. Визуально это напоминает змею, выползающую из пламени.

Таблетки глюконата кальция можно купить в аптеке. Одну такую таблетку положите поверх гранулы сухого горючего. Соблюдайте правила обращения с открытым пламенем! Подожгите сухое горючее. Запишите свои наблюдения.

«Огненная пена»

Рисунок 200. Горение «водородной пены»

Вам известно, что водород – горючий газ. Основываясь на этом свойстве, можно поставить интересный и эффектный опыт.

Под руководством учителя соберите прибор для получения газов, поместив в него гранулы цинка или алюминия. Прилейте раствор серной или соляной кислоты. Для увеличения скорости выделения водорода реакционную смесь можно немного подогреть при помощи спиртовки.

Заранее приготовьте в кристаллизаторе смесь воды и шампуня, хорошо перемешайте до образования устойчивой пены.

Направьте газоотводную трубку, по которой выделяется водород, в пену. Постепенно пена наполнится водородом. При поднесении горящей лучины к пене, водород ярко вспыхивает и сгорает. Вы можете удивить своих одноклассников тем, что пену с водородом можно зачерпнуть на ладонь. Учитель подожжет водород в пузырях прямо у вас на ладони. Ожога не произойдет, ведь ваша рука будет смочена водой, а водород сгорит за доли секунды.

Горение металлов в воздухе

Рисунок 201. Горение железа

Крайне увлекательно выглядит горение некоторых металлов в кислороде. Для опыта будут необходимы порошки металлов, таких как железо, цинк, алюминий. Наверняка они найдутся в школьной лаборатории. Постановка опыта крайне простая. Насыпьте в ложечку для сжигания веществ небольшое количество порошка металла и высыпайте на пламя.

Железо горит с образованием ярко-желтых искр. Порошки цинка и алюминия сгорают ярким белым пламенем с синеватым оттенком. Горение порошков металлов применяют в пиротехнике.

Какие вещества образуются при реакции металлов с кислородом? Составьте уравнения реакций.

Состав воздуха

Простой опыт, цель которого, показать, что кислорода в воздухе содержится 1/5 часть.

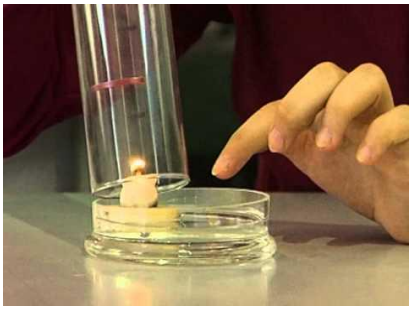


Рисунок 202. Изучение состава воздуха

Для опыта необходимы кристаллизатор, стеклянный цилиндр, свеча. Сначала свечу закрепляют на поверхности, которая не тонет в воде. Например, на небольшом кусочке пенопласта. Подожгите свечу и при помощи капающего воска прикрепите свечу к пенопласту. Свеча должна быть около 5 см в длину.

Осторожно опускают свечу на поверхность воды в кристаллизаторе и поджигают. Далее накрывают свечу цилиндром. На поверхности цилиндра, предварительно нужно нанести пять черных меток, разделяют цилиндр на равные части. Когда весь кислород в цилиндре сгорит, вода займет ровно 1/5 объема цилиндра. Свеча поднимется на этот уровень в цилиндре. Для большей наглядности воду можно немного подкрасить.

«Искусственный пожар»

Углекислый газ не поддерживает горения. На этом свойстве основано применение углекислотных огнетушителей.

Углекислый газ получите действием любой кислоты (серной, соляной, уксусной) на кусочки мрамора или мела. Для хорошего тока газа лучше проводить реакцию в аппарате Киппа, но также можно воспользоваться и прибором для получения газа (прибор собирают так же, как и при получении водорода). Заполните одну колбу чистым кислородом, полученным, например, путем разложения пероксида водорода (вспомните, как это сделать), другую оставьте с воздухом, в третью соберите углекислый газ. В каждую колбу погрузите горящую лучину. Как горит лучина в каждой из колб?

На столе можно устроить импровизированный пожар. В фарфоровой чашке подожгите кусок ваты, смоченный спиртом. Направьте не пламя газоотводную трубку, по которой выделяется углекислый газ. Пламя гаснет.

Также, можно собрать углекислый газ в большой стакан и вылить на пламя сверху, пламя так же погаснет.

Попробуйте перелить углекислый газ из стакана в стакан. Какое свойство углекислого газа подтверждает этот опыт?

Ответы

§10.

10.6. 2; 3,5; 6,5; 2. **10.7.** 7; 16. **10.8.** $38{,}2\cdot10^{-24}$ г; $45{,}5\cdot10^{-24}$ г; $197{,}3\cdot10^{-24}$ г; $179{,}5\cdot10^{-24}$ г. **10.9.** Больше атомов железа, в 1,4 раза. **10.10.** Больше атомов фосфора, в 1,76 раз.

§15.

15.4. 30; 34; 44; 48; 28; 63; 36,5. **15.5.** 342; 178; 123; 284; 145; 145; 62; 187; **15.6.** 120; 164; 601; 342; 228; 97; 120; 258; 198; 278; 482. **15.11.** 18. **15.13.** 40%, 60%; 11,1%, 88,9%; 30%, 70%; 40%,12%,48%; 16,2%,22,5%,61,3%; 33,9%, 14,8%, 51,3%; 22,1; 25,4%, 52,5%; 40%, 15,6%, 44,4%; 45,7%, 20%, 34,3%; 29,2%, 8,3%, 12,5%, 50%. **15.14.** 400 г. **15.15.** 12,5%. **15.16.** 33,3%.

§16.

16.6. 44 г. **16.7.** 24 г. **16.8.** 64 г.

§18.

18.10. 2,4 г. **18.11.** 88,9%, 53,3%, 30%. **18.15.** 1,3 г. **18.16.** 2 г. **18.17.** 59 мин.

§19.

19.10. 38,4 г; 29,4 л. **19.11.** 14,8 г. **19.14.** 3,2 г.

§22.

22.15. 2 атома. **22.17**. 69,9%, 30,1%; 88,9%, 11,1%; 27,3%,72,7%; 58,9%, 47,1%. **22.18**. 4 г. **22.20**. 18 г. **22.21**. 360,8 т. **22.22**. 4 г. **22.23**. 35,1%. **22.24**. 1:2,75.

§23.

23.12. 1:7,8. **23.13**. ≈1:1. **23.15**. 5,2%. **23.17**. 18 г.

§26.

26.15. 1 г.

§27.

27.1. 2 моль. **27.2**. 0,5 моль. **27.3**. $36{,}12\cdot10^{23}$; $72{,}24\cdot10^{23}$; $36{,}12\cdot10^{23}$; **27.4**. $18{,}06\cdot10^{23}$. **27.5**. $30{,}10\cdot10^{23}$; $12{,}04\cdot10^{23}$; $24{,}08\cdot10^{23}$; $6{,}02\cdot10^{24}$. **27.6**. $1{,}5\cdot10^{23}$; $4{,}5\cdot10^{23}$; $7{,}5\cdot10^{23}$. **27.7**. 2 моль; 0,5 моль; 4 моль. **27.8**. $12{,}04\cdot10^{23}$; $3{,}01\cdot10^{24}$. **27.9**. 10 моль, 3 моль, 0,2 моль, 4 моль.

§28.

28.1. $5{,}5\cdot10^{-5}$ моль, 0,055 моль, 55,55 моль. **28.2.** 0,14 моль. **28.3**. 8,8 г. **28.4**. $1{,}5\cdot10^{22}$. **28.5**. $3\cdot10^{22}$; $4{,}5\cdot10^{22}$. **28.6**. 69 г. **28.7**. 10^{22}. **28.9**. 16,9 моль. **28.10**. 5,6 г. **28.11**. 2 моль, 0,2 моль, 0,1 моль 0,1 моль. **28.12**. 112 г, 112 г, 7,1 г, 490 г. **28.17**. 18 г/моль. **28.19**. 54 г. **28.22**. Кислорода. **28.23**. В 1 г углерода, в 10 г кислорода, в 16 г метана. **28.25**. 80 г, 46 г, 112 г. **28.26**. 1 г, 0,061 г, $1{,}25\cdot10^{-10}$ г. **28.27**. Нет. **28.28**. Да. **28.29.** Да. **28.30**. 320 г.

§29.

29.1. 4,48 л, 5,6 л, 5,04 л. **29.2**. 2240 $м^3$. **29.3**. $336\cdot10^{12}$ л, $336\cdot10^{9}$ $м^3$. **29.4**. $2\cdot10^{22}$. **29.5**. 0,0036 г. **29.6**. в 659 раз. **29.7**. $24{,}08\cdot10^{23}$. **29.8**. 96,7 л. **29.11**. 285,7 г. **29.12**. $19{,}9\cdot10^{23}$. **29.13**. 72,5 г. **29.14**. 14 л. **29.15**. 44 г/моль. **29.16**. 44 г/моль.

§30.

30.1. 0,45, 1,1, 8, 16. **30.2**. 58 г/моль, **30.3**. 2 г/моль. **30.11**. 81 г/моль, 40,5, 2,8. **30.15**. 64 г/моль, 16 г/моль. **30.17**. 28 г/моль. **30.18**. 2,05 г/л, 1,59. **30.19**. ≈4 г.

Приложение

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА НЕКОТОРЫХ ВЕЩЕСТВ

Название вещества	*Химическая формула*	*Плотность, г/мл*	*Температура плавления, °C*	*Температура кипения, °C*	*Растворимость в воде*
ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА					
Кислород	O_2	0,00143	–219	–183	Малорастворим
Водород	H_2	0,00009	–259	–253	Малорастворим
Азот	N_2	0,00125	–210	–196	Малорастворим
Алмаз	C	3,52	≈4000	–	Не растворим
Графит	C	2,27	≈4000	–	Не растворим
Йод	I_2	4,94	114	186	Малорастворим
Бром	Br_2	3,1	–7,25	58,6	Малорастворим
Сера	S	2,07	113	445	Не растворима
Фосфор	P_4	1,82	44	280	Не растворим
Литий	Li	0,5	181	1340	Не растворим
Магний	Mg	1,7	650	1090	Не растворим
Железо	Fe	7,87	1539	2870	Не растворимо
Алюминий	Al	2,70	660	2500	Не растворим
Медь	Cu	8,96	1083	2543	Не растворима
Олово	Sn	7,29	232	2620	Не растворимо
Свинец	Pb	11,3	327	1745	Не растворим
Цинк	Zn	7,13	420	906	Не растворим
Золото	Au	19,3	1063	2880	Не растворимо
Серебро	Ag	10,5	961	2167	Не растворимо
Ртуть	Hg	13,5	–39	357	Не растворима
СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА					
Поваренная соль	NaCl	2,17	801	1465	Хорошая
Сахар	$C_{12}H_{22}O_{11}$	1,59	185	Разлагается	Хорошая
Вода	H_2O	1	0	100	–
Кварц	SiO_2	2,65	1610	2950	Не растворим
Сода	Na_2CO_3	2,53	852	Разлагается	Хорошая
Пищевая сода	$NaHCO_3$	2,16	Разлагается	Разлагается	Хорошая
Этиловый спирт	C_2H_6O	0,78	–114	78	Хорошая
Уксусная кислота	$C_2H_4O_2$	1,05	17	118	Хорошая
Серная кислота	H_2SO_4	1,98	10	337	Хорошая
Соляная кислота	HCl	1,19	–30	48	Хорошая
Мел	$CaCO_3$	2,71	Разлагается	Разлагается	Не растворим

Медный купорос	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	2,28	Разлагается	Разлагается	Хорошая
Метан	CH_4	0,7	–182	–162	Не растворим
Углекислый газ	CO_2	1,96	–78,5	–56,6	Малорастворим
Сернистый газ	SO_2	2,86	–72	–10	Хорошая
Аммиак	NH_3	0,76	–78	–33	Хорошая
Пероксид водорода	H_2O_2	1,46	–0,9	151	Хорошая
Перманганат калия	$KMnO_4$	2,7	Разлагается	Разлагается	Хорошая
Хлорат калия	$KClO_3$	2,34	356	Разлагается	Хорошая
Нитрат калия	KNO_3	2,11	334	Разлагается	Хорошая
Оксид ртути (II)	HgO	11,14	Разлагается	Разлагается	Не растворим

Список литературы для дополнительного изучения

1. Александрова М., Леенсон И., Мирнова С. Химия. Иллюстрированная энциклопедия школьника. – Аванта+ Москва, 2006. – 96 с.

2. Аликберова Л.Ю. Полезная химия: задачи и истории./Л.Ю. Аликберова, Н.С. Рукк – 3-е издание, стереотипное. – М.: Дрофа, 2008. – 187, [1] с. – (Познавательно! Занимательно!).

3. Гольдфарб Я.Л. Химия. Задачник 8-11 кл.: учеб. пособие для общеобразоват. учреждений/Я.Л.Гольдфарб, Ю.В.Ходаков, Ю.Б.Додонов. – 5-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2005. – 271, [1] с.: ил. – (Задачники «Дрофы»).

4. Гроссе Э., Вейсмантель Х. Химия для любознательных. – Л.: Химия, 1987. – 382 с.

5. Леенсон И. Путеводитель по химическим элементам. Из чего состоит Вселенная? – М.: АСТ, 2014. – 167 с.

6. Леенсон И.А. Как и почему происходят химические реакции. Элементы химической термодинамики и кинетики. – Долгопрудный: Издательский Дом «Интеллект», 2010. – 224 с.

7. Леенсон И.А. Удивительная химия. – М.: Изд-во НЦ ЭНАС, 2006. – 176 с.

8. Леенсон И. Превращения вещества. – Олма Медиа Групп Москва, 2013. – 304 с.

9. Леенсон И.А. Большая энциклопедия химических элементов. Периодическая таблица Менделеева. – АСТ Москва, 2015. – 168 с.

10. Леенсон И.А. Занимательная химия. – М.: РОСМЭН, 2000. – 103 с.: ил. – (Школьнику для развития интеллекта).

11. Леенсон И.А. Занимательная химия: 8–11 кл. – М.: Дрофа, 1996. – (Хочу все знать). Ч. 1. – 175 с.: ил., Ч. 2. – 223 с.: ил.

12. Олимпиады по химии: Сборник задач/И.И. Кочерга и др. – Харьков: Ранок, 2002. – 400 с.

13. Олімпіади з хімії. Задачі районних олімпіад: навч.-метод. посіб /Г.В. Беліменко, В.М. Калантаєвська, С.В. Сікорська, Н.К. Юн. – Х.: ВГ «Основа», 2015. – 174, [2] с.

14. Популярная библиотека химических элементов. В 2-х кн. – М.: Наука, 1983.

15. Раков Э.Г. Вещества и люди: заметки и очерки о химии. – М.: ИКЦ Академкнига, 2003. – 318 с: ил.

16. Слета Л.А. 2002 задачи по химии /Л.А. Слета, Ю.В. Холин. – Х.: Фолио, 2003. – 685 с.

17. Степин Б.Д. Занимательные задания и эффектные опыты по химии/Б.Д. Степин, Л.Ю. Аликберова. – М., 2002. – 432 с.: ил. – (Познавательно! Занимательно!).

18. Степин Б.Д. Книга по химии для домашнего чтения/Б.Д. Степин, Л.Ю. Аликберова. – Москва: Химия, 1994 . – 398, 1 с. – (Научно-популярная библиотека школьника)

19. Химия. Школьная энциклопедия. Главный редактор Ю.А.Золотов /С.С. Бердоносов, И.А. Леенсон, Г.В. Лисичкин, и. др. – Дрофа. Большая Российская энциклопедия Москва, 2003. – 872 с. Энциклопедия выпущена в серии «Золотой фонд»

20. Шульпин Г.Б. Эта увлекательная химия. 3 изд. – М.: Книжный дом «Либроком», 2011. 184 с. Сери: «Науку – всем! Шедевры научно-популярной литературы»

21. Энциклопедия для детей. Том 17. Химия/Глав. ред. В.А. Володин. – М.: Аванта+, 2000. – 929 с.

22. Я познаю мир: детская энциклопедия. Химия./Авт.-сост. Л.А.Савина. – М.: АСТ, 1996. – 448 с.

Алфавитный указатель

Абсолютная атомная масса 64
Авогадро Амадео 123
Азот 123
Аллотропия 120, 122
Алхимия 11
Алюминий 152
Аморфные вещества 31
Анионы 72
Аппарат Киппа 162
Атомная единица массы 64
Атомно-молекулярное учение 72
Атомы 51, 71
Бертолле Клод Луи 90
Бертолетова соль 128
Берцелиус Йёнс Якоб 52,57
Бинарные соединения 95
Бойль Роберт 13, 66, 106
Брандт Хениг 12
Валентность 93
Вёлер Фридрих 151
Вещество 5
Водород 156, 160
Выпаривание 43
Гелий 75
Гидриды 171
Горение 139
Гремучий газ 170
Группы элементов 54
Дальтон Джон 13, 91
Декантация 42
Дьюара сосуд 119
Железная окалина 138
Железо 67
Закон Авогадро 193
Закон постоянства состава 88
Закон сохранения массы 106
Заряд ядра 70
Золото 84
Изотопы 71
Индекс 87
Ион 71
Кавендиш Генри 159, 162
Каломель 182
Катализатор 128
Катионы 72
Качественный состав 87
Кислород 118
Кислота 162
Количественный состав 87
Количество вещества 179
Кремний 199
Кристаллическая решетка 80
Кристаллы 31
Коэффициент 87
Лавуазье Антуан Лоран 13, 108, 126
Летучие водородные соединения 171
Либих Юстус Фон 197
Ломоносов Михаил Васильевич 10, 106
Магний 111
Массовая доля 101
Медь 166
Международный союз теоретической и прикладной химии 65
Международная система СИ 66
Менделеев Дмитрий Иванович 13, 58
Металлы 78
Молекула 72
Моль 179
Молярная масса 187
Молярный объем 193
Натрий 141
Нейтрон 70
Неметаллы 78
Неоднородная смесь 41
Номер CAS 84
Нормальные условия 193
Нуклиды 71
Нуклоны 71
Однородная смесь 41
Озон 119, 140

Окисление 139
Оксиды 126, 147
Относительная атомная масса 64
Относительная молекулярная масса 101
Относительная плотность газов 204
Относительная формульная масса 101
Парацельс 16
Перегонка 43
Периоды элементов 53
Пероксид водорода 128
Перманганат калия 127
Плазма 34
Плотность 204
Поташ 182
Пристли Джозеф 105, 131
Продукты 32
Простые вещества 77
Протон 70
Пруст Жозеф Луи 92
Реагенты 32
Реакция замещения 171
Реакция разложения 129
Реакция соединения 138
Ртуть 124
Свинец 191
Сера 98
Складовская-Кюри Мария 208
Сложные вещества 79
Стехиометрия 116
Сулема 182
Суспензия 42
Схема химической реакции 113
Углерод 61
Уран 212
Физические явления 30
Физическое тело 5
Фильтрование 42
Фламель Николас 12
Флогистон 15
Формульная единица 88
Фосфор 117
Химическая реакция 32
Химическая формула 87
Химический элемент 52
Химическое уравнение 114
Химическое явление 32
Химия 5
Шееле Карл Вильгельм 133
Электрон 70
Эмульсия 42
Ядро 70

Содержание

§1. Предмет химии. Вещества 5
§2. Из истории химии 11
§3. Кабинет химии 17
§4. Практическая работа 1. Правила безопасного поведения и работы в школьном кабинете химии. Приемы обращения с лабораторным оборудованием и химической посудой. Строение пламени 27
§5. Вещества и их свойства. Физические и химические явления 31
§6. Практическая работа 2. Изучение физических и химических явлений 40
§7. Чистые вещества и смеси 45
§8. Практическая работа 3. Очистка загрязненной поваренной соли 53
§9. Химические элементы 56
§10. Относительная атомная масса элемента 71
§11. Атомы, ионы, молекулы 78
§12. Простые и сложные вещества 86
§13. Химические формулы веществ 97
§14. Валентность 105
§15. Расчеты по химическим формулам 114
§16. Закон сохранения массы 120
§17. Химические уравнения 128
§18. Кислород 134
§19. Получение кислорода 143
§20. Химические свойства кислорода 156
§21. Практическая работа 4. Получение кислорода и изучение его свойств 163
§22. Оксиды 167
§23. Водород 178
§24. Получение водорода 185
§25. Химические свойства водорода 195
§26. Практическая работа 5. Реакция водорода с оксидом меди (II) 200
§27. Количество вещества 205
§28. Молярная масса 214
§29. Молярный объем газов 221
§30. Плотность и относительная плотность газов 234
Занимательные опыты 249
Ответы 253
Приложение 254
Список литературы для дополнительного изучения 255
Алфавитный указатель 257