

Вопросы и задания

1. Сколько электронов может располагаться на одной орбитали?
2. Сколько орбиталей имеется на первом и на втором энергетических уровнях соответственно?
3. Определите степени окисления элементов в следующих соединениях: HF, H₂SO₄, H₂, NH₃, CH₄.
4. Почему бериллий, имеющий электронную конфигурацию $1s^2 2s^2$, является активным металлом, тогда как гелий с похожей электронной конфигурацией внешнего энергетического уровня ($1s^2$) — благородным газом?
5. В чём уникальность строения атома углерода, позволяющего ему быть основой для молекул миллионов органических соединений?
6. Химический элемент, электронная конфигурация которого $\dots 2s^2 2p^2$, образует оксид, массовая доля кислорода в котором равна 72,7 %. Приведите химический символ элемента и формулу оксида.
7. Какие из приведённых электронных конфигураций соответствуют основному состоянию атома, а какие — возбуждённому:
а) $1s^2 2s^2 2p^2$; б) $1s^2 2s^1 2p^2$; в) $1s^2 2s^2 2p^5$; г) $1s^2 2s^2 2p^6$; д) $1s^2 2s^1 2p^3$?

§ 3. Типы химической связи

Из курса химии 7–9-го классов вы знаете, что при обычных условиях атомы большинства химических элементов в свободном виде (по отдельности) не существуют. Даже в простых веществах атомы связаны друг с другом химическими связями. Исключением являются лишь благородные газы.

Например, простое вещество водород состоит из молекул H₂, в которых два атома водорода связаны одной ковалентной связью: H—H.

Химическая связь — взаимодействие, связывающее отдельные атомы в химические соединения (молекулы или кристаллы).

Участвовать в образовании химических связей могут только те электроны, которые слабее всего связаны с ядром, то есть электроны внешнего энергетического уровня. Такие электроны называются *валентными*.

Валентные электроны принято обозначать точками, которые окружают символ химического элемента. Такие формулы называются *электронными формулами*.



электронные формулы атомов водорода и углерода

Видно, что атомы водорода и углерода имеют незавершённые электронные оболочки, поэтому отдельные атомы водорода и углерода не могут существовать при обычных условиях. В отличие от них атомы благородных газов, имеющие завершённые электронные оболочки, устойчивы. Электронные формулы атомов благородных газов гелия и неона следующие:



Окружность вокруг электронной формулы указывает на завершённость внешнего слоя. То есть атом гелия имеет завершённую двухэлектронную, а атом неона — восьмиэлектронную внешнюю оболочку. Отсюда следует важный вывод — атомы будут стремиться сформировать стабильные завершённые электронные оболочки за счёт отдачи, присоединения либо обобществления электронов. При этом образуются химические связи.

Пример 1. *Образование ионной связи между литием и фтором.*

На внешнем электронном слое атома лития находится один электрон, поэтому атом лития легко отдаёт этот электрон, приобретая завершённую электронную оболочку, как у ближайшего благородного газа — гелия. На внешнем слое атома фтора располагается семь электронов, поэтому фтор, наоборот, легко присоединяет один электрон, приобретая завершённую восьмиэлектронную внешнюю оболочку, как у атома неона:

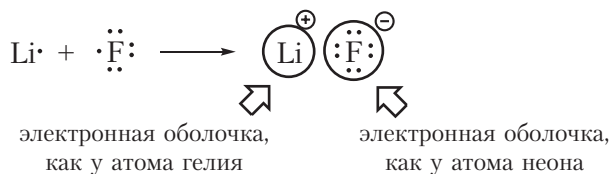
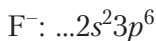
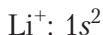


Рис. 3.1. Образование ионной связи между литием и фтором

При образовании фторида лития электрон от атома лития переходит к атому фтора. В результате образуются ионы Li^+ и F^- . Электронные конфигурации ионов Li^+ и F^- такие же, как у атомов гелия и неона соответственно:



Разноимённо заряженные ионы притягиваются друг к другу. Такая связь называется ионной. Ионная связь образуется между атомами металла

и неметалла. Ионная связь имеется в солях (NaCl , KF), оксидах металлов (Na_2O , K_2O), гидроксидах металлов (NaOH , KOH).

Пример 2. Образование ковалентной связи в молекуле водорода H_2 .

На внешнем слое атома водорода имеется один неспаренный электрон. Поскольку при образовании молекулы водорода между собой взаимодействуют одинаковые атомы, электрон не будет переходить от одного атома к другому и разноимённо заряженные ионы образовываться не будут. Вместо этого неспаренные электроны двух атомов водорода образуют общую электронную пару. При этом каждый атом водорода приобретает завершённую электронную оболочку, как у атома гелия:

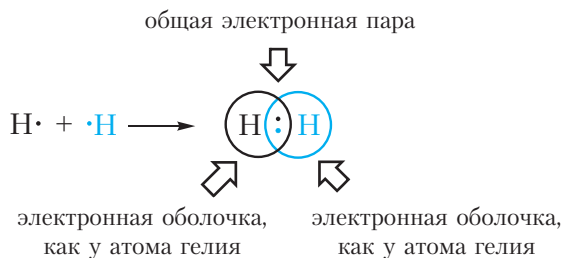


Рис. 3.2. Образование ковалентной связи в молекуле водорода

Связь, образованную посредством общих электронных пар, называют ковалентной. В формулах ковалентную связь (общую электронную пару) обозначают чёрточкой. Например, формулу молекулы водорода можно записать $\text{H}—\text{H}$. Такая формула называется структурной. Она показывает не только состав, но и строение молекулы.

Ковалентная связь образуется между атомами неметаллов. Ковалентная связь имеется в простых веществах неметаллов (H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2), оксидах неметаллов (CO_2 , SO_2), кислотах (HCl , H_2SO_4).

Мы рассмотрели два типа химической связи — ковалентную и ионную. *Ковалентная связь* образуется между атомами *неметаллов*. Посредством *ионной связи* соединяются *металлы с неметаллами*.

При взаимодействии атомов металлов друг с другом возникает третий тип химической связи — *металлическая связь*. Подробно с этим типом связи вы знакомились в курсе химии 9-го класса. Напомним, что металлическая связь имеется в простых веществах, образованных металлами, например Na , K , Fe , и в металлических сплавах.

Существует три типа химической связи: ковалентная, ионная и металлическая.

Ковалентная связь образуется между атомами неметаллов в простых веществах (H_2 , F_2 , O_2), оксидах неметаллов (H_2O , CO_2), кислотах (HF , HCl , H_2SO_4 , HNO_3).

Ионная связь образуется между атомами металла и неметалла в солях ($NaCl$, KF), оксидах металлов (K_2O , BaO), гидроксидах металлов ($NaOH$, KOH).

Металлическая связь образуется между атомами металлов в простых веществах (Na , K , Cu) и металлических сплавах.

Вопросы и задания

1. Почему атомы большинства химических элементов не существуют при обычных условиях в свободном виде (в виде несвязанных между собой атомов)? Имеются ли исключения из этой закономерности?

2. Что такое валентные электроны? Укажите число валентных электронов в атомах водорода, углерода, азота.

3. При помощи электронных формул изобразите образование ковалентных связей в молекулах F_2 и N_2 . Электронную оболочку какого благородного газа приобретают атомы, образовавшие химическую связь в данных молекулах?

4. Определите тип химической связи в веществах: I_2 , H_2O , KCl , Na_2S , CO_2 , O_2 , CH_4 , Cu .

§ 4. Ковалентная связь

Основным типом химических связей в органических соединениях является ковалентная связь. Рассмотрим механизм её образования и основные характеристики.

Простейший пример соединения с ковалентной связью — молекула водорода H_2 . Атом водорода состоит из положительно заряженного ядра и одного неспаренного электрона, занимающего $1s$ -орбиталь. При сближении двух атомов водорода происходит перекрывание их электронных облаков:

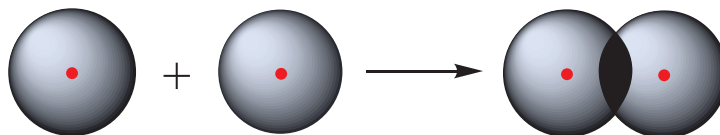


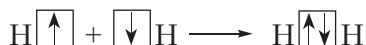
Рис. 4.1. Схема перекрывания электронных облаков атомов водорода

В результате в пространстве между ядрами происходит увеличение электронной плотности, то есть в этой области концентрируется отрицательный заряд. Этот отрицательный заряд притягивает положительно заряженные ядра, и между атомами формируется химическая связь. Образуется молекула водорода H—H , или H_2 . Такая связь называется **ковалентной**. Чем больше перекрываются электронные облака атомов, тем прочнее будет ковалентная связь.

Схему образования ковалентной связи между атомами водорода можно представить следующим образом:



или:



Из представленной схемы видно, что ковалентная связь осуществляется посредством *общей электронной пары*. В электронных формулах электронную пару обычно обозначают двумя точками, расположенными между атомами. Если вокруг таких атомов описать окружности, видно, что каждый атом водорода в молекуле имеет завершённую электронную оболочку, как у атома гелия:



В структурных формулах ковалентная связь обозначается чёрточкой:



Используя понятие общей электронной пары, можно дать краткое определение ковалентной связи.

Ковалентная связь — химическая связь, образованная посредством общих электронных пар.

В молекуле водорода общая электронная пара формируется за счёт неспаренных электронов двух атомов водорода. Следовательно, можно заключить, что число ковалентных связей, которое может образовать элемент, равно числу неспаренных электронов в его атоме.

Например, в атоме водорода один неспаренный электрон, поэтому водород может образовать только одну ковалентную связь. Число ковалентных связей, которое образует данный атом в химическом соединении, называется его *валентностью*. Например, поскольку валентность водорода равна единице, то в структурных формулах от символа H следует рисовать одну чёрточку: H—H , H—Cl .

Рассмотрим основные характеристики ковалентной связи.

Кратность ковалентной связи

На внешнем слое атома фтора имеется один неспаренный электрон, поэтому валентность фтора в соединениях равна единице.



От символа F в структурных формулах следует рисовать одну чёрточку: F—F, H—F.

На рисунке 4.2. показана схема образования ковалентной связи в молекуле фтора:

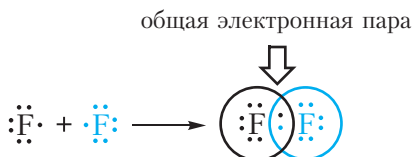
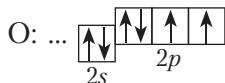


Рис. 4.2. Схема образования одинарной ковалентной связи в молекуле фтора F₂

В молекуле фтора атомы связывает одна общая электронная пара. Такая связь называется *одинарной*.

На внешнем слое атома кислорода имеется два неспаренных электрона, поэтому валентность кислорода в соединениях равна двум.



От символа O в структурных формулах следует рисовать две чёрточки: O=O, H—O—H.

На рисунке 4.3 показана схема образования ковалентной связи в молекуле кислорода:

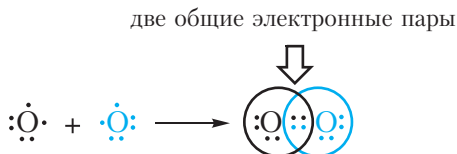
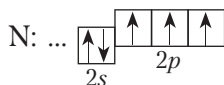


Рис. 4.3. Схема образования двойной ковалентной связи в молекуле кислорода O₂

В молекуле кислорода атомы связывают две электронные пары. Такая связь называется *двойной*. Двойная связь прочнее одинарной.

На внешнем слое атома азота имеется три неспаренных электрона, поэтому валентность азота в соединениях равна трём.



От символа N в структурных формулах следует рисовать три чёрточки:



На рисунке 4.4. показана схема образования ковалентной связи в молекуле азота:

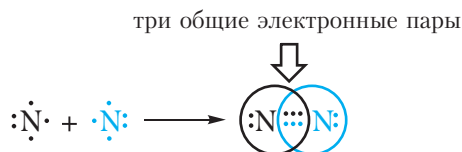
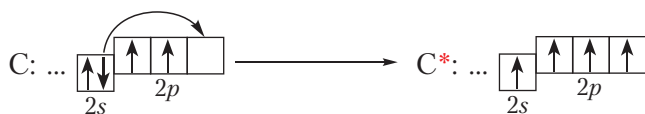


Рис. 4.4. Схема образования тройной ковалентной связи в молекуле азота N_2

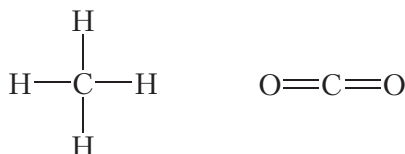
В молекуле азота атомы связывают три электронные пары. Такая связь называется *тройной*. Тройная связь прочнее одинарной и двойной.

Двойные и тройные связи имеют общее название **кратные**.

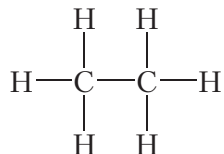
В основном состоянии на внешнем слое атома углерода имеется два неспаренных электрона. Однако, атом углерода легко переходит в возбуждённое состояние, в котором имеется четыре неспаренных электрона:



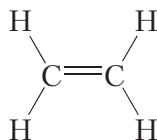
В связи с этим валентность углерода может быть равна четырём. В большинстве соединений углерод четырёхвалентен. Поэтому в структурных формулах от символа C следует рисовать четыре чёрточки:



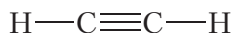
Атомы углерода могут связываться между собой как одинарными, так и кратными связями. Например, в молекуле *этана*, имеющего состав C_2H_6 , атомы углерода образуют только одинарные связи:



Двойной ковалентной связью атомы углерода соединены между собой в молекуле *этилена* (C_2H_4):



Тройная связь между атомами углерода имеется в молекуле *ацетилена* (C_2H_2):



Энергия и длина ковалентной связи

Важнейшими характеристиками ковалентной связи являются её **энергия** и **длина**.

Энергия, которую необходимо затратить для разрыва химической связи, называется **энергией связи**. Энергия связи измеряется в кДж/моль. Чем прочнее связь, тем больше энергии необходимо затратить на её разрыв, следовательно, тем больше энергия связи.

Энергия кратных связей больше, чем одинарных (табл. 4.1). Это вполне понятно, так как для разрушения двух или трёх связей требуется затратить больше энергии, чем для разрыва одной связи.

Атомы, соединённые химической связью, находятся на определённом расстоянии друг от друга. Расстояние между ядрами атомов, образующих связь, называется **длиной связи**.

Из данных таблицы 4.1 видно, что в ряду *этан* — *этилен* — *ацетилен*, с ростом кратности длина связи углерод-углерод уменьшается. То есть при образовании кратных связей атомы сильнее притягиваются друг к другу.

Таблица 4.1. Энергия и длина связи углерод-углерод в некоторых молекулах

Название вещества	Структурная формула	Энергия связи углерод-углерод, кДж/моль	Длина связи углерод-углерод, нм
Этан	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $	350	0,154
Этилен	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C}=\text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $	612	0,134
Ацетилен	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	833	0,120

Полярность ковалентной связи

В молекуле водорода H_2 ковалентная связь образуется между атомами одного элемента, поэтому общая электронная пара располагается симметрично (посередине) между ядрами атомов. Такая связь называется *ковалентной неполярной*.

Пример 1. Ковалентной неполярной связью соединяются между собой атомы неметаллов в простых веществах $\text{H}-\text{H}$, $\text{F}-\text{F}$, $\text{Cl}-\text{Cl}$, $\text{O}=\text{O}$, $\text{N}\equiv\text{N}$.

Кроме того, ковалентная неполярная связь образуется между атомами углерода в этане $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$, этилене $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ и ацетилене $\text{HC}\equiv\text{CH}$.

При образовании ковалентной связи между атомами разных химических элементов общая электронная пара смещается к более электроотрицательному атому. Такая связь называется *ковалентной полярной*.

Напомним, что **электроотрицательность** — это способность атома в химическом соединении притягивать к себе электроны других атомов. Самый электроотрицательный элемент — фтор (ЭО — 4,1).

Пример 2. Ковалентная полярная связь в молекуле фтороводорода HF .

Молекула $\text{H}-\text{F}$ образована атомами водорода и фтора. Электроотрицательность фтора выше, чем водорода, поэтому общая электронная пара будет смещена к более электроотрицательному атому фтора (рис. 4.5).

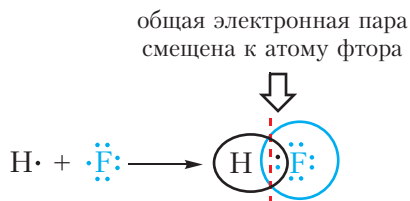
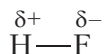


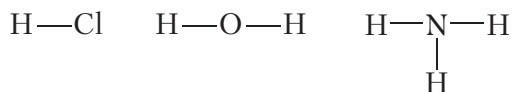
Рис. 4.5. Схема образования ковалентной связи в молекуле фтороводорода HF

В результате на атоме фтора возникает частичный отрицательный заряд, на атоме водорода — частичный положительный. Частичные, а не полные заряды возникают вследствие того, что общая электронная пара смещается к атому фтора, но полного перехода электрона от одного атома к другому не происходит. Частичный заряд обозначается греческой буквой δ (дельта):



Связь между атомами водорода и фтора является *ковалентной полярной*.

Ковалентная полярная связь возникает между атомами неметаллов с различной электроотрицательностью, например в молекулах хлороводорода, воды, аммиака:



Чем сильнее различаются между собой электроотрицательности атомов, образующих ковалентную связь, тем больше будут частичные заряды на атомах и тем более полярной будет связь.

Пример 3. Ковалентные полярные связи в молекулах фтороводорода HF и хлороводорода HCl.

Таблица 4.2. Электроотрицательности и частичные заряды на атомах в молекулах HF и HCl

Название вещества	Электроотрицательности элементов	Частичные заряды на атомах
Фтороводород	$\begin{array}{c} 2,2 \quad 4,1 \\ \text{H} - \text{F} \end{array}$	$\begin{array}{c} +0,43 \quad -0,43 \\ \text{H} - \text{F} \end{array}$
Хлороводород	$\begin{array}{c} 2,2 \quad 2,8 \\ \text{H} - \text{Cl} \end{array}$	$\begin{array}{c} +0,18 \quad -0,18 \\ \text{H} - \text{Cl} \end{array}$

Из таблицы 4.2 видно, что частичные заряды на атомах в молекуле HF значительно больше, чем в молекуле HCl. Следовательно, связь в молекуле HF более полярна, чем в HCl.

Ковалентная связь осуществляется посредством общих электронных пар. В электронных формулах общую электронную пару обозначают двумя точками, расположенными между атомами. В структурных формулах ковалентную связь обозначают чёрточкой.

Ковалентная связь образуется между атомами неметаллов. Между атомами одного и того же неметалла возникает ковалентная неполярная связь. Между атомами разных неметаллов — ковалентная полярная.

Ковалентная связь бывает одинарной, двойной и тройной. Двойная и тройная связи называются кратными.

Чем прочнее связь, тем больше энергия связи. Энергия кратных связей выше энергии одинарных связей. Кратные связи короче одинарных связей.

Вопросы и задания

1. При помощи электронных формул изобразите образование ковалентных связей в молекулах HCl, H₂O, NH₃, CH₄. Укажите валентности элементов в этих веществах.

2. Учитывая, что валентность водорода и хлора равна единице, углерода — четырёх, а кислорода — двум, напишите структурные формулы молекул: CCl₄, CO₂, CH₃Cl, C₂H₆, C₂H₄, C₂H₂, C₂H₅Cl.

3. В какой молекуле, H₂O или NH₃, ковалентные связи более полярные? Составьте структурные формулы этих молекул и укажите знаки частичных зарядов на атомах.

4. Напишите структурную формулу пероксида водорода H₂O₂. Укажите полярные и неполярные связи.

5. В какой молекуле, O₂ или H₂O₂, энергия связи кислород-кислород больше?

6. При сильном нагревании может происходить разрыв связей в молекулах. При этом молекулы распадаются на атомы. Какое вещество, Cl₂ или N₂, будет более устойчиво к нагреванию (термически устойчиво)?