Химия

9 класс

по УМК Рудзитис Г.Е.

**V. Азот и фосфор**

**1. Темы курса**

Характеристика азота и фосфора. Физические и химические свойства азота

Аммиак

Соли аммония

Азотная кислота

Соли азотной кислоты

Фосфор

Оксид фосфора(V). Фосфорная кислота и ее соли

**2. Список литературы**

1. Азимов, А. Мир азота / А. Азимов. - М.: ЁЁ Медиа, 2016. - 958 c.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. - М.: Высшая школа, 2019. - 743 с.
3. Бабков, А. В. Общая, неорганическая и органическая химия: Учебное пособие / А.В. Бабков. - Ереван: МИА, 2015. - 568 c.
4. Балашова, О. М. Общая химия: Учебное пособие / О.М. Балашова, В.Г. Лобанова.- М.: МИСиС, 2013. - 73 c.
5. Бердов Г.И. Основные неорганические соединения, исполь­зуемые в строительстве. Основы химии вяжущих веществ: Метод, указания / Г.И. Бердов. - Новосибирск: НИСИ, 2019.-56 с.
6. Биловицкий, М. В. Увлекательная химия металлов и их соединений / М.В. Биловицкий. - М.: АСТ, 2017. - 863 c.
7. Грибанова, О. В. Общая и неорганическая химия: учебное пособие / О.В. Грибанова. - Рн/Д: Феникс, 2019. - 416 c.
8. Закись Азота. Руководство пользователю. - М.: Легион-Автодата, 2007. - 139 c.
9. Ивашкин, Владимир Трофимович Клиническое значение оксида азота и белков теплового шока / Ивашкин Владимир Трофимович. - М.: ГЭОТАР-Медиа, 2011. - 385 c.
10. Колтун, М. М. Мир химии.// М.М. Колтун.- М.: Просвещение, 2009. – 215с.
11. Кременчугская М. Химия: Справочник школьника / М. Кременчугская. - М.: Филол. общ-во «СЛОВО»: ООО «Изд-во АСТ», 2011.
12. Крицман В.А. Книга для чтения по неорганической химии /В.А. Крицман. - М.: Просвещение, 2012.
13. Посыпанов, Г.С. Биологический азот. Проблемы экологии и растительного белка: Монография / Г.С. Посыпанов. - М.: ИНФРА-М, 2017. - 208 c.
14. Дж. Трефил Природа науки. 200 законов мироздания, изд. Гелиос, 2000.
15. Фельдман Ф.Г., Рудзитис Г.Е. ХИМИЯ. Учебник для 9 класса общеобразовательных учреждений / Ф.Г.Фельдман, Г.Е.Рудзитис . - М., 5-е издание, ПРОСВЕЩЕНИЕ, 1997.
16. Химическая энциклопедия / Редкол.: Зефиров Н.С. и др.. -- М.: Большая Российская энциклопедия, 1998. -- Т. 5.
17. Хомченко, И. Г. Общая химия. / И.Г. Хомченко. - М.: Новая волна, 2014. - 463 c.
18. Чернов, И.Ю. Круговорот азота / Жизненные формы животных. Плакат / И.Ю. Чернов. - М.: Дрофа, 2006. - 687 c.

**5.1. Текст 1 к теме 5**

НАХОЖДЕНИЕ АЗОТА В ПРИРОДЕ: в виде соединений неорганических В небольших количествах в почве: в виде солей аммония и нитратов. органических Азот растений и животных (Нуклеиновые кислоты, белковые вещества)

В промышленности азот получают дистилляцией воздуха, в лаборатории – термическим разложением соединений (чаще всего NH 4 NO 2 ): NH 4 NO 2 → N 2 + 2 H 2 O Фосфор получают путем прокаливания фосфата кальция с углем и песком в электропечах при 1500 0 С: 2Ca 3 (PO 4 ) 2 + 10C + 6SiO 2 → 6CaSiO 3 + 10CO + P 4 Получение.

Химические свойства Азота Фосфора с металлами при комнатной t реагирует с Li 6 Li + N 2 = 2 Li 3 N при высоких t – с другими Ме 2Al + N 2 = 2AlN 3Mg + N 2 = Mg 3 N 2 при нагревании реагирует с Ме 3 Ca + 2 P = Ca 3 P 2 с кислородом при очень высоких t (около 3000°С) N 2 + O 2 = 2 NO белый фосфор самовоспламеняется, а красный горит при нагревании 4 P + 5 O 2 = 2 P 2 O 5 с водородом в присутствии катализатора при высоком давлении и t N 2 + 3 H 2 =2 NH 3

В промышленности азот получают из воздуха. Для этого воздух сначала охлаждают, сжижают, а жидкий воздух подвергают перегонке (дистилляции). 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. Потребителям газообразный азот поставляют в сжатом виде (150 атм. или 15 МПа) в черных баллонах, имеющих желтую надпись «азот». Хранят жидкий азот в сосудах Дьюара.

В лаборатории чистый («химический») азот получают добавляя при нагревании насыщенный раствор хлорида аммония NH4Cl к твердому нитриту натрия NaNO2:

NaNO2 + NH4Cl = NaCl + N2 + 2H2O.

Можно также нагревать твердый нитрит аммония:

NH4NO2 = N2 + 2H2O.

АММИАК – бесцветный газ с характерным резким запахом, почти в 2 раза легче воздуха, очень хорошо растворим в воде.

Аммиак - один из самых важных продуктов химической промышленности. Большая часть получаемого в промышленности аммиака идёт на приготовление азотной кислоты, азотных удобрений, красителей.

Аммиак в переводе с греческого (hals ammoniakos) — амонова соль. Аммиак — бесцветный газ с резким запахом, температура плавления — 80° С, температура кипения — 36° С, хорошо растворяется в воде, спирте и ряде других органических растворителей. Синтезируют из азота и водорода. В природе образуется при разложении азотсодержащих органических соединений.

Чистый аммиак был получен английским химиком и философом Джозефом Пристли в 1774 году. Промышленную технологию получения аммиака разработали и осуществили в 1913 году немецкие химики Фриц. Габер и Карл Бош, получившие за свои исследования Нобелевские премии.

Аммиак — один из самых важных продуктов химической промышленности. Большая часть получаемого в промышленности аммиака идет на приготовление азотной кислоты, азотных удобрений, красителей. Применяется аммиак и для получения взрывчатых веществ. Широко используются водные растворы аммиака. Как слабое летучее основание, он применяются в химических лабораториях и производствах. С помощью аммиака получают пищевую соду.

В медицине 10% водный раствор аммиака известен как нашатырный спирт. Резкий запах аммиака раздражает специфические рецепторы слизистой оболочки носа и способствует возбуждению дыхательного и сосудодвигательного центров, поэтому при обморочных состояниях или алкогольном отравлении пострадавшему дают вдыхать пары нашатырного спирта.

При пайке металлов используют хлорид аммония — нашатырь — NH4Сl. При высокой температуре нашатырь разлагается с образованием аммиака, который очищает поверхности паяльника и спаиваемого изделия от оксидов металлов.

При испарении жидкого аммиака поглощается большое количество теплоты, поэтому его используют в холодильных установках.

Аммиак используется для охлаждения каналов энергоснабжения Международной космической станции (МКС), которые обеспечивают МКС электричеством.

На станции есть два независимых аммиачных контура охлаждения, которые отводят тепло от охлаждаемого водой внутреннего оборудования, а также от электрических приборов, установленных на внешней поверхности МКС.

Жидкий аммиак вызывает сильные ожоги кожи, поэтому его обычно перевозят в стальных баллонах (окрашены в желтый цвет, имеют надпись "Аммиак" черного цвета), железнодорожных и автомобильных цистернах, по воде — в специальных танкерах, транспортируют также по трубопроводам.

Смесь аммиака с воздухом взрывоопасна. Аммиак горит при наличии постоянного источника огня. Емкости могут взрываться при нагревании.

Газообразный аммиак является токсичным соединением. При его концентрации в воздухе рабочей зоны около 350 мг/куб. м (миллиграмм на кубический метр) и выше работа должна быть прекращена, а люди выведены за пределы опасной зоны. Предельно допустимая концентрация аммиака в воздухе рабочей зоны равна 20 мг/куб. м.

Аммиак опасен при вдыхании. При остром отравлении аммиаком поражаются глаза и дыхательные пути, при высоких концентрациях возможен смертельный исход. Вызывает сильный кашель, удушье, при высокой концентрации паров — возбуждение, бред. При контакте с кожей — жгучая боль, отек, ожег с пузырями. При хронических отравлениях наблюдаются расстройство пищеварения, катар верхних дыхательных путей, ослабление слуха.

При отравлении аммиаком необходимо принять следующие меры:

Первая медицинская помощь: промыть глаза и лицо водой, надеть противогаз или ватно-марлевую повязку, смоченную 5% раствором лимонной кислоты, открытые участки кожи обильно промыть водой, немедленно покинуть очаг заражения.

При попадании аммиака в желудок надо выпить несколько стаканов теплой воды с добавлением одной чайной ложки столового уксуса на стакан воды и вызвать рвоту.

Индивидуальная защита: изолирующий и фильтрующие противогазы марок М, КД, респиратор РПГ-67КД, при их отсутствии — ватно-марлевая повязка, смоченная 5% раствором лимонной кислоты, защитный костюм, резиновые сапоги, перчатки.

Зону поражения необходимо изолировать. В зону аварии входить только в полной защитной одежде.

При утечке и разливе: устранить источники открытого огня. Устранить течь. Для осаждения газов использовать распыленную воду.

Оповестить об опасности отравления местные органы власти. Эвакуировать людей из зоны, подвергшейся опасности заражения ядовитым газом. Не допускать попадания вещества в водоемы, тоннели, подвалы, канализацию.

При пожаре: убрать из зоны пожара, если это не представляет опасности, и дать возможность догореть. Не приближаться к горящим емкостям. Охлаждать емкости водой с максимального расстояния. Тушить распыленной водой, воздушно-механической пеной с максимального расстояния.

СОЛИ АММОНИЯ – это сложные вещества, в состав которых входят ионы аммония NH+4, соединенные с кислотными остатками.

АЗОТНАЯ КИСЛОТА — сильная химическая неорганическая кислота, отвечающая высшей степени окисления азота. Ядовита. При стандартных условиях азотная кислота — это одноосновная кислота, в чистом виде — бесцветная жидкость с резким удушливым запахом.

СОЛИ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ называют нитратами. Нитраты калия, натрия, кальция и аммония называют селитрами. Например, селитры: KNO3 – нитрат калия (индийская селитра), NаNО3 – нитрат натрия (чилийская селитра), Са(NО3)2 – нитрат кальция (норвежская селитра), NH4NO3 – нитрат аммония (аммиачная или аммонийная селитра, ее месторождений в природе нет). Германская промышленность считается первой в мире, получившей соль NH4NO3 из азота N2 воздуха и водорода воды, пригодную для питания растений.

В качестве МИНЕРАЛЬНЫХ УДОБРЕНИЙ используют вещества, содержащие три важнейших питательных элемента – азот, фосфор и калий – и способные в почвенном растворе диссоциировать на ионы.

Фо́сфор (химический символ — P, от др.-греч. φῶς — свет и φέρω — несу, φωσφόρος — светоносный; также от лат. Phosphorus) — химический элемент 15-й группы (по устаревшей классификации — главной подгруппы пятой группы, VA) третьего периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 15.

Фосфор — один из распространённых элементов земной коры: его содержание составляет 0,08—0,09 % её массы. Концентрация в морской воде 0,07 мг/л[5]. В свободном состоянии не встречается из-за высокой химической активности. Образует около 190 минералов, важнейшими из которых являются апатит Ca5(PO4)3 (F,Cl,OH), фосфорит (Сa3(PO4)2) и другие. Фосфор входит в состав важнейших биологических соединений — фосфолипидов. Содержится в животных тканях, входит в состав белков и других важнейших органических соединений (АТФ, ДНК), является элементом жизни.

Пентаоксид фосфора, также ОКСИД ФОСФОРА(V) (фосфорный ангидрид, пятиокись фосфора) — неорганическое химическое соединение класса кислотных оксидов с формулой P4O10. Белый кристаллический порошок, реагирует с водой; ядовит.

**5.2. Текст 2 к теме 5**

Пять знаменитых химиков XVIII в. дали некоему неметаллу, который в виде простого вещества представляет собой газ и состоит из двухатомных молекул, пять разных имен. - «ядовитый воздух» - « дефлогистированный воздух » - «испорченный воздух» - «удушливый воздух» - «безжизненный воздух» В 1772 году шотландский химик, ботаник и врач Даниел Резерфорд В 1772 году английский химик Джозеф Пристли В 1773 году шведский химик- аптекарь Карл Шееле В 1774 году английский химик Генри Кавендиш В 1776 году французский химик Антуан Лавуазье.

Азот - самый распространённый газ в Земной атмосфере, его общее содержание чуть более 78 %.

Все живые организмы вдыхают азот вместе с воздухом, но при этом он не участвует в кислородном обмене в лёгких.

Азот очень инертный газ, он почти не реагирует с другими элементами таблицы Менделеева и не поддерживает горение.

История открытия фосфора достаточно увлекательна и интересна. По основной версии это вещество было получено в результате поиска «философского камня». С помощью него один разорившийся купец Хеннинг Бранд хотел уладить свои финансовые трудности. Он считал, что первичная материя может находиться именно в физиологических продуктах человека. Так в его опыты, начиная с 1669 года, попала человеческая моча.

Собрав несколько тонн этого продукта в солдатских казармах, он долго ее выпаривал, вследствие чего получилась жидкость, похожая на сироп. Разбавив опять ее водой, он выявил так называемое «масло урины». Впоследствии очередной перегонки стал выпадать осадок. В ходе опыта он выяснил, что если подвергать его длительному прокаливанию, то осадок превращается в белую светящуюся пыль.

Купец решил, что он открыл элементарный огонь, который способен в дальнейшем превратиться в золото, поэтому решил держать свое открытие в строжайшем секрете. Порошок он показывал людям исключительно за деньги, продавая его в минимальных количествах по цене зачастую выше, чем золота. Изначально полученному веществу Бранд дал название *холодный огонь* или *мой огонь*, в дальнейшем название *фосфор* произошло от греческих слов - *свет* и *несу*.

Успехи современной химии позволили синтезировать новые, не существовавшие в Природе удивительные материалы, о которых увлеченно рассказывает доктор технических наук, профессор М. М. Колтун в книге «Мир химии». Знакомясь с проблемами химии наших дней, читатель узнает и то, какими путями шла наука от первых озарений и догадок ученых прошлого до современных достижений. Из чего состоят химические соединения? Как устроены мельчайшие частицы материи? Почему одни вещества реагируют между собой, а другие нет? Совершите путешествие в мир химии вместе с этой книгой и прикоснитесь к первоосновам нашего мира.

Аммиак был обнаружен в межзвездном пространстве еще в 1968 году. Облака Юпитера, например, состоят из аммиака. Люди каждый день сталкиваются с аммиаком и могут даже об этом не подозревать. По сей день некоторые производители включают его в состав зубных паст.

В поисках философского камня, якобы способного превратить неблагородные металлы в золото, гамбургский алхимик Х. Бранд в 1669 г. При перегонке сухого остатка от выпаривания мочи впервые получил белый фосфор. Поначалу алхимик думал, что это искомый философский камень, так как полученное вещество в темноте светилось.

Фосфорная кислота входит в состав сладких газированных напитков. Она ухудшает всасывание кальция и вымывает его из организма, что особенно опасно для детей и подростков.

**5.3. Текст 3 к теме 5**

















