

Задания

1. Ознакомиться с материалами лекции
2. Ответить на вопросы:
 1. За счет чего образуется ионная связь?
 2. Чем полярная неполярная ковалентная связь отличается от полярной?
 3. Можно ли измерить степень полярности ковалентной связи?
 4. Где кончается полярная ковалентная связь и начинается ионная?
 5. Решить уравнения реакции:
 $\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
 $\text{CuO} + \text{Al} \rightarrow$
 $\text{N}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow$
 $2\text{HNO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} \rightarrow$

Готовые работы присылать на почту vitalina2517@mail.ru не позднее 21.02.2023

Если у вас возникли вопросы, обращайтесь по телефону 0721401876

Лекция № 11

Ионная химическая связь. Катионы и анионы. Ковалентная химическая связь, механизм образования. Электроотрицательность. Свойства вещества с молекулярными атомными кристаллическими решетками

Ионная связь

Это крайний случай ковалентной полярной связи: разница электроотрицательностей элементов настолько велика (>2), что один из них полностью "забирает" электрон у второго и превращается в отрицательно заряженный ион (анион), а второй, отдав электроны, превращается в положительно заряженный ион (катион).

Например, натрий - щелочной металл, представитель IA группы, имеет всего 1 валентный электрон и проявляет восстановительные свойства (электроотрицательность по шкале Полинга =0,98). Фтор - представитель галогенов (VIIA группа), имеет 7 валентных электронов, является сильным окислителем (=4,0). Фтор, будучи более электроотрицательным, "забирает" у атома натрия валентный электрон и превращается в анион, а атом натрия - в катион.

Ионная связь образуется за счет сил электростатического притяжения между разноименно заряженными частицами: катионами и анионами.

Характеристики ионной связи

В отличие от ковалентной связи, ионная связь является *ненасыщенной и ненаправленной*. Это легко себе представить: ведь взаимодействие ионов в пространстве не зависит от направления, а каждый анион может притягивать к себе несколько катионов.

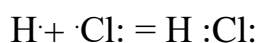
Следует подчеркнуть, что **полностью ионной связи не существует**. Корректнее говорить об "ионности", или ионном характере связи. В случае, если разница ЭО составляет более 2 (например, между щелочными металлами и галогенами), происходит почти полная "передача" электрона к более электроотрицательному элементу с образованием соответствующих ионов.

Ковалентная связь

В случае неполярной ковалентной связи электронное облако, образованное общей парой электронов, или электронное облако связи, распределяется в пространстве симметрично относительно ядер обоих атомов. Примером являются двухатомные молекулы, состоящие из атомов одного элемента: H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , F_2 и др., в которых электронная пара в одинаковой мере принадлежит обоим атомам.

В случае полярной ковалентной связи электронное облако связи смещено к атому с большей относительной электроотрицательностью. Примером могут служить молекулы летучих неорганических соединений: HCl , H_2O , H_2S , NH_3 и др.

Образование молекулы HCl можно представить схемой



Электронная пара смещена к атому хлора, так как относительная электроотрицательность атома хлора (2,83) больше, чем атома водорода (2,1).

Ковалентная связь образуется не только за счет перекрывания одноэлектронных облаков, – это обменный механизм образования ковалентной связи.

Возможен и другой механизм ее образования – донорно-акцепторный. В этом случае химическая связь возникает за счет двухэлектронного облака одного атома и свободной орбитали другого атома.

У иона водорода свободна (не заполнена) $1s$ -орбиталь, что можно обозначить как H^+ . При образовании иона аммония двухэлектронное облако азота становится общим для атомов азота и водорода, т.е. оно превращается в молекулярное электронное облако. А значит, возникает четвертая ковалентная связь. Процесс образования иона аммония можно представить схемой

Заряд иона водорода становится общим (он делокализован, т.е. рассредоточен между всеми атомами), а двухэлектронное облако (неподеленная электронная пара), принадлежащее азоту, становится общим с водородом.

Атом, предоставляющий неподеленную электронную пару, называется донором, а атом, принимающий ее (т.е. предоставляющий свободную орбиталь), называется акцептором.

Механизм образования ковалентной связи за счет двухэлектронного облака одного атома (донора) и свободной орбитали другого атома (акцептора) называется донорно-акцепторным. Образованная таким путем ковалентная связь называется донорно-акцепторной или координационной связью.

Однако это не особый вид связи, а лишь иной механизм (способ) образования ковалентной связи. По свойствам четвертая $N-H$ -связь в ионе аммония ничем не отличается от остальных трех.

Электроотрицательность. Различие между полярной ковалентной и ионной связями.

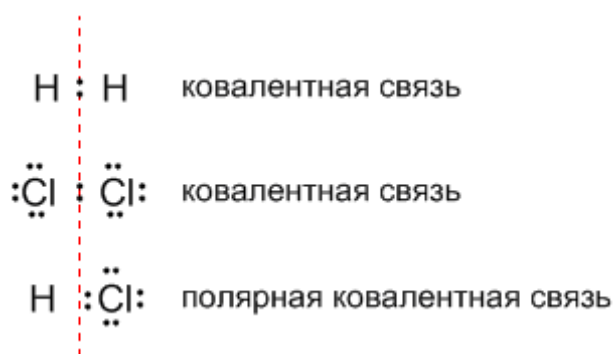
Только о небольшой части всех химических связей можно сказать, что они являются чисто ковалентными. В таких соединениях поделенная пара

электронов всегда находится на одинаковом расстоянии от ядер обоих атомов. Это возможно тогда, когда между собой связаны *одинаковые* атомы. Например, из рассмотренных нами в этой главе молекул чисто *ковалентными* окажутся двухатомные молекулы водорода, кислорода, хлора, азота:



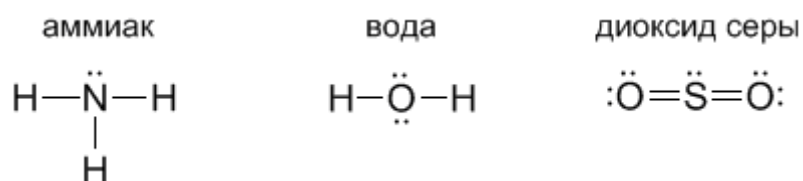
Когда между собой связываются разные атомы, поделенная пара химической связи всегда *смещена* к одному из атомов. К какому? Разумеется, к тому атому, который проявляет более сильные *акцепторные* свойства.

Допустим, при образовании двухатомной молекулы **АБ** электроны связи смещаются в сторону атома **Б**. В этом случае атом **Б** считается более *электроотрицательным*, чем атом **А**. С помощью формул Льюиса можно изобразить смещение пары электронов следующим образом:



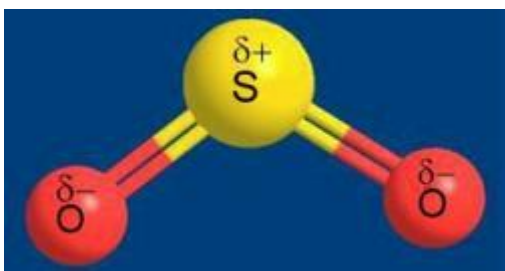
Под электроотрицательностью (ЭО) понимают относительную способность атомов притягивать электроны при связывании с другими атомами. Электроотрицательность характеризует способность атома к поляризации химических связей.

Молекулы многих соединений состоят из атомов разного вида и поэтому содержат *полярные ковалентные связи*. Например, полярные ковалентные связи присутствуют в соединениях:



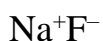
Для примера рассмотрим диоксид серы SO_2 . Кислород и сера имеют похожие валентные оболочки ($\dots 2s^2 2p^4$) и ($\dots 3s^2 3p^4$), но внешние электроны серы находятся дальше от ядра и притягиваются к ядру слабее, чем у кислорода. Из-за этого поделенные электронные пары в молекуле SO_2

смещены вдоль химических связей в сторону атомов кислорода, которые приобретают частичный отрицательный заряд. Такой частичный заряд обозначают греческой буквой "дельта". Атом серы приобретает частичный положительный заряд, а атомы кислорода – частичный отрицательный заряд.



Электроотрицательность зависит не только от расстояния между ядром и валентными электронами, но и от того, насколько валентная оболочка близка к завершённой. Атом с 7 электронами на внешней оболочке будет проявлять гораздо большую электроотрицательность, чем атом с 1 электроном.

Фтор является "чемпионом" электроотрицательности по двум причинам. Во-первых, он имеет на валентной оболочке 7 электронов (до октета недостает всего одного электрона) и, во-вторых, эта валентная оболочка (...2s² 2p⁵) расположена близко к ядру. Например, в соединении NaF поделенная электронная пара оттянута к атому фтора так сильно, что можно, почти не погрешив против истины, приписать фтору целый отрицательный, а натрию – целый положительный заряд:



Запись формулы в ионном виде является условной. Она лишь означает, что поляризация ковалентной связи велика. Запись структуры с помощью формулы Na–F тоже правильна, потому что поляризация связи может быть близка к 100%, но никогда не достигает этой величины. Например, в NaF поляризация связи составляет около 80%. Таким образом:

Ионную связь можно рассматривать как предельный случай полярной ковалентной связи.

Внешне соединения с ионными и ковалентными связями могут довольно сильно отличаться друг от друга. Ионные соединения – обычно твердые и хрупкие вещества, плавящиеся при высоких температурах. Растворы ионных соединений проводят электрический ток, потому что при растворении они распадаются на заряженные ионы. Типичное ионное соединение – поваренная соль NaCl.

Растворы таких веществ далеко не всегда проводят электрический ток, потому что при растворении они могут и не распадаться на ионы. Типичные

соединения с полярными ковалентными связями: хлороводород HCl, углекислый газ CO₂, вода H₂O, песок SiO₂, многочисленные органические соединения.

Электроотрицательность можно выразить количественно и выстроить элементы в ряд по ее возрастанию. Наиболее часто используют шкалу электроотрицательностей, предложенную американским химиком Л. Полингом. Электроотрицательность (X) измеряется в относительных величинах

Элемент	X	Элемент	X
Cs	0,79	H	2,20
K	0,82	C	2,55
Na	0,93	S	2,58
Li	0,98	I	2,66
Ca	1,00	Br	2,96
Mg	1,31	N	3,04
Be	1,57	Cl	3,16
Si	1,90	O	3,44
B	2,04	F	3,98
P	2,19		

Менее всего электроотрицательны атомы щелочных и щелочноземельных металлов Li, Na, Mg и т.д. И это понятно – ведь их внешние электронные оболочки далеки от завершения и для них выгоднее сдвинуть свои валентные электроны к чужому атому, чем "добирать" электроны у соседей.

Обратите внимание на необычно высокую электроотрицательность атома водорода ($X = 2,20$) – она значительно выше значений для щелочных металлов. В этом нет ничего удивительного: атом водорода лишь формально является электронным аналогом атомов щелочных металлов – на самом деле ему не хватает только одного электрона для полного завершения своей валентной оболочки (как и атомам галогенов с их высокими значениями X). Поэтому электроноакцепторные свойства атома водорода выражены сильнее, чем у щелочных металлов.

Допустим, между двумя какими-то элементами образовалась химическая связь. Теперь *разность* электроотрицательностей этих элементов (ΔX) позволит нам судить о том, насколько эта связь отличается от чисто ковалентной.

Какие бы два атома не были связаны между собой, для вычисления ΔX нужно из большей электроотрицательности вычесть меньшую.

Для чисто ковалентной связи такая разница всегда равна нулю, например:

- а) связь F—F в молекуле фтора F₂: $\Delta X = (3,98 - 3,98) = 0$ (ковалентная связь);
б) связь O=O в молекуле кислорода O₂: $\Delta X = (3,44 - 3,44) = 0$ (ковалентная связь).

Если величина ΔX меньше, чем 0,4 – такую связь тоже условно называют ковалентной.

При разности электроотрицательностей от 0,4 до 2,0 связь называют полярной ковалентной, например:

- в) связь H—F в молекуле фтороводорода HF: $\Delta X = (3,98 - 2,20) = 1,78$ (полярная ковалентная связь);
г) связь C—Cl в молекуле CCl₄: $\Delta X = (3,16 - 2,55) = 0,61$ (полярная ковалентная связь);
д) связь S=O в молекуле SO₂: $\Delta X = (3,44 - 2,58) = 0,86$ (полярная ковалентная связь).

Чем больше разность электроотрицательностей, тем больше доля *ионности* связи. Условно принято, что связи с разностью электроотрицательностей больше 2,0 считаются ионными. Например:

- е) связь Na—Cl в соединении NaCl: $\Delta X = (3,16 - 0,93) = 2,23$ (ионная связь);
ж) связь Na—F в соединении NaF: $\Delta X = (3,98 - 0,93) = 3,05$ (ионная связь);
з) связь K—O в соединении K₂O: $\Delta X = (3,44 - 0,82) = 2,62$ (ионная связь).

Таким образом, при возникновении химической связи происходит не только обобществление электронов, но и в ряде случаев *передача* электронов от одного атома другому. Эта передача может быть частичной или почти полной. Электроны всегда передаются от атома с меньшей электроотрицательностью атому с большей электроотрицательностью.