

10. Имеется 500 г раствора оксида серы(VI) в серной кислоте. Массовые доли H_2SO_4 и SO_3 составляют 92 % и 8 % соответственно. Сколько граммов воды нужно добавить для получения 100%-ной серной кислоты?



Лабораторный опыт 5. Исследование химических свойств разбавленного раствора серной кислоты

Реактивы: цинк; оксид меди(II); растворы серной кислоты, гидроксида натрия, карбоната натрия; индикаторы — фенолфталеин, лакмус.

1. В пробирку налейте 1 см^3 раствора серной кислоты и испытайте его индикатором — лакмусом.

2. В четыре пробирки поместите: цинк (2 гранулы), оксид меди(II) (на кончике шпателя), раствор гидроксида натрия (1 см^3) с одной каплей фенолфталеина, раствор карбоната натрия (1 см^3).

3. В каждую из пробирок добавьте небольшое количество раствора серной кислоты. Отметьте признаки реакций.

Пробирку с оксидом меди(II) можно слегка подогреть или подождать появления признаков реакции через несколько минут.

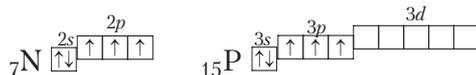
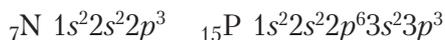
Сделайте вывод о свойствах разбавленной серной кислоты.

§ 36. Элементы VA-группы. Азот и фосфор

Азот и фосфор как химические элементы

5	N	7
2	азот	
$1s^2 2s^2 2p^3$		
14,00674		
8	P	15
2	фосфор	
$[Ne] 3s^2 3p^3$		
30,9738		

Элементы VA-группы азот 7N и фосфор ${}^{15}P$ образуют простые вещества, относящиеся к неметаллам. К этой же группе периодической системы относят мышьяк ${}^{33}As$, сурьму ${}^{51}Sb$ и висмут ${}^{83}Bi$. На внешнем электронном слое, общая конфигурация которого ns^2np^3 , их атомы имеют по 5 электронов, из которых три неспаренных на p -подуровне:



Низшая степень их окисления равна -3 , высшая $+5$, при этом фосфор чаще всего проявляет положительные степени окисления $+3$ и $+5$, а азот образует достаточно устойчивые соединения со степенями окисления $+1$, $+2$, $+3$, $+4$ и $+5$. Азот — третий по электроотрицательности элемент после кислорода и фтора, а фосфор незначительно уступает водороду (см. § 11, табл. 7, с. 60).

Распространённость азота и фосфора в природе

Среди элементов VA-группы на Земле наиболее распространён фосфор, его массовая доля — 0,1 %. Азота гораздо меньше, но он преобладает в атмосфере — объёмная доля 78 %, массовая — 75,5 %. Из немногочисленных минералов азота наиболее значимы *селитры*: NaNO_3 — натриевая селитра и KNO_3 — калийная селитра.

Фосфор на Земле встречается исключительно в виде соединений и входит в состав фосфоритов и апатитов (их основной компонент — фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), а также фторапатитов $\text{Ca}_5[\text{PO}_4]_3\text{F}$.

Соединения азота и фосфора важны для живых организмов: азот как составная часть аминокислот и белков, фосфор — нуклеиновых кислот, АТФ (аденозинтрифосфорной кислоты), ферментов, костной системы. Для человека суточная потребность в фосфоре достаточно высока — от 1 г до 3,8 г в зависимости от возраста и физиологического состояния организма. При нагрузках потребность возрастает в 1,5–2 раза. Наиболее богаты фосфором ядра семян тыквы, подсолнечника, а также какао, печень, рыба, твёрдые сыры и другие молочные продукты. Недостаток в азоте и фосфоре зачастую испытывают растения. Для возделываемых культур эта проблема решается внесением удобрений.

Азот как простое вещество

Азот как простое вещество состоит из двухатомных молекул N_2 , графическая формула молекулы азота $\text{N}\equiv\text{N}$. Атомы азота связаны между собой тремя ковалентными неполярными связями, причём одна из них — σ -связь и две π -связи (рис. 87).

Энергия связи в молекуле азота очень высока и составляет 945 кДж/моль (для сравнения: O_2 — 494 кДж/моль, Cl_2 — 243 кДж/моль),

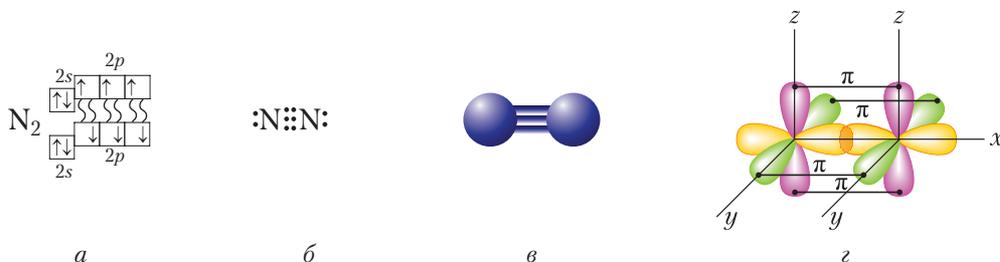


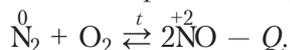
Рис. 87. Строение молекулы азота: а — электронно-графическая схема, б — электронная формула, в — шаростержневая модель, г — схема перекрывания электронных облаков

что свидетельствует о прочности связей, а значит, и большой химической инертности вещества. Действительно, в подавляющем большинстве реакции с участием азота протекают в «жестких условиях» (при очень высоких температурах и давлениях).

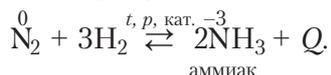
Физические свойства. Небольшое значение относительной молекулярной массы ($M_r(\text{N}_2) = 28$) и отсутствие полярности у молекул азота определяют низкие температуры кипения и плавления -196°C и -210°C . Азот — газ (н. у.) без цвета и запаха, почти не растворяется в воде.

Химические свойства. Азот в реакциях с кислородом и фтором проявляет свойства восстановителя, а с металлами и водородом — окислителя.

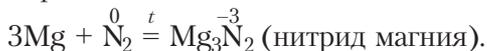
1. **Азот как восстановитель.** Реакция азота с кислородом протекает при температуре около 3000°C — в электрической дуге или разряде молнии. Реакция является *эндотермической*. При этом образуется оксид азота(II):



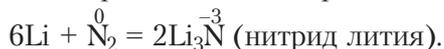
2. **Азот как окислитель.** Реакция азота с водородом протекает при высокой температуре и давлении даже в присутствии катализаторов:



Реагируя с *металлами* (при повышенной температуре), азот образует бинарные соединения нитриды:



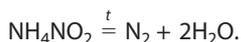
С литием азот вступает в реакцию без нагревания:



Нитриды легко разлагаются водой, образуя аммиак и гидроксиды металлов:



Азот получают в промышленных масштабах из сжиженного воздуха, в лаборатории в небольших количествах — разложением нитрита аммония:

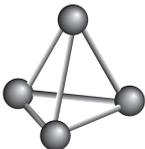
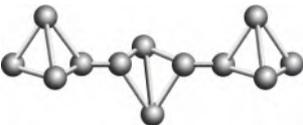


Применение. Основная область применения азота — производство аммиака. Его используют также для создания инертной среды при хранении пищевых продуктов, произведений искусства и рукописей, в пожаротушении, лазерной резке металлов. Расширяется спектр его применения в медицине и косметологии, например криоконсервация клеток, криотерапия (удаление папиллом и гемангиом).

Фосфор как простое вещество

Фосфор, являясь элементом VA-группы, как и азот, способен образовывать молекулу состава P_2 . Однако, в отличие от молекулы азота, двухатомная молекула фосфора неустойчива. Поэтому фосфор существует в виде нескольких аллотропных модификаций, в которых реализуются лишь одинарные связи P—P: фосфор белый, красный, чёрный и другие (табл. 29).

Таблица 29. Строение и физические свойства аллотропных модификаций фосфора

Аллотропные модификации фосфора	Строение	Температура плавления	Температура кипения
P_4 фосфор белый 	 Шаростержневая модель молекулы P_4	44 °С	281 °С
P фосфор красный 	 Фрагмент структуры красного фосфора	260 °С	– Возгоняется при температуре около 400 °С



Физические свойства. Белый фосфор P_4 представляет собой воскообразное вещество с чесночным запахом, ядовит. На воздухе в темноте светится зеленовато-жёлтым цветом в результате медленной химической реакции окисления (хемилюминесценция (рис. 88)).

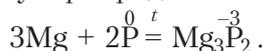
Красный фосфор — аморфное вещество полимерного строения, не имеет запаха, его токсичность невысокая.

Между аллотропными модификациями фосфора возможны взаимопревращения, протекающие при определённых температурах и давлениях.

Рис. 88. Фрагмент картины английского художника Джозефа Райта «Алхимик, открывающий фосфор»

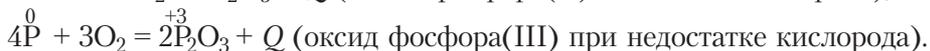


Химические свойства. Как окислитель фосфор при нагревании вступает в реакции с металлами, образуя фосфиды:



С водородом фосфор не реагирует.

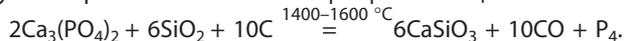
Как восстановитель фосфор реагирует с кислородом и другими сильными окислителями. В чистом кислороде и на воздухе фосфор ослепительно горит, образуя белый дым (частицы твёрдых оксидов фосфора):



Белый фосфор может самовоспламениться на воздухе, а красный загорается лишь при поджигании, что объясняется различной прочностью химических связей между атомами фосфора в аллотропных модификациях.



Фосфор получают прокаливанием смеси фосфата кальция с песком и углём:



Не реагируя с водородом непосредственно, фосфор тем не менее образует водородные соединения. Так, фосфин можно получить косвенно, например, из фосфидов, которые разрушаются как водой, так и кислотами: $\text{Mg}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{PH}_3\uparrow$.

Фосфин PH_3 — газ с чесночным запахом.

В природе водородные соединения фосфора встречаются там, где происходит интенсивное разложение белковых веществ.

Применение. Белый фосфор используют для производства фосфорных кислот и их производных, в металлургии как компонент некоторых жаропрочных сплавов. Красный фосфор применяют в производстве спичек, в органическом синтезе (лекарственные препараты, ядохимикаты). Образцы фосфора, содержащие нуклид ^{32}P («меченый атом») с периодом полураспада 14,22 суток, используют в исследовательских работах.

Низшая степень окисления азота и фосфора –3, высшая +5.

Инертность простого вещества азот обусловлена наличием тройной связи в молекуле N_2 .

Фосфор существует в виде нескольких аллотропных модификаций: белый, красный и другие.

Азот и фосфор проявляют как восстановительные, так и окислительные свойства. Фосфор не реагирует с водородом.

Вопросы, задания, задачи

1. Назовите: а) формулу простого вещества азот; б) формулу белого фосфора; в) низшую степень окисления азота; г) высшую степень окисления фосфора; д) особенности запаха белого фосфора; е) аллотропную модификацию фосфора, используемого в производстве спичек; ж) природные соединения фосфора; з) химические формулы калиевой селитры, натриевой селитры; и) содержание азота в воздухе.

2. Запишите символы элементов VA-группы и общую формулу их электронной конфигурации.

3. Охарактеризуйте электронное строение атомов азота и фосфора.

4. Опишите физические свойства азота и аллотропных модификаций фосфора.

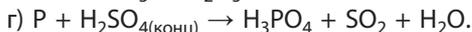
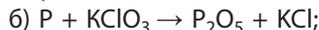
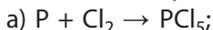
5. Заполните таблицу для реагентов кислород, водород, литий, магний (впишите в своей тетради соответствующие уравнения возможных реакций).

Реагент	N ₂	P

Сделайте выводы о сходстве и различии свойств азота и фосфора.

6. При взаимодействии кальция массой 0,9 г с азотом получено соединение массой 1,11 г. Установите химическую формулу соединения.

7. Фосфор окисляется хлором, азотной и серной кислотами. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в схемах этих реакций:



8. Рассчитайте массу белого фосфора, который можно получить при прокаливании с песком и углём фосфорита, содержащего фосфат кальция массой 6,2 т, если выход продукта составляет 92 %. Реакция протекает согласно уравнению на с. 201.

9. Как влияет повышение температуры и давления на смещение равновесия в реакциях: а) $N_{2(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2NO_{(r)} - Q$; б) $N_{2(r)} + 3H_{2(r)} \rightleftharpoons 2NH_{3(r)} + Q$?

10. В замкнутый сосуд поместили водород химическим количеством 6 моль и азот количеством 4 моль и нагрели до 450 °С в присутствии катализатора. Определите объёмную долю аммиака в конечной смеси, если доля вступившего в реакцию азота равна 15 %.



§ 37. Аммиак

Водородное соединение азота аммиак — вещество молекулярного строения. Его структурная формула $\begin{array}{c} H-N-H \\ | \\ H \end{array}$. В молекуле аммиака, как указа-

но в § 13, имеются три одинарные ковалентные полярные связи, образованные по обменному механизму. Электронная плотность смещена к атому азота, у которого имеется неподелённая пара s-электронов. Поэтому молекула