

# Азот и его соединения

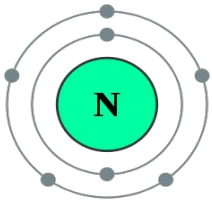


Презентация учителя химии МОУ СОШ №1 г.  
Алексеевки Белгородской области  
Е.П. Харченко для 9 класса

# Строение и свойства атома азота

7: Nitrogen

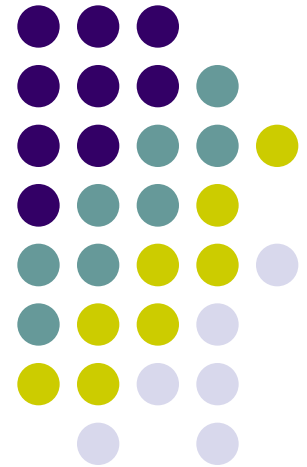
2,5



**Азот / Nitrogenium (N)**

Атомный номер -7

Газ без цвета вкуса и достаточно инертный при нормальных условиях двухатомный газ без цвета, вкуса и запаха (формула  $N_2$ ).



# Распространенность азота



Вне пределов Земли азот обнаружен в газовых туманностях, [солнечной](#) атмосфере, на [Уране](#), [Нептуне](#), межзвёздном пространстве и др. Азот — четвёртый по распространённости элемент Солнечной системы (после [водорода](#), [гелия](#) и [кислорода](#)).

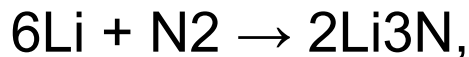
- Азот, в форме двухатомных молекул  $N_2$  составляет большую часть [атмосферы](#), где его содержание составляет 75,6 % (по массе) или 78,084 % (по объёму), то есть около  $3,87 \cdot 10^{15}$  т.
- Содержится азота в земной коре в верхней части мантии, откуда он поступает в другие оболочки Земли с извержениями [вулканов](#).
- Содержится азота в гидросфере в виде соединений.

# Химические свойства азота

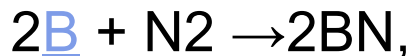
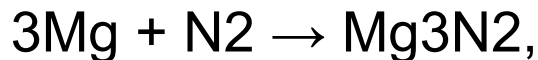


Вследствие большой прочности молекулы азота многие его соединения термически малоустойчивы и довольно легко разлагаются при нагревании. Именно поэтому азот на Земле находится по большей части в свободном состоянии.

- Ввиду своей значительной инертности азот при обычных условиях реагирует только с литием:



- При нагревании он реагирует с некоторыми другими металлами и неметаллами, также образуя нитриды:



- Наибольшее практическое значение имеет нитрид водорода (аммиак)

# Биологическая роль азота



Азот является элементом, необходимым для существования животных и растений, он входит в состав белков (16—18 % по массе), аминокислот, нуклеиновых кислот, нуклеопротеидов, хлорофилла, гемоглобина и др. В составе живых клеток по числу атомов азота около 2%, по массовой доле - около 2,5 % (четвертое место после водорода, углерода и кислорода). В связи с этим значительное количество связанного азота содержится в живых организмах, в веществе морей и океанов. В результате процессов гниения и разложения азотсодержащей органики, могут образоваться природные залежи полезных ископаемых, содержащие азот, например, «чилийская селитра» (нитрат натрия с примесями других соединений), норвежская, индийская селитры.

# Круговорот азота в природе



Фиксация атмосферного азота в природе происходит по двум основным направлениям — **абиогенному и биогенному**.

Первый путь включает главным образом реакции азота с кислородом. Так как азот химически весьма инертен, для окисления требуются большие количества энергии (высокие температуры). Эти условия достигаются при разрядах молний, когда температура достигает 25000 °С и более. При этом происходит образование различных оксидов азота.

# Круговорот азота в природе



Однако основная часть молекулярного азота фиксируется биотическим путём. Долгое время считалось, что связывать молекулярный азот могут только клубеньковые бактерии бобовых растений, цианобактерии и др. Сейчас известно, что этой способностью обладают многие другие организмы в воде и почве, например, актиномицеты в клубнях ольхи и других деревьев (всего 160 видов). Все они превращают молекулярный азот в соединения аммония ( $\text{NH}_4^+$ ). Этот процесс требует значительных затрат энергии. Таким образом, видна взаимная польза от симбиоза растений и азотфиксирующих бактерий — первые предоставляют вторым «место для проживания» и снабжают полученным в результате фотосинтеза «топливом» — глюкозой, вторые обеспечивают необходимым растениям азот в усваиваемой ими форме.



Азот в форме аммиака и соединений аммония быстро окисляется до нитратов и нитритов (этот процесс носит название [нитрификации](#)). Последние, не связанные тканями растений (и далее по [пищевой цепи](#) травоядными и хищниками), недолго остаются в почве. Большинство нитратов и нитритов хорошо растворимы, поэтому они смываются водой и в конце концов попадают в мировой океан.

Азот, включённый в ткани растений и животных, после их гибели подвергается [аммонификации](#) (разложению содержащих азот сложных соединений с выделением аммиака и ионов аммония) и [денитрификации](#) то есть выделению атомарного азота, а также его оксидов. Эти процессы целиком происходят благодаря деятельности микроорганизмов в аэробных и анаэробных условиях.



# Токсикология азота и его соединений



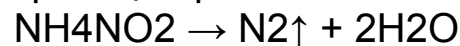
Сам по себе атмосферный азот достаточно инертен, чтобы оказывать непосредственное влияние на организм человека и млекопитающих. Тем не менее, при повышенном давлении он вызывает наркоз, опьянение или удушье (при недостатке кислорода); при быстром снижении давления азот вызывает кессонную болезнь. Многие соединения азота очень активны и нередко токсичны.

# Получение азота

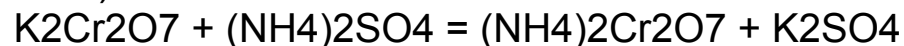


**В лабораториях его можно получить**

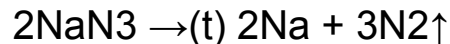
1. По реакции разложения нитрита аммония:



2. Нагревание смеси [дихромата калия](#) и сульфата аммония (в соотношении 2:1 по массе).



3. Самый чистый азот можно получить разложением азидов металлов:



4. Так называемый «воздушный», или «атмосферный» азот, то есть смесь азота с [благородными газами](#), получают путём реакции воздуха с раскалённым коксом:



5. Пропускание аммиака над оксидом меди (II) при температуре  $\sim 700^\circ\text{C}$ :



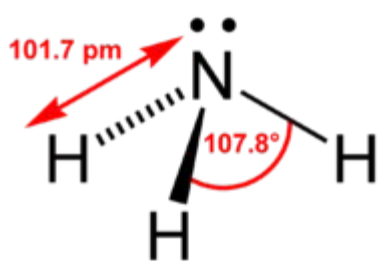
**Молекулярный азот в промышленности** получают [фракционной перегонкой](#) жидкого воздуха. Этим методом можно получить и «атмосферный азот».

# Соединения азота:



Степени окисления азота в соединениях  $-3$ ,  $-2$ ,  $-1$ ,  $+1$ ,  $+2$ ,  $+3$ ,  $+4$ ,  $+5$ .

- Соединения азота в степени окисления  $-3$  представлены нитридами, из которых практически наиболее важен аммиак;
- Соединения азота в степени окисления  $-2$  менее характерны, представлены пернитридами, из которых самый важный пернитрид водорода  $N_2H_4$  или гидразин;
- Соединения азота в степени окисления  $-1$   $NH_2OH$  (гидроксиламин) — неустойчивое основание, применяющееся, наряду с солями гидроксиламмония, в органическом синтезе;
- Соединения азота в степени окисления  $+1$  оксид азота (I)  $N_2O$  (закись азота, веселящий газ);
- Соединения азота в степени окисления  $+2$  оксид азота (II)  $NO$  (монооксид азота);
- Соединения азота в степени окисления  $+3$  оксид азота (III)  $N_2O_3$ , азотистая кислота,
- Соединения азота в степени окисления  $+4$  оксид азота (IV)  $NO_2$  (диоксид азота, бурый газ);
- Соединения азота в степени окисления  $+5$  — оксид азота (V)  $N_2O_5$ , азотная кислота и её соли — нитраты, и др.



# Аммиак



Молекула аммиака имеет форму пирамиды с атомом азота в вершине. Три неспаренных р-электрона атома [азота](#) участвуют в образовании полярных [ковалентных связей](#) с 1s-электронами трёх атомов водорода (связи N-H), четвёртая пара внешних электронов является неподелённой, она может образовать [донорно-акцепторную связь](#) с ионом водорода, образуя [ион аммония](#) NH<sub>4</sub>. Благодаря тому, что не связывающее двухэлектронное облако строго ориентировано в пространстве, молекула аммиака обладает высокой полярностью, что приводит к его хорошей растворимости в воде. Молекула аммиака имеет форму тригональной пирамиды с атомом азота в вершине. Три неспаренных р-электрона атома [азота](#) участвуют в образовании полярных [ковалентных связей](#) с 1s-электронами трёх атомов водорода (связи N-H), четвёртая пара внешних электронов является неподелённой, она может образовать [донорно-акцепторную связь](#) с ионом водорода, образуя [ион аммония](#) NH<sub>4</sub>. Благодаря тому, что не связывающее двухэлектронное облако строго ориентировано в пространстве, молекула аммиака обладает высокой полярностью, что приводит к его хорошей растворимости в воде.

# Физические свойства аммиака

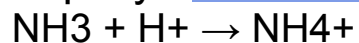


**Аммиак** —  $\text{NH}_3$ , нитрид водорода, при нормальных условиях — бесцветный газ с резким характерным запахом (запах нашатырного спирта), почти вдвое легче воздуха, ядовит. Растворимость  $\text{NH}_3$  в воде чрезвычайно велика — около 1200 объёмов (при  $0\text{ }^\circ\text{C}$ ) или 700 объёмов (при  $20\text{ }^\circ\text{C}$ ) в объёме воды. В холодильной технике носит название R717, где R хладагент, 7 — тип хладагента (неорганическое соединение), 17 — молекулярная масса.

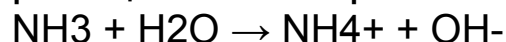
# Химические свойства аммиака



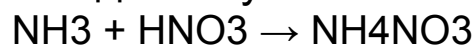
Благодаря наличию неподеленной электронной пары он присоединяет протон, образуя ион аммония:



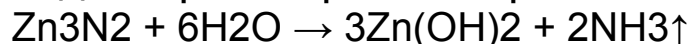
Водный раствор аммиака («нашатырный спирт») имеет слабощелочную реакцию из-за протекания процесса:



Взаимодействуя с кислотами даёт соответствующие соли аммония:

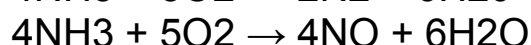
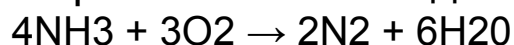


Амиды металлов являются аналогами гидроксидов.. Амиды подвергаются в водных растворах необратимому гидролизу:



Фенолфталеин в этих растворах окрашивается в красный цвет, при добавлении кислот происходит их нейтрализация.

**При нагревании аммиак проявляет восстановительные свойства.** Так, он горит в атмосфере кислорода, образуя воду и азот. Окисление аммиака воздухом на платиновом катализаторе даёт оксиды азота, что используется в промышленности для получения азотной кислоты:



На восстановительной способности  $\text{NH}_3$  основано применение нашатыря  $\text{NH}_4\text{Cl}$  для очистки поверхности металла от оксидов при их пайке:



Галогены (хлор, йод) образуют с аммиаком опасные взрывчатые вещества — галогениды азота (хлористый азот, йодистый азот).



# Биологическая роль аммиака

Аммиак является конечным продуктом азотистого обмена в организме человека и животных. Он образуется при метаболизме белков, аминокислот и других азотистых соединений. Он высоко токсичен для организма, поэтому большая часть аммиака перерабатывается печенью в более безвредное и менее токсичное соединение — карбамид (мочевину). Мочевина затем выводится почками.

Аммиак может также использоваться печенью для обратного процесса — ресинтеза аминокислот из аммиака. Таким образом, из щавелевоуксусной кислоты получается аспарагиновая, из  $\alpha$ -кетоглутаровой — глутаминовая, и т. д.

# Физиологическое действие аммиака



По физиологическому действию на организм относится к группе веществ удушающего и нейротропного действия, способных вызвать отёк лёгких и тяжёлое поражение нервной системы. Аммиак обладает как местным, так и резорбтивным действием. Пары аммиака сильно раздражают слизистые оболочки глаз и органов дыхания, а также кожные покровы. Это мы и воспринимаем как резкий запах. Пары аммиака вызывают обильное слезотечение, боль в глазах, химический ожог конъюнктивы и роговицы, потерю зрения, приступы кашля, покраснение и зуд кожи. При соприкосновении сжиженного аммиака и его растворов с кожей возникает жжение, возможен химический ожог с пузырями, изъязвлениями. Кроме того, сжиженный аммиак при испарении поглощает тепло, и при соприкосновении с кожей возникает обморожение различной степени. Если чувствуется запах аммиака, то работать без средств защиты уже опасно.

В мире максимальная концентрация аммиака в атмосфере (больше 1 миллиграмма на кв. метр) наблюдается на Индо-Гангской равнине, в Центральной долине США и в Южно-Казахстанской области.



# Применение аммиака



В основном используется для производства азотных удобрений (нитрат и сульфат аммония, мочевина), взрывчатых веществ и полимеров, азотной кислоты, соды (по аммиачному методу) и других продуктов химической промышленности. Жидкий аммиак используют в качестве растворителя.

В холодильной технике используется в качестве холодильного агента (R717)

# Получение аммиака



**Промышленный способ получения аммиака** основан на прямом взаимодействии водорода и азота:



Реакция происходит с выделением тепла и понижением объёма. Следовательно, исходя из [принципа Ле-Шателье](#), реакцию следует проводить при возможно низких температурах и при высоких давлениях — тогда равновесие будет смещено вправо.

Однако скорость реакции при низких температурах ничтожно мала, а при высоких увеличивается скорость обратной реакции. Проведение реакции при очень высоких давлениях требует создания специального, выдерживающего высокое давление оборудования, а значит и больших капиталовложений. Кроме того, равновесие реакции даже при 700 °С устанавливается слишком медленно для практического её использования.

Применение катализатора (пористое [железо](#) с примесями [Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>](#) и K<sub>2</sub>O) позволило ускорить достижение равновесного состояния. Интересно, что при поиске катализатора на эту роль пробовали более 20 тысяч различных веществ.

Учитывая все вышеприведённые факторы, процесс получения аммиака проводят при следующих условиях: температура 500 °С, давление 350 атмосфер, [катализатор](#). Выход аммиака при таких условиях составляет около 30 %.

В промышленных условиях использован принцип циркуляции — аммиак удаляют охлаждением, а непрореагировавшие азот и водород возвращают в колонну синтеза. Это оказывается более экономичным, чем достижение более высокого выхода реакции за счёт повышения давления.

**Для получения аммиака в лаборатории** используют действие сильных щелочей на соли аммония:

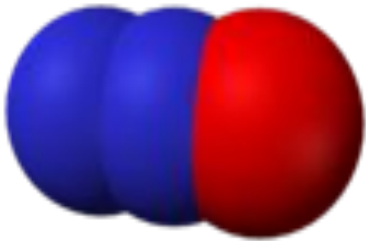


# Оксид азота (I)



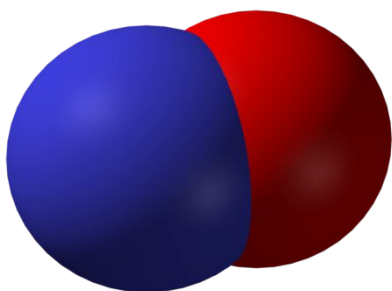
## N<sub>2</sub>O

Оксид азота N<sub>2</sub>O — бесцветный газ со слабым запахом, растворим в воде. Не взаимодействует с водой, растворами кислот и щелочей. При нагревании разлагается на азот и кислород. При высоких концентрациях N<sub>2</sub>O возбуждает нервную систему («веселящий газ»). В медицине N<sub>2</sub>O применяют как слабое средство для наркоза.



Оксид азота, N<sub>2</sub>O

# Оксид азота (II)

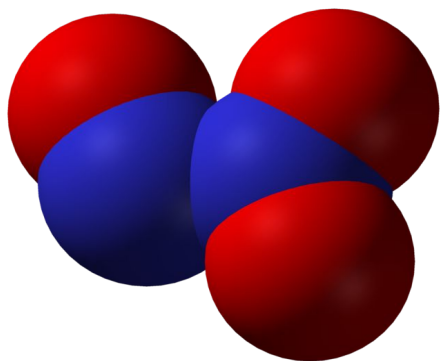


Оксид азота, NO

## NO

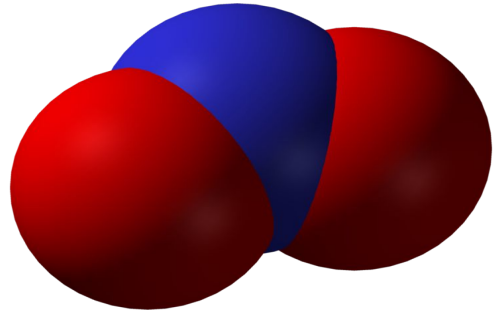
Оксид азота NO — бесцветный газ, незначительно растворим в воде. Не взаимодействует с водой, растворами кислот и щелочей. Оксид азота (II) — очень реакционноспособное соединение, может вступать в реакции присоединения с рядом солей (нитрозосоли), с галогенами (напр., нитрозилхлорид NOCl), органическими соединениями. При обычной температуре NO соединяется с кислородом с образованием NO<sub>2</sub>. Оксид NO получают каталитическим окислением при производстве азотной кислоты.

# Оксид азота (III)



Оксид N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (азотистый ангидрид) неустойчив при обычных условиях, взаимодействует с водой, образуя азотистую кислоту HNO<sub>2</sub>.

# Оксид азота (IV)



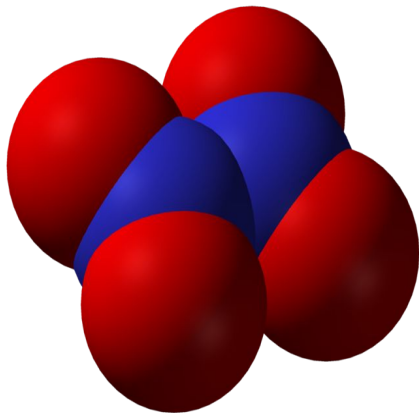
Оксид азота , NO<sub>2</sub>

NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>(IV)

Оксид азота NO<sub>2</sub> — бурый газ, токсичен, тяжелее воздуха, легко сжижается. При комнатной температуре NO<sub>2</sub> находится в смеси с его бесцветным димером N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, приблизительно 1:1. Взаимодействует с водой:

$2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$  и растворами щелочей:  
 $2\text{NO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Сильный окислитель. Многие вещества (уголь, сера, фосфор, органические соединения) могут гореть в NO<sub>2</sub>. Этот оксид окисляет SO<sub>2</sub> до SO<sub>3</sub>, на этой реакции основан нитрозный метод получения [серной кислоты](#). Раздражает дыхательные пути, при больших концентрациях появляется [отёк легких](#).



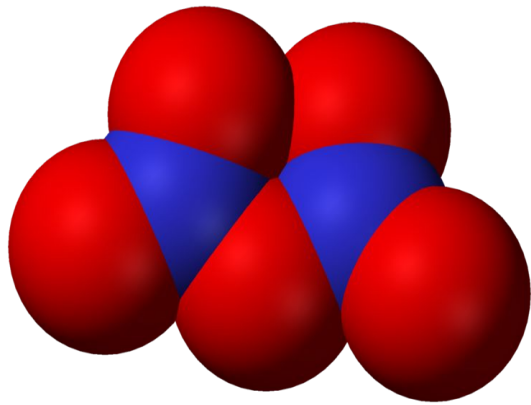
Оксид азота, (NO<sub>2</sub>)<sub>2</sub> или N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>

# Оксид азота (V)



## **N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>**

Оксид N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> (азотный ангидрид) — бесцветное кристаллическое вещество, легко разлагается на NO<sub>2</sub> и O<sub>2</sub>.



Азотный ангидрид, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

Сильный окислитель. В воде легко растворяется с образованием азотной кислоты HNO<sub>3</sub>.