

ХИМИЯ

7





Azərbaycan Respublikasının Dövlət Himni

*Musiqisi Üzeyir Hacıbəylinin,
sözləri Əhməd Cavadındır.*

Azərbaycan! Azərbaycan!
Ey qəhrəman övladın şanlı Vətəni!
Səndən ötrü can verməyə cümlə hazırız!
Səndən ötrü qan tökməyə cümlə qadiriz!
Üçrəngli bayrağınla məsud yaşa!
Minlərlə can qurban oldu!
Sinən hər bə meydan oldu!
Hüququndan keçən əsgər,
Hərə bir qəhrəman oldu!

Sən olasan gülüstan,
Sənə hər an can qurban!
Sənə min bir məhəbbət
Sinəmdə tutmuş məkan!

Namusunu hifz etməyə,
Bayrağını yüksəltməyə
Cümlə gənclər müştəqdir!
Şanlı Vətən! Şanlı Vətən!
Azərbaycan! Azərbaycan!



ГЕЙДАР АЛИЕВ
ОБЩЕНАЦИОНАЛЬНЫЙ ЛИДЕР
АЗЕРБАЙДЖАНСКОГО НАРОДА

МУТАЛЛИМ АББАСОВ, ВАГИФ АББАСОВ,
ВЕЛИ АЛИЕВ, ГЮНАЙ ГУЛИЕВА, НАСИМ АБЫШОВ

ХИМИЯ 7

УЧЕБНИК

по предмету Химия

для 7-го класса общеобразовательных школ

Замечания и предложения, связанные
с этим изданием, просим отправлять на
электронные адреса:
aspoligraf.ltd@gmail.com и derslik@edu.gov.az
Заранее благодарим за сотрудничество!



БАКУ–2018

СОДЕРЖАНИЕ

Что изучает химия?	5	2.2. Химическое уравнение. Закон сохранения массы веществ	50
1. ПЕРВИЧНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ		2.3. Типы химических реакций	52
1.1. Вещество и тело. Свойства веществ	13	2.4. Тепловой эффект химических реакций	55
1.2. Чистые вещества и смеси	16	2.5. Горение. Рациональное сжигание топлива	57
1.3. Состав и строение веществ. Атом и молекула	20	2.6. Вычисления по химическим уравнениям	58
1.4. Состав атома	23	3. ВОДОРОД. КИСЛОРОД	
1.5. Химический элемент. Изотопы	26	3.1. Распространение водорода в природе и его получение	63
1.6. Простые и сложные вещества. Аллотропия	29	3.2. Свойства и применение водорода	67
1.7. Валентность. Составление формул по валентности	31	3.3. Распространение кислорода в природе и его получение	70
1.8. Химическая формула. Закон постоянства состава веществ	34	3.4. Свойства и применение кислорода	73
1.9. Относительная атомная и относительная молекулярная масса	37	3.5. Озон	77
1.10. Количество вещества. Молярная масса	40	4. ВОДА. РАСТВОРЫ	
1.11. Закон Авогадро. Молярный объём газов	42	4.1. Вода, распространение в природе и свойства	81
2. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ. ХИМИЧЕСКИЕ УРАВНЕНИЯ		4.2. Растворы	85
2.1. Физические и химические явления. Признаки химических реакций	47	4.3. Качественные особенности состава раствора. Коэффициент растворимости	88
		4.4. Методы выражения концентрации растворов	90
		Словарь терминов	94
		Ответы по вопросам и заданиям	95

УСЛОВНЫЕ ОБОЗНАЧЕНИЯ, ИСПОЛЬЗОВАННЫЕ В УЧЕБНИКЕ



Вопросы и задания



Деятельность



Опыт



Ящик знаний



Дополнительная информация

Что изучает химия?

В целях улучшения и облегчения своих жизненных условий люди постоянно осуществляют сложные превращения, химические процессы, получая таким путём из существующих в природе веществ новые вещества (пластмассы, синтетические каучуки и волокна, лекарственные препараты и др.) (рис. 1).

Изучением и реализацией этих процессов занимается наука химия.

Химия – это наука о веществах, их составе, строении, методах получения, свойствах, превращениях друг в друга и явлениях, сопровождающих эти превращения.

Вещества в природе не остаются в неизменном виде, они постоянно превращаются друг в друга, переходя из одного состояния в другое. Например, в классной комнате с закрытыми дверью и окнами к концу урока в воздухе кислород уменьшается, а количество углекислого газа – увеличивается. Вот почему во время перемены классную комнату следует проветрить. Зелёные растения, поглощая в процессе роста из воздуха углекислый газ, а из почвы – воду и минеральные вещества, вырабатывают из них для себя необходимые органические вещества и обогащают воздух кислородом. Вещества, образовавшиеся в результате разложения остатков растений и животных, делают почву плодородной.

Химия тесно связана с другими науками (биология, физика, математика, медицина, астрономия, география, познание мира, изобразительное искусство и др.) (схема 1).



Рис 1.



Схема 1

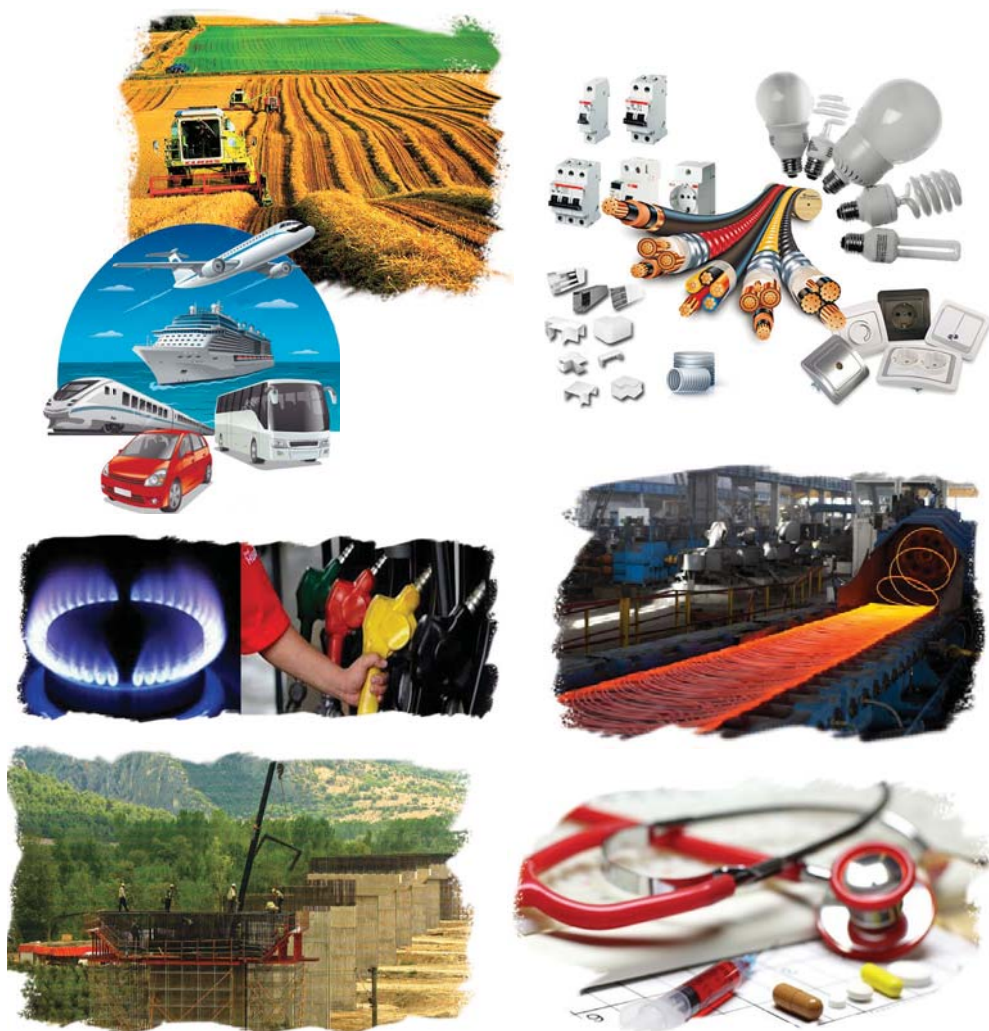
Так, например, строение веществ и их свойства химия изучает совместно с физикой, процессы, протекающие в живых организмах, – с биологией, строение Земли и явления, происходящие в её нижних слоях, – с географией.

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

Химия – это наука, обладающая чрезвычайно широкими областями применения (схема 2).

Схема 2

ОБЛАСТИ ПРИМЕНЕНИЯ ХИМИИ



Знакомство с химической лабораторией

Устройство лабораторного штатива. Устройство железного штатива, используемого в лаборатории, показано на рис. 2. Данный штатив применяется для закрепления приборов, используемых с целью проведения различных химических опытов. Например, при закреплении в штативе пробирки (колбы), она должна быть зажата так, чтобы не выпадала и не лопнула, и в то же время ее можно было передвигать. При сильном сжатии она может лопнуть. Пробирку (колбу) следует закреплять на штативе не на середине, а ближе к отверстию, чтобы легче было ее нагревать.

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

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

Строение пламени. Если внимательно взглянуть в пламя, образующееся при горении веществ, в составе которых содержится углерод, то можно увидеть, что оно состоит из трех частей (рис. 3). В его нижней части (3) происходит смешивание газа с воздухом. Если быстро поднести головку спички в эту часть пламени и подержать там некоторое время, то спичка загорается не сразу. Значит, в данной части пламени температура невысокая. Если в нижнюю часть пламени внести стеклянную трубочку и приблизить к ее отверстию зажженную спичку, то появится пламя. Это свидетельствует о том, что в нижней части пламени имеются несгоревшие газы.

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

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

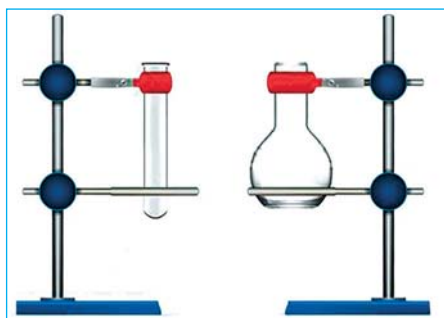


Рис. 2. Лабораторный штатив

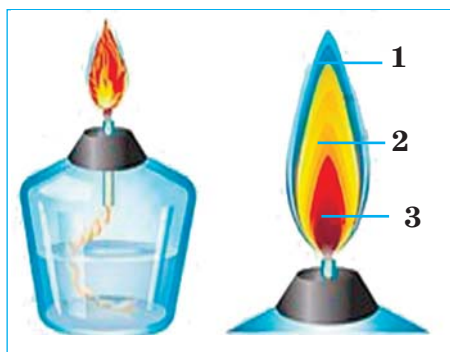


Рис. 3. Строение пламени

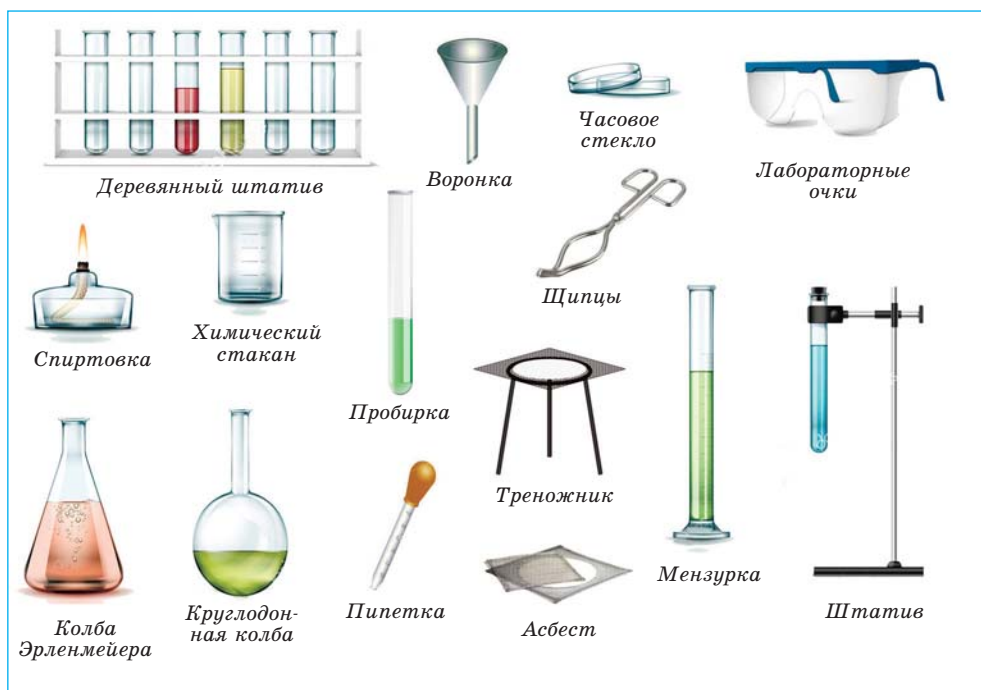


Рис. 4. Лабораторное оборудование

Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории

При работе в химической лаборатории с веществами следует строго придерживаться следующих правил техники безопасности.



Рис 5.

- Нельзя брать вещества руками, пробовать их на вкус, нюхать с близкого расстояния.
- Для определения запаха веществ следует лёгким движением руки направить выделяющиеся от них газ или пар в сторону носа (*рис. 5*).
- Брать необходимый реактив следует после изучения этикетки. После их использования надо закрыть их плотно, не спутав пробки, и поставить на место.
- При проведении опыта всегда надо пользоваться чистыми лабораторными сосудами.
- Во время опыта следует использовать вещества по возможности в малых дозах.
- Остатки веществ после проведённого опыта не следует вновь вливать обратно в сосуд с чистым веществом.

- Опыты с летучими, ядовитыми, огнеопасными веществами с плохим запахом обязательно следует проводить в вытяжном шкафу.
- Если кислота пролилась на руку, её надо немедленно промыть большим количеством воды (лучше горячей водой) и раствором 2%-ной соды, после этого смазать вазелином и перевязать бинтом. Если в глаз попала кислота, его надо промыть 2%-ным чистым раствором соды и высушить полотенцем, для устранения боли следует закапать в глаз 1–2 капли касторового масла.
- Если под действием щелочи на коже появится ожог, то это место следует тщательно промыть вначале горячей водой, затем 2%-ным уксусом или раствором борной кислоты, намазать борным вазелином или 5%-ным раствором перманганата калия и перевязать бинтом. При попадании щёлочи в глаз вначале следует промыть глаза 1%-ным раствором борной кислоты, а затем закапать 1–2 капли касторового масла.
- При ожоге кожи (рук, лица) фосфором, место от ожога следует промыть 1%-ным раствором медного купороса.
- При отравлении газом пострадавшего следует вывести на свежий воздух и дать понюхать ему раствор аммиака.
- При отравлении различными веществами необходимо использовать следующие обезвреживающие вещества: при отравлении кислотами – оксид магния, известковую воду, смесь муки с водой (болтушка); при отравлении щелочами – 1%-ный уксус или раствор лимонной кислоты; в случае неопознания отравляющего вещества – в качестве универсального обезвреживающего вещества следует принять смесь из 2-х частей активированного угля и 1-ой части оксида магния.

При работе с газовой горелкой, спиртовкой, электронагревателем соблюдайте следующие правила:

- Для того, чтобы зажечь газовую горелку, горящую спичку следует поднести к отверстию горелки и осторожно открывать газовый кран (рис. 6).
- Если во время работы пламя горелки проскакивает, немедленно закройте газовый кран. После того как горелка остынет, закройте регулятор подачи воздуха и вновь зажгите горелку.
- Если пламя горелки желтого цвета, это значит, что в горелку не поступает достаточно воздуха. В таком случае, следует открыть регулятор подачи воздуха, чтобы пламя стало ярким (рис. 7).
- После завершения работы следует проверить, закрыт ли газовый кран.

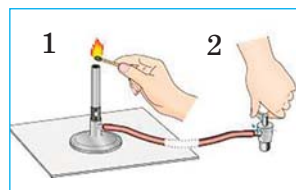


Рис. 6.



Рис. 7.

- Если в помещении чувствуется запах газа, категорически запрещается зажигать спички.
- При работе со спиртовкой ее не следует зажигать от другой спиртовки, т.к. спирт может пролиться и вызвать пожар (рис. 8, а).
- Для того, чтобы погасить пламя спиртовки, ее следует закрыть колпачком (рис. 8, б).

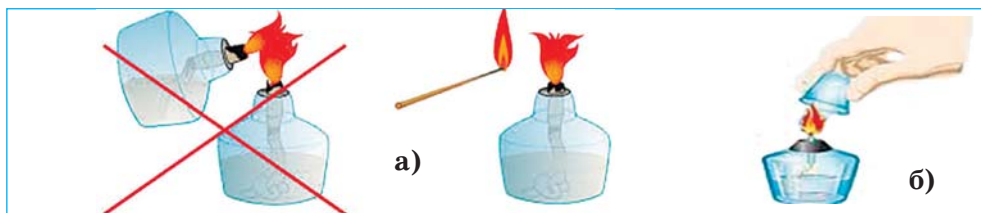


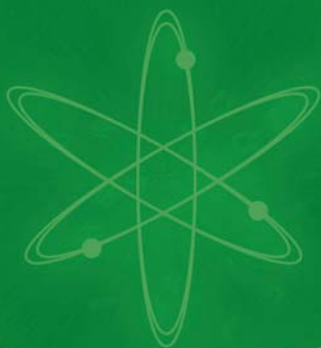
Рис. 8.

- Прежде чем подключить электронагреватель к сети, следует проверить, не повреждена ли изоляция электрического провода нагревателя.
- После окончания работы обязательно отключите электронагреватель от сети.
- При повреждениях электричеством: следует разъединить контакт сухим деревом или резиновыми перчатками; пострадавшему необходимо производить в течение определённого времени искусственное дыхание, дать кислород; укрыть пострадавшего и со всех сторон поставить нагреватели.



1 ПЕРВИЧНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ





- 1.1. Вещество и тело. Свойства веществ*
- 1.2. Чистые вещества и смеси*
- 1.3. Состав и строение веществ. Атом и молекула*
- 1.4. Состав атома*
- 1.5. Химический элемент. Изотопы*
- 1.6. Простые и сложные вещества. Аллотропия*
- 1.7. Валентность. Составление формул по валентности*
- 1.8. Химическая формула. Закон постоянства состава веществ*
- 1.9. Относительная атомная и относительная молекулярная масса*
- 1.10. Количество вещества. Молярная масса*
- 1.11. Закон Авогадро. Молярный объём газов*



1.1. Вещество и тело. Свойства веществ

Из курса физики вам известно, что весь видимый глазом живой и неживой мир называется «физическим телом» или просто «телом». Например, дерево, тетрадь, ручка, стакан, полка, стол, стул, телефон и т.д. Все видимые нами предметы, оборудование, тела состоят из веществ.

Вещество – один из видов материи. Материя – это объективная (т.е. существующая) действительность, воздействующая на наши органы чувств, вызывая, таким образом, какие-либо ощущения.

*То, из чего состоят физические тела, называется веществом. То есть, выражаясь иными словами, **вещество** – это вид материи, обладающей относительной массой покоя.*

В чём разница между этими телами на рисунке? Перечислите соответствующие вещества, из которых состоят тела. Чем отличаются друг от друга понятия «вещество» и «тело»? Как можно отличить друг от друга вещества?



Тело – это состояние вещества, обладающего определённой формой. Одни и те же тела могут состоять из различных веществ. Например, деревянная ложка, металлическая ложка, пластиковая ложка. Ложки представляют собой одно и то же тело, однако каждая из них изготовлена из разных веществ (рис. 1).



Деревянная ложка



Металлическая ложка



Пластиковая ложка

Рис. 1.

Из одного и того же вещества можно изготовить различные тела. Например, из стекла можно изготовить и аквариум, и бокалы с графином (рис. 2).

В настоящее время известно свыше 20 миллионов веществ. Некоторые из этих веществ встречаются в

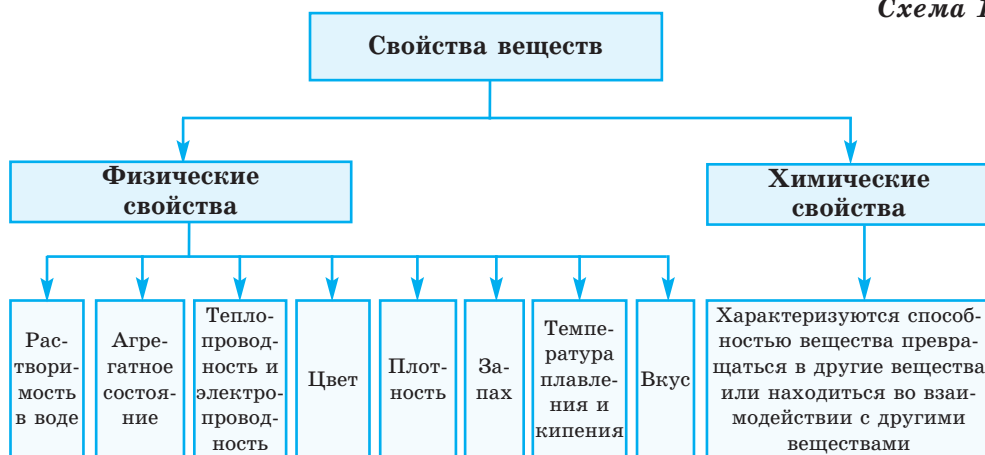


Рис. 2.

природе. Например, различные минералы, горные породы, руды и др. Однако существуют и такие вещества, которые производятся только в промышленности. Например, различные пластмассы, минеральные удобрения, лекарственные препараты и т.д.

Все вещества характеризуются определёнными свойствами. Именно по этим свойствам вещества отличаются друг от друга. *Признаки, по которым вещества отличаются друг от друга и имеют сходства между собой, называют свойствами веществ.* Свойства веществ подразделяются на 2 части (схема 1).

Схема 1



Пользуясь этой схемой, можно охарактеризовать физические свойства угля, поваренной соли и кислорода, как отмечено ниже (таблица 1).

Таблица 1

Физические свойства Вещество	Агрегатное состояние	Цвет	Запах	Вкус
Уголь	Твёрдое	Чёрный	Без запаха	Без вкуса
Поваренная соль	Твёрдое	Белый (прозрачный)	Без запаха	Солёный
Кислород	Газ	Бесцветный	Без запаха	Без вкуса



Плотность, теплопроводность и электропроводность, температура плавления и кипения веществ определяются при помощи специальных измерительных приборов.

Изучение физических и химических свойств веществ позволит вам определить правила обращения с ними.

До достижения температуры плавления вещества бывают в твёрдом, между температурами плавления и кипения – в жидком, после достижения температуры кипения – в газообразном состояниях.



1. Заполните таблицу.

Вещество	Физические свойства				
	Агрегатное состояние (при комнатной температуре)	Цвет	Запах	Вкус	Растворимость в воде
Углекислый газ					
Сахар					
Песок					

2. Определите тела, изготовленные из стекла.



3. Выберите из слов, представленных в клетках, те, которые относятся к физическим свойствам веществ.

температура плавления	плотность	масса	электропроводность	объём
	цвет	запах	вкус	

4. Определите верные (✓) и ошибочные (x) выражения.

а) В мире известно более 20 миллионов веществ. Эти вещества можно встретить только в природе. В О

б) Вещества можно различать по их физическим и химическим свойствам. К физическим свойствам веществ относятся цвет, запах, вкус, температура плавления и кипения, теплопроводность и электропроводность, агрегатное состояние. В О

в) Все существующие в мире живые существа и неживые предметы являются телами. В О

Например: тетрадь, книга, шкаф, телевизор, дерево, цветок, человек.

5. Распределите нижеприведённые вещества по одинаковым физическим свойствам:

- а) мел; б) угарный газ; в) поваренная соль; г) углекислый газ; д) сахар; е) водяной пар.

1.2. Чистые вещества и смеси

Человек постоянно встречается в жизни новые вещества и их смеси. Это объясняется тем, что в природе чистые вещества встречаются редко и большинство знакомых нам вещей являются смесью этих веществ.



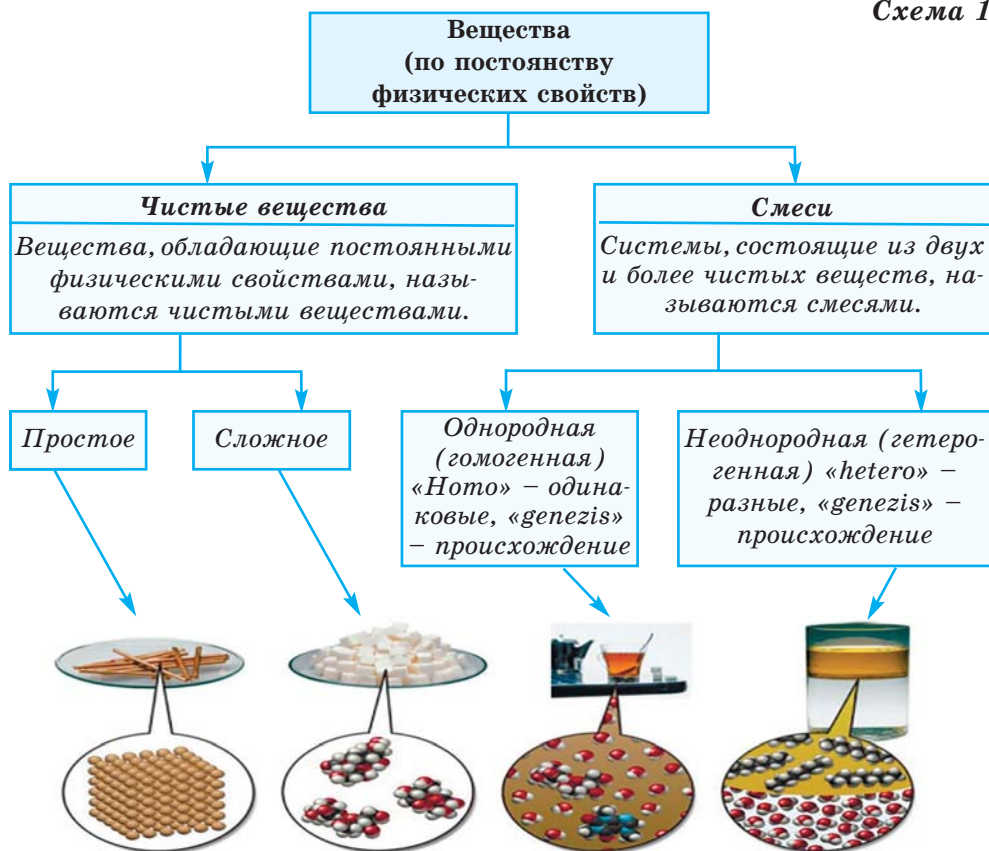
Возьмите два химических стакана. В каждый из химических стаканов вначале влейте определённое количество воды. После этого в эти стаканы добавьте немного песка и сахара и размешайте.

Что вы наблюдаете? Какова разница между исходными веществами и смесями, образовавшимися в химических стаканах? Как можно выделить из состава полученной смеси входящие в неё вещества?



В зависимости от постоянства физических свойств вещества делятся на 2 части (схема 1):

Схема 1



Чистые вещества обладают постоянными, а смеси – непостоянными физическими свойствами. Например, кислород при температуре – 182,9°С закипает, однако, так как в составе воздуха содержится смесь различных газов, температура его кипения непостоянна. Каждое чистое вещество обладает лишь присущими ему физическими свойствами и именно по этим свойствам его можно отличить от другого вещества: для уксусной кислоты – это запах, для поваренной соли – вкус, для меди – цвет и высокая электропроводность и т.д.

Смеси бывают двух видов: однородные и неоднородные. Частицы веществ, составляющих *однородные смеси*, невозможно различить невооружённым глазом и даже под микроскопом. Например, смесь из поваренной соли и воды (рис. 1).

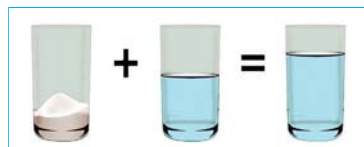


Рис. 1.

Частицы же веществ, составляющих *неоднородные смеси*, можно различить как простым глазом, так и при помощи микроскопа. Например, смесь из масла и воды. Однородные и неоднородные смеси можно разложить на составные части разными методами (схемы 2, 3).



Выпаривание – данный метод применяется в тех случаях, когда твёрдое вещество находится в растворённом состоянии. Например, для выделения соли из солёной воды однородную смесь нагревают. В данном случае вода полностью выпаривается, а на дне посуды остаются белые кристаллики соли (рис. 2).



Рис. 2.

Выделение газов (CO₂, NH₃, HCl и др.) из их смеси с водой также происходит методом выпаривания. При этом из смеси в первую очередь выделяется газ.

Кристаллизация – данный метод применяется в тех случаях, когда твёрдое вещество находится в жидкостях в растворённом состоянии. При таком методе воду из раствора выпаривают частично и полученный новый концентрированный раствор охлаждают. В таком случае выделяемое вещество оседает на дно в виде кристаллов. Путём кристаллизации получают более чистое вещество. Например, таким способом можно выделить сахар из его водного раствора.

Дистилляция – данный метод применяется для выделения растворённых друг в друге веществ, обладающих разными температурами ки-

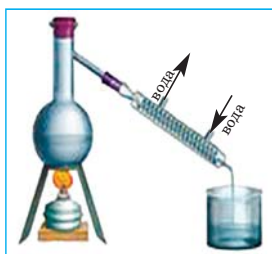


Рис. 3.

пения (рис. 3). Метод дистилляции основан на различии в температурах кипения жидкостей в составе смеси. Например, этот метод можно использовать для разделения однородной смеси воды и этилового спирта. Потому что температуры кипения этих веществ разные. Вначале смесь нагревается. В таком случае в первую очередь выпаривается этиловый спирт, обладающий более низкой температурой кипения, т.е. закипающий при 78°C , и являющийся более летучей жидкостью. Выделяющиеся спиртовые пары, подвергаясь сжижению в холодильнике, собираются в посуду.

Хроматография — данный метод основан на способности адсорбции (поглощения) с различной скоростью отдельных веществ, составляющих смесь, на поверхности другого вещества и их десорбции (выделения). При помощи метода хроматографии можно разделить однородные жидкие смеси и смеси газов на составные части (рис. 4).



Рис. 4.

Методы разделения неоднородных (гетерогенных) смесей

Схема 3

Отстаивание

Процеживание

Действие магнитом

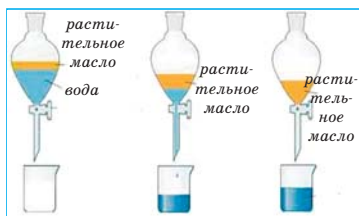


Рис. 5.

Отстаивание — этот метод основан на различии плотностей жидкостей. Данный метод можно использовать в двух случаях:

а) при разделении нерастворимых друг в друге жидких веществ с разными плотностями. Для этого пользуются делительной воронкой. Например, выделение растительного масла из его смеси с водой, сливок из молока и др. (рис. 5).

б) при разделении посредством воды двух не растворяющихся в воде твёрдых веществ с разными плотностями. Например, смесь из железного порошка и древесных опилок можно разделить, добавив в эту смесь воду (рис. 6). Вещество с малой плотностью всплывёт на поверхность, а вещество с более высокой плотностью осядет на дно.



Рис. 6.

Процеживание (филтрация) — данный метод используется для отделения нерастворимых в воде твёрдых веществ. Например,

песок + вода, сера + вода, железный порошок + вода, глина + вода, известняк + вода, древесные опилки + вода.

При процеживании (фильтрации) используют фильтровальную бумагу. Во время процеживания смеси твёрдое вещество остаётся на поверхности фильтровальной бумаги (рис.7). Данным методом можно разделить смесь из двух разных веществ, одно из которых растворяется, а другое – не растворяется в воде. Например, для разделения смеси из соли и песка, в эту смесь вначале добавляют воду и размешивают, а затем полученную новую смесь процеживают через фильтровальную бумагу. Во время процеживания песок остаётся на поверхности фильтровальной бумаги, а солёная вода проходит через неё.

Воздействие магнитом – этим методом пользуются для отделения железа из его смеси с твёрдыми веществами (рис. 8). Например, железный порошок + серный порошок, железный порошок + древесные опилки, железный порошок + песок. Путём воздействия магнитом можно разделить эти смеси на составные части. В этом случае железный порошок притягивается магнитом, а другое вещество – нет.



Рис. 7.

Такие смеси, как глина + вода, песок + вода, мел + вода, можно разделить также методом осадения. Смесь оставляется на некоторое время в нетронутом виде, нерастворимое в воде вещество оседает на дно.



Рис. 8.

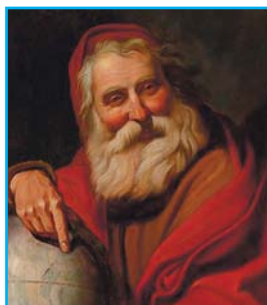
1. Какими методами можно разделить представленные смеси?
 - I. железо + сера; II. поваренная соль + вода; III. этиловый спирт + вода
2. Приведите примеры относительно следующих смесей:
 - а) смесь твёрдого вещества с жидкостью; б) смесь твёрдого вещества с твёрдым веществом; в) смесь газа с жидкостью; г) смесь жидкости с жидкостью.
3. Впишите вместо точек соответствующие пропущенные слова (из жидкости, делительной воронкой, процеживанием, выпариванием):
 - а) нерастворимые друг в друге жидкости можно отделить
 - б) выпариванием твёрдое вещество можно выделить
 - в) растворимый в жидкости газ можно выделить
 - г) жидкость можно отделить от нерастворимого в ней твёрдого вещества
4. Как можно в домашних условиях очистить воду от глины и песка?
5. В какой воде имеется наибольшее количество смесей?
 - а) в речной (арычной) воде; б) в дождевой воде; в) в воде, используемой в быту.

1.3. Состав и строение веществ. Атом и молекула

Из предыдущих тем мы узнали, что все существующие в природе живые существа и неживые предметы, т.е. физические тела, состоят из веществ. В таком случае, давайте подумаем. Если тела состоят из веществ, то из чего же состоят сами вещества?



Обратите внимание на картинки. Как вы думаете, из атомов какого химического элемента состоят золотое кольцо и уголь?



Демокрит
(460–370 до н.э.)

Древнегреческий философ Демокрит является одним из ученых-основоположников атомной теории.



Впервые термин «атом» был выдвинут Демокритом. Данное слово означает «неделимый».

Еще примерно 2500 лет назад до н.э. учёными были выдвинуты различные идеи о составе веществ. Как считал древнегреческий учёный Демокрит, тела состоят из невидимых глазу мельчайших частиц – «атомов».

Атом – это мельчайшая, химически неделимая частица вещества.

Молекула – это мельчайшая частица, сохраняющая в себе химические свойства и состав вещества.

В середине XVIII века русским учёным М.В.Ломоносовым и, спустя 50 лет, в 1803-ем году английским ученым Джоном Дальтоном была составлена первая таблица относительных атомных масс ряда химических элементов. Их идеи сыграли огромную роль в развитии атомно-молекулярного учения. Ими были выдвинуты более убедительные, веские идеи об образовании веществ из молекул и атомов, свойствах этих частиц.



Джон Дальтон
(1766–1844)

По имени английского ученого Дальтона проблема, связанная со зрением, была названа дальтонизмом. В 1794-ом году он описал эту болезнь, от которой страдал и сам ученый.

В 1860-ом году была заложена основа «Атомно-молекулярного учения». Основными положениями атомно-молекулярного учения являются следующие:

- Вещества состоят из молекул, а молекулы – из более мелких частиц – атомов (рис. 1).

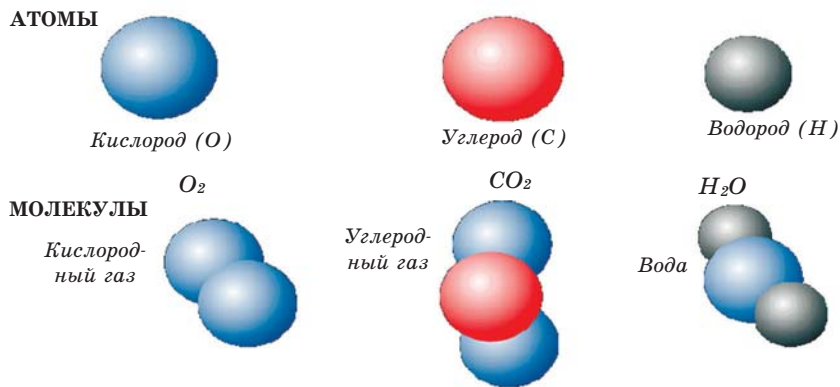


Рис. 1.

- Между молекулами имеются промежутки, размеры которых зависят от агрегатного состояния и температуры вещества (рис. 2).
- Молекулы находятся в непрерывном движении, скорость движения молекул прямо пропорциональна температуре. То есть с повышением температуры увеличивается и скорость движения молекул.
- Между молекулами существуют силы взаимного притяжения и отталкивания.
- Молекулы состоят из атомов; атомы тоже, как и молекулы, находятся в непрерывном движении.
- Один вид атома отличается от другого вида атома своими массой и свойствами.
- При физических явлениях молекулы остаются в неизменном виде, однако при химических превращениях они распадаются, а атомы не распадаются.

Молекулы являются мельчайшими частицами многих веществ, их состав и химические свойства аналогичны самим веществам.

Только ли из молекул и атомов состоят вещества? Последующие научные поиски показали,



Рис. 2.

Самые большие вакуумы бывают между молекулами газа. Это объясняется их лёгкой сжимаемостью. Жидкости сжимаются с трудом. Между их молекулами расстояние сравнительно малое. Меньше всего расстояния между молекулами твёрдых веществ, вот почему они не сжимаются.

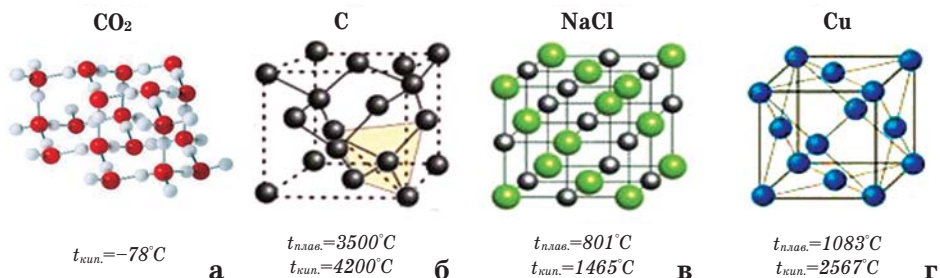


Рис. 3.

что вещества могут состоять не только из молекул и атомов, являющихся незаряженными и нейтральными частицами, но также из положительно и отрицательно заряженных частиц – ионов. Например, поваренная соль, сода, известняк и др. являются такими веществами (более подробные сведения об этом вы получите в VIII классе). *Вещества, состоящие из молекул, называются веществами молекулярного строения (рис. 3 а), а из атомов и ионов – условно относят к веществам немолекулярного строения (рис. 3 б, в, г).*

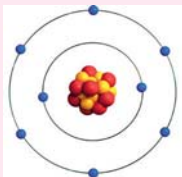
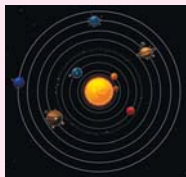
Вещества молекулярного и немолекулярного строения отличаются друг от друга по своим свойствам. Вещества молекулярного строения в обычных условиях – это газы (кислород, азот, водород, углекислый газ и др.) или жидкости (вода, спирт, ацетон и др.), а также легкоплавкие твёрдые вещества (кристаллическая сера, белый фосфор, сахар, иод и др.). Все же вещества немолекулярного строения – это тугоплавкие твёрдые вещества (алмаз, графит, песок, поваренная соль, сода и др.).



1. Чем отличаются друг от друга понятия «атом» и «молекула»?
2. Сгруппируйте нижеприведенные вещества в атомы и молекулы.

1) O_2	3) CO_2	5) Fe	7) CH_4
2) H_2O	4) Na	6) H	8) Hg
3. Выберите вещества с молекулярным строением:
 - а) углекислый газ; б) вода; в) поваренная соль; г) этиловый спирт;
 - д) известняк
4. Приведите примеры веществ с немолекулярным строением.
5. Как изменяется расстояние между молекулами при изменении агрегатного состояния вещества в направлении газ → жидкость → твёрдое вещество?

1.4. Состав атома



Сравните рисунки. Каковы схожие и отличительные черты между движением электронов вокруг ядра и движением планет вокруг Солнца? Из каких частиц состоит атом?

Начиная от существующих во вселенной гигантских звёзд до веществ в составе клетки, все они состоят из мельчайших частиц – атомов.

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

Научные открытия конца XIX и начала XX веков показали, что сам атом тоже является сложной частицей. Каждый атом состоит из положительно заряженного ядра и движущихся с большой скоростью вокруг него отрицательно заряженных частиц – электронов (рис. 1). Ядро составляет основную массу атома и расположено в его центре. Диаметр ядра в 50–100 тысяч раз меньше диаметра атома.

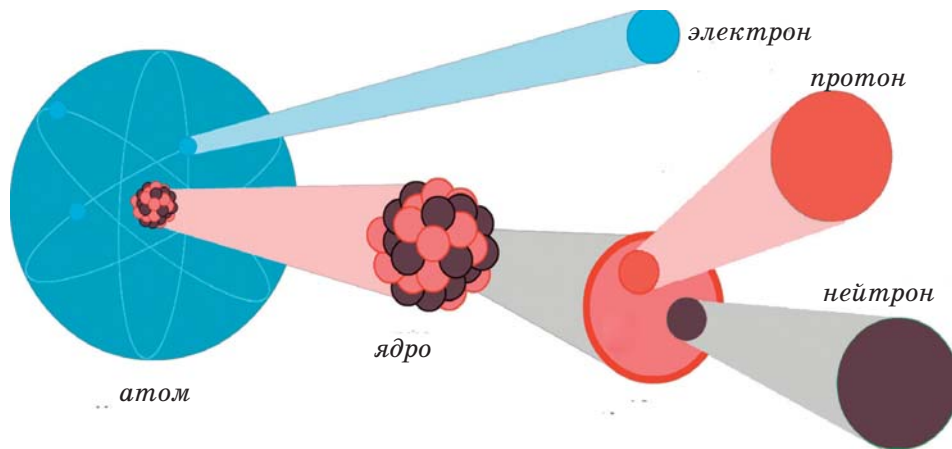


Рис. 1. Строение атома



Атомная масса указывается в левом верхнем углу химического элемента, а количество протонов (порядковый номер) – в левом нижнем углу: A_ZX

Из курса физики известно, что ядро имеет свой вес. Оно состоит из частиц – *протонов* и *нейтронов*.

Заряд протона +1, а масса его примерно равна массе атома водорода, или же $1,673 \cdot 10^{-24}$ г. Величина положительного заряда ядра определяется числом протонов. Например, вследствие наличия 1 протона у атома водорода и 8 протонов у атома кислорода, заряд их ядер соответственно равен +1 и +8. Протон изображается буквой *p* или как 1_1p . Нейтрон – это незаряженная частица. Его масса ($1,675 \cdot 10^{-24}$ г) примерно равна массе протона. Нейтрон обозначается буквой *n* или как 1_0n .

Электрон имеет очень малую массу. Его масса в 1836 раз меньше массы протона ($\approx 9,109 \cdot 10^{-28}$ г), а заряд равен заряду протона с противоположным знаком (-1). Электрон обозначают знаком e^- (таблица 1).

Свойства протона, нейтрона и электрона			
Знак	 p	 n	 e^-
Заряд	+1	0	-1
Место	Ядро	Ядро	Вокруг ядра
Масса	1	1	1/1836

Таблица 1



Рис 2.

Масса атома определяется количеством его протонов и нейтронов. Это называется массовым числом (A). Следовательно, атомы – это нейтральные частицы, обладающие определённой

массой (рис. 2).

Зная это, можно дать новое определение атома. *Атомом* называют электронейтральную частицу, состоящую из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Атомы обладают способностью отдавать и принимать электроны. В этом случае полученная частица называется «ионом».

Когда атом отдаёт электрон, то в полученной частице электронов по количеству бывает меньше, чем протонов, и она превращается в положительно «+» заряженный ион (рис. 3, а), а когда принимает электрон, количество электронов в полученной частице превышает количество протонов, и в таком случае она становится отрицательно «-» заряженным ионом (рис. 3, б).

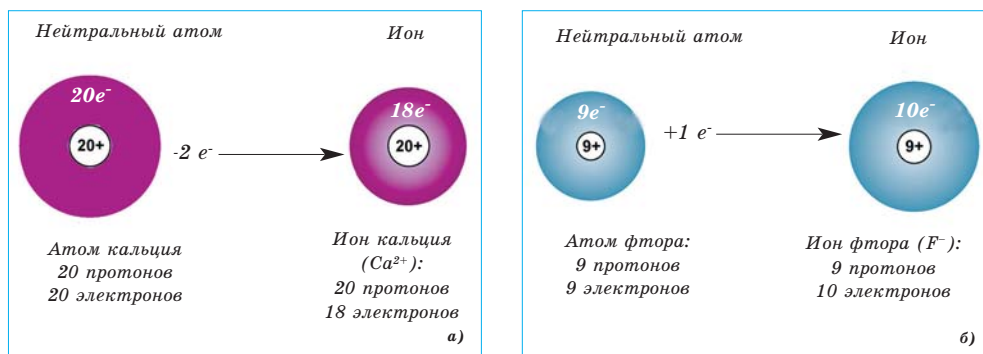


Рис.3. Превращение атома в ион

1. Как изменяется количество протонов, нейтронов и электронов при превращении атома в положительно заряженный ион?
2. Определите частицы X, Y и Z.

Частицы, содержащиеся в атоме	Заряд
X	+
Y	0
Z	-

3. Определите количество: а) протонов; б) нейтронов; в) электронов в атоме ${}_{11}^{23}\text{Na}$.
4. Определите положительно заряженный ион.

Ион	Количество протонов	Количество электронов
X	20	18
Y	9	10
Z	16	18

5. Определите верные «✓» и ошибочные «х» выражения для атома.

- а) мельчайшие, химически неделимые частицы вещества В О
- б) мельчайшие, химически делимые частицы вещества В О
- в) состоит из ядра и электронов В О
- г) электронейтральная частица В О
- д) массовое число атома равно массе электронов В О

1.5. Химический элемент. Изотопы



Каждый вид атома отличается от других видов по заряду ядра. Под выражением «заряд ядра» подразумевается количество протонов, содержащихся в атоме. Вид атомов с одинаковым зарядом ядра (или количеством протонов) называется химическим элементом. Химические элементы подразделяются на 2 части: металлы и неметаллы.

Из существующих в природе 90 химических элементов примерно 70 содержатся в человеческом организме. Каждый из этих элементов имеет важное значение для человеческого организма. Из них примерно 25 элементов представляют для человеческой жизнедеятельности особую важность. Эти элементы называют **биоэлементами**. Они тоже делятся на две группы: макроэлементы (C, H, O, S, P, Ca, Mg, Na, K, Cl) и микроэлементы (Cu, Mn, Fe, Zn, Mo, F, J, Se, Cr, Ni, V, Sn, As, Si).

Человеку в течение дня необходимо 10 мг макроэлементов (рис. 1).

Знания о химических свойствах элементов и их соединений помогают человеку получать новые вещества, вести борьбу с болезнями, охранять природу. Некоторые элементы образуют различные атомы с одинаковыми химическими свойствами. Разновидности атомов одного и того же химического элемента, обладающие одинаковым зарядом ядра (количеством протонов), но разной массой (суммой протонов и нейтронов), называют **изото-**



Рис. 1.

нами. Например, в природе существует 3 изотопа водорода (рис. 2).

В настоящее время в природе существует свыше 20 миллионов веществ. Для обозначения состава этих веществ пользуются знаками химических элементов.

С л о в о
«изотоп»
означает «занимающий одно и то же место».

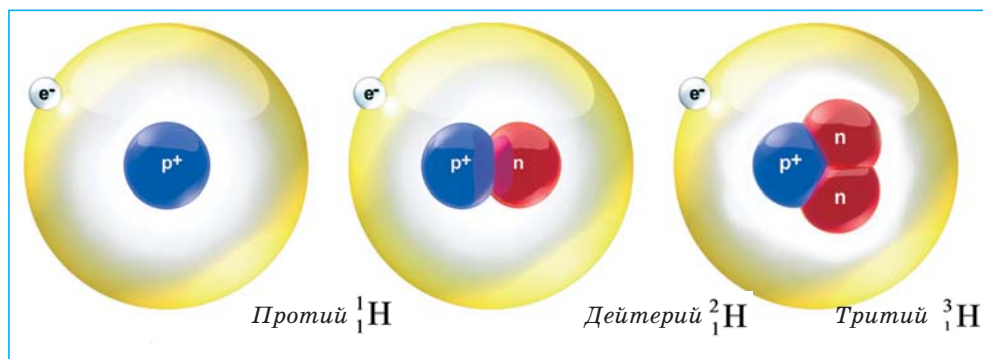


Рис. 2. Изотопы водорода

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

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

В нижеприведённой таблице даются латинские и русские названия некоторых химических элементов, а также их химические знаки (*таблица 1*).



Йенс Яков Берцелиус (1779—1848)

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

Таблица 1

Химический знак элемента	Латинское название элемента	Название химического элемента на русском языке	Краткое произношение химического знака элемента
H	Hydrogenium	Водород	Аш
C	Carboneum	Углерод	Це
Si	Silicium	Кремний	Силициум
N	Nitrogenium	Азот	Эн
P	Phosphorus	Фосфор	Пэ
O	Oxygenium	Кислород	О
S	Sulfur	Сера	Эс
F	Fluorum	Фтор	Фтор
Cl	Chlorum	Хлор	Хлор
Br	Bromum	Бром	Бром
I	Iodum	Иод	Иод
Li	Lithium	Литий	Литий
Na	Natrium	Натрий	Натрий
K	Kalium	Калий	Калий
Ca	Calcium	Кальций	Кальций
Ba	Barium	Барий	Барий
Mg	Magnesium	Магний	Магний
Zn	Zincum	Цинк	Цинк
Ag	Argentum	Серебро	Аргентум
Cu	Cuprum	Медь	Купрум
Au	Aurum	Золото	Аурум
Al	Aluminium	Алюминий	Алюминий
Fe	Ferrum	Железо	Феррум
Hg	Hydrargyrum	Ртуть	Гидраргирум
Pb	Plumbum	Свинец	Плюмбум
Mn	Manganum	Марганец	Марганец



1. Выберите элементы с одинаковыми названием и произношением на русском языке.

H, F, Si, S, Br, Li, Ca, N, Cl

2. В каких рядах даны изотопы?

1) ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$; 2) ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{32}_{16}\text{S}$, ${}^{31}_{15}\text{P}$; 3) ${}^{32}_{16}\text{S}$, ${}^{33}_{16}\text{S}$, ${}^{34}_{16}\text{S}$; 4) ${}^{40}_{18}\text{Ar}$, ${}^{40}_{19}\text{K}$, ${}^{40}_{20}\text{Ca}$.

3. Самый тяжёлый изотоп водорода – это _____, он обозначается знаком _____.

4. Что общего в представленных атомах? ${}^{40}_{20}\text{Ca}$; ${}^{39}_{19}\text{K}$; ${}^{38}_{18}\text{Ar}$.

5. Выберите одинаковые атомы химических элементов:

1) ${}^1_1\text{X}$; 2) ${}^{16}_8\text{Y}$; 3) ${}^2_1\text{Z}$; 4) ${}^{32}_{16}\text{E}$; 5) ${}^3_1\text{T}$.

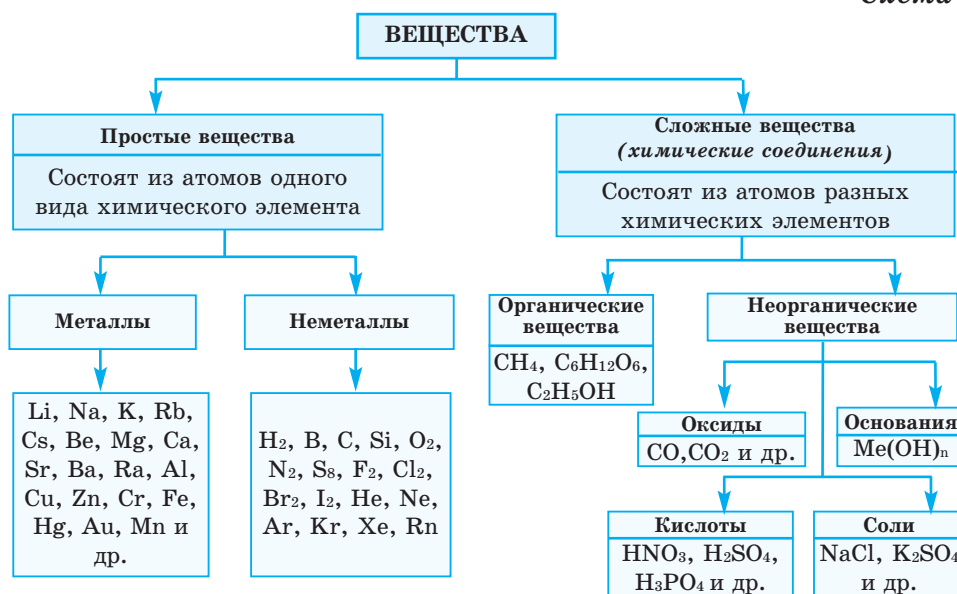
1.6. Простые и сложные вещества. Аллотропия



Из атомов какого элемента состоят эти тела? Каковы схожие и отличительные черты этих тел?

По своему составу вещества делятся на две группы (схема 1):

Схема 1



Металлы и неметаллы отличаются друг от друга по некоторым своим характерным свойствам. Эти отличия даны в таблице 1.

Таблица 1

МЕТАЛЛЫ	НЕМЕТАЛЛЫ
В обычных условиях бывают в твёрдом состоянии (кроме ртути)	В обычных условиях бывают в газообразном, жидком и твёрдом состояниях
Хорошо проводят электрический ток и тепло	Плохо проводят тепло, а электричество в основном не проводят
Обладают пластичностью – могут подвергаться ковке и сплющиванию	Те неметаллы, которые в обычных условиях бывают в твёрдом состоянии, они обладают хрупкостью – при ковке легко измельчаются

Простые вещества являются формой существования химических элементов в свободном состоянии. Простые вещества, образованные неметаллами (в н.у.):

– Одноатомные простые вещества в газообразном состоянии (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn);

– Многоатомные простые вещества в газообразном состоянии (H_2 , O_2 , O_3 , F_2 , Cl_2 , N_2);

– Многоатомные простые вещества в жидком состоянии (Br_2);

– Одноатомные простые вещества в твёрдом состоянии (C, Si, B);

– Многоатомные простые вещества в твёрдом состоянии (P_4 , S_8 , I_2).

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

Вот почему количество простых веществ (свыше 400) превышает количество химических элементов (таблица 2).

Таблица 2

Элемент	Производные простые вещества (аллотропические видоизменения)
C	Алмаз, графит, карбин, фуллерен
S	Кристаллические, пластические
O	O_2 (кислород), O_3 (озон)
Si	Кристаллические, аморфные
P	Белые, красные, черные

Явление allotропии происходит по двум причинам:

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

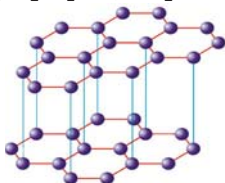


кислород

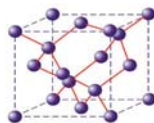


озон

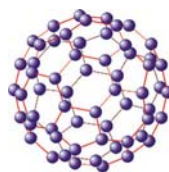
2. Вследствие различной кристаллической структуры веществ: например, алмаз, графит, карбин, фуллерен.



графит



алмаз



фуллерен



1. Отметьте номера веществ в соответствующей графе.

Простое вещество _____

Сложное вещество _____

1) CO_2 , 2) Cl_2 , 3) $NaCl$, 4) H_2 , 5) O_2 , 6) H_2O , 7) CH_4 , 8) NH_3

2. Впишите в пустые клетки соответственно знаки «+» и «-».

Элемент	Аллотропическое видоизменение	
	Образует	Не образует
N		
S		
O		

3. Сколько химических элементов участвует в образовании простых веществ?
фюллерен, белый фосфор, алмаз, железо, кристаллическая сера, кислород

4. Отметьте на основе диаграммы Венна схожие и отличительные черты простых и сложных веществ.



1.7. Валентность.

Составление химических формул по валентности

H, S, O, C, Na, Cl

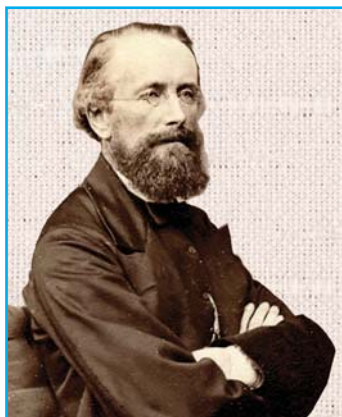
Пользуясь знаками представленных химических элементов, запишите химические формулы воды, поваренной соли, углекислого газа, серной кислоты. На чём основывается запись химических формул веществ?



Химические формулы веществ можно вывести на основе различных химических опытов. Рассмотрим формулы водородных соединений некоторых элементов (таблица 1).

Таблица 1

Химический элемент	Количество атомов присоединенного водорода	Химическая формула
Cl	1	HCl
O	2	H ₂ O
N	3	NH ₃
C	4	CH ₄



**Эдуард Франкленд
(1825–1899)**

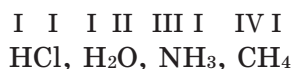
Английский химик.
В 1852 г. им было введено в науку понятие о соединительной силе атомов друг к другу. Данное свойство атомов впоследствии было названо валентностью.



Кислород в угарном газе в ионе гидроксония (H_3O^+) является III-валентным. А углерод бывает III-валентным только в угарном газе (CO).

Из таблицы становится ясно, что атом хлора присоединяется с 1, атом кислорода – с 2, атом азота – с 3, а атом углерода – с 4 атомами водорода. Следовательно, химические элементы обладают разной способностью присоединять к себе атомы водорода. Для объяснения этого пользуются понятием «валентности». Свойство атомов химических элементов присоединять к себе определенное число атомов других химических элементов называют валентностью. Понятие валентности впервые было введено в 1852 году английским ученым Э.Франклендом.

Валентность выражают римскими цифрами. Валентность водорода принята за единицу, и поэтому валентности других элементов берутся в сопоставлении с ним.



Валентность некоторых химических элементов остается неизменной во всех их химических соединениях, т.е. всегда обозначается одной и той же цифрой. Это элементы с постоянной валентностью (таблица 2).

Таблица 2

Элементы с постоянной валентностью	
Химические элементы	Валентность
H, Li, Na, K, Rb, Cs, F	I
O, Be, Mg, Ca, Ba, Zn, Hg	II
B, Al	III
C	IV

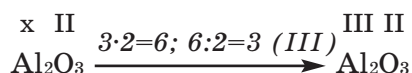
Однако другая группа элементов в различных химических соединениях имеет различную валентность. Их называют элементами с переменной валентностью (таблица 3).

Таблица 3

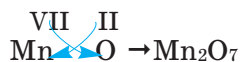
Элементы с переменной валентностью	
Химический элемент	Валентность
Pb, Sn, Si	II, IV
S	II, IV, VI
P	III, V
Cr	II, III, VI
Cu	I, II
Fe	II, III
N	III, IV
Mn	II, III, IV, VI, VII
Cl, Br, I	I, III, V, VII

Зная валентность химических элементов, можно легко составить формулу бинарного (двухэлементного) соединения, образованного ими. Для этого следует записать химические знаки элементов, проставив над ними их валентность. Далее, определив наименьшее общее кратное чисел, выражающих валентность этих элементов, его делят на валентность каждого из них и находят их индексы. Например:

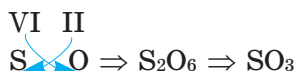
1) Определим валентность атома алюминия по кислороду в химическом соединении Al_2O_3 (оксид алюминия).



2) Составим химическую формулу соединения VII-валентного элемента марганца с кислородом:



3) Если при составлении формулы по валентности полученные индексы сократить до минимальных целых чисел, в таком случае можно, проведя эту операцию, получить простую формулу вещества (поделив VI и II на самый большой делитель – 2, можно получить формулу).



1. Как записываются формулы химических соединений элементов Na, Mg, K, Al, Be, C(IV) и S(IV, VI) с атомом кислорода?

2. Впишите в клетки значения индексов в соответствии с валентностью.

III	V	VII
Mn_2O_x	Mn_2O_y	Mn_2O_z

x	y	z

3. Выберите элементы с переменной валентностью.

1) Ca, 2) Fe, 3) Na, 4) Al, 5) Cu, 6) Cr, 7) Cl.

4. Выберите элементы с постоянной валентностью.

1) Li, 2) Br, 3) K, 4) I, 5) Mg, 6) Be, 7) Cr.

5.

Вещество	Валентность элемента в соединении	
	металла	неметалла
NaCl		
K ₂ S		
Al ₂ O ₃		

1.8. Химическая формула. Закон постоянства состава веществ

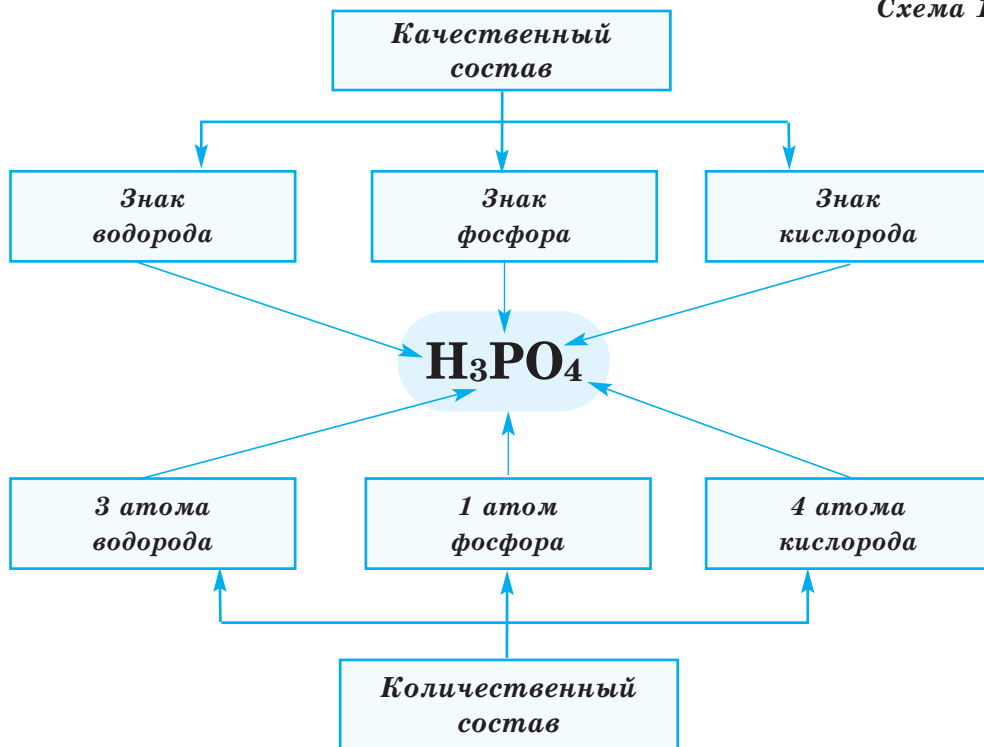


Состав элементов вещества	Химическая формула	Сумма индексов
H, O		
Mg, Cl		
C, O		

Заполните таблицу. Как произносится химическая формула вещества?

Все вещества имеют химическую формулу. Условное обозначение состава вещества при помощи химических знаков и индексов называют химической формулой. Химическая формула вещества выражает его количественный и качественный состав. Качественный состав вещества показывает, из атомов каких элементов оно состоит, а его количественный состав – число атомов элемента, содержащихся в его составе, т.е. в одной молекуле. Число, расположенное справа внизу у знака элемента и показывающее количество атомов, называется индексом (схема 1).

Схема 1







Число, стоящее перед химическими формулами и химическими знаками, называется коэффициентом.



Коэффициент

Таблица 1

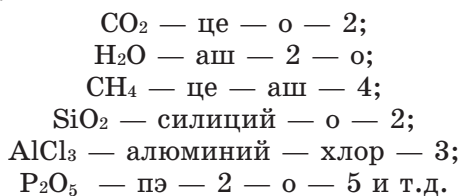
Шарообразная модель вещества	Химическая формула вещества
	H_2 → индекс
	H_2O → индекс
	O_2 → индекс
	CO_2 → индекс

На основе представленных в таблице 1 моделей молекул и химических формул водорода, кислорода, воды и углекислого газа можно определить число атомов в их составе (таблица 2).

Таблица 2

H_2	2 атома Н	
O_2	2 атома О	
H_2O	2 атома Н	1 атом О
CO_2	1 атом С	2 атома О

Пользуясь краткими названиями химических элементов, можно прочесть формулы:



Выясним, какие сведения о веществе можно получить по его химической формуле (таблица 3).

Таблица 3

1.	Химическая формула вещества	H_2O	CO_2
2.	Наименование вещества	Вода	Углекислый газ
3.	Одна молекула данного вещества	Одна молекула воды	Одна молекула углекислого газа
4.	Качественный состав (атомы каких химических элементов входят в состав данного вещества)	В состав воды входят атомы — водород Н и кислород О	В состав углекислого газа входят атомы — углерод С и кислород О

5	Количественный состав (сколько атомов каждого элемента входит в состав данного вещества и в каких массовых отношениях)	Молекула воды состоит из двух атомов водорода H и одного атома кислорода O. $m(H):m(O) = 2:16 = 1:8$	Молекула углекислого газа состоит из одного атома углерода C и двух атомов кислорода O. $m(C):m(O)=12:32=3:8$
---	--	---	--



Жозеф Луи Пруст
(1754–1826)

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

Состав веществ определяют разными физико-химическими способами, методом анализа результатов химических опытов. Так, например, в результате разложения воды под воздействием постоянного электрического тока наблюдается превышение в два раза объема водорода по сравнению с кислородом. При переводе данных отношений объемов на массовые отношения получаем: $m(H) : m(O) = 1:8$. Т.е. при распаде 9 г воды будут получены 1 г водорода и 8 г кислорода. При сопоставлении данных чисел с относительными атомными массами элементов можно прийти к выводу, что молекула воды состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода. Состав воды и других химических соединений, независимо от способа их получения и места нахождения, всегда остается постоянным. Основываясь на этом, в 1799 году французским химиком Ж.Л.Прустом был открыт **«Закон постоянства состава веществ»**. В настоящее время закон постоянства состава веществ выражается следующим образом: *Независимо от способа получения, состав и свойства химических соединений молекулярного строения всегда постоянны.*

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

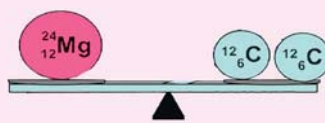
Как известно, не все вещества имеют молекулярное строение. Целая группа веществ имеет немолекулярное строение. Как же составляются химические формулы этих веществ? Химические формулы веществ с немолекулярным строением составляются на основе количественного соотношения частиц элементов (атомов или ионов) в соединениях. Для определения этого соотношения выясняется, сколько частиц другого элемента окружает (соединяется) частицу элемента в кристалле вещества немолекулярного строения. Исследования физическими методами строения кристаллов вещества позволяют получить такие сведения. В результате таких исследований стало известно, что в кварце количественное соотношение между атомами кремния (Si) и кислорода (O) сос-

твляет 1:2. Значит, его формулу можно представить в виде: SiO_2 . В хлориде алюминия же соотношение между ионами алюминия (Al^{3+}) и хлора (Cl^-) – 1:3. Следовательно, его формула – AlCl_3 .

1. Что общего между угарным и углекислым газами, имеющими равное число молекул? $A_r(\text{O})=16$; $A_r(\text{C})=12$
1. Масса
2. Качественный состав
3. Число моль
4. Число атомов в составе
5. Объём (в н.у.)
2. Определите число атомов в молекулах: а) H_2O_2 , б) P_2O_5 и в) SO_3
3. Укажите численное соотношение элементов в поваренной соли (NaCl), соде (Na_2CO_3) и хлориде кальция (CaCl_2).
4. Как читаются химические формулы SO_2 , N_2O_3 и H_2S ?
5. Впишите в соответствующие клетки формулы соединений, образованных данными элементами.

Элементы	O	Cl (I)	P (III)
Ca			
K			
Al			

1.9. Относительная атомная и относительная молекулярная масса



Сравните представленные картинки. Поясните сходства между этими картинками. Почему 1 атом С равен 12 атомам Н, а 1 атом Mg – 2 атомам С?

Относительная атомная масса. Согласно атомно-молекулярному учению, один вид атома отличается от других видов атома своей массой. Как известно, масса атомов определяется суммой масс находящихся в их ядре протонов и нейтронов (нейтрон отсутствует лишь у атома легкого изотопа водорода). А можно ли выразить массу атомов известными нам единицами (мг, г, кг)? Атомы настолько мелкие частицы, что определить их массу непосредственно даже точнейшими весами (взвешивающими с точностью до одной стотысячной, одной миллионной) не представляется возможным.

Определить массу атомов возможно лишь при помощи физических экспериментов и математических вычислений. Так, например, было вычислено, что масса самого легкого изотопа водорода (протий) $\approx 1,67 \cdot 10^{-24}$ г. На основе массы атома водорода можно вычислить массы и других атомов. Например:

$$m_a(\text{H}) = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г}; \quad m_a(\text{O}) = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г} \cdot 16 = 26,7 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

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

$$\text{а.е.м.} = \frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C}) = \frac{1}{12} \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \approx 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Относительная атомная масса элементов обозначается знаком A_r . A – начальная буква слова «атом»; r – от латинского слова «relative» – т.е. *относительный*.

Относительная атомная масса химического элемента – это отношение средней атомной массы его природных изотопов к $\frac{1}{12}$ массы атома углерода (^{12}C).

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

Относительные атомные массы некоторых элементов даны в таблице 1. Относительные атомные массы других элементов даны в таблице «Периодической системы химических элементов».

Таблица 1

Название химического элемента	Масса атома (в кг)	Масса атома (в а.е.м.)	Относительная атомная масса
Водород	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1	1
Кислород	$2,67 \cdot 10^{-26}$	16	16

Относительная молекулярная масса. Так как молекулы состоят из атомов, их масса будет равна сумме масс составляющих эти молекулы атомов. *Массу молекулы вещества, выраженную в атомных единицах массы, называют относительной молекулярной массой.* При вычислениях используется относительная молекулярная масса. Отно-

сительная молекулярная масса веществ обозначается знаком M_r . М-главная буква слова «молекула», r – от латинского слова «relative» – т.е. *относительный*.

$$M_r = \frac{m_{(\text{молекула})}}{1/12 m_a(^{12}\text{C})} = \frac{m_{(\text{молекула})}}{\text{а.е.м.}}$$

Относительная молекулярная масса веществ с молекулярным и немолекулярным строением вычисляется по относительной атомной массе атомов, составляющих молекулу: относительная атомная масса каждого элемента умножается на его индекс, полученные произведения суммируются. Например, вычислим относительную молекулярную массу серной кислоты (H_2SO_4) (рис.1).

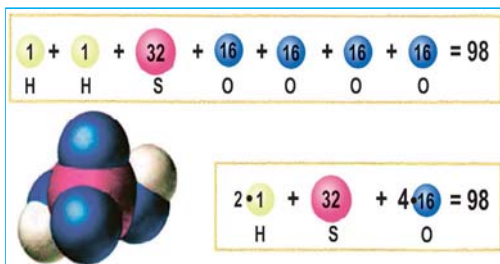


рис.1.

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

1. Вычисление массовой доли химического элемента по формуле. Массовая доля обозначается буквой ω (омега).

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

n – индекс элемента, у которого вычисляется массовая доля.

2. Вычисление массовых отношений элементов в сложном веществе. Относительная атомная масса каждого элемента умножается на его индекс и записывается под его знаком. Полученные числа делятся на самый большой средний делитель.



3. Выведение химической формулы вещества на основе массовой доли элементов. Например, для вещества X_aY_b :

$$a:b = \frac{\omega(\text{X})}{A_r(\text{X})} : \frac{\omega(\text{Y})}{A_r(\text{Y})}$$

4. Выведение химической формулы сложного вещества по массовым отношениям элементов. Например, для химического соединения X_aY_b :

$$a:b = \frac{m(\text{X})}{A_r(\text{X})} : \frac{m(\text{Y})}{A_r(\text{Y})}$$



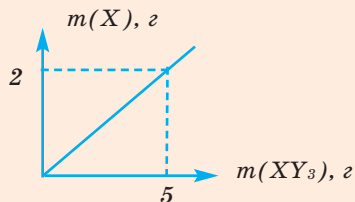
1. Вычислите разницу относительных молекулярных масс веществ H_2CrO_4 и $Cr(OH)_2$. $A_r(O)=16$, $A_r(H)=1$, $A_r(Cr)=52$
2. Определите химическую формулу вещества. $A_r(Fe)=56$, $A_r(C)=12$, $A_r(O)=16$

$m(Fe)$, г	$m(C)$, г	$m(O)$, г	Химическая формула
14	3	12	$Fe_xC_yO_z$

3. Определите относительную атомную массу химического элемента, в ядре которого содержится 19 протонов и 20 нейтронов.
4. Вычислите относительные молекулярные массы данных веществ: SO_3 , Al_2O_3 и H_2SO_4 .

$$A_r(S) = 32; A_r(Al) = 27; A_r(O) = 16; A_r(H) = 1$$

5. На основе графика определите относительную атомную массу Y. $A_r(X)=32$

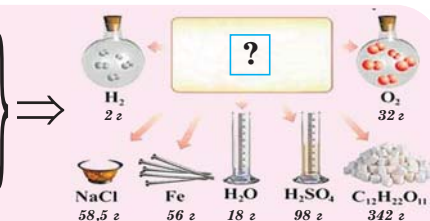


1.10. Количество вещества. Молярная масса



$$\frac{A_r(H)}{m_a(H)} = \frac{1,0078 \text{ г}}{1,6735 \cdot 10^{-24} \text{ г}} =$$

$$\frac{M_r(H_2O)}{m_{\text{молекула}}(H_2O)} = \frac{18,015 \text{ г}}{2,993 \cdot 10^{-24} \text{ г}} =$$



Завершите данные выражения и поясните полученные результаты.
В чём разница между понятиями «масса» и «количество»?

Если мы будем производить подобные расчеты, соответствующие этому заданию, для простых веществ, образованных различными элементами, то всякий раз получим одно и то же число — $6,02 \cdot 10^{23}$. То есть, если $A_r(C) \approx 12$, $A_r(S) \approx 32$, $A_r(N) \approx 14$, то можно утверждать: в 12 г углерода, 32 г серы, 14 г азота также содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов. Число, полученное в результате этих вычислений — $6,02 \cdot 10^{23}$ в честь итальянского учёного **Амедео Авогадро** было названо **числом Авогадро** (N_A). Для выражения количества частиц в том или ином веществе используется понятие **количества вещества**. Количество вещества обозначается греческой буквой ν (ню); для его выражения принята единица — **моль**. Количество вещества, в составе которого содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (атомов, молекул, ионов и т.д.), называется **моль**. Следовательно, 1 моль углерода содержит атомов углерода в количестве $6,02 \cdot 10^{23}$, а в 1 моле кислорода содержится атомов кислорода в количестве, равном двукратному числу Авогадро ($2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$). Понятие моля можно применить также к веществам, состоящим из молекул и ионов.

Например, в 1 моле водородного газа содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, в 1 моле поваренной соли (NaCl) $6,02 \cdot 10^{23}$ ионов натрия (Na^+) и $6,02 \cdot 10^{23}$ ионов хлора (Cl^-).

Количество частиц, содержащихся в 1 моле химических веществ ($6,02 \cdot 10^{23}$), называется *постоянной Авогадро* (N_A). Постоянная Авогадро отличается от числа Авогадро тем, что измеряется определенной единицей (**моль⁻¹**). $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

Количество вещества можно вычислить по следующей формуле:

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad \nu = \frac{N}{N_A};$$

Здесь ν – количество вещества, m – масса, M – молярная масса, N – заданное количество молекул, N_A – постоянная Авогадро. Все представленные в формуле величины нам уже известны. Кроме понятия молярной массы. Давайте выясним сущность этого понятия.

Молярная масса. *Молярной массой называют массу 1 моля вещества, выраженного в граммах.* Молярная масса обозначается буквой M , единицей измерения является г/моль.

При выражении молярной массы вещества в граммах, она численно бывает равна его относительной молекулярной массе (если состоит из молекул). Для сравнения запишем (*таблица 1*):

Таблица 1

Относительная молекулярная масса	Молярная масса
$M_r(\text{Fe}) = 56$	$M(\text{Fe}) = 56$ г/моль
$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$	$M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль

Как видно из сравнений, молярная масса веществ по своей единице отличается от относительной молекулярной массы. То есть молярная масса – измеряемая величина.

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

На основе количества вещества (моль) можно производить следующие вычисления. Если известно мольное количество вещества:

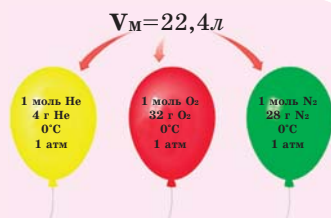
- 1) ν (атом) общий = ν (вещество) · (сумма индексов);
- 2) N (атом) общий = ν (вещество) · (сумма индексов) · N_A ;
- 3) m (атом) = $\frac{M(\text{El})}{N_A}$; m (молекула) = $\frac{M(\text{вещество})}{N_A}$; m (вещество) = ν (вещество) · M (вещество)

1. Сколько моль атомов содержится в $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул воды?
2. Сколько атомов содержится в 3 молях кислорода?
3. Определите количество молей $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул углекислого газа.
4. Сколько атомов кислорода содержится в 0,5 моля H_3PO_4 ?
5. Сколько молей составляет 0,9 грамма воды?

1.11. Закон Авогадро. Молярный объём газов



Обратите внимание на рисунки. Почему, несмотря на разные массы газов, они занимают одинаковый объём? Объясните причину этого.



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



Амедео Авогадро
(1776–1856)

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

одинаковое число молекул.

Мы уже знаем, что 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Согласно закону Авогадро, можно утверждать, что одинаковое число молекул в 2 г водорода, 32 г кислорода, 28 г азота, 44 г углекислого газа занимает одинаковый объём.

Было вычислено, что при нормальных условиях объём 1 моля любого газа или смеси газов составляет примерно 22,4 л. *Объём 1 моля газа при нормальных условиях (н.у.) называют молярным объёмом данного газа, выраженным знаком V_M .* При измерении объёма газа в литрах молярный объём составит $V_M = 22,4 \text{ л/моль}$. Зависимость между количеством вещества и молярным объёмом газа можно выразить следующей формулой:

$$v = \frac{V}{V_M} = \frac{V}{22,4}; \quad V = v \cdot V_M$$

Здесь v – количество вещества, V – объём газа, V_M – молярный объём.



Нормальные условия означают: температура 0°C , 1 атм давления.

1 атм = 101,3 кПа

На основе закона Авогадро и молярного объёма газов можно вычислить плотность газов при нормальных условиях и относительную плотность одного газа по отношению к другому газу. Плотность обозначается буквой ρ (**ро**), её единица измерения – г/л.

Для вычисления плотности какого-либо газа X в нормальных условиях (н.у.), следует его молярную массу разделить на молярный объем:

$$\rho = \frac{M_x}{V_M} = \frac{M_x}{22,4}; \quad M_x = \rho \cdot V_M = \rho \cdot 22,4$$

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

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

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

Плотность твёрдых и жидких веществ при н.у. вычисляется по формуле $\rho = \frac{m}{V}$.

Для того, чтобы определить, масса какого из газов с одинаковыми объемами и при одинаковых условиях бывает тяжелее, пользуются понятием *относительной плотности*. Отношение плотностей различных газов при одинаковых условиях равно отношению их молярных масс. Относительная плотность обозначается буквой D и не имеет единицы измерения. Формула относительной плотности следующая:

$$\frac{M_1}{M_2} = \frac{\rho_1}{\rho_2} = D; \quad M_1 = M_2 \cdot D$$

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

$$D_{(H_2)} = \frac{M_{(x)}}{M_{(H_2)}} = \frac{M_{(x)}}{2}; \quad \text{отсюда } M_{(x)} = 2 \cdot D_{H_2}$$

В таком случае, относительная плотность углекислого газа по водороду вычисляется следующим образом:

$$D_{H_2} = \frac{M(CO_2)}{M(H_2)} = \frac{44}{2} = 22$$

Так как средняя молярная масса воздуха, состоящего из смеси газов, примерно равна 29 г/моль, то формула его относительной плотности следующая:

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

Способы вычисления средней молярной массы газовой смеси

Таблица 1

По количеству моль	По объемной доле	По объему
$M_{\text{средняя}} = \frac{v_1 \cdot M_1 + v_2 \cdot M_2 + \dots}{v_1 + v_2 + \dots}$	$M_{\text{средняя}} = \frac{\varphi_1 \cdot M_1 + \varphi_2 \cdot M_2 + \dots}{100}$	$M_{\text{средняя}} = \frac{V_1 \cdot M_1 + V_2 \cdot M_2 + \dots}{V_1 + V_2}$

Здесь: v_1 и v_2 – количество молей газов, M_1 и M_2 – молярные массы газов, V_1 и V_2 – объем газов в н.у., φ_1 и φ_2 – доля газов в объеме газовой смеси.

Среднюю молярную массу 1 моля смеси из двух различных газов можно вычислить по следующей формуле: $M_{\text{средняя}} = v_1 \cdot M_1 + (1 - v_1) \cdot M_2$

При смешивании газов с одинаковыми молярными массами, которые при одинаковом давлении не вступают друг с другом в реакцию, плотность газовой смеси (при н.у.), а также их средняя молярная масса остаются неизменными. Например, при смешивании CO и N₂:

$$M_{(\text{CO})} = M_{\text{средняя}} = M_{(\text{N}_2)}; \rho_{(\text{CO})} = \rho_{\text{средняя}} = \rho_{(\text{N}_2)}$$

При смешивании газов с различными молярными массами, при одинаковом давлении, средняя молярная масса (при н.у.) и плотность полученной газовой смеси приобретают значение между молярными массами и плотностями смешиваемых газов. Например, при смешивании H₂ и O₂:

$$M_{(\text{O}_2)} > M_{\text{средняя}} > M_{(\text{H}_2)}; \rho_{(\text{O}_2)} > \rho_{\text{средняя}} > \rho_{(\text{H}_2)}$$

При добавлении газа с большей молярной массой в тот или иной газ при постоянном давлении плотность газовой смеси увеличивается, а при добавлении газа с меньшей молярной массой – уменьшается.

Закон объемных отношений. В химических реакциях соотношение объемов, вступающих в реакцию, и полученных газов равно соотношению их коэффициентов. Например:



Численное соотношение объемов, молей и молекул газов равно друг другу.

$$v_1 : v_2 = V_1 : V_2 = N_1 : N_2.$$

Можно производить следующие вычисления по смесям:

1) $m(\text{смесь}) = m_1 + m_2 + \dots = v_1 \cdot M_1 + v_2 \cdot M_2 + \dots$

2) $\omega(\text{вещество}) = \frac{m(\text{вещество})}{m(\text{смесь})} \cdot 100\%$; $\varphi(\text{газ}) = \frac{v(\text{газ})}{v(\text{смесь})} \cdot 100\% = \frac{V(\text{газ})}{V(\text{смесь})} \cdot 100\%$

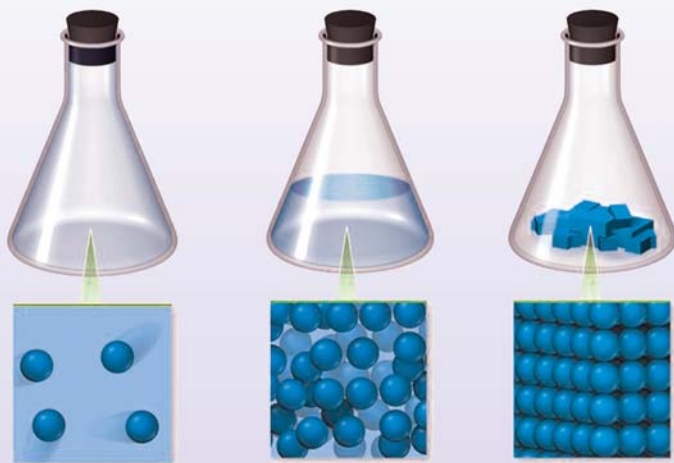
3) Массовое соотношение двух газов: $\frac{m(X)}{m(Y)} = \frac{M(X) \cdot v(X)}{M(Y) \cdot v(Y)}$



1. Какой объем в литрах будет занимать $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул водорода при нормальных условиях?
2. Сравните относительные плотности азота (N₂) по водороду (I), гелию (II) и кислороду (III). $A_r(\text{N})=14$, $A_r(\text{H})=1$, $A_r(\text{He})=4$, $A_r(\text{O})=16$
3. Вычислите количество молей 3,36 литра неизвестного газа при н.у.
4. Вычислите плотность газовой смеси по водороду, образовавшейся из 2 молей H₂ и 1 моля O₂. $M(\text{H}_2)=2\text{г/моль}$; $M(\text{O}_2)=32\text{г/моль}$.
5. Вычислите общее количество атомов в 4,48 литра углекислого газа (при н.у.).



2 ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ. ХИМИЧЕСКИЕ УРАВНЕНИЯ





2.1. Физические и химические явления.

Признаки химических реакций

2.2. Химическое уравнение. Закон сохранения массы веществ

2.3. Типы химических реакций

2.4. Тепловой эффект химических реакций

2.5. Горение. Рациональное сжигание топлива

2.6. Вычисления по химическим уравнениям



2.1. Физические и химические явления. Признаки химических реакций



Сравните картинки. В результате какого явления гвозди ржавеют, черешня гнивает, а вода превращается из жидкого состояния в твёрдое или газообразное состояния.

Чем отличаются эти явления друг от друга? Как это можно объяснить? Какие признаки имеют химические реакции?

Каждому из нас в повседневной жизни доводилось наблюдать, как нагретая вода, превратившись в пар, «исчезает» (переходит в состояние невидимого газа), и как этот пар при соприкосновении с холодной поверхностью предмета вновь превращается в капельки воды. Точно так же все видели превращение воды в лед в выставленной наружу в холодный морозный день посуде и обратный переход его в жидкое состояние при внесении в помещение. Образуется ли новое вещество при этих превращениях?

Возьмите две миски небольшой ёмкости. В одной из мисок смешайте небольшое количество соли с водой, а в другой – сахара с водой и поставьте на слабый огонь. Что вы наблюдаете? Запишите свои мысли в тетради.



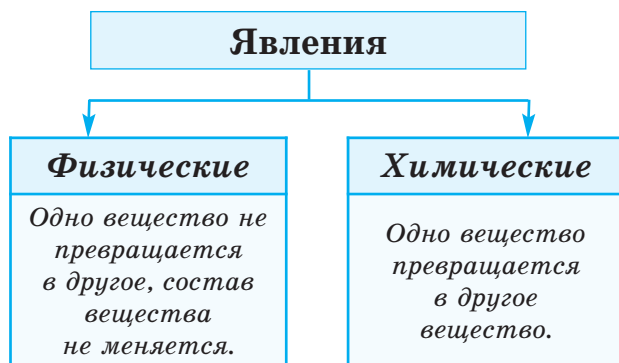
Из курса физики нам известно, что все происходящие в природе изменения называются **явлением**. Например, выпадение дождя, восход солнца, удар грома, землетрясение, таяние ледников и др. (рис.1).



Рис. 1.

Все происходящие в природе явления делятся на 2 группы (схема 1).

Схема 1



Во время физических явлений изменяются лишь агрегатное состояние, форма, размеры, объем, давление, температура и скорость движения вещества (рис. 2). Например, замерзание воды, таяние льда, кипение воды и др.

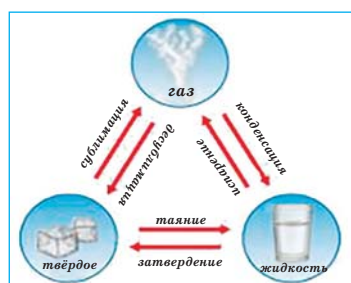


Рис. 2.



1. Нагрейте медную проволоку. 2. В отстаившуюся известковую воду с помощью трубочки вдуньте воздух или же добавьте немного раствора соды. 3. Подожгите кусочек серы размером с горошину. Что вы наблюдаете в каждом случае?



Рис. 3. Признаки химических реакций

Во время химических явлений из исходного вещества образуются новые вещества. Например, такие химические явления, как горение, брожение, гниение, электролиз, разложение на составные части, ржавление (коррозия) и др. называют **химическими реакциями**.

Химические реакции имеют несколько признаков. Эти признаки показывают протекание химических реакций (рис. 3).

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

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

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

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

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

В природе физические и химические явления (реакции) протекают непрерывно, постоянно, обеспечивая этим циркуляцию веществ, климатические изменения, условия жизни для живых организмов.

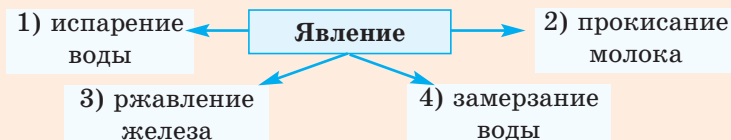


1. Определите соответствие.

- | | |
|-----------------------|---------------------------------|
| 1) Химическое явление | а) кипение воды |
| 2) Физическое явление | б) брожение простокваши |
| | в) плавление металла |
| | г) горение спички |
| | д) превращение стекла в порошок |

2. Отметьте на основе диаграммы Венна схожие и отличительные черты физических и химических явлений.

3. Определите физические явления.



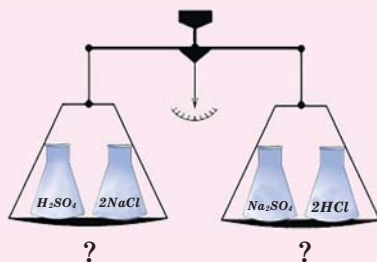
4. Выберите физические и химические явления, происходящие во время нагревания сахара:

- 1) сахар плавится; 2) плавленый сахар кипит; 3) плавленый сахар становится бурым, а затем чернеет; 4) чёрный цвет исчезает, образуются углекислый газ и вода.

2.2. Химическое уравнение. Закон сохранения массы веществ



Смочите в пробирке около 2-х г хлорида натрия небольшим количеством воды. Влив в пробирку до четверти её объёма концентрированной серной кислоты, закройте её горлышко пробкой, через которую проходит газоотводная трубка. При этом кислота должна быть концентрированной, а соль – в виде кристаллов. Пробирку с содержащимися в ней солью и серной кислотой слегка подогрейте. Что вы наблюдаете? Происходят ли изменения в массах веществ в результате реакции? Запишите уравнение реакции.

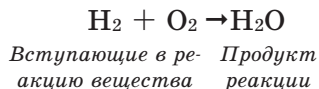


Происходящие в природе химические превращения в письменном виде выражают посредством химических уравнений. Условная запись химической реакции посредством формул, знаков и коэффициентов называется **химическим уравнением**.

Химическое уравнение составляется на основе нижеприведённых правил:

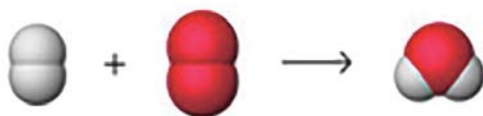
- Записываются химические формулы веществ, вступающих в реакцию.
- Если число вступающих в реакцию веществ два и больше, между ними ставится знак «+».
- Затем ставится знак (→).
- После знака стрелки записываются химические формулы полученных веществ.
- При получении двух и более продуктов между ними ставится знак «+».

Например, составим уравнение реакции горения водорода в кислороде:

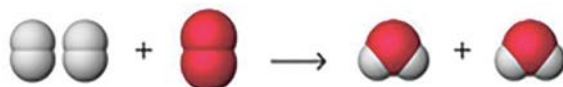


Здесь количество атомов в правой и левой частях неодинаковое. Такую запись называют **схемой реакции**. Для того, чтобы превратить данную схему в уравнение, следует уравнивать число атомов в левой и правой частях уравнения.

Уравнивание количества атомов элементов в правой и левой частях уравнения называют **коэффицированием уравнения**. Определим число атомов элементов, входящих в состав веществ в реакции образования воды.



Если обратим внимание на реакцию, то увидим, что количество атомов водорода в обеих частях одинаковое. А количество атомов кислорода в правой части на единицу меньше количества атомов кислорода в левой части. Вследствие этого, вначале уравним число атомов кислорода. Для этого число атомов в правой части реакции умножается на 2, и на основе этого определяется коэффициент веществ на левой стороне.

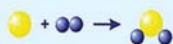
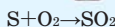


В результате количество атомов водорода и кислорода в левой и правой частях уравнивается и получается **уравнение химической реакции**. 2 молекулы водорода, вступая в реакцию с 1 молекулой кислорода, образуют 2 молекулы воды.

Впервые в 1748-ом году знаменитым русским учёным М.В.Ломоносовым, и независимо от него, в 1789-ом году французским учёным А.Лавуазье был открыт закон о том, что во время химических реакций сумма масс, вступающих в реакцию веществ, равна сумме масс, полученных в результате реакции веществ.

Закон сохранения массы веществ выражается следующим образом: Сумма масс веществ, вступивших в химическую реакцию, равна сумме масс веществ, полученных в результате реакции.

В колбу насыпают небольшое количество серы, после этого её закупоривают пробкой и взвешивают на весах (1).



Затем колбу вместе с серой осторожно нагревают (2). На основе появления в колбе дыма, состоящего из частиц оксида серы (IV), можно определить протекание химической реакции.

При повторном взвешивании обнаруживается, что в результате реакции масса вещества осталась неизменной (3).





1. В результате реакции металла цинка с соляной кислотой (HCl) образуются хлорид цинка (ZnCl₂) и водородный газ (H₂). Составьте уравнение реакции.

2. Определите сумму а+б.

Реакции	Коэффициент водорода в уравнениях реакции
$\text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow \text{LiH}$	а
$\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	б

3. В каких уравнениях реакций коэффициенты веществ указаны верно?

- $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
- $4\text{KMnO}_4 \rightarrow 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
- $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$
- $3\text{Fe} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow 3\text{FeCl}_3$

4. Проставьте коэффициенты представленных уравнений реакций.

Вещества, вступившие в реакцию	Продукт реакции	Сумма всех коэффициентов в уравнении реакции
$\text{CH}_4 + \text{O}_2$	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{H}_2 + \text{Cl}_2$	HCl	
$\text{P} + \text{O}_2$	P_2O_5	
$\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$	

5. Если в результате горения фосфора в кислороде получено 284 г P₂O₅, то сколько граммов кислорода вступило в реакцию? A_r(P)=31, A_r(O)=16

2.3. Типы химических реакций



Поместите в керамический тигель немного бихромата аммония (NH₄)₂Cr₂O₇ и поставьте на большую асбестовую плитку. Нагрев стеклянную палочку, прикоснитесь ею к веществу.

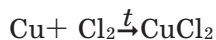
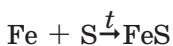
Что вы видите? Изложите свои соображения относительно происходящего процесса и запишите уравнение реакции. Почему эту реакцию называют «химическим вулканом»?

Химические реакции классифицируются по различным признакам. По количеству веществ, вступивших в реакцию и полученных в результате реакции, химические реакции подразделяются на 4 типа (схема 1):

Схема 1

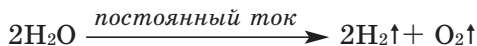
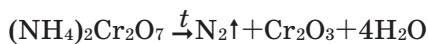


Реакции соединения. Реакции, при которых из двух и более простых или сложных веществ получают одно сложное вещество, называют *реакциями соединения*.



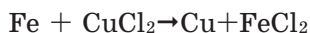
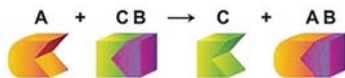
Для протекания химических реакций иногда требуется нагревание. В таком случае в уравнениях реакций над стрелкой ставится знак *t*.

Реакции разложения. Реакции, при которых из одного сложного вещества получают два и более простых или сложных веществ, называют *реакциями разложения*.



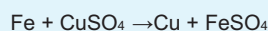
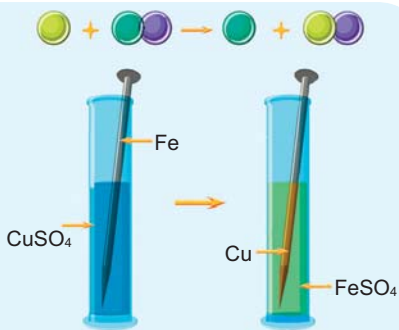
Если во время реакции выделяется газ, в таком случае, рядом с её химической формулой проставляется стрелка, направленная вверх (*↑*).

Реакции замещения. Если в реакциях, протекающих между простым и сложным веществом, атомы одного из элементов сложного вещества замещаются атомами простого вещества, то такие реакции называются *реакциями замещения*.



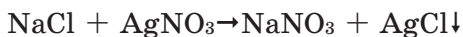


Опустите в раствор сульфата меди (II) (CuSO_4) голубого цвета очищенный железный гвоздь или железную пластинку. Что вы наблюдаете?



Если во время реакции выпадает осадок, в таком случае, рядом с химической формулой полученного вещества проставляется стрелка, направленная вниз (\downarrow).

Реакции обмена. Если в реакциях, протекающих между двумя сложными веществами, составные части сложных веществ, меняясь местами, образуют новые сложные вещества, то такие реакции называются **реакциями обмена**.



1. Определите соответствие.

- | | |
|-----------------------|--|
| 1. Реакция соединения | а) $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$ |
| 2. Реакция замещения | б) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ |
| 3. Реакция разложения | в) $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$ |

2. Дополните таблицу:

Вещества, вступившие в реакцию	Продукты реакции	Тип реакции	Сумма всех коэффициентов
$\text{Na} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NaOH} + \text{H}_2$		

3. Сравните а, б, в в уравнениях $\text{Na} + a\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$, $\text{Al} + b\text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$, $\text{H}_2 + c\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

4. Определите данные реакции:

Реакция	Объемное отношение	Массовое отношение
$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$		
$\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$		

2.4. Тепловой эффект химических реакций



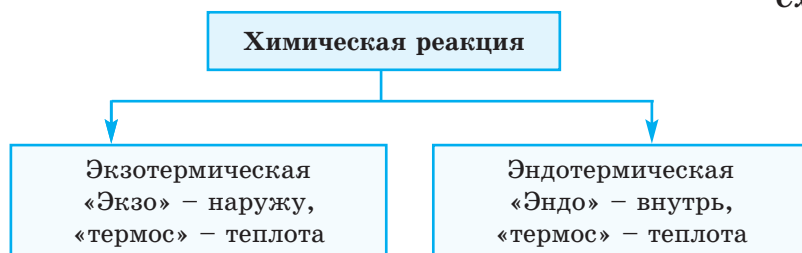
Наблюдаете ли вы за тем, какие изменения происходят в вашем организме во время занятий спортом, приготовления уроков и приёма пищи? Как в это время изменяется ваша энергия?

В жизни мы постоянно принимаем пищу, а также занимаемся определённой деятельностью (умственной и физической). Вначале мы, приняв пищу, увеличиваем свою энергию, а занимаясь различной деятельностью, тратим ту энергию, которую получили благодаря приёму пищи (т.е. наша энергия уменьшается), и в результате мы чувствуем себя усталыми и утомлёнными. Как и человек, каждое химическое вещество обладает определённым запасом энергии. Химические реакции веществ сопровождаются выделением или поглощением теплоты.

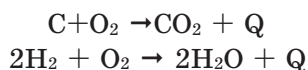
Количество выделяемой или поглощаемой в ходе химической реакции теплоты называется **тепловым эффектом**.

Тепловой эффект обозначается буквой **Q**, а единица его измерения – **кДж**. В зависимости от выделения или поглощения теплоты химические реакции делятся на 2 группы (схема 1):

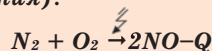
Схема 1



Химические реакции, протекающие с выделением теплоты, называются **экзотермическими реакциями**. В уравнениях экзотермических реакций выделяемая теплота (**Q**) указывается в правой стороне реакции знаком «+» ($Q > 0$).

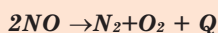


Все реакции горения – экзотермические. Реакция между азотом и кислородом – эндотермическая. (Это не реакция горения).





Большинство реакций разложения и некоторые реакции соединения – эндотермические. Реакция разложения монооксида азота – экзотермическая.



Химические реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются **эндотермическими реакциями**. В уравнениях эндотермических реакций поглощённая теплота указывается в правой стороне реакции знаком «—».

То есть $Q < 0$:



Уравнения химических реакций, в которых указаны агрегатное состояние и тепловой эффект вступающих в реакцию и полученных веществ, называются **термохимическими уравнениями**. В термохимических уравнениях вместо стрелки (\rightarrow) проставляется знак (=).

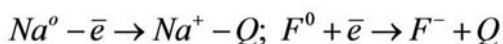


Количество тепла, выделяемого или поглощаемого во время образования 1 моля сложного вещества из простых веществ, называется **теплотой образования**. Теплота образования обозначается в виде $Q_{обр}$ и измеряется в **кДж/моль**. Для вычисления теплоты образования полученного продукта в термохимическом уравнении, следует тепловой эффект реакции поделить на коэффициент продукта. Например:



$$Q_{обр.}(CaO) = \frac{1280 \text{ кДж}}{2} = 640 \text{ кДж}$$

Процесс отрыва электрона от того или иного атома является эндотермическим, а присоединение к атому электрона – экзотермическим процессом. Например:



1. В каких реакциях теплота образования равна тепловому эффекту реакции?

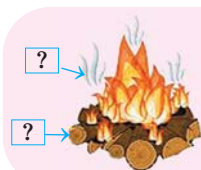
- а) $S_{(тв)} + O_{2(г)} = SO_{2(г)} + Q$; б) $2Ca_{(тв)} + O_{2(г)} = 2CaO_{(тв)} + Q$;
в) $CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(ж)} + Q$; г) $2C_2H_2(г) + 5O_{2(г)} = 4CO_{2(г)} + 2H_2O_{(ж)} + Q$.

2. Отметьте в таблице, какие реакции экзотермические, а какие – эндотермические.

Реакция	Тип реакции
$2H_2O \xrightarrow{t} 2H_2 + O_2$	
$N_2 + H_2 \xrightarrow{t, p, кат} NH_3$	

3. Приведите примеры по экзотермическим и эндотермическим реакциям.

2.5. Горение. Рациональное сжигание топлива



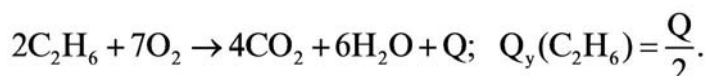
Обратите внимание на картинку.
Что вы наблюдаете, разжигая костёр?



Реакции, протекающие с выделением теплоты и света при взаимодействии веществ с кислородом, называются **реакциями горения** или просто **горением**.

Реакции горения – это процесс окисления, протекающий с большой скоростью.

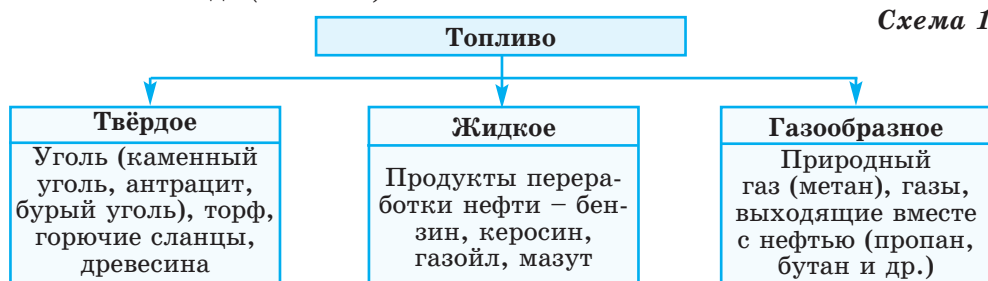
Теплота, выделяемая во время полного сгорания 1 моля того или иного вещества, называется теплотой горения (измеряется в к Дж/моль). При вычислении теплоты горения тепловой эффект реакции делится на коэффициент сгорающего вещества.



Для горения веществ нужны два условия:

- нагревание вещества до температуры возгорания – каждое вещество имеет свою температуру возгорания. Например, белый фосфор воспламеняется при 40°C , сера и древесина – при 270°C , древесный уголь при 350°C и т. д.
- соприкосновение кислорода с частицами вещества – реакции горения веществ в чистом кислороде протекают во много раз быстрее реакций горения в воздухе. Это объясняется тем, что кислород составляет лишь $1/5$ часть воздуха.

Для получения тепловой энергии используют различные виды топлива в природе. По своему агрегатному состоянию топливо подразделяется на 3 вида (*схема 1*):



Газообразное топливо имеет ряд преимуществ по сравнению с твердым и жидким топливом: его добыча и транспортировка экономически

более выгодны; упрощается регулирование процесса горения; достигается более полное сжигание топлива; устраняется загрязнение окружающей среды. Качество топлива определяется его *теплотворной способностью*, т.е. количеством теплоты (в кДж), выделяемой при сжигании 1 кг топлива.

А теплотворная способность топлива определяется количеством углерода в составе топлива.

Как следует поступить, если произойдёт пожар?

Для предотвращения процесса горения следует: 1) охладить температуру горящего материала с доведением её до более низкой, чем при его воспламенении, температуры; 2) предотвратить соприкосновение кислорода (или воздуха) с горящим материалом.

При погашении огня водой горящий материал одновременно и остывает и в то же время образующийся от нагрева воды пар в достаточной степени устраняет соприкосновение материала с кислородом (с воздухом). Кроме воды, соприкосновение воздуха с горящим материалом предотвращается при помощи песка, грунта, огнетушителей и некоторых взрывчатых веществ. Если огонь охватил малую площадь, то горящую



часть вещества следует накрыть одеялом, паласом, плотной тканью и т.д., не пропускающими воздух (рис. 1). Если загорелась ваша одежда, следует незамедлительно принять меры, указанные выше.

Рис 1.

2.6. Вычисления по химическим уравнениям

Вычисления по химическим уравнениям производятся в следующей последовательности:

1. Вначале следует составить уравнение соответствующей реакции и проставить коэффициенты;
2. Указанные в условии задачи данные (x) (вместе с единицей измерения) записать над соответствующей формулой вещества;
3. Отметить количество веществ (ν , N, m, V) под химическими формулами, учитывая соответствующие единицы измерения и их коэффициенты;
4. Составив пропорцию, производить вычисления.

Над химической формулой вещества	Под химической формулой вещества
Грамм (m)	коэффициент · M
(н.у.) литр (V)	коэффициент · $V_M(22,4)$
Моль (ν)	коэффициент
Количество молекул	коэффициент · $6,02 \cdot 10^{23}$

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

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

Решение:



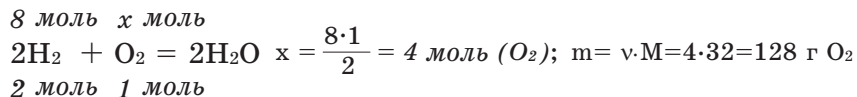
б) Находим количество вещества CO_2 по формуле $\nu = \frac{m}{M}$

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

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

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

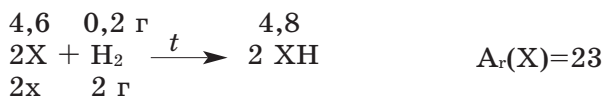
Решение:



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

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

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



IV. Правило вычисления теплового эффекта по теплоте образования.

Тепловой эффект химической реакции равен разнице между суммой теплоты образования продуктов реакции и суммой теплоты образования исходных веществ.

$$Q_{\text{реак.}} = \sum Q_{\text{обр. (продукты)}} - \sum Q_{\text{обр. (исх. вещ.)}}$$

Задача 4. Вычислите тепловой эффект реакции $CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2 - Q$.

$Q_{\text{обр. (CaCO}_3)} = 1207$ кДж; $Q_{\text{обр. (CO}_2)} = 393$ кДж; $Q_{\text{обр. (CaO)}} = 635$ кДж.

Решение: $Q_{\text{реак.}} = (635 + 393) - 1207 = -179$ кДж.

V. Закон Гесса и решение задач по данному закону.

Тепловой эффект реакции зависит не от путей протекания и количества этапов реакции, а только от природы и физического состояния вступающих в реакцию и получаемых в результате реакции веществ. Т.е. тепловой эффект общей реакции равен сумме тепловых эффектов её этапов.

Задача 5. I этап: $C_{(мс)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = CO_{(г)} + Q_1$;

II этап: $CO_{(г)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = CO_{2(г)} + Q_2$.

Общая реакция $C_{(мс)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)} + Q_3$; Вычислите Q_3 :

Решение: $Q_3 = Q_1 + Q_2$.

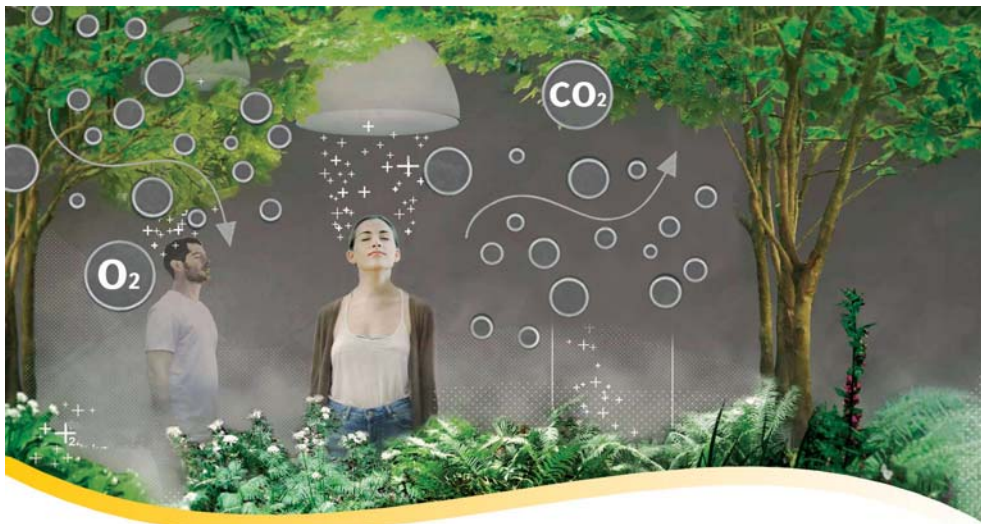
VI. Вычисление выхода продукта

$$\theta = \frac{V_{\text{(практич.)}}}{V_{\text{(теорет.)}}} \cdot 100\% \quad \eta = \frac{m_{\text{(практич.)}}}{m_{\text{(теорет.)}}} \cdot 100\%$$

Здесь η называется – эта, а θ – тета.



1. Сколько литров O_2 (при н.у.) требуется для полного превращения 4 г Ca в CaO? $A_r(\text{Ca})=40$.
2. При сгорании 8 г серы (S) в кислороде получено SO_2 с выходом в 75%. Вычислите массу (в граммах) вещества.
3. При полном сгорании 10 г Ca выделяется 160 кДж теплоты. Вычислите тепловой эффект реакции горения, теплоту образования оксида кальция. $A_r(\text{Ca})=40$.



3 ВОДОРОД. КИСЛОРОД





- 3.1. *Распространение водорода в природе и его получение***
- 3.2. *Свойства и применение водорода***
- 3.3. *Распространение кислорода в природе и его получение***
- 3.4. *Свойства и применение кислорода***
- 3.5. *Озон***



3.1. Распространение водорода в природе и его получение



Влейте в пробирку немного разбавленной серной или соляной кислоты и опустите туда 2–3 кусочка цинка или алюминия. Подождите, когда из пробирки выйдет весь воздух, и потом подожгите полученный водород. Что вы наблюдаете? Запишите уравнение реакции.



Общая характеристика

Химический знак: H

Валентность: I

Относительная атомная масса: $A_r(\text{H})=1$

Химическая формула простого вещества: H_2

Относительная молекулярная масса простого вещества: $M_r(\text{H}_2)=2$



Распространение в природе. На земном шаре водород по массе составляет 1%. Элемент водорода содержится в составе большинства органических соединений. Водород считается самым распространённым химическим элементом во вселенной (в космосе). Примерно 50% Солнца и все звёзды состоят в основном из водорода. Как вы знаете, в природе существует три изотопа водорода – Протий: ${}^1\text{H}$, Дейтерий: ${}^2\text{H}$ (D), Тритий: ${}^3\text{H}$ (T).

Наиболее широко распространённым в природе является Протий, наименее встречаемым – Дейтерий и в минимальном количестве, редко встречаемым – Тритий.

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

Получение в лаборатории

1) В результате разложения воды под действием электрического тока.



Генри Кавендиш (1731–1810)

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

2) В результате вступления в реакцию некоторых металлов (*Li, Na, K, Mg, Ca, Ba, Al, Zn, Fe*) с кислотами (кроме разбавленной и концентрированной HNO_3 и концентрированной H_2SO_4). В этих реакциях в качестве кислоты используются разбавленные соляная и серная кислоты. Для получения водорода пользуются аппаратом Киппа (рис.1) или же устройством, представленным на рис. 2.



Рис. 1.

Сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода и кислотного остатка, называются кислотами. Атомы или группа атомов, соединённых с водородом в молекуле кислоты, называются кислотными остатками.

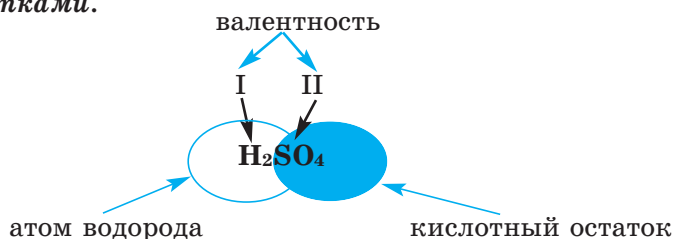


Таблица 1

Кислота	Название кислоты	Кислотный остаток	Валентность кислотного остатка
HCl	соляная кислота	Cl ⁻	I
H ₂ SO ₄ (разб.)	серная кислота	SO ₄ ²⁻	II

Составим уравнение реакции с металлом цинком (таблица 1).

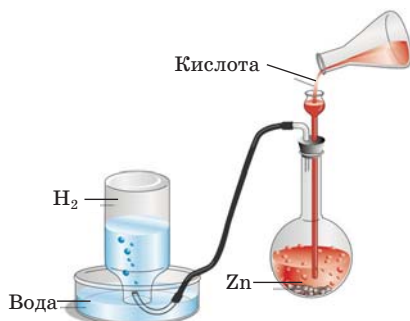
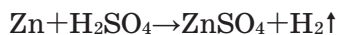
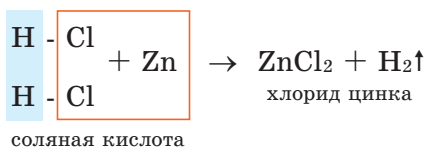
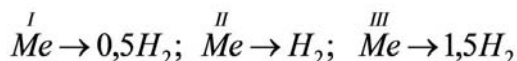
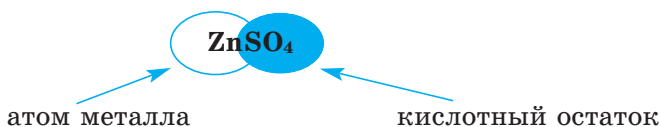


Рис. 2. Собираение водородного газа вытеснением воды

1 моль любого металла выделяет мольное количество H_2 , равное половине его валентности.



Полученные в результате реакции сложные вещества (хлорид цинка и сульфат цинка) называются **солями**. *Соли – это сложные вещества, состоящие из атома металла и кислотного остатка.*



Формулы солей составляются по валентности металла и кислотного остатка. Произношение названий солей основано на названиях металла и кислотного остатка. Например, $ZnCl_2$ — хлорид цинка; $ZnSO_4$ — сульфат цинка. Если металл имеет переменную валентность, в таком случае, отмечается валентность металла (*таблица 2*).

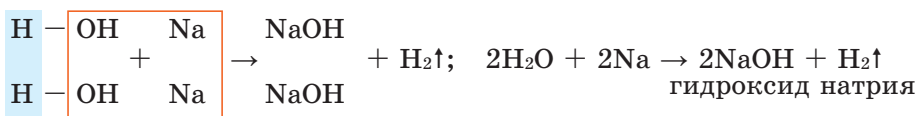
Таблица 2

Соль	Название соли	Состав	
		Металл	Кислотный остаток
$ZnSO_4$	Сульфат цинка	II Zn	II SO_4
$FeCl_2$	Хлорид железа(II)	II Fe	I Cl

При собирании водорода путём вытеснения воздуха конец газоотводной трубки вставляется в опрокинутый отверстием вниз сосуд (*рис. 2*).

Для проверки наличия водорода к концу газоотводной трубы подносят небольшую пробирку (на 10–20 секунд), затем, держа ее отверстием вниз, приближают к огню. Раздавшийся при этом взрывоподобный звук или гудение свидетельствуют о наличии водорода H_2 .

3) *В результате реакции активных металлов (Li, Na, K, Ca, Ba и др.) с водой.* Поскольку эти реакции протекают бурно, а порой и со взрывами, следует брать небольшой кусочек металла, а пробирку, в которой проводится опыт, закрыть воронкой. Во время реакции из молекулы воды вытесняется лишь 1 атом водорода и в результате получается одновалентная **гидроксильная группа (OH)**. В свою очередь, гидроксильная группа, соединяясь с атомом металла, образует новое вещество.



Число гидроксильной группы в основаниях зависит от валентности металла.

Полученные в результате этих реакций сложные вещества называются основаниями или гидроксидами. Сложные вещества, состоящие из атома металла и гидроксильной группы, называются **основаниями**. Названия оснований читаются так: вначале произносится слово «гидроксид», а затем название металла. Если металл имеет переменную валентность, то его валентность отмечается (*таблица 3*).

Таблица 3

Вещество	Название
$\frac{\text{I}}{\text{NaOH}}$	Гидроксид натрия

Получение в промышленности

Водород в промышленности получают в результате разложения воды под действием постоянного тока:



Другие способы получения водорода в промышленности будут изучены в старших классах.

1. Заполните пустые клетки.

Изотопы водорода	Название	Состав ядра	
		Число протонов	Число нейтронов
${}^1_1\text{H}$	Протий		0
	Дейтерий	1	
${}^3_1\text{H}(\text{T})$			2

2. При помощи каких реакций получают водород в лаборатории? Запишите уравнения реакций, протекающих при воздействии на железо соляной кислотой и разбавленной серной кислотой.

3. Сколько литров H_2 (при н.у.) и сколько граммов $ZnCl_2$ получится при воздействии на 4 моль металла цинка соляной кислотой, взятой в избытке? $A_r(Zn)=65$; $A_r(Cl)=35,5$.

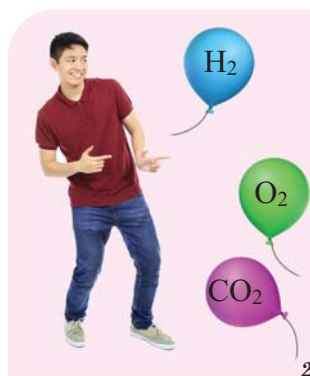
4. Какие вещества должны быть вместо вопросительных знаков на рисунке?

5. Впишите в клетку соответствующее слово.



В результате реакции активных металлов с водой	→	получится....
В результате реакции некоторых металлов с разбавленными кислотами		
В результате разложения воды под действием постоянного тока		

3.2. Свойства и применение водорода



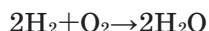
1

Обратите внимание на картинку. Каким образом на первой картинке шары остаются в воздухе? С какой целью на изображениях шаров на второй картинке даны формулы газов? Поясните свои соображения.

Физические свойства. В свободном состоянии водород образует газ, состоящий из молекул H_2 . Водород – это бесцветный газ без запаха, который легче воздуха в 14,5 раза. Легко взлетающие в воздух наполненные водородом мыльные пузыри также подтверждают это.

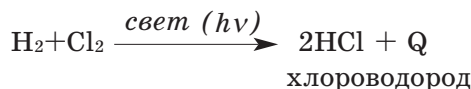
Химические свойства. Реакция с неметаллами. В обычных условиях водород химически неактивен. Его молекула отличается устойчивостью. Для разложения 1 моля молекул водорода на атомы требуется 420 к Дж энергии. Из неметаллов водород в обычных условиях вступает в реакцию только со фтором. Во время реакции водорода с кислородом или с воздухом происходит громкий взрыв. После реакции на стенках

сосуда образуются капельки воды. Смесь из 2-х объемов водорода (H₂) и 1-го объема кислорода (O₂) называется *гремучим газом*.



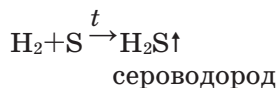
При горении водородного газа выделяется большое количество теплоты и температура достигает 3000° С. Реакция горения водорода в чистом кислороде применяется при сварке (водородная сварка) и резке металлов.

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

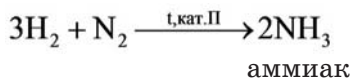


Полученный хлороводород является веществом в газообразном состоянии, его водный раствор называется **соляной кислотой**.

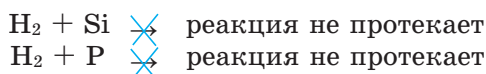
Если пробирку с расплавленной серой заполнить водородом, то будет ощущаться запах тухлых яиц, свидетельствующий об образовании нового газа — **сероводорода**:



Широкое применение на практике находит также вещество под названием **аммиак** (NH₃), образующееся в результате реакции водорода с азотом.



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



Реакции с металлами. Водород вступает в реакции соединения также с активными металлами. При этом образуются твердые вещества — **гидриды** (NaN, CaH₂ и др.).



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

Реакции со сложными веществами. Получение ряда металлов в металлургической промышленности основано на реакциях взаимодействия водорода с оксидами данных металлов. При высокой температуре водород притягивает к себе кислород из состава оксидов малоактивных металлов (Zn, Cr, Fe, Cu и др.), вытесняя и выталкивая металлы в

свободном состоянии, т.е. он освобождает (восстанавливает) металлы из их оксидов (из-за получения свободного металла масса исходного твёрдого вещества уменьшается).

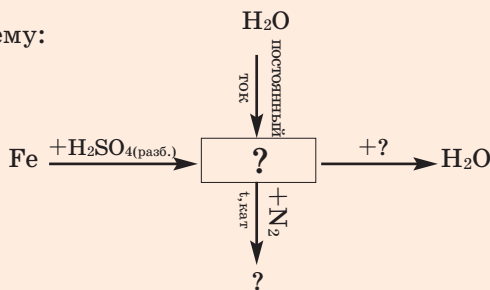


Применение. Водород считается самым чистым топливом будущего, так как при сгорании он выделяет большое количество тепловой энергии и продуктом его сгорания являются лишь водяные пары, атмосфера при этом не загрязняется. Водород также используется при превращении жидкого масла (растительное масло) в твердое (маргарин), в качестве топлива, при получении, резке и сварке металлов, синтезе аммиака и метанола и др. Применение водорода показано в нижеприведённой схеме. Поскольку водород является самым легким газом, его также используют при наполнении аэростатов (рис. 1).



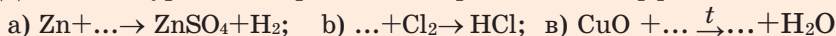
Рис. 1. Применение водорода

1. Дополните схему:

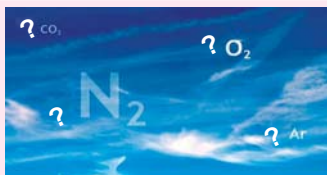


2. По каким свойствам применяется водород?

3. Дополните уравнения реакций и проставьте коэффициенты:



3.3. Распространение кислорода в природе и его получение



Что происходит с вами, оставаясь в закрытом помещении, без воздуха? Какие газы и сколько процентов содержится в составе воздуха, которым мы дышим?

Общая характеристика:

Химический знак: O

Валентность: II

Относительная атомная масса:

$A_r(O)=16$

Химическая формула простого вещества: O₂

Относительная молекулярная

масса простого вещества: $M_r(O_2)=32$



Распространение в природе. Кислород был открыт в 1772 году шведским ученым Карлом Шееле. Это самый распространенный в природе элемент. Примерно 49,4% массы земной коры приходится на долю кислорода. Кислород в атмосфере земного шара (по массе 23%, по объёму 21%) и в природных водах существует в растворённом виде.



Антуан Лавуазье (1743—1794)

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

Наличие кислорода в атмосферном воздухе впервые было установлено А.Лавуазье в 1774 году. Кроме кислорода в воздухе содержится 78% по объёму и 75,5% по массе азота (N₂) и примерно – 1% инертных газов (аргона и др.), в минимальном количестве (-0,03%) – углекислого газа.

Кислород в виде соединений является основной составной частью почвы, воды, горных пород, руд, минералов. Он входит в состав всех живых организмов (растений, животных и т.д.). Приблизительно 65% человеческого тела составляет элемент кислород.

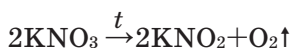
В природных соединениях встречается три изотопа (1_8O , ${}^{17}_8O$, ${}^{18}_8O$) кислорода. Наиболее распространенным среди них является изотоп с относительной атомной массой 16.

Получение в лаборатории

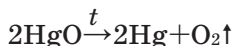
Кислород получают в лаборатории в результате разложения воды под действием постоянного электрического тока:



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



В результате разложения оксида ртути (II). В 1774 году кислород был получен английским ученым Джозефом Пристли путем нагревания оксида ртути (II) (HgO). Однако, поскольку ртуть и её соединения являются ядовитыми, этим методом не пользуются.



В настоящее время самыми удобными для получения кислорода в лабораторных условиях веществами являются известный в народе под названием «марганцовка» перманганат калия (KMnO₄), хлорат калия (KClO₃) (Бертолетова соль) и пероксид водорода (H₂O₂).

В результате разложения перманганата калия (рис. 1).

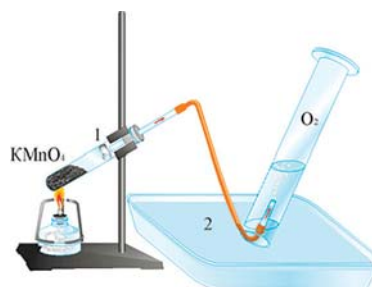


Рис. 1. Разложение перманганата калия

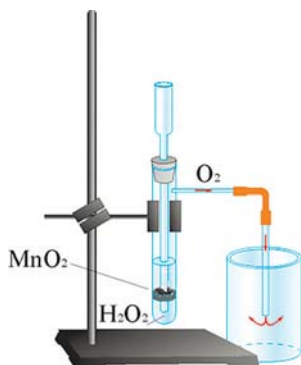
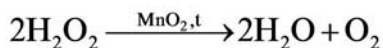



Рис. 2. Разложение пероксида водорода

В результате разложения пероксида водорода H₂O₂ при участии оксида марганца(IV) (рис. 2).




Вещества, которые ускоряют ход химических реакций, сохраняя при этом свое количество после реакции без изменения, называются катализаторами.

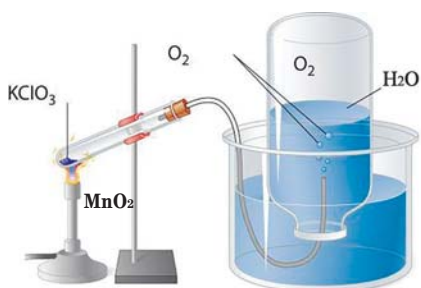
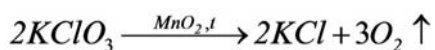


Рис. 3. Разложение хлората калия

В результате разложения хлората калия калия (Бертолетова соль) при участии оксида марганца (IV) (рис. 3).



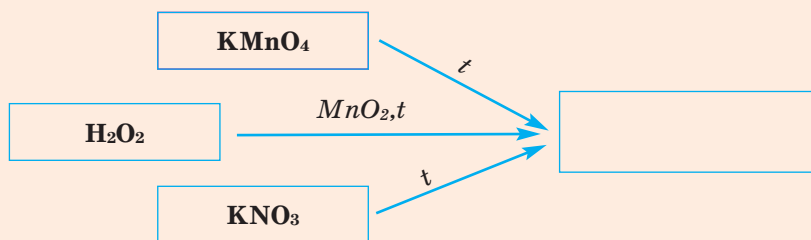
Без участия оксида марганца (IV) (MnO_2) реакция протекает очень медленно. MnO_2 является катализатором в разложении пероксида водорода и хлората калия.

Получение в промышленности

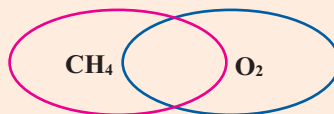
В промышленности кислород в большом количестве получают при дистилляции сжиженного воздуха. Очистив воздух от пыли, влаги и углекислого газа, его сжижают путем сжатия под высоким давлением и охлаждения. Температуру сжиженного и охлажденного до -200°C воздуха постепенно поднимают. Вначале испаряется азот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



1. Впишите в пустую клетку химическую формулу полученного в результате реакций одного и того же вещества.



2. Количество кислорода в воде в массовом отношении составляет 90%. Сколько кг кислорода можно получить из 1000 кг воды?
3. Вычислите объём выделенного газа в литрах (при н.у.), если при разложении 200 г KMnO_4 твёрдый остаток составил 184 г.
4. Отметьте в диаграмме Венна соответствующие пункты.
 1. В обычных условиях бывает в газообразном состоянии.
 2. В его состав входит водород.
 3. Органическое вещество.
 4. Неорганическое вещество.
 5. Чистое вещество.



3.4. Свойства и применение кислорода

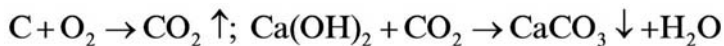


Рассмотрите картинки и поясните свои соображения. Какова причина длительного пребывания водолазов под водой? Где ещё используется кислородный баллон?

Физические свойства. Кислород – это бесцветный газ без запаха и вкуса, относительно мало растворим в воде (при температуре 20°C в 100 объёмах воды растворяется 3,1 объёма кислорода). Кислород немного тяжелее воздуха, при температуре – 183°C сжижается, а при понижении температуры до – 218,8°C – затвердевает.

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

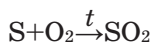
Взаимодействие кислорода с неметаллами. Если раскалить под действием пламени спиртовки уголек в железной ложке, то он не загорится, а начнет дымиться. Поместим железную ложку с дымящимся угольком в банку с кислородом (для того, чтобы банка не разбилась, дно посыпаем мелким песком). Раскаленный уголек будет гореть без пламени, выделяя тепло. Если нальем в банку известковую воду (Ca(OH)₂), она помутнеет. Это свидетельствует о получении углекислого газа (CO₂) во время горения уголька. Полученный CO₂, вступая в реакцию с известковой водой, образует осадок белого цвета CaCO₃ – карбонат кальция (известняк), который и приводит к помутнению известковой воды.



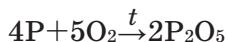
При горении раскаленного угля в условиях нехватки кислорода образуется очень опасный удушающий угарный газ:



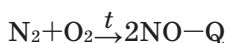
Нагреем в железной ложке немножко серы. Сера горит слабым голубоватым пламенем. Опустим ложку в банку с кислородом. Скорость горения серы увеличивается, появляется пламя ярко-голубого цвета. В банке образуется бесцветный газ с резким запахом – серный газ (SO₂ – оксид серы (IV)). Эта реакция также является экзотермической – с выделением теплоты.



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

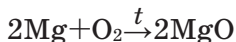


Все неметаллы, кроме фтора (F₂), хлора (Cl₂), брома (Br₂), йода (I₂), а из инертных газов – (He, Ne, Ar, Kr, Xe), находятся в непосредственном взаимодействии с кислородом. Даже азот N₂, обладающий очень устойчивой молекулой, при электрической искре образует с кислородом бесцветный газ (монооксид азота – NO), тем самым находясь с ним во взаимодействии. Однако эта реакция протекает с поглощением теплоты.

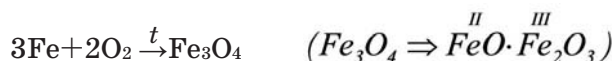


Взаимодействие кислорода с металлами. Кроме ценных (благородных) металлов (Ag, Au, Pt), большинство других металлов находятся в непосредственном взаимодействии с кислородом. Для вступления металлов в реакцию с кислородом, их следует нагреть, после чего реакция протекает самопроизвольно, с выделением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

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

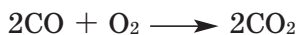
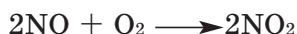
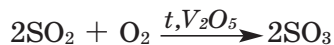


Если, насадив на железную проволоку деревянную щепку, мы зажжем ее и опустим в сосуд с кислородом, то вначале будет гореть кусок дерева, а затем железо. Железо горит без пламени, разбрасывая вокруг искры железной окалины.



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

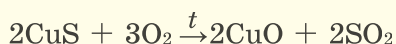
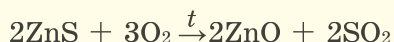
Взаимодействие сложных веществ с кислородом. Как и простые вещества, сложные вещества тоже могут гореть в кислороде и окисляться. Реакции взаимодействия веществ с кислородом являются **реакциями окисления**. Ряд оксидов, взаимодействуя с кислородом, образуют новые оксиды.



В наших квартирах ежедневно в газовых печах горит природный газ (CH₄), сопровождаясь выделением тепла (экзотермическая реакция) и образованием CO₂ (углекислый газ) и H₂O (вода).



Серные соединения некоторых металлов (сульфиды) при горении в кислороде образуют два оксида.



Применение. Сварка и резка металлов происходит при участии чистого кислорода. В металлургической и химической промышленности больше всего используется кислород из воздуха. Например, при производстве чугуна и серной кислоты использование кислорода из воздуха позволяет значительно ускорить и повысить производительность производственных процессов.

В медицине чистый кислород применяют для облегчения затрудненного дыхания. В этих целях в больницах используются кислородные подушки и заполненные чистым кислородом стальные баллоны. Летающие на большой высоте летчики, космонавты, работающие под водой водолазы также пользуются небольшими по размеру кислородными баллонами.

Все живые организмы в природе при дыхании употребляют кислород, ежегодно усваивая миллионы тонн атмосферного кислорода. Так, например, было вычислено, что только люди употребляют в течение



Рис. 1. Применение кислорода

года свыше 1330 миллиардов кубических метров атмосферного кислорода. Кроме того, в громадных количествах атмосферный кислород тратится при сжигании топлива, на процессы гниения, при вулканических извержениях (рис. 1).

В организме человека и животных происходит медленное окисление глюкозы кислородом (рис. 2).

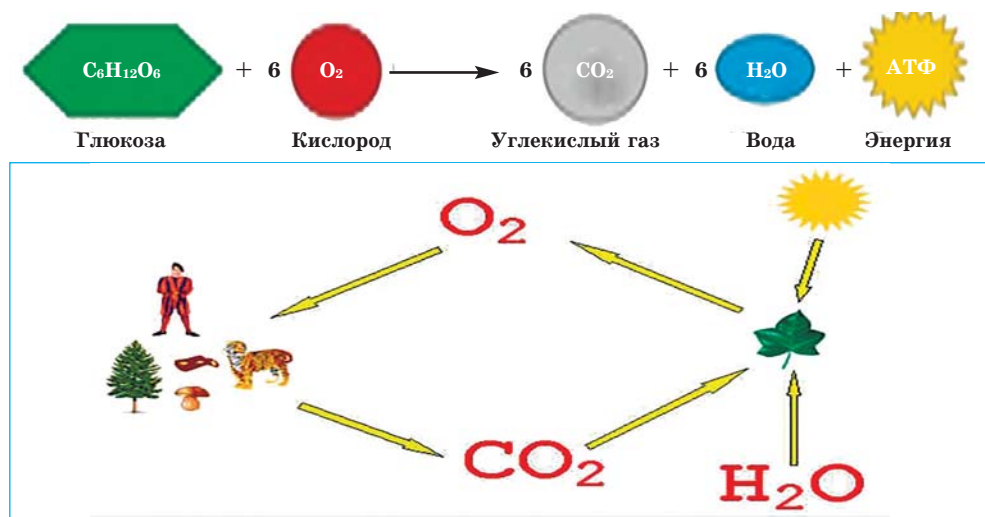
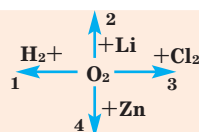


Рис. 2. Круговорот кислорода в природе



1. Какие протекают реакции?



2. Отметьте в диаграмме Венна физические свойства угарного газа и кислорода.



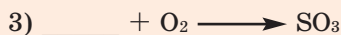
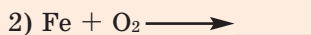
3. Шары, наполненные газами водорода, метана и кислорода, выпускаются в воздух. На основе рисунка определи газы.



4.

Металл	Продукт реакции с кислородом
Li	
Mg	
Fe	

5. Завершите уравнения реакций и проставьте коэффициенты.



3.5. Озон



Отметьте в диаграмме Венна схожие и отличительные черты кислорода и озона. Количество какого газа увеличивается в воздухе после грозы? Какое значение имеет озоновый слой?

Общая характеристика:

Химическая формула простого вещества: O_3

Относительная молекулярная

масса простого вещества: $M_r(O_3) = 48$

Распространение в природе. Одним из аллотропических видоизменений кислорода является озоновый газ. Озон образуется на высоте примерно 25–30 км в атмосфере в результате воздействия ультрафиолетовых солнечных лучей на кислород. Озон поглощает ультрафиолетовые лучи и таким образом защищает живые организмы на Земле от их губительного действия.

Получение. Озон получают в устройстве под названием озонатор (рис. 1).

Пропущенный через озонатор воздух (или чистый кислород), пройдя между электродами, создает электрический разряд, под воздействием которого кислород превращается в озон (10–15% по объему).



При прохождении через атмосферу ультрафиолетовых лучей (УФЛ), обладающих сверхвысокой энергией, молекула кислорода распадается на атомы.



Полученный кислородный атом тут же соединяется с молекулярным кислородом, превратившись в озон.



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

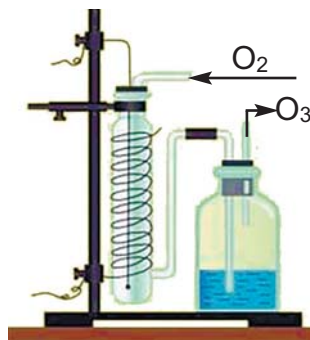
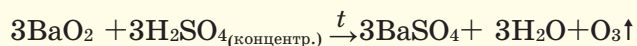


Рис. 1. Озонатор

также поглощению ультрафиолетовых солнечных лучей со средней энергией он вновь превращается в кислород.

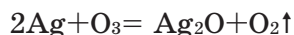


Озон также получают в лаборатории в результате следующей реакции.



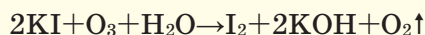
Физические свойства. Озон – это светло-голубого цвета газ молекулярного строения, с приятным запахом и без вкуса. Озон немного тяжелее воздуха, при температуре – 112°С сжижается, а при понижении температуры до – 192,7°С – затвердевает.

Химические свойства. Озон в химическом отношении активнее кислорода. В обычных условиях он окисляет серебро, которое не вступает в реакцию с кислородом:



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

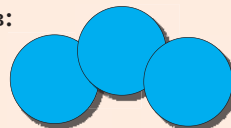
Озон является более сильным, по сравнению с кислородом, и относительно слабым, по сравнению с атомарным кислородом, окислителем. Озон вытесняет йод из раствора йодида калия (KI).



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

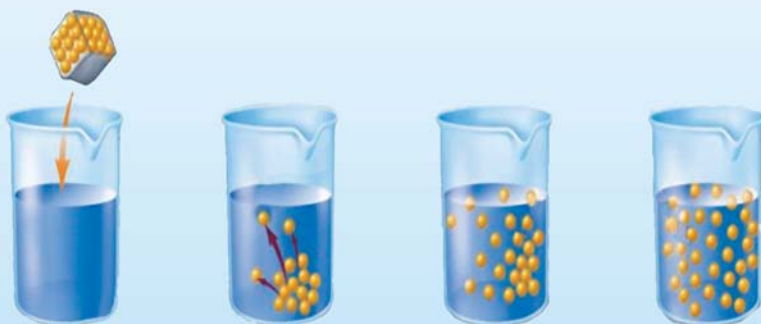


1. Напишите ряд по возрастанию окислительной способности кислорода (O₂), атомарного кислорода (O) и озона (O₃).
2. Сколько процентов кислорода превратилось в озон, если при пропуске через озонатор 60 л кислорода было получено 20 л озона?
3. Вычислите среднюю молярную массу газовой смеси, образовавшейся из 1 моля кислорода (O₂) и 1 моля озона (O₃): Ar(O)=16.
4. Вещество, полученное из одного вида атомов:
а) кислород г) угарный газ
б) озон д) углекислый газ
в) вода





4 ВОДА. РАСТВОРЫ





4.1. Вода, распространение в природе и свойства

4.2. Растворы

4.3. Качественные особенности состава раствора. Коэффициент растворимости

4.4. Методы выражения концентрации растворов



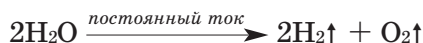
4.1. Вода, распространение в природе и свойства

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

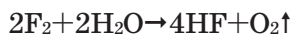
Для очистки воды от растворенных в ней веществ, т.е. для получения чистой воды, используют метод **дистилляции**.

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

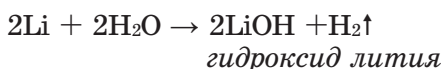
Химические свойства. Под действием постоянного тока вода разлагается (чистая вода не проводит электрический ток).



Вода также вступает во взаимодействие с галогенами (F_2 , Cl_2 , Br_2):



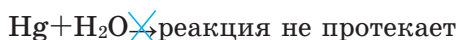
В обычных условиях вода вступает в реакцию с активными металлами (Li , Na , K , Ca , Ba и др.). А при высокой температуре она может взаимодействовать с большинством малоактивных металлов (Mg , Zn , Fe и др.). Например:



Влейте в пробирку немного воды и добавьте несколько капель фенолфталеина. Затем прикрепите пробирку к рукоятке штатива. Добавьте в воду бензин и опустите в эту смесь кусок металла натрия. Что вы наблюдаете? Напишите уравнение реакции. В чём причина изменения цвета воды и не смешивания бензина с водой?



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



Проблема загрязнения водных бассейнов

Без воды нет жизни. При потере живыми организмами 10–20% воды они погибают. Для нормальной жизненной деятельности в течение суток человеку требуется до 2 л воды (рис.1).

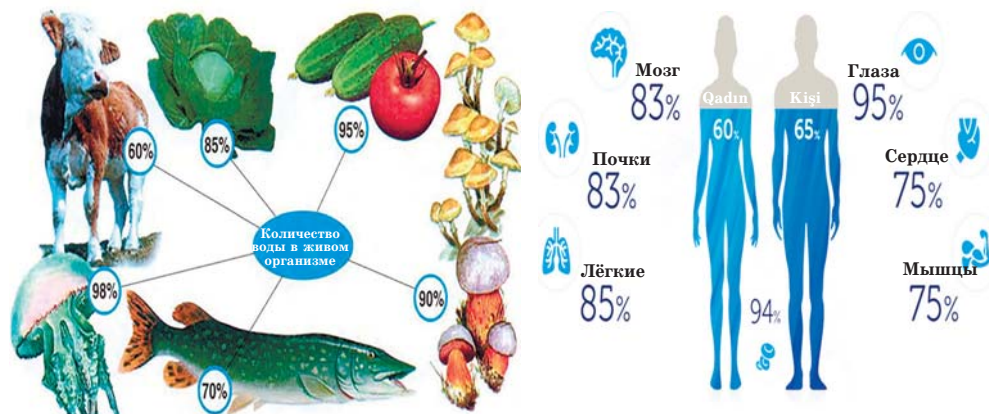


Рис. 1. Количество воды в живом организме

Вода является жизненной средой для тысяч растений и животных. Стабильность сохранения кислорода в атмосфере также связана с выделением его зелеными растениями в результате реакции фотосинтеза, протекающей с помощью воды.

Несмотря на то, что примерно 70% земной поверхности покрыто водой, с каждым годом все более обостряется проблема нехватки воды (рис.2). Это связано с употреблением людьми и всеми живыми существами лишь пресной воды. Большая же часть природных вод (~98%) соленая. Это непригодные для употребления морские и океанские воды. Большое количество запасов пресной воды сосредоточено в ледниках Арктики и Антарктиды, в недоступном для большинства людей озере Байкал и других озерах.



Рис. 2.

В сельском хозяйстве, городах, в сферах быта и промышленности потребность в воде все более возрастает. С

каждым годом потребность в пресной воде ощущается все острее. В настоящее время $\frac{1}{3}$ населения мира нуждается в питьевой воде. Если загрязнение атмосферы и земли представляет собой потенциальную опасность для человека, то загрязнение гидросферы – ежедневную опасность. Так как вода является растворителем, все отходы, смешавшись с водой, с легкостью в массовом порядке отравляют всех живых обитателей окружающей среды. Вследствие круговорота воды в природе и ее течения отравляющие вещества распространяются на большие территории. Особенно быстро это происходит благодаря рекам (до 100 км).

Загрязнение воды приводит к уменьшению количества растворенного в ней кислорода. Нехватка же кислорода затрудняет жизнедеятельность обитающих в воде растений и животных, нарушается нормальный ход биохимических процессов (рис.3).



Рис. 3.

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

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

Загрязнение природных вод нефтью и нефтепродуктами чревато еще более тяжелыми последствиями (рис.4). Нефть является сильным ядом для всех обитателей воды (кроме некоторых бактерий).



Рис. 4.

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

Попав в воду, нефть разливается по ее поверхности, образуя тонкую пленку, и тем самым закрывая доступ кислорода в воду из воздуха и затрудняя дыхание живым организмам. Одна капля нефти покрывает пленкой 1,5–2 м² водной поверхности. Было установлено, что ежегодно в мире сливается в гидросферу 12–15 миллионов тонн нефти.

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

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

Для очистки сточных вод применяются в последовательном порядке механический, физико-химический и биологический методы.

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



1. Дополните предложения.

1. При потере живыми организмами 10-20% _____ они погибают. Для нормальной жизнедеятельности в течение суток человеку требуется _____. _____ является сильным ядом для всех обитателей воды (кроме некоторых бактерий). Одна капля нефти покрывает плёнкой _____ водной поверхности.
2. Завершите уравнения реакций и проставьте коэффициенты.
1) $Zn + HCl \rightarrow$
2) $H_2O \xrightarrow[\text{ток}]{\text{постоянный}}$
3. Какова разница между дистиллированной водой и водой, используемой в быту?
4. Какие источники, загрязняющие водную среду, вы знаете?

4.2. Растворы

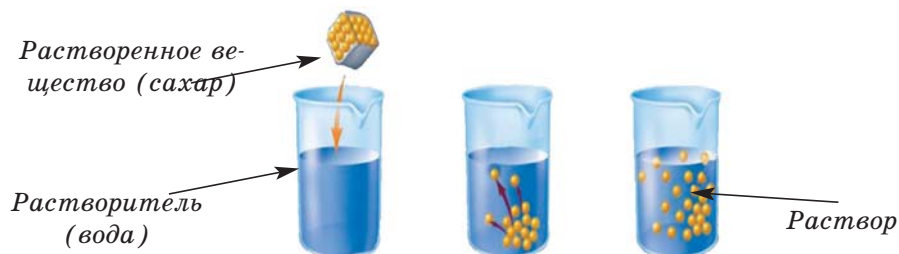


Что вы наблюдаете после того, как, добавив в чай сахар, начинаете размешивать его? Какой процесс происходит, почему сахар становится невидимым? Поясните своё мнение.



Распределение частиц одного или нескольких веществ между частицами другого вещества называют процессом **растворения**. Из курса физики вы знаете, что растворение – это не только физический процесс, но и химический. То есть, во время растворения веществ друг в друге совершается не простое измельчение и распределение (диффузия) одного вещества в другом, а здесь, наряду с физическим процессом, между частицами растворенного вещества и растворителя происходит химическое взаимодействие. Выделение теплоты при растворении в воде некоторых веществ (H_2SO_4 – серной кислоты, $NaOH$ – гидроксида натрия и др.) – подтверждает вышесказанное.

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

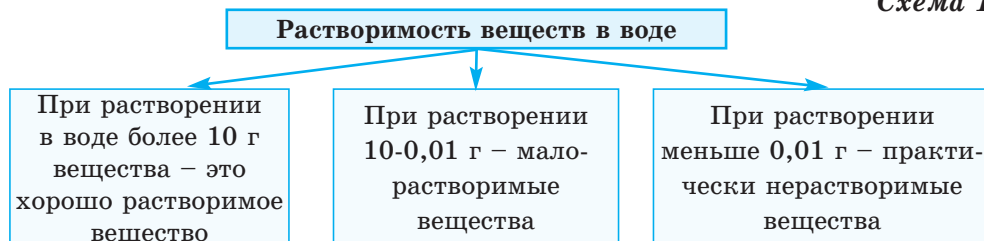


$$p \text{ (растворенное вещество)} + p \text{ (растворитель)} = p \text{ (раствор)}$$

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

По степени своей растворимости в 1000 мл (1 л) воды вещества делятся на 3 группы (схема 1).

Схема 1



Как видно из схемы 1, способность веществ растворяться в воде неодинакова. При одинаковых количествах воды и условиях некоторые вещества растворяются хорошо, до конца, другие – мало, а третьи – ничтожно мало. Например, сравним способности растворяться в 1000 г (или 1000 мл) воды (г/л) при комнатной температуре (20°C) сахара, поваренной соли, извести, гипса, хлорида серебра (I) (AgCl) и сульфата бария (BaSO₄).

**Способность некоторых веществ
растворяться в воде**

Таблица 1

Поваренная соль	Сахар	Гашеная известь	Природный гипс	Хлорид серебра (I)	Сульфат бария
NaCl	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	Ca(OH) ₂	CaSO ₄ · 2H ₂ O	AgCl	BaSO ₄
359 г/л	2040 г/л	1,6 г/л	2,06 г/л	0,002 г/л	0,003 г/л

Здесь поваренная соль и сахар являются хорошо растворимыми, известь и гипс – малорастворимыми, а хлорид серебра (I) и сульфат бария – практически нерастворимыми веществами.

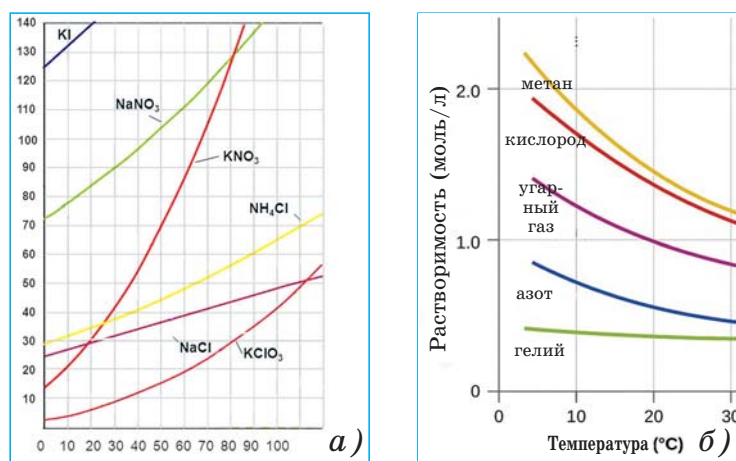


Рис. 1. Кривая растворимости твёрдых веществ (а) и газов (б)

Растворение большинства солей в воде представляет собой эндотермический процесс, и поэтому с повышением температуры растворимость солей возрастает (рис. 1, а). Поскольку растворение в воде газов (и щелочей) обычно является экзотермическим процессом, с повышением температуры их растворимость уменьшается (рис. 1, б). На растворимость солей и веществ в жидком состоянии давление не влияет. Зави-

симось растворимости от температуры показывается посредством кривых растворимости.

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

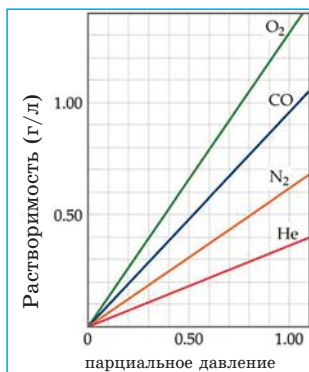


Рис. 2.

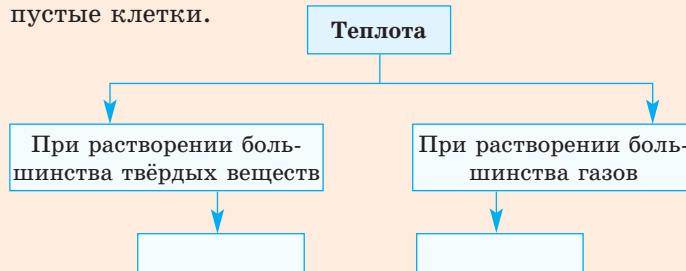
1. Растворимость каких веществ с повышением температуры уменьшается?

- 1) CO₂; 2) NaCl; 3) HCl;
4) Na₂SO₄; 5) O₂; 6) K₃PO₄.

2. Растворение каких веществ является эндотермическим, а каких веществ – экзотермическим процессом?

- 1) NaOH; 2) HCl; 3) Na₂SO₄; 4) HBr; 5) CaCl₂

3. Заполните пустые клетки.



4. Выберите настоящие растворы (однородные смеси).

- а) NaOH+вода; б) AgCl+вода; в) HCl+вода; г) BaSO₄+вода

5. Распределите вещества по таблице.

Способность растворяться в воде	
С повышением температуры повышается	С повышением температуры уменьшается

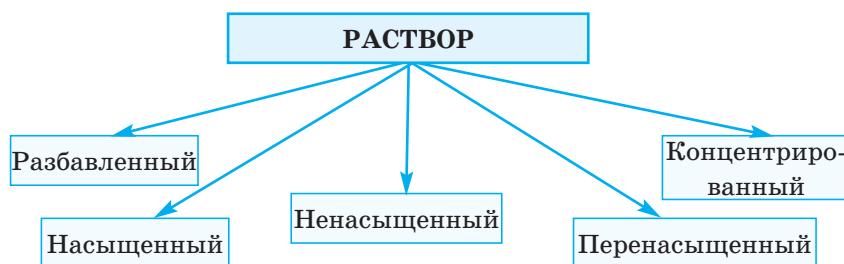
1. KClO₃ 2. O₂ 3. Na₂SO₄ 4. NH₃

4.3. Качественные особенности состава раствора. Коэффициент растворимости



В зависимости от количества вещества, растворённого в определенном объеме растворителя, растворы классифицируются следующим образом (схема 1):

Схема 1



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

Для выражения количества растворимого вещества также пользуются понятиями насыщенного и ненасыщенного растворов. Раствор, в котором при определенной температуре растворяемое вещество более не способно растворяться, называют **насыщенным** раствором. Раствор же, в котором при определенной температуре еще какая-то часть растворяемого вещества способна растворяться, называют **ненасыщенным** раствором. Например, если в стакане воды при комнатной температуре (20°C) растворяются 1, 2, 3 куска сахара и есть возможность растворить в ней еще какое-то количество сахара, значит – это ненасыщенный раствор. Увеличивая число кусков сахара и перемешивая их, мы продолжаем растворять их. Если, наконец, на дне стакана даже при перемешивании остается нерастворенный сахар, то полученный раствор называют **насыщенным**. Если путём нагревания насыщенного раствора постепенно добавит растворимое вещество и после этого довести полученный раствор до температуры исходного раствора, то получится **перенасыщенный раствор**.

Коэффициент растворимости. Способность веществ растворяться выражают коэффициентом растворимости. Максимальное количество вещества в граммах, растворенного в 1000 мл (1л) растворителя при определенной температуре, называют *коэффициентом растворимости*. Коэффициент растворимости обозначается знаком K_p , единица его измерения г/л. Если в 1 л воды при комнатной температуре (20°C) растворяется 359 г поваренной соли, 1,6 г гашеной извести, то можно записать:

$$K_p (\text{NaCl}) = 359 \text{ г/л};$$

$$K_p [\text{Ca}(\text{OH})_2] = 1,6 \text{ г/л}$$

Нельзя смешивать понятия «насыщенный раствор» и «концентрированный раствор». Насыщенным раствором также называют разбавленный раствор, в котором содержится чрезмерно малое количество малорастворимых веществ.

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

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

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

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

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

1. При температуре 20°C в 30 г воды растворено 30 г соли.

Коэффициент растворимости этого раствора при 20°C:

- а) 500г/л; б) 1000 г/л; в) 1500 г/л. Определите, какие из этих растворов являются насыщенным, ненасыщенным и перенасыщенным раствором.

2. Отметьте в диаграмме Венна соответствующие цифры.

Насыщенный раствор Ненасыщенный раствор



- 1) Образуется в результате растворения как малорастворимых, так и хорошо растворимых в воде веществ; 2) Растворимое вещество, которое более не способно растворяться; 3) Разбавленный раствор хорошо растворимого в воде вещества; 4) Характеризуется коэффициентом растворимости.
3. Концентрированность *ненасыщенного* водного раствора поваренной соли (NaCl) увеличивается:
 - а) при добавлении воды; б) при испарении воды; в) при добавлении NaCl.
4. Составь график изменения концентрации ($\omega, \%$) раствора при дополнительном растворении в водном растворе соли определённого количества этой соли.

4.4. Методы выражения концентрации растворов

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

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

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

Массовая доля растворенного вещества получает значение в пределах 0-1. Если полученное частное от деления умножить на 100, то массовая доля будет выражена в процентах:

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

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

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

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

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

Процентная концентрация раствора выражается величиной от 0–100%.

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

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

Массовое соотношение между тем или иным раствором и добавленной к нему водой составляет $\omega_2 / (\omega_1 - \omega_2)$.

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

При нагревании раствора газов растворенный газ выделяется, и концентрация раствора уменьшается. Такая же картина уменьшения концентрации раствора наблюдается при нагревании водного раствора этилового спирта. Это связано с тем, что этиловый спирт имеет меньшую температуру кипения, чем вода, и при нагревании такого раствора, в первую очередь выпаривается спирт. А при нагревании растворов солей, щелочей, H_2SO_4 , H_3PO_4 из раствора выделяется вода и концентрация раствора увеличивается.

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

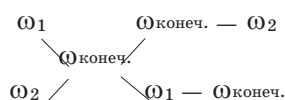
$$\omega = \frac{K_p}{K_p + 1000} \cdot 100\%$$

На основе процентной концентрации раствора коэффициент растворимости вычисляется следующим образом:

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

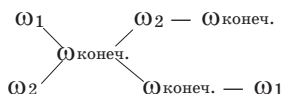
Концентрация конечного раствора при смешивании растворов разной концентрации и разной массы одного и того же вещества вычисляется по следующей формуле: $m_1 \cdot \omega_1 + m_2 \cdot \omega_2 + \dots = (m_1 + m_2 + \dots) \omega_{\text{конеч}}$. Концентрация конечного раствора при добавлении к любому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

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



При $\omega_1 > \omega_{\text{конеч.}} > \omega_2$ массовое соотношение смешанных растворов составит:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\omega_{\text{конеч.}} - \omega_2}{\omega_1 - \omega_{\text{конеч.}}}$$



При $\omega_1 < \omega_{\text{конеч.}} < \omega_2$ массовое соотношение смешанных растворов составит:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\omega_2 - \omega_{\text{конеч.}}}{\omega_{\text{конеч.}} - \omega_1}$$

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

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

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

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

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

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

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

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

Молярная концентрация вместо моль/л часто обозначается буквой M .

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

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

При выпаривании воды из раствора молярная концентрация полученного раствора вычисляется по следующей формуле:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot (V_1 - V_{\text{воды}})$$

При смешивании растворов одного и того же вещества с одинаковыми объемами и разными концентрациями для вычисления молярной

концентрации полученного раствора следует сумму концентраций смешиваемых растворов поделить на количество смешиваемых растворов.

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

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

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

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

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



1. Определите X.

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

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

3. Определите X:

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

4. Определите X.

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

5. Для доведения 200 г 20%-го водного раствора соли до состояния насыщенного раствора было выпарено 120 граммов воды. Определите коэффициент растворимости соли (в г/л).

СЛОВАРЬ ТЕРМИНОВ

- Вещество** – это совокупность частиц, из которых состоят физические тела
- Свойство** – это признаки, отличающие вещества друг от друга и определяющие их сходство
- Чистые вещества** – вещества, обладающие постоянными физическими свойствами (плотностью, температурой кипения и плавления и т.д.)
- Сублимация** – непосредственный переход вещества из твёрдого состояния в газообразное состояние, минуя жидкую фазу
- Смеси** – системы, состоящие из двух и более чистых веществ
- Однородные смеси** – это смеси, в составе которых частицы веществ невозможно увидеть невооружённым глазом или микроскопом
- Неоднородные смеси** – это смеси, в составе которых частицы различных веществ можно увидеть невооружённым глазом или микроскопом
- Молекула** – мельчайшая частица, сохраняющая в себе химические свойства и состав вещества с молекулярным строением.
- Атом** – это мельчайшая, химически неделимая, частица вещества; электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов
- Изотоп** – это разновидности атомов одного и того же химического элемента, обладающие одинаковым зарядом ядра (число протонов), но разной массой (сумма протонов и нейтронов)
- Химический элемент** – это вид атомов с одинаковым зарядом ядра (или числом протонов)
- Химическая формула** – это условное обозначение состава вещества при помощи химических знаков и индексов
- Коэффициент** – это число, стоящее перед химическими формулами и химическими знаками
- Валентность** – это способность атомов химического элемента присоединять к себе определённое число атомов другого химического элемента
- Молекулярная масса** – это масса молекулы вещества, выраженная в атомных единицах массы
- Физические явления** – это явления, при которых одно вещество не превращается в другое
- Химические явления** – это явления, при которых из одного вещества образуется другое вещество
- Химическое уравнение** – это условная запись химических реакций посредством химических формул, знаков и коэффициентов
- Коэффициент растворимости** – это количество вещества (в граммах), растворённого при определённой температуре в 1000 мл растворителя
- Молярная концентрация** – это отношение количества растворённого вещества к объёму раствора

ОТВЕТЫ ПО ВОПРОСАМ И ЗАДАНИЯМ

Глава	Темы	Номер вопроса	Ответ на вопрос
1	4	4	х
		2	1; 3
	5	4	нейтрона
		5	х; z
	7	3	2; 5; 6; 7
		4	1; 3; 5; 6
	9	2	Fe CO ₃
		5	64
	10	1	3
		2	6
		3	0,15
		4	12,04·10 ²³
		5	0,05
	11	1	11,2
		3	0,5
		4	6
5		3,612·10 ²³	
2	2	5	160
	3	1	соединение; 128
		4	а=б<в
	4	2	Q ₂ =1280; Q _{обр.} =640кДж
		3	11,2
	6	1	1,12
2		12	
3		12	
3	1	3	V(H ₂)=44,8 л; m(ZnCl ₂)=544 г
	2	3	31,5 г
	4	2	900 кг
		3	11,2 л
	5	2	50
		3	40
4	3	1	а) ненасыщенный, б) насыщенный; в) перенасыщенный
	4	1	250
		2	10
		3	30
		4	50
		5	1000

BURAXILIŞ MƏLUMATI

KİMYA 7

Ümumtəhsil məktəblərinin 7-ci sinfi üçün

Kimya fənni üzrə

DƏRSLİK

(Rus dilində)

Tərtibçi heyət:

Müəlliflər

Mütəllim Məhərrəm oğlu Abbasov

Vaqif Məhərrəm oğlu Abbasov

Vəli Səfər oğlu Əliyev

Günay Dilqəm qızı Quliyeva

Nasim Əjdər oğlu Abışov

Tərcüməçi

Elşadə Əzizova

Redaktor

Elşadə Əzizova

Bədi və texniki redaktor

Abdulla Ələkbərov

Dizaynerlər

Səbinə Məmmədova, Təhmasib Mehdiyev

Korrektor

Pərvin Quliyeva

Azərbaycan Respublikası Təhsil Nazirliyinin qrif nömrəsi:

2018-153

© Azərbaycan Respublikası Təhsil Nazirliyi – 2018

Müəlliflik hüquqları qorunur. Xüsusi icazə olmadan bu nəşri və yaxud onun hər hansı hissəsini yenidən çap etdirmək, surətini çıxarmaq, elektron informasiya vasitələri ilə yaymaq qanuna ziddir.

Hesab-nəşriyyat həcmi 5,7. Fiziki çap vərəqi 6,0. Formatı 70x100 ¹/₁₆.

Səhifə sayı 96. Ofset kağızı. Məktəb qarnituru. Ofset çapı.

Tiraj 10684. Pulsuz. Bakı—2018.

«Aspoliqraf LTD» MMC

Bakı, AZ 1052, F.Xoyski küç., 149

PULSUZ

Əziz məktəbli!

Bu dərslik sənə Azərbaycan dövləti tərəfindən bir dərs ilində istifadə üçün verilir. O, dərs ili müddətində nəzərdə tutulmuş bilikləri qazanmaq üçün sənə etibarlı dost və yardımçı olacaq.

İnanırıq ki, sən də bu dərsliyə məhəbbətlə yanaşacaq, onu zədələnmələrdən qoruyacaq, təmiz və səliqəli saxlayacaqsan ki, növbəti dərs ilində digər məktəbli yoldaşın ondan sənə kimi rahat istifadə edə bilsin.

Sənə təhsildə uğurlar arzulayırıq!