

# Изменения в составе ядер атомов химических элементов. Изотопы

Итак, мы выяснили, что атом — мельчайшая частица химического элемента — является сложным образованием природы, построенным из трёх видов элементарных частиц — протонов, нейтронов и электронов.

Положение химического элемента в таблице Д. И. Менделеева зависит от величины заряда ядра атома, т. е. от числа протонов в нём. Попробуем представить себе, что будет, если изменить число протонов в ядре, т. е. заряд атомного ядра. Конечно же из исходного элемента получатся совсем другие химические элементы. Такие

процессы называют **ядерными** (рис. 35), они происходят, например, на Солнце, где ядра атомов водорода соединяются и образуют ядра атомов гелия. Эти процессы протекают с выделением огромного количества энергии, за счёт которой и существует жизнь на Земле. Подобные процессы человек научился проводить и на Земле. Мечта алхимиков о превращении неблагородных элементов в золото стала возможной. Но для проте-

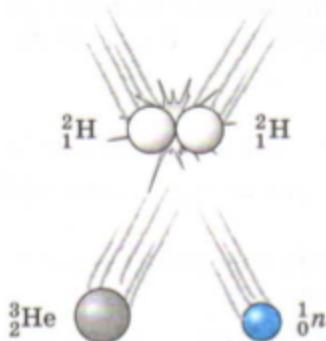


Рис. 35. Схема ядерного процесса

кания этих процессов нужно затратить громадную энергию, и такое золото будет стоить в сотни раз дороже добываемыми обычными способами.

Если же, не изменяя число протонов в атоме химического элемента, т. е. заряд ядра, изменить число нейтронов, то можно предположить, что положение химического элемента в таблице Д. И. Менделеева не изменится, т. е. из исходного химического элемента не образуется нового химического элемента. Это будет всё тот же химический элемент, но атомы его будут отличаться от исходных своей массой.

Разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разное массовое число, называют **изотопами**.

Слово «изотоп» состоит из двух греческих слов: *изос* — «одинаковый» и *топос* — «место», обозначает «занимающий одно место» (клетку) в таблице Д. И. Менделеева.

Химические элементы, встречающиеся в природе, являются смесью изотопов. Так, углерод имеет три изотопа с массовым числом 12, 13 и 14 (рис. 36); кислород — три изотопа с массовым числом 16, 17 и 18 и т. д.

Обычно приводимые в таблице Д. И. Менделеева относительные атомные массы химических элементов являются средним значением атомных масс природной смеси изотопов данного элемента с учётом их относительного содержания в природе, поэтому их значения часто имеют дробные значения. Например, атомы природного хлора представляют собой смесь двух изотопов с массой  $35\ ^{35}\text{Cl}$  (их в природе 75%)

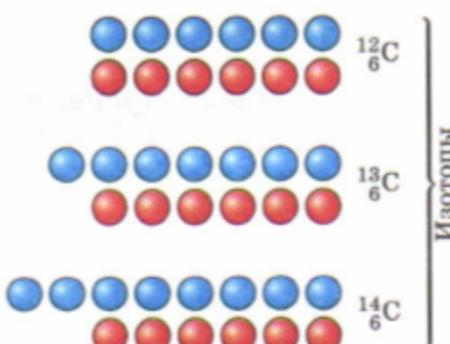


Рис. 36. Состав атомных ядер изотопов углерода (красные шарики — протоны, голубые — нейтроны)

## Строение электронных оболочек атомов

Мы выяснили, что сердце атома — это его ядро. Вокруг него располагаются электроны. Они не могут быть неподвижны, так как немедленно упали бы на ядро.

В начале XX в. была принята *планетарная модель строения атома*, согласно которой вокруг очень малого по размерам положительного ядра движутся электроны, подобно тому как врачаются планеты вокруг Солнца. Дальнейшие исследования показали, что строение атома значительно сложнее. Проблема строения атома остаётся актуальной и для современной науки.

Элементарные частицы, атом, молекула — всё это объекты микромира, не наблюдаемого нами. В нём действуют иные законы, чем в макромире, объекты которого мы можем наблюдать или непосредственно, или с помощью приборов (микроскоп, телескоп и т. д.). Поэтому, обсуждая далее строение электронных оболочек атомов, будем понимать, что мы создаём своё представление (модель), которое в значительной степени соответствует современному

ным взглядам, хотя и не является абсолютно таким же, как у учёного-химика. Наша модель упрощена.

Электроны, двигаясь вокруг ядра атома, образуют в совокупности его **электронную оболочку**. Число электронов в оболочке атома равно, как вы уже знаете, числу протонов в ядре атома, ему соответствует порядковый, или атомный, номер элемента в таблице Д. И. Менделеева. Так, электронная оболочка атома водорода состоит из одного электрона, хлора — из семнадцати, золота — из семидесяти девяты.

Как же движутся электроны? Хаотически, подобно москкам вокруг горящей лампочки? Или же в каком-то определённом порядке? Оказывается, именно в определённом порядке.

Электроны в атоме различаются своей энергией. Как показывают опыты, одни из них притягиваются к ядру сильнее, другие — слабее. Главная причина этого заключается в разном удалении электронов от ядра атома. Чем ближе электроны к ядру, тем они прочнее связаны с ним и их труднее вырвать из электронной оболочки, а вот чем дальше они от ядер, тем легче их оторвать. Очевидно, что по мере удаления от ядра атома запас энергии электрона ( $E$ ) увеличивается (рис. 38).

Электроны, движущиеся вблизи ядра, как бы загораживают (экранируют) ядро от других электронов, которые притягиваются к ядру слабее и движутся на большем удалении от него. Так образуются **электронные слои** в электронной оболочке атома. Каждый электронный слой состоит из электронов с близкими значениями энергии, поэтому электронные слои называют ещё **энергетическими уровнями**. Далее мы так и будем говорить: «Электрон находится на определённом энергетическом уровне».

Число заполняемых электронами энергетических уровней в атоме равно номеру периода в таблице Д. И. Менделеева, в котором находится химический элемент. Значит, электронная

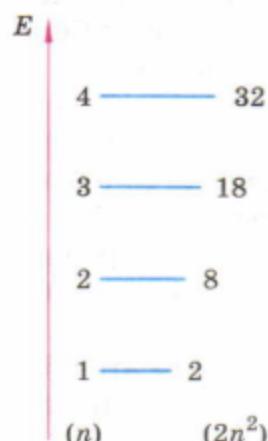


Рис. 38. Максимальное число электронов на энергетическом уровне

оболочка атомов 1-го периода содержит один энергетический уровень, 2-го периода — два, 3-го — три и т. д. Например, в атоме азота она состоит из двух энергетических уровней, а в атоме магния — из трёх:



Максимальное (наибольшее) число электронов, находящихся на энергетическом уровне, можно определить по формуле:  $2n^2$ , где  $n$  — номер уровня. Следовательно, *первый* энергетический уровень заполнен при наличии на нём двух электронов ( $2 \cdot 1^2 = 2$ ); *второй* — при наличии восьми электронов ( $2 \cdot 2^2 = 8$ ); *третий* — восемнадцати ( $2 \cdot 3^2 = 18$ ) и т. д. В курсе химии 8—9 классов мы будем рассматривать элементы только первых трёх периодов, поэтому с завершённым третьим энергетическим уровнем у атомов мы не встретимся.

Число электронов на внешнем энергетическом уровне электронной оболочки атома для химических элементов главных подгрупп равно номеру группы.

Теперь мы можем составить схемы строения электронных оболочек атомов, руководствуясь планом:

а) определим общее число электронов на оболочке по порядковому номеру элемента;

б) определим число заполняемых электронами энергетических уровней в электронной оболочке по номеру периода;

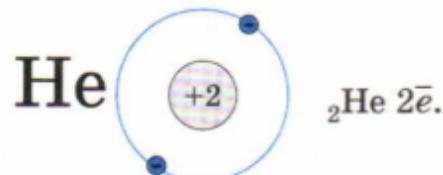
в) определим число электронов на каждом энергетическом уровне (на 1-м — не больше двух; на 2-м — не больше восьми, на внешнем уровне число электронов равно номеру группы — для элементов главных подгрупп).

Ядро атома водорода имеет заряд +1, т. е. содержит только один протон, соответственно только один электрон на единственном энергетическом уровне:



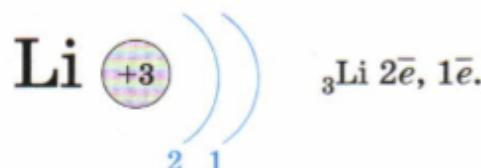
Это записывают с помощью электронной формулы следующим образом:  ${}_1\text{H} 1\bar{e}$ .

Следующий элемент 1-го периода гелий. Ядро атома гелия имеет заряд +2. У него на первом энергетическом уровне имеются уже два электрона:

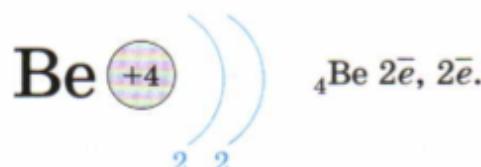


На первом энергетическом уровне могут поместиться только два электрона и никак не больше — он полностью завершён. Поэтому-то 1-й период таблицы Д. И. Менделеева и состоит из двух элементов.

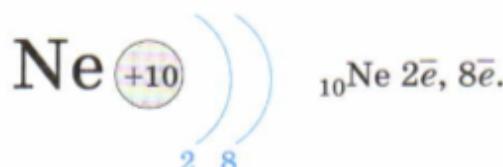
У атома лития, элемента 2-го периода, появляется ещё один энергетический уровень, на который и «отправится» третий электрон:



У атома бериллия на второй уровень «попадает» ещё один электрон:

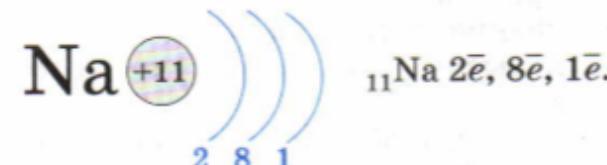


Атом бора на внешнем уровне имеет три электрона, а атом углерода — четыре электрона... атом фтора — семь электронов, атом неона — восемь электронов:



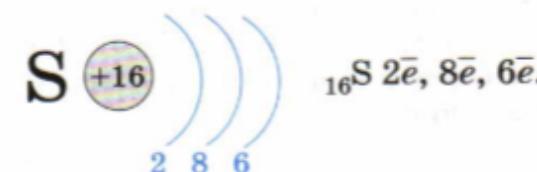
Второй уровень может вместить только восемь электронов, и поэтому он завершён у неона.

У атома натрия, элемента 3-го периода, появляется третий энергетический уровень ( обратите внимание — атом элемента 3-го периода содержит три энергетических уровня!), и на нём находится один электрон:



Обратите внимание: натрий — элемент I группы, на внешнем энергетическом уровне у него один электрон!

Очевидно, нетрудно будет записать строение энергетических уровней для атома серы, элемента VIA группы 3-го периода:



Завершает 3-й период аргон:



Атомы элементов 4-го периода конечно же имеют четвёртый уровень, на котором у атома калия находится один электрон, а у атома кальция — два электрона.

Теперь, когда мы познакомились с упрощёнными представлениями о строении атомов элементов 1-го и 2-го периодов Периодической системы Д. И. Менделеева, можно внести уточнения, приближающие нас к более верному взгляду на строение атома.

Начнём с аналогии. Подобно тому как быстро движущаяся игла швейной машинки, пронзая ткань, вышивает на ней узор, так и неизмеримо быстрее движущийся в пространстве вокруг атомного ядра электрон «вышива-

# Изменение числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов

Каждый период Периодической системы Д. И. Менделеева заканчивается инертным, или благородным, газом.

Самым распространённым из инертных (благородных) газов в атмосфере Земли является аргон, который удалось выделить в чистом виде раньше других аналогов. В чём причина инертности гелия, неона, аргона, криптона, ксенона и радона? В том, что у атомов инертных газов на внешних, самых удалённых от ядра уровнях находится восемь электронов (у гелия — два). Восемь электронов на внешнем уровне — предельное число для каждого элемента Периодической системы Д. И. Менделеева, кроме водорода и гелия. Это своеобразный идеал прочности энергетического уровня, к которому стремятся атомы всех остальных элементов Периодической системы Д. И. Менделеева.

Добиваться такого положения электронов атомы могут двумя путями: отдавая электроны с внешнего уровня (в этом случае внешний незавершённый уровень исчезает, а предпоследний, который был завершён в предыдущем периоде, становится внешним) или принимая электроны, которых не хватает до заветной восьмёрки. Атомы, имеющие на внешнем уровне меньшее число электронов, отдают их атомам, у которых на внешнем уровне больше электронов. Легко отдать один электрон, когда он единственный на внешнем уровне, атомам элементов главной подгруппы I группы (IA группы). Труднее отдавать два электрона, например, атомам элементов главной подгруппы II группы (IIA группы). Ещё труднее отдавать свои три внешних электрона атомам элементов III группы (IIIA группы).

*Тенденцию к отдаче электронов с внешнего уровня имеют атомы элементов-металлов.* И чем легче атомы элемента-металла отдают свои внешние электроны, тем в большей степени выражены у него металлические свойства. Понятно поэтому, что наибо-

лее типичными металлами в Периодической системе Д. И. Менделеева являются элементы главной подгруппы I группы (IA группы). И наоборот, **тенденцию к принятию недостающих до завершения внешнего энергетического уровня имеют атомы элементов-неметаллов**. Из сказанного можно сделать следующий вывод. В пределах периода с увеличением заряда атомного ядра, а соответственно и с увеличением числа внешних электронов металлические свойства химических элементов ослабевают. Неметаллические свойства элементов, характеризующиеся лёгкостью принятия электронов на внешний уровень, при этом усиливаются.

Наиболее типичными неметаллами являются элементы главной подгруппы VII группы (VIIA группы) Периодической системы Д. И. Менделеева. На внешнем уровне атомов этих элементов находятся семь электронов. До восьми электронов на внешнем уровне, т. е. до устойчивого состояния атомов, им не хватает по одному электрону. Они легко их присоединяют, проявляя неметаллические свойства.

А как ведут себя атомы элементов главной подгруппы IV группы (IVA группы) Периодической системы Д. И. Менделеева? Ведь у них на внешнем уровне четыре электрона, и им, казалось бы, всё равно, отдать или принять четыре электрона. Выяснилось, что на способность атомов отдавать или принимать электроны оказывает влияние не только число электронов на внешнем уровне, но и радиус атома. В пределах периода число энергетических уровней у атомов элементов не изменяется, оно одинаково, а вот радиус уменьшается, так как увеличивается положительный заряд ядра (число протонов в нём). Вследствие этого притяжение электронов к ядру усиливается, и радиус атома уменьшается, атом как бы сжимается. Поэтому становится всё труднее отдать внешние электроны и, наоборот, всё легче принять недостающие до восьми электроны.

В пределах одной и той же подгруппы радиус атома увеличивается с увеличением заряда атомного ядра, так как при постоянном числе электронов на внешнем уровне (он равен номеру группы) увеличивается число энергетических уровней (оно равно номеру периода). Поэтому атому становится всё легче отдать внешние электроны.

В Периодической системе Д. И. Менделеева с увеличением порядкового номера свойства атомов химических элементов изменяются следующим образом.

В пределах одной и той же группы (в главной подгруппе) металлические свойства усиливаются, а неметаллические — ослабевают, так как:	В пределах одного и того же периода металлические свойства ослабевают, а неметаллические — усиливаются, так как:
<p>а) увеличиваются заряды атомных ядер;</p> <p>б) число электронов на внешнем уровне постоянно;</p> <p>в) увеличивается число заполняемых энергетических уровней;</p> <p>г) увеличивается радиус атома.</p>	<p>а) увеличиваются заряды атомных ядер;</p> <p>б) увеличивается число электронов на внешнем уровне;</p> <p>в) число заполняемых энергетических уровней постоянно;</p> <p>г) уменьшается радиус атома.</p>

Каков же результат принятия или отдачи электронов атомами химических элементов?

Представим себе, что «встречаются» два атома: атом металла IA группы и атом неметалла VIIA группы. У атома металла на внешнем энергетическом уровне находится единственный электрон, а атому неметалла как раз не хватает именно одного электрона, чтобы его внешний уровень оказался завершённым.

Атом металла легко отдаст свой наиболее удалённый от ядра и слабо связанный с ним электрон атому неметалла, который предоставит ему свободное место на своём внешнем энергетическом уровне.

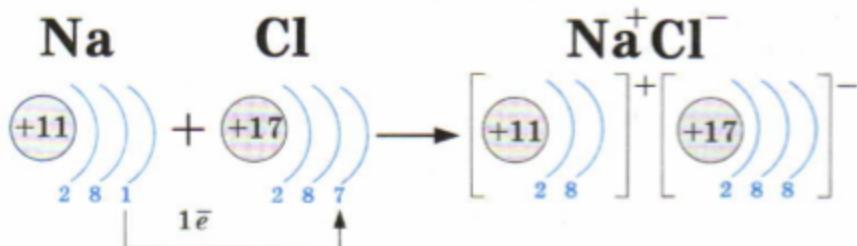
Тогда атом металла, лишённый одного отрицательного заряда, приобретёт положительный заряд, а атому неметалла благодаря полученному электрону превратится в отрицательно заряженную частицу — **ион**.

Оба атома осуществляют свою «заветную мечту» — получат столь желанную восьмёрку электронов на внешнем энергетическом уровне. Но что произойдёт дальше? Разноимённо заряженные ионы в полном соответствии с законом притяжения противоположных зарядов тут же

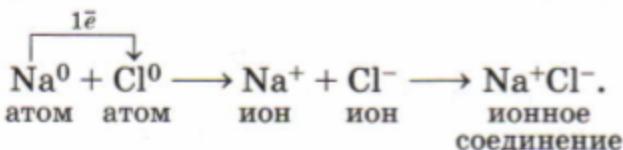
соединяются, т. е. между ними возникнет химическая связь.

Химическую связь, образующуюся между ионами, называют ионной.

Рассмотрим образование этой химической связи на примере хорошо знакомого всем соединения хлорида натрия (поваренной соли):



Процесс превращения атомов в ионы изображён на схеме и рисунке:



атом натрия



+

ион натрия

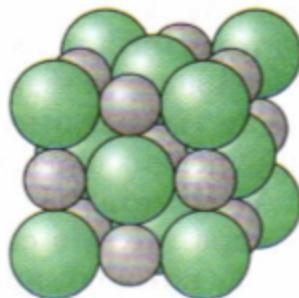


→

атом хлора

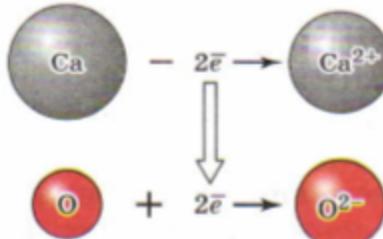
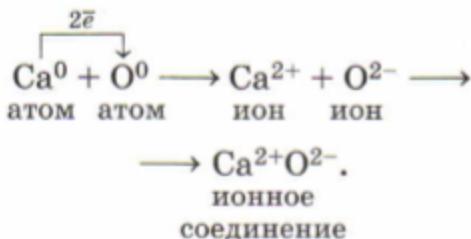


ион хлора



ионное соединение

Например, ионная связь образуется и при взаимодействии атомов кальция и кислорода:



ет», только не плоский, а объёмный рисунок **электронного облака**. Так как скорость движения электрона в сотни тысяч раз больше скорости движения швейной иглы, то говорят о вероятности нахождения электрона в том или ином месте пространства. Допустим, что нам удалось, как на спортивном финише, установить положение электрона в каком-то месте около ядра и отметить это положение точкой. Если такой «фотофиниш» сделать сотни, тысячи раз, то получится модель электронного облака.

Иногда электронные облака называют орбиталями. Поступим так и мы. В зависимости от энергии электронные облака, или орбитали, отличаются размерами. Понятно, что чем меньше запас энергии электрона, тем сильнее притягивается он к ядру и тем меньше по размерам его орбиталь.

→ Пространство вокруг ядра атома, где наиболее вероятно нахождение данного электрона, называют **орбиталю** этого электрона или **электронным облаком**.

Электронные облака (орбитали) могут иметь разную форму. Каждый энергетический уровень в атоме начинается с *s*-орбитали, имеющей сферическую форму. На втором и последующих уровнях после одной *s*-орбитали появляются *p*-орбитали гантелеобразной формы (рис. 39). Таких орбиталей три. Любую орбиталь занимают не более двух электронов. Следовательно, на *s*-орбитали их может быть только два, а на трёх *p*-орбиталях — шесть.

Используя для обозначения уровня арабские цифры и обозначая орбитали буквами *s* и *p*, а число электронов данной орбитали арабской цифрой вверху справа над буквой, мы можем изобразить строение атомов более полными электронными формулами.



*s*



*p*