

Управление образования администрации Красноярского края  
Сибирский федеральный университет (ЗЕНШ при СФУ)

**УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ  
ПО ХИМИИ  
ДЛЯ 8 КЛАССА**

**Издание второе, перераб. и доп.**

Красноярск, 2015

Составитель: Р.Б. Николаева, доцент каф. неорганической химии, к.х.н.

### **Николаева Раиса Борисовна**

Учебное пособие по химии для 8 класса / Р.Б. Николаева. – Изд. 2-е, перераб. и доп. - Красноярск: Сибирский федеральный университет, 2015. – 51 стр.

В основу данного учебного пособия положен принцип системного обучения профессора МГУ Зайцева О.С., поэтому теория строения атома (как база такого обучения) дается сразу после изложения общих понятий химии. А затем, на основе этой теории, раскрывается механизм формирования химической связи, объясняются понятия валентности и степени окисления, рассматриваются окислительно-восстановительные реакции.

Далее идет тема «Растворы» (базирующаяся на теориях строения атома и химической связи), даются определения кислот, оснований, амфотерных гидроксидов, солей; излагаются способы их получения, в том числе с помощью реакций обмена. Приводится классификация кристаллических решеток (именно та, которая помогает объяснять химические и физические свойства соединений), а также классификация веществ и реакций их взаимодействия. Показана генетическая связь соединений различных классов.

Материал структурирован таким образом, чтобы сформировать у школьников целостное представление о химии, как о логической, хорошо систематизированной и интересной науке. С этой целью, в частности, объясняется физический смысл всех приводимых понятий. Эти понятия, хотя и изложены упрощенно, но не противоречат современным научным теориям. При этом материал по возможности увязан с химическими явлениями повседневной жизни.

Приведены примеры решения задач, причем разного уровня сложности.

Данное пособие предназначено учащимся 8 класса средней общеобразовательной школы. Может быть рекомендовано преподавателям химии в школе в качестве методической разработки.

Печатается по решению редакционно-издательского совета Красноярского государственного университета.

## Принятые сокращения и обозначения

$A_r$  – относительная атомная масса;

$e$  – электрон;

$M_r$  – относительная молекулярная (формульная) масса;

$p$  – давление;

$r$  – радиус атома;

$T$  – температура по шкале Кельвина;

$t_{пл.}$  и  $t_{кип.}$  – соответственно температуры плавления и кипения по шкале Цельсия;

$Z$  – заряд ядра атома;

др. – другие;

$M$  – металл;

$M$  – мольная масса;

ОВР – окислительно-восстановительная реакция;

см. – смотрите

ст.ок. – степень окисления;

т.д. – так далее;

т.н. – так называемое;

т.п. – тому подобное;

ХС – химическая связь;

ЩМ – щелочные металлы;

Э – элемент;

ЭО – электроотрицательность.

# Глава I. Общие понятия химии

Мир состоит не из готовых законченных предметов, а представляет собой совокупность процессов, в которой предметы ... находятся в непрерывном изменении.

Ф.Энгельс

## Определение химии

**Химия** – наука о веществах и их **превращениях**, то есть о **переходах** одних веществ в другие. **Вещество** – это каждый отдельный вид материи, который характеризуется **определенным** набором **физических свойств**.

**Физическими** называют свойства, которые можно наблюдать, не превращая данные вещества в другие. К этим свойствам относятся следующие: прочность вещества, его цвет, растворимость, плотность, температура плавления и т.п.

Примеры веществ: вода, сахар, соль, медь, сера. И каждое из них обладает своим, характерным только для него, набором физических свойств. В частности, сера – это хрупкие желтые кристаллы, нерастворимые в воде, имеют плотность  $2,07 \text{ г/см}^3$ , плавятся при температуре  $112,8^\circ\text{C}$  и т.д.

Однако каждое из веществ обладает и своим набором **химических свойств**, но их, в отличие от физических, можно наблюдать лишь **при переходах** данных веществ в другие. Эти переходы называют **химическими реакциями** или **процессами**, или химическими **взаимодействиями**.

Например, **пищевая соль** (белая, тугоплавкая, практически не имеющая запаха) при пропускании электрического тока через ее расплав разлагается на **натрий** (легкоплавкий серебристый **металл**) и на **хлор** (желто-зеленый **газ** с резким запахом), то есть превращается в вещества с **совершенно другими** физическими свойствами.

Кроме того, натрий и хлор имеют **другие химические свойства**. В частности, проволочка из натрия **способна гореть<sup>1</sup> в хлоре**. При этом снова образуется пищевая соль<sup>2</sup>, которая **не обладает** свойством гореть (как натрий) или поддерживать горение (как хлор).

Отметим, что если при разложении данной соли электрическим током мы **затрачиваем** энергию (электрическую), то при сгорании натрия в хлоре, напротив, происходит **выделение** энергии (в виде тепла и света).

Выделение или поглощение энергии – это характерная **особенность** химических процессов. Причем реакции, идущие с поглощением тепла, называются **эндотермическими**, а протекающие с его выделением – **экзотермическими**. (От греческих слов: «эндо» – внутри, «экзо» – снаружи и «термо» – тепло.)

<sup>1</sup> Реакция горения (дров) – первый химический процесс, освоенный человеком, который помог ему пережить ледниковый период.

<sup>2</sup> Образующаяся соль представляет собой белый дым, оседающий в виде кристаллов на твердой поверхности (которая окажется рядом).

## Значение химии

Химия – универсальная наука: ее достижения используют все отрасли хозяйства.

Академик О.М. Нефедов

Химическое производство (металлургия, керамика, крашение тканей) возникло за несколько тыс. лет до новой эры (н.э.) в Индии, Китае и Египте. Но именно в Египте химия зародилась как учение о веществах и их превращениях, считалась **божественной** наукой, находилась в руках жрецов и скрывалась от непосвященных.

К III веку до н.э. в Александрии (город Египта) была создана Академия, и **самое главное** ее здание являлось лабораторией **священного** искусства – химии.

В XII в. знания египетских жрецов, освоенные и развитые арабами, проникают в Европу<sup>1</sup>, где начинается бурное развитие алхимии. Одной из ее первостепенных задач было получение золота; в основном, по заказу царедворцев. Но иногда они обращались к алхимикам за эффективной **отравой** для своих конкурентов. К сожалению, в общественном сознании **такое** восприятие химии сохранилось и до сих пор.

Однако **источник** большинства бед от химии и химикатов заключается в нашем **химической бескультуре**. А при грамотном подходе именно химия должна помочь человечеству решить многие его проблемы и, прежде всего, **экологические**. Ее современный девиз: «Отходы превратить в доходы без ущерба для природы».

Все специалисты соглашаются, что химия занимает **ведущие** позиции и в **экономике**. В индустриальных странах вложения в **химические** исследования значительно больше, чем в другие области науки.

Подчеркнем, что **расход энергии** на производство синтетических (искусственно полученных) веществ (в частности, полимеров, из которых делают пленки для теплиц, упаковки и др.) в 4 – 6 раз меньше, чем при получении таких материалов, как сталь, медь, алюминий, поскольку сырьем для полимеров являются сравнительно дешевые природные вещества. Сотни продуктов синтезированы (получены) из **газа**; из **нефти** – около 20 тыс. веществ, а из **угля** – еще больше.

Химия – это сфера **чудесных** превращений – она позволяет синтезировать вещества, которых нет в природе. Более 50% используемых **волокон** произведено на химических предприятиях. Причем они иногда гораздо прочнее металлических. А новое химволокно «Микрофибра» в несколько раз тоньше шелкового, поэтому ткани из него (даже настолько плотные, чтобы защитить от дождя) прекрасно дышат и, к тому же, красиво выглядят.

Современные химические предприятия выпускают более 50% продукции, которой 40 лет назад вообще не было. В том числе материалы для видео- и аудиотехники, высокочистые вещества, необходимые для работы телевизоров и компьютеров.

Среди **моющих** средств – 70% синтетических (в том числе пенные очистители для сухой стирки ковров и вещества для выведения пятен). А среди **моющихся** материалов – бумага из пластмассы (для обоев, репродукций и т.п.).

Благодаря химии синтезированы новые красители (яркие и стойкие), искусственные топлива (в частности, ракетные), эффективные лекарства, а также пищевые добавки, улучшающие не только вкус, но и **качество** еды.

Получены такие интересные вещества, как **сукралоза**, которая в 600 раз слаще сахара, и **декапептид** – стимулятор роста человека. Ведутся работы над син-

---

<sup>1</sup> Считают, что тогда и появилось слово «химия» – производное от древнего названия Египта «Хеми» и означающее «Египетское искусство».

тезом препаратов против старения; предполагают, что их использование значительно увеличит продолжительность жизни людей уже в XXI веке<sup>1</sup>.

Разработка нанотехнологий позволяет получать вещества с особыми свойствами, например, «умный текстиль» – это сенсорная ткань, в которую введены в качестве наночастиц микрокомпьютеры. Из нее можно делать одежду, которая отпугивает насекомых, спасает от вредных микробов, отталкивает грязь и воду, при контакте с кожей хорошо пахнет, создает хороший микроклимат для тела, контролирует состояние человека, а, если нужно, оказывает первую помощь! И т.д. [4]<sup>2</sup>.

В наше время **изучение химии** становится все более необходимым для **творческого** труда в любой области, какую бы Вы ни выбрали, закончив школу.

Кроме того, знать **химические свойства** веществ надо обязательно, чтобы и в повседневной жизни **правильно** с ними обращаться и **грамотно** применять, а значит, **без ущерба** для себя и окружающей среды.

## Вещества и элементы

Различают **чистые** вещества (простые и сложные) и их **смеси**.

Смесью называют совокупность разных веществ, которые могут быть в принципе разделены **без проведения** химических реакций (с помощью различных **физических** методов). Например, смесь порошков железа и серы разделяют, используя магнит, который притягивает частички железа, но не серы.

К **сложным** веществам относят те, что можно превратить в **более простые**, осуществляя **химические** процессы. Это, в частности, вода, разлагающаяся на водород и кислород под действием электрического тока. (А также пищевая соль – см. выше.)

И, наконец, **простыми** называют вещества, которые нельзя далее разложить **химическим** способом. Это водород, кислород, сера, железо, натрий, хлор и т.п.

В природе простые и сложные вещества в чистом виде практически не встречаются, а лишь в составе растворов или смесей. Например, «чистая» родниковая вода содержит в себе растворенные соли, газы и др.

Если в смеси количество **одного** из веществ **преобладает**, то смесь называют **им**, а остальные считают **примесями**. Они часто сильно **влияют** на химические свойства основного вещества. Так, **техническая** (то есть сравнительно «грязная») медь на свежем сломе (разрезе) блестит, но, вступая в химическую реакцию с кислородом воздуха, довольно быстро тускнеет. Однако если медь **очистить** настолько, чтобы содержание примесей в ней не превышало 0,00001%, то она блестит (почти как золото) годами, а значит, «отказывается» реагировать с кислородом.

Как же устроены вещества и почему их разделяют на простые и сложные?

Всякое вещество не является сплошным, а представляет собой **соединение** отдельных чрезвычайно малых частичек – **атомов**. (Поэтому в современном химическом языке слова «соединение» и «вещество» считаются практически **синонимами**.) Причем простые вещества – это соединения атомов **одного** вида, а сложные – атомов **разного** вида.

<sup>1</sup> Человек – это «ходячий химический реактор», поскольку биологические процессы связаны именно с химическими превращениями веществ в живых организмах. Поэтому химические теории (а также химические методы исследования) помогают биологии и медицине в решении их проблем.

<sup>2</sup> Здесь и далее в квадратных скобках указывается номер в библиографическом списке, приведенном в конце данного пособия.

Каждый вид атомов называют определенным **элементом** (Э), что в переводе с латинского означает «составная часть». Элементов сравнительно немного<sup>1</sup>. Но зато разнообразие **веществ**, которые могут быть ими образованы, практически неограниченно<sup>2</sup>. Так, только соединений, полученных химиками **искусственно**, известно уже более 20 млн., и все время синтезируют новые.

Каждому элементу присвоено свое **название** (латинское, иногда и русское); а также химический **символ** (знак), который состоит из первой или первой и одной из последующих букв **латинского** названия Э. (Названия и символы приведены в таблице Менделеева, где каждый элемент расположен **строго под своим номером**.)

Указанную символику предложил Берцелиус еще в 1813 году. Она оказалась очень удобной и легла в основу современного химического языка, став острым оружием всякого думающего химика. Ведь с ее помощью можно кратко и наглядно изображать не только **вещества**, но и **химические превращения**, записывая их в виде так называемых (т.н.) **уравнений реакций** (см. ниже).

**Название** хотя бы одного простого соединения, образованного данным элементом, обычно совпадает с названием самого Э. Например: сера, натрий, кислород. (Но есть и озон – другое простое вещество элемента кислорода [4].) Лишь простые соединения углерода называются иначе, чем сам Э, а именно: алмаз, графит и др.

В большинстве случаев **символика** элемента и его простого вещества тоже совпадают, но нельзя путать эти два понятия. Например, из **вещества меди** (Cu) делают электропровода. А **элемент медь** (Cu) образует как простое вещество медь, так и сложные соединения Cu с другими Э, в частности, с **кислородом** – CuO. (Отметим, что здесь слово «кислород» означает элемент, а во фразе «дышим мы все **кислородом**» называется простое вещество.)

## Вещества молекулярной структуры

... Когда вы наслаждаетесь пищей, то получаете удовольствие от **молекул**... Вы одеты в **молекулы**, выделяете **молекулы** и сами построены из **них**.

П. Эткинс

### Молекулы. Формулы. Закон постоянства состава

Структуру вещества в **твердом** его состоянии, то есть его **кристаллическую решетку** относят к **молекулярной**, если атомы в ней соединены в т.н. **молекулы** (в переводе с латинского – «**маленькие массы**»). Они могут содержать или всего 2 атома (как молекулы водорода, кислорода, иода (рис. 1)), или **сотни тысяч** атомов (молекулы белка), но строго определенное их число для молекул данного вещества.

Причем атомы в молекуле соединены друг с другом **химическими связями** (ХС), а сами молекулы друг с другом связаны физическими силами (ФС). Поскольку ФС действуют **между** молекулами, то называются также **межмолекулярными связями** (ММС). Подчеркнем, что ХС значительно **прочнее**, а потому и **короче**, чем ММС (на рис. 1  $d_1$  (длина ХС<sup>3</sup>)  $\gg$   $d_2$  (длина ММС)).

Итак, молекула данного вещества – это совокупность атомов, соединенных **химическими** связями, имеющая **строго определенный** состав.

<sup>1</sup> К 2006 году открыли около 116 элементов, из них 29 физики получили искусственно.

<sup>2</sup> Аналогично: число **букв** в алфавите небольшое, но сколько **слов** можно с их помощью образовать...

<sup>3</sup> Длина ХС – это расстояние между ядрами атомов, образующих химическую связь.

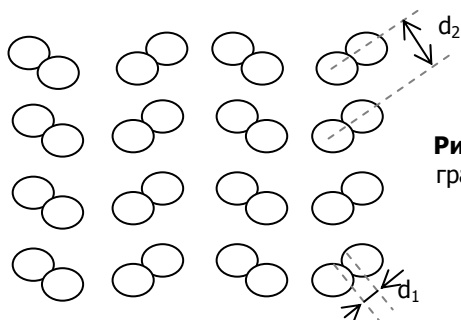
Состав отражается **химической формулой**, которая представляет собой запись символов элементов, входящих в данное соединение; при этом число, стоящее справа внизу от символа, указывает, **сколько** атомов данного Э входит в молекулу. Например, формула водорода – это  $H_2$  (читается: «аш два»). Формула кислорода –  $O_2$  (читается: «о два»). А формула воды –  $H_2O$  (читается: «аш два о»); значит, в ее молекулу входят **два** атома водорода и **один** атом кислорода.

Подчеркнем, что состав воды всегда **только такой**, независимо от того, каким **способом** она получена: при сжигании дров или взрывом смеси  $H_2$  с  $O_2$ .

**Закон постоянства состава** соединений (но лишь **молекулярной** структуры) независимо от способа их получения открыл Пруст еще в 1779 году.

Важно помнить, что молекула является **наименьшей частицей соединения**, обладающей его **химическими** свойствами.

Ведь именно молекулы реагируют друг с другом, когда вещества (**реагенты**) вступают в **химическое** взаимодействие между собой. При этом разрываются ХС в молекулах каждого из **реагентов** и образуются **новые** ХС, формируя **другие** молекулы, то есть частицы **новых** соединений, называемых **продуктами**.



**Рис. 1.** Расположение молекул  $I_2$  на одной из граней кристалла твердого иода (аналогично они располагаются и внутри кристалла).

## Атомные и молекулярные массы. Моль

Массу атома, то есть **атомную массу** (она обозначается  $A_r$ ) и массу молекулы – **молекулярную массу** ( $M_r$ ) вследствие их малости выражают не в абсолютных единицах (например, в граммах), а в **относительных**<sup>1</sup> единицах. То есть как **отношение** массы данной частицы к массе, например, атома водорода, как **наиболее легкого**. В таком случае величины  $A_r$  (или  $M_r$ ) показывают, во сколько раз данный атом (или молекула) **тяжелее** атома водорода. Так было принято в XIX веке. Но большинство Э дают соединения не с водородом, а с кислородом, поэтому позже при расчете  $A_r$  и  $M_r$  единицей стали считать 1/16 массы **атома кислорода** (который **примерно** в 16 раз тяжелее атома водорода).

В XX веке за единицу приняли 1/12 массы **атома углерода**<sup>2</sup>  $C^{12}$ <sup>3</sup> (он **примерно** в 12 раз тяжелее H). И тогда значение  $A_r$  водорода получилось равным

<sup>1</sup> Поэтому индексируют буквой r – начальной в английском слове «relative», которое переводится как «относительная».

<sup>2</sup> Во-первых, углерод является основным элементом жизни, а во-вторых, при таком выборе единицы значения относительных атомных масс большинства Э получаются наиболее близкими к целочисленным, поэтому их без большой погрешности можно округлять до **целых** чисел.

<sup>3</sup> 12 – это число частиц в ядре атома C, которые обеспечивают **основную** его массу (см. ниже).



1,0079 или округленно 1; для кислорода:  $A_r(\text{O}) = 15,9994$ , то есть 16; а в случае воды –  $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$ .

**На практике** в лабораториях химии взвешивают нужные им соединения **в граммах**, а не в относительных единицах массы. Чтобы перейти от **молекулярной** шкалы измерения массы к **практической**, ввели понятие «моль» (от лат. «молес», что означает «количество» или «счетное множество»).

**Моль** – это столько **молекул** данного вещества, сколько нужно взять, чтобы их суммарная масса, выраженная в граммах, **численно совпала** с величиной  $M_r$  этого вещества.

Следовательно, моль можно рассчитать, поделив например, массу воды, численно равную  $M_r(\text{H}_2\text{O})$ , т.е.  $18,02 \text{ г}^1$ , на истинную (**абсолютную**) массу **одной молекулы** воды, выраженную тоже в граммах:

$$\frac{18,02 \text{ г}}{2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}} = 6,022 \cdot 10^{23}.$$

Величины  $M_r$  разных соединений (а также  $A_r$ ) **соотносятся** между собой точно так же, как **истинные** массы молекул (и атомов). Поэтому, проводя аналогичный расчет для любого другого вещества (или элемента), мы получим **то же самое значение** моля. Оно называется **числом Авогадро**.

**Масса одного моля** соединения (или элемента) называется его **молярной массой**. Она обозначается буквой  $M$  и выражается в граммах, приходящихся на 1 моль вещества (или на 1 моль атомов элемента), то есть в **г/моль**.

Подчеркнем, что из определения моля (приведенного выше) следует, что величина  $M$  любого соединения (или Э) численно равна его относительной молекулярной (или атомной) массе. Например,  $M$  **атомов** хлора (обозначается  $M(\text{Cl})$ ) равна  $35,55 \text{ г/моль}$ , так как  $A_r(\text{Cl}) = 35,55$ . А для **простого вещества** хлора ( $\text{Cl}_2$ ):  $M(\text{Cl}_2) = 35,55 \text{ г/моль} \cdot 2 = 71,10 \text{ г/моль}$ . Молярная же масса **соединения хлора с кислородом** ( $\text{Cl}_2\text{O}$ ) равна:  $M(\text{Cl}_2\text{O}) = 2M(\text{Cl}) + M(\text{O}) = 71,10 + 16,00 = 87,10 \text{ г/моль}$ .

Очевидно, во сколько раз молекула одного соединения тяжелее молекулы другого, во столько же раз молярная масса первого будет больше, чем второго.

Моль является **единицей количества**<sup>2</sup>, следовательно, **количество вещества** – это **число молей** его. Оно обозначается буквой  $n$ .

Чтобы рассчитать  $n$  (например, количество данного соединения, которое отвешено на весах), нужно его массу  $m$  (ее значение получают при взвешивании) поделить на молярную массу  $M$  этого соединения:

$$n \text{ (моль)} = \frac{m \text{ (г)}}{M \text{ (г / моль)}}.$$

Поскольку моль – это **число**, то можно говорить о моле любых частиц и, в частности, о количестве атомов в моле вещества (исходя из его формулы). Например, **один** моль водорода ( $\text{H}_2$ ) содержит **два** моля его атомов; а **один** моль воды ( $\text{H}_2\text{O}$ ) – **два** моля атомов водорода и **один** моль атомов кислорода. (Поскольку таковы соотношения данных атомов в **молекулах** водорода и воды соответственно.)

<sup>1</sup>  $M_r(\text{H}_2\text{O})=18,02$ , если брать с точностью до 0,01.

<sup>2</sup> Понятие «моль» позволяет подсчитывать молекулы, атомы и т.п. порциями по  $6,022 \cdot 10^{23}$  штук.

## Газы. Закон Авогадро. Способ нахождения молекулярной массы

Слово «**газ**» образовалось от другого хорошо известного греческого слова «**хаос**» и отражает **беспорядочное** (хаотичное) движение молекул вещества, когда оно находится в **газообразном** состоянии. При таком движении молекулы не только сталкиваются друг с другом, но и **ударяются** о стенки сосуда, в котором находится газ. Совокупность этих ударов создает **давление** (оно обозначается буквой  $p$ ).

Количественно  $p$  характеризуется суммарной **силой** ударов, действующей на единицу поверхности (в перпендикулярном к ней направлении). Причем, чем выше **температура** ( $T$ ), тем интенсивнее движение молекул и, следовательно, выше давление газа.

При обычных условиях любой газ состоит из молекул, находящихся чрезвычайно далеко друг от друга по сравнению с собственными размерами<sup>1</sup>. Поэтому можно пренебречь формой и объемом молекул и рассматривать их как **одинаковые** по размеру крошечные жесткие шарики независимо от того, какое это вещество.

Кроме того, при **данной**  $T$  **одинакова** и суммарная **сила ударов** молекул **разных** веществ (то есть имеющих **разную** величину  $M_r$ ). Поскольку, чем **тяжелее** молекула, тем **медленнее** она движется. А значит, давление **любого** газа при **данной** температуре будет определяться только **количеством** его молекул в единице объема. Это и отражает закон Авогадро, который был им предложен как гипотеза в 1811 году.

**Закон Авогадро: в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (по температуре и давлению) содержится одно и то же число молекул.**

**Первое следствие** закона Авогадро: **равное** число молекул любого вещества в виде газа при **одинаковых** условиях занимает **один и тот же объем**. В частности, объем **одного моля**<sup>2</sup> любого газа при **нормальных** условиях ( $T = 273 \text{ K}$  и  $p = 1 \text{ атм.}$ , то есть  $101,3 \text{ кПа}$ ) равен **22,4 л**.

**Второе следствие** закона Авогадро: молекулярная масса соединения равна **удвоенной плотности** его (в газообразном состоянии) **по водороду**.

Поясним это следствие. Так как в равных объемах ( $V$ ) различных газов содержится **одинаковое** число молекул, то **отношение масс** равных объемов каких-либо двух газообразных веществ будет равно **отношению молекулярных масс** этих веществ, а именно:

$$\frac{m(V_{1\text{-го вещества}})}{m(V_{2\text{-го вещества}})} = \frac{M_r(1\text{-го вещества})}{M_r(2\text{-го вещества})}$$

Данное отношение масс равных объемов называют **плотностью** 1-го вещества по 2-му и обозначают буквой  $D$ . Обычно в качестве второго газа берут **водород** (поскольку он самый легкий) и тогда плотность записывают как  $D(\text{H}_2)$ . Подставляя значение молекулярной массы водорода ( $M_r(\text{H}_2) = 2$ ), получим:

$$D(\text{H}_2) = \frac{M_r(1\text{-го вещества})}{2},$$

<sup>1</sup> При обычных условиях лишь 1/10 000 объема газа занята его молекулами, а остальное – пустота.

<sup>2</sup> Объем **одного моля** вещества называется **мольным**, обозначается  $V_M$ . Подчеркнем, что  $V_M = 22,4 \text{ л}$  лишь для газов. А, например,  $V_M$  жидкой воды при  $4^\circ\text{C}$  составляет 18 мл. (Почему?)

откуда:  $M_r(1\text{-го вещества}) = 2D(H_2)$ . (Что и требовалось пояснить.) Если в качестве 1-го вещества будет **неизвестный** газ, то, определив его  $D(H_2)$  (взвешивая при одинаковых условиях равные<sup>1</sup> объемы этого газа и водорода), можно рассчитать его молекулярную массу, используя последнюю формулу.

## Вещества немолекулярной структуры

Кристаллы кварца иногда встречаются громадной величины. Самый крупный из них (70 тонн) обнаружен в 1958 г. в Казахстане.

Б.В. Некрасов

В виде газа все соединения состоят из молекул<sup>2</sup>. Однако при переходе в твердое состояние лишь некоторые «строят» молекулярную структуру (в узлах ее решетки находятся молекулы, связанные между собой с помощью ММС (рис. 1)).

Многие же вещества при указанном переходе образуют структуры, в которых частицы, расположенные в узлах решетки, соединены друг с другом **химическими связями**; то есть происходит объединение молекул, составлявших газ, в гигантскую «молекулу», например, в **кристалл**.

Из кристаллов состоит, в частности, пищевая соль. На рис. 2 представлено расположение атомов натрия и хлора на одной из граней кристалла этой соли. Аналогично (в шахматном порядке) чередуются атомы и внутри кристалла.

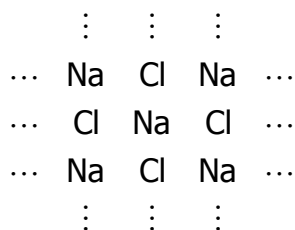


Рис. 2. Порядок расположения атомов натрия (Na) и хлора (Cl) на грани кристалла пищевой соли.

В случае соединений **молекулярной** структуры **не молекула, а кристалл** является носителем их **химических** свойств. Кроме того, кристалл (в отличие от молекулы) – носитель и **физических** свойств данного вещества.

Формулы немолекулярных соединений передают не количество атомов тех или иных элементов в кристалле, а лишь их **количественное соотношение** в нем.

Как следствие, такие формулы выглядят довольно просто (в частности, для пищевой соли – NaCl), поэтому называются **простейшими**.

По простейшей формуле рассчитывают «**молекулярную**» массу вещества как **условную** величину (ее еще называют **формульной** массой), а также **мольную** массу. Например, простейшая формула магнитной руды –  $Fe_3O_4$ , следовательно, ее «молекулярная» (формульная) и мольная массы будут равны:

<sup>1</sup> Равные объемы газов на практике получают, заполняя каждым газом отдельно одинаковые сосуды так, чтобы температура и давление газов были одинаковы.

<sup>2</sup> В зависимости от температуры и природы вещества оно в газообразном состоянии может содержать также **ионы** (о них – см. ниже), атомы или молекулярные **ассоциаты** (то есть **объединения** молекул друг с другом). Кроме того, некоторые **твердые** вещества **разлагаются**, превращаясь в другие соединения, даже до их расплавления, а тем более до перехода их в **газ**.

$$M_r(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 3A_r(\text{Fe}) + 4A_r(\text{O}) = 3 \cdot 55,85 + 4 \cdot 16,00 = 231,55,$$

$$M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 231,55 \text{ г/моль.}$$

Подчеркнем, что состав **немолекулярного** вещества (в отличие от молекулярного) может быть несколько **разным** в зависимости от условий его получения [21].

## Формулы веществ и уравнения реакций

### Что стоит за формулой вещества

Подытоживая все, что рассмотрено выше, можно заключить, что химический знак элемента и (тем более!) химическая формула соединения, несмотря на их внешнюю краткость, несут большую информацию. Рассмотрим, какую именно.

**Химический знак** элемента означает:

- 1) название элемента,
- 2) один атом Э,
- 3) один моль его атомов,
- 4) относительную атомную массу элемента,
- 5) его мольную массу,
- 6) порядковый номер Э в периодической таблице Д.И.Менделеева,
- 7) простое вещество немольной структуры,
- 8) его мольную массу.

**Химическая формула** соединения несет следующую информацию:

- 1) название вещества,
- 2) его класс (см. рис. 9),
- 3) одну молекулу его или наименьшую часть кристалла, отражающую его состав,
- 4) один моль соединения,
- 5) его **качественный** состав (из **каких** Э оно состоит),
- 6) **количественный** состав вещества (**сколько** в одном его моле содержится молей каждого элемента),
- 7) относительную молекулярную или формульную массу вещества,
- 8) его мольную массу,
- 9) массовый состав, то есть массовую долю каждого Э в соединении, обозначается греческой буквой  $\omega$  – «омега» ( $\omega$  – это отношение  $A_r$  данного элемента к  $M_r$  вещества и обычно выражается в процентах).

Например, формула  $\text{CaCO}_3$ <sup>1</sup> показывает следующее:

- 1) это карбонат кальция<sup>2</sup>,
- 2) относится к классу солей,
- 3) это одна «молекула» соли, то есть наименьшая часть кристалла, отражающая его состав,
- 4) один его моль,
- 5) состоит из трех элементов: кальция, углерода и кислорода,
- 6) один моль карбоната кальция содержит один моль Ca, один моль C и три моля O,
- 7) относительная «молекулярная» (то есть формульная) масса карбоната кальция равна:  $40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100$ ,
- 8) его мольная масса составляет 100 г/моль,
- 9) массовая доля каждого из элементов, входящих в состав карбоната кальция:

$$\omega(\text{Ca}) = \frac{A_r(\text{Ca})}{M_r(\text{CaCO}_3)} = \frac{40}{100} = 0,40 \text{ (или 40\% кальция),}$$

$$\omega(\text{C}) = \frac{A_r(\text{C})}{M_r(\text{CaCO}_3)} = \frac{12}{100} = 0,12 \text{ (то есть 12\% углерода),}$$

<sup>1</sup> Эта формула отражает основной состав и известняка, и школьного мела, и мрамора; причем вещества перечислены здесь в порядке роста **плотности** их структуры (при формировании данных соединений в природе из-за разных внешних условий происходило разное их уплотнение).

<sup>2</sup> Правила построения названий сложных веществ – см. ниже.

$$\omega(\text{O}) = \frac{3A_r(\text{O})}{M_r(\text{CaCO}_3)} = \frac{3 \cdot 16}{100} = 0,48 \text{ (или 48\% кислорода).}$$

### Способ определения формулы соединения

Для определения формулы **неизвестного вещества** устанавливают (из опыта), **какие** элементы в него входят и какова **массовая доля** каждого Э в нем.

Например, если найдено, что соединение содержит 11,1% водорода и 88,9% кислорода, то, очевидно, в 100 г его будет 11,1 г Н и 88,9 г О. Рассчитаем **количества** этих элементов, используя формулу  $n = m / M$ :

$$n(\text{H}) = 11,1 / 1 = 11,1 \quad \text{и} \quad n(\text{O}) = 88,9 / 16 \approx 5,56.$$

Значит, соотношение атомов Э в веществе 11,1:5,56. Поделив на минимальное из данных чисел и округляя<sup>1</sup>, получим соотношение 2:1. То есть формула «неизвестного» вещества – H<sub>2</sub>O (это вода).

### Что может дать уравнение реакции

**Уравнением химической реакции** или **химическим уравнением** называется **равенство**, в котором **слева** от знака «=» записаны формулы **реагентов**, а **справа** – формулы **продуктов**; при этом число атомов каждого элемента слева и справа должно быть **одинаково**.

Аналогичное выражение, но **не уравненное** по числу Э, является **схемой** процесса; в ней вместо знака «=» ставится стрелка «→».

Уравнение реакции (кроме той информации, которую несут входящие в нее символы химических элементов и химические формулы их соединений) показывает, какая **перегруппировка** атомов происходит в ходе химического процесса, а также в **какой пропорции** вещества вступают в реакцию и в какой образуются.

Например, по уравнению:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ , видно, что **две молекулы** водорода взаимодействуют с **одной молекулой** кислорода с образованием **двух молекул** воды. А значит, **два моля** водорода (то есть 4 г его) вступают в реакцию с **одним молем** кислорода (с 32 г его), превращаясь в **два моля** воды (или в 36 г ее).

Или (в соответствие с законом Авогадро) **два объема** водорода реагируют с **одним объемом** кислорода, и при этом получается **два объема** пара (**газообразной** воды), если давление и температура до и после реакции одинаковы.

Знание подобной информации позволяет по уравнениям реакции проводить следующие **расчеты**:

- 1) Находить **массы** или **количества**, или **объемы** реагентов, которые необходимо взять для получения **заданной** массы или количества, или объема продукта.
- 2) Определять, **сколько** продукта можно получить из **данной** массы, количества или объема одного из реагентов, если другой взят в **избытке**.
- 3) Можно установить, **какой** из реагентов взят в избытке и **каков** избыток.
- 4) Рассчитать **количество примесей** в одном из реагентов (если другой чист) или **потери продукта** в ходе практического осуществления реакции.

И многое другое!!!

<sup>1</sup> При экспериментальном определении состава соединения возможны небольшие ошибки, поэтому округление допустимо.

<sup>2</sup> Данное уравнение читается: «два аш два плюс о два равняется два аш два о».

## Примеры решения задач по теме «Формулы и уравнения»

**Задача 1.** Определить элемент, если масса 0,5 моль<sup>1</sup> его оксида ( $\text{Э}_2\text{O}$ ) – 31 г.

**Решение.** Если масса 0,5 моль оксида – 31 г, то масса **одного** его моля, очевидно, составит 62 г.

И поскольку  $M(\text{O})$  равна 16 г, то мольная масса неизвестного Э будет:  $(62 - 16) / 2 = 23$  (г). Затем находим по таблице атомных масс, что это натрий.

**Задача 2.** Определить формулу соединения, если массовая доля углерода в нем – 80%, водорода – 20%, а относительная его плотность по водороду  $D(\text{H}_2) = 15$ .

**Решение.** Находим соотношение атомов в молекуле (как показано выше):

$$n(\text{C}) = 80 / 12 = 6,67; \quad n(\text{H}) = 20 / 1 = 20.$$

Так как сумма массовых долей (80%+20%) равна 100%, следовательно, другие элементы в данное вещество не входят.

Соотношение же в нем атомов С и Н равно:

$$6,67 : 20 \approx 1 : 3.$$

Следовательно, простейшая формула соединения –  $\text{CH}_3$ , что соответствует молекулярной массе:  $M_r = 12 + 1 \cdot 3 = 15$ .

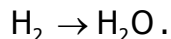
Находим **истинную** молекулярную массу вещества:

$$M_r = 2D(\text{H}_2) = 2 \cdot 15 = 30.$$

Значит, полученную нами формулу надо удвоить, то есть данное вещество –  $\text{C}_2\text{H}_6$ .

**Задача 3.** Рассчитать объем водорода (при нормальных условиях), необходимый для получения 3 г воды.

**Решение.** Расчет ведем по схеме, уравненной лишь по водороду:



Если соотношение данных веществ выразить через их мольные массы, то получим:

$$2 \text{ г} \rightarrow 18 \text{ г}.$$

С другой стороны: 1 моль водорода – это 22,4 л, значит:

из 22,4 л  $\text{H}_2$  получится 18 г  $\text{H}_2\text{O}$ ,

из  $x$  л  $\text{H}_2$  ----- 3 г  $\text{H}_2\text{O}$ .

Решая данную пропорцию, найдем:  $x = 22,4 \cdot 3 / 18 = 3,7$  л  $\text{H}_2$ .

---

<sup>1</sup> Если слово «моль» стоит после числа, то оно не склоняется.

## Глава II. Строение атома

Если мы верим, что наш мир возник в результате «Большого взрыва», то в первое мгновение он состоял из кварков и лептонов (известных на сегодня в качестве «первокирпичиков» мира). Температура быстро падала и через  $10^{-6}$  с из них образовались субатомные частицы (протоны, нейтроны, электроны и др.); спустя 3 минуты сформировались ядра; через сотни тысяч лет – атомы, которые спустя 15 млрд. лет сложили нас с вами.

«Химия и жизнь». 1980. №12.

Отметим, что рассмотренный выше материал **не объясняет**, почему одни вещества имеют **молекулярную** структуру, а другие – **нет**; и почему **столь различные** свойства **разных** соединений.

Для ответа на эти вопросы, нужно **знать строение атомов**, в частности, выяснить, **чем** отличаются одни элементы от других, чтобы понять, почему различаются **их способности** соединяться друг с другом, то есть образовывать ХС.

### История развития атомистической теории. Изотопы

Еще в V веке до новой эры предполагали, что **все вещества** состоят из **атомов**. Наиболее полно эту версию развивал греческий философ Демокрит.

Именно он предложил название «**атомы**», что означает «**неделимые**». (Поскольку в то время считали атомы «**первокирпичиками**» мира.)

Греческие философы высказывали также идеи о том, что атомы в веществах соединены между собой с помощью специальных «**крючочков**» (отдаленный прабраз химической связи) и что соединения **потому** различаются по свойствам, что состоят из атомов **разной** массы или **разной** формы.

Вскоре указанные воззрения были почти преданы забвению, и лишь в начале XIX века вновь возрождены английским ученым Дальтоном на новой научной основе; хотя идея **неделимости** атома оставалась нетронутой.

Однако к концу XIX – началу XX века ученые выявили факты, говорящие о **сложном** строении атома. Это, например, явление радиоактивности, а также испускание веществами под действием высокого напряжения т.н. **катодных лучей**. Данные лучи независимо от того, из **какого** материала сделан катод, представляют собой поток одних и тех же **отрицательно заряженных частиц** (с массой в 1870 раз **меньшей**, чем масса даже самого легкого атома – **водорода**).

Эти частицы были названы **электронами**<sup>1</sup> (обозначаются **e**). Поскольку заряд электрона по величине оказался **минимальным** из обнаруженных в экспериментах, то он был принят за **единичный**, то есть заряд **e** равен  $(-1)$ .

Логично было предположить, что в атоме, который является **электронейтральным**, кроме **отрицательно** заряженных электронов содержится также некая **положительная** субстанция.

И вскоре была обнаружена частица, названная **протоном**, тоже с единичным, но **положительным зарядом**, то есть равным  $(+1)$ . Однако **масса** протона гораздо больше, чем у электрона и почти **равна массе атома водорода**<sup>1</sup>.

---

<sup>1</sup> «Электрон» означает «янтарь». Предположили, что благодаря именно наличию электронов янтарная палочка при трении электризуется, то есть приобретает, например, свойство **притягивать** бумажки.

После открытия протона естественно было заключить, что атомы, поскольку они **электронейтральны**, содержат **равное число** протонов и электронов.

Причем оказалось, что это число равно **порядковому номеру**  $\Delta$  в таблице Менделеева. Так, атом водорода, как **первый** элемент в таблице, состоит из одного протона и одного **e**. А атом лития, порядковый номер которого равен **трем**, содержит 3 протона и 3 электрона.

Однако, **как** распределены частицы в атоме, то есть каково его **строение**, оставалось неясным. Ученые предлагали **разные** модели атома. Из них наиболее близкой к истине оказалась **модель Резерфорда** (1911 г).

Он предположил (на основании результатов своих опытов), что в центре атома находится **ядро**, заряженное **положительно**, ибо оно включает все **протоны** данного атома. Причем **радиус** ядра в 10 тыс. раз меньше радиуса **самого** атома.

**Вокруг** ядра, в остальном объеме атома, **движутся электроны**, радиус которых в 10 раз меньше радиуса ядра. И поскольку электрон намного легче протона (в 1870 раз), то **масса атома** практически равно массе его **ядра**.

Но если бы ядро состояло только из протонов, то **относительная** масса атома ( $A_r$ ) **равнялась** бы заряду его ядра (этот заряд обозначается буквой  $Z$ ), а значит, порядковому номеру элемента в таблице Менделеева.

Но на самом деле  $A_r$  **намного больше**  $Z$  для всех  $\Delta$ , кроме H. Для объяснения этого факта Резерфорд предположил, что в ядрах, кроме протонов, есть **нейтроны** (что означает «**электронейтральные** частицы») с массой, равной массе протона. (Существование этих частиц в 1932 г. подтвердилось опытами.)

**Число** нейтронов в ядре можно определить по **разности** между величинами  $A_r$  и  $Z$ . Например, ядро фтора с порядковым номером 9 (а значит,  $Z=9$ ) и с относительной атомной массой 19 состоит из 9 протонов и 10 нейтронов.

Модель Резерфорда отражена в одном из **современных** определений атома.

**Атом** – это сложная электронейтральная частица, содержащая в центре положительно заряженное ядро, в электростатическом поле которого движутся отрицательно заряженные электроны.

Как будет показано ниже, химическое «лицо» элемента зависит от **числа** его **электронов**. А это число равно **заряду ядра**, который поэтому и является **основной** характеристикой  $\Delta$ , что отражает современное его определение.

**Элемент** – это вид атомов с **одинаковым** зарядом ядра.

Отметим, что число нейтронов в ядре **данного**  $\Delta$  может меняться, но это **не** сопровождается **заметным** изменением его **химических** свойств. Поэтому атомы с **одинаковым**  $Z$ , но с разной массой (за счет разного числа нейтронов), называются **изотопами**. То есть занимающими **одно место** в таблице («изо» – по-гречески означает «равный», «топос» – «место»). Известно более 1700 изотопов (из них **стабильных** (нерадиоактивных) – 271).

Подчеркнем, что значения  $A_r$  элементов, указанные в таблице Менделеева, являются **усредненными** в соответствии с изотопным составом каждого  $\Delta$  в природе.

---

<sup>1</sup> Именно поэтому частицу назвали «протон» – от греческого «протос», что значит «первый», ибо водород – первый элемент в таблице Менделеева.



## Электронное строение атома

Конфигурация электронной оболочки невозбужденного атома определяется зарядом ядра.

Н.С. Ахметов

### Орбиты, орбитали, емкость уровней

Резерфорд, создавая модель атома, ничего не говорил о **порядке расположения** электронов в нем. Это попытался сделать Бор. Он предложил считать, что **e** расположены вокруг ядра сферическими слоями, которые Бор назвал **уровнями**.

Уровни включают в себя **орбиты**, то есть замкнутые круговые траектории, по которым движутся электроны<sup>1</sup>. Орбиты имеют **разные** размеры (радиусы), поэтому **e**, находящиеся на них, обладают **разной** энергией, но **строго постоянной** для данной орбиты. Так что электроны движутся по орбитам, не излучая энергию. Поглощение же или выделение энергии веществом (а значит, и расположение линий в его спектре) связано с **переходами e** с одних орбит на другие. Однако эта модель удовлетворительно могла объяснить лишь спектр водорода, но не других веществ.

**Современная модель** атома предполагает, что уровни, на которых могут располагаться электроны, включают в себя **не орбиты**, а т.н. **орбитали**.

**Орбиталь** – это **часть пространства** вокруг ядра, в которой может находиться **не более двух e** (по принципу Паули – см. ниже).

Подчеркнем, что электроны на орбитали движутся со столь **огромной** скоростью, что как бы «**размазываются**» по орбитали, создавая «**видимость**» электронного «**облака**». (Как спицы велосипеда, даже если их осталось всего одна или две в колесе, при очень быстром вращении колеса «размазываются в **круг**».)

Эти «облака», то есть орбитали, имеют разную форму: **сферическую** – это s-орбиталь (рис. 3а); **гантелеобразную** – p-орбиталь (рис. 3б); или, например, **четырёхлепестковую** – d-орбиталь (рис. 3в). Читаются: эс-, пэ- и дэ-орбиталь.

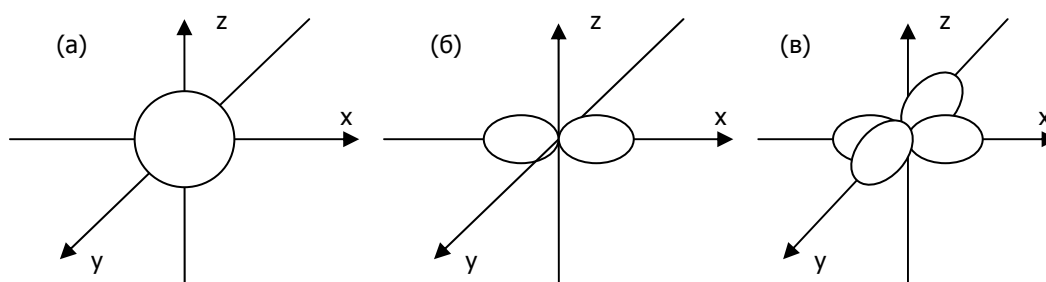


Рис. 3. Атомные орбитали (ядро атома находится в начале координат).

**Первый** (считая от ядра) уровень имеет только s-орбиталь (обозначается 1s, где цифра равна **номеру уровня**) и потому может содержать только **два** электрона.

**Максимальное** число **e**, которое может быть на данном уровне, называется его **емкостью**. Следовательно, емкость первого уровня равна двум.

**Второй** уровень, **кроме** s-орбитали (2s), содержит еще **три** p-орбитали (они направлены по всем трем осям координат, поэтому обозначаются  $2p_x$ ,  $2p_y$ ,  $2p_z$ ), а

<sup>1</sup> Бор предположил, что электроны движутся вокруг ядра подобно тому, как планеты вращаются вокруг Солнца, поэтому его модель называют планетарной.

значит, его емкость – 8 электронов:  $2 + 2 \cdot 3 = 8$ . **Третий** уровень включает:  $3s$ ,  $3p_x$ ,  $3p_y$ ,  $3p_z$  и 5 d-орбиталей и его емкость – восемнадцать **e**:  $2 + 2 \cdot 3 + 2 \cdot 5 = 18$ .

Стоит подчеркнуть, что орбитали **данного** типа, относясь к **разным** уровням, имеют **одинаковую** форму ((например, у любой s-орбитали – сферическая), но отличаются друг от друга **размерами** (то есть **радиусами**):  $1s < 2s < 3s$ . Аналогично и для орбиталей других типов:  $2p < 3p < 4p$ ;  $3d < 4d < 5d$ <sup>1</sup>.

Как следствие, орбитали **разных** уровней различаются по **энергии**: чем **меньше радиус** орбитали, тем сильнее притяжение электрона, находящегося на ней, к ядру. А значит, тем меньше энергия этого **e**, и, чтобы вырвать его из атома, надо **затратить** больше энергии (в соответствии с **законом Кулона**).

**Закон Кулона:** сила электростатического взаимодействия (F) двух **точечных** зарядов ( $z_1$  и  $z_2$ ) **прямо** пропорциональна их **величине** и **обратно** пропорциональна **квадрату расстояния** между ними (L), то есть  $F = k(z_1 \cdot z_2) / L^2$ . Причем, если заряды **одноименные**: (–) и (–) или (+) и (+), то между ними действуют силы **отталкивания**, а если **разноименные** (как у электрона и ядра), то – силы **притяжения**.

Итак, чем меньше r орбитали, тем **ниже энергия** электрона, находящегося на данной орбитали; поэтому тем ниже считается энергия **самой** орбитали. На рис. 4, где каждая орбиталь обозначена черточкой, показан порядок расположения орбиталей в атоме **по энергии** относительно друг друга. Такое изображение называется **энергетической диаграммой**. Она отражает **возрастание энергии** орбиталей от 1-го уровня к **внешнему**. (На рис. 4 – снизу вверх, то есть от 1-го уровня к 3-му.)

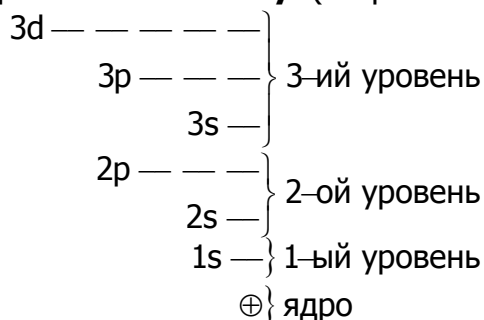


Рис. 4. Энергетическая диаграмма орбиталей трех уровней.

### Порядок заполнения орбиталей электронами

В первую очередь заполняются электронами те орбитали, что расположены **ближе** к ядру, а значит, имеющие **меньшую энергию**. Так, у водорода ( $Z=1$ ), единственный **e** находится на 1s-орбитали, и **электронная конфигурация** атома H запишется, как  $1s^1$  (цифра справа вверху показывает число электронов).

У следующего (после водорода) элемента в периодической таблице – гелия ( $Z = 2$ ) оба **e** на 1s-орбитали (то есть его конфигурация –  $1s^2$ ).

У лития ( $Z = 3$ ) **третий** электрон располагается уже на 2s-орбитали (так как на **одной** орбитали не может быть **более двух e**) и, значит, конфигурация:  $1s^2 2s^1$ .

Электронные конфигурации следующих элементов (до неона) даны в табл. 1, где приведены также энергетические диаграммы **второго** уровня данных Э, заполненные электронами (каждый **e** представлен стрелкой) с соблюдением **принципа Паули**, а также **правила Гунда** (см. ниже)

<sup>1</sup> Таким образом, **большие** орбитали **включают** в себя **меньшие**, как в игрушке «Матрешка»; причем, **все** орбитали данного атома имеют **общий** центр – ядро.

## Принцип Паули

Нас в атоме не просто счесть,  
 Движеньем живы мы, движеньем,  
 Но все ж отличен каждый здесь  
 Лица **не общим** выражением.  
 («Электроны»)

Принцип Паули: в атоме не может быть двух «**одинаковых**» **e**, то есть они должны быть на разных орбиталях; а если два **электрона** находятся на одной орбитали, то они должны иметь **разный спин**.

Спин – это характеристика **e**, которая изображается вектором (**стрелкой**). Когда на орбитали 1 **e**, то направление его вектора **совпадает** с направлением внешнего магнитного поля (ВМП). И тогда стрелка на диаграмме «смотрит» вверх (табл. 1). Когда же на орбитали **два** электрона, то вектор 2-го (по принципу Паули) должен иметь **обратное** направление – стрелка «смотрит» вниз (табл. 1).

Таблица 1. Электронные характеристики атомов

Элемент	Z	Электронная Конфигурация	Энергетическая диаграмма валентного слоя атома
Li	3	$1s^2 2s^1$	$2s \uparrow \quad 2p \text{ --- --- ---}$
Be	4	$1s^2 2s^2$	$2s \uparrow\downarrow \quad 2p \text{ --- --- ---}$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	$2s \uparrow\downarrow \quad 2p \uparrow \text{ --- ---}$
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	$2s \uparrow\downarrow \quad 2p \uparrow \uparrow \text{ ---}$
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	$2s \uparrow\downarrow \quad 2p \uparrow \uparrow \uparrow$
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	$2s \uparrow\downarrow \quad 2p \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	$2s \uparrow\downarrow \quad 2p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	$2s \uparrow\downarrow \quad 2p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$

## Правило Гунда

Ты приглядишься, решив присесть,  
 К местам трамвайного вагона.  
 Когда места пустые есть,  
 Подсаживаться нет резона.  
 («орбитали» «электронам»)

Если орбитали имеют **одинаковую энергию** (как, например, три p-орбитали **одного** уровня), то **e** заполняют их по правилу Гунда.

Правило Гунда: на орбиталях с **равной** энергией электроны располагаются вначале по **одному**, и лишь после заполнения всех этих орбиталей добавляется по **второму электрону** (как показано в таблице 1).

Это правило объясняется проявлением сил **отталкивания** между **е** как **одноименно** заряженными частицами (закон Кулона!) и **энергетически** более выгодным направлением векторов спинов, **совпадающее** с направлением ВМП (табл. 1).

## Связь строения атома и периодической системы

Во тьме должны обращаться физики, а особенно химики, не зная внутреннего нечувствительных частиц строения.

М.В. Ломоносов

При переходе к следующему (после неона) элементу – натрию ( $Z = 11$ ) начинает заполняться 3-й уровень, то есть одиннадцатый **е** располагается на 3s-орбитали. Значит, электронная конфигурация данного атома:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .

И далее (от магния ( $Z = 12$ ) до аргона ( $Z = 18$ )) порядок заполнения третьего уровня **повторяет** тот, что описан для элементов второго уровня.

Таким образом, наблюдается четкая **периодичность** (повторяемость) конфигурации **внешнего электронного**<sup>1</sup> уровня атома, причем она совпадает с **периодичностью свойств Э**, что и отражает Периодический закон Д.И.Менделеева.

**Периодический закон:** свойства элементов, а **потому** и свойства их соединений, находятся в **периодической** зависимости от **заряда** ядра.

Поэтому существует глубокая **связь** между строением атомов Э и структурой **периодической таблицы** Менделеева. Эта связь выражается в следующем.

1). **Заряд** ядра атома элемента равен его **номеру** в таблице (см. выше).

2). Начало заполнения электронами **нового уровня** совпадает с началом **нового периода** в таблице (в ней периоды расположены горизонтально).

Причем **номер** периода (обозначается **арабской** цифрой) указывает: а) **количество** электронных уровней в атоме; б) **номер внешнего** электронного уровня; в) **число типов** орбиталей, которые включает **внешний** электронный уровень.

Например, атомы элементов, входящих в **третий** период, имеют **три** электронных уровня, **третий** является **внешним** и включает **три типа** орбиталей (s-, p-, и d-).

3). В таблице Менделеева элементы объединены не только в периоды, но и в **группы** (они в таблице расположены вертикально). **Номер** каждой группы (он обозначается римской цифрой), как правило, равен числу **валентных электронов**, то есть количеству **е, находящихся** на т.н. **валентных** орбиталях.

**Валентность** характеризует **способность** атома образовывать химические связи, поэтому **валентными** называются орбитали, которые могут принимать участие в формировании этих связей.

Для элементов, рассмотренных выше, – это орбитали **внешнего** уровня.

4). Элементы, у которых **валентные е** находятся на s- и p-орбиталях, составляют **главные** подгруппы (подгруппы А). (Записываются, например: IA подгруппа.) Эти Э называются **s-элементами** (если валентные **е** лишь на **s-орбиталях**) и **p-Э** (если **и на p-**). Если же валентные электроны не только **на s-**, но и на **d-орбиталях**, то Э образуют **побочные** подгруппы (подгруппы Б), их относят к **d-Э**.

<sup>1</sup> **Электронными** называют уровни, имеющие хотя бы 1 электрон (в **невозбужденном** атоме).

## Глава III. Химическая связь

Химия начинается там, где кончается изолированный атом...

Журнал «Химия и жизнь»

### Причины и механизмы образования химических связей

Электроны являются тем «клеем», который соединяет атомы в молекулы или кристаллы, поэтому лишь познав строение атома, человек приоткрыл тайну химических превращений.

Журнал «Химия и жизнь»

Представим, что мы имеем несвязанные друг с другом атомы элементов и должны из них составить простые и сложные вещества.

**Зная электронное строение** атома данного Э, можно **предсказать**, сколько связей, какого характера и прочности и с какими элементами он будет образовывать; в каком количественном соотношении смогут соединиться Э друг с другом; какую структуру и какие свойства будут иметь образующиеся вещества и многое другое.

Рассмотрим на конкретных примерах, как находить ответы на некоторые из этих вопросов. В частности, выясним, какова **причина** возникновения химической связи и **как** ХС формируются при образовании молекул и кристаллов.

#### Теория Косселя. Формирование простых веществ

По теории Косселя, химическая связь между атомами возникает, когда **неспаренный**<sup>1</sup> электрон одного атома с **таким же e** другого образует **пару, общую** для обоих атомов. Ее называют **обобществленной электронной парой**.

Формирование ХС можно изобразить схематично, используя энергетические диаграммы валентных уровней Э, например, водорода (рис. 5а); или обозначая **неспаренные** электроны **точками** рядом с символом элемента (рис. 5б).

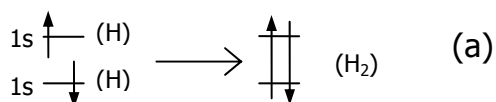
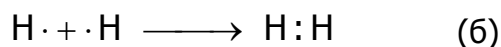


Рис. 5 Схемы образования химической связи между атомами H.



Аналогично образуются ХС между атомами других элементов. Например, у лития и фтора на валентном уровне тоже по одному неспаренному **e** (табл. 1), поэтому они могут сформировать ХС, как и атомы водорода:



Обобществленная электронная пара обычно изображается **черточкой**, в частности, молекулу H<sub>2</sub> можно записать, как H – H.

Формулы, в которых связи указывают черточками, тем самым показывая между какими атомами **есть ХС** в молекуле или кристалле, называются **графическими**.

<sup>1</sup> Электрон является неспаренным, если он **один** на данной атомной орбитали.

## Причина образования ХС.

В современной теории химической связи электроны обобществленной пары называются **связывающими**. Ибо большую часть времени они находятся в пространстве **между** ядрами атомов<sup>1</sup> (рис. 5б) и своим **отрицательным** зарядом притягивают к себе **положительно** заряженные ядра, тем самым **связывая** их. Именно это является **основной причиной** образования ХС.

Химическая связь (в **соответствии** с законом Кулона) будет тем **прочнее**, чем **больше** значения **зарядов** ядер и меньше расстояния от ядер до обобществленной электронной пары, а значит, чем **меньше радиусы** атомов ( $r$ )<sup>2</sup>.

Например, у водорода  $r$  меньше, чем у лития (ибо  $1s < 2s$ ), поэтому связь в молекуле  $H_2$  **прочнее**, чем в  $Li_2$ . При переходе же от лития к фтору, во-1-ых, **увеличивается** заряд ядра от (+3) до (+9); а во-2-ых, **уменьшается** радиус атома (поскольку больший  $Z$  притягивает электроны ближе к себе). Оба фактора являются причиной **более прочной** связи в молекуле  $F_2$ , чем в частице  $Li_2$ .

### Формирование сложных веществ. Кратность связи

В случае простых веществ химическую связь образуют **одинаковые** атомы (см. выше) и такая связь называется **гомоядерной** (то есть одинаковоядерной).

Если же ХС формируют атомы **разных** элементов, то она является **гетероядерной** (то есть разноядерной). Очевидно, такая связь возникает при образовании **сложных** соединений, например:  $H \cdot + \cdot F \rightarrow H : F$ .

Аналогично можно сформировать молекулы  $LiF$  и  $LiH$ . Их графические формулы:

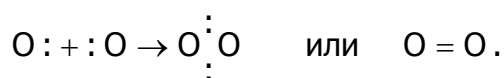


Связь, образованная **одной** парой электронов и изображающаяся **одной** черточкой, называют **ординарной** (простой), ее кратность приняли равной **единице**.

Если атом имеет **два** неспаренных **e**, как, например, кислород (табл. 1), то он может соединяться ординарными ХС с **двумя** атомами  $H$ , давая молекулу  $H_2O$ :

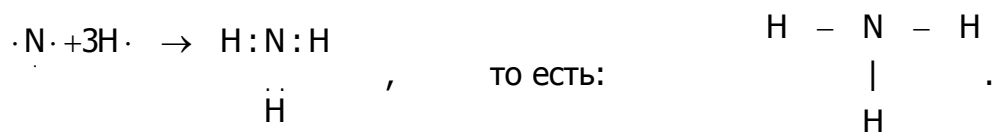


Кроме того, атомы  $O$  могут образовать гомоядерную ХС, давая молекулу  $O_2$ :



При этом атомы соединены друг с другом **двумя** парами обобществленных **e**, и значит, формируется **двойная** связь (кратность связи равна двум). Поэтому данная связь изображена **двойной** чертой, и очевидно, она **прочнее**, чем ординарная.

Аналогично: атом азота, имеющий **три** неспаренных электрона (табл. 1), может образовать молекулу аммиака с **тремя** ординарными связями:



<sup>1</sup> Поскольку **между** ядрами положительное поле (полученное **сложением** их индивидуальных полей) **сильнее**, чем в других частях пространства вокруг ядер.

<sup>2</sup> Радиус атома равен радиусу его **внешней орбитали**, которая еще заполнена электронами.

Однако азот способен сформировать и **тройную** ХС, давая, например, молекулу N<sub>2</sub>: N≡N с кратностью связи 3. (Особая **прочность** такой связи объясняет бóльшую пассивность N<sub>2</sub> по сравнению с O<sub>2</sub>, например, в составе воздуха.)

В случае других элементов 2-го периода таблицы Менделеева: бериллия, бора и углерода, – при формировании ХС происходит **возбуждение** атомов, сопровождающееся **увеличением числа неспаренных е**. И тогда становится возможным, например, получение соединений с водородом, представленных в таблице 2.

Таблица 2. Возбуждение атомов при образовании химической связи

Элемент	Состояние атома		Формула соединения с
	невозбужденное	возбужденное	
Be	2s $\uparrow\downarrow$ 2p — — —	2s $\uparrow$ 2p $\uparrow$ — —	BeH <sub>2</sub>
B	2s $\uparrow\downarrow$ 2p $\uparrow$ — —	2s $\uparrow$ 2p $\uparrow\uparrow$ —	BH <sub>3</sub>
C	2s $\uparrow\downarrow$ 2p $\uparrow\uparrow$ —	2s $\uparrow$ 2p $\uparrow\uparrow\uparrow$	CH <sub>4</sub>

Подчеркнем, что подобное **распаривание** электронов в случае атомов N, O и F **невозможно**, так как у них **нет свободных валентных орбиталей**<sup>1</sup>.

Рассуждая аналогично изложенному выше, легко объяснить образование молекул: BF<sub>3</sub>, CF<sub>4</sub>, NF<sub>3</sub>, OF<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub> (O = C = O) и др. (Сделайте это сами.)

У элементов 3-го периода кроме s- и p- есть еще и **валентные d-орбитали** (причем **свободные!**). Поэтому при формировании ХС возможно (по теории метода валентных связей (МВС) [21]) распаривание электронов и в случае фосфора, серы и хлора. (В отличие от азота, кислорода и фтора, соответственно.)

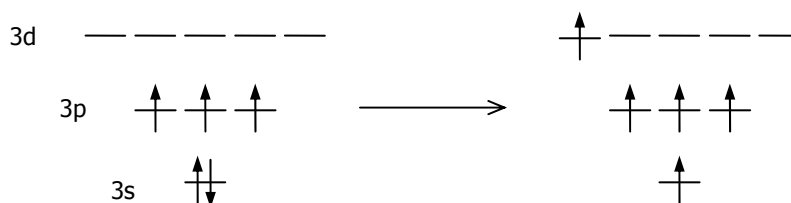
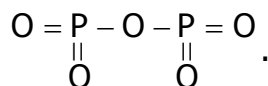


Рис. 6 Возбуждение атома фосфора

Так, атомы фосфора после возбуждения (рис. 6) могут давать молекулы P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, в которых **каждый** атом Р имеет **пять** связей (одну ординарную и еще четыре связи объединены в две двойные):



<sup>1</sup> Валентный уровень элементов **2-го периода** еще не содержит d-орбиталей. В том числе нет их и у неона, тем более у гелия (электронные конфигурации – см. выше); а главное, их внешние уровни не имеют **неспаренных е**. Поэтому неон и гелий не образуют ХС при формировании простого вещества. Как следствие, они существуют в виде **одноатомных** молекул и пока не получены их **соединения** с другими Э. За что они были названы **инертными**, как и **остальные** элементы VIIIA подгруппы, молекулы которых тоже **одноатомны** (хотя химически активнее).

## Электроотрицательность

Итак, в сложных веществах (в отличие от простых) обязательно **есть гетероядерные ХС**. Их основная **особенность** заключается в том, что связывающие электроны, как правило, **смещены** к одному из ядер атомов. Рассмотрим, почему.

Атомы **разных** элементов, отличаясь друг от друга радиусом атома и зарядом ядра, **способны с разной** силой удерживать «свой» **e** и притягивать «чужой».

А это значит, что они в **разной** степени «перетягивают» **на себя связывающую электронную пару**<sup>1</sup> или, как говорят, обладают **разной «электрофильностью»**. (Что в переводе с греческого означает «любовь к электронам».)

Такую «любовь» называют **электроотрицательностью** (сокращенно ЭО). Рассмотрим, как меняется ЭО элементов в периодах и группах таблицы Менделеева.

В **периодах слева направо** заряд ядра повышается, радиус атома уменьшается, как и при переходе от Li к F (см. выше), поэтому ЭО **растет** (закон Кулона).

В **группах** (главных подгруппах) **сверху вниз** заряд ядра тоже увеличивается. Однако **радиус** атомов растет **столь значительно** (из-за **увеличения числа электронных уровней**), что ЭО элементов **снижается**. (Как, например, в IA подгруппе от лития к цезию или в VIIA подгруппе от фтора к иоду.)

Вследствие указанных изменений **самый электроотрицательный элемент** – фтор. Его ЭО Полинг «оценил высшим баллом» 4, в то время как ЭО лития – всего 1. Причем ЭО каждого элементов 2-го периода отличается от ЭО соседних Э примерно на 0,5. **Наименее электроотрицательным** является цезий (ЭО = 0,7).

Подчеркнем, что чем больше ЭО элемента, тем, как правило, правее записывается он в формуле сложного вещества. Например:  $\text{CCl}_2\text{F}_2$  или  $\text{KNaSO}_4$ .

## Типы химических связей и типы кристаллических решеток

Вследствие **насыщаемости** связи молекулы имеют определенный состав и существуют в виде ... частиц с определенной структурой.

Н.С. Ахметов

Различают химические связи **трех** типов: **ковалентные, ионные и металлические**. Тот или иной тип формируется в зависимости от **абсолютного значения** ЭО элементов, образующих ХС, и от **разности** их ЭО.

Так, если ЭО элементов менее 1,8, то и сами Э, и простые вещества, ими образуемые, как правило, являются **металлами** (М), а связи, которые образуют между собой атомы М, называются **металлическими**. Элементы же со значением ЭО, равным или выше 1,8, относят к **неметаллам**; они друг с другом формируют обычно **ковалентные** ХС (в простых и сложных соединениях). А металл с неметаллом дают **ионные** связи, если **разность ЭО** ( $\Delta\text{ЭО}$ ) этих элементов **достаточно велика**.

Рассмотрим подробнее условия образования разных типов ХС. И выясним, почему в зависимости от **способности** Э давать тот или иной тип связи формируются **различные** кристаллические решетки и простых, и сложных веществ; в частности, при переходе их из **газообразного** состояния в **твердое**.

<sup>1</sup> Связывающая электронная пара, как показано выше, и формируется как раз из «своего» и «чужого» электронов.



## Ковалентная связь. Структуры веществ с ковалентными ХС

а). Простые соединения. Если элемент является неметаллом, а значит, имеет **высокую** ЭО, то в его простом веществе связывающие электроны, **сильно** притягиваясь **ядрами**, находятся практически все время **между** ними (рис. 5б). Причем располагаются **симметрично** относительно ядер (ибо  $\Delta ЭО = 0$ ), то есть **обобществленная** электронная пара действительно **общая**. Поэтому такая ХС – **чисто ковалентная**. («Ковалентность» означает **совместное** владение связывающими **e** – приставка «ко» имеет смысл «объединение», сравните со словом «кооперация».)

б). Сложные соединения. При образовании ковалентной ХС в **сложных** веществах (то есть между элементами с **разной** ЭО) связывающие **e** **смещаются** в сторону **более электроотрицательного** Э. Такая ХС называется **полярной** ковалентной, ибо из-за смещения **e** появляются электростатические **поля**: положительное (на атоме элемента с меньшей ЭО) и отрицательное (на атоме Э с большей ЭО).

Химическая связь будет тем **полярнее**, чем больше **разница** в значениях ЭО элементов, образующих эту связь, а значит, чем **дальше**<sup>1</sup> они находятся друг от друга в таблице Менделеева.

Подчеркнем, что чем **полярнее** ХС, тем **чаще** (то есть большую часть времени) связывающая электронная пара принадлежит атому **одного** элемента, а не находится в «**общем владении**» атомов обоих Э.

Если **разность** ЭО элементов ( $\Delta ЭО$ ) сравнительно **мала**, то они образуют между собой т.н. **малополярную** связь, в которой доля **ковалентности** превышает 50%. То есть **более** 50% времени связывающие электроны находятся в «**общем пользовании**» двух атомов. Поэтому малополярные и чисто ковалентные ХС обычно **объединяют** под общим названием «**ковалентные связи**».

Отметим, что молекулы простых веществ ( $H_2$ ,  $F_2$  и т.п.), имея **чисто** ковалентные связи, являются **неполярными**, в отличие от **полярных** двухатомных молекул сложных соединений (например,  $HF$ ), имеющих **полярные** ХС.

в). Молекулярные и немолекулярные решетки. Ковалентные связи являются **направленными** и **насыщаемыми**. Это означает, что атом **ограничивается** образованием того количества связей, которое позволяют его валентные возможности (то есть **число валентных орбиталей**<sup>2</sup>). Как уже говорилось, в виде газа почти все вещества состоят из молекул. Почему же при переходе в твердое состояние **одни формируют** молекулярную структуру, а **другие – нет**? Оказывается, их поведение зависит от **валентных способностей** атомов молекулы газа. А именно:

(1) **если**, несмотря на имеющиеся неиспользованные валентные орбитали, атомы молекул **не способны** образовать ХС между самими молекулами, то и в твердом состоянии имеем вещество с **молекулярной** решеткой (рис. 1). И поскольку в ней молекулы удерживаются вместе с помощью **слабых** ММС, то соединения с такой решеткой имеют низкие температуры плавления ( $t_{пл.}$ ) и кипения ( $t_{кип.}$ ), если их моле-

<sup>1</sup> Особенно в направлении диагонали, проходящей через цезий и фтор, химическая связь которых между собой ( $Cs : F$ ) **наиболее полярна**.

<sup>2</sup> Напоминаем, что элементы 1-го периода имеют лишь одну валентную орбиталь, 2-го – четыре, а третьего – уже девять.

кулы состоят из **мало**го числа атомов. Например,  $t_{пл.}$  кислорода (его решетка построена из молекул  $O_2$ ) равна  $-219^{\circ}C$ , а  $t_{кип.} = -183^{\circ}C$ ;<sup>1</sup>

(2) **если** же атомы частиц газа **не только имеют** неиспользованные валентные возможности, но и **способны** с их помощью образовать ХС между данными частицами газа, то при переходе его в твердое состояние получают те или иные **немолекулярные** решетки. Например, углерод имеет в возбужденном состоянии четыре неспаренных электрона (таблица 2), поэтому не ограничивается формированием частиц  $C_2$ <sup>2</sup>. Ибо **каждая** из них способна образовать еще три ковалентных ХС с тремя атомами соседних молекул  $C_2$ . Как результат, при переходе газа  $C_2$  в твердое состояние получается (при определенных условиях) **немолекулярная** структура такого простого вещества, как алмаз. В алмазе **каждый** атом С имеет 4 «соседа», с которыми связан только с помощью ХС (то есть в его решетке нет ММС) – такие структуры называют **координационными**, причем **ковалентными**, поскольку они сформированы **лишь ковалентными** связями.

Вещества с ковалентной решеткой очень тверды и тугоплавки.

В зависимости **от условий** частицы  $C_2$  могут образовать также другие **немолекулярные** структуры: (1) **волокнистую** – когда в цепи (в волокне) между атомами – ХС, а между волокнами – ММС; подобная структура у карбина (простого вещества углерода) – формула его цепи:  $\dots = C = C = C = C = \dots$ ;

(2) **слоистую** – если ХС имеют место между атомами в **слое** вещества, а слои соединены друг с другом с помощью ММС; такая решетка у графита (другого простого вещества углерода [4]).

Хотя в структурах (1) и (2) именно ММС связывают между собой **волокна** и **слои**, но эти структурные единицы, не обладая **постоянством состава**, не могут быть отнесены к молекулам.

### Ионная связь и ионные решетки

Очевидно, ионная связь может быть лишь в сложных веществах, причем именно в соединениях металлов с неметаллами. И только в том случае, если **разность** ЭО этих элементов **достаточна**, чтобы полярность связи составляла **более 50%**<sup>3</sup>. Лишь тогда такую связь считают **ионной**, то есть образованной **ионами**.

Ион – это частица с **положительным** зарядом (катион) или **отрицательным** (анион). Катионы получают из атома **удалением** одного или нескольких **e**:



а анионы – в результате **присоединения** электронов к атомам:



**Чисто** ионной связи нет, так как даже ХС, образованная атомами Cs и F (с наибольшей  $\Delta ЭО$ ), на 93% – ионная, а на 7% – ковалентная.

<sup>1</sup> При плавлении и кипении веществ с молекулярной решеткой обычно рвутся связи не **внутри** молекул, а **между** ними. А для разрыва ММС между **малоатомными** молекулами часто **достаточно** энергии их теплового движения даже при сравнительно **низких** Т.

<sup>2</sup> Молекулы  $C_2$  содержатся, например, в **атмосфере** звезд, то есть устойчивы лишь при высокой Т.

<sup>3</sup> Значит, более чем 50% времени связывающие электроны принадлежат **одному** атому, а не обоим.

<sup>4</sup> Обычно единицу (но не другие цифры) опускают и пишут  $Cs^+$  и  $F^-$ , соответственно.

Это означает, что 7% времени связывающая пара **e** находится в «общем пользовании» атомов Cs и F, а 93% времени принадлежит только фтору. Поэтому **эффективные** (то есть **реальные**) заряды на атомах **не целочисленные**: на катионе цезия не (+1), а (+0,93); на анионе же фтора не (-1), а (-0,93).

Атомы, связанные в **молекуле газа** ионной связью, а значит, имеющие **значительные** эффективные заряды, оказываются **способными** к электростатическому притяжению **противоположно** заряженных атомов **соседних** молекул.

Таким образом, ионная связь является **ненасыщаемой** (не ограничивается связью внутри молекулы) и **ненаправленной** (подобно полю любого заряда<sup>1</sup>).

Как следствие, при формировании кристаллической решетки вещества (из его газа) ионная связь образуется с таким количеством ионов соседних молекул, сколько их может разместиться вокруг данного иона. (Обычно 6 или 8.)

При этом связи со «своими» противоположно заряженными ионами и с «чужими» **выравниваются** по прочности, и формируется так называемая **ионная** решетка вещества (**немолекулярная** (!), причем **координационная**), в которой в трехмерном шахматном порядке чередуются катионы и анионы (на рис. 2 изображены атомы Na и Cl, но если учитывать тип решетки NaCl, то это ионы Na<sup>+</sup> и Cl<sup>-</sup>).

Сильное электростатическое взаимодействие катионов и анионов обеспечивает **прочность** и **тугоплавкость** веществ с ионной решеткой.

К ним относятся (кроме NaCl и CsF) CaCl<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>S и т.п.

### Металлическая связь. Металлические решетки

Если значения ЭО элементов **невелики**, а значит, валентные электроны сравнительно **слабо** удерживаются их атомами, то и при образовании ХС эти **e** **непрочно** фиксируются в пространстве **между** ядрами **соседних** атомов в молекуле газа и, следовательно, могут **перемещаться** на какое-то время в **другие** области этой молекулы. И потому при переходе газа в твердое состояние, они способны участвовать в образовании связей с атомами **соседних** молекул, спариваясь на время с их такими же «гуляющими» электронами. Как результат, при этом тоже формируется **немолекулярная** (причем **координационная!**) решетка твердого вещества.

**Совокупность** «гуляющих» **e**, которую называют «**электронным газом**», обеспечивает соединению характерный **блеск**, **пластичность** и **электропроводность**. То есть те характеристики, которые отождествляются с **металлическими** свойствами. Вот почему **связи** в веществах (простых или сложных [21]), обладающих такими свойствами, называются **металлическими**, а сами соединения относят к **металлам** (М).

Металлические связи, как и ионные, **ненаправлены** и **ненасыщаемы**, в результате чего количество «соседей» у каждого атома в решетке металла не менее 6, а в некоторых М достигает 12.

Однако в веществе не может быть **чисто металлической связи** (что означает **равномерное** распределение «электронного газа» по всему объему решетки). Ибо **нахождение e** на осях связей, то есть на **отрезках**, соединяющих ядра, а, следовательно, **ближе** всего к этим ядрам, является **наиболее** энергетически вы-

<sup>1</sup> Ионы можно представить как заряженные шары, силовые поля которых **равномерно** распределяются в пространстве по **всем** направлениям.

годным и поэтому **чаще** реализуется. Расположение же **e** на **осях связей** или вблизи них – это и есть **ковалентность**.

Итак, ковалентность есть в **любом M**! И ее доля тем больше (а доля металличности тем меньше), чем выше ЭО элементов. А чем больше **доля ковалентности** в решетке M, тем прочнее «электронный газ» связывает ядра его атомов и тем **выше** значения температур плавления металлов.

Они меняются в широком интервале: от  $-39^{\circ}\text{C}$  (у ртути) до  $+3420^{\circ}\text{C}$  (у вольфрама). Из вольфрама (в силу его тугоплавкости) делают нити лампочек накаливания.

**Наиболее слабо** удерживаются валентные **e** в атомах Э IA подгруппы (исключая водород). Поскольку у них начинается заполнение электронами **нового** уровня, а значит, эти элементы имеют **наибольшие** радиусы атомов (каждый в своем периоде) и, следовательно, минимальные величины ЭО ( $\leq 1$ ). Как результат, простые вещества данных Э являются самыми **типичными металлами**, то есть в их решетке минимальна доля ковалентности и максимальна доля металличности.

В **периодах слева направо** в результате роста заряда ядра и уменьшения атомного радиуса (см. выше) прочность связи валентных электронов с ядрами увеличивается, поэтому **ослабевают** металлические свойства Э. Так, во 2-ом периоде: литий (ЭО=1) – типичный M, а азот (ЭО=3) и элементы правее N – **типичные неметаллы**, поэтому они формируют **неметаллические** решетки простых веществ.

Напротив, в **группах** (главных подгруппах) **сверху вниз** из-за роста радиуса атома внешние электроны удерживаются ядром все слабее и металлические свойства элементов и их простых соединений **усиливаются**. Так, в IVA подгруппе: углерод образует алмаз, имеющий чисто **ковалентную** решетку и потому являющийся **диэлектриком** (не проводит электроток); кремний и германий – **полупроводники** (это вещества, которые проводят ток, но лишь при нагревании или облучении), а олово и свинец – **типичные металлы** с хорошей электропроводностью.

Итак, на основе рассмотренного выше материала можно выделить следующие **типы кристаллических решеток** соединений (в зависимости от **соотношения вкладов ХС и ММС** в формирование структуры данного вещества):

(1) **молекулярные** – если между узлами решеток (в них как раз и находятся молекулы) действуют лишь ММС; такую структуру имеют  $\text{I}_2$  (рис. 1),  $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}_2$  и т.п.;

(2) **волокнистые** – когда в цепи (в волокне) между атомами – ХС, а между волокнами – ММС (пример: карбин – см. выше);

(3) **слоистые** – если ХС имеют место между атомами в **слое** вещества, а слои соединены друг с другом с помощью ММС (графит);

(4) **координационные** – в них все атомы (или группы атомов), находящиеся в узлах решетки, объединены между собой **только** химическими связями.

Поэтому, если координационная решетка сформирована ковалентными ХС, то она называется **ковалентной** (пример – алмаз). Аналогично определяются **ионные решетки** (хлорид натрия) и **металлические** (золото) [3].

Отметим, что в кристаллических решетках 1-го, 2-го и 3-го типа действуют в качестве ХС, как правило, лишь **ковалентные** (полярные или неполярные) связи.

Подчеркнем, что **величина ЭО** элементов, **характер ХС**, а также **тип** и **прочность** решетки веществ в значительной степени определяет не только их **физические** свойства, но и **химические**, в частности, активность взаимодействия в т.н. окислительно-восстановительных реакциях.

## Глава IV. Окислительно-восстановительные реакции

Кислота – это частица, принимающая электроны..., а основание – отдающая их.

Из кислотно-основной теории Усановича [21]

### Эффективный заряд и степень окисления

Чем более полярны химические связи, тем выше эффективные заряды на атомах, образующих эти ХС. Так, в **малополярной** молекуле HCl на атоме водорода эффективный заряд (+0,19), а на атоме хлора – (-0,19); в то время как (напомним) в наиболее **ионном** веществе CsF атом Cs имеет заряд (+0,93), а атом F – (-0,93).

Несмотря на **дробные** и **разные** значения этих зарядов, **условились** (для **простоты** написания формул веществ и уравнивания химических реакций) приписывать атомам в **сложных** веществах **целочисленные** значения зарядов, то есть считать связи в них **чисто ионными**. Следовательно, и в HCl, и в CsF **условные** заряды на H и Cs будут (+1), а на Cl и F – (-1).

В молекуле же CO<sub>2</sub>, где связи между атомами двойные, **условный** заряд углерода равен (+4), а атомов кислорода – по (-2). Аналогично частицу NF<sub>3</sub> **условно** можно представить состоящей из катиона N<sup>+3</sup> и трех анионов F<sup>-</sup>.

Очевидно, что в простых веществах (H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> и т.п.), где связи **неполярные**, заряды на атомах **нулевые** (и эффективные, и условные). Следовательно, если происходит взаимодействие простых веществ с образованием сложных, то **незаряженные** атомы становятся **заряженными**, например:



При этом атомы элемента с **меньшей электроотрицательностью** (в нашем примере – это H) **теряют** электроны, становясь катионами (H<sup>+</sup>). Напротив, атомы Э с **большой ЭО** (у нас – это Cl) **приобретают е**, образуя анионы (Cl<sup>-</sup>).

Потеря электронов частицей называется ее **окислением**<sup>1</sup>, а их присоединение – **восстановлением**. Суммарные же процессы, идущие с **передачей** электронов от одних атомов к другим – это **окислительно-восстановительные реакции** (ОВР).

Итак, при протекании ОВР обязательно **изменяются** условные заряды элементов. Иногда эти изменения осуществляются в **несколько ступеней**. Например, фосфор (P<sup>0</sup>) может окисляться кислородом O<sub>2</sub> (переходящим при этом в O<sup>-2</sup>) до условного заряда (+3), образуя P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; а при избытке O<sub>2</sub> реализуется следующая ступень окисления – (+5) – продукт P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>. Поэтому условные заряды раньше называли степенями окисления, а теперь – **степенями окисления**. Очевидно, что для случая, когда атомы **присоединяют** электроны, как кислород (или хлор в приведенном выше примере), правильнее было бы говорить о степени их **восстановления**, но для единообразия и в подобных случаях говорят о степени **окисления**.

<sup>1</sup> Термин «окисление» образовался от слова «кислота» и означает «превращение вещества в кислоту». Поскольку ученые в прошлом в своих опытах для **получения кислот** сжигали уголь, серу и т.п. (а затем на образовавшиеся оксиды действовали водой – см. ниже). Поэтому взаимодействия простых веществ с **кислородом** были названы **окислением**. А так как при этих реакциях атомы элементов окисляемых соединений **отдают** электроны, то в дальнейшем все процессы **отдачи е** и в других ОВР (в том числе между сложными веществами) стали называть тоже окислением.

Итак, степень окисления (ст.ок.) – это **условный** заряд атома в данном сложном соединении, который **приписывается** элементу **при условии**, что все химические связи в этом веществе **чисто** ионные.

И хотя ст.ок. является условной (**нереальной**) величиной, но **знак** ее обычно совпадает со знаком эффективного (**реального**) заряда атома в соединении.

### Значения степеней окисления

Максимальное **положительное** значение ст.ок. Э обычно совпадает с **номером группы** (№) в Периодической таблице, ибо № равен числу **валентных** электронов, а «терять» при химических реакциях атом может только валентные **е**.

Другие возможные положительные значения ст.ок. большинства р-элементов определяются количеством **неспаренных** электронов на валентном уровне атома элемента, как в нормальном, так и в **возбужденном** его состоянии. А поскольку при возбуждении атома увеличение числа неспаренных **е** происходит **парами** (табл. 3), то поэтому ст.ок. Э различаются, как правило, на **две** единицы. Например, иод (из VII группы) проявляет все нечетные ст.ок. от +1 до +7 (табл. 3).

Таблица 3. Возможные положительные степени окисления иода

Диаграмма валентного слоя в разной степени возбуждения атома	Степень окисления	Пример соединения
	(+1)	IF
	(+3)	IF <sub>3</sub>
	(+5)	IF <sub>5</sub>
	(+7)	IF <sub>7</sub>

Значение максимальной **отрицательной** ст.ок. р-элемента определяется разностью (№ – 8), равной по абсолютной величине числу **е**, которых не хватает его атому до **полного завершения** р-подуровня.

В частности, для иода (как и для других **галогенов** – так называют р-элементы VII группы) отрицательная ст.ок. равна (7 – 8), то есть (–1). Для элементов VIA подгруппы, в том числе кислорода и серы, она составляет (6 – 8) = –2.

Если до завершения р-подуровня не хватает **более четырех** электронов, то отрицательная степень окисления не образуется. А **наибольшее** ее значение (–4) проявляет углерод – элемент IVA подгруппы (валентный уровень 2s<sup>2</sup>2p<sup>2</sup>). Например, в молекуле CH<sub>4</sub>. (Такой порядок записи Э в данной формуле сложился исторически, хотя правильнее H<sub>4</sub>C, так как ЭО водорода (2.1) меньше, чем углерода (2.5).)

Степень окисления любого элемента в **данном соединении** рассчитывают по формуле этого соединения. Пусть требуется найти ст.ок. хлора в Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>. Обозначим

ее за  $x$ . Зная, что обычно в сложных веществах ст.ок. кислорода равна  $(-2)$ , приравняем сумму значений ст.ок. всех элементов в указанной молекуле нулю (поскольку любая молекула электронейтральна):  $x \cdot 2 + (-2 \cdot 7) = 0$ . Откуда:  $x = 2 \cdot 7 / 2 = 7$ , то есть ст.ок. хлора в данном соединении равна  $(+7)$ .

Аналогично можно определить, что ст.ок. иода в  $I_2O_5$  равна  $(+5)$ , железа в  $Fe_2O_3$  –  $(+3)$ , а водорода в  $H_2O$  –  $(+1)$ . Отметим, что в соединениях с галогенами, имеющими ст.ок.  $(-1)$ , значение ее для элемента равно числу атомов галогена в формуле. Например, ст.ок. азота в  $NF_3$  равна  $(+3)$ , а углерода в  $CCl_4$  –  $(+4)$ .

Если надо написать формулы возможных соединений данного Э с другими (например, серы с водородом, с кислородом, фтором), то вначале по значениям ЭО элементов  $(2,6; 2,1; 3,5; 4,0)$ , соответственно) устанавливаем **знак** ст.ок.

Так, в соединении с водородом (то есть с **менее электроотрицательным** Э, чем S) ст.ок. серы будет **отрицательна**. И значит, равна  $(6 - 8) = -2$ , следовательно, формула вещества:  $H_2S$ .

В соединениях же с **более электроотрицательными** элементами: кислородом и фтором, – ст.ок. S **положительна**, причем **высшая** ст.ок. равна номеру группы, то есть  $(+6)$ . И значит, формулы веществ:  $SO_3$  и  $SF_6$ .

Последовательно отнимая от  $(+6)$  по 2 единицы, получим другие возможные положительные ст.ок. серы:  $(+4)$  в  $SO_2$  и  $SF_4$ , и  $(+2)$  в  $SO$  и  $SF_2$ .

Эти же значения можно предсказать, исходя из диаграммы валентного слоя атома серы, находящегося в разных степенях его возбуждения (рис. 7).

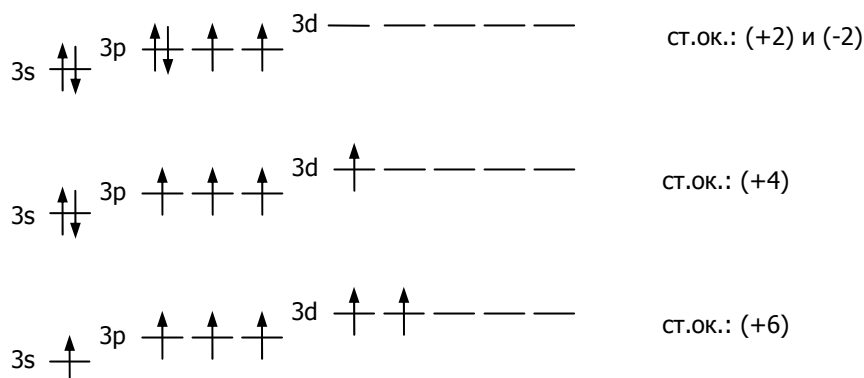


Рис. 7. Диаграммы валентного слоя атома серы в разных степенях его возбуждения

## Окислители и восстановители

Вещество, атомы которого **окисляют** другие элементы (то есть **отнимают** у них электроны, как бы «**обижают**» их), называют **окислителем** (легко запомнить – все 4 выделенных слова на букву «**о**»).

Вещество же, атомы которого теряют электроны, и таким образом как бы **возвращают** их другому элементу – это **восстановитель** (оба выделенных слова на букву «**в**»).

Таким образом, в ходе ОВР окислитель восстанавливается, восстановитель – окисляется. В выше приведенной реакции (1) окислителем является  $Cl_2$ , а восстановителем –  $H_2$ .

Подчеркнем, что окислитель ( $\text{Cl}_2$ ), восстанавливаясь, превращается в частицу ( $\text{Cl}^-$ ), которая может играть роль восстановителя. Восстановитель же ( $\text{H}_2$ ), теряя электроны (в нашем примере, переходя в ионы  $\text{H}^+$ ), приобретает способность принимать электроны, то есть быть окислителем. Поэтому возможны **обратные** ОВР, в частности, разложение сложных веществ с образованием простых, например:

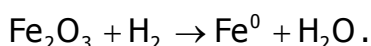


Здесь окислителем является катион водорода ( $\text{H}^+$ ), который, принимая электроны, снижает ст.ок. с (+1) (в  $\text{HI}$ ) до 0 (в водороде). А восстановитель – анион иода ( $\text{I}^-$ ); отдавая электрон, иод изменяет ст.ок. от (-1) (в  $\text{HI}$ ) до 0 (в молекуле иода).

**Типичными окислителями** являются простые вещества элементов с достаточно **высоким** значением электроотрицательности (то есть расположенных в правом верхнем углу таблицы Менделеева):  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Br}_2$ . В этом качестве они имеют широкое практическое применение, в том числе и в промышленности.

**К типичным восстановителям** относятся простые вещества Э с **низкой** ЭО (и прежде всего, элементов IA (кроме H) и IIA подгрупп таблицы).

На практике часто используют в качестве восстановителей также уголь и даже водород, но при высокой температуре [4]. Например:



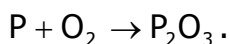
Здесь ОВР идет между **сложным** соединением и **простым**, а может протекать и между **двумя** (и более) **сложными** веществами (см. ниже).

Отметим, что в подгруппах сверху вниз (в частности, от Li к Cs и от Be к Ba) **восстановительные** свойства простых веществ **усиливаются**, так как при этом из-за роста радиуса атома **уменьшается** способность атомов элементов удерживать «свои» валентные **e**.

Напротив, **окислительные** свойства простых веществ, например, галогенов (VIIA подгруппа), сверху вниз **ослабевают**, в частности, от  $\text{Cl}_2$  к  $\text{I}_2$ , поскольку при этом **уменьшается** способность их атомов притягивать «чужие» **e**. (Почему?)

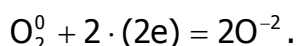
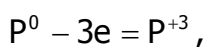
## Метод электронного баланса

Метод электронного баланса используют для **уравнивания** ОВР. При этом вначале записывают схему реакции, например:



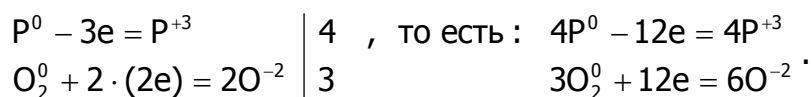
Далее определяют ст.ок. элементов в **сложных** веществах. (В **простых**, напоминаем, она равна нулю.) В нашем примере в соединении  $\text{P}_2\text{O}_3$  ст.ок. фосфора – (+3), поскольку у кислорода – (-2).

Затем составляют **полуреакции** – они изображают **отдельно** процесс **потери** электронов (окисление) и их **присоединение** (восстановление). При этом учитывают, что в молекуле  $\text{O}_2$  два атома, каждый из которых принимает по 2 электрона:

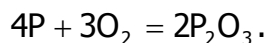


Далее уравнивают число отданных (фосфором) и принятых (кислородом) электронов, умножая первую полуреакцию на 4, а вторую на 3:





Затем складывают полученные полуреакции:



Последнее равенство и есть полное уравнение данной ОВР.

## Названия бинарных веществ

К **бинарным** относят соединения, состоящие из **двух** элементов («би» значит «два»). Их названия строятся из двух слов: корня латинского названия более электроотрицательного элемента с добавлением суффикса -ид и русского названия (в родительном падеже) элемента, имеющего положительную ст.ок.

Например, пищевая соль NaCl правильно называется: хлорид натрия, HCl – хлорид водорода<sup>1</sup>, CaO – оксид кальция.

Если в молекуле имеется **несколько одинаковых** атомов, то их количество указывается греческими числительными: **ди** (что значит два), **три** (три), **тетра** (четыре), **пента** (пять), **гекса** (шесть) и т.д.

Например, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> – пентаоксид дифосфора, H<sub>2</sub>S – сульфид диводорода (традиционное название этого газа – сероводород), CO<sub>2</sub> – диоксид углерода (углекислый газ), SO<sub>2</sub> – диоксид серы (сернистый газ) и т.д.

Часто в названиях веществ числительные опускают, а если менее электроотрицательный элемент может проявлять **разные** ст.ок., то ее значение указывают в конце названия римской цифрой в скобках. Так, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – оксид железа(III), P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> – оксид фосфора(V) (цифры в скобках произносят как «три» и «пять», соответственно).

Чтобы написать формулу по названию вещества, например, формулу оксида азота(III), находим наименьшее общее кратное для ст.ок. азота и кислорода: 3 · 2 = 6. Делим его на степень окисления каждого элемента и получаем число его атомов в молекуле, то есть атомов азота: 6 / 3 = 2, а кислорода: 6 / 2 = 3. Значит, формула соединения – N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Аналогично можно установить, что оксид иода(VII) – это I<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.

<sup>1</sup> В XIX веке в Петербургской академии наук обсуждалась возможность называть, например, HCl – водородом хлоровичем. (В чем ошибочность такого рода названий?)

## Глава V. Растворы

Поскольку нет абсолютно нерастворимых веществ, то весь окружающий мир – это мир растворов.

Резюме автора

### Общая характеристика

До сих пор мы рассматривали реакции между индивидуальными соединениями. Однако многие химические процессы осуществляются между **растворами** веществ или в **растворе** одного из них.

Раствором называется **однородная** система из двух и более веществ, состав которой можно **плавно** менять в **определенных** пределах без нарушения ее однородности.

**Однородность** раствора означает, что каждый из его соединений распределен в объеме другого в виде **молекул, атомов** или **ионов**.

Именно это отличает **истинные** растворы от **коллоидов** и **механических смесей** [3], в которых вещества находятся в виде **ассоциатов** (то есть объединений) большого числа указанных частиц.

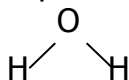
Растворы в зависимости от их **агрегатного** состояния могут быть твердыми, жидкими или газообразными.

Одно из соединений, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора, считается **растворителем**, а остальные – **растворенными** веществами.

Так, при помещении в воду **твердого** NaCl или **газообразного** HCl растворителем является вода, поскольку при обычных условиях она находится в том же (**жидком**) состоянии, что и образующиеся растворы.

При **одинаковых** агрегатных состояниях соединений, растворителем принято считать вещество, содержание которого в системе **наибольшее**. Например, если взять газообразный раствор, каковым является воздух, то растворителем будет азот, а кислород, углекислый газ, пары воды и др. – растворенными веществами.

Мы будем рассматривать в основном **жидкие** растворы, которые являются наиболее удобной средой для протекания большинства химических реакций. Особенно подходящим растворителем для их проведения является вода. Это объясняется тем, что вследствие угловой формы:



молекулы воды **полярны** (отрицательный эффективный заряд – на кислороде и положительные – на атомах H).

Поэтому они могут **поляризовать** (то есть делать более полярными) другие молекулы, тем самым повышая их химическую активность.

Поляризация происходит вследствие того, что, например, кислород воды, **отталкивая** электроны (своим отрицательным зарядом), **смещает** их (относительно ядер) в молекуле растворенного вещества.

(Объясните сами, как происходит поляризация частиц растворенного соединения положительно заряженными атомами водорода молекул воды.)

## Механизм растворения солей. Растворимость

Рассмотрим механизм растворения солей в воде на примере хлорида натрия. Его решетка построена из ионов  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  с высокими **эффективными** зарядами ( $\pm 0,87$ ). Поэтому те из них, которые расположены на **поверхности** кристаллов, **настолько** прочно соединяются с молекулами воды, что происходит **значительное** ослабление их связей с решеткой соли (рис. 8).

А благодаря тому, что ионы находятся в колебательном движении, они отрываются от поверхности кристалла и переходят в **воду**; причем в окружении ее молекул (рис. 8). Такие **объемные** «ромашки» называются **гидратированными ионами** или короче: **гидратами** (от греческого «гидра», что значит «вода»).

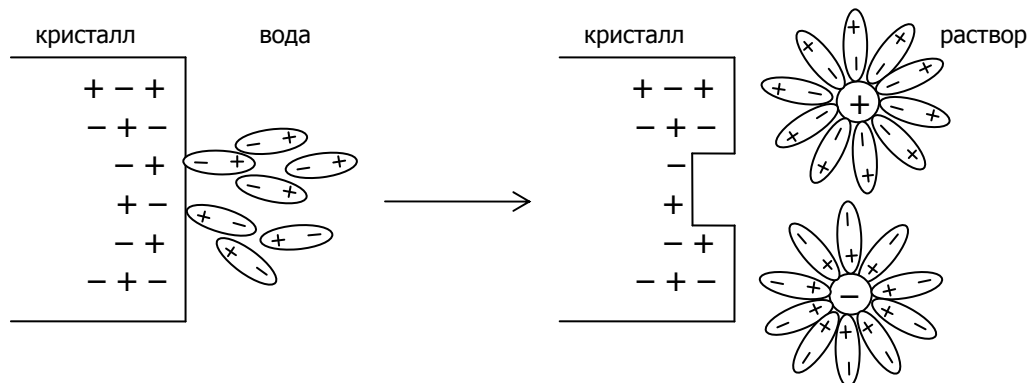


Рис. 8. Растворение соли ( $\oplus$  – катион,  $\ominus$  – анион,  $\odot$  – молекула воды).

Описанный процесс распространяется на **новые** слои ионов кристалла, которые **обнажаются** после удаления предыдущего поверхностного слоя. Причем, в результате диффузии гидраты равномерно распределяются по всему объему раствора. Так происходит **растворение соли**.

Однако из-за той же диффузии гидраты снова сталкиваются с поверхностью кристалла, «раздеваются» до «голых» ионов и удерживаются здесь, достраивая решетку. То есть происходит **осаждение соли** – процесс обратный растворению.

Очевидно, чем **больше** ионов находится в растворе, тем **чаще** происходят их столкновения с поверхностью. А значит, по мере растворения соли все более интенсивным становится ее **осаждение**.

И, наконец, после того, как эти процессы **уравняются** (это означает, что, сколько ионов переходит в раствор, столько же их осаждается на поверхности), концентрация раствора над солью станет **постоянной** (причем сколь угодно долго, если не меняются условия). Такой раствор является **насыщенным**<sup>1</sup>.

**Количество** растворенного вещества в **насыщенном** растворе при данной температуре называется **растворимостью** (обозначается  $s$ ).

В справочниках значения  $s$  солей чаще приводят в граммах растворенного соединения, приходящихся на 100 г воды. Причем, если растворимость вещества более 10 г в 100 г растворителя, то оно считается **хорошо растворимым**; если менее

<sup>1</sup> То, что в насыщенном растворе продолжают процессы осаждения и растворения, подтверждается следующим опытом. Кристалл  $\text{NaCl}$  произвольной формы поместим в насыщенный раствор этой соли и будем поддерживать все время постоянную  $T$ . Через некоторое время форма кристалла **изменится**, приближаясь к **кубу** (это естественная форма для  $\text{NaCl}$ ), хотя **масса** кристалла останется **той же**.

0,01 г, то **малорастворимым**<sup>1</sup>; в случае промежуточного значения имеем **средне-растворимое** соединение<sup>2</sup>.

Как правило, растворимость соли тем больше, чем **меньше прочность** ее решетка и чем **выше ионность** связей в ней (поскольку из-за большей величины эффективных **зарядов** на атомах соли сильнее их взаимодействие с молекулами воды на поверхности кристаллов).

Так, **самая ионная** соль CsF имеет и **наибольшую**  $s$ :  $\approx 500$  г в 100 г H<sub>2</sub>O при 0<sup>o</sup>C.

Напротив, в сульфиде ртути **очень прочные** связи и преимущественно ковалентные, то есть с **низкой ионностью**. Как следствие, растворимость данного вещества составляет всего 10<sup>-24</sup> г в 100 г H<sub>2</sub>O.

Таким образом, (обратим внимание!) **насыщенный** раствор вещества может быть **очень разбавленным**.

### Влияние температуры на растворимость солей

Зависимость  $s$  вещества от  $T$  определяется **тепловым эффектом**, имеющим место при его растворении.

При **эндопроцессе** растворения (когда тепло поглощается) повышение температуры **увеличивает** растворимость (как, например, в случае солей: Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> и CaCl<sub>2</sub>), а при **экзопроцессе** (тепло выделяется) увеличение  $T$  **снижает**  $s$  (в частности, для CaSO<sub>4</sub>).

(Почему так происходит, объясняется в пособии [3].)

Зависимостью растворимости соли от температуры пользуются при **очистке** ее от примесей методом **перекристаллизации**.

Этот метод заключается в том, что вначале готовят насыщенный раствор соли при  $T$ , соответствующей **максимальной** величине  $s$ . А затем раствор доводят до температуры **минимальной** растворимости очищаемого вещества.

При этом в осадок выпадают **чистые** кристаллы соли, так как для примесей раствор остается **ненасыщенным** (его определение – см. ниже).

При перекристаллизации на стадии, когда кристаллы **должны** выделяться из раствора, они иногда **не образуются**. И значит, такой раствор содержит **избыточное** (по сравнению с насыщенным состоянием) количество растворенного вещества. Поэтому он называется **пересыщенным**.

Пересыщенный раствор, в отличие от насыщенного, **неустойчив** – из него легко выпадает **избыток** вещества при небольшом внешнем воздействии на систему (например, при встряхивании), и тогда раствор становится просто насыщенным.

Но чаще на практике имеют дело с **ненасыщенными** растворами, **состав** которых **обеднен** (в той или иной степени) растворенным веществом по сравнению с насыщенным.

<sup>1</sup> Нельзя говорить «нерастворимая соль», так как **абсолютно нерастворимых** веществ **нет**. А правильно – «малорастворимая соль» или «практически нерастворимая».

<sup>2</sup> Составлены справочные таблицы растворимости, в которых указано, к какому из перечисленных типов соединений по растворимости относятся наиболее распространенные соли.

## Способы выражения состава раствора

Существуют разные способы характеристики **состава** раствора; чаще используют **концентрацию растворенного вещества** (например, **молярную**) или **его доли** в растворе.

**Молярная концентрация.** Молярная концентрация вещества (обозначается  $C$ ) показывает, сколько **молей** этого соединения содержится в одном **литре** раствора. Она рассчитывается по формуле:  $C = n/V$ , где  $n$  – количество растворенного вещества, а  $V$  – объем раствора в литрах.

Например, если молярная концентрация хлорида натрия равна 0,1 (то есть  $C(\text{NaCl})=0,1$  моль/л, иначе это записывают как 0,1М NaCl), значит, что в 1 литре данного раствора находится 0,1 моль NaCl.

**Доли.** Различают **объемные** доли (обозначаются греческой буквой  $\varphi$  – читается «фи»), **молярные** ( $\chi$  – «хи») и **массовые** ( $\omega$ <sup>1</sup>).

Они рассчитываются как **отношение** объема или количества (числа молей), или массы **растворенного** вещества (р. в-ва) соответственно к объему или количеству, или массе **всего** раствора (р-ра):

$$\varphi = \frac{V_{(\text{р. в-ва})}}{V_{(\text{р-ра})}}, \quad \chi = \frac{n_{(\text{р. в-ва})}}{n_{(\text{р-ра})}}, \quad \omega = \frac{m_{(\text{р. в-ва})}}{m_{(\text{р-ра})}}.$$

Выражают их в долях единицы или в процентах. Рассмотрим на конкретных примерах, что означают указанные доли.

Если **объемная доля** кислорода в воздухе составляет 21% (записывается 21%(объем.)), то это значит, что в 100 мл воздуха содержится 21 мл кислорода и 79 мл остальных газов.

Если указана **молярная доля** вещества, к примеру,  $\chi(\text{NaCl}) = 0,27$  (или 27%(мол.)), – это означает, что на сто молей данного раствора (то есть суммы молей хлорида натрия и воды) приходится 27 моль NaCl и 73 моль H<sub>2</sub>O.

Запись же «10%-ый (масс.) раствор NaCl» говорит о том, что **массовая доля** соли равна 0,1 (или 10%), а воды – 0,9 (90%); или что в 100 г раствора содержится 10 г NaCl и 90 г H<sub>2</sub>O.

---

<sup>1</sup> Обозначается, как и массовая доля элементов в веществе, буквой омега (см. главу 1).

## Глава VI. Гидроксиды и соли

Узок круг гидроксидов, теряющих воду обратно...

(Из «жизни» гидроксидов)

Практически все соли ... несоленые ...

(Вкусовые ощущения)

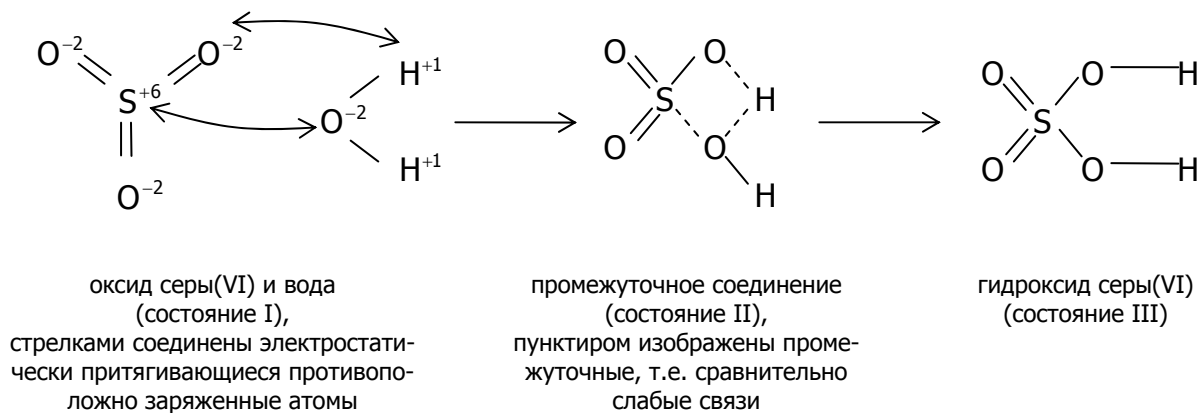
### Общие сведения о гидроксидах

В реакциях образования сложных веществ из простых всегда происходит **изменение** степени окисления элементов (см. выше). Однако процессы дальнейшего усложнения соединений могут протекать и **без изменения** ст.ок. Это, в частности, наблюдается, когда **бинарные** вещества соединяются друг с другом.

Рассмотрим взаимодействие таких бинарных соединений, как вода и **оксиды** различных элементов. Поскольку «**вода**» по-гречески означает «**гидра**», то реакцию присоединения ее к **оксиду** называют **гидратацией**, а продукты такой реакции – **гидроксидами**. Они подразделяются **на кислоты, основания и амфотерные гидроксиды**. Познакомимся с ними подробнее.

### Кислоты

**Механизм гидратации.** Рассмотрим механизм гидратации оксида неметалла, например, триоксида серы. То есть покажем, какие химические связи при этом разрываются, а какие – образуются<sup>1</sup>. Для чего изобразим схему взаимодействия:



Из сопоставления состояний I и II видно, что при гидратации происходит **ослабление** одной связи O – H в молекуле воды и **разрушение** одной из связей в двойной ХС между атомами серы и кислорода. Одновременно с этим образуются **промежуточные** (пока слабые) связи S – – – O и O – – – H (состояние II).

Из них затем (как результат **разрыва ослабленной** связи O – H в воде) формируются **обычные** ХС: S – O и O – H в составе гидроксида (состояние III).

В образовавшейся молекуле гидроксида связи S – O **прочнее**, чем O – H (что отражено на схеме черточками **меньшей** длины).

Это объясняется тем, что ЭО серы (2.6) больше, чем водорода (2.1), как следствие, электроны связи O – H частично смещены на связь S – O, что упрочняет ее.

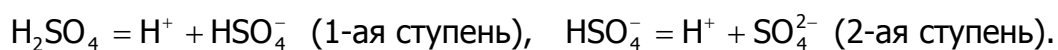
<sup>1</sup> Напомним, что любая химическая реакция идет с разрывом одних ХС и образованием других.

Менее прочная связь O – H и, к тому же, более ионная<sup>1</sup> (из-за указанного смещения электронов) под действием воды разрывается. То есть от молекулы гидроксида отщепляется (гидратируясь) **ион водорода** H<sup>+</sup> <sup>2</sup>. Такой процесс является **кислотной** диссоциацией (ибо именно ионы H<sup>+</sup>, действуя на наши органы вкуса, вызывают ощущение **кислого**), сами же подобные гидроксиды называются **кислотами**, а соответствующие им оксиды – **кислотными**.

Лишь **достаточно электроотрицательные** элементы, которые, как и сера (ЭО = 2,6), **могут** вызвать описанное выше смещение электронов **от связи O – H к себе**, образуют кислоты.

Чтобы подчеркнуть, что роль катионов в кислотах выполняют **ионы водорода**, их ставят в формуле вещества, как и подобает катионам, на первом месте: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

На втором месте записываются анионы (в нашем примере SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>), которые называются **кислотными остатками**. То есть остатками, полученными после отщепления ионов водорода от молекулы **кислоты** (при ее растворении в воде). В H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> **два** иона водорода, поэтому ее диссоциация протекает в **две ступени**:



(Как Вы думаете, почему первая ступень идет в **большей** степени, чем вторая?)

Итак, вещества (в частности, гидроксиды), которые при диссоциации образуют в качестве катионов **только протоны**, относятся к кислотам.

**Названия кислот.** Кислоты, являющиеся гидроксидами, относят к **кислородосодержащим** в отличие от **бескислородных**, в частности, от бинарных.

Бинарные кислоты – это например, водный **раствор** хлорида водорода (HCl). Уравнение его диссоциации:  $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ .

Раствор HCl называют хлороводородной кислотой<sup>3</sup>. Аналогично водный раствор HI – это иодоводородная кислота, H<sub>2</sub>S – сероводородная и т.д.

Названия кислородосодержащих кислот строят иначе. А именно: из корня русского названия элемента, являющегося в анионе **центральным атомом** (ц.а.), с добавлением суффикса «н», если ц.а. находится в высшей ст.ок., и окончания «ая».

Таким образом, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – **серная** кислота, поскольку в этом соединении ц.а., то есть атом серы, имеет **высшую** ст.ок. (+6). Подчеркнем, что при получении данной кислоты гидратацией оксида (механизм именно этого процесса рассмотрен выше) ни один из элементов не изменил значения ст.ок.

Чтобы по формуле гидроксида рассчитать ст.ок. центрального атома (например, серы в H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) обозначаем ее через x. Исходя из того, что молекула электронейтральна, а ст.ок. H и O, как и в воде равны (+1) и (–2) соответственно, составляем баланс по формуле кислоты: 2(+1) + x + 4(–2) = 0, откуда: x = + 6.

Так же можно установить, что в гидроксиде H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> сера имеет ст.ок. (+4). Следовательно, **не высшую**. В таком случае в названии кислоты используют суффикс «ист». То есть H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> – это **сернистая** кислота. Она получается **гидратацией** оксида SO<sub>2</sub>. (Объясните сами ее механизм аналогично рассмотренному выше.)

<sup>1</sup> Сравним: ΔЭО(O и H) = 3,5 – 2,1 = 1,4, а ΔЭО(O и S) = 3,5 – 2,6 = 0,9, то есть значительно меньше.

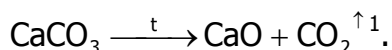
<sup>2</sup> Аналогично отрыву катиона от кристалла соли, как показано на рис.8.

<sup>3</sup> Традиционное название – **соляная** кислота, ибо раньше HCl получали, действуя на **соль** NaCl (в твердом ее состоянии) концентрированным раствором H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Другие примеры кислот:  $\text{HNO}_3$  – содержит N в высшей ст.ок. (+5), потому называется **азотной** кислотой, а  $\text{HNO}_2$  (ст.ок. азота (+3)) – **азотистой** кислотой.

## Основания

**Общая характеристика.** Издавна исследователи заметили, что при прокаливании некоторых веществ (в частности,  $\text{Ca(OH)}_2$  или  $\text{CaCO}_3$ ) лишь часть их **улетучивается** и одновременно образуются **нелетучие остатки**. Например:

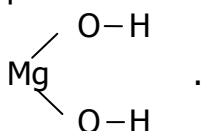


Эти остатки называли **основами** веществ, впоследствии **основными** оксидами, а соответствующие им гидроксиды – **основаниями**. Основные вещества – это оксиды и гидроксиды **металлов**.

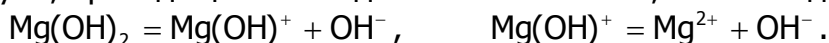
Лишь некоторые из оксидов М способны гидратироваться, а именно те, которые соответствуют **достаточно растворимым** основаниям. К ним относится и  $\text{MgO}$ , хотя  $s(\text{Mg(OH)}_2)$  всего 0,6 мг в 100 г воды.

Гидроксиды большинства металлов в ст.ок. (+2) и (+3) малорастворимы из-за низкой ионности ХС в их решетках.

Механизм присоединения воды к основным оксидам аналогичен рассмотренному выше для  $\text{SO}_3$ . Однако ЭО металлов **меньше**, чем ЭО водорода. Поэтому происходит частичное **смещение** электронов **от связи Э – О на связь О – Н**, что ослабляет первую и упрочняет вторую. То есть соотношение прочности связей Э – О и О – Н будет **обратным** тому, что наблюдается в случае серной кислоты (или других **кислотных** гидроксидов). В графической формуле ( $\text{Mg(OH)}_2$ ) **менее прочные** связи отражены черточками **большой длины**:



К тому же, из-за указанного смещения электронов связь Э – О (в нашем примере, Mg – O) оказывается **более ионной**, чем О – Н. Как следствие, в воде отщепляются не катионы водорода, как в случае кислот, а анионы  $\text{OH}^-$  (поэтому простейшая формула оснований записывается, как  $\text{Э(OH)}_n$ , в частности,  $\text{Mg(OH)}_2$ ). Их диссоциация называется **основной**. Она (как и кислотная) осуществляется по ступеням, если число OH-групп, приходящихся на один катион металла, больше единицы.



Ионы  $\text{OH}^-$  называются **гидроксид-ионами** (или гидроксильными ионами), а сами основания – **гидроксидами**; например,  $\text{Mg(OH)}_2$  – гидроксид магния.

Если элемент при образовании оснований может проявлять **разные** ст.ок., то ее значение указывается в названии римской цифрой. Например,  $\text{Fe(OH)}_2$  – гидроксид железа (II), а  $\text{Fe(OH)}_3$  – гидроксид железа (III).

Итак, гидроксиды, которые при диссоциации образуют в качестве анионов **только гидроксид-ионы**, относятся к основаниям.

<sup>1</sup> Стрелка вверх (справа от формулы вещества) означает, что вещество удаляется из системы в виде газа.



Очевидно, в растворах **малорастворимых** оснований (в том числе гидроксидов магния и железа) концентрация  $\text{OH}^-$ -ионов очень мала.

**Щелочи.** Если значение ЭО элемента равно или меньше единицы, как, например, у Э IA подгруппы (исключая водород), то смещение электронов в их гидроксидах от связи Э – О на связь О – Н **очень значительно**.

В результате такого смещения связь Э – О становится **столь ионной**, что легко разрушается водой (с образованием катиона Э<sup>+</sup> и аниона  $\text{OH}^-$ ). Как следствие эти гидроксиды **хорошо** растворяются в воде (аналогично типично ионным соединениям), создавая **высокую концентрацию  $\text{OH}^-$ -ионов**. Вследствие чего их растворы мылкие на ощупь, едки на вкус, а при попадании на кожу вызывают ее **скалывание**. Поэтому такие гидроксиды названы **щелочами** («щелочь» в переводе с индоевропейского означает «скол»). А сами элементы IA подгруппы (кроме H) и их простые вещества относят к **щелочным металлам** (ЩМ). Наиболее часто используемые щелочи – это NaOH и KOH. (Их устаревшие названия: «едкий натр» и «едкое кали».)

Кальций по значению ЭО является **промежуточным** между ЩМ и Mg, так что гидроксид  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  относится к **среднещелочным**. Его называют «**гашеной** известью», ибо гидратация оксида кальция (**негашеной** извести):



протекает столь бурно (со вскипанием жидкости), что напоминает процесс **гашения**, например, горящих дров водой.

**Дегидратация.** Возможен также процесс, **обратный** гидратации, – отщепление воды от гидроксида с образованием оксида, то есть реакция **разложения**. Она называется дегидратацией (приставка «де» – означает обратное действие). Дегидратация, например, гидроксида кальция идет при его нагревании выше 580<sup>0</sup>С:

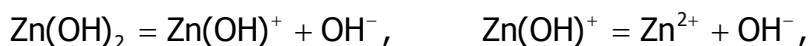


## Амфотерные гидроксиды

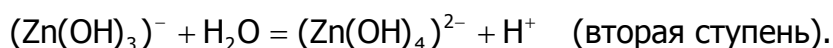
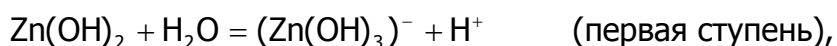
«Амфибия»<sup>1</sup> – это машина способная передвигаться и по суше, .... и под водой.

Советская энциклопедия, 1961.

Мы рассмотрели крайние случаи: когда гидроксид способен к отщеплению только ионов водорода (это кислоты) или только гидроксид-ионов (основания). Если же элемент по значению ЭО занимает **среднее** положение, как, например, цинк (Zn), то его гидроксид способен не только **отщеплять**  $\text{OH}^-$  – ионы:



но и **присоединять** их, отнимая у молекул воды; в результате чего в растворе появляются гидроксо-анионы цинка и **катионы водорода** (остатки от воды):



<sup>1</sup> От греческого «амфибиоз» – земноводное (образовано из **двух** слов: «земля» и «вода»).

Такие гидроксиды, которые могут и отщеплять  $\text{OH}^-$ -ионы, и способствовать образованию в растворе катионов  $\text{H}^+$ , то есть проявляют **оба свойства**: и основания, и кислоты, – называют **амфотерными**<sup>1</sup>.

Кроме  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , к амфотерным соединениям относятся также гидроксиды алюминия –  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , хрома(III) –  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  и т.п.

Практически все амфотерные гидроксиды являются **малорастворимыми** (поскольку в них обе связи:  $\text{H}-\text{O}$  и  $\text{O}-\text{Э}$  преимущественно **ковалентные**). Следовательно, они не могут быть получены **прямым** способом, то есть взаимодействием соответствующего оксида с водой.

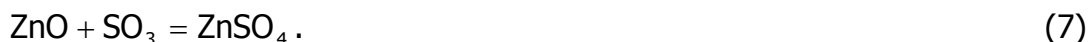
Поэтому при их синтезе (как и в случае других малорастворимых оснований) используют т.н. **косвенные** методы, например, реакцию (28) – см. ниже.

### Кислотно-основное взаимодействие. Реакции нейтрализации

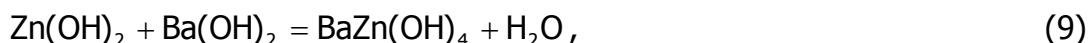
Оксиды элементов могут реагировать не только с водой (см. выше), но также друг с другом, если один из них **кислотный**, а другой **основной**:



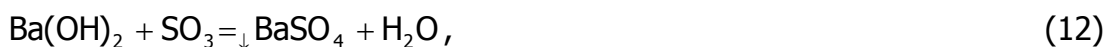
Амфотерные же соединения, например  $\text{ZnO}$ , взаимодействуют и с кислотными, и с основными оксидами:



Реагируют между собой и гидроксиды, соответствующие данным оксидам:



а также оксиды с гидроксидами:



Отметим, что все эти процессы, начиная с реакции (8), идут в присутствии **воды**, поэтому она может быть использована при уравнивании в качестве **реагента** (как, например, во взаимодействиях 13 и 14).

<sup>1</sup> От греческого слова «амфотерос», что значит «оба». Человек-амфибия из романа Беляева тоже проявлял **двойное** свойство: мог дышать и на воздухе, и в воде.

<sup>2</sup> Стрелка вниз (слева от формулы вещества) показывает, что данное вещество ( $\text{BaSO}_4$ ) малорастворимо, то есть выпадает в осадок.

Аналогично протекают реакции данных соединений с бинарными кислотами:



а также со щелочами:



Анализ приведенных взаимодействий (в частности, 17 – 24) позволяет сделать следующие выводы: если оксид (или гидроксид) данного элемента реагирует с **кислотой**, то это доказывает его **основный** характер, а если со **щелочью** – то **кислотный**; если же данное соединение может вступать в реакцию и с **кислотой**, и со **щелочью**, то значит, оно **амфотерно**.

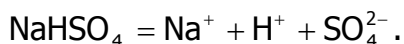
Отметим, что продукты процессов (5 – 24) – это **соли** и еще, как правило, **вода**. А значит, при взаимодействии **исходные кислоты и основания** (или соответствующие оксиды) уничтожают, то есть **нейтрализуют** друг друга. Поэтому такие процессы называют **реакциями нейтрализации**.

### Характеристика солей

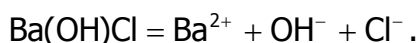
**Соли** – это вещества, которые являются продуктами замещения (хотя бы частичного) ионов водорода катионами металла в молекуле кислоты или гидроксильных ионов в основании на другие анионы.

Причем в зависимости от **полноты** указанного замещения соли подразделяют на кислые, основные и средние (или нормальные).

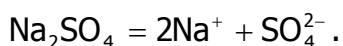
**Кислые соли** при диссоциации, кроме других катионов, дают и ионы  $\text{H}^+$ ; например:



**Основные соли**, помимо других анионов, дают и  $\text{OH}^-$ -ионы, в частности:



**Средние соли** при диссоциации не дают ни  $\text{H}^+$ -, ни  $\text{OH}^-$ -ионов; например:



Различают также соли бинарные и кислородосодержащие (как и кислоты). К **бинарным** солям относятся, в частности,  $\text{NaCl}$ , а также хлориды, образованные по реакциям 17 – 20. Правила построения их названий – см. выше.

**Кислородосодержащими** являются соли, полученные, например, взаимодействием оксидов или гидроксидов между собой (реакции 5 – 16 и 21 – 24).

Название аниона таких солей образуется от корня латинского названия центрального атома с добавлением суффикса – «ат», если ц.а. в высокой ст.ок., и суффикса – «ит», если в низкой. Например,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  – это сульфат натрия, а  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  – сульфит натрия;  $\text{KNO}_3$  – нитрат калия, а  $\text{KNO}_2$  – нитрит калия. В названии же гидроксоанионов, кроме того, указывается число OH-групп. Например,  $\text{Na}_2\text{Zn}(\text{OH})_4$  и  $\text{Na}_3\text{Al}(\text{OH})_6$  – это тетрагидроксоцинкат и гексагидроксоалюминат натрия.

Построение названий кислых и основных солей понятно из следующих примеров:  $\text{NaHSO}_4$  – сульфат водорода-натрия, а  $\text{Ba}(\text{OH})\text{Cl}$  – хлорид-гидроксид бария.

Чтобы по названию средней соли (например, сульфат алюминия) составить ее формулу нужно знать **заряды** катиона ( $\text{Al}^{3+}$ ) и аниона ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) и найти их наименьшее общее кратное ( $3 \cdot 2 = 6$ ). Поделив его на заряд каждого иона, получим число соответственно катионов и анионов в формуле (то есть наша соль –  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ).

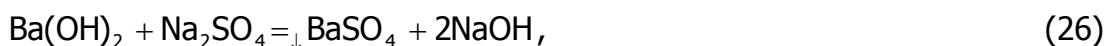
## Получение и свойства солей

**Синтез реакцией обмена.** Кислородосодержащие соли могут быть получены не только как продукты процессов нейтрализации (см. выше), но синтезированы также из **других солей** реакциями **обмена**<sup>1</sup>.

Реакции обмена – это химические взаимодействия, при протекании которых катионы **обмениваются** анионами, а анионы – катионами.

(Аналогично обмену партнеров в определенных танцах.)

Например, сульфат бария можно получить (сливая водные растворы исходных соединений) по реакциям:



Чтобы отделить полученное вещество от другого продукта, делают следующее.

(1) Если вещество **малорастворимо**, т.е. выпадает в **осадок**, как, например,  $\text{BaSO}_4$ , то его отделяют от раствора фильтрованием и затем промывают водой.

(2) Если же нужно синтезировать **растворимую** соль, например,  $\text{NaCl}$ , то реагенты подбирают так, чтобы второй продукт выпадал в осадок и мог быть **отделен** фильтрованием от раствора **целевой** соли. Этим требованиям отвечает реакция 25. Кроме того, сравнительно **чистые** растворы солей ЩМ образуются **одновременно** с получением **малорастворимых гидроксидов** (при этом не допустим **избыток** щелочи, ибо он и сам загрязняет раствор, и растворяет амфотерные гидроксиды):



**Синтез с помощью ОВР.** Подчеркнем, что все приведенные выше процессы образования солей идут между **сложными** веществами **без изменения** ст.ок. элементов. Напротив, при получении солей взаимодействием **простых** соединений со сложными – ст.ок. Э всегда меняется, то есть осуществляются ОВР:

<sup>1</sup> В отличие от реакций нейтрализации в данных процессах продукты принадлежат к тому же классу соединений, что и реагенты: две соли (реакция 25), соль и основание (26), соль и кислота (27).



Отметим, что в данных реакциях ионы **более электроотрицательных** элементов:  $\text{H}^+$  и  $\text{Cu}^{2+}$  отнимают электроны у цинка, восстанавливаясь до нулевой ст.ок. Иначе говоря: цинк **вытесняет** водород из кислоты и медь из соли.

Для того чтобы узнать, будет ли данный элемент в виде простого вещества вытеснять другой из его соединения, можно обратиться к **ряду напряжений**.

Он был составлен для **металлов** Бекетовым еще в XIX веке (на основе опытных данных) и включал также **водород**. В современный ряд напряжений, кроме H, введены и другие **неметаллы**.

Этот ряд в основном [4] соответствует **росту** ЭО элементов (хотя зависит также от **характера связей** в молекулах и кристаллах веществ [21]). Поэтому наблюдается определенная параллель между местом Э в ряду напряжений и его расположением в таблице Менделеева.

Так, если **неметалл** образует **анион** бинарной соли, то он вытесняется (окисляется) простым веществом элемента, стоящего в ряду напряжений **правее**, а в таблице Менделеева находящегося **выше**.

Например, хлор, как более электроотрицательный Э, располагается в ряду после иода, а в таблице выше его, и поэтому отнимает электроны у иодид-ионов:

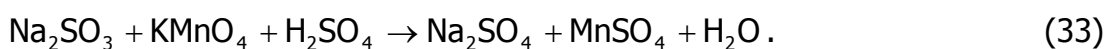


Что же касается **металлов**, то каждый М (в виде простого вещества) вытесняет металл, расположенный в ряду напряжений **правее**, из **катионной** части соли. Примеры – реакция (30), а также взаимодействие железа с солью меди (Fe тоже, как и цинк, в ряду напряжений стоит **левее** Cu):

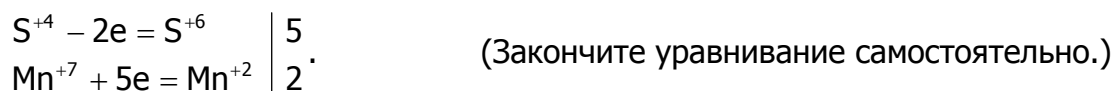


Очевидно, если в ряду напряжений металлы стоят **левее** водорода, то они **восстанавливают** его из растворов кислот (как цинк в реакции (29)) в отличие от М, которые, как и медь, расположены **правее** водорода.

Соли получают также, проводя ОВР между **сложными** веществами; в частности, между **солями** (например, в кислой среде, то есть в присутствии **кислоты**):



Для уравнивания запишем этот процесс в виде полуреакций:



Отметим, что если сульфита натрия взять достаточно, то он практически полностью обесцвечивает **фиолетовый** раствор  $\text{KMnO}_4$ , то есть перманганата калия (т.н. «марганцовки» – она есть почти в каждой домашней аптечке).

**О свойствах солей.** Во всех реакциях получения солей, представленных в этом разделе (кроме 29), в качестве **исходного** вещества используются тоже **соли**. Поэтому эти процессы отражают также **свойства солей**. А именно их способность вступать в реакции обмена друг с другом (уравнение 25), с **кислотами** (27), с **основаниями** (26), в том числе со **щелочами** (28). А также участвовать в ОВР с **металлами** (30 и 32), с **неметаллами** (31) и с **другими солями** (33).

## Классификация реакций

Подводя итоги рассмотренного выше материала, можно предложить следующую классификацию химических процессов и химических соединений.

Химические реакции разделяются на процессы, идущие с **изменением** ст.ок. (тип I) и **без изменения** ст.ок. (тип II).

В свою очередь реакции типа I можно подразделить на процессы **соединения** (реакция 1), **разложения** (реакция 2), **вытеснения** (29 – 32) и другие (33).

Среди взаимодействий типа II тоже есть процессы **соединения** (реакции 3, 5 – 7, 13, 14, 23 и 24), **разложения** (4), **вытеснения** (11, 12, 15, 16 и 21) и **обмена** (8, 10, 17 – 20 и 25 – 28). Среди реакций типа II выделяют особый класс взаимодействий (о которых говорилось выше) – процессы **нейтрализации** (5 – 24).

## Классификация веществ

При ознакомлении с химическими взаимодействиями различного типа мы имели дело с самыми разными веществами, которые для удобства можно классифицировать в соответствии со схемой, приведенной на рис. 9.

На основании **данной классификации** как раз и построена **современная номенклатура** веществ, рассмотренная выше, то есть названия сложных веществ, относящихся к **разным** классам, строятся **по-разному**. (На рис. 9 **класс** выделен затененным прямоугольником.)

Отметим, что приведенная классификация обусловлена широким использованием на практике **воды** в качестве **растворителя**. Поэтому к разным классам относят вещества, содержащие разные частицы, входящие в состав воды (H, O, OH).

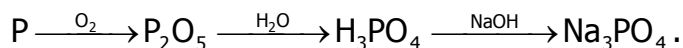
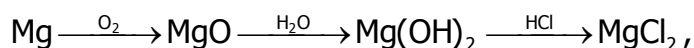
А именно: среди бинарных соединений выделяют классы кислот (HCl, H<sub>2</sub>S и т.п.) и оксидов (примеры – см. выше), а среди более сложных веществ – класс гидроксидов (кислотных, основных и амфотерных).

## Генетическая связь веществ

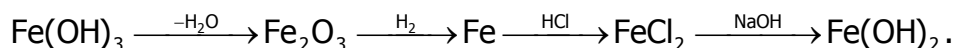
Между разными классами соединений существует **генетическая** связь, то есть связь, отражающая ступени и порядок превращения веществ **одних** классов в вещества **других**.

Так, при сжигании в кислороде **простого** соединения (например, магния или фосфора) образуется бинарное вещество – **оксид**; гидратацией его получаем **гидроксид**, который реакцией нейтрализации (соответственно с кислотой или со щелочью) переводится в **соль**.

Кратко подобные превращения отражаются схемами:



Можно осуществить также переходы по следующей схеме (это генетическая связь веществ, содержащих железо):



Напишите и уравняйте все реакции указанных превращений, используя соответствующий рассмотренный в данном пособии материал.

## Примеры решения задач по теме «Растворы, гидроксиды, соли»

**Задача 1.** Сколько граммов хлорида натрия и воды надо взять для приготовления 300 г 15%-ого (масс.) раствора?

**Решение.** Найдем массу соли. В соответствии с определением массовой доли: 15 г соли содержится в 100 г раствора,  
x г ----- в 300 г.

Откуда  $x = 15 \cdot 300 / 100 = 45$  г **соли**. Рассчитаем массу **воды**:  $300 - 45 = 255$  г.

**Задача 2.** Какой объем 20%-ой (масс.) серной кислоты (плотность 1,143 г/мл) потребуется для приготовления двух литров 0,1М раствора?

**Решение.** Найдем массу  $H_2SO_4$  в **конечном** растворе. Если  $C = 0,1$  моль/л, значит, 0,1 моль кислоты содержится в 1 л раствора. А поскольку  $M(H_2SO_4) = 98$  г/моль, то, очевидно, масса одной десятой части моля равна 9,8 г. Итак, 9,8 г кислоты находятся в 1 л раствора

x г ----- в 2 л,

поэтому  $x = 9,8 \cdot 2 / 1 = 19,6$  г  $H_2SO_4$ .

**Такая же** масса кислоты должна быть в **исходном** (20%-ом) растворе. Определим **его** массу:

20 г  $H_2SO_4$  содержится в 100 г раствора,

19,6 г ----- в x г,

и значит,  $x = 19,6 \cdot 100 / 20 = 98$  г.

Рассчитаем объем исходного раствора серной кислоты:  
 $V = 98 / 1,143 = 85,7$  мл.

**Задача 3.** Сколько воды нужно прибавить к 100 мл 20%-ого (масс.) раствора гидроксида калия с плотностью 1,176 г/мл, чтобы получить 5%-ый (масс.) раствор?

**Решение.** Найдем массу **исходного** раствора:  $m = 1,176 \cdot 100 = 117,6$  г.

Определим массу KOH в этом растворе:

20 г щелочи содержится в 100 г раствора,

x г ----- в 117,6 г,

следовательно,  $x = 23,52$  г.

Столько же гидроксида калия должно содержаться в **конечном** его растворе, то есть в 5%-ом. Рассчитаем массу этого раствора:

5 г щелочи содержится в 100 г раствора,

23,52 г ----- в x г,

и получим:  $x = 23,52 \cdot 100 / 5 = 470,4$  г.

Найдем массу воды, которую нужно добавить к **исходному** раствору:

$470,4 - 117,6 = 352,8$  г.

**Задача 4.**<sup>1</sup> Сколько нужно взять воды и кристаллогидрата<sup>2</sup>  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , содержащего 10% примесей, чтобы в результате перекристаллизации получить 0,5 кг чистого  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , если при 100<sup>0</sup>C в 100 г насыщенного раствора содержится 42,4 г сульфата меди (в пересчете на безводную соль), а при 0<sup>0</sup>C – 12,5 г  $CuSO_4$ .

<sup>1</sup> Данная задача повышенной трудности из ряда тех, что предлагаются на школьных олимпиадах.

<sup>2</sup> Это кристаллы, содержащие воду.

**Решение.** Пересчитаем массу безводной соли на массу кристаллогидрата (который в воде присутствует в основном в виде **гидратов**:  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$  и  $\text{SO}_4^{2-} \cdot \text{H}_2\text{O}$ ), исходя из значений их молярных масс:  $M(\text{CuSO}_4) = 159,6$  г, а  $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,7$  г.

159,6 г безводной соли содержится в 249,7 г кристаллогидрата,

42,4 г ----- в х г,

12,5 г ----- в у г.

Откуда:

$x = 42,4 \cdot 249,7 / 159,6 = 66,3$  г гидратов находится в 100 г раствора при  $100^\circ\text{C}$ ,

$y = 12,5 \cdot 249,7 / 159,6 = 19,6$  г гидратов находится в 100 г раствора при  $0^\circ\text{C}$ .

Определим массу **свободной** (то есть не связанной в гидраты) воды в растворе при  $100^\circ\text{C}$ :  $100 - 66,3 = 33,7$  г. Практически эта же масса свободной воды сохранится и при охлаждении данных 100 г раствора от  $100^\circ\text{C}$  до  $0^\circ\text{C}$ .

Найдем массу гидратов, которые **остаются** в растворе при охлаждении его до  $0^\circ\text{C}$ : 19,6 г гидратов содержится в 100 г раствора, то есть в  $(100-19,6)=80,4$  г воды,

х г ----- в 33,7 г воды,

и значит,  $x = 19,6 \cdot 33,7 / 80,4 = 8,2$  г.

Рассчитаем массу кристаллогидрата, выделившегося при охлаждении 100 г раствора от 100 до  $0^\circ\text{C}$ :  $66,3 - 8,2 = 58,1$  г.

Определим массы исходных веществ: кристаллогидрата (без учета примесей) и воды, которые необходимо взять, чтобы получить 500 г соли  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  после очистки перекристаллизацией:

58,1 г чистой соли – из 66,3 г исходного кристаллогидрата и 33,7 г воды,

500 г ----- – из х г ----- и у г,

следовательно, получим:  $x = 66,3 \cdot 500 / 58,1 = 570,3$  г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,

$y = 33,7 \cdot 500 / 58,1 = 289,8$  г воды.

С учетом примесей:  $m(\text{"грязной" соли}) = 570,3 + \frac{570,3 \cdot 10}{100} = 627,3$  г.

Рекомендации.

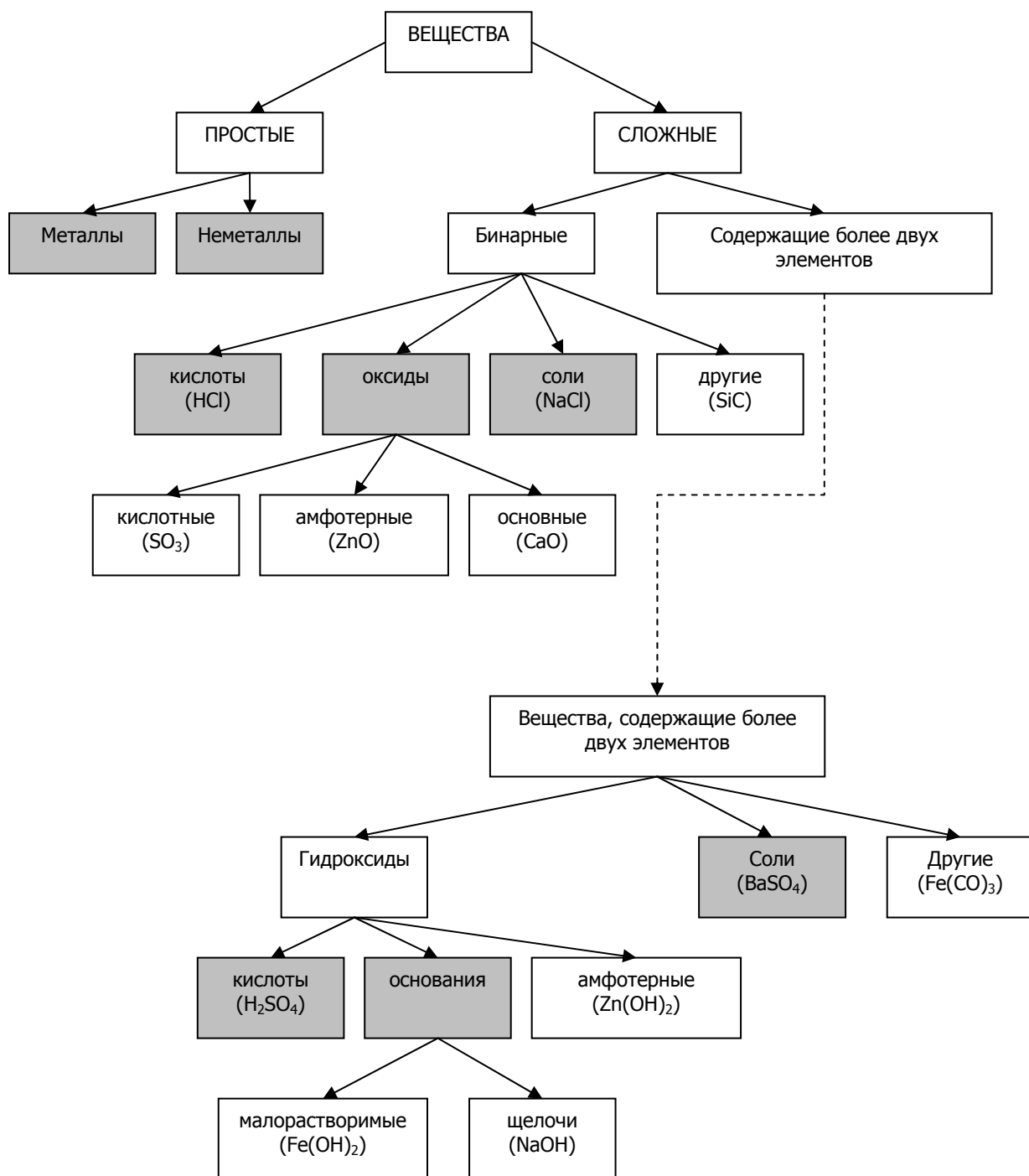
1. Чтобы научиться решать задачи, следует вначале **вдумчиво** прочитать условие и решение задания. Затем выписать условие задачи и решить ее **самостоятельно**, сравнивая в конце с решением в данном пособии. И так **несколько раз** до получения правильного результата.

2. Аналогично, чтобы научиться составлять уравнения химических реакций, в частности, представленных в этом пособии, нужно вначале **вникнуть в смысл** каждого взаимодействия, ни в коем случае не заучивая уравнения наизусть. Затем выписать левые их части и попытаться **самим** составить правые, в конце сверяя с уравнениями пособия. И так **несколько раз** до получения правильных результатов.

Желательно примерно через неделю **повторить** тренировку. И делать это столько раз, сколько будет необходимо!!!

И в заключение: «**Жизнь на Земле есть концентрированное выражение химической целесообразности.**» (Журнал «Химия и жизнь» №5 за 2003 год)





**Рис.9.** Классификация химических веществ

## Библиографический список

1. Дикерсон Р., Г.Грэй, Дж. Хейт. Основные законы химии. – М.: Мир, 1982.
2. Хомченко Г.П. Химия для подготовительных отделений. – М.: Высш. школа, 1989.
3. Николаева Р.Б. Учебное пособие по химии для 9 класса. Часть I. Термодинамика и кинетика. Растворы. Электрохимия, 2015. – Электронный вариант в научной библиотеке СФУ.
4. Николаева Р.Б. Учебное пособие по химии для 9 класса. Часть II. Химия элементов и их соединений, 2015. – Электронный вариант в научной библиотеке СФУ.
5. Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Высшая школа, 1983.
6. Аноорганикум / под ред. Кольдица. – М.: Мир, 1984.
7. Некрасов Н.В. Основы общей химии. Т.1, – М.: Химия, 1973.
8. Глинка М.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1988.
9. Реми Г. Курс неорганической химии. Том.1, – М.: Мир, 1972.
10. Полинг Л., Полинг Г. Химия. – М.: Мир, 1978.
11. Ахметов И.С.. Неорганическая химия (для 8 класса). – М.: Просвещение, 1984.
12. Корольков Д.В. Основы неорганической химии. – М.: Просвещение, 1982.
13. Терешин Г.Е. Химическая связь и строение вещества. – М.: Просвещение, 1980.
14. Овчинников К.В., Щукарев С.А. Электрон в атоме. – Л., Химия, 1972.
15. Кемпбел Дж. А. Почему происходят химические реакции? – М.: Мир, 1987.
16. Шусторович Е.М. Химическая связь. – М.: Мир, 1987.
17. Овчинников К.В., Семенов И.Н., Богданов Р.В. От атома к молекуле. – Л.: Химия, 1973.
18. Рунов Н.Н. Строение атомов и молекул. – М.: Просвещение, 1987.
19. Кан Р., Дермер О.. Введение в химическую номенклатуру. – М.: Химия, 1983.
20. Степин Б.Д.. Современная номенклатура неорганических соединений / Журнал неорганической химии, 1987. Т.32, №4, с. 843-847.
21. Николаева Р.Б. Неорганическая химия: учебное пособие в двух частях. Часть I. Теоретические основы химии. – Красноярск: СФУ, 2015. – Электронный вариант в научной библиотеке СФУ.

## Оглавление

ПРИНЯТЫЕ СОКРАЩЕНИЯ И ОБОЗНАЧЕНИЯ.....	3
ГЛАВА I. ОБЩИЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ .....	4
ГЛАВА II. СТРОЕНИЕ АТОМА .....	15
ГЛАВА III. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.....	21
ГЛАВА IV.ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ .....	29
ГЛАВА V. РАСТВОРЫ .....	34
ГЛАВА VI. ГИДРОКСИДЫ И СОЛИ .....	38
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК.....	50

Николаева Раиса Борисовна

Редактор  
Корректор

Лицензия ЛР №020372 от 22.01.92

Подписано в печать  
Бумага тип.3. Усл. изд.л.  
Тираж

Заказ

Формат 60

Заочная естественнонаучная школа  
при Красноярском государственном университете  
Управление образования администрации  
Красноярского края

Редакционно-издательский отдел.  
Подразделение оперативной печати  
Красноярского государственного университета.

660041 Красноярск, пр. Свободный, 79