

# Ионная химическая



# СВЯЗЬ

# Ионная химическая связь.

## Особенности ионной связи

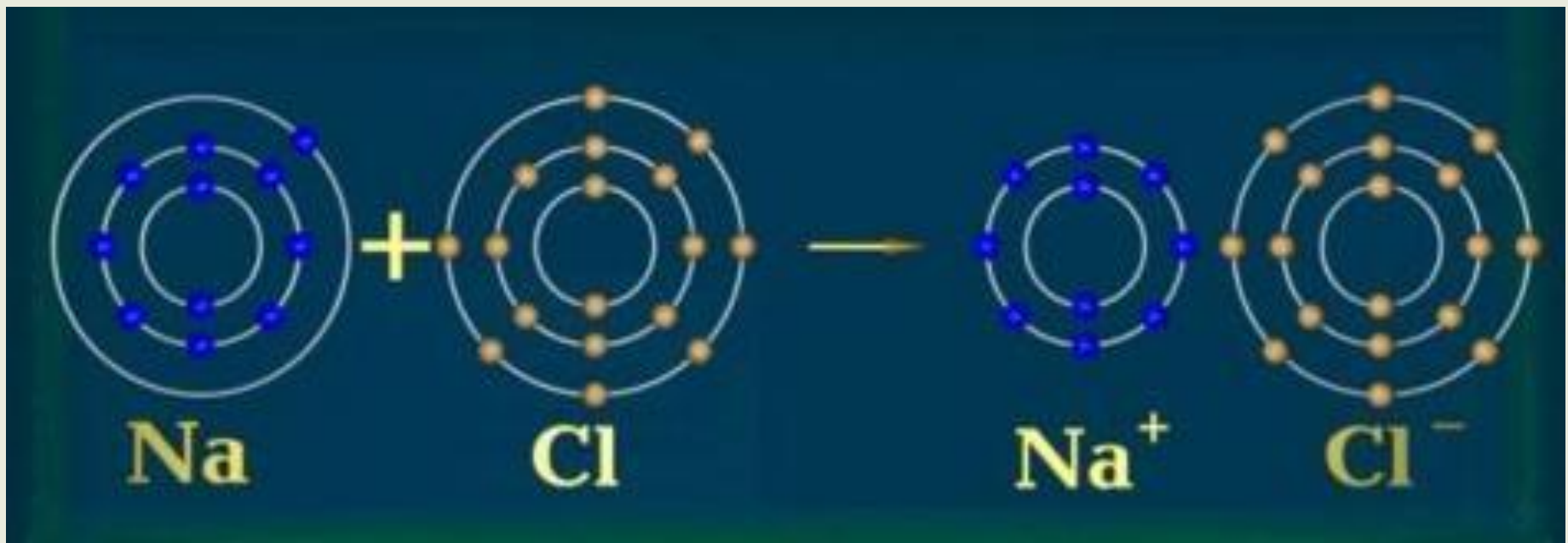
Ионная связь – это притяжение ионов как разноименно заряженных тел.

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



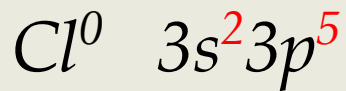
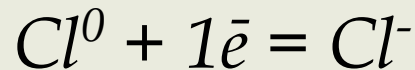
Рассмотрим образование молекулы NaCl:



# Ионная связь



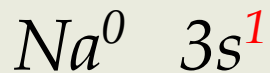
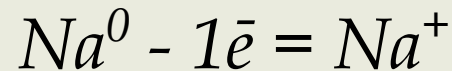
Хлор имеет 7 электронов на внешней электронной оболочке, до стабильного электронного состояния ему не хватает **1 электрона**, поэтому **принимая** его он приобретет отрицательный заряд:



# 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

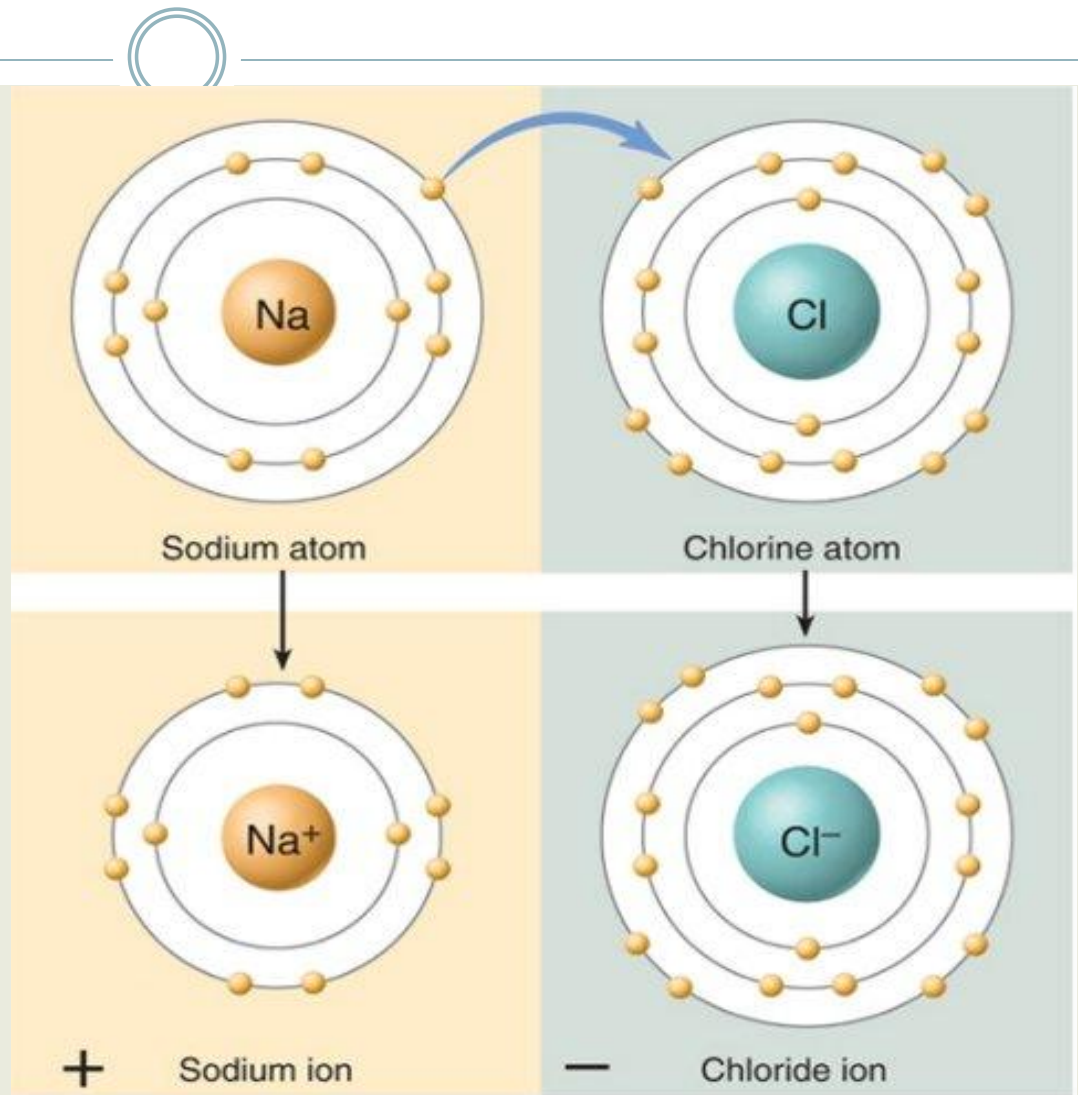
*разно*

*заряженные*

*частицы*

*притягиваются*

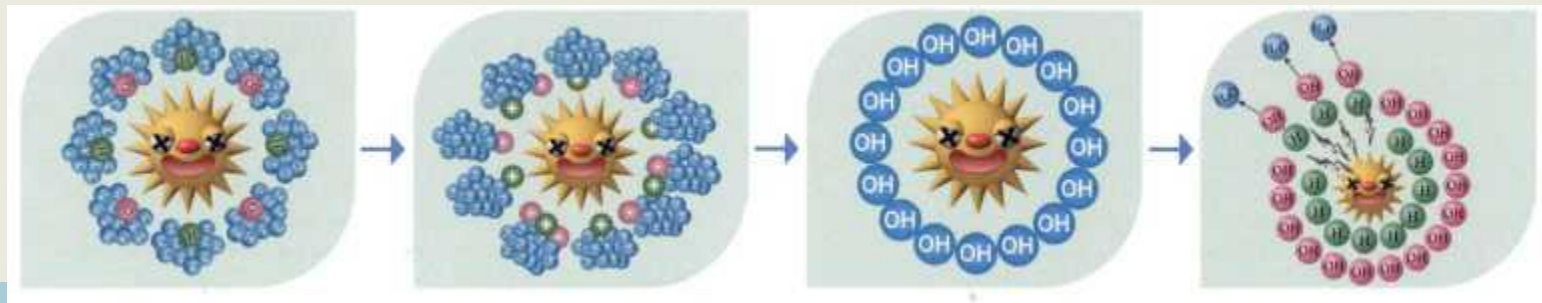
под действием сил электростатического притяжения, образуя молекулу.



# Характеристики ионной связи



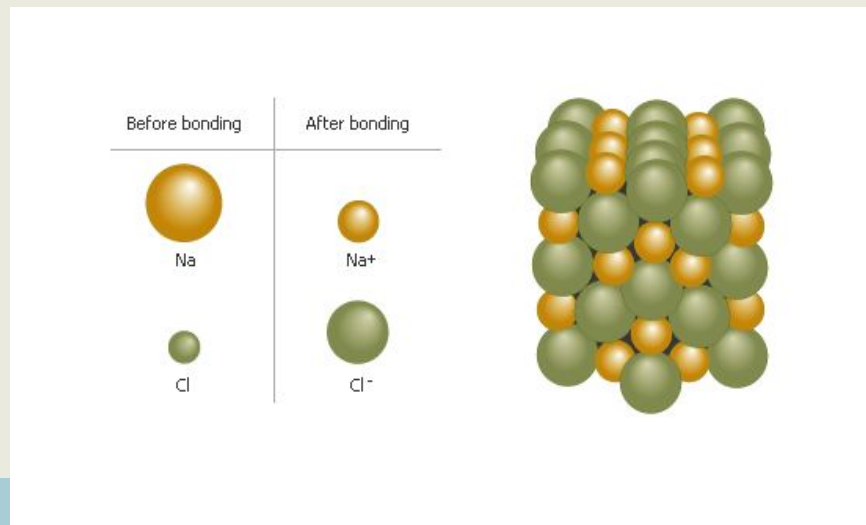
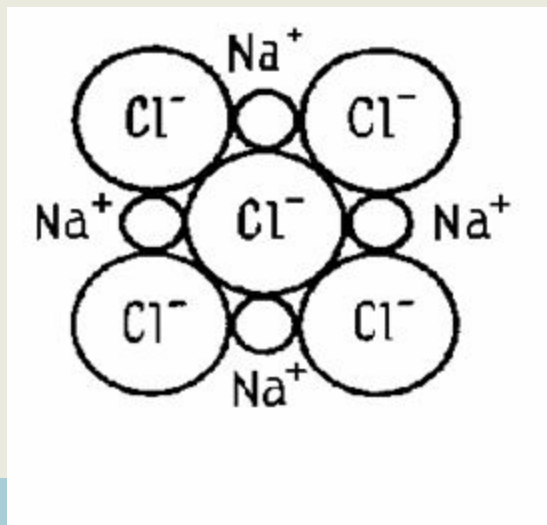
1. Отсутствие направленности (в отличие от ковалентной связи), что объясняется тем, что *электрическое поле иона* обладает сферической симметрией, т.е. вырождается (*убывает*) с расстоянием *одинаково* в любом направлении и взаимодействие между ионами осуществляется одинаково вне зависимости от направления.



# 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:

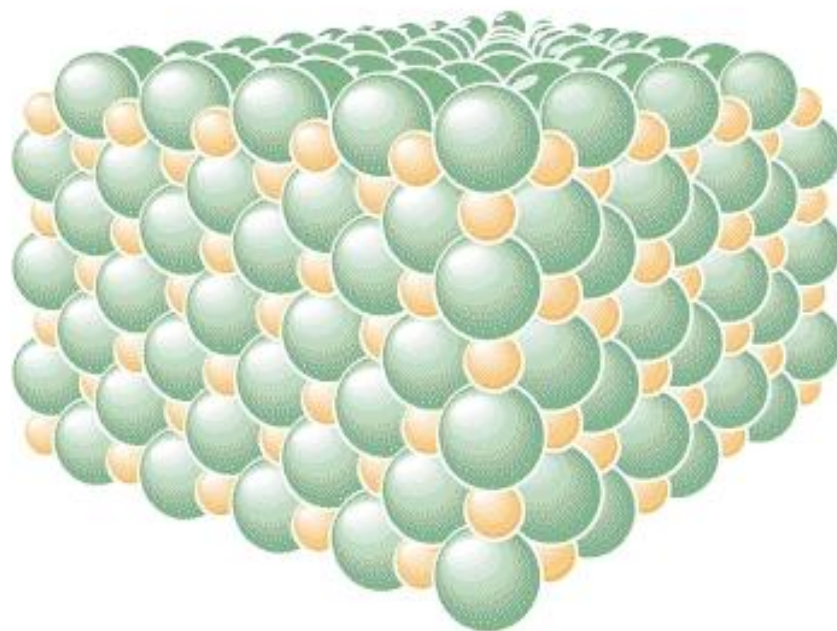
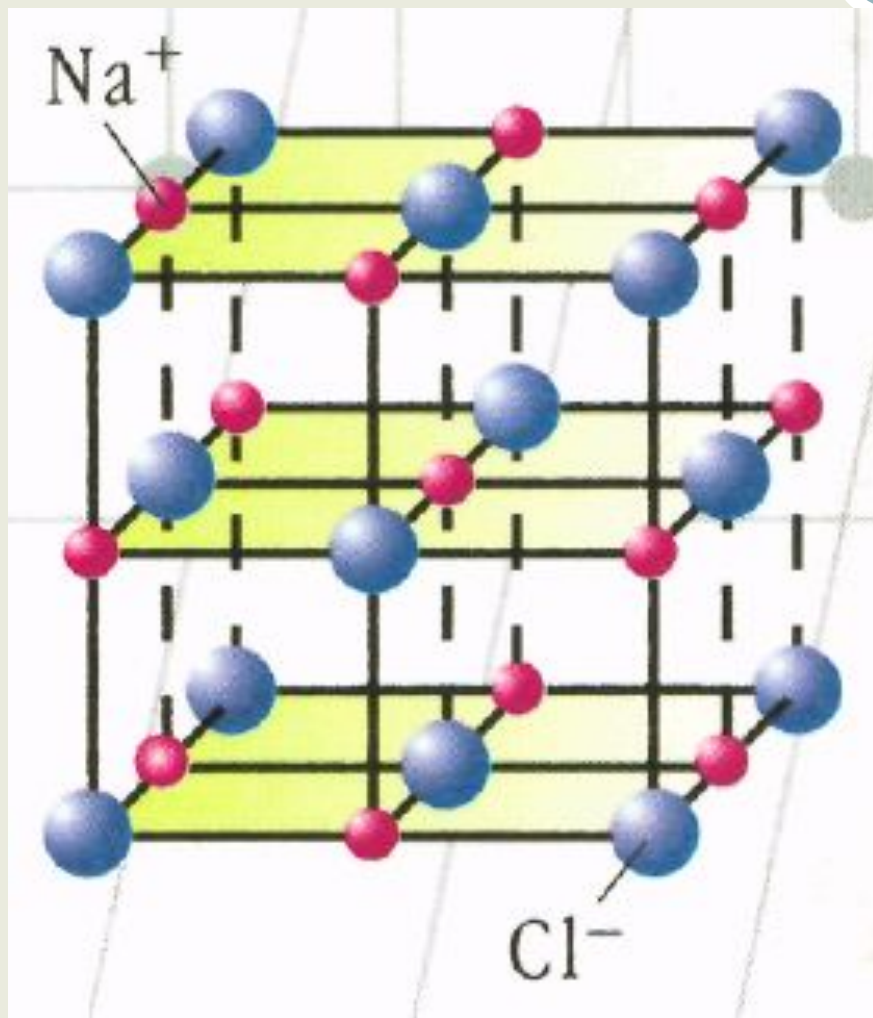
*к одному иону может присоединиться  
различное число ионов противоположного знака.*


# 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 ( $\text{Na}^+$ )

 Chloride ion ( $\text{Cl}^-$ )

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

Металлическая

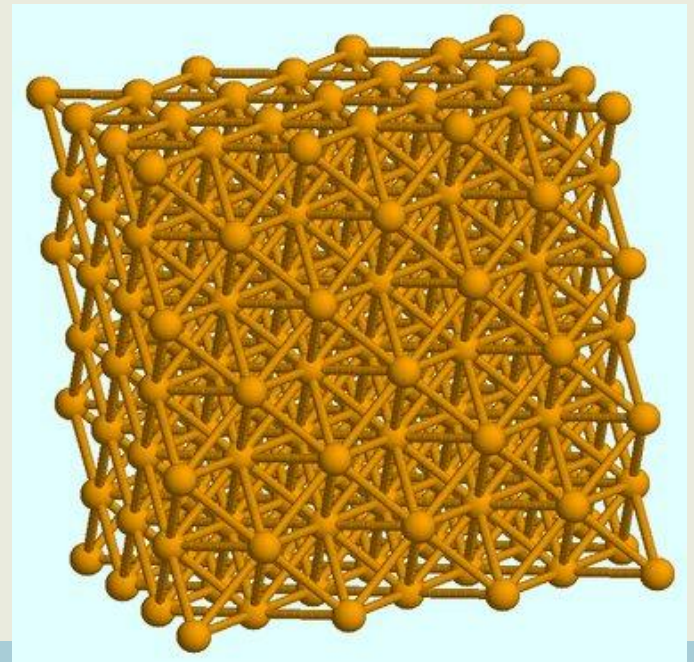
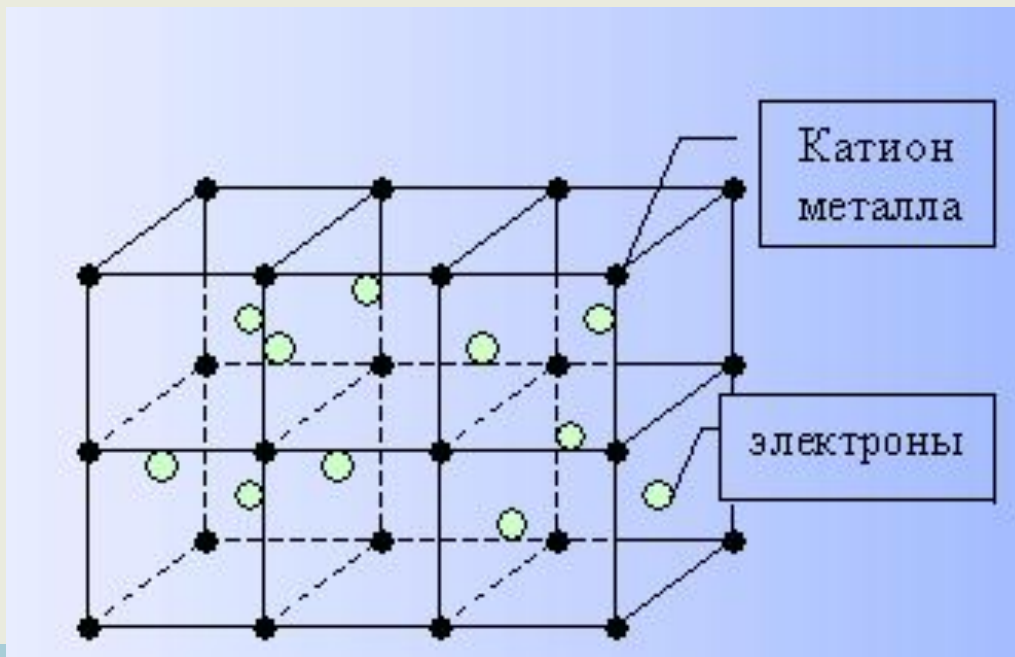


СВЯЗЬ

# 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:

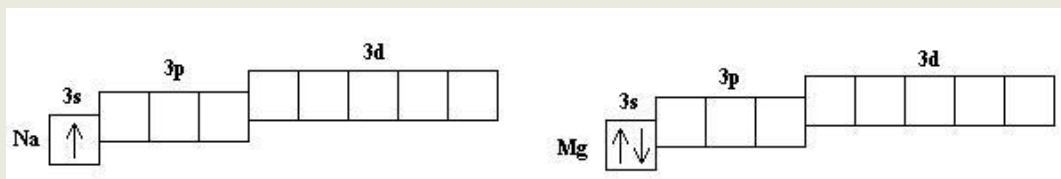
□ *происходит обобществление электронов*, но в отличие от ковалентной связи, где электроны локализованы около определенных атомов, электроны в металлах обобществляются для всего кристалла). Свободные электроны называют *электронным газом*.



# 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*.



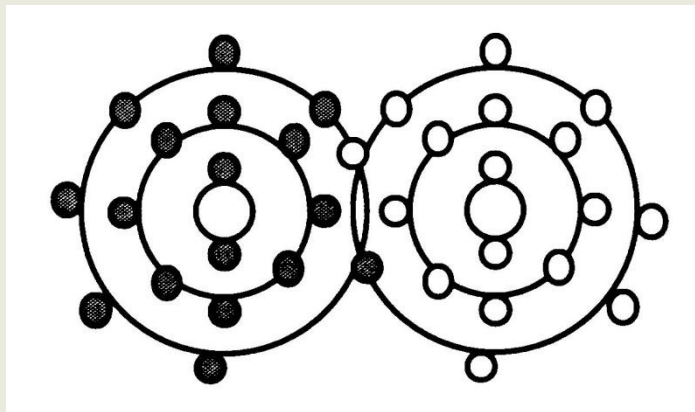
Поэтому валентный 3s-электрон натрия способен перемещаться на любую из свободных соседних орбиталей. А при сближении атомов их внешние орбитали перекрываются, благодаря чему электроны начинают свободно перемещаться по всему кристаллу.

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 ( $2s^2 2p^6$ ).

# Металлическая связь



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



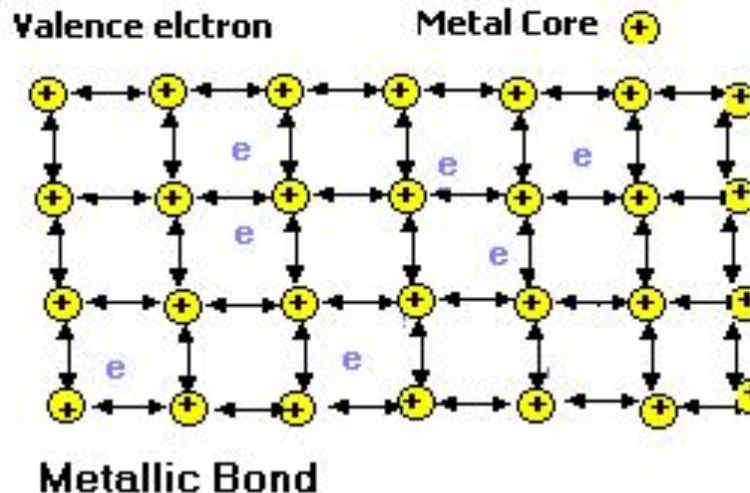
У натрия, калия, рубидия и других s-металлов валентных и, соответственно, обобществленных электронов мало, поэтому их кристаллы непрочные и легкоплавкие.

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



# Металлическая связь

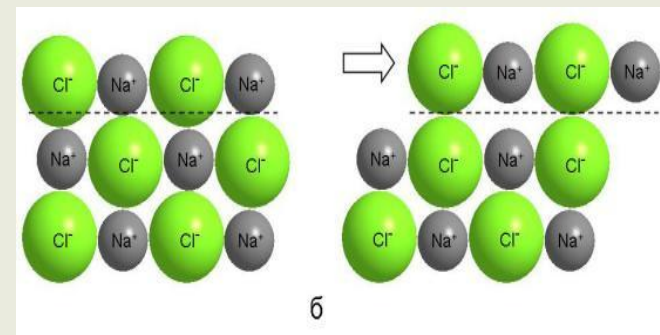
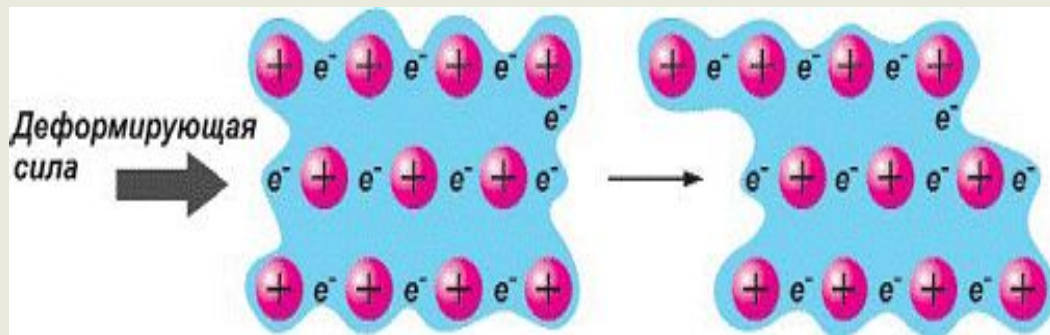
Валентные электроны атомов свободно перемещаются внутри кристаллической структуры металла. **НО**, поскольку металлы имеют высокую температуру плавления и высокую плотность, следует сделать вывод, что «электронный газ» очень прочно связывает положительные ионы в кристалле металла, не давая им распадаться.



# 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.



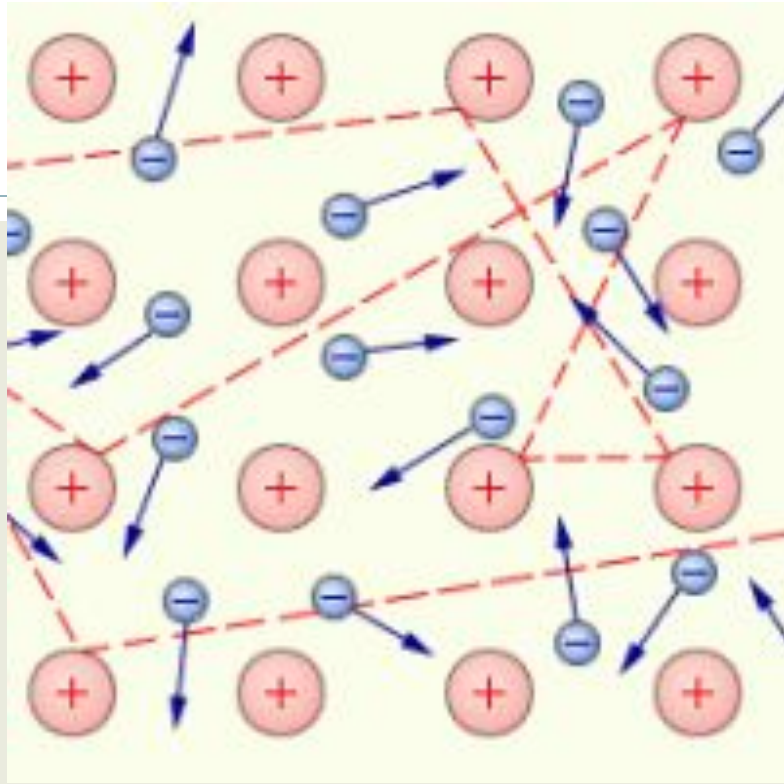
# Характеристики металлической связи



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.

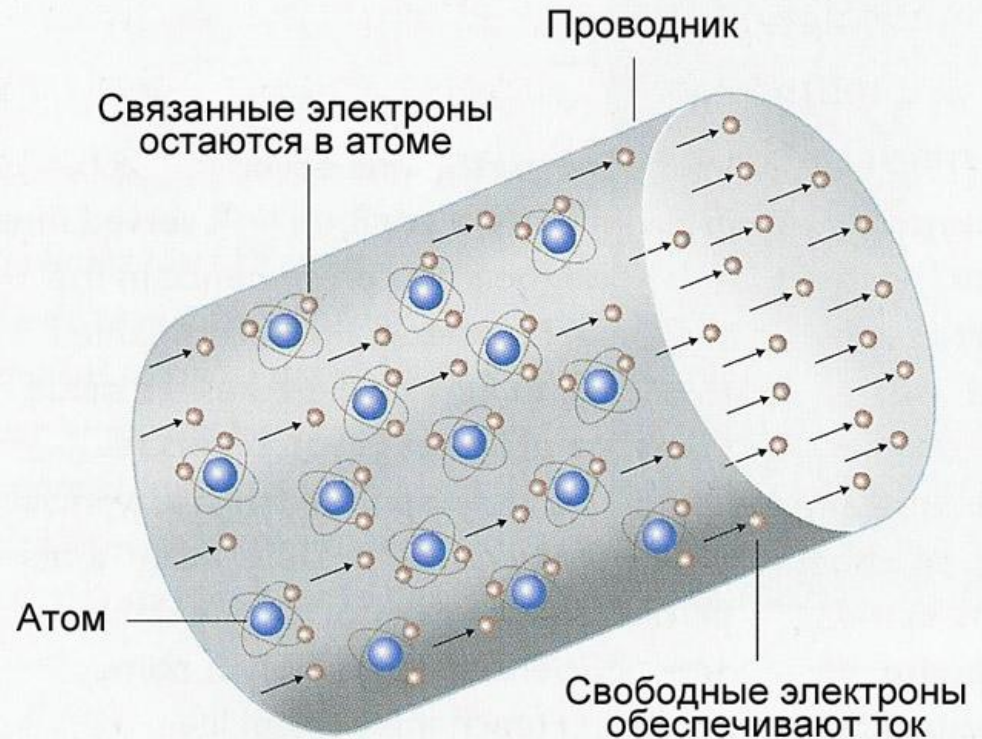
При повышении температуры колебания ионов усиливаются и их столкновения с электронами учащаются. Вследствие этого меньшее количество электронов остается свободными и электропроводность металлов уменьшается.

# Электропроводность



хаотичное движение  
электронов

направленное движение  
электронов



# Водородная



# СВЯЗЬ

# Водородная связь

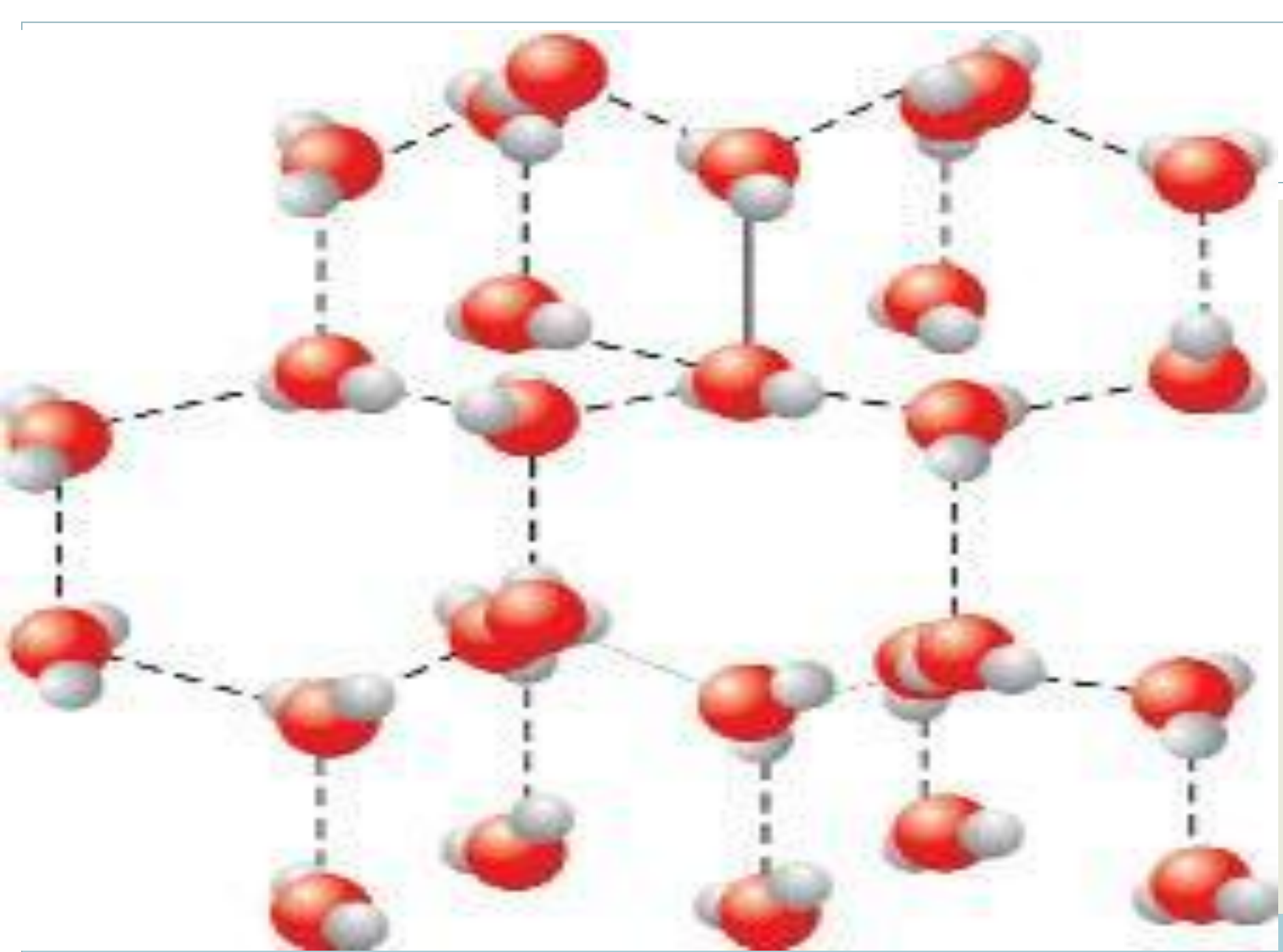


Это форма взаимодействия электроотрицательного атома и атома водорода **H**, связанного ковалентной связью с другим электроотрицательным атомом (азотом **N**, кислородом **O** или фтором **F**).

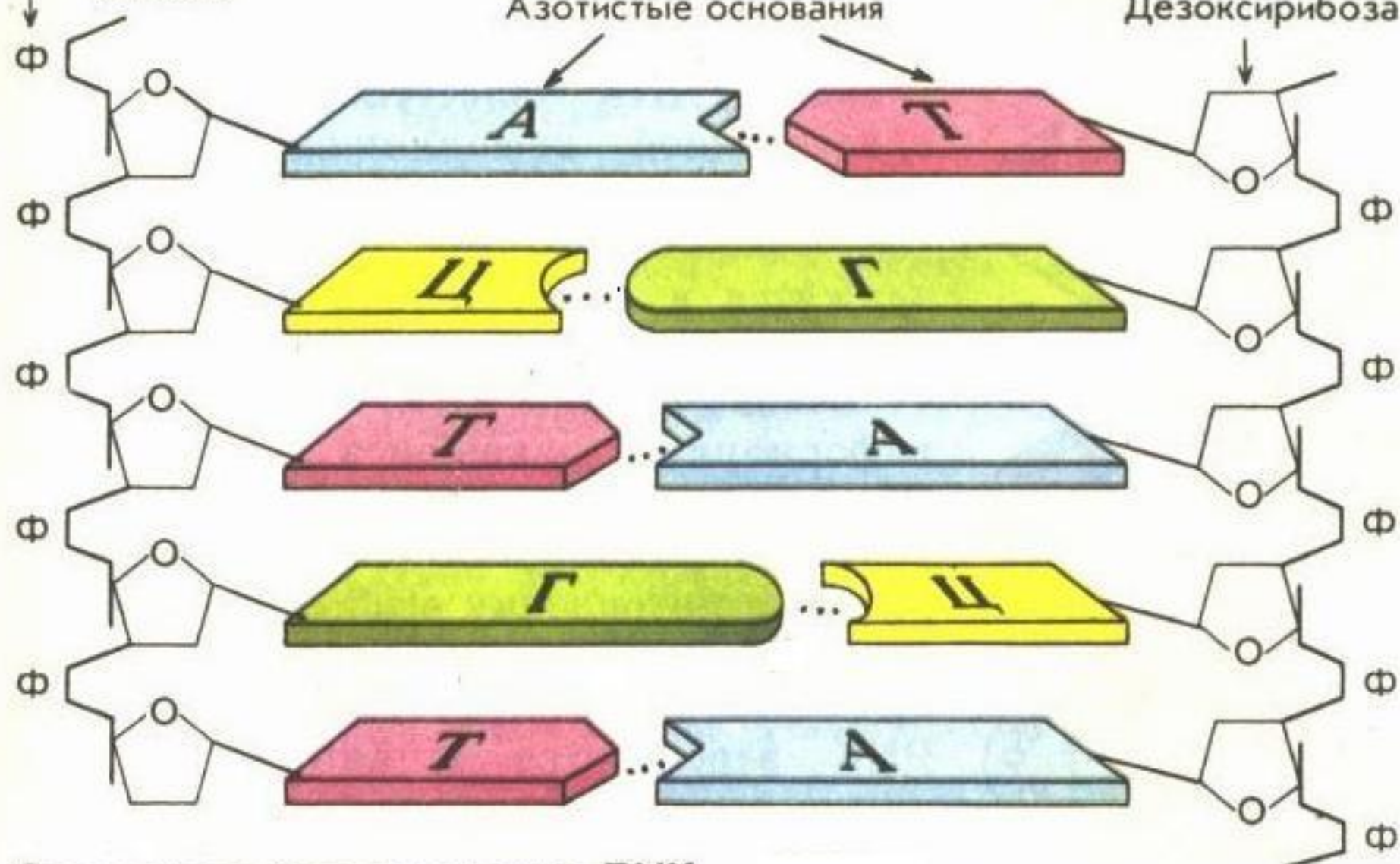
Водородная связь может быть межмолекулярной и внутримолекулярной.

Водородная связь относится к межмолекулярным взаимодействиям.





Остаток фосфорной кислоты



Схематическое строение ДНК.

Многоточием обозначены водородные связи

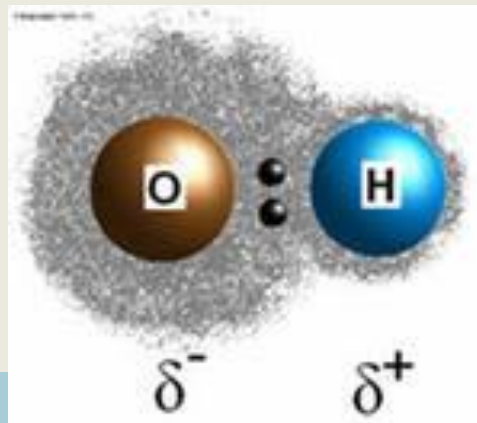


# Водородная связь



Возникновение водородной связи объясняется действием *электростатических сил*.

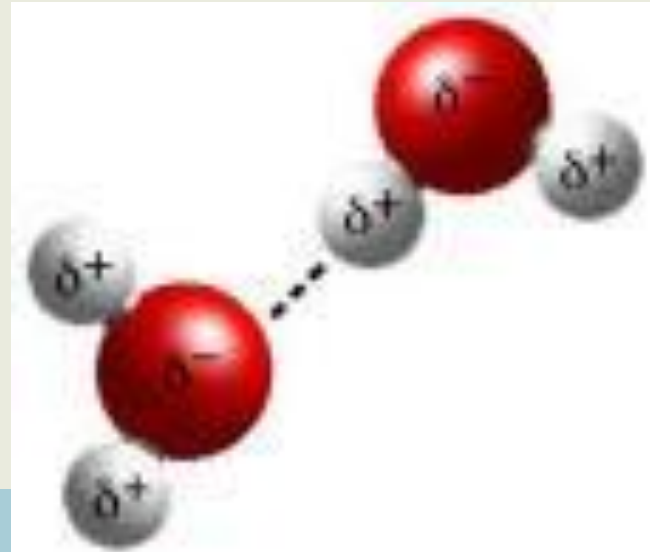
Так, в молекуле воды при образовании полярной ковалентной связи между атомом водорода и атомом кислорода, который характеризуется высокой электроотрицательностью, электронное облако водорода сильно смещается к атому кислорода.



# 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  $100^{\circ}\text{C}$ , а должна кипеть на  $200^{\circ}\text{C}$ . Это касается и аммиака  $\text{NH}_3$ : его истинная температура плавления ( $-33^{\circ}\text{C}$ ) на  $80^{\circ}\text{C}$  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.*

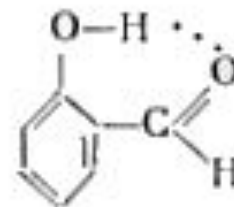
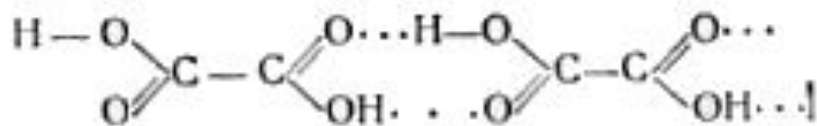
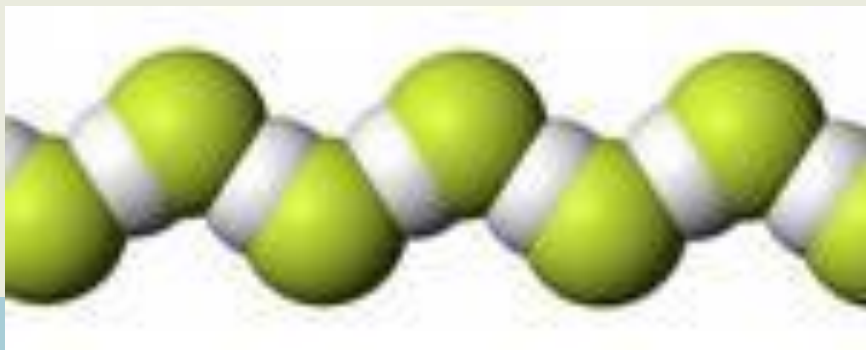
В структуре льда каждый атом кислорода связан через атомы водорода с четырьмя другими атомами кислорода из других молекул воды. В результате образуется очень рыхлая «ажурная» структура. Поэтому лед очень легкий.

*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.

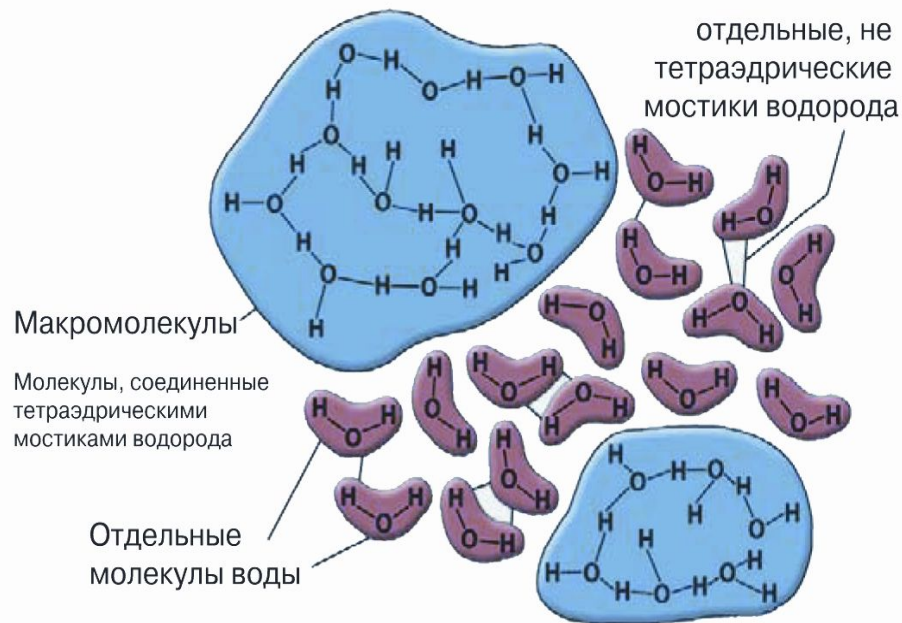
# Характеристики водородной связи

3. Наличие водородных связей влияет и на кислотные свойства многих веществ. Так, фтороводородная кислота  $\text{HF}$ , в отличие от других галогеноводородных кислот ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ) 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

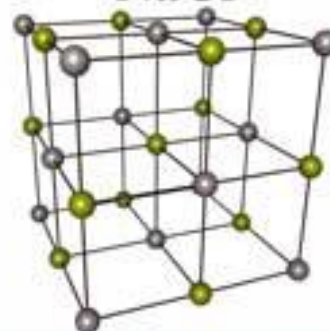


## ИОННАЯ

$\text{Na}^+$



$\text{NaCl}$

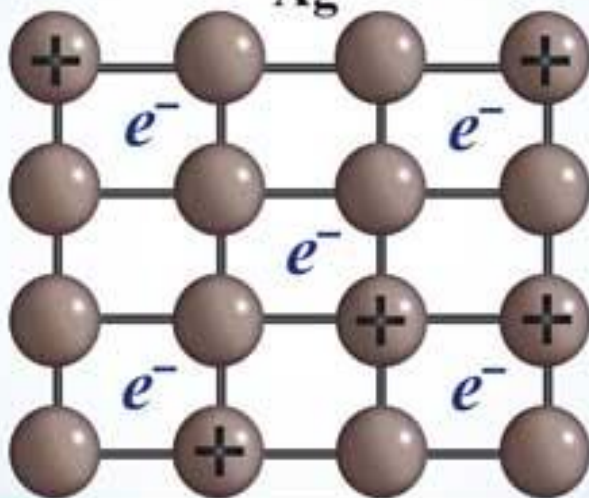


$\text{Cl}^-$

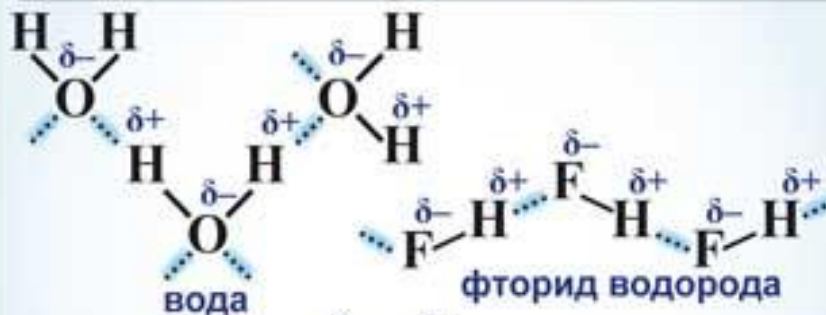


## МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ

$\text{Ag}$



## 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:

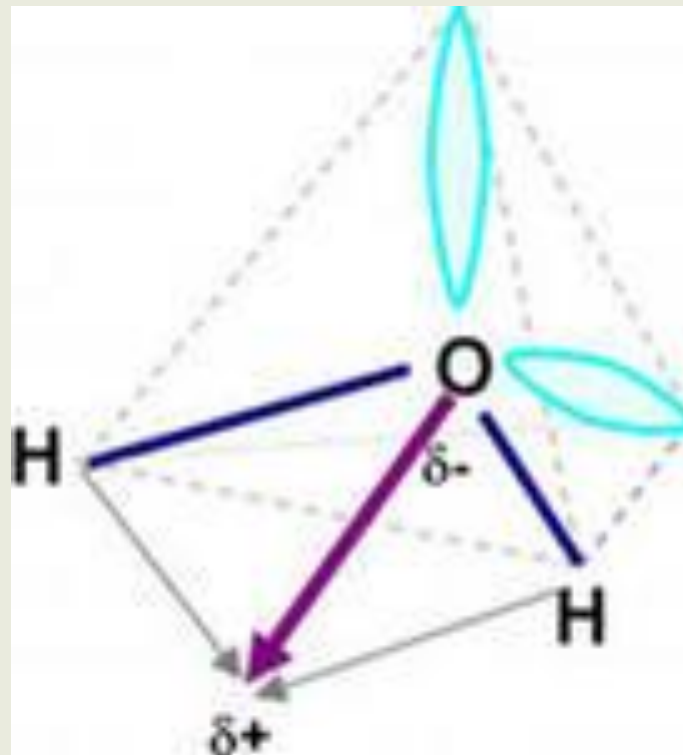
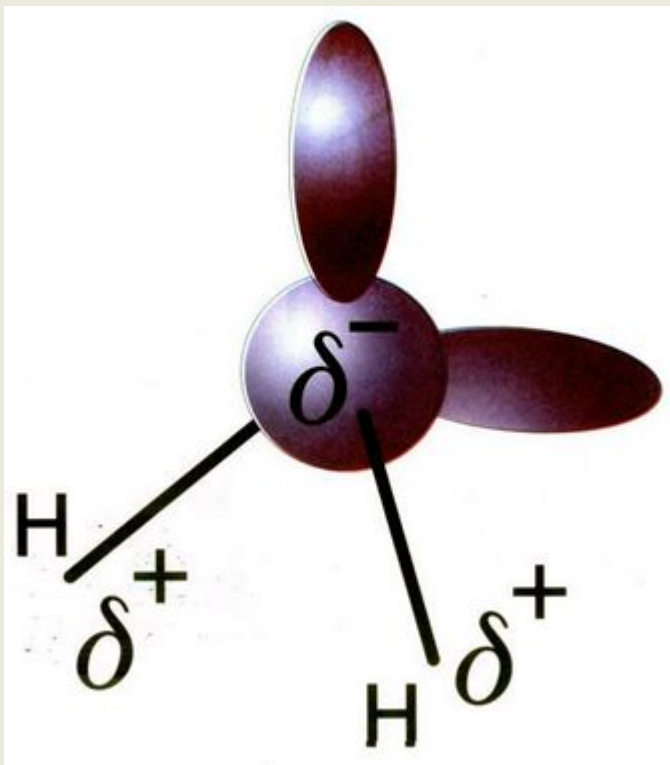
1. Образованные ионной химической связью.



# Полярность молекул



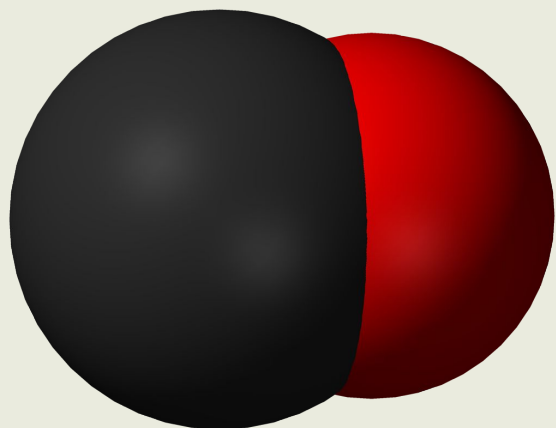
2. Образованные ковалентной полярной связью и имеющие *несимметричные* молекулы



# Полярность молекул



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



Валентные электроны  
атома углерода



Валентные электроны  
атома кислорода



Электронная формула  
молекулы CO



Структурная формула  
молекулы CO

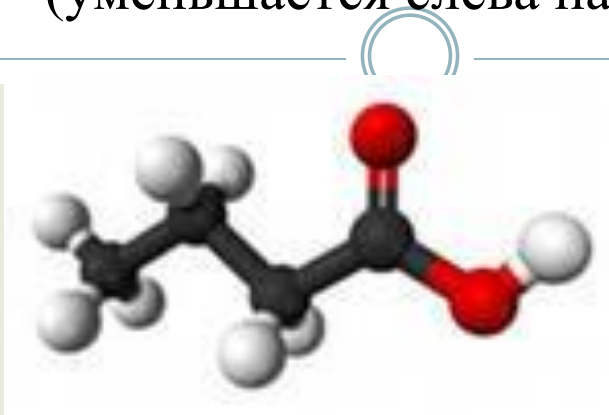
# Полярность молекул



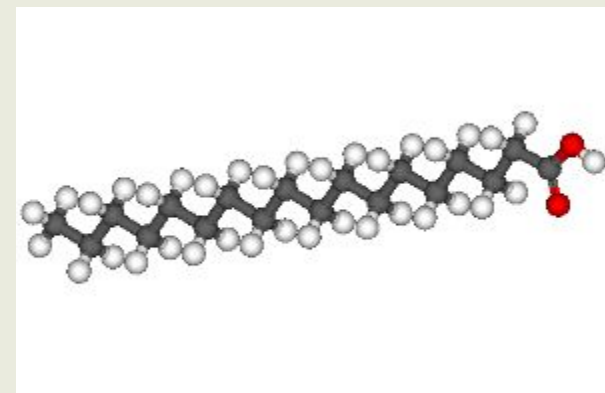
Если сравнивать полярность неорганических и органических веществ, то у последних она ниже. Это объясняется влиянием на полярность полярных связей *неполярного углеродного скелета*. Полярность органических веществ также имеет тенденцию снижения при увеличении количества атомов углерода в молекуле.

# Полярность молекул

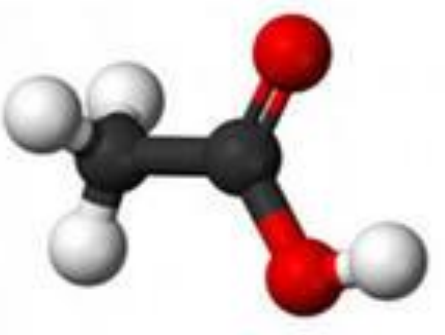
(уменьшается слева направо)



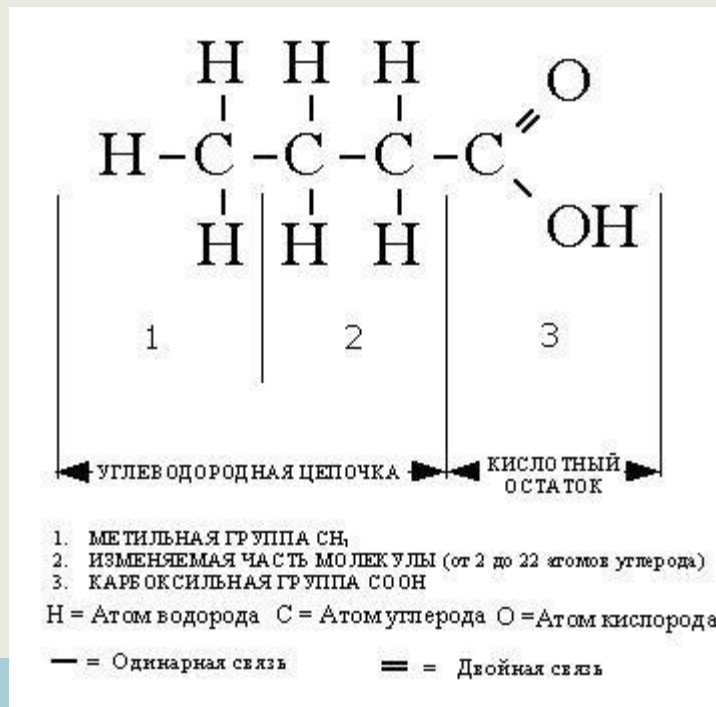
масляная кислота



стеариновая кислота



уксусная кислота

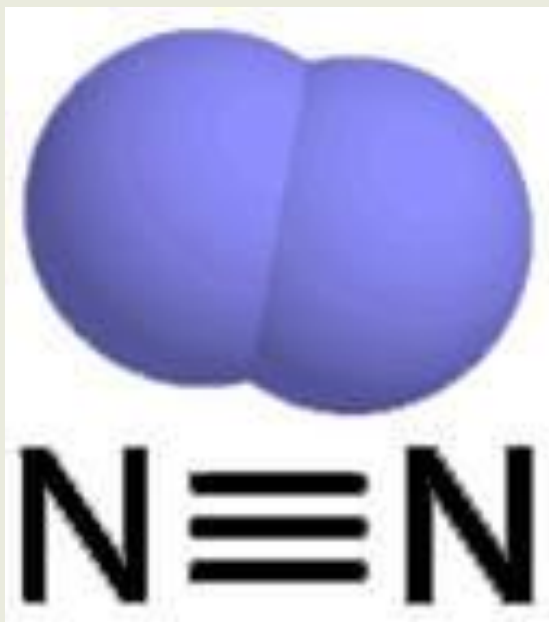


# Полярность молекул



Неполярными являются молекулы:

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



азот

сера

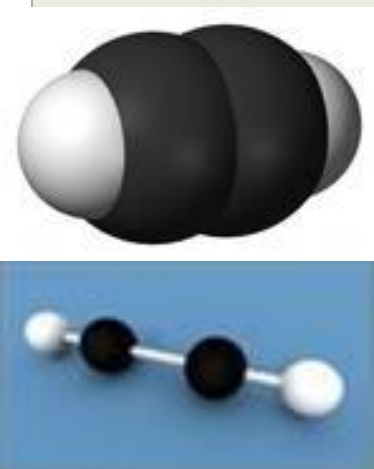


медь

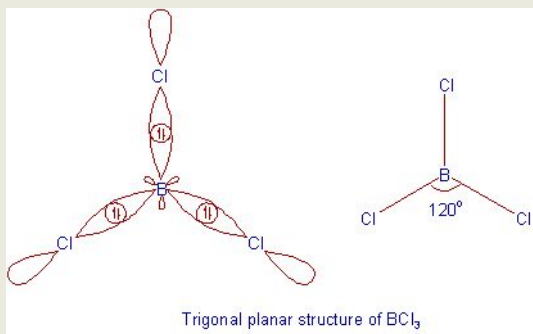


# Полярность молекул

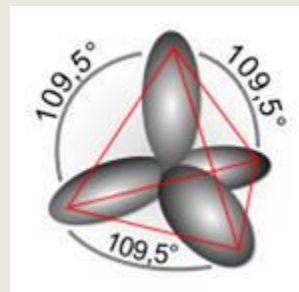
2. Образованные ковалентными полярными связями, но имеющие симметричные молекулы. К симметричным формам относятся осевая (угол между связями  $180^\circ$ ), плоская треугольная (угол между связями  $90^\circ$ ), полная тетраэдрическая (угол между связями  $109,5^\circ$ ), полная октаэдрическая.



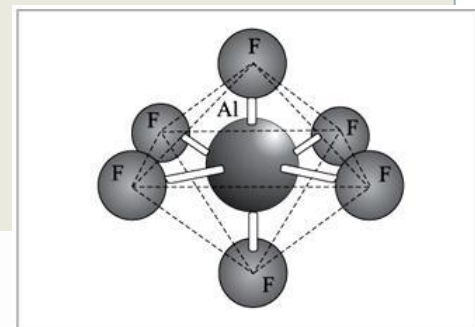
ацетилен



хлорид бора



метан

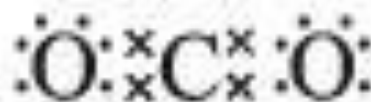
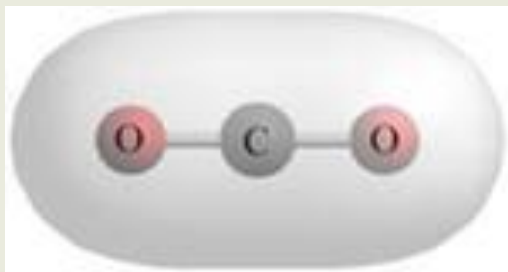
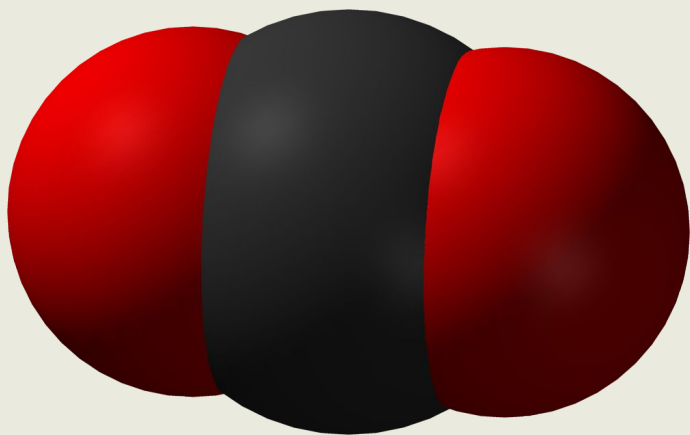


комплексный  
ион фторида  
алюминия

# Полярность молекул



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



Электронная формула  
молекулы  $\text{CO}_2$



Структурная формула  
молекулы  $\text{CO}_2$