

Строение атома и химическая связь



**Конфигурация внешнего электронного
слоя атома.**

Валентность.

**Химическая связь: механизмы
образования.**

Типы химической связи.

Водородная связь, её роль в природе

Число электронов на внешнем слое

Наиболее устойчивой конфигурацией для большинства атомов является такое состояние, когда на внешнем электронном слое находится **октет - 8 электронов** (электронная конфигурация атома благородного газа).

**Для водорода – 2 электрона.*

**Характерен
для металлов**

**Потеря электронов с внешнего
слоя
(внешним становится
заполненный предвнешний)**

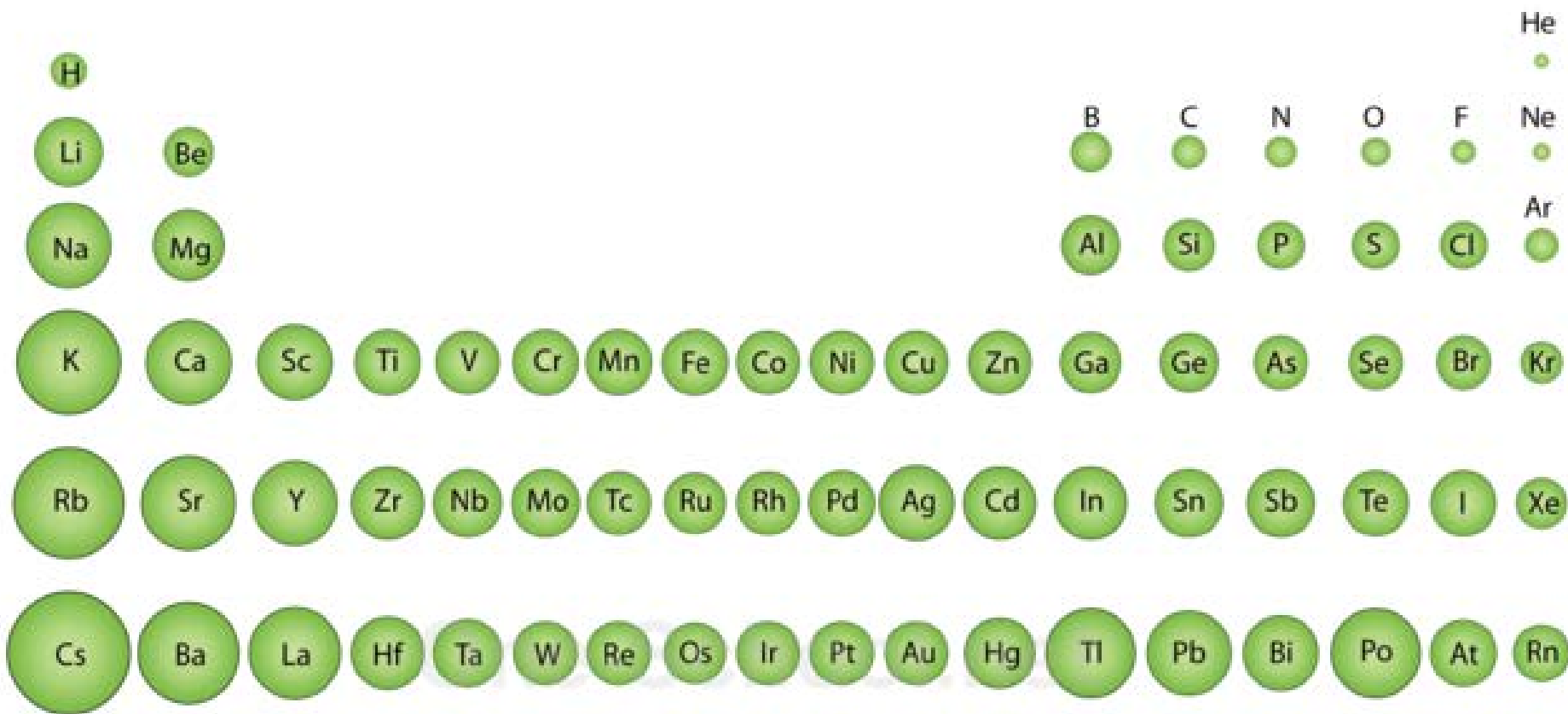
**Пути достижения
восьмиэлектронной
конфигурации
внешнего слоя**

**Характерен
для неметаллов**

**Достройка внешнего слоя до
«октета» (захват
дополнительных электронов
при образовании связей)**

Достижение устойчивого состояния и положение элемента в ПСЭ

Сила притяжения между внешними (валентными) электронами и ядром обратно пропорциональна радиусу атома. **Чем меньше радиус атома, тем труднее он будет отдавать электроны и тем легче он будет принимать электроны.** В каждом периоде с ростом заряда ядра радиус атома уменьшается вследствие усиления притяжения между ядром и электронами.



Валентность



Валентность – это способность атома образовывать определённое число химических связей (общих электронных пар) с другими атомами или группами химически связанных атомов (кислотными остатками, радикалами и т.д.).

Следствия:

1. Валентность всегда положительна (для инертных газов равна 0);
2. Обычно валентность элемента выражается целым числом (исключения: пептидная связь, связь в ароматическом кольце).
3. Иногда валентности приписывают дробное значение (Fe_3O_4), но это не соответствует действительности и формулу этого соединения следует записывать как $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$.

Природа химической связи

Химическая связь - это взаимодействие между атомами, обеспечивающее устойчивость молекулы или кристалла как целого.

Основой химической связи является взаимодействие между валентными электронами связанных атомов, приводящее к образованию общих электронных пар.

Образование общих электронных пар возможно двумя путями:

1. На внешнем слое атома есть одиночный электрон, способный образовать общую пару с одиночным электроном другого атома (**обменный механизм**).

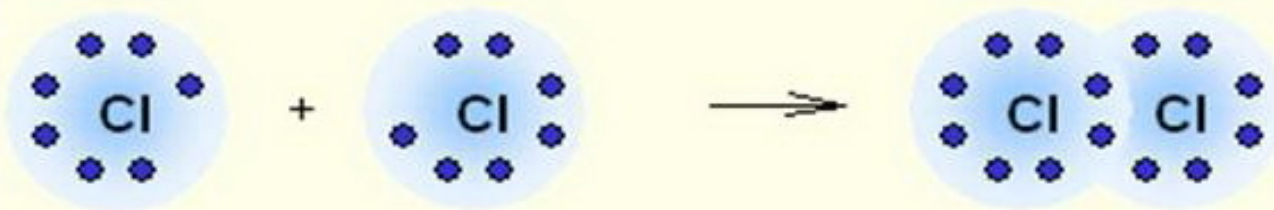
2. На внешнем слое атома есть пара электронов, а на внешнем слое другого атома есть вакантная орбиталь (**донорно-акцепторный механизм**).

Число общих электронных пар соответствует **валентности** атома элемента в данном соединении.

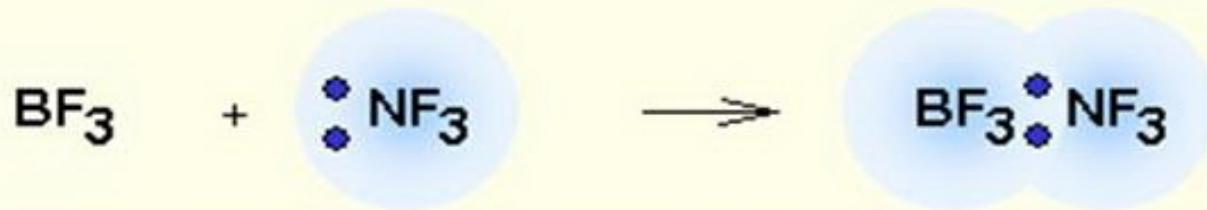
Механизмы образования химической СВЯЗИ



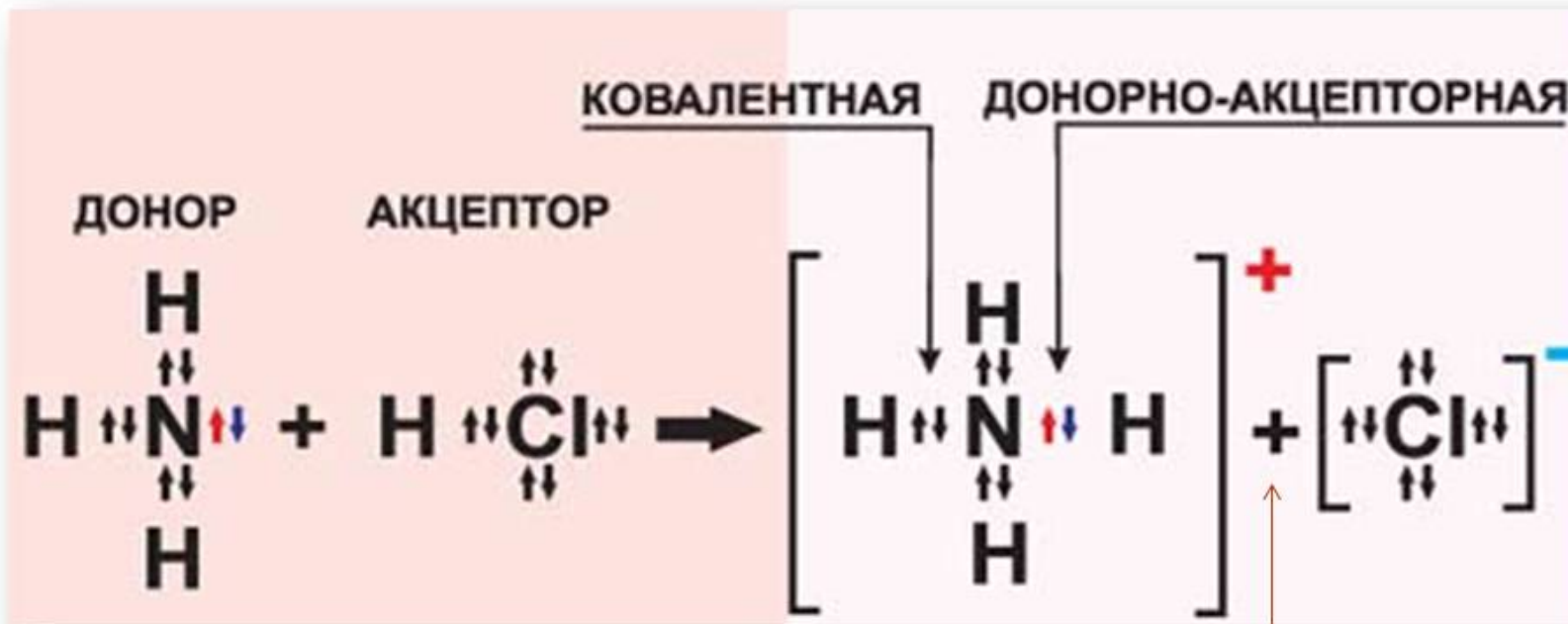
а) Обменный механизм образования ковалентной связи



б) Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи



Виды химической связи



Важно помнить, что свойства химической связи не зависят от того, по какому механизму она образована: все четыре связи в ионе аммония NH_4^+ будут идентичны, хотя три из них образованы по обменному механизму, а одна – по донорно-акцепторному.

ИОННАЯ

Электроотрицательность

Электроотрицательность (χ) - способность атома элемента притягивать к себе общие электронные пары, образующие межатомные связи в молекулах и кристаллах.

В пределах периода радиус атома уменьшается с ростом заряда ядра. Очевидно, что способность атомов элементов притягивать общие электронные пары также будет изменяться:

периоды	Группа							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1							
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	
4	K 0,8	Ca 1,0				Cr 1,6		Fe 1,8
		Zn 1,6					Br 2,8	
5	Rb 0,8	Sr 1,0					I 2,5	

Величина Э.О. элемента зависит от его положения в таблице Д.И. Менделеева: в каждом периоде она обычно возрастает с увеличением порядкового номера элемента, а в каждой подгруппе – уменьшается.



Типы химической связи

Основные типы химических связей

Ионная связь

$$\Delta\chi > 2$$

Ковалентные связи

$$\Delta\chi < 2$$

Полярная
ковалентная
связь

$$2 > \Delta\chi > 0.5$$

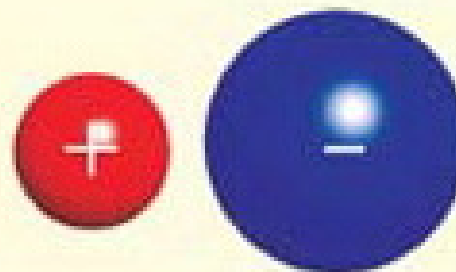
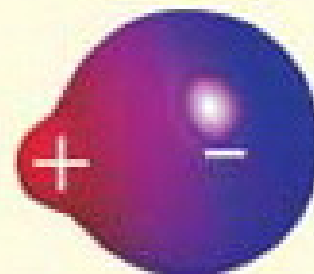
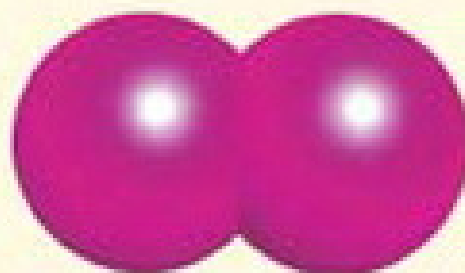
Неполярная и
слабополярная
ковалентные связи

$$0.5 > \Delta\chi = 0$$



Увеличение разности электроотрицательности ($\Delta\chi$)
связанных атомов

СХЕМА ОБРАЗОВАНИЯ РАЗЛИЧНЫХ ТИПОВ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ



Определение типа химической связи

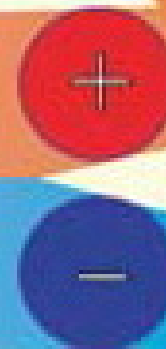
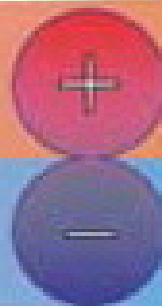
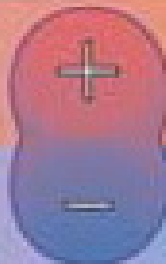
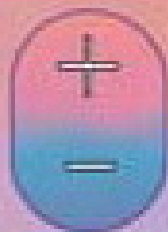
Полярность связи зависит от значения разности электроотрицательности элементов, вследствие чего характер связи между атомами можно определить исходя из положения элементов в ПСЭ:

Ковалентная неполярная (атомная) связь

Ковалентная полярная связь

Электровалентная (ионная) связь

Рост полярного характера связи



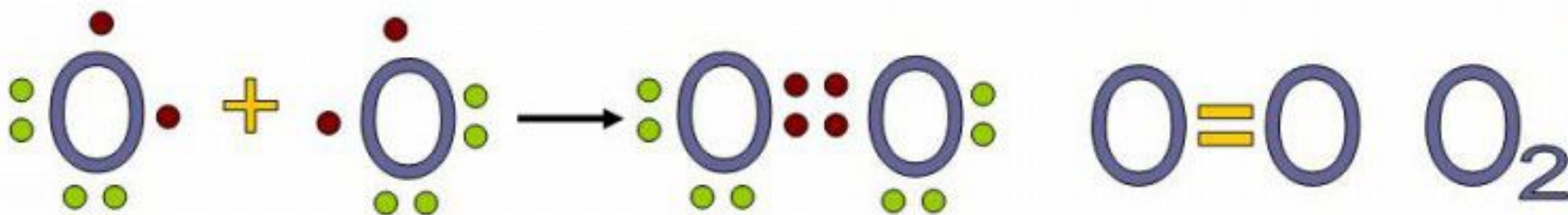
Ковалентная неполярная связь

КНС образуют атомы одного и того же химического элемента.

Механизм образования связи.

Каждый атом неметалла отдает в общее пользование другому атому наружные неспаренные электроны. Образуются общие электронные пары. Электронная пара принадлежит в равной мере обоим атомам.

Примеры образования КНС:



Количество общих электронных пар называется кратностью связи.



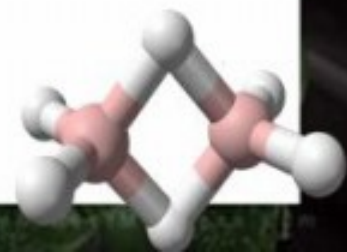
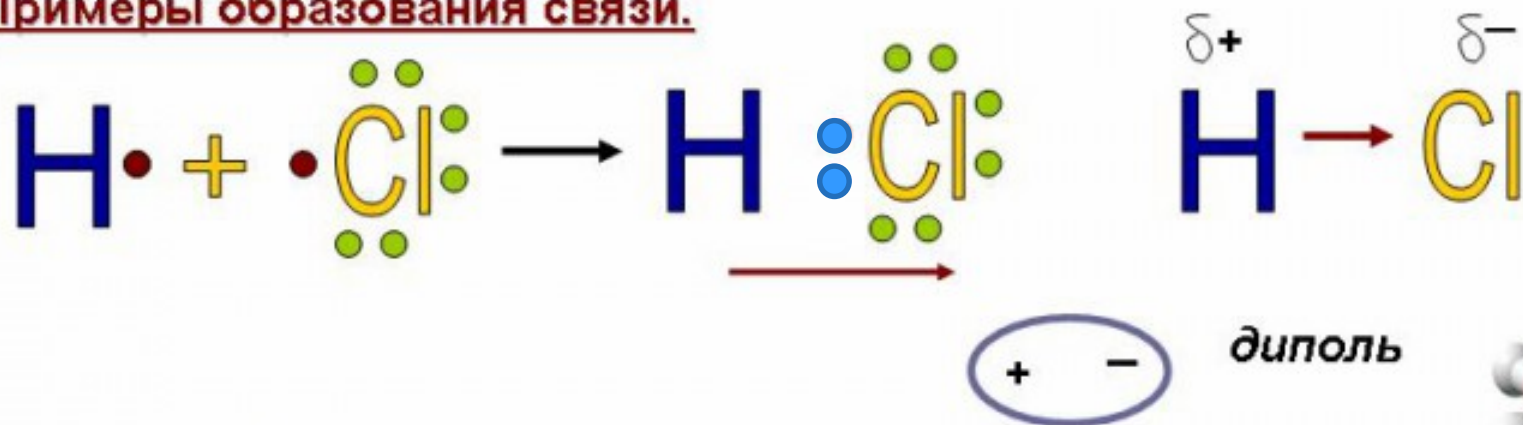
Ковалентная полярная связь

КПС образуют атомы разных неметаллов (с разной электроотрицательностью). Электроотрицательность (ЭО)- это свойство атомов одного элемента притягивать к себе электроны от атомов других элементов

Механизм образования связи.

Каждый атом неметалла отдает в общее пользование другому атому свои наружные неспаренные электроны. Образуются общие электронные пары. Общая электронная пара смещена к более электроотрицательному элементу.

Примеры образования связи.



Ионная связь

ИС образуется между атомами металлов и неметаллов, т.е. между атомами резко отличающимися друг от друга по электроотрицательности.

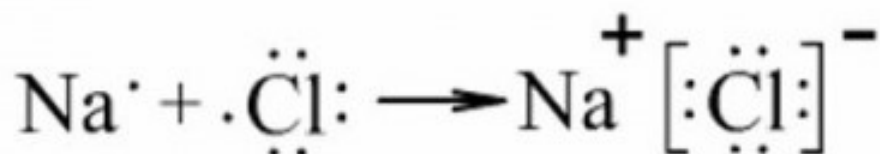
Механизм образования связи.

Атом неметалла забирает наружные электроны у атома металла и превращается в анион (отрицательно заряженный ион).

Атом металла теряет электроны и превращается в катион

(положительно заряженный ион).

Ионы связаны электростатическими силами.



Пример образования связи.



Взаимодействие между положительно и отрицательно заряженными ионами носит электростатический характер.



Химическая связь между ионами за счет сил электростатического притяжения, называется ионной.



Такой тип связи характерен для гидроксидов типичных металлов, солей кислородсодержащих и бескислородных кислот.

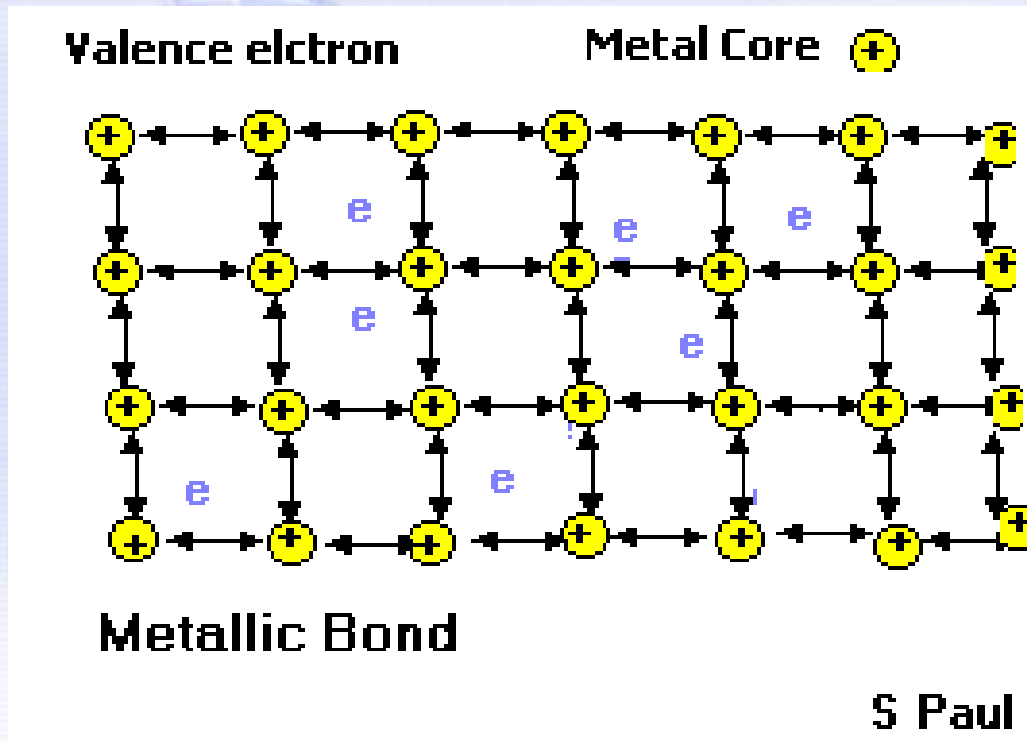


В отличие от ковалентной связи, ионная связь является ненаправленной в пространстве и ненасыщаемой

Металлическая связь

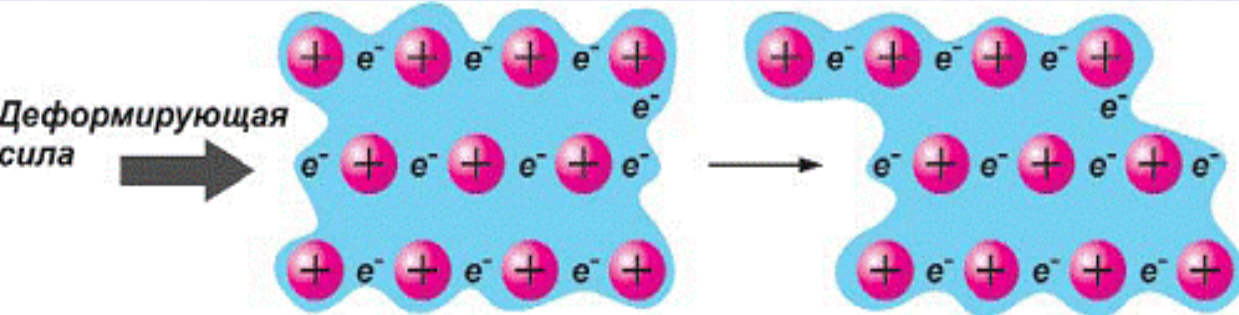
Особый тип связи, реализуемый в кристаллах простых веществ-металлов.

Сходна с ионной связью, но в узлах кристаллической решётки располагаются только положительные ионы металла. Валентные электроны свободно перемещаются по всему кристаллу металла.

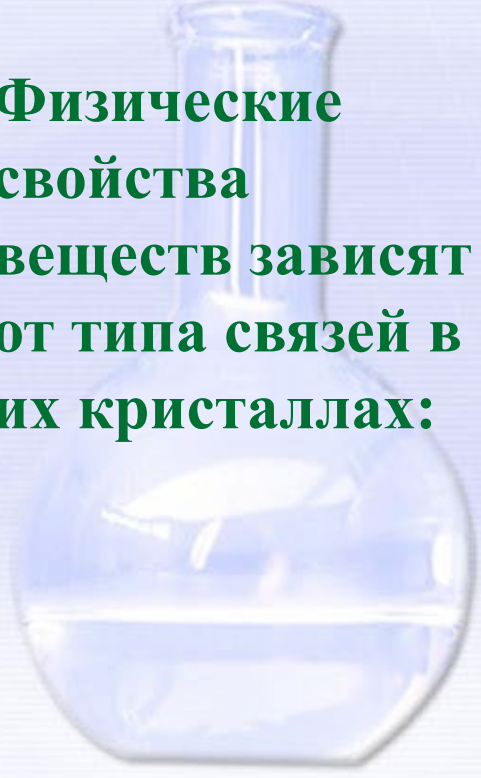


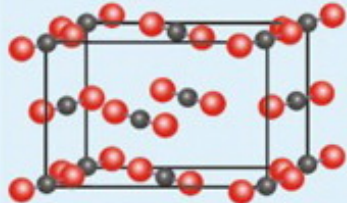
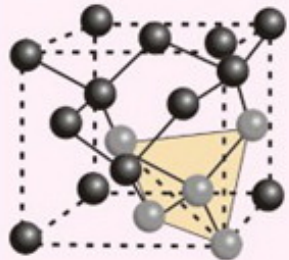
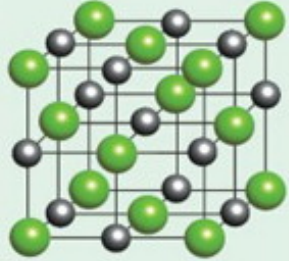
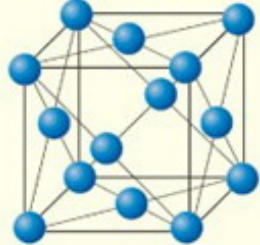
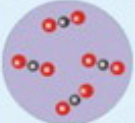




Зависимость свойств веществ от типа связи

Характерным свойством металлов, обусловленным металлической связью в их кристаллах, является ковкость – способность изменять форму при механическом воздействии:



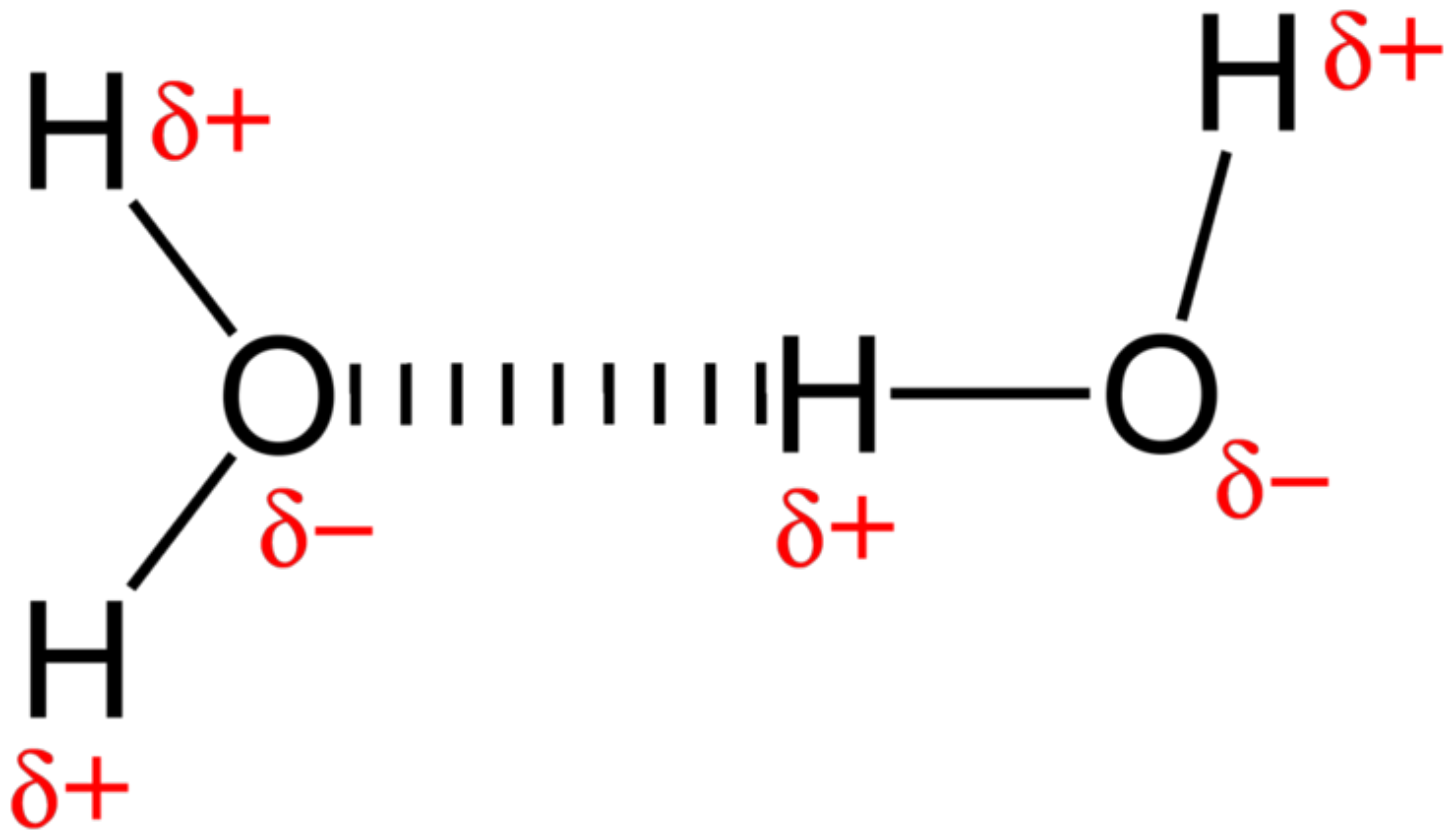
Физические свойства веществ зависят от типа связей в их кристаллах:



МОЛЕКУЛЯРНЫЕ	АТОМНЫЕ	ИОННЫЕ	МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ
CO₂	С	NaCl	Сu
			
Углекислый газ			
			
$t_{\text{кип}} -78^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{пл}} 3500^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{кип}} 4200^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{пл}} 801^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{кип}} 1465^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{пл}} 1083^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{кип}} 2567^{\circ}\text{C}$
Твердая двуокись углерода	Алмаз	Галит	Медь
			

Водородная связь

Особый тип связи, возникающий между атомами водорода и атомами элементов с высокой электроотрицательностью (O, F, N, Cl). Атом водорода притягивается к электроотрицательному атому за счёт электростатического взаимодействия:



Значение водородной связи

Благодаря водородной связи вода при нормальных условиях находится в жидком состоянии. Именно водородная связь определяет конформацию биологических макромолекул – ДНК (на рисунке) и белков.

