МОБУСОШ №2

Реферат по химии на тему:

“Характеристика элементов подгруппы азота”

Подготовил: Насертдинов К.

Проверил (а):

Агидель-2008

Содержание

1. Характеристика элементов подгруппы азота

2. Строение и характеристика атомов

2.1 Азот

2.1.1 Свойства азота

2.1.2 Применение азота

2.2 Аммиак

2.2.1 Свойства аммиака

2.2.2 Применение аммиака

2.2.3 Оксиды азота

2.3 Азотная кислота

2.3.1 Свойства азотной кислоты

2.3.2 Соли азотной кислоты и их свойства

2.3.3 Применение азотной кислоты и ее солей

2.4 Фосфор

2.4.1 Соединения фосфора

2.4.2 Применение фосфора и его соединений

2.5 Минеральные удобрения

Литература

## 1. Характеристика элементов подгруппы азота

Азот - важнейшая составная часть атмосферы (78% ее объема). В природе встречается в белках, в залежах нитрата натрия. Природный азот состоит из двух изотопов: 14N (99,635% массы) и 15N (0,365% массы).

Фосфор входит в состав всех живых организмов. В природе встречается в виде минералов. Фосфор широко применяется в медицине, сельском хозяйстве, авиации, при добыче драгметаллов.

Мышьяк, сурьма и висмут распространены достаточно широко, в основном в виде сульфидных руд. Мышьяк - один из элементов жизни, способствующий росту волос. Соединения мышьяка ядовиты, но в малых дозах могут оказывать лечебное свойства. Мышьяк применяется в медицине и ветеринарии.

## 2. Строение и характеристика атомов

Элементы подгруппы на внешнем электрослое имеют пять электронов. Они могут отдавать их, и могут притягивать к себе еще три электрона от других атомов. Поэтому степень окисления у них от - 3 до +5. Их летучие водородные и высшие кислородные соединения имеют кислотный характер и обозначаются общими формулами: RH3 и R2O5.

У элементов подгруппы неметаллические свойства, а вместе с тем и способность к притягиванию электронов меньше, чем у элементов подгрупп галогенов и кислорода.

В подгруппе азота в периодической системе при переходе элементов сверху вниз металлические свойства увеличиваются.

Азот и фосфор - неметаллы, у мышьяка и сурьмы наблюдаются свойства металлов, висмут - металл.

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Название вещества | Молекулярная формула | Строение | Физические свойства | Плот ность, г/см3 | Темпера тура, оС | | |
| Азот | N2 | Молекулярное | Газ без цвета, запаха, вкуса, растворим в воде | 0,81 (ж) | плв | | кип |
| -210 | | -195,8 |
| Фосфор белый | P4 | Тетраэдрическая молекула. Молекулярная кристаллическая решетка. | Твердое мягкое вещество, без цвета, малорастворимо в воде, растворимо в серо углероде | 1,82 | 44 (под  водой) | | 257 |
| Мышьяк серый | As4 | То же. | Хрупкое кристаллическое вещество с металл. блеском на свежем изломе. Нерастворим в воде. Очень слабый проводник электричества | 5,72 | Сублимирует ся, переходит из твердого состояния в газообразное (пар) при 615оС | | |
| Сурьма | Sb4 | -- | Серебристо-белое кристаллическое вещество, хрупкое, плохой проводник тепла и электричества | 6,68 | 630,5 | 1634 | |
| Висмут | Bin | Молекулярный кристалл, в котором каждый атом связан с тремя соседними. | Розово-белое, хрупкое кристаллическое вещество, напоминающее внешне металл, электропроводность незначительна | 9,8 | 271,3 | 1550 | |

Таблица свойств простых веществ элементов подгруппы азота.

## 2.1 Азот

Азот является начальным и важнейшим элементом подгруппы. Азот - типичный неметаллический элемент. В отличие от других элементов подгруппы, азот не имеет возможности увеличения валентности. Электронная структура представлена семью электронами, расположенными на двух энергетических уровнях. Электронная формула: 1s22s22p3. Степени окисления азота: - 3,+5,-2,-1,+1,+2,+3,+4. Атом азота имеет высокую химическую активность, он присоединяет электроны активнее атомов серы и фосфора.

## 2.1.1 Свойства азота

Азот при нормальных условиях - молекулярное, газообразное, малоактивное вещество, молекула состоит из двух атомов; бесцветный газ, не имеет запаха, мало растворим в воде, немного легче воздуха, не реагирует с кислородом, при - 196оС сжимается, при - 210оС превращается в снегоподобную массу.

Азот химически малоактивен. Он не поддерживает ни дыхания, ни горения. При комнатной температуре реагирует только с литием, образуя Li3N. Для разрыва молекулы азота следует затратить 942 кДж/моль энергии. Реакции, в которые вступает азот, являются окислительно-восстановительными, где азот проявляет свойства как окислителя, так и восстановителя.

При повышенной температуре азот соединяется со многими металлами, при комнатной - только с литием. С неметаллами азот взаимодействует при еще большей температуре. Благодаря этому, возможна жизнь на нашей планете, так как если бы азот вступал бы в реакцию при небольших температурах, то он среагировал с кислородом, вместе с которым входит в состав воздуха, и живые существа не смогли бы дышать этой смесью газов.

## 2.1.2 Применение азота

Азот в промышленности получают из воздуха, используя различие температур кипения азота и кислорода.

Азот применяют в химической промышленности для получения аммиака, мочевины и проч.; в электротехнике при создании электроламп, перекачке горючих жидкостей, сушке взрывчатых веществ и проч.

## 2.2 Аммиак

Аммиак - одно из важнейших водородных соединений азота. Он имеет огромное практическое значение. Жизнь на Земле во многом обязана некоторым бактериям, которые могут перерабатывать азот воздуха в аммиак.

## 2.2.1 Свойства аммиака

Молекула аммиака образуется за счет спаривания трех p-электронов атома азота с тремя s-электронами атомов водорода. Степень окисления: - 3. Молекула аммиака сильно полярна.

Аммиак - бесцветный газ с резким запахом, почти в два раза легче воздуха. При охлаждении до - 33оС он сжимается. Аммиак хорошо растворяется в воде.

Аммиак - химически активное соединение, вступающее в реакцию со многими веществами. Чаще всего это реакции окисления и соединения. В окислительно-восстановительных реакциях аммиак выступает только в качестве восстановителя. Аммиак горит в кислороде, активно соединяется с водой и кислотами.

## 2.2.2 Применение аммиака

Аммиак используют для производства азотной кислоты и азотосодержащих минеральных удобрений, солей, соды. В жидком виде его применяют в холодильном деле. Аммиак применяют в медицине для создания нашатырного спирта; в быту в составе пятновыводящих средств, а также в химических лабораториях. Соли аммония применяют для производства взрывчатых веществ, удобрений, электробатарей, для обработки и сварки металлов.

## 2.2.3 Оксиды азота

Для азота известны оксиды, отвечающие всем его положительным степеням окисления (+1,+2,+3,+4,+5): N2O, NO, N2O3, NO2, N2O4, N2O5. При обычных условиях азот с кислородом не взаимодействует, только при пропускании через их смесь электрического разряда.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| NO2 | Оксид азота (IV) - диоксид азота | Солеобразующие | Бурый газ со специфическим запахом, растворим в воде, легко димеризуется | Проявляет свойства кислотных оксидов, термически неустойчив, ядовит | |
| N2O5 | Оксид азота (V) - азотный ангидрид | Белое кристал-  лическое вещество. tпл=32,3оС,раст-воримо в воде. | | Проявляет свойства кислотных оксидов, термически неустойчив, ядовит |

Таблица свойств оксидов азота.

## 2.3 Азотная кислота

## 2.3.1 Свойства азотной кислоты

Молекула азотной кислоты HNO3 состоит из трех элементов, соединенных между собой ковалентными связями. Это молекулярное вещество, содержащее предельно окисленный атом азота. Однако валентность азота в кислоте равна четырем вместо обычной степени окисления азота.

Чистая азотная кислота - бесцветная жидкость, дымящаяся на воздухе, с едким запахом. Концентрированная азотная кислота окрашена в желтый цвет. Плотность азотной кислоты равна 1,51 г/см3, температура кипения 86оС, а при температуре - 41,6оС она затвердевает в виде прозрачной кристаллической массы. Кислота растворяется в воде и водном растворе является электролитом.

Разбавленная азотная кислота проявляет свойства, общие для всех кислот. Она является сильным окислителем. При комнатной температуре кислота разлагается на оксид азота (IV), кислород и воду, поэтому ее хранят в темных бутылях в прохладе. Она реагирует с металлами (кроме золота и платины), как с активными, так и с малоактивными.

Многие неметаллы окисляются азотной кислотой. Азотная кислота, особенно концентрированная, окисляет органические вещества. Животные и растительные ткани быстро разрушаются при попадании на них азотной кислоты.

## 2.3.2 Соли азотной кислоты и их свойства

Соли азотной кислоты, нитраты, образуются при взаимодействии кислоты с металлами, оксидами металлов, основаниями, аммиаком, а также с некоторыми солями.

Нитраты - твердые кристаллические вещества, хорошо растворяются в воде, сильные электролиты. При нагревании разлагаются с выделением кислорода. Имеет ряд специфических свойств как окислителя. В зависимости от характера металла, реакция разложения протекает по-разному.

Качественную реакцию на нитрат-ион (растворы азотной кислоты и ее соли) проводят так: в пробирку с исследуемым веществом добавляют медные стружки, доливают концентрат серной кислоты и нагревают. Выделение бурого газа свидетельствует о наличии нитрат-иона.

Качественная реакция на твердые нитраты: щепотку соли бросают в огонь горелки, и если соль является нитратом, то произойдет яркая вспышка вследствие разложения соли с выделением кислорода.

## 2.3.3 Применение азотной кислоты и ее солей

Азотная кислота является одним из крупнотоннажных и важных продуктов химической промышленности. Ее широко применяют для производства удобрений, бездымного пороха, взрывчатых веществ, лекарств, красителей, пластмасс. Ее соли применяют в пиротехнике; для производства удобрений, взрыввеществ, некоторых оксидов металлов.

## 2.4 Фосфор

Фосфор относится к элементам-неметаллам. По числу электронов и по электронной конфигурации (3s23p3) атом фосфора является аналогом азота. Но по сравнению с атомом азота атом фосфора имеет больший радиус, меньшую энергию ионизации и ОЭО, поэтому у фосфора неметаллические свойства проявляются слабее. Степени окисления: - 3,+3,+5.

У фосфора в свободном состоянии образуются аллотропные модификации: белый, красный и черный фосфор. Аллотропные видоизменения взаимосвязаны и могут переходить друг в друга. Фосфор в реакциях может быть как восстановителем, так и окислителем. В реакциях с активными металлами фосфор приобретает степень окисления - 3.

Продуктами реакции являются фосфиды (непрочные соединения, легко разлагаются водой с образованием PH3.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Аллотропные формы | Обозначение состава | Тип кристаллической решетки | Характеристики важнейших свойств |
| Белый фосфор | P4 | Молекулярная решетка | Кристаллическое вещество белого цвета с желтоватым оттенком и чесночным запахом; tпл=44oC, tкип=280оС,tвоспл=40оС (в измельченном виде). Хорошо растворим в сероуглероде. Светится в темноте. Ядовит! |
| Красный фосфор | P& | Атомная решетка | Красно-бурый порошок, без запаха, в воде и сероуглероде нерастворим; tвоспл=260оС, tпл. не имеет, т. к. до плавления переходит в пары белого фосфора. Не светится. Не ядовит, нелетуч. |
| Черный фосфор | P& | Атомная решетка | Вещество, похожее на графит. Черное, жирное на ощупь, тяжелее белого и красного фосфора; tвоспл>490оС. Нерастворим в воде и серо углероде. Полупроводник. Не светится. Не ядовит, нелетуч |

Таблица аллотропных форм фосфора.

## 2.4.1 Соединения фосфора

Соединения фосфора с водородом представляет собой газообразный фосфористый водород, или фосфин PH3 (бесцветный ядовитый газ с чесночным запахом, воспламеняется на воздухе).

У фосфора несколько оксидов: оксид фосфора (III) P2O3 (белое кристаллическое вещество, образуется при медленном окислении фосфора в условиях недостатка кислорода, ядовит) и оксид фосфора (V) P2O5 (образуется из P2O3 при его нагревании, растворим в воде с образованием фосфористой кислоты средней силы) наиболее важные. Наиболее характерный свойством второго является гигроскопичность (поглощение паров воды из воздуха), при этом он расплывается аморфную массу HPO3. При кипячении P2O5 образуется фосфорная кислота H3PO4 (белое кристаллическое вещество, расплывается на воздухе, tпл=42,35оС,не ядовита, растворима в воде, электролит, получают, окисляя 32%-ую азотную кислоту). Фосфаты почти всех металлов (кроме щелочных) нерастворимы в воде. Дигидрофосфаты хорошо растворимы в воде.

## 2.4.2 Применение фосфора и его соединений

Большое количество фосфора идет на производство спичек, белый фосфор широко используется при создании зажигательных снарядов, дымовых шашек, снарядов и бомб, соли фосфорной кислоты применяются в сельском хозяйстве как фосфорные удобрения.

## 2.5 Минеральные удобрения

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вид и название | | Хим. состав | Состояние и внешний вид | | | Питательный элемент и его содержание, % |
| Азотные удобрения | | | | | | Азот |
| Нитрат натрия (чилийская селитра) | NaNo3 | | Бело-серое кристаллическое вещество, гигроскопичное, растворим в H2O | | | 15-16 |
| Нитрат аммония | NH4NO3 | | Белое кристаллическое, очень гигроскопичное вещество | | | До 35 |
| Сульфат аммония | | (NH4) 2SO4 | | | Бело-серый кристаллический порошок, слабо гигроскопичен | 20,5-21,2 |
| Карбамид (мочевина) | | (NH2) 2CO | | | Белое мелкокристаллическое гигроскопичное вещество | 46 |
| Жидкий концентрированный аммиак | | NH3 | | | Жидкость с резким запахом, хорошо растворима в воде | До 41 |
|  | | |
| Аммиачная вода | | NH3+H2O | | Раствор аммиака в воде | | 30-40 |
| Аммиакаты | | NH4NO3+NH3+ H2O | | Водный раствор аммиачной селитры и аммиака | | 37-40 |
| Фосфорные удобрения | | | | | | P2O5 |
| Суперфосфат простой | | Ca (H2PO4) 2 х  хCaSO4 | | | Серое порошкообразное вещество, растворимо в воде с балластом CaSO4 | 14-21 |
| Двойной суперфосфат | | Ca (H2PO4) 2 | | | Сходен с просты суперфосфатом, но без балласта. | 42-54 |
| Преципитат | | CaHPO4x  x2H2O | | | Бело-серое порошкообразное вещество, хорошо растворимое в воде | 31-48 |
| Калийные удобрения | | | | | | K2O |
| Хлорид калия | | KCl | | | Белое мелкокристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде | 52-60 |
| Сульфат калия | | K2SO4 | | | Белое кристаллическое негигроскопичное вещество | 54 |
| Комплексные удобрения | | | | | |  |
| Нитрат калия | | KNO3 | | | Белое кристаллическое хорошо растворимое в воде вещество | Двойное удобрение K и N |
| Аммофос | | NH4H2PO4 | | | То же | N-11-12%,  P2O5-46-50% |
| Диаммофос | | (NH4) 2HPO4 | | | " " | N-21%,P2O5-53% |
| Аммофоска | | (NH4) 2HPO4+ NH4H2PO4 | | | " " | Тройное удобрение (N, P, K) |
| Нитрофоска | | NH4H2PO4+  NH4NO3+KCl | | | " " | То же |

## Литература

1. Кузнецова Н. Е., Титова И. М., Гара Н. Н., Жегин А. Ю. Химия: Учебник для учащихся 9 класса общеобразовательных учреждений. 2-е изд., с исправл. - М.: Вентана-Граф, 2006. - 320 с.: ил.