



# **ХИМИЯ 1**

На основе русской физики



Антонов В.М.

# ХИМИЯ

На основе русской физики

Учебник 1 – Простые вещества

2011 год

**Антонов В.М. Химия.** На основе русской физики/  
Учебник 1 — Простые вещества, 2011.

В основу учебников положена Русская физика, согласно которой химические атомы представляют собой торовые вихри в эфирной среде.

Учебники нацелены на объяснение всех химических процессов и явлений с учётом торовихревого строения атомов.

В первом учебнике рассматриваются простые вещества.

@ Антонов Владимир Михайлович,

## 1. Вещества

Всё, что мы видим вокруг себя и мы сами в том числе, состоит из веществ.

Вещества могут быть твёрдыми как камень, сыпучими как песок, пластичными как пластилин, желеобразными как пастила, текучими как вода или газообразными как воздух, но их роднит одно свойство — все они не воображаемы, а существуют в действительности. Их можно увидеть, к ним можно прикоснуться, можно почувствовать их тяжесть. Даже воздух, который мы вроде бы не видим, можно ощутить, когда на нас подует ветер.

Вещества наполняют не только нашу планету, но и сама планета состоит из веществ, и весь космос заполнен веществами: и соседние планеты, и Солнце, и далёкие звёзды, и межзвёздная пыль также состоят из веществ.

Очень много веществ человек использует в своей жизни; это и воздух, которым мы дышим, и воду, которую мы пьём, и продукты питания, которые мы употребляем, и одежду, и обувь, предметы быта, само жилище. Но ещё больше веществ — неиспользуемых, но составляющих среду нашего обитания: землю, по которой мы ходим, облака, которые мы видим, траву, деревья, речку.

Вещества — разнообразны. Воздух, например, наполнен кислородом, которым мы дышим (его там — приблизительно треть), азотом, водородом и другими летучими веществами. Есть там и испарения жидкостей. Присутствует в воздухе также пыль от твёрдых веществ.

В обычной питьевой воде — очень много растворённых веществ: солей, минералов и даже металлов.

Чистая дистиллированная вода – безвкусная и не столь полезная для организма.

Всего насчитывается несколько миллионов разнообразных веществ. Одних только искусственных, созданных человеком, - порядка 7 миллионов.

Разнообразие веществ выражается не только по признаку податливости (твёрдые, сыпучие, пластичные, жидкие), но и по другим признакам. Они могут различаться по плотности (с разной степенью тяжести), по цвету, по температуре плавления и испарения, по способности соединяться с другими веществами, по теплоёмкости, по электропроводности.

По отношению к живым организмам они могут быть: полезными (продукты питания), нейтральными (песок), вредными (некоторые синтетические материалы) и даже ядовитыми (хлор).

Всё многообразие веществ можно разделить на простые вещества и сложные.

## 2. Простые вещества

Из них состоят сложные вещества.

В своей обычной жизни мы редко встречаем простые, элементарные вещества; подавляющее большинство веществ вокруг нас – сложные. Они представляют собой комбинации из простых веществ, причём комбинированные вещества имеют, как правило, совершенно иные свойства, чем входящие в них составные.

Так при соединении железа с кислородом образуется ржавчина. Железо – металл; на чистом срезе – блестит; вещи из железа – очень прочные. Но при соединении с газообразным кислородом железо превращается в

коричневатый рыхлый налёт, который легко соскребается ножом; это уже – ржавчина.

При соединении газообразного кислорода с газообразным водородом образуется жидкая вода.

Существенно различающихся простых веществ – не много, менее сотни. Некоторые из них имеют определённое сходство между собой, но большинство различаются значительно.

Наиболее известны такие простые вещества, как водород, углерод, азот, кислород, натрий, магний, алюминий, кремний, фосфор, сера, хлор, калий, кальций, железо, медь, цинк, серебро, олово, иод, золото, ртуть, свинец и другие.

Особенности простых веществ определяются их элементарным строением.

### 3. Названия и обозначения простых веществ

Наряду с русскими названиями простых веществ (водород, кислород, углерод) в химии распространены греческие (азот, иод, кремний), арабские (бор, калий) и иные названия.

И как традиция, каждое простое вещество имеет второе – латинское название.

Все простые вещества обозначаются символами – своего рода, химическими знаками; выражаются символы на латинице.

## Примеры

Общепринятое название	Латинское название	Символ	Произношение символа
водород	Hydrogenium	H	аш
гелий	Helium	He	гелий
литий	Lithium	Li	литий
углерод	Carboneum	C	цэ
азот	Nitrogenium	N	эн
кислород	Oxygenium	O	о
фтор	Fluorum	F	фтор
натрий	Natrium	Na	натрий
алюминий	Aluminium	Al	алюминий
кремний	Silicium	Si	силиций
фосфор	Phosphorus	P	пэ
сера	Sulfur	S	эс
хлор	Chlorum	Cl	хлор
калий	Kalium	K	калий
кальций	Calcium	Ca	кальций
железо	Ferrum	Fe	феррум
медь	Cuprum	Cu	купрум
цинк	Zincum	Zn	цинк
серебро	Argentum	Ag	аргентум
олово	Stannum	Sn	станнум
иод	Iodum	I	иод
золото	Aurum	Au	аурум
ртуть	Hudrargyrum	Hg	хидраргирум
свинец	Plumbum	Pb	плюмбум

## 4. Атомы

Простые вещества состоят из одинаковых, однородных химических элементов – атомов.

Атом – наименьшая, элементарная частица простого вещества. Водород состоит из атомов водорода; кислород состоит из атомов кислорода; углерод – из атомов углерода.

Атомы настолько малы, что рассмотреть их невооружённым глазом невозможно.

Об их размерах можно судить по такому сравнению. Представим себе кольцо диаметром 10 сантиметров. (Оно выбрано из тех соображений, что точно таким же по форме – кольцеобразным – является наименьший из всех атомов – атом водорода.) Так вот, диаметр этого кольца больше диаметра атома водорода во столько же раз, во сколько диаметр земного экватора больше диаметра данного кольца.

Несмотря на такие ничтожно малые размеры атомов и на то, что никто ещё не видел их своими глазами, удаётся установить и их устройство (из чего они состоят), и их формы, и даже их вес.

Количество характерных атомов соответствует количеству простых веществ – сколько тех, столько и этих.

## 5. Химия

Химия – это наука о веществах и о соединениях и пересоединениях атомов.

Соединения и пересоединения атомов называются химическими процессами (химическими превращениями, химическими взаимодействиями).



## 6. Химические свойства веществ

Химические свойства веществ проявляются в химических процессах (то есть в соединениях и пересоединениях атомов) и характеризуются активностью атомов этих веществ.

Атомы соединяются между собой петлями и жёлобами.

При петлевом соединении активность атомов определяется количеством открытых петель у них.

При жёлобовом слипании активность атомов определяется количеством и длиной открытых жёлобов у них.

## 7. Эфир

Эфир является тем протовеществом, из которого состоят атомы; поэтому следует уяснить – что же такое эфир.

Им заполнено всё видимое пространство до самых далёких звёзд.

Эфир – это сверхтекучая, сверхплотная, прозрачная среда. Звёзды и планеты – лишь крошечные вкрапления в этой среде.

И мы сами находимся в этой среде, но не видим её и не ощущаем её. Впрочем, мы почти не ощущаем и воздух, хотя живём в нём.

Из чего же состоит сам эфир?

Элементарной частицей эфира является эфирный шарик. Он – идеальный во всех отношениях: идеально круглый, идеально скользкий, абсолютно твёрдый. Все эфирные шарики – абсолютно одинаковые.

Эфирные шарики очень малы; они во много крат мельче химических атомов. Атом водорода, например, (а

он – самый наименьший среди атомов) состоит из порядка 10000 шариков.

Именно тем, что эфирные шарики малы и идеально скользкие, объясняется сверхтекучесть эфира; он пронизывает химические вещества насквозь.

Эфирные шарики могут только давить друг на друга; никакого притяжения между ними нет.

Эфир прозрачен; поэтому мы не видим его.

Если говорить точнее, то эфир является светопроводящей средой: как звуковые волны распространяются по воздуху, так и световые волны распространяются по эфиру.

Эфир реально существует, и по этому признаку его можно считать веществом, но не химическим (химия им не занимается), а физическим.

Подобное уточнение следует сделать и по отношению к атому. Атом в переводе с греческого означает «неделимый». Эфирные шарики неделимы абсолютно, и поэтому мы вправе их считать физическими атомами.

А те атомы, из которых состоят химические вещества, неделимы только в химии, и поэтому являются химическими атомами. Они могут распадаться и после распада растворяются без следа в эфирной среде.

Эфирная среда – первородная; она является исходным материалом для всех химических веществ. Поэтому можно говорить, что все химические атомы состоят из физических атомов (из эфирных шариков), но не имеет смысла спрашивать – а из чего же (из какого материала?) состоят сами эфирные шарики?

Эфирные шарики состоят из самих себя

## 8. Торевихревая модель атома

Химические атомы построены из эфира, но это построение – не совсем обычное: они представляют собой торевые вихри в плотной сверхтекучей эфирной среде. Возникают торевые вихри при столкновениях эфирных потоков.

Что такое – торевый вихрь?

Представим себе три эфирных шарика, образующих вращающийся волчок; шарики в нём бегают по кругу друг за другом. Это – электронная секция вихря. Внутри секции ничего нет; там – пустота.

Составим мысленно цепочку из таких секций, и пусть в ней все секционные волчки располагаются соосно и вращаются в одном направлении. Такая цепочка будет выглядеть как **вихревой шнур**. Свернув шнур в кольцо и замкнув его концы, получим торевый вихрь.

Наименьший торевый вихрь состоит из 2000 электронных секций; это – атом водорода.

При столкновениях эфирных потоков могут возникать торевые вихри с большим количеством электронных секций в них: с количеством 2001, 2002, 2003 и так далее вплоть до образования самых крупных атомов, количество электронных секций в которых может достигать 700000.

Если бы каждый размер атома образовывал отдельный химический атом, то количество простых веществ было бы около 700000.

Но не только этим различаются химические атомы.

Атомы различаются ещё формой свёрнутости.

## 9. Формирование атомов

Очень плотная, сильно сдавленная эфирная среда сминает кольцообразные, торовые вихри и свёртывает их в разнообразные фигуры.

Самый малый торовый вихрь сохраняет форму кольца. С увеличением количества электронных секций в нём он постепенно превращается в овал, затем – в «гантель», потом – в «восьмёрку» и так далее – в более сложные фигуры.

Малые торовые вихри сминаются с двух сторон; побольше – с трёх сторон; ещё больше – с четырёх; потом – с пяти и так далее.

Порядок свёртывания с ростом торового вихря постепенно усложняется и усложняется.

На каких-то рубежах плавный переход нарушается резкой сменой формы свёртывания. Например, петли «гантели» вдруг разворачиваются и образуют перехлест – «гантель» при этом превращается в «восьмёрку».

В законченном виде свёрнутые торовые вихри становятся атомами.

Итак, химические атомы характеризуются не столько размерами своих исходных торовых вихрей, сколько своими особыми формами свёрнутости.

## 10. Движущие усилия формирования атомов

В физике существует такой закон Природы: пустота вытесняется под уклон давления среды. Усилие вытеснения определяется уклоном удельного давления среды и объёмом пустоты.

Именно этот закон определяет движущие усилия свёртывания атомных торовых вихрей.

Внутри вихревого шнура – пустота, и там давление эфира равно нулю.

Пустота – первый фактор возникновения усилий свёртывания.

По мере удаления от вихревого шнура эфирное давление возрастает и достигает в недалёкой окрестности от него своего наибольшего значения, равного эфирному давлению эфирной среды. В зоне перехода уклон удельного давления – очень крутой. Это – второй фактор возникновения усилий свёртывания.

Сближение вихревых щнуров определяется обоими этими факторами. Пустота одного участка вихревого шнура, оказавшись в зоне уклона эфирного давления другого участка шнура, будет испытывать усилие тяготения к нему. В то же время пустота второго участка шнура по той же самой причине будет испытывать усилие тяготения к первому. Результирующее усилие сближения указанных участков вихревых щнуров является суммой указанных усилий.

Поэтому противоположные стороны торových вихрей стремятся сблизиться.

## 11. Упорядоченность формирования атомов

Атомы свёртываются во вполне определённые фигуры. Иные фигуры образоваться не могут.

Чем это можно объяснить?

Такая закономерность диктуется противостоянием усилия свёртывания и сопротивления свёртыванию.

Усилие свёртывания определяется законом вытеснения пустоты, а сопротивление свёртыванию – другим законом Природы: минимумом пустоты в сдавленной среде.

При изгибе вихревого шнура объём его внутренней пустоты увеличивается. Сдавленная эфирная среда противодействует этому. В результате все возникающие при формировании атомов петли вихревых шнуров имеют одинаковую кривизну и одинаковые размеры.

И в целом все исходные торовые вихри примерно одинакового размера сворачиваются в одну и ту же фигуру и приобретают один и тот же окончательный вид.

## 12. Жёлобы и петли

У свёрнутых торовых вихрей можно выделить два характерных элемента – жёлобы и петли.

Сомкнувшиеся попарно участки вихревых шнуров образуют жёлобы.

На концах жёлобов возникают петли.

Длина жёлобов может быть различной – от нуля до нескольких тысяч эфирных шариков.

Но петли – все одинаковые, и их размер приблизительно равен размеру наименьшего кольцеобразного торового вихря.

## 13. Жёлобовое и петлевое слипание

И у жёлобов и у петель одна сторона – присасывающая, а другая – отталкивающая. Определяются эти стороны направлением вращения вихрей.

Объяснение – такое. Вихри вызывают направленные возвратно-поступательные движения (колебания) прилегающих к ним эфирных шариков.

Направления движений – касательные к вихрю.

В направлении своих движений прилегающие эфирные шарики создают дополнительное ударное давление, складывающееся с общим эфирным давлением.

В поперечных направлениях указанное дополнительное ударное давление вычитается из общего эфирного давления.

Действуя в паре (в жёлобе или в петле), вихревые шнуры создают с одной стороны избыток давления, а с другой – уменьшение давления. Разность этих давлений определяет усилие слипания жёлобов и петель.

Жёлобы слипаются с жёлобами, а петли – с петлями. Между собой они слипаться не могут.

Слипшаяся пара петель образует петлевой жёлоб.

Жёлобы и петли играют основную роль при свёртывании исходных торовых вихрей. Их силы притяжения и слипания стягивают, изгибают и разворачивают упругие вихревые шнуры и формируют окончательный вид атома.

На этом роль жёлобов и петель не заканчивается. Своими открытыми, присасывающими сторонами они соединяют атомы между собой. Причём к длинному жёлобу одного атома могут прилипнуть своими короткими жёлобами один, два и более других атома.

## 14. Стволы

Слипшиеся жёлобы образуют стволы.

Два слипшихся жёлоба образуют двухжёлобовый ствол. У такого ствола присасывающими становятся его боковые стороны. К ним могут прилипнуть другие одиночные жёлобы.

У вновь возникших стволов появляются свои присасывающие стороны. К ним могут прилипнуть другие жёлобы.

В результате стволы могут быть и трёхжёлобовые, и четырёхжёлобовые, и даже более.

Стволы являются жёсткими конструкциями.

Они, как правило, - прямолинейные.

Колебания отдельных вихревых шнуров в стволе подавляются соседними вихревыми шнурами.

## 15. Титульные атомы и изотопы

Каждое простое вещество состоит из атомов с различным количеством электронных секций в них.

Атомы азота, например, охватывают диапазон от 40000 до 46200 электронных секций.

Атомы следующего за азотом кислорода охватывают диапазон от 44600 до 53800 секций.

Чёткой границы между атомами азота и кислорода нет. Поэтому в данном случае атом с количеством электронных секций в нём, равным 45000, может быть отнесён как к азоту, так и к кислороду.

Этим же объясняется и округление диапазонов до сотен.

Приблизительно средний по размерам атом каждого простого вещества называется титульным; он – как бы представитель своего класса атомов.

У азота титульным будем считать атом с количеством электронных секций 43100; у кислорода – 49200.

Все прочие атомы с другими размерами называются изотопами.

У азота – 6200 изотопов; у кислорода – 9200.



## 16. Резиновые модели атомов

Атомы удобнее представлять в виде резиновых моделей.

Резиновые модели образуются при свёртывании обычных резиновых колец круглого сечения. Диаметры исходных колец для разных атомов – разные, но диаметры сечений – одинаковые.

Резиновая модель наименьшего атома – атома водорода – выглядит как маленькое колечко; оно не подвержено свёртыванию.

Диаметры исходных резиновых колец некоторых других атомов соотносятся с диаметром водородной модели в такой пропорции: гелий – 4,7; литий – 6,9; углерод – 11,9; азот – 13,9; кислород – 15,9; алюминий – 26,8; кремний – 27,9; сера – 31,8; хлор – 35,2; железо – 55,8; медь – 63,5; серебро – 107,9; олово – 118,7; золото – 197,0; свинец – 207,2.

При свёртывании исходных резиновых колец нужно иметь в виду, что как будто:

- 1) шнуры стремятся сблизиться;
- 2) диаметры петель – одинаковые;
- 3) у жёлобов и петель одна сторона – присасывающая;
- 4) жёлобы слипаются с жёлобами, а петли – с петлями;
- 5) исходные кольца до азота слипаются с двух сторон; у азота, кислорода и фтора – с трёх сторон; далее – с 4-х, с 5-ти и так далее сторон.

## 17. Единицы измерений атомов

Атомы характеризуются:

- 1) количеством эфирных шариков в них или количеством электронных секций (в электронной секции – три эфирных шарика);
- 2) линейными размерами;
- 3) весом.

Так как эфирные шарики никогда и ни при каких обстоятельствах не изменяются ни в размерах и ни в качестве и все они – абсолютно одинаковые, то они сами могут считаться фундаментальными физическими единицами измерений.

На одном метре длины укладывается  $4,1 \cdot 10^{12}$  эфирных шариков

Один килограмм веса создают атомы, состоящие из  $5,49 \cdot 10^{30}$  эфирных шариков.

Примечание. Все численные значения в данном учебнике – приблизительные. Для профессиональных целей они должны быть уточнены.

## 18. Размерный ряд титульных атомов

Долгое время химия различала простые вещества по набору отличительных признаков: по электропроводности, по внешнему виду, по запаху, по вкусу, по так называемому атомному весу и другим. В результате сложился полный набор простых веществ в количестве порядка 90 видов.

Позднее в результате более точного определения атомных весов были выявлены изотопы – атомы с

одинаковыми свойствами, но различающиеся своими атомными весами.

Если делить атомы простых веществ по форме свёрнутости торовых вихрей, то получается приблизительно такая же картина с небольшими уточнениями.

Так дейтерий и тритий по форме свёрнутости своих атомов могут считаться самостоятельными веществами, тем более что у этих веществ имеются довольно выраженные отличительные свойства. Но долгое время их считали изотопами водорода.

А вот такие вещества, как литий и бериллий, напротив, имеют сходные формы своих атомов, и по этому признаку могли быть объединены в одно простое вещество.

То же самое можно сказать про бор и углерод. Однако имеющиеся у этих веществ некоторые различия физических свойств допускают признание их отдельными веществами.

## 19. Водород

Простое вещество – водород; латинское название – Hydrogenium; обозначение – H.

Атом водорода – наименьший из всех известных атомов.

Он представляет собой наименьший торовый вихрь в эфирной среде; проще говоря, он – крохотное колечко

Напомним.

Эфир – среда из плотно уложенных эфирных шариков.

Эфирный шарик – идеальный во всех отношениях.

Диаметр эфирного шарика =  $2,44 \cdot 10^{-13}$  метра.

Атомы – торовые вихри в эфирной среде.

В сечении торовых вихрей – три эфирных шарика; называются каждые такие три шарика электронной секцией вихря.

Наружный диаметр вихревых шнуров =  $5,92 \cdot 10^{-13}$  метра.

Скорость вращения вихря =  $2,63 \cdot 10^{20}$  оборотов в секунду.

Внутри вихрей – пустота.

Вернёмся к атому водорода.

Атомы водорода бывают разных размеров.

Наименьший из них состоит примерно из 2000 электронных секций.

Но таких мелких атомов – немного. Они – очень непрочные и легко разрушаются. Атомы ещё меньших размеров едва ли сохранились до наших дней.

Чем крупнее атом водорода, тем он прочнее.

Наращиваются атомы по одной электронной секции. В них могут быть и 2001, и 2002, и 2003, и более секций.

Атомы с разными размерами называются изотопами.

Наибольший из атомов водорода состоит примерно из 4200 электронных секций.

Но эта верхняя граница размеров атома водорода – не чёткая. Она определяется тем, что у крупных атомов форма кольца постепенно переходит в овал, и это вызывает изменение их и физических и химических свойств.

Итак, будем считать, что изотопы водорода охватывают диапазон от 2000 до 4200 электронных секций торового вихря.

Один из этих изотопов принимается как титульный атом; он является как бы представителем всего диапазона изотопов.

Договоримся считать, что титульный атом водорода состоит из 3100 электронных секций; это – середина диапазона.

У торового вихря атома водорода, представляющего собой кольцо, одна сторона – присасывающая, а другая – отталкивающая; это определяется направлением вращения вихря.

Обратим особое внимание на наличие присасывающих сторон у атомов водорода. Присасывающие элементы характеризуют химическую активность всех атомов.

Своими присасывающими сторонами атомы водорода прилипают к петлям других атомов.

Размеры петель у всех атомов примерно равны размерам водородных колечек; поэтому они слипаются.

Следовательно, если у каких-то атомов есть петли с открытыми присасывающими сторонами и рядом находится атом водорода, то он обязательно прилипнет к одной из петель.

Слипаются атомы водорода и между собой; при этом образуются пары.

Нетрудно представить, что все рядом расположенные атомы водорода слипаются в пары. Одиночные пары встречаются редко.

При парном слипании атомов водорода резко изменяются их химические свойства. Их присасывающие стороны замыкаются и нейтрализуются.

Зато по контуру колечек двух слипшихся атомов образуется жёлоб с присасывающей стороной наружу. Этими жёлобами пары атомов водорода могут прилипнуть к тем атомам, у которых также есть открытые жёлобы.

Таким образом получается, что одиночные атомы водорода слипаются с одними атомами, а парные – с другими. Первые образуют одни сложные вещества, а

вторые – другие. У первых – петлевые связи, а у вторых – жёлобовые.

В химии соединения из нескольких атомов называются молекулами. Поэтому пара из слипшихся атомов водорода называется молекулой, а водород в таком состоянии – молекулярным.

По правилам химии молекулярный водород должен обозначаться как  $H_2$ , но учитывая то, что он образует совсем иные химические связи (жёлобовые вместо петлевых), его желательнее обозначать как  $H_m$  и следует рассматривать как самостоятельное простое вещество.

Произносится  $H_m$  как аш молекулярный.

В подавляющем большинстве молекулярных соединений сложных химических веществ, в которых присутствует водород, он представлен в молекулярном виде.

**Водород в Природе.** Водород – лёгкий бесцветный газ, не имеющий запаха. Он в 14,4 раза легче воздуха. Кубометр воздуха весит 1,225 килограмма, а такой же объём чистого водорода – только 85 граммов.

При очень глубоком холоде (при температуре минус 252,6 градусов) водород превращается в жидкость, а при ещё большем холоде (при температуре минус 259,1 градуса) он становится твёрдым.

В твёрдом состоянии водород имеет все признаки твёрдых металлов: имеет такой блеск и проводит электричество.

У водорода – самая большая теплоёмкость из всех простых и сложных химических веществ. Чтобы нагреть один грамм водорода на один градус, требуется затратить 14 дж тепла.

Водород – наиболее распространённое простое вещество в космосе. Звёзды состоят в основном из него.

Относительно много его и на Земле. Он входит вместе с кислородом в состав воды. По весу водород составляет 1 процент от общей массы земной коры, а по количеству атомов – 17 процентов от общего количества атомов в коре. В воздухе атмосферы водорода - очень мало, и объясняется это тем, что он, как самый лёгкий газ, устремляется вверх и улетучивается.

Пополняется он в атмосфере в основном в результате так называемого электролиза воды: при ударах молний в воду молекулы воды распадаются на кислород и водород.

**Использование водорода.** Больше всего водорода расходуется для превращения растительного масла в маргарин.

Применяется он и как топливо. При сгорании водорода выделяется значительно больше тепла, чем при сжигании такого же количества любого другого горючего. Причём при его сгорании не образуются вредные продукты, а получается чистая вода.

Автомобили на водородном топливе выгодно отличаются в этом смысле от автомобилей с топливом из нефтяного сырья.

Используют водород и в других целях. Нагляднее всего – наполнение им лёгких воздушных шариков.

## 20. Дейтерий

Простое вещество – дейтерий; латинское название – Deuterium; обозначение – D.

Дейтерий считался изотопом водорода, хотя отличается от него некоторыми своими свойствами, в частности температурой кипения и затвердевания.

Чёткой границы между фигурами атомов водорода и дейтерия нет: с увеличением размеров атомов кольцевая форма постепенно переходит в овал и далее в «гантель».

Изотопы дейтерия охватывают диапазон от 4000 до 8200 электронных секций торových вихрей.

Титульным атомом дейтерия будем считать такой, в котором насчитывается 6100 электронных секций. Он примерно в 2 раза крупнее титульного атома водорода.

Мелкие изотопы дейтерия своей формой мало чем отличаются от крупных изотопов водорода. В одиночном, атомарном состоянии они также образуют петлевые соединения с другими атомами, только прочность таких соединений слабее водородных; причина – в том, что они крупнее нормальных петель.

В свободном состоянии мелкие изотопы дейтерия объединяются, так же как и водородные, в пары. При этом их петлевые присасывающие стороны также нейтрализуются и возникают контурные жёлобы.

В таком виде парные изотопы дейтерия могут соединяться с атомами кислорода и образовывать молекулы так называемой тяжёлой воды.

Крупные изотопы дейтерия похожи на контуры гантели. У них появляются концевые петли, близкие по форме нормальным петлям. Концевые петли, стремясь сблизиться, изгибают «гантель» до предела возможного. Фигура атома при этом становится крайне напряжённой и непрочной. При ударах со стороны крупные изотопы дейтерия легко разрушаются.

**Дейтерий в Природе.** В свободном состоянии дейтерий представляет собой такой бесцветный газ, как и водород, но он в два раза тяжелее водорода. Кубометр дейтерия весит 170 граммов.

Дейтерия в Природе – крайне мало, а тот, что есть, входит в состав тяжёлой воды.



**Использование дейтерия.** Тяжёлая вода используется в атомных реакторах.

## 21. Тритий

Простое вещество – тритий; латинское название – Tritium; обозначение – Т.

Тритий считался также изотопом водорода, хотя отличается от него даже больше, чем дейтерий.

Фигура наименьшего изотопа трития определяется чётким переходом «гантели» дейтерия в «восьмёрку» с перехлёстом. Петли «восьмёрки» изогнуты навстречу друг другу.

У самого крупного изотопа трития петли «восьмёрки» частично накладываются одна на другую; присасывающие стороны у них – встречные.

Изотопы трития охватывают диапазон от 8200 до 10200 электронных секций торových вихрей.

Титульный атом трития состоит из 9200 электронных секций.

Наименьший изотоп трития имеет две открытые присасывающие петли.

Наибольший изотоп трития не имеет никаких присасывающих элементов; он – инертен.

Фигуры атомов трития не являются завершёнными, поэтому их вихревые шнуры предельно напряжены. При ударах со стороны они легко разрываются.

У разорванных атомов трития вместо двух петель остаётся по одной, но появляется короткий жёлоб.

Разорванные атомы трития – ещё менее прочные и при столкновениях с другими атомами полностью распадаются.

**Тритий в Природе.** Тритий находят в Природе только в составе сверхтяжёлой воды. Молекулы такой воды встречаются так редко, что по примерным подсчётам в мировом океане находится её не более 100 килограммов.

**Использование трития.** Свойство атомов трития легко разрываться и распадаться с большим выделением тепла было использовано в так называемых водородных бомбах.

## 22. Гелий

Простое вещество – гелий; латинское название – Helium; обозначение – He.

Изотопы гелия охватывают диапазон от 10200 до 19000 электронных секций атомных вихревых шнуров.

Титульный атом гелия состоит из 14600 электронных секций.

Фигура атома гелия похожа на фигуру атома трития. Образуется она таким образом.

Сначала исходный торовой вихрь свёртывается в «восьмёрку» с перехлёстом. Затем петли «восьмёрки» загибаются навстречу друг другу, стягиваются и накладываются.

У атомов трития петли «восьмёрки» перекрываются частично, а у атомов гелия – полностью.

В законченном виде атом гелия имеет сферическую форму и похож на пустотелый клубок.

У атомов гелия нет открытых петель и совсем нет жёлобов. Атомы не способны притягивать к себе другие атомы и не способны слипаться между собой.

Поэтому в газообразном виде атомы гелия остаются всегда в одиночном, атомарном состоянии, а при глубоком охлаждении превращаются не в жидкость, а в атомарный порошок.

У мелких изотопов гелия петли стянуты на пределе; это делает вихревые шнуры крайне напряжёнными. Под действием внешних ударов вихревые шнуры таких изотопов лопаются и распадаются.

**Гелий в Природе.** Гелий – лёгкий газ; он в 3,64 раза легче воздуха. Кубометр гелия весит 337 грамм.

Гелий относится к числу инертных газов. Термин «инертный» означает, что такие простые вещества не способны вступать в химические реакции с другими веществами, и их атомы ни с какими другими атомами не соединяются.

При глубоком охлаждении гелий оседает в сверхтекучий порошок (правильнее было бы назвать его сверхсыпучим).

Гелия в атмосфере – очень мало.

**Использование гелия.** Гелием наполняют воздушные шары; они – безопасны.

Используют гелий также для наполнения светильников.

## 23. Литий

Простое вещество – литий; латинское название – Lithium; обозначение – Li.

Изотопы лития охватывают диапазон от 19000 до 23600 электронных секций вихревых шнуров.

Титульный атом лития состоит из 21300 электронных секций.

Формируется атом лития следующим образом.. Исходный кольцеобразный, торовой вихрь превращается сначала в овал. Затем вихревой шнур складывается и образует жёлоб с петлями на концах. При этом разворот

петель (перехлест) не происходит – «восьмёрка» не возникает.

Далее петли загибаются так, что их присасывающие стороны оказываются снаружи, и устремляются навстречу друг другу. Сомкнувшись вершинами, они загибаются ещё дальше и, слипаясь, ныряют внутрь фигуры до упора в середину жёлоба. На этом формирование атома лития заканчивается.

Форма атома лития становится похожей на контур яблока. Вихревые шнуры атома оказываются сильно изогнутыми на всём своём протяжении.

В завершённом виде у атома лития нет открытых петель, но есть два опоясывающих жёлоба, смыкающихся между собой и расположенных перпендикулярно друг к другу.

С другими атомами он может слипаться только этими жёлобами.

Между собою атомы лития слипаются короткими участками своих жёлобов. Такое слипание – не прочное.

Наглядность этого видна при смыкании яблок: они контактируют между собой малыми площадками.

Следует отметить, что при слипании атомов лития контурными, опоясывающими жёлобами образуются непрерывные цепочки из жёлобов, и именно этим отличаются металлы от неметаллов.

Круто изогнутые жёлобы делают фигуру атома лития очень упругой, способной противостоять внешним ударам и отражать их. Так они поступают с волнами света.

Предельная крутизна вихревых шнуров делает их предельно напряжёнными. При сильных ударах со стороны они могут лопнуть.

Чем мельче атом лития, тем вероятность разрыва вихревых шнуров выше. Поэтому нетрудно предположить, что мелкие изотопы лития в основном уже распались и среди оставшихся атомов они встречаются крайне редко.

**Литий в Природе.** В земной коре лития содержится очень мало, и в чистом виде в Природе он не встречается.

Литий входит составной частью во многие минералы, но больше всего его – в воде солёных озёр.

Чистый литий – металл; он хорошо проводит электричество.

Литий – мягок; он легко режется ножом.

На срезе он – серебристо-белого цвета с ярким металлическим блеском.

Литий – самый лёгкий из всех металлов. Он почти в два раза легче воды. Кубический сантиметр лития весит 0,532 грамма.

(Для сравнения: кубический сантиметр воды весит один грамм, а литр воды весит килограмм.)

Температура плавления лития = 180,5 градуса, а температура кипения = 1317 градусов.

На воздухе литий быстро тускнеет, соединяясь с кислородом и азотом.

Соединяется он и с водой, образуя так называемую щёлочь; поэтому литий называют щелочным металлом.

**Использование лития.** Он широко используется в металлургии. Обработанные литием сплавы приобретают высокую пластичность и прочность. Алюминиевые сплавы с содержанием лития всего в 0,1 процента отличаются лёгкостью и прочностью.

Присутствие лития в материалах подшипников существенно снижает их трение.

Используется литий также в электрических аккумуляторах.

## 24. Бериллий

Простое вещество – бериллий; латинское название – Beryllium; обозначение – Be.

Изотопы бериллия охватывают диапазон от 23600 до 31800 электронных секций торových вихрей.

Титульный атом бериллия состоит из 27700 электронных секций.

Форма атома бериллия существенно ничем не отличается от формы атома лития, и образуется она подобным путём.

По этой причине литий и бериллий могли бы считаться одним простым веществом, но различие их некоторых физических свойств обосновывают их самостоятельность. Вихревой шнур титульного атома бериллия в 1,3 раза длиннее шнура такого же атома лития.

И если форма атома лития с круто изогнутыми жёлобами напоминает контуры яблока, то форма атома бериллия скорее похожа на контуры зелёного перца. Она – более вытянутая, и её жёлобы не столь сильно изогнуты.

Также как и у атома лития, жёлобы атома бериллия – контурные. Они похожим образом опоясывают атом в двух перекрещивающихся направлениях.

Открытых петель у атома бериллия нет.

Слипаются они между собой и с атомами других веществ только с помощью жёлобов.

При этом жёлобы образуют непрерывные цепочки, характерные для металлов.

В отличие от лития, атомы бериллия легко изменяют свои формы: их жёлобы имеют возможность изгибаться и подстраиваться под жёлобы соседних атомов.

**Бериллий в Природе.** В чистом виде бериллий в Природе также не встречается. Чаще всего он входит

составной частью в те минералы, в которых присутствует литий, и также – в малых количествах.

Чистый бериллий – светло-серый металл. Он хорошо проводит электричество.

Кубический сантиметр бериллия весит 1,85 грамма (для сравнения: кубический сантиметр железа весит 7,87 грамма).

Бериллий – очень активен; на воздухе он быстро соединяется с кислородом и образует прочную плёнку. То же самое происходит при соединении его с водой.

Бериллий реагирует с разными веществами; он легко соединяется с углеродом и серой.

Соединения бериллия – ядовиты.

**Использование бериллия.** Он применяется в металлургии: сплавы с его содержанием – очень прочны. Конструкционные материалы из таких сплавов отличаются лёгкостью, прочностью и стойкостью к высоким температурам. Алюминиевый сплав с бериллием легче самого алюминия в 1,5 раза, но прочнее многих специальных сталей.

Свою прочность сплавы с бериллием сохраняют до температур в 800 градусов. Поэтому они применяются в космической и авиационной технике.

Бериллий стоек к радиации, и его используют в конструкциях атомных реакторов.

## 25. Бор

Простое вещество – бор; латинское название – Borum; обозначение – В.

Изотопы бора охватывают диапазон от 31800 до 34600 электронных секций в торовых вихрях.

Титульный атом бора состоит из 33200 электронных секций.

В фигурах атомов бора и следующего за ним углерода также (как и у лития и бериллия) нет принципиального различия.

Исходный вихревой тор атома бора сминается, как и у всех предыдущих атомов, с двух сторон. Сомкнувшиеся участки шнуров образуют относительно длинный жёлоб, на концах которого возникают первичные петли. Образованный жёлоб ещё раз складывается, и его петли слипаются. При этом на другом конце образуются вторичные петли. В отличие от первичных, вторичные петли оказываются обращёнными друг к другу отталкивающими сторонами. Расталкиваясь, они расходятся веером.

Окончательной, чётко определённой фигуры у атома бора нет. Вторичные петли стремятся развернуться и слипнуться, но им мешают слипшиеся жёлобы.

Присасывающимися у атома бора в общем случае являются все четыре петли и два жёлоба. Однако две из четырёх петли могут оказаться слипшимися; такими могут оказаться и жёлобы.

Жёлобы атома бора – гибкие.

В соединениях с другими атомами атом бора имеет необычайно широкие возможности – он может слипаться с ними петлями в самых разных комбинациях, или опутывать их своими жёлобами самыми разными вариантами.

**Бор в Природе.** Он предстаёт обычно в мелкокристаллическом виде.

Кристаллы могут быть бесцветными, но чаще всего они бывают бурными, тёмно-серыми и даже чёрными.

При температуре 2075 градусов бор теряет свою кристаллическую структуру.



Он тяжелее бериллия – кубический сантиметр бора весит 2,3 грамма.

В земной коре бора очень мало – почти в 2 раза меньше бериллия.

При нормальной температуре бор может соединяться со фтором, а при нагреве – с кислородом, серой, углеродом, азотом, фосфором и с металлами.

**Использование бора.** Соединения бора с азотом, углеродом и водородом образуют сверхтвёрдые материалы, используемые в качестве режущих элементов в машиностроении.

Широко известная борная кислота используется как дезинфицирующее средство в медицине.

Соль борной кислоты – буру – применяют при производстве стекла.

## 26. Углерод

Простое вещество – углерод; латинское название – Carboneum; обозначение – С.

Изотопы углерода охватывают диапазон от 32700 до 41100 электронных секций торových вихрей.

Титульный атом углерода состоит из 36900 электронных секций.

Атомы углерода по форме своей похожи на атомы бора. Процесс формирования – тот же.

Сначала исходное вихревое кольцо атома складывается в длинный жёлоб с петлями на концах. Затем жёлоб складывается вторично и образует ствол, а в месте перегиба жёлоба возникают вторичные петли.

Вторичные петли – взаимно отталкивающиеся; их присасывающие стороны располагаются снаружи. Расталкиваясь, они расходятся веером.

Полученная фигура одиночного атома углерода может изменять свою форму. Разошедшиеся вторичные петли могут развернуться и слипнуться уже присасывающимися сторонами. При этом они вынуждены будут разъединить слипшиеся жёлобы. В конце концов устанавливается некоторое равновесие, когда частично слипшимися оказываются и вторичные петли и жёлобы.

Именно этим одиночный атом углерода отличается от одиночного атома бора, и причиной появления различия является то, что длина вихревого шнура у атома углерода в среднем больше длины шнура атома бора на 3700 электронных секций.

Так же как и у бора, способными к слипанию атома углерода в общем случае могут быть четыре петли и два жёлоба.

Возможности соединения атомов углерода между собою и с атомами других веществ шире, чем у бора. Атомы могут слипаться петлями и жёлобами.

**Углерод в Природе.** Углерод – один из самых распространённых простых веществ на нашей планете. Он является основной составной частью растительного и животного мира.

Антрацит, каменный уголь и бурый уголь состоят в основном из него.

В чистом виде углерод представляет собой обычный древесный уголь или сажу.

Но чаще всего он предстаёт в виде своих разновидностей (разновидности одного и того же простого вещества называются в химии аллотропией).

Одним из аллотропических соединений углерода является графит. Из него делают стержни карандашей.

Цвет графита – от тёмно-серого до чёрного.

Плотность графита равна 2,2 грамма в кубическом сантиметре.

Графит – огнеупорен; изделия из него выдерживают температуру в 3700 градусов.

Он химически стоек; на него не действуют даже кислоты.

Графит проводит электричество, но с большим сопротивлением.

Другим аллотропическим соединением углерода является алмаз.

Кристаллы алмаза бывают бесцветными или с незначительной окраской.

Один кубический сантиметр алмаза весит 3,5 грамма.

Алмаз – самый твёрдый природный материал.

Он способен круто преломлять лучи света.

Алмаз считается полупроводником.

Кристаллы алмаза возникают сами собой в природных условиях, но могут выращиваться искусственно.

Соединения углерода с другими веществами делятся на органические и неорганические.

Основными органическими соединениями являются углеводороды. В некоторые из них входят кислород и азот, и совсем редко – фосфор и сера.

Чистые углеводороды, состоящие только из углерода и водорода, составляют несколько миллионов разновидностей.

Одним из самых низкомолекулярных углеводородов является метан. Его молекула состоит из одного атома углерода и четырёх атомов водорода:  $\text{CH}_4$ . Метан входит составной частью в природный газ.

Углеводородным веществом является нефть.

Из неорганических соединений наиболее известен углекислый газ –  $\text{CO}_2$ .

В атмосфере нашей планеты постоянно находится примерно  $2,3 \cdot 10^{12}$  тонн этого газообразного вещества.

Он является продуктом горения или медленного окисления горючих материалов.

Огромный объём углекислого газа выбрасывается в атмосферу действующими вулканами.

Углекислый газ способствует круговороту углерода в Природе. Ветер разносит его по всей планете. Под воздействием химических и физических факторов он распадается на углерод и кислород. Углерод накапливается в растениях. После их отмирания они гниют (иногда сгорают), и углерод снова соединяется с кислородом.

Спутником углекислого газа  $\text{CO}_2$  является угарный газ  $\text{CO}$ . Он образуется в процессе горения при недостатке кислорода.

Угарный газ – опасен для человека.

Из других неорганических природных соединений углерода наиболее распространены известняк  $\text{CaO} \cdot \text{CO}_2$  и доломит  $(\text{CaO} \cdot \text{CO}_2) \cdot (\text{MgO} \cdot \text{CO}_2)$ .

**Использование углерода.** Уголь и углеводородные соединения всегда были и остаются главными источниками тепловой энергии. Ими отапливаются помещения. Большая часть электростанций работает на этом горючем. На керосине работают двигатели самолётов, на бензине – двигатели автомобилей.

Другим направлением использования углерода является производство синтетических тканей и пластмасс.

В машиностроении широко применяются карбиды – соединения углерода с металлами и неметаллами. Так карбид кремния, называемый карборундом, отличается исключительно высокой твёрдостью, термической и химической стойкостью и используется как абразив при шлифовании деталей.

Из графита изготавливают стержни карандашей.

Обработанный алмаз (бриллиант) идёт на украшение ювелирных изделий.

## 27. Азот

Простое вещество – азот; латинское название – Nitrogenium; обозначение – N.

Изотопы азота охватывают диапазон от 40000 до 46200 электронных секций торových вихрей.

Титульный атом азота состоит из 43100 электронных секций.

Формирование атома азота идёт по иному пути, чем у предыдущих простых веществ, имеющих более мелкие атомы. Исходный торовой вихрь азота сминается уже не с двух сторон, а с трёх. Сначала вихревое кольцо прогибается до образования треугольника. Затем образовавшиеся три выступа вытягиваются в лучи. Вихревые шнуры лучей слипаются в жёлобы, и на концах жёлобов возникают петли. Так формируется трёхлучевой атом азота.

В таком виде атомы азота уже могут вступать в химические процессы.

Но формирование одиночного атома азота на этом не заканчивается. Все три лучевых жёлоба изгибаются в одну сторону и сходятся вместе, уткнувшись вершинами петель друг в друга.

Атом приобретает при этом грейферную форму; другое сравнение – щепоть из трёх пальцев ладони.

У обособленных атомов азота (с грейферной формой) присасывающими элементами являются три петли и три жёлоба, но все они – полуприкрыты; прямого доступа к ним нет.

И только тогда, когда «грейфер» атома раскрывается и атом превращается в плоскую трёхлучевую звезду, все петли и жёлобы становятся активными.

В таком плоском состоянии атомы азота слипаются попарно между собой и образуют молекулу азота.

Слипание атомов всеми своими присасывающими элементами делает молекулу азота очень прочной; разорвать её могут только интенсивные тепловые колебания.

Атомарные петли и жёлобы в молекуле – нейтрализуются, но по контуру звезды образуется жёлоб, которым молекула может прилипнуть к другим атомам.

Из простейших соединений «грейферного» атома азота можно выделить слипание его с атомами водорода и лития.

Водородные колечки прилипают к петлям атома и вынуждают жёлобы расходиться. В таком виде молекула  $\text{NH}_3$  напоминает треногу. Называется такое соединение аммиаком.

Атомы лития настолько малы, что могут проникать внутрь «грейфера» атома азота, и прилипают там изнутри к его жёлобам. Образуется нитрид лития  $\text{NLi}_3$ .

**Азот в Природе.** Азот – бесцветный газ. Он входит основной составляющей частью в атмосферу Земли; его там – 78 процентов.

В природных условиях азот представлен в основном в молекулярном виде  $\text{N}_2$ .

Молекулы азота распадаются на атомы только при температуре 3000 градусов.

Сжижается азот при температуре минус 196 градусов, а затвердевает при минус 210 градусов.

В твёрдом состоянии азот превращается в кубические и гексогональные кристаллы.

Молекулярный азот химически малоактивен.

Соединение азота с водородом – аммиак – тоже газ и тоже бесцветный. Он сжижается при температуре минус 34 градуса и затвердевает при минус 78 градусов.

**Использование азота.** В промышленности широко применяется азотная кислота. Она используется для получения нитролаков и в производстве азотных минеральных удобрений.

В металлургии азот используется как нейтральная среда, предотвращающая контакт расплавленных металлов с воздухом.

Для придания поверхностным слоям деталей повышенной прочности и износостойкости их насыщают азотом – азотируют.

Азотные соединения входят составной частью во взрывчатые вещества.

## 28. Кислород

Простое вещество – кислород; латинское название – *Oxygenium*; обозначение – O.

Изотопы кислорода охватывают диапазон от 44600 до 53800 электронных секций торových вихрей.

Титульный атом кислорода состоит из 49200 электронных секций.

Атом кислорода формируется по той же схеме, что и атом азота. Исходный торовой вихрь сминается с трёх сторон. Выступы вытягиваются, и шнуры сближаются, образуя жёлобы.

Заканчивается первый этап формирования атома кислорода тем, что возникает трёхлучевая (трёхжёлобовая) звезда с петлями на концах лучей.

В таком виде атом кислорода уже может соединяться с атомами водорода, образуя  $\text{OH}_3$  – соединение, похожее на аммиак  $\text{NH}_3$ .

Но в общем случае процесс формирования атомов кислорода продолжается, и продолжается он в том же

направлении, как и у азота, то есть в сторону сближения лучей.

При этом появляется и отличие. Если у атома азота лучи сближаются практически равномерно, то у атома кислорода появляется разнობой – какие-то два луча из трёх сближаются между собой быстрее третьего. Вызвано это тем, что длина лучей у атома кислорода в среднем больше соответствующих длин атома азота на 1000 эфирных шариков.

Сблизившиеся два луча слипаются петлями. Слипаются и их жёлобы, образуя ствол.

На другом конце ствола возникает вторичная петля.

Третий луч атома, изгибаясь, совершает полный оборот и накрывает своей петлёй вторичную петлю.

На этом формирование атома кислорода заканчивается.

У такого атома нет открытых петель, но есть два несмыкающихся жёлоба. Один из них (продольный) охватывает атом по всему контуру. Второй жёлоб (поперечный) образуется на базе вторичной петли.

Атомы кислорода могут слипаться своими стволами попарно и образовывать молекулы  $O_2$ . Это – основная разновидность (аллотропия) кислорода.

Могут существовать и трёхатомные молекулы  $O_3$ . В них атомы кислорода слипаются краями стволов под углом в 120 градусов. Трёхатомная аллотропия называется озоном.

Молекулы озона – не прочные. Они легко распадаются с образованием двухатомных молекул.

Относительно большая суммарная длина открытых жёлобов у атома кислорода является причиной их повышенной химической активности. Открытыми жёлобами атомы кислорода могут слипаться практически со всеми атомами других простых веществ.

Самое известное соединение – молекула воды  $H_2O$ .



Молекула водорода  $H_2$  представляет собой два слипшихся кольцеобразных атома. По контуру молекулярного кольца – жёлоб с наружной присасывающей стороной.

Этим жёлобом молекула водорода прилипает к стволу атома кислорода. Ствол изгибается и охватывает молекулу водорода.

**Кислород в Природе.** Кислород – газ без цвета и запаха. Он сжижается при температуре минус 182,9 градуса и затвердевает при минус 218,7 градуса.

Кислород – самое распространённое на Земле простое вещество; он составляет 47 процентов массы земной коры.

Очень много его в горных породах, но ещё больше – в мировом океане; его доля составляет там почти 86 процентов.

Кислород необходим для дыхания всех живых существ; мы им дышим.

**Использование кислорода.** В нём нуждаются в больших количествах металлургия и химическая промышленность.

В металлургии применяют кислородное дутьё, и с помощью этого ускоряют процесс выплавки металлов.

В химической промышленности его используют, в частности, для получения серной кислоты.

Не следует забывать и то, что кислород необходим для сжигания топлива в энергетических установках: на тепловых электростанциях, в отопительных системах и в автомобильных двигателях.

## 29. Фтор

Простое вещество – фтор; латинское название – Fluorum; обозначение – F.

Изотопы фтора охватывают диапазон от 53800 до 63000 электронных секций торových вихрей.

Титульный атом фтора состоит из 58400 электронных секций.

Фтор – третье и последнее из простых веществ, исходные торových вихри атомов которых сминаются с трёх сторон.

Как и у кислорода, исходный тор атома фтора преобразуется в трёхлучевую (трёхжёловую) звезду с петлями на концах лучей. Только длина возникших жёлов у фтора больше чем у кислорода на 1500 эфирных шариков и на 2500 – чем у азота.

Взаимное тяготение вызывает сближение лучей-жёлов. Какие-то два из них успевают сблизиться раньше и образуют ствол из спаренных жёлов (из четырёх вихревых шнуров). Петли спаренных жёлов слипаются.

На другом конце ствола возникает вторичная петля.

Третий луч атома, изгибаясь как у кислорода, совершает полный оборот и накрывает своей петлей вторичную петлю.

На этом формирование атома фтора заканчивается.

Одиночный атом фтора отличается от одиночного атома кислорода тем, что у него, во-первых, значительно больше диаметр загнутого в кольцо третьего луча, и поэтому это кольцо – более гибкое и менее напряжённое.

Во-вторых, ствол – длиннее, и его слипшиеся петли не тяготеют к жёлобу третьего луча и не изгибают ствол.

У единичного атома фтора нет открытых петель, но, также как у атома кислорода, есть два несмыкающихся жёлаба, один из которых (продольный) охватывает атом по всему контуру.

Атомы фтора склонны попарно слипаться своими стволами и образовывать молекулы  $F_2$ .

Слипшиеся участки стволов в молекулах фтора длиннее, чем у молекул кислорода, и поэтому молекула фтора значительно прочнее кислородной.

Молекулярное строение – основная аллотропия фтора. Именно в таком виде он соединяется чаще всего с другими веществами.

С молекулярным водородом фтор соединяется иначе, чем кислород. Самое прочное прилипание молекулы водорода происходит в том месте молекулы фтора, где смыкаются изогнутые третьи лучи атомов. Они охватывают кольцо молекулы водорода. Так образуется фтороводород  $F_2H_2$ .

**Фтор в Природе.** В свободном виде фтор в Природе не встречается. Его химическая активность настолько высока, что даже в лабораторных условиях получить его – очень трудно.

Фтор входит в состав таких веществ, как минерал флюорит (плавиковый шпат), фосфориты, фторапатиты, криолиты.

В земной коре он содержится в довольно большом количестве.

**Использование фтора.** Водный раствор фтороводорода (плавиковая кислота) широко применяется в авиационной, химической, целлюлозно-бумажной промышленности, при производстве стекла и некоторых металлов.

Из органических фторосодержащих соединений наиболее известны фреоны, получаемые из углеводородов путём замены в них водорода на фтор и хлор. Фреоны используются в качестве хладоагентов в холодильниках.

Углерод в соединениях со фтором может полностью нейтрализовать его химическую активность. Этим отличаются фторопласт и тефлон. По химической стойкости (инертности) им нет равных.

## 30. Неон

Простое вещество – неон; латинское название – Neon; обозначение – Ne.

Изотопы неона охватывают диапазон от 63500 до 68700 электронных секций торových вихрей.

Титульный атом неона состоит из 66100 электронных секций.

Исходный торовой вихрь атома неона сминается уже с четырёх сторон.

Забегая вперёд, скажем, что атом неона представляет собой два спаренных атома гелия.

Шнуры сминаемого тора сближаются; выступы вытягиваются и образуют четырёхлучевую звезду. На концах лучей возникают петли.

Далее петли попарно сближаются, и фигура приобретает двухчастный вид.

Полуфигуры разворачиваются на пол-оборота, и в центре между ними возникает перехлест.

Столкнувшиеся макушками петли совершают полуповорот в разные стороны и взаимно сдвигаются, образуя гелиевые накладки.

Завершается формирование атома гелия тем, что круглые полуфигуры, стягиваемые наружными присасывающими жёлобами, чуть-чуть поворачиваются вокруг своих осей и обращаются петлевыми накладками в одну сторону. Открытые жёлобы при этом укорачиваются почти до нуля.

В таком виде атом неона представляет собой два атома гелия, объединённых перемычкой.

У атома неона нет ни открытых петель, ни открытых жёлобов. Этим объясняется его инертность – неспособность соединяться с другими атомами.

**Неон в Природе.** Неон относится к числу инертных газов. В Природе его – очень мало.

Выделяют его путём сжижения воздуха и разделения на фракции по температуре сжижения.

**Использование неона.** Неоном наполняют газосветные лампы.

## 31. Натрий

Простое вещество – натрий; латинское название – Natrium; обозначение – Na.

Изотопы натрия охватывают диапазон от 68500 до 73500 электронных секций торовых вихрей.

Титульный атом натрия состоит из 70700 электронных секций.

Исходный торовый вихрь атома натрия сминается, как и у неона, с четырёх сторон и также превращается в двухчастную фигуру.

Сначала образуется четырёхлучевая звезда. Каждый конец звезды превращается в жёлоб с петлёй на конце.

Концы звезды объединяются попарно, и каждая пара совершает те же действия, что и у атома лития.

Возникшие полуфигуры перекручиваются относительно друг друга и образуют своеобразную «восьмёрку» с перехлёстом.

«Восьмёрка» изгибается, и полуфигуры сближаются, слипаясь своими жёлобами.

У окончательно сформировавшегося атома натрия нет открытых петель, но есть открытые контурные жёлобы.

Ими атомы натрия слипаются между собой или с другими атомами.

К атому кислорода могут прилипнуть с разных сторон два атома натрия.

**Натрий в Природе.** Он относится к группе щелочных металлов. Его металлические свойства выражаются в том, что в чистом виде он хорошо проводит электричество и имеет характерный металлический блеск на чистом срезе.

Натрий легче воды; один кубический сантиметр натрия весит 0,97 грамма.

Плавится натрий при температуре 97 градусов, а испаряется при 883-ёх градусах.

Натрий – самый распространённый щелочной металл и один из основных простых веществ в земной коре; он составляет в ней 2,5 процента по весу.

Очень много натрия - в морской воде, в гранитах, в базальтах, в полевых шпатах.

Наиболее известное соединение натрия – поваренная соль  $\text{NaCl}$ .

Натрий – важнейший элемент жизнедеятельности живых существ. Он порождает глотательный рефлекс пищевода, желудочно-кишечного тракта и нейронов.

Как химическое вещество натрий – очень активен. Он бурно соединяется с водой, горит в кислороде, фторе, хлоре.

**Использование натрия.** В химической промышленности он используется для производства едкого натра  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{HmO}$ , кальцинированной соды  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CO}_2$ , питьевой соды  $(\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CO}_2) \cdot (\text{HmO} \cdot \text{CO}_2)$ ,

натриевой селитры  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{N}_2\text{O}_5$ , сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{SO}_3$ .

Расплавленный натрий служит теплоносителем в атомных реакторах.

Натрий входит в состав многих лекарств.

## 32. Магний

Простое вещество – магний; латинское название – Magnesium; обозначение – Mg.

Изотопы магния охватывают диапазон от 72000 до 78000 электронных секций торových вихрей.

Титульный атом магния состоит из 74700 электронных секций.

Исходные торových вихри атомов магния сминаются по-прежнему с четырёх сторон.

Ход свёртывания торových вихрей у магния такой же, как у натрия. Но, учитывая то, что возникшие жёлобы у магния длиннее на 500 эфирных шариков, в результате возникают спаренные фигуры бериллия. Они крупнее литиевых фигур и менее напряжённые.

У атома магния нет открытых петель, но есть открытые контурные жёлобы.

При слипании атома магния с другими атомами его жёлобы имеют возможность изгибаться и подстраиваться под формы сопрягаемых атомов. Прочность слипания при этом увеличивается.

**Магний в Природе.** Чистый магний – лёгкий серебристо-белый металл, относящийся к щёлочно-земельной группе.

Он почти в два раза тяжелее воды; кубический сантиметр магния весит 1,74 грамма.

Плавится магний при температуре 651 градус, а закипает при 1107 градусах.

В земной коре магния – довольно много; около двух процентов по весу.

Он входит составной частью в такие природные соединения, как тальк и асбест. Есть он и в морской воде; горький привкус ей придаёт именно магний.

Соли магния необходимы для растений и животных.

Магний легко соединяется с кислородом; магниевый пруток ярко горит на воздухе, разбрызгивая по сторонам искры.

**Использование магния.** В чистом виде металлический магний – не очень прочен, но небольшие добавки к нему алюминия, цинка и некоторых других веществ резко упрочняют его.

Магний используют в органическом синтезе.

### 33. Алюминий

Простое вещество – алюминий; латинское название – Aluminium; обозначение – Al.

Изотопы алюминия охватывают диапазон от 78000 до 85500 электронных секций торковых вихрей.

Титульный атом алюминия состоит из 83000 электронных секций.

Исходные торковые вихри атомов алюминия сминаются с четырёх сторон, то есть также как у натрия и магния. И окончательные фигуры у них – одинаковые. Разнятся они только размерами.

На этом основании натрий, магний и алюминий можно считать одним простым веществом.

В окончательном виде атом алюминия представляет собой два спаренных атома бериллия, только больших



размеров. Увеличенная длина всех участков атома алюминия делает его менее напряжённым, чем даже у бериллия.

Присасывающими у атома алюминия являются только жёлобы. Открытых петель у него нет. Жёлобов – несколько, и все они контурные и смыкаются между собой.

В общей массе твёрдого алюминия атомы располагаются хаотично, и прочных связей между ними нет.

Жёлобы имеют возможность скользить относительно друг друга. Это выражается в пластичности материала из алюминия.

**Алюминий в Природе.** Чистый алюминий – металл с удельным весом 2,7 грамма в кубическом сантиметре.

Температура плавления алюминия – очень низкая, всего 660 градусов.

На свежем срезе алюминий – серебристо-белый, но быстро окисляется и приобретает серый цвет.

В чистом виде алюминий в Природе не встречается, но в составе сложных веществ его – достаточно много. В земной коре его – не менее 7 процентов по весу.

Он входит в состав глины, полевого шпата, слюды.

Самое распространённое соединение алюминия – оксид  $Al_2O_3$ . Он входит основной составляющей частью в глинозёмы и в такой сверхтвёрдый минерал как корунд.

Кристаллы корунда синего цвета называют сапфиром, а красного – рубином.

**Использование алюминия.** В виде прочных металлических сплавов алюминий широко применяется в авиации, в транспортном машиностроении, в судостроении.

Из алюминия изготавливают электрические провода.

## 34. Кремний

Простое вещество – кремний; латинское название – Silicium; обозначение – Si.

Изотопы кремния охватывают диапазон от 82300 до 90500 электронных секций торových вихрей.

Титульный атом кремния состоит из 86400 электронных секций.

Формирование атомов кремния похоже на формирование атомов бора и, особенно, углерода. Исходные торových вихри кремния сминаются с четырёх сторон, образуя четырёхлучевые формы. Лучи представляют собой жёлобы с возникшими на их оконечностях первичными петлями. Лучи-жёлобы попарно объединяются и образуют двухжёлобовые стволы. Петли на их концах слипаются и нейтрализуются. При смыкании лучевых жёлобов возникают вторичные петли – по одной у каждой пары жёлобов.

На этом первый этап формирования атомов кремния заканчивается. Фигура атома приобретает вид двух атомов углерода, связанных перемычкой.

На втором этапе вытянутая фигура атома складывается пополам, вторичные петли слипаются и нейтрализуются, а стволы по мере возможности смыкаются.

В окончательном виде у атома кремния открытыми оказываются два стволых жёлоба, на каждом из которых могут уложиться по два колечка молекулярного водорода.

Открытых петель у атома кремния нет; пожалуй, только этим он существенно отличается от атома углерода.

Фигура атома кремния очень удобна для соединения с атомами кислорода; они прилипают к нему с двух сторон,- в результате возникает довольно прочная молекула оксида кремния  $\text{SiO}_2$ .

В принципе атом кремния может присоединять и по одному атому кислорода с образованием  $\text{SiO}$ , но в таких случаях второй жёлоб остаётся у кремния открытым и готовым сомкнуться с любым подходящим атомом. Удержать такое неустойчивое вещество можно только в инертной среде.

Неустойчивым является и соединение кремния с водородом – так называемый силан с формулой  $\text{SiH}_4$ . Колечки молекул водорода прилипают к жёлобам атома кремния очень короткими участками и легко уступают свои места тем же атомам кислорода.

У оксида кремния  $\text{SiO}_2$  остаются открытыми небольшие участки жёлобов, которыми он может соединяться с другими атомарными образованиями, в частности с молекулами воды  $\text{OH}_2$ .

**Кремний в Природе.** Кремний в Природе распространён очень широко. Он составляет почти треть всей массы земной коры. А в соединениях с другими веществами (в частности с алюминием) – почти три четверти.

В чистом виде в Природе кремний не встречается.

Хорошо известен оксид кремния  $\text{SiO}_2$ ; это – чистый песок. Он может быть как в виде обычного песка (кремнезёма), так и в виде крупных кристаллов – кварца, горного хрусталя.

Оксид кремния составляет основу таких полудрагоценных камней, как агат, аметист, яшма.

В соединениях с окислами металлов оксид кремния образует такие сложные вещества, как каолинит  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot (\text{SiO}_2)_2 \cdot (\text{OH})_2$ , полевошпат  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot (\text{SiO}_2)_6$ , слюда  $\text{K}_2\text{O} \cdot (\text{Al}_2\text{O}_3)_3 \cdot (\text{SiO}_2)_6$ , асбест  $(\text{MgO})_3 \cdot (\text{SiO}_2)_2 \cdot (\text{OH})_2$ .

**Использование кремния.** Всевозможные соединения кремния служат основой для производства силикатного кирпича, цемента, фаянса, керамики, стекла, фарфора.

Кварцевое стекло получают переплавкой чистого песка.

Другие виды стёкол образуются в результате переплавки различных смесей песка с окислами металлов (цветное стекло), с известняком и содой.

При производстве фаянса, фарфора и гончарных изделий измельчённые смеси из глинистых веществ, кварца и полевого шпата сначала разбавляют водой, замешивают и формируют изделия, а потом обжигают их на огне с тем, чтобы прокаливанием удалить из них воду.

Подобным образом удаляется вода из смеси глины и известняка при изготовлении цемента. В строительстве цементный порошок, наоборот, разбавляют водой, и он, затвердевая, склеивает кирпичи.

В машиностроении используется так называемый карборунд – соединения кремния с углеродом SiC. Кристаллы карборунда – очень твёрдые и жаростойкие. Их используют как абразив для заточки режущих инструментов – резцов.

Добавка кремния в стали делает их более упругими, а детали из этих сталей противостоят грубому истиранию. Поэтому из такой стали изготавливают траки для гусеничных машин.

Очень перспективны кремнийорганические вещества. Они похожи на углеродные органические соединения. Среди них – теплостойкий и морозостойчивый каучук, кремнийорганические лаки (применяемые в качестве изолирующих покрытий для электрических проводов) и другие.

Сверхчистый кремний широко используется в электронике. На подложках из него формируют очень сложные и очень компактные электронные схемы.

Сверхчистым кремнием покрывают солнечные батареи, способные превращать в электричество до 15 процентов падающего на них света.

## 35. Фосфор

Простое вещество – фосфор; латинское название – Phosphorus; обозначение – P.

Изотопы фосфора охватывают диапазон от 90500 до 98500 электронных секций торовых вихрей.

Титульный атом фосфора состоит из 95200 электронных секций.

Исходные торовые вихри атомов неона, натрия, магния, алюминия и кремния сминались с четырёх сторон, а у фосфора они сминаются с пяти.

В промежуточном состоянии атом фосфора представляет собой пятилучевую звезду с петлями на концах лучей.

Далее звезда прогибается; её лучи стягиваются петлями, и в конце концов петли смыкаются. В результате образуется пятиконечная грейферная форма атома (как сомкнутые пальцы ладони).

Своей грейферной формой атом фосфора похож на атом азота с тем лишь отличием, что у него – более длинные концы (лучи), и их – не три, а пять.

Большая длина концов делает их более гибкими, поэтому они имеют возможность слипаться попарно. При этом смыкаются не только петли, но и их жёлобы.

После того, как произошло парное слипание концов, остаётся свободным пятый конец звезды (у этого конца нет пары).

Активными элементами таких атомов являются петли и жёлобы свободных концов.

Назовём фосфор, состоящий из грейферных атомов, - атомарным.

Характерным соединением атомарного фосфора является соединение его атомов с атомами водорода. Колечко атома водорода без труда прилипает к петле свободного конца атома фосфора.

С повышением температуры раскрываются сомкнувшиеся концы атомов фосфора, и атомы водорода прилипают к их петлям.

В первую очередь раскрывается пара, соседствующая со свободным концом атома. Вторая пара раскрывается при более высокой температуре.

В результате в общей массе атомарного фосфора образуются молекулы  $\text{PH}$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{PH}_5$ .

Отметим одну особенность атомарного фосфора – его холодное свечение; возникает оно следующим образом.

Тепловые колебания атома фосфора в холодном состоянии сосредотачиваются на его свободном конце. Причём длина конца такая, что на нём укладывается нечётное число колеблющихся струн. При внешнем ударе колебания обегают атом с разных сторон и уходят на свободный конец. Там они сходятся на последней струне, и их амплитуды складываются. Результирующий размах колебаний последней струны может превышать порог срыва световой волны даже при комнатной температуре. Поэтому с петель свободных концов атомов постоянно срываются световые волны.

Атомарное строение фосфора сохраняется благодаря грейферной форме его атомов.

Как только атомы раскрываются, они слипаются попарно всеми своими пятью концами; возникает молекула  $\text{P}_2$ . Способствуют раскрытию атомов интенсивные тепловые колебания (высокая температура).

Слипшиеся в молекулы атомы фосфора напоминают сомкнувшиеся ладони. Назовём такой фосфор – молекулярным.

Молекулы фосфора – плоские.

У них нет открытых петель, и поэтому они не могут соединиться с атомарным водородом.

Химически активными элементами молекул фосфора являются боковые стороны концов (лучей). Уясним сказанное.

Пока атомы фосфора не соединились в молекулы, активными у них были жёлобы лучей. При слипании в молекулы эти жёлобы сомкнулись и нейтрализовались. Пары лучей превратились в стволы, у которых активными стали боковые стороны.

Характерным соединением молекулярного фосфора является его соединение с кислородом. Атомы кислорода располагаются между концами молекул фосфора – по пять атомов на молекулу. Формула такого оксида фосфора –  $P_2O_5$ .

Кроме атомарного и молекулярного фосфоров существует ещё одна его разновидность – сложно-молекулярная, когда несколько молекул объединяются в единое целое. Формула такой разновидности –  $P_{2n}$ , где  $n$  – число объединившихся молекул.

Молекулы внедряются концами друг в друга и образуют плоские конструкции типа пластин графита из углерода.

Атомы кислорода при соединении со сложными молекулами фосфора заполняют только незанятые промежутки между концами.

Так при объединении трёх молекул фосфора  $(P_2)_3$  остаются незанятыми девять их промежутков, и формула оксида выглядит как  $(P_2)_3 \cdot O_9$  или как  $(P_2O_3)_3$ .

**Фосфор в Природе.** Основные минералы, в которых содержится фосфор,- это фосфорит, фторапатит и гидроксоapatит. Богатые залежи разных апатитов имеются на Кольском полуострове (Хибины).

Много фосфора содержится в живых организмах. У взрослого человека его – около 4,5 килограммов. Фосфор присутствует в костях, в мышцах, в мозговой ткани и в нервах.

Существует много разновидностей фосфора. Из них можно выделить белый, красный и чёрный фосфоры.

Получая путём тепловой перегонки атомарный фосфор, можно быстрым охлаждением сохранить его в атомарном виде; это – белый фосфор.

Белый фосфор легко вступает в химические реакции. Он может соединяться с атомарным водородом, с кислородом, с металлами и другими веществами.

Он очень ядовит и оставляет на теле трудно заживающие химические ожоги.

При высокой температуре (250...300 градусов) без доступа воздуха атомарный белый фосфор превращается в молекулярный, и его цвет изменяется на красный.

Чёрный фосфор со сложно-молекулярным строением образуется при нагревании красного фосфора под высоким давлением (около 12 тысяч атмосфер).

Красный фосфор химически менее активен, чем белый, а чёрный менее активен, чем красный.

**Использование фосфора.** Красный фосфор входит в состав горючих веществ, которыми покрывают головки спичек.

Очень много фосфора уходит на производство минеральных удобрений, таких как суперфосфат, фосфоритная мука, преципитат и других.

Фосфорную кислоту используют в качестве кормовой добавки.



## 36. Сера

Простое вещество – сера; латинское название – Sulfur; обозначение – S.

Изотопы серы охватывают диапазон от 95500 до 103500 электронных секций торковых вихрей.

Титульный атом серы состоит из 98600 электронных секций.

Исходные торковые вихри атомов серы сминаются с шести сторон.

Каждый атом серы сначала превращается в шестиконечную звезду с петлями на концах; затем преобразуется в более сложную форму.

Следует отметить, что лучи атомарной звезды – такие же по длине, как и у атома кислорода.

Дальнейшее преобразование одиночного атома серы идёт по пути прогиба звезды; концы лучей при этом смыкаются между собой.

Длина концов – достаточно большая, и благодаря этому они смыкаются попарно; рассмотрим это.

Обозначим концы звезды последовательно цифрами: 1, 2, 3, 4, 5, 6.

Концу-1 удобнее всего сомкнуться с концом-3. Тогда, естественно, конец-6 сомкнётся с концом-4, а оставшиеся два конца: 2-ой и 5-ый, - сомкнуться уже не смогут и останутся в одиночестве. Причина – взаимная удалённость.

Тем не менее их петлевые вершины устремляются навстречу друг другу, сходятся и образуют фигуру, похожую на атом лития или бериллия.

Слипшиеся жёлобы концов 1 и 3 образуют ствол 1-3, а жёлобы концов 6 и 4 – ствол 6-4.

У этих стволов присасывающими будут их боковые стороны. Они вынудят стволы сблизиться и слипнуться.

При этом на стыке возникнут два вторичных жёлоба с петлями на концах.

На этом формирование одиночного атома серы заканчивается. У него активными (открытыми) будут два жёлоба на внешних сторонах стволов, два вторичных жёлоба и две петли.

Следует учесть, что в ходе соединений и пересоединений активные элементы атомов серы могут изменяться; некоторые из них могут исчезнуть, другие – появиться вновь.

В одиночном состоянии атомы серы практически не сохраняются; они либо соединяются с атомами и молекулами других веществ, либо – между собой. Между собой атомы серы слипаются вторичными жёлобами и их петлями. При этом возникает линейная цепочка из атомов, но не прямая, а изогнутая.

В конце концов изогнутая цепочка атомов замыкается и образует кольцеобразную молекулу  $S_8$ .

Кольцеобразные молекулы серы могут выстраиваться в кристаллы.

С атомами и молекулами других веществ атомы серы соединяются самыми различными способами. Проще всего выглядит соединение атома серы с атомами водорода: колечки водорода прилипают к вторичным петлям серы, и возникает сероводород  $H_2S$  – газ.

Также простым выглядит соединение серы с фосфором. Молекула фосфора  $P_2$  имеет вид пятиконечной звезды. Каждый конец звезды охватывает разошедшимися стволами атома серы. В результате образуется пятиконечная молекула  $P_2S_5$ .

Сложнее соединяется с серой кислород. При определённой температуре молекула кислорода  $O_2$  распадается на атомы, и каждый из них прилипает к внешней стороне ствола атома серы. Такое соединение называется сернистым газом  $SO_2$ .

У атома серы в молекуле  $\text{SO}_2$  стволы расходятся, и исчезают вторичные жёлобы и петли.

При более высокой температуре стволы атома серы расходятся на больший угол, и между ними вклинивается ещё один атом кислорода. Образуется молекула серного ангидрида  $\text{SO}_3$ .

Незанятыми у молекулы  $\text{SO}_3$  остаются только жёлобы сомкнувшихся концов 2 и 5.

К этим жёлобам может прилипнуть ещё один атом кислорода, но не одиночный, а в составе молекулы воды  $\text{H}_2\text{O}$ .

**Сера в Природе.** Она широко распространена на нашей планете. Считается, что сера составляет 0,05 процента от общей массы земной коры.

Известна так называемая самородная сера, то есть сера в чистом виде. Она залегает на определённых глубинах; изолирована там и не может соединяться с другими веществами.

Но большая часть серы находится в виде соединений – сульфидов и сульфатов. Наиболее известны из них – пирит  $\text{FeS}_2$ , цинковая обманка  $\text{ZnS}$ , медный колчедан  $\text{FeS}\cdot\text{CuS}_2$  и гипс  $\text{CaO}\cdot\text{SO}_3\cdot(\text{H}_2\text{O})_2$ .

В вулканических газах присутствует обычно сероводород  $\text{H}_2\text{S}$ . Он содержится в некоторых минеральных водах и выделяется при гниении белков. Сероводород – ядовитый газ.

**Использование серы.** Почти половина всей добываемой в мире серы идёт на производство серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , которая широко используется в химической промышленности.

Четверть всей серы уходит на получение гидросульфита кальция  $\text{CaO}\cdot\text{H}_2\text{SO}_3$ , применяемого в бумажной промышленности.

Очень много серы расходуется при получении резины в процессе вулканизации каучука.

Требуется сера также при изготовлении спичек и в производстве пластмасс, тканей и лекарственных препаратов.

## 37. Хлор

Простое вещество – хлор; латинское название – Chlorum; обозначение – Cl.

Изотопы хлора охватывают диапазон от 103500 до 113000 электронных секций торовых вихрей.

Титульный атом хлора состоит из 109000 электронных секций.

Исходные торовые вихри атомов хлора сминаются с семи сторон. Каждый атом хлора сначала превращается в семиконечную звезду с петлями на концах, затем преобразуется в более сложную форму. Его соседние концы смыкаются попарно в бериллиевые фигуры.

Непарным и одиноким остаётся последний, седьмой конец звезды. На этом формирование одиночного атома хлора заканчивается.

У него активными являются жёлоб и петля свободного конца и жёлобовые участки парных концов бериллиевых фигур.

Открытая петля создаёт петлевую агрессивность атома, опасную для живых клеток.

В нормальных условиях эта петля обычно прикрыта атомом водорода; образуется молекула хлороводорода HCl.

К молекуле хлороводорода могут прилипать другие атомы, в частности атомы кислорода, - один, два, три и даже четыре атома. Все они располагаются между бериллиевыми фигурами и примыкают к их боковым

жёлобам. Формулы таких молекул:  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ .

Атомы хлора могут слипаться попарно в молекулы  $\text{Cl}_2$ . При этом замыкаются и нейтрализуются и жёлобы и петли свободных концов.

На молекулу хлора могут накладываться с обеих сторон атомы металлов; прилипают они к боковым жёлобам бериллиевым фигурам.

Наиболее известно соединение хлора с натрием  $\text{Na}_2\text{Cl}_2$ ; это – пищевая соль. Молекула хлористого натрия по форме похожа на квадратную пластину, у которой активные участки жёлобов располагаются по всем шести граням. Слипаясь между собой, молекулы хлористого натрия образуют кубические кристаллы.

**Хлор в Природе.** В свободном виде хлор в Природе не встречается.

Чаще всего он входит составной частью в минералы, такие как галит (каменная соль)  $\text{Na}_2\text{Cl}_2$ , сильвит  $\text{K}_2\text{Cl}_2$ , сильвинит  $\text{KCl}_2\text{Na}$ , бишофит  $\text{MgCl}_2 \cdot (\text{HmO})_6$ , карналлит  $\text{K}_2\text{Cl}_2 \cdot \text{MgCl}_2 \cdot (\text{HmO})_6$  и в другие.

**Использование хлора.** Хлором обеззараживают питьевую воду. Он входит составной частью в некоторые искусственные полимеры (поливинилхлориды). На основе хлора производят инсектициды – вещества, используемые для уничтожения насекомых.

Хлорид натрия (поваренная соль) – жизненно важный продукт. В нём остро нуждаются все живые существа.

## 38. Аргон

Простое вещество – аргон; латинское название – Argon; обозначение – Ar.

Изотопы аргона охватывают диапазон от 110000 до 119000 электронных секций торовых вихрей.

Титульный атом аргона состоит из 114600 электронных секций.

Исходные торовые вихри атомов аргона сминаются с восьми сторон и образуют восьмиконечные звёзды. Соседние концы каждой звезды объединяются попарно. При этом концы разворачиваются на пол оборота все в одну сторону и накладываются друг на друга, образуя гелиевые накладки.

В результате атом аргона выглядит как расположенные по кругу и объединённые перемычками четыре атома гелия.

В такой фигуре атома аргона нет ни открытых петель, ни открытых жёлобов.

**Аргон в Природе.** Аргон содержится в атмосфере в виде атомарного газа в небольшом количестве.

**Использование аргона.** Как инертный газ, не способный соединяться с другими веществами, аргон используется в сварочном производстве для изоляции сварного шва.

## 39. Калий

Простое вещество – калий; латинское название – Kalium; обозначение – К.

Изотопы калия охватывают диапазон от 119000 до 123000 электронных секций торовых вихрей.

Титульный атом калия состоит из 120200 электронных секций.

Исходный торовый вихрь атома калия сминается, так же как и у аргона, с восьми сторон. Фигура приобретает

вид восьмилучевой звезды с петлями на концах лучей. Далее концы звезды попарно стыкуются вершинами петель и образуют литиевые фигуры.

В завершённом виде атом калия представляет собой четыре атома лития с перемычками между ними.

У атома калия все жёлобы – открытые и контурные.

Жёлобы - круто изогнуты и напряжены.

**Калий в Природе.** Калий – металл. Его плотность = 862 килограмма в кубометре, то есть он легче воды и может плавать на ней.

Калий хорошо проводит тепло и электрический ток.

Температура плавления = 64 градуса; температура кипения = 760 градусов.

При контакте с водой калий самопроизвольно загорается и интенсивно горит.

Калий входит в клетчатку растений. При недостатке этого вещества в почве замедляется рост растений, желтеют листья, плоды становятся менее сладкими, семена теряют всхожесть.

В земной коре калия – достаточно много; он составляет примерно 2,5 процента от общей массы коры.

Калий входит в состав всевозможных кристаллов; среди них – сильвин  $K_2Cl_2$ , карналлит  $K_2Cl_2 \cdot MgCl_2 \cdot (H_2O)_6$  и другие.

**Использование калия.** Калий входит в состав минеральных удобрений (калийная селитра); он является составной частью медицинского антисептика - марганцовки, используется в производстве спичек и стекла.

В чистом виде металлический калий используется крайне редко.

## 40. Кальций

Простое вещество – кальций; латинское название – Calcium; обозначение – Ca.

Изотопы кальция охватывают диапазон от 121500 до 126500 электронных секций торовых вихрей.

Титульный атом кальция состоит из 123200 электронных секций.

Фигура атома кальция принципиально ничем не отличается от атома калия. Она также состоит из четырёх атомов лития, но они – более вытянутые и менее напряжённые.

Активными у атома кальция являются контурные жёлобы; этим он характеризуется как металл.

Открытых петель у кальция – нет.

При соединении атомов кальция с атомами кислорода контурный характер жёлобов нарушается, и образованный оксид кальция CaO уже не является металлом: контурность жёлобов прерывается.

Но у оксида остаются открытыми довольно длинные участки жёлобов; они способствуют слипанию молекул между собой. Поэтому оксид кальция (он называется гашёной известью) представляет собой твёрдое вещество; он похож на камень.

На открытые участки жёлобов оксида кальция могут налипать молекулы воды. При этом образуется гидратированный оксид кальция CaO·nH<sub>2</sub>O; в быту он называется гашёной известью.

Гашёная известь выглядит как рыхлая каша.

К оксиду кальция легко прилипает двуокись углерода CO<sub>2</sub>; при этом образуется карбонат кальция CaO·CO<sub>2</sub>.

**Кальций в Природе.** Чистый кальций имеет плотность 1540 килограмм в кубометре. Плавится он при температуре 851 градус.



Кальций составляет около трёх процентов массы земной коры и входит составной частью во многие минералы. Наиболее известные из них – мрамор и известняк – являются карбонатом кальция. Такой же состав – у обычного мела.

Основным компонентом фосфоритов и апатитов является соединение оксидов кальция и фосфора:  $(\text{CaO})_3 \cdot \text{P}_2\text{O}_5$ .

Много кальция содержится в тканях живых организмов (во взрослом человеке – более одного килограмма). Соединения кальция входят в костную ткань.

Кальций участвует в работе клеточных мембран и мышц, влияет на свёртываемость крови.

**Использование кальция.** В составе гашёной извести кальций находит широкое применение в строительной индустрии.

Есть он в стекле, в портландцементе, в бетоне, в гипсе и алебастре.

В медицине используют кальций в составе лекарств от рахита, от воспалительных и аллергических заболеваний.

## 41. Прочие простые вещества

Фигуры последующих атомов формируются подобным образом, но выглядят более сложными.

Среди них можно выделить те, с которыми чаще всего приходится сталкиваться (в скобках указано количество электронных секций титульных атомов): железо (171400); медь (195100); цинк (200900); серебро (331500); олово (364700); иод (389900); золото (605300); ртуть (616300); свинец (636600). Атома свинца и всех последующих простых веществ – разорванные, то есть разорваны их исходные торовые вихри.

Законы свёртывания разорванных вихревых шнуров отличаются от законов свёртывания нормальных атомов.

## 42. Сводная таблица рассмотренных атомов

Простое вещество	Сим вол	Кол-во электронных секций в атоме			Вес атома *10 <sup>-26</sup> ; кг
		min	титул	max	
водород	H	2000	3100	4200	0,169
дейтерий	D	4000	6100	8200	0,333
тритий	T	8200	9200	10200	0,502
гелий	He	10200	14600	19000	0,797
литий	Li	19000	21300	23600	1,16
бериллий	Be	23600	27700	31800	1,51
бор	B	31800	33200	34600	1,81
углерод	C	32700	36900	41100	2,01
азот	N	40000	43100	46200	2,35
кислород	O	44600	49200	53800	2,69
фтор	F	53800	58400	63000	3,19
неон	Ne	63500	66100	68700	3,61
натрий	Na	68500	70700	73500	3,86
магний	Mg	72000	74700	78000	4,08
алюминий	Al	78000	83000	85500	4,53
кремний	Si	82300	86400	90500	4,72
фосфор	P	90500	95200	98500	5,20
сера	S	95500	98600	103500	5,38
хлор	Cl	103500	109000	113000	5,95
аргон	Ar	110000	114600	119000	6,26
калий	K	119000	120200	123000	6,56
кальций	Ca	121500	123200	126500	6,73

### 43. Наличие простых веществ на Земле

Простое вещество	По весу в процентах	По кол-ву атомов в процентах
кислород	49	54
кремний	26	16
алюминий	7	4
железо	5	2
кальций	4	2
натрий	2	2
калий	2	1
магний	2	2
водород	1	17
остальные	2	менее 1
всего	100%	100%

Содержание простых газообразных веществ в земной атмосфере (объемная доля):

азот - 78,09%; кислород – 20,94%; аргон – 0,932%; неон – 0,0018%; гелий – 0,00052%; прочие – 0,00357%; всего – 100%.

Содержание газообразных веществ в выдыхаемом воздухе человека:

азот – 78,09%; кислород – 16,00%; углекислый газ – 5,03%; прочие – 0,88%; всего – 100%.

### 44. Тепловые колебания атомов

Свободные, неслипшиеся участки атомных вихревых шнуров колеблются как струны; это и есть тепловые колебания.

Колебаться вихревые шнуры могут и тогда, когда они объединены попарно, то есть в жёлобы.

Не могут колебаться только те участки вихревых шнуров, которые входят в состав стволов (ствол представляет собой слипшиеся жёлобы).

Не могут колебаться также перекрещивающиеся вихревые шнуры.

У молекул водорода, например, нет стволов и перекрещивающихся шнуров, и поэтому струнные, тепловые колебания у них распространяются по обоим атомам и по всей длине их вихревых шнуров.

Но это – исключительный случай; у всех иных атомов колеблется только часть их вихревых шнуров.

## 45. Теплоёмкость

Колеблущаяся часть атомов и молекул определяет теплоёмкость веществ: чем больше колеблущаяся часть, тем больше теплоёмкость.

Введём понятие коэффициента теплоёмкости как отношение колеблущейся длины атомных вихревых шнуров к общей их длине, и обозначим этот коэффициент как  $k$ .

У водорода коэффициент теплоёмкости  $k(\text{Hm}) = 1,0$ .

У атома гелия стволов нет, но есть перекрещивающиеся вихревые шнуры, и поэтому коэффициент теплоёмкости гелия меньше единицы:  $k(\text{He}) = 0,367$ .

У некоторых других газообразных веществ он – ещё меньше:  $k(\text{HmO} - \text{пар}) = 0,141$ ;  $k(\text{N}) = 0,071$ ;  $k(\text{CO}_2) = 0,071$ ;  $k(\text{O}_2) = 0,065$ ;  $k(\text{Cl}) = 0,035$ .

С учётом того, что конфигурации атомов и молекул могут изменяться, изменяются и их коэффициенты теплоёмкости.

Так в жидком состоянии молекула воды  $H_2O$  частично раскрывается, и её коэффициент теплоёмкости увеличивается:  $k(H_2O - \text{вода}) = 0,295$ .

Наименьшая теплоёмкость – у металлов:  $k(Mg) = 0,078$ ;  $k(Al) = 0,065$ ;  $k(Fe) = 0,038$ ;  $k(Cu) = 0,028$ ;  $k(Zn) = 0,028$ ;  $k(Ag) = 0,018$ ;  $k(Sn) = 0,016$ ;  $k(Pb) = 0,010$ .

## 46. Температура

Температура отражает интенсивность колебаний колеблющихся частей атомов и молекул.

Изменение температуры  $T$  в термах зависит от изменения тепловой энергии  $E$  (при нагреве или охлаждении) в джоулях, от веса вещества  $G$  в килограммах и от коэффициента теплоёмкости  $k$ :

$$T = E / (kG), \text{ терм}$$

Соотношение градусов и термов: 1 градус = 14200 термов.

Примеры.

При подаче на свинцовый предмет весом в 1 килограмм тепловой энергии в объёме 14200 джоулей температура предмета повысится на

$$T = 14200 / (0,01 * 1) = 1420000 \text{ термов} = 100 \text{ градусов}$$

Если та же теплота подана на 1 литр воды, то её температура повысится на

$$T = 14200 / (0,295 * 1) = 48000 \text{ термов} = 3,4 \text{ градуса}$$

## 47. Тепловые волны атомов

Атомы находятся в сильно сжатой сверхтекучей эфирной среде, и их струнные колебания порождают в этой среде волны. Это – тепловые волны атомов.

Образное сравнение: подобным образом возникают волны в воде, создаваемые движениями хвоста рыбы. Особенность этих волн состоит в том, что они затухают по мере удаления от хвоста.

Также затухают в ближайших окрестностях атома его тепловые волны. Ощущаются они на расстоянии, приблизительно в десять-двадцать раз превышающем размеры атомов.

Глубина их проникновения зависит от размаха струнных колебаний атомов, то есть от температуры веществ: чем выше температура, тем дальше расходятся тепловые волны его атомов.

## 48. Газообразность

Накатываясь на соседние атомы, тепловые волны отталкивают их.

Когда усилие отталкивания превышает усилия сцепления, атомы расходятся; начинается испарение.

То же самое может произойти и с молекулами.

Так возникает газообразность веществ.

Тепловые волны удерживают атомы и молекулы газов на расстоянии и не позволяют им сблизиться.

При нормальной температуре расстояния между частицами газов составляют приблизительно девять диаметров атома водорода.

С повышением температуры эти расстояния увеличиваются; с понижением – уменьшаются.

Находясь в газообразном состоянии, атомы и молекулы не способны вступать в химические процессы без посторонней помощи.

Так гремучая смесь кислорода с водородом не взрывается, пока её не подожгут.

## 49. Свет

Как только размах колебаний струны атома достигает определённого порога, тепловая волна, порожаемая ею, срывается и уходит в пространство. Это уже – световая волна.

Она представляет собой бегущий упругий прогиб эфирной среды.

Один период световой волны называется фотоном.

Породив фотон, струна успокаивается; движения струны уходят с фотоном.

Фотон, пришедший со стороны и упавший на встретившийся ему на пути другой атом, передаёт его струнам свои движения. Таким образом свет переносит тепловые движения с одних атомов на другие.

## 50. Твёрдость петлевая и жёлобовая

Атомы, соединённые петлями, не могут скользить относительно друг друга. Такие атомы создают петлевую твёрдость.

Такая твёрдость сохраняется при любой температуре. Очень высокая, запредельная температура способна лишь разорвать петлевое соединение атомов, но не может заставить их скользить.

В качестве примера петлевой твёрдости можно упомянуть кристалл алмаза. В нём атомы углерода соединяются между собой только петлями. Алмаз не может пластически деформироваться при любой температуре. Атомы от кристалла могут только отрываться.

Твёрдость могут образовывать и жёлобовые соединения, но при условии, что жёлобы атомов слипаются по всей своей длине и поэтому не имеют возможности взаимного скольжения.

Такое состояние сохраняется только при низких температурах.

## 51. Пластичность и текучесть

С повышением температуры участки слипания жёлобов укорачиваются и у жёлобов появляется возможность скользить относительно друг друга.

В этом проявляется пластичность веществ.

Короткие жёлобы скользят по длинным без всяких сопротивлений.

Затраты энергии требуются только на то, чтобы разорвать жёлобы в конце их хода скольжения. Этим определяется вязкость веществ.

Разъединившиеся жёлобы слипаются с другими, оказавшимися поблизости жёлобами; и так процесс пластической деформации продолжается.

Чем выше температура, тем короче слипшиеся участки жёлобов и тем меньше вязкость.

Вязкость вещества может уменьшиться на столько, что появится текучесть, когда усилия слипания атомов не могут противостоять даже земному тяготению.

Пластичность и текучесть характерны только для веществ с жёлобовыми соединениями атомов.



## 52. Плазма

Особое состояние веществ, когда разрываются и жёлобовые и петлевые соединения атомов, называется плазмой.

Плазма может создаваться нагревом, электричеством и жёстким излучением.

Нагрев разрывает как петлевые, так и жёлобовые соединения.

Также действует жёсткое излучение.

Но электричество способно разрывать только жёлобовые соединения; на петлевое оно не оказывает никакого воздействия.

Инертные газы (гелий, неон и другие) находятся в атомарном состоянии даже при нормальной температуре. Такое их состояние можно назвать тоже плазмой.

## 53. Разорванные атомы

Цельный атом формируется из цельного торового вихря; шнур такого вихря замкнут в кольцо.

У некоторых атомов вихревой шнур разорван и не замкнут в кольцо.

Таких разорванных атомов в Природе много. Все без исключения атомы крупнее атомов свинца являются разорванными.

Есть разорванные атомы и среди атомов жизненно важных веществ. К таким веществам относятся углерод, азот, кислород, натрий, фосфор, сера, хлор, калий, кальций, железо и некоторые другие.

Причинами разрыва могут быть:

1) снижение эфирного давления ниже критического, - как, например, внутри звёзд и планет;

2) тепловые удары при многократном сложении струнных колебаний; такое происходит в реакторах атомных электростанций и при атомных взрывах;

3) сверхскоростные механические удары, какие могут возникать при столкновении с препятствиями сверхскоростных артиллерийских снарядов;

4) жёсткое торцовое излучение, которое возникает при распаде атомов.

В биологическом смысле разорванные атомы очень опасны. Встраиваясь в живую ткань, они делают её ненормальной. Это равносильно тому, как при сборке автомобиля установить на него треснувшую или даже поломанную деталь.

## 54. Распад атомов

Распад атомов выражается в рассеивании эфирных шариков вихревых шнуров и в прекращении их вихревых движений. Когда такое происходит, эфирные шарики атомов останавливаются и возвращаются в эфирную среду.

Энергия вихревых движений в случае распада преобразуется в тепловые колебания соседних атомов.

Распад атомов происходит в три этапа. На первом этапе происходит разрыв торцовых вихрей. На втором этапе от разорванных вихревых шнуров отрываются небольшие обрывки. На третьем этапе оторванные обрывки раздавливаются и их эфирные шарики рассеиваются.

Как только вихревой шнур разрывается, его торцы затыкаются эфирными шариками. Заткнуты шариками торцы и у вихревых обрывков.

Вихревые обрывки не стоят на месте – они постоянно движутся.

При ударе по торцовому шарiku, например в случае наткания обрывка на посторонние атомы, этот шарик раздавливает сначала крайнюю электронную секцию обрывка, а затем – и все прочие, кроме последней. При этом происходит рассеивание эфирных шариков обрывка.

Ступенчатое раздавливание электронных секций вихревых обрывков порождает в эфирной среде жёсткое торцовое излучение.

Внутренняя вихревая пустота при рассеивании захлопывается внешним эфирным давлением. Энергия захлопывания равна произведению удельного давления эфира на объём захлопываемой пустоты.

## 55. Электроны

От раздавленного вихревого обрывка атома остаётся только последняя электронная секция. Торцовые шарики в конце раздавливания смыкаются и не могут давить на эту секцию.

Оставшаяся одиночная электронная секция с двумя осевыми шариками и есть электрон.

Другими словами, электрон представляет собой волчок из трёх эфирных шариков с двумя осевыми шариками.

Всего в электроне – 5 эфирных шариков.

Рождаются электроны в основном на Солнце. Там идёт бурный распад атомов. Вместе с вихревыми обрывками электроны разносятся Солнечным ветром по округе. Часть из них долетает до Земли и оседает в верхних слоях атмосферы.

Там же, в верхних слоях атмосферы, вихревые обрывки Солнечного ветра натываются на молекулы воздуха и распадаются; в результате возникают дополнительные электроны.

Плотные слои воздуха препятствуют свободному проникновению электронов к земле, и они прорываются к ней в виде молний.

Электроны есть везде – и в земле, и в воде, и в воздухе; всё пространство заполнено ими. Где-то их плотность больше, а где-то – меньше.

## 56. Налипание электронов на атомы

Электроны прилипают к жёлобам атомов.

На каждом атоме их может скопиться по несколько десятков, сотен и даже тысяч.

Меньше всего они прилипают к атомам инертных газов, у которых практически нет жёлобов.

Налипшие на свободные внешние жёлобы атомов электроны препятствуют слипанию этих атомов.

Слипание атомов ускоряется при удалении с них электронов.

С другой стороны, нагнетанием электронов в пространство между слипшимися жёлобами можно разделять атомы. Такой процесс называется электролизом.

Электролизом, например, разлагают воду на кислород и водород.

## 57. Электронное удельное давление

Электроны не только прилипают к атомам, но и заполняют пространство между ними.

Можно привести такое сравнение. Похожим образом вода заполняет пространство между песчинками в мокром песке.

И как вода создаёт в мокром песке своё, водяное удельное давление, так и электроны создают в атомарной среде своё, электронное удельное давление.

Электронное удельное давление не зависит от давления атомарной среды.

Где-то электронное удельное давление может быть больше, а где-то – меньше.

Такое состояние характеризуется перепадом электронных удельных давлений в указанных точках. Его ещё называют перепадом электрических потенциалов.

В каждой отдельной точке такой перепад создаёт уклон электронного удельного давления.

Электронное удельное давление характеризует не только межатомную среду, но и плотность электронов на жёлобах атомов.

Если удельное давление электронов на жёлобах атомов меньше, чем в окружающей среде (в межатомном пространстве), то электроны среды переходят на атомы и прилипают к ним.

Если же удельное давление на атоме больше, то электроны постепенно срываются с него.

Атомы с удельным давлением электронов, отличающимся от такого давления в окружающей среде, называются ионами.

Сложилось так, что ионы с избытком электронов называют отрицательными, а с недостатком – положительными.

## 58. Электрический ток

Электроны, прилипшие к жёлобам, могут скользить по ним.

Если жёлобы соседних атомов смыкаются и образуют непрерывные цепочки, то электроны имеют возможность скользить вдоль всех цепочек из конца в конец.

Это и есть электрический ток.

Способностью создавать непрерывные цепочки жёлобов обладают атомы металлов. Жёлобы у них – контурные, то есть охватывающие атомы по всему их контуру.

Соединяются между собой атомы металлов – теми же жёлобами, и поэтому возникают непрерывные цепочки токопроводящих жёлобов.

Электроны перемещаются по жёлобам под напором электронного давления.

В пределах одного жёлоба электроны скользят по нему без всякого сопротивления.

Препятствия для них возникают только на стыках жёлобов.

В сумме эти препятствия создают электрическое сопротивление току.

Стыки жёлобов бывают удобными и неудобными для перемещающихся электронов. Чем более удобные стыки, тем меньше электрическое сопротивление.

## 59. Систематизация простых веществ

Простые вещества можно систематизировать по различным признакам.

**Систематизация по размерам атомов.** Атомы располагаются в непрерывный ряд размеров, выраженных в электронных секциях.

Наименьший атом состоит из 2000 электронных секций.

Есть атомы с числами секций 2001, 2002, 2003 и так далее, вплоть до 700000 секций.

**Систематизация атомов по сторонам смятия исходных торовых вихрей.** По этому признаку атомы располагаются в ряд по числу сторон смятия:

- не имеют смятий атомы от 2000 до 4200 электронных секций в них;

- смятие с 2-х сторон – у атомов с числом секций от 4000 до 41100;

- с 3-х сторон – от 40000 до 63000 секций;

- с 4-х сторон – от 63500 до 90500 секций;

- с 5-ти сторон – от 90500 до 98500 секций;

- с 6-ти сторон – от 95500 до 103500 секций;

- с 7-ми сторон – от 103500 до 113000 секций;

- с 8-ми сторон – от 110000 секций...

и далее число сторон смятия увеличивается.

Конкретно – по атомам:

- не имеют смятий исходные торовые вихри атомов водорода;

- смятие с 2-х сторон – у атомов дейтерия, трития, гелия, лития, бериллия, бора и углерода;

- смятие с 3-х сторон – у атомов азота, кислорода и фтора;

- смятие с 4-х сторон – у атомов неона, натрия, магния, алюминия и кремния;

- смятие с 5-ти сторон – у атомов фосфора;

- смятие с 6-ти сторон – у атомов серы;

- смятие с 7-ми сторон – у атомов хлора;

- смятие с 8-ми сторон – у атомов аргона, калия, кальция и у других.

И так далее.

**Систематизация атомов по кратности фигур.** Атом гелия представляет собой одиночную фигуру.

Атом неона состоит из двух атомов гелия, связанных перемычкой.

Атом аргона состоит из двух атомов неона с перемычками (из четырёх атомов гелия).

Атом лития представляет собой одиночную фигуру.

Атом натрия состоит из двух атомов лития, связанных перемычкой.

Атом калия состоит из двух атомов натрия с перемычками (из четырёх атомов лития).

Подобная зависимость распространяется только на атомы, число сторон смятия которых удваивается: с 2-х сторон – с 4-х сторон – с 8-ми сторон...

**Систематизация по электропроводности.** По этому признаку атомы делятся на:

- металлы (литий, натрий, калий, медь, и другие токопроводящие простые вещества);
- полупроводники (углерод, кремний, германий...);
- диэлектрики (азот, фосфор...).

**Ряд активности металлов.** Атомы более активных металлов способны замещать в сложных веществах менее активные.

По мере убывания активности металлы располагаются в следующем порядке:

Li – K – Ba – Ca – Na – Al – Mn – Zn – Fe – Ni – Sn – Pb – Hm – Cu – Ag – Hg – Au.

Активность определяется длиной тех участков открытых желобов, которыми атомы соединяются между собой.



## 60. Периодическая система простых веществ

Периодическая закономерность простых веществ была выявлена Менделеевым Д.И. Он дал следующее определение закономерности: «Свойства элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел, стоят в периодической зависимости от их атомного веса.»

Действительно, свойства гелия, неона, аргона, криптона – сходны; все эти вещества относятся к числу инертных газов.

Литий, натрий, калий образуют своё сходство; их называют щелочными металлами.

Подобное прослеживается и у других простых веществ.

Исходя из этих примеров, можно заключить, что свойства простых веществ по мере увеличения атомных весов, регулярно (периодически) повторяются.

Говорить о полном сходстве химических свойств в такой периодике – нельзя, но похожесть обнаруживается довольно выразительно.

Выявленная периодическая система простых веществ выглядит так:

Водород атомарный, водород молекулярный, дейтерий и тритий составляют нулевой период системы.

Первый период включает последовательно:

гелий – литий – бериллий – бор – углерод – азот – кислород – фтор.

Второй период включает:

неон – натрий – магний – алюминий – кремний – фосфор – сера – хлор.

Третий период включает:

аргон – калий – кальций – (ряд металлов) – галлий – германий – мышьяк – селен – бром.

Четвёртый период включает:

криптон – рублидий – стронций – (ряд металлов) – индий – олово – сурьма – теллур – иод.

Наиболее характерными периодами являются первый и второй.

Некоторое несоответствие периодов объясняется не нарушением их закономерностей, а сложившимися обстоятельствами.

Например, четвёртыми по порядку (то есть совпадающими чисто формально) веществами в своих периодах оказались бор и алюминий, хотя они – существенно различаются.

Всё дело в том, что металлическую группу изотопов первого периода в своё время разделили на два вида атомов: на литий и бериллий, а подобную им группу второго периода – на три вида: на натрий, магний и алюминий.

И чисто формально (четвёртыми от начала периодов) в одной группе оказались бор и алюминий, хотя по своим свойствам они сильно различаются.

Если учесть поправку в разделении, то бор первого периода должен соответствовать не алюминию из второго периода, а кремнию.

## Заключение

Простые вещества являются тем строительным материалом, из которого построено всё вокруг нас и мы сами.

В чистом виде простые вещества встречаются крайне редко. В подавляющем большинстве случаев они образуют сложные вещества. При этом свойства простых веществ (и даже их внешний вид) могут изменяться до неузнаваемости.

Химикам прошлых столетий нужно было проявить необычайные аналитические и практические усилия, чтобы раскрыть состав сложных веществ и разложить их на элементарные вещества.

Теперь можно утверждать, что, благодаря им, выявлены все встречающиеся на Земле простые вещества.

## В последующем учебнике

Во втором учебнике будут рассмотрены сложные вещества и химические процессы, в частности – такие темы:

- разнообразие сложных веществ;
- свойства веществ;
- виды молекулы;
- тепловые движения молекул;
- оксиды, гидроксиды, кислоты, соли;
- углеводородные соединения;
- физика слипания атомов и молекул;
- соединение, разъединение и пересоединение атомов и молекул;
- энергетика химических процессов;
- растворение и разложение;
- химические источники тока.

## Содержание

1. Вещества . . . . .	3
2. Простые вещества . . . . .	4
3. Названия и обозначения простых веществ . . . . .	5
4. Атомы . . . . .	6
5. Химия . . . . .	7
6. Химические свойства веществ . . . . .	7
7. Эфир . . . . .	8
8. Торовихревая модель атома . . . . .	9
9. Формирование атомов . . . . .	10
10. Движущие усилия формирования атомов . . . . .	11
11. Упорядоченность формирования атомов . . . . .	12
12. Жёлобы и петли . . . . .	12
13. Жёлобовое и петлевое слипание . . . . .	13
14. Стволы . . . . .	14
15. Титульные атомы и изотопы . . . . .	14
16. Резиновые модели атомов . . . . .	15
17. Единицы измерений атомов . . . . .	16
18. Размерный ряд титульных атомов. . . . .	17
19. Водород . . . . .	17
20. Дейтерий . . . . .	21
21. Тритий . . . . .	23
22. Гелий . . . . .	24
23. Литий . . . . .	25
24. Бериллий . . . . .	28
25. Бор . . . . .	30
26. Углерод . . . . .	31
27. Азот . . . . .	35
28. Кислород . . . . .	37
29. Фтор . . . . .	40
30. Неон . . . . .	42
31. Натрий . . . . .	43

32. Магний	45
33. Алюминий	46
34. Кремний	48
35. Фосфор	51
36. Сера	55
37. Хлор	58
38. Аргон	60
39. Калий	61
40. Кальций	62
41. Прочие простые вещества	64
42. Сводная таблица рассмотренных атомов	64
43. Наличие простых веществ на Земле	65
44. Тепловые колебания атомов	66
45. Теплоёмкость	67
46. Температура	67
47. Тепловые волны атомов	68
48. Газообразность	69
49. Свет	69
50. Твёрдость петлевая и жёлобовая	70
51. Пластичность и текучесть	71
52. Плазма	71
53. Разорванные атомы	72
54. Распад атомов	73
55. Электроны	74
56. Налипание электронов на атомы	75
57. Электронное удельное давление	75
58. Электрический ток	76
59. Систематизация простых веществ	77
60. Периодическая система простых веществ	80
Заключение	82
В последующем учебнике	83

АНТОНОВ  
Владимир Михайлович

ХИМИЯ  
На основе русской физики

Учебник 1 – Простые вещества

Редактирование авторское

