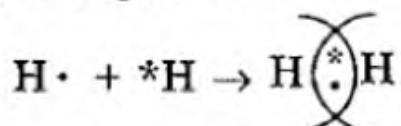


Химическая связь

При образовании химической связи между атомами главную роль играют их **валентные электроны**, т. е. электроны, которые находятся на внешнем электронном слое и наименее прочно связаны с ядром атома.

В 1916 г. Г. Н. Льюис (США) высказал мысль о том, что химическая связь возникает в результате образования **общих электронных пар** между взаимодействующими атомами. Эта идея легла в основу **теории ковалентной связи**.

Схематично образование общей электронной пары можно показать следующим образом:



при образовании ковалентной связи происходит перекрывание облаков электронов, имеющих антипараллельные спины.

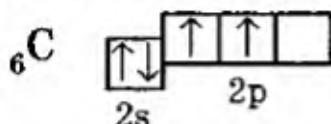
В образовании ковалентных связей участвуют неспаренные электроны, поэтому валентность элемента (т. е. число химических связей, которые образует атом этого элемента) определяется **числом неспаренных электронов в его атоме**.

Число неспаренных электронов в атомах многих элементов при образовании химических связей может увеличиваться в результате перехода атомов из **основного состояния в возбужденное состояние**.

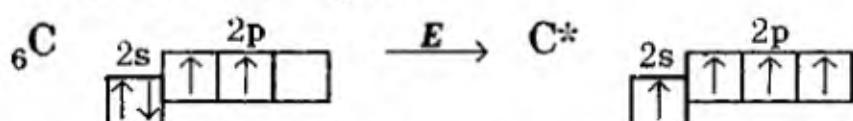
Возбужденное состояние атома — это состояние с **более высокой энергией**, чем основное. Процесс перехода атома из основного в возбужденное состояние называется **возбуждением атома**.

Возбуждение атома при образовании химических связей обычно представляет собой **разъединение спаренных электронов и переход одного из них с данного подуровня на свободную орбиталь другого подуровня**.

Рассмотрим, например, процесс возбуждения атома углерода. В основном состоянии атом углерода имеет на p -подуровне два неспаренных электрона:



Валентность углерода в основном состоянии равна двум. При поглощении энергии (E) один из электронов $2s$ -подуровня переходит на свободную орбиталь $2p$ -подуровня, в результате число неспаренных электронов увеличивается до четырех:

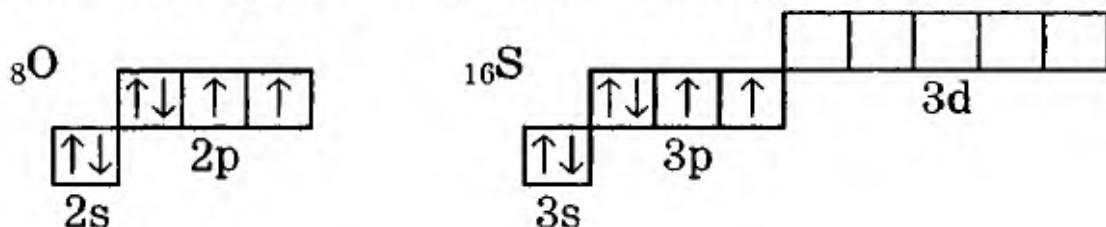


В возбужденном состоянии углерод является четырехвалентным. Такую валентность углерод проявляет в большинстве соединений.

Таким образом, переход атома в возбужденное состояние обусловливает увеличение валентности элемента и является причиной существования переменной валентности.

Возбуждение атомов при образовании химических связей возможно не для всех элементов. Этим объясняется существование элементов с постоянной валентностью.

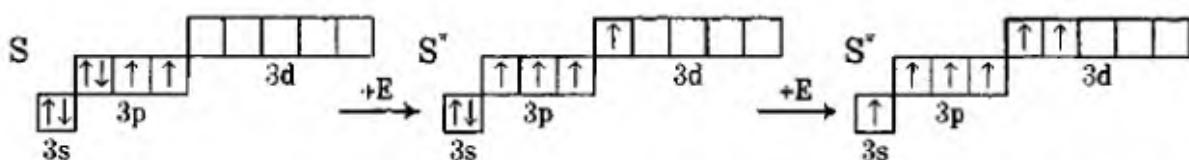
Например, атомы кислорода **O** и серы **S** имеют одинаковую конфигурацию внешнего электронного слоя — s^2p^4 , так как кислород и сера находятся в главной подгруппе VI группы. В основном (невозбужденном) состоянии атомы кислорода и серы имеют по два неспаренных электрона на внешнем электронном слое:



Поэтому в основном состоянии кислород и сера имеют одинаковую валентность, равную II.

Атом кислорода при образовании химических связей не может перейти в возбужденное состояние, потому что на 2-м энергетическом уровне нет свободных орбиталей (отсутствует d -подуровень). Это и является причиной **постоянной валентности** кислорода во всех соединениях.

Для атома серы переход в возбужденное состояние возможен. В процессе возбуждения электроны атома серы переходят с 3s- и 3p-подуровней на свободные орбитали 3d-подуровня:



В возбужденных состояниях (обозначаются символом элемента со звездочкой) валентность серы равна IV и VI.

Число неспаренных электронов в основном и возбужденных состояниях атомов и максимальная валентность элементов 2-го и 3-го периодов представлены в табл. 18.

Данные табл. 18 показывают, что максимальное число неспаренных электронов, а соответственно и высшая валентность элемента равны номеру группы, в которой он находится. Исключениями являются **фтор F**, **кислород O** и **азот N**, атомы которых не могут переходить в возбужденное состояние.

Таблица 18
Взаимосвязь между высшей валентностью элемента
и числом неспаренных электронов

№ группы	I	II	III	IV	V	VI	VII	I	II	III	IV	V	VI	VII
Элемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Число неспаренных электронов в основном состоянии	1	0	1	2	3	2	1	1	0	1	2	3	2	1
Число неспаренных электронов в возбужденном состоянии	-	2	3	4	-	-	-	-	2	3	4	5	4	3
Высшая валентность	I	II	III	IV	V	VI	VII	I	I	II	III	IV	V	VI

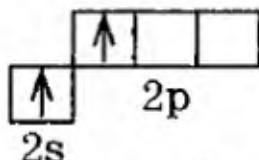
● Гибридизация атомных орбиталей — это смешение атомных орбиталей (электронных облаков) различного типа (например, s - и p -орбиталей), в результате которого образуются одинаковые по форме и энергии гибридные орбитали.

Число образующихся гибридных орбиталей равно числу орбиталей, которые участвуют в гибридизации.

Наиболее важные типы гибридизации орбиталей: sp (смешение одной s - и одной p -орбитали), sp^2 (смешение одной s - и двух p -орбиталей), sp^3 (смешение одной s - и трех p -орбиталей).

sp-Гибридизация

Рассмотрим этот тип гибридизации на примере молекулы хлорида бериллия BeCl_2 . Валентность бериллия в этом соединении равна II, что соответствует числу неспасенных электронов в возбужденном состоянии атома: $2s^1 2p^1$.



В результате гибридизации $2s$ -орбитали и одной $2p$ -орбитали образуются две гибридные орбитали (рис. 9), которые располагаются на одной линии (угол между орбиталами 180°).

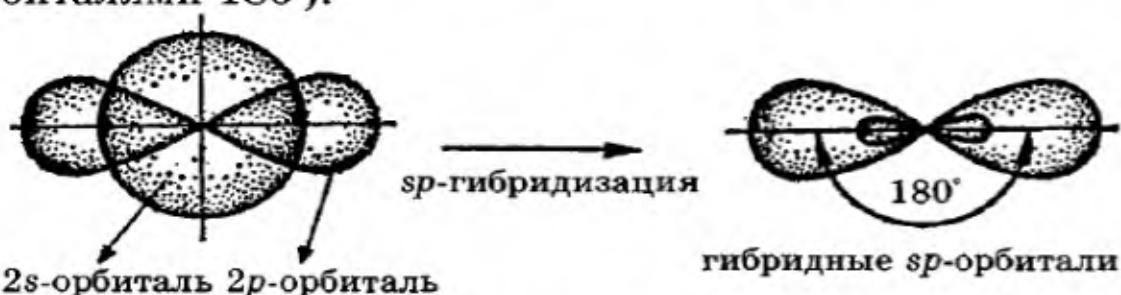


Рис. 9. Образование гибридных sp -орбиталей в атоме бериллия

sp -Гибридные орбитали атома бериллия перекрываются с p -орбиталями атомов хлора с образованием двух σ -связей (рис. 10).

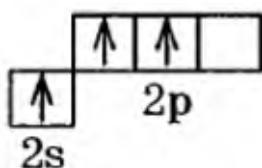


Рис. 10. Перекрывание электронных облаков в молекуле BeCl_2

Гибридные sp -облака всегда располагаются под углом 180° , поэтому для молекул, которые содержат sp -гибризованные атомы, характерно линейное строение.

sp^2 -Гибридизация

Рассмотрим этот тип гибридизации на примере молекулы хлорида бора BCl_3 . Валентность бора в этом соединении равна III, что соответствует числу неспаренных электронов в возбужденном состоянии атома: $2s^12p^2$.



В результате гибридизации $2s$ -орбитали и двух $2p$ -орбиталей образуются три гибридные орбитали, которые располагаются в одной плоскости; угол между орбиталами 120° (рис. 11).



Рис. 11. Образование гибридных sp^2 -орбиталей в атоме бора

Гибридные sp^2 -орбитали атома бора перекрываются с p -орбиталями трех атомов хлора с образованием трех σ -связей (рис. 12).

Молекула BCl_3 имеет форму равностороннего треугольника.

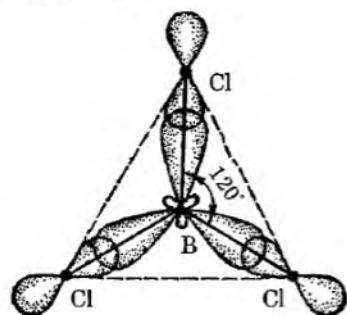
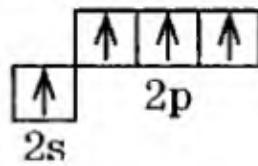


Рис. 12. Перекрывание электронных облаков в молекуле BCl_3

sp^3 -Гибридизация

В состоянии sp^3 -гибридизации находится, например, атом углерода в молекуле метана CH_4 . В этом соединении атом углерода образует 4 одинарные связи, т. е. его валентность равна IV. Такую валентность углерод имеет в возбужденном состоянии: $2s^1 2p^3$



В результате гибридизации $2s$ -орбитали и трех $2p$ -орбиталей образуются четыре гибридные орбитали, которые располагаются под углом $109,5^\circ$ друг к другу и направлены к вершинам тетраэдра, в центре которого находится ядро атома углерода (рис. 13).

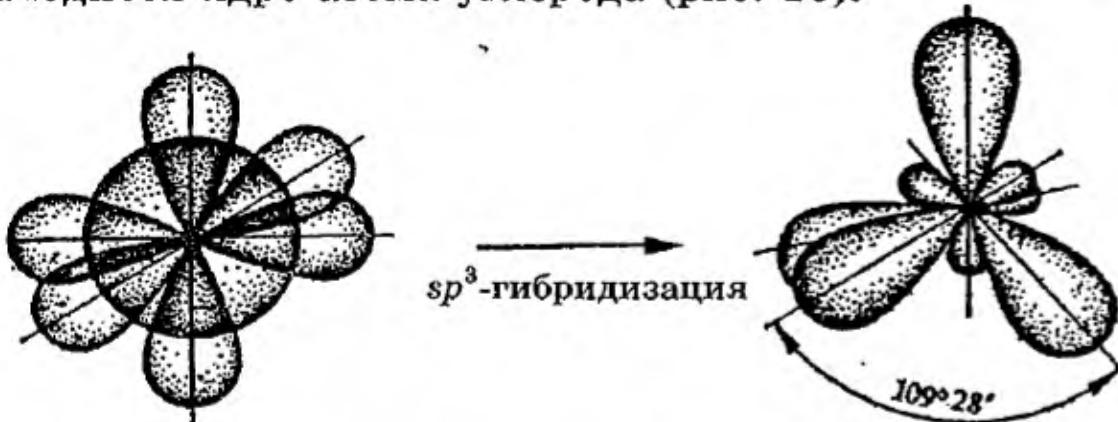


Рис. 13. Образование гибридных sp^3 -орбиталей в атоме углерода

При перекрывании гибридных sp^3 -орбиталей с s -орбиталами четырех атомов водорода образуются четыре σ -связи (рис. 14). Молекула CH_4 имеет форму тетраэдра.

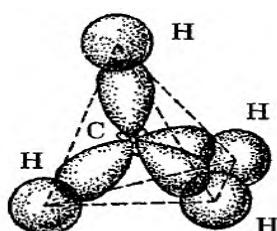
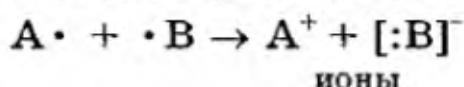


Рис. 14. Перекрывание электронных облаков в молекуле CH_4

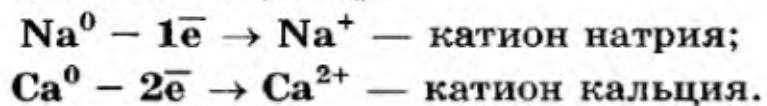
Если химическая связь образуется между атомами, которые имеют очень большую разность электроотрицательностей ($\Delta \text{ЭО} > 1,7$), то общая электронная пара полностью переходит к атому с большей ЭО. Результатом этого является образование частиц, имеющих электрические заряды. Эти частицы называются ионами:



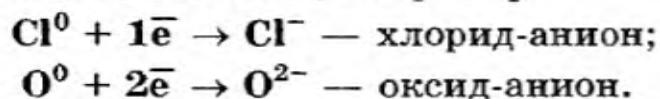
Между образовавшимися ионами возникает электростатическое притяжение, которое называется ионной связью.

Как вы уже знаете, наименьшую ЭО имеют типичные металлы, атомы которых наиболее легко отдают электроны, а наибольшую ЭО имеют типичные неметаллы, атомы которых легко присоединяют электроны. Поэтому ионная связь образуется между атомами типичных металлов и атомами типичных неметаллов.

При отдаче электронов атомы металлов превращаются в положительно заряженные ионы, которые называются катионами, например:



При присоединении электронов атомы неметаллов превращаются в отрицательно заряженные ионы, которые называются анионами, например:



Например, образование ионной связи при взаимодействии атомов натрия и хлора схематично можно показать так:

	$\text{Na} \cdot$	$+ \cdot \ddot{\text{Cl}} : \rightarrow$	Na^+	$[\text{:} \ddot{\text{Cl}}:]^-$
Общее число заряженных частиц:	11 протонов 11 электронов	17 протонов 17 электронов	11 протонов 10 электронов	17 протонов 18 электронов
Суммарный заряд:	0	0	+1	-1
Электронная конфигурация	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Законспектируйте, выписав: термины, символы, формулы, таблицы.

Устно ответьте на вопросы:

1. Валентные электроны, возбужденное состояние атома, гибридизация атомных орбиталей, типы гибридизации атомных орбиталей.
2. Ковалентная связь, ионная связь, катионы, анионы.