

Ионная химическая



СВЯЗЬ

Ионная химическая связь.

Особенности ионной связи

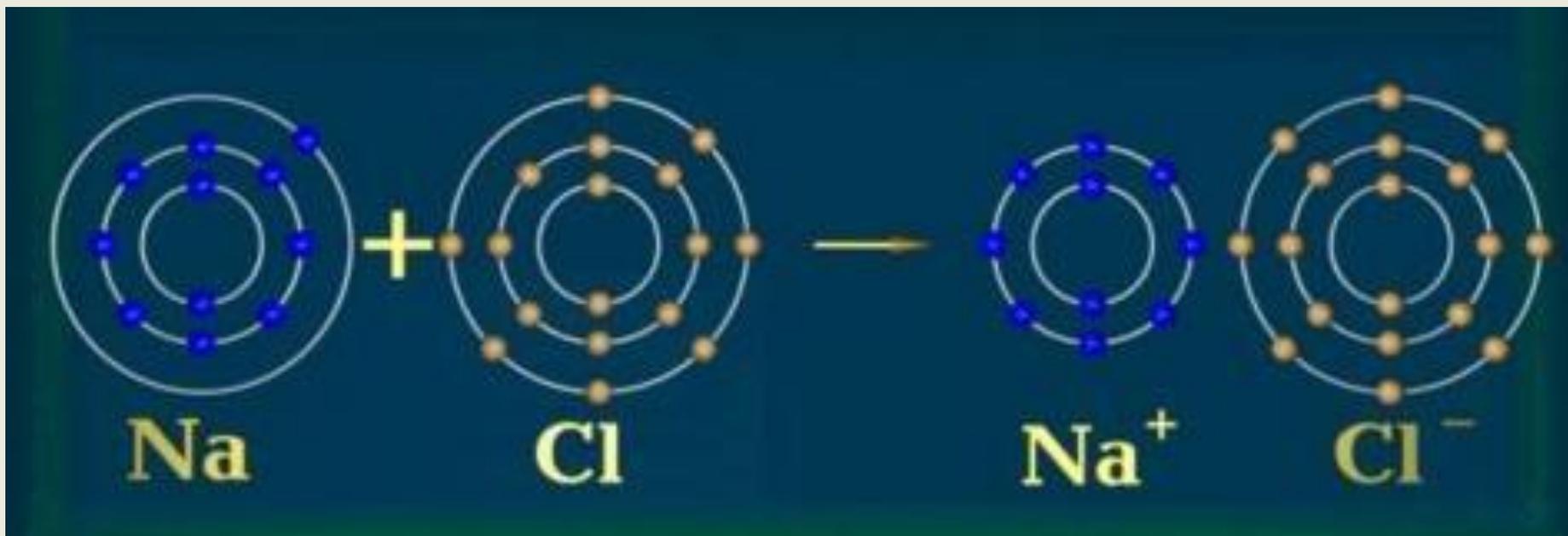
Ионная связь – это притяжение ионов как разноименно заряженных тел.

1. Связь образуется между атомами *с большой разностью электроотрицательностей* (т.е. между *металлами* и *неметаллами*), при которой общая электронная пара полностью переходит к атому с большим ее значением (к неметаллу).
2. В образовании связи также *принимают участие валентные электроны*: *неметалл* продолжает «подчиняться» правилу октетов и *стремится дозавершить внешнюю электронную оболочку* до 8 электронов; *металл* приобретает электронную стабильность с помощью электронов *предпоследнего уровня* (отдавая неметаллу электроны последнего уровня).

Ионная связь



Рассмотрим образование молекулы NaCl:



Ионная связь



Хлор имеет 7 электронов на внешней электронной оболочке, до стабильного электронного состояния ему не хватает 1 электрона, поэтому принимая его он приобретет отрицательный заряд:



Ионная связь



Натрий имеет 1 электрон на последней электронной оболочке и 8 электронов на предпоследней, отдавая валентный электрон он приобретет положительный заряд и стабильное электронное состояние в $8\bar{e}$ на предпоследнем уровне:



$Na^+ \quad 2s^2 2p^6 - 8\bar{e}$ на предпоследнем энергетическом уровне

Ионная связь

Образовавшиеся в процессе перехода электрона

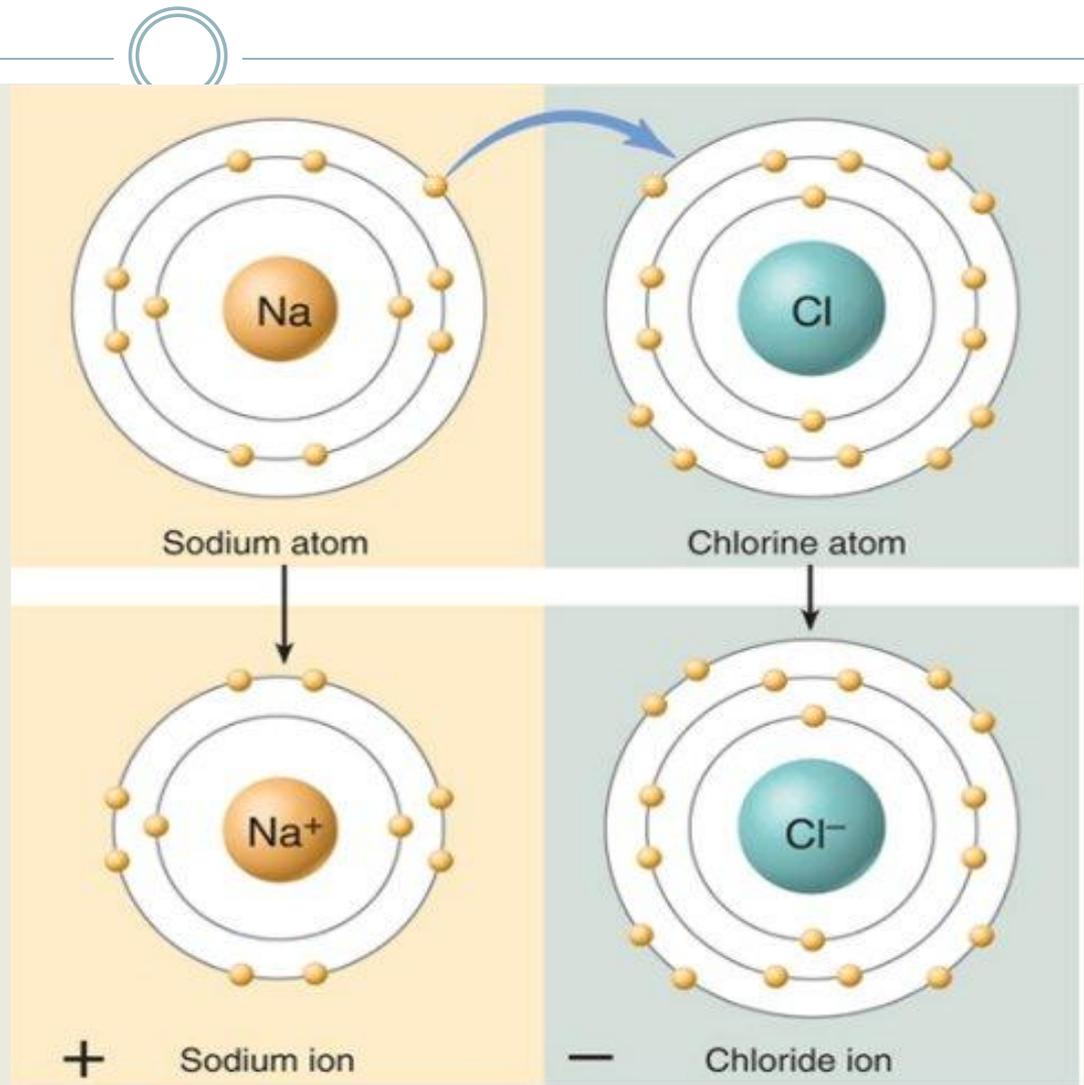
разно

заряженные

частицы

притягиваются

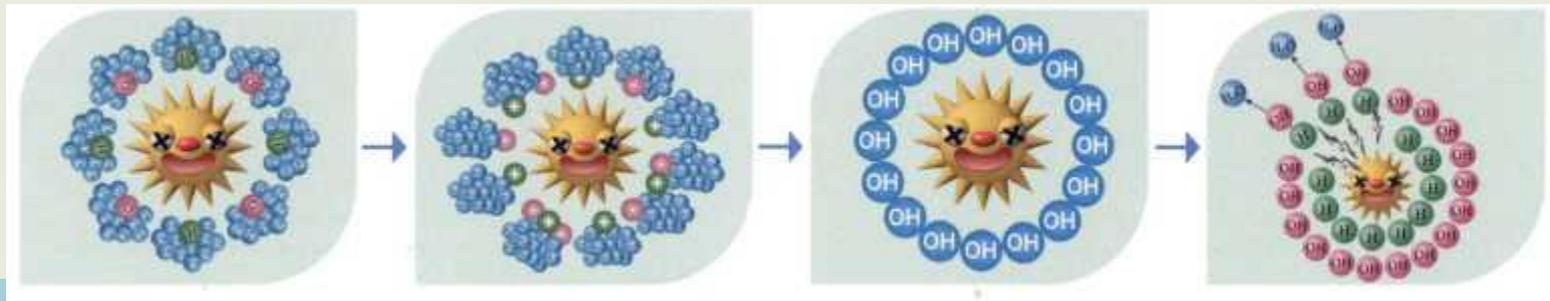
под действием сил электростатического притяжения, образуя молекулу.



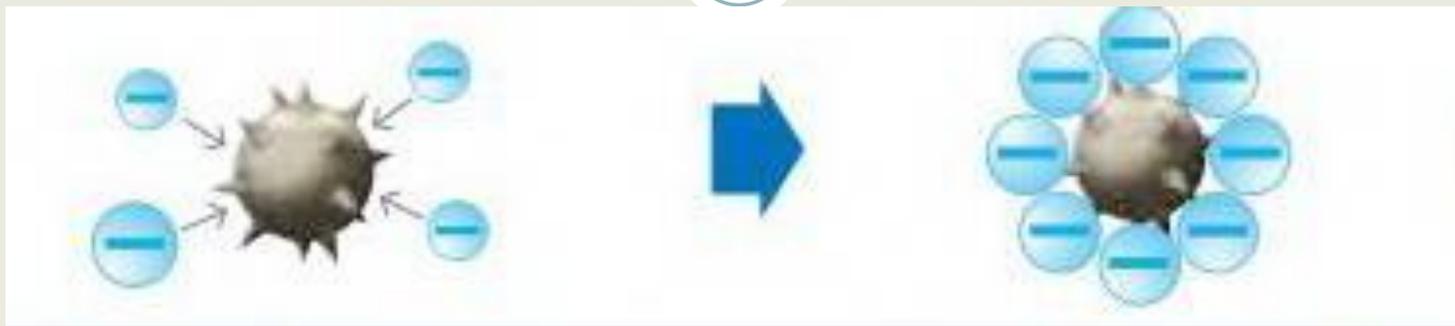
Характеристики ионной связи



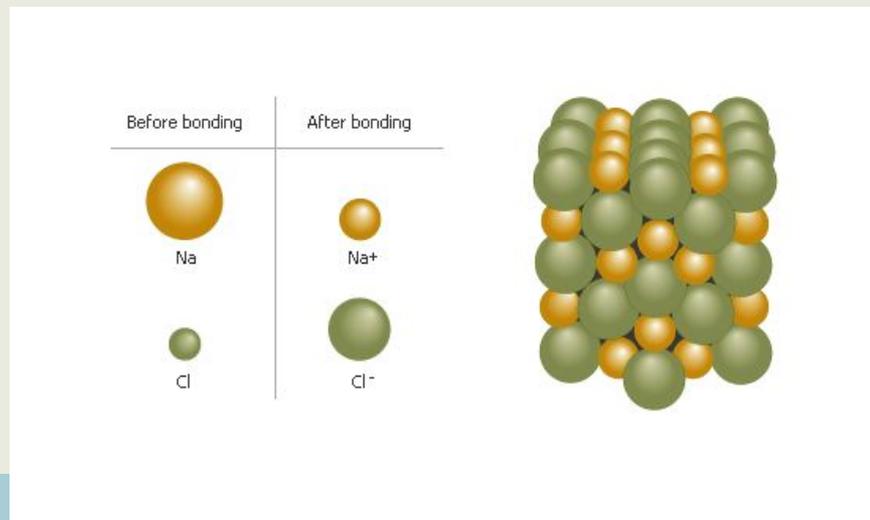
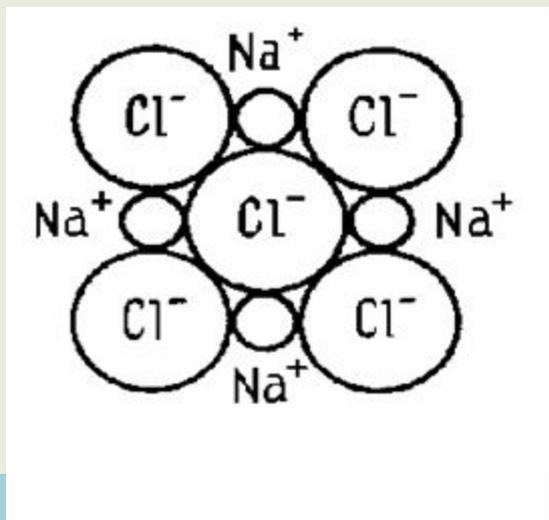
1. Отсутствие направленности (в отличие от ковалентной связи), что объясняется тем, что *электрическое поле иона* обладает сферической симметрией, т.е. вырождается (*убывает*) с расстоянием *одинаково* в любом направлении и взаимодействие между ионами осуществляется одинаково вне зависимости от направления.



Характеристики ионной связи



Поэтому в твердых веществах с ионной связью невозможно выделить отдельную молекулу.



Характеристики ионной связи



2. Отсутствие насыщенности. Как отмечалось выше, система из двух зарядов, одинаковых по величине, но противоположных по знаку, создает в окружающем пространстве электрическое поле, поэтому два разноименных иона, притянувшиеся друг к другу, сохраняют способность электростатически взаимодействовать с другими ионами. Поэтому:

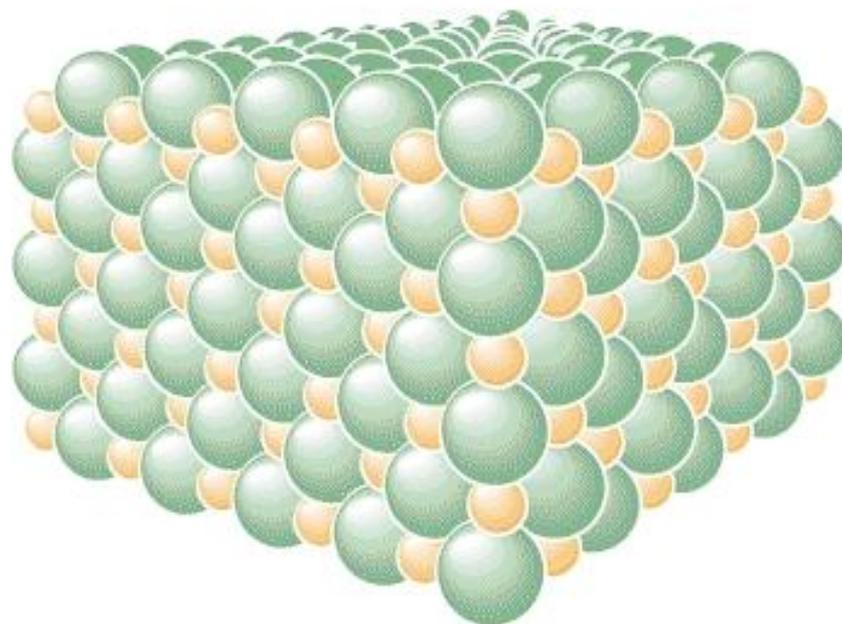
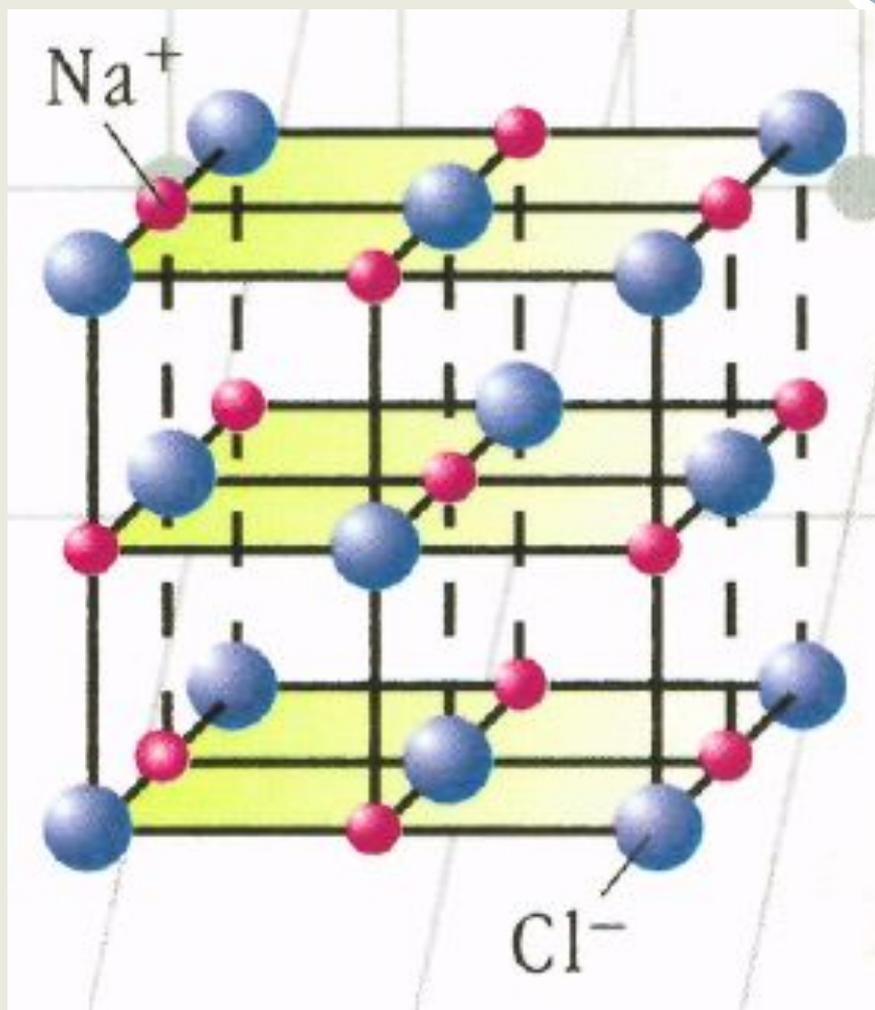
*к одному иону может присоединиться
различное число ионов противоположного знака.*

Характеристики ионной связи



Все ионные соединения в твердом состоянии имеют ионную кристаллическую решетку, в которой каждый ион окружен несколькими ионами противоположного знака. При этом все связи данного иона с соседними ионами равноценны, так что *весь кристалл можно рассматривать как единую гигантскую «молекулу»*.

Характеристики ионной связи



 Sodium ion (Na⁺)

 Chloride ion (Cl⁻)

Copyright 1998 by John Wiley and Sons, Inc. All rights reserved.

Металлическая

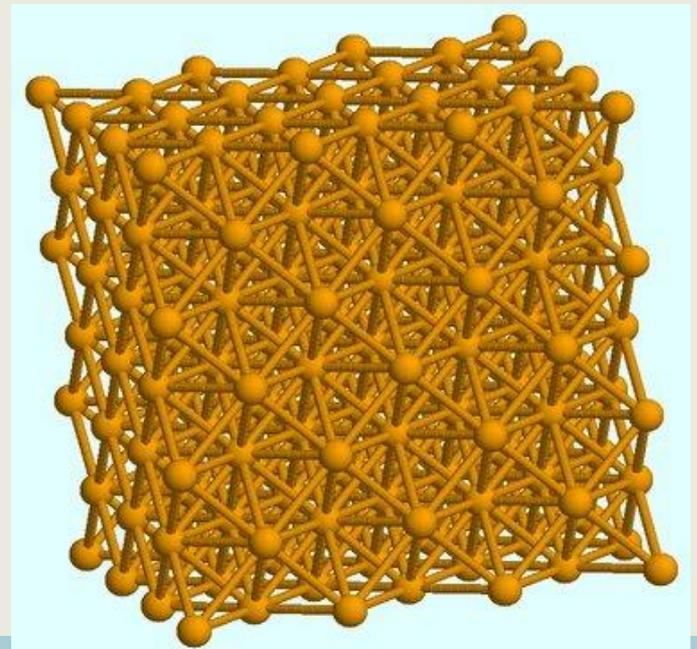
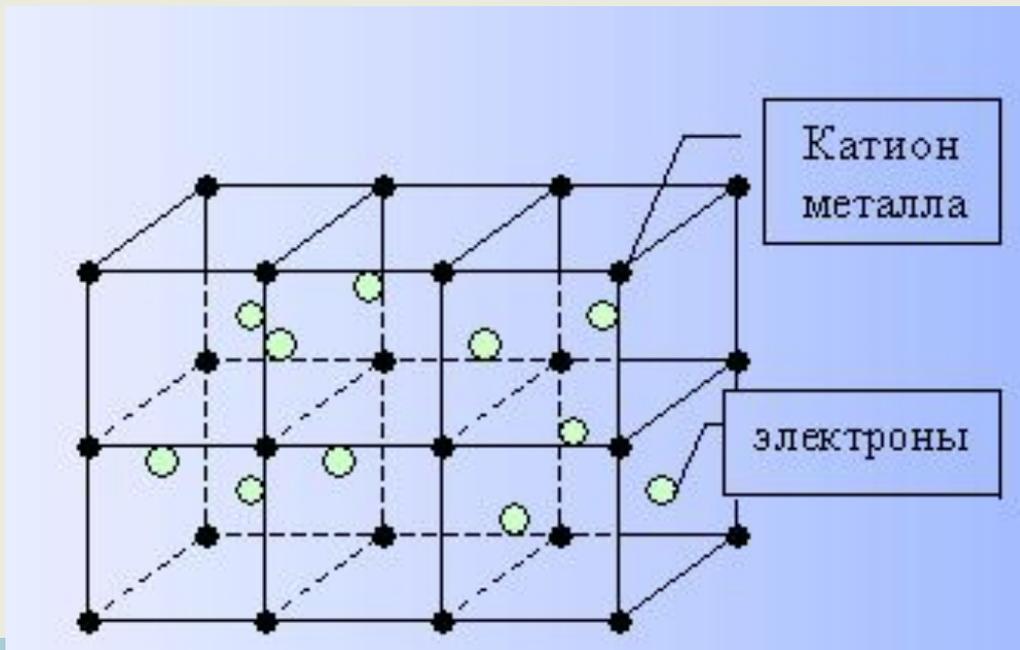


СВЯЗЬ

Металлическая связь



Эта химическая связь обусловлена взаимодействием электронного газа (валентных электронов) *в металлах* с остовом (скелетом) из положительно заряженных ионов кристаллической решетки.



Металлическая связь



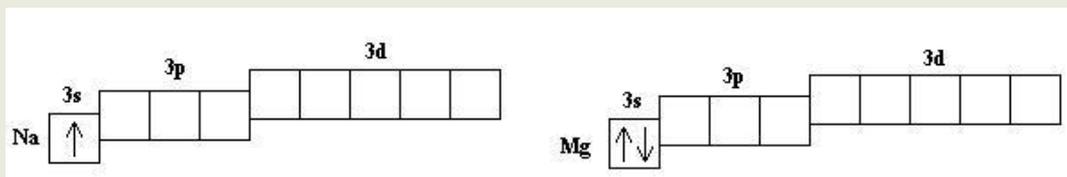
Металлическая связь имеет сходство как с ионной связью:

- *образуется за счёт взаимодействия заряженных частиц*: электронов и катионов, так и с ковалентной:
- *происходит обобществление электронов*, но в отличие от ковалентной связи, где электроны локализованы около определенных атомов, электроны в металлах обобществляются для всего кристалла). Свободные электроны называют *электронным газом*.

Металлическая связь



Рассмотрим образование связи на примере металла натрия. У натрия, как и у других металлов, имеется *недостаток валентных электронов*, но имеются *свободные валентные орбитали*.



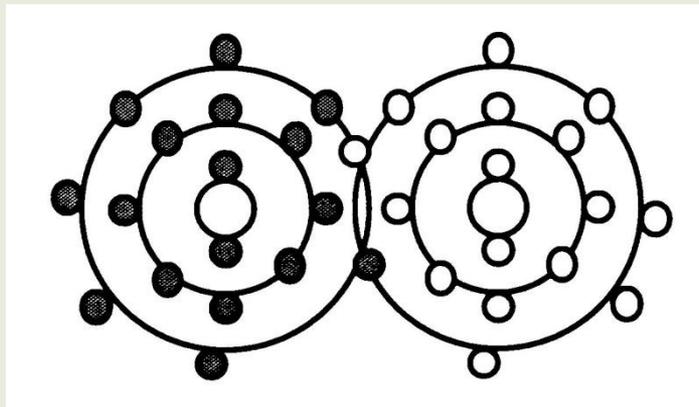
Поэтому валентный 3s-электрон натрия способен перемещаться на любую из свободных соседних орбиталей. А при сближении атомов их внешние орбитали перекрываются, благодаря чему электроны начинают свободно перемещаться по всему кристаллу.

Почему атом натрия отдает валентный электрон в пространство из перекрывающихся друг друга орбиталей? Атомам натрия энергетически выгодно «потерять» единственный 3s-электрон, потому что при этом их электронная оболочка становится электронно-стабильной ($2s^22p^6$).

Металлическая связь



Свободные *электроны* в металлическом кристалле *находятся на перекрывающихся орбиталях и*, в какой-то мере, *обобществляются*, образуя подобие ковалентных связей.

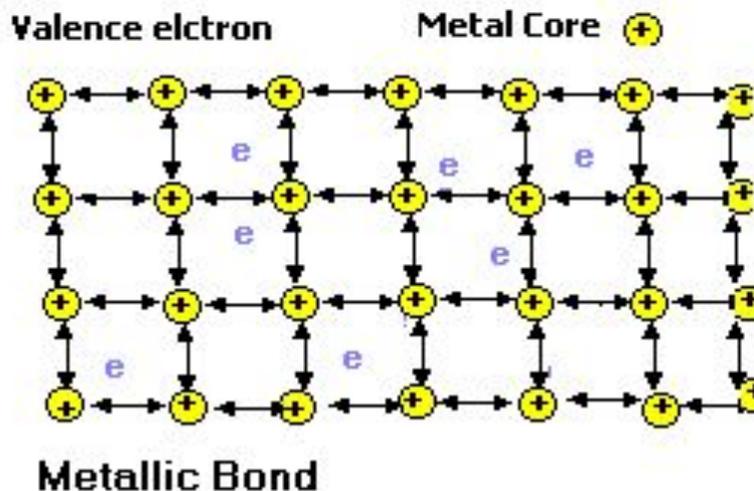


У натрия, калия, рубидия и других s-металлов валентных и, соответственно, обобществленных электронов мало, поэтому их кристаллы непрочные и легкоплавкие.

С увеличением числа валентных электронов прочность металлов, как правило, возрастает.

Металлическая связь

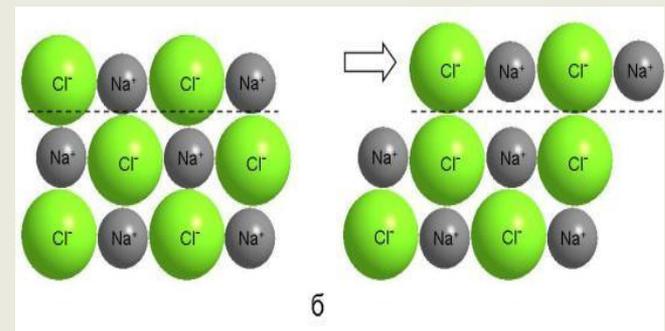
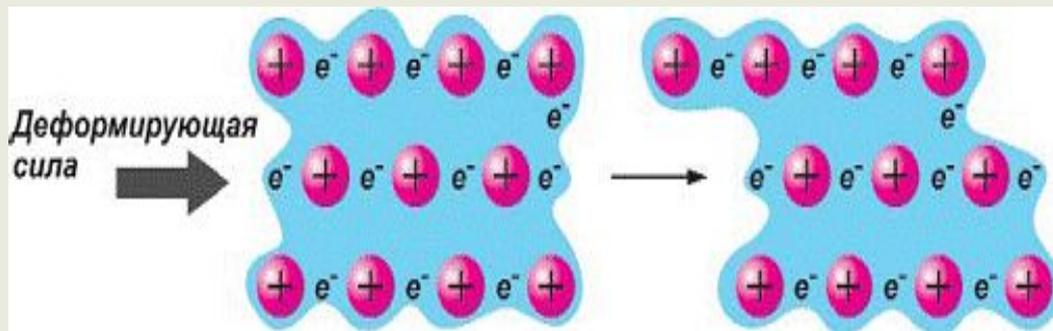
Валентные электроны атомов свободно перемещаются внутри кристаллической структуры металла. **НО**, поскольку металлы имеют высокую температуру плавления и высокую плотность, следует сделать вывод, что «электронный газ» очень прочно связывает положительные ионы в кристалле металла, не давая им распадаться.



Характеристики металлической связи



1. Металлы являются ковкими и пластичными. Для того, чтобы обработка металлов с изменением формы происходила без их разрушения, атомные плоскости кристалла должны легко скользить одна по другой. Такое смещение атомов не вызывает появления больших сил отталкивания в металлах (в отличие от ионных кристаллов), потому что подвижный электронный газ смягчает перемещение катионов, экранируя их друг от друга.



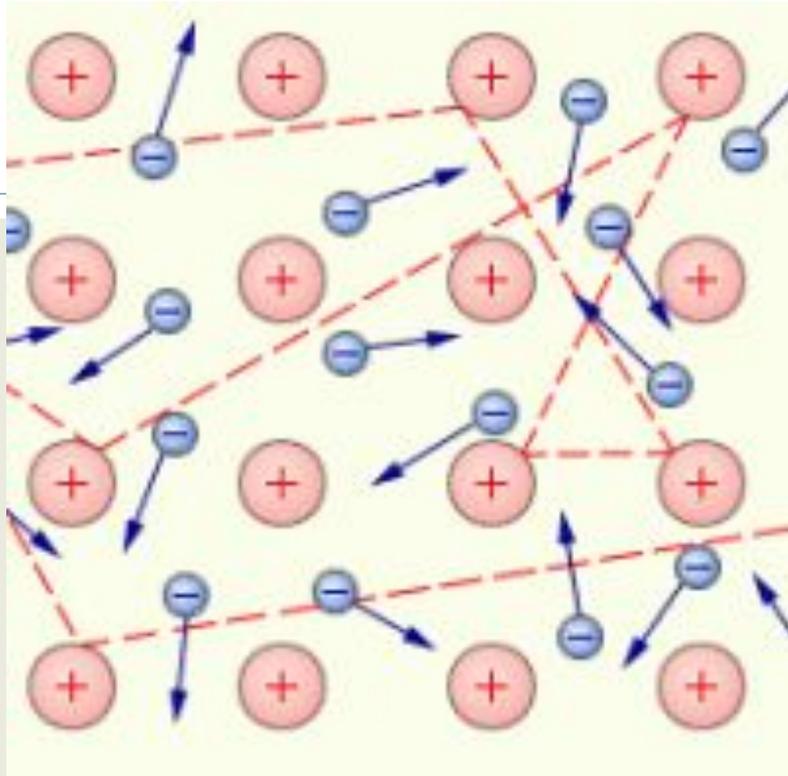
Характеристики металлической связи



2. Электропроводность. *Электроны* в металле *свободны и перемещаются* по пересеченным атомным орбиталям кристалла *хаотически*. Поэтому . Такое при наложении разности потенциалов между двумя точками металла приводит к согласованному движению электронов. Этим и объясняется электропроводность металла.

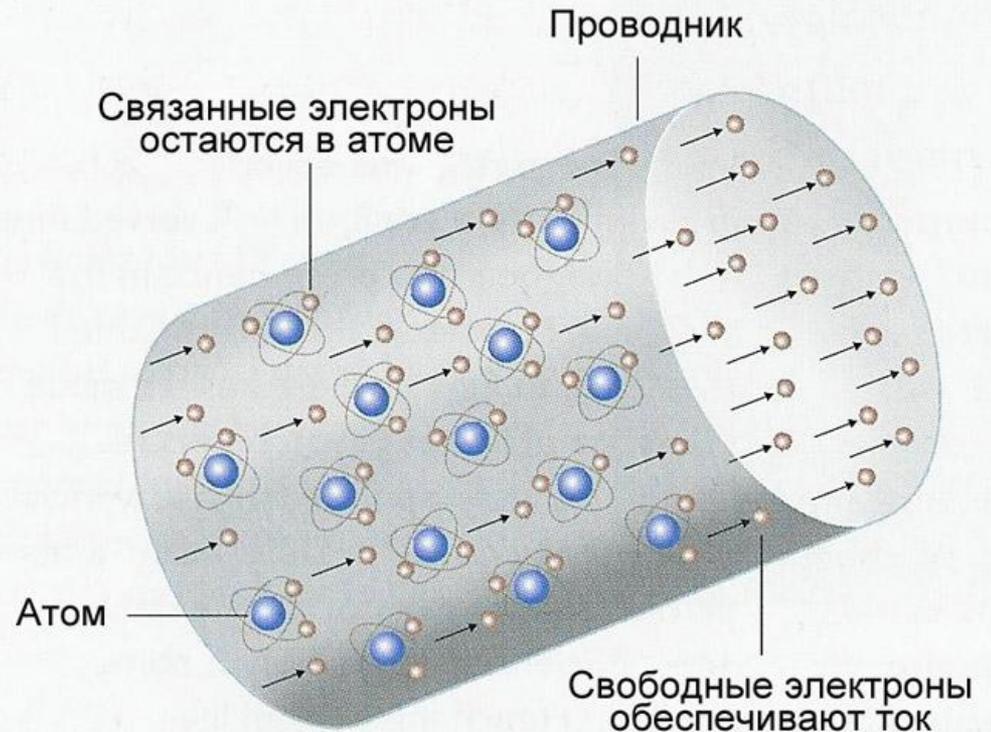
При повышении температуры колебания ионов усиливаются и их столкновения с электронами учащаются. Вследствие этого меньшее количество электронов остается свободными и электропроводность металлов уменьшается.

Электропроводность



хаотичное движение
электронов

направленное движение
электронов



Водородная



СВЯЗЬ

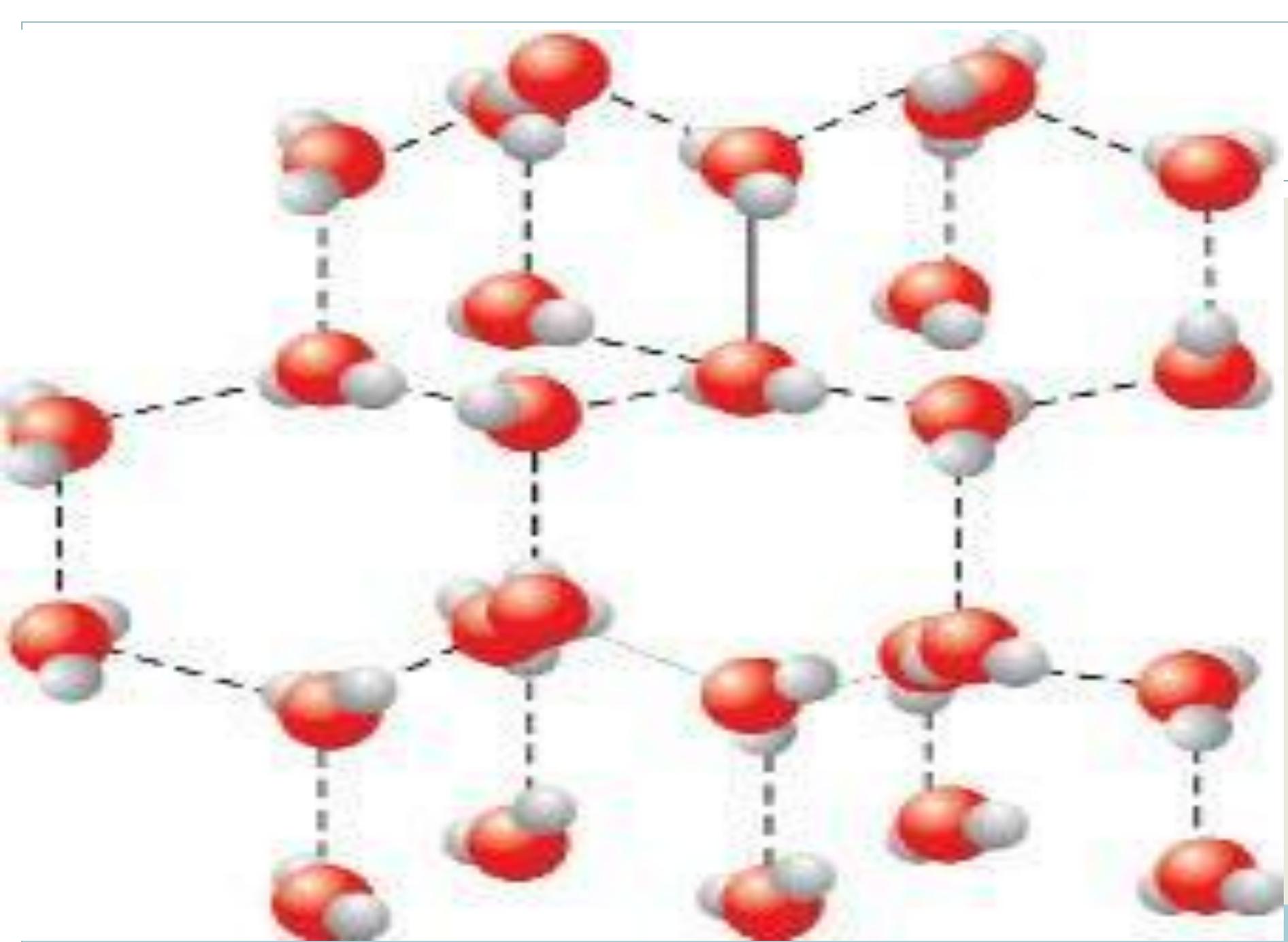
Водородная связь



Это форма взаимодействия электроотрицательного атома и атома водорода **H**, связанного ковалентной связью с другим электроотрицательным атомом (азотом **N**, кислородом **O** или фтором **F**).

Водородная связь может быть межмолекулярной и внутримолекулярной.

Водородная связь относится к межмолекулярным взаимодействиям.

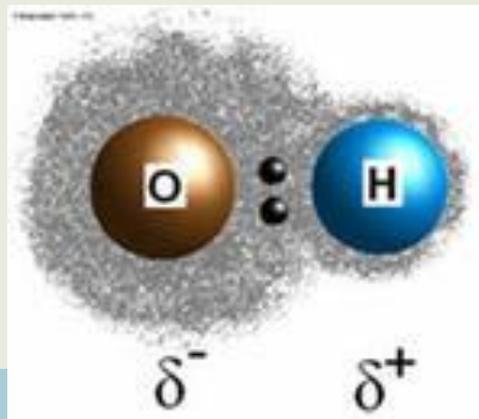


Водородная связь



Возникновение водородной связи объясняется действием *электростатических сил*.

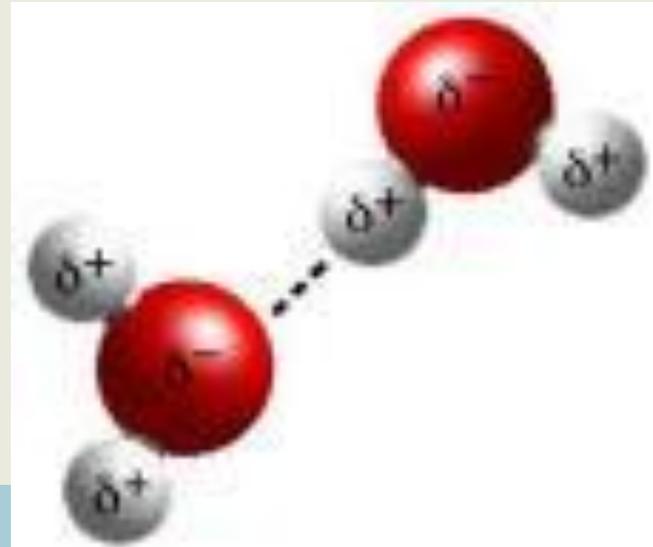
Так, в молекуле воды при образовании полярной ковалентной связи между атомом водорода и атомом кислорода, который характеризуется высокой электроотрицательностью, электронное облако водорода сильно смещается к атому кислорода.



Водородная связь



В результате атом кислорода приобретает частичный отрицательный заряд, а атом водорода – частичный положительный, поэтому *между положительным атомом водорода и отрицательно заряженным атомом кислорода другой молекулы* воды возникает электростатическое притяжение, что и приводит к образованию водородной связи.



Характеристики водородной связи



1. Энергия водородной связи (8 - 40 кДж/моль) меньше энергии обычной ковалентной связи (150 - 400 кДж/моль), но ее достаточно, чтобы вызвать *объединение молекул* в димеры или полимеры, которые в ряде случаев существуют не только в жидком веществе, но и при его переходе в пар. Именно ассоциация молекул, затрудняющая отрыв их друг от друга, и служит причиной *аномально высоких температур плавления и кипения* таких веществ.

Характеристики водородной связи



Вещества с водородными связями *имеют высокие температуры кипения* (например, вода, спирты, жидкий HF, аммиак и некоторые другие соединения).

Так, вода кипит при температуре 100°C , а должна кипеть на 200°C . Это касается и аммиака NH_3 : его истинная температура плавления (-33°C) на 80°C выше ожидаемого значения.

Объяснение: при кипении жидкости разрушаются только Ван-дер-ваальсовы взаимодействия, те, что удерживают молекулы в жидкой фазе. Если температуры кипения неожиданно высокие, то, следовательно, молекулы связаны дополнительно еще какими-то силами. В данном случае это и есть водородные связи.

Характеристики водородной связи



2. Водородные связи являются причиной другого уникального свойства воды – *при плавлении ее плотность возрастает.*

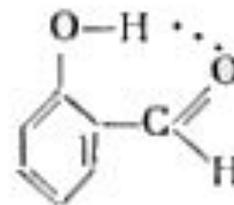
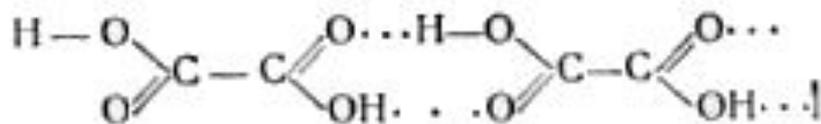
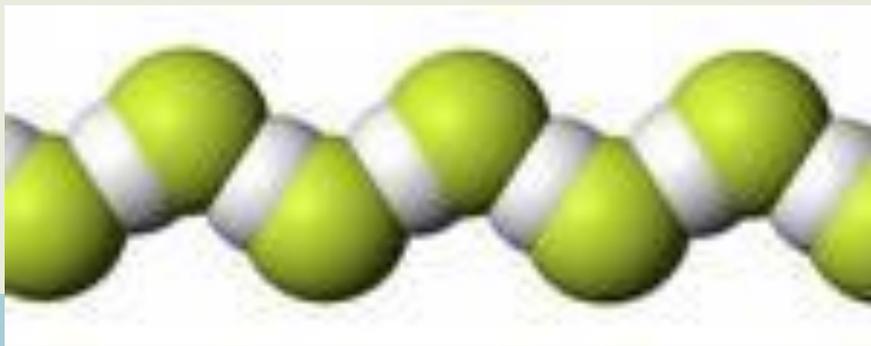
В структуре льда каждый атом кислорода связан через атомы водорода с четырьмя другими атомами кислорода из других молекул воды. В результате образуется очень рыхлая «ажурная» структура. Поэтому лед очень легкий.

При плавлении льда *около 10% водородных связей разрушается*, и молекулы воды немного сближаются. Поэтому плотность жидкой воды при температуре плавления выше, чем плотность льда.

Дальнейшее нагревание вызывает увеличение объема воды, но это происходит со всеми веществами.

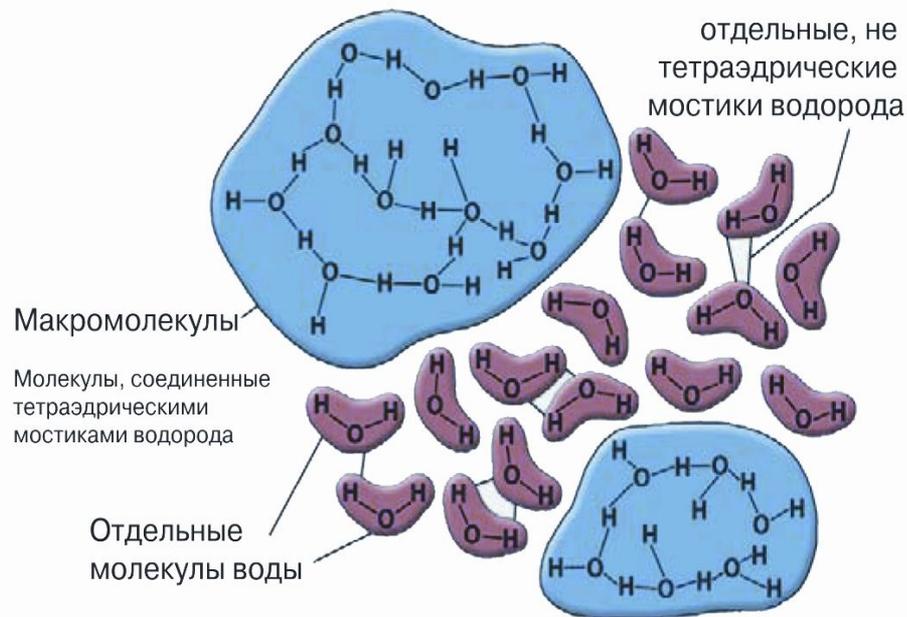
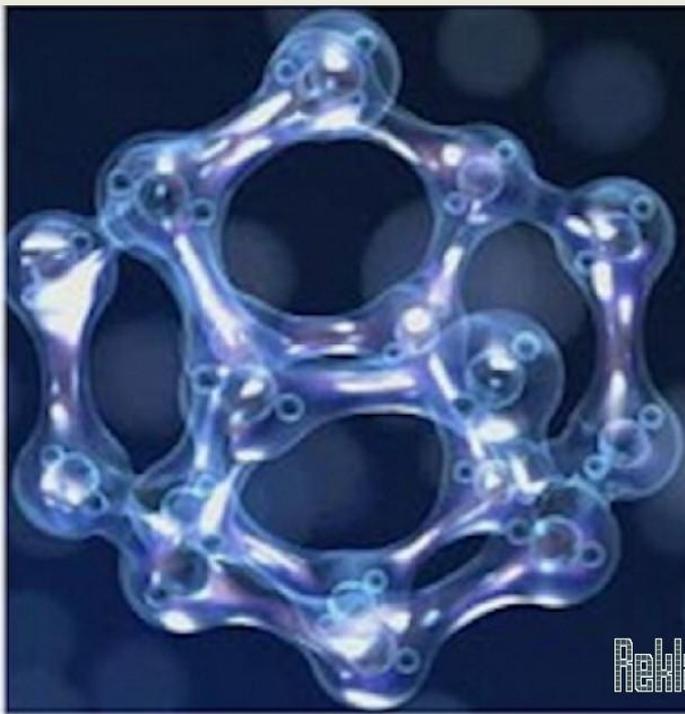
Характеристики водородной связи

3. Наличие водородных связей влияет и на кислотные свойства многих веществ. Так, фтороводородная кислота HF , в отличие от других галогеноводородных кислот (HCl , HBr , HI) является слабой так как атомы водорода связаны сразу с двумя атомами фтора, что препятствует их отщеплению. По той же причине большинство карбоновых (органических) кислот являются слабыми.



Характеристики водородной связи

Предполагают, что водородная связь играет большую роль в механизме наследственности: действие памяти связывают с хранением информации в молекулярных конфигурациях с водородными связями.



ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

КОВАЛЕНТНАЯ

полярная



неполярная

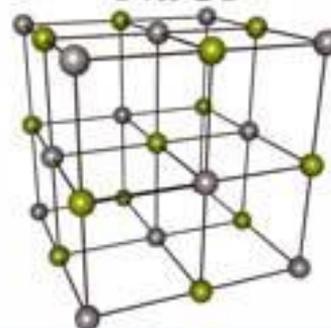


ИОННАЯ

Na^+



NaCl

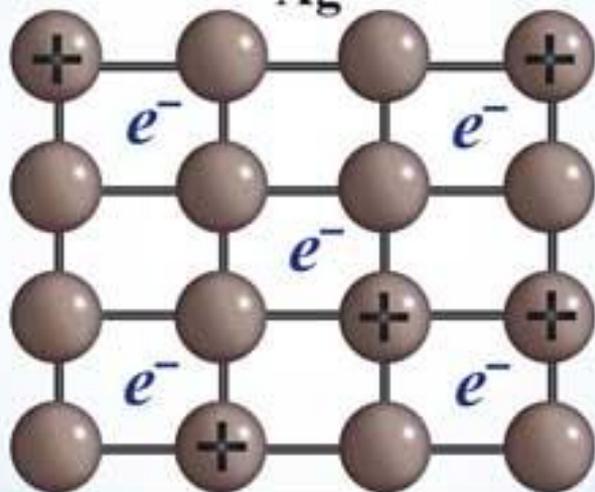


Cl^-



МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ

Ag



ВОДОРОДНАЯ



Полярность



МОЛЕКУЛ

Полярность молекул



Полярные вещества в химии – это вещества, молекулы которых обладают электрическим дипольным моментом.

Дипольный момент обычно возникает вследствие *разной электроотрицательности составляющих молекулу атомов*, из-за чего связи в молекуле приобретают полярность. Однако, для приобретения дипольного момента требуется не только полярность связей, но и *соответственное их расположение в пространстве*.

Полярность молекул



Полярными являются молекулы:

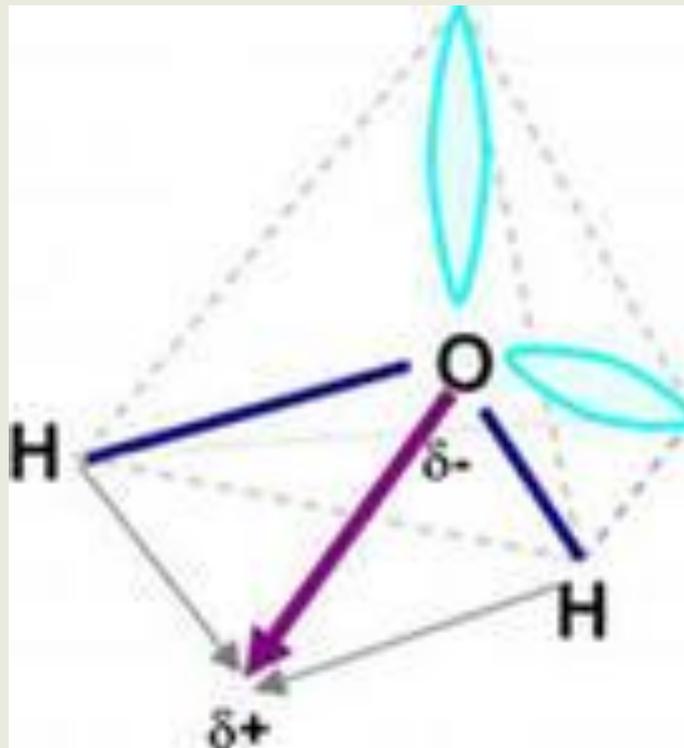
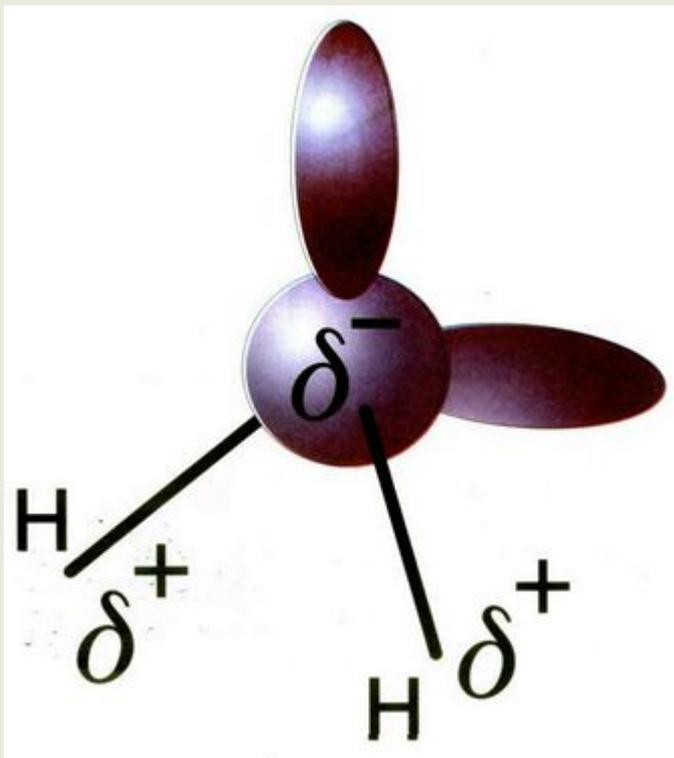
1. Образованные ионной химической связью.



Полярность молекул

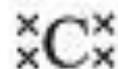
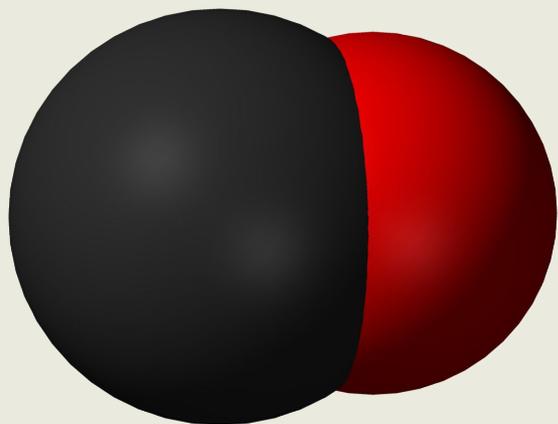


2. Образованные ковалентной полярной связью и имеющие *несимметричные* молекулы

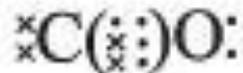


Полярность молекул

Из двух оксидов углерода монооксид (или угарный газ) имеет полярные молекулы:



Валентные электроны
атома углерода



Электронная формула
молекулы CO



Валентные электроны
атома кислорода



Структурная формула
молекулы CO

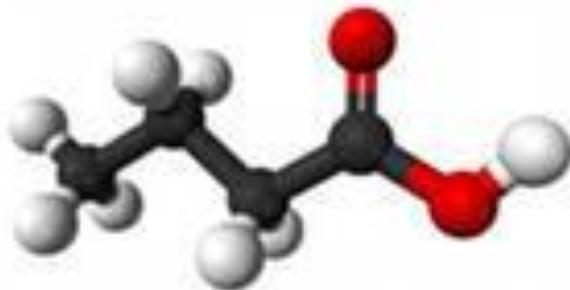
Полярность молекул



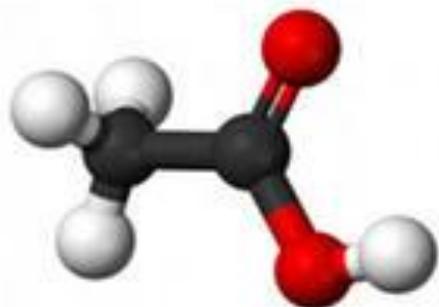
Если сравнивать полярность неорганических и органических веществ, то у последних она ниже. Это объясняется влиянием на полярность полярных связей *неполярного углеродного скелета*. Полярность органических веществ также имеет тенденцию снижения при увеличении количества атомов углерода в молекуле.

Полярность молекул

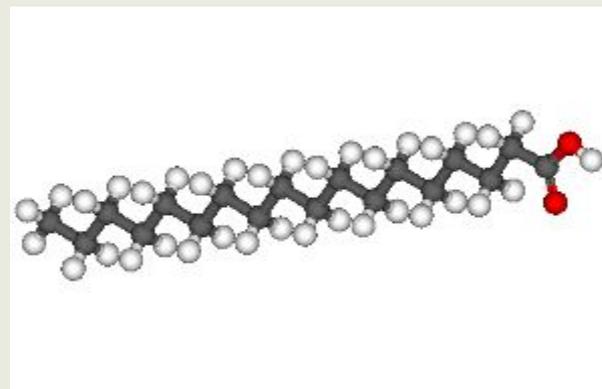
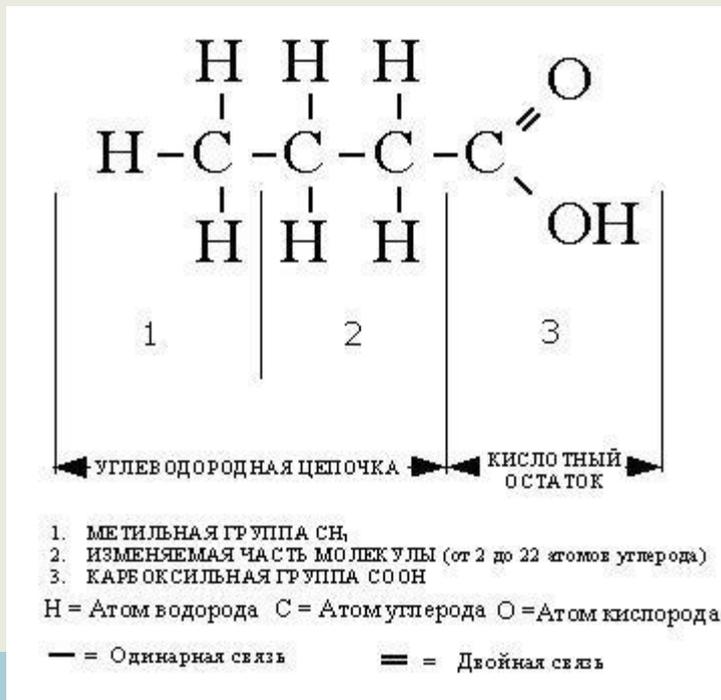
(уменьшается слева направо)



масляная кислота



уксусная кислота



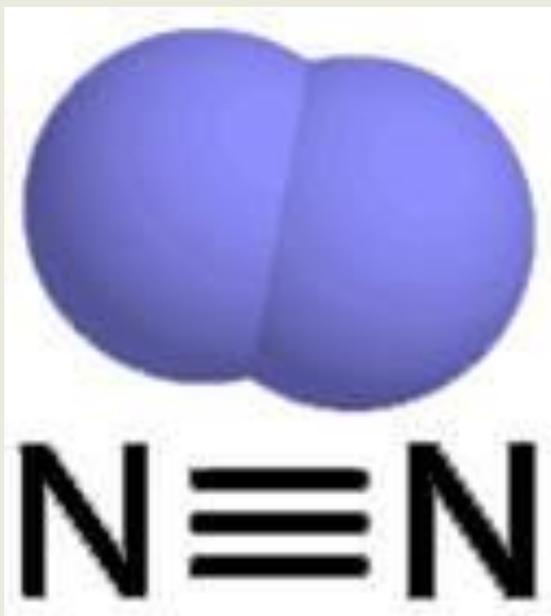
стеариновая кислота

Полярность молекул



Неполярными являются молекулы:

1. Образованные неполярными связями (ковалентной неполярной или металлической).



азот

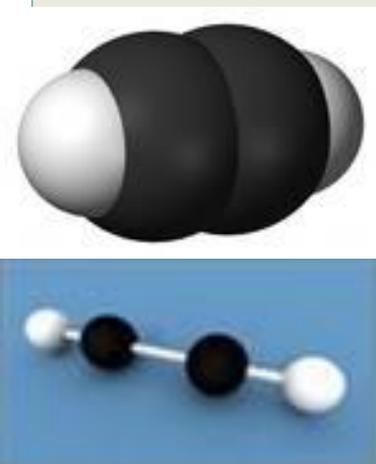
сера



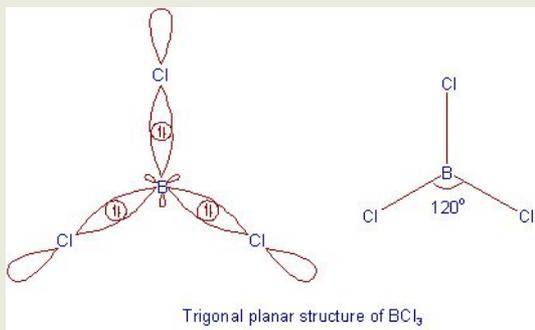
медь

Полярность молекул

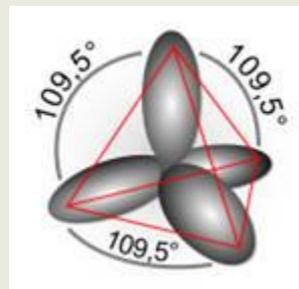
2. Образованные ковалентными полярными связями, но имеющие симметричные молекулы. К симметричным формам относятся осевая (угол между связями 180°), плоская треугольная (угол между связями 90°), полная тетраэдрическая (угол между связями $109,5^\circ$), полная октаэдрическая.



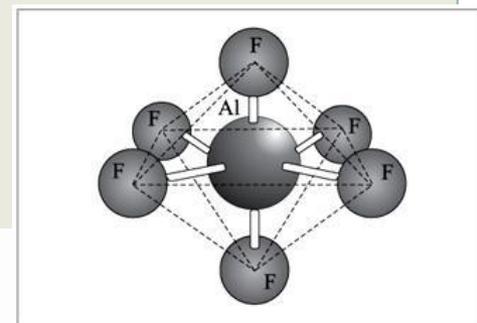
ацетилен



хлорид бора



метан

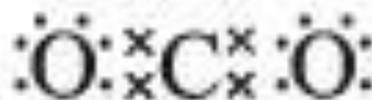
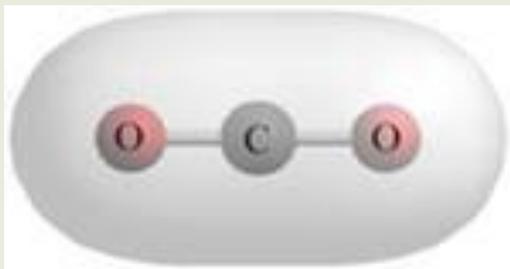
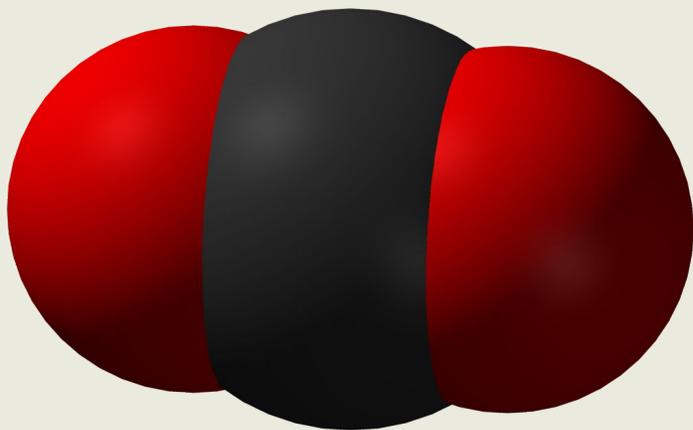


комплексный
ион фторида
алюминия

Полярность молекул



Второй оксид углерода – диоксид (или углекислый газ) имеет неполярные молекулы:



Электронная формула
молекулы CO_2



Структурная формула
молекулы CO_2