


# Строение вещества



**Химическая связь -  
взаимодействие атомов,  
связывающее их в единую  
устойчивую систему  
(молекулу, ион, кристалл и  
др.)**



Если число электронов на внешнем уровне атома максимальное, то такой уровень называется **завершённым**. Такие атомы не вступают в химическое взаимодействие при обычных условиях. Это благородные газы, находящиеся в главной подгруппе 8 группы Периодической системы.

Внешние электронные уровни атомов других хим. элементов являются **незавершёнными**. Они стремятся довести его до 8-электронного.

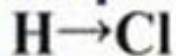
Электроны внешнего энергетического уровня являются валентными. При взаимодействии этих электронов образуется химическая связь.

В молекуле электроны становятся общими

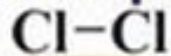
# ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

## ковалентная

полярная



неполярная

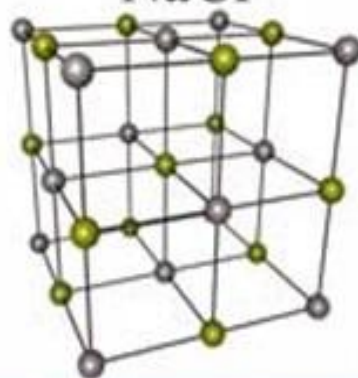


## ионная

$\text{Na}^+$



$\text{NaCl}$

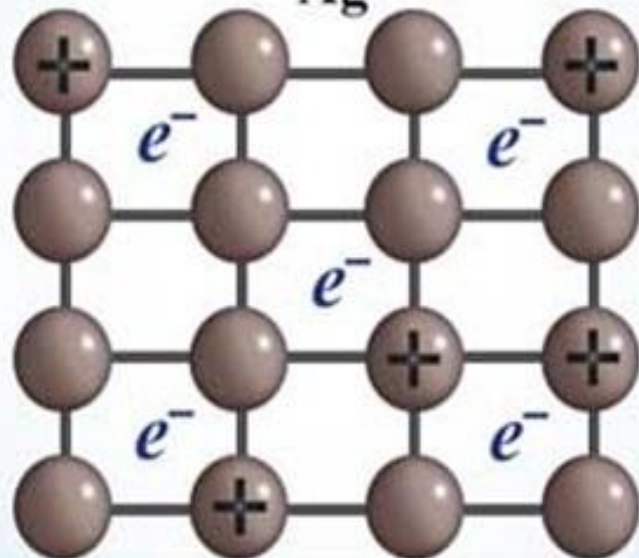


$\text{Cl}^-$

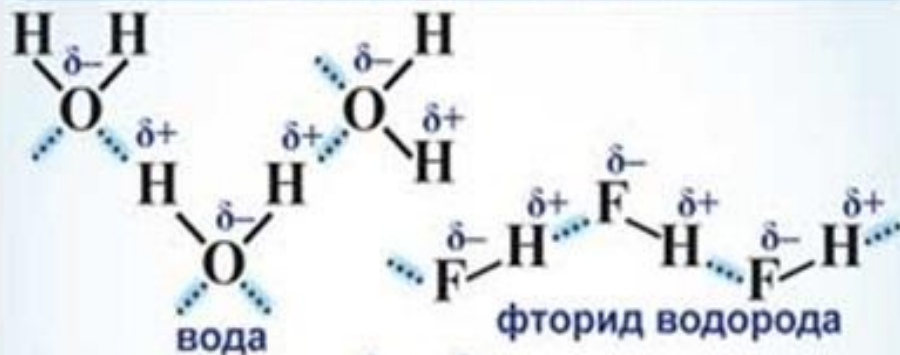


## металлическая

$\text{Ag}$



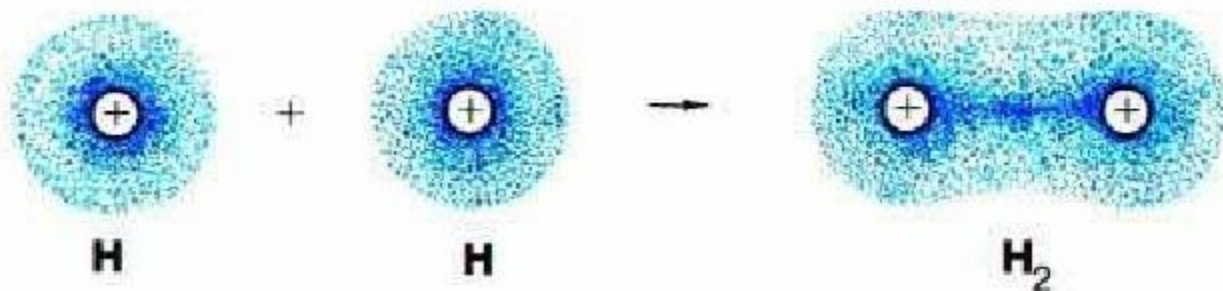
## водородная



# Ковалентная связь

**Ковалентная связь** – это связь между атомами неметаллов за счет образования общих связывающих электронных пар.

При образовании ковалентной связи происходит перекрывание атомных орбиталей



**1) Ковалентно-неполярная связь** – связь между атомами одного неметалла, общая электронная пара находится посередине

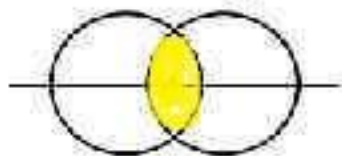
▶  $\text{H}_2$ ,  $\text{P}_4$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{S}_8$

**2) Ковалентно-полярная связь** – связь между атомами разных неметаллов, общая электронная пара смещается к более электроотрицательному элементу

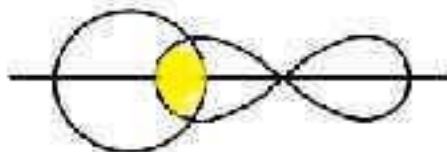
▶  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}_2$

## Способы перекрывания электронных облаков:

**$\sigma$ -связь** возникает при перекрывании электронных облаков вдоль линии соединения атомов:



s - s

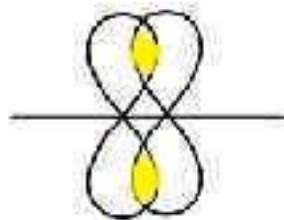


s - p



p - p

**$\pi$ -связь** возникает при перекрывании электронных облаков по обе стороны от линии соединения атомов:



p - p

## Характеристики ковалентной связи:

**Энергия связи** – энергия, которую необходимо затратить для разрыва данной связи. Измеряется в кДж/моль. Зависит от радиуса перекрывающихся облаков.

**Кратность связи** – число химических связей между двумя атомами. Её можно показать сплошной линией между атомами либо точками. Чем больше кратность связи, тем прочнее связь.

**Длина связи** – расстояние между ядрами атомов в молекуле. Измеряется в нм.

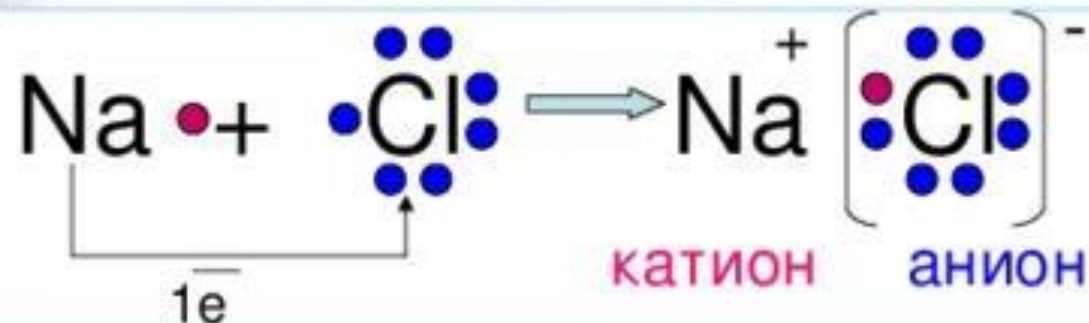
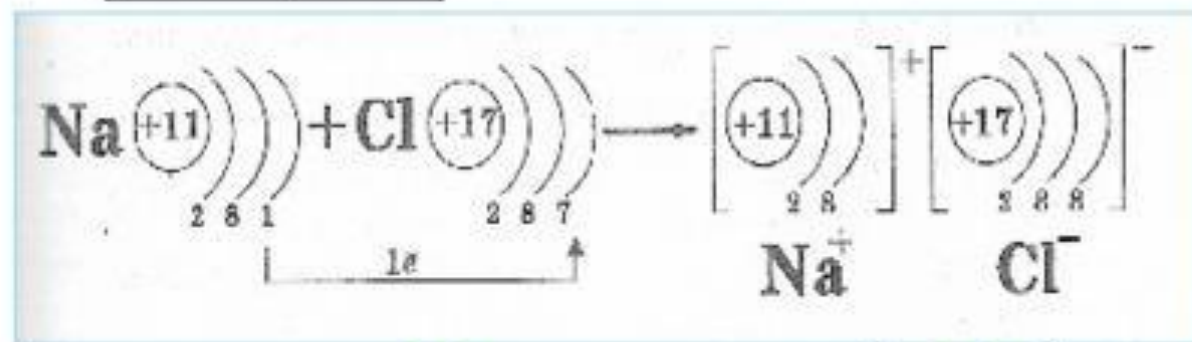
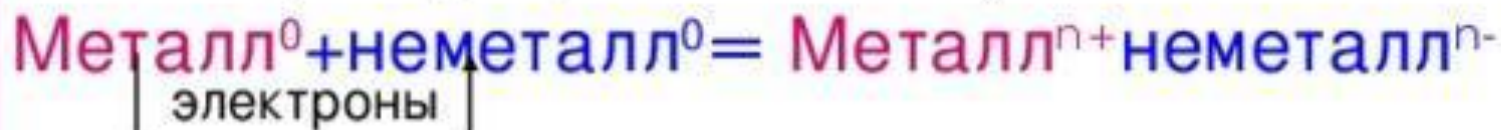
**Полярность связи** – смещение общей электронной плотности к более электроотрицательному атому. В зависимости от этого ковалентная связь делится на полярную и неполярную





# ИОННАЯ СВЯЗЬ

**Ионная связь** — это связь, образующаяся за счет электростатического притяжения катионов к анионам (элементы значительно отличаются по электроотрицательности).

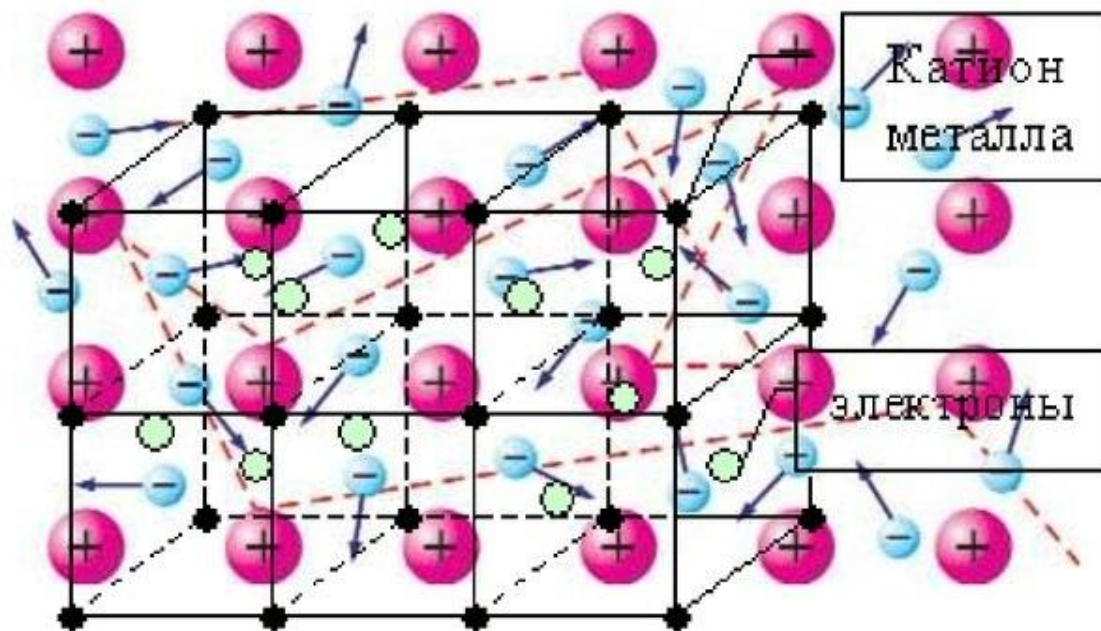


CuSO<sub>4</sub>

# ИОННАЯ СВЯЗЬ

**Ионная химическая связь** возникает между катионами **s-металлов** I и II групп периодической системы и анионами неметаллов VI и VII групп (LiF, CsCl, K<sub>2</sub>O и др.).

**Металлическая связь** - химическая связь в металлах и их сплавах, обусловленная наличием относительно свободных электронов. Данным видом химической связи определяются свойства веществ - твёрдость, ковкость, электрическая проводимость, теплопроводность, пластичность, металлический блеск и т.д.



# Металлическая связь

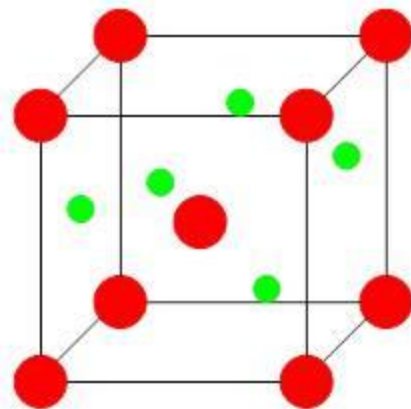
- Валентные электроны атомов металлов слабо связаны с ядром
- На внешнем электронном уровне мало электронов и много свободных орбиталей



- Внешние электроны легко переходят на свободные орбитали соседних атомов

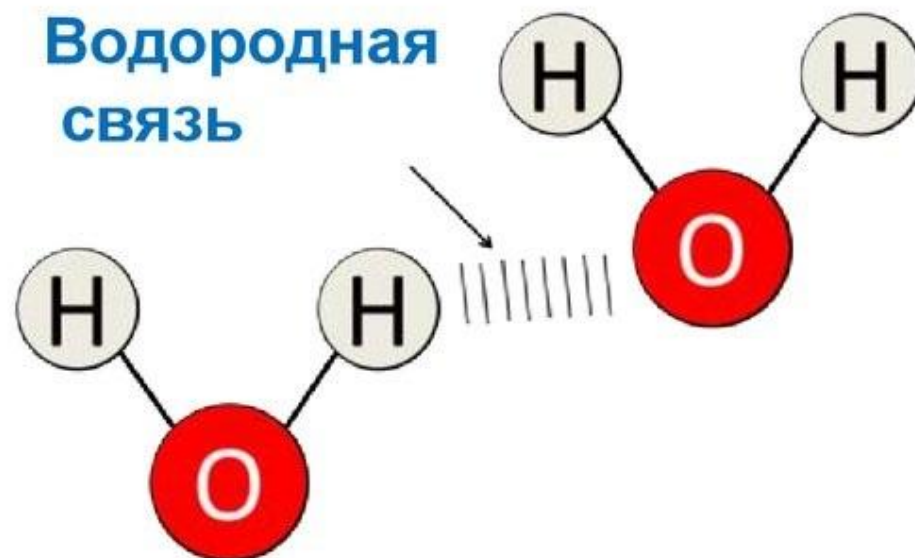
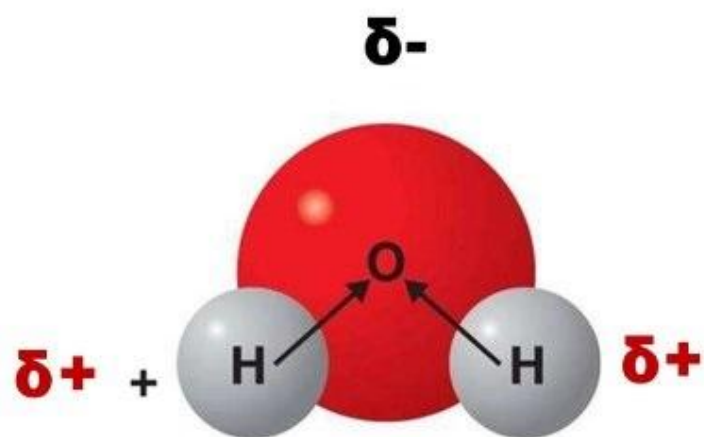


- Электроны перемещаются по кристаллической решетке

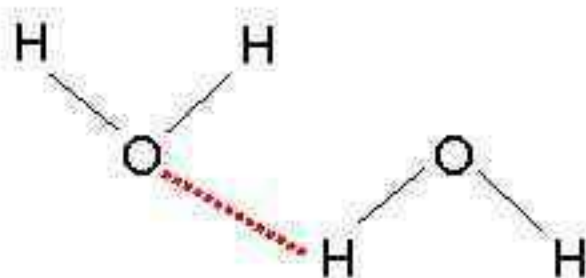


# Водородная связь

Это связь между положительно заряженным атомом водорода одной молекулы и отрицательно заряженным атомом другой молекулы



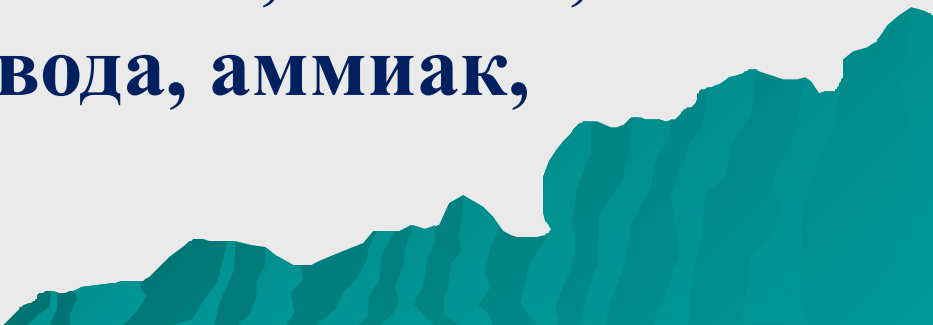
**Межмолекулярная** водородная связь – возникает между разными молекулами.



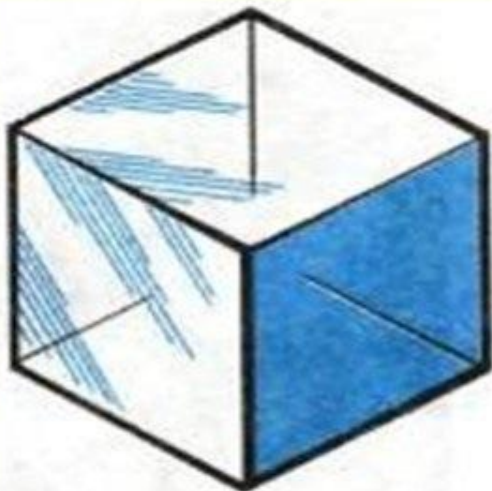
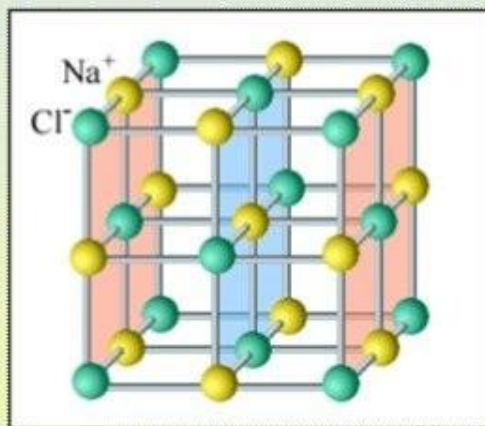
**Внутримолекулярная** водородная связь – возникает внутри одной молекулы.



**Наличие водородной связи обуславливает физические и химические свойства вещества - высокие температуры плавления и кипения, хорошую растворимость, высокую испаряемость. Связь слабая и легко рвётся, но множество таких связей способно породить силу, на которой, в буквальном смысле, держится всё живое. Примеры соединений с водородной связью - спирты, карбоновые кислоты, амины, аминокислоты, белки, вода, аммиак, фтороводород**

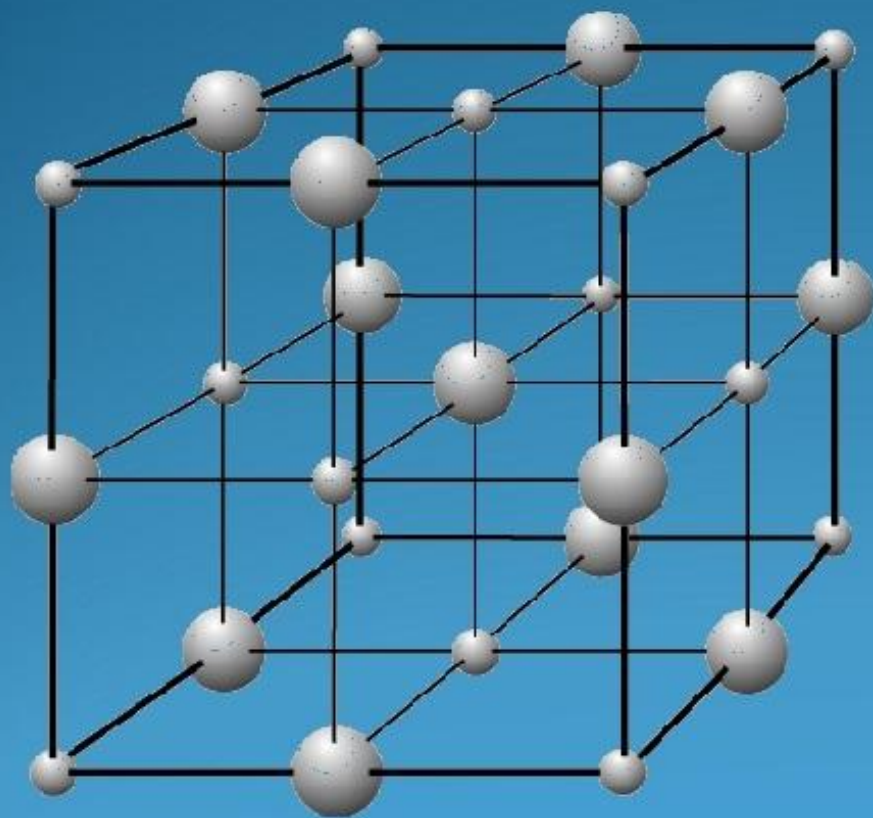


Кристаллы - это твёрдые тела, атомы или молекулы которых занимают определённые, упорядоченные положения в пространстве





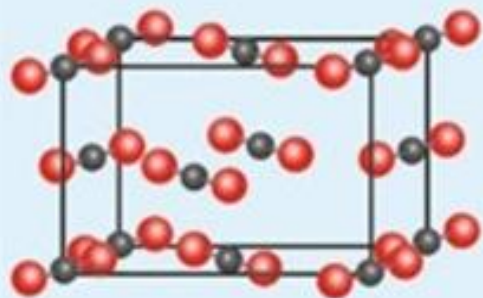
# Кристаллическая решётка -



это совокупность точек пространства, в которых располагаются частицы, образуя кристалл

# Типы кристаллических решёток:

**МОЛЕКУЛЯРНЫЕ**



Углекислый газ

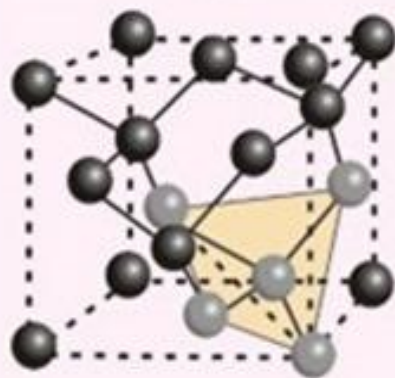


$t_{\text{кип}} -78^{\circ}\text{C}$

Твердая двуокись углерода



**АТОМНЫЕ**

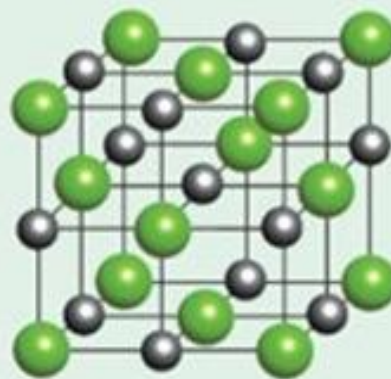


$t_{\text{пл}} 3500^{\circ}\text{C}$   
 $t_{\text{кип}} 4200^{\circ}\text{C}$

Алмаз



**ИОННЫЕ**

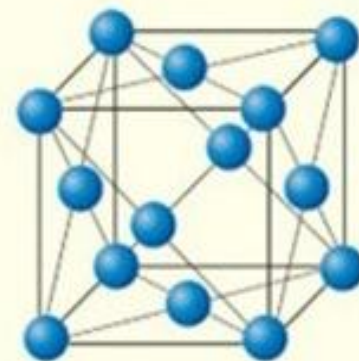


$t_{\text{пл}} 801^{\circ}\text{C}$   
 $t_{\text{кип}} 1465^{\circ}\text{C}$

Галит



**МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ**



$t_{\text{пл}} 1083^{\circ}\text{C}$   
 $t_{\text{кип}} 2567^{\circ}\text{C}$

Медь



# Кристаллические решетки

Тип кристаллической решетки	Частицы в узлах кристаллической решетки	Взаимодействие между частицами в узлах решетки	Свойства веществ с таким типом решетки	Примеры твердых веществ
<b>Атомная</b>	<b>Атомы</b>	Ковалентная связь	Прочная решетка, высокие значения $t_{пл}$	Алмаз, графит, диоксид кремния
<b>Молекулярная</b>	<b>Молекулы</b>	Межмолекулярное взаимодействие	Непрочная связь, низкие значения $t_{пл}$	Иод, лёд, твердый углекислый газ
<b>Ионная</b>	<b>Ионы</b>	Ионная связь (электростатическое притяжение)	Относительно прочная решетка, средние значения $t_{пл}$	Соли, щелочи
<b>Металлическая</b>	Атомы или катионы металлов	Электронный газ относительно свободные электроны	Относительно прочная решетка, средние значения $t_{пл}$	Металлы