

Азот и его соединения

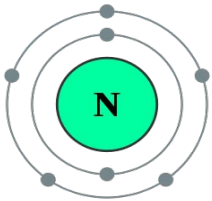


Презентация учителя химии МОУ СОШ №1 г.
Алексеевки Белгородской области
Е.П. Харченко для 9 класса

Строение и свойства атома азота

7: Nitrogen

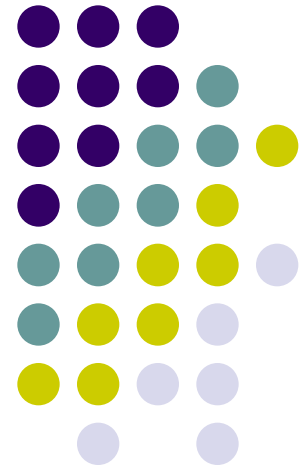
2,5



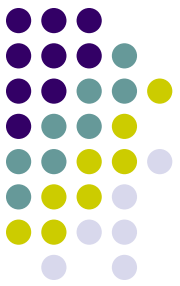
Азот / Nitrogenium (N)

Атомный номер -7

Газ без цвета вкуса и достаточно инертный при нормальных условиях двухатомный газ без цвета, вкуса и запаха (формула N₂).



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](#)).

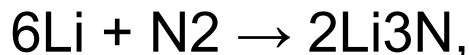
- Азот, в форме двухатомных молекул N_2 составляет большую часть [атмосферы](#), где его содержание составляет 75,6 % (по массе) или 78,084 % (по объёму), то есть около $3,87 \cdot 10^{15}$ т.
- Содержится азота в земной коре в верхней части мантии, откуда он поступает в другие оболочки Земли с извержениями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

Химические свойства азота

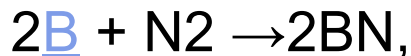
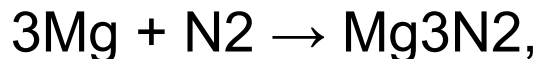


Вследствие большой прочности молекулы азота многие его соединения термически малоустойчивы и довольно легко разлагаются при нагревании. Именно поэтому азот на Земле находится по большей части в свободном состоянии.

- 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



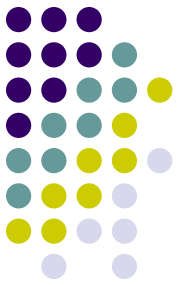
Фиксация атмосферного азота в природе происходит по двум основным направлениям — **абиогенному и биогенному**.

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 (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



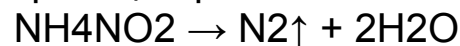
Сам по себе атмосферный азот достаточно инертен, чтобы оказывать непосредственное влияние на организм человека и млекопитающих. Тем не менее, при повышенном давлении он вызывает наркоз, опьянение или удушье (при недостатке кислорода); при быстром снижении давления азот вызывает кессонную болезнь. Многие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

Получение азота

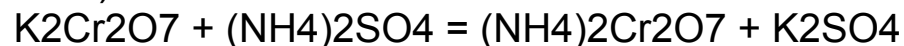


В лабораториях его можно получать

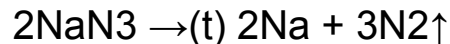
1. По реакции разложения нитрита аммония:



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 $\sim 700^\circ\text{C}$:



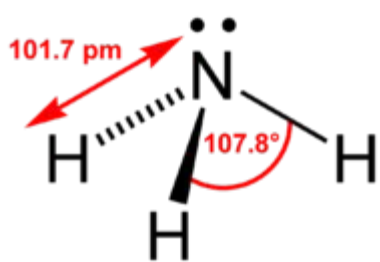
Молекулярный азот в промышленности получают [фракционной перегонкой](#) жидкого воздуха. Этим методом можно получить и «атмосферный азот».

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](#) NH₄. 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](#) NH₄. 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

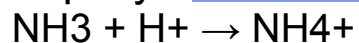


Аммиак — NH_3 , нитрид водорода, при нормальных условиях — бесцветный газ с резким характерным запахом (запах нашатырного спирта), почти вдвое легче воздуха, ядовит. Растворимость NH_3 в воде чрезвычайно велика — около 1200 объёмов (при $0\text{ }^\circ\text{C}$) или 700 объёмов (при $20\text{ }^\circ\text{C}$) в объёме воды. В холодильной технике носит название R717, где R хладагент, 7 — тип хладагента (неорганическое соединение), 17 — молекулярная масса.

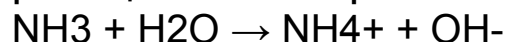
Химические свойства аммиака



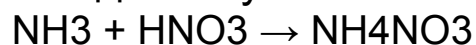
Благодаря наличию неподеленной электронной пары он присоединяет протон, образуя ион аммония:



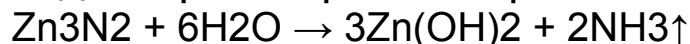
Водный раствор аммиака («нашатырный спирт») имеет слабощелочную реакцию из-за протекания процесса:



Взаимодействуя с кислотами даёт соответствующие соли аммония:

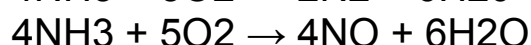
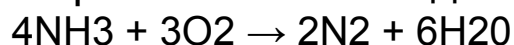


Амиды металлов являются аналогами гидроксидов.. Амиды подвергаются в водных растворах необратимому гидролизу:



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 NH_3 основано применение нашатыря NH_4Cl для очистки поверхности металла от оксидов при их пайке:



Галогены (хлор, йод) образуют с аммиаком опасные взрывчатые вещества — галогениды азота (хлористый азот, иодистый 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 α -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 [Al₂O₃](#) и K₂O) позволило ускорить достижение равновесного состояния. Интересно, что при поиске катализатора на эту роль пробовали более 20 тысяч различных веществ.

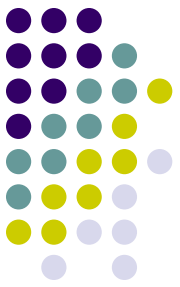
Учитывая все вышеприведённые факторы, процесс получения аммиака проводят при следующих условиях: температура 500 °С, давление 350 атмосфер, [катализатор](#). Выход аммиака при таких условиях составляет около 30 %.

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:

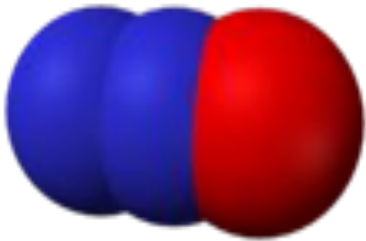


Оксид азота (I)



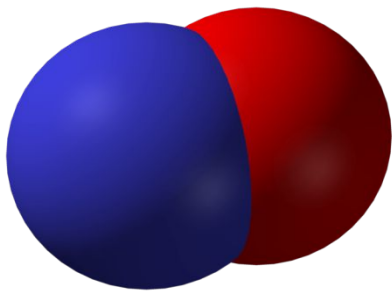
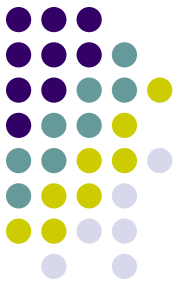
N₂O

Оксид азота N₂O — 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 N₂O возбуждает нервную систему («веселящий газ»). В медицине N₂O применяют как слабое средство для наркоза.



Оксид азота, N₂O

Оксид азота (II)

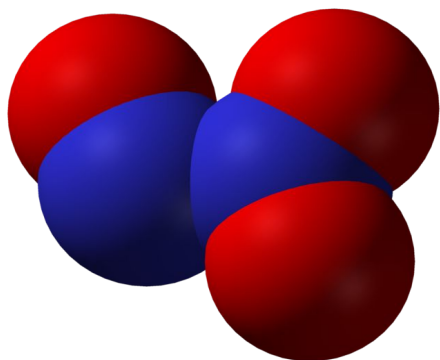


Оксид азота, NO

NO

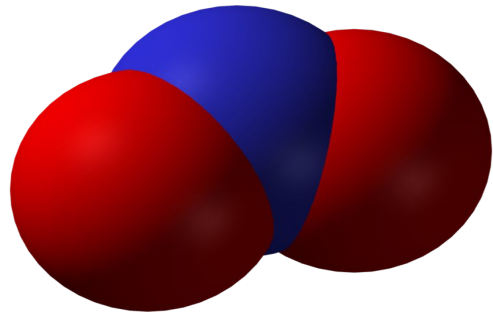
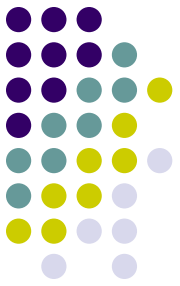
Оксид азота NO — бесцветный газ, незначительно растворим в воде. Не взаимодействует с водой, растворами кислот и щелочей. Оксид азота (II) — очень реакционноспособное соединение, может вступать в реакции присоединения с рядом солей (нитрозосоли), с галогенами (напр., нитрозилхлорид NOCl), органическими соединениями. При обычной температуре NO соединяется с кислородом с образованием NO₂. Оксид NO получают каталитическим окислением при производстве азотной кислоты.

Оксид азота (III)



Оксид N₂O₃ (азотистый ангидрид) неустойчив при обычных условиях, взаимодействует с водой, образуя азотистую кислоту HNO₂.

Оксид азота (IV)



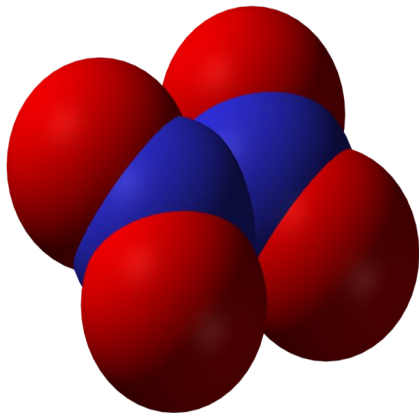
Оксид азота , NO₂

NO₂, N₂O₄(IV)

Оксид азота NO₂ — бурый газ, токсичен, тяжелее воздуха, легко сжижается. При комнатной температуре NO₂ находится в смеси с его бесцветным димером N₂O₄, приблизительно 1:1. Взаимодействует с водой:

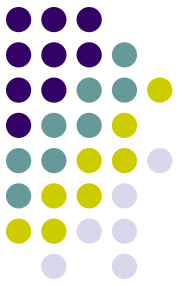
$2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$ и растворами щелочей:
 $2\text{NO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Сильный окислитель. Многие вещества (уголь, сера, фосфор, органические соединения) могут гореть в NO₂. Этот оксид окисляет SO₂ до SO₃, на этой реакции основан нитрозный метод получения [серной кислоты](#). Раздражает дыхательные пути, при больших концентрациях появляется [отёк легких](#).



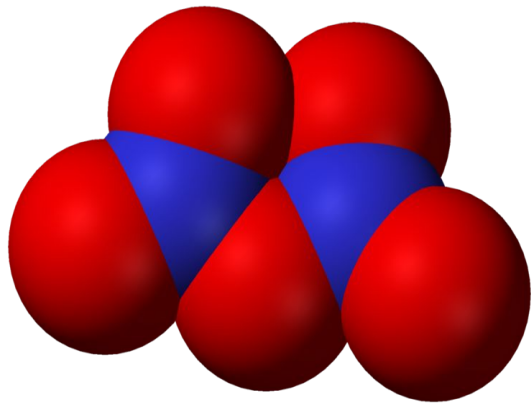
Оксид азота, (NO₂)₂ или N₂O₄

Оксид азота (V)



N₂O₅

Оксид N₂O₅ (азотный ангидрид) — бесцветное кристаллическое вещество, легко разлагается на NO₂ и O₂.



Азотный ангидрид, N₂O₅

Сильный окислитель. В воде легко растворяется с образованием азотной кислоты HNO₃.