***МНОУ «Лицей»***

***Реферат по химии на тему:***

***«Неметаллы»***

***Выполнили:***

***ученицы 11 «А» класса***

***Кучеренко Мария,***

***Шадрина Ксения.***

***Проверила:***

***учитель химии***

***Щербакова Марина***

***Александровна.***

***Кемерово - 2002***

***Содержание:***

*Введение……………………………………………………………………..3*

*§1. Положение неметаллических элементов в периодической системе химических элементов. Нахождение в природе. Общие химический и физические свойства……………………………………4*

*§2. Общие химические свойства неметаллов………………………..6*

*§3. Строение и свойства простых веществ – неметаллов………7*

*§4. Кислородные и водородные соединения неметаллов. Краткая характеристика их свойств……………………………………………9*

*Тест*

*Список использованной литературы*

***Введение.***

Все многообразие окружающей нас природы состоит из сочетаний сравнительно небольшого числа химических элементов.

В различные исторические эпохи в понятие «элемент» вкладывался различный смысл. Древнегреческие философы в качестве «элементов» рассматривали четыре «стихии» – тепло, холод, сухость и влажность. Сочетаясь попарно, они образовывали четыре «начала» всех вещей – огонь, воздух, воду и землю. В средние века к этим началам добавились соль, сера и ртуть. В XVII веке Р. Бойль указал на то, что все элементы носят материальный характер и их число может быть достаточно велико.

В 1787 году французский химик А. Лавуазье создал «Таблицу простых тел». В нее вошли все известные к тому времени элементы. Под последними понимались простые тела, которые не удавалось разложить химическими методами на еще более простые. Впоследствии выяснилось, что в таблицу вошли и некоторые сложные вещества.

В настоящее время понятие «химический элемент» установлено точно.

Химический элемент – вил атомов с одинаковым положительным зарядом ядра. (Последний равен порядковому номеру элемента в таблице Менделеева.)

В настоящее время известно 107 элементов. Около 90 из них существуют в природе. Остальные получены искусственно с помощью ядерных реакций. 104-107 элементы были синтезированы учеными-физиками в Объединенном институте ядерных исследований в городе Дубне. В настоящее время продолжаются работы по искусственному получению химических элементов с более высокими порядковыми элементами.

Все элементы делятся на металлы и неметаллы. Из 107 элементов 85 относятся к металлам. К неметаллам относят следующие элементы: гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон, фтор, хлор, бром, йод, астат, кислород, сера, селен, теллур, азот, фосфор, мышьяк, углерод, кремний, бор, водород. Однако это деление условное. При определенных условиях некоторые металлы могут проявлять неметаллические свойства, а некоторые неметаллы – металлические свойства.

*§1. Положение неметаллических элементов в периодической системе химических элементов. Нахождение в природе. Общие химический и физические свойства.*

Неметаллических элементов по сравнению к металлическими элементами относительно немного. Их размещение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева отражено в таблице №1.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Период | Размещение неметаллических элементов в периодической системе по группам |  |  |  |  |  |  |  |
|  | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII (благородные газы) |
| 1 | H |  |  |  |  |  |  | He |
| 2 |  |  | B | C | N | O | F | Ne |
| 3 |  |  |  | Si | P | S | Cl | Ar |
| 4 |  |  |  |  | As | Se | Br | Kr |
| 5 |  |  |  |  |  | Te | I | Xe |
| 6 |  |  |  |  |  |  |  | Rn |
| 7 |  |  |  |  |  |  |  |  |

Таблица №1.

Как видно из таблицы №1 неметаллические элементы в основном расположены в правой верхней части периодической системы. Так как в периодах слева направо у атомов элементов увеличивается заряды ядер и уменьшаются атомные радиусы, а в группах сверху вниз атомные радиусы также возрастают, то понятно, почему атому неметаллов сильнее, чем атомы металлов, притягивают наружные электроны. В связи с этим у неметаллов преобладают окислительные свойства. Особенно сильные окислительные свойства, т.е. способность присоединять электроны, проявляют неметаллы, находящиеся во 2-ом и 3-м периодах VI-VII групп. Самым сильным окислителем является фтор. В соответствии с численными значениями относительных электроотрицательностей окислительные способности неметаллов увеличивается в следующем порядке: Si, B, H, P, C, S, I, N, Cl, O, F. Следовательно, энергичнее всего взаимодействует с водородом и металлами фтор:

H2 + F2 🡪 2HF

Менее энергично реагирует кислород:

2H2 +O2 🡪 2H2 О

Фтор – самый типичный неметалл, которому нехарактерны восстановительные свойства, т.е. способность отдавать электроны в химических реакциях.

Кислород же, судя по его соединениям с фтором, может проявлять и положительную степень окисления, т.е. являться восстановителем.

Все остальные неметаллы проявляют восстановительные свойства. Причем эти свойства постепенно возрастают от кислорода к кремнию: O, Cl, N, I, S, C, P, H, B, Si. Так, например, хлор непосредственно с кислородом не соединяется, но косвенным путем можно получить его оксиды (Cl2 O, ClO2 , Cl2O2 ), в которых хлор проявляет положительную степень окисления. Азот при высокой температуре непосредственно соединяется с кислородом и, следовательно, проявляет восстановительные свойства. Еще легче с кислородом реагирует сера: она проявляет и окислительные свойства.

Перейдем к рассмотрению строения молекул неметаллов. Неметаллы образуют как одноатомные, так и двухатомные молекулы.

К одноатомным неметаллам относятся инертные газы, практически не реагирующие даже с самыми активными веществами. Инертные газы расположены в VIII группе Периодической системы, а химические формулы соответствующих простых веществ следующие: He, Ne, Ar, Kr, Xe и Rn.

Некоторые неметаллы образуют двухатомные молекулы. Это H2, F2, Cl2, Br2, I2 (элементы VII группы Периодической системы ), а также кислород O2 и азот N2. Из трехатомных молекул состоит газ озон (O3).

Для веществ неметаллов, находящихся в твердом состоянии, составить химическую формулу довольно сложно. Атомы углерода в графите соединены друг с другом различным образом. Выделить отдельную молекулу в приведенных структурах затруднительно. При написании химических формул таких веществ, как и в случае с металлами, вводится допущение, что такие вещества состоят только из атомов. Химические формулы, при этом, записываются без индексов - C, Si, S и т.д.

Такие простые вещества, как озон и кислород, имеющие одинаковый качественный состав (оба состоят из одного и того же элемента - кислорода), но различающиеся по числу атомов в молекуле, имеют различные свойства. Так, кислород запаха не имеет, в то время как озон обладает резким запахом, который мы ощущаем во время грозы. Свойства твердых неметаллов, графита и алмаза, имеющих также одинаковый качественный состав, но разное строение, резко отличаются (графит хрупкий, алмаз твердый). Таким образом, свойства вещества определяются не только его качественным составом, но и тем, сколько атомов содержится в молекуле вещества и как они связаны между собой.

Неметаллы в виде простых тел находятся в твердом или газообразном состоянии (исключая бром – жидкость). Они не имеют физических свойств, присущих металлам. Твердые неметаллы не обладают характерным для металлов блеском, они обычно хрупки, плохо проводят электрический ток и тепло (за исключением графита).

***§2. Общие химические свойства неметаллов.***

Оксиды неметаллов относят к кислотным оксидам, которым соответствуют кислоты. С водородом неметаллы образуют газообразные соединения (например HCl, H2S, NH3). Водные растворы некоторых из них (например, галогеноводородов) – сильные кислоты. С металлами типичные неметаллы дают соединения с ионной связью (например, NaCl). Неметаллы могут при определенных условиях между собой реагировать, образуя соединения с ковалентной полярной (H2O, HCl) и неполярной связями (CO2).

С водородом неметаллы образуют летучие соединения, как, например, фтороводород HF, сероводород H2S, аммиак NH3, метан CH4. При растворении в воде водородные соединения галогенов, серы, селена и теллура образуют кислоты той же формулы, что и сами водородные соединения: HF, HCl, HCl, HBr, HI, H2S, H2Se, H2Te.

При растворении в воде аммиака образуются аммиачная вода, обычно обозначаемая формулой NH4OH и называемая гидроксидом аммония. Ее также обозначают формулой NH3 • H2O и называют гидратом аммиака.

С кислородом неметаллы образуют кислотные оксиды. В одних оксидах они проявляют максимальную степень окисления, равную номеру группы (например, SO2, N2O5), а других – более низкую (например, SO2, N2O3). Кислотным оксидам соответствуют кислоты, причем из двух кислородных кислот одного неметалла сильнее та, в которой он проявляет более высокую степень окисления. Например, азотная кислота HNO3 сильнее азотистой HNO2, а серная кислотаH2SO4 сильнее сернистой H2SO3.

***§3. Строение и свойства простых веществ – неметаллов.***

Самые типичные неметаллы имеют молекулярное строение, а менее типичные – немолекулярное. Этим и объясняется отличие их свойств. Наглядно это отражено в схеме №2.

|  |  |
| --- | --- |
| *Простые вещества* | |
| *С немолекулярным строением* | *С молекулярным строением* |
| *C, B, Si* | *F2, O2, Cl2, Br2, N2, I2, S8* |
| *У этих неметаллов атомные кристаллические решетки, поэтому они обладают большой твердостью и очень высокими температурами плавления.* | *У этих неметаллов в твердом состоянии молекулярные кристаллические решетки. При обычных условиях это газы, жидкости или твердые вещества с низкими температурами плавления.* |

Таблица №2

Кристаллический бор В (как и кристаллический кремний) обладает очень высокой температурой плавления (2075°С) и большой твердостью. Электрическая проводимость бора с повышением температуры сильно увеличивается, что дает возможность широко применять его в полупроводниковой технике. Добавка бора к стали и к сплавам алюминия, меди, никеля и др. улучшает их механические свойства.

Бориды (соединения бора с некоторыми металлами, например с титаном: TiB, TiB2) необходимы при изготовлении деталей реактивных двигателей, лопаток газовых турбин.

Как видно из схемы №2, углерод С, кремний Si, бор В имеют сходное строение и обладают некоторыми общими свойствами. Как простые вещества они встречаются в двух видоизменениях – в кристаллическом и аморфном. Кристаллические видоизменения этих элементов очень твердые, с высокими температурами плавления. Кристаллический кремний обладает полупроводниковыми свойствами.

Все эти элементы образуют соединения с металлами – карбиды, силициды и бориды (CaC2, Al4C3, Fe3C, Mg2Si, TiB, TiB2). Некоторые из них обладают большей твердостью, например Fe3C, TiB. Карбид кальция используется для получения ацетилена.

Если сравнить расположение электронов по орбиталям ф атомах фтора, хлора и других галогенов, то можно судить и об их отличительных свойствах. У атома фтора свободных орбиталей нет. Поэтому атомы фтора могут проявить только валентность I и степень окисления – 1. В атомах других галогенов, например в атоме хлора, на том же энергетическом уровне имеются свободные d-орбитали. Благодаря этому распаривание электронов может произойти тремя разными путями.

В первом случае хлор может проявить степень окисления +3 и образовать хлористую кислоту HClO2, которой соответствуют соли – хлориты, например хлорит калия KClO2.

Во втором случае хлор может образовать соединения, в которых степень окисления хлора +5. К таким соединениям относятся хлороноватая кислота HClO3 и ее соли – хлораты, например хлорат калия КClO3 (бертолетова соль).

В третьем случае хлор проявляет степень окисления +7, например в хлорной кислоте HClO4 и в ее солях – перхлоратах, например в перхлорате калия КClO4.

***§4. Кислородные и водородные соединения неметаллов. Краткая характеристика их свойств.***

С кислородом неметаллы образуют кислотные оксиды. В одних оксидах они проявляют максимальную степень окисления, равную номеру группы (например, SO2, N2O5), а других – более низкую (например, SO2, N2O3). Кислотным оксидам соответствуют кислоты, причем из двух кислородных кислот одного неметалла сильнее та, в которой он проявляет более высокую степень окисления. Например, азотная кислота HNO3 сильнее азотистой HNO2, а серная кислота H2SO4 сильнее сернистой H2SO3.

*Характеристики кислородных соединений неметалов:*

1. Свойства высших оксидов (т.е. оксидов, в состав которых входит элемент данной группы с высшей степенью окисления) в периодах слева направо постепенно изменяются от основных к кислотным.
2. В группах сверху вниз кислотные свойства высших оксидов постепенно ослабевают. Об этом можно судить по свойствам кислот, соответствующих этим оксидам.
3. Возрастание кислотных свойств высших оксидов соответствующих элементов в периодах слева направо объясняется постепенным возрастанием положительного заряда ионов этих элементов.
4. В главных подгруппах периодической системы химических элементов в направлении сверху вниз кислотные свойства высших оксидов неметаллов уменьшаются.

Общие формулы водородных соединений по группам периодической системы химических элементов приведены в таблице №3.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| *Общие формулы соединений по группам* | | | | | | |
| I | II | III | IV | V | VI | VII |
| RH | RH2 | RH3 | RH4 | RH3 | H2R | HR |
| *Нелетучие водородные соединения* | | | *Летучие водородные соединения* | | | |

Таблица №3.

С металлами водород образует (за некоторым исключением) нелетучие соединения, которые являются твердыми веществами немолекулярного строения. Поэтому их температуры плавления сравнительно высоки.

С неметаллами водород образует летучие соединения молекулярного строения. В обычных условиях это газы или летучие жидкости.

В периодах слева направо кислотные свойства летучих водородных соединений неметаллов в водных растворах усиливается. Это объясняется тем, что ионы кислорода имеют свободные электронные пары, а ионы водорода – свободную орбиталь, то происходит процесс, котроый выглядит следующим образом:

H2O + HF 🡪 H3O + F

Фтороводород в водном растворе отщепляет положительные ионы водорода, т.е. проявляет кислотные свойства. Этому процессу способствует и другое обстоятельство: ион кислорода имеет неподеленную электронную пару, а ион водорода – свободную орбиталь, благодаря чему образуется донорно-акцепторная связь.

При растворении аммиака в воде происходит противоположный процесс. А так как ионы азота имеют неподеленную электронную пару, а ионы водорода – свободную орбиталь, возникает дополнительная связь и образуются ионы аммония NH4+ и гидроксид-ионы ОН-. В результате раствор приобретает основные свойства. Этот процесс можно выразить формулой:

H2O + NH3 🡪 NH4 + OH

Молекулы аммиака в водном растворе присоединяют положительные ионы водорода, т.е. аммиак проявляет основные свойства.

Теперь рассмотрим, почему водородное соединение фтора – фтороводород HF – в водном растворе является кислотой, но более слабой, чем хлороводородная. Это объясняется тем, что радиусы ионов фтора значительно меньше, чем ионов хлора. Поэтому ионы фтора гораздо сильнее притягивают к себе ионы водорода, чем ионы хлора. В связи с этим степень диссоциации фтороводородной кислоты значительно меньше, чем соляной кислоты, т.е. фтороводородная кислота слабее соляной кислоты.

Из приведенных примеров можно сделать следующие *общие выводы:*

1. В периодах слева направо у ионов элементов положительный заряд увеличивается. В связи с этим кислотные свойства летучих водородных соединений элементов в водных растворах усиливаются.
2. В группах сверху вниз отрицательно заряженные анионы все слабее притягивают положительно заряженные ионы водорода Н+. В связи с этим облегчается процесс отщепления ионов водорода Н+ и кислотные свойства водородных соединений увеличиваются.
3. Водородные соединения неметаллов, обладающие в водных растворах кислотными свойствами, реагируют со щелочами. Водородные же соединения неметаллов, обладающие в водных растворах основными свойствами, реагируют с кислотами.
4. Окислительная активность водородных соединений неметаллов в группах сверху вниз сильно увеличивается. Например, окислить фтор из водородного соединения HF химическим путем нельзя, окислить же хлор из водородного соединения HCl можно различными окислителями. Это объясняется тем, что в группах сверху вниз резко возрастают атомные радиусы, в связи с чем отдача электронов облегчается.

***Список использованной литературы.***

1. Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г. Химия-11 – М.: Просвещение, 1992.
2. Кременчугская М., Васильев С. Справочник школьника – М.: АСТ, 1999.
3. Хомченко Г.П. Химия для поступающих в ВУЗы – М.: Высшая школа, 1993.