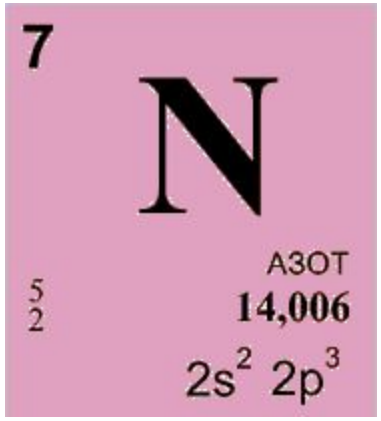
Азот и его кислородные соединения



Общая характеристика

Общая характеристика

Азот (лат. Nitrogenium – рождающий селитры), химический элемент второго периода 5 группы, главной подгруппы 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 нуклидов 14N (содержание в смеси 99,635% по массе) и 15N. Конфигурация внешнего электронного слоя 2s2 2p3. 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. Тип кристаллической решетки – молекулярная.

Физические свойства

-Бесцветный газ

-Не имеет вкуса

-Не имеет запаха

-Инертен

-Плохо растворим в воде

Химические свойства

Химически азот довольно инертен и при комнатной температуре реагирует только с металлом литием с образованием твердого нитрида лития Li_3N. $6Li+N_2 \rightarrow 2Li_3N$. В соединениях проявляет различные степени окисления (от -3 до +5). С водородом образует аммиак NH_3,

$$N_2+3H_2 \rightarrow 2NH_3.$$

Косвенным путем (не из простых веществ) получают гидразин N_2H_4 и азотистоводородную кислоту HN_3. Соли этой кислоты – азиды. Известно несколько оксидов азота. С галогенами азот непосредственно не реагирует, косвенными путями получены NF_3, NCl_3, NBr_3 и NI_3, а также несколько оксигалогенидов (соединений, в состав которых, кроме азота, входят атомы и галогена, и кислорода, например, NOF_3).

Химические свойства

Галогениды азота неустойчивы и легко разлагаются при нагревании (некоторые – при хранении) на простые вещества. Так NI_3 выпадает в осадок при сливании водных растворов аммиака и иодной настойки. Уже при легком сотрясении сухой NI_3 взрывается:

$$2NI_3 \rightarrow N_2 + 3I_2.$$

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 M_3N_2, которые разлагаются водой с образованием соответствующих гидроксидов и аммиака, например:

$$Ca_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2NH_3$$

Химические свойства

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 Fe_2N и Fe_4N. При нагревании азота с ацетиленом C_2H_2 может быть получен цианистый водород HCN.

Из сложных неорганических соединений азота наибольшее значение имеют азотная кислота HNO_3, ее соли нитраты, а также азотистая кислота HNO_2 и ее соли нитриты.

$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$

$3Ca + N_2 \rightarrow Ca_3N_2$

$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$

$4NO_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4HNO_3$

Нахождение в природе

В природе свободный (молекулярный) азот входит в состав атмосферного воздуха (в воздухе 78,09% по объему и 75,6 по массе азота), а в связанном виде – в состав двух селитр: натриевой $NaNO_3$(чилийская селитра) и калиевой KNO_3(индийская селитра) – и ряда других соединений. По распространенности в земной коре азот занимает 17-е место, на его долю приходится 0,0019% земной коры по массе. Несмотря на свое название, азот присутствует во всех живых организмах (1-3% на сухую массу), являясь важнейшим биогенным элементом. Он входит в состав молекул белков, нуклеиновых кислот, коферментов, гемоглобина, хлорофилла и многих других биологически активных веществ. Некоторые, так называемые азотфиксирующие, микроорганизмы способны усваивать молекулярный азот воздуха, переводя его в соединения, доступные для использования другими организмами.

Получение

В промышленности азот получают из воздуха. Для этого воздух сначала охлаждают, сжимают, а жидкий воздух подвергают перегонке (дистилляции). Температура кипения азота немного ниже (-195,8), чем другого компонента воздуха – кислорода (-182,9), 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 NH_4Cl к твердому нитриту натрия $NaNO_2$:

$NaNO_2+NH_4Cl \rightarrow NaCl+N_2+2H_2O$.

Можно также нагревать твердый нитрит аммония:

$NH_4NO_2 \rightarrow N_2+2H_2O$

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 применяют в медицине, особенно в косметологии. Важное значение в поддержании плодородия почв имеют азотные минеральные удобрения.

Кислородные соединения азота

Оксид азота (1)

N_2O закись азота, «веселящий газ»

Физические свойства:

Газ, бесцветный, запах сладковатый, приятный привкус, растворим в воде, t пл.= -91 С, t кип.= -88,5 С, анестезирующее средство, тяжелее воздуха, негорючий, не поддерживает горение.

Получение

$$NH_4NO_3 \rightarrow NO_2 + 2H_2O$$

Химические свойства:

1) **Разлагается при 700 С с выделением кислорода:**

$$2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$$

Поэтому он поддерживает горение и является окислителем

Кислородные соединения азота

2) С водородом:

$$N_2O + H_2 \rightarrow N_2 + H_2O$$

3) Несолеобразующий

Оксид азота (2)

NO окись азота

Физические свойства:

Газ, бесцветный, плохо растворим в воде, tпл.= -164 С, tкип.= -152 С

Получение:

1) Каталитическое окисление аммиака (промышленный способ)

$$4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$$

2) $3Cu + 8HNO_3$(разб.) $\rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

3)Во время грозы

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$$

Кислородные соединения азота

Химические свойства:

1) Легко окисляется кислородом и галогенами

$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$

$2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$ (хлористый нитрозил)

2) Окислитель

$2NO + 2SO_2 \rightarrow 2SO_3 + N_2$

3) Несолеобразующий

Оксид азота (3)

N_2O_3 азотный ангидрид

Физические свойства:

Темно-синяя жидкость (при низких температурах), термически неустойчив, tпл.= -102 С, tкип.= 3,5 С. Выше tкип. Разлагается на NO и NO_2, N_2O_3 соответствует азотистой кислоте (HNO_2), которая существует только в разбавленных водных растворах.

Кислородные соединения азота

Получение:

$NO_2 + NO \rightarrow N_2O_3$

Химические свойства:

Все свойства кислотных оксидов

$N_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaNO_2$(нитрит натрия) $+ H_2O$

Оксид азота (4)

NO_2 двуокись азота, диоксид азота

Физические свойства:

Бурый, ядовитый газ, раздражающий, резкий запах, удушливый, тяжелее воздуха, сильный окислитель, ядовит, tпл.= -11,2 С, tкип.= 21 С

Получение:

1) $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$
2) $Cu + 4HNO_3$(конц.) $\rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$

Кислородные соединения азота

Химические свойства:

1) **Кислотный оксид с водой**

$$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$$

$$4NO_2 + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4HNO_3$$

с щелочами

$$2NO_2 + 2NaOH \rightarrow NaNO_2 + NaNO_3 + H_2O$$

2) **Окислитель**

$$NO_2 + SO_2 \rightarrow SO_3 + NO$$

3) **Димеризация**

$$2NO_2\text{(бурый газ)} \rightarrow N_2O_4\text{(бесцветная жидкость)}$$

Оксид азота (5)

N_2O_5 **азотный ангидрид**

Кислородные соединения азота

Физические свойства:

Белое кристаллическое взрывчатое вещество, сильный окислитель, летучее, неустойчивое вещество.

Получение:

1) $2NO_2 + O_3 \rightarrow N_2O_5 + O_2$
2) $2HNO_3 + P_2O_5 \rightarrow 2HPO_3 + N_2O_5$

Химические свойства:

1) Кислотный оксид

$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$$

2) Сильный окислитель

3) Легко разлагается (при нагревании – со взрывом):

$$2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$$