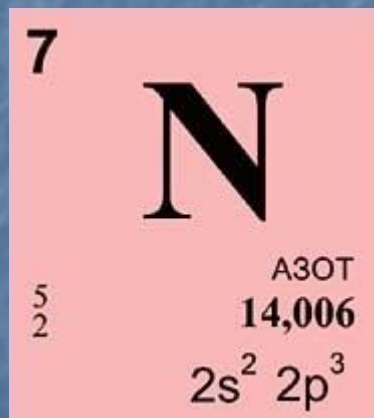
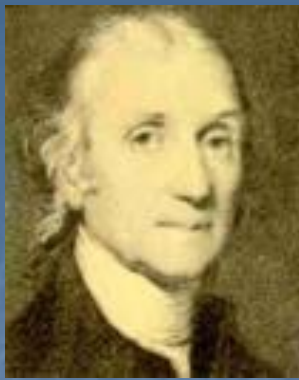


# Азот и его соединения.





Кавендиш Г.



Шееле К.В.



Лавуазье А.Л.

## История открытия.

Азот (англ. Nitrogen, франц. Azote, нем. Stickstoff) был открыт почти одновременно несколькими исследователями.

Кавендиш получил азот из воздуха (1772), пропуская последний через раскаленный уголь, а затем через раствор щелочи для поглощения углекислоты. Кавендиш не дал специального названия новому газу.

В эти же годы Шееле получил азот из атмосферного воздуха тем же путем, что и Кавендиш.

Лавуазье установил, что в воздухе содержится относительно инертный газ.

Происхождение названия спорно, некоторые переводят как «безжизненный», другие как «образующий селитру».

# Строение азота

Символ: N

Строение атома и молекулы азота:

Элемент II периода группы VA.

Заряд ядра +7, в ядре 7 протонов и 7 нейтронов.

Электронная конфигурация:  $1s^2 2s^2 2p^3$

Молекула состоит из двух атомов.

Связь ковалентная неполярная.

Электронная формула :N≡N:

Степени окисления: от -3 до +5

Наиболее устойчивая степень окисления 0.

# Физические свойства азота.

При обычных условиях газ, без цвета, запаха, вкуса.

Плотность по воздуху:  $D_{\text{воздух}}(\text{N}_2) = 28/29$

Растворимость в воде 23 мл/л при 0° С и 1 атм.

Температура плавления –209,96 °С

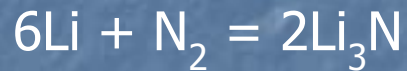
Температура кипения –195,8°С



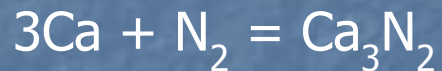
# Химические свойства азота.

Очень инертен. Вступает в химические реакции в жестких условиях.

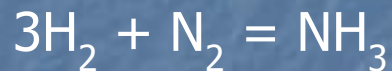
1) При обычных условиях реагирует только с литием:



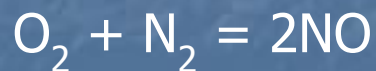
2) с металлами при высоких температурах:



3) с водородом при высоком давлении и температуре в присутствии катализатора (Fe):



4) при температуре вольтовой дуги реагирует с кислородом:

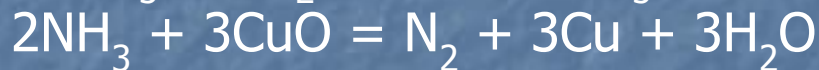
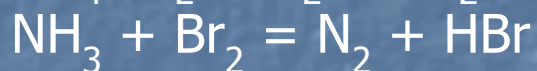
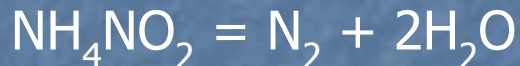


# Получение и использование азота.

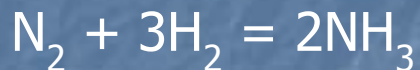
Способ получения элементарного азота зависит от требуемой его чистоты.

В промышленности: сжижение воздуха

В лаборатории:



В основном используют для получения аммиака:



Также применяют для создания инертной среды, охлаждения веществ до низких температур, и другое.

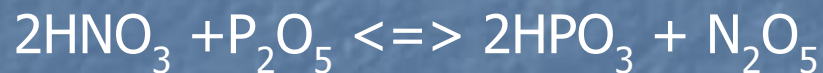
# Степени окисления и соединения азота.

Степени окисления	Соединения азота
-III	Аммиак $\text{NH}_3$ , нитриды $\text{Me}_3\text{N}_n$
-II	Гидразин $\text{N}_2\text{H}_4$
-I	Гидроксиламин $\text{NH}_2\text{OH}$
I	Оксид азота(I) $\text{N}_2\text{O}$ , гипонитрит натрия $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2$
II	Оксид азота(II) $\text{NO}$ , $\text{HNO}_2$ и ее соли
III	Оксид азота(III) $\text{N}_2\text{O}_3$
IV	Оксид азота(IV) $\text{NO}_2$ , $\text{N}_2\text{O}_4$
V	Оксид азота(V) $\text{N}_2\text{O}_5$ , $\text{HNO}_3$ и ее соли

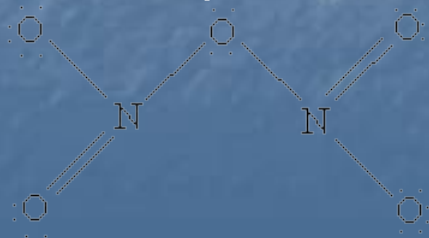
# Оксиды азота.

## Оксид азота(V)

$N_2O_5$  – белое кристаллическое вещество, получается обезвоживанием азотной кислоты в присутствии оксида фосфора  $P_4O_{10}$ :



$N_2O_5$  – хороший окислитель, легко реагирует, иногда бурно, с металлами и органическими соединениями и в чистом состоянии при нагреве взрывается. Вероятную структуру  $N_2O_5$  можно представить как:





# Оксиды азота.

## Оксид азота(IV) (Бурый газ)

Ядовитый газ красно-коричневого цвета с резким запахом.

### Получается:

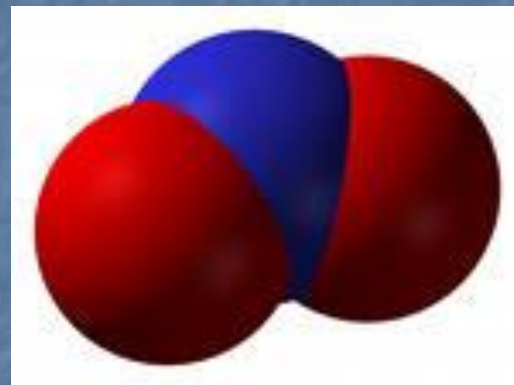
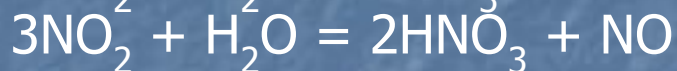
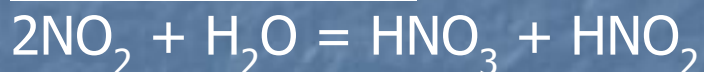
1) в промышленности:



2) в лаборатории:



### Реакции с водой:



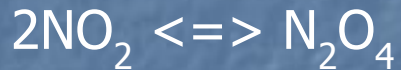
молекула

# Оксиды азота.

Получение концентрированной азотной кислоты:



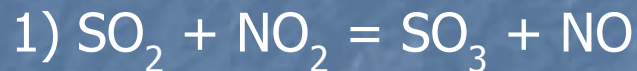
Димеризуется:



Бурий

Бесцветный

$\text{NO}_2$  обладает сильными окислительными свойствами:



# Оксиды азота.

## Оксид азота(III)

Ангидрид азотистой кислоты:  $N_2O_3 + H_2O = 2HNO_2$

Чистый  $N_2O_3$  может быть получен в виде голубой жидкости при низких температурах ( $-20\text{ }^\circ\text{C}$ ) из эквимолекулярной смеси NO и  $NO_2$ .  $N_2O_3$  устойчив только в твердом состоянии при низких температурах (т.пл.  $-102,3\text{ }^\circ\text{C}$ ), в жидком и газообразном состоянии он снова разлагается на NO и  $NO_2$ .



# Азотная кислота.

## Получение:

- 1)  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$  (катализатор Pt)
- 2)  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
- 3)  $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$

Бесцветная жидкость с едким запахом.

Как соляная кислота, дымит на воздухе.

Гигроскопична. Смешивается с водой в любых отношениях.

На свету разлагается:

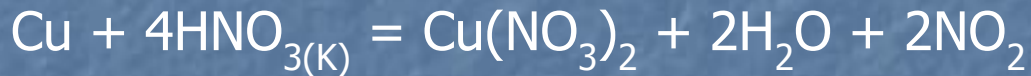


# Азотная кислота.

Реагирует с Me:

Если кислота концентрированная:

С малоактивными металлами:



С металлами средней активности:



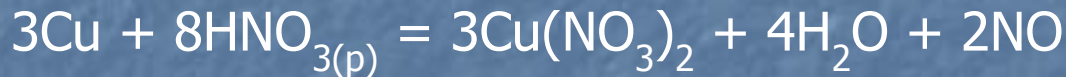
С активными металлами:



# Азотная кислота.

Если кислота разбавленная:

С малоактивными металлами:



С металлами средней активности:



С активными металлами:



Если кислота очень разбавленная:



# Оксиды азота.

## Оксид азота(II)

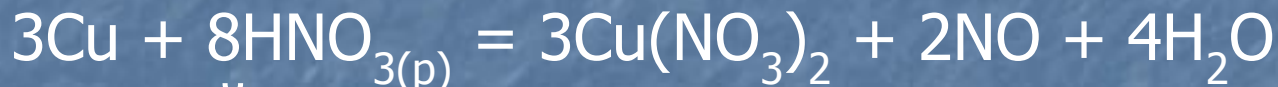
Бесцветный газ, плохо растворяется в воде, немного тяжелее воздуха.

Получение:

1) в промышленности:



2) в лаборатории:



Под действием кислорода воздуха:

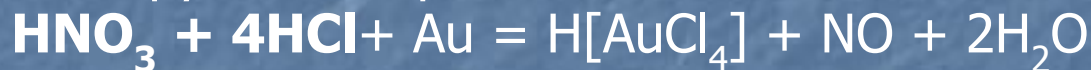


# Азотная кислота.

Азотная кислота пассивирует с Fe, Al, Cr, Co.

Золото и платина не реагируют с азотной кислотой.

Реагируют с «царской водкой»:



«Царская водка» состоит из 3 объемных долей концентрированной соляной кислоты и 1 объемной доли концентрированной азотной кислоты.

Применяется:

Производство минеральных удобрений, красителей, взрывчатых веществ, лекарственных препаратов, и другое.

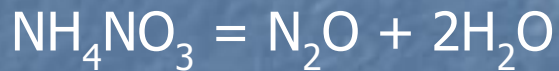


# Оксиды азота.

В соединения с кислородом азот проявляет все свои положительные степени:  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$  ( $N_2O_4$ ),  $N_2O_5$   
 $N_2O$  и  $NO$  – не солеобразующие оксиды

## **Оксид азота(I) (Веселящий газ)**

Получение:



$N_2O$  довольно инертен при комнатной температуре, но при высоких температурах может поддерживать горение легко окисляющихся материалов

Используется в медицине для наркоза.

# Нахождение в природе.

В природе существуют два стабильных изотопа азота: с массовым числом 14 (99,635%) и 15 (0,365%)

В основном в свободном состоянии в атмосфере – 78% по объему. Входит в состав живых организмов (белки, нуклеиновые кислоты). Небольшие количества в почве.

# Круговорот азота в природе.

