

4-5. Элементы

Периодическая таблица

Согласно легенде, ее увидел во сне Д.И.Менделеев. В ней упорядочены все химические элементы по своему электронному строению. А от электронного строения атомов зависят все свойства веществ. Получается, что из периодической таблицы можно вывести свойства любого химического элемента. Д.И.Менделеев в свое время так и сделал, предсказав свойства 11 неизвестных в его время элементов с большой точностью.

H								He									
Li	Be	B	C	N	O	F		Ne									
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		Ar									
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd								
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt								Xe
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds								Rn
111	112		114		116												118

Столбцы в периодической таблице называются **группами**. В них находятся сходные по свойствам элементы. Почему у элементов одной группы сходные свойства? Потому что их внешний электронный слой устроен одинаково.

Строки таблицы называются рядами. Один или два ряда образуют **период**. У элементов одного периода одинаково число слоев, занятых электронами.

Элементы, находящиеся в разных рядах одного периода, но в одной группе, попадают в разные **подгруппы**. Подгруппы бывают **главными** и **побочными**. В нашей таблице мы выделили элементы побочных подгрупп штриховкой.

Металлы и неметаллы

Все химические элементы (и простые вещества) делятся на металлы и неметаллы. Характерные признаки **металла**:

- 1) металлический блеск;
- 2) высокая электропроводность и теплопроводность;
- 3) пластичность.

Неметаллы – это все элементы (и простые вещества), не являющиеся металлами.

Самый распространенный на Земле элемент – кислород – является неметаллом. Он образует два простых газообразных вещества – кислород O_2 и озон O_3 . Они имеют разные свойства (например, разный цвет), но совсем не похожи на металлы.

В нашей периодической таблице символы неметаллов красные, а металлов – синие. Если провести диагональ примерно из левого верхнего угла в правый нижний, то элементы главных подгрупп выше диагонали будут неметаллами, а ниже – металлами. Самые типичные металлы находятся в левом нижнем углу таблицы, а самые типичные неметаллы – в правом верхнем. Элементы, находящиеся в районе диагонали, формально относятся к металлам или неметаллам, но в реальности занимают промежуточное положение.

Металлические / неметаллические свойства элементов

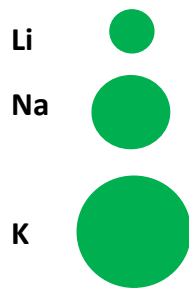
Свойства металлов определяются тем, что внешние электроны их атомов слабо притягиваются к ядру. Например, хорошая электропроводность связана с высокой подвижностью электронов. Неметаллы, наоборот, хорошо удерживают собственные электроны и не прочь захватить чужие.

Сила притяжения электрических зарядов определяется законом Кулона:

$$F = k \frac{q \cdot e}{r^2},$$

где q – заряд ядра, e – заряд электрона, r – радиус атома (т.е. расстояние между внешним электроном и ядром).

Эта сила тем больше, чем больше заряд ядра (заряд электрона всегда одинаков) и чем меньше радиус атома. Радиус атома сильно зависит от числа электронных слоев. **Внутри подгруппы периодической таблицы** он увеличивается сверху вниз. Поэтому большая часть элементов низа периодической таблицы – металлы, а верх – неметаллы.



У элементов одного периода радиусы не так сильно различаются (у них одинаково число слоев, занятых электронами). Но **слева направо по периоду** растет заряд ядра, и сила притяжения электронов возрастает. Поэтому большая часть элементов слева в периодической таблице – металлы, а справа – неметаллы.



Так как ядро с большим зарядом сильнее притягивает электроны, то электронные слои как бы подтягиваются к нему, и радиус атома несколько уменьшается. Это еще сильнее уменьшает металлические свойства (и увеличивает неметаллические).

Слева направо в периоде растет число электронов во внешнем слое. У атомов металлов во внешнем слое мало электронов, а у атомов неметаллов много.

В побочных подгруппах неметаллов не бывает, все элементы в них – металлы. Дело в том, что внешние электроны испытывают не только притяжение к ядру, но и отталкивание от внутренних электронов. У элементов побочных подгрупп появляются и заполняются электронами внутренние электронные подуровни, а не внешние. При этом усиливается отталкивание внешних электронов от внутренних при практически неизменном радиусе и числе внешних электронов (1-2 электрона на внешнем слое).

У атома **водорода** на внешнем (и единственном) электронном слое всего один электрон, что характерно для металлов, тем не менее водород является неметаллом. Его внешний электронный слой оказывается заполнен наполовину! В первом электронном слое может находиться лишь 2 электрона, так что водород по строению электронной оболочки занимает положение в середине периода. Поэтому водород – неметалл, приблизительно сходный по активности с элементами середины II и III периода.

Электронное строение атома

Энергия электронов в атоме

Электроны в атоме различаются по энергии. Они образуют энергетические уровни (или электронные уровни, или электронные слои): 1-й, 2-й и т.д.

Внутри энергетического уровня также существуют различия: на **n**-м уровне существуют **n** подуровней, обозначаемых буквами s, p, d, f... Электроны, принадлежащие разным подуровням одного уровня, имеют различную энергию.

Каждый подуровень может вместить определенное число электронов:

s	2e	p	6e
d	10e	f	14e

Нетрудно заметить, что число электронов, уместяющееся на подуровне, возрастает на 4 при переходе к каждому последующему подуровню.

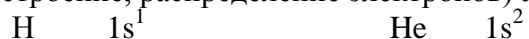


Электронные конфигурации атомов и периодическая таблица

Если в атоме 1 электрон, то он (если не придавать ему дополнительную энергию) займет самый низкий по энергии подуровень: 1s. 2 электрона (оба) будут занимать также 1s-подуровень. 3-й электрон на 1s-подуровень не поместится.

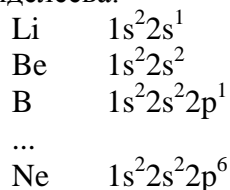
В каком атоме 1 электрон? В атоме H. А 2 электрона? В атоме He. Заполнение 1-го энергетического уровня отвечает 1-му периоду таблицы Менделеева.

Электронные конфигурации (электронные формулы, электронное строение, распределение электронов) атомов 1 периода:



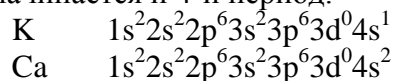
Обратите внимание, что число электронов на подуровне указывается справа вверху от буквы, обозначающей подуровень.

Заполнение 2-го энергетического уровня отвечает 2-му периоду таблицы Менделеева:

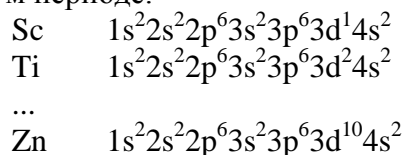


Обратите внимание: для элементов главных подгрупп число электронов на внешнем энергетическом уровне равно номеру группы. Номер внешнего энергетического уровня у любого элемента равен номеру периода, в котором он находится.

У элементов 3-го периода заполняется 3-й энергетический уровень. Но не весь! Посмотрите на рисунок строения электронной оболочки (выше): 4s-подуровень лежит ниже по энергии, чем 3d, поэтому заполнение 4s-подуровня выгоднее. А с началом заполнения 4-го уровня начинается и 4-й период:



А что дальше? Дальше 3d-подуровень, который не был заполнен в 3-м периоде:



И только после 3d-подуровня будет заполняться 4p-подуровень.

Элементы, у которых заполняется d-подуровень, находятся не в главных, а в побочных подгруппах периодической таблицы. Элементы, у которых заполняются s- и p-подуровни, находятся в главных подгруппах.

Таким образом, по положению элемента в периодической таблице легко сделать вывод о его электронной конфигурации, и наоборот - по электронной конфигурации судить о расположении элемента в таблице Менделеева.

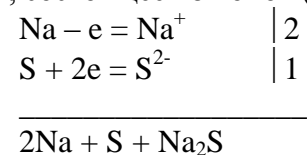
Инертные газы, химическая связь

Металлы плохо удерживают свои электроны и охотно их отдают, неметаллы прочно связывают свои электроны и стремятся приобрести чужие. Но есть элементы, которые не хотят ни терять, ни приобретать электроны. Поэтому они не вступают в химические реакции. Их так и называют – **инертные** (т.е. безразличные, неактивные) **газы**.

Инертные газы расположены в периодической таблице в самом правом столбике. Ими заканчиваются периоды, а это значит, что у них полностью заполнен внешний электронный слой: на нем ровно 8 электронов (у гелия – 2). Такое электронное строение энергетически выгодно, потому инертные газы и не хотят его изменять.

Все остальные элементы в химических реакциях стремятся приобрести такую же электронную конфигурацию, как у ближайшего инертного газа.

Например, натрий и сера удачно друг друга дополняют. Атом натрия, отдав электрон, превращается в катион натрия (положительный ион), а атом серы, приняв 2 электрона от 2 атомов натрия – в сульфид-анион (отрицательный ион). Образуется вещество сульфид натрия, состоящее из ионов (вещество с **ионной связью**):



При этом выделяется энергия: образование сульфида натрия очень выгодно!

Почему из атомов водорода образуется молекула H_2 ? У каждого атома водорода 1 электрон, а у ближайшего инертного газа гелия – 2. Атому водорода нужен еще один электрон, чтобы получить устойчивую электронную конфигурацию. Но второй атом водорода не отдаст ему электрон: водород ведь не металл! Он тоже хочет приобрести еще один электрон. Поэтому атомы водорода объединяются: когда они рядом, оба их электрона связаны с обоими ядрами. Значит, на электронной оболочке каждого атома водорода теперь по 2 электрона:



Так образуется **ковалентная связь**.

Валентность

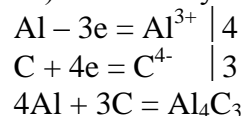
Атом углерода в алмазе, графите, карбине и других простых веществах (их у него много!) образует 4 связи с соседними атомами. Почему именно 4?

Почему вообще образуется химическая связь? Потому, что это энергетически выгодно. При образовании связи электронное строение атомов изменяется, и они приобретают устойчивые электронные конфигурации.

У атома С на внешнем слое 4 электрона. Это не соответствует устойчивой электронной конфигурации инертного газа! Ближайший инертный газ – неон, у него 8 электронов на внешнем слое. Значит, атому С выгодно приобрести $8 - 4 = 4$ дополнительных электрона.

Как ему это сделать? Атом С может отобрать электроны у другого атома – такого, который отдаст ему эти электроны. Какие атомы плохо удерживают электроны и не прочь поделиться ими? Это атомы металлов.

Пусть в качестве металла выступает алюминий. У него на внешнем слое 3 электрона. Значит, чтобы получить выгодную конфигурацию инертного газа, он должен отдать 3 электрона. Но атом углерода хочет 4! Как быть? Взять 4 атома алюминия (они отдадут $4 \cdot 3 = 12$ электронов) и 3 атома углерода (они примут $3 \cdot 4 = 12$ электронов):



Образующийся карбид алюминия состоит из ионов и имеет формулу Al_4C_3 .

Но в простых веществах углерода (алмазе и т.п.) есть только атомы углерода. Все они равноправны, и никто из них не отдаст свои электроны соседу. Атомы будут объединять свои электроны в пары.

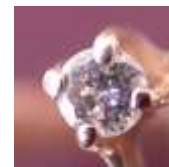
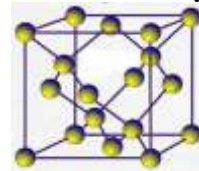
4 электрона атома С объединяются с 4 электронами соседей. Каждая пара электронов, принадлежащая обоим атомам – это ковалентная химическая связь. Значит, атом С будет образовывать 4 связи. Его валентность – 4.

Валентность – это число ковалентных связей, образуемых атомом в конкретном веществе.

Иногда (особенно часто в школе!) понятие «валентность» расширяют и на ионные соединения, трактуя его как число электронов,

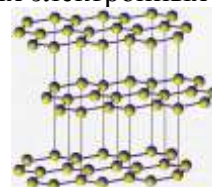
принятых или отданных атомом. Так, в Al_4C_3 валентность алюминия считается равна III, а углерода – IV.

Если у нашего атома углерода 4 соседа, то образуются 4 простых, или одинарных, связи. У каждого соседа, в свою очередь, 4 собственных соседа... Так устроен алмаз.



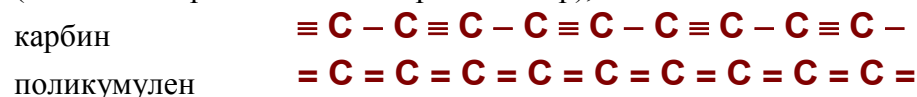
алмаз

А если у углерода 3 соседа, как в графите? Тогда он образует с двумя из них 2 простые связи, а с третьим – одну двойную (состоящую из двух общих электронных пар).



графит

Бывает так, что у атома С всего 2 соседа. Тогда возможны варианты: с одним соседом одинарная связь, а с другим тройная (состоит из трех общих электронных пар), либо 2 двойные связи.

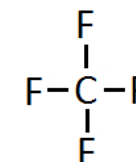
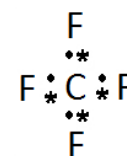


А если сосед всего один? Увы! Такого в нормальных обстоятельствах не бывает. Четверная связь не то чтобы совсем невозможна, но элементы 2-го периода не в состоянии ее образовать.

Атом углерода (как и любой другой атом неметалла) может образовывать ковалентные связи не только с такими же атомами, но и с атомами других неметаллов. Например, с фтором или кислородом.

Формула, изображающая электронное строение молекулы, называется **электронной формулой** (слева).

Структурная формула – это формула, в которой черточками обозначены ковалентные связи между атомами (справа).

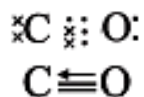


В молекуле угарного газа СО атом кислорода образует с атомом углерода две ковалентных связи за счет обобществленных электронов

(говорят – по **обменному механизму**). Но атому С мало двух дополнительных электронов! Ему нужно 4. Откуда возьмутся еще 2?

Атом кислорода образует по обменному механизму 2 связи за счет 2 электронов. Но у него на внешнем слое не 2, а 6 электронов. 4 электрона обычно остаются не задействованы в химической связи. Однако, если сосед нуждается в дополнительных электронах, атом кислорода предоставляет еще 2 из этих четырех электронов в общее пользование, и за счет этой электронной пары образуется еще одна ковалентная связь. Такой механизм образования ковалентной связи, когда электронную пару в общее пользование дает один из атомов, называется **донорно-акцепторным**. Тот атом, который дает электроны – **донор**; тот, кто «принимает» их – **акцептор**.

В структурной формуле связь, образованная по донорно-акцепторному механизму, обозначена стрелочкой. В реальности ковалентные связи одинаковы, независимо от механизма образования.



Элемент и вещество

Элемент – это вид атомов с одинаковым зарядом ядра. Каждому элементу в периодической таблице соответствует клеточка.

Простое вещество – это вещество, состоящее из атомов одного вида (т.е. одного элемента). Один и тот же элемент может образовывать разные простые вещества. Существование разных простых веществ у одного элемента называется **аллотропией**.

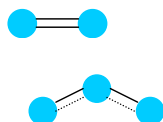
Когда возможна аллотропия? Когда атомы могут соединяться между собой по-разному.

Например, в алмазе все связи между атомами углерода одинарные, в графите – формально одинарные и двойные, в карбине – одинарные и тройные.

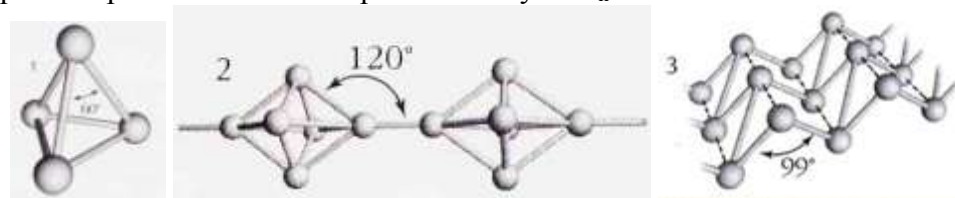
Виды аллотропии:

1. Образование нескольких видов молекул, содержащих различное число атомов

Этот вид аллотропии наблюдается у кислорода и озона:



К нему же можно отнести аллотропные модификации фосфора: белый (1), красный (2) и черный (3). Белый фосфор состоит из тетраэдрических молекул P₄. Красный и черный фосфор можно рассматривать как полимерные молекулы P_n.



Белый, красный и черный фосфор

В твердом состоянии все три модификации отличаются строением кристаллических решеток и, соответственно, физическими свойствами. Аллотропные модификации проявляют значительное различие и в химических свойствах. Белый фосфор – наиболее активная форма, а черный – наименее активная. Белый фосфор медленно окисляется на воздухе уже при обычной температуре (этим обусловлено его свечение). Красный и черный устойчивы на воздухе и загораются только при нагревании (температуры самовоспламенения: красного фосфора 250°C, черного 400°C).

2. Образование различных кристаллических решеток

Этот вид Вам уже знаком по аллотропным модификациям углерода. Другой пример – олово. Известны две аллотропные модификации олова – серое и белое. Серое олово устойчиво при температуре ниже 13,2°C. Это очень хрупкое вещество с плотностью 5,846 г/см³. Белое олово устойчиво выше 13,2°C. Это типичный металл серебристо-белого цвета, пластичный, с плотностью 7,295 г/см³.

Если вещество состоит из атомов разных видов (разных элементов), то оно является **сложным веществом** или **соединением**.

Не следует путать сложные вещества и смеси. Смеси состоят из нескольких индивидуальных веществ.