

ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА ДОПОЛНИТЕЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ ДЕТЕЙ

«Мое открытие химии»

Автор программы:
Кашигина Ольга
Юрьевна,
педагог
дополнительного
образования



Обобщение и систематизация знаний по теме "Подгруппа азота"

На этом занятии мы закрепим и обобщим знания о свойствах соединений азота и фосфора, элементов, относящихся к главной подгруппе V группы . Выполняя предложенные задания, вы повторите свойства простых веществ азота и фосфора и способы их получения, сравните свойства оксидов этих элементов , строение и свойства азотной и фосфорной кислот, закрепите умение составлять уравнения химических реакций .

Часть 1.

Характеристика элементов главной подгруппы V группы (подгруппы азота)

7	N Азот 14.0067
15	P Фосфор 30.973762
33	As Мышьяк 74.9216
51	Sb Сурьма 121.76
83	Bi Висмут 208.98

В группу входят *азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi.*

Все элементы имеют электронную

конфигурацию внешнего энергетического уровня атома ns^2np^3

- Химия этих элементов очень разнообразна и, учитывая различия в свойствах элементов, при изучении её разбивают на две подгруппы — подгруппу азота и подгруппу мышьяка.
- Наличие трех неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне объясняет то, что в нормальном, невозбужденном состоянии валентность элементов подгруппы азота равна трем.

Электронное строение атомов подгруппы

Поряд- ковый №	Элемент	Электронная конфигурация	Степени окисления
7	Азот (N)	[He] 2s ² 2p ³	-3, +1, +2, +3, +4, +5
15	Фосфор (P)	[Ne] 3s ² 3p ³	-3, +3, +5
33	Мышьяк (As)	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³	-3, +3, +5
51	Сурьма (Sb)	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ³	-3, +3, +5
83	Висмут (Bi)	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³	+3, +5

У атомов элементов подгруппы азота (кроме азота - внешний уровень азота состоит только из двух подуровней - 2s и 2p) на внешних энергетических уровнях имеются вакантные ячейки d-подуровня, поэтому они могут распарить один электрон с s-подуровня и перенести его на d-подуровень. Таким образом, валентность фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута равна 5.

Элементы этой подгруппы могут проявлять в соединениях степени окисления от -3 до +5. Высшая степень окисления этих элементов равна +5, а низшая -3.

Задание 1.

- ***Как изменяются неметаллические свойства в ряду N — P — As — Sb — Bi: Ответ обоснуйте, исходя из знаний о положении элемента в Периодической системе.***
- ***Существуют ли закономерности в изменении свойств высших оксидов и летучих водородных соединений этих элементов?***

Подсказка 1

Название химического элемента	Схема строения атома
1. Азот	$\text{N} +7)_2)_5$
2. Фосфор	$\text{P} +15)_2)_8)_5$
3. Мышьяк	$\text{As} +33)_2)_8)_{18})_5$
4. Сурьма	$\text{Sb} +51)_2)_8)_{18})_{18})_5$
5. Висмут	$\text{Bi} +83)_2)_8)_{18})_{32})_{18})_5$

Вспомним, что

- **в главных подгруппах элементов с ростом порядкового номера число энергетических уровней в атомах растёт и радиус атома увеличивается,**
- **притяжение отрицательных электронов к положительному ядру ослабевает и способность к отдаче электронов увеличивается**

Решение:

в подгруппе азота с ростом порядкового номера неметаллические свойства убывают, а металлические усиливаются.



N, P - типичные неметаллы. Простое вещество As представляет собой хрупкий полуметалл стального цвета. Сурьма — металл серебристо-белого цвета с синеватым оттенком. Число сплавов, в которые входит сурьма, близко к двумстам. Висмут — тяжёлый серебристо-белый металл с розоватым оттенком. Наряду со свинцом и оловом входит в состав большинства легкоплавких припоев и сплавов.

Таким образом, в данной группе резко изменяются свойства составляющих её элементов: от типичного неметалла до типичного металла

Подсказка 2

Чтобы ответить на второй вопрос

Существуют ли закономерности в изменении свойств высших оксидов и летучих водородных соединений этих элементов?

необходимо вспомнить чем отличаются свойства оксидов металлов и неметаллов, и характерны ли летучие водородные соединения для металлов.

Подсказка 3

1. Основной характер оксидов R_2O_5 увеличивается, а кислотный – ослабевает с увеличением порядкового номера.
2. Гидроксиды всех элементов в пятивалентном состоянии имеют кислотный характер.
3. Основной характер гидроксидов $R(OH)_3$ увеличивается, а кислотный – ослабевает с увеличением порядкового номера.
4. Восстановительные свойства водородных соединений RH_3 усиливаются, а устойчивость уменьшается с увеличением порядкового номера.

Решение:

Теперь ответим на второй вопрос задания.

Как известно,

неметаллам соответствует кислотный характер оксидов, а металлам – основной.

Поэтому основной характер высших оксидов состава R_2O_5 увеличивается, а кислотный – ослабевает с увеличением порядкового номера.

А вот гидроксиды всех элементов в пятивалентном состоянии имеют кислотный характер, правда устойчивость их падает – такие кислоты для металлов неустойчивы. .

Основной характер гидроксидов $R(OH)_3$ увеличивается, а кислотный – ослабевает с увеличением порядкового номера.

Поскольку металлы не образуют летучих водородных соединений от азота к сурьме прочность таких соединений состава RH_3 уменьшается, **Восстановительные свойства водородных соединений RH_3 усиливаются с увеличением порядкового номера, что связано с падением ЭО элементов в этом ряду..**

Тесты

ТЕСТ 1. В ряду $N - P - As - Sb - Bi$ неметаллические свойства увеличиваются.

1. Нет
2. Да

ТЕСТ 2. Все элементы главной подгруппы V группы проявляют в соединениях высшую степень окисления +5

1. Да.
2. Нет.

ТЕСТ 3. Валентность азота в ионе аммония равна 3.

1. Да
2. Нет

ОТВЕТЫ НА ТЕСТЫ

- ***ТЕСТ 1. Нет***
- ***ТЕСТ 2. Да***
- ***ТЕСТ 3. Нет***

Часть 2.

Сравнение свойств простых веществ – азота и фосфора и способов их получения.



свечение азота в
высокочастотном
разряде



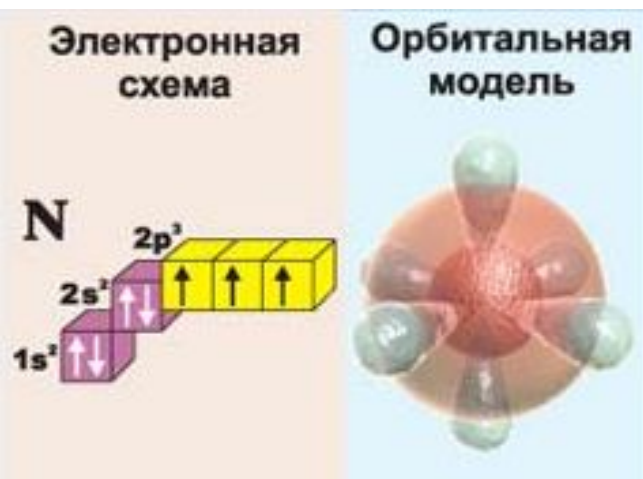
жидкий
азот



Открытие фосфора изображено
на картине английского
художника Дж. Райта («Райт из
Дерби»)

Простое вещество- азот .

Строение атома азота.



У атома азота 5 электронов на внешнем уровне. Три неспаренных электрона на 2p-орбиталях, способные к образованию трех связей, прежде всего, ответственны за трехвалентность азота.

Азот образует единственное простое молекулярное вещество N_2 с тройной связью двухатомной в молекуле .



Связь в молекуле N_2 – ковалентная неполярная тройная

Энергия этой связи равна 942 кДж/моль, что превышает значения других энергий связи . Этим объясняется инертность азота при обычных температурах.

По физическим характеристикам азот – бесцветный газ без запаха, хорошо знакомый нам с рождения (земная атмосфера на три четверти состоит из азота). В воде азот малорастворим.

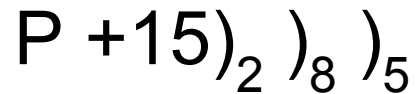
- **«Азот» означает «безжизненный» (приставка «а» - отрицание. «зоэ» - жизнь).**
- **Азот не поддерживает горения и дыхания.**
- **Хотя название “азот” означает “не поддерживающий жизни”, на самом деле это - необходимый для жизнедеятельности элемент.**

В жидком состоянии (температура кипения $-195,8\text{ }^{\circ}\text{C}$) — азот бесцветная, подвижная, как вода, жидкость.

- Теплота испарения жидкого азота невелика, хотя и в 50 раз больше, чем у жидкого гелия. Поэтому жидкий гелий вообще невозможно налить в обычный стакан - при такой операции он непременно испарится. С жидким азотом такую операцию провести можно, но значительная его часть испарится, охлаждая сосуд, а оставшаяся жидкость выкипит довольно быстро.
- ***Криоагент (от греч. κρύος — холод, мороз) — вещество, используемое в качестве рабочего тела в системах, предназначенных для заморозки веществ и продуктов.***
- ***Криоагенты имеют температуру кипения ниже $-120\text{ }^{\circ}\text{C}$. В качестве криоагента используются, как правило, чистые газы: гелий, азот.***

Простое вещество- фосфор.

СТРОЕНИЕ АТОМА ФОСФОРА



Валентные возможности фосфора шире, чем у атома азота, так как в атоме фосфора **имеются свободные d-орбитали.**

Поэтому элемент фосфор образует довольно много аллотропных модификаций. Из них наиболее устойчивы три модификации: белый фосфор, красный фосфор и черный фосфор.

Белый фосфор – воскообразное ядовитое склонное к самовозгоранию на воздухе вещество, состоящее из молекул P_4



Существует 11 аллотропных модификаций фосфора: белый, красный, черный, фиолетовый, коричневый и светло – красный фосфор. В зависимости от условий аллотропные модификации переходят одна в другую. Наиболее химически активен белый фосфор.

Аллотропия фосфора.



Молекулы белого фосфора тетраэдрические, атом фосфора в них трехвалентен. Красный фосфор – немолекулярное менее активное вещество темно-красного цвета с довольно сложным строением. Черный фосфор – также немолекулярное вещество со сложным каркасным строением.

Закрепим представления об аллотропии фосфора, выполнив несколько заданий.

Задание 2.

«Да! Это была собака, огромная черная, как смоль. Но такой собаки еще никто из нас, смертных, не видывал. Из ее отверстой пасти вырывалось пламя, глаза метали искры, по морде и загривку переливался мерцающий огонь. Ни в чьем воспаленном мозгу не могло возникнуть видение более страшное, более омерзительное, чем это адское существо, выскочившее на нас из тумана...
....Я дотронулся до этой светящейся головы и, отняв руку, увидел, что мои пальцы тоже засветились в темноте.
-Фосфор- сказал я".



Артур Конан-Дойл
"Собака Баскервилей"



В этом отрывке из знаменитой «Собаки Баскервилей» А. Конан-Дойл допустил существенную химическую ошибку. Назовите ее.

Подсказка

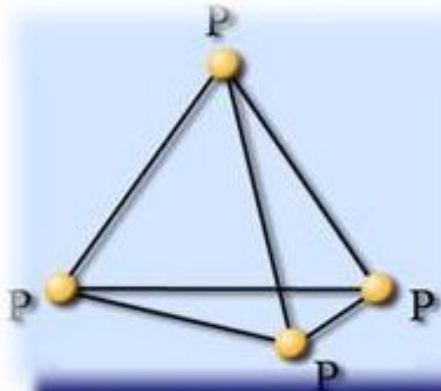


Рис. 2. Структура молекулы P₄



Рис. 3. Кристаллы белого фосфора



**Белый фосфор -
воскообразное,
прозрачное вещество с
характерным чесночным
запахом.**

**Вспомните о каких еще
свойствах фосфора Вы
знаете.**

Решение.

Белый фосфор – чрезвычайно ядовит. Вспыхивает на воздухе.

Хотя герои . Конан-Дойла , в частности знаменитый сыщик Шерлок Холмс интересуются химией, в этом знаменитом описании собаки Баскервилей допущена ошибка_ писатель перепутал фосфор и фосфоресцирующие вещества (действительно в этих словах два одинаковых греческих корня- **фос и фор – фосфор светоносец, фосфоресцирующий- дающий свет**).

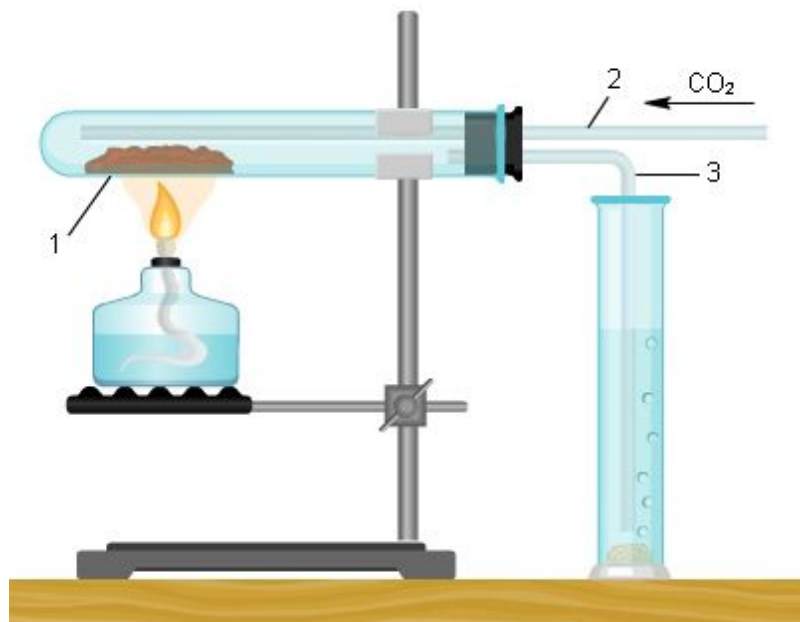
Из всех аллотропных модификаций фосфора только белый фосфор обладает уникальной способностью светиться в темноте за счёт медленного окисления до низших оксидов. Белый фосфор - воскообразное, прозрачное вещество , т.е.его можно было бы нанести на шерсть собаки в виде пасты,однако вдобавок он чрезвычайно ядовит, может попасть в организм через органы дыхания и пищеварения, а также через повреждения кожи, Белый фосфор не только является сильным ядом, при попадании на кожу вызывает долго не заживающие ожоги. **поэтому животное намазанное белым фосфором было бы обречено на быструю и мучительную смерть. Кроме того. фосфор белый воспламеняется на воздухе,** а красный - при поджигании, в обоих случаях образуется оксид фосфора (V), выделяющийся в виде густого белого дыма.



Фосфоресценция-свойство некоторых веществ светиться сначала под влиянием освещения, а затем и после прекращения его, в темноте, подобно фосфору.

- Однако человеку издавна были известны светящиеся организмы (светлячки, планктон) и в конце 19 в, когда жили герои. Конан-Дойла, ученые умели готовить фосфорецирующие составы (они используются до сих пор для изготовления игрушек, дорожных знаков и т.д- в их состав не входит и никогда не входил белый фосфор.) отсюда и возникла эта химическая ошибка.**

Задание 3.



На рисунке приведена установка для получения одной из модификаций фосфора. Какой именно? Какое вещество взято в качестве исходного?

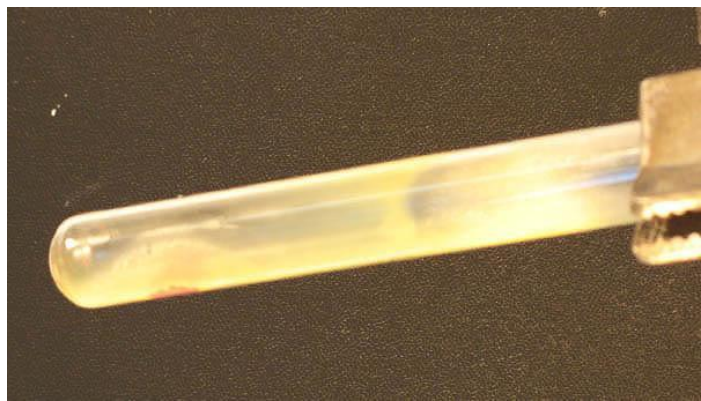
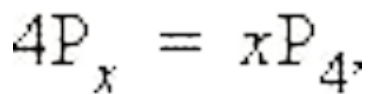
Подсказка

Внимательно посмотрим на прибор. Вы видите, что он состоит из следующих частей:

- пробирки-реактора 1, вещество, в котором нагревается спиртовкой,
- трубки 2, по которой в пробирку-реактор поступает углекислый газ,
- газоотводной трубки 3, по которой выходят пары получаемого вещества из пробирки и охлаждаются водой **в цилиндре - приемнике.**

Можно ли сделать вывод о химической активности получаемого вещества?

Решение.



Свечение белого фосфора на стенках пробирки

получаемое вещество необходимо охлаждать и собирать под водой, т.е. **оно химически активно и его пары могут вспыхнуть на воздухе**, кроме того для получения этого вещества необходимо несильное нагревание без доступа воздуха (он вытесняется углекислым газом)-известна **лишь одна химически чрезвычайно активная модификация фосфора- это белый фосфор**. Его получают нагреванием красного фосфора. В ходе этого опыта происходит испарение красного фосфора P_x , переход его в газовой фазе в четырехатомные молекулы белого фосфора P_4 и осаждение капелек белого фосфора на холодных частях пробирки. Газоотводную трубку при нагревании пробирки опускают в цилиндр с холодной водой, где также появляются шарики белого фосфора. Если поместить сзади пробирки темный экран, то можно наблюдать свечение белого фосфора, оставшегося на стенках пробирки .

Задание 4

На основании строения простых веществ сравните реакционную способность азота и фосфора, рассмотрите их характерные химические свойства. Какова химическая активность фосфора в сравнении с азотом? Почему?

Подсказка

Выполняя это задание, следует помнить, что для фосфора, в отличие от азота характерен целый ряд различных аллотропных модификаций. Белый фосфор в целом реакционно способнее красного фосфора .

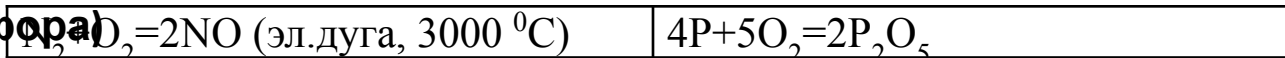
Однако можно выделить некоторые общие и различные реакции для фосфора и азота, вспомнив химические свойства неметаллов.

Решение.

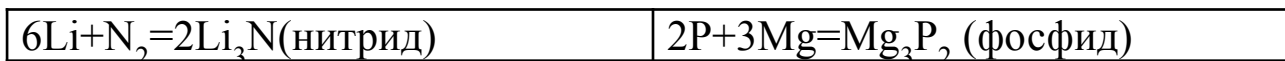
азота	фосфора
-------	---------

общие реакции.

1. Взаимодействие с кислородом (восстановительные свойства азота и фосфора)

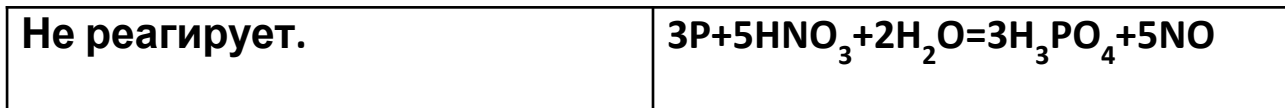


2. Взаимодействие с щелочными и щелочноземельными металлами окислительные свойства азота и фосфора

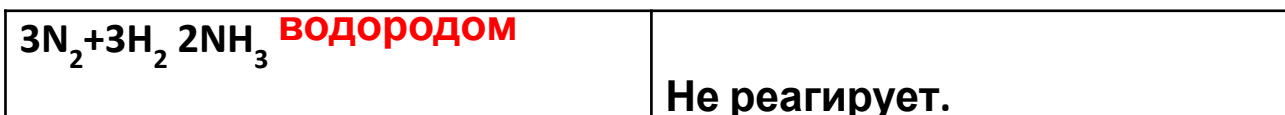


Различия .

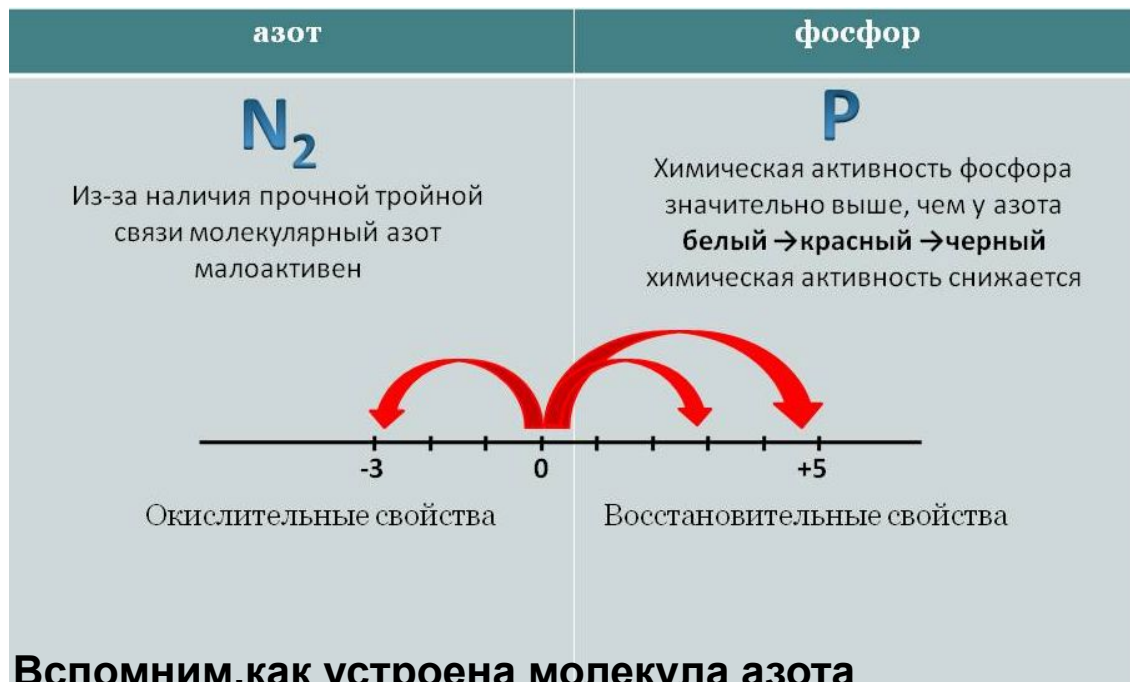
1. Реакция с сильными окислителями



2. Взаимодействие с



На примере этих реакций мы видим, что восстановительная способность фосфора выше, чем у азота, т.к. число энергетических уровней у него больше, фосфор окисляется кислородом до степени окисления +5, причем для белого фосфора возгорание фосфора может происходить самопроизвольно, а азот в достаточно жестких условиях окисляется только до +2. Соответственно окислительная способность азота должна быть выше, чем у фосфора - он должен реагировать с металлами легче, чем фосфор. Однако, этого не наблюдается. Вы знаете, что непосредственно без нагревания азот реагирует только



Вспомним, как устроена молекула азота

Связь в этой молекуле тройная - очень прочная и поэтому простое вещество азот никак нельзя отнести к химически активным, с галогенами азот в отличие от фосфора не реагирует. А вот с водородом в специально подобранных условиях азот вступает в реакцию, проявляя в этой реакции свои окислительные свойства. У фосфора окислительная способность значительно ниже и в реакцию с водородом он вступить не может. Однако для фосфора характерны реакции, в которых он проявляет свои восстановительные свойства, например реакция с азотной кислотой.. Таким образом сделаем заключение об окислительно-восстановительной двойственности свойств.

На основании сравнения окислительных и восстановительных способностей неметаллов нельзя делать однозначный вывод о их химической активности. Очень важно строение вещества.

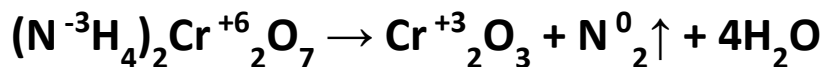
Получение азота

Физическое выделение из



Турбодетандерный агрегат

Ещё один лабораторный способ получения азота — нагревание дихромата аммония



Температура кипения азота немного ниже (-195,8°C), чем другого компонента воздуха - кислорода (-182,9°C), поэтому при осторожном нагревании жидкого воздуха азот испаряется первым.

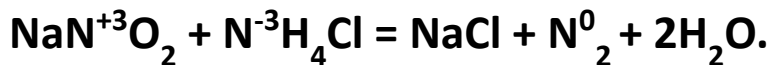
Получение азота в

лаборатории

Разложение солей.

при нагревании насыщенного раствора хлорида аммония и твердого нитрита натрия:

(t)

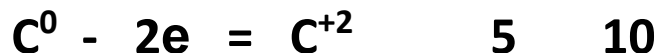


Получение фосфора



Фосфорит
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Во 2-й половине 19 века возникло промышленное производство фосфора из фосфоритов в ретортных печах; в начале 20 века они были заменены электрическими печами.



Тесты

ТЕСТ 1. Элемент азот образует много аллотропных модификаций.

1.Нет

2.Да

ТЕСТ 2. Простое вещество – азот поддерживает горение, пригоден для дыхания

1. Да

2. Нет

ТЕСТ 3. Реакция $6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$ является окислительно-восстановительной

1. Да

2. Нет

ТЕСТ 4.

Простое вещество фосфор плохо реагирует с сильными окислителями

1.Нет.

2. Да

ТЕСТ 5 . В промышленности азот получают из воздуха.

1 Да.

2. Нет

ТЕСТ 6 . Вещество азот- химически малоактивно.

1.Нет

2. Да

ОТВЕТЫ НА ТЕСТЫ

ТЕСТ 1. Нет

ТЕСТ 2. Нет

ТЕСТ 3. Да

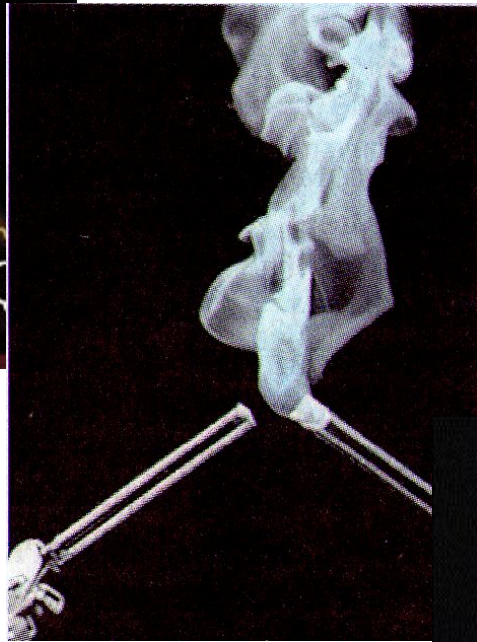
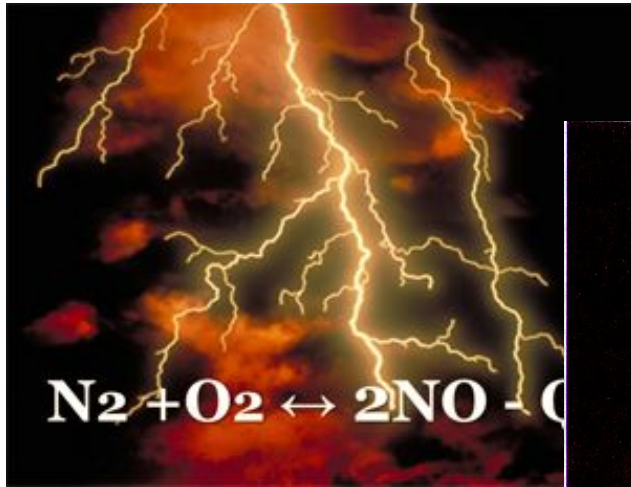
ТЕСТ 4. Нет

ТЕСТ 5. Да

ТЕСТ 6. Да

Часть 3.

Сравнение свойств основных бинарных соединений азота и фосфора.



Образование хлорида аммония



Горение аммиака NH_3 в кислороде

Элементы группы азота образуют

- с водородом соединения состава RH_3 ,
- с кислородом оксиды вида - R_2O_3 и R_2O_5 .
- Оксидам соответствуют кислоты HRO_2 и HRO_3 (и ортокислоты H_3PO_4 , кроме азота).

Важнейшие соединения.

азота

Аммиак: $N^{-3}H_3$

азотная кислота : $HN^{+5}O_3$

нитраты: $KN^{+5}O_3, NaN^{+5}O_3, NaN^{+3}O_2$

фосфора

Фосфорная кислота: $H_3P^{+5}O_4$

оксид фосфора(V): $P^{+5}_2O_5$

соли фосфаты.

Азот проявляет большое разнообразие степеней окисления: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4 и +5.

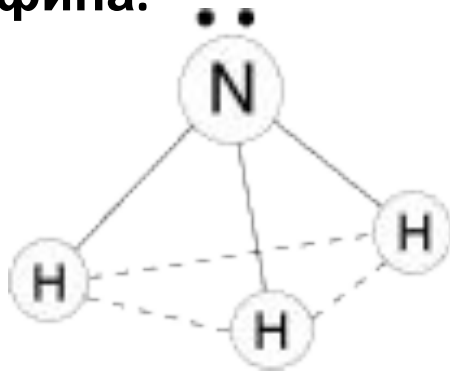
Наивысшая степень окисления, которую может проявлять фосфор, равна +5. Соединения, содержащие фосфор в степени окисления меньшей, чем +5 проявляют себя как восстановители.

Оксиды фосфора более устойчивы, чем оксиды азота. Водородные же соединения менее стабильны.

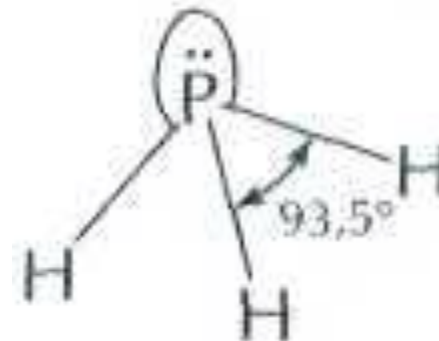
Летучие водородные же соединения фосфора и азота.

Строение молекул аммиака и фосфина.

Аммиак



Фосфин



У атома азота есть три неспаренных электрона, Именно поэтому характерным летучим водородным соединением является аммиак, в котором атом азота образует три ковалентные связи по обменному механизму с тремя атомами водорода. Связь между атомами азота и водорода полярна, при этом атом азота, будучи более электроотрицательным, оттягивает электронную плотность на себя. Поэтому молекула полярная, имеет форму треугольной пирамиды с атомом азота в вершине,

$\angle \text{HNN} = 107,3^\circ$.

Молекула фосфина имеет похожее строение, что хорошо видно на слайде. Однако дипольный момент существенно ниже, чем у аммиака.

Электроотрицательности фосфора и водорода равны, следовательно связи между этими атомами неполярны, неполярна и сама молекула фосфина.

Задание 5

На основании данных о строении молекул аммиака и фосфина объясните:

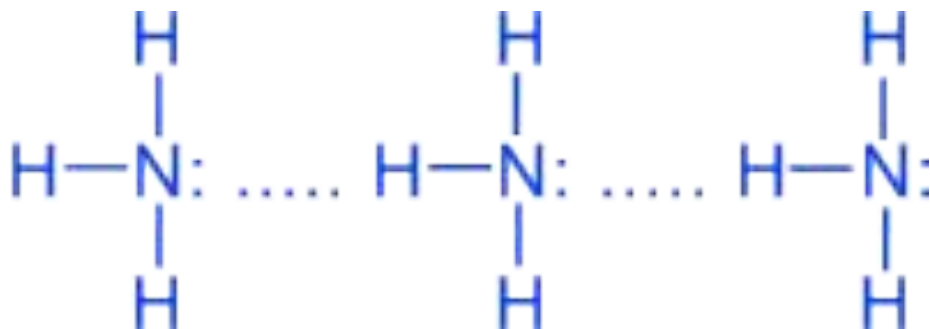
- Более низкие температуры плавления и кипения фосфина по сравнению с аммиаком.**
- Почему фенолфталеин окрашивает раствор аммиака в малиновый цвет, а растворы фосфина при добавлении индикаторов не меняют цвет**

Подсказка 1

- ***Вспомните, как межмолекулярные взаимодействия влияют на температуры плавления и кипения веществ.***
- ***Какого типа связи могут возникнуть между полярными молекулами аммиака?***

Решение:

Молекулы аммиака связаны слабыми водородными связями



Водородная связь между молекулами PH₃ практически не проявляется и поэтому фосфин имеет более низкие температуры плавления и кипения по сравнению с аммиаком.

Подсказка 2

Чтобы ответить на второй вопрос

Почему фенолфталеин окрашивает раствор аммиака в малиновый цвет, а растворы фосфина при добавлении индикаторов не меняют цвет ?

ВСПОМНИМ

- в какой среде фенолфталеин меняет цвет на малиновый?
- может ли молекула аммиака образовывать связи по донорно-акцепторному механизму ?
- Что происходит при взаимодействии молекулы аммиака с молекулой воды?

Решение:

Атом азота присоединяет протон, образуя ион аммония:



Благодаря наличию неподеленной электронной пары во многих реакциях аммиак выступает как основание, являясь донором электронной пары. Атом азота может образовать еще одну ковалентную связь по донорно-акцепторному механизму, при этом атом азота приобретает положительный формальный заряд +1. Эл. пара при атоме фосфора проявляет донорные свойства в гораздо меньшей степени, чем эл пара на атоме азота в аммиаке (это связано с неполярностью молекулы). Поэтому фосфин неспособен присоединять катион водорода, вот почему

его водные растворы имеют нейтральную реакцию среды.

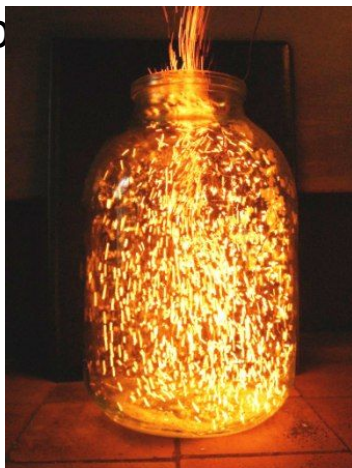


фенолфталеин окрашивает раствор аммиака в малиновый цвет,

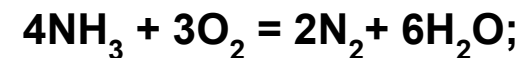
Горение аммиака и фосфина

Аммиак - активный восстановитель. Такое свойство у него за счёт атомов азота, имеющих степень окисления "-3".

Восстановительные свойства азота наблюдаются при горении аммиака, Аммиак на воздухе не горит. Но в чистом кислороде он сгорает бледно-желтым пламенем, окисляясь до азота, так как для азота наиболее устойчивая степень окисления – 0 (ф



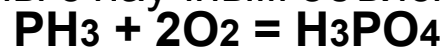
Если в реакции горения использовать катализаторы (платину Pt и оксид хрома Cr_2O_3), то получают оксид азота. Эта реакция лежит в основе красивого демонстрационного опыта (слева).



«Блуждающие огни» часто вызывают суеверный страх.

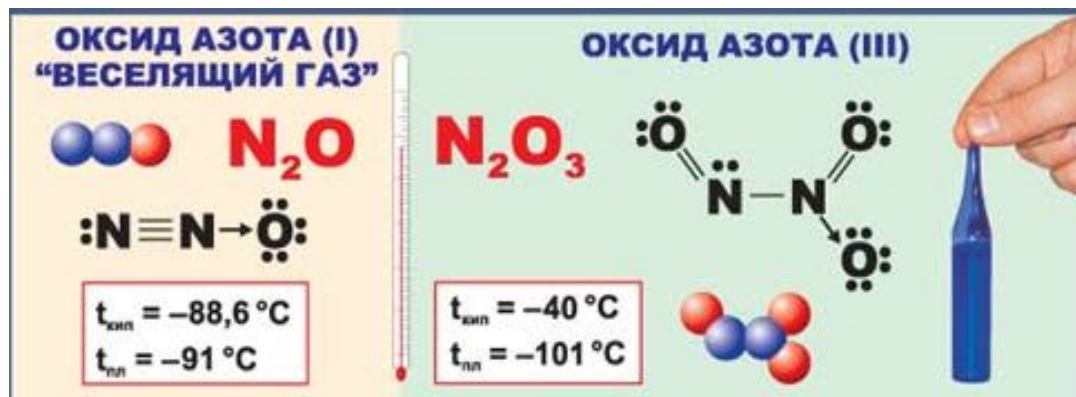
Газообразный фосфин легко горит в кислороде воздуха.

Подобного рода процессы происходят и в природе, являясь причиной появления так называемых «блуждающих огней» на кладбищах. Вспышки фосфина днем, конечно, не бывают видны, но ночью они вызывают суеверный страх у многих людей, которые незнакомы с научным объяснением этого явления.

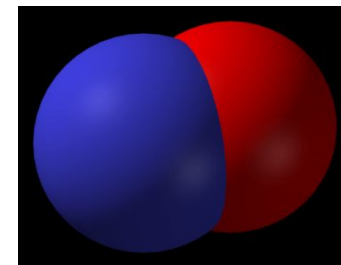


Оксиды азота.

Азот в различных степенях окисления образует с кислородом пять оксидов: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 и N_2O_5 .



Солеобразующие оксиды N_2O_3 и N_2O_5 из них самые неустойчивые.



NO – оксид азота (II)
и N_2O —
несолеобразующие
оксиды.

Оксиды азота.

Всего два из них — оксид азота(II) и оксид азота(IV) — не только устойчивы при обычных условиях, но и активно задействованы в природном и промышленном круговоротах азота.

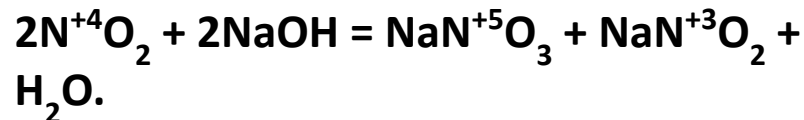


Это бурый ядовитый газ с неприятным запахом.

Отметим, что оксид азота(IV) имеет и характерный резкий запах, и рыжевато-бурый цвет, оттенки которого отличаются друг от друга в зависимости от концентрации. Именно за этот цвет выбросы оксидов азота в атмосферу называют «лисьими хвостами».

Растворимость оксида азота(IV) можно считать неограниченной (вплоть до образования 60%-й HNO_3).

$2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$
С раствором щелочи реакция идет с образованием нитрата и нитрита.



Получение оксидов азота (II) и (IV).



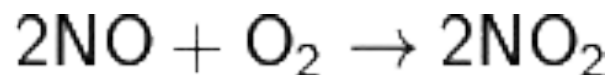
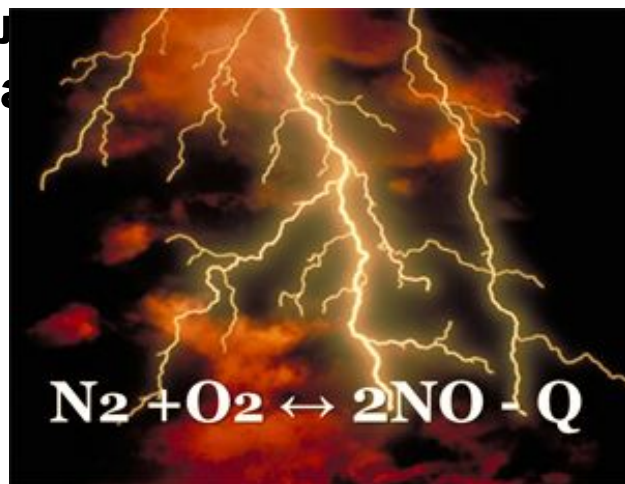
Промышленный способ основан на окислении аммиака при высокой температуре и давлении при участии Pt, Cr₂O₃ (как катализаторов).



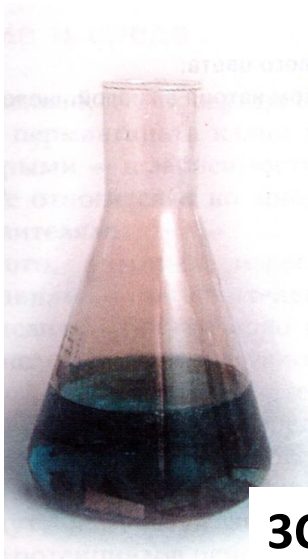
- Получение NO и NO₂ является одной из стадий получения азотной кислоты. NO₂ используется в качестве окислителя в жидком ракетном топливе.

Установка для получения оксидов азота
взрывчатых веществ
для производства азотной кислоты

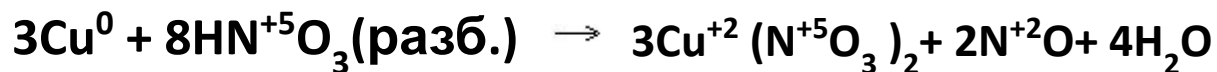
Оксид азота (II) — единственный из оксидов азота, который можно получить непосредственно из атмосферного азота соединением азота с кислородом при высоких температурах (1200—1300 °C) или в электрическом разряде. В природе он образуется в атмосфере при грозовых разрядах :и тотчас же реагирует с кислородом:



Получение оксидов азота (II) и (IV).



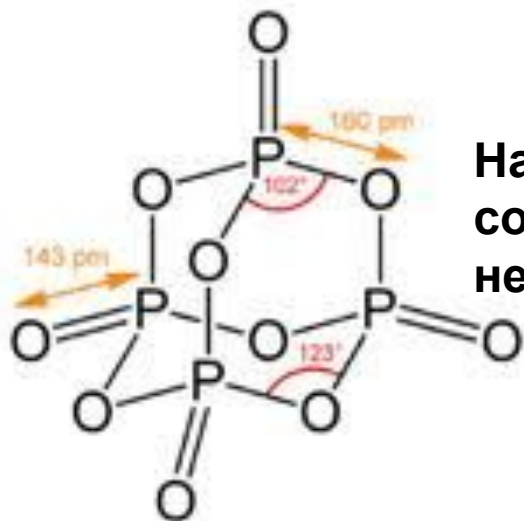
В лаборатории *оксид азота (II)* обычно получают взаимодействием 30%-ной HNO_3 , с некоторыми металлами, например, с медью (такую кислоту обычно получают добавлением равного объема воды к концентрированной азотной кислоте, поэтому часто говорят о такой кислоте как разбавленной в отношении 1:1): если кислоту взять более концентрированную, по той же реакции можно получить диоксид азота



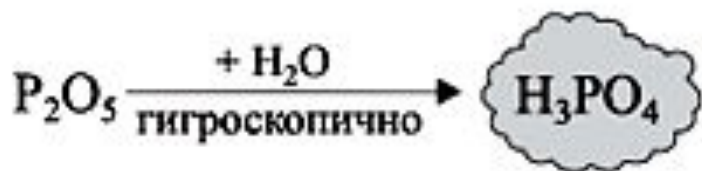
Реакция меди с концентрированной азотной кислотой протекает с выделением оксида азота (IV).



Оксиды фосфора



Напротив, из оксидов фосфора самые устойчивые –
солеобразующие оксиды P_2O_5 и P_2O_3 , этот оксид
неустойчив и легко окисляется до P_4O_{10}



Оксид фосфора (V) P_2O_5 —
белый гигроскопичный
порошок (поглощает воду),
следует хранить в плотно
закрытых сосудах.

Образуется также при горении фосфора:



в виде белого «дыма» – аэрозоля оксида фосфора(V)

Задание 6.

***Докажите, что оксид азота (IV)
является веществом с двойственно
й***

***окислительно-
восстановительной функцией.***

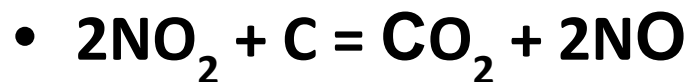
Подсказка

- Помните какие степени окисления характерны для элементов, входящих в состав веществ-окислителей, и какие для элементов «восстановителей».
- Какова степень окисления азота в *оксиде азота (IV)* ?
- Как он будет реагировать с сильными окислителями (например, с кислородом) и восстановителями при нагревании или в водном растворе?

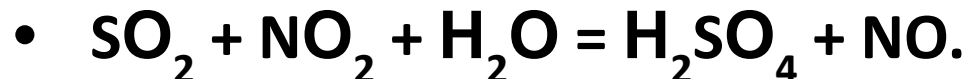
Решение.

Азот в NO_2 находится в промежуточной степени окисления +4, и может как повышать степень окисления (быть восстановителем), так и понижать ее (быть окислителем).

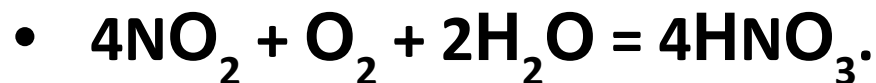
Для NO_2 наиболее характерны окислительные свойства, которые проявляются в газовой фазе при нагревании:



или в водном растворе:



Восстановительные свойства NO_2 проявляет в реакции с кислородом:



Тесты

ТЕСТ 1 . Оксиды азота состава N_2O и NO относятся к кислотным оксидам.

1. Да

2. Нет

ТЕСТ 2 . Оксиды азота (II) и (IV) реагируют только как восстановители..

1. Нет

2. Да

ТЕСТ 3. При горении фосфора образуется высший оксид фосфора состава P_2O_5 .

1. Да

2. Нет

ТЕСТ 4. Катион аммония NH_4^+ образуется в результате взаимодействия аммиака и катиона водорода по донорно-акцепторному механизму.

1. Да

2. Нет

ТЕСТ 5. Аммиак в реакциях с кислородом проявляет свойства окислителя.

1. Нет

2. Да

ТЕСТ 6. Оксид азота (II) выделяется при действии концентрированной азотной кислоты (1:1) на медь .

1. Нет

2. Да

ОТВЕТЫ НА ТЕСТЫ

ТЕСТ 1. Нет

ТЕСТ 2. Нет

ТЕСТ 3. Да

ТЕСТ 4. Да

ТЕСТ 5. Нет

ТЕСТ 6. Нет

Часть 4.

Сравнение свойств азотной и фосфорной кислот.



- **Важнейшими соединениями азота и фосфора являются азотная и ортофосфорная кислоты.**



Азотная кислота — бесцветная жидкость, с резким запахом, которая «дымится» на воздухе.

При хранении на свету концентрированная азотная кислота желтеет, так как частично разлагается с образованием бурого газа – диоксида азота NO_2 .

Растворимость азотной кислоты. неограниченная

Ортофосфорная кислота — бесцветное твердое вещество с температурой плавления около $42\text{ }^\circ\text{C}$, очень гигроскопичное (легко поглощает влагу из воздуха).

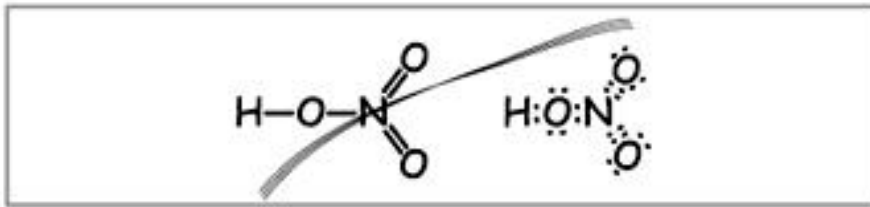
85 % водный раствор - бесцветная сиропообразная жидкость

Расплавленная ортофосфорная кислота и ее концентрированные растворы обладают большой вязкостью, что обусловлено образованием межмолекулярных водородных связей.

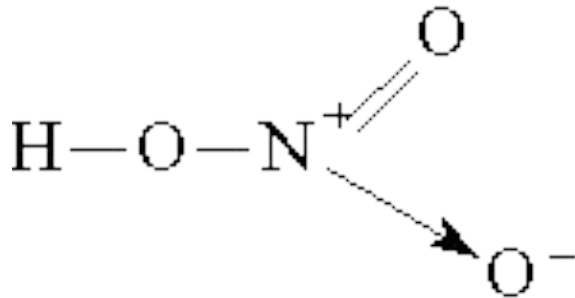


Строение молекул азотной и фосфорной кислот.

Давайте разберемся как устроена молекула азотной кислоты?
Попробуем составить структурную и электронную формулы.



Согласно этим формулам атом азота содержит десять электронов на внешнем уровне, но этого не может быть, т.к. азот находится во втором периоде и максимально на внешнем слое у него может быть только восемь электронов.

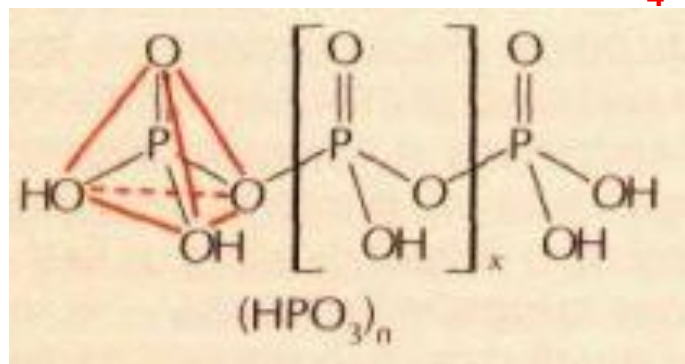


Это противоречие устраняется, если предположить, что между атомом азота и одним из атомов кислорода образуется ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму. Это противоречие устраняется, если предположить, что между атомом азота и одним из атомов кислорода образуется ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму. Однако опытным путем доказано, что двойная связь равномерно распределена между двумя атомами кислорода. Степень окисления азота в азотной кислоте равна +5, а валентность (обратите внимание) равна четырем, ибо имеются только четыре общие электронные пары.

Структурная формула азотной кислоты

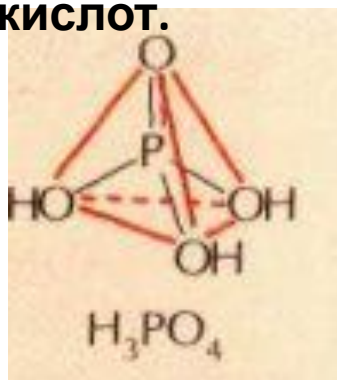
Фосфорные кислоты — соединения фосфора в степени окисления +5, имеющие общую формулу $P_2O_5 \cdot nH_2O$.

Например,
метафосфорная кислота HPO_3 ,
ортофосфорная кислота H_3PO_4 ,
пирофосфорная кислота $H_4P_2O_7$

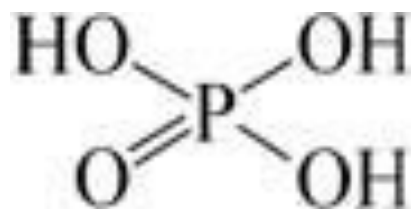


При взаимодействии высшего оксида фосфора с водой на холоде получается *метафосфорная* кислота HPO_3 , представляющая собой прозрачную стекловидную массу, поскольку ее молекулы состоят из многих звеньев, имеющих форму тетраэдров, т.е. масса такой молекулы велика.

Строение метафосфорных кислот.



Тетраэдрическая модель



Структурная формула

При кипячении раствора метафосфорных кислот связи между отдельными фосфор-кислородными тетраэдрами разрываются, и метафосфорная кислота переходит в ортофосфорную кислоту H_3PO_4 .

Различия химических свойств кислот

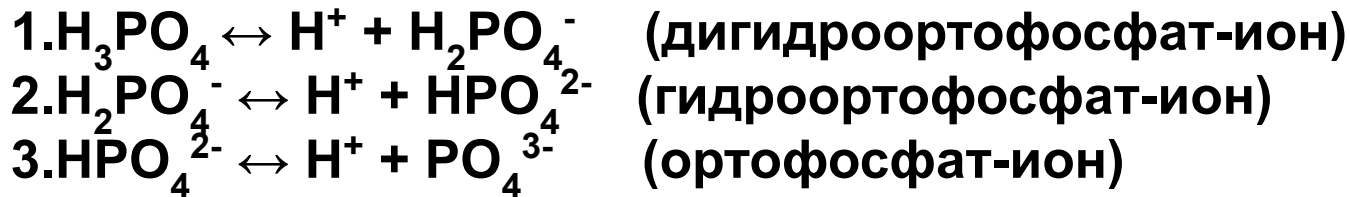
Различия в строении молекул кислот определяют различие их свойств.

Азотная кислота — сильная: в водном растворе она полностью распадается на ионы.



Ортофосфорная кислота является трёхосновной кислотой, средней силы по первой ступени и слабой по второй и третьей.

Ортофосфорная кислота диссоциирует ступенчато:



Азотная кислота и ее растворы – сильные окислители.

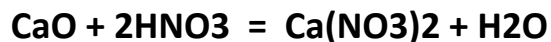
Свойства, характерные для всех кислот.

Именно за счет образующихся катионов водорода водные растворы азотной кислоты окрашивают индикаторы лакмус, метилоранж и универсальный в красный цвет. , реагируют с карбонатами с

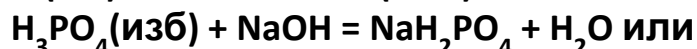
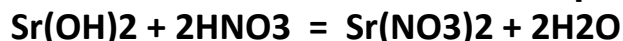
выделением углекислого газа.
Водный раствор кислоты изменяет окраску индикаторов на красный

Основные и амфотерные оксиды и гидроксиды взаимодействуют с водными растворами азотной и фосфорной кислот с образованием солей и воды.

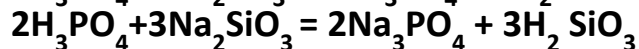
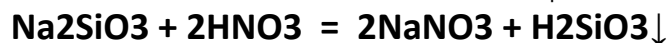
Реакции с основными оксидами.



Реакции с основаниями и амфотерными гидроксидами.



Реакции с солями слабых кислот.



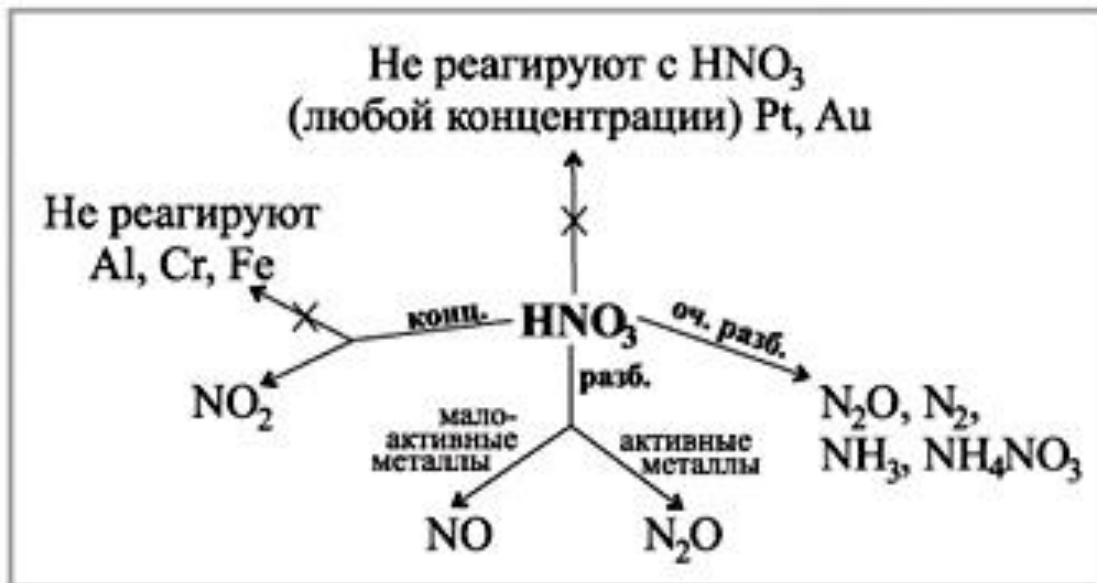
Азотная кислота взаимодействует с некоторыми солями, если в ходе реакции выделяется газ или выпадает осадок (впрочем , поскольку все нитраты растворимы, к последним можно отнести только реакцию с растворимыми силикатами. В нормальных условиях ортофосфорная кислота, как и все остальные кислоты реагирует с карбонатами с выделением углекислого газа, При нагревании до температуры свыше 80°C реагирует с силикатами с выпадением осадка кремниевой кислоты..

Особые свойства азотной и фосфорной кислот.

Фосфорная кислота реагирует с металлами, расположенными в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода, как и многие другие кислоты.



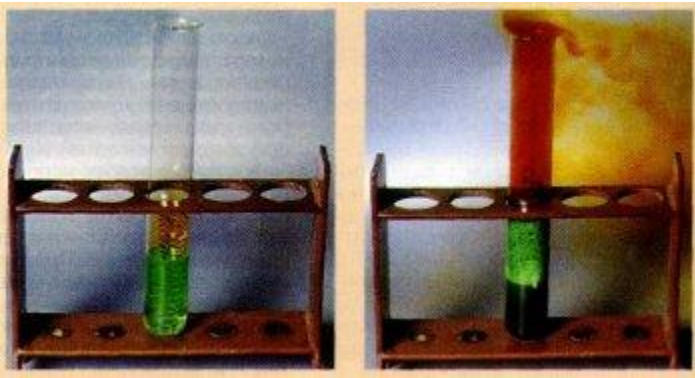
Водный раствор **азотной кислоты** с металлами взаимодействует с образованием солей, но **без выделения водорода**



В зависимости от концентрации кислоты и активности металла, основным продуктом восстановления азотной кислоты может быть

- нитрат аммония
- азот,
- оксиды азота.

Взаимодействие азотной кислоты с медью



Концентрированная азотная кислота восстанавливается до оксида азота(IV):
$$\text{Cu}^0 + 4\text{HNO}_3^{+5} (\text{конц.}) = \text{Cu}^{+2}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{N}^{+4}\text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$$

Продукт восстановления зависит

- 1. от положения металла в ряду напряжений,**
- 2. от концентрации кислоты**
- 3. условий проведения реакции.**



Железо и алюминий при действии концентрированной HNO_3 покрывается прочной оксидной пленкой, предохраняющей металл от дальнейшего окисления, т. е. кислота пассивирует их.

Азотную кислоту можно хранить и перевозить в цистернах и других емкостях из железа и алюминия.

Задание 7.

В трех пробирках без этикеток находятся концентрированные растворы кислот: H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 .

Как с помощью одного реактива определить, в какой пробирке какая кислота находится?

Подсказка

- **Вспомните специфические свойства концентрированных серной и азотной кислот. Эти кислоты сильные окислители и этим отличаются от фосфорной кислоты.**

Решение.

Данный реактив - малоактивный металл, например, серебро.

Концентрированная азотная кислота растворяет серебро с выделением бурого газа:



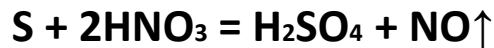
Концентрированная серная кислота растворяет серебро с выделением бесцветного газа:



H_3PO_4 не реагирует с серебром, которое стоит в ряду напряжений правее во дорода.

Азотная кислота способна окислять и некоторые неметаллы, например уголь, серу, фосфор:

- При взаимодействии серы с 40%-ным раствором азотной кислоты в качестве основного продукта восстановления азотной кислоты образуется оксид азота(II)



- При взаимодействии фосфора с 30%-ным раствором азотной кислоты в качестве основного продукта восстановления азотной кислоты образуется оксид азота(II)



При взаимодействии серы или фосфора с 60%-ным раствором азотной кислоты в качестве основного продукта восстановления азотной кислоты образуется оксид азота (IV)

$$\text{P} + 5\text{HNO}_3 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{S} + 6\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$$

Тесты

ТЕСТ 1 . Ортоосфорную кислоту можно получить взаимодействием ортофосфата кальция с серной кислотой при нагревании

1. Да
2. Нет

ТЕСТ 2. Фосфорная кислота вступает в реакцию с медью.

1. Да
2. Нет

ТЕСТ 3 . Ортофосфорная кислота является кислотой, средней силы по первой ступени диссоциации и слабой по второй и третьей.

1. Да
2. Нет

ТЕСТ 4 . Атом фосфора в молекуле ортофосфорной кислоты имеет степень окисления +3 .

1. Да
2. Нет

ТЕСТ 5 . Азотная кислота реагирует с металлами , стоящими в ряду напряжений после водорода.

1. Да
2. Нет

ОТВЕТЫ НА ТЕСТЫ

ТЕСТ 1. Да

ТЕСТ 2. Нет

ТЕСТ 3. Да

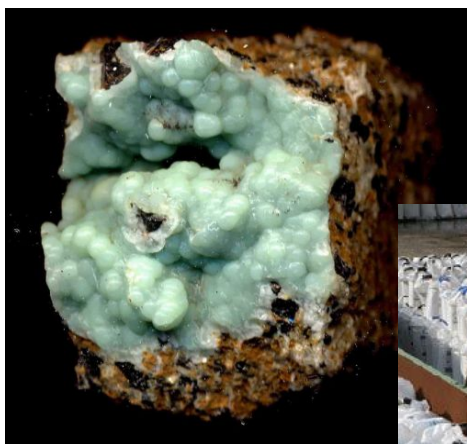
ТЕСТ 4. Нет

ТЕСТ 5. Да

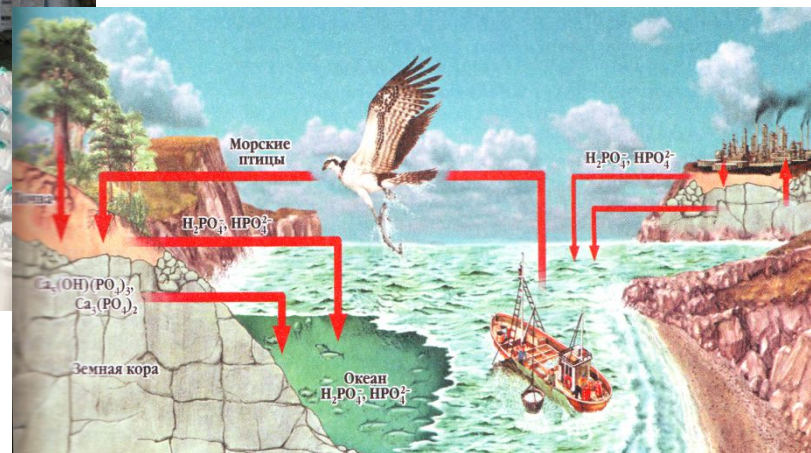
ТЕСТ 6. Нет

Часть 5

Соли азотной и фосфорной кислот



Апати
т



Круговорот фосфора в природе.

Сравнение свойств нитратов и фосфатов.

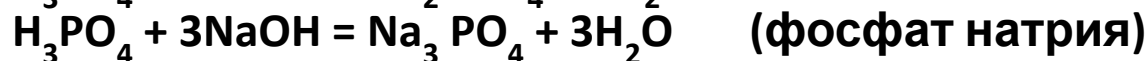
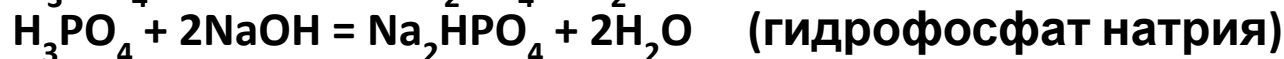
НИТРАТЫ - соли азотной кислоты HNO_3 , твердые **хорошо растворимые** в воде вещества.

Традиционное русское название некоторых нитратов щелочных и щелочноземельных металлов и аммония - селитры

- аммонийная селитра NH_4NO_3 ,
- калийная селитра KNO_3 чилийская селитра ,
- кальциевая селитра $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ норвежская селитра

Соли ортофосфорной кислоты называются ортофосфатами или фосфатами.

Ортофосфорная кислота образует одно-, двух- и трехзамещенные соли.

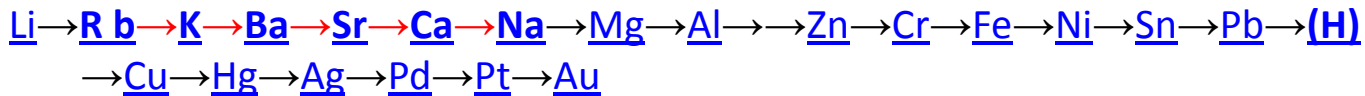


Средние соли, или **фосфаты**, например $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, **нерастворимы в воде, кроме фосфатов щелочных металлов;**

Большинство кислых солей — дигидрофосфатов, например $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, хорошо растворимы в воде;

Гидрофосфаты, например CaHPO_4 , малорастворимы в воде (кроме гидрофосфатов натрия, калия и аммония),

Сравнение химических свойств нитратов и фосфатов.



Соли металлов, расположенные в ряду стандартных электродных потенциалов левее Mg (кроме Li) при разложении образуют нитриты и кислород



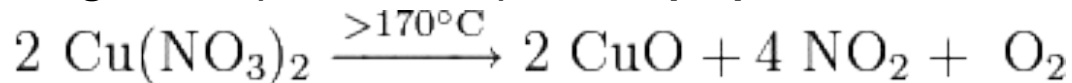
Нитраты являются достаточно сильными окислителями в твёрдом состоянии (обычно в виде расплава), но практически не обладают окислительными свойствами в растворе, в отличие от азотной кислоты.

если в расплавленную в пробирке калийную селитру бросить кусочек раскаленного древесного угля, то он энергично сгорит, взаимодействуя с выделяющимся из селитры кислородом .

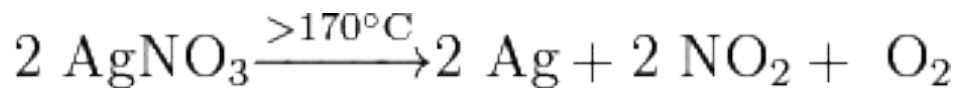
Фосфаты при прокаливании не разлагаются, исключение составляет $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.

Разложение нитратов.

Соли металлов, расположенные в ряду стандартных электродных потенциалов от Mg до Cu (включая Li) дают при разложении оксид металла, NO₂ и кислород.



Соли металлов, расположенные в ряду стандартных электродных потенциалов после Cu образуют свободный металл, NO₂ и кислород.



Разложение нитрата аммония.

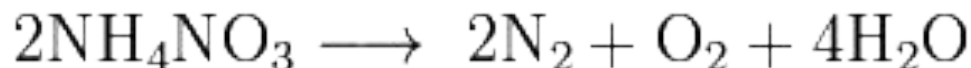
Хотя бóльшая часть нитрата аммония используется либо непосредственно как хорошее азотное удобрение, либо как полупродукт для получения прочих удобрений, это вещество в смеси с порошками алюминия и угля используют в качестве взрывчатого вещества — аммонала, который широко применяется при разработке горных пород.

Термическое разложение нитрата аммония может происходить по-разному, в зависимости от температуры:

1. Температура ниже 270°C:



2. Температура выше 270 °C, или детонация:



Разложение нитратов.

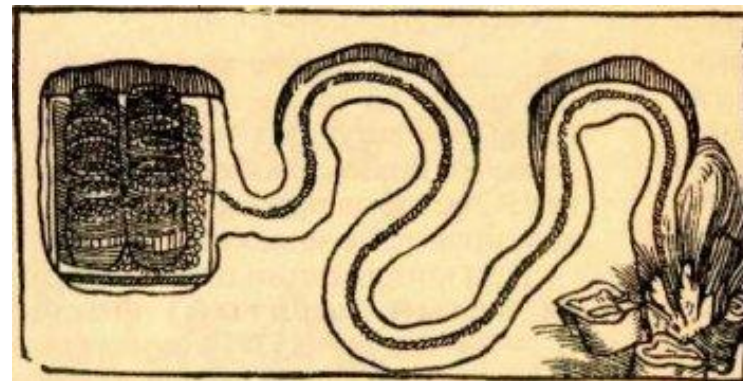
Природные нитраты натрия и калия — были известны в Китае в первые века новой эры; их использовали для приготовления пороха и проведения фейерверков.

Дымный, или чёрный, порох - смесь нитрата калия (калийной селитры), серы и угля.

При горении пороха протекает реакция:



При горении пороха протекает реакция, в результате которой выделяется большой объём газообразных веществ. С этим и связано использование пороха в военном деле: образующиеся при взрыве и расширяющиеся от тепла реакции газы выталкивают пулю из оружейного ствола.



Пиротехнический состав для стрел и пращи. Гравюра из книги В. Бирингуччо «Пиротехника». Издание 1556 г.

Биологическая роль фосфатов и нитратов.

Растения потребляют элемент фосфор из солей фосфорной кислоты в виде анионов дигидрофосфатов и гидрофосфатов. Органические фосфаты играют очень важную роль в биологических процессах. Фосфаты сахаров участвуют в фотосинтезе. Растения используют фосфор для построения семян и плодов, т.е. фактически самых важных своих частей. Также благодаря фосфорной кислоте повышается зимостойкость растений и их устойчивость к засухе и другим неблагоприятным условиям.

Нитрат-ион – также неотъемлемая часть круговорота азота в природе, он в ней всегда присутствует. Растения и бактерии используют нитраты для построения белков и других необходимых органических соединений. Нитрат-ион становится ядовитым только в больших количествах, нарушающих баланс других ве

Недостаток в почве элементов фосфора и азота практически не восполняется естественным путем. Поэтому необходимо вносить фосфорные и азотистые удобрения - фосфаты и нитраты.



Удобрения — вещества, применяемые для улучшения питания растений, свойств почвы, повышения урожаев.

Фосфорную кислоту и её соли (*дигидрофосфаты, гидрофосфаты и фосфаты*) широко используют при производстве минеральных удобрений.

Фосфоритная мука. - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Двойной суперфосфат - $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

Преципитат – $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Аммофос – $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ и $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$

Нитраты аммония, калия, натрия и кальция применяются как удобрение



Удобрения

Задание 8.

В трех пронумерованных пробирках без этикеток находятся образцы следующих минеральных удобрений:

- **дигидрофосфат аммония (аммофос) ,**
- **аммиачная селитра,**
- **сульфат аммония.**

С помощью каких реактивов можно отличить эти удобрения?

Как экспериментально доказать, что в состав этих солей входит ион аммония?

Подсказка 1

Аммиачная селитра NH_4NO_3	
Сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	
Аммофос $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$	

Все эти соли имеют одинаковый катион-ион аммония, но разные анионы, поэтому отличить образцы можно с помощью качественных реакций на анионы.

Вспомните качественные реакции на сульфат- и дигидрофосфат-анионы. Запишите уравнения кратких ионных реакций.

Решение.

В пробирки с веществами добавляем воды. Все нитраты хорошо растворимые соли, поэтому используем реакции на сульфат и дигидрофосфат-анионы.

В три пробирки отливаем по 2 мл исходных проб и добавляем 2-3 мл раствора хлорида бария $BaCl_2$ – качественный реактив на содержание сульфат-ионов SO_4^{2-} в растворе.

В пробирке с сульфатом аммония $(NH_4)_2SO_4$ выпадает осадок белого цвета $BaSO_4$.

Наливаем в оставшиеся две исходных пробирки 2-3 мл раствора растворимой соли серебра, к примеру, нитрата серебра.

Наблюдаем выпадение осадка дигидрофосфата серебра желтого цвета в результате реакции обмена. Делаем вывод: что в этой пробирке находится раствор аммофоса. В последней пробирке – нитрат аммония.

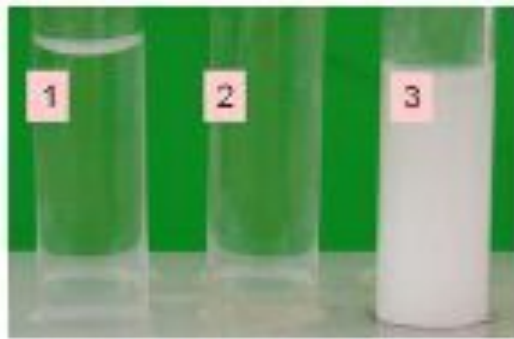
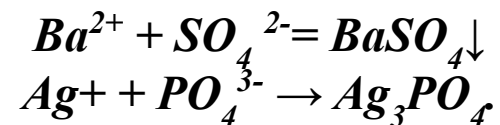
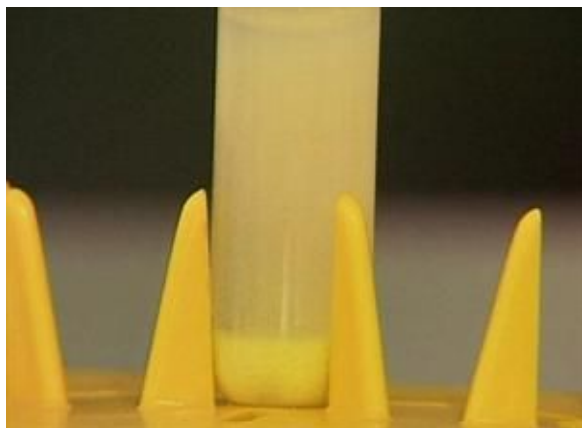
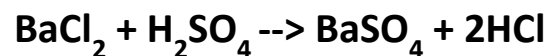


Рисунок 1 –
Образование суль-
фата бария

Качественная реакция на сульфат-анион.



Качественная реакция на PO_4^{3-} - фосфат ион.

— образуется жёлтый осадок:



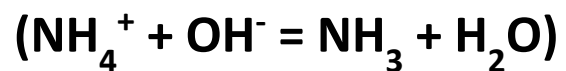
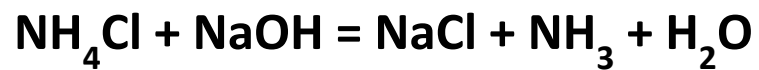
Подсказка 2

Как экспериментально доказать, что в состав этих солей входит ион аммония?

Для доказательства состава соли необходимо знать качественную реакцию на катион и анион соли. В данном случае речь идет о качественной реакции на катион аммония. вспомните ее и запишите уравнения молекулярной и ионных реакций.

Решение.

Качественная реакция на катион аммония.

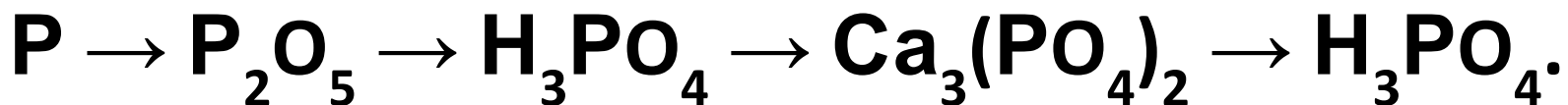


Часть 6.

**Составление уравнений реакций по схемам
взаимопревращений соединений азота и фосфора**

Задание 9.

Составьте уравнения химических реакций,
позволяющих осуществить следующие превращения:



Подсказка

Вспомните характерные признаки генетических рядов.

1. Все вещества этого ряда должны быть образованы одним химическим элементом.
2. Вещества, образованные одним и тем же элементом, должны принадлежать к различным классам или отражать разные формы его существования.
3. Вещества, образующие генетический ряд одного элемента, должны быть связаны взаимопревращениями. По этому признаку можно различать полные и неполные генетические ряды.

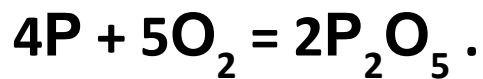
Очевидно, что в задании представлен генетический ряд неметалла, которому соответствует растворимая кислота:

неметалл —> кислотный оксид —> кислота —> соль

В данном случае фосфора, связывающий простое вещество —фосфор с солями фосфорной кислоты.

Решение.

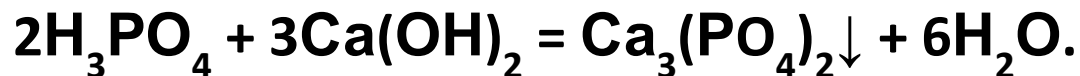
При сжигании фосфора в избытке кислорода образуется оксид фосфора (V):



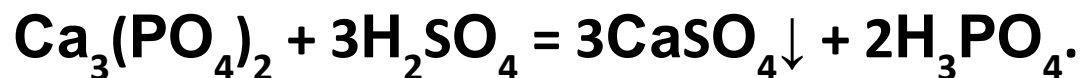
Оксид фосфора (V) с избытком воды образует фосфорную кислоту:



Фосфат кальция получается из фосфорной кислоты под действием избытка известковой воды:



Фосфорная кислота образуется из фосфата кальция под действием сильных кислот, например, серной:



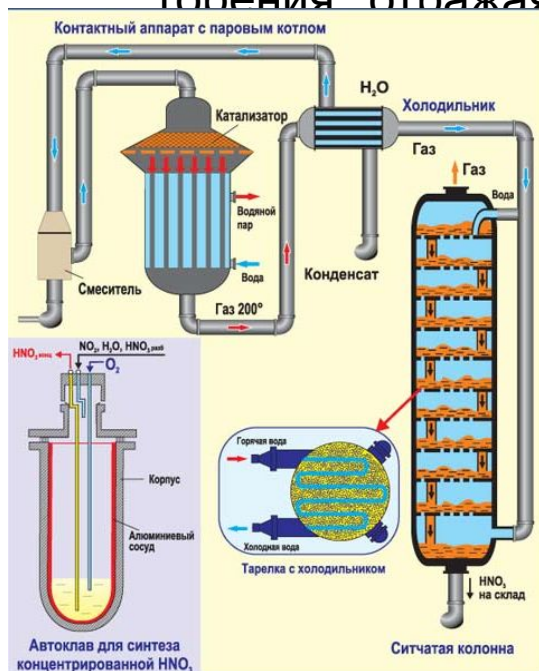
Генетический ряд азота.

Хотя азотная кислота, растворима в воде даже лучше, чем фосфорная, генетический ряд типа

неметалл → кислотный оксид → кислота → соль

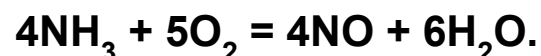
для азота не подходит. Дело в том, что азот не вступает непосредственно в реакцию с кислородом * (исключение составляет реакция $N_2 + O_2 = 2NO$).

при температуре электрической дуги (3000–4000 °C), кроме того продуктом этой реакции является несолеобразующий оксид, поэтому генетический ряд азота часто включает в себя аммиак и продукты его горения, отражая таким образом основные стадии получения азотной

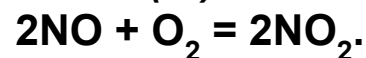


1) **Подготовка аммиачно-воздушной смеси.**

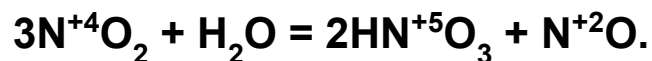
2) **Окисление аммиака кислородом воздуха на платиновой сетке:**



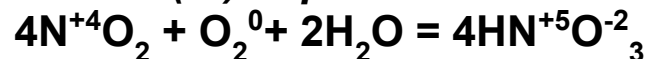
3) **Дальнейшее окисление оксида азота(II) до оксида азота (IV):**



4) **Растворение оксида азота(IV) в воде и получение кислоты:**



Если растворение проводить в присутствии кислорода, то весь оксид азота(IV) переходит в азотную кислоту.



Задание 10.

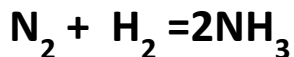
- В книге выдающегося писателя-сатирика Дж. Свифта «Путешествие Гулливера» есть описание академии Ладаго: « В его распоряжении были две большие комнаты, загроможденные самыми удивительными диковинами, 50 помощников работали под его руководством. Они сгущали воздух в сухое плотное вещество, извлекая из него селитру...»
- Напишите цепочку превращений, в результате которых из воздуха и воды можно получить селитру.

Подсказка

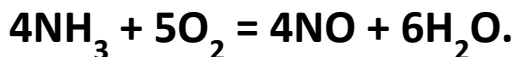
В данном случае явно имеется в виду получение нитратов из азота, т.е. достаточно записать **уравнения реакций, о которых мы говорили выше.**

Решение.

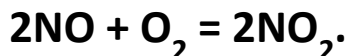
1. Реакция получения аммиака.



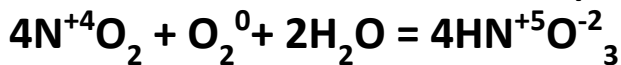
2) Окисление аммиака кислородом воздуха на платиновой сетке:



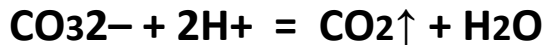
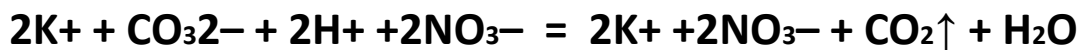
3) Дальнейшее окисление оксида азота(II) до оксида азота (IV):



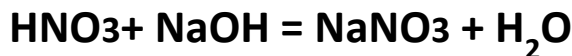
4.) Если растворение проводить в присутствии воды, то весь оксид азота(IV) переходит в азотную кислоту:



5. Реакция с солями слабых кислот:

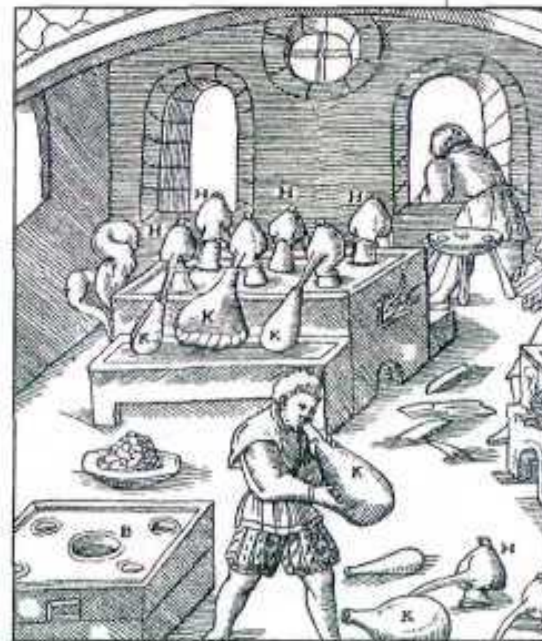


Или со щелочью



Цепочка превращений:

азот → аммиак → оксид азота(II) → оксид азота (IV) → азотная кислота → соль нитрат



Получение азотной кислоты. Гравюра из книги Г. Агриколы «О горном деле и металлургии». Издание 1557 г.

Тесты

ТЕСТ 1. Удобрение аммофос является солью азотной кислоты.

1. Да
2. Нет

ТЕСТ 2 . Количество связанного азота(нитратов) в природных почвах и воде остается постоянным .

1. Нет
2. Да

ТЕСТ 3 . Кислородом воздуха аммиак окисляется в присутствии катализаторов до оксида азота (I).

1. Да
2. Нет

ТЕСТ 4. В лаборатории аммиак получают из солей аммония , действуя на них твердыми щелочами.

1. Да
2. Нет

ТЕСТ 5 . Нитраты плохо растворимы в воде.

1. Нет
2. Да

ТЕСТ 6. Разнообразные вещества из генетического ряда азота можно получить окислением аммиака в зависимости от условий ведения процесса

1. Нет
2. Да

ОТВЕТЫ НА ТЕСТЫ

ТЕСТ 1. Нет

ТЕСТ 2. Нет

ТЕСТ 3. Да

ТЕСТ 4. Да

ТЕСТ 5. Нет

ТЕСТ 6. Да

Список литературы.

«Химия. 9 класс» П.А.Оржековский, Л.М. Мещеряковская, Л.С. Понтак
АСТ . ОАО «Московские учебники» 2007

Сборник задач и упражнений по химии. 9 класс П. А. Оржековский, Н. А. Титов, Ф. Ф. Гегеле
Издательство: Астрель, АСТ 2007

Габриелян, О. С. Химия: 9 класс [Текст] : учебник для общеобразоват. учреждений /
О. С. Габриелян. - М. : Дрофа, 2007.

«Химия. 9 класс. Базовый уровень» В.В.Еремин, А. А. Дроздов, Н.Е.Кузьменко,В.В.
Лунин, учебник для общеобразоват. учреждений М. : Дрофа, 2007.

Малая детская энциклопедия. Химия. Русское энциклопедическое товарищество.
М. 2005.

Бердоносков С.С. Менделеева Е.А. Химия. Новейший справочник для школьников и
абитуриентов Москва «Махаон» , 2006

«Экзаменационные материалы для подготовки к единому государственному
экзамену. ЕГЭ-2007. Химия» Стрельникова Е.Н. © Рустест, 2006 год