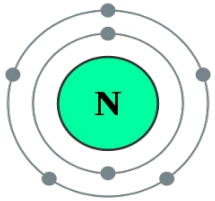
Азот и его соединения

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).

Распростаненность 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 N2 составляет большую часть атмосферы, где его содержание составляет 75,6 % (по массе) или 78,084 % (по объёму), то есть около 3,87·1015 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:

  $6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$,

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

  $3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$,

  $2B + N_2 \rightarrow 2BN$,

- 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 °C 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 необходимый 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:

   $NH_4NO_2 \rightarrow N_2\uparrow + 2H_2O$

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

   $K_2Cr_2O_7 + (NH_4)_2SO_4 = (NH_4)_2Cr_2O_7 + K_2SO_4$

   $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow (t)\ Cr_2O_3 + N_2\uparrow + 4H_2O$

3. Самый чистый азот можно получить разложением азидов металлов:

   $2NaN_3 \rightarrow (t)\ 2Na + 3N_2\uparrow$

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

   $O_2 + 4N_2 + 2C \rightarrow 2CO + 4N_2$

5. Пропускание аммиака над оксидом меди (II) при температуре ~700°C:

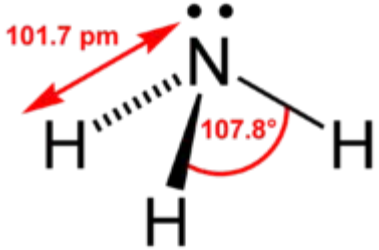
   $2NH_3 + 3CuO \rightarrow N_2\uparrow + 3H_2O + 3Cu$

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 p-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 p-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

Аммиа́к — NH3, нитрид водорода, при нормальных условиях — бесцветный газ с резким характерным запахом (запах нашатырного спирта), почти вдвое легче воздуха, ядовит. Растворимость NH3 в воде чрезвычайно велика — около 1200 объёмов (при 0 °C) или 700 объёмов (при 20 °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:

$NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$

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

$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

Взаимодействуя с кислотами даёт соответствующие соли аммония:

$NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$

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

$Zn_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Zn(OH)_2 + 2NH_3\uparrow$

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:

$4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_20$

$4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$

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

$3CuO + 2NH_4Cl \rightarrow 3Cu + 3H_2O + 2HCl + N_2$

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 конъюктивы 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:

$N_2(г) + 3H_2(г) \leftrightarrow 2NH_3(г) + 45{,}9$ кДж

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 °C устанавливается слишком медленно для практического её использования.

Применение катализатора (пористое железо с примесями Al_2O_3 и K_2O) позволило ускорить достижение равновесного состояния. Интересно, что при поиске катализатора на эту роль пробовали более 20 тысяч различных веществ.

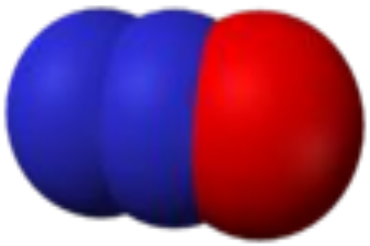
Учитывая все вышеприведённые факторы, процесс получения аммиака проводят при следующих условиях: температура 500 °C, давление 350 атмосфер, катализатор. Выход аммиака при таких условиях составляет около 30 %.

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:

$NH_4Cl + NaOH = NH_3\uparrow + NaCl + H_2O$.

Оксид азота (I)

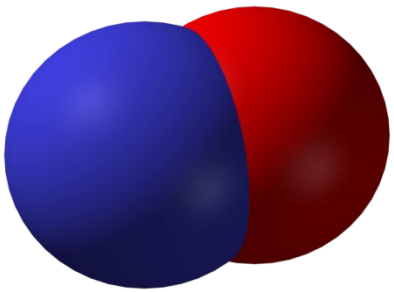


Оксид азота, N2O

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 (II)

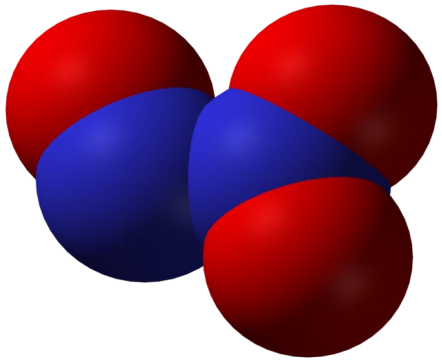


Оксид азота, NO

NO

Оксид азота NO — бесветный 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.

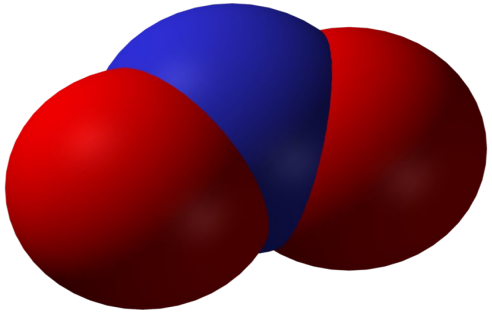
Оксид азота (III)



N_2O_3

Оксид N_2O_3 (азотистый ангидрид) неустойчив при обычных условиях, взаимодействует с водой, образуя азотистую кислоту HNO_2.

Оксид азота (IV)



Оксид азота , NO_2

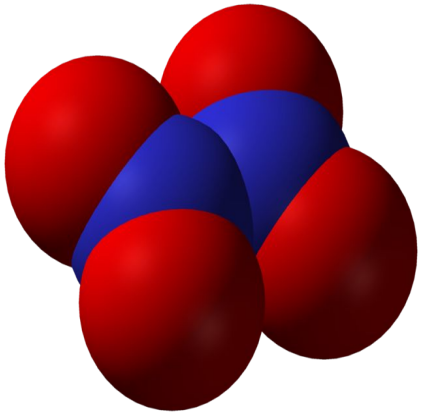
NO_2, N_2O_4(IV)

Оксид азота NO_2 — бурый газ, токсичен, тяжелее воздуха, легко сжижается. При комнатной температуре NO_2 находится в смеси с его бесцветным димером N_2O_4, приблизительно 1:1. Взаимодействует с водой:

$2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$ и растворами щелочей:

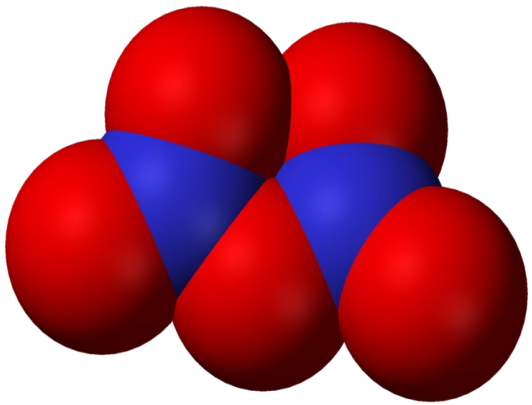
$2NO_2 + 2NaOH = NaNO_3 + NaNO_2 + H_2O$

Сильный окислитель. Многие вещества (уголь, сера, фосфор, органические соединения) могут гореть в NO_2. Этот оксид окисляет SO_2 до SO_3, на этой реакции основан нитрозный метод получения серной кислоты. Раздражает дыхательные пути, при больших концентрациях появляется отёк легких.



Оксид азота,$(NO_2)_2$ или N_2O_4

Оксид азота (V)



Азотный ангидрид, N_2O_5

N_2O_5

Оксид N_2O_5 (азотный ангидрид) — бесцветное кристаллическое вещество, легко разлагается на NO_2 и O_2.

Сильный окислитель. В воде легко растворяется с образованием азотной кислоты HNO_3.