

**Конспект открытого урока в рамках недели мастерства,
проведенного в 9 «Б» классе ГБОУ Школа №1002
Учитель химии Толкунова И.С.**

Тема: Химические свойства азотной кислоты

Цель: Изучить физические и химические свойства азотной кислоты.

Образовательная цель: Углубить знания об азотной кислоте в свете теории электролитической диссоциации и участия её в окислительно-восстановительных процессах.

Оборудование: HNO_3 разбавленная, концентрированная, NaOH (гидроксид натрия), CuO (оксид меди), Zn (цинк), Cu (медь), яичный белок, фенолфталеин, лакмус, тлеющая лучинка, прибор для испытания электрической проводимости, штатив, демонстрационный экран, спиртовка, спички, H_2SO_4 (к), нитрат натрия NaNO_3 , презентация PowerPoint.

Ход урока

I. Цели и задачи урока.

Изучить химические и физические свойства азотной кислоты, углубить знания о кислоте в свете т.э.д.

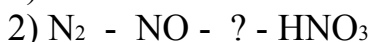
II. Проверка и учет знаний.

Работа у доски: 1) Сообщения учащихся (**презентация**) об оксидах азота N_2O , NO ; 2) Презентация об оксидах азота N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 .



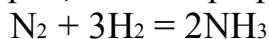
Работа у доски:

Составить уравнения следующих химических превращений:



Решение задач:

1. В каком объемном отношении должны быть смешаны вещества азот и водород, чтобы при реакции синтеза они полностью прореагировали.



2. Какой объем кислорода необходим для окисления 500 л оксида азота (II) н.у.?

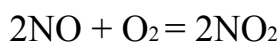
Дано:

$$\underline{V(\text{NO}) = 500 \text{ л}}$$

Найти: $V(\text{O}_2) - ?$

Решение:

$$500 \text{ л} \quad X \text{ л}$$



Если в задаче упоминаются только объемы газов, можно применить правило объемных отношений газов.

$$\underline{V(\text{NO})} = \underline{2}; \quad \underline{500 \text{ л}} = \underline{2}$$

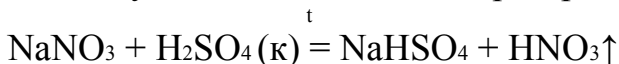
$$V(\text{O}_2) \quad 1 \quad X \text{ л} \quad 1$$

$$X = 500 \text{ л} : 2 = 250 \text{ л}$$

Ответ: 250 л

III. Изучение нового материала.

Затем, разъяснив цель урока, записываем тему на доске. Ученик делает сообщение о том, что азотная кислота известна с глубокой древности. В середине XVII в. Глаубер предложил получать ее из селитры действием на нее серной кислоты. **Демонстрация опыта.** К сухой соли азотной кислоты добавить концентрированную серную и немного нагреть. Это является способом получения кислоты в лаборатории.



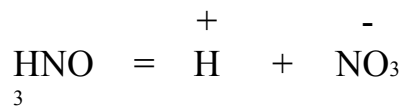
Далее рассказ учителя.

HNO_3 – непрочное соединение, легко разлагается, чем выше t тем быстрее. (В конц. HNO_3 добавить $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$ для удаления воды нагреваем)
 $4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (вспыхивает тлеющая лучина), NO_2 (оксид азота IV) окрашивает кислоту в бурый цвет.

$$M_r(\text{HNO}_3) = 63$$

Концентрированная HNO_3 на воздухе дымит, т.к. ее пары образуют с воздухом капельки тумана (HNO_3) = 1,51 г/см³ t кип 86 С. Азотная кислота электролит (обнаруживают электропроводность с помощью прибора). Демонстрация электропроводности. Кислота изменяет окраску индикатора, т.к. в ее растворе

присутствуют ионы гидроксония (демонстрация). Азотная кислота сильный электролит.



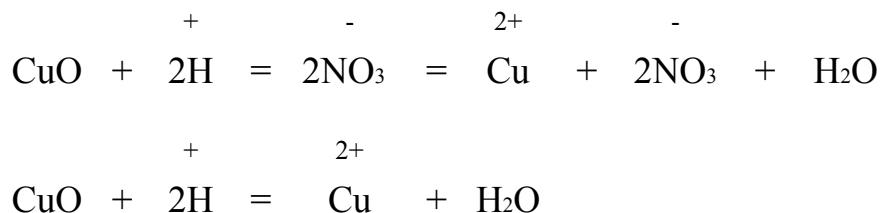
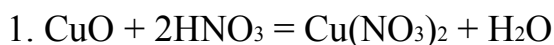
HNO_3 при $t-42^\circ\text{C}$ - прозрачная кристаллическая масса.

Азотная кислота оставляет желтые пятна на коже.

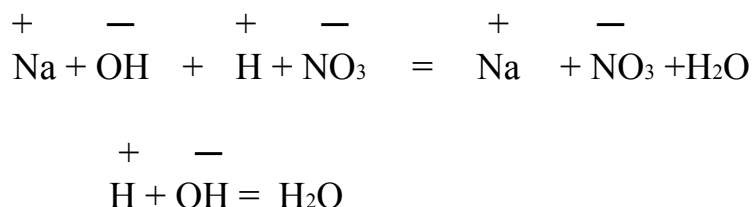
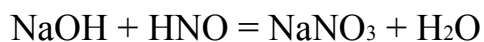
Качественная реакция на белок. Ксантопротеиновая реакция HNO_3 (к) + яичный белок – желтое окрашивание.

Химические свойства.

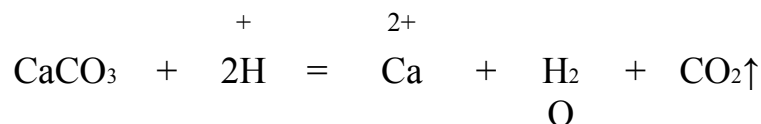
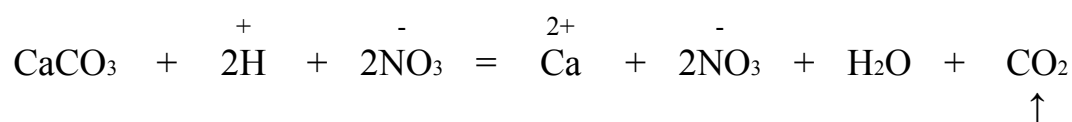
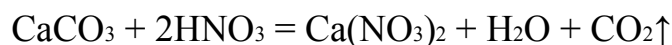
Проявляет все свойства кислот. В пробирку помещаем немного оксида меди (II) и добавим 3 – 4 мл раствора азотной кислоты. Слегка нагреем. Запишем наблюдения и объясним с помощью реакции.



2. Нальем в пробирку 2 мл раствора азотной кислоты, добавим 2 – 3 капли лакмуса, пронаблюдаем. Почему изменил окраску индикатор? К полученному раствору по каплям добавляем раствор гидроксида натрия. Почему индикатор опять меняет свою окраску? Запишем уравнение реакции.



3. К небольшому кусочку мрамора добавим раствор азотной кислоты. Наблюдаем выделение газа. Запишем уравнение реакции.



С помощью химического эксперимента мы выяснили, что азотная кислота проявляет все свойства характерные для кислот.

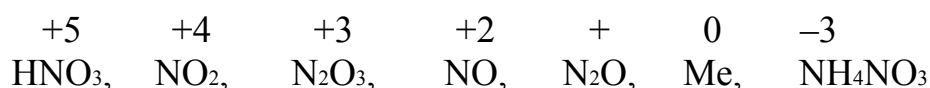
Взаимодействие азотной кислоты с металлами.

Демонстрируем слайд, подготовленный к уроку.



Даём объяснение. Азотная кислота при взаимодействии с металлами не выделяет H_2 . Кислота окисляет водород до H_2O .

Сама HNO_3 восстанавливается, изменяя степень окисления от +5 до – 3



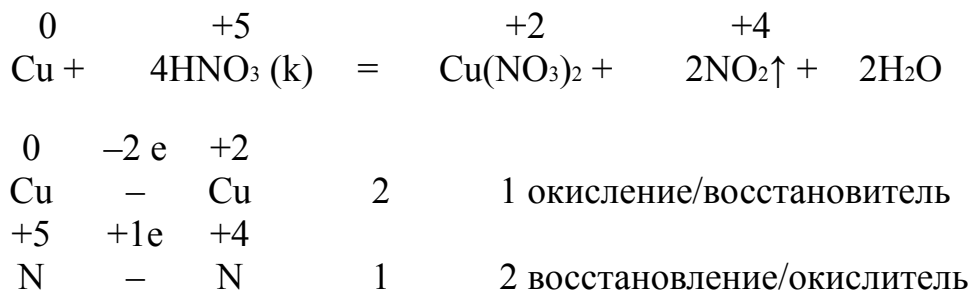
Чем выше концентрация HNO_3 , тем менее глубоко она восстанавливается.

HNO_3 (к) не взаимодействует с Fe, Cr, Al, поэтому HNO_3 хранят и перевозят в железных цистернах.

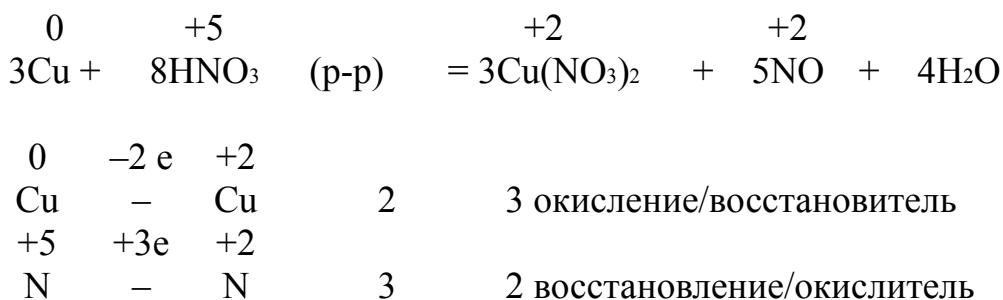
Азотная кислота – сильный окислитель. Реагирует с металлами до и после водорода.

Примеры реакций с демонстрацией опытов.

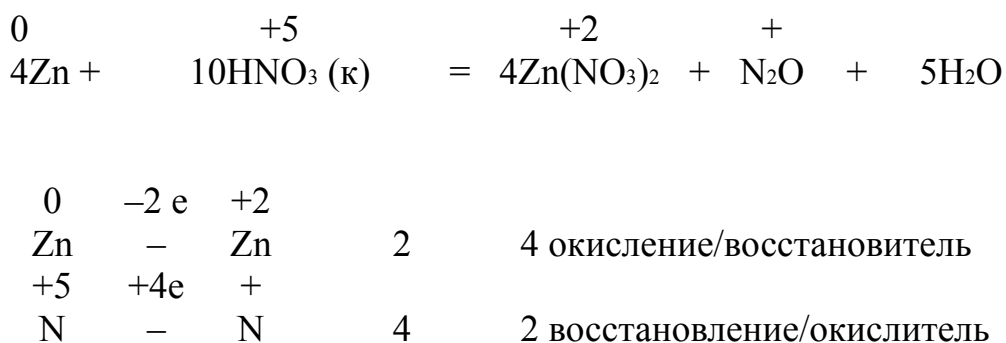
1. Поместим кусочек меди в концентрированную азотную кислоту. Наблюдаем изменение окраски раствора и выделение бурого газа. Запишем уравнение реакции.



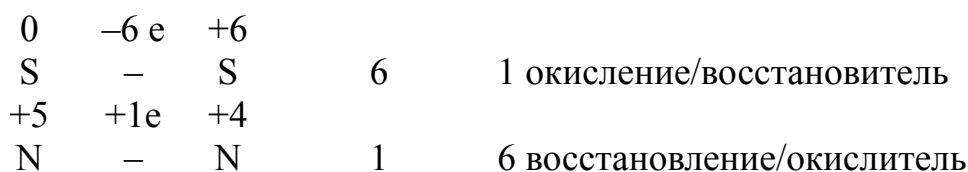
2. Поместим кусочек меди в разбавленную азотную кислоту. На поверхности меди появляются пузырьки бесцветного газа. Раствор изменяет окраску. В обоих случаях растворы имеют синий оттенок, что характерно для ионов меди. Запишем уравнение реакции.



3. На кусочек цинка подействуем концентрированной азотной кислотой. На поверхности цинка появляются пузырьки бесцветного газа с приятным запахом. Запишем уравнение реакции.



Азотная кислота взаимодействует с неметаллами, превращая их в соответствующие кислоты.

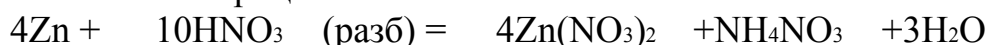


IV. Работа с учебником. Выполнить самостоятельно задание № 4 стр. 59.

V. Вывод по уроку. Азотная кислота электролит, она проявляет свойства характерные для всех кислот, не выделяет водород, взаимодействуя с металлами. Сильный окислитель. Окисляет металлы и неметаллы.

Техника безопасности. При работе с азотной кислотой нужно соблюдать осторожность. Не допускать её попадание на кожу и одежду.

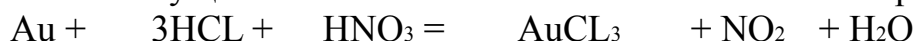
VI. Закрепление. Объяснить сущность окислительно-восстановительного процесса.



VII. Домашнее задание.

Какой объем оксида азота (IV) н.у. выделится, если на медь 12,8 г подействовали раствором, содержащим 60 г азотной кислоты.

Объяснить сущность окислительно-восстановительного процесса.



Г.Е. Рудзитис. Химические свойства HNO_3 гл. III параграф 19, стр. 59, задание 5, 7. Презентация применения азотной кислоты.

Список используемой литературы.

Г.Е. Рудзитис., Ф.Г. Фельдман. Химия 9. «Просвещение» 2014г.

Е.Е. Минченков., А.А. Жулин. Химия 9. ОАО «Московские учебники» 2012г.

П.А. Оржековский., Л.М. Мещерякова., Л.С. Понтак. Химия 9. ОАО «Московские учебники» 2014г.

Е.В. Савинкина., Г.П. Логинова. Химия 9. БАЛАСС 2014г.

Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Начало химии. — М., 2010г.

Штетер В., Лаутеншлегер К., Бибрак Х. Химия: Справ. Изд./ пер. с нем. — М., 2011г.

Каталог образовательных ресурсов. Интернет электронный ресурс: база мультимедийных видеокурсов по различным направлениям обучения для школ и вузов. Режим доступа: [//catalog.iot.ru/](http://catalog.iot.ru/).

