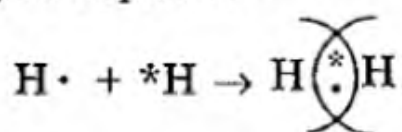


## Химическая связь

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.**

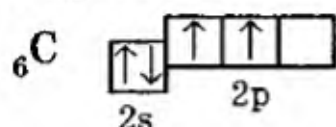
В образовании ковалентных связей участвуют **неспаренные электроны**, поэтому валентность элемента (т. е. число химических связей, которые образует атом этого элемента) определяется **числом неспаренных электронов в его атоме**.

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

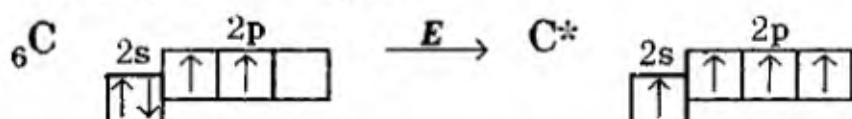
Возбужденное состояние атома — это состояние с **более высокой энергией**, чем основное. Процесс перехода атома из основного в возбужденное состояние называется **возбуждением атома**.

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:

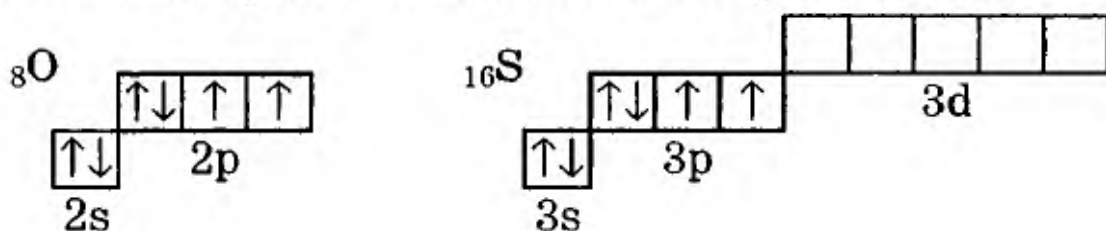


В возбужденном состоянии углерод является **четыревалентным**. Такую валентность углерод проявляет в большинстве соединений.

Таким образом, переход атома в возбужденное состояние обуславливает 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

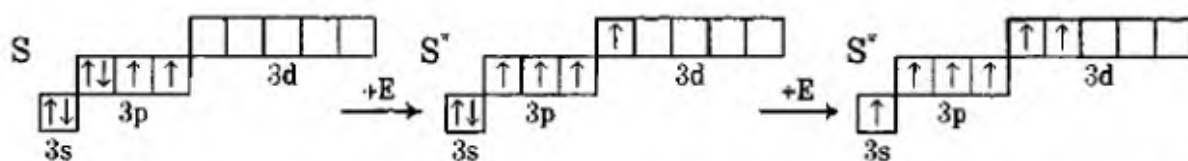
Например, атомы кислорода **O** и серы **S** имеют одинаковую конфигурацию внешнего электронного слоя —  $s^2p^4$ , так как кислород и сера находятся в главной подгруппе VI группы. В основном (невозбужденном) состоянии атомы кислорода и серы имеют по два неспаренных электрона на внешнем электронном слое:



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 3*s*- и 3*p*-подуровней на свободные орбитали 3*d*-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	III	II	I	I	II	III	IV	V	VI	VII

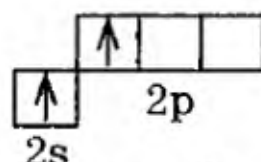
● Гибридизация атомных орбиталей — это смешение атомных орбиталей (электронных облаков) различного типа (например,  $s$ - и  $p$ -орбиталей), в результате которого образуются одинаковые по форме и энергии гибридные орбитали.

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  $\text{BeCl}_2$ . Валентность бериллия в этом соединении равна II, что соответствует числу неспаренных 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 орбиталями  $180^\circ$ ).

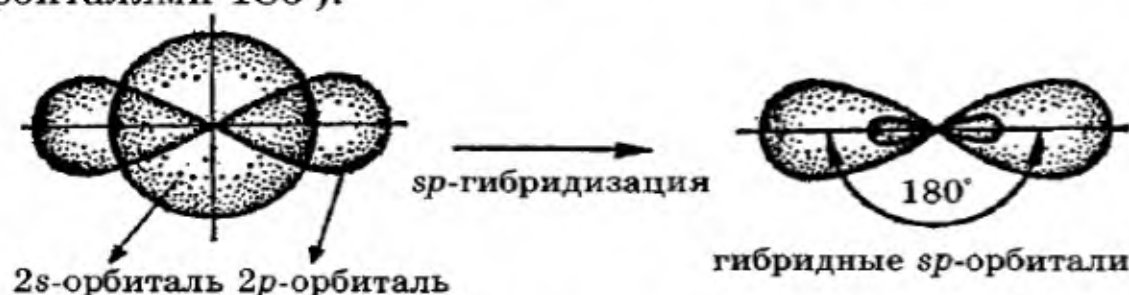


Рис. 9. Образование гибридных  $sp$ -орбиталей в атоме бериллия

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



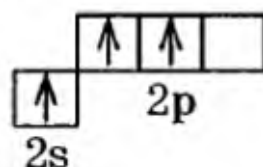
Рис. 10. Перекрывание электронных облаков в молекуле  $\text{BeCl}_2$



Гибридные  $sp$ -облака всегда располагаются под углом  $180^\circ$ , поэтому для молекул, которые содержат  $sp$ -гибридизованные атомы, характерно линейное строение.

### $sp^2$ -Гибридизация

Рассмотрим этот тип гибридизации на примере молекулы хлорида бора  $\text{BCl}_3$ . Валентность бора в этом соединении равна III, что соответствует числу неспаренных электронов в возбужденном состоянии атома:  $2s^1 2p^2$ .



В результате гибридизации  $2s$ -орбитали и двух  $2p$ -орбиталей образуются три гибридные орбитали, которые располагаются в одной плоскости; угол между орбиталями  $120^\circ$  (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  $\sigma$ -связей (рис. 12).

Молекула  $\text{BCl}_3$  имеет форму равностороннего треугольника.

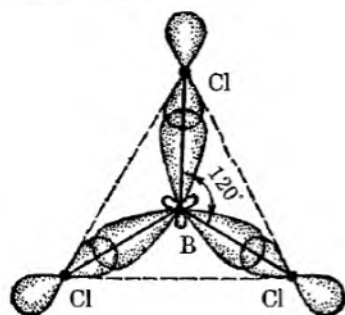
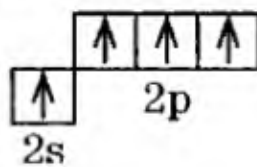


Рис. 12. Перекрывание электронных облаков в молекуле  $\text{BCl}_3$

### $sp^3$ -Гибридизация

В состоянии  $sp^3$ -гибридизации находится, например, атом углерода в молекуле метана  $\text{CH}_4$ . 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).

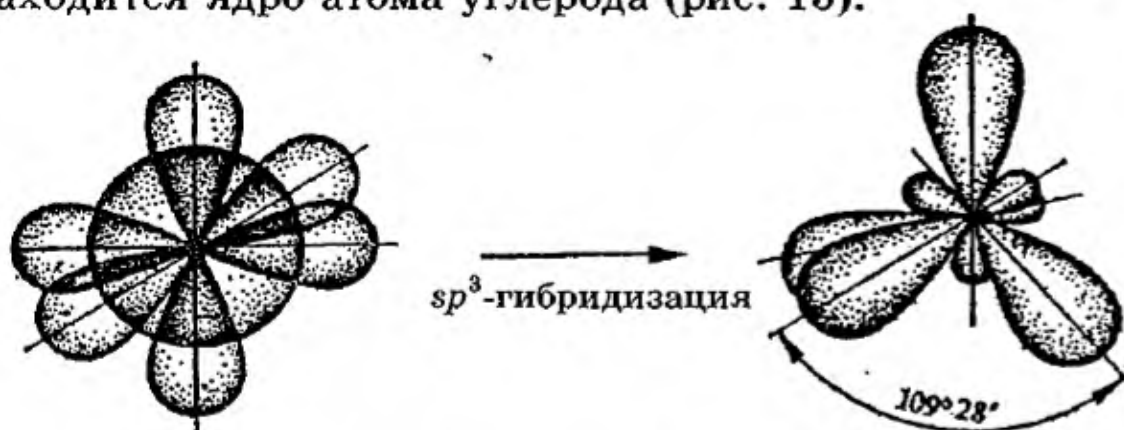


Рис. 13. Образование гибридных  $sp^3$ -орбиталей в атоме углерода

При перекрывании гибридных  $sp^3$ -орбиталей с s-орбиталями четырех атомов водорода образуются четыре  $\sigma$ -связи (рис. 14). Молекула  $\text{CH}_4$  имеет форму тетраэдра.

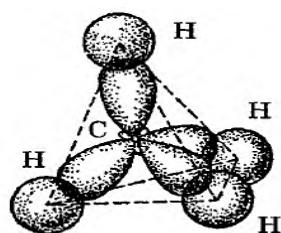
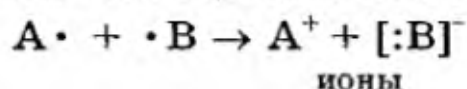


Рис. 14. Перекрывание электронных облаков в молекуле  $\text{CH}_4$

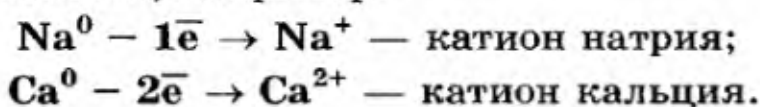
Если химическая связь образуется между атомами, которые имеют очень большую разность электроотрицательностей ( $\Delta\text{ЭО} > 1,7$ ), то общая электронная пара полностью переходит к атому с большей ЭО. Результатом этого является образование частиц, имеющих электрические заряды. Эти частицы называются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



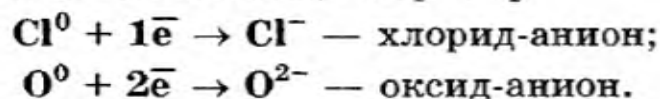
Между образовавшимися ионами возникает электростатическое притяжение, которое называется **ионной связью**.

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:

	$\text{Na} \cdot + \cdot \ddot{\text{Cl}}: \rightarrow \text{Na}^+ + [\text{:}\ddot{\text{Cl}}:]^-$			
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.