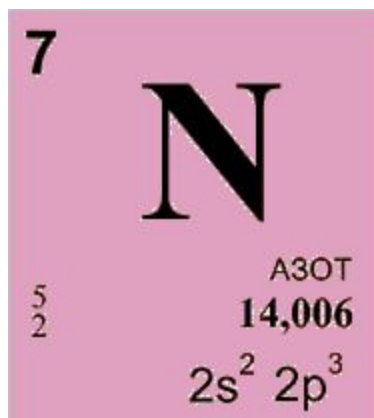


# Азот и его кислородные соединения



# Общая характеристика

## Общая характеристика

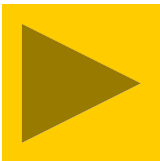
Азот (лат. Nitrogenium – рождающий селитры), химический элемент второго периода 5 группы, главной подгруппы периодической системы, атомный номер 7, атомная масса 14,0067. В свободном виде – газ без цвета, запаха и вкуса, плохо растворим в воде. Состоит из двухатомных молекул  $N_2$ , обладающих высокой прочностью. Относится к неметаллам.

Природный азот состоит из нуклидов  $^{14}N$  (содержание в смеси 99,635% по массе) и  $^{15}N$ . Конфигурация внешнего электронного слоя  $2s^2 2p^3$ . Радиус нейтрального атома азота 0,074 нм, радиус ионов:  $N^{3-}$  – 0,132;  $N^{3+}$  – 0,030 и  $N^{5+}$  – 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.



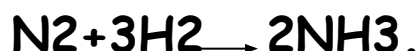
# Физические свойства

- 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  $\text{Li}_3\text{N}$ .  $6\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}$ . В соединениях проявляет различные степени окисления (от -3 до +5). С водородом образует аммиак  $\text{NH}_3$ ,



Косвенным путем (не из простых веществ) получают гидразин  $\text{N}_2\text{H}_4$  и азотистоводородную кислоту  $\text{HN}_3$ . Соли этой кислоты - азиды. Известно несколько оксидов азота. С галогенами азот непосредственно не реагирует, косвенными путями получены  $\text{NF}_3$ ,  $\text{NCl}_3$ ,  $\text{NBr}_3$  и  $\text{NI}_3$ , а также несколько оксигалогенидов (соединений, в состав которых, кроме азота, входят атомы и галогена, и кислорода, например,  $\text{NOF}_3$ ).



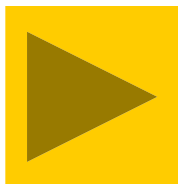
# Химические свойства

Галогениды азота неустойчивы и легко разлагаются при нагревании (некоторые – при хранении) на простые вещества. Так  $\text{NI}_3$  выпадает в осадок при сливании водных растворов аммиака и иодной настойки. Уже при легком сотрясении сухой  $\text{NI}_3$  взрывается:



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

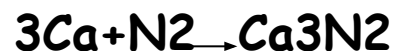
При нагревании азот реагирует с магнием и щелочноземельными металлами, при этом возникают солеобразные нитриды общей формулы  $\text{M}_3\text{N}_2$ , которые разлагаются водой с образованием соответствующих гидроксидов и аммиака, например:



# Химические свойства

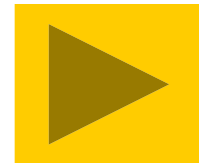
Аналогично ведут себя и нитриды щелочных металлов. Взаимодействие азота с переходными металлами приводит к образованию твердых металлоподобных нитридов различного состава. Например, при взаимодействии железа и азота образуются нитриды железа состава  $Fe_2N$  и  $Fe_4N$ . При нагревании азота с ацетиленом  $C_2H_2$  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.



# Нахождение в природе

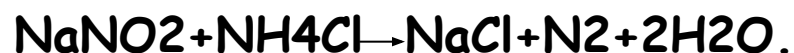
В природе свободный (молекулярный) азот входит в состав атмосферного воздуха (в воздухе 78,09% по объему и 75,6 по массе азота), а в связанном виде – в состав двух селитр: натриевой  $\text{NaNO}_3$  (чилийская селитра) и калиевой  $\text{KNO}_3$  (индийская селитра) – и ряда других соединений. По распространенности 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.



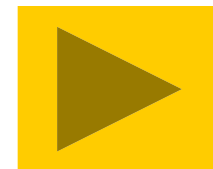
# Получение

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  $\text{NH}_4\text{Cl}$  к твердому нитриту натрия  $\text{NaNO}_2$ :



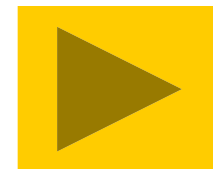
Можно также нагревать твердый нитрит аммония:





**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.**

**ПРИМЕНЕНИЕ**



# Кислородные соединения азота

## Оксид азота (1)

$N_2O$  закись азота, «веселящий газ»

### Физические свойства:

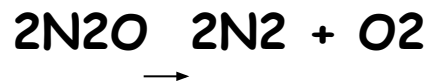
Газ, бесцветный, запах сладковатый, приятный привкус, растворим в воде,  $t_{пл.} = -91\text{ }^{\circ}\text{C}$ ,  $t_{кип.} = -88,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ , анестезирующее средство, тяжелее воздуха, негорючий, не поддерживает горение.

### Получение

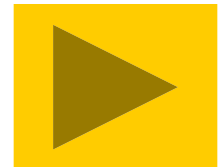


### Химические свойства:

1) Разлагается при  $700\text{ }^{\circ}\text{C}$  с выделением кислорода:

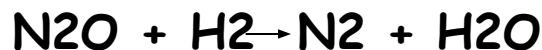


Поэтому он поддерживает горение и является окислителем



# Кислородные соединения азота

2) С водородом:



3) Несолеобразующий

Оксид азота (2)

NO окись азота

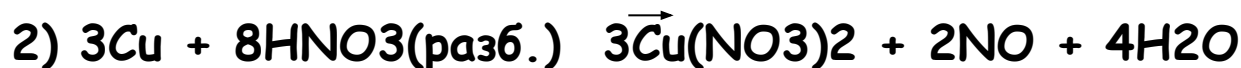
Физические свойства:

Газ, бесцветный, плохо растворим в воде,  $t_{\text{пл.}} = -164 \text{ C}$ ,

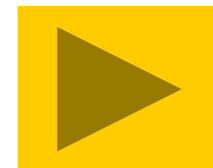
$t_{\text{кип.}} = -152 \text{ C}$

Получение:

1) Каталитическое окисление аммиака (промышленный способ)



3) Во время грозы



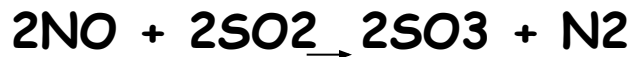
# Кислородные соединения азота

**Химические свойства:**

1) Легко окисляется кислородом и галогенами



2) Окислитель



3) Несолеобразующий

Оксид азота (3)

$\text{N}_2\text{O}_3$  азотный ангидрид

**Физические свойства:**

Темно-синяя жидкость (при низких температурах), термически неустойчив,  $t_{\text{пл.}} = -102 \text{ C}$ ,  $t_{\text{кип.}} = 3,5 \text{ C}$ . Выше  $t_{\text{кип.}}$  Разлагается на  $\text{NO}$  и  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$  соответствует азотистой кислоте ( $\text{HNO}_2$ ), которая существует только в разбавленных водных растворах.



# Кислородные соединения азота

Получение:



Химические свойства:

Все свойства кислотных оксидов



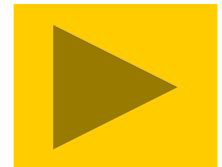
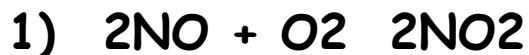
Оксид азота (4)

$\text{NO}_2$  двуокись азота, диоксид азота

Физические свойства:

Бурый, ядовитый газ, раздражающий, резкий запах, удушливый, тяжелее воздуха, сильный окислитель, ядовит,  $t_{\text{пл.}} = -11,2 \text{ C}$ ,  $t_{\text{кип.}} = 21 \text{ C}$

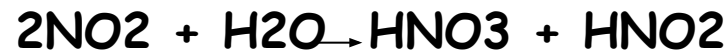
Получение:



# Кислородные соединения азота

Химические свойства:

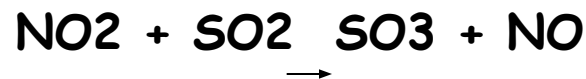
1) Кислотный оксид с водой



с щелочами



2) Окислитель

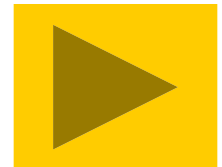


3) Димеризация



Оксид азота (5)

$\text{N}_2\text{O}_5$  азотный ангидрид



# Кислородные соединения азота

## Физические свойства:

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

## Получение:

- 1)  $2\text{NO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}_2$
- 2)  $2\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{HPO}_3 + \text{N}_2\text{O}_5$

## Химические свойства:

- 1) Кислотный оксид



- 2) Сильный окислитель

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

