



Урок 9 класса
Химическое равновесие.
Азот (продолжение)



Оксиды азота:

Степени окисления N в оксидах: +1, +2, +3, +4, +5.

N_2O , NO - бесцветные газы.

NO_2 - бурый газ или «лисий хвост».

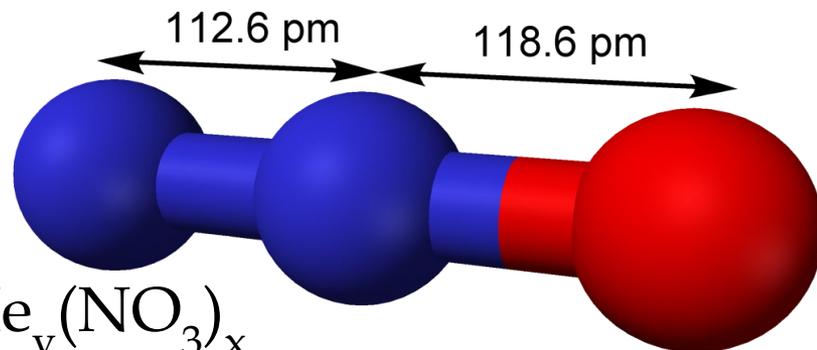
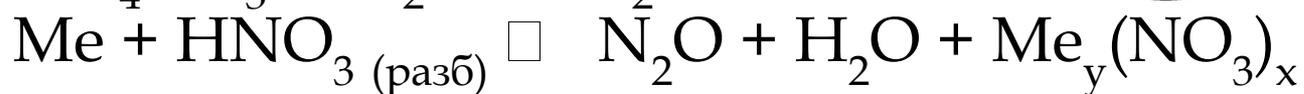
N_2O_3 , N_2O_5 - прозрачные кристаллы.





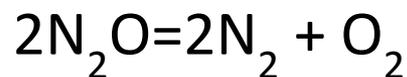
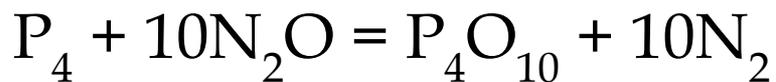
N_2O – веселящий газ, закись азота, не солиобразующий.
Вызывает конвульсивный смех, в медицине используют для ингаляционного наркоза.

Получение:



Свойства:

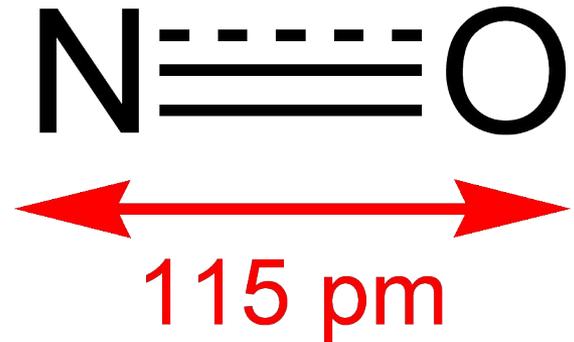
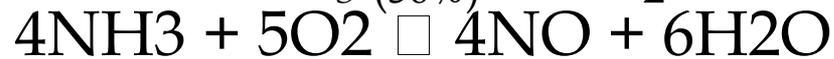
Может поддерживать горение серы, углерода, фосфора, за счет свойств окислителя:





NO – несолеобразующий оксид азота, химически активен.

Получение:



Свойства:

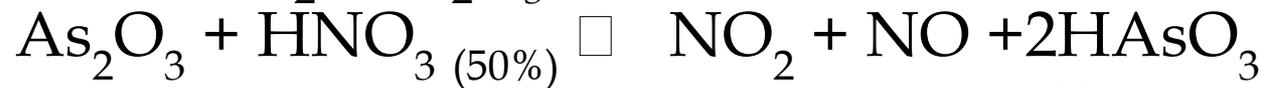
Окисляется на воздухе:





N_2O_3 – ангидрит азотистой кислоты.

Получение:



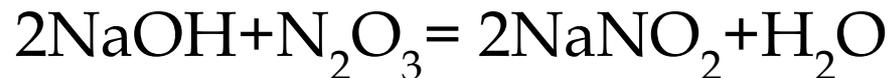
Мышьяковая к-та

Свойства:

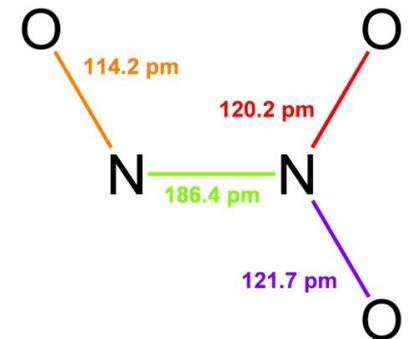
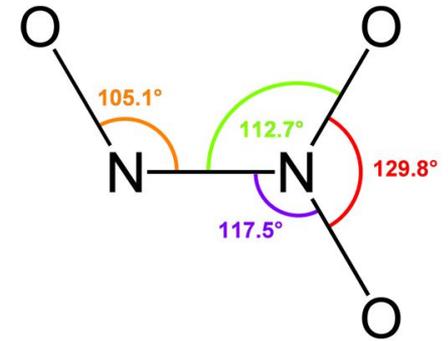
Образует азотистую кислоту:



И соответствующие соли:



Применяется только в лабораторном синтезе.





NO_2 – бурый газ.

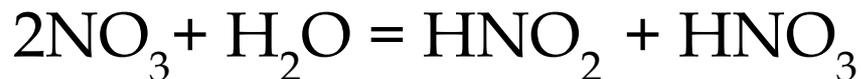
Часто образует димеры: N_2O_4 .

Получение:

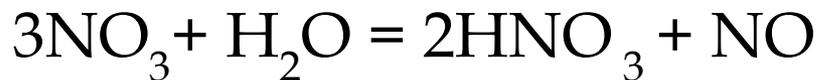


Свойства:

Диспропорционирует:



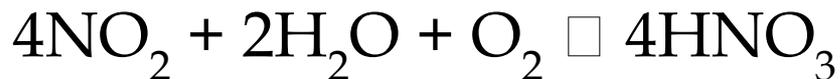
Или при нагревании:



Окислительно-восстановительная функция



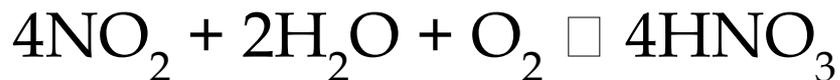
Реакция используемая для получения азотной кислоты:



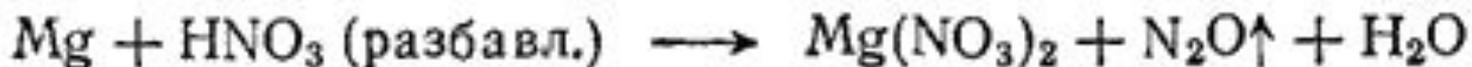


HNO_3 – азотная кислота, в чистом виде – жидкость с удушливым запахом.

Может образовываться в грозу по реакции:



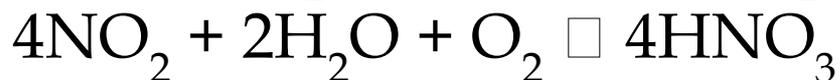
Азотная кислота – одна из наиболее сильных кислот, а так же сильный окислитель.



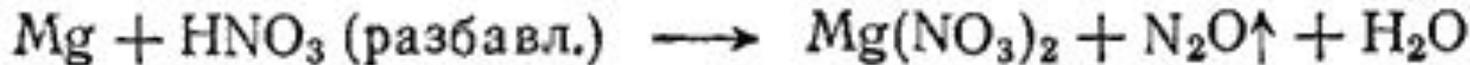


HNO_3 – азотная кислота, в чистом виде – жидкость с удушливым запахом.

Может образовываться в грозу по реакции:



Азотная кислота – одна из наиболее сильных кислот, а также сильный окислитель.





Растворение золота в царской водке:



Если взять соляную кислоту в избытке:

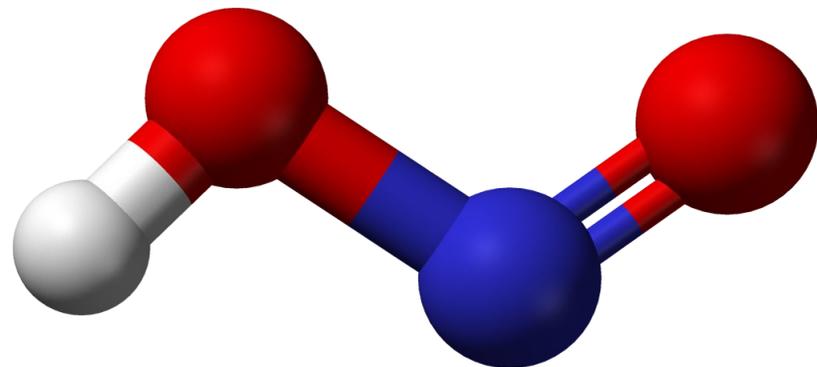


Золотохлороводородная
кислота





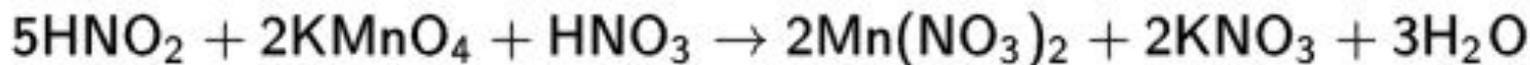
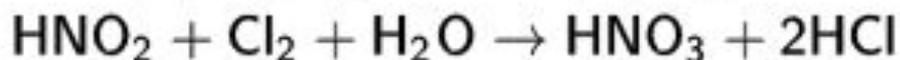
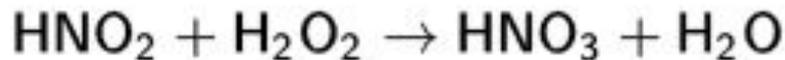
HNO_2 – азотистая кислота, крайне слабая. Существует только в слабых растворах:



Соли – нитриты.



Азотистая кислота имеет азот с промежуточной степенью окисления:

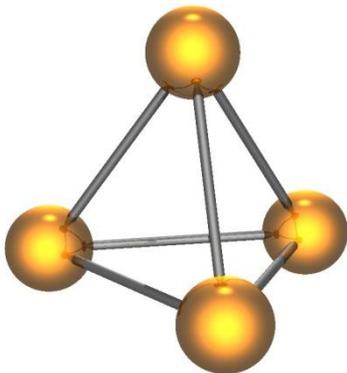




Фосфор – важный для жизни элемент, он входит в состав всех живых организмов.

Имеет множество аллотропных модификаций, самые важные из них: белый, красный и черный фосфор.

Белый фосфор – P_4



Красный фосфор – P_n

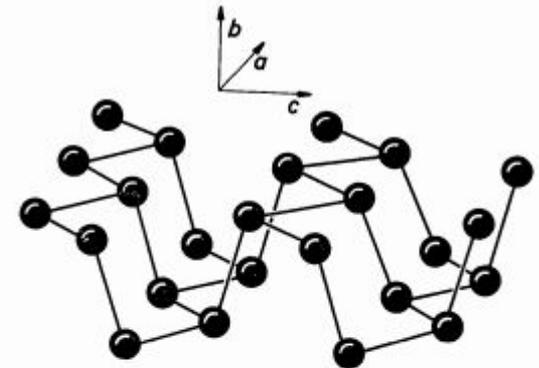


Fig. 1. A part of an infinite puckered layer of phosphorus atoms parallel with the (010) plane in the structure of black phosphorus.

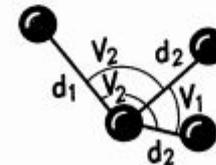


Fig. 2. Representation of bond distances and bond angles in the structure of black phosphorus (see text).



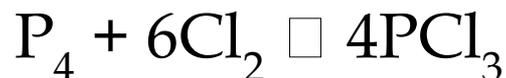
Для белого фосфора характерна повышенная химическая активность, при комнатной температуре:



При недостатке кислорода:



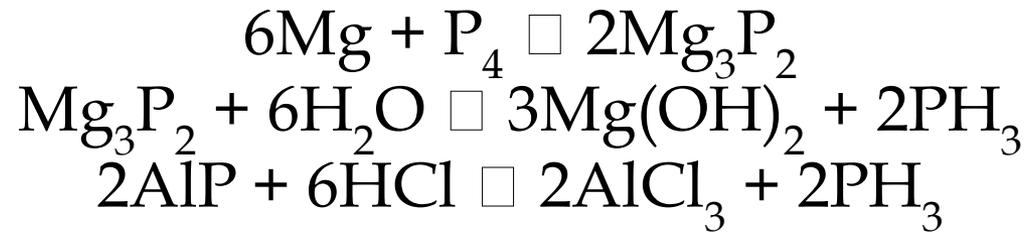
Реакции с галогенами:



Красный и черный фосфор участвуют в таких же реакциях, но при большей температуре.

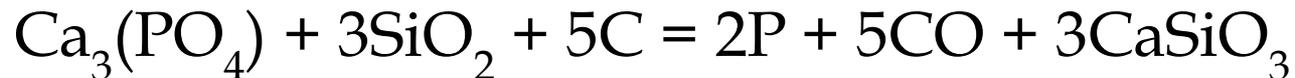


Фосфор реагирует с металлами, образуя фосфиды:



Получение фосфора.

Фосфор получают при восстановлении фосфата кальция в электрической печи без доступа воздуха и в присутствии SiO_2 , который вводят для связывания CaO :





Водородное соединение фосфора – фосфин PH_3 . Оно менее устойчивое, нежели аммиак и является чрезвычайно ядовитым газом.

Фосфин сильный восстановитель:





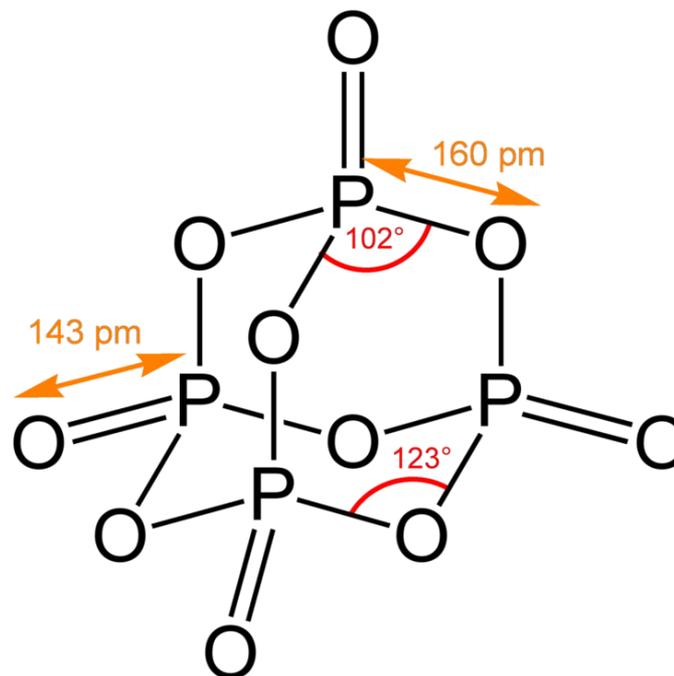
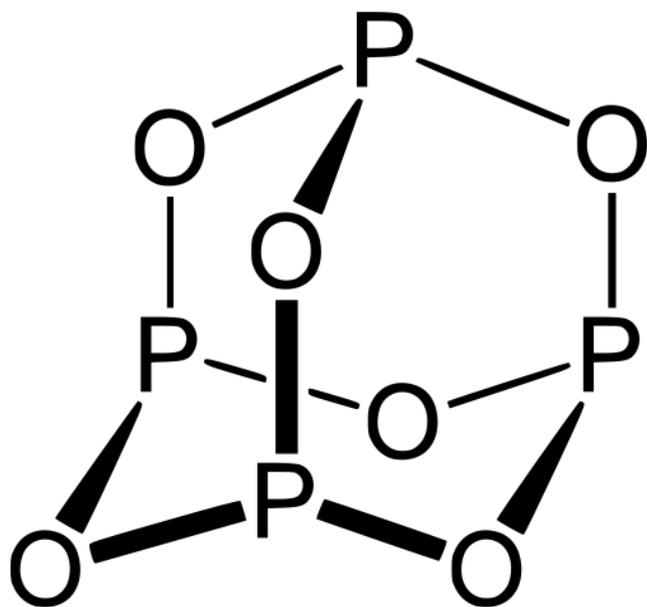
Галогениды фосфора.

Они широко используются в органической химии, как хлорирующие реагенты.





Фосфорный ангидрид – P_2O_5 или P_4O_{10}
Фосфористый ангидрид – P_2O_3 или P_4O_6 .





Фосфорный ангидрид – P_2O_5 или P_4O_{10}

Фосфористый ангидрид – P_2O_3 или P_4O_6 .

