



Строение атомов химических элементов и природа химической связи.

Атом — сложная частица.

Понятие "атом" пришло к нам из далекой античности
(в переводе с греческого "атом" означает "неделимый").

Этимология названия "неделимый" отражает сущность атома с точностью до наоборот.

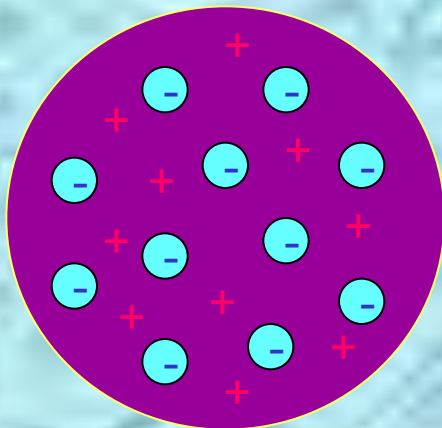
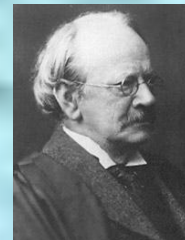


Доказательства сложности строения атома.

- ✓ 1891г. - ирландский физик Стони ввёл понятие "электрон" для обозначения частиц, электризующих янтарь и вследствие этого притягивающих кусочки бумаги.
- ✓ 1895г. - открытие рентгеновских лучей К. Рентгеном.
- ✓ 1896г. - открытие радиоактивности А. Беккерелем.
- ✓ 1897г. - открытие катодных лучей Д. Томсоном.

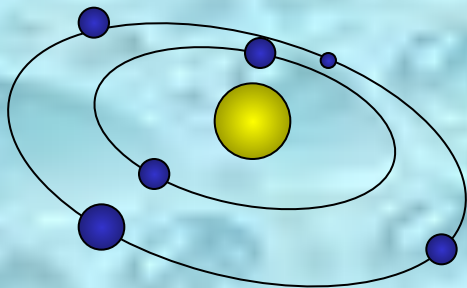
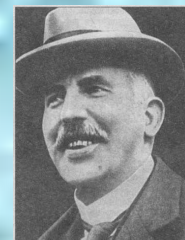
Модели строения атома.

"Сливовый пудинг" Дж. Томсона.



Атом уподоблен сферической
капле пудинга с
положительным зарядом.
Внутри сферы вкраплены
отрицательно заряженные
'сливины' – электроны.

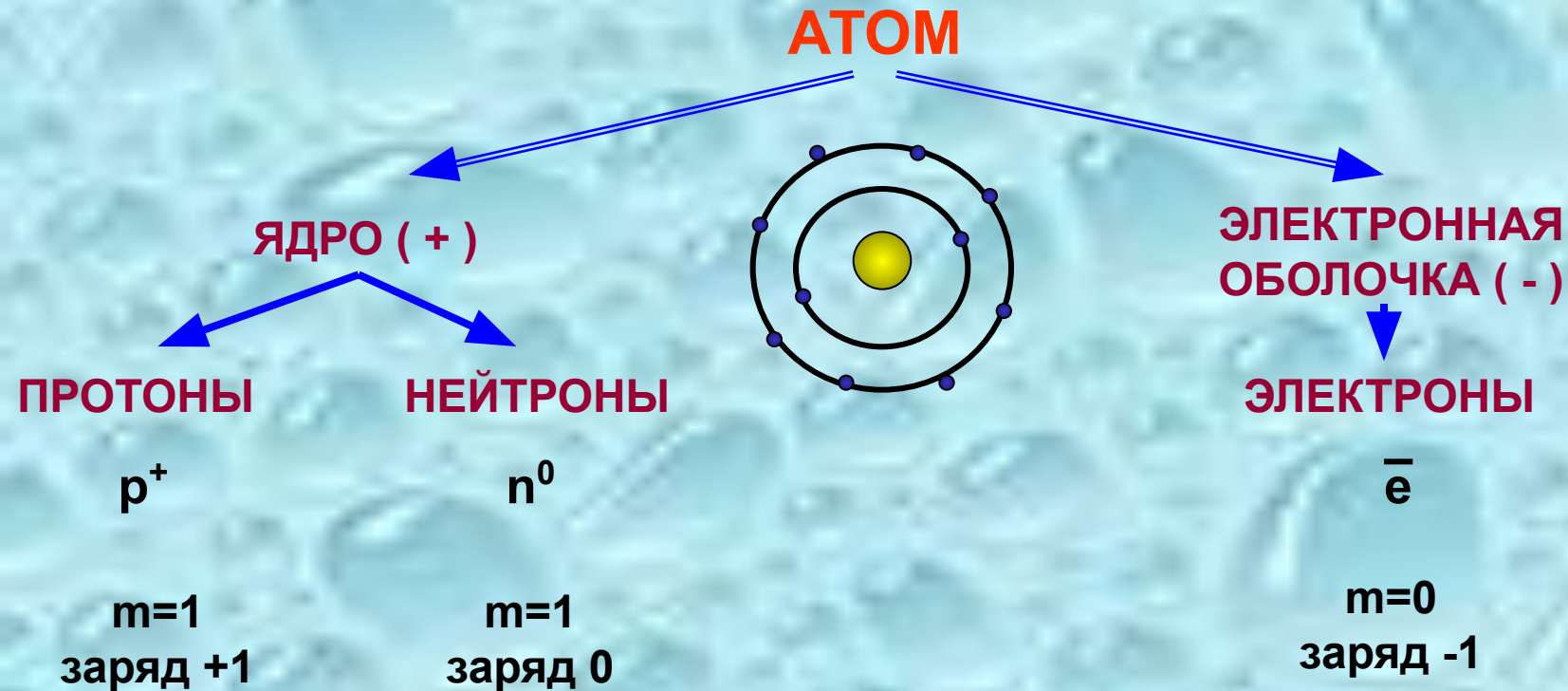
Планетарная модель Резерфорда.



Ядро – 'Солнце'.

Электроны – 'планеты'.

Современная модель строения атома.



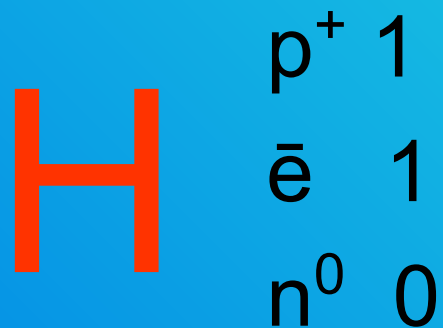
Вся масса атома
сосредоточена в ядре.

**Атом электронейтрален, делим и состоит из
элементарных частиц.**

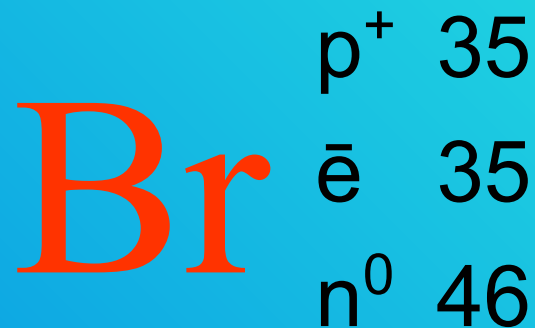
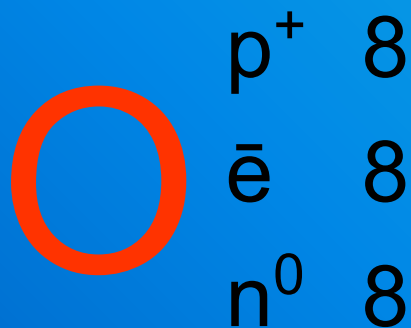


Заряд ядра, число протонов в ядре, число электронов в атоме равно порядковому номеру элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева.

Число нейтронов определяется по формуле : $n^0 = Ar - p^+$



Определите число протонов, нейтронов и электронов для атомов:



? Что произойдет, если изменить число протонов в ядре, т.е. заряд атомного ядра ?

Ответ : образуется новый химический элемент.

? Что произойдет, если изменить число нейтронов в ядре ?

Ответ : это будет тот же химический элемент, но атомы его будут отличаться от исходных своей массой.

Образуются изотопы.

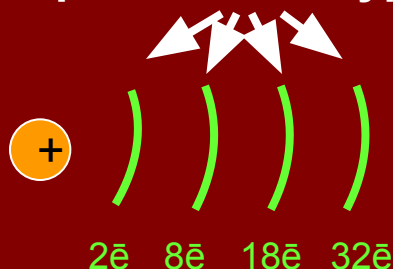


Строение электронных оболочек атомов.

Каждый электрон в атоме обладает запасом энергии (E связи).

Электроны, имеющие близкие значения E связи, образуют энергетические уровни.

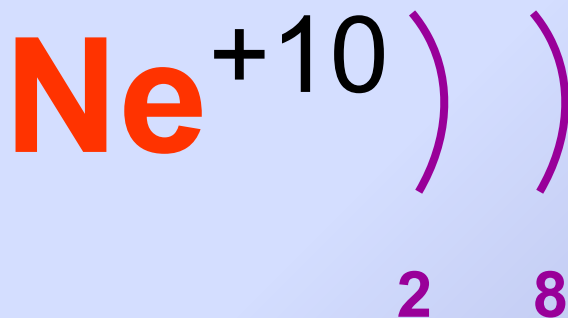
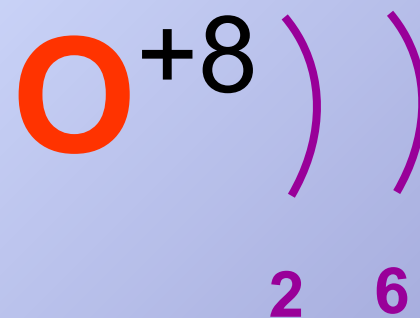
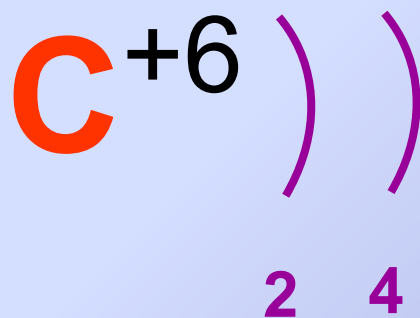
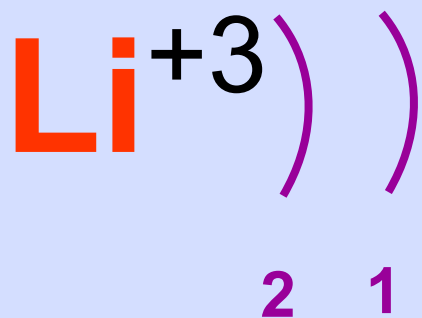
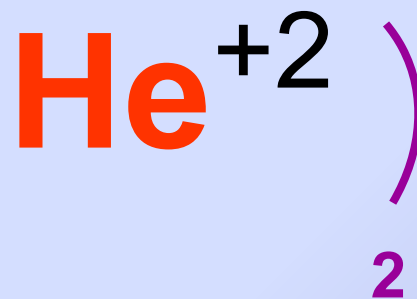
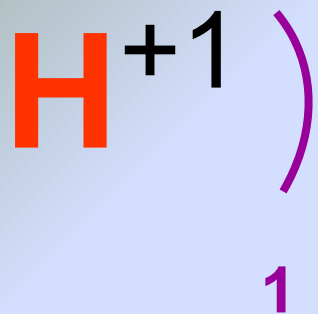
энергетические уровни



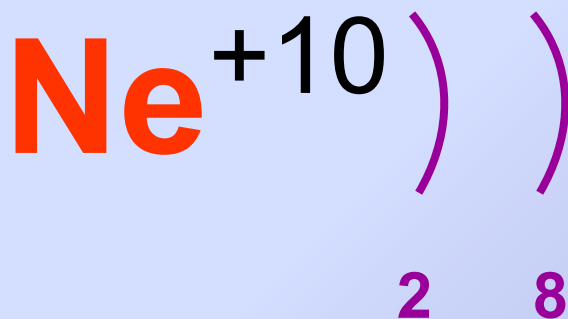
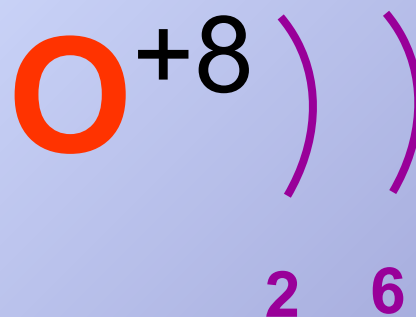
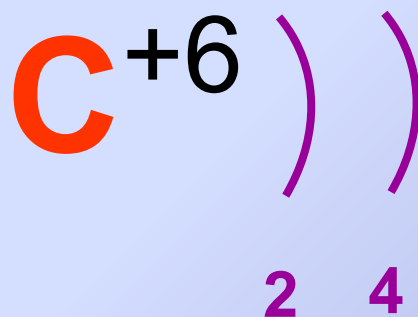
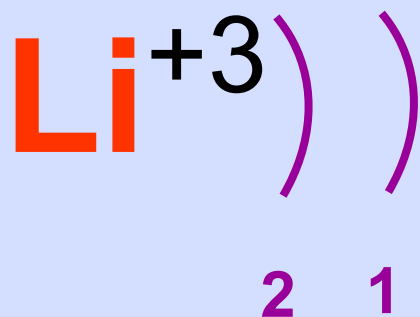
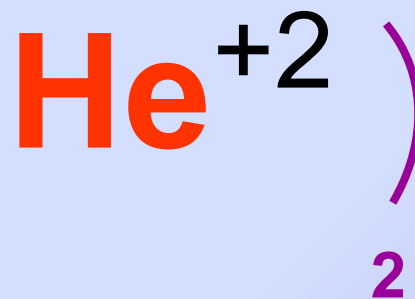
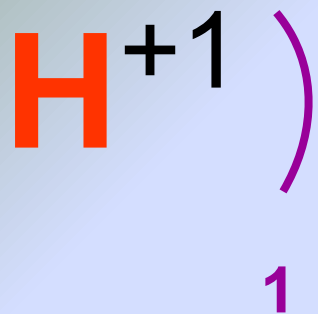
Число энергетических уровней в атоме определяется по номеру периода.

Максимальное число электронов, находящихся на энергетическом уровне, определяется по формуле:

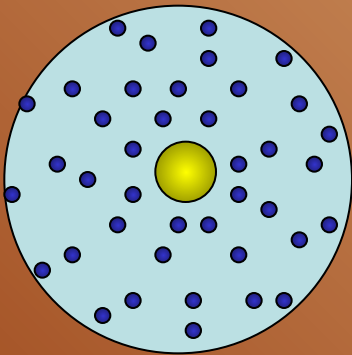
$$2n^2, \text{ где } n - \text{номер уровня.}$$



Число электронов на внешнем энергетическом уровне равно
номеру группы.

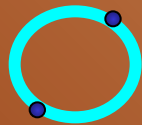


Если энергетический уровень
содержит максимальное число
электронов, то он называется
завершенным.



Пространство вокруг ядра атома, где наиболее вероятно нахождение данного электрона, называется **орбиталью** этого электрона.

Форма орбиталей



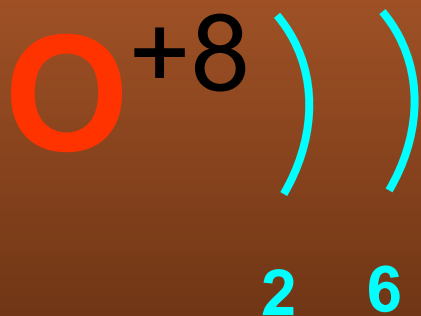
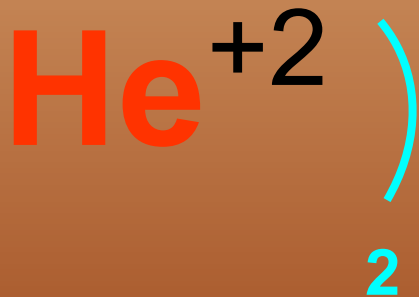
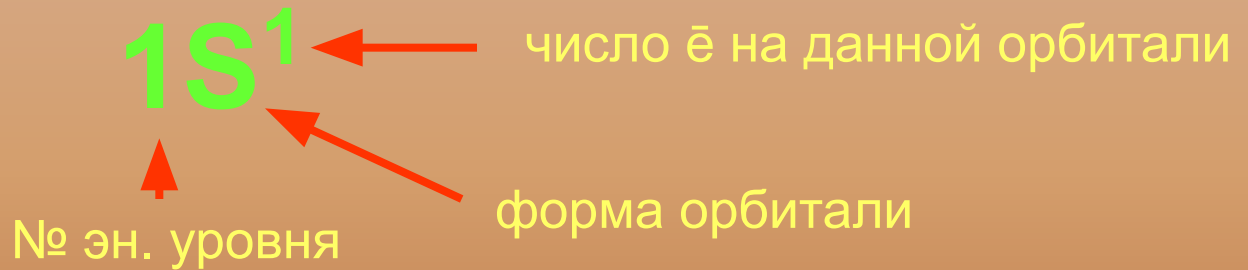
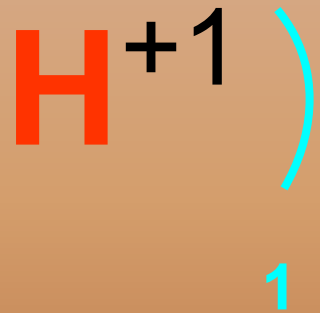
S – орбиталь



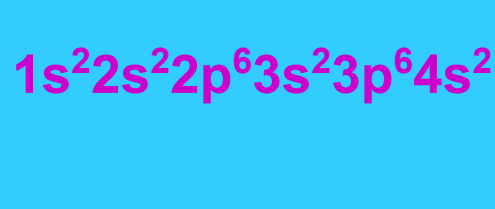
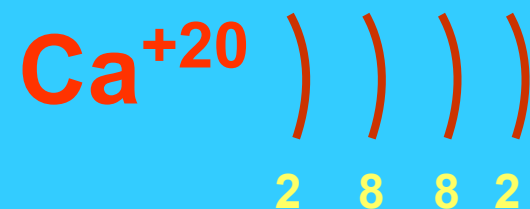
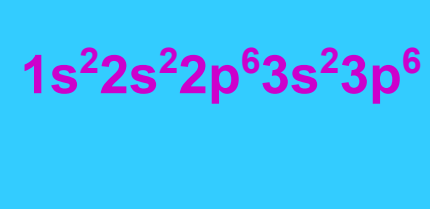
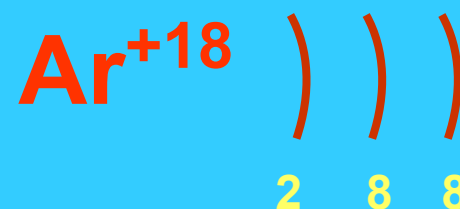
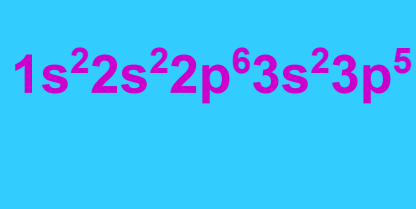
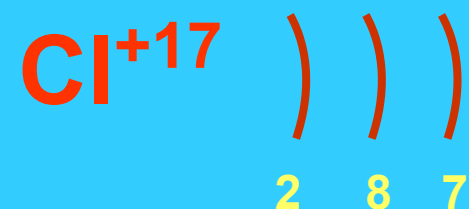
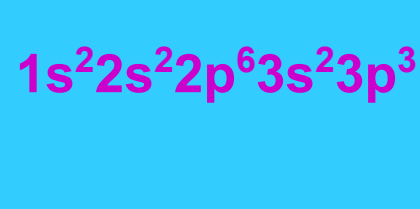
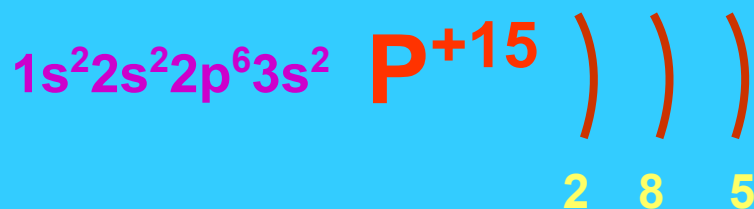
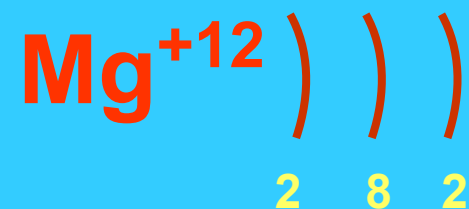
P – орбиталь

На любой орбитали может быть не более $2e^-$.

Электронные формулы.



Напишите распределение электронов по энергетическим уровням и электронные формулы для следующих атомов.



Ковалентная связь. Определение

Ковалентная химическая связь — это связь, возникающая между атомами за счет образования общих электронных пар

При образовании ковалентной связи (общих электронных пар) у атомов химических элементов появляется устойчивая электронная конфигурация внешнего электронного уровня из восьми электронов (для водорода из двух)

Ковалентная связь. Механизмы образования

Механизм образования такой связи может быть обменным и донорно-акцепторным.

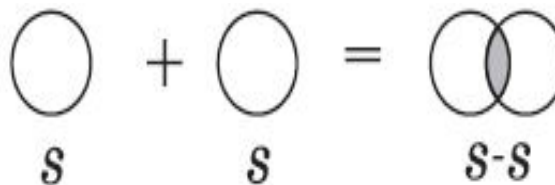
I. **Обменный механизм** действует, когда атомы образуют общие электронные пары за счет объединения неспаренных электронов.

1) **H₂ —**



водород:

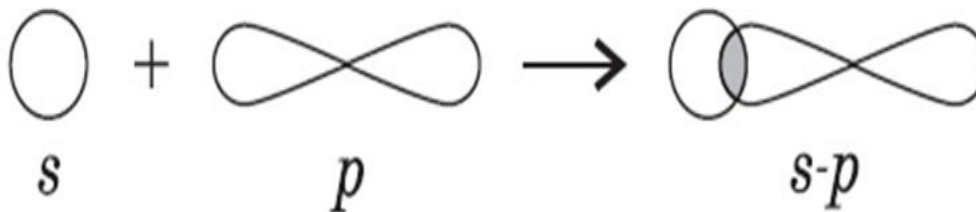
Связь возникает благодаря образованию общей электронной пары s-электронами атомов водорода (перекрывания s-орбиталей):



2) **HCl — хлороводород:**

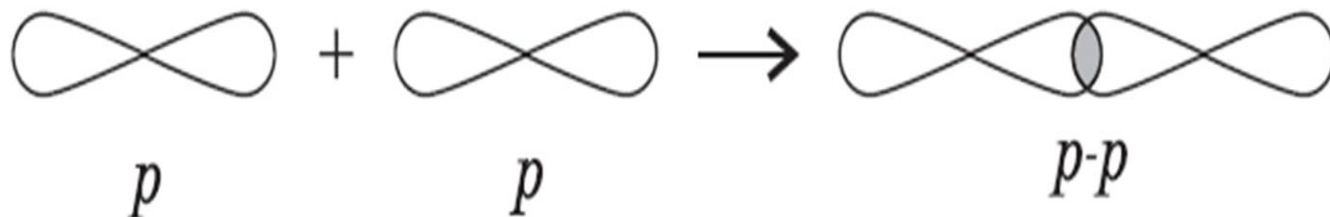


Связь возникает за счет образования общей электронной пары из s- и p-электронов (перекрывания s-p-орбиталей):



Ковалентная связь. Механизмы образования

3) Cl_2 — **хлор**: в молекуле хлора ковалентная связь образуется за счет неспаренных p -электронов (перекрывание p - p -орбиталей):



4) N_2 — **азот**: в молекуле азота между атомами образуются три общие электронные пары:



Ковалентная связь. Механизмы образования

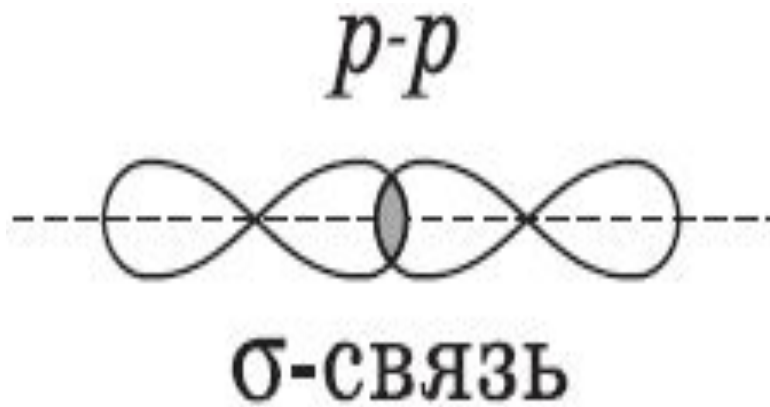
II. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи рассмотрим на примере иона аммония NH_4^+ .

Донор имеет электронную пару, акцептор — свободную орбиталь, которую эта пара может занять. В ионе аммония все четыре связи с атомами водорода ковалентные: три образовались благодаря созданию общих электронных пар атомом азота и



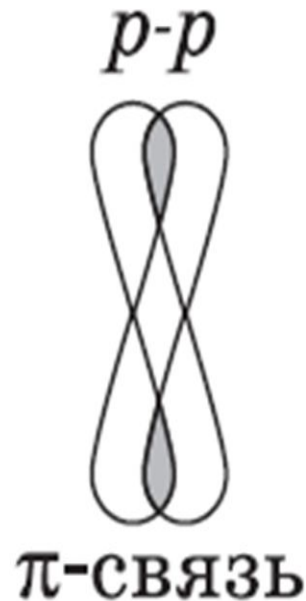
Ковалентная связь. Способ перекрывания электронных орбиталей

Ковалентные связи можно классифицировать по способу перекрывания электронных орбиталей. Химические связи, образующиеся в результате перекрывания электронных орбиталей вдоль линии связи, называются ***σ-связями (сигма-связями)***. Сигма-связь очень прочная.



Ковалентная связь. Способ перекрывания электронных орбиталей

p -Орбитали могут перекрываться в двух областях, образуя ковалентную связь за счет бокового перекрывания:



Химические связи, образующиеся в результате «бокового» перекрывания электронных орбиталей вне линии связи, т.е. в двух областях, называются **π -связями (пи-связями)**.

Ковалентная связь. Полярность связи

Ковалентные связи можно классифицировать по смещению их к одному из связанных атомов.

По степени смещенности общих электронных пар к одному из связанных ими атомов ковалентная связь может быть полярной и неполярной

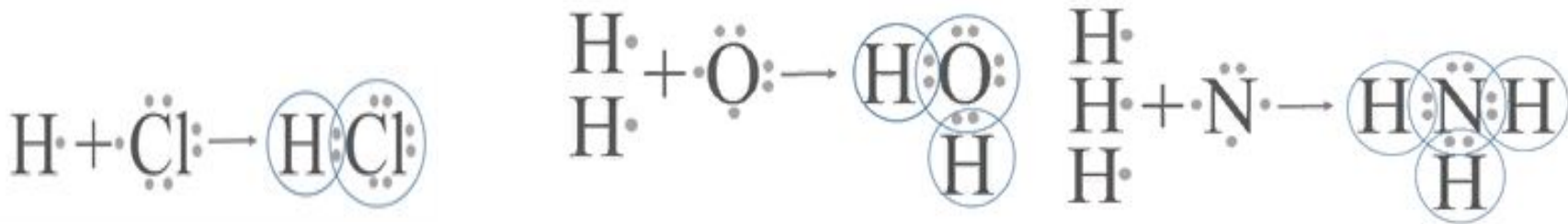
Ковалентная **неполярная** связь соединяет атомы в простых веществах-неметаллах

Общие электронные пары, образующиеся в простых веществах H_2 , O_2 , Cl_2 , F_2 , N_2 в одинаковой степени принадлежат обоим атомам. Такая ковалентная связь называется **неполярной**.



Ковалентная связь. Полярность связи

Если ковалентная связь образуется между разными атомами, то общая электронная пара смещается к тому из них, который имеет более высокую электроотрицательность (ЭО). Он получает частичный отрицательный заряд. Атом, имеющий меньшую ЭО, становится заряжённым положительно. В этом случае образуется **полярная** ковалентная связь.



Ковалентная связь. Полярность связи

Полярность ковалентной связи — это значения частичных зарядов на связанных атомах.

Полярность ковалентной связи зависит от разности электроотрицательностей этих атомов.

Чем сильнее отличаются атомы по электроотрицательности, тем больше полярность связи.

$\text{H}_{0,43+} \rightarrow \text{F}$

$0,43-$

$\text{H}_{0,18+} \rightarrow$

$\text{Cl}_{0,18-},$

$\text{H}_{0,12+} \rightarrow \text{B}$

$\text{r}_{0,12-}.$

РЯД ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ НЕМЕТАЛЛОВ

Si B As H P Se C S I Br N Cl O F

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ВОЗРАСТАЕТ

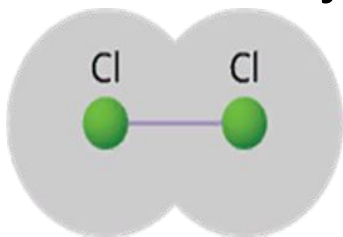
Полярность связи уменьшается, что согласуется с положением атомов в ряду электроотрицательности.

Ковалентная связь. Длина связи

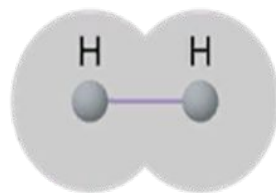
Важнейшими характеристиками ковалентной связи являются **длина, полярность и прочность**. Эти характеристики определяют физические и химические свойства вещества: их температуры плавления и кипения, растворимость, химическую активность.

Длина ковалентной связи — это расстояние между ядрами связанных атомов.

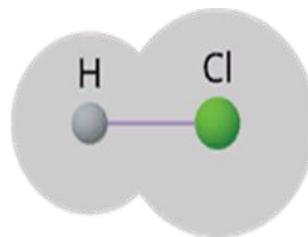
Длина химической связи зависит от **радиусов** атомов. Чем больше радиусы атомов, тем длиннее связь между ними.



Cl—Cl — 0,198 нм;
нм



H—H — 0,074 нм;



H—Cl — 0,127

Ковалентная связь. Кратность и энергия СВЯЗИ

Кратность химической связи – это число общих электронных пар, реализующих связь между двумя атомами.

Энергия химической связи – это мера прочности связи. Она определяется как энергия, необходимая для разрыва связей в количестве вещества 1 моль

Чем выше кратность связи, тем она короче и прочнее

Пример химической связи	Длина связи (нм)	Энергия связи (кДж/моль)
C–C	0,154	348
C=C	0,133	614
C≡C	0,120	839

Ковалентная связь. Прочность связи

Прочность ковалентной связи — устойчивость общей электронной пары к разрыву.

Прочность связи определяет химическую активность вещества: чем меньше прочность связи, тем легче вещество вступает в химические реакции.

Прочность связи зависит от её длины и кратности.
Чем меньше длина связи, тем она прочнее

H–F, H–Cl, H–Br.

В ряду галогеноводородов длина связи растёт, а прочность уменьшается.

Чем больше кратность связи, тем выше её прочность.

F–F, N≡N

Молекулы фтора и азота отличаются кратностью связи. Чтобы разделить молекулу азота на атомы, необходимо затратить примерно в **семь** раз больше энергии, чем для разрыва связи в молекуле фтора.

Ковалентная связь. Направленность СВЯЗИ

Направленность связи определяется валентным углом.

Валентным называется угол, образованный лучами, проходящими через ядра атомов.

Молекула CO_2 линейная $\text{O}=\text{C}=\text{O}$, то есть валентный угол равен 180° .

В молекуле метана валентный угол равен $109,5^\circ$; в аммиаке - $107,3^\circ$; в воде – $104,5^\circ$.

