

	N ₂ O	NO	N ₂ O ₃
Название	Оксид азота (I) <i>оксид диазота</i> Закись азота Гемиоксид азота Веселящий газ	Оксид азота (II) Окись азота монооксида азота нитрозил-радикала	Оксид азота (III) триоксид азота Азотистый ангидрид сесквиоксид азота
С тепень окисления азота в оксиде	+ 1	+2	+3
Физические свойства	бесцветный негорючий газ с приятным сладковатым запахом и привкусом, тяжелее воздуха, малорастворим в воде токсичен, при вдыхании поражает дыхательные пути.	Бесцветный газ, незначительно растворим в воде, трудносжижаемый, однако в твердом и жидком состояниях это вещество имеет голубой цвет токсичен, при вдыхании поражает дыхательные пути.	жидкость синего цвета (при н. у.), бесцветный газ (при стандартных условиях), в твёрдом виде — синеватого цвета. Устойчив только при температурах ниже −4 °С. Без примесей NO ₂ и NO азотистый ангидрид (O=N—O—N=O) существует только в твёрдом виде. Высокотоксичен. По действию на организм сравним с дымящей азотной кислотой, вызывает тяжёлые ожоги кожи.
Химические свойства	Несолеобразующий В нормальных условиях химически инертен, при нагревании проявляет свойства окислителя: N₂O + H₂ → N₂ + H₂O При нагревании разлагается: 2N₂O → 2N₂ + O₂ Ни с водой, ни с кислотами, ни с щелочами не реагирует	Несолеобразующий Очень реакционноспособное соединение, но с водой, кислотами и растворами щелочей не реагирует При комнатной температуре и атмосферном давлении происходит окисление NO кислородом воздуха: 2NO + O₂ → 2NO₂ обладает окислительно-восстановительными свойствами: при обычной температуре устойчив, при понижении t димеризуется в N ₂ O ₂ ; при 700 °С разлагается: 2NO→2N ₂ + O ₂ поддерживая горение, является восстановителем; с водородом. Смесь равных объемов NO и H ₂ взрывается: 2NO + 2H ₂ = N ₂ + H ₂ O, где NO – окислитель; Для NO характерны также реакции присоединения галогенов с образованием нитрозилгалогенидов, в этой реакции NO проявляет свойства восстановителя: 2NO + Cl ₂ → 2NOCl. В присутствии более сильных восстановителей NO проявляет окислительные свойства: 2SO ₂ + 2NO → 2SO ₃ + N ₂ ↑.	Солеобразующий, кислотный неустойчив, подвержен термической диссоциации: N₂O₃ → NO + NO₂ При 25 °С содержание N ₂ O ₃ в смеси газов составляет около 10,5 %. Жидкий оксид также частично диссоциирован. Являясь азотистым ангидридом, при взаимодействии с водой N ₂ O ₃ даёт азотистую кислоту: N₂O₃ + H₂O → 2HNO₂ При взаимодействии с растворами щелочей образуются соответствующие нитриты: N₂O₃ + 2KOH → 2KNO₂ + H₂O
Применение, значение	используется для ингаляционного наркоза в хирургии; иногда используется для улучшения технических характеристик двигателей внутреннего сгорания. В пищевой промышленности соединение зарегистрировано в качестве пищевой добавки E942 , как пропеллент и упаковочный газ (предотвращают порчу продукта). используется в основном для распыления пищевых продуктов.	Получение азотной кислоты действует как посредник в передаче клеточных сигналов внутри клетки и между клетками, отвечает за расслабление гладких мышц сосудов и их расширение, предотвращает агрегацию тромбоцитов и адгезию нейтрофилов к эндотелию, участвует в различных процессах в нервной, репродуктивной и иммунной системах.	Применяется в лаборатории для получения азотистой кислоты и её солей.

	NO ₂	N ₂ O ₅
Название	Оксид азота (IV), «лисий хвост», диоксид азота, бурый газ	Оксид азота (V) устар. ангидрид азотной кислоты пентаоксид диазота, нитрат нитрила, нитрат нитрония
Степень окисления азота в оксиде	+4	+5
Физические свойства	Ядовитый газ бурого цвета с резким запахом или желтоватая жидкость.	Бесцветные, очень летучие кристаллы. Крайне неустойчив при комнатной температуре, легко летуч и крайне неустойчив, ядовит
Химические свойства	Солеобразующий, кислотный Кислотный оксид. NO₂ отличается высокой химической активностью. Он взаимодействует с неметаллами (фосфор, сера, углерод горят в нём). В этих реакциях NO₂ — окислитель: $2\text{NO}_2 + 2\text{C} \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{N}_2$ $10\text{NO}_2 + 8\text{P} \rightarrow 4\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{N}_2$ Окисляет SO₂ в SO₃ — на этой реакции основан нитрозный метод получения серной кислоты: $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 + \text{NO}$ При растворении оксида азота(IV) в воде образуются азотная и азотистая кислоты (реакция диспропорционирования): $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$ Поскольку азотистая кислота неустойчива, при растворении NO₂ в тёплой воде образуются HNO₃ и NO: $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO} \uparrow$ Если растворение проводить в избытке кислорода, образуется только азотная кислота (NO₂ проявляет свойства восстановителя): $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{HNO}_3$ При растворении NO₂ в щелочах образуются как нитраты, так и нитриты: $2\text{NO}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Жидкий NO₂ применяется для получения безводных нитратов: $\text{Zn} + 2\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}$	Солеобразующий, кислотный хороший окислитель, легко реагирует, иногда бурно, с металлами и в чистом состоянии при нагреве взрывается. легко растворяется во влаге воздуха, вновь образуя HNO₃ Разложение происходит со взрывом, чаще всего — без видимых причин: $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ Растворяется в воде с образованием азотной кислоты (обратимая реакция): $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HNO}_3$ Растворяется в щелочах с образованием нитратов: $\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ Взаимодействует и основными оксидами с образованием нитратов. $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{BaO} = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
Применение, значение	вызывает кислотные дожди, а также сам по себе является токсичным веществом, вызывающим раздражение слизистых оболочек, воздействует в основном на дыхательные пути и легкие, а также вызывает изменения состава крови, в частности, уменьшает содержание в крови гемоглобина. В производстве серной и азотной кислот, в качестве окислителя в жидком ракетном топливе и смесевых взрывчатых веществах.	Применяется в лаборатории для получения азотной кислоты и её солей.