

1-2. Периодическая таблица. Металлы и неметаллы

Периодическая таблица

Из периодической таблицы можно вывести свойства любого химического элемента.

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	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn													
Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	American	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	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.

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.

Свойства металлов определяются тем, что внешние электроны их атомов слабо притягиваются к ядру. Например, электропроводность связана с подвижностью электронов.

Неметаллы, наоборот, хорошо удерживают собственные электроны и не прочь захватить чужие.

Сила притяжения электрических зарядов определяется законом Кулона:

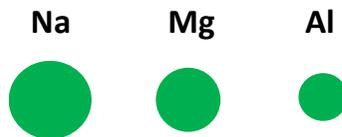
$$F = k \frac{q \cdot e}{r^2},$$

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 верха – 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.

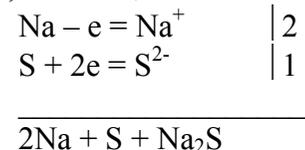
Инертные газы, химическая связь, валентность

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:



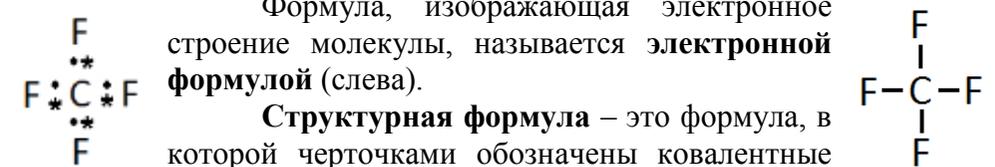
Так образуется **ковалентная связь**.

Валентность – 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.

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 CO 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**.

$\times\text{C} \times \text{O}$ В структурной формуле связь, образованная по донорно-акцепторному механизму, обозначена стрелочкой. В $\text{C} \equiv \text{O}$ 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**.

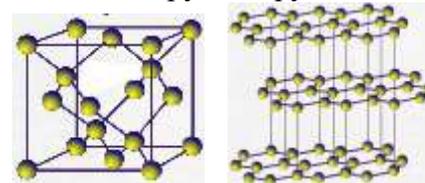
Если вещество состоит из атомов разных видов (разных элементов), то оно является **сложным веществом** или **соединением**.

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

Атомные кристаллы

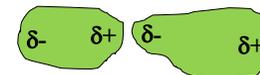
Разрушить связи между атомами в кристалле трудно. Ведь атомы связаны между собой настоящей химической связью – ковалентной. Поэтому кристаллические решетки таких веществ очень прочные. Это твердые тугоплавкие вещества, не желающие ни в чем растворяться. Их химическая активность тоже не слишком велика: ведь при химической реакции связи в кристалле должны порваться!

И алмаз, и графит – атомные кристаллы. Но связи в алмазе (слева) образуют объемную структуру. В графите же (справа) связанные атомы образуют плоские слои. И эти слои на самом деле очень прочные. Однако МЕЖДУ слоями никакой химической связи нет, поэтому слои «отлепить» друг от друга очень легко.



Но что-то связывает слои между собой. Это – так называемые **ван-дер-ваальсовы силы** (их еще называют силами межмолекулярного взаимодействия). Ван-дер-ваальсовы силы – это целая совокупность взаимодействий, но все они имеют электромагнитную природу (кстати, как и химическая связь).

Как действуют ван-дер-ваальсовы силы в графите? В каждом атоме углерода 6 электронов. И в каждый момент времени эти электроны распределены в пространстве вокруг ядра по-разному: в какой-то момент с одной стороны дефицит электронной плотности, с другой – избыток; в следующий момент – наоборот. Эти состояния сменяют друг друга настолько быстро, что зафиксировать их невозможно (поэтому вместо траектории движения электрона приходится использовать понятие **электронное облако** – область пространства, в которой вероятность найти электрон более 90-95%). Тем не менее в каждый момент дефицит электронной плотности одного атома (частичный положительный заряд δ^+) будет притягиваться к избытку электронной плотности (частичный отрицательный заряд δ^-):



Ван-дер-ваальсовы силы такого типа называют еще **дисперсионным взаимодействием**. Оно очень слабое, но атомов в слоях графита много, поэтому суммарное их притяжение друг к другу не позволяет слоям разлететься.

Кроме углерода, есть другие простые вещества-неметаллы, образующие атомные кристаллы – кремний, бор, фосфор (красный и черный) и некоторые другие. Сложные вещества тоже могут образовывать атомные кристаллы. Например, это оксид кремния SiO_2 – кварц.

Металлические кристаллы

Кристаллы металлов построены из атомов. То есть в буквальном смысле это тоже атомные кристаллы. Но атомы в них связаны не классической ковалентной связью, а металлической. Ее отличие от ковалентной связи в том, что внешние электроны обобществляются не между двумя атомами, а между *всеми* атомами кристалла. Именно поэтому электроны в металлах могут легко «путешествовать» с одного атома на другой, обуславливая электропроводность.

Металлическая связь, в отличие от ковалентной, не подразумевает никакой определенной геометрии связи (валентных углов). Поэтому атомы металлов упаковываются, как шарики, в простейшие шаровые кладки:



Прочность металлической связи, как и ковалентной связи, зависит от размера атомов: чем больше атом, тем длиннее связь, тем легче ее разорвать. Поэтому, например, температуры плавления щелочных металлов уменьшаются сверху вниз по группе периодической таблицы (с увеличением радиуса атома).

Прочность металлической связи также зависит от числа внешних электронов, которые атом предоставляет для образования связи. Поэтому слева направо по периоду таблицы Менделеева температуры плавления металлов главных подгрупп обычно увеличиваются.

Не все, конечно, так однозначно, особенно для металлов побочных подгрупп. Ведь на самом деле на прочность кристаллической решетки влияет много факторов. Например, нужно учитывать тип упаковки атомов...

Самый легкоплавкий металл – ртуть Hg ($T_{пл} = -39^{\circ}\text{C}$). Ртуть жидкая при комнатной температуре. Самый тугоплавкий металл – вольфрам W ($T_{пл} = 3420^{\circ}\text{C}$). Именно поэтому из него делают спирали для лампочек накаливания.

Молекулярные кристаллы

В кристалле, например, кислорода молекулы связаны между собой только дисперсионными силами. Если взять полярную молекулу (например, хлороводород HCl), то взаимодействие будет **диполь-дипольным**. Это еще одна разновидность ван-дер-ваальсовых сил – электростатическое притяжение между противоположно заряженными концами диполей:



Так как ван-дер-ваальсовы силы слабые, то молекулы легко разлетаются друг от друга, и при обычных условиях вещества молекулярного строения являются газами, жидкостями или легкоплавкими твердыми веществами.

Вещества молекулярного строения достаточно легко растворить. неполярные молекулы охотно растворяются в неполярных растворителях (например, бензине), а полярные – в полярных (например, воде).

Прочность молекулярных кристаллов, кроме способа упаковки молекул, зависит от силы ван-дер-ваальсовых взаимодействий. А она, в свою очередь, тем больше, чем выше полярность молекулы (для полярного хлороводорода HCl $T_{пл} = -114^{\circ}\text{C}$, а для практически неполярного фосфина PH_3 $T_{пл} = -134^{\circ}\text{C}$). Если молекулы одинаково полярны (или одинаково неполярны ☺), то главным фактором является размер молекулы: чем молекула крупнее, тем более подвижна в ней электронная плотность, тем сильнее дисперсионное взаимодействие. Так, температуры плавления практически неполярных водородных соединений SiH_4 -185° , GeH_4 -165° , SnH_4 -150° растут с ростом радиуса центрального атома (а значит, и размера молекулы в целом).

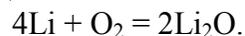
Важно понимать, что температура плавления вещества *никак* не зависит от его молярной массы (почему-то это заблуждение очень распространено!). Часто пишут о корреляции между этими величинами, но это не более чем корреляция (т.е., как *правило*, чем больше молярная масса, тем больше температуры плавления / кипения *для однопольных соединений*). Но на самом деле *зависимости* между этими величинами *нет*.

Химические свойства металлов

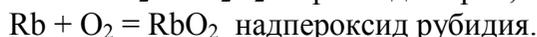
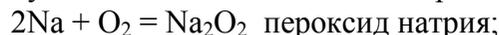
Металлы отдают электроны, неметаллы – принимают. Поэтому они – прекрасные партнеры в химических реакциях.

1. Взаимодействие металлов с кислородом

С кислородом реагируют почти все металлы (кроме золота, платины и ее аналогов), большинство – при нагревании. При этом, как правило, образуются оксиды:



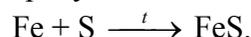
Наиболее активные металлы (щелочные металлы) реагируют энергичнее и образуют более насыщенные кислородом соединения:



Литий образует оксид, натрий – пероксид, калий, рубидий и цезий – надпероксиды (из-за увеличения радиуса атома от Li к Cs).

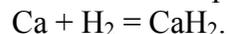
2. Взаимодействие металлов с галогенами и серой

Реакции, как правило, не протекают при обычных условиях. Требуется нагревание или присутствие катализатора.



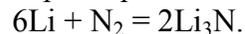
3. Взаимодействие металлов с водородом

Самые активные металлы (щелочные и щелочноземельные) при нагревании с водородом дают гидриды – твердые солеобразные вещества, содержащие в кристаллической решетке гидрид-ион H^- .



4. Взаимодействие металлов с азотом

Даже активные металлы медленно реагируют с азотом с образованием нитридов, т.к. молекула азота, содержащая прочную тройную связь, довольно инертна. Легче всех – при комнатной температуре – реагирует с азотом литий (нитрид лития имеет чрезвычайно устойчивую кристаллическую решетку благодаря оптимальному соотношению размеров ионов Li^+ и N^{3-}):

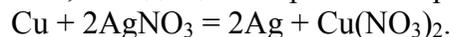


5. Электрохимический ряд напряжений металлов

Li K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H₂ Cu Hg Ag Pt Au

Какую информацию можно извлечь из него?

1) Металл, находящийся левее, способен вытеснить из соли в растворе другой металл, находящийся правее. Например:



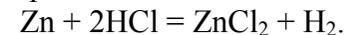
Нюанс 1. Использовать металлы левее марганца бессмысленно, поскольку в водном растворе они реагируют в первую очередь с водой.



Нюанс 2. Соль, которую вы используете для написания реакции, должна быть растворима.



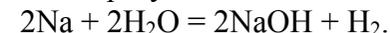
2) Металл, находящийся левее водорода, способен вытеснить из кислоты в растворе водород.



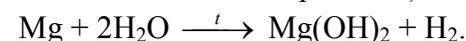
Нюанс 1. Образующаяся соль должна быть растворима. В ином случае нерастворимая соль обволакивает частицы металла, затрудняя доступ кислоты к металлу, и реакция прекращается.

Нюанс 2. В реакциях с азотной и с концентрированной серной кислотами способны участвовать и металлы, стоящие правее водорода в электрохимическом ряду напряжений металлов. Но водород в этих реакциях не выделяется!

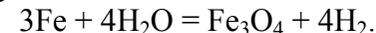
3) Металл, находящийся в электрохимическом ряду напряжений металлов левее магния, способен вытеснить водород из холодной воды. При этом образуется щелочь.



Металл, находящийся в электрохимическом ряду напряжений металлов левее марганца, способен вытеснить водород из воды при определенных условиях (магний – из горячей воды, алюминий – при условии снятия оксидной пленки с поверхности).

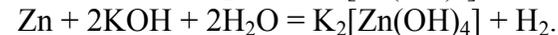
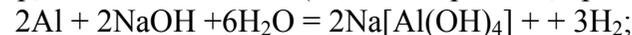


Металл, находящийся в электрохимическом ряду напряжений металлов левее кобальта, способен вытеснить водород из водяного пара. При этом образуется оксид.



6. Взаимодействие металлов со щелочами в растворе

Некоторые металлы вытесняют водород из растворов щелочей. Это, например, алюминий и цинк (а также бериллий, хром и др.):

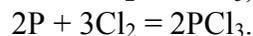
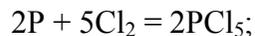


При этом образуются комплексные соли – гидроксоалюминаты и гидроксоцинкаты.

Химические свойства неметаллов

1. Взаимодействие неметаллов друг с другом

То, что неметаллы охотно реагируют с металлами, очевидно. Но неметаллы могут взаимодействовать и друг с другом: более типичный неметалл при этом «принимает» электроны, а менее типичный неметалл «отдает».



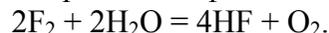
У хлора на внешнем слое 7 электронов. Ему не хватает 1 электрона до завершения слоя.

У фосфора на внешнем слое 5 электронов. Если он «отдаст» атомам хлора все 5 электронов, то получится соединение PCl_5 . Если он «отдаст» атомам фосфора только 3 р-электрона, а s-электроны останутся, то получится PCl_3 .

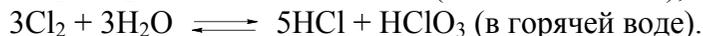
2. Взаимодействие неметаллов с водой

Из неметаллов с водой реагируют только наиболее активные – фтор, хлор, бром и иод.

Фтор – самый типичный неметалл – вытесняет из воды менее типичный неметалл – кислород. Вода фактически горит во фторе:



Хлор, бром и иод взаимодействуют с водой обратимо и в очень небольшой степени:



Молекулы воды здесь как бы разрывают молекулу хлора на части. Посмотрим на 1-ю реакцию. Поскольку молекулы воды полярны, то положительно заряженный H^+ отрывает отрицательно заряженный Cl^- , и получается HCl . Что при этом остается от молекулы воды? Правильно, отрицательно заряженный OH^- . А от молекулы хлора? Cl^+ . Вместе получается хлорноватистая кислота $HOCl$. Но вещество $HOCl$ неустойчиво и при нагревании распадается на HCl и хлорноватую кислоту $HClO_3$.

3. Взаимодействие неметаллов со щелочами

Фтор, хлор, бром и иод реагируют со щелочами по той же схеме, что и с водой, только образуются не кислоты, а их соли, и реакции не обратимы, а протекают до конца:



Кроме того, со щелочами способны взаимодействовать сера, фосфор, кремний.

