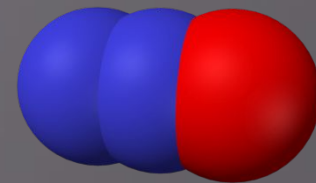


ОКСИДЫ АЗОТА

В оксидах степень окисления азота меняется от +1 до +5. Оксиды N_2O и NO – несолеобразующие, бесцветные газы; NO_2 – бурый газ, в промышленности получил название «лисий хвост». N_2O_3 – без примесей существует только в твёрдом виде (слабо-синего цвета), жидкий – синего цвета, N_2O_5 при обычных условиях – прозрачные бесцветные кристаллы. Все оксиды азота, кроме N_2O – ядовиты, поражают дыхательные пути.

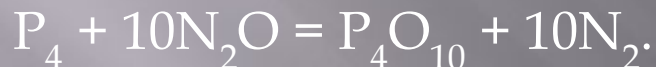
Оксид азота (I)



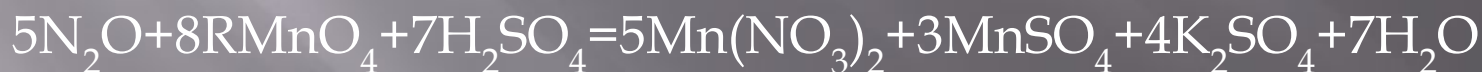
- Часто используемое тривиальное название оксида азота (I) – «веселящий газ», так как в малых дозах вызывает конвульсивный смех, в медицине используется для ингаляционного наркоза.
- Получают при термическом разложении нитрата аммония при 250°C и при взаимодействии некоторых металлов с азотной кислотой.



- Он химически инертен при нормальных условиях, но при нагревании обладает окислительными свойствами и может поддерживать горение, например, серы, углерода, фосфора:



Может проявлять свойства восстановителя при взаимодействии с сильными окислителями:

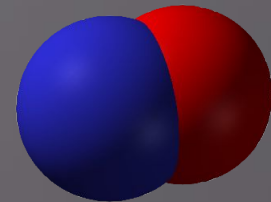


- При нагревании N_2O разлагается на N_2 и O_2 .

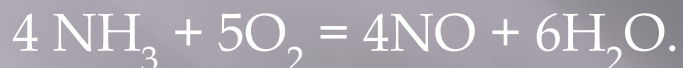
Более удобным способом получения является:



Оксид азота (II)

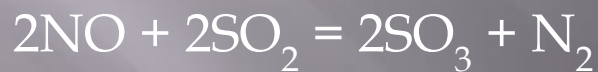


- Оксид азота (II) обычно получают действием 30-50% азотной кислоты на металлы по схеме (например медь), кроме того он образуется при каталитическом окислении аммиака (промышленный способ):

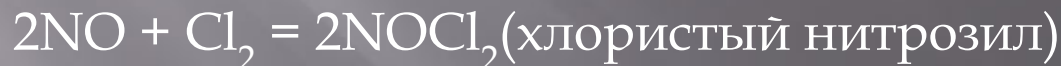


NO – единственный оксид, который может быть получен при непосредственном взаимодействии N_2 и O_2 (в электрическом разряде)

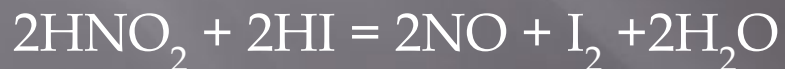
- Оксид азота (II) легко окисляется на воздухе до NO_2 .
- В присутствии более сильных восстановителей NO проявляет свойства восстановителя:

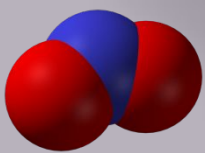


- По отношению к галогенам также проявляет свойства восстановителя:

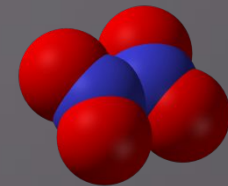


- Более чистый NO можно получить по реакциям:

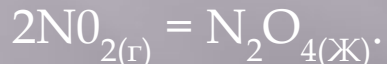




Оксид азота (IV)



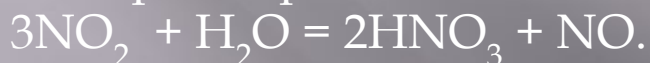
- Диоксид азота NO_2 получают при взаимодействии концентрированной азотной кислоты с тяжёлыми металлами.
- NO_2 обычно существует в равновесии со своим димером N_2O_4 , при охлаждении образуя жидкость коричневого цвета:



- При растворении в воде на холоде NO_2 обратимо диспропорционирует:



Но при нагревании:



С щелочами так же диспропорционирует:



- Если NO_2 растворяют в присутствии кислорода, то получается азотная кислота:



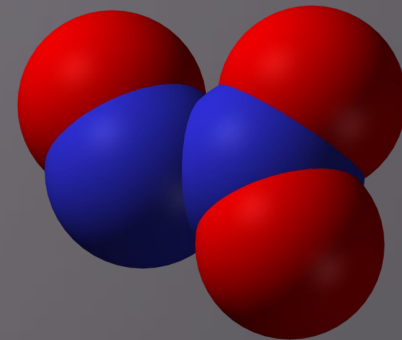
Последнюю реакцию используют в промышленности для получения азотной кислоты.

- Для NO_2 довольно высокая химическая активность: он взаимодействует с неметаллами (фосфор, уголь и сера горят в диоксиде азота, оксид серы (IV) окисляется до оксида серы (VI)):



- $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^0} 2\text{PbO} + \text{O}_2 + 4\text{NO}_2$ – ещё один способ получения диоксида азота

Оксид азота (III)



- ▣ Подвержен термической диссоциации:



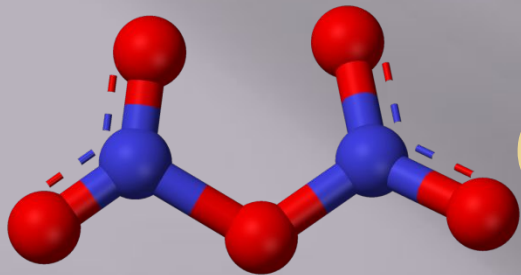
- ▣ При взаимодействии с водой даёт азотистую кислоту
- ▣ При взаимодействии с щелочами или основными оксидами образует соответствующие нитриты.
- ▣ Для получения оксида азота (III) рекомендуют капать 30% азотную к-ту на твёрдый оксид мышьяка (III):



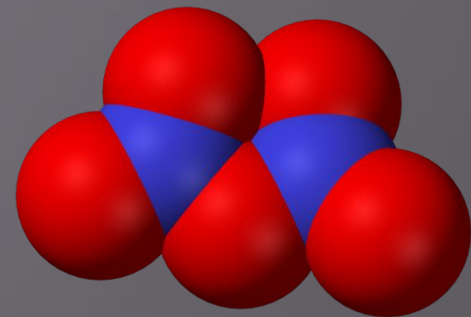
Далее смесь газов охлаждают:



- ▣ При пропускании через жидкий воздух электрического разряда N_2O_3 можно получить в виде голубого порошка



Оксид азота (V)



- Растворение в воде с образованием азотной кислоты, а в щелочах – с образованием нитратов.
- N_2O_5 легко летуч и крайне неустойчив (разложение происходит со взрывом):



- Получают оксид азота (V) дегидратацией HNO_3 , пропусканием сухого хлора над сухим $AgNO_3$, а также взаимодействием NO_2 с озоном:

