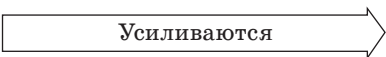
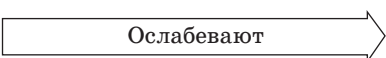


Продолжение таблицы

Относительные размеры атомов								
Металлические свойства	Ослабевают 							
Неметаллические свойства	Усиливаются 							
Кислотные свойства гидроксидов	Усиливаются 							
Основные свойства гидроксидов	Ослабевают 							

**Вопросы и задания**

1. Чему равны относительный заряд ядра и число электронов у атомов следующих элементов: Mg, Ni, Ag, Pb, Ra?
2. Определите атомный номер элемента, массовое число одного из нуклидов которого равно 26, а число нейтронов — 14.
3. Укажите состав атомных ядер изотопов: а) $^{24}_{12}\text{Mg}$; $^{25}_{12}\text{Mg}$; $^{27}_{12}\text{Mg}$; б) ^{16}O ; ^{17}O ; ^{18}O .
4. Как современная атомная теория описывает состояние электрона в атоме?
5. Что является причиной периодичности свойств атомов химических элементов?
6. Составьте электронные схемы атомов азота, магния, алюминия, фосфора, аргона.
7. Как изменяются свойства высших оксидов и соответствующих им гидроксидов в группах и периодах? Составьте их формулы для элементов IVA-группы и третьего периода.
8. Напишите уравнения реакций высших оксидов калия, кальция, фосфора и углерода с водой.

§ 3. Химическая связь

Практически все изученные вами вещества представляют собой соединения, состоящие из атомов двух или более химических элементов. Исключение составляют одноатомные молекулы благородных газов — элементов VIIIA-группы. У атомов этих элементов на внешнем электронном слое находится максимально возможное число электронов — 2 у атома гелия He и по 8 у атомов остальных элементов. Такой

электронный слой называется **завершенным** и считается самым *устойчивым*. У атомов остальных элементов внешние электронные слои являются **незавершенными**, поэтому в процессе химического взаимодействия атомы стремятся их завершить, т. е. приобрести электронное строение атома ближайшего благородного газа. Отсюда можно сделать вывод, что *соединяться, т. е. связываться* между собой, атомам выгодно с точки зрения стремления к **максимально устойчивому состоянию**. Такое взаимодействие, т. е. соединение атомов между собой, называется *химической связью*.



Химическая связь — это взаимодействие, которое связывает отдельные атомы в более сложные системы (молекулы, атомные кристаллы и др.).

Из курса химии 8-го класса вам уже известно, что химическая связь имеет **электростатическую природу**, т. е. определяется лишь силами притяжения частиц с разноименными зарядами и силами отталкивания частиц с одинаковыми зарядами. При образовании химической связи всегда **выделяется энергия**. Это является необходимым условием образования любой химической связи:



В зависимости от способа достижения атомами устойчивого электронного состояния различают три типа химической связи: ковалентную, ионную и металлическую.

Ковалентная связь

Ковалентная связь обычно возникает между атомами неметаллов, у которых на внешнем электронном слое находится от 4 до 7 электронов. Следовательно, до завершения этого слоя им не хватает немного электронов (1, 2, 3...). При сближении атомов электронные облака проникают друг в друга и перекрываются так, что между ядрами возникает область повышенного электронного заряда, которая так и называется — **область повышенной электронной плотности** (рис. 7). Другими словами, возникает **общая электронная пара**, одновременно принадлежащая обоим атомам. Эта общая пара и представляет собой *ковалентную химическую связь*.



Ковалентная связь — это связь, возникающая в результате образования общих электронных пар между двумя атомами.

При взаимодействии атомов одного и того же химического элемента общая электронная пара располагается симметрично между обоими

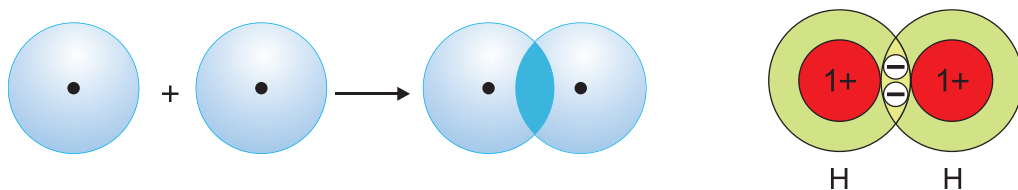


Рис. 7. Модель перекрывания электронных облаков двух атомов водорода

ядрами. Такая ковалентная связь называется **неполярной** (рис. 8). Она присуща молекулам простых веществ H_2 , O_2 , N_2 , S_8 , P_4 и др. Молекулы с неполярными ковалентными связями называются **неполярными молекулами**.

Взаимодействующие атомы могут иметь различные значения электроотрицательности (т. е. различную способность притягивать к себе общие электронные пары), например водород и хлор в молекуле HCl . В этом случае общая электронная пара смещается в сторону атома более электроотрицательного элемента, каким в данном случае является хлор:

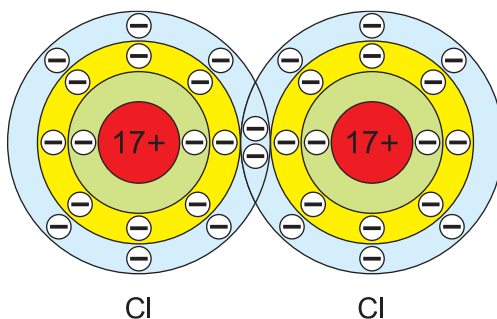
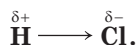


Рис. 8. Схема образования общей электронной пары в молекуле хлора



На его атоме возникает частичный (т. е. меньше 1) отрицательный заряд δ^- , а на атоме водорода — частичный положительный заряд δ^+ . В результате образуются два полюса, а сама молекула становится **полярной** (или **диполем**):



Ковалентную связь, образованную таким образом, называют **полярной**. Чем больше разность значений электроотрицательности обоих атомов, тем более полярной является химическая связь между ними.

Если атомы соединены между собой одной общей электронной парой, то такая ковалентная связь называется **одинарной**. Но между двумя атомами может возникать и большее число связей. В таких случаях

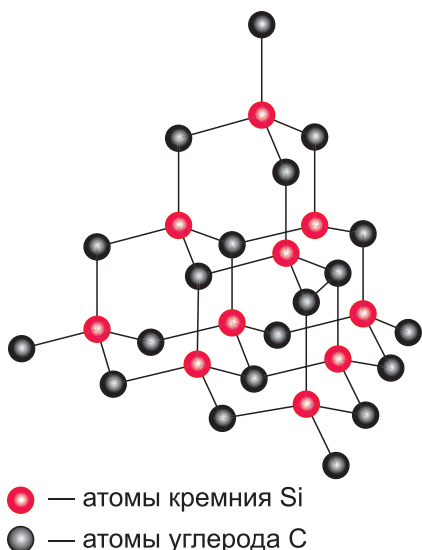


Рис. 9. Вещества с атомной кристаллической решеткой

говорят о кратности связи, понимая под этим термином *число электронных пар, участвующих в образовании ковалентной связи*. Например, в молекуле кислорода O_2 атомы связаны между собой **двойной** ковалентной связью:



а в молекуле азота N_2 атомы связаны между собой **тройной** ковалентной связью:



Кристаллические структуры, состоящие из атомов, связанных друг с другом ковалентными связями, называются **атомными кристаллами** или веществами с **атомной кристаллической решеткой**. Примерами являются алмаз C, кварц SiO_2 , карборунд SiC (рис. 9) и др. Это вещества немолекулярного строения, для которых характерна высокая прочность и твердость, высокие температуры плавления и кипения. Они нерастворимы в воде, не имеют запаха. Другие твердые вещества с ковалентными связями представляют собой **молекулярные кристаллы**, т. е. являются соединениями с **молекулярной кристаллической решеткой** (см. с. 28).

Ионная связь

При значительном различии электроотрицательностей атомов (например, при взаимодействии атома щелочного металла натрия Na с атомом галогена хлора Cl) общая электронная пара практически полностью смещается в сторону более электроотрицательного атома неметалла хлора (рис. 10). В результате такого взаимодействия и натрий и хлор будут иметь на внешнем слое по 8 электронов, т. е. столько же, сколько и атомы ближайших к ним благородных газов неона Ne и аргона Ar. Сами атомы Na и Cl, теряя и присоединяя по одному электрону, превращаются

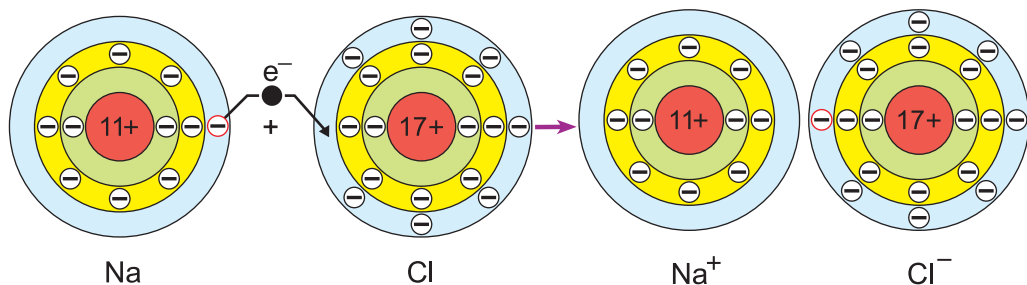


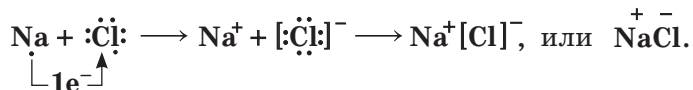
Рис. 10. Схема взаимодействия атомов натрия и хлора

в ионы Na^+ и Cl^- . Противоположно заряженные ионы притягиваются друг к другу, и между ними возникает химическая связь, которая называется **ионной связью**.



Ионная связь — это химическая связь, которая осуществляется за счет притяжения противоположно заряженных ионов.

Схема такого взаимодействия вам уже знакома:



Все ионные соединения являются твердыми веществами с *ионной кристаллической решеткой*, в узлах которой расположены положительно и отрицательно заряженные ионы.

Каждый ион окружен определенным числом ионов противоположного заряда, некоторые образуют **ионный кристалл**. Химическая формула ионного соединения отображает *простейшее* (наименьшее) *соотношение* между числами ионов во всем кристалле и в каждой формульной единице этого вещества. Примерами ионных соединений могут служить оксиды металлов (Al_2O_3 , CuO), щёлочи (KOH , Ca(OH)_2), соли (CaCl_2 , Na_2SO_4). Как правило, они являются твердыми тугоплавкими веществами, не имеющими запаха.

Металлическая связь

Как следует из самого названия, металлическая связь характерна для простых веществ металлов, у которых на внешнем электронном слое находится относительно небольшое число электронов. Эти электроны могут

сравнительно легко отрываться и свободно перемещаться по всему объему кристалла металла:



Совокупность таких электронов называют *электронным газом*. Именно эти электроны обуславливают высокую электропроводность и теплопроводность металлов, а также такие их механические свойства, как ковкость и пластичность.

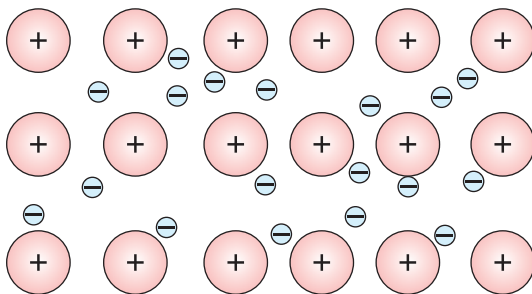


Рис. 11. Схема строения кристалла металла

При обычных условиях все металлы (исключая ртуть **Hg**) являются твердыми кристаллическими веществами. Кристаллическая решетка металлов состоит из расположенных в ее узлах положительных ионов, между которыми перемещаются валентные электроны.

Между положительно заряженными ионами металла и свободными электронами возникает прочная химическая связь, кото-

рая основана на обобществлении валентных электронов. Поэтому можно сказать, что металлическая связь является *коллективной* связью, а валентные электроны принадлежат не двум, а сразу всем атомам в кристалле металла (рис. 11).



Металлическая связь — это связь в металлах между положительно заряженными ионами посредством обобществленных электронов.

Металлы являются самыми многочисленными элементами периодической системы (их более 90). Металлы имеют много схожих химических свойств, но наряду с этим часто существенно различаются по некоторым физическим характеристикам. Так, например, большинство металлов А-групп, как правило, более мягкие и легкоплавкие, чем металлы В-групп. Например, цезий **Cs**, металл IА-группы, имеет температуру плавления 28,4 °С, а галлий **Ga** (IVА-группа) — 29,8 °С. В то же время вольфрам **W** (VIB-группа) плавится при 3420 °С, а железо (VIIIВ-группа) — при 1450 °С.

Обобщающая информация о рассмотренных типах химической связи приведена в таблице 8.

Таблица 8. Типы химической связи

Типы связей	Особенности связей	Где образуются
Ковалентная связь — связь, возникающая в результате образования общих электронных пар (общая электронная плотность в межъядерном пространстве — область перекрывания). Если связь образована одной общей парой, то такая связь считается одинарной; двумя — двойной; тремя — тройной	Неполярная связь — область перекрывания располагается на одинаковом расстоянии от центров атомов: $\text{H} \text{---} \text{H}, \text{ или } \text{H} \text{---} \text{H}$	Образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью. Например: H_2 , N_2 , P_4 , O_3
	Полярная связь — общая электронная пара смещена к одному из атомов, что приводит к образованию частичного положительного (δ^+) и частичного отрицательного (δ^-) зарядов: $\text{H} \text{---} \text{Cl}, \text{ или } \text{H}^{\delta+} \text{---} \text{Cl}^{\delta-}$	Образуется между атомами с разной электроотрицательностью. Например: HCl , NH_3 , SO_2
Ионная связь — связь между ионами за счет сил электростатического притяжения	$\text{Na (атом)} \rightarrow \text{Na} - \text{e}^- \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (ион)};$ $\text{Cl (атом)} \rightarrow \text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- \text{ (ион)};$ $\text{Na} \cdot + \cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot \rightarrow \text{Na}^+ [\text{---} \ddot{\text{Cl}} \text{---}]^-$, или $\rightarrow [\text{Na}]^+ [\text{Cl}]^-$	Образуется между атомами со значительно отличающейся электроотрицательностью, например между атомами металлов и неметаллов: NaCl , KF , BaO
Металлическая связь — связь между ионами и атомами металлов посредством свободных электронов	В упрощенном виде можно считать, что в узлах кристаллической решетки находятся катионы металлов, непрерывно изменяющие свой заряд, и свободные электроны	Образуется между атомами металлов

Межмолекулярное взаимодействие

Большинство молекул являются полярными и представляют собой диполи, которые способны притягиваться друг к другу. Такое притяжение называют **межмолекулярным взаимодействием**. Межмолекулярное взаимодействие, как и химическая связь, имеет *электростатическую природу*. Однако, в отличие от химической связи, межмолекулярное взаимодействие гораздо слабее. Тем не менее именно благодаря ему осуществляется переход веществ молекулярного строения из газообразного в жидкое, а затем и в твердое агрегатное состояние. Свидетельством тому является обыкновенная вода, которая при температурах ниже 100 °С переходит из парообразного состояния в жидкое, а при температурах ниже 0 °С — в твердое (лед).

При обычных условиях вещества молекулярного строения находятся в газообразном, жидком или твердом агрегатных состояниях. Твердые вещества этого типа, как правило, существуют в виде *молекулярных кристаллов*. В узлах их кристаллических решеток находятся молекулы, связанные между собой слабыми межмолекулярными силами. Молекулярные кристаллы обычно имеют небольшую прочность, малую твердость, невысокие температуры кипения и плавления. Многие из веществ, образующих молекулярные кристаллы, обладают запахом, так как их молекулы даже при обычных условиях могут отрываться от кристаллов и переходить в газообразное состояние. Примерами таких веществ являются ванилин, нафталин и др.



Вопросы и задания

1. Какие вещества существуют в форме свободных атомов? Объясните причину такого явления.
2. Почему большинство атомов в природе существуют в виде различных соединений?
3. Что представляет собой химическая связь? Укажите основные типы химической связи. Что общего и каковы различия между ними?
4. Дайте определение ковалентной связи. Составьте электронные формулы образования ковалентной связи в молекулах Cl_2 , O_2 и N_2 .
5. Назовите две разновидности ковалентной связи. Что между ними общего и чем они отличаются?
6. Изобразите электронные и графические формулы следующих молекул: H_2O , CH_4 , NH_3 , HBr .

7. Среди приведенных формул веществ укажите вещества с ионными, ковалентными полярными и ковалентными неполярными связями: BaCl_2 , H_2S , CaCl_2 , HBr , CO_2 , Cl_2 , NaI .
8. В чем состоит различие атомных, ионных, металлических и молекулярных кристаллических решеток? Как это сказывается на свойствах веществ с соответствующим типом решетки?

§ 4. Окислительно-восстановительные реакции

В курсе химии 8-го класса вы впервые познакомились с особой группой химических процессов — с окислительно-восстановительными реакциями (ОВР). Поскольку такие реакции очень важны в природе и жизни человека, вам необходимо научиться составлять их химические уравнения. Для этого нужно вспомнить, что такое степень окисления и в чем заключается суть процессов окисления и восстановления.

Степень окисления

Как вы уже знаете, при образовании ковалентной полярной или ионной химической связи происходит смещение электронов от атомов с меньшей электроотрицательностью к атомам, у которых она больше. Поскольку при этом электроны смещаются не полностью, на атомах возникают частичные положительные и отрицательные заряды $\delta+$ и $\delta-$. Для характеристики такого состояния атомов в химических соединениях условились считать эти заряды не частичными, а целыми. Такой условный целочисленный заряд атома называют *степенью окисления*. Для ее обозначения в формуле вещества над символом химического элемента сначала ставится знак «+» или «-», а затем — целое число, например: $\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}_2}$.

При определении величины степени окисления атомов в веществе условно допускают, что все электроны, участвующие в образовании химических связей, полностью смещаются к атомам более электроотрицательного элемента и, следовательно, вещество состоит из положительно и отрицательно заряженных ионов.



Степень окисления атома — это его условный заряд в химическом соединении, если предполагать, что соединение состоит из ионов.

Степень окисления может принимать значения от -4 до $+8$. Она равна нулю у атомов, входящих в состав только простых веществ — всех металлов и неметаллов. Для атомов некоторых элементов, входящих в состав