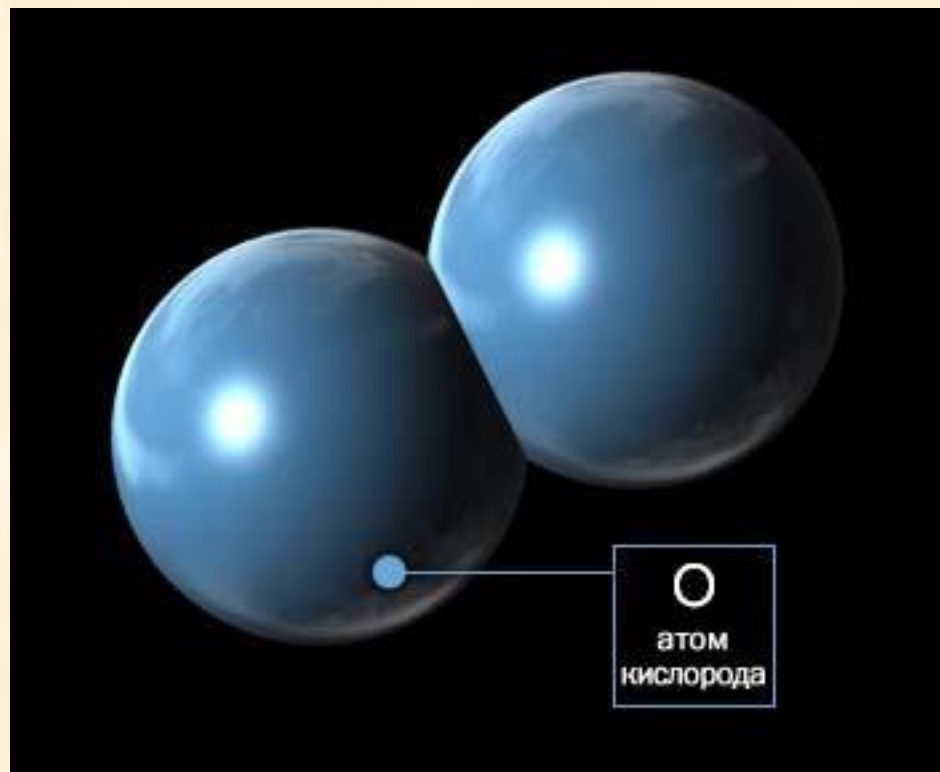
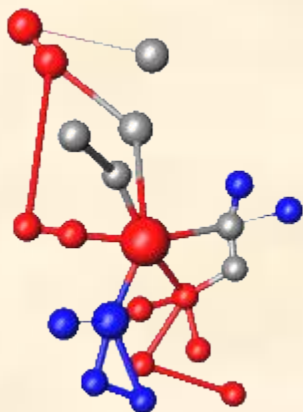


# *Химическая связь*

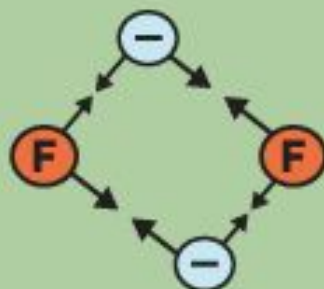
**Химическая связь возникает благодаря взаимодействию электрических полей, создаваемых электронами и ядрами атомов.**

**Химическая связь, представляющая собой совокупность сил, которые связывают и удерживают атомы или ионы вместе в виде устойчивых структур (молекул, ионных и атомных кристаллов и др.), имеет электростатическую природу.**



Если два атома имеют одинаковую электроотрицательность, между ними образуется ковалентная полярная связь. При небольшой разнице в электроотрицательности ковалентная связь является полярной. Если электроотрицательности различаются очень сильно — возникает ионная связь.

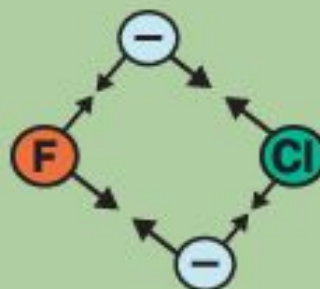
**F - F**



неполярная  
ковалентная  
связь

$$\Delta \chi = \chi_{\text{F}} - \chi_{\text{F}} = 0$$

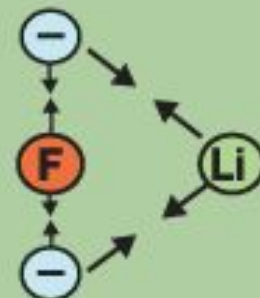
**F - Cl**



полярная  
ковалентная  
связь

$$\Delta \chi = \chi_{\text{F}} - \chi_{\text{Cl}} = 1$$

**F - Li**



ионная  
связь

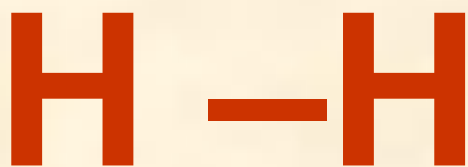
$$\Delta \chi = \chi_{\text{F}} - \chi_{\text{Li}} = 3,1$$

$\chi$  — электроотрицательность

тип связи в зависимости от разницы электроотрицательностей элементов

Важной характеристикой химической связи является ее **энергия**. Это мера прочности связи. Ее величина определяется выделенной или поглощенной энергией при разрушении или образовании связи.

Например, образование связей в 1 моль водорода сопровождается выделением 432,1 кДж теплоты. Значит энергия связи **H-H** составляет 432,1 кДж/моль.



$$E = 432,1 \text{ кДж/моль}$$

Также важна длина связи - расстояние между центрами ядер атома в молекуле или кристалле.

Например:

Длина C-C связи в молекуле этана равна 0,154 нм

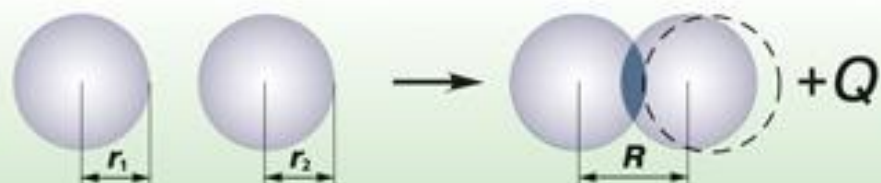
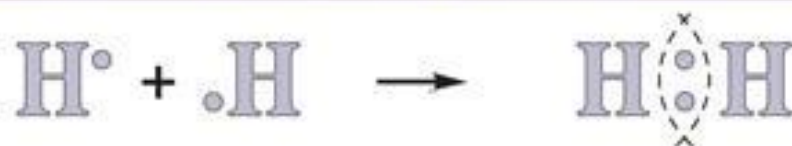
Длина C=C связи в молекуле этена равна 0,134 нм

Длина C $\equiv$ C связи в молекуле этина равна 0,120 нм

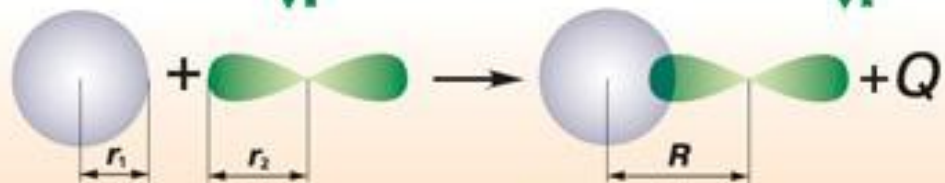
Чем выше энергия связи и чем меньше её длина, тем прочнее химическая связь.

# КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

## ОБРАЗОВАНИЕ НЕПОЛЯРНОЙ МОЛЕКУЛЫ ВОДОРОДА



## ОБРАЗОВАНИЕ ПОЛЯРНОЙ МОЛЕКУЛЫ ХЛОРОВОДОРОДА



# Различают 2 механизма образования ковалентной связи:

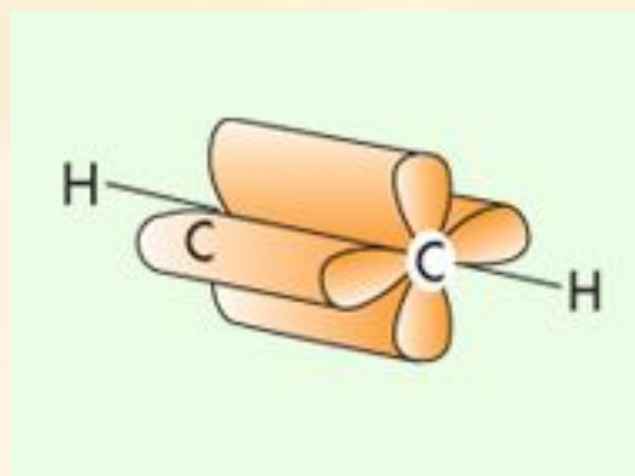
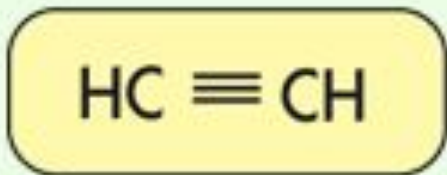


- 1-Обменный, когда каждый атом отдаёт неспаренный электрон для образования общей электронной пары.
- 2- Часто число образуемых элементом связей превосходит число неспаренных электронов в его атомах. Это объясняется существованием особого *донорно-акцепторного механизма* образования ковалентной связи. Он заключается в том, что ковалентная связь образуется в результате оттягивания уже существующей электронной пары *донора* (поставщика неподеленных электронных пар) на свободную орбиталь *акцептора*.



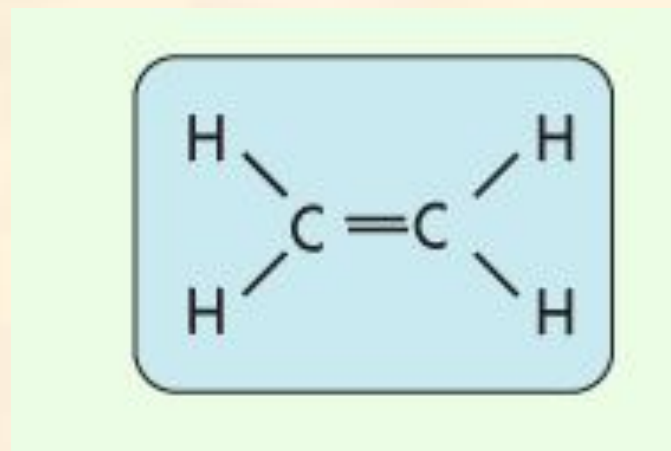
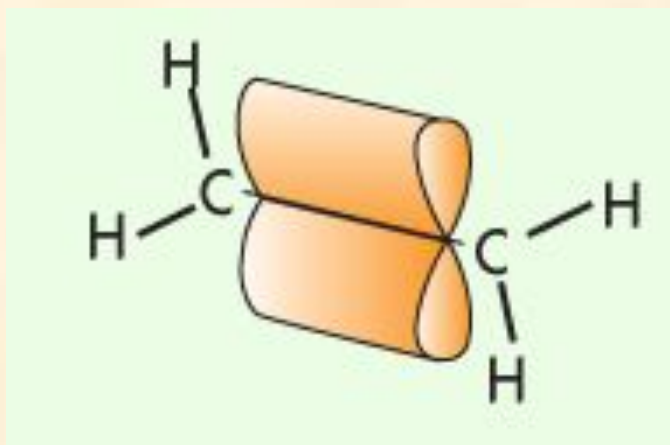
## Направленность химических связей

В зависимости от числа участвующих в гибридизации р-орбиталей гибридные орбитали имеют разную ориентацию в пространстве. У атома с одним s-электроном и одним р-электроном возникают две гибридные орбитали, расположенные под углом  $180^\circ$ .

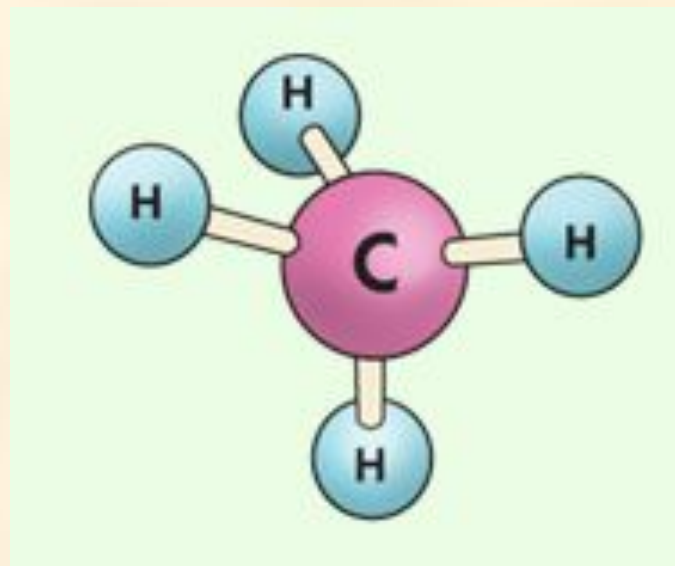




Гибридизация одной s-орбитали и двух p-орбиталей ( $sp^2$ -гибридизация) образует три гибридные орбитали, расположенные в плоскости под углом  $120^\circ$ .



Гибридизация одной s- и трех p-орбиталей ( $sp^3$ -гибридизация) приводит к образованию четырех гибридных орбиталей. Их расположение в пространстве имеет форму тетраэдра, валентный угол составляет  $109^\circ 28'$ .



Строение частиц, в которых имеются ковалентные связи между атомами, определяется ориентацией атомных орбиталей центрального атома. Различные атомные орбитали могут «выравнивать» свою форму и энергию за счет гибридизации. Для s- и p-элементов часто встречается  $sp$ -,  $sp^2$ - и  $sp^3$ -гибридизация.

типы гибридизации	геометрическая форма	угол между связями
<b><math>sp</math></b>	линейная	$180^\circ$
<b><math>sp^2</math></b>	треугольная	$120^\circ$
<b><math>sp^3</math></b>	тетраэдрическая	$109,5^\circ$
<b><math>sp^3d</math></b>	тригонально-бипирамидальная	$90, 120^\circ$
<b><math>sp^3d^2</math></b>	октаэдрическая	$90^\circ$

типы гибридизации

$sp$ 

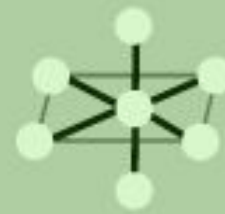
линейная

 $sp^2$ 

треугольная

 $sp^3$ 

тетраэдрическая

 $sp^3d$ тригонально-  
бипирамидальная $sp^3d^2$ 

октаэдрическая

Строение частиц, в которых имеются ковалентные связи между атомами, в основном определяется ориентацией атомных орбиталей центрального атома. Различные атомные орбитали могут "выравнивать" свою форму и энергию за счет гибридизации. Для s- и p-элементов часто встречается  $sp$ -,  $sp^2$ - и  $sp^3$ -гибридизация. Существует также  $sp^3d$  и  $sp^3d^2$  типы гибридизации.

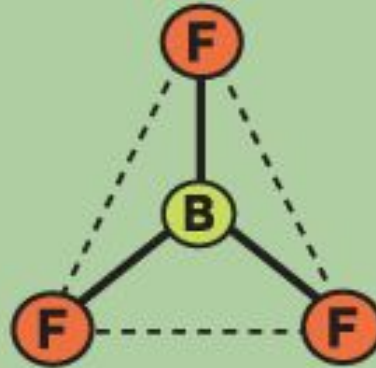
типы гибридизаций атомных орбиталей и геометрические формы частиц

Различные атомные орбитали могут «выравнивать» свою форму и энергию за счет гибридизации. Для  $s$ - и  $p$ -элементов часто встречается  $sp$ -,  $sp^2$ - и  $sp^3$ -гибридизация. В первом случае образуются линейные частицы. Во втором случае геометрия частицы треугольная. Для  $sp^3$ -гибридизации характерной геометрией частицы является тетраэдр.



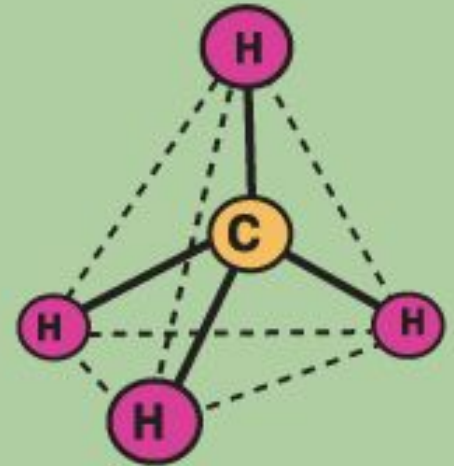
**BeF<sub>2</sub>**  
линейная  
молекула

$sp$  - гибридизация



**BF<sub>3</sub>**  
треугольная  
молекула

$sp^2$  - гибридизация



**CH<sub>4</sub>**  
тетраэдрическая  
молекула

$sp^3$  - гибридизация

Причиной образования химической связи являются электрические силы, возникающие между электронами и ядрами атомов. Если происходит переход одного или нескольких электронов от одного атома к другому с образованием ионов, катион и анион притягиваются друг к другу. Так образуется ионная связь.



ионная связь



**Ионной** называется химическая связь между заряженными частицами - ионами, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов. Вещества, образованные из ионов, называются *ионными*.

Например, хлорид натрия  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$



Чем больше дипольный момент - тем выше степень ионности связи и реакционная способность молекул. Чем больше разность электроотрицательностей атомов – тем в большей мере электронное облако смещено к атому с большей электроотрицательностью и тем выше степень ионности связи.

Ионная связь образуется только между атомами таких элементов, которые значительно отличаются по своей электроотрицательности (разность  $>1,7$ ). Однако полного перехода электронов от одних атомов к другим не происходит. Следовательно, полностью ионных соединений не существует. В отличие от ковалентной связи ионная связь не обладает направленностью и насыщенностью.



# ИОННАЯ СВЯЗЬ

## ОБРАЗОВАНИЕ ХЛОРИДА НАТРИЯ ИЗ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ



Молекула хлора распадается на свободные атомы ( $-Q_1$ )



Атом натрия выделяется из массы металлического натрия ( $-Q_2$ )



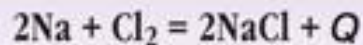
Атом натрия теряет электрон, образуя ион натрия ( $-Q_3$ )



Атом хлора присоединяет этот электрон, превращаясь в ион хлора ( $+Q_4$ )



Ионы  $\text{Na}^+$  и ионы  $\text{Cl}^-$  образуют кристаллы  $\text{NaCl}$  ( $+Q_5$ )



$$Q = -Q_1 - Q_2 - Q_3 + Q_4 + Q_5$$

$$Q > 0$$

Наиболее электроотрицательные элементы находятся в правой верхней части Периодической таблицы, это типичные неметаллы (F, O и N).

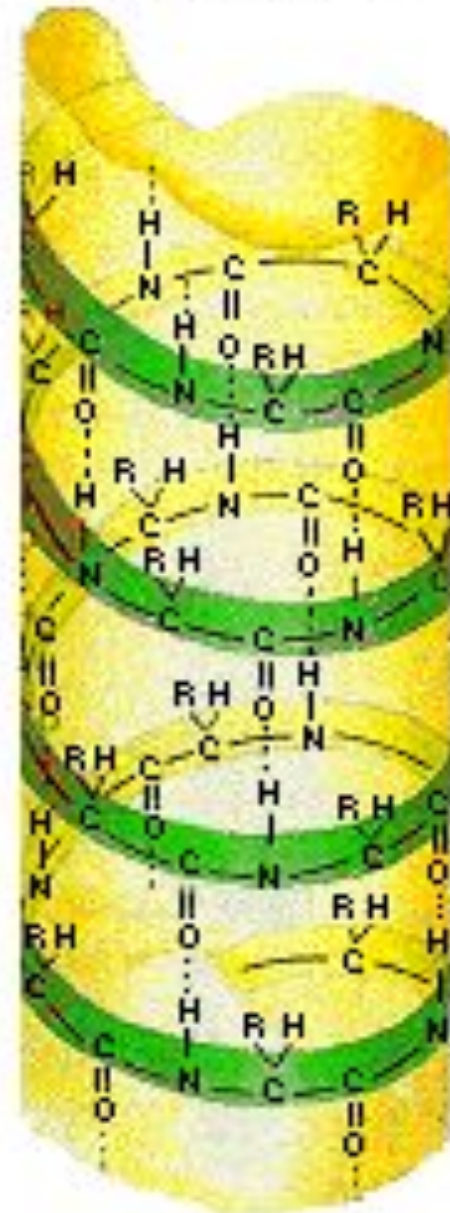
группа \ период	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
1	H						
2					N	O	F
3					неметаллы		
4							
5	металлы						
6	Cs						
7	Fr						

увеличение электроотрицательности

Водородная связь может быть и внутримолекулярной, особенно часто она проявляется в органических веществах.

В частности у белков вторичная структура поддерживается водородными связями.

## Вторичная структура ( $\alpha$ -спираль)



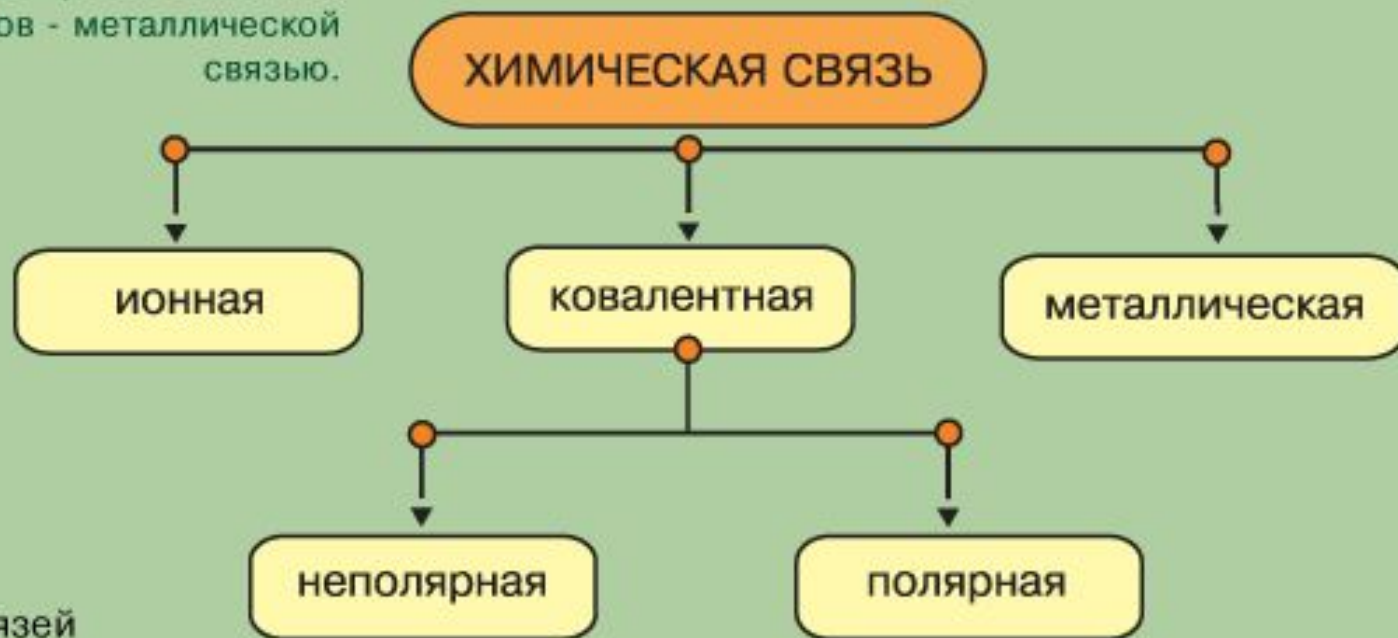
**Металлическая химическая связь** образуется в металлах и сплавах.

Атомы металлов имеют небольшое число валентных электронов. Они слабо связаны с ядром и могут легко отрываться от него. В результате в узлах кристаллической решетки появляются положительно заряженные ионы, а между ними свободно перемещаются электроны – образуется так называемый “электронный газ”. Вид связи между положительными ионами, осуществляемой за счет притяжения электронов, свободно перемещающихся по кристаллу, называется металлической.



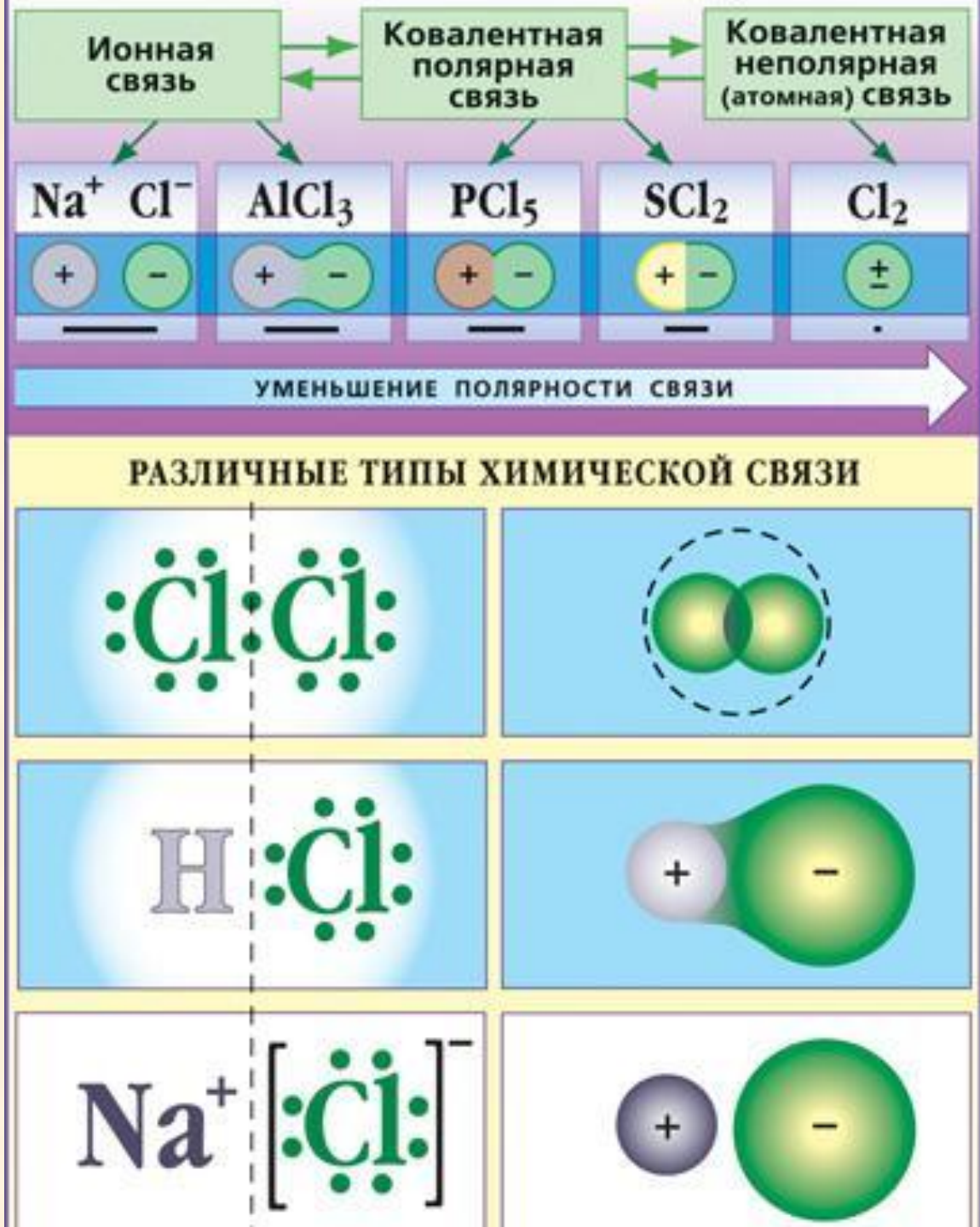


Металлами считаются все s-элементы, кроме водорода и гелия, все d- и f-элементы и некоторые p-элементы. Металлы обладают специфическими свойствами - отражают свет, имеют высокую тепло- и электропроводность, высокие температуры плавления и кипения, пластичность и текучесть. Эти свойства объясняются особым типом многоцентровой химической связи у металлов - металлической связью.



типы химических связей

Соотношение  
между  
различными  
типами  
химической связи



# Кристаллические решётки





Сульфат  
никеля

**Кристаллические структуры довольно часто встречаются природе. Многие вещества образуют кристаллогидраты, включающие в свою структуру молекулы воды - кристаллизационную воду. Кристаллогидраты часто бывают красиво окрашены.**



**Медный  
купорос**





**Природный кристалл каменной соли**





**Если присмотреться, то можно разглядеть кубическое строение кристаллов поваренной соли**

# Типы кристаллических решёток

```
graph TD; A[Типы кристаллических решёток] --> B[Атомная]; A --> C[Ионная]; A --> D[Молекулярная]; A --> E[Металлическая];
```

**Атомная**

**Ионная**

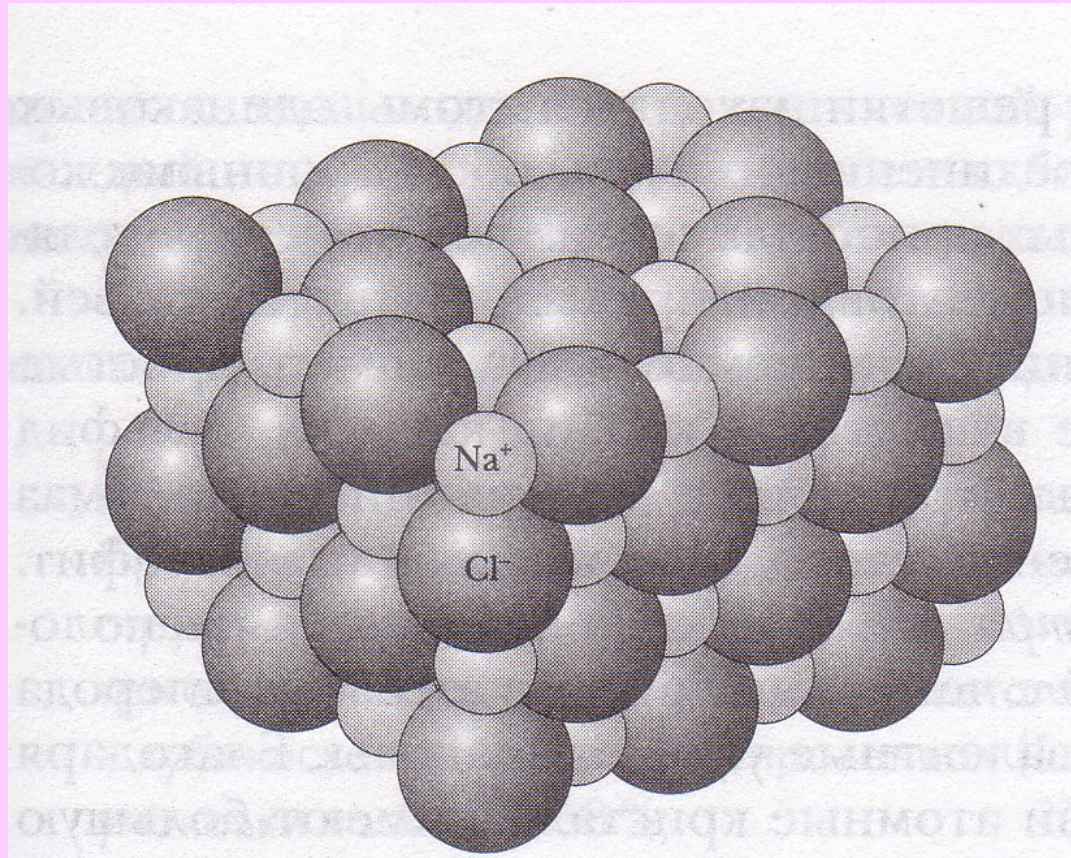
**Молекулярная**

**Металлическая**



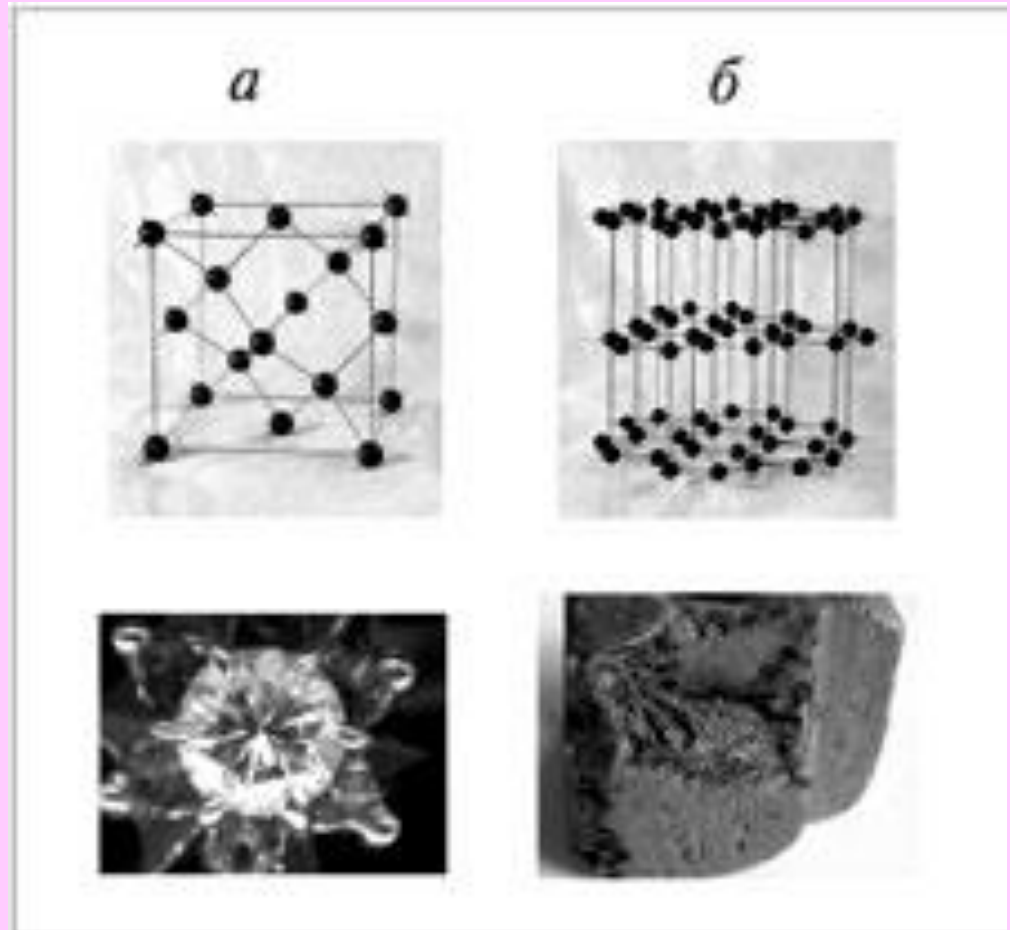
**Ионной** кристаллической решёткой называется решётка, в узлах которой расположены ионы, соединённые между собой ионной связью. Такие соединения имеют большую твёрдость, высокую температуру плавления, малую летучесть и растворяются только в полярных растворителях, например в воде.

В кристалле поваренной соли около каждого иона хлора расположено 6 ионов натрия (и наоборот). Координационное число иона равно 6.

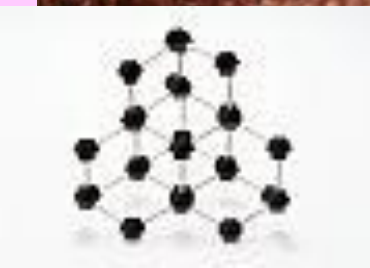
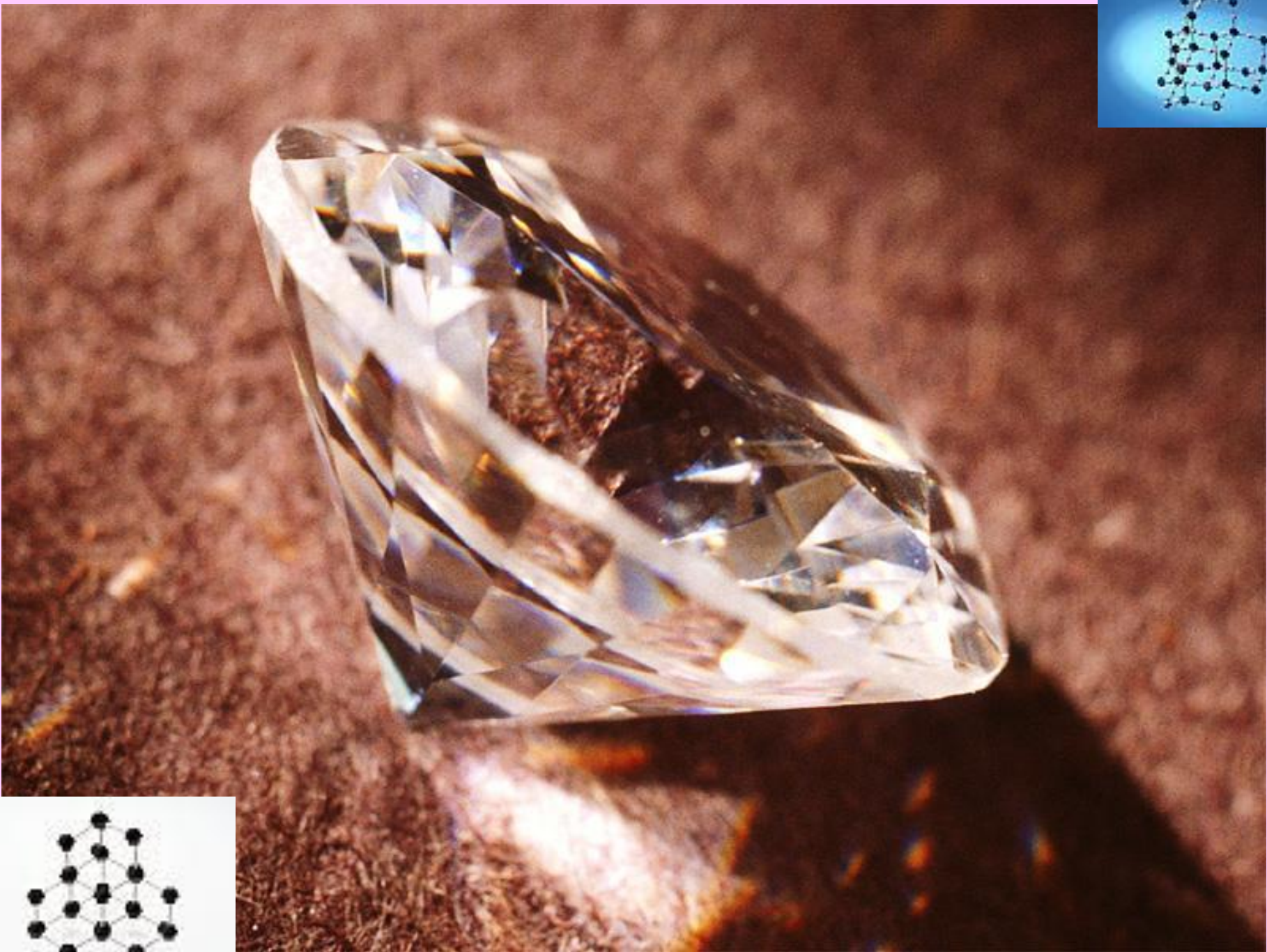


**Атомной** кристаллической решёткой называется решётка, в узлах которой расположены атомы, соединённые между собой прочными ковалентными связями. Такие соединения имеют большую прочность и тугоплавкость.

Например, в кристалле алмаза атомы углерода соединены в форме тетраэдра (каркасная структура). (Рис.а)  
А у кристаллической решётки графита – слоистое строение (б)

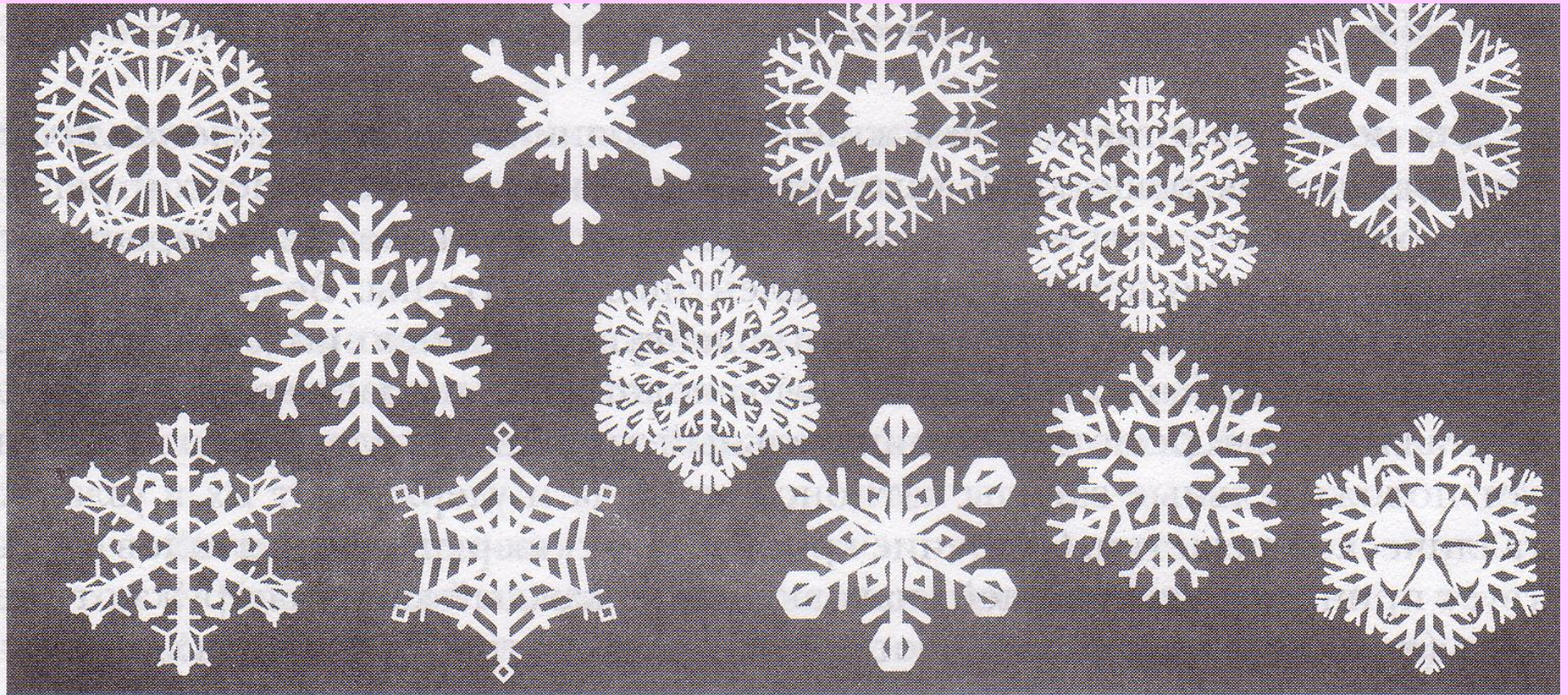








**Молекулярной** кристаллической решёткой называется решётка, в узлах которой расположены молекулы, удерживаемые силами межмолекулярного взаимодействия. Такие соединения легко плавятся. При н.у. часто являются газами или подвижными жидкостями. Наличие водородных связей в воде приводит к образованию причудливой формы снежинок.





Для металлов в твёрдом и жидком состоянии характерна **металлическая** кристаллическая решётка, в узлах которой расположены катионы металла и нейтральные атомы, между которыми относительно свободно перемещаются валентные электроны.

