**3. МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ.**

**ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.**

Атомы – химически неделимые частицы, то есть с помощью химических реакций нельзя превратить атомы одного элемента в атомы другого. Из атомов состоит огромное количество веществ различных по строению и свойствам. Образование структурных частиц каждого конкретного вещества из атомов связано с достижением энергетически устойчивых состояний - завершению внешнего электронного уровня. Это происходит за счёт отдачи, присоединения или обобществления внешних (валентных) электронов. В зависимости от радиуса и числа электронов на внешнем слое одни атомы отдают внешние электроны (большой радиус, мало электронов на внешнем слое) – это **элементы-металлы**, другие принимают (радиус небольшой, внешний электронный слой близок к завершению) – это **элементы-неметаллы**. К ним относятся s-элементы первого периода и примерно половина р-элементов, стоящие слева от диагонали В – At:

**ЭЛЕМЕНТЫ-НЕМЕТАЛЛЫ**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **1** | **2** | **3** | **4** | **5** | **6** | **7** | **8** |
| **I** | **H 1**  **водород** |  |  |  |  |  |  | **He 2**  **гелий** |
| **II** |  |  | **B 5**  **бор** | **C 6**  **углерод** | **N 7**  **азот** | **O 8**  **кислород** | **F 9**  **фтор** | **Ne 10**  **неон** |
| **III** |  |  |  | **Si 14**  **кремний** | **P 15**  **фосфор** | **S 16**  **сера** | **Cl 17**  **хлор** | **Ar 18**  **аргон** |
| **IV** |  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  | **Ge 32**  **германий** | **As 33**  **мышьяк** | **Se 34**  **селен** | **Br 35**  **бром** | **Kr 36**  **криптон** |
| **V** |  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  | **Sb 51**  **сурьма** | **Te 52**  **теллур** | **I 53**  **йод** | **Xe 54**  **ксенон** |
| **VI** |  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  | **At 85**  **астат** | **Rn 86**  **радон** |
| **VII** |  |  |  |  |  |  |  |  |

Из 118 известных элементов металлов более 90. Это все s – элементы, кроме водорода и гелия, половина р–элементов, все d и f элементы. При образовании структурных единиц различных веществ между атомами устанавливаются различные типы взаимодействия – химические связи. Тип связи зависит именно от того, атомы каких элементов, металлов или неметаллов, её образуют.

**Химическая связь.**

Атомы стремятся к завершению внешнего электронного слоя - это энергетически наиболее устойчивое состояние. Поэтому п**ри их** взаимодействии происходит **обобществление, отдача, или присоединение внешних электронов. В результате, между атомами образуется химическая связь.**

Итак, причина образования связи - стремление системы к энергетически более устойчивому состоянию. При этом энергия всегда выделяется. Она так и называется, «**энергия связи». По природе** образования различают следующие **о**сновные **типы химической связи:**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ковалентная  неметалл-неметалл | ионная  металл-неметалл | металлическая  металл-металл |
| образование общих электронных пар между атомами неметаллов. | притяжение ионов образующихся при переходе электронов от атомов металла к атомам неметалла. | положительные ионы металлов связаны своими внешними электронами, которые свободно движутся по всему объёму металла. |

**Ковалентная связь - связь в неметаллах.**

Рассмотрим, как связываются два атома элемента-неметалла, образуя молекулу, на примере водорода. Поскольку атомам водорода до завершения электронного слоя не хватает одного электрона, то они их … обобществляют. Орбитали атомов перекрываются, возникает область с более высокой электронной плотностью, к которой притягиваются ядра. Оба электрона находятся в поле действия обоих ядер. Образуется двухэлектронная двуцентровая (двуядерная) связь и новая, а в результате, более устойчивая частица – молекула – Н2. Итак, **ковалентная связь** образуется за счёт перекрывания атомных орбиталей и обобществления внешних электронов. Внешние электроны называются валентными, а число ковалентных связей атома в конкретном соединении - **валентностью**. Атом водорода, например, имеет один валентный электрон на единственной орбитали, поэтому валентность его всегда равна единице. Общую пару электронов можно показать в виде:

|  |  |
| --- | --- |
| электронной формулы:  графической (структурной) формулы:  связи между энергетическими ячейками (орбиталями): | Н**:**Н  Н **̶** Н |

Подобным образом образуют простые вещества и элементы VIIA группы -галогены, при этом образуются простые вещества фтор, хлор, бром и йод, состоящие из молекул состава:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| F2, Cl2, Br2, I2. Атомы этих элементов имеют электронную конфигурацию ns2np5. Неспаренный электрон находится не на s-орбитали, как у водорода, а на р-орбитали. | | |  | |
|  |  | F:F Cl:Cl Br:Br I:I  F ̶ F Cl ̶ Cl Br ̶ Br I ̶ I | |

Связываться в молекулы может и большее число атомов:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **озон-О3** | **Озон (химический элемент): свойства, формула, обозначение** | **сера-S8** | **Сера в химии - классификация, получение, свойства, формулы и определения с  примерами** | **белый фосфор-Р4** | **Фосфор в химии - классификация, получение, свойства, формулы и определения с примерами** |

**Молекула**- электронейтральная частица, состоящая из двух или более ковалентно связанных атомов.

***Способы перекрывания атомных орбиталей. Сигма (σ) и пи (******π)-связи.***

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Линию, соединяющая центры взаимодействующих атомов, называют **линией связи**. Заметим, что для связей с участием s-орбиталей возможен единственный способ перекрывания: общая электронная плотность одна и она всегда находится на линии связи. Ковалентная связь, образующаяся при таком, лобовом способе перекрывания орбиталей называется σ (сигма). Это наиболее глубокое перекрывание и при взаимодействии двух атомов неметалла в первую очередь образуется именно σ-связь. Участвуют орбитали любой формы: s-s; s-p; p-p;… | | | | Примеры сигма- и пи-связи  Примеры сигма- и пи-связи  Примеры сигма- и пи-связи |
| Однако могут перекрываться и другим способом. Когда линия связи уже занята ***σ***-связью р или d-орбитали перекрываются иначе (боковое перекрывание). Образуются две области - над и под линией связи. Связь также ковалентная, но по способу перекрывания это π (пи) -связь. Подумайте, могут ли s-орбитали участвовать в образовании π (пи) -связи? | Примеры сигма- и пи-связи Примеры сигма- и пи-связиПримеры сигма- и пи-связи | | | |
| Две ковалентные связи (σ и π) образуются, например, между атомами в молекуле О2. В электронной формуле такой молекулы две пары электронов между атомами, в структурной формуле - две валентные черты. Кислород здесь двухвалентен. Такую валентность этот элемент проявляет и в большинстве других соединений. |  | | Примеры сигма- и пи-связиПримеры сигма- и пи-связи | |
| Р-орбитали атома расположены под углом 900, по осям x,y,z. Одна р-орбиталь может участвует в образовании σ–связи (лобовое перекрывание), вторая образовать π –связь (боковое перекрывание), занимая в пространстве одну плоскость, а третья – ещё одну π –связь, в плоскости перпендикулярной плоскости первой π –связи. Такая тройная связь (одна σ и две π) образуется между атомами в молекуле азота. Валентность азота в молекуле N2 равна трём. |  | |  | |
| Структурные и электронные формулы молекул O2 и N2, соответственно: | | О=О; O**::**O; N≡N; N⁝⁝N | | |

При образовании σ или π связей, как мы видим, орбитали должны определённым образом располагаться относительно друг друга. Это одно из свойств ковалентной связи – **направленность**.

Кроме того, число валентных орбиталей атомов ограничено. Например, у элементов второго периода четыре орбитали на внешнем слое: одна s и три р. Значит максимальное число связей для любого элемента данного периода не может быть больше четырёх. Отсюда ещё одно свойство ковалентной связи – **насыщаемость**.

**Механизмы образования ковалентной связи – обменный и донорно-акцепторный.**

В рассмотренных выше примерах для каждой связи атомы предоставляли по одной орбитали с электроном. Такой механизм образования ковалентной связи называется **обменным.**

|  |  |
| --- | --- |
| В молекуле угарного газа СО между атомами тройная связь: С ≡ О. Две связи образуются по обменному механизму, а одна по **донорно-акцепторному.**  Очевидно, что донором является атом того элемента, который предоставляет для связи орбиталь с парой электронов, а акцептором – атом с пустой орбиталью. В данном соединении валентность каждого атома равна трём. |  |

Стоит отметить, что для кислорода более характерно двухвалентное состояние. Это особый, но далеко не единственный случай, когда валентность кислорода не равна двум.

***Полярность ковалентной связи. Степень окисления.***

В рассмотренных примерахобщая электронная плотность образовалась между одинаковыми атомами – атомами одного элемента, а значит не смещается, находится на одинаковом расстоянии от ядра каждого атома. Такая ковалентная связь называется **неполярной**.

|  |  |
| --- | --- |
| Рассмотрим особенности ковалентной связи, образующейся между атомами разных неметаллов, например водорода и хлора. До завершения внешнего слоя не хватает по одному электрону: водороду (1s1) до 1s2, хлору (1s22s22p63s23p5) до 1s22s22p63s23p6. S-орбиталь водорода перекрывается с р-орбиталью кислорода, электроны обобществляются, образуется ковалентная связь. |  |

По способу перекрывания это σ-связь. В её образовании участвуют атомы разных по электроотрицательности элементов: ЭО(Н) = 2,1; ЭО(Cl) = 3,16. Общая электронная плотность смещается в сторону более электроотрицательного атома хлора. При таком смещении атом хлора приобретает частичный отрицательный заряд, а водород, наоборот, частичный положительный. Образовались полюса: «+» и « ̶ ». Связь становится **полярной**.

**Полярность** – ещё одно свойство ковалентной связи.

При образовании полярной связи на атомах появляются частичные заряды – степени окисления. Термин «окислиться» означает лишиться электрона (полностью или частично).  **Степень окисления** — это условный заряд, который приобретает атом при смещении электронов связи. Фактически, это заряды, которые приобрели бы атомы, если бы смещение электронов было полным. Степень окисления обозначается верхним индексом справа от атома соответствующего элемента: H+1Cl-1. Когда все валентные электроны атома смещены к более электроотрицательным соседним, то он максимально окислен и имеет высшую степень окисления. У водорода, в нашем примере, его единственный электрон оттянут атомом хлора, а больше у него электронов нет, значит для водорода это высшая степень окисления = «+1». Хлор, наоборот, за счёт электрона водорода достроил свой внешний слой до завершения и больше не принимает (не смещает к себе) электроны. У него низшая степень окисления = «–1». В соединениях хлора с более электроотрицательными элементами, например кислородом, электроны связей смещаются от хлора и тогда он проявляет положительные степени окисления: от «+1» до максимальной(высшей) «+7».

Итак, в зависимости от числа электронов на внешнем уровне, атом в соединениях может проявлять минимальную, максимальную и промежуточные степени окисления: хлор от «–1» до «+7», водород - от «-1» до «+1». Если атом добирает электроны– степень окисления со знаком «–», добирает до завершения слоя - минимальная; отдаёт – степень окисления со знаком «+»; отдаёт все внешние электроны - максимальная. Возможные, максимальную и минимальную степени окисления легко определить по номеру группы, в которой стоит элемент, поскольку именно номер группы показывает число электронов на внешнем слое. Например, азот и фосфор стоят в пятой группе, значит на внешнем слое имеют 5 электронов, а до завершения слоя не хватает трёх электронов. Значит могут принимать не больше трёх или отдавать не больше пяти, т. е. проявлять степени окисления от «–3» – минимальная до «+5» – максимальная.

Итак, основные свойства ковалентной связи: направленность, насыщаемость, полярность. Свойства веществ с ковалентным типом связи зависят от многих факторов. Об этом подробно поговорим в следующих разделах нашего курса.

**Ионная связь - связь металл - неметалл.**

Чем больше разница в электроотрицательности (ЭО) атомов элементов, тем ковалентная связь более полярна. Максимальная разница ЭО наблюдается при образовании связи металл-неметалл. Это приводит к практически полному смещению электронов по связи, то есть, к образованию ионов. Ионную связь можно определить, как крайний случай ковалентной полярной связи. Рассмотрим образование связи между атомами натрия и хлора. Как можно завершить внешний электронный уровень каждого атома? Атом натрия имеет электронную конфигурацию 1s22s22p63s1. На внешнем, третьем энергетическом уровне один электрон. Завершение внешнего слоя за счёт принятия семи (!) электронов невозможно, но легко может быть достигнуто путём отдачи единственного внешнего электрона. Образующийся ион Na+ имеет завершённую конфигурацию 1s22s22p6. Атому хлора (1s22s22p63s23p5) до завершения внешнего (третьего) слоя не хватает одного электрона. Присоединив электрон, атом хлора превращается в ион Cl- (1s22s22p63s23p6). Притяжение противоположно заряженных ионов Na+ и Cl-  приводит к образованию **ионной** связи и соединения состава NaCl (известное в быту под названием «поваренная соль»):



Изображение выглядит как внутренний, сидит

Автоматически созданное описаниеТаким образом, при образовании ионной связи элемент металл – Na отдал внешний электрон, неметалл – Cl принял электрон. У образовавшихся ионов завершённые устойчивые электронные оболочки. Ионная связь, в отличии от ковалентной,  **ненаправленная** и **ненасыщаемая**, поскольку кулоновское взаимодействие равно направлено во все стороны. Образовавшиеся катионы натрия и анионы хлора притягивают и другие противоположно заряженные ионы. В результате образуются не молекулы, а ионные кристаллы. В ионных соединениях также, как в ковалентных, указывают степени окисления атомов: Na+1Cl-1, Ca+2F2-1, Ва+2S-2. Но эти условные заряды (степени окисления) гораздо ближе к зарядам фактическим. Однако, даже при очень большой разнице в электроотрицательности в ионном соединении переход электрона от атома металла к атому неметалла неполный. В этом можно убедиться, если сопоставить значения энергии сродства к электрону неметалла и энергию ионизации металла(Справочник, С.6-7). Даже для самых выраженных неметаллов энергия сродства к электрону не достигает величины энергии ионизации ни одного из элементов-металлов, а значит полного перехода электронов не происходит. Например, для соединения, которое считается типично ионным, NaCl, смещение электрона от натрия к хлору происходит лишь на 87%. Степень ионности связи зависит не только от разницы в электроотрицательности взаимодействующих атомов, но и числа электронов, смещаемых от металла. Первый электрон уходит от нейтрального атома металла, но каждый последующий уже от образовавшегося положительно заряженного иона, что значительно сложнее. С увеличением степени окисления металла в соединении степень ионности связи уменьшается, связь становится всё более ковалентной. Такой переход от ионной к ковалентной связи можно наблюдать, например, в ряду соединений состава: Cr+2, Cr+3, Cr+4, Cr+6. Многообразие веществ в природе не подчиняется строгим классификационным правилам. Правила и границы человек вынужден устанавливать для систематизации структур и явлений. Это облегчает изучение, позволяет выявлять общие закономерности и предсказывать свойства. Зачастую можно говорить лишь о более или менее выраженной природе определённого свойства. О преимущественно ионной связи мы можем говорить, если в ней участвуют металл и неметалл, а степень окисления атома металла не больше +3. Вещества с типично ионной связью твёрдые, с высокими температурами плавления. Электрический ток проводят только в расплавах и растворах (почему?).

**Металлическая связь - связь в металлах.**

Внешний электронный слой большинства металлов содержит 1-2 электрона и завершение слоя возможно только за счёт удаления этих электронов. Атомы при этом превращаются в катионы.

Валентные электроны становятся общими для всех частиц в структуре металла. Они двигаются относительно свободно, связывая образовавшиеся катионы. Валентные электроны обобществляются между всеми атомами металла, а не между парой атомов, как в случае с ковалентной связью. Это металлическая связь. Электроны в металлах делокализованы, двигаются относительно свободно, подобно частицам в газах, поэтому их ещё называют «электронным газом». При обычных условиях все металлы (за исключением ртути) находятся в твёрдом агрегатном состоянии. Благодаря наличию «электронного газа» все металлы обладают рядом общих свойств:

* металлический блеск (свет отражается от поверхности);
* теплопроводность (есть переносчики тепла);
* электропроводность (электрический ток - направленное движение заряженных частиц);
* ковкость и пластичность (смещение катионов не приводит к разрушению связи).

**Самое главное:** 1) Элементы-металлы и неметаллы, их положение в таблице Менделеева

2) Типы связи по способу образования: ковалентная (полярная, неполярная), ионная, металлическая.

3) Способы перекрывания атомных орбиталей при образовании ковалентной связи (***σ*** и ***π*** связи)

4) Основные свойства ковалентной (полярность, насыщаемость, направленность) связи.

5) Валентность и степень окисления.

**Задания:**

1. По графическим формулам молекул определите:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  |  |

* валентность и степень окисления каждого элемента;
* число ***σ*** и ***π***-связей в каждой молекуле.

1. Для первых трёх молекул изобразите внешние орбитали атомов в виде энергетических ячеек и покажите образование связей между ними.
2. Определите степени окисления элементов, число ***σ*** и ***π***-связей в молекуле угарного газа.