



СИБИРСКИЙ  
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
ИНДУСТРИАЛЬНЫЙ  
УНИВЕРСИТЕТ

**Институт фундаментального образования  
Кафедра естественнонаучных дисциплин  
имени профессора В.М. Финкеля**

**Доклад по дисциплине «Химия» на тему:**

# ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Подготовил: ст. гр.

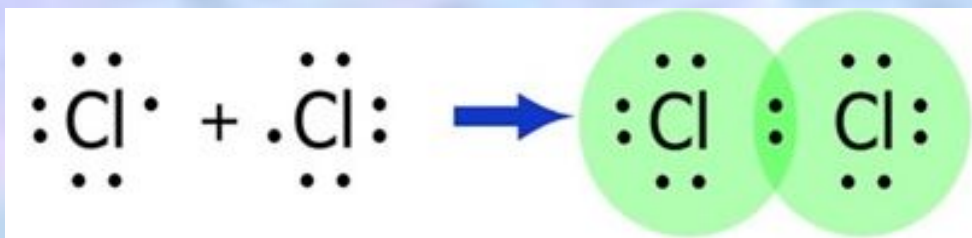
Руководитель: ст. пр. Зенцова Светлана Витальевна

*Лантаноиды и Actиноиды*

Группа в контакте «Живая Химия» : <http://vk.com/sibsiukoax>

# КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ И ЕЕ СВОЙСТВА

*Ковалентная связь* - химическая связь, образованная за счет электронной пары, принадлежащей обоим атомам, осуществляется между атомами неметаллов.



Видео: <https://www.youtube.com/watch?v=ozqZonjuvg0>

# КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ И ЕЕ СВОЙСТВА

## 1. *Насыщаемость*

Способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей. Благодаря насыщаемости связей молекулы имеют определенный состав:  $H_2$ , а не  $H_3$ ;  $HCl$ , а не  $H_2Cl$  и т.д.

## 2. *Направленность*

Определение пространственной структуры молекул. Количественно направленность выражается в виде валентных углов между направлениями химической связи в молекулах.

# КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ И ЕЕ СВОЙСТВА

## 3. Полярность

Если ковалентная связь образована одинаковыми атомами, то такая связь называется ковалентной неполярной. Если же один из атомов сильнее притягивает электроны, то электронная пара смещается в сторону этого атома и в этом случае возникает полярная ковалентная связь.

## 4. Поляризуемость

Смещение электронов под влиянием электрического поля, определяется подвижностью электронов.

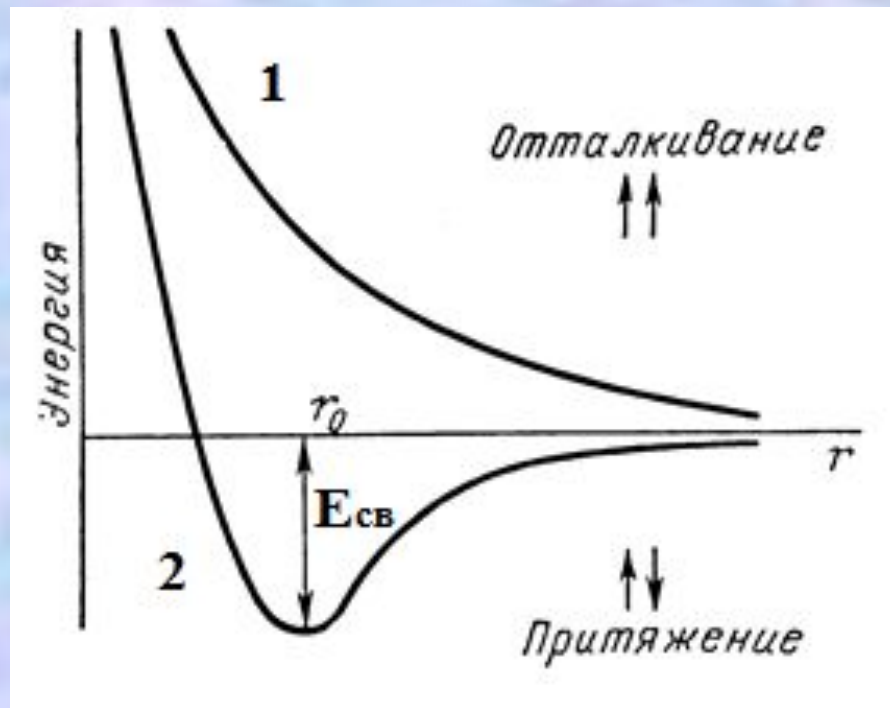
# ПРИЧИНЫ ОБРАЗОВАНИЯ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Основная причина образования химической связи - появление между атомами одной или нескольких электронных пар в пространстве.

При сближении атомов, имеющих электроны с противоположно направленными спинами, происходит уменьшение энергии и образование молекулы. В случае, если электроны имеют одинаково направленные спины, то химическая связь не образуется.



# ПРИЧИНЫ ОБРАЗОВАНИЯ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ



Зависимость потенциальной энергии двух атомов от межъядерного расстояния:

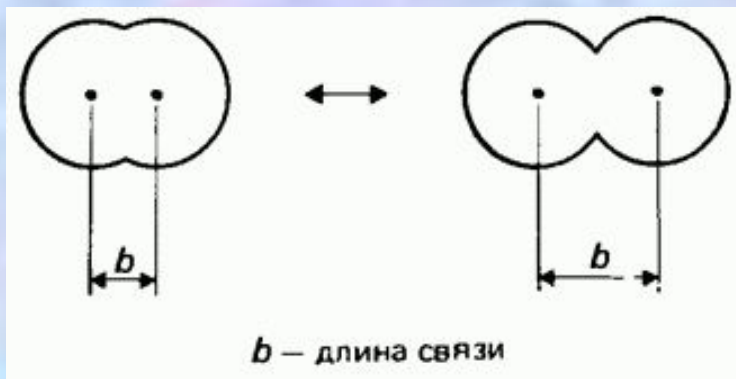
1 - кривая, показывающая отсутствие химической связи;

2 - кривая образования устойчивой молекулы;

$E_{св}$  - энергия связи

# ЭНЕРГИЯ И ДЛИНА СВЯЗИ

*Энергия связи* – это минимальная энергия, необходимая для разрыва связи. Большинство ковалентных связей имеют энергию в диапазоне от 100 до 1000 кДж/моль.

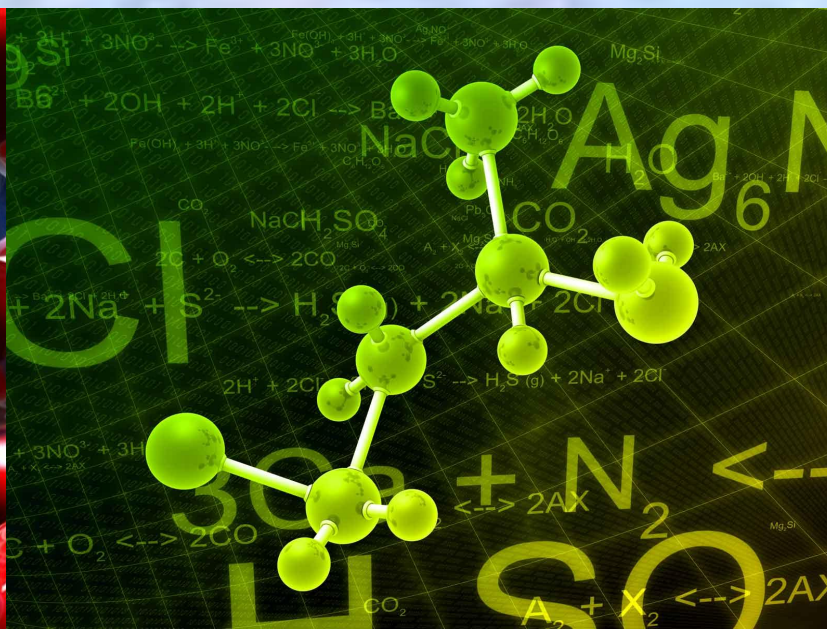
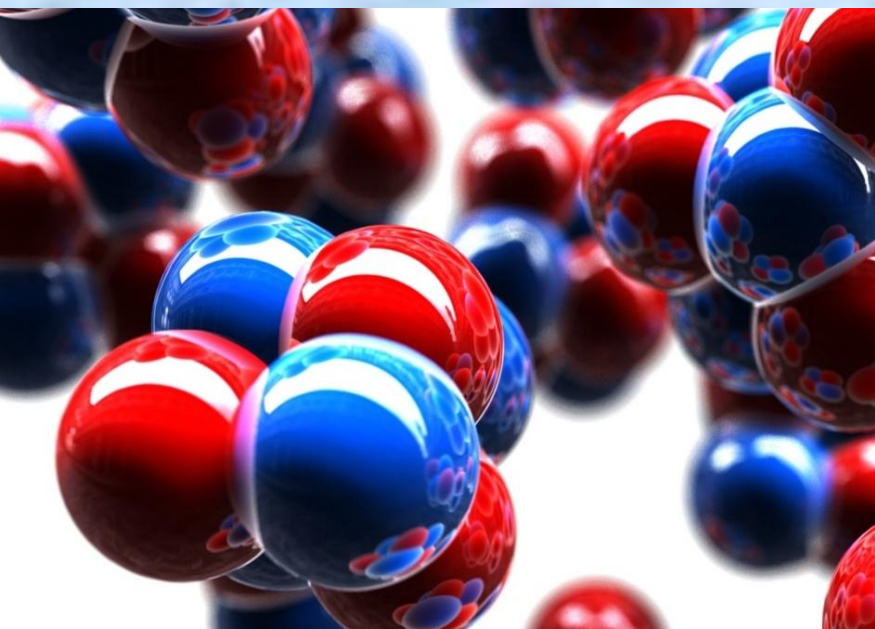


*Длина связи* - расстояние между ядрами соединенных атомов. Обычно ее значение находится в пределах от 0,1 до 0,3 нанометров (нм).

# МЕХАНИЗМ И СПОСОБЫ ОБРАЗОВАНИЯ СВЯЗИ

Существует *два* вида механизмов образования ковалентной связи:

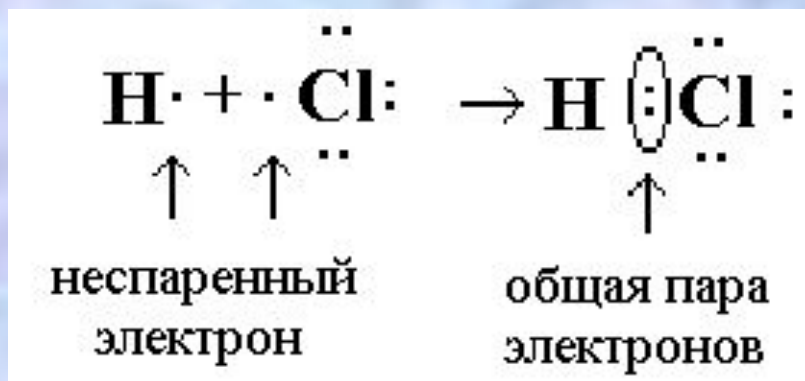
- ❖ *обменный;*
- ❖ *донорно-акцепторный.*





# МЕХАНИЗМ И СПОСОБЫ ОБРАЗОВАНИЯ СВЯЗИ

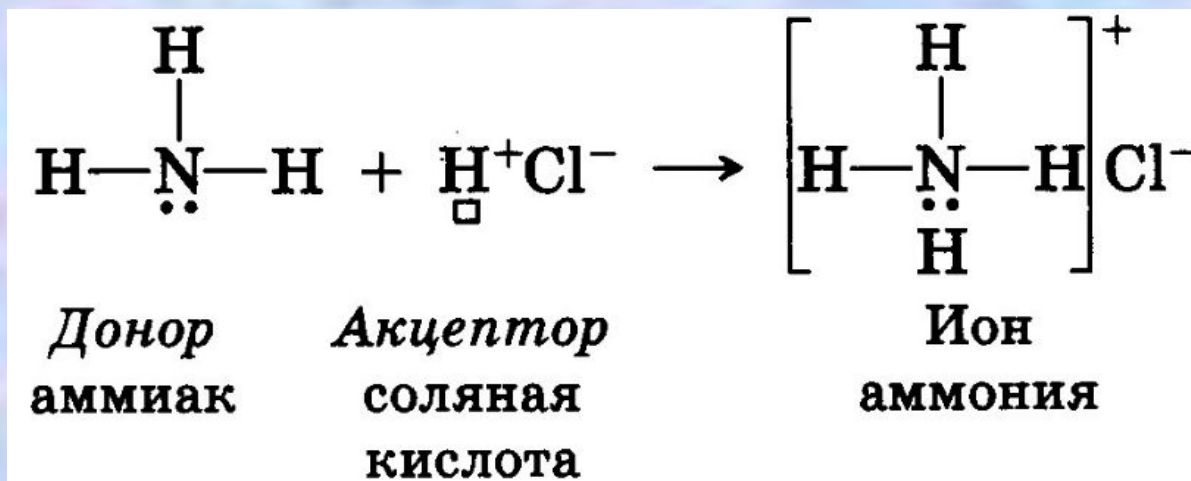
При *обменном* механизме электронная пара образуется за счет неспаренных электронов (перекрывания одноэлектронных облаков). Важно отметить, что каждый атом для образования связи предоставляет одно и то же количество электронов.



Пример образования ковалентной связи  
по обменному механизму

# МЕХАНИЗМ И СПОСОБЫ ОБРАЗОВАНИЯ СВЯЗИ

**Донорно-акцепторный** механизм осуществляется в том случае, когда один атом (донор) предоставляет электронную пару для образования связи, а другой атом (акцептор) имеет свободную орбиталь.



Пример образования ковалентной связи  
по обменному механизму

# ВАЛЕНТНОСТЬ

Способность атомов химических элементов образовывать определённое количество химических связей.

## Правила определения валентности элементов в соединениях

1. Валентность водорода принимают за единицу.
2. Кислород в своих соединениях всегда проявляет валентность II.
3. Высшая валентность равна номеру группы.
4. Низшая валентность равна разности числа 8 и номера группы, в которой находится данный элемент, т.е.  $8 - N_{\text{группы}}$ .

# ВАЛЕНТНОСТЬ

5. Металлы, находящиеся в подгруппах, имеют валентность, равную номеру группы.

6. Неметаллы в основном проявляют высшую и низшую валентности. Например: сера имеет высшую валентность VI и низшую, равную II; фосфор проявляет валентности V и III.

7. Валентность может быть постоянной или переменной.



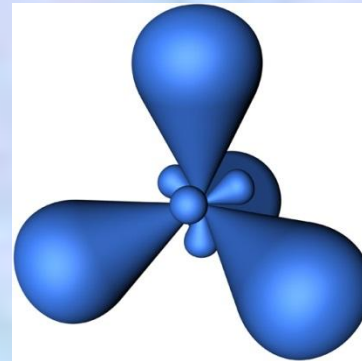
# МЕТОД ВАЛЕНТНЫХ СВЯЗЕЙ

Метод, описывающий образование ковалентных связей в молекулах, базируется на следующих положениях.

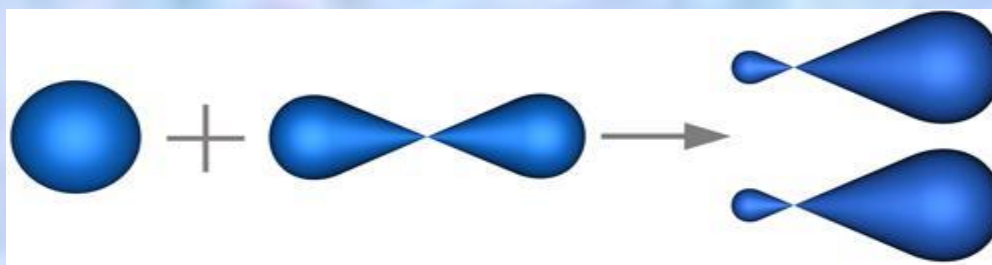
1. Химическая связь образуется за счет попарного перекрывания валентных атомных орбиталей.
2. В результате перекрывания атомных орбиталей появляется общая электронная пара с антипараллельными спинами, которая обеспечивает одну химическую связь.
3. В ходе взаимодействия атомные орбитали могут подвергаться гибридизации.

# ГИБРИДИЗАЦИЯ ОРБИТАЛЕЙ И ТИПЫ ГИБРИДНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

*Гибридизация орбиталей* - это изменение формы орбиталей для достижения эффективного их перекрывания.

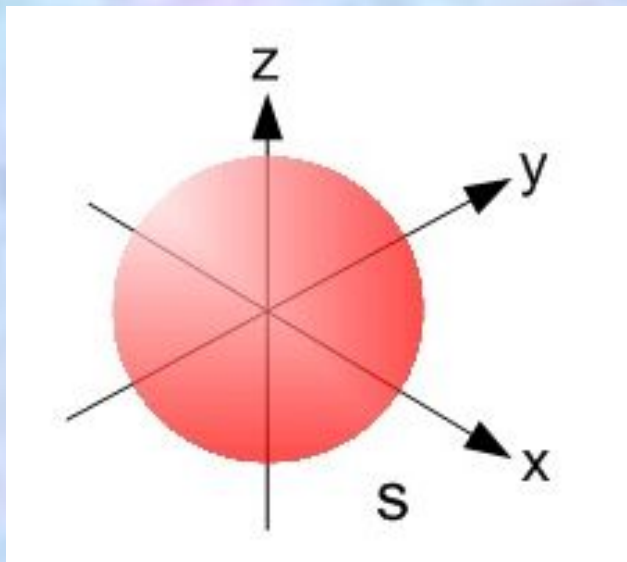


В результате гибридизации образуются новые гибридные орбитали, которые ориентируются в пространстве таким образом, чтобы расположенные на них электронные пары (или неспаренные электроны) оказались максимально удаленными друг от друга.



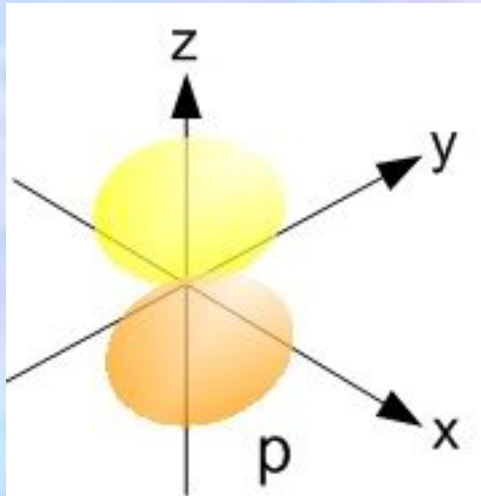
# ГИБРИДИЗАЦИЯ ОРБИТАЛЕЙ И ТИПЫ ГИБРИДНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

Известно пять типов орбиталей:  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$  и  $g$ . Атом каждого элемента имеет все типы орбиталей на электронных уровнях, заполнение которых электронами осуществляется по мере увеличения порядкового номера (заряда ядра).

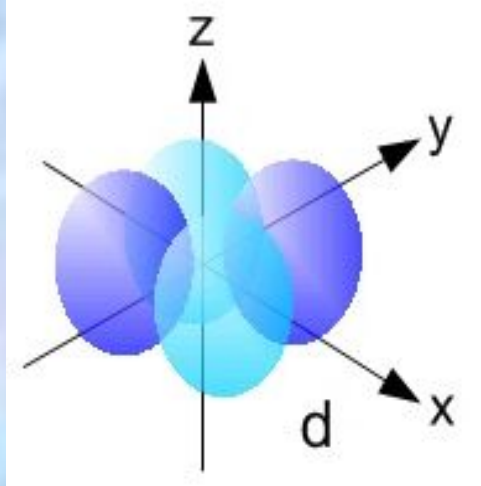


*s-орбитали* имеют сферическую форму и, следовательно, одинаковую электронную плотность в трех направлениях. На каждом электронном уровне находится одна  $s$ -орбиталь.

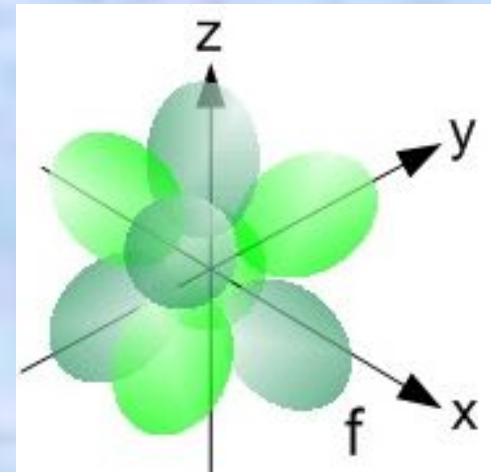
# ГИБРИДИЗАЦИЯ ОРБИТАЛЕЙ И ТИПЫ ГИБРИДНЫХ ОРБИТАЛЕЙ



*p-орбитали* имеют форму объемных восьмерок и располагаются вдоль координатных осей. Они появляются со второго электронного уровня.



*d-, f- и g-орбитали* имеют более сложные формы, возникают на третьем, четвертом и пятом уровне соответственно.

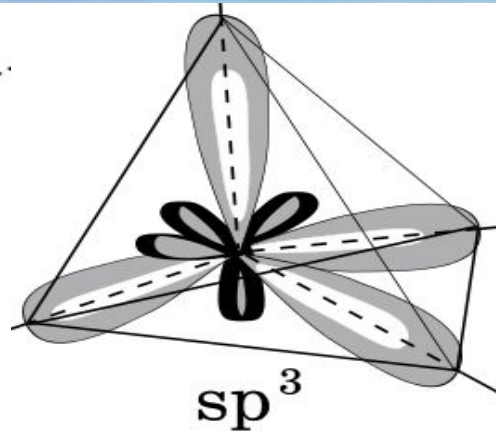
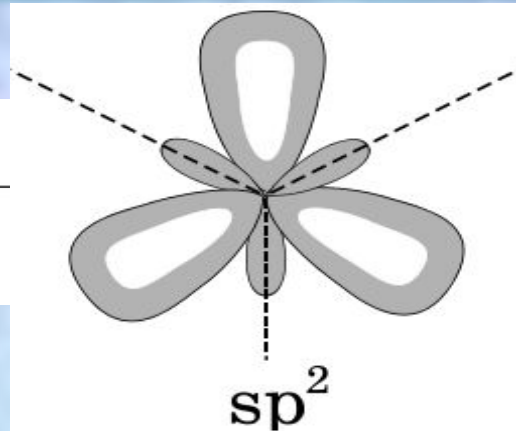
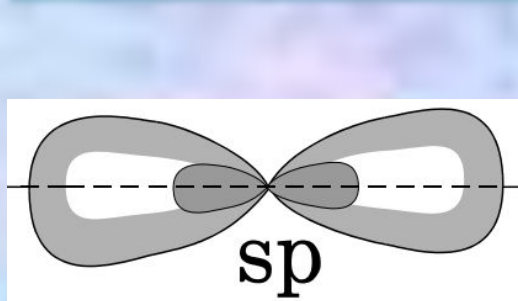




# ГИБРИДИЗАЦИЯ ОРБИТАЛЕЙ И ТИПЫ ГИБРИДНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

Тип гибридизации определяет геометрию молекулы или иона. Ниже приведены основные типы гибридизации.

Тип гибридизации	Геометрическая форма	Угол между связями	Примеры
$sp$	линейная	$180^\circ$	$\text{BeCl}_2$
$sp^2$	треугольная	$120^\circ$	$\text{BCl}_3$
$sp^3$	тетраэдрическая	$109,5^\circ$	$\text{CH}_4$



# ИОННАЯ СВЯЗЬ

Химическая связь, образованная за счет электростатического притяжения между катионами и анионами.

Пример: реакция между натрием и хлором. Атом щелочного металла легко теряет электрон, а атом галогена - приобретает. В результате возникают катион натрия и хлорид-ион, которые образуют соединение.



Свойства связи:

## ❖ Ненаправленность

(способность притягивать противоположный ион в любом направлении)

## ❖ Ненасыщаемость

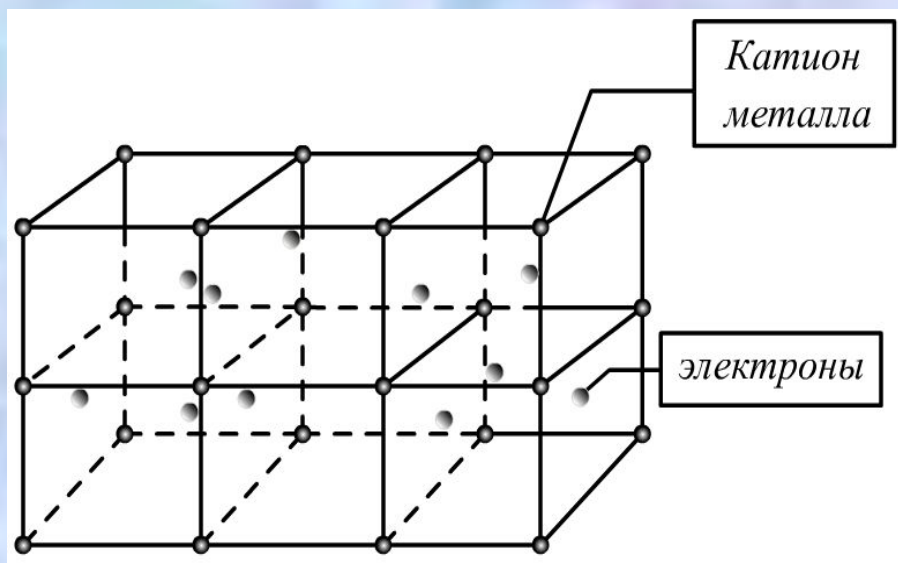
(способность притягивать любое количество противоположных ионов)

# МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Химическая связь, образованная за счет притяжения катионов и электронов, находящихся в кристаллической решетке металла. Характерна для чистых металлов и их сплавов.

Свойства связи:

- ❖ *Ненаправленность*
- ❖ *Насыщаемость*



Видео: [https://www.youtube.com/watch?v=IA-Ce\\_sA70E](https://www.youtube.com/watch?v=IA-Ce_sA70E)

# ПРОМЕЖУТОЧНЫЕ ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ

Химическая связь, включающая в себя свойства двух видов связи.

*Пример: связь в ковалентно-полярных соединениях неметаллов с разными значениями электроотрицательности является промежуточной между ионной и ковалентной связью.*

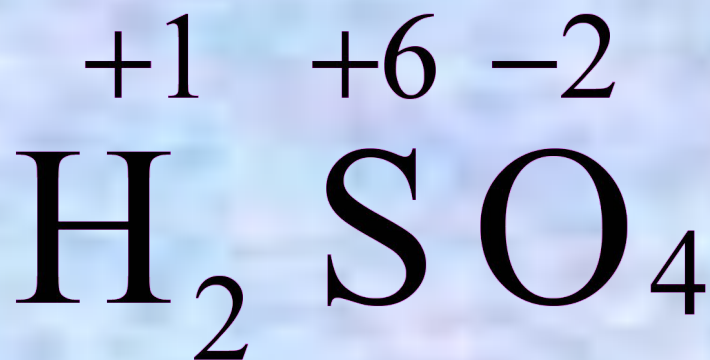
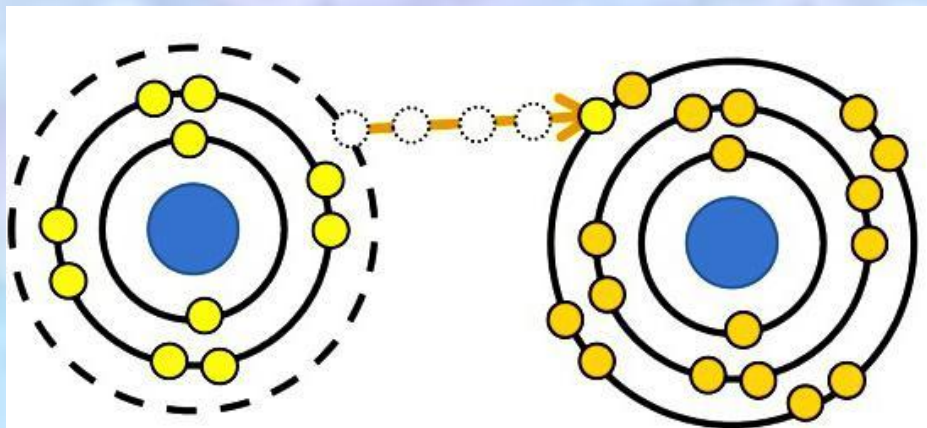


# СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТА В СОЕДИНЕНИИ

Условный заряд, который получает атом в результате отдачи или принятия электронов, при условии, что все связи в соединении ионные.

Степени окисления (СО) могут принимать положительное, отрицательное или нулевое значение.

Алгебраическая сумма СО элементов в соединении равна нулю.



# СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТА В СОЕДИНЕНИИ

1. СО металлов в соединениях всегда положительные.

2. Высшая СО соответствует номеру группы периодической системы.

*Исключение :  $Au^{+3}$ ,  $Cu^{+2}$ , из VIII группы СО +8 только у осмия Os и рутения Ru.*

3. СО неметаллов зависят от того, с каким атомом он соединён:

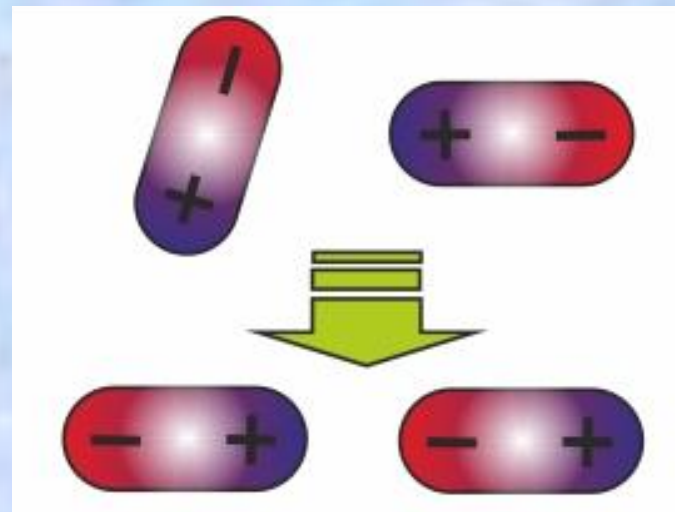
- ❖ если с атомом металла, то СО отрицательная;
- ❖ если с атомом неметалла то СО может быть и положительная, и отрицательная.

4. СО простых веществ равны 0.

# МЕЖМОЛЕКУЛЯРНОЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ

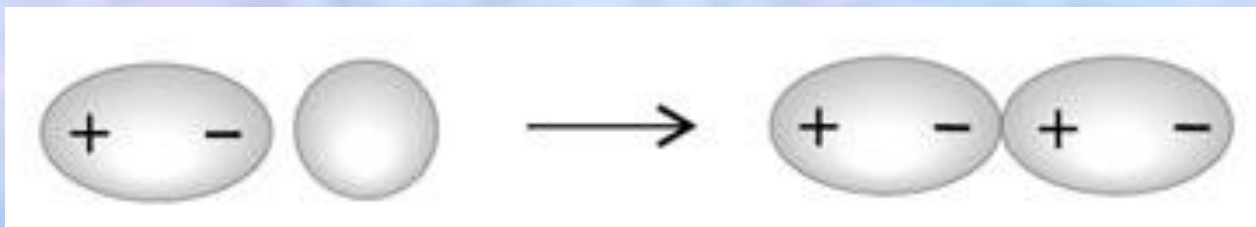
Взаимодействие, не приводящее к разрыву или созданию химических связей. Существует три типа такого взаимодействия.

- ❖ **Ориентационное** взаимодействие двух полярных молекул, в результате которого молекулы ориентируются противоположными концами диполей.



# МЕЖМОЛЕКУЛЯРНОЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ

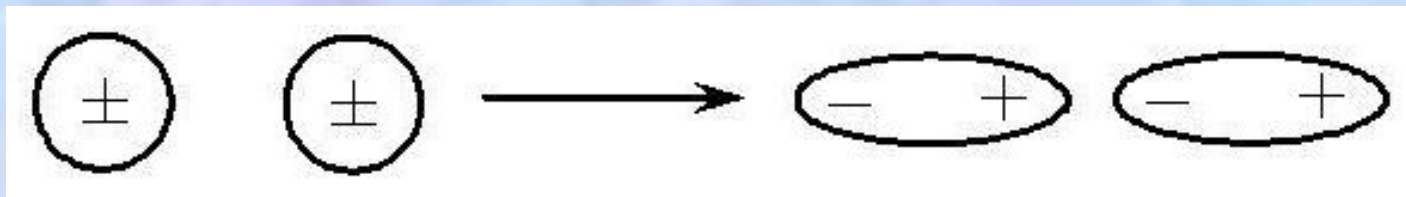
- ❖ **Индукционное** взаимодействие между полярными и неполярными молекулами. Под действием заряженных концов полярной молекулы электронные облака неполярных молекул смещаются в сторону положительного заряда. Неполярная молекула становится полярной, и молекулы начинают притягиваться друг к другу.





# МЕЖМОЛЕКУЛЯРНОЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ

- ❖ **Дисперсионное** взаимодействие между двумя неполярными молекулами. Когда электроны оказываются с одной стороны молекулы, неполярная частица становится полярной, что влечет перераспределение зарядов в соседних молекулах, и между ними возникнут кратковременные связи.



# ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Разновидность взаимодействия между полярными молекулами, образующегося за счет наличия положительного атома водорода одной молекулы и отрицательно заряженного атома другой молекулы.

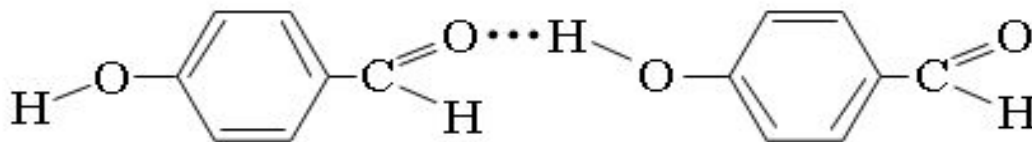
Необходимое условие:  
расстояние между атомом водорода и взаимодействующим с ним атомом должно быть меньше, чем сумма радиусов этих атомов.



# ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Водородная связь подразделяется на два вида.

- ❖ **Межмолекулярная** образуется между молекулами веществ, в состав которых входят водород и сильно электроотрицательный элемент - фтор, кислород, азот, хлор, сера.
- ❖ **Внутримолекулярная** присутствует в многоатомных спиртах, углеводах, белках и других органических веществах.



Межмолекулярная водородная связь  
в парагидроксибензальдегиде

# ВАН-ДЕР-ВААЛЬСОВА СВЯЗЬ

Химическая связь между атомами или молекулами, образующаяся за счет ван-дер-ваальсовых сил. Различают 3 вида таких сил.

- ❖ **Ориентационные**, возникающие вследствие взаимодействия дипольных моментов молекул и их взаимного ориентирования.
- ❖ **Индукционные**, возникающие из-за взаимного усиления или наведения дипольных моментов;
- ❖ **Дисперсионные**, между атомами и молекулами на малом расстоянии и действующие только в сторону притяжения.

# ИСПОЛЬЗОВАННАЯ ЛИТЕРАТУРА

- 1) Бердетт Дж. Химическая связь / Дж. Бердетт: пер. с англ. - М.: Мир, 2008. - 245 с.
- 2) Химическая связь [Электронный ресурс]. - Режим доступа: <http://www.hemi.nsu.ru/ucheb132.htm>. - Дата обращения: 17.01.2017
- 3) Ковалентная связь [Электронный ресурс]. - Режим доступа: <https://www.tutoronline.ru/blog/kovalentnaja-svjaz>. - Дата обращения: 17.01.2017
- 4) Межмолекулярное взаимодействие [Электронный ресурс]. - Режим доступа: [http://www.alhimik.ru/stroenie/gl\\_13.html](http://www.alhimik.ru/stroenie/gl_13.html). Дата обращения 17.01.2017

**СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ!**