

Химия элементов V группы главной подгруппы. Азот. Фосфор.

7

N

АЗОТ

14.0067

$2s^2 2p^3$

5

2

Лекция №13

15

P

ФОСФОР

30.973

$3s^2 3p^3$

5

8

2

В ряду –N – P – As – Sb – Bi увеличиваются размеры атомов, ослабляется притяжение валентных электронов к ядру, ослабляются неметаллические свойства, возрастают металлические свойства, ЭО уменьшается.

N, P - типичные неметаллы

As, Sb - проявляют неметаллические и металлические свойства

Bi - типичный металл

P, As и Bi существуют в твердом состоянии в нескольких модификациях.

<p>N 7</p> <p>Азот</p> <p>14,00674(4)</p> <p>$2s^2 2p^3$</p>	<p>P 15</p> <p>Фосфор</p> <p>30,973762(4)</p> <p>$3s^2 3p^3$</p>	<p>As 33</p> <p>Мышьяк</p> <p>74,92159(2)</p> <p>$4s^2 4p^3$</p>	<p>Sb 51</p> <p>Сурьма</p> <p>121,75(3)</p> <p>$5s^2 5p^3$</p>
<p>Bi 83</p> <p>Висмут</p> <p>208,98037(3)</p> <p>$6s^2 6p^3$</p>			

АЗОТ

Азот (от греч. azoos - безжизненный), N, химический элемент V группы периодической системы Менделеева, атомный номер 7, атомная масса 14,0067; бесцветный газ, не имеющий запаха и вкуса.

Один из самых распространенных элементов на Земле, причем основная его масса (около $4 \cdot 10^{15}$ т) сосредоточена в свободном состоянии в атмосфере. В воздухе свободный Азот (в виде молекул N_2) составляет 78,09% по объему (или 75,6% по массе), не считая незначительных примесей его в виде аммиака и оксидов.

Соединения азота.

АММИАК

NH_3

Встречается при очистке воды, керосина и некоторых минеральных масел; на сахарных заводах; при дублении кожи; в воздухе помещений, где стоит скот; входит в состав клоачных газов (вместе с сероводородом); содержится в неочищенном ацетилене.

Применяется для производства азотной кислоты, нитрата и сульфата аммония, жидких удобрений (аммиаков), мочевины, соды, в органическом синтезе, при крашении тканей, светокопировании (на diaзониевой бумаге), в качестве хладагента в холодильниках, при серебрении зеркал.



Получается прямым синтезом из газообразных водорода и азота при давлении обычно 280-350 ат и 450-500° (в присутствии катализаторов). В меньших количествах получается при коксовании каменного угля перегонкой с известью "аммиачной воды" (первая фракция при сухой перегонке угля).

Физические и химические свойства. Бесцветный газ с удушливым резким запахом. Растворим в эфире и других органических растворителях. На воздухе NH_3 быстро переходит в $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ или поглощается влагой. При обычной температуре устойчив. Весьма реакционноспособен, вступает в реакции присоединения, замещения и окисления. Водный раствор, имеет щелочную реакцию вследствие образования гидрата окиси аммония NH_4OH . В продажу поступает в виде водных растворов, содержащих 28-29% (объемн) NH_3 , 10% раствора NH_3 (нашатырный спирт) или сжиженного NH_3 в стальных

Соединения азота.

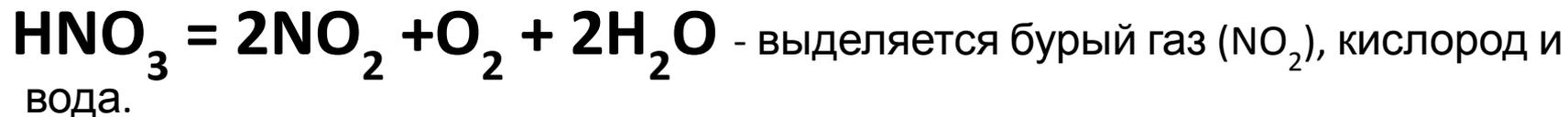
Азотная кислота

Азотная кислота (HNO_3), — сильная одноосновная кислота. Твёрдая азотная кислота образует две кристаллические модификации ромбической и моноклинной решётками.

Азотная кислота смешивается с водой в любых соотношениях. В водных растворах она практически полностью диссоциирует на ионы. Образует с водой азеотропную смесь с концентрацией 68,4 % и $t_{\text{кип}} 120\text{ }^\circ\text{C}$ при атмосферном давлении. Известны два твёрдых гидрата: моногидрат ($\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) и тригидрат ($\text{HNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$).



Высококонцентрированная HNO_3 имеет обычно бурю окраску вследствие происходящего на свету процесса разложения.



При нагревании азотная кислота распадается по той же реакции. Азотную кислоту можно перегонять (без разложения) только при пониженном давлении (указанная температура кипения при атмосферном давлении найдена экстраполяцией).

Золото, некоторые металлы платиновой группы и тантал инертны к азотной кислоте во всём диапазоне концентраций, остальные металлы реагируют с ней, ход реакции при этом определяется её концентрацией.

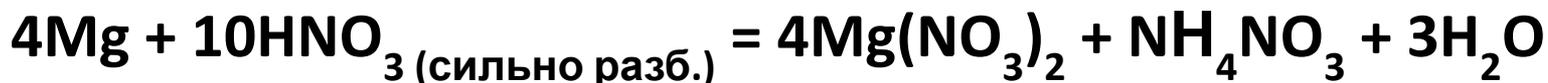
При взаимодействии с активными металлами основным продуктом может быть N_2O :



Разбавленная азотная кислота, реагируя с малоактивными металлами, восстанавливается обычно до NO :



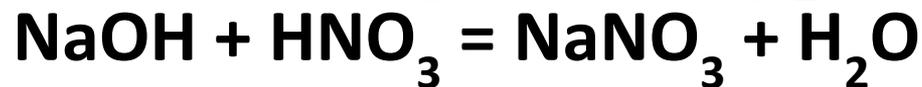
а при взаимодействии очень разбавленной кислоты с активными металлами $-NH_3$ или NH_4NO_3 в зависимости от концентрации кислоты:



Образование NH_4NO_3 при реакции металла с сильно разбавленной азотной кислотой объясняется

взаимодействием выделяющегося аммиака с избытком HNO_3 в растворе.

Азотная кислота (особенно разбавленная) обладает всеми свойствами кислот и реагирует с оксидами и гидроксидами металлов, солями, аммиаком. В водном растворе данные ионообменные реакции протекают до конца и являются необратимыми, если один из продуктов удаляется из сферы реакции в виде осадка либо газа или является слабым электролитом.



Кислота азотная применяется в производство азотных и комбинированных удобрений (натриевой, аммиачной, кальциевой и калиевой селитры, нитрофоса, нитрофоски), различных сернокислых солей, взрывчатых веществ (тринитротолуола и др.), органических красителей.

В органическом синтезе широко применяется смесь концентрированной азотной кислоты и серной кислоты - «нитрующая смесь».

В металлургии азотная кислота применяется для растворения и травления металлов, а также для разделения золота и серебра. Также азотную кислоту применяют в химической промышленности, в производстве взрывчатых веществ, в производстве полупродуктов для получения синтетических красителей и других химикатов.

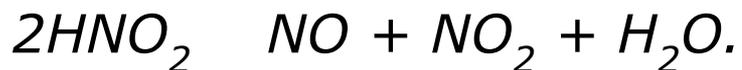
Кислота азотная техническая используется при никелировании, гальванизации и хромировании деталей, а также в полиграфической промышленности. Широко используется кислота азотная в молочной, электротехнической промышленности.

Соединения азота.

АЗОТИСТАЯ КИСЛОТА

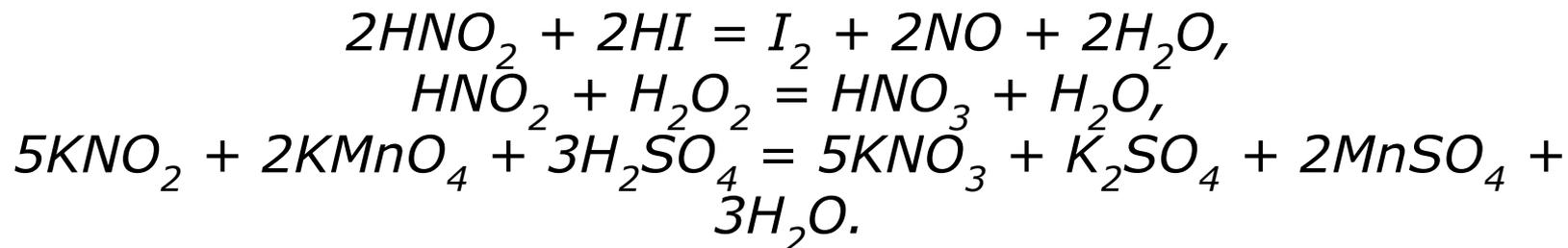
Азотистая кислота - это одноосновная слабая кислота, которая может существовать только в разбавленных водных растворах голубого цвета и в газовой форме. Соли данной кислоты называют азотистокислым или нитритами. Они токсичны и более устойчивы, чем сама кислота. Химическая формула данного вещества выглядит так: HNO_2 . Физические свойства: 1. Молярная масса равна 47 г/моль. 2. Относительная молекулярная масса равна 27 а.е.м. 3. Плотность составляет 1,6. 4. Температура плавления равна 42 градусам. 5. Температура кипения равна 158 градусам.

Азотистая кислота HNO_2 имеет слабый характер. Весьма неустойчива, может быть только в разбавленных растворах:



Соли азотистой кислоты называются **нитритами** или **азотистокислыми**. Нитриты гораздо более устойчивы, чем HNO_2 , все они токсичны.

Атом азота в **азотистой кислоте** имеет промежуточную степень окисления +3 и в связи с этим он может быть и окислителем, и проявлять восстановительные свойства:



Химические свойства азотистой кислоты

1. Если раствор с азотистой кислотой нагреть, то произойдет следующая химическая реакция: 3HNO_2 (азотистая кислота) = HNO_3 (кислота азотная) + 2NO (оксид азота, выделяется в виде газа) + H_2O (вода)
2. В водных растворах диссоциирует и легко вытесняется из солей более сильными кислотами: H_2SO_4 (серная кислота) + 2NaNO_2 (нитрит натрия) = Na_2SO_4 (сульфат натрия) + 2HNO_2 (азотистая кислота)
3. Рассматриваемое нами вещество может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. При воздействии на него более сильных окислителей (например: хлор, пероксид водорода H_2O_2 , перманганат калия) окисляется до азотной кислоты (в некоторых случаях происходит образование соли азотной кислоты)

Восстановительные свойства:

HNO_2 (азотистая кислота) + H_2O_2 (пероксид водорода) = HNO_3 (азотная кислота) + H_2O (вода)

HNO_2 + Cl_2 (хлор) + H_2O (вода) = HNO_3 (кислота азотная) + 2HCl (соляная кислота)

5HNO_2 (азотистая кислота) + 2HMnO_4 =

$2\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ (нитрат марганца, соль азотной

кислоты) + HNO_3 (кислота азотная) + $3\text{H}_2\text{O}$ (вода)

Окислительные свойства:

2HNO_2 (азотистая кислота) + 2HI = 2NO (оксид кислорода, в виде газа) + I_2 (йод) + $2\text{H}_2\text{O}$ (вода)

Получение азотистой кислоты Данное

вещество можно получить несколькими

способами: 1. При растворении азота оксида

(III) в воде: N_2O_3 (оксид азота) + H_2O (вода) =

2HNO_3 (азотистая кислота)

Применение азотистой кислоты:

- диазотирование ароматических первичных аминов;
- производство солей диазония;
- в синтезе органических веществ (например, для производства органических красителей).

Воздействие азотистой кислоты на организм

Данное вещество токсично, обладает ярким мутагенным эффектом, так как по сути своей является деаминирующим агентом.

ФОСФОР

Пятая группа, главная подгруппа. Третий малый период. Порядковый номер - 15. Атомная масса - 30,974. Электронная конфигурация атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Возможные степени окисления от -3 до +5. Химический символ - P, произношение в формулах "пэ". Название элемента - фосфор. Латинское название Phosphorus.



Элементарный Фосфор существует в виде нескольких аллотропических модификаций, главные из которых - белая, красная и черная.

Белый Фосфор - воскообразное, прозрачное вещество с характерным запахом, образуется при конденсации паров Фосфора. Белый Фосфор в присутствии примесей - следов красного Фосфора, мышьяка, железа и т. п. - окрашен в желтый цвет, поэтому товарный белый Фосфор называется

желтым.

Обычный товарный **красный Фосфор** практически полностью аморфен; имеет цвет от темно-коричневого до фиолетового. При длительном нагревании необратимо может переходить в одну из кристаллических форм (триклинную, кубическую и другие) с различными свойствами. При температуре возгонки красный Фосфор превращается в пар, при охлаждении которого образуется в основном белый Фосфор.

Существует также черный фосфор.



Биологическая роль азота

Азот играет важную роль в жизни растений, поскольку входит в состав аминокислот, белков и хлорофилла, витаминов группы В, ферментов, активизирующих обмен веществ. Поэтому недостаток азота в почве отрицательно сказывается на растениях, и в первую очередь на содержании хлорофилла в листьях, из-за чего они бледнеют.

Овощные растения потребляют от 50 до 250 кг азота на 1 гектар площади почвы. Больше всего азота находится в цветах, молодых листьях и плодах.

Важнейшим источником азота для растений являются азотные удобрения — это в основном нитрат аммония и сульфат аммония. Следует отметить также особую роль азота как составной части воздуха — важнейшего компонента живой природы.

Биологическая роль фосфора

Ни один из химических элементов не принимает столь активного и многообразного участия в жизненных процессах растительных и животных организмов, как фосфор. Он является составной частью нуклеиновых кислот, входит в состав некоторых ферментов и витаминов.

У животных и человека в костях сосредоточено до 90 % фосфора, в мышцах — до 10 %, в нервной ткани — около 1 % (в виде неорганических и органических соединений). В мышцах, печени, мозге и других органах фосфор находится в виде фосфатидов и фосфорных эфиров. Фосфор принимает участие в мышечных сокращениях и в построении мышечной и костной ткани.

Людям, занимающимся умственным трудом, необходимо употреблять повышенное количество фосфора, чтобы не допустить истощения нервных клеток, которые функционируют с повышенной нагрузкой именно при умственном труде. При недостатке фосфора понижается работоспособность, развивается невроз, нарушается обмен веществ.

СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ!

