

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ ИМ. В.И. РАЗУМОВСКОГО  
КАФЕДРА ОБЩЕЙ И БИООРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ  
МЕДИЦИНСКИЙ ЛИЦЕЙ

**ХИМИЯ АЗОТА И ФОСФОРА. ИХ ВАЖНЕЙШИЕ  
СОЕДИНЕНИЯ**  
*(материалы школьной программы)*

**САРАТОВ**

2012

## **Р-ЭЛЕМЕНТЫ ПЯТОЙ ПОДГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ**

### ФРАГМЕНТ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ ПО ХИМИИ ДЛЯ ПОСТУПАЮЩИХ В САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

р-Элементы V группы периодической системы, их общая электронная формула, характер изменения радиуса атома, величин энергий ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, окислительно-восстановительных свойств в зависимости от заряда ядер их атомов. Возможные степени окисления. Общие формулы характерных оксидов, кислотный характер высшего оксида. Водородные соединения р-элементов V группы, их восстановительные свойства. Распространенность элементов в природе, их медико-биологическое значение, использование в медицине.

Азот, строение атома, распределение электронов на внешнем электронном уровне. Возможные степени окисления. Максимальная валентность азота (образование четвертой связи за счет неподеленной электронной пары по донорно-акцепторному механизму). Молекулярный азот как простое вещество, состав и строение его молекулы, ее высокая химическая устойчивость за счет образования тройной связи между атомами. Физические свойства азота. Получение молекулярного азота: из жидкого воздуха; при горении аммиака на воздухе; восстановлением оксидов тяжелых металлов аммиаком; термическим разложением дихромата аммония и нитрита аммония; взаимодействием магния с разбавленной азотной кислотой. Химические свойства молекулярного азота: взаимодействие с простыми веществами: металлами, водородом (окислительные свойства); кислородом, серой, галогенами, фосфором (восстановительные свойства). Нитриды металлов, их свойства.

Оксиды азота:  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$ ; и  $N_2O_5$ ; их получение и важнейшие свойства. Использование оксида азота (I) в медицине.

Аммиак, состав и строение молекулы (характер химических связей N - H, энергия связи). Получение аммиака; условия смещения равновесия, реакции синтеза аммиака. Физические свойства аммиака. Химические свойства: а) основные

свойства (взаимодействие с водой, кислотами; б) восстановительные (взаимодействие с оксидами металлов, кислородом, бромом, пероксидом водорода); в) комплексообразующие (взаимодействие с солями некоторых металлов). Аммиачная вода, ее свойства. Соли аммония, их получение, термическое разложение солей аммония (полное, частичное). Качественная реакция на ион аммония.

Азотная кислота, ее графическая формула, электронное строение молекулы. Физические свойства. Получение азотной кислоты (промышленное и лабораторное). Химические свойства: разложение на свету, характерные свойства кислот, активность по отношению к металлам, неметаллам, сложным неорганическим и органическим веществам. Термическое разложение нитратов, их окислительные свойства в растворах и в твердом состоянии. Растворимость нитратов. Применение нитратов.

Фосфор, строение атома, распределение электронов на внешнем уровне в стационарном и в возбужденном состояниях. Возможные степени окисления. Аллотропные модификации фосфора (белый, красный и черный фосфор). Геометрическая структура молекулы белого фосфора ( $P_4$ ). Распространенность фосфора в природе, его медико-биологическое значение, токсичность соединений фосфора. Получение фосфора. Химические свойства фосфора: взаимодействие фосфора с простыми веществами (металлами, галогенами, кислородом, серой, азотом, углеродом, отношение к водороду); взаимодействие со сложными веществами (концентрированной азотной кислотой, растворами щелочей - получение фосфина и гипофосфита, взаимодействие с хлоратом калия).

Оксид фосфора (V), его графическая формула, получение и свойства: взаимодействие с растворами щелочей, водоотнимающие свойства оксида, взаимодействие с водой. Фосфорные кислоты и их взаимопревращения. Химические свойства ортофосфорной кислоты: ступенчатая диссоциация, образование одно-, двух- и трехзамещенных фосфатов, взаимодействие с металлами, основными оксидами, гидроксидами, солями. Растворимость фосфатов, их применение. Качественные реакции на фосфорные кислоты. Удобрения.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА Р-ЭЛЕМЕНТОВ V ГРУППЫ  
ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ. РАСПРОСТРАНЕННОСТЬ  
ЭЛЕМЕНТОВ В ПРИРОДЕ

Общая характеристика р-элементов V группы Периодической системы

Азот, фосфор, мышьяк, сурьма и висмут составляют главную подгруппу V группы Периодической системы элементов и являются р-элементами данной группы (в длиннопериодном варианте периодической системы элементов они образуют группу VA ).

Приведем некоторые характеристики этих элементов:

Элемент	Электронная конфигурация	$r_{ат}$ , нм	$I_1$ , кДж/моль	$\chi$
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	0.092	1405	3.0
P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	0.128	1062	2.1
As	$[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^3$	0.139	966	2.0
Sb	$[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^3$	0.159	832	1.8
Bi	$[Xe] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$	0.170	774	1.7

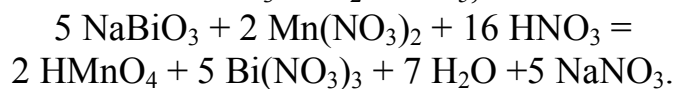
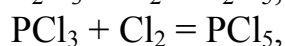
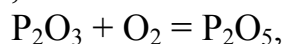
На внешнем энергетическом уровне у всех р-элементов V группы имеется по пять электронов, общая электронная формула которого  $ns^2 np^3$  (где n – номер периода). Из пяти электронов два образуют пару, а три неспарены:  $ns^2 np_x^1 np_y^1 np_z^1$ . Этим элементам не хватает до завершения внешнего р-подуровня трех электронов. Все они будут стремиться их присоединить пытаться приобрести электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня ближайшего инертного газа, но такое стремление быстро ослабевает от азота к висмуту. Это объясняется тем, что с ростом заряда ядра атома, увеличивается радиус атома, уменьшается энергия ионизации первого электрона, уменьшается сродство к электрону и электроотрицательность ( $\chi$ ). Атомы данных элементов могут проявлять степени окисления от  $-3$  до  $+5$  (для сурьмы и висмута отрицательные степени окисления не характерны). Азот имеет только три неспаренных электрона, начиная же с фосфора у атомов появляется доступный по энергии nd-подуровень, поэтому при возбуждении атомов число неспаренных электронов достигает пяти ( $ns^1 np^3 nd^1$ ).

В подгруппе азота с ростом зарядов ядер элементов наблюдается закономерное ослабление неметаллических свойств и нарастание металлических свойств (азот и фосфор являются неметаллами, висмут – металл, большинство свойств которого характерно для типичных металлов)

Важнейшие формы кислотных оксидов  $\text{Э}_2\text{O}_3$  и  $\text{Э}_2\text{O}_5$ , им соответствуют гидроксиды типа  $\text{HЭO}_2$  или  $\text{H}_3\text{ЭO}_3$  [ $\text{Э}(\text{OH})_3$ ] и  $\text{HЭO}_3$  [ $\text{H}_3\text{ЭO}_4$ ].

Для степени окисления элемента +3 гидроксиды азота и фосфора проявляют кислотные свойства, гидроксиды мышьяка и сурьмы – амфотерные свойства, а гидроксид висмута – основные. Если элемент находится в степени окисления +5, то все гидроксиды р-элементов V группы проявляют кислотные свойства. Сила этих кислот уменьшается при переходе от азота к висмуту.

Если элемент проявляет степень окисления + 3, то устойчивость его кислородных соединений увеличивается при переходе от азота к висмуту, если элемент проявляет степень окисления + 5, то устойчивость кислородных соединений в указанном направлении ослабевает. Это подтверждается тем, что  $\text{P}^{+3}$  является восстановителем, а  $\text{Bi}^{+5}$  – сильный окислитель:



Водородные соединения р-элементов V группы газы, имеющие общую формулу  $\text{ЭH}_3$ , устойчивость этих соединений сильно уменьшается при переходе от азота к висмуту.

### Распространенность р-элементов V группы Периодической системы в природе

Азот и фосфор широко распространены в природе. Мышьяк, сурьма и висмут являются геохимически редкими элементами, однако они нерассеянные элементы, сосредоточены эти элементы в полиметаллических рудах в виде сульфидов и оксидов.

Содержание атома азота в земной коре в виде соединений составляет 0.01 мас. доли, %. Азот входит в состав многих солей, важнейшими являются: натронная селитра  $\text{NaNO}_3$  (или чилийская), калийная  $\text{KNO}_3$  (или индийская) и норвежская  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ . Кроме того, связанный азот содержится в нефти, обнаружен он и в составе углей.

Азот обнаружен в составе газовых облаков комет, в туманностях и в атмосфере Солнца.

Азот является главной составной частью воздуха: 78% по объему и 75.6% по массе.

Азот относится к биогенным элементам, на долю азота приходится 3% массы человеческого организма (азот является макроэлементом). Азот входит в состав ДНК, аминокислот, белков, витаминов, гормонов; мышечная ткань содержит 7.2% азота, костная – 4.3%, в клетках содержание азота составляет 8 – 10%. Поэтому все животные должны получать хотя бы часть необходимого им азота в виде аминокислот, так как их организмы не способны синтезировать все аминокислоты из более простых предшественников. Растения усваивают азот из растворимых нитратов; только немногие организмы способны усваивать молекулярный азот.

Растворимость азота в воде почти такая же, как у кислорода. Поэтому присутствие избытка азота в крови может быть причиной развития кесонной болезни. При быстром подъеме водолазов происходит резкое падение давления – соответственно падает растворимость азота в крови и пузырьки молекулярного азота - диазота ( $N_2$ ), выходящего из крови, закупоривают мелкие сосуды, что может привести к параличу и закончится летальным исходом (смертью).

Фосфор довольно распространенный элемент на Земле. Среднее содержание фосфора в земной коре 0.105% по массе, в воде морей и океанов 0.07 мг/л. Встречается фосфор на Земле только в связанном виде в живых организмах и минералах. Известно около 200 фосфорных минералов, все они являются фосфатами. Важнейшими из них являются апатиты, общая формула которых может быть записана так:  $Ca_5X(PO_4)_3$ , где  $X = F, Cl, OH$ .

Фосфор относится к макроэлементам; содержание фосфатов в организме меняется в пределах от 500 до 800 г. Из них 88%-тов находится в костях скелета, остальная часть - внутри клеток, небольшая часть во внеклеточном пространстве. Концентрация неорганического фосфата в плазме (сыворотке) крови – 1.12 – 1.45 ммоль/л. Фосфаты различной степени замещения находятся в сыворотке преимущественно в виде свободных ионов. Небольшая их часть ( менее 15%-тов ) связана с белком. Суточная потребность человека в фосфоре составляет 1.3 г. Однако не весь фосфор может всасываться в организме, этот процесс зависит от многих факторов (от рН среды, соотношения между содержанием кальция и фосфора в пище, наличия в пище жирных кислот и особенно от содержания витамина D). Обычно в организме всасывается 70%-тов фосфора.

Биологическая роль фосфора в организме состоит в синтезе 2,3-дифосфоглицерата, определяющего кислородтранспортную способность гемоглобина; в образовании фосфопротеинов,

нуклеиновых кислот, фосфолипидов клеточных мембран и так далее.

## АЗОТ

Азот (открыт в 1772 году практикующим врачом Д. Резерфордом) является одним из основных биогенных элементов (входит в состав жизненно важных соединений – белков, нуклеиновых кислот, аминокислот, ферментов, играет важную роль в энергетике клетки, входит в состав АТФ и т.п.; на долю азота приходится примерно 3%-та массы человеческого организма) и главным компонентом атмосферы (78.09 и 75.6% соответственно по объему и по массе). Общее содержание азота в земной коре 0.01% по массе. В связанном виде азот входит в состав многих солей.

Азот химически инертный газ, он не поддерживает дыхания и горения. Азот и кислород входят в состав воздуха и не реагируют друг с другом при обычных условиях (если бы такая реакция протекала бы, то в воздухе появились бы ядовитые оксиды азота). Отметим, что дышать чистым кислородом нельзя. Человек дышит воздухом, который на 4/5 состоит из азота. На космических кораблях космонавты дышат воздухом, состав которого отвечает составу воздуха на Земле. Смесь азота с кислородом является наиболее приемлемой для обитателей нашей планеты.

Азот (символ N), заряд ядра равен +7, относительная атомная масса 14.00, имеет два стабильных изотопа  $^{14}\text{N}$  (99/635%) и  $^{15}\text{N}$  (0.365%), электронная формула  $1s^2 2s^2 2p^3$ , относительная электроотрицательность азота равна 3. Азот имеет  $T_{\text{пл}} = - 210.00^{\circ}\text{C}$  и  $T_{\text{кип}} = - 195.80^{\circ}\text{C}$ . Азот в воде растворяется незначительно (в 1-ом литре воды при  $20^{\circ}\text{C}$  и давлении 1 атмосфера растворяется 15.4 мл азота).

Для азота возможны следующие степени окисления: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5. Азот в соединениях проявляет валентность III и IV (когда образует четвертую связь по донорно-акцепторному механизму).

### Химические свойства азота

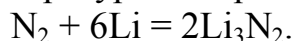
Простое вещество – молекулярный азот (или диазот) существует в природе в виде двухатомной молекулы ( $\text{N}_2$ ). Диазот химически мало активен. Это объясняется строением его молекулы. Атом азота имеет на внешнем уровне пять валентных электронов:  $1s^2 2s^2 2p^3$ . Два из них образуют пару (2s-электроны), три – неспарены (2p-электроны). При образовании молекулы азота эти три электрона

образуют три общие электронные пары, то есть в молекуле диазота атомы связаны тройной связью ( $N \equiv N$ ). Образование этих трех связей можно представить следующим образом. p-Орбитали 2p-подуровня расположены в атоме в трех взаимно перпендикулярных плоскостях, по осям x, y и z. Перекрывание двух  $2p_x$  орбиталей происходит по оси x. Орбитали перекрываются по линии соединяющей центры атомов, глубоко и теми участками, где электронная плотность высока. Так возникает  $\sigma_{p-p}$  связь. При попарном перекрывании соответствующих  $2p_y$  и  $2p_z$  орбиталей возникают две  $\pi$ -связи, так как взаимодействие этих орбиталей происходит в плоскостях. Перекрывание в этом случае оказывается боковым и двухсторонним относительно оси x. Таким образом атомы азота в молекуле  $N_2$  связаны тремя связями. Поэтому эта молекула очень прочная, энергия разрыва этих связей составляет 940 кДж/моль. Вот почему молекулярный азот реагирует с другими веществами только при высоких температурах (распад молекулы азота на атомы начинается при температуре выше  $3000^\circ\text{C}$ ).

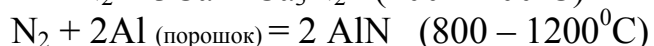
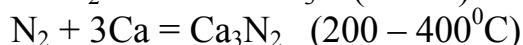
### Взаимодействие азота с простыми веществами

#### А) Реакции с металлами:

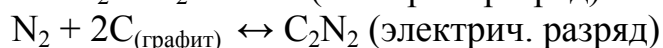
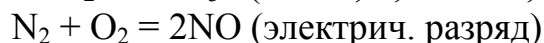
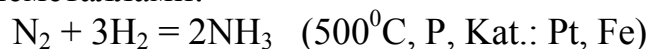
При комнатной температуре азот реагирует только с литием:



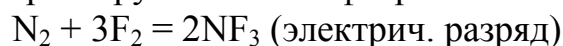
Взаимодействие с другими металлами происходит только при повышенных температурах:



#### Б) Реакции с неметаллами:



Из галогенов азот реагирует только с фтором.



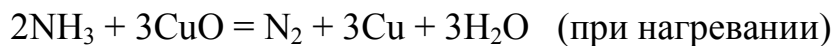
**Со сложными веществами азот не реагирует.**

### **Получение азота**

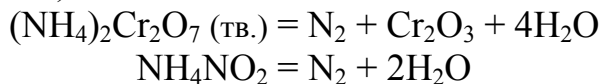
В промышленности азот получают из жидкого воздуха фракционной дистилляцией и последующей конденсацией.



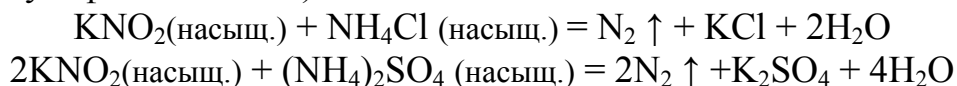
В лаборатории азот можно получить разными способами: окислением аммиака:



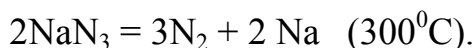
термическим разложением дихромата аммония ( $185^\circ\text{C}$ ) и нитрата аммония ( $60 - 70^\circ\text{C}$ )



Для проведения последней реакции на практике обычно пользуются смесью насыщенных растворов нитрита калия и хлорида аммония (или сульфата аммония):



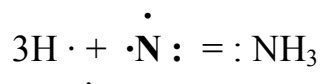
Особо чистый азот получают разложением азидов натрия ( $300^\circ\text{C}$ ):



## АММИАК

Аммиак (или нитрид водорода –  $\text{NH}_3$ ) – бесцветный газ, при комнатной температуре под избыточным давлением сжижается и имеет высокую теплоту испарения, что обуславливает применение аммиака в холодильных машинах; жидкий аммиак – бесцветный, твердый аммиак – белый. Аммиак хорошо растворяется в воде, образует гидрат  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , раствор имеет слабощелочную среду. В одном литре воды при  $20^\circ\text{C}$  и давлении 1 атм растворяется примерно 700 л аммиака. Хорошая растворимость аммиака в воде объясняется образованием водородных связей между молекулами аммиака и воды. Водный раствор аммиака с массовой долей его в растворе 3 – 10% называют нашатырным спиртом, концентрированные растворы (18.5 – 25%) – аммиачной водой. \*Рис.

Химические связи в молекуле аммиака образованы за счет неспаренных электронов атома азота и электронов атомов водорода:



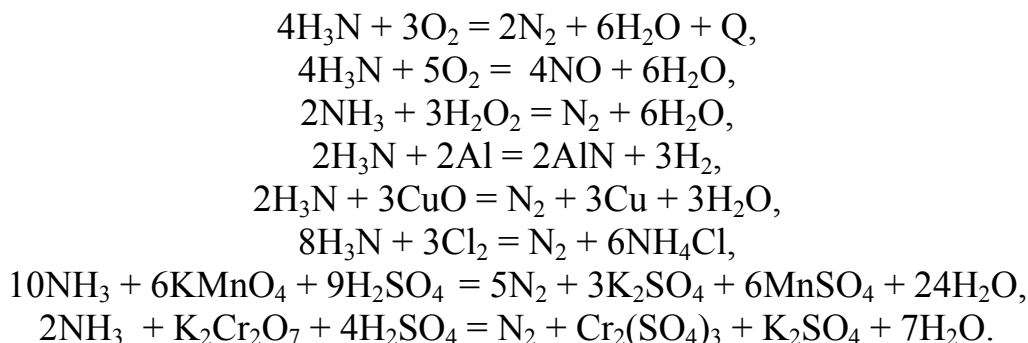
Таким образом, в молекуле аммиака имеются четыре электронные пары: три из них связывающие (осуществляют три ковалентные полярные  $\sigma$ -связи N – H). Четвертая пара электронов принадлежит только атому азота, ее называют неподелённой электронной парой. За счет этой пары электронов атом азота может образовывать по донорно-акцепторному механизму четвертую ковалентную связь (в этом случае он проявляет свою максимальную валентность IV).

Электронные пары взаимно отталкиваются. Вследствие этого молекула аммиака имеет форму пирамиды. В вершине пирамиды находится атом азота, имеющий неподеленную пару электронов. Атомы водорода расположены в основании пирамиды. \*Рис.

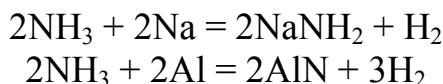
В молекуле аммиака на атоме азота сосредоточен отрицательный заряд, а на атомах водорода – положительный. Между молекулами аммиака возможна водородная связь. Вследствие этого температуры плавления аммиака ( $-77.8^{\circ}\text{C}$ ) и кипения ( $-33.4^{\circ}\text{C}$ ) сравнительно высокие.

### Химические свойства $\text{NH}_3$

Атом азота в  $\text{NH}_3$  имеет свою низшую степень окисления – 3, поэтому  $\text{NH}_3$  проявляет восстановительные свойства:

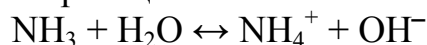


Однако в некоторых реакциях аммиак может проявлять свойства окислителя за счет атома  $\text{H}^+$ , например при взаимодействии аммиака с типичными активными металлами:



При взаимодействии  $\text{NH}_3$  с протоном  $\text{H}^+$  образуется сложный ион – ион аммония  $[\text{NH}_4]^+$  (атом азота образует четвертую связь азот – водород по донорно-акцепторному механизму за счет своей неподеленной электронной пары).

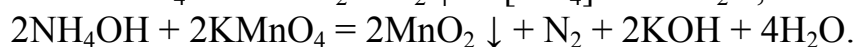
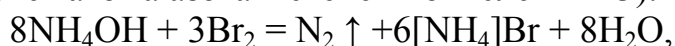
Взаимодействие аммиака с водой можно представить следующим уравнением реакции:



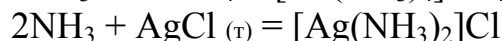
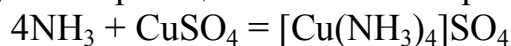
Реакция обратима. Доказано, что в растворе лишь небольшая часть молекул аммиака превращается в ионы  $\text{NH}_4^+$ . Поэтому аммиачная вода пахнет аммиаком, а при стоянии и, особенно, при нагревании раствора аммиачной воды выделяется аммиак (так можно самым простым способом получить в лаборатории небольшое количество аммиака).

Так как водный раствор аммиака содержит по сравнению с водой некоторый избыток гидроксид-ионов, то соответствующее ему основание должно быть слабым. Состав несуществующего основания обычно отражают формулой  $\text{NH}_4\text{OH}$  или  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

Гидроксид аммония проявляет так же восстановительные свойства (за счет атома азота в степени окисления  $-3$ ):



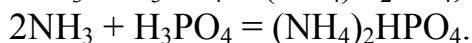
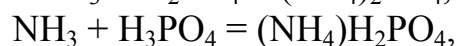
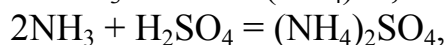
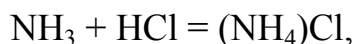
Аммиак вступает в реакции комплексообразования:



Указанные реакции могут протекать и в растворе.

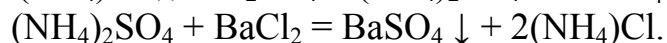
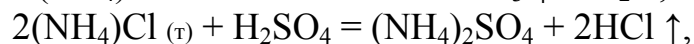
### Соли аммония

Соли аммония состоят из катиона аммония  $[\text{NH}_4]^+$  и аниона кислоты. По строению они аналогичны соответствующим солям однозарядных ионов металлов. Получают их взаимодействием аммиака с кислотами:



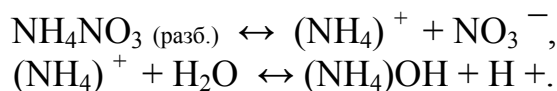
Можно получать соли аммония и при взаимодействии водного раствора аммиака с растворами кислот.

Соли аммония проявляют общие свойства солей: взаимодействуют с растворами щелочей, кислот и других солей:

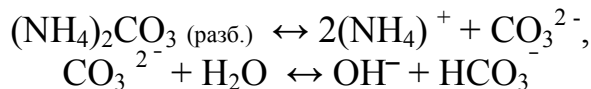


Соли аммония хорошо растворимы в воде. В водных растворах они подвергаются гидролизу:

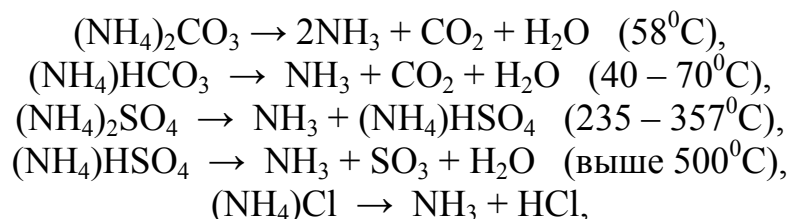
а) водные растворы солей аммония сильных кислот имеют кислотную реакцию:



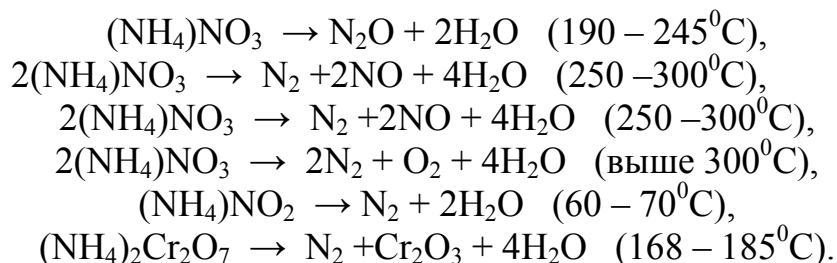
б) водные растворы слабых кислот – щелочную реакцию:



Соли аммония неустойчивы к нагреванию. Если такие кислоты образованы кислотами неокислителями, то их термолит протекает по кислотно-основному типу:



При разложении других солей, содержащих анионы кислот окислителей, идут реакции внутримолекулярного окисления-восстановления:



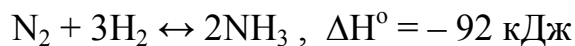
В растворах ион аммония обнаруживают действием щелочи на горячий раствор:



Выделяющийся аммиак определяют по посинению влажной красной лакмусовой бумаги или по запаху.

### Получение аммиака

В промышленности аммиак получают синтезом из азота и водорода (реакция Габера – Боша). Реакция обратима и экзотермична:



Максимальный выход аммиака наблюдается в присутствии катализатора – губчатого железа с добавками активаторов – оксидов алюминия, кальция, кремния; температура процесса 500 – 550<sup>0</sup>С, давление 15 – 100 МПа.

### Применение аммиака

Большое количество аммиака расходуется для получения азотной кислоты, азотсодержащих солей, мочевины, соды по аммиачному способу. Аммиак применяют в холодильных машинах, применение аммиака основано на его легком сжижении аммиака и последующем испарением с поглощением теплоты.

## ОКСИДЫ АЗОТА

Азот образует шесть оксидов, степень окисления азота в которых меняется от +1 до +5: N<sub>2</sub>O, NO, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

При непосредственном взаимодействии азота с кислородом образуется только оксид азота (II) – NO (реакция идет при очень высокой температуре), остальные оксиды получают косвенным путем. N<sub>2</sub>O и NO – несолеобразующие оксиды, остальные – кислотные.

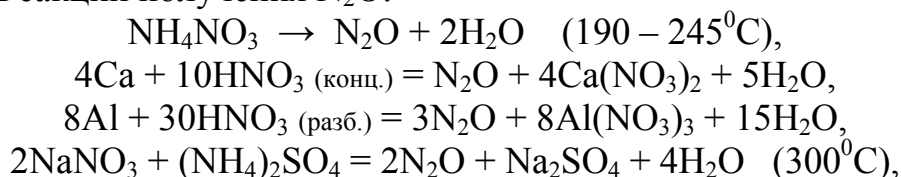
**Оксид азота (I) N<sub>2</sub>O** («веселящий газ», закись азота) – бесцветный газ со слабым приятным запахом и сладковатым вкусом, температура плавления –91<sup>0</sup>С, температура кипения –88<sup>0</sup>С, термически неустойчив, плохо растворяется в воде, малореакционноспособный (не реагирует с разбавленными кислотами, щелочами, гидратом аммиака, кислородом).

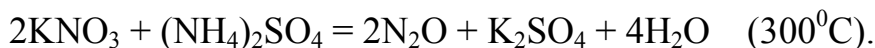
Установлено, что молекула оксида азота (I) имеет линейное строение:



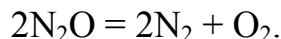
что соответствует sp-гибридизации валентных орбиталей центрального атома. Они образуют две σ-связи. Оставшиеся негибридизованными одноэлектронные p<sub>y</sub> и p<sub>z</sub> атомные орбитали участвуют в образовании двух π-связей: одной двухцентральной N – N связи и другой трехцентральной делокализованной N --- N --- O связи. Следовательно центральный атом азота четырехвалентен, а концевой – двухвалентен.

Реакции получения N<sub>2</sub>O:

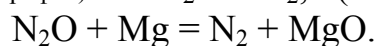
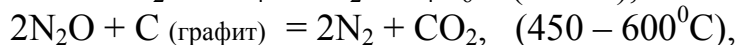
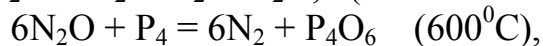
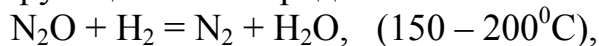




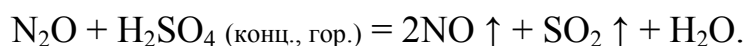
При температуре выше  $500^\circ\text{C}$  оксид азота (I) разлагается:



Оксид азота (I) может проявлять свойства окислителя для элементов, реагирующих с кислородом:



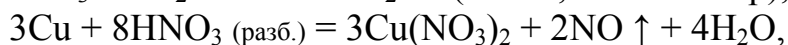
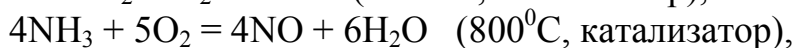
С сильными окислителями  $\text{N}_2\text{O}$  может проявлять свойства восстановителя:



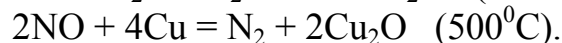
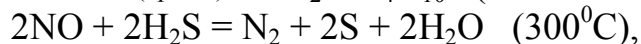
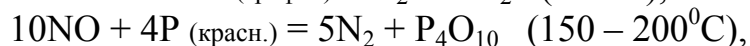
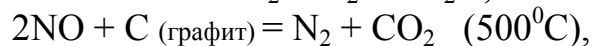
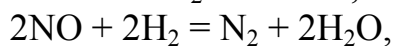
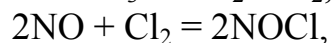
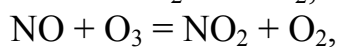
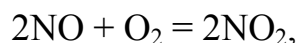
Оксид азота (I) используется в медицине для ингаляционного наркоза. Вдыхание небольших количеств этого газа вызывает состояние, сходное с опьянением, отсюда его название «веселящий газ». Большие количества вызывают состояние наркоза.

**Оксид азота (II) NO** (монооксид азота) – бесцветный газ, температура плавления  $-164^\circ\text{C}$ , температура кипения  $-151^\circ\text{C}$ , очень устойчив к нагреванию, плохо растворяется в воде, не реагирует с водой, разбавленными кислотами, щелочами что подтверждает свойства несолеобразующего оксида.

Реакции получения NO:



В химических реакциях оксид азота (II) может быть восстановителем и окислителем, так как атом азота в оксиде имеет промежуточную степень окисления:

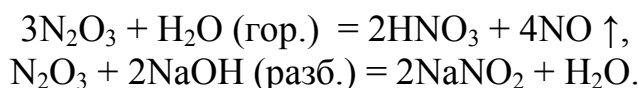


В настоящее время установлено, что NO обязательно синтезируется в организме человека с помощью фермента NO-синтазы из аминокислоты аргинина. Время жизни NO в клетках организма составляет порядка секунды, но их нормальное функционирование невозможно без NO. Это простое соединение обеспечивает в организме человека расслабление гладких мышц

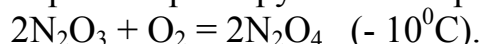
сосудов, регуляцию работы сердца, эффективную работу иммунной системы, передачу нервных импульсов и т.д. Есть предположения, что NO играет важную роль в обучении и запоминании. За открытие синтеза NO в организме и исследование его физиологической роли Р. Фурчготт, Л. Игнарро и Ф. Мурад в 1988 г. были удостоены Нобелевской премии.

Однако NO может оказывать и токсическое действие на организм человека, объясняется это тем, что этот оксид образует комплексное соединение с катионом гемоглобина  $\text{HbNO}$ . Устойчивость этого соединения в 60 раз больше, чем устойчивость оксигемоглобина. В этом причина токсичности NO.

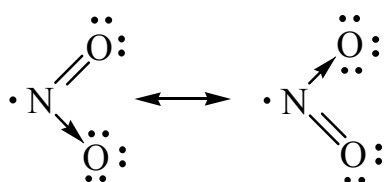
**Оксид азота (III)  $\text{N}_2\text{O}_3$**  (азотистый ангидрид) – синяя жидкость, термически неустойчивая. При комнатной температуре на 90% разлагается на NO и  $\text{NO}_2$  ( $\text{N}_2\text{O}_3 = \text{NO} + \text{NO}_2$ ) и окрашивается в бурый цвет ( $\text{NO}_2$ ), не имеет температуры кипения, так как NO испаряется первым. В твердом состоянии белое или голубоватое вещество с ионным строением. В газе имеет молекулярное строение  $\text{ON} - \text{NO}_2$ . Оксид проявляет кислотные свойства, реагирует с водой, щелочами:



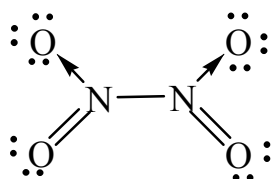
Триоксид азота энергично реагирует с кислородом:



**Оксид азота (IV)  $\text{NO}_2$**  – ядовитый бурый газ. Молекула этого оксида имеет угловую форму и кратность связи, равную 1.5 (отсюда ясно, что такая связь является промежуточной между одинарной и двойной связью). Строение молекулы  $\text{NO}_2$  отражает следующая структура:

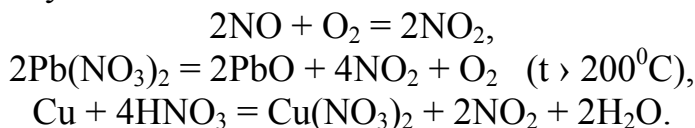


Обе эти молекулы имеют нечетное число электронов – 11, поэтому они парамагнитны, склонны к полимеризации. Формулу  $\text{N}_2\text{O}_4$  можно представить такой структурой:

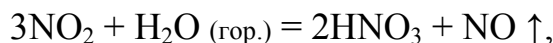


Выше  $135^{\circ}\text{C}$  – мономер, при комнатной температуре – красно-бурая смесь  $\text{NO}_2$  и его димера (тетраоксида диазота)  $\text{N}_2\text{O}_4$ . В жидком состоянии димер бесцветен, в твердом состоянии белый.

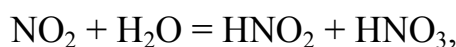
Реакции получения диоксида азота:



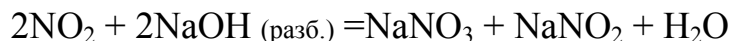
$\text{NO}_2$  взаимодействует с горячей водой, образуя азотную кислоту, и с растворами щелочей, образуя соли азотной и азотистой кислоты:



При растворении  $\text{NO}_2$  в воде образуются две кислоты: азотная и азотистая:



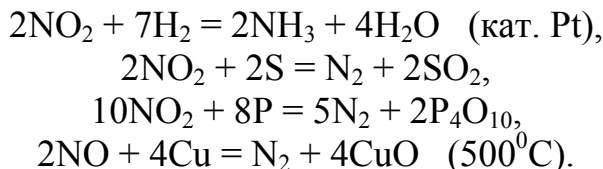
А при растворении диоксида азота в растворе щелочи получают соли двух кислот – азотистой и азотной:



Если растворение  $\text{NO}_2$  в воде проводить в присутствии кислорода, то происходит образование азотной кислоты:

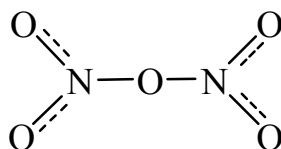


Диоксид азота очень сильный окислитель, вызывает коррозию металлов:



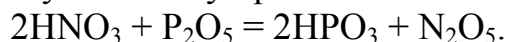
Вдыхание  $\text{NO}_2$  в концентрации более  $600 \text{ мг/м}^3$  приводит к смертельному исходу в результате отека легких (асфиксия).

**Оксид азота V ( $\text{N}_2\text{O}_5$ )** – азотный ангидрид – твердое кристаллическое вещество, возгоняется при  $32^{\circ}\text{C}$ . Структуру молекулы можно представить следующей схемой:



В этой устойчивой структуре каждый атом азота связан с тремя атомами кислорода, лежащими в одной плоскости.

Получают азотный ангидрид действием водоотнимающего средства ( $\text{P}_2\text{O}_5$ ) на азотную кислоту при низкой температуре:

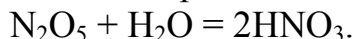




При комнатной температуре оксид азота (V) разлагается:

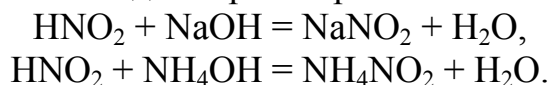


Растворяясь в воде, азотный ангидрид дает азотную кислоту:

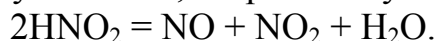


## **АЗОТИСТАЯ КИСЛОТА**

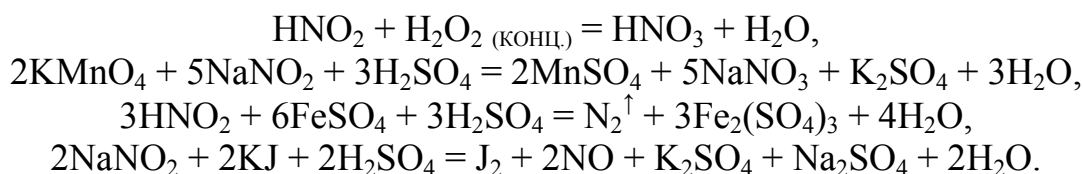
Азотистая кислота ( $\text{HNO}_2$ ) в свободном виде известна только в газовой фазе. Азотистая кислота существует в водном растворе и проявляет слабые кислотные свойства. Нейтрализуется она растворами щелочей и водным раствором аммиака:



Азотистая кислота неустойчива, нагревание ускоряет ее разложение:



Атом азота в азотистой кислоте проявляет промежуточную степень окисления равную +3, поэтому азотистая кислота проявляет окислительно-восстановительную двойственность: с сильными окислителями будет восстановителем, а с сильными восстановителями – окислителем:



Соли азотистой кислоты – *нитриты* – устойчивы в нейтральных растворах. При действии на эти соли сильных кислот происходит выделение азотистой кислоты, которая сейчас же распадается:

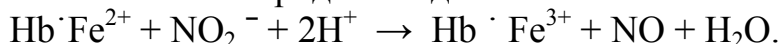


Нитриты щелочных металлов устойчивы к нагреванию, они плавятся без разложения. Поэтому нитриты можно получать при нагревании нитратов:



Нитриты хорошо растворяются в воде, например, при 25<sup>0</sup>С в 100 г воды растворяется 314 г нитрита калия.

Нитриты токсичны. Токсичность нитрит-иона объясняется его окисляющим действием на ион  $\text{Fe}^{2+}$ , который входит в состав гемоглобина крови. Под влиянием нитрит-ионов ионы железа (II) переходят в ионы железа (III), при этом гемоглобин превращается в метгемоглобин. Последний не связывает кислород и в связи с этим в организме возникает кислородная недостаточность:



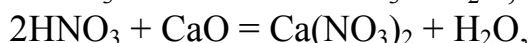
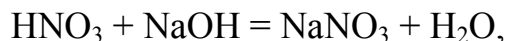
## АЗОТНАЯ КИСЛОТА

Азотная кислота ( $\text{HNO}_3$ ) при обычных условиях бесцветная жидкость, смешивается с водой в любых отношениях, имеет резкий запах, что объясняется тем, что азотная кислота – летучая жидкость ( $T_{\text{кип.}} = 86^\circ\text{C}$ ). Азотная кислота непрочное соединение, она легко распадается при слабом нагревании или при освещении:

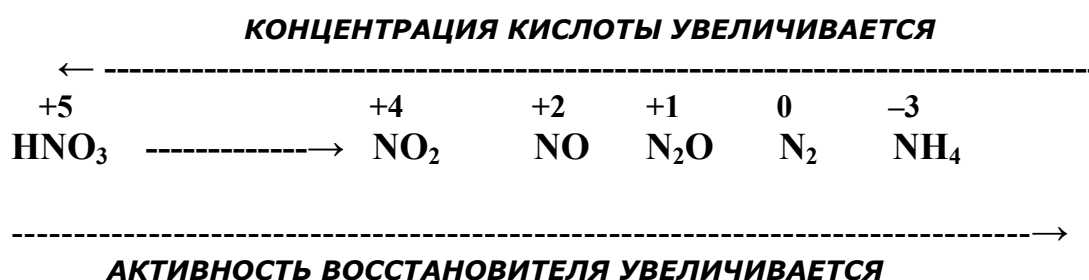


Азотная кислота – сильная кислота, в водных растворах полностью диссоциирует на ионы:  $\text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ .

Для азотной кислоты характерны все реакции, в которые вступают все кислоты:



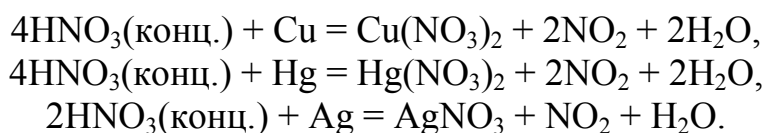
Азотная кислота имеет очень важное специфическое свойство – она очень сильный окислитель (напомним, что кислотами окислителями мы называем те кислоты, у которых окисляющим действием обладает анион, который содержит атом кислотообразующего элемента в высшей степени окисления). Атом азота, входящий в состав аниона  $\text{NO}_3^-$  и проявляющий степень окисления +5, в различных химических процессах может принимать от одного до восьми электронов. Поэтому восстановление аниона может идти до различных веществ:  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2$  и  $\text{NH}_3$ . Приведем схему, иллюстрирующую образование продуктов восстановления азотной кислоты в зависимости от ее концентрации и природы восстановителя:



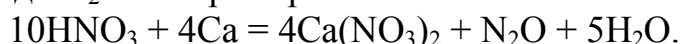
Отметим, что если раствор содержит 65 – 69%  $\text{HNO}_3$ , то азотную кислоту называют концентрированной, если раствор содержит  $\text{HNO}_3$  более 69%-тов, то ее называют *дымящей* азотной кислотой. Растворы с содержанием  $\text{HNO}_3$  менее 10% называют разбавленными растворами азотной кислоты.

Рассмотрим окислительные свойства концентрированной азотной кислоты, она окисляет многие металлы и неметаллы. Окислению не подвергаются золото, платина, иридий и некоторые другие, то есть с этими металлами концентрированная и разбавленная азотная кислота не взаимодействует. **Концентрированная азотная кислота (как и концентрированная серная) при комнатной температуре пассивирует железо, хром и алюминий; на поверхности этих металлов при контакте с концентрированной азотной кислотой образуется прочная оксидная пленка, которая делает невозможным протекание реакции.**

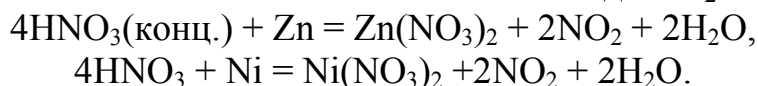
При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений после водорода (Cu, Ag и т.д.) продуктом восстановления  $\text{HNO}_3$  является  $\text{NO}_2$ :



Если металл является активным (располагается в ряду напряжений по алюминий включительно), то восстановление кислоты идет до  $\text{N}_2\text{O}$ . Например:



Концентрированная азотная кислота при взаимодействии с менее активными металлами восстанавливается до  $\text{NO}_2$ :



Разбавленная азотная кислота со щелочными и щелочноземельными металлами восстанавливается до  $\text{NH}_3$ , однако реально в растворе образуется вторая соль – нитрат аммония  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ :



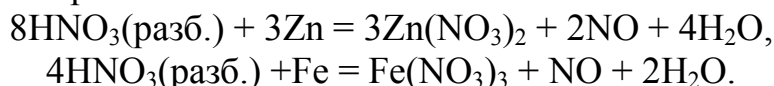
но возможно протекание реакции и с выделением  $\text{N}_2\text{O}$ :



Аналогичная картина наблюдается и при взаимодействии алюминия с очень разбавленной (1 – 2%) и просто с разбавленной азотной кислотой:



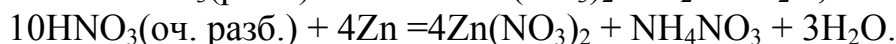
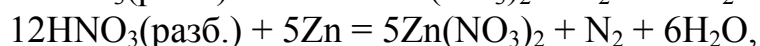
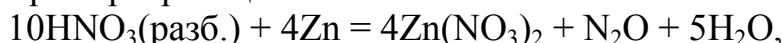
При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с металлами, находящимися между алюминием и водородом обычно в основном происходит образование  $\text{NO}$ :



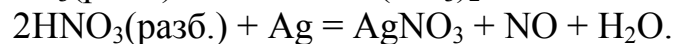
Рассматривая эти реакции, необходимо отметить, что при их протекании в зависимости от условий протекания реакций (температура, различная активность металла, некоторое изменение концентрации кислоты и т.п.) азотная кислота может восстанавливаться сразу до нескольких продуктов: NO, N<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub> (NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>).

***Чем более разбавлена азотная кислота, тем ниже степень окисления атома азота в выделяющемся газообразном продукте.***

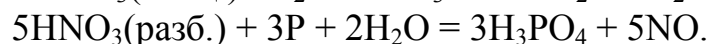
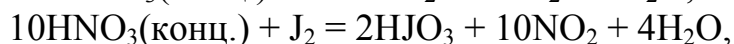
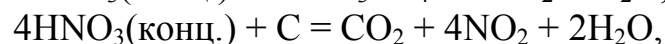
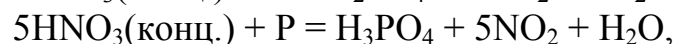
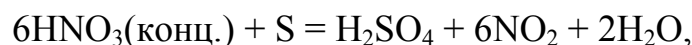
Приведем примеры реакций:



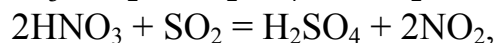
В реакциях с малоактивными металлами, стоящими в ряду напряжений правее водорода, разбавленная азотная кислота восстанавливается до NO:



Концентрированная и разбавленная азотная кислота окисляет также многие неметаллы:

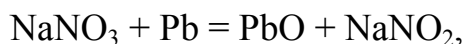


Концентрированная азотная кислота окисляет и сложные вещества, например:

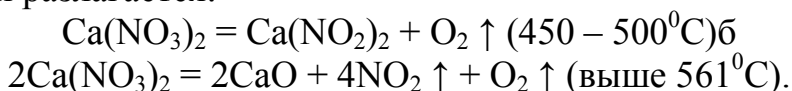


### **Соли азотной кислоты**

**Нитрат натрия (NaNO<sub>3</sub>)** – белые кристаллы, соль плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается, хорошо растворяется в воде с высоким *эндо*-эффектом, гидролизу не подвергается, кристаллогидратов не образует. Проявляет свойства сильного окислителя, в лаборатории используется для получения кислорода:

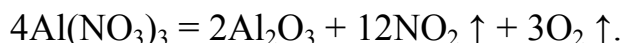


**Нитрат кальция**  $\{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2\}$  – белое вещество, при плавлении разлагается:



Нитрат кальция хорошо растворяется в воде, гидролизу не подвергается. При температуре ниже  $60^\circ\text{C}$  образует кристаллогидрат  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ .

**Нитрат алюминия**  $\{\text{Al}(\text{NO}_3)_3\}$  – белое вещество, при  $150 - 200^\circ\text{C}$  разлагается:



Соль хорошо растворяется в воде, подвергается гидролизу по катиону.

## ФОСФОР И ЕГО ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ

История открытия элемента фосфора так описывается в энциклопедии химических элементов под редакцией профессора, доктора химических наук А.М. Смолеговского: «В 1669 г. разорившийся купец и алхимик-любитель из Гамбурга Г. Бранд, пытаясь получить так называемый философский камень, собрал несколько тонн мочи из солдатских казарм для своих исследований. Он выпаривал это вещество до образования сиропообразной жидкости, которая после дистилляции превращалась в „уриновое масло“. После повторения тех же операций над „маслом“ выделился остаток, превратившийся после длительного прокаливания в светящуюся белую пыль. Так был открыт белый фосфор {от греч. φῶσ — свет и φερω — несущий}». Следует обратить внимание читателя на то, что фосфор стал четырнадцатым химическим элементом, известным человеку, и первым, для которого известно имя первооткрывателя. Химическая реакция, которую осуществил Бранд может быть записана так:



Приведенная реакция отражает химизм процесса получения фосфора, осуществляемого в настоящее время в электрических печах; фосфат кальция восстанавливают углем в присутствии оксида кремния (IV).

Фосфор 13-й по химической распространенности элемент на Земле, встречается только в связанном виде. В природе фосфор

встречается в составе малорастворимых солей ортофосфорной (фосфорной) кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – фосфатов кальция. Это, например, минералы фосфорит  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$  и апатит  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{F},\text{Cl})_2$ . В земной коре содержится примерно 15 млрд. тонн фосфора.

Фосфор жизненно важный элемент – *органоген* (органогены – это элементы составляющие основу живых систем). К органогенам относят только шесть элементов: углерод, водород, кислород, азот, фосфор и серу. Массовая доля этих элементов в организме составляет 97.4%). В организме содержится 500 – 800 г фосфатов, из них 88% находится в скелете. Остальная часть находится в основном внутри клеток, а небольшая часть во внеклеточном пространстве.

Биологическая роль фосфора в организме состоит в том, что этот элемент участвует в синтезе 2,3-дифосфоглицерата, определяющего кислородтранспортную способность гемоглобина, в образовании фосфопротеинов, нуклеиновых кислот, в образовании фосфатной буферной системы крови и мочи и т.д.

Элемент фосфор (символ P, заряд ядра + 15,) находится в главной подгруппе V группы 3-его периода, является электронным аналогом атома азота, имеет тоже 5 электронов на внешнем электронном уровне; его электронная формула  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^0$ . Однако фосфор как элемент 3-его периода существенно отличается от азота: радиус атома фосфора больше радиуса атома азота, у атома фосфора появляется на внешнем электронном уровне абсолютно свободный от электронов 3d-подуровень, имеющий пять вакантных орбиталей, у фосфора уменьшаются энергия ионизации, энергия сродства к электрону и электроотрицательность, ослабевают неметаллические свойства, окислительная способность. Кроме того, поляризуемость атома фосфора больше, чем у атома азота, что так же способствует ослаблению неметаллических свойств фосфора. Электрон с 3s подуровня может переходить на 3p-подуровень, поэтому в возбужденном состоянии атома фосфора у него на внешнем электронном уровне имеется 5 неспаренных электронов:  $3s^1 3p^3 3d^1$ . За счет этих электронов атом фосфора может образовывать пять ковалентных связей по обменному механизму ( $\text{PCl}_5$ ). Кроме того, свободные 3d-орбитали могут участвовать в образовании ковалентных связей еще и по донорно-акцепторному механизму. Отсюда ясно, что валентные возможности у фосфора гораздо более разнообразны, чем у атома азота.

Атому фосфора до образования устойчивой электронной оболочки не хватает 3-х электронов, которые он может приобретать и проявлять при этом низшую отрицательную степень окисления – 3. Другая возможность достичь устойчивой электронной оболочки

– это отдать пять электронов, поэтому высшая положительная степень окисления атома фосфора равна + 5. Фосфор может проявлять и промежуточные степени окисления: + 1, + 3. Наиболее характерными степенями окисления для фосфора являются – 3 и + 5. Более устойчивыми являются соединения фосфора, в которых атом фосфора имеет степень окисления + 5.

При переходе от азота к фосфору прочность связей Э – Н снижается, что объясняется увеличением размера атома фосфора, а прочность связей Э – О значительно упрочняется. Последнее объясняется тем, что кислород может образовывать связи с фосфором еще и по донорно-акцепторному механизму за счет своих электронных пар и наличия вакантных орбиталей 3d-подуровня атома фосфора. Образованием таких связей объясняется активное взаимодействие фосфора с кислородом.

### Аллотропия фосфора

Фосфор имеет 11 аллотропных форм; наиболее изучены из них более устойчивые; их – три: белый, красный и черный фосфор.

Атомы фосфора, как и атомы азота, имеют на внешнем уровне три неспаренных электрона. Следовательно атомы фосфора могут объединяться посредством трех ковалентных связей. Если образуются молекулы двухатомные ( $P_2$ ), то между атомами фосфора возникает одна  $\sigma$ -связь и две  $\pi$ -связи (то есть наблюдается полная аналогия с молекулой диазота –  $N_2$ ). Однако в обычных условиях такая молекула неустойчива, так как при относительно больших размерах атомов фосфора область перекрывания электронных облаков при образовании  $\pi$ -связей является небольшой, что делает молекулу  $P_2$  неустойчивой. Энергетически более выгодным является другой способ объединения атомов фосфора друг с другом. Каждый атом фосфора может образовывать с тремя другими атомами три ковалентных связи, каждая из которых будет  $\sigma$ -связью. Три такие ковалентные связи располагаются в пространстве по направлению ребер пирамиды, угол между связями равен в этом случае  $60^\circ$ . Так образуется молекула  $P_4$ , каждый атом в такой молекуле находится в одной из вершин пирамиды.

Белая модификация фосфора имеет молекулярную формулу  $P_4$ ; обладает характерным чесночным запахом. Это твердое вещество, получающееся при конденсации паров фосфора, имеет молекулярную кристаллическую решетку, в узлах которой находятся молекулы  $P_4$ . Эти молекулы слабо связаны друг с другом, поэтому белый фосфор мягок, пластичен, легко режется ножом, легкоплавок. Белый фосфор легко растворяется в органических

растворителях, например, в сероуглероде, бензоле и т.д. Белый фосфор светится в темноте, так как окисляется кислородом воздуха. Свечение фосфора – это один из примеров реакций, при которых химическая энергия непосредственно превращается в световую. Подобные превращения наблюдаются и при других химических и биохимических процессах (например, при „свечении моря”). Белый фосфор химически активен, хранят его под водой и в темноте. Белый фосфор при температуре  $\sim 40^{\circ}\text{C}$  самовоспламеняется, поэтому его можно поджечь, дотронувшись до него пробиркой с горячей водой. Горение белого фосфора сопровождается разбрызгиванием, попадание брызг горячего фосфора на кожу приводит к тяжелым ожогам.

***Белый фосфор вещество очень токсичное, смертельная доза для человека составляет 0.15 г.*** Отравление белым фосфором может происходить через кожу, так как он растворяется в жировой ткани. При постоянном воздействии малых количеств фосфора происходит хроническое отравление организма, которое сопровождается разрушением костей.

При длительном хранении белый фосфор переходит в красный:  $\text{P}_4 \rightarrow 4\text{P}$ .

**Красный фосфор** – получают при нагревании белого фосфора при температуре  $250^{\circ}\text{C}$  без доступа воздуха. Красный фосфор существует в виде нескольких форм, отличающихся кристаллическим строением. Красный фосфор имеет полимерное строение, поэтому он менее реакционноспособен. Красный фосфор почти не ядовит, он не загорается на воздухе (температура самовоспламенения красного фосфора  $\sim 250^{\circ}\text{C}$ ). При возгонке красного фосфора ( $423^{\circ}\text{C}$ ) в пар переходят молекулы  $\text{P}_2$ , которые затем превращаются в молекулы  $\text{P}_4$ , таким образом при конденсации паров красного фосфора образуется белая модификация. Укажем, что при поджигании красного фосфора горение протекает бурно, кроме того, с окислителями он образует взрывчатые вещества, поэтому работа с ним требует большой осторожности.

**Черный фосфор** это наиболее устойчивая модификация фосфора. Его можно получить из белого фосфора при повышенных температурах ( $200^{\circ}\text{C}$ ) и очень высоких давлениях (свыше 1200 – 1700 Мпа). Эта модификация химически наименее активна. Черный фосфор имеет атомно-слоистую решетку с характерным для фосфора пирамидальным расположением связей. Черный фосфор – графитоподобное вещество, его структура состоит из слабо связанных между собой гофрированных слоев, каждый атом фосфора связан ковалентными связями с тремя соседями. Две связи расходятся внутри слоя и одна – для связи с атомом фосфора

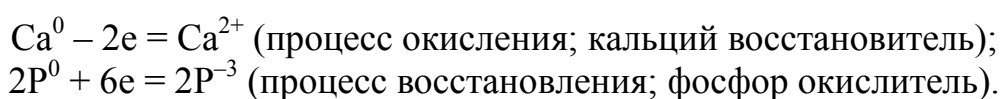
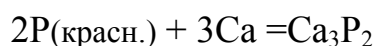


соседнего слоя. Связи между атомами фосфора внутри слоя намного прочнее, чем связи между слоями; черный фосфор – полупроводник (белый и красный являются диэлектриками).

### **Химические свойства фосфора**

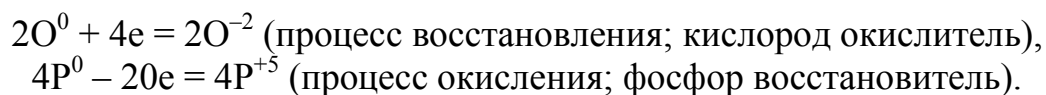
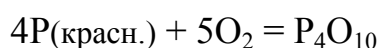
В соответствии со строением внешнего электронного уровня атома фосфора он может проявлять свойства как восстановителя, так и окислителя:

а) фосфор проявляет свойства окислителя при взаимодействии с сильными восстановителями:



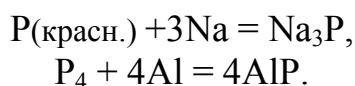
Отрицательная степень окисления для фосфора нетипична, окислительные свойства фосфор проявляет с металлами – элементами, имеющими низкие, а иногда даже отрицательные значения электроотрицательности.

б) Фосфор проявляет свойства восстановителя, реагируя с элементами, обладающими высокими значениями электроотрицательности. Например:



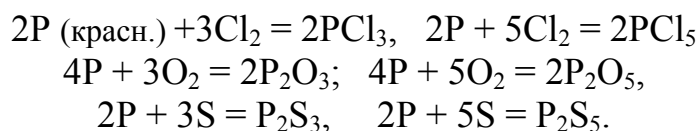
### **Взаимодействие фосфора с простыми веществами**

а) фосфор, реагируя с металлами, образует фосфиды металлов (реакции проходят при повышенных температурах):



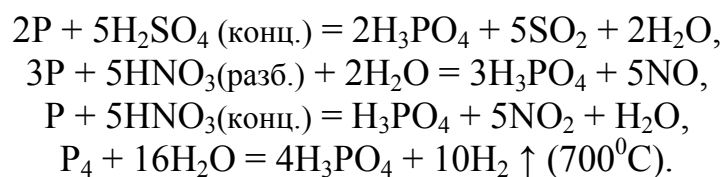
б) при взаимодействии фосфора с неметаллами получают разнообразные продукты реакции:



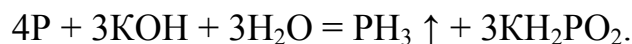


### **Взаимодействие фосфора со сложными веществами**

Приведем некоторые важнейшие реакции фосфора со сложными веществами (выбор этих реакций диктуется тем, что знание этих реакций позволит успешно справиться с некоторыми задачами, которые встречаются в задачниках для абитуриентов):

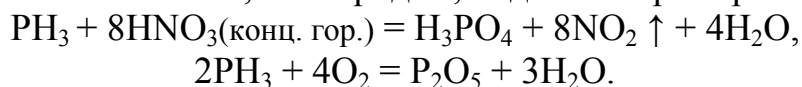


Наряду с этими реакциями фосфор способен к процессам диспропорционирования. Так, например, при нагревании фосфора со щелочами образуется газ фосфин ( $\text{PH}_3$ ) и соответствующие соли фосфорноватистой кислоты ( $\text{H}_3\text{PO}_2$ ):

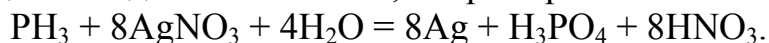


### **Фосфин**

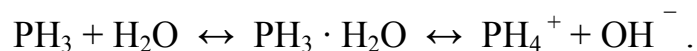
Наиболее известным водородным соединением фосфора является фосфин ( $\text{PH}_3$ ). Фосфин бесцветный газ, плохо растворяется в воде, не реагирует со щелочами. Фосфин сильный восстановитель, так как атом фосфора проявляет в нем свою низшую степень окисления  $-3$ . Фосфин окисляется концентрированными растворами серной и азотной кислот, кислородом, йодом. Например:



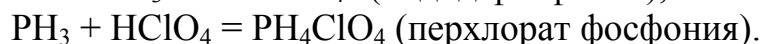
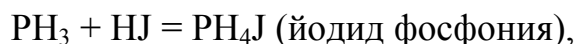
Фосфин восстанавливает катионы некоторых малоактивных металлов до свободного состояния, например:



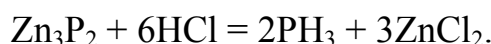
Будучи малорастворимым в воде, фосфин образует с ней неустойчивый гидрат, который проявляет *очень слабые основные свойства*:



Электронодонорные свойства у фосфина выражены значительно слабее, чем у аммиака. Это объясняется тем, что переход  $\text{PH}_3$  в тетраэдрический ион  $\text{PH}_4^+$  сопровождается существенным изменением величины угла  $\text{HPH}$ . Соли фосфония  $\text{PH}_3$  образует только с наиболее сильными кислотами:



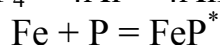
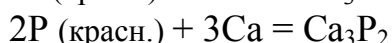
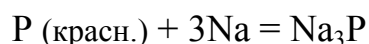
Получают фосфин либо при нагревании фосфора со щелочами (реакция приведена выше), либо действием хлороводородной кислоты на фосфаты металлов:



Практического значения фосфин не имеет.

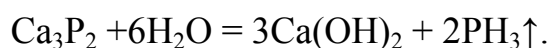
### **Фосфиды металлов**

Фосфиды – это соединения фосфора с более электроположительными элементами. С активными металлами фосфор, как и азот, образует солеобразные фосфиды:



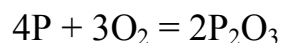
\*) фосфиды d-металлов имеют переменный состав; например, железо образует фосфиды состава:  $\text{FeP}$ ,  $\text{Fe}_3\text{P}$ ,  $\text{Fe}_2\text{P}$ ,  $\text{FeP}_2$

Характерной особенностью фосфидов является их взаимодействие с водой, продуктом реакции является фосфин  $\text{PH}_3$ :

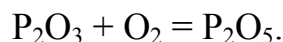


### **ОКСИДЫ ФОСФОРА**

**Оксид фосфора (III)  $\text{P}_2\text{O}_3$**  – образуется при медленном окислении фосфора кислородом, взятом в недостатке:

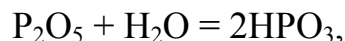


Кислотному оксиду  $\text{P}_2\text{O}_3$  соответствует фосфористая кислота  $\text{H}_3\text{PO}_3$ . Полученный таким образом оксид можно окислить до оксида фосфора (V):

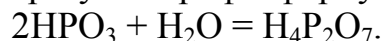


**Оксид фосфора (V)  $P_2O_5$**  белое, очень гигроскопическое вещество, отвечает формуле  $P_4O_{10}$ ; используется как сильнейший дегидратирующий агент. Оксид фосфора (V) получают окисляя фосфор в избытке кислорода.

При растворении оксида фосфора (V) в воде вначале образуется метафосфорная кислота:



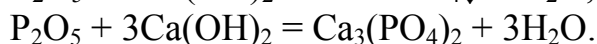
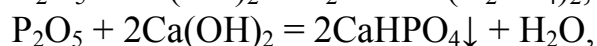
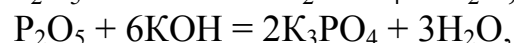
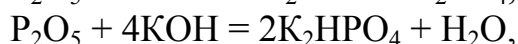
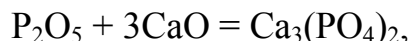
Которая со временем образует пирофосфорную кислоту:



Пирофосфорная кислота с водой, образует ортофосфорную кислоту:



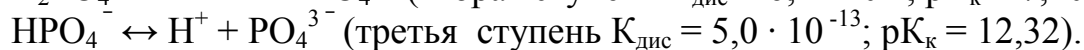
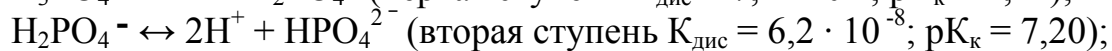
Оксид фосфора (V) – типичный кислотный оксид, для него характерны все реакции кислотных оксидов:



## **ОРТОФОСФОРНАЯ КИСЛОТА**

Ортофосфорная (или просто фосфорная) кислота – это белые бесцветные гигроскопические кристаллы, на воздухе расплываются. Молекулярная масса 97,995. В безводной фосфорной кислоте образуются водородные связи типа  $P - O - H \dots O = P$ . Водородные связи сохраняются и в концентрированных растворах её (70 – 80%). Температура плавления  $H_3PO_4$  равна  $42,50^\circ C$ . С водой ортофосфорная кислота смешивается в любых соотношениях. Разбавленные водные растворы её имеют кисловатый вкус.

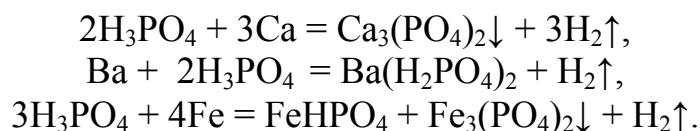
Рассмотрим свойства ортофосфорной кислоты. Все три атома водорода в молекуле кислоты непосредственно с атомами кислорода, поэтому ортофосфорная кислота трёхосновная. Диссоциация кислоты идёт ступенчато:



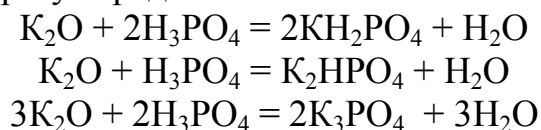
Значения констант диссоциации зависят от температуры. Наиболее эффективна первая ступень диссоциации, последующие всё менее и менее эффективны. По первой ступени диссоциации  $\text{H}_3\text{PO}_4$  кислота средней силы, по второй – слабая, а по третьей – очень слабая.

Рассмотрим свойства ортофосфорной кислоты:

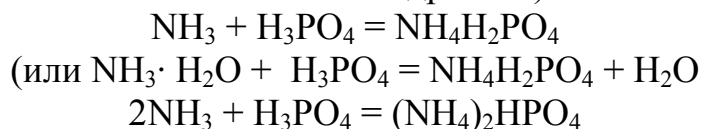
1. Ортофосфорная кислота взаимодействует с металлами, стоящими в ряду напряжения до водорода:



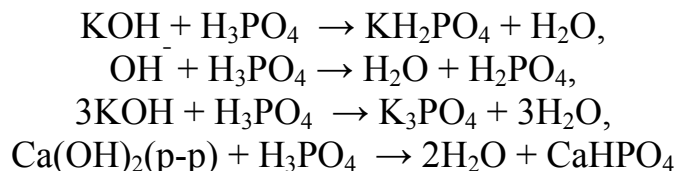
2. Ортофосфорная кислота взаимодействует с основными оксидами, образуя средние или кислые соли:



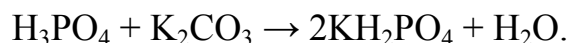
3. При взаимодействии с аммиаком или его водными растворами образует соли аммония (При этом нельзя получить среднюю соль аммония из-за её полного гидролиза):



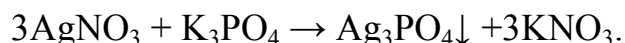
4. Взаимодействует со щелочами, образуя соли средние или кислые:



5. Ортофосфорная кислота сильнее, чем угольная, хлорноватистая, сероводородная, кремневая, поэтому вытесняет указанные кислоты из их солей:



6. Качественная реакция на фосфат-ион – реакция с нитратом серебра. Фосфат серебра  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  осадок желтого цвета.



### СОЛИ ОРТОФОСФОРНОЙ КИСЛОТЫ



## ЗАДАНИЯ ДЛЯ ПРОВЕРКИ УСВАЕНИЯ ИЗУЧЕННОГО МАТЕРИАЛА

### Вопросы и задания по проверке усвоения теоретических положений

1. Дайте общую характеристику р-элементам V группы периодической системы.
2. Охарактеризуйте элемент азот на основании его положения в периодической системе и строения атома.
3. Составьте электронные формулы атома азота в степенях окисления: -3, +1, +2, +3 и +5. Укажите распределение электронов по орбиталям.
4. Дайте характеристику элемента азота на основании его положения в периодической системе и строения его атома.
5. Объясните причины различий в химическом поведении азота и фосфора, исходя из местонахождения этих элементов в периодической системе.
6. Приведите электронные конфигурации частиц:  $N^0$ ,  $N^{-3}$ ,  $N^{+2}$ ,  $N^{+3}$ ,  $N^{+5}$ .
7. Составьте схему образования молекулы азота, охарактеризуйте химическую связь в молекуле и спрогнозируйте химические свойства молекулярного азота.
8. Объясните, почему молекула  $P_2$  менее прочная, чем молекула  $P_4$ ? Опишите, какое строение имеет молекула  $P_4$ ?
9. Сравните и объясните причину разной летучести и растворимости белого и красного фосфора.
10. Сравните величины электроотрицательностей: а) азота и фосфора; б) азота углерода и кислорода; в) фосфора, кремния и серы; г) углерода, фосфора и мышьяка.
11. Объясните, как и почему меняются окислительно-восстановительные свойства у р-элементов V группы периодической системы в зависимости от заряда ядра?
12. Какие свойства более характерны для азота – окислительные или восстановительные? Ответ мотивировать.
13. Сравните окислительную активность азота и фосфора, объясните причину различий в их химическом поведении.
14. Сравните восстановительную активность фосфора и азота. Дайте объяснение различий в их химическом поведении.

15. В каких степенях окисления атом азота будет иметь электронное строение, аналогичное строению атомов гелия и неона?
16. С атомом какого благородного газа сходен по электронному строению отрицательно заряженный ион фосфора  $P^{3-}$ ?
17. С ионами какого галогена и какого щелочного металла сходен по электронному строению отрицательно заряженный ион фосфора  $P^{3-}$ ?
18. Основная часть азота находится в природе в свободном виде. Объясните, почему фосфор распространён в природе только в виде соединений?
19. В каком агрегатном состоянии исчезает различие между красным и белым фосфором?
20. Напишите уравнения реакций взаимодействия фосфорного ангидрида с водой. В каких условиях образуется мета-, а в каких ортофосфорная кислота?
21. Напишите уравнения реакции превращения ортофосфорной кислоты в метафосфорную. Является ли превращение ортофосфорной кислоты в метафосфорную окислительно-восстановительной реакцией?
22. Приведите уравнения химических реакций для следующих химических превращений: азот  $\rightarrow$  аммиак  $\rightarrow$  оксид азота (II)  $\rightarrow$  оксид азота (IV)  $\rightarrow$  оксид азота (III)  $\rightarrow$  нитрит натрия  $\rightarrow$  азотистая кислота  $\rightarrow$  азотная кислота  $\rightarrow$  нитрат аммония  $\rightarrow$  оксид азота (I)  $\rightarrow$  молекулярный азот.
17. Приведите уравнения химических реакций для следующих химических превращений:
- а)  $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow NaNO_2 \rightarrow HNO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow N_2O$ ;
- б)  $NH_3 \rightarrow NH_4HSO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4 \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4NO_2 \rightarrow N_2$ ;
- в)  $Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow NO_2 \rightarrow KNO_3 \rightarrow KNO_2 \rightarrow KNO_3 \rightarrow HNO_3 \rightarrow AgNO_3 \rightarrow Ag$ ;
- г)  $H_2O \rightarrow H_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow$  гидролиз;
- д)  $N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Hg(NO_3)_2 \rightarrow Hg$ .
18. Приведите уравнения химических реакций для следующих химических превращений:
- а)  $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow N_2$ ;
- б)  $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4OH$ ;
- в)  $NH_3 \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow N_2O$ ;
- г)  $N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NaNO_3 \rightarrow NaNO_2$ ;
- д)  $NH_3 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow AgNO_3 \rightarrow Ag$ .
19. Дописать левые части уравнений, не меняя коэффициентов:
- а)  $\dots \rightarrow N_2 + 2H_2O$ ;



- б) ...  $\rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ ;  
 в) ...  $\rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ ;  
 г) ...  $\rightarrow 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ ;  
 д) ...  $\rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$ ;  
 е) ...  $\rightarrow 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ .

20. Приведите уравнения химических реакций для следующих химических превращений:

- а)  $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4$ ;  
 б)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)\text{H}_2\text{PO}_4$ ;  
 в)  $\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{PH}_4\text{I} \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ;  
 г)  $\text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$ .

21. Приведите уравнения химических реакций для следующих химических превращений:

- а)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{HPO}_3$ ;  
 б)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ ;  
 в)  $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$ .  
 г)  $\text{P} + \text{PCl}_3 \rightarrow \text{PCl}_5$ ;  
 д)  $\text{P} \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ ;  
 е)  $\text{P} \rightarrow \text{PI}_3 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ .  
 ж)  $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ .

### **ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ХАРАКТЕРНЫЕ ДЛЯ ЧАСТИ «А»**

**A1.** Атом азота в основном состоянии имеет электронную конфигурацию: 1)  $1s^1 2s^2 2p^4$ ; 2)  $1s^2 2s^3 2p^2$ ; 3)  $1s^2 2s^2 2p^3$ ; 4)  $1s^3 2s^2 2p^3$ .

**A2.** В молекуле имеется кратная связь: 1)  $\text{H}_2$ ; 2)  $\text{HCl}$ ; 3)  $\text{F}_2$ ; 4)  $\text{N}_2$

**A3.** Электронную конфигурацию  $1s^2 2s^2 2p^6$  имеет частица: 1)  $\text{N}^0$ ; 2)  $\text{N}^{+5}$ ; 3)  $\text{N}^{-3}$ ; 4)  $\text{N}^{+2}$ .

**A4.** Молекулярный азот не реагирует с: 1)  $H_2$ ; 2)  $O_2$ ; 3)  $F_2$ ; 4) **NaOH**.

**A5.** За счёт только ковалентных неполярных связей образованы молекулы: 1)  $H_2$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$ ; 2)  **$N_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$** ; 3)  $N_2$ ,  $HCl$ ,  $HF$ ; 4)  $CH_4$ ,  $SF_6$ ,  $PCl_5$ .

**A6.** Низшую степень окисления атом азота проявляет в соединении: 1)  $N_2O_5$ ; 2)  $NO$ ; 3)  **$NH_3$** ; 4)  $NO_2$ .

**A7.** В аммиаке и хлориде бария химическая связь соответственно: 1) ионная и ковалентная полярная; 2) **ковалентная полярная и ионная**; 3) металлическая и ковалентная неполярная; 4) водородная и ионная.

**A8.** Степень окисления азота не изменяется в реакции: 1)  $NO_2^{1-} \rightarrow NO_3^{1-}$ ; 2)  $NO_2 \rightarrow NO_2^{1-}$ ; 3)  **$NH_3 \rightarrow NH_4^{1+}$** ; 4)  $NO_2^{1-} \rightarrow NO$ ;

**A9.** Электроотрицательность элементов возрастает в ряду: 1) C, B, Be; 2) **N, O, F**; 3) S, P, Si; 4) Br, I, At.

**A10.** Общая формула летучего водородного соединения неметалла V группы: 1)  $ЭН$ ; 2)  $ЭН_2$ ; 3)  **$ЭН_3$** ; 4)  $ЭН_4$ .

**A11.** Оксид азота (III) является ангидридом кислоты: 1)  **$HNO_3$** ; 2)  $HNO_2$ ; 3)  $HCN$ ; 4)  $NH_3$ .

**A12.** Химическое равновесие в системе  $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)} + Q$   $\leftrightarrow$  в сторону образования продукта реакции при: 1) **повышении давления**; 2) повышении температуры; 3) понижении давления; 4) применения катализатора.

**A13.** Коэффициент при окислителе в уравнении реакции  $Al + HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + NH_4NO_3 + H_2O$  равен: 1) 26; 2) 28; 3) **30**; 4) 32.

**A14.** На смещение химического равновесия в системе  $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)} + Q$  **не оказывает влияния**: 1) понижение температуры; 2) повышение давления; 3) удаление аммиака из зоны реакции; 4) **применение катализатора**.

**A15.** Веществом не ядовитым для человека является: 1)  $Cl_2$ ; 2)  **$N_2$** ; 3)  $CO$ ; 4)  $H_2S$ .

**A16.** В ряду азот – кислород – фтор возрастает: 1) валентность по водороду; 2) число энергетических уровней; **3) число внешних электронов;** 4) число неспаренных электронов.

**A17.** В уравнении реакции  $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + \text{X} + \text{O}_2$  веществом X является: 1) азот; 2) оксид азота (V); **3) оксид азота (IV);** 4) оксид азота (II).

**A18.** Число  $\pi$ -связей в молекуле азота равно: 1) 1; **2) 2;** 3) 3; 4) 4.

**A19.** Элементу с зарядом ядра +7 соответствует высший оксид:  
1) ЭО; 2) Э<sub>2</sub>O; 3) Э<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; **4) Э<sub>2</sub>O<sub>5</sub>**

**A20.** В окислительно-восстановительной реакции  $\text{Ca}(\text{OCl})_2 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$  коэффициентов исходных веществ и продуктов реакции соответственно равны: 1) 7 и 10; 2) 7 и 11; 3) 6 и 11; **4) 6 и 10.**

**A21.** С какими веществами аммиак вступает в реакции соединения:  
**1) кислоты;** 2) кислород; 3) щёлочи; 4) соли.

**A22.** Максимально возможную степень окисления азот проявляет в:  
1) нитриде магния; **2) нитрате цинка;** 3) аммиаке; 4) хлориде аммония

**A23.** Влажная лакмусовая бумажка изменит цвет на синий при внесении её в сосуд с газом, формула которого:  
1) NO<sub>2</sub>; **2) NH<sub>3</sub>;** 3) N<sub>2</sub>O; 4) CO.

**A24.** Наибольшее количество нитрат-ионов образуется в растворе при диссоциации 1 моль: **1) нитрата алюминия;** 2) нитрата меди (II); 3) нитрата калия; 4) нитрата кальция.

**A25.** В схеме превращений  $\text{P} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  веществом X является: 1) PH<sub>3</sub>; 2) Ca<sub>3</sub>P<sub>2</sub>; 3) P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; **4) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.**

**A26.** Вещество, при диссоциации которого образуются катионы Na<sup>+</sup> и H<sup>+</sup>, а также анионы PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>, является: 1) кислотой; 2) щелочью; 3) средней солью; **4) кислой солью.**

**A27.** В результате реакции, термохимическое уравнение которой  $2\text{AgNO}_{3(\text{тв})} = 2\text{Ag}_{(\text{тв})} + 2\text{NO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} - 317 \text{ кДж}$ , поглотилось 15,85 кДж теплоты. Масса (в граммах) выделившегося серебра равна:

1) 1,08;    2) 54;    3) 5,4;    **4) 10,8.**

**A28.** Степень окисления -3 фосфор проявляет в соединении: **1)  $\text{PH}_3$** ;  
2)  $\text{P}_2\text{O}_5$ ;    3)  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ;    4)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

**A29.** Сумма всех коэффициентов в окислительно-восстановительной реакции, схема которой  $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$  равна: 1) 64;    2) 68;    **3) 70;**    4) 72.

**A30.** В сульфате аммония связи: 1) все ионные; 2) ковалентные полярные и ковалентные неполярные; 3) все ковалентные полярные; **4) ковалентные полярные и ионные.**

**A31.** В основе промышленного производства азотной кислоты лежит цепочка превращений:

1)  $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$ ;    2)  $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$ ;  
3)  $\text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HNO}_3$ ;    4)  $\text{Mg}_3\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$

**A32.** Какую кристаллическую решетку имеет твёрдый аммиак?

1) атомную; **2) молекулярную;** 3) ионную; 4) металлическую.

**A33.** Высшая степень окисления в оксидах у азота ниже, чем у серы, потому что: 1) заряд ядра атома серы больше, чем атома азота;

**2) число внешних электронов у атома серы больше,** чем у атома азота;

3) электроотрицательность азота больше, чем серы;

4) общее число электронов у атома серы больше, чем у атома азота.

**A34.** Температура плавления азота ниже  $-200^\circ \text{C}$ , так как кристаллическая решетка у него: 1) металлическая; 2) атомная; **3) молекулярная;** 4) ионная.

**A35.** Повышение температуры приведёт к смещению равновесия в системе  $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(г)} + Q$  **влево**, так как: **1) прямая** реакция экзотермична; 2) реакция приводит к уменьшению объёма; 3) все компоненты системы – газы; 4) скорости прямой и обратной реакции равны.

**A36.** Взаимодействие веществ проходящее по уравнению  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$  протекает до конца, так как: 1) это – реакция ионного обмена; 2) хлорид аммония – растворимое вещество; 3) образующийся хлорид натрия растворим в воде; **4) в результате реакции выделяется аммиак.**

**A37.** Проявление восстановительных свойств простого вещества азота связано с тем, что азот: 1) может иметь степень окисления – 3; 2) **может отдавать** электроны; 3) образует кислотные оксиды; 4) элемент II периода.

**A38.** Проявление восстановительных свойств простого вещества фосфора связано с тем, что он: 1) образует кислотные оксиды; 2) с металлами образует фосфиды; 3) **может повысить** степень окисления; 4) элемент III периода.

**A39.** Понижение температуры сместит равновесие в системе  $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3 + Q$  в сторону прямой реакции, так как: 1) все компоненты системы – газы; 2) реакция протекает с уменьшением объёма; 3) **прямая реакция экзотермична**; 4) скорости прямой и обратной реакции равны.

**A40.** Взаимодействие веществ по уравнению  $AgNO_3 + HCl = AgCl + HNO_3$  протекает до конца, так как: 1) **хлорид серебра** – нерастворимое вещество; 2) азотная кислота – сильный электролит; 3) нитрат серебра растворяется в воде; 4) относится к реакциям ионного обмена.

**A41.** Понижение давления **не смещает** равновесие в системе  $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO - Q$ , так как: 1) прямая реакция эндотермическая; 2) **реакция не приводит к изменению объёма**; 3) все компоненты системы – газы; 4) скорости прямой и обратной реакции равны.

**A42.** В цепи превращений  $NH_3 \rightarrow X \rightarrow NO \rightarrow NO_2$  вещество «X» имеет формулу: 1)  **$N_2$** ; 2)  $HNO_3$ ; 3)  $N_2O_5$ ; 4)  $O_2$ .

**A43.** К несолеобразующим оксидам относится: 1)  **$N_2O$** ; 2)  $NO_2$ ; 3)  $N_2O_3$ ; 4)  $P_2O_5$ .

**A44.** Свою максимальную степень окисления азот проявляет в соединении: 1)  $NH_4Cl$ ; 2)  $NO_2$ ; 3)  **$NH_4NO_3$** ; 4)  $NOF$ .

**A45.** Для осуществления превращений в соответствии со схемой  $Mg \rightarrow X \rightarrow NH_3$  необходимо использовать: 1)  $N_2, HCl$ ; 2)  **$N_2, H_2$** ; 3)  $CO_2, N_2$ ; 4)  $H_2, N_2$ .

**A46.** При нагревании разлагается без твёрдого остатка: 1)  $\text{KNO}_3$ ;  
2)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ; 3)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ; 4)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

**A47.** Степень окисления – 3, а валентность IV азота проявляет в соединении: 1)  $\text{HNO}_2$ ; 2)  $\text{NF}_3$ ; 3)  $\text{HNO}_3$ ; 4)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

**A48.** Молекулярную кристаллическую решетку имеет: 1) литий;  
2) оксид натрия; 3) красный фосфор; 4) **белый фосфор.**

**A49.** Ортофосфорная кислота: 1) относится к наиболее сильным электролитам; 2) легко разлагается при хранении; 3) не взаимодействует с щелочными металлами; 4) **получается в промышленности из фосфора или фосфатов.**

**A50.** Для осуществления превращений в соответствии со схемой  $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  необходимо использовать: 1) водород, гидроксид кальция, соляную кислоту; 2) водород, азотную кислоту, кальций; 3) **воду, гидроксид кальция, серную кислоту;** 4) гидроксид кальция, воду, оксид кальция.

**A51.** Оксид фосфора (V) **не взаимодействует с:** 1) водой;  
2) **хлоридом натрия;** 3) гидроксидом калия; 4) оксидом кальция.

**A52.** Азотная кислота: 1) относится к слабым кислотам;  
2) **разлагается при хранении и при нагревании;** 3) не растворяет металлическую медь; 4) получается в промышленности из нитратов.

**A53.** Для смещения равновесия в сторону продукта реакции в системе  $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})} + Q$  необходимо: 1) увеличить температуру; 2) уменьшить давление; 3) уменьшить концентрацию водорода; 4) **уменьшить температуру.**

**A54.** Аммиаку характерны химические свойства: 1) окисляется кислородом, окисляет оксиды металлов; 2) взаимодействует с металлами, водой; 3) **окисляется оксидами металлов, кислородом;** 4) взаимодействует с кислотами, водородом.

**A55.** Относительная плотность паров по воздуху равна 2,138, следовательно формула молекулы фосфора:

1) P<sub>4</sub>;      2) P<sub>2</sub>;      3) P<sub>8</sub>;      4) P<sub>6</sub>.

**A56.** Азотистая кислота и её соли в химических реакциях проявляет свойства:      1) только окислительные;      2) только восстановительные;      3) и окислительные, и восстановительные;      4) ни окислительные, ни восстановительные.

**A57.** Валентность и степень окисления азота в азотной кислоте соответственно равны:      1) III, +5;      2) IV, +5;      3) V, +5;      4) IV, +4.

**A58.** Ионная кристаллическая решетка лежит в основе строения веществ, формулы которых:      1) Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>, NH<sub>4</sub>OH;      2) NH<sub>3</sub>, AlN;      3) PCl<sub>3</sub>, Na<sub>3</sub>P;      4) NaNO<sub>3</sub>, Na<sub>3</sub>N.

**A59.** Массовая доля азота в нитрате аммония равна:

1) 0,30;      2) 0,25;      3) 0,35;      4) 0,42.

**A60.** Относительная плотность аммиака по кислороду равна:

1) 0,17;      2) 0,34;      3) 0,35;      4) 0,53.

### ЗАДАНИЯ ХАРАКТЕРНЫЕ ДЛЯ ЧАСТИ «С<sub>1</sub>»

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции и укажите окислитель и восстановитель:

1.  $N_2 + O_2 \rightarrow NO$ ;
2.  $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ ;
3.  $N_2 + Mg \rightarrow Mg_3N_2$ ;
4.  $N_2 + C + H_2O \rightarrow CO_2 + NH_3$ ;
5.  $NO + Cu \rightarrow N_2 + Cu_2O$ ;
6.  $NO + O_2 \rightarrow NO_2$ ;
7.  $NO + H_2 \rightarrow N_2 + H_2O$ ;
8.  $NO + H_2 \rightarrow N_2 + H_2O$ ;
9.  $NO + P \rightarrow N_2 + P_2O_5$ ;
10.  $NO + SO_2 \rightarrow N_2 + SO_3$ ;
11.  $NO_2 + SO_2 \rightarrow NO + SO_3$ ;
12.  $NO_2 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaNO_2 + H_2O$ ;
13.  $NO_2 + Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 + NO\uparrow + H_2O$ ;

14.  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (без катализатора);
15.  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$  (с катализатором Pt);
16.  $\text{NH}_3 + \text{Na} \rightarrow \text{NaNH}_2 + \text{H}_2\uparrow$ ;
17.  $\text{NH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{N}_2\uparrow + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
18.  $\text{NH}_3 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{N}_2\uparrow + \text{MnO}_2\downarrow + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$ ;
19.  $\text{NH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{N}_2\uparrow + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
20.  $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{P}(\text{красн.}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
21.  $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
22.  $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
23.  $\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
24.  $\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ ;
25.  $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
26.  $\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ ;
27.  $\text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) + \text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
28.  $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
29.  $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
30.  $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{O}_2\uparrow + \text{KNO}_2$ ;
31.  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ ;
32.  $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ ;
33.  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ ;
34.  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{O}_2\uparrow + \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
35.  $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
36.  $\text{HNO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$
37.  $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$ ;
38.  $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3$ ;
39.  $\text{P} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_5$ ;
40.  $\text{P} + \text{S} \rightarrow \text{P}_2\text{S}_3$ ;
41.  $\text{P} + \text{Ca} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2$ ;
42.  $\text{P}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{PH}_3$ ;
43.  $\text{P} + \text{N}_2 \rightarrow \text{P}_3\text{N}_5$ ;
44.  $\text{P}(\text{бел.}) + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3\uparrow + \text{KH}_2\text{PO}_2$ ;
45.  $\text{PH}_3 + \text{HNO}_3(\text{конц.гор.}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
46.  $\text{PH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ ;
47.  $\text{PH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;
48.  $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$ ;
49.  $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$ ;
50.  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ ;

### ТИПОВЫЕ ЗАДАНИЯ ЧАСТИ «С<sub>4</sub>»

1. Красный фосфор массой 6,2 г сожгли в кислороде и полученный продукт растворили в 200 мл 4%-ного раствора



гидроксида натрия. Определите массу образовавшейся соли.

*Ответ: 24 г.*

2. Вычислите абсолютную массу молекулы азота (в граммах) и абсолютную массу атома азота (в граммах).

3. Какой объем занимают 33.6 г азота (н.у.)? *Ответ:*

4. При нормальных условиях объем каждого из двух газов (азота и аргона) составляет 33.6 л. Во сколько раз число атомов в одном из объемов больше? *Ответ: в 2 раза.*

5. Вычислите массу (в граммах): а) 0.25 моль  $N_2$ ; б) 5.6 л азота (н.у.). *Ответ: а)*

6. Найдите массовые доли газов в смеси, если азота в ней 5.6 л а кислорода 17.92 л (н.у.). *Ответ:*

7. Вычислите объемные доли газов в смеси, содержащей 14 г азота, 16 г кислорода, 22 г оксида углерода (IV). *Ответ:*

8. Вычислите массовые доли азота в следующих соединениях: а) аммиаке ( $NH_3$ ); б) гидразине ( $N_2H_4$ ); в) гидроксилаmine ( $H_2N-OH$ ). *Ответ:*

9. Какой объем (н.у.) и какого газа можно получить при прокаливании: а) 2,52 г дихромата аммония; б) 1,92 г нитрита аммония?

10. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:  $HNO_{3(конц.)} + C \rightarrow NO_2 + \dots + \dots$ . Определите окислитель и восстановитель.

11. Газ, полученный действием избытка щелочи на 25 г фосфата аммония (выход продукта реакции 59,6%), пропустили через раствор ортофосфорной кислоты массой 80 г с массовой долей растворенного вещества 0,49. Определите массовую долю образовавшейся соли в растворе.

*Ответ:  $w(NH_4H_2PO_4) = 40,5\%$ .*

12. К 50 мл раствора ортофосфорной кислоты с массовой долей 11,76% прибавили 150 мл раствора гидроксида калия с массовой долей 5,6%. Определите состав остатка, полученного при выпаривании раствора. *Ответ: 6,35 г  $K_3PO_4$ ; 5,22 г  $K_2HPO_4$ .*

13. Смешали 125 мл 5%-ного раствора гидроксида лития (пл. р-ра 1,05 г/мл) и 100 мл 5%-ного раствора азотной кислоты (пл. р-ра 1,03 г/мл). Определите среду полученного раствора и массовую долю нитрата лития в нём.

*Ответ:  $m(\text{раствора}) = 234,25 \text{ г}$ ;  $w(LiNO_3) = 2,4\%$ .*

14. Оксид фосфора (V) массой 1,42 г растворили в 60 г 8,2%-ного раствора ортофосфорной кислоты и полученный раствор прокипятили. Какая соль и в каком количестве образуется, если к полученному раствору добавить 3,92 г гидроксида калия?

*Ответ: 0,07 моль соли  $KH_2PO_4$ .*

**15.** Аммиак, выделившийся при взаимодействии 107 г 20%-ного раствора хлорида аммония с 150 г 18%-ного раствора гидроксида натрия, полностью прореагировал с 60%-ным раствором ортофосфорной кислоты с образованием дигидрофосфата аммония. Определите массовую долю хлорида натрия в растворе и необходимую массу 60%-ного раствора фосфорной кислоты.

*Ответ:*  $w(\text{NaCl})=9,3\%$ ;  $m(p-pa) = 65,3 \text{ г}$ .

**16.** Аммиак объёмом 11,2 л (н.у.) окислили в присутствии катализатора, продукт окисления окислен далее. Полученное вещество растворяют в 73 мл воды в присутствии кислорода. Определить массовую долю вещества в полученном растворе.

*Ответ:* 31,5%  $\text{HNO}_3$ .

**17.** При прокаливании соли массой 12,8 г образуются вода массой 7,2 г и молекулярный азот объёмом 4,48 л (н.у.). Определите формулу соли, если её молярная масса 64 г/моль.

*Ответ:*  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ .

**18.** Необходимо получить 17 г аммиака. Какой объём водорода и азота (н.у.) потребуется для этого, если выход аммиака составляет 50% от теоретического? Какой объём соляной кислоты с массовой долей  $\text{HCl}$  20% (пл. 1,1 г/мл) потребуется для полной нейтрализации этого аммиака? *Ответ:* 22,4 л  $\text{N}_2$ , 67,2 л  $\text{H}_2$ ; 166 мл 20%  $\text{HCl}$ .

**19.** Вычислите, какая масса фосфорита с массовой долей примесей 12% необходима для получения фосфора массой 200 г. *Ответ:* 1136,4 г.

**20.** Массовые доли натрия, фосфора и кислорода в соединении равны соответственно 42,1, 18,9 и 39%. Определите простейшую формулу соединения. *Ответ:*  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .

**21.** Вычислите по термохимическому уравнению  $4\text{P}_{(к)} + 5\text{O}_{2(г)} = 2\text{P}_2\text{O}_{5(к)} + 3010 \text{ кДж}$  количество теплоты, выделяемой при сгорании 31 г фосфора. *Ответ:*  $Q = 752,5 \text{ кДж}$ .

**22.** По термохимическому уравнению  $2\text{KNO}_{3(тв.)} = 2\text{KNO}_{2(тв.)} + \text{O}_{2(г)} - 255 \text{ кДж}$  вычислите количество теплоты, которая поглотится при получении кислорода объёмом 6,72 л (н.у.). *Ответ:* 76,5 кДж.

**23.** По термохимическому уравнению  $2\text{NH}_{3(г)} = 3\text{H}_{2(г)} + \text{N}_{2(г)} + 92 \text{ кДж}$  вычислите количество теплоты, которая необходима для разложения аммиака количеством вещества 5 моль. Определите тепловой эффект реакции образования аммиака количеством вещества 1 моль из простых веществ. *Ответ:* 230 кДж; 46 кДж.

**24.** Определите массу нитрида магния, полностью подвергнутого разложению водой, если для солеобразования с продуктами

гидролиза нитрида магния потребовалось 300 мл 4%-ного раствора хлороводородной кислоты (плотность р-ра 1,02 г/мл). *Ответ: 4,2 г*

**25.** Какой объём 30%-ного раствора аммиака (плотность р-ра 0,892 г/мл) необходимо добавить к 200 мл 40%-ного раствора хлороводородной кислоты (плотность р-ра 1,198 г/мл), чтобы массовая доля кислоты уменьшилась в 4 раза?  
*Ответ:  $V_{\text{исх. р-ра}}(\text{NH}_3) = 108,3 \text{ мл}$ .*

**26.** К 1170 г 0,5%-ного раствора хлорида натрия прилили 1275 г 0,2%-ного раствора нитрата серебра. Какова массовая доля нитрата натрия в полученном растворе? *Ответ:  $\omega(\text{NaNO}_3)_{\text{в кон. р-ре}} = 0,052\%$*

**27.** Для окисления некоторого количества аммиака потребовался такой объём кислорода (н.у.), который образуется при разложении 245,6 г перманганата калия, содержащего 3,5% бескислородной примеси. Определите массу аммиака, вступившего в реакцию, и объём образовавшегося азотсодержащего продукта окисления. Условия нормальные. *Ответ:  $m(\text{NH}_3) = 17 \text{ г}$ ;  $V(\text{N}_2) = 11,2 \text{ л (н.у.)}$ .*

**28.** В 60 г 18%-ного раствора ортофосфорной кислоты растворили 2,84 г оксида фосфора (V) и полученный раствор прокипятили. Какая соль и в каком количестве образуется, если к полученному раствору добавить 30 г гидроксида натрия?  
*Ответ:  $n(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,15 \text{ моль}$ .*

**29.** Газы, полученные при прокаливании 61,3 г смеси нитратов натрия и меди (II) пропустили через 52,2 г воды, причём 5,6 л (н.у.) газа при этом не поглотилось. Определите массовую долю вещества в полученном растворе. *Ответ:  $\omega(\text{NaNO}_3) = 0,2 \text{ или } 20\%$ .*

**30.** При сжигании 0,24 г соединения азота с водородом было получено 0,27 г воды и 168 мл (н.у.) азота. Плотность пара азотсодержащего вещества по воздуху равна 1,1. Какова его молекулярная формула? *Ответ:  $\text{N}_2\text{H}_4$ .*

**31.** Определите объём аммиака, который выделится при нагревании до 50° С 285,43 г насыщенного при 10° С раствора. Растворимость аммиака при 50° С равна 22,9 г, а при 10° С – 67,7 г на 100 г воды. *Ответ: 100,8 л.*

**32.** Реакция полного окисления аммиака при нагревании идёт по схеме:  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ . После охлаждения продуктов реакции получается раствор азотной кислоты. Вычислите массовую долю азотной кислоты в этом растворе.  
*Ответ: 77,8%.*

**33.** В 2 л воды растворили 67,2 л (н.у.) оксида азота (IV). Вычислите массовые доли азотной и азотистой кислот в полученном растворе, если реакция идёт по уравнению:  $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$ . *Ответ: 4,42%  $\text{HNO}_3$  и 3,30%  $\text{HNO}_2$ .*

34. При взаимодействии 5 г магния с 30%-ным раствором азотной кислоты (плотность р-ра 1,2 г/мл) выделяется азот. Какой объём раствора азотной кислоты израсходуется при этом? Какой объём газа выделится? *Ответ: 88,2 мл; 0,93 л (н.у.).*
35. Смесь меди и алюминия массой 10 г обработали концентрированной азотной кислотой, при этом выделяется 4,48 л (н.у.) газа. Вычислить количественный (в граммах) состав исходной смеси. *Ответ: 6,35 г меди и 3,65 г алюминия.*
36. 600 мл (н.у.) газа, состоящего главным образом из хлороводорода с примесью азота, растворили в воде и к полученному раствору прибавили избыток раствора нитрата серебра. В результате реакции образовался осадок массой 2,87 г. Какова объёмная доля азота в исследуемом газе? *Ответ: 25,3%.*
37. К раствору гидроксида калия прибавили 14,7 г ортофосфорной кислоты, после чего в растворе оказались соли  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  и  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ . Общая масса этих солей составляет 22,3 г. Какая масса КОН содержалась в исходном растворе? *Ответ: 11,2 г КОН.*
38. Азот, а также угольный и сернистый ангидриды образуют смесь объёмом 8,96 л (н.у.). Плотность по водороду этой смеси газов равна 25. При пропускании смеси газов через раствор гидроксида калия объём смеси уменьшился в 4 раза. Найдите молярные количества газов в исследуемой смеси. *Ответ: 2,24 л  $\text{N}_2$ ; 2,24 л  $\text{CO}_2$  и 4,48 л  $\text{SO}_2$ .*
39. Найдите массовую долю фосфорной кислоты в растворе, полученном смешиванием 200 г 40%-ного раствора ортофосфорной кислоты с 300 г 20%-ного раствора этой же кислоты. *Ответ: 28%.*
40. При термическом разложении соли образовалось 14,4 г воды и 11,2 г азота. Молярная масса соли равна 64 г/моль. Определите формулу соли. *Ответ:  $\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_2$ ;  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ .*
41. При термическом разложении соли образовалось 3,4 г аммиака, 1,8 г воды и 4,4 г  $\text{CO}_2$ . Молярная масса соли равна 96 г/моль. Определите формулу соли. *Ответ:  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_2$ .*
42. В 10%-ном растворе ортофосфорной кислоты массой 80 г растворили при нагревании оксид фосфора (V). В результате этого массовая доля фосфорной кислоты увеличилась на 5%. Определите массу растворённого  $\text{P}_2\text{O}_5$ . *Ответ: 3,25 г  $\text{P}_2\text{O}_5$ .*
43. Газовая смесь состоит из азота и водородсодержащего газа. Массовые доли газов 56% и 44% соответственно. Плотность газовой смеси 0,973 г/л (н.у.). Установите формулу неизвестного газа. *Ответ:  $\text{NH}_3$ .*
44. Определить массу технического фосфора, необходимую для получения фосфорного ангидрида  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  массой 100 г, если

содержание примесей в исходном веществе 5%, а выход продукта 90%. *Ответ: 51,1 г технического фосфора.*

**45.** Аммиак объёмом 8,96 л (н.у.) пропустили через 250 г 10%-ного раствора фосфорной кислоты. Найдите состав и количества полученных в опыте солей. *Ответ: 0,110 моль  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ , 0,145 моль  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ .*

**46.** Раствор нитрата двухвалентного металла разделили на две равные части. Одну часть обработали сульфидом аммония, при этом получен осадок массой 4,78 г. Другую часть обработали сульфатом калия, при этом выпал осадок массой 6,06 г. Определите металл. *Ответ: металл – свинец.*

**47.** К раствору, содержащему 68 г ортофосфорной кислоты добавили раствор, содержащий 84 г гидроксида калия. Определить состав и количества веществ солей, полученных после выпаривания раствора. *Ответ: 0,582 моль  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  и 0,112 моль  $\text{K}_3\text{PO}_4$ .*

**48.** При прокаливании смеси нитрата калия и нитрата меди (II) выделилось 0,688 л (н.у.) газа. Твёрдый остаток обработали водой и его масса уменьшилась на 3,40 г. Найдите массы нитратов в смеси. *Ответ: 4,04 г  $\text{KNO}_3$ ; 0,81 и  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .*

**49.** Какую массу азотной кислоты можно получить из 0,3 т аммиака, если выход кислоты по отношению к теоретически возможному равен 90%? *Ответ: 1,0 т.*

**50.** 20 объёмов аммиака растворили в 1 объёме воды. Найдите массовую долю аммиака в полученном растворе. *Ответ: 1,5%*

## ИСПОЛЬЗОВАННАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Кузьменко Н.Е.