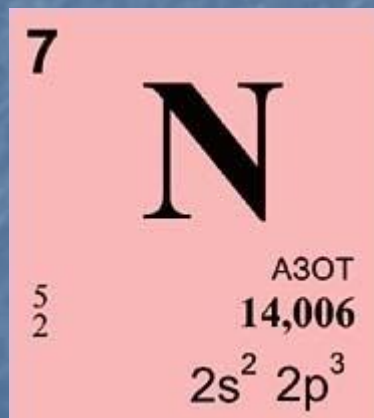


Азот и его соединения.





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

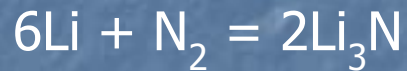
Температура кипения –195,8°С



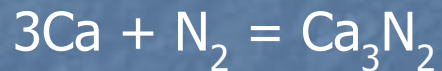
Химические свойства азота.

Очень инертен. Вступает в химические реакции в жестких условиях.

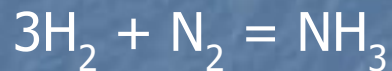
1) При обычных условиях реагирует только с литием:



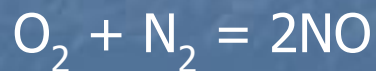
2) с металлами при высоких температурах:



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



4) при температуре вольтовой дуги реагирует с кислородом:

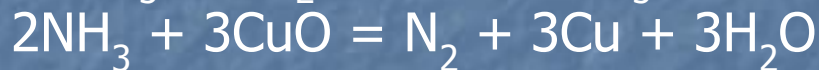
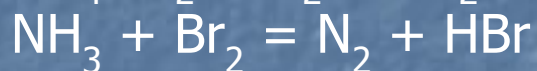
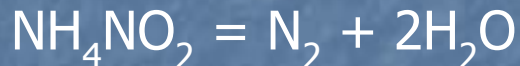


Получение и использование азота.

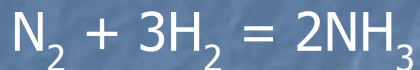
Способ получения элементарного азота зависит от требуемой его чистоты.

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.

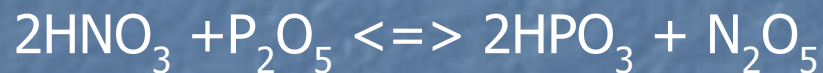
Степени окисления и соединения азота.

Степени окисления	Соединения азота
-III	Аммиак NH_3 , нитриды Me_3N_n
-II	Гидразин N_2H_4
-I	Гидроксиламин NH_2OH
I	Оксид азота(I) N_2O , гипонитрит натрия $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2$
II	Оксид азота(II) NO , HNO_2 и ее соли
III	Оксид азота(III) N_2O_3
IV	Оксид азота(IV) NO_2 , N_2O_4
V	Оксид азота(V) N_2O_5 , HNO_3 и ее соли

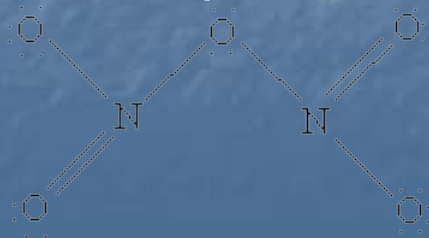
Оксиды азота.

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:

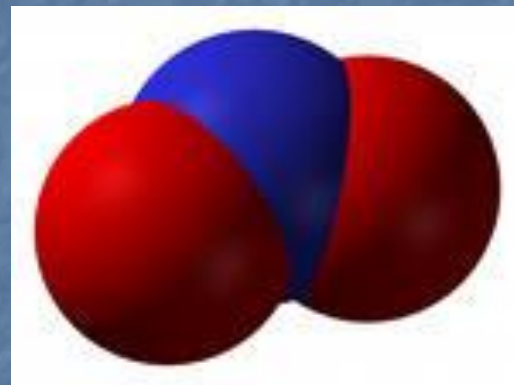
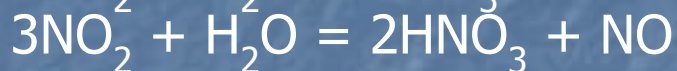
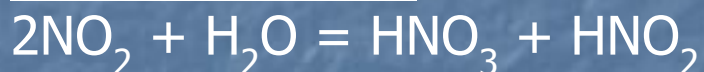
1) в промышленности:



2) в лаборатории:



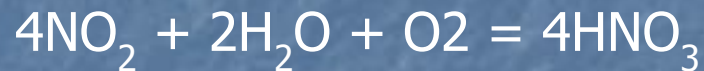
Реакции с водой:



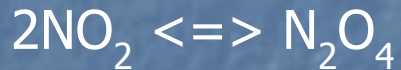
молекула

Оксиды азота.

Получение концентрированной азотной кислоты:



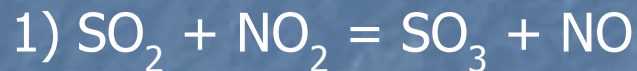
Димеризуется:



Бурий

Бесцветный

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:

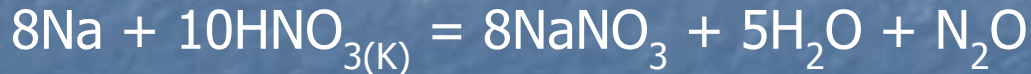
С малоактивными металлами:



С металлами средней активности:



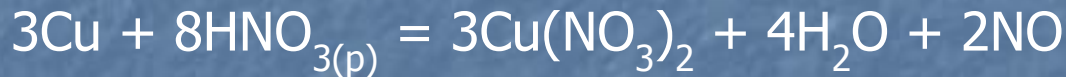
С активными металлами:



Азотная кислота.

Если кислота разбавленная:

С малоактивными металлами:



С металлами средней активности:



С активными металлами:



Если кислота очень разбавленная:



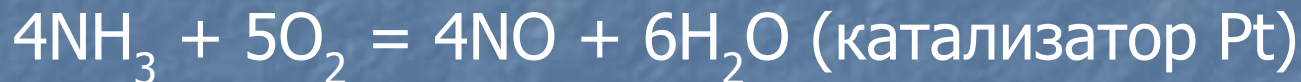
Оксиды азота.

Оксид азота(II)

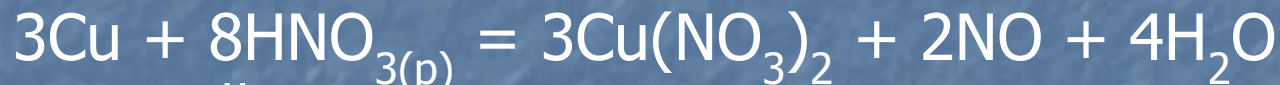
Бесцветный газ, плохо растворяется в воде, немного тяжелее воздуха.

Получение:

1) в промышленности:



2) в лаборатории:



Под действием кислорода воздуха:

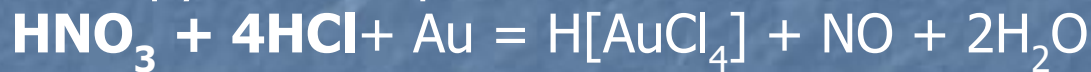


Азотная кислота.

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:

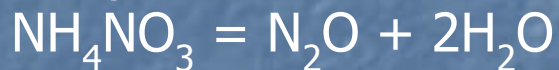
Производство минеральных удобрений, красителей, взрывчатых веществ, лекарственных препаратов, и другое.

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.

