



**«Знание только
тогда знание,
когда оно
приобретено
усилиями своей
мысли, а не
памятью»**

Л. Н. Толстой



- Это вещество было описано арабским химиком в VIII веке Джабиром ибн Хайяном (Гебер) в его труде «Ямщик мудрости», а с XV века это вещество добывалось для производственных целей
- Благодаря этому веществу русский учёный В.Ф. Петрушевский в 1866 году впервые получил динамит.

- Это вещество является компонентом ракетного топлива, его использовали для двигателя первого в мире советского реактивного самолёта БИ – 1
- Это вещество – прародитель большинства взрывчатых веществ (например, тротила, или тола)
- Это вещество в смеси с соляной кислотой растворяет платину и золото, признанное «царём» металлов. Сама смесь, состоящая из 1-ого объёма этого вещества и 3-ёх объёмов соляной кислоты, называется «царской водкой».

Яконюк Вера Сергеевна учитель химии МОУ
Знаменская СОШ

**Её
величест
во**

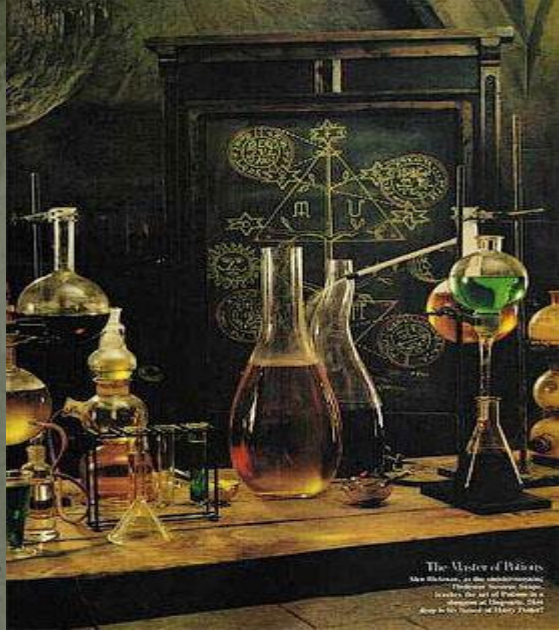
Азотная

Урок химии

9класс

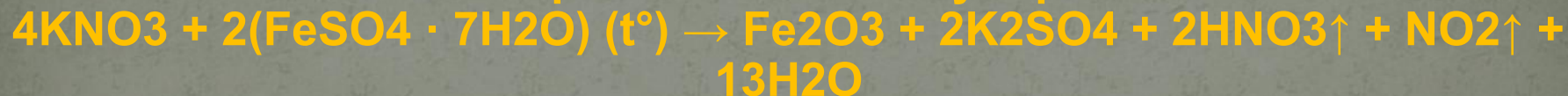
СОДЕРЖАНИЕ:

- Историческая справка
- Строение
- Получение.Лабороторный способ
- Промышленный способ
- Физические свойства
- Химические свойства.Общие с другими кислотами
- Химические свойства.Специфические
- Таблица
- Применение

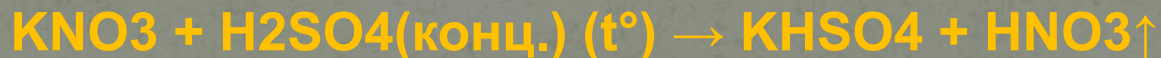


Историческая справка

Впервые азотную кислоту получили алхимики, нагревая смесь селитры и железного купороса:

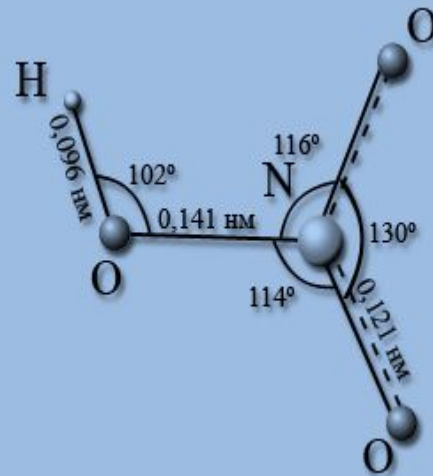
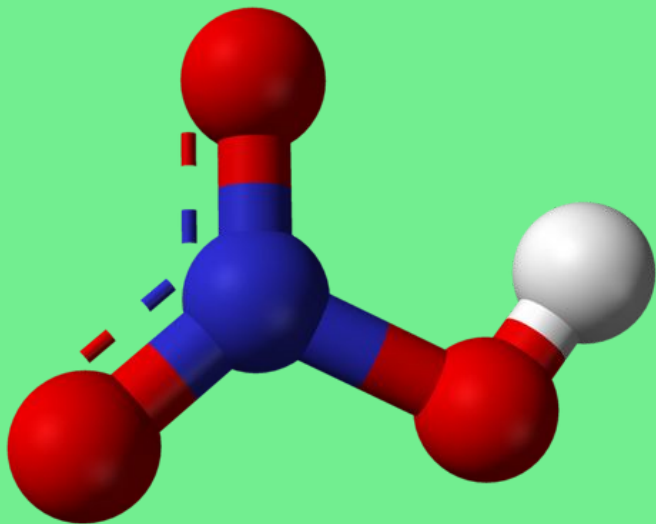


Чистую азотную кислоту получил впервые **Иоганн Рудольф Глаубер**, действуя на селитру концентрированной серной кислотой:



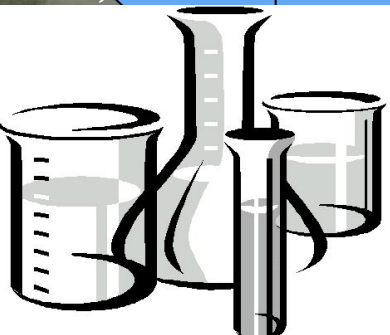
Дальнейшей дистилляцией может быть получена т. н. «дымящая азотная кислота», практически не содержащая воды

Строение

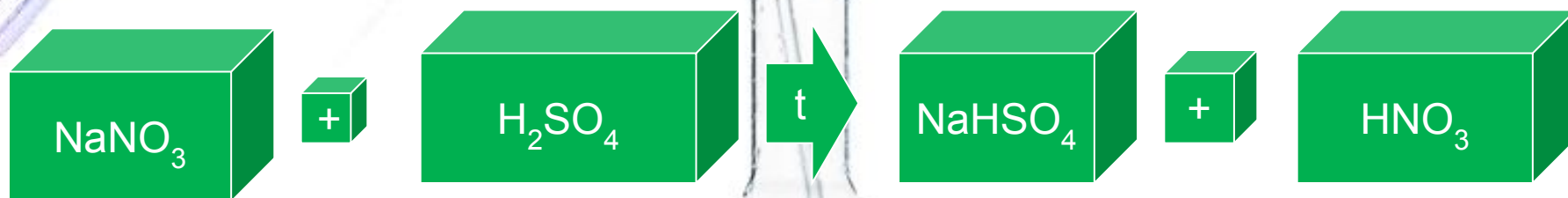


Опытным путем доказано, что двойная связь равномерно распределена между двумя атомами кислорода. Степень окисления азота в азотной кислоте равна +5, а валентность (обратите внимание) равна четырем, ибо имеются только общие электронные пары. Связь – ковалентная полярная.

Кристаллическая решетка – молекулярная



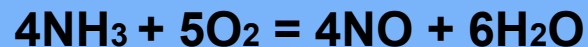
Получение HNO_3



при этом получается дымящая азотная кислота

Промышленный способ

1. Окисления аммиака в NO в присутствии платино-родиевого катализатора:



2. Окисления NO в NO₂ на холоду под давлением (10 ат):

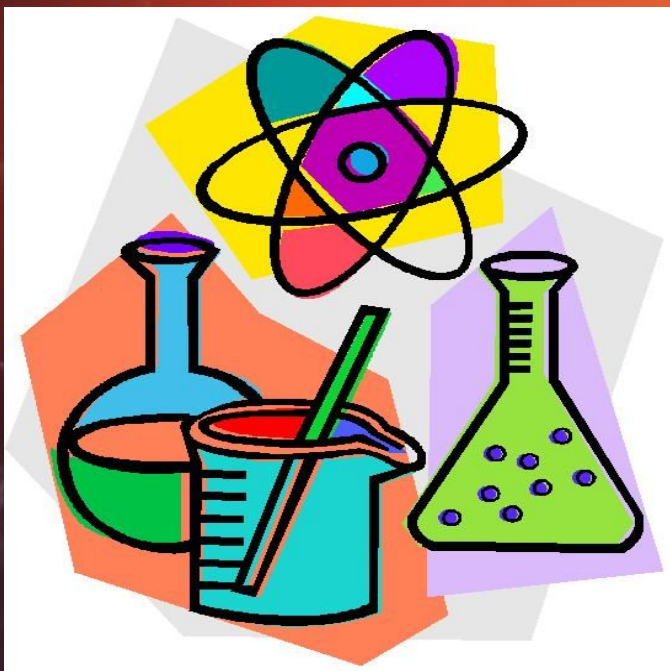


3. Поглощения NO₂ водой в присутствии кислорода:



Массовая доля HNO₃ составляет около 60%

Физические свойства



$t_{пл} = -41,60^{\circ}C$
 $t_{кип} = 82,60^{\circ}C$

бесцветная
жидкость

Физические
свойства

$\rho = 1,52 \text{ г/мл}$

неограниченно
смешивается
с водой

летучая –
на
воздухе
« ДЫМИТ »

Конц.
азотная
кислота
обычно
окрашена в
желтый
цвет,

Исследования (задания по группам): (Повторение ПТБ!).

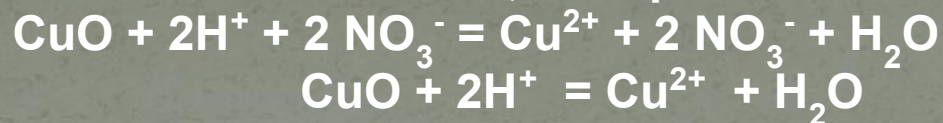
1 группа: провести реакцию раствора азотной кислоты и оксида меди (II), записать уравнение реакции, определить ее тип

2 группа: получить нерастворимое основание $\text{Cu}(\text{OH})_2$; провести реакцию раствора азотной кислоты и гидроксида меди (II); записать уравнение реакции, определить ее тип

3 группа: провести реакцию растворов азотной кислоты и карбоната натрия, записать уравнение реакции, определить ее тип

Для всех: провести реакцию растворов азотной кислоты и Гидроксида калия в присутствии фенолфталеина, записать уравнение реакции, определить ее тип

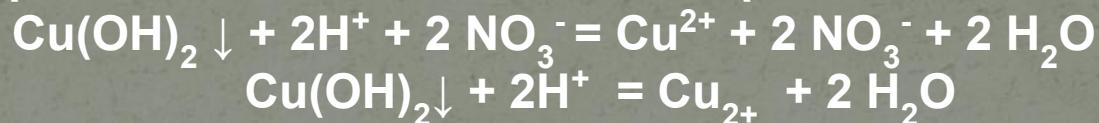
Группа №1 $\text{CuO} + 2 \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ -
реакция ионного обмена, необратимая



Группа №2 $\text{CuCl}_2 + 2 \text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2 \text{NaCl}$

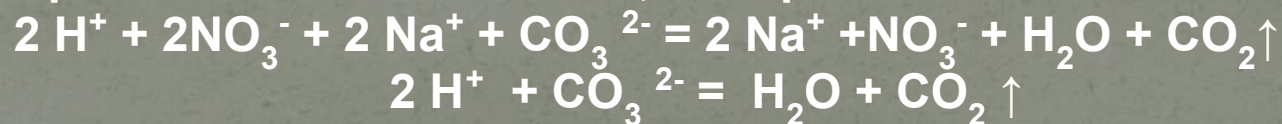
(получение нерастворимого основания)

$\text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2 \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ -
реакция ионного обмена, необратимая



Признак реакции – растворение голубого осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Группа №3 $2 \text{HNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2 \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ -
реакция ионного обмена, необратимая



Признак реакции – характерное «вскипание».

Общие с другими кислотами:

1. Сильный электролит, хорошо диссоциируют на ионы



Изменяет окраску индикатора.

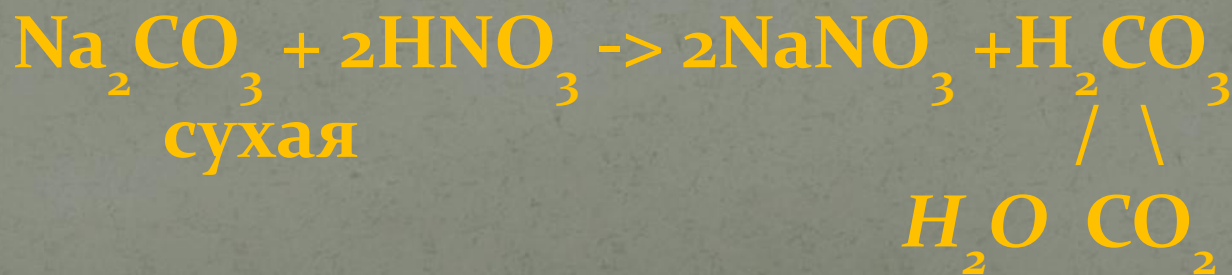
2. Реагирует с основными оксидами



3. Реагирует с основаниями

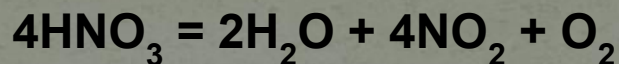


4. Реагирует с солями более летучих кислот

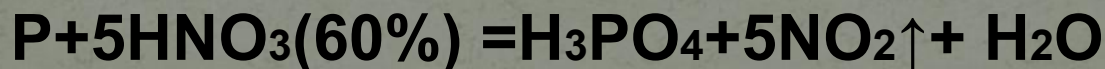
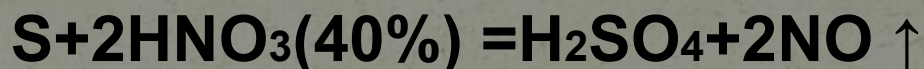
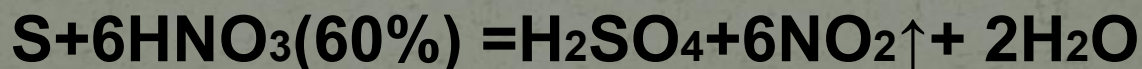


Специфические:

При нагревании и под действием света
разлагается



Реагирует с неметаллами



АЗОТНАЯ КИСЛОТА РЕАГИРУЕТ С НЕМЕТАЛЛАМИ



Взаимодействие азотной кислоты с металлами изучено довольно хорошо, т.к. конц. HNO_3 используется в качестве окислителя ракетного топлива. Смысл заключается в том, что продукты реакции зависят от двух факторов:

- 1) концентрация азотной кислоты;
- 2) активность металла

Комбинацией этих двух параметров и определяется состав продуктов реакции.

Что может быть?

- а) металл может вступать в реакцию, а может не вступать (не реагировать вообще, пассивироваться);
- б) состав газов смешанный (как правило выделяется не один газообразный продукт, а смесь газов, иногда какой-то газ преобладает над другими);
- в) обычно водород в этих процессах не выделяется (есть исключение, когда на практике доказывается, что $\text{Mn} + \text{разб. HNO}_3$ действительно выделяется газ водород)

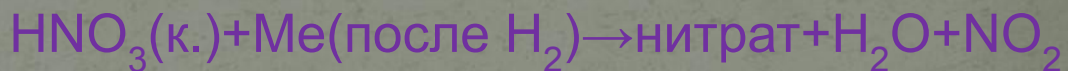
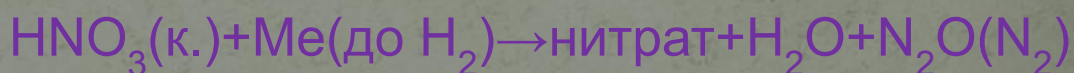
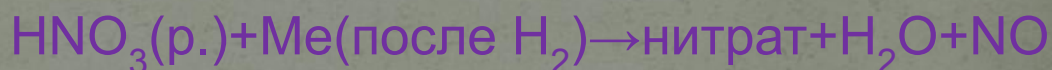
Главное правило: Чем активнее металл и чем разбавленнее азотная кислота, тем глубже идёт восстановление азотной кислоты (крайний вариант - восстановление до аммиака NH_3 , точнее до NH_4NO_3 ; здесь процесс восстановления $\text{N}\{+5\} + 8e \rightarrow \text{N}\{-3\}$). Возможны промежуточные варианты восстановления до NO_2 , NO , N_2O , N_2

Общая схема процесса:

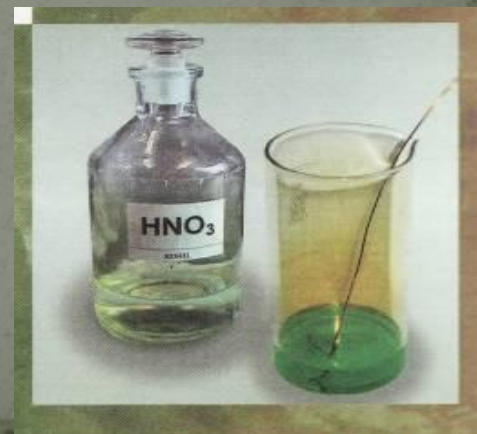
$\text{HNO}_3 + \text{Me} \rightarrow \text{соль азотной кислоты (нитрат)} + \text{продукт восстановления азотной кислоты} + \text{H}_2\text{O}$

Взаимодействие с металлами:

При взаимодействии с металлами образуются нитрат, вода и третий продукт по схеме:



Концентрированная HNO_3 на Al, Cr, Fe, Au, Pt не действует.



Взаимодействие с металлами

Li K Rb Cs Ca Na Mg
Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

Активные металлы Li NaZn			Металлы средней активности Cr.....Sn			Металлы малоактивные и неактивные Pb.....Ag		Благородные металлы Au Pt Os Ir
Конц HNO ₃	Раз HNO ₃	очень раз HNO ₃	конц HNO ₃	раз HNO ₃	очень Раз HNO ₃	конц HNO	раз HNO ₃	Раств. только в царской водке-смеси 3об.HCl В 1об. HNO ₃
NO NO ₂	N2O или N2, NO2	NH3 (NHNO ₃)	Не реагируют	NO ₂ , NO, N ₂ O, NH ₃	NO ₂ , NO, N ₂ O, NH ₃	NO ₂	NO	

P.S концентрированная HNO₃ >60%

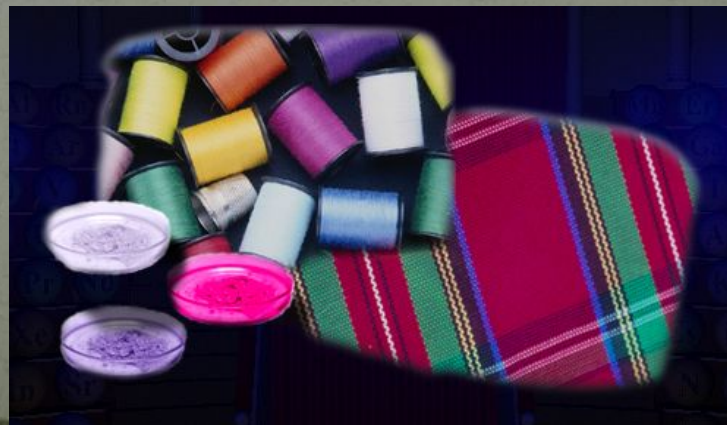
разбавленная HNO₃ = 30-60%

очень разбавленная HNO₃ < 30%

на холоде: **железо, хром, алюминий**
пассивирует

Применение Азотной кислоты:

- - производство азотных и комбинированных удобрений,
- - взрывчатых веществ (тринитротолуола и др.),
- - органических красителей.
- - как окислитель ракетного топлива.
- - В металлургии Азотная кислота применяют для травления и растворения металлов, а также для разделения золота применяют для травления и растворения металлов, а также для



Действие на организм

Вдыхание паров **Азотная кислота** приводит к отравлению, попадание **Азотная кислота** (особенно концентрированной) на кожу вызывает ожоги. Предельно допустимое содержание **Азотная кислота** в воздухе промышленных помещений равно 50 мг/м^3 в пересчёте на N_2O_5 . Концентрированная **Азотная кислота** при соприкосновении с органическими веществами вызывает пожары и взрывы



ВЫВОД:

- 1. Азотной кислоте характерны общие свойства кислот: реакция на индикатор, взаимодействие с оксидами металлов, гидроксидами, солями более слабых кислот обусловленные наличием в молекулах иона H^+ ;*
- 2. Сильные окислительные свойства азотной кислоты обусловлены строением ее молекулы; При ее взаимодействии с металлами никогда не образуется водород, а образуются нитраты, оксиды азота или другие его соединения (азот, нитрат аммония) и вода в зависимости от концентрации кислоты и активности металла;*
- 3. Сильные окислительные способности HNO_3 широко применяются для получения различных важных продуктов народного хозяйства (удобрения, лекарства, пластики и т. д.)*



*Спасибо
за урок*