

ОКСИДЫ АЗОТА



ОКСИДЫ АЗОТА

Физические свойства, токсичность,
методы получения

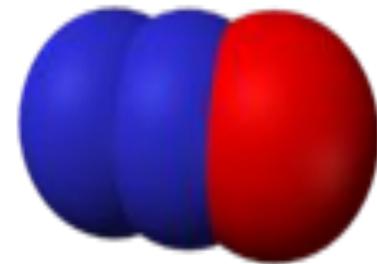
ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ АЗОТА

Название	Формула	Агрегатное состояние (н. у.)	Отношение к воде	Запах, особые свойства	Цвет
Оксид азота (I)	$N_2^{+1}O$	газ	плохо растворим	резкий сладковатый	—
Оксид азота (II)	$N^{+2}O$	газ	плохо растворим		—
Оксид азота (III)	$N_2^{+3}O_3$	жидкость	взаимодействие		синий
Оксид азота (IV)	$N^{+4}O_2$	газ	взаимодействие	резкий, удушливый	бурый
Оксид азота (V)	$N_2^{+5}O_5$	твердое вещество	взаимодействие		белый

Оксид азота (I), закись азота, «веселящий газ»

- газ,
- бесцветный,
- запах сладковатый,
- растворим в воде,
- анестезирующее средство, не вызывает раздражения дыхательных путей
- малые концентрации закиси азота вызывают чувство опьянения (отсюда название — «веселящий газ») и лёгкую сонливость
- *получение:*

1. Разложение нитрата аммония
 $t^{\circ}\text{C}$



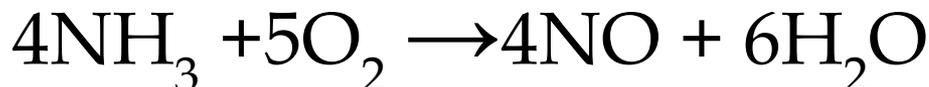
Оксид азота (II), окись азота

- газ,
- бесцветный,
- плохо растворим в воде,
- токсичен, при вдыхании поражает дыхательные пути

- *получение:*

1. Каталитическое окисление аммиака (промышленный способ)

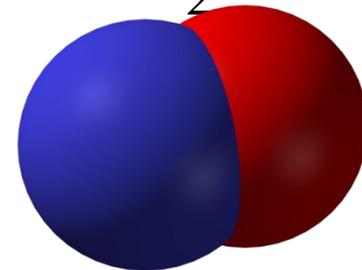
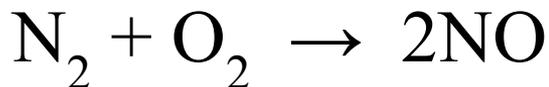
Pt, p, t°C



2. Взаимодействие меди с 30%-ной азотной кислотой (разбавленной)

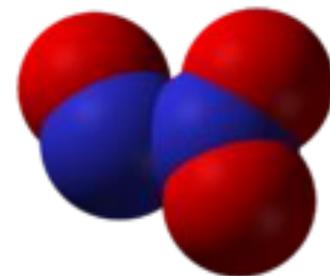


3. В природе, во время грозы

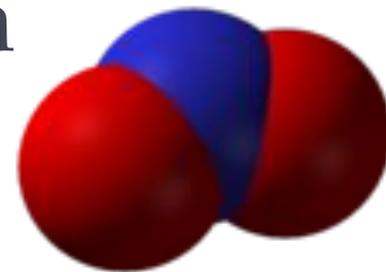


Оксид азота (III), азотистый ангидрид

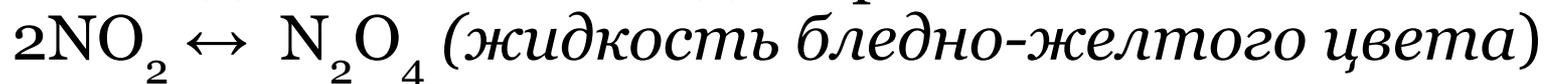
- ТЕМНО-СИНЯЯ ЖИДКОСТЬ (при низких температурах),
- $t^{\circ}_{\text{кипения}} = 3,5^{\circ}\text{C}$;
- ВЫШЕ $t^{\circ}_{\text{кипения}}$ разлагается на NO и NO₂.
- *получение:*



Оксид азота (IV), диоксид азота

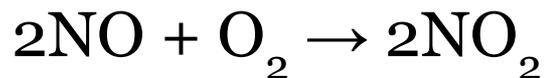


- бурый газ,
- запах резкий, удушливый,
- ядовит, высоко токсичен, даже в небольших концентрациях он раздражает дыхательные пути, в больших концентрациях вызывает отёк лёгких,
- в жидком состоянии димеризован

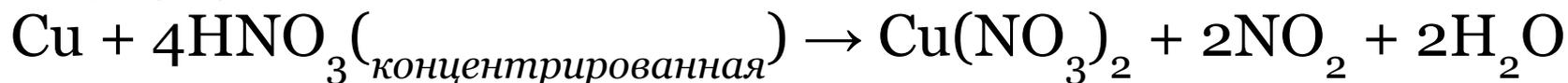


- *получение:*

1. Окисление оксида азота (II) кислородом воздуха



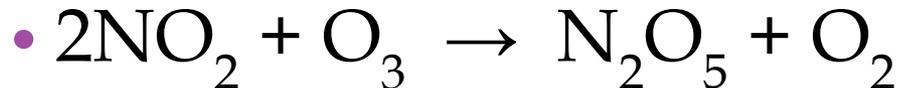
2. Взаимодействие меди с концентрированной азотной кислотой



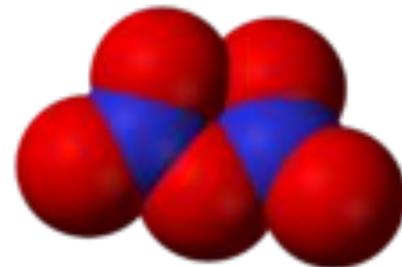
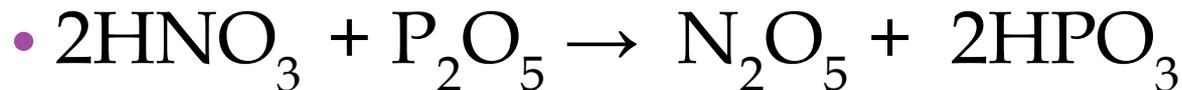
Оксид азота (V), азотный ангидрид

- кристаллическое вещество,
- летучее,
- неустойчивое,
- ТОКСИЧЕН
- *получение:*

1. Окисление диоксида азота озоном



2. Дегидратация азотной кислоты с помощью фосфорного ангидрида



ОКСИДЫ АЗОТА

Химические свойства:

1. Отношение к воде;
2. Отношение к раствору щелочи;
3. Отношение к нагреванию;
4. ОВР с участием оксидов азота

Отношение оксидов азота к воде

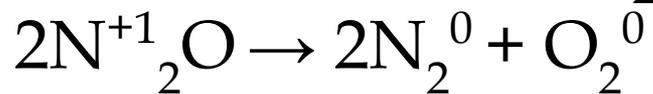
- $\text{N}^{+1}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \neq$
- $\text{N}^{+2}\text{O} + \text{H}_2\text{O} \neq$
- $\text{N}^{+3}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HN}^{+3}\text{O}_2$ (соединение, не ОВР)
- $2\text{N}^{+4}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}_{\text{холодная}} \rightarrow \text{HN}^{+3}\text{O}_2 + \text{HN}^{+5}\text{O}_3$
(диспропорционирование)
- $3\text{N}^{+4}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{HN}^{+5}\text{O}_3 + \text{N}^{+2}\text{O}$
(диспропорционирование)
- $\text{N}^{+5}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HN}^{+5}\text{O}_3$ (соединение, не ОВР)

Отношение оксидов азота к раствору щелочи

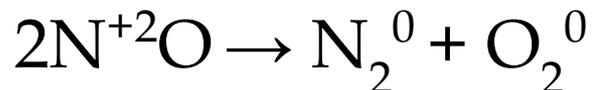
- $\text{N}^{+1}_2\text{O} + \text{KOH} \neq$
- $\text{N}^{+2}\text{O} + \text{KOH} \neq$
- $\text{N}^{+3}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{KN}^{+3}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (обмен, не ОВР)
- $2\text{N}^{+4}\text{O}_2 + 2\text{KOH}_{\text{холодный}} \rightarrow \text{KN}^{+3}\text{O}_2 + \text{KN}^{+5}\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
(диспропорционирование)
- $3\text{N}^{+4}\text{O}_2 + 2\text{KOH}_{\text{горячий}} \rightarrow 2\text{KN}^{+5}\text{O}_3 + \text{N}^{+2}\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
(диспропорционирование)
- $\text{N}^{+5}_2\text{O}_5 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{KN}^{+5}\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (обмен, не ОВР)

Отношение оксидов азота к нагреванию

При нагревании N_2O разлагается:



При медленном понижении температуры N^{+2}O разлагается

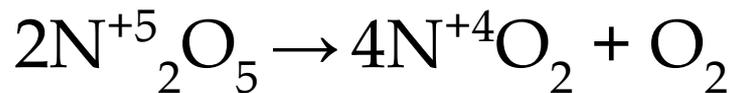


При комнатной температуре N_2O_3 разлагается практически полностью:



N^{+4}O_2 устойчив

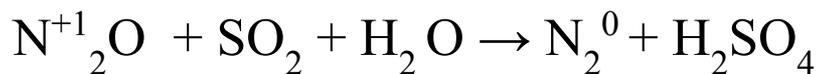
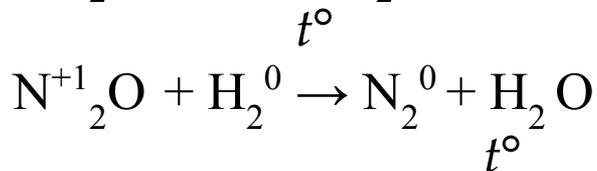
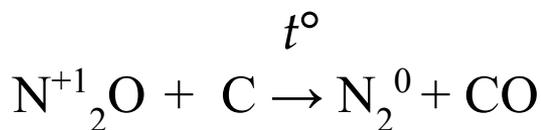
N_2O_5 легко летуч и крайне неустойчив, разложение происходит самопроизвольно со взрывом :



Участие в ОВР оксида азота (I)

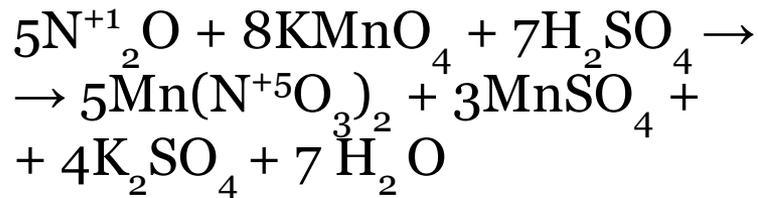
Окислитель

Свойства окислителя проявляет только при нагревании (при комнатной температуре неактивен):



Восстановитель

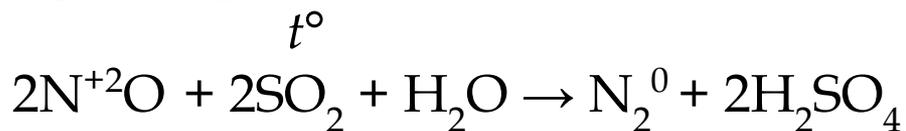
Свойства восстановителя проявляет только при взаимодействии с сильными окислителями:



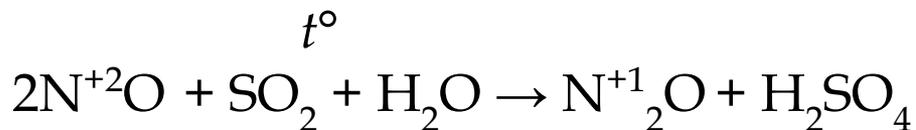
Участие в ОВР оксида азота (II)

Окислитель – слабый

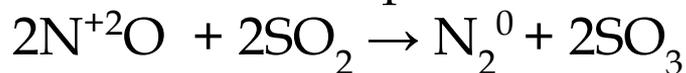
Окисляет более сильные
восстановители
в растворе



или

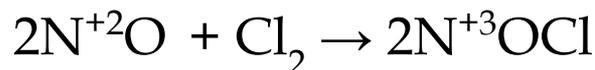
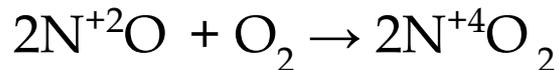


или в газовой фазе:



Восстановитель – сильный

Свойства восстановителя
проявляет при взаимодействии
с кислородом, галогенами:



нитрозилхлорид

Участие в ОВР оксида азота (III)

Окислитель – слабый

Ввиду термической нестойкости свойства оксида азота (III) как окислителя практически не используются

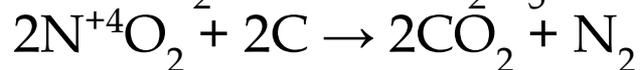
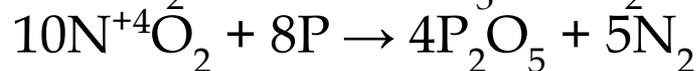
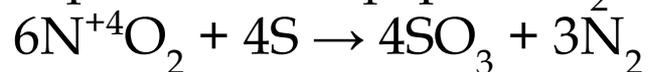
Восстановитель – сильный

Ввиду термической нестойкости свойства оксида азота (III) как восстановителя практически не используются

Участие в ОВР оксида азота (IV)

Окислитель – очень сильный

Неметаллы сера, фосфор, углерод горят в атмосфере NO_2 :



Металлы окисляются жидким NO_2 (N_2O_4) до безводных нитратов:



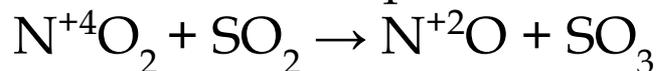
(диспропорционирование)

Окисляет сернистый газ в растворе

t°

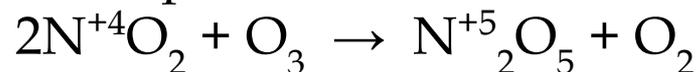


или в газовой фазе:



Восстановитель – очень слабый

Окисляется озоном или кислородом:



Участие в ОВР оксида азота (V)

Окислитель

Ввиду термической нестойкости свойства оксида азота (V) как окислителя практически не используются

Восстановителем не является