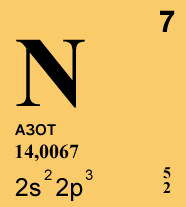
**Азот и его соединения.**

Реферат вполнил ученик 11 «а» класса Васев Дмитрий Александрович

МОУ средняя школа № 2

г. Гусь-Хрустальный 2005 г.

**Азот (общие сведения).**



АЗОТ (лат. Nitrogenium — рождающий селитры), N (читается «эн») — химический элемент второго периода VA группы периодической системы, атомный номер 7, атомная масса 14,0067. В свободном виде — газ без цвета, запаха и вкуса, плохо растворим в воде. Состоит из двухатомных молекул N2, обладающих высокой прочностью. Относится к неметаллам.

Природный азот состоит из стабильных нуклидов 14N (содержание в смеси 99,635% по массе) и 15N. Конфигурация внешнего электронного слоя 2 s 2 2р 3. Радиус нейтрального атома азота 0,074 нм, радиус ионов: N3- — 0,132, N3+ — 0,030 и N5+ — 0,027 нм. Энергии последовательной ионизации нейтрального атома азота равны, соответственно, 14,53, 29,60, 47,45, 77,47 и 97,89 эВ. По шкале Полинга электроотрицательность азота 3,05.

**Соединения азота**

НИТРАТЫ — соли азотной кислоты HNO3, твердые хорошо растворимые в воде вещества. Традиционное русское название некоторых нитратов щелочных и щелочноземельных металлов и аммония — селитры (аммонийная селитра NH4NO3, калийная селитра КNO3, кальциевая селитра Са(NO3)2 и др.

НИТРИДЫ — химические соединения азота с более электроположительными элементами. Нитриды алюминия, бора, кремния, вольфрама, титана (AlN, BN, Si3N4, W2N, TiN) и многие другие — тугоплавкие, химические стойкие кристаллические вещества. Компоненты жаропрочных сплавов используются в полупроводниковых приборах (напр., полупроводниковых лазерах, светоизлучающих диодах), как абразивы. Действием азота или аммиака на металлы при 500-600 °С получают нитридные покрытия (высокотвердые, износо- и коррозионностойкие).

АЗОТА ОКСИДЫ: гемиоксид N2O и монооксид NO (бесцветные газы), сесквиоксид N2O3 (синяя жидкость), диоксид NO2 (бурый газ, при обычных условиях смесь NO2 и его димера N2O4), оксид N2O5 (бесцветные кристаллы). N2O и NO — несолеобразующие оксиды, N2O3 с водой дает азотистую кислоту, N2O5 — азотную, NO2 — их смесь. Все оксиды азота физиологически активны. N2O — средство для наркоза («веселящий газ»), NO и NO2 — промежуточные продукты в производстве азотной кислоты, NO2 — окислитель в жидком ракетном топливе, смесевых ВВ, нитрующий агент.

Аммиак

NH3 M=17,03

Встречается при очистке воды, керосина и некоторых минеральных масел; на сахарных заводах; при дублении кожи; в воздухе помещений, где стоит скот; входит в состав клоачных газов (вместе с сероводородом); содержится в неочищенном ацетилене.

Применяется для производства азотной кислоты, нитрата и сульфата аммония, жидких удобрений (аммиакатов), мочевины, соды, в органическом синтезе, при крашении тканей, светокопировании (на диазониевой бумаге), в качестве хладагента в холодильниках, при серебрении зеркал.

Получается прямым синтезом из газообразных водорода и азота при давлении обычно 280-350 ат и 450-500° (в присутствии катализаторов). В меньших количествах получается при коксовании каменного угля перегонкой с известью «аммиачной воды» (первая фракция при сухой перегонке угля).

Физические и химические свойства. Бесцветный газ с удушливым резким запахом (порог восприятия 0,037 мг/л) и едким вкусом. Т. плавл. -77,75°; т. кип. -33,35°; плоти. 0,771 г/л (0°), 0,59 г/л (25°). Раств. в воде около 750г/л, или 526 г/л; коэфф. раств. в воде 762,6. Растворим в эфире и других органических растворителях. Пределы взрывоопасных концентраций в воздухе 15- 28%, в кислороде 13,5--79%, в закиси азота 2,2-72%. На воздухе NH3 быстро переходит в (NH4)2CO3 или поглощается влагой. При обычной температуре устойчив. Весьма реакционноспособен, вступает в реакции присоединения, замещения и окисления. Водный раствор, имеет щелочную реакцию вследствие образования гидрата окиси аммония NH\*H. В продажу поступает в виде водных растворов, содержащих 28-29% (объемн.) NH3, 10% раствора NH3 (нашатырный спирт) или сжиженного NH3 в стальных цилиндрах.

Нитрит натрия

NaNO2 М = 69,00

Применяется в производстве органических красителей; в пищевой промышленности; для пассивирования стальных изделий; в резиновой и текстильной промышленности, в гальванотехнике.

Получается абсорбцией раствором соды нитрозных газов производства азотной кислоты и очисткой, упариванием и кристаллизацией полученной емки нитрита и нитрата натрия.

Физические и химические свойства. Бесцветные или желтоватые кристаллы. Т. плавл. 271°; плоти. 2,17: выше 320° разл., не доходя до кипения; раств. в воде 81,8 г/ЮО г (20°). 163 г/ЮО г \*О').

Токсическое действие. Вызывает расширение сосудов вследствие пареза сосуда - двигательного центра (при больших дозах - и вследствие непосредственного действия на кровеносные сосуды), а также образование в крови метгемоглобина.

Нитрит калия

KNO2 M=85,ll

Применяется в производстве азокрасителей н некоторых органических соединений.

Получается восстановлением расплавленного KNО2 свинцом; пропусканием SO2 через нагретую смесь KNO3 и СаО.

Физические и химические свойства. Бесцветные или желтоватые кристаллы, расплывающиеся на воздухе. Т. плавл. 387°; плоти. 1,915; раств. в воде 280 г/100г (0°); 413 г/100 г (100°).

Токсическое действие, по-видимому, сходно с действием NaNO2.

Нитрат натрия

(Натриевая селитра, чилийская селитра)

NaNO3 М = 84.99

Применяется как удобрение; в пищевой, стекольной, металлообрабатывающей промышленности; для получения взрывчатых веществ, ракетного топлива и пиротехнических смесей.

Получается из природных залежей выщелачиванием горячей водой и кристаллизацией; абсорбцией раствором соды окислов азота; обменным разложением кальциевой или аммиачной селитры с сульфатом, хлоридом или карбонатом натрия.

Физические и химические свойства. Бесцветные кристаллы. Т. плавл. 309,5°; плоти. 2,257; разл. при 380°на нитрит и кислород; раств. в воде 88 г/100 г (20°), 176 г/100 г (100°).

Нитрат калия

(Калийная селитра)

KNO3 М=101,ll

Применяется как удобрение, а также в производстве порохов, в пиротехнике, в пищевой и стекольной промышленности. Получается конверсией NaNO3 и KCl при 80-122°С.

Физические и химические свойства. Бесцветные кристаллы. Т. плавл. 334°; плоти. 2,11; разл. выше 338° на нитрит н кислород; раств. в воде 31,5 г/100 г (20°), 245 г/100 г (100°).

Нитрат кальция

(Кальциевая селитра, норвежская селитра)

Ca(NO3)2 М=164.09

Применяется как удобрение.

Получается на основе нитрозных газов производства азотной кислоты.

Физические и химические свойства. Т. плаил. 561°; разл. при 500°; плота. 2,36; растя, в воде 126 г/ЮО г (20°), 363 г/ЮО г (100°). Безводная соль и кристаллогидраты очень гигроскопичны.

Токсическое действие. Имеет значение лишь раздражающее и прижигающее действие технического продукта, выражающееся в покраснении кожи, зуде, изъязвлениях, иногда глубоких и занимающих обширную поверхность, медленно заживающих и оставляющих большие рубцы. Поражаются участки кожи, на которых имеются хотя бы незначительные ранки, царапины и другие нарушения ее целостности.

Физические свойства

Плотность газообразного азота при 0°C 1,25046 г/дм3, жидкого азота (при температуре кипения) — 0,808 кг/дм3. Газообразный азот при нормальном давлении при температуре –195,8°C переходит в бесцветную жидкость, а при температуре –210,0°C — в белое твердое вещество. В твердом состоянии существует в виде двух полиморфных модификаций: ниже –237,54°C устойчива форма с кубической решеткой, выше — с гексагональной.

Критическая температура азота –146,95°C, критическое давление 3,9МПа, тройная точка лежит при температуре –210,0°C и давлении 125,03 гПа, из чего следует, что азот при комнатной температуре ни при каком, даже очень высоком давлении, нельзя превратить в жидкость.

Теплота испарения жидкого азота 199,3 кДж/кг (при температуре кипения), теплота плавления азота 25,5 кДж/кг (при температуре –210°C).

Энергия связи атомов в молекуле N2 очень велика и составляет 941,6 кДж/моль. Расстояние между центрами атомов в молекуле 0,110 нм. Это свидетельствует о том, что связь между атомами азота тройная. Высокая прочность молекулы N2 может быть объяснена в рамках метода молекулярных орбиталей. Энергетическая схема заполнения молекулярных орбиталей в молекуле N2 показывает, что электронами в ней заполнены только связывающие s- и p-орбитали. Молекула азота немагнитна (диамагнитна).

Из-за высокой прочности молекулы N2процессы разложения различных соединений азота (в том числе и печально знаменитого взрывчатого вещества гексогена) при нагревании, ударах и т. д. приводят к образованию молекул N2. Так как объем образовавшегося газа значительно больше, чем объем исходного взрывчатого вещества, гремит взрыв.

Химические свойства

Химически азот довольно инертен и при комнатной температуре реагирует только с металлом литием с образованием твердого нитрида лития Li3N (3Li+N= Li3N-3).

В соединениях проявляет различные степени окисления (от –3 до +5). С водородом образует аммиак NH3. (3H+N=NH3) Косвенным путем (не из простых веществ) получают гидразин N2H4 и азотистоводородную кислоту HN3. Соли этой кислоты — азиды. Азид свинца Pb(N3)2 разлагается при ударе, поэтому его используют как детонатор, например, в капсюлях патронов.

Известно несколько оксидов азота. С галогенами азот непосредственно не реагирует, косвенными путями получены NF3, NCl3, NBr3 и NI3, а также несколько оксигалогенидов (соединений, в состав которых, кроме азота, входят атомы и галогена, и кислорода, например, NOF3).

Галогениды азота неустойчивы и легко разлагаются при нагревании (некоторые — при хранении) на простые вещества. Так, NI3 выпадает в осадок при сливании водных растворов аммиака и иодной настойки. Уже при легком сотрясении сухой NI3 взрывается:

2NI3 = N2 + 3I2.

Азот не реагирует с серой, углеродом, фосфором, кремнием и некоторыми другими неметаллами.

При нагревании азот реагирует с магнием и щелочноземельными металлами, при этом возникают солеобразные нитриды общей формулы М3N2 (3M+N2=M3N2), которые разлагаются водой с образованием соответствующих гидроксидов и аммиака, например:

Са3N2 + 6H2O = 3Ca(OH)2 + 2N+3H3.

Аналогично ведут себя и нитриды щелочных металлов. Взаимодействие азота с переходными металлами приводит к образованию твердых металлоподобных нитридов различного состава. Например, при взаимодействии железа и азота образуются нитриды железа состава Fe2N и Fe4N (N2+6Fe=Fe2N+Fe4N). При нагревании азота с ацетиленом C2H2 может быть получен цианистый водород HCN (N2+C2H2=2HCN).

Из сложных неорганических соединений азота наибольшее значение имеют азотная кислота HNO3, ее соли нитраты, а также азотистая кислота HNO2 и ее соли нитриты.

Получение

В промышленности азот получают из воздуха. Для этого воздух сначала охлаждают, сжижают, а жидкий воздух подвергают перегонке (дистилляции). Температура кипения азота немного ниже (-195,8°C), чем другого компонента воздуха — кислорода (-182,9°C), поэтому при осторожном нагревании жидкого воздуха азот испаряется первым. Потребителям газообразный азот поставляют в сжатом виде (150 атм. или 15 МПа) в черных баллонах, имеющих желтую надпись «азот». Хранят жидкий азот в сосудах Дьюара.

В лаборатории чистый («химический») азот получают добавляя при нагревании насыщенный раствор хлорида аммония NH4Cl к твердому нитриту натрия NaNO2:

NaNO2 + NH4Cl = NaCl + N2 + 2H2O.

Можно также нагревать твердый нитрит аммония:

NH4NO2 = N2 + 2H2O.

Применение

В промышленности газ азот используют главным образом для получения аммиака. Как химически инертный газ азот применяют для обеспечения инертной среды в различных химических и металлургических процессах, при перекачке горючих жидкостей. Жидкий азот широко используют как хладагент, его применяюи в медицине, особенно в косметологии. Важное значение в поддержании плодородия почв имеют азотные минеральные удобрения.

История открытия

Открыт в 1772 шотландским ученым Д. Резерфордом в составе продуктов сжигания угля, серы и фосфора как газ, непригодный для дыхания и горения («удушливый воздух») и в отличие от CO2не поглощаемый раствором щелочи. Вскоре французский химик А. Л. Лавуазье пришел к выводу, что «удушливый» газ входит в состав атмосферного воздуха, и предложил для него название «azote» (от греч. azoos — безжизненный). В 1784 английский физик и химик Г. Кавендиш установил присутствие азота в селитре (отсюда латинское название азота, предложенное в 1790 французским химиком Ж. Шанталем).

**Список литературы**

Большая энциклопедия Кирилла и Мефодия 2003.

«Отравляющее действие соединений азота на организм человека.» (документ из кэша www.google.ru).

«Получение и применение азота и его соединений.» (документ из кэша www.google.ru).