**Дата** 19.01.2021

**Группа** 20-ЭК-1д

**Дисциплина** Естествознание (химия)

**Тема Строение вещества. Химическая связь**

Вещества состоят из ***связанных атомов***. Силы, которые обусловливают связь между атомами, получили название **«химическая связь»**. По своей природе эти силы являются электростатическими. Они представляют собой различные виды взаимодействия электрических зарядов (электронов и ядер взаимодействующих атомов).

Результатом связывания атомов является образование более сложных структур – ***молекул, молекулярных ионов, свободных радикалов,*** а также **ионных, атомных и металлических кристаллических решеток**.

Существование этих структур обусловлено различными типами химической связи. Важнейшие из них: **ковалентная, ионная, металлическая, водородная связи**.

        *Ковалентная связь* является причиной образования большинства молекул, молекулярных ионов, свободных радикалов и атомных кристаллических решеток.

        *Ионная связь* обусловливает существование молекул ионных соединений и ионных кристаллических решеток.

        *Металлическая связь*существует в простых веществах-металлах.

        *Водородная связь* существует внутри молекул определенных веществ, а также возникает между молекулами некоторых веществ.

Типы химической связи и их основные отличительные признаки

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Химическая связь** | **Связываемые атомы** | **Характер элементов** | **Процесс в электронной оболочке** | **Образующиеся частицы** | **Кристаллическая решетка** | **Характер вещества** | **Примеры** |
| **Ионная** | Атом металла и атом неметалла | Электрополо- жительный и электро- отрицательный | Переход валентных электронов | Положительные и отрицательные ионы | Ионная | Солеобраз- ный | NaCl CaO NaOH |
| **Ковалентная** | Атомы неметаллов (реже-атомы металлов) | Электроотрица- тельный реже электрополо- жительный | Образование общих электронных пар, заполнение молекулярных орбиталей | Молекулы | Молекулярная | Летучий или нелетучий | Br2 CO2 C6H6 |
| --------- | Атомная | Алмазоподоб ный | Алмаз Si SiC |
| **Металличес кая** | Атомы металлов | Электрополо- жительный | Отдача валентных электронов | Положительные ионы и электронный газ | Металлическая | Металличес- кая | Металлы и сплавы |

***Ковалентная связь***

Ковалентная связь образуется за счёт общих электронных пар, возникающих в оболочках связываемых атомов.

|  |
| --- |
| **Она может быть образована атомами одного итого же элемента и тогда она неполярная; например, такая ковалентная связь существует в молекулах одноэлементных газов H2, O2, N2, Cl2 и др.** |

|  |
| --- |
| **Ковалентная связь может быть образована атомами разных элементов, сходных по химическому характеру, и тогда она полярная; например, такая ковалентная связь существует в молекулах H2O, NF3, CO2. Ковалентная связь образуется между атомами элементов,** |

Необходимо ввести понятие электроотрицательность. **Электроотрицательность - это способность атомов химического элемента оттягивать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.**

[https://3.bp.blogspot.com/-YFIE_HSYtgI/WF1sCvU7I_I/AAAAAAAAAWc/xJV4HQhLZAsbw-J2UPOd_tMQLuOCEr7GwCLcB/s1600/%25D0%2591%25D0%25B5%25D0%25B7%25D1%258B%25D0%25BC%25D1%258F%25D0%25BD%25D0%25BD%25D1%258B%25D0%25B9.png](https://3.bp.blogspot.com/-YFIE_HSYtgI/WF1sCvU7I_I/AAAAAAAAAWc/xJV4HQhLZAsbw-J2UPOd_tMQLuOCEr7GwCLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

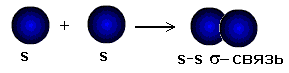
ряд электроотрицательностей

Относительные электроотрицательности элементов (по Полингу)

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| группа | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII | | | |
| период |
| 1 | H 2,1 |  |  |  |  |  |  |  | | | He - |
| 2 | Li 0,97 | Be 1,47 | B 2,01 | C 2,50 | N 3,07 | O 3,5 | F 4,10 |  | | | Ne - |
| 3 | Na 1,01 | Mg 1,23 | Al 1,47 | Si 1,74 | P 2,1 | S 2,6 | Cl 2,83 |  | | | Ar - |
| 4 | K 0,91 | Ca 1,04 | Sc 1,20 | Ti 1,32 | V 1,45 | Cr 1,56 | Mn 1,60 | Fe 1,64 | Co 1,70 | Ni 1,75 |  |
| Cu 1,75 | Zn 1,66 | Ga 1,82 | Ge 2,02 | As 2,20 | Se 2,48 | Br 2,74 |  | | | Kr - |
| 5 | Rb 0,89 | Sr 0,99 | Y 1,11 | Zr 1,22 | Nb 1,23 | Mo 1,30 | Tc 1,36 | Ru 1,42 | Rh 1,45 | Pd 1,35 |  |
| Ag 1,42 | Cd 1,46 | In 1,49 | Sn 1,72 | Sb 1,82 | Te 2,01 | I 2,21 |  | | | Xe - |
| 6 | Cs 0,86 | Ba 0,97 | La\* 1,08 | Hf 1,23 | Ta 1,33 | W 1,40 | Re 1,46 | Os 1,52 | Ir 1,55 | Pt 1,44 |  |
| Au 1,42 | Hg 1,44 | Tl 1,44 | Pb 1,55 | Bi 1,67 | Po 1,76 | At 1,90 |  | | | Rn - |
| 7 | Fr 0,86 | Ra 0,97 | Ac\*\* 1,00 | \*Лантаноиды - 1,08 - 1,14 \*\*Актиноиды - 1,11 - 1,20 | | | | | | | |

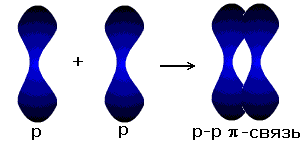
Элементы с большей электроотрицательностью будут оттягивать общие электроны от элементов с меньшей электроотрицательностью.  
Для наглядного изображения ковалентной связи в химических формулах используются точки ( каждая точка отвечает валентному электрону, а также черта отвечает общей электронной паре ).

**Существует несколько способов образования ковалентных связей за счёт перекрывания электронных облаков.**

[](https://2.bp.blogspot.com/-KF7O29Uhkjg/WF1sPpOF9fI/AAAAAAAAAWg/6hT3VSccAzgYYXZZ20LAH-zTIrtrDoQEwCEw/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

[https://1.bp.blogspot.com/-WvMnIqC7TDk/WF1sjPurTtI/AAAAAAAAAWk/vZHRtqzmcE8zxpjCh6HcRTFLc5G13VOMACLcB/s320/%25D0%2591%25D0%25B5%25D0%25B7%25D1%258B%25D0%25BC%25D1%258F%25D0%25BD%25D0%25BD%25D1%258B%25D0%25B9.png](https://1.bp.blogspot.com/-WvMnIqC7TDk/WF1sjPurTtI/AAAAAAAAAWk/vZHRtqzmcE8zxpjCh6HcRTFLc5G13VOMACLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

[https://1.bp.blogspot.com/-kiVLNCo80SM/WF1sqghbkmI/AAAAAAAAAWs/o3HeLho10lcHAYH4WVTDT2Of-XcsEaHlACLcB/s320/%25D0%2591%25D0%25B5%25D0%25B7%25D1%258B%25D0%25BC%25D1%258F%25D0%25BD%25D0%25BD%25D1%258B%25D0%25B9.png](https://1.bp.blogspot.com/-kiVLNCo80SM/WF1sqghbkmI/AAAAAAAAAWs/o3HeLho10lcHAYH4WVTDT2Of-XcsEaHlACLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

[](https://4.bp.blogspot.com/--Z3MmCRv8Bo/WF1swrsiNtI/AAAAAAAAAWw/QudyvbbC4xYbmWlAgY7c49rGEnjwTcWyACLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

σ - связь значительно прочнее  π-связи, причём π-связь может быть только с σ-связью, За счёт этой связи образуются двойные и тройные кратные связи.  
  
Полярные ковалентные связи образуются между атомами с разной электроотрицательностью.

[https://2.bp.blogspot.com/-y07G12DvHAg/WF1s4ieGGdI/AAAAAAAAAW0/lIgYKznUDhgyv6DdZ8h2HcO0fr5jVSA_QCLcB/s1600/%25D0%2591%25D0%25B5%25D0%25B7%25D1%258B%25D0%25BC%25D1%258F%25D0%25BD%25D0%25BD%25D1%258B%25D0%25B9.png](https://2.bp.blogspot.com/-y07G12DvHAg/WF1s4ieGGdI/AAAAAAAAAW0/lIgYKznUDhgyv6DdZ8h2HcO0fr5jVSA_QCLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

За счёт смещения электронов от водорода к хлору атом хлора заряжается частично отрицательно, водорода-частично положительно.

В слове **"ковалентная"** приставка "ко-" означает "совместное участие". А "валента" в переводе на русский – сила, способность. В данном случае имеется в виду способность атомов связываться с другими атомами.

При образовании ковалентной связи атомы объединяют свои электроны как бы в общую "копилку" – *молекулярную орбиталь*, которая формируется из атомных оболочек отдельных атомов. Эта новая оболочка содержит по возможности *завершенное* число электронов и заменяет атомам их собственные незавершенные атомные оболочки.

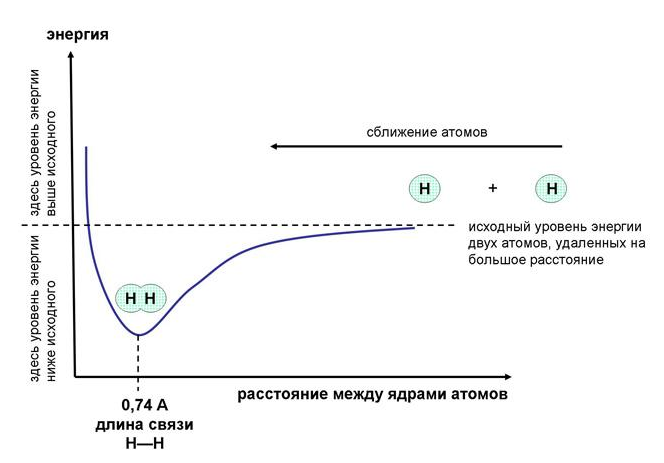
Рассмотрим возникновение ковалентной связи на примере образования молекулы водорода из двух атомов водорода (рис. 3-1). Этот процесс уже является типичной *химической реакцией***,**потому что из одного вещества (атомарного водорода) образуется другое – молекулярный водород. Внешним признаком энергетической выгодности этого процесса является выделение большого количества теплоты.

Возникновение ковалентной связи при образовании молекулы водорода из двух атомов водорода. Электронные оболочки атомов водорода (с одним s-электроном у каждого атома) сливаются в общее электронное облако (молекулярную орбиталь), где оба электрона "обслуживают" ядра независимо от того, "свое" это ядро или "чужое".

Когда электронные оболочки двух атомов водорода сближаются и образуют новую, теперь уже *молекулярную*электронную оболочку (рис. 3-1), эта новая оболочка подобна *завершенной* электронной оболочке атома благородного газа гелия (1s2).

Завершенные оболочки, как мы помним, устойчивее незавершенных. Таким образом, суммарная энергия новой системы – молекулы водорода – оказывается гораздо ниже суммарной энергии двух несвязанных атомов водорода. Избыток энергии при этом выделяется в виде теплоты.

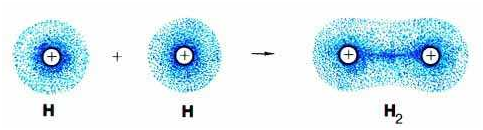
Минимум энергии молекулы отвечает определенному расстоянию между ядрами атомов водорода (рис. 3-2). Если атомы в молекуле с помощью внешней силы сдвинуть еще ближе, то в действие вступает мощное отталкивание между одноименно заряженными ядрами атомов и общая энергия системы начинает возрастать. Это невыгодно системе, поэтому длина связи представляет собой строго определенное, равновесное значение. Для молекулы водорода равновесная длина химической связи составляет 0,74 ангстрема (1 А = 10–8 см), как это видно на рис. 3-2

[](https://4.bp.blogspot.com/-5C2jllWO1Ss/WF1tKNL_4iI/AAAAAAAAAW8/qwh02sqjf4QJln2Vamj2fEUxTRiW4-GOQCLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

.

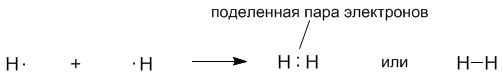
***Кривая изменения потенциальной энергии при взаимодействии двух атомов водорода с образованием молекулы водорода***

В образовавшейся системе из двух водородных атомов каждое ядро обслуживается двумя электронами. В новой (молекулярной) оболочке уже невозможно различить, какой из электронов ранее принадлежал тому или другому атому. Принято говорить, что электроны *обобществлены*. Поскольку оба ядра претендуют на пару электронов в равной степени, электронная плотность сосредоточена как вокруг ядер, так и в пространстве между атомами.

[](https://3.bp.blogspot.com/-QpFL-xTi1Fo/WF1tUrlu6RI/AAAAAAAAAXA/XOnHr75Kt10j9FxTo_yuK19hsEgxiWfNACLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

 Другой способ изображения атомных и молекулярной орбиталей: густота точек отражает "электронную плотность", то есть вероятность нахождения электрона в какой-либо точке пространства около ядер атомов водорода. Видно, что значительная электронная плотность сосредоточена в пространстве между двумя ядрами в молекуле водорода.

Американский химик Дж. Льюис в 1916 году предложил обозначать электроны *точками* рядом с символами элементов. Одна точка обозначает один электрон. В этом случае образование молекулы водорода из атомов записывается так:

[](https://1.bp.blogspot.com/-TjfplRVl0B0/WF1tdOAEUnI/AAAAAAAAAXE/XrCN4fMMOq46xo73Ar1_TYxJ-fK5y63FACLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

Оказалось, что формулы Льюиса имеют глубокий химический смысл. Мы видим, что связь между атомами водорода обозначается парой электронов. Как предположил Льюис, именно *пара электронов*позволяет образовать ковалентную связь. Впоследствии это предположение подтвердилось квантовой теорией.

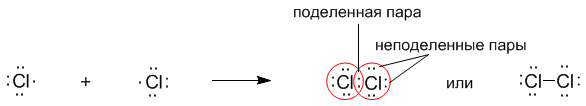
***Ковалентной связью называется связывание атомов с помощью общих (поделенных между ними) электронных пар.***

Рассмотрим связывание двух атомов хлора 17Cl (заряд ядра Z = 17) в двухатомную молекулу с позиций строения электронных оболочек хлора. Для этого запишем формулу Льюиса для атома хлора и конфигурацию его внешней электронной оболочки:

[](https://2.bp.blogspot.com/--BY8qyeqsu8/WF1tjFBB8XI/AAAAAAAAAXM/AkDns9VMRg8OInXicPEl89cJ9zTXBDOSgCLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

На внешнем электронном уровне хлора содержится s2 + p5 = 7 электронов. Поскольку электроны нижних уровней не принимают участия в химическом взаимодействии, точками мы обозначили только электроны *внешнего*, третьего уровня. Эти внешние электроны (7 штук) можно расположить в виде трех электронных пар и одного неспаренного электрона.

После объединения атомов в молекулу из двух неспаренных электронов атомов получается новая электронная пара:

[](https://1.bp.blogspot.com/-nePNCuAp4fI/WF1tsol9LvI/AAAAAAAAAXQ/kHV8FQjocQcrjO2OvGOKCAZ71Rg8xXkJQCLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

При этом каждый из атомов хлора оказывается в окружении **ОКТЕТА** электронов. В этом легко убедиться, если обвести кружком любой из атомов хлора.

Ковалентную связь образует только пара электронов, находящаяся между атомами. Она называется *поделенной парой*. Остальные пары электронов называют *неподеленными парами*. Они заполняют оболочки и не принимают участие в связывании.

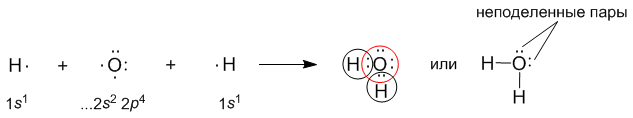
Льюис не только предложил теорию ковалентной связи, но и первым сформулировал правило октета-дублета, которым мы уже пользовались в прошлой главе для объяснения устойчивости атомов. Это правило применительно к химическим связям можно сформулировать так:

***атомы образуют химические связи в результате обобществления такого количества электронов, чтобы приобрести электронную конфигурацию, подобную завершенной электронной конфигурации атомов благородных элементов.***

Два атома водорода, объединившись в молекулу, приобрели “завершенную” *молекулярную* оболочку, подобную завершенной электронной оболочке *атома* благородного газа гелия (1s2). Атомы хлора в молекуле приобрели *молекулярную*оболочку, похожую на завершенную оболочку *атома* аргона (...3s23p6).

***Полярная ковалентная связь***занимает промежуточное положение между чисто ковалентной связью и ионной связью. Так же, как и ионная, она может возникнуть между двумя атомами разных видов. В полярной ковалентной связи электроны смещаются от атома к атому не так сильно, как в ионной. Это происходит тогда, когда атомам энергетически невыгодно далеко “отпускать” свои собственные электроны, отданные в общую “копилку” – молекулярную орбиталь. Если электроны слишком далеко сдвинутся к одному из атомов, молекулярная орбиталь перестанет быть похожей на “октетную”. В то же время у разных атомов разные донорные и акцепторные свойства, поэтому связывающая электронная пара не располагается точно посередине между ядрами, как в ковалентной связи.

В качестве примера рассмотрим образование воды в реакции между атомами водорода (Z = 1) и кислорода (Z = 8). Для этого удобно сначала записать электронные формулы для внешних оболочек водорода (1s1) и кислорода (...2s2 2p4). Затем на помощь приходят формулы Льюиса, которые наглядно показывают, как образуются “завершенные” электронные оболочки рядом с атомами водорода и кислорода в молекуле воды:

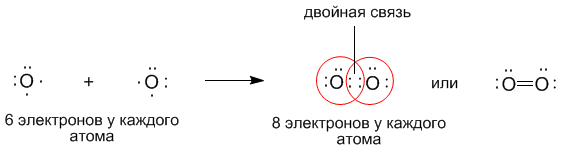
[](https://1.bp.blogspot.com/-dOSfruSjc20/WF1t1ucgYeI/AAAAAAAAAXU/3SivMpJwvZ4uy2NpN-3jjxOnHGtlGO3dgCLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

Оказывается, для этого необходимо взять именно два атома водорода на один атом кислорода. Однако природа такова, что акцепторные свойства атома кислорода выше, чем у атома водорода (о причинах этого чуть позже). Поэтому связывающие электронные пары в формуле Льюиса для воды слегка смещены к ядру атома кислорода. Связь в молекуле воды – полярная ковалентная, а на атомах появляются частичные положительные и отрицательные заряды.

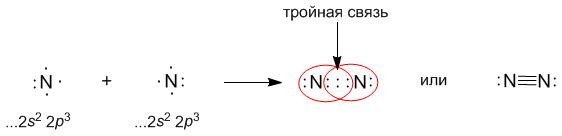
[](https://4.bp.blogspot.com/-aJAvDjjX8bc/WF1t8H2XmPI/AAAAAAAAAXY/CRDXkkw7nbE_71ZWoXW_UiFnif2Bl7AnQCLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

О том, как предсказать акцепторные свойства атомов и где проходит “граница” между полярной ковалентной и ионной связями мы поговорим в параграфе 3.4.

По теории Льюиса и правилу октета связь между атомами может осуществляться не обязательно одной, но и *двумя* и даже *тремя* поделенными парами, если этого требует правило октета. Такие связи называются *двойными* и *тройными*. Например, только что рассмотренный нами кислород может образовывать двухатомную молекулу с октетом электронов у каждого атома только тогда, когда между атомами помещаются две поделенные пары:

[](https://3.bp.blogspot.com/-XWTjULeoj48/WF1uCxWyLQI/AAAAAAAAAXc/6N_ub2w7zykxsHBzLCEl9leZ3AOfNr-MgCLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

Атомы азота (...2s2 2p3 на последней оболочке) также связываются в двухатомную молекулу, но для организации октета электронов им требуется расположить между собой уже три поделенные пары:

[](https://3.bp.blogspot.com/-w-Z79pKw5eQ/WF1uJ0Q8wgI/AAAAAAAAAXg/57VK8WRP3GoJcD7CY6ww_bRkoz_qKES5ACLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

В настоящее время принято изображать электронные пары (то есть химические связи) между атомами *черточками*. Каждая черточка – это поделенная пара электронов. В этом случае уже знакомые нам молекулы выглядят так:

[](https://2.bp.blogspot.com/-AUfg_iTXEE4/WF1uQoZaa7I/AAAAAAAAAXo/7DHkiGG4cocHauz1sCNzEUeJacuqCXEagCLcB/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

Формулы с черточками между атомами называются *структурными формулами*. Чаще в структурных формулах не изображают неподеленные пары электронов, но в ряде случаев (мы столкнемся с ними при обсуждении донорно-акцепторных связей) неподеленные пары играют важную роль.

Структурные формулы очень хороши для изображения молекул: они четко показывают – как атомы связаны между собой, в каком порядке, какими связями.

***Связывающая пара электронов в формулах Льюиса – то же самое, что одна черточка в структурных формулах.***

Двойные и тройные связи имеют общее название – *кратные* связи. О молекуле азота говорят, что она имеет *порядок связи*, равный трем. В молекуле кислорода порядок связи равен двум. Порядок связи в молекулах водорода и хлора – один. У водорода и хлора уже не кратная, а простая связь.

***Порядок связи – это число обобществленных поделенных пар между двумя связанными атомами. Порядок связи выше трех не встречается.***

***Таблица*Длины и прочности связей между атомами азота в различных соединениях**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Связь | Длина связи в ангстремах 1А = 10–8см | Прочность связи в кДж на одинаковое число молекул |
| Проcтая  N–N | 1,45 | 58,5 |
| Двойная  N=N | 1,25 | 456 |
| Тройная | 1.098 | 945 |

Рассмотрим данные по длинам и прочностям связей между атомами азота в различных его соединениях. В таблице длины связей приведены в специальных единицах – ангстремах (1А = 10–8см). Относительную прочность связей можно оценить по энергии, которая необходима для разрыва связей между атомами азота в разных соединениях. Эта энергия дается для одинакового числа молекул таких соединений. Чем выше кратность связи, тем она короче и прочнее.

***Чем выше порядок связи, тем прочнее связаны между собой атомы и тем короче сама связь.***

**Примеры решения заданий**

1.     Атомы водорода и фосфора имеют одинаковые значения ЭО. Каков тип химической связи в молекуле фосфина РН3?

Решение: В молекуле фосфина РН3 ковалентная неполярная химическая связь.

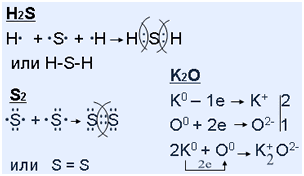
2.      В какой из молекул – хлороводорода HCl или фтороводорода HF - ковалентная химическая связь более полярна?

Решение:

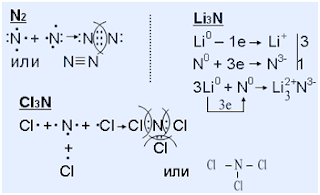
 На основании ряда электроотрицательности неметаллов фтор электроотрицательнее хлора, потому ковалентная связь в молекуле фтороводорода HF более полярная, чем в молекуле хлороводорода HCl.

3.     Определите тип химической связи и запишите схему ее образования для веществ с формулами: а) S2, K2O, H2S; б) N2, Li3N, Cl3N.

Решение: а) ковалентная неполярная: S2  
ковалентная полярная: H2S  
ионная: K2O.

[](https://1.bp.blogspot.com/-jtqf37L_Rz4/WF1uf0L6DyI/AAAAAAAAAXs/EiqYa8F-aCAnX4t7LhaonQ1tgrFK-wgMwCEw/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

б) ковалентная неполярная: N2  
ковалентная полярная: Cl3N  
ионная: Li3N.

[](https://4.bp.blogspot.com/-K9j6e1Ns-L0/WF1unlpy-NI/AAAAAAAAAX0/a3Njgf_QlT0ypwztL9dbmnNixbKRVaJsQCEw/s1600/%D0%91%D0%B5%D0%B7%D1%8B%D0%BC%D1%8F%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9.png)

4.     В следующих предложениях вставьте пропущенные слова и выражения: «Ковалентная химическая связь образуется за счет … . По числу общих электронных пар она бывает … . По ЭО ковалентную связь делят на … и …».

Решение:  Ковалентная химическая связь образуется за счет образования общих электронных пар. По числу общих электронных пар она бывает одинарной, двойной, тройной. По ЭО ковалентную связь делят на полярную и неполярную.

**ЗАДАНИЯ  ДЛЯ  САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ**

**1.**     Какова природа сил, которые обусловливают химическую связь.

**2.**     Какие  структуры  могут  образоваться в результате связывания атомов.

**3.**      Какие электроны называются валентными электронами.

**4.**     Как объяснял образование ковалентной связи Г. Льюис.

**5.**     Как изменяется энергия системы взаимодействующих атомов при образовании химической связи.

**6.**     Что происходит с электронными облаками при образовании ковалентной связи.

**7.**     Что представляет собой область перекрывания электронных облаков.

**8.**     Что характеризует электроотрицательность элемента.

**9.**     Определите, как изменяется прочность соединений в ряду: НF,   HCl,  HBr,   HI.

**10.**   Какая из химических связей H-Cl,  H-Br,   H-I,   H-S,   H-P  является наиболее полярной. Укажите, в какую сторону смещается электронная плотность связи.

Преподаватель \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Исмаилова З.И.