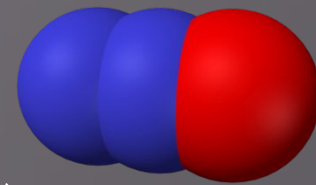


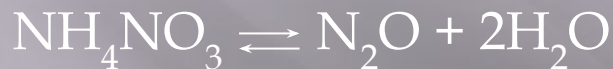
# ОКСИДЫ АЗОТА

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.

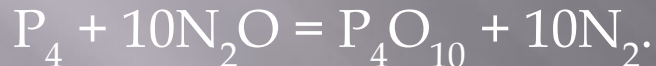
# Оксид азота (I)



- 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:

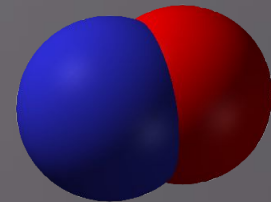


- При нагревании  $\text{N}_2\text{O}$  разлагается на  $\text{N}_2$  и  $\text{O}_2$ .

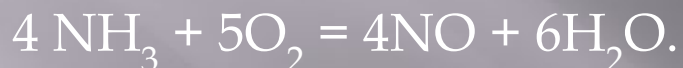
Более удобным способом получения является:



# Оксид азота (II)

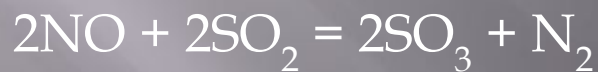


- Оксид азота (II) обычно получают действием 30-50% азотной кислоты на металлы по схеме (например медь), кроме того он образуется при каталитическом окислении аммиака (промышленный способ):

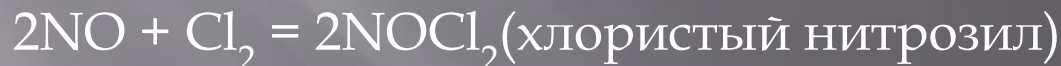


NO – единственный оксид, который может быть получен при непосредственном взаимодействии  $\text{N}_2$  и  $\text{O}_2$  (в электрическом разряде)

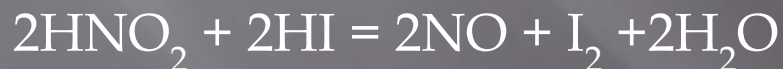
- Оксид азота (II) легко окисляется на воздухе до  $\text{NO}_2$ .
- В присутствии более сильных восстановителей NO проявляет свойства восстановителя:

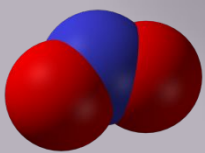


- По отношению к галогенам также проявляет свойства восстановителя:

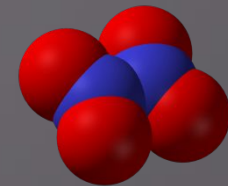


- Более чистый NO можно получить по реакциям:

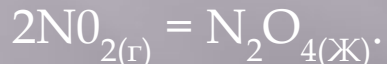




# Оксид азота (IV)



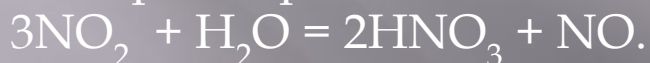
- Диоксид азота  $\text{NO}_2$  получают при взаимодействии концентрированной азотной кислоты с тяжёлыми металлами.
- $\text{NO}_2$  обычно существует в равновесии со своим димером  $\text{N}_2\text{O}_4$ , при охлаждении образуя жидкость коричневого цвета:



- При растворении в воде на холоде  $\text{NO}_2$  обратимо диспропорционирует:



Но при нагревании:



С щелочами так же диспропорционирует:



- Если  $\text{NO}_2$  растворяют в присутствии кислорода, то получается азотная кислота:



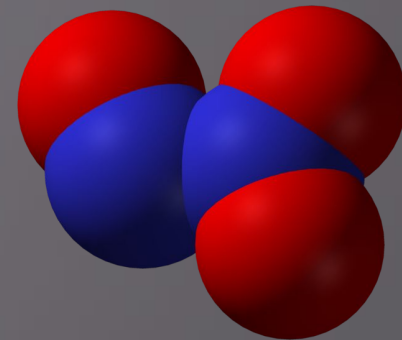
Последнюю реакцию используют в промышленности для получения азотной кислоты.

- Для  $\text{NO}_2$  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:



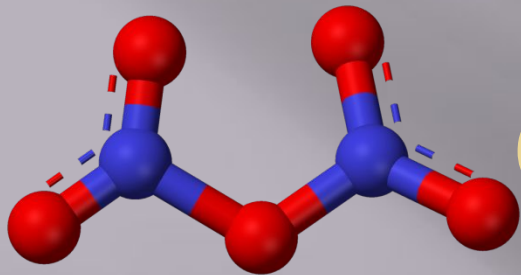
- При взаимодействии с водой даёт азотистую кислоту
- При взаимодействии с щелочами или основными оксидами образует соответствующие нитриты.
- Для получения оксида азота (III) рекомендуют капать 30% азотную к-ту на твёрдый оксид мышьяка (III):



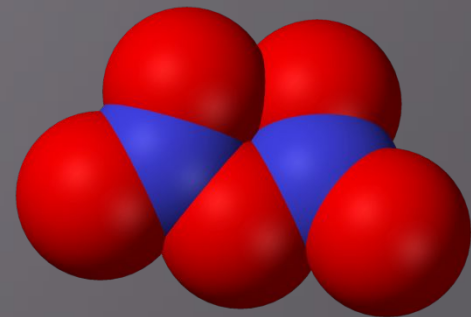
Далее смесь газов охлаждают:



- При пропускании через жидкий воздух электрического разряда  $\text{N}_2\text{O}_3$  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:

