

Урок лекция:

Химические свойства
p-элементов V группы

План

- **Химия соединений азота**
- **Получение азота**
- **Химические свойства азота**
- **Химия соединений фосфора**
- **Получение фосфора**
- **Химические свойства фосфора**

Химия соединений азота

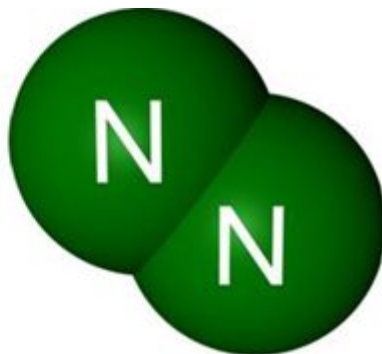
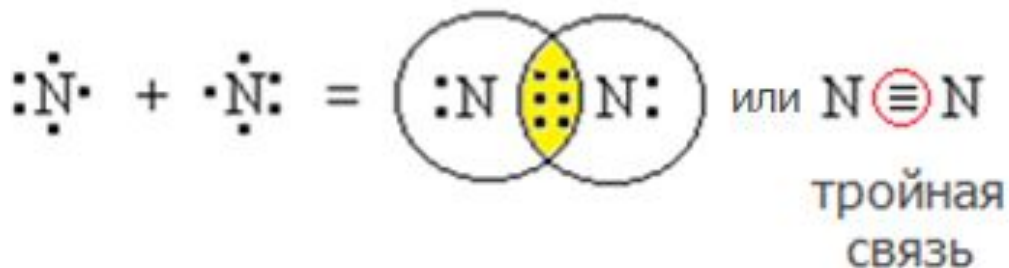
- Общее содержание азота в земной коре оценивается в 0,03%
- основную массу (75,6 вес. %) составляет свободный азот (N_2)
- Атом азота в основном состоянии имеет структуру внешнего электронного слоя $2s^2 2p^3$ и трёхвалентен.

Химия соединений азота.

Получение

- $\text{NH}_4\text{NO}_2 = 2 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2 + 334 \text{ кДж}$
- $2 \text{NaN}_3 = 2 \text{Na} + 3 \text{N}_2$

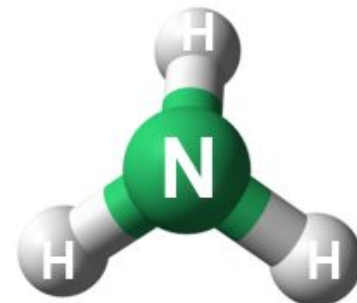
Образование молекулы азота



Химические свойства азота

- Наиболее характерным для азота валентным состояниям отвечают значения **-3, 0, +3 и +5**.
- **Аммиак**
- $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 + 92 \text{ кДж}$

Смеси аммиака с воздухом, содержащие от **16 до 28 объёмн.%** аммиака взрывоопасны.

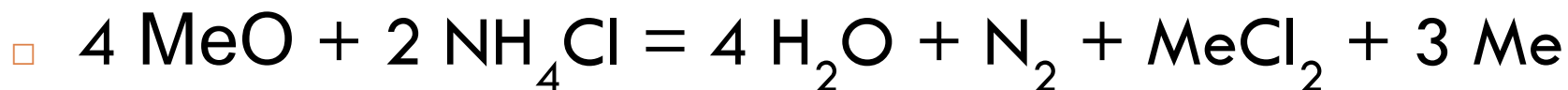


Химические свойства азота

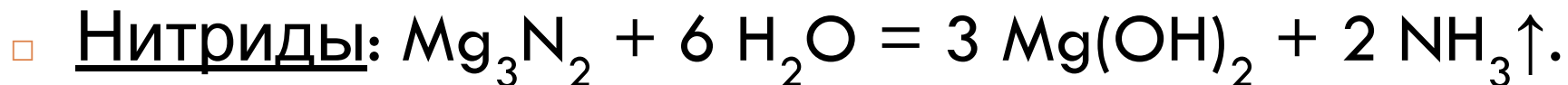
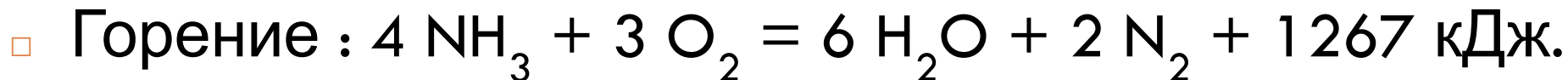
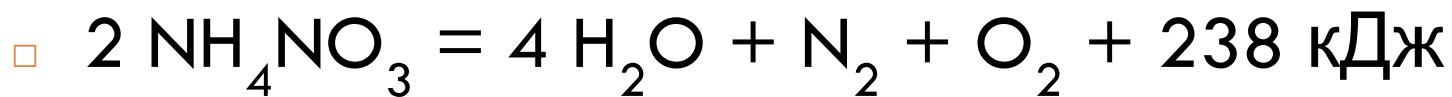
- Для химической характеристики аммиака основное значение имеют реакции трёх типов: присоединения, замещения водорода и окисления
- При растворении аммиака в воде происходит частичное образование гидроксида аммония:
 - $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}$
 - $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl} + 176 \text{ кДж}$ (*при полном отсутствии воды реакция эта не идёт*)

Соединения азота

□ **Хлористый аммоний (“нашатырь”):**



□ Взрывной распад NH_4NO_3 (аммиачная селитра) протекает в основном по уравнению:



Соединения азота

- $3 \text{Cu}_2\text{O} + 2 \text{NH}_3 = 3 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cu}_3\text{N}$ или
- $\text{CrCl}_3 + \text{NH}_3 = 3 \text{HCl} + \text{CrN}$.
- При замещении в молекуле аммиака только двух атомов водорода получают **ИМИДЫ**:
 $2 \text{Na} + 2 \text{NH}_3 = 2 \text{NaNH}_2 + \text{H}_2 + 146 \text{ кДж}$
- С водой: $\text{NaNH}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 + \text{NaOH}$
- а при замещении лишь одного — **амиды**

Соединения азота

- Хлор и бром энергично реагирует с аммиаком по схеме:
- $2 \text{NH}_3 + 3 \text{Br}_2 = 6 \text{HBr} + \text{N}_2$
- $4 \text{NH}_3 + 3 \text{F}_2 = 3 \text{NH}_4\text{F} + \text{NF}_3$ (**фтористый азот**)
- $2 \text{NH}_3 + \text{Cl}_2 = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_2\text{Cl}$ (**хлорамины**)

Кислородные соединения азота

- ▣ **Гемиоксид азота** может быть получен разложением:
 - ▣ $\text{NH}_4\text{NO}_3 = 2 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O} + 40 \text{ кДж} \quad (\text{N}\equiv\text{N}=\text{O})$
 - ▣ Выше 500°C гемиоксид азота разлагается :
 - ▣ $2 \text{N}_2\text{O} = 2 \text{N}_2 + \text{O}_2 + 163 \text{ кДж}$
 - ▣ **С кислородом N_2O не соединяется**
 - ▣ Вдыхание гемиоксида азота в смеси с воздухом вызывает характерное состояние опьянения

Кислородные соединения азота

- Образование *монооксида азота* из элементов при обычных условиях не происходит. Лишь примерно с **1200 °С** начинает заметно протекать обратимая реакция:
 - $\text{N}_2 + \text{O}_2 + 180 \text{ кДж} \rightleftharpoons 2 \text{NO}$.
 - В лаборатории его чаще всего получают:
 - $3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3 = 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}\uparrow + 4 \text{H}_2\text{O}$
 - $2 \text{HNO}_2 + 2 \text{HI} = 2 \text{NO} + \text{I}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Кислородные соединения азота

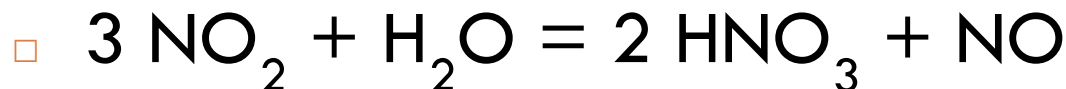
- Хим св-ва NO :
- $2 \text{NO} + 2 \text{SO}_2 = 2 \text{SO}_3 + \text{N}_2$
- $2 \text{NO} + \text{O}_2 = 2 \text{NO}_2 + 113 \text{ кДж}$

Кислородные соединения азота

□ *Диоксид азота:*



□ Взаимодействие NO_2 с NO :

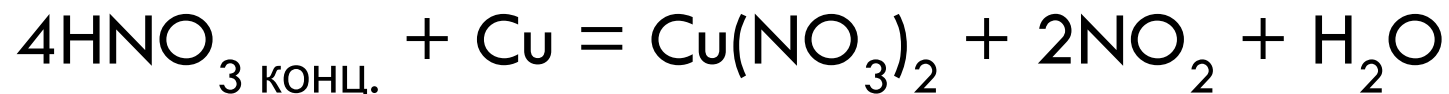


Азотная кислота

- Азотную кислоту получают взаимодействием **природной селитры** с концентрированной **серной кислотой** при нагревании:
- $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$
- $3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{HNO}_3 + \text{NO} + 70 \text{ кДж}$
- Смесь концентрированной HNO_3 с концентрированной HCl называют обычно “**царской водкой**”. Она действует значительно энергичнее, чем каждая из этих кислот в отдельности.
- $\text{Au} + \text{HNO}_3 + 3 \text{HCl} = \text{AuCl}_3 + \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $3 \text{Pt} + 4 \text{HNO}_3 + 12 \text{HCl} = 3 \text{PtCl}_4 + 4 \text{NO} + 8 \text{H}_2\text{O}$.
- Отвечающий азотной кислоте **ангидрид** может быть получен взаимодействием NO_2 с озоном:
- $2 \text{NO}_2 + \text{O}_3 = \text{O}_2 + \text{N}_2\text{O}_5 + 250 \text{ кДж}$

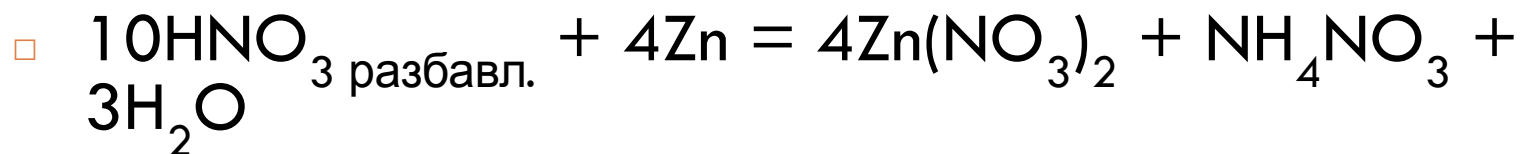
Азотная кислота (конец)

- **Азотная кислота конц:**
- С металлами железом (Fe), хромом (Cr), алюминием (Al), золотом (Au), платиной (Pt), иридием (Ir), натрием (Na) - не взаимодействует по причине образования на их поверхности защитной плёнки
- Со всеми остальными металлами при химической реакции выделяется бурый газ (NO_2). Например, при химической реакции с медью (Cu):

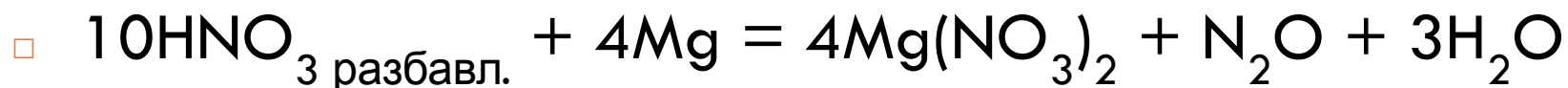


Азотная кислота (разб)

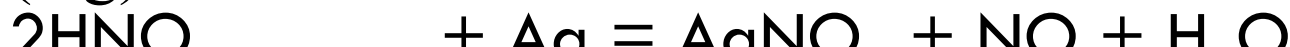
- При взаимодействии с щелочно-земельными металлами, а также цинком (Zn), железом (Fe), она окисляется до аммиака (NH₃) или же до аммиачной селитры (NH₄NO₃). Например при реакции с магнием (Mg):



- Но может также и образовываться закись азота (N₂O), например, при реакции с магнием (Mg):



- С остальными металлами реагирует с образованием оксида азота (NO), например, растворяет серебро (Ag):



Химия соединений фосфора

- Доля около 0,04% от общего числа атомов земной коры
- Он входит в состав некоторых белковых веществ (в частности, нервной и мозговой тканей), а также костей и зубов

Химия соединений фосфора

□ *Получение фосфора*



Химия соединений фосфора

- Физические свойства
- В парах фосфор четырёхатомен
- молекула P_4 имеет структуру правильного тетраэдра
- При охлаждении паров фосфора получается **белая форма (очень ядовит)**
- В воде белый фосфор нерастворим, но хорошо растворим в сероуглероде (CS_2). Хранят его под водой и по возможности в темноте
- При хранении **белый фосфор** постепенно (очень медленно) переходит в более устойчивую красную модификацию.

Химия соединений фосфора

- Практически **красный фосфор** получают длительным нагреванием белого до 280–340 С

Химия соединений фосфора

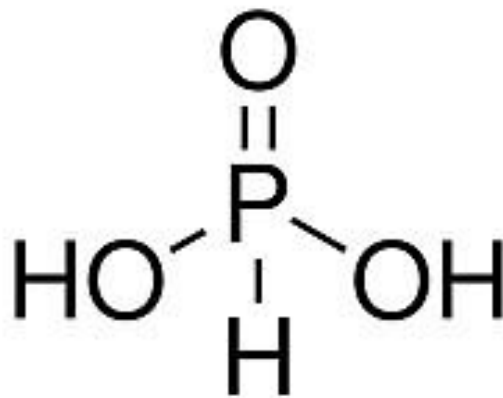
- *Химическая активность* фосфора значительно выше, чем у азота. Так, он легко соединяется с кислородом, галогенами, серой и многими металлами. В последнем случае образуются аналогичные нитридам фосфиды (Mg_3P_2 , Ca_3P_2 и др.).
- **Белый фосфор** значительно более реакционноспособен, чем **красный**.
- *Как и в случае азота наиболее характерными валентными состояниями фосфора **-3, 0, +3 и 5***

Химия соединений фосфора

- $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} = 3 \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{PH}_3$ (**фосфин**)
- $2 \text{P} + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{PH}_3 + 12,5 \text{ кДж}$
- PH_3 бесцветный газ с неприятным запахом (гнилой рыбы). Фосфин является очень сильным восстановителем и весьма ядовит.

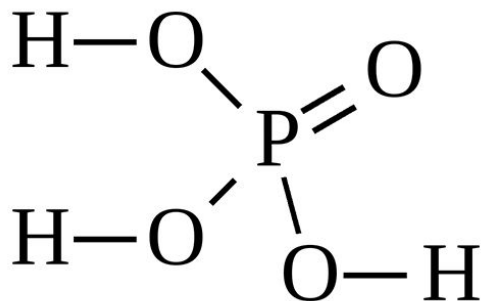
Фосфористая кислота

- Свободная **фосфористая кислота** (H_3PO_3) представляет собой бесцветные кристаллы, расплывающиеся на воздухе и легкорастворимые в воде.
- Она является сильным восстановителем.



Ортофосфорная кислота

- **Фосфорная кислота** представляет собой бесцветные, расплывающиеся на воздухе кристаллы.
- Будучи трёхосновной кислотой средней силы, H_3PO_4 способна образовывать три ряда солей, дигидрофосфаты, гидрофосфаты и фосфаты



Ортофосфорная кислота

- Наличие у фосфорной кислоты заметных признаков амфотерности выявляется при её взаимодействии с HClO_4 . Реакция (в отсутствие воды) идёт по уравнению:
- $\text{PO}(\text{OH})_3 + \text{HClO}_4 = [\text{P}(\text{OH})_4]\text{ClO}_4$
- $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HPO}_3$ (**мета**фосфорная кислота)
- $\text{P}_2\text{O}_5 + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (**пиро**фосфорная кислота)
- $\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{H}_3\text{PO}_4$ (**орто**фосфорная кислота).



Соединения фосфора

- **Галогениды**

- **Трёххлористый фосфор (PCl₃)**

