Химическая связь и строение вещества

ПЛАН

1. Природа химической связи
2. Ковалентная связь
3. Ионная связь
4. Металлическая связь
5. Водородная связь
6. Кристаллические решетки
7. Химические системы

1. Природа химической связи

Химическая связь – это совокупность сил, действующих между атомами или группой атомов, в результате чего образуются молекулы.

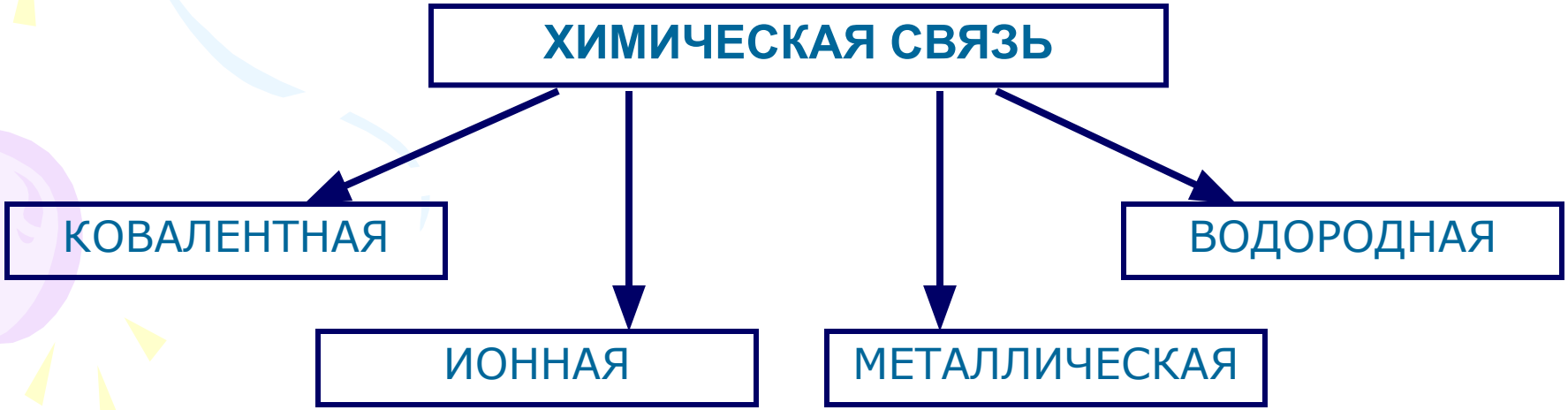
Валентность – мера способности элемента к образованию химической связи.

S-элементы – элементы, в атомах которых s-подуровень внешнего уровня пополняется одним или двумя электронами при наличии в предвнешнем уровне двух или восьми электронов (к таким элементам относят элементы главных подгрупп первой и второй групп).

P-элементы – элементы, в атомах которых заполняется p-подуровень (элементы главных подгрупп третей – восьмой групп).

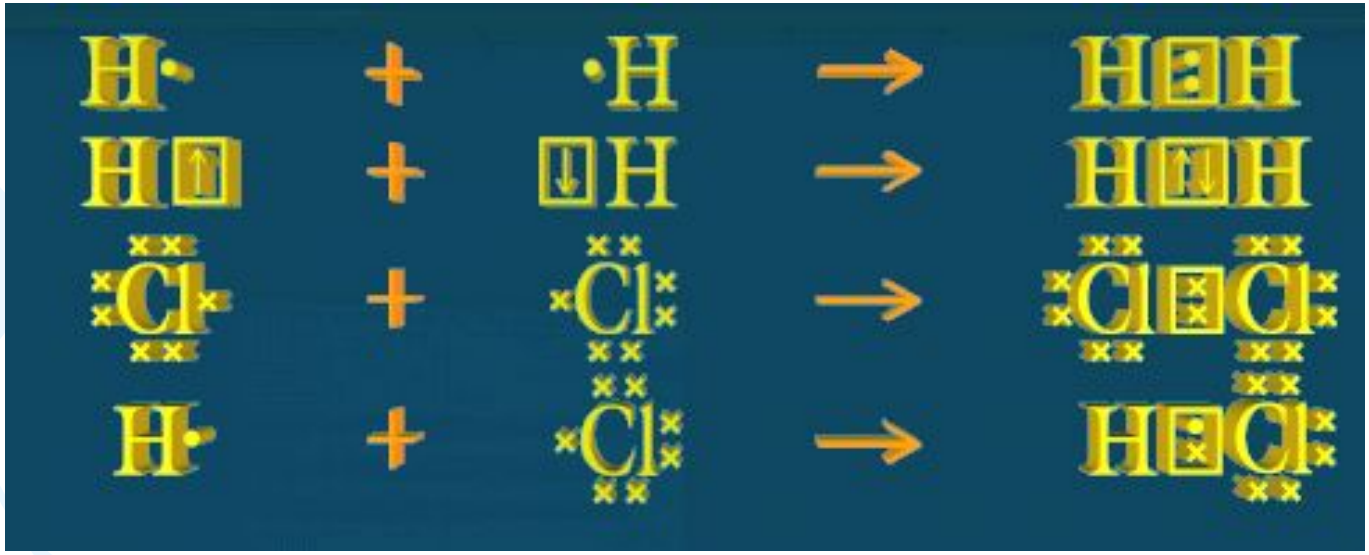
D-элементы – все элементы побочных подгрупп.

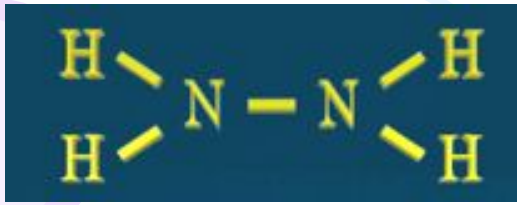
F- элементы – элементы, относящиеся к лантаноидам и актиноидам.

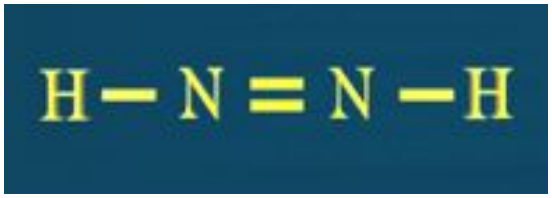


2. Ковалентная связь

Ковалентная связь – химическая связь, осуществляемая посредством образования общей электронной пары между взаимодействующими атомами.

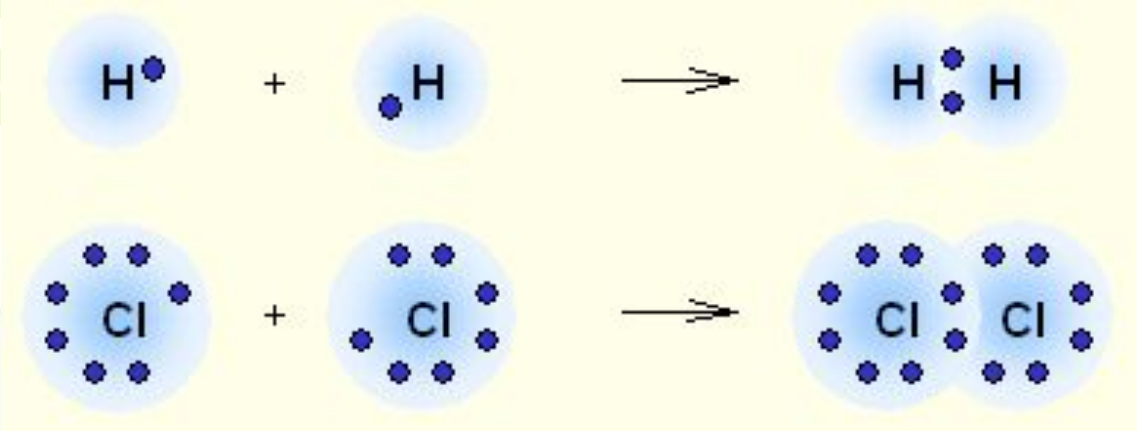


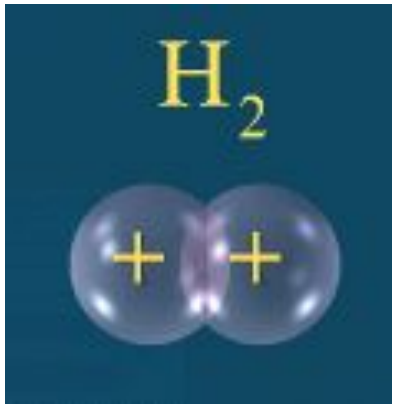




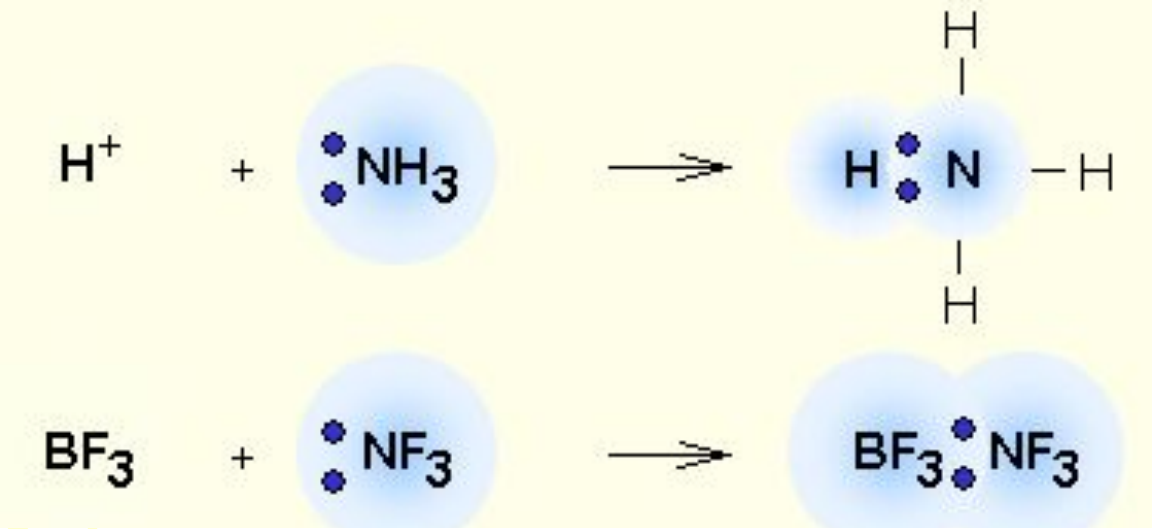
Механизм образования общей электронной пары

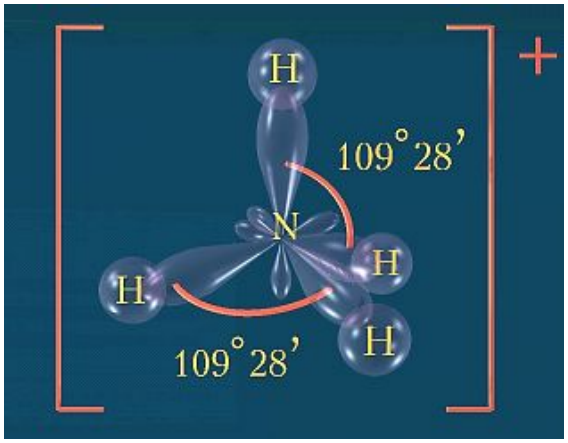
1. Механизм одноэлектронного спаривания





2. Донорно-акцепторный механизм





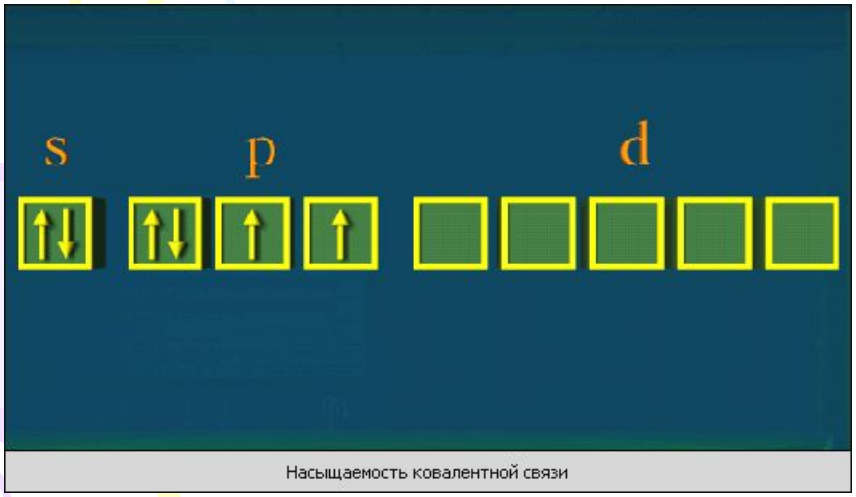
Основные характеристики ковалентной связи

Длина связи – межъядерное расстояние между химически связанными атомами. Измеряется в нанометрах (1 нм = 10^{-9}м) или ангстремах (1А = 10^{-10}м).

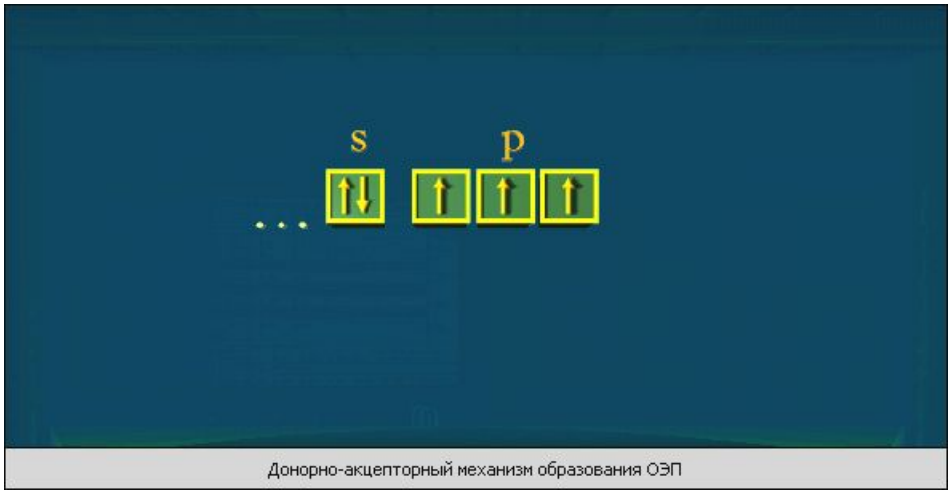
Валентный угол – угол между воображаемыми прямыми, проходящими через центры ядер двух химически взаимосвязанных соседних атомов.

Энергия связи – определяется затратой энергии, необходимой для разрушения связи или выигрышем в энергии при образовании вещества из отдельных атомов.

Насыщаемость – свойство атомов образовывать строго определенное число ковалентных связей.



Насыщаемость ковалентной связи



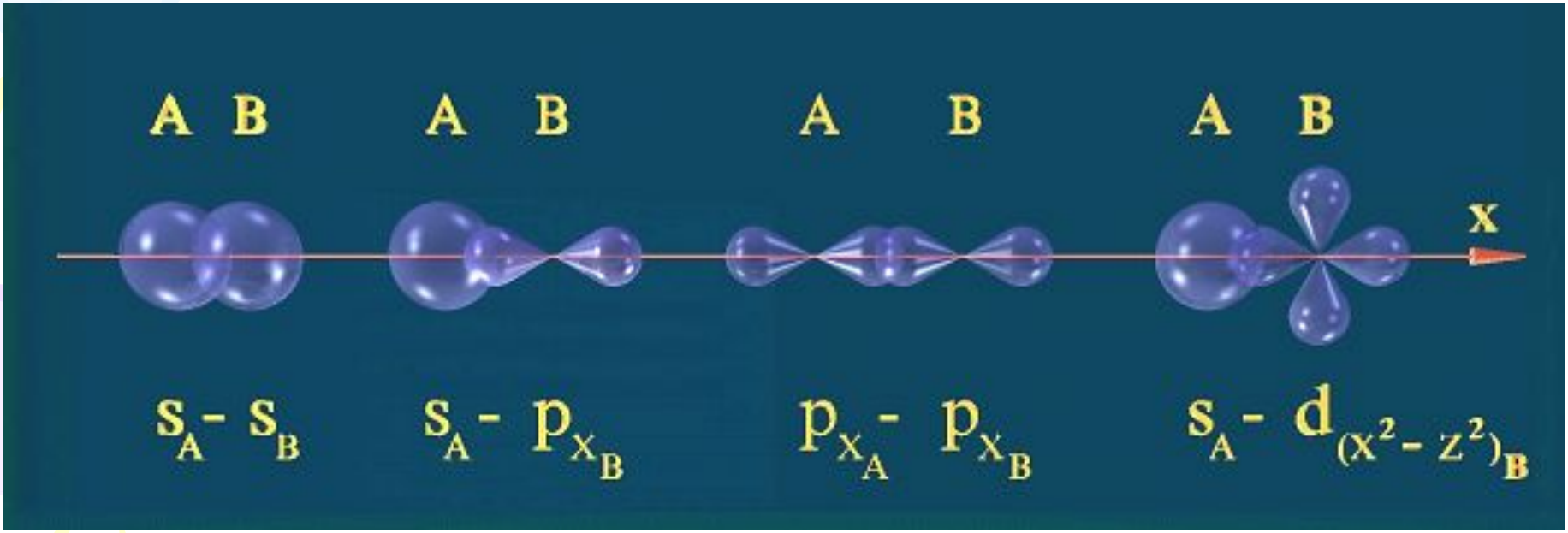
Донорно-акцепторный механизм образования ОЭП

Основные характеристики ковалентной связи

Направленность связи – свойство связи, определяющее геометрию молекул (пространственную структуру).

Способы перекрывания орбиталей: сигма-; пи-; дельта.

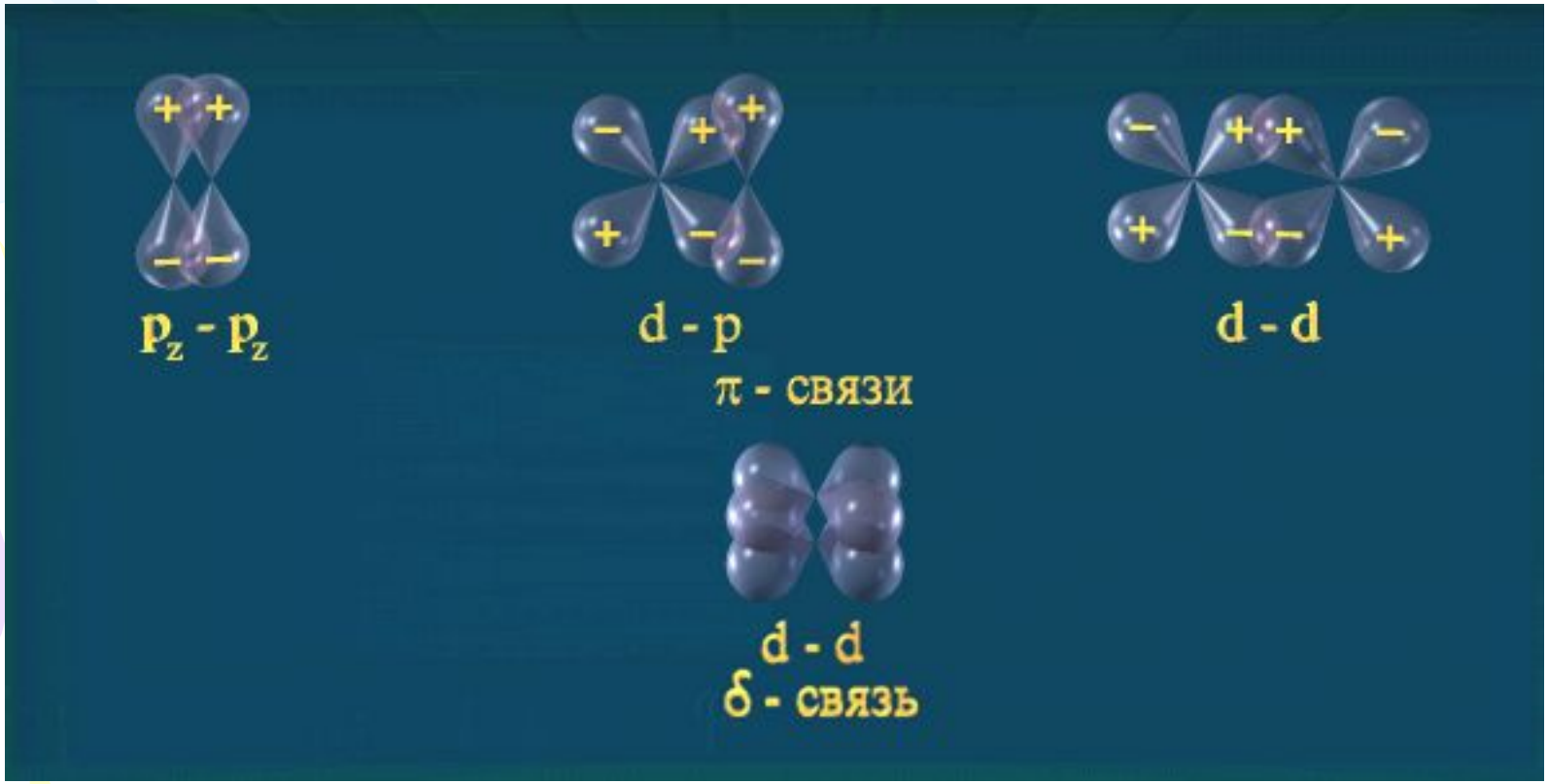
Сигма-связи (σ) – ковалентные связи, образованные вследствие перекрывания орбиталей вдоль линии, проходящей через центры ядер взаимодействующих атомов.



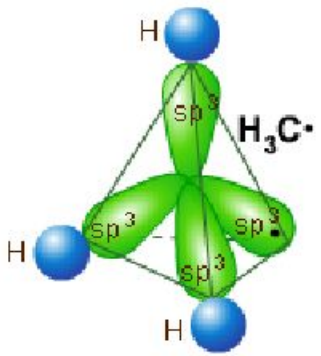
Основные характеристики ковалентной связи

Пи-связи (*π*-) – связи, сформированные при перекрывании орбиталей по обе стороны от линии, соединяющей центры взаимодействующих атомов.

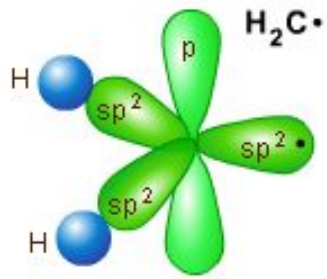
Дельта-связи (δ) образуются при перекрывании d-орбиталей в четырех областях пространства симметрично линии связи.



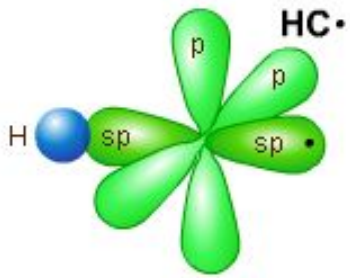
Направленность связей



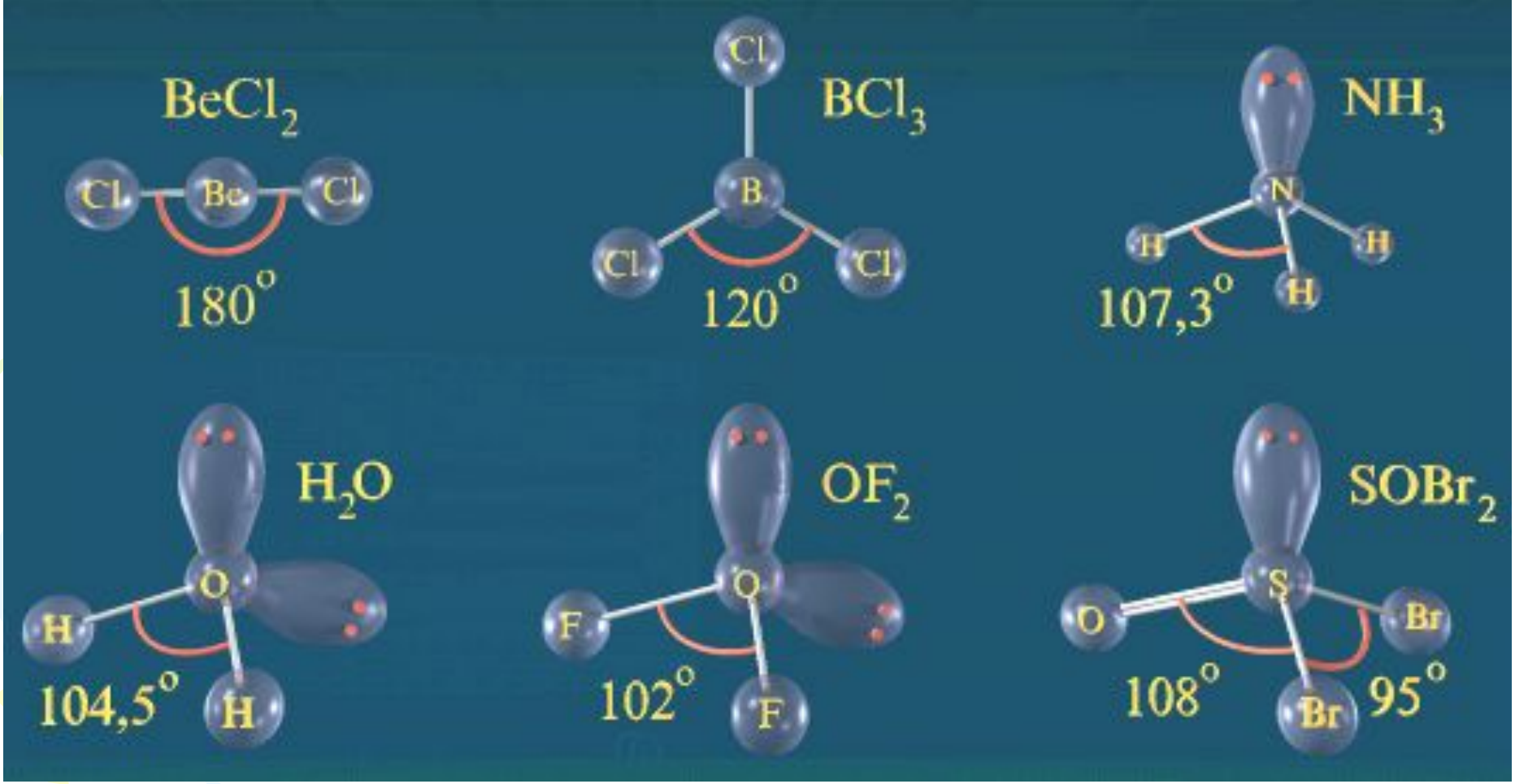
простая связь (сигма связь)



двойная связи (сигма и пи связь)



тройная связь (сигма и 2 пи связи)

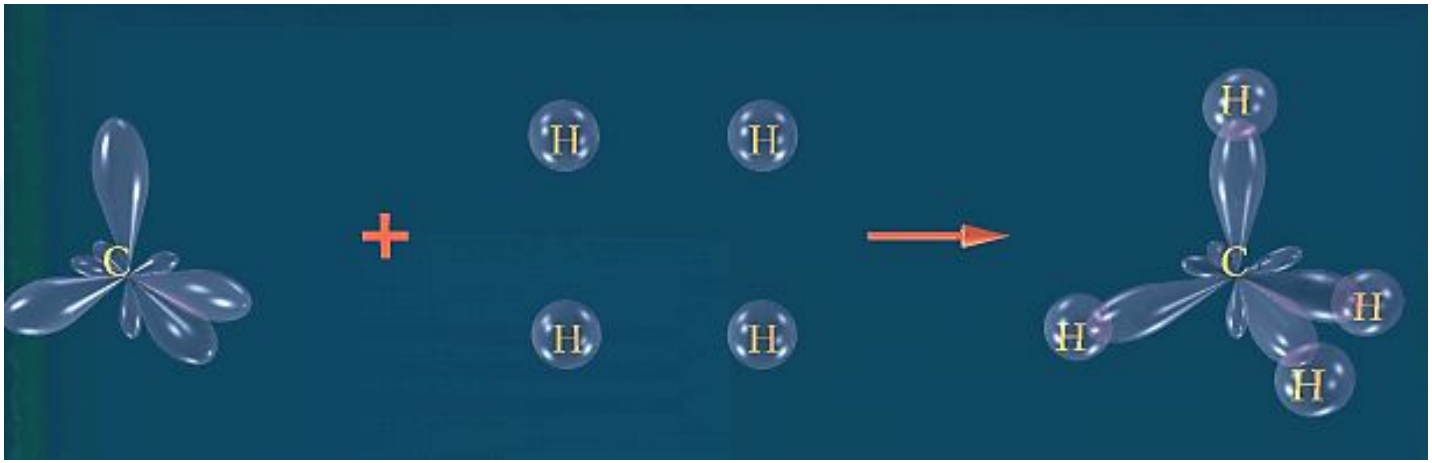


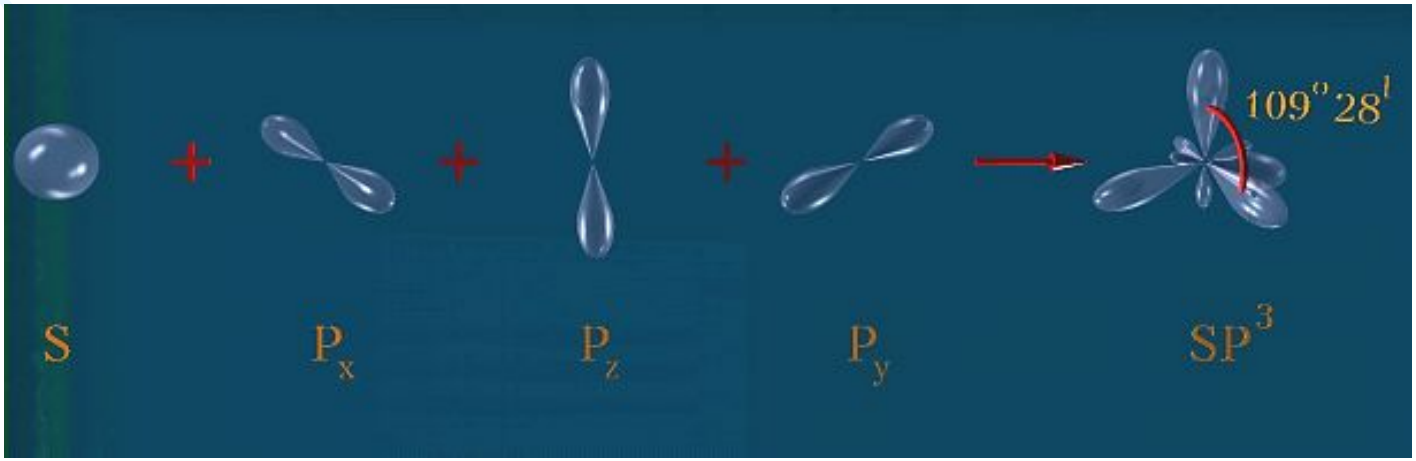
Be^{*} $1s^2 2s^1 2p^1$

Cl^{*} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

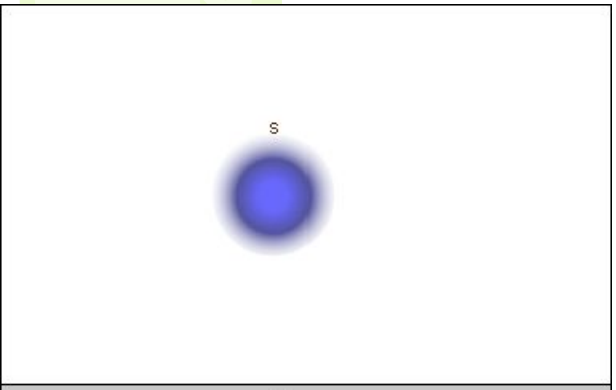
Основные характеристики ковалентной связи

Гибридизация - это смешение атомных орбиталей с разными (но близкими) энергетическими состояниями, вследствие которого возникает такое же число одинаковых по форме и энергии орбиталей.

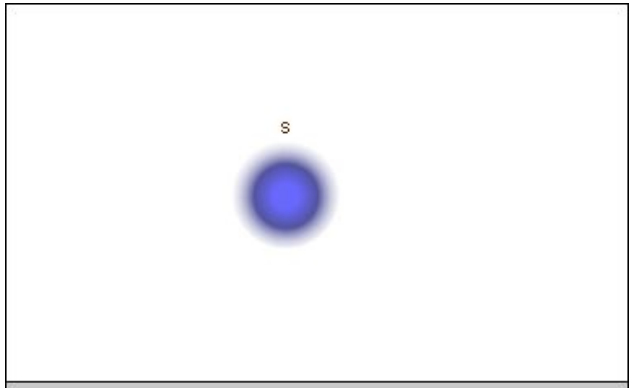




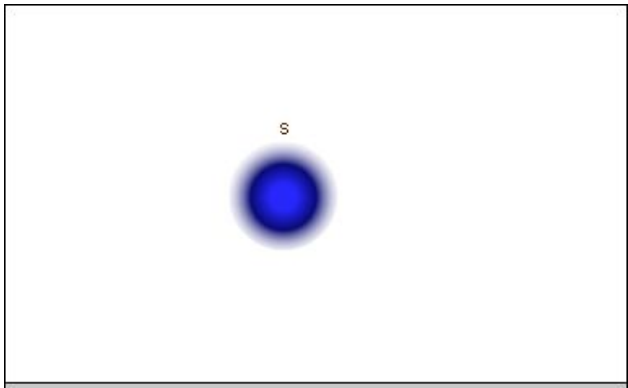
Гибридизация электронных облаков



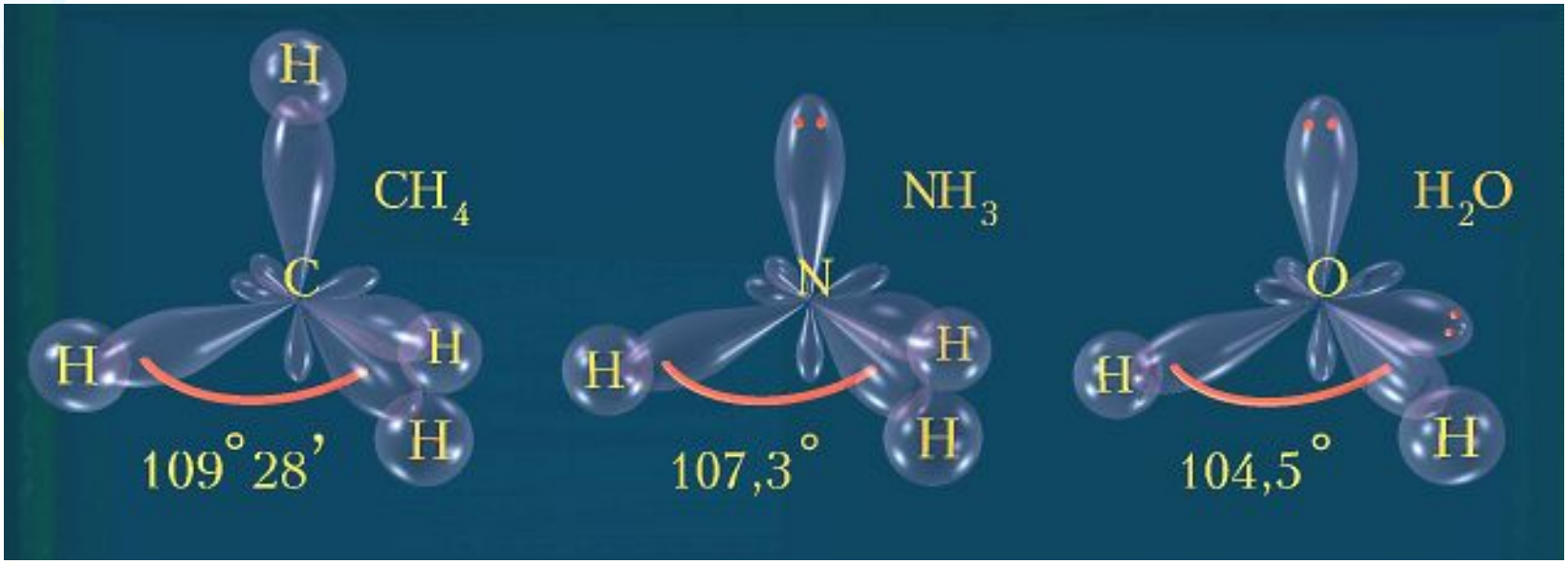
sp-гибридизация



sp2-гибридизация



sp3-гибридизация



Основные характеристики ковалентной связи

Полярность связи – характеризует состояние сдвига общей электронной пары в сторону более электроотрицательного элемента взаимодействующих атомов.

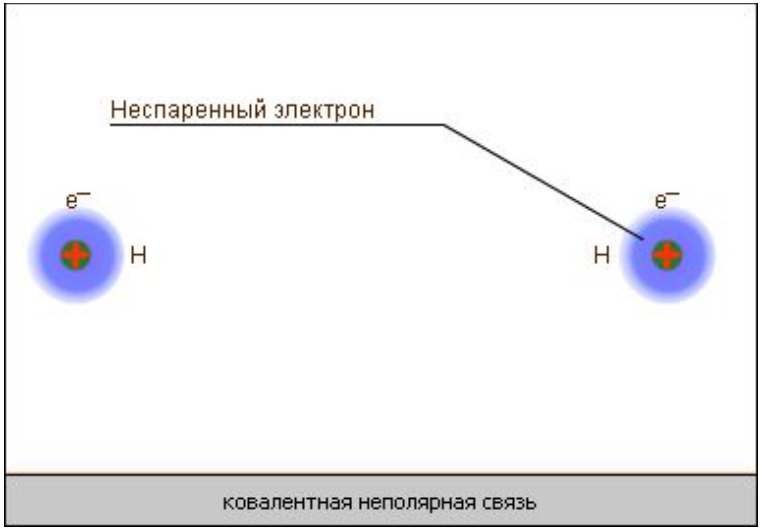
Электроотрицательность (ЭО) – способность атома притягивать к себе электроны, обобществляемые при образовании химической связи.

$$ЭО = I + E$$

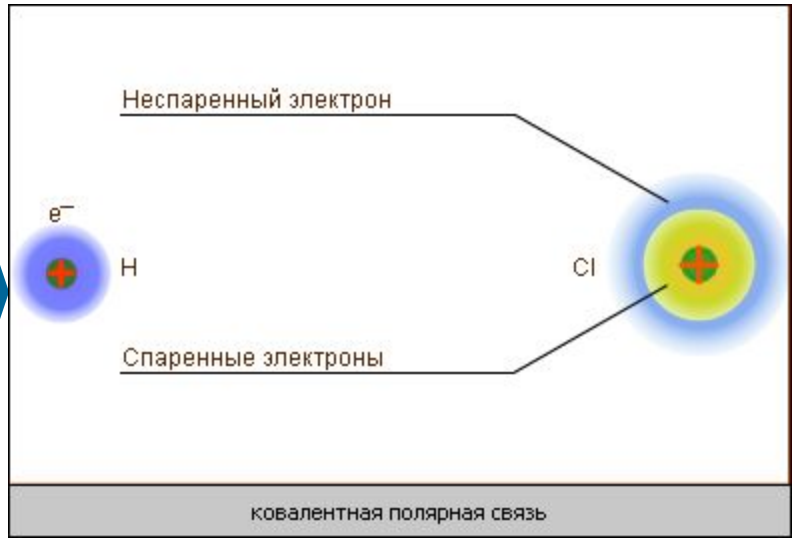
Энергия ионизации (ионизационный потенциал) – ***I*** – это энергия, затрачиваемая для отрыва электрона от атома и превращения атома в соответствующий ион.
Энергия сродства к электрону – ***E*** – это энергия, выделяющаяся при присоединении к атому одного электрона.

Виды ковалентной связи

ковалентная неполярная - связь, осуществляемая парой общих электронов, в равной мере принадлежащих обоим соединяющимся атомам.



ковалентная полярная - связь, осуществляемая парой общих электронов взаимодействующих томов, существенно отличающихся между собой по электроотрицательности. Связующая пара электронов при этом смещается из симметричного положения в сторону более электроотрицательного атома.



Основные характеристики ковалентной связи

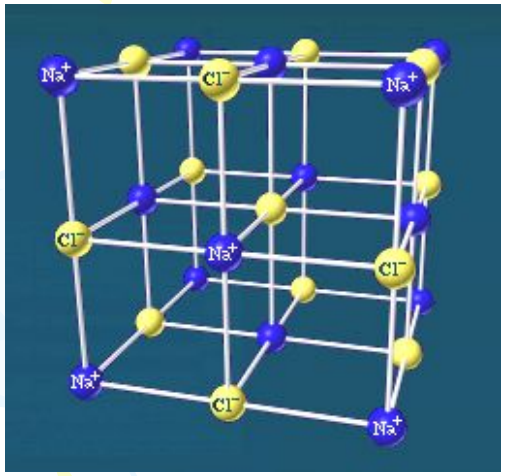
Поляризуемость связи – способность связи становится полярной или еще более полярной.

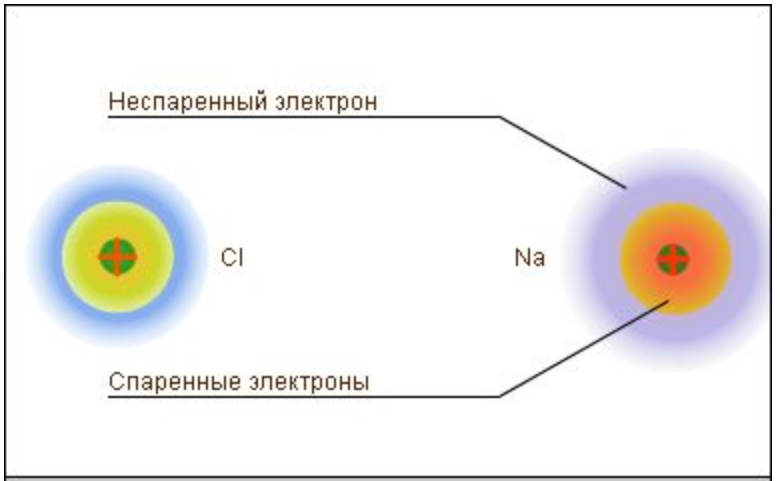
ПРИМЕР: гетеролитический тип разрыва связи:

$$H : Cl \rightarrow H^{+} + : Cl^{-}$$

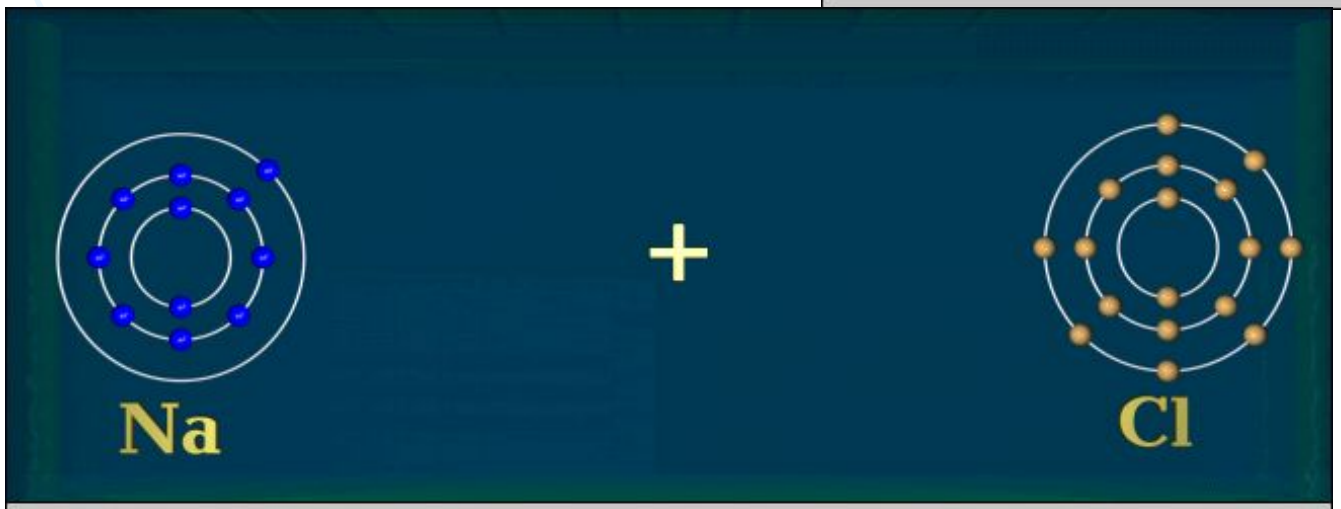
3. Ионная связь

Ионная связь – связь, образованная за счет притяжения между противоположно заряженными ионами – катионами и анионами.





ионная связь



Образование ионной связи

Таблица Электроотрицательности

Периоды	Электроотрицательность элементов по подгруппам																
	Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa			Ib	IIb	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb
1	H 2,2																
2	Li 0,98	Be 1,57											B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98
3	Na 0,93	Mg 1,31											Al 1,61	Si 1,9	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16
4	K 0,82	Ca 1,0	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,9	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96
5	Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,6	Mo 2,16	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,28	Pd 2,2	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66
6	Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,36	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,28	Au 2,54	Hg 2,0	Tl 2,04	Pd 2,33	Bi 2,02	Po 2,0	At 2,2
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1														

La	Ce 1,12	Pr 1,13	Nd 1,14	Pm 1,13	Sm 1,17	Eu 1,2	Gd 1,2	Tb 1,2	Dy 1,22	Ho 1,23	Er 1,24	Tm 1,23	Yb 1,1	Lu 1,27
Ac	Th 1,3	Pa 1,5	U 1,38	Np 1,36	Pu 1,28	Am 1,3	Cm 1,3	Bk 1,3	Cf 1,3	Es 1,3	Fm 1,3	Md 1,3	No 1,3	Lr ??

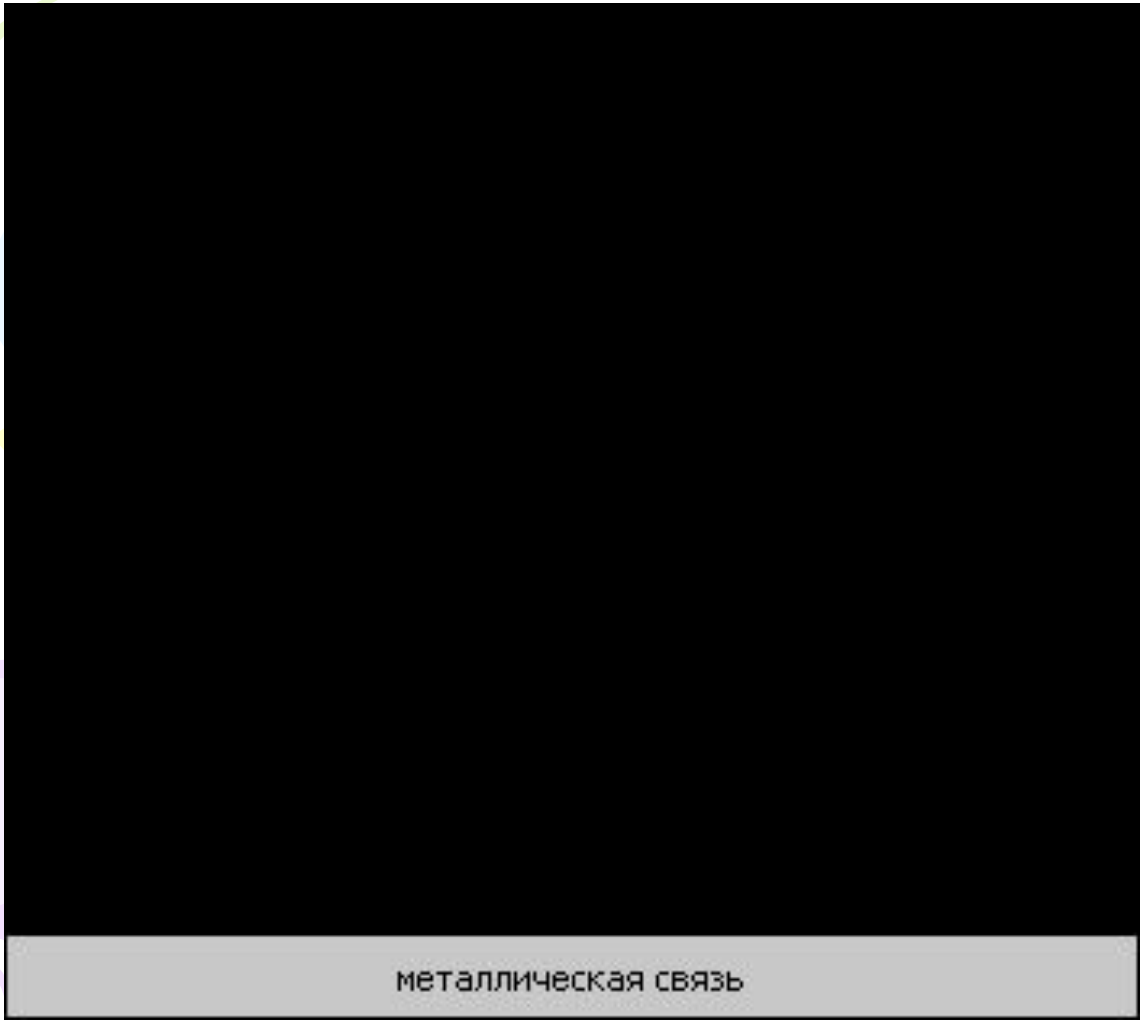
Cl – K ΔЭО = 3,16 – 0,82 = 2,34 > 1,7 – связь ионная

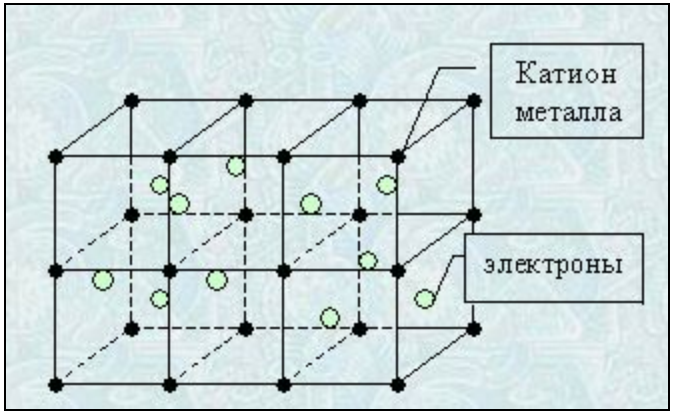
Cl – Be ΔЭО = 3,16 – 1,57 = 1,59 < 1,7 – связь ковалентная полярная

Cl – Cl ΔЭО = 3,16 – 3,16 = 0 – связь ковалентная неполярная

4. Металлическая связь

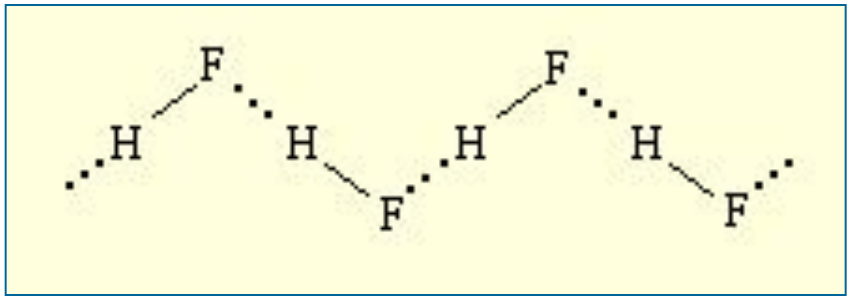
Металлическая связь – химическая связь, основанная на обобществлении валентных электронов, принадлежащих всем атомам в кристалле.





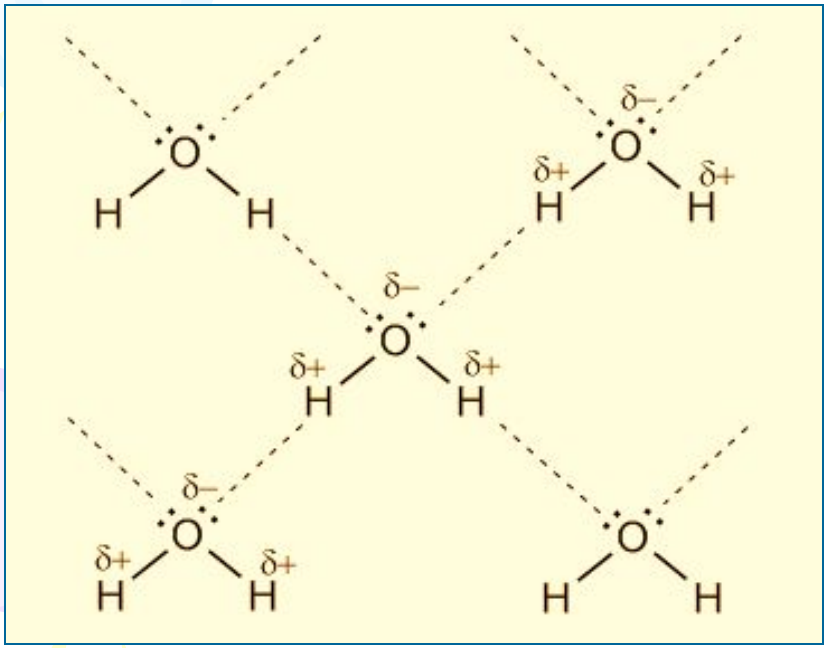
5. Водородная связь

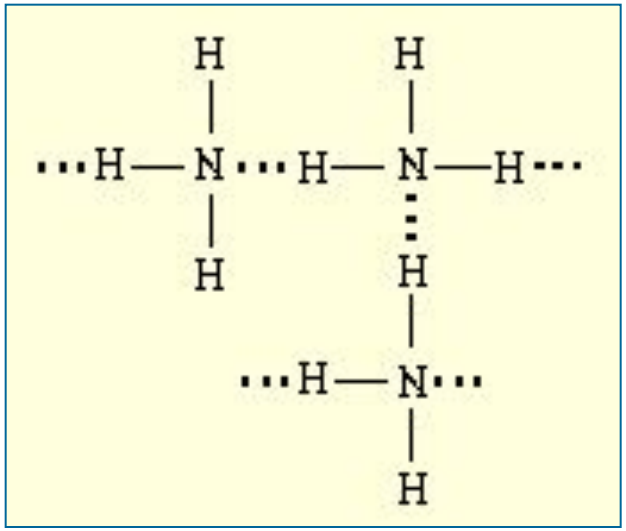
Водородная связь – это связь между атомами водорода одной молекулы и атомами электроотрицательных элементов (F, O, N) другой молекулы.



Виды водородной связи:

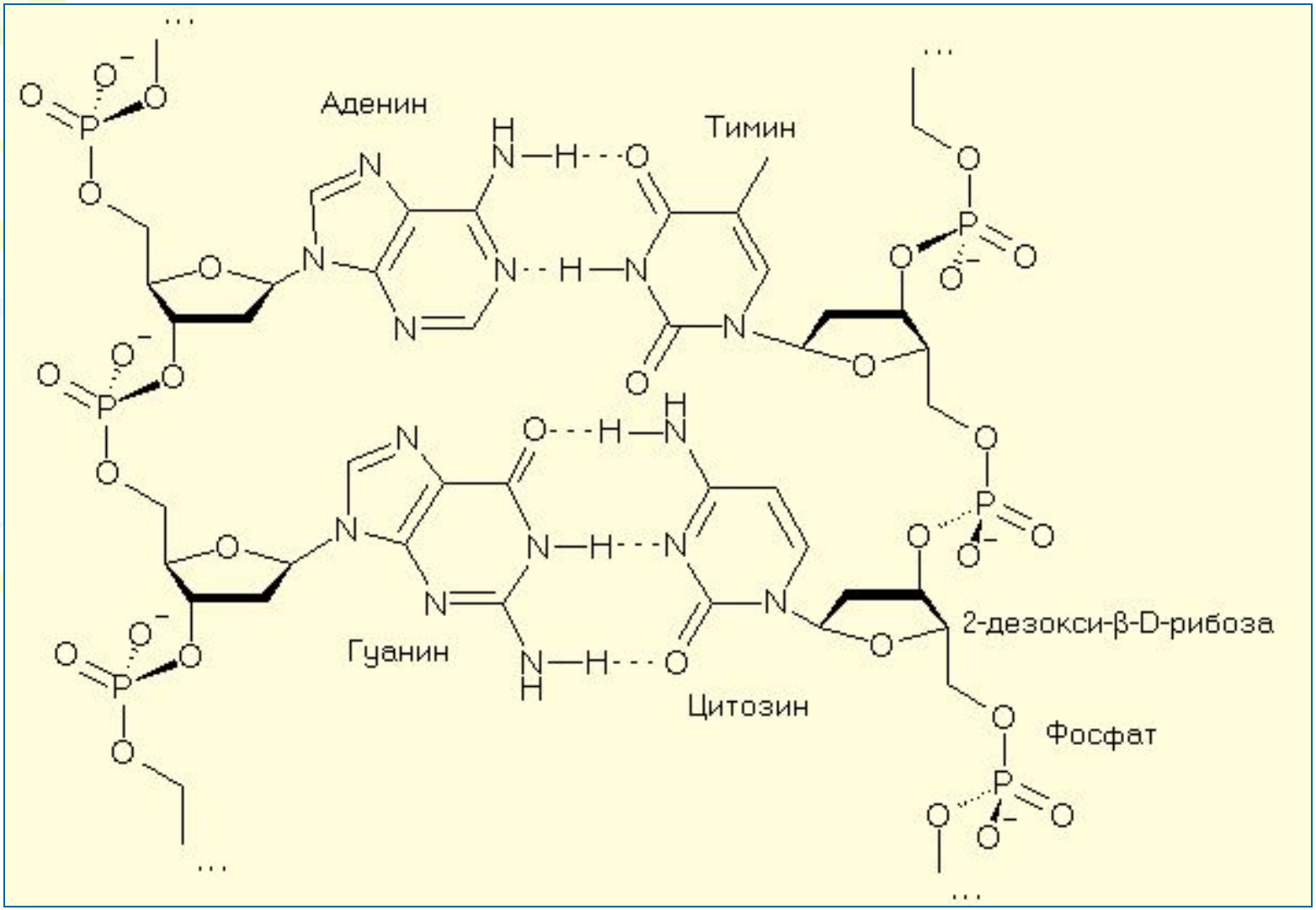
1. Межмолекулярная
2. Внутримолекулярная





Межмолекулярная связь в молекулах H_2O, HF, NH_3

Внутримолекулярная связь в молекуле ДНК



6. Кристаллические решетки

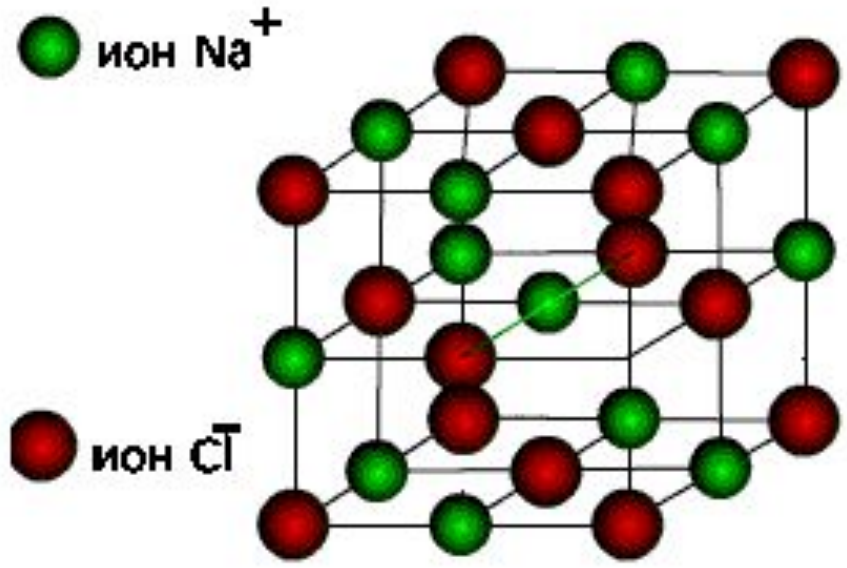
Вещества, находящиеся в твердом образуют кристаллические решетки

Кристаллические решётки веществ-это упорядоченное расположение частиц(атомов, молекул, ионов) в строго определённых точках пространства.
Точки размещения частиц называют узлами кристаллической решётки.

Различают 4 типа кристаллических решеток:

1. Ионные
2. Атомные
3. Молекулярные
4. Металлические

ИОННЫЕ кристаллические решетки образуют вещества с ионной связью (соли, некоторые оксиды, гидроксиды металлов).

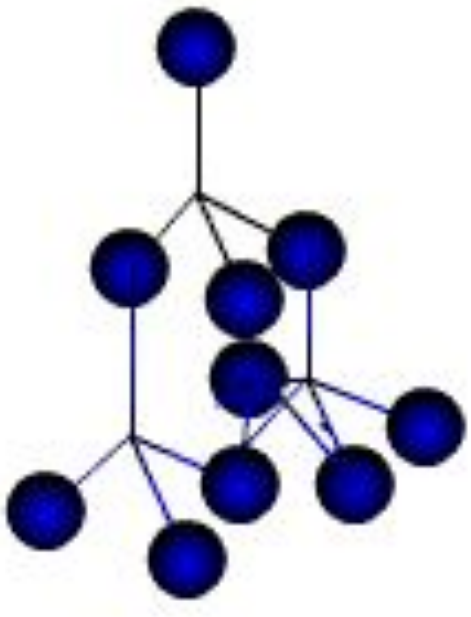


В узлах решетки находятся ИОНЫ.

Связи очень прочные и устойчивые.

Свойства веществ с ионной решеткой: высокая твердость, прочность, тугоплавкость, нелетучесть

АТОМНЫЕ кристаллические решетки образуют вещества с ковалентной связью (бор, кремний, германий, кварц, алмаз).

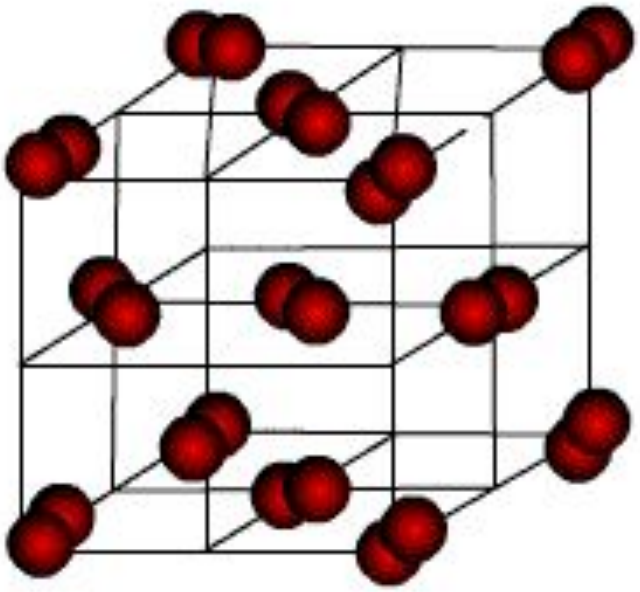


В узлах решетки находятся АТОМЫ.

Связи очень прочные.

Свойства веществ с атомной решеткой: высокие температуры плавления, повышенная твердость.

МОЛЕКУЛЯРНЫЕЕ кристаллические решетки образуют вещества с ковалентной полярной и неполярной связью (йод, вода, сухой лед).

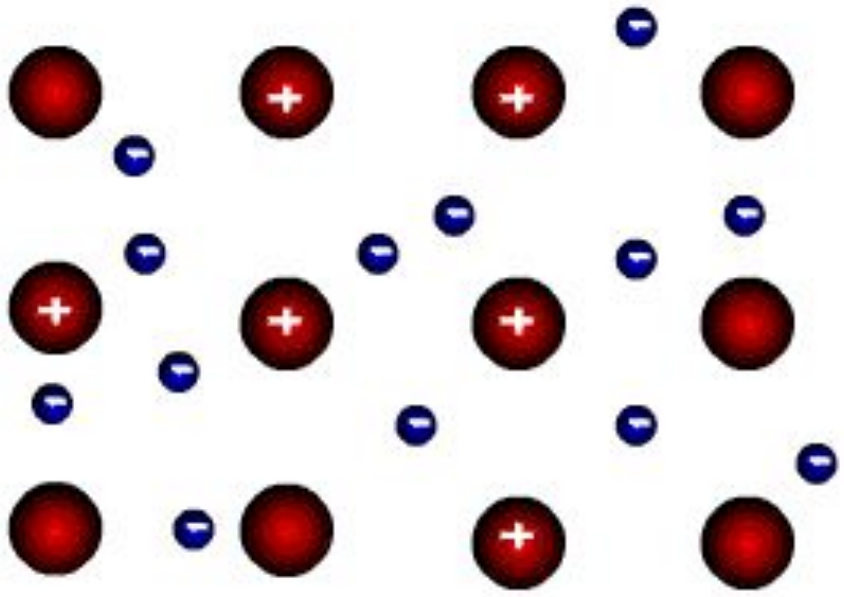


В узлах решетки находятся МОЛЕКУЛЫ.

Связи в молекуле прочные, но между молекулами не прочные.

Свойства веществ с молекулярной решеткой: малая твердость, плавятся при низких температурах, летучие, при обычных условиях находятся в газообразном или жидком состоянии.

МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ кристаллические решетки образуют вещества с металлической связью.

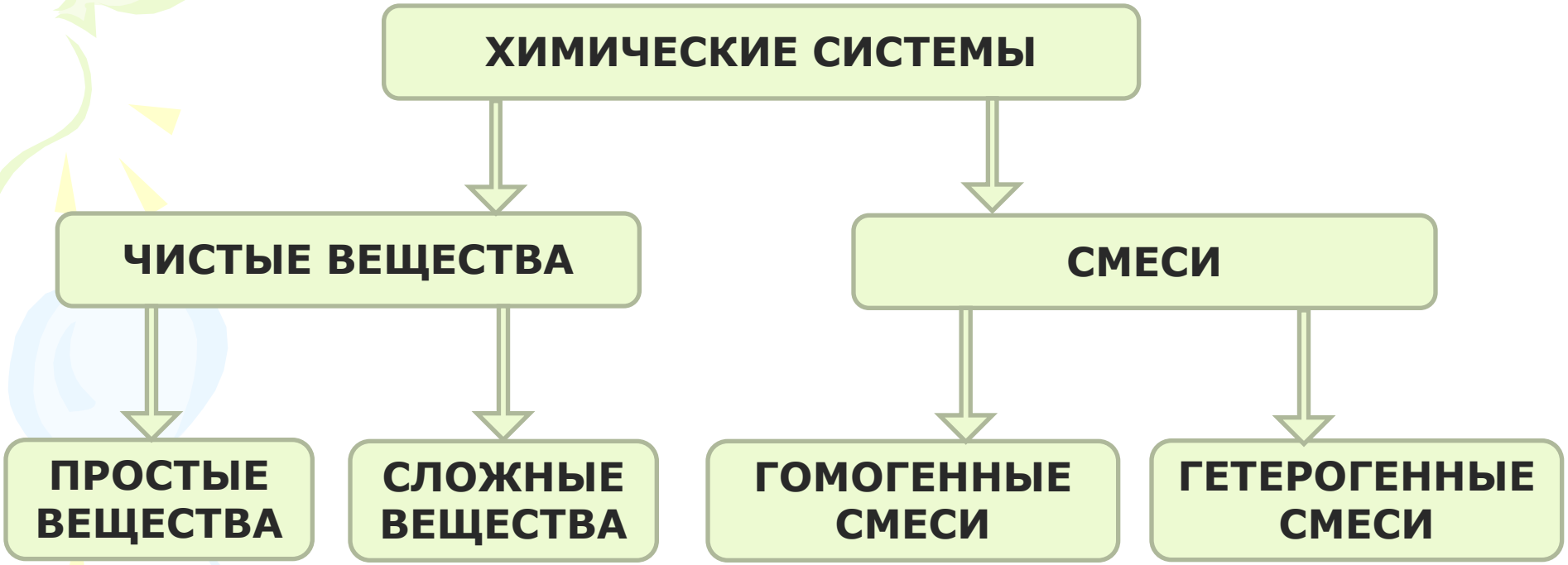


В узлах решетки находятся АТОМЫ И ИОНЫ МЕТАЛЛА.

Связи прочные.

Свойства веществ с металлической решеткой: пластичность, ковкость, металлический блеск, высокая электро- и теплопроводность.

7. Химические системы



Степень чистоты определяется по содержанию примесей:

1. Чистое вещество (применяется в промышленности)
2. Чистое вещество для анализа (анализ технических продуктов)
3. Химически чистое вещество (научно-исследовательские работы)
4. Особо чистое вещество (электроника, полупроводниковая и ядерная техника)

СМЕСИ могут иметь произвольный состав, не имеют единой формулы

Гомогенная смесь – однородная система, химический состав и физические свойства которой во всех частях одинаковы.

В гомогенной системе из двух и более химических компонентов каждый компонент распределен в массе другого в виде молекул, атомов, ионов. Составные части гомогенной системы нельзя отделить друг от друга механическим путем.
Пример: смеси любых газов, истинные растворы, смеси некоторых жидкостей и твердых веществ (сплавы).

РАСТВОРЫ

ИСТИННЫЕ

Растворенное вещество диспергировано до ионного, атомного или молекулярного уровня.

Неограниченно стабильны во времени.

КОЛЛОИДНЫЕ

Не стабильны во времени.
Золи: кариоплазма, лимфа, кровь, тканевая жидкость.

Гели: пищевые (сыр), медицинские (мази), биологические (волосы) и т. д.

Гетерогенные смеси - дисперсные (неоднородные) системы, в которых одно вещество в виде очень мелких частиц равномерно распределено в объеме другого.

Дисперсная фаза – вещество, которое присутствует в дисперсной системе в меньшем количестве и распределено в объеме другого.

Дисперсионная среда – вещество, которое присутствует в дисперсной системе в большем количестве, в объеме которого распределена дисперсная фаза.

классификация дисперсных систем (по агрегатному состоянию)

Агрегатное состояние дисперсионной среды	Агрегатное состояние дисперсной фазы		
	ГАЗ	ЖИДКОСТЬ	ТВЕРДОЕ
ГАЗ	-	Аэрозоли (туман, облака)	Аэрозоли (дым, мог, пыль в воздухе)
ЖИДКОСТЬ	Пена (газвода, взбитые сливки)	Эмульсия (молоко, майонез, плазма крови, лимфа, цитоплазма)	Золь, суспензия (строительные растворы, пасты)
ТВЕРДОЕ	Твердые пена (керамика, пенопласты, поролон, пористый шоколад)	Гель (желе, желатин, мази, тушь, помада)	Твердый золь (горные породы, цветные стекла, сплавы)