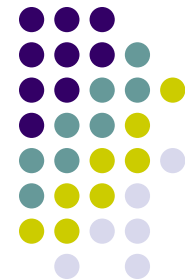


Азот и его соединения

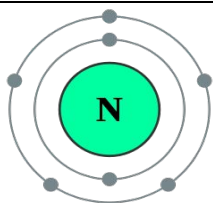


Презентация учителя химии МОУ СОШ №1 г.
Алексеевки Белгородской области
Е.П. Харченко для 9 класса

Строение и свойства атома азота

7: Nitrogen

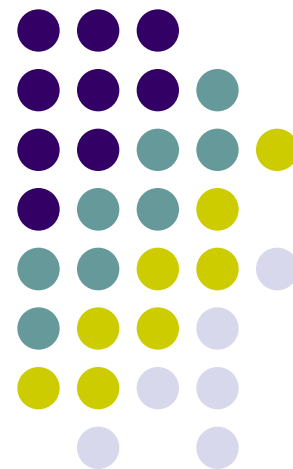
2,5

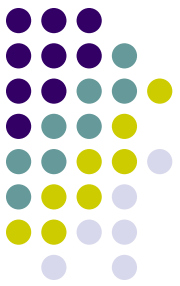


Азот / Nitrogenium (N)

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](#). Вне пределов Земли азот обнаружен в газовых туманностях, солнечной атмосфере, на Уране, [Нептуне](#). 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](#)). 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](#)). 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](#)).

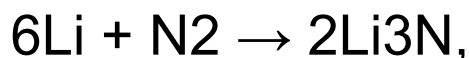
- Азот, в форме двухатомных молекул N_2 составляет большую часть [атмосферы](#), где его содержание составляет 75,6 % (по



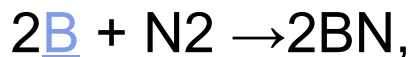
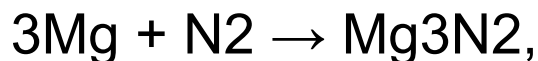
Химические свойства азота

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](#)

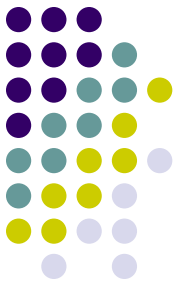
Азот является элементом, необходимым для существования животных и растений, он входит в состав белков (16—18 % по массе), аминокислот, [нуклеиновых кислот](#)

Азот является элементом, необходимым для существования животных и растений, он входит в состав белков (16—18 % по массе), аминокислот, нуклеиновых кислот, нуклеопротеидов, [хлорофилла](#)

Азот является элементом, необходимым для существования животных и растений, он входит в состав белков (16—18 % по массе), аминокислот, нуклеиновых кислот, нуклеопротеидов, хлорофилла, [гемоглобина](#)

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

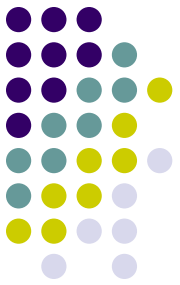
Круговорот азота в природе



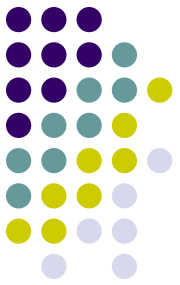
Фиксация атмосферного азота в природе происходит по двум основным направлениям — **абиогенному и биогенному**.

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



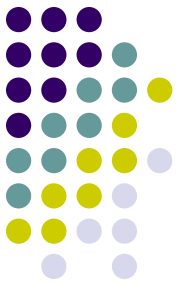
Однако основная часть молекулярного азота фиксируется биотическим путём. Однако основная часть молекулярного азота фиксируется биотическим путём. Долгое время считалось, что связывать молекулярный азот могут только клубеньковые бактерии бобовых растений, цианобактерии. Однако основная часть молекулярного 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. 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. Однако основная часть молекулярного азота фиксируется биотическим путём. Долгое время считалось, что связывать молекулярный азот могут только клубеньковые бактерии



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](#). 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



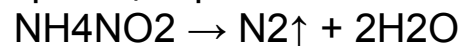
Сам по себе атмосферный азот достаточно инертен, чтобы оказывать непосредственное влияние на организм человека и млекопитающих. Тем не менее, при повышенном давлении он вызывает наркоз, опьянение или удушье (при недостатке кислорода); при быстром снижении давления азот вызывает кессонную болезнь. Многие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



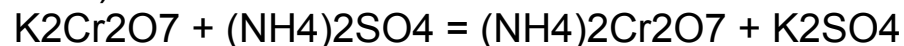
Получение азота

В лабораториях его можно получать

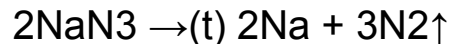
1. По реакции разложения нитрита аммония:



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



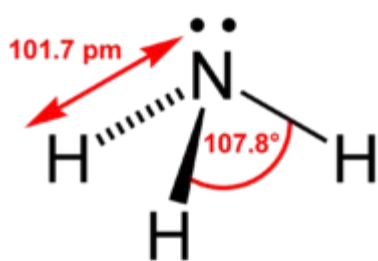
Молекулярный азот в промышленности получают фракционной перегонкой жидкого воздуха. Этим методом можно получить и «атмосферный азот».

Соединения азота:



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

- **Соединения азота в степени окисления -3** представлены нитридами представлены нитридами, из которых практически наиболее важен аммиак;
- **Соединения азота в степени окисления -2** менее характерны, представлены пернитридами 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) 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) — оксид азота (V) N_2O_5 , азотная кислота — 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 Молекула аммиака имеет форму пирамиды с атомом азота в вершине. Три неспаренных р-электрона атома азота участвуют в образовании полярных ковалентных связей 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 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 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_4 . Благодаря тому, что не связывающее

Физические свойства аммиака

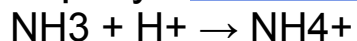


Аммиак — NH_3 , нитрид — NH_3 , нитрид водорода, при нормальных условиях — NH_3 , нитрид водорода, при нормальных условиях — бесцветный газ с резким характерным запахом (запах нашатырного спирта — NH_3 , нитрид водорода, при нормальных условиях — бесцветный газ с резким характерным запахом (запах нашатырного 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 —

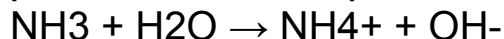
Химические свойства аммиака



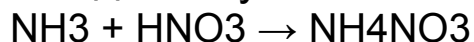
Благодаря наличию неподеленной электронной пары он присоединяет протон, образуя ион аммония:



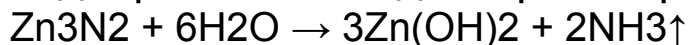
Водный раствор аммиака («нашатырный спирт») имеет слабощелочную реакцию из-за протекания процесса:



Взаимодействуя с кислотами даёт соответствующие соли аммония:

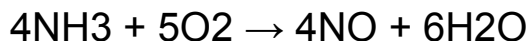
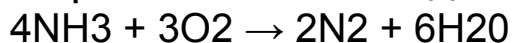


Амиды металлов Амиды металлов являются аналогами гидроксидов.. Амиды подвергаются в водных растворах необратимому гидролизу:



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

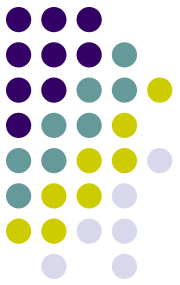
При нагревании аммиак проявляет восстановительные свойства. Так, он горит в атмосфере кислорода, образуя воду и азот. Окисление аммиака воздухом на платиновом катализаторе даёт оксиды азота, что используется в промышленности для получения азотной кислоты:



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



Галогены 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. Аммиак является конечным продуктом азотистого обмена в организме человека и животных. Он образуется при метаболизме. Аммиак является конечным продуктом азотистого обмена в организме человека и животных. Он образуется при метаболизме белков. Аммиак является конечным продуктом азотистого обмена в организме человека и животных. Он образуется при метаболизме белков, аминокислот. 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

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) В основном используется для производства азотных удобрений (нитрат и сульфат аммония, мочевина), взрывчатых веществ и полимеров 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.

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](#) 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.

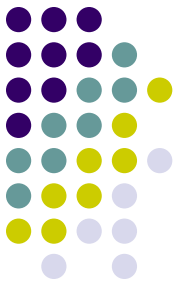
Учитывая все вышеприведённые факторы, процесс получения аммиака проводят при следующих условиях: температура 500 °С, давление 350 атмосфер, [катализатор](#). Выход аммиака при таких условиях составляет около 30 %.

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.

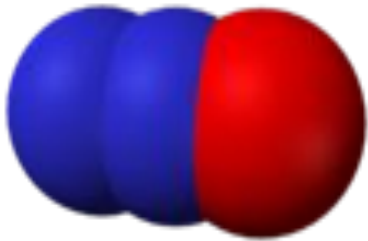
Для получения аммиака в лаборатории используют действие сильных щелочей на соли аммония:



Оксид азота (I)



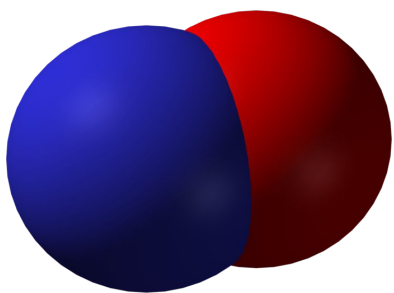
N₂O



Оксид азота, N₂O

Оксид азота N₂O — бесцветный газ со слабым запахом, растворим в воде. Не взаимодействует с водой Оксид азота N₂O — бесцветный газ со слабым запахом, растворим в воде. Не взаимодействует с водой, растворами кислот Оксид азота N₂O — бесцветный газ со слабым запахом, растворим в воде. Не взаимодействует с водой, растворами кислот и щелочей Оксид азота N₂O —

Оксид азота (II)

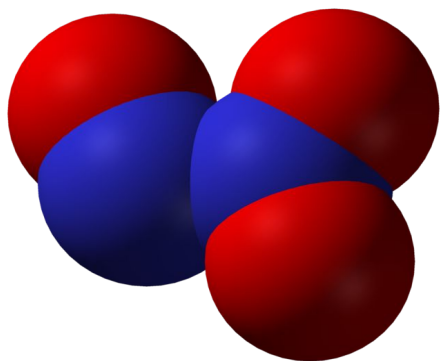


Оксид азота, NO

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](#) 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](#) Оксид азота NO — бесцветный газ, незначительно растворим в воде. Не взаимодействует с водой, растворами кислот и щелочей. Оксид азота (II)

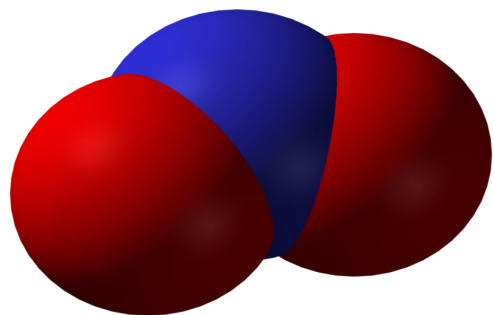
Оксид азота (III)



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



Оксид азота (IV)



Оксид азота , NO₂

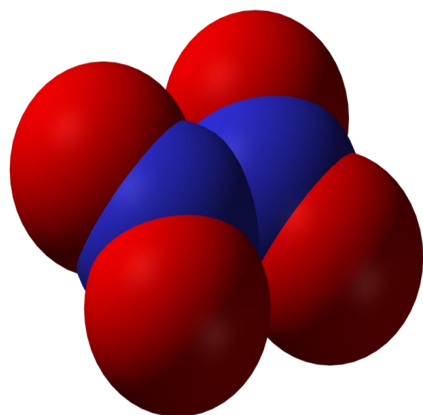
NO₂, N₂O₄(IV)

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. 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.

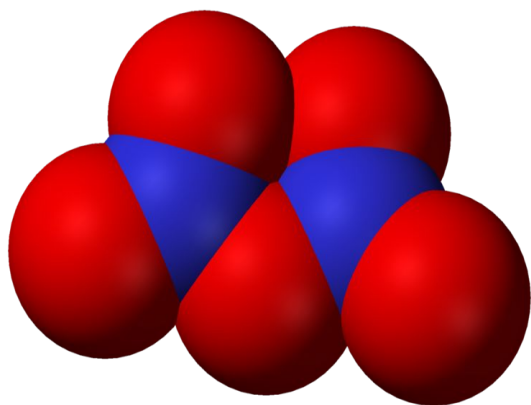


Оксид азота, (NO₂)₂ или N₂O₄

Оксид азота (V)



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.