

# Химия

## Урок № 6

Тема: «Ковалентная химическая связь. Металлическая связь».



### Содержание

Ковалентная связь. Понятие о валентности и химической связи. Образование ковалентной связи. Образование ковалентной связи на примере некоторых молекул. Ковалентные полярная и неполярная связи. Электроотрицательность атома. Алгоритм составления схемы образования ковалентной связи (на примере  $H_2S$ ). Вещества молекулярного строения. Закон постоянства состава. Ионная связь. Алгоритм составления схемы образования ионной связи (на примере  $K_3N$ ). Вещества немолекулярного строения. Металлическая связь. Водородная связь. Проверим, как Вы поняли и запомнили пройденный материал. Проверим, как Вы поняли и запомнили пройденный материал. Проверьте свои ответы.

### Содержание

Практическая работа № 2 «Ионная химическая связь» (Естествознание). Степень окисления и валентность. Понятие степени окисления. Вопросы и задачи для подготовки к контрольной работе. Вопросы и задачи для подготовки к контрольной работе. Определение степени окисления атома в соединении. Составление химических формул бинарных соединений по степеням окисления. Проверим, как Вы поняли и запомнили пройденный материал. Проверим, как Вы поняли и запомнили пройденный материал. Проверьте свои ответы. И использованные источники.

### на сайте НКСЭ:

Преподавателям → Методическая копилка → ЦМК Математических и естественнонаучных дисциплин → **Кузьмина Ирина Викторовна**

### В библиотеке:

«Сетевые ресурсы» → «Справочная информация для студентов» →  
→ **Кузьмина Ирина Викторовна** → «Химия» → «Неорганическая химия»

### Лекция

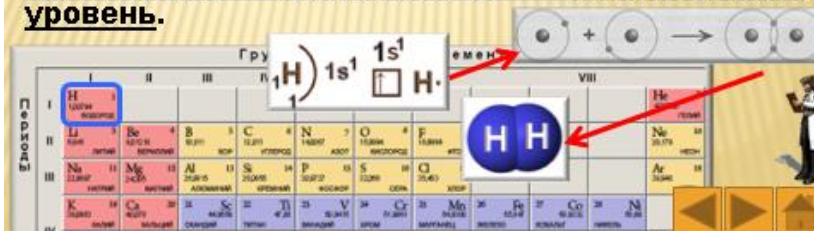
**Цель:** изучить ковалентную и металлическую химическую связь.

**Задачи:**

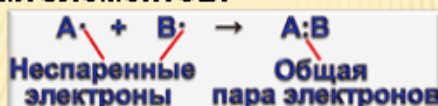
- повторить изученные в школе сведения о ковалентной химической связи,
- углубить свои знания о ковалентной химической связи,
- повторить изученные в школе сведения о металлической химической связи,
- углубить свои знания о металлической химической связи.

## Ковалентная химическая связь

Согласно теории ковалентной связи, атомы приобретают устойчивую электронную конфигурацию путём образования одной или нескольких общих для взаимодействующих атомов электронных пар. В образовании электронной пары принимают участие оба атома, каждый предоставляет по одному неспаренному электрону. (Возможен иной механизм образования ковалентной связи – **донорно-акцепторный**.) При этом **каждый атом приобретает завершённый энергетический уровень**.



**В общем виде механизм образования ковалентной связи можно представить схемой, на которой образующуюся общую электронную пару указывают двумя точками между символами элементов:**



В результате между ядрами образуется сгущение отрицательного заряда, которое притягивает к себе ядра атомов и уменьшает силы их взаимного отталкивания.

**Ковалентная связь** – это химическая связь между атомами, осуществляемая с помощью общих электронных пар.



В образовании химической связи принимают участие не все валентные электроны атома, а только неспаренные.

В атомах элементов главной подгруппы VII группы один неспаренный электрон, а в атомах элементов главной подгруппы VI группы – два и т. д. Число неспаренных валентных электронов в атомах элементов главных подгрупп IV–VII групп показано в таблице, где знак Э обозначает символ элемента, а валентные электроны для наглядности обозначены точками вокруг него.

Группа	IV	V	VI	VII
Число валентных электронов	4	5	6	7
Валентные электроны	$\cdot \ddot{\text{Э}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{Э}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{Э}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{Э}} \cdot$
Число неспаренных электронов	4	3	2	1

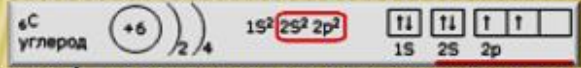


**Число неспаренных электронов** в атомах элементов главных подгрупп IV–VII групп можно определить и по формуле:

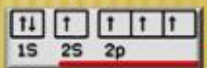
**Число неспаренных электронов = 8 – номер группы**

Группа	IV	V	VI	VII
Число валентных электронов	4	5	6	7
Валентные электроны	$\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$
Число неспаренных электронов	4	3	2	1

**Примечание:** у атомов элементов главной подгруппы IV группы в обычном состоянии всего 2 неспаренных электрона:



В этом случае 4 неспаренных электрона у элементов появляется только в возбужденном состоянии:



**Электронная формула молекулы** состоит из символов элементов, вокруг которых точками обозначены валентные электроны (т. е. электроны внешнего уровня), а между ними – связывающие электронные пары.



Если в электронной формуле общую электронную пару заменить чёрточкой, то получится **структурная формула молекулы**.

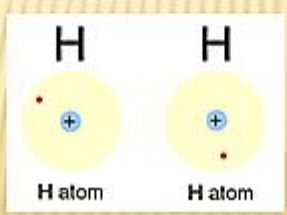
**Структурная формула** – это формула молекулы, в которой каждая общая электронная пара изображается чёрточкой.



**Формулы некоторых веществ**

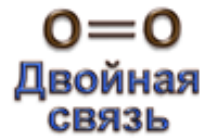
Вещества	Формулы		
	молекулярные	электронные	структурные
Водород	$\text{H}_2$	$\text{H}:\text{H}$	$\text{H}-\text{H}$
Аммиак	$\text{NH}_3$	$\begin{array}{c} \text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
Метан	$\text{CH}_4$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}:\text{C}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$

**Модель молекулы вещества**



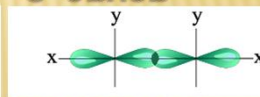
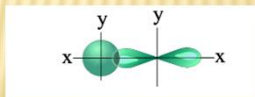
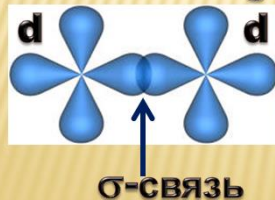
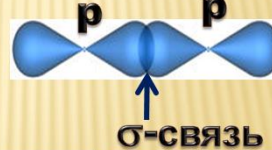
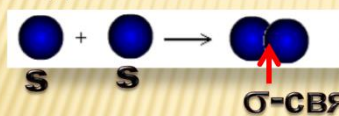
**Электронная и структурная формулы** показывают **порядок соединения атомов** в молекуле и **число связей** между атомами.

**Ковалентные связи** могут быть **одинарными, двойными и тройными**, что **определяется числом электронов, недостающих до завершения внешнего энергетического уровня атома.**

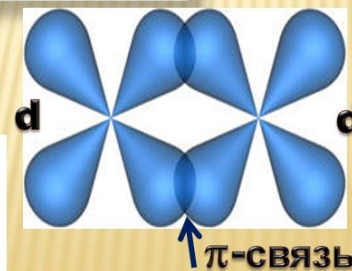
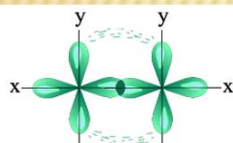
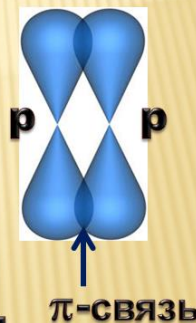
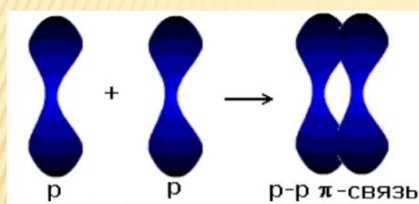


Электронные облака имеют различную форму, их взаимное перекрывание может осуществляться разными способами, в зависимости от способа перекрывания и симметрии образующегося облака различают  $\sigma$ -,  $\pi$ - и  $\delta$ -связи.

**Сигма-связи ( $\sigma$ )** осуществляются при перекрывании облаков вдоль линии соединения атомов.



**Пи-связи ( $\pi$ )** возникают при перекрывании электронных облаков по обе стороны от линии соединения атомов.





## Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи

При взаимодействии частиц, одна из которых имеет пару электронов **A:** (донор), а другая – свободную орбиталь  $\square$ **B** (акцептор) образуется ковалентная связь которая называется **донорно-акцепторной**.



## Алгоритм составления схемы образования ковалентной связи (на примере $H_2S$ )

### 1. Определяем вид связи между атомами.

Определяем электроотрицательности элементов и их разность:

$$\text{ЭО}(H) = 2,1 \quad \text{ЭО}(S) = 2,6$$

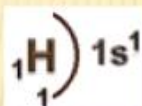
$$\Delta\text{ЭО}(H-S) = |2,1 - 2,6| = 0,5$$

**Связь H-S ковалентная полярная**, так как  $\Delta\text{ЭО} \leq 1,7$ .

Период	Группы	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII
1	1	H																	He
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn											

### 2. Составляем электронные схемы и электронные формулы атомов:

**Водород** располагается в I периоде, следовательно, у него **1 энергетический уровень**; в **1 группе, главной подгруппе**, следовательно на внешнем энергетическом уровне у него **1 электрон**:



**Сера** располагается в III периоде, следовательно, у неё **3 энергетических уровня**; в **VI группе, главной подгруппе**, следовательно на внешнем энергетическом уровне у неё **6 электронов**, **валентными** являются s- и p-электроны внешнего энергетического уровня –  **$3s^2 3p^4$**  (учитываем что сумма валентных электронов равна номеру группы):

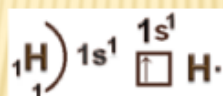


### 3. Распределяем валентные электроны по орбиталям.

**Вспомните:** валентные электроны каждого атома можно обозначить точками вокруг символа элемента.

**Валентным** у **водорода** является  $1s^1$  электрон.

**Валентными** у **серы** являются электроны внешнего энергетического уровня –  $3s^2 3p^4$ . (Число неспаренных электронов можно подсчитать по формуле:  $8 - 6 = 2$ ).



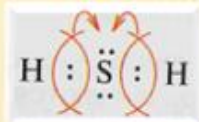
### 4. Показываем взаимодействие атомов и составляем электронную и структурную формулы образовавшейся молекулы.

До завершения внешнего электронного слоя атому серы не хватает двух электронов, поэтому при образовании молекулы  $\text{H}_2\text{S}$  возникают две пары общих электронов.



### 5. Определяем смещение электронной плотности.

Общие электронные пары смещены в сторону атома серы, потому что он более электроотрицателен:



### 6. Показываем перекрывание орбиталей при образовании химической связи.

В образовании связи участвуют **s-орбитали водорода**, имеющие форму шара и **две p-орбитали серы** имеющие форму гантелей:





Если нужно показать перекрывание орбиталей **вспомним**, что:

Форма орбиталей      Группа

$1\text{H} \left( \begin{array}{c} 1s^1 \\ 1 \end{array} \right) \text{H} \cdot$       s

$17\text{Cl} \left( \begin{array}{c} 1s^2 \\ 2s^2 \\ 2p^6 \\ 3s^2 \\ 3p^5 \end{array} \right) \text{Cl} \cdot$       p      VII A

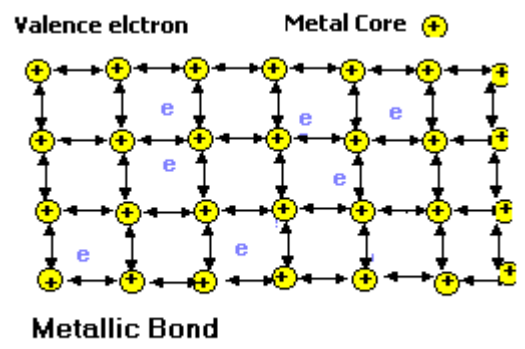
$8\text{O} \left( \begin{array}{c} 1s^2 \\ 2s^2 \\ 2p^4 \end{array} \right) \text{O} \cdot$       Две p-орбитали      VI A

$7\text{N} \left( \begin{array}{c} 1s^2 \\ 2s^2 \\ 2p^3 \end{array} \right) \text{N} \cdot$       Три p-орбитали      V A

№ периода	Орбитали	Число орбиталей		Максимальное число электронов на подуровне	
		в подуровне	в уровне	на подуровне	на уровне
I	1s	□	1	2	2
II	2s	□	4	2	8
	2p	□□□		6	
III	3s	□	9	2	

**Металлическая** — это связь между положительными ионами металлов и оторвавшимися электронами.

Атомы металлов отдают наружные электроны и превращаются в положительно заряженные ионы. Оторвавшиеся от атомов электроны образуют «электронный газ», который равномерно распределяется между всеми ионами и соединяет их.



S Paul

**Водородная** — это связь которая образуется между атомом водорода одной молекулы и атомом сильно электроотрицательного элемента другой молекулы. Возникновение водородной связи приводит к ассоциации (соединению) молекул. Она характерна для веществ в жидком и твердом состояниях.

$\text{H-F} + \text{H-F} = \text{H-F} \cdots \text{H-F}$  или  $\text{H-F} \cdots \text{H-F}$

↑ водородная связь ↑

**Наличие водородных связей объясняет отклонение свойств некоторых соединений.**

**Примечание:** более полно с материалом можно познакомиться по презентации. По вопросам, приведенным в презентации, проверьте себя, насколько хорошо вы поняли материал.

Все возникшие вопросы можете задать на следующем уроке.