

10. Ёсць 500 г раствору аксиду серы(VI) у сернай кіслаце. Масавыя долі H_2SO_4 і SO_3 складаюць 92 % і 8 % адпаведна. Колькі грамаў вады трэба дадаць для атрымання 100%-най сернай кіслаты?



Лабараторны дослед 5. Даследаванне хімічных уласцівасцей разбаўленага раствору сернай кіслаты

Рэактывы: цынк; аксід медзі(II); растворы сернай кіслаты, гідраксиду натрыю, карбанату натрыю; індыкатары — фенолфталеін, лакмус.

1. У прабірку наліце 1 см^3 раствору сернай кіслаты і выпрабуйце яго індыкатарам — лакмусам.

2. У чатыры прабіркі змясціце: цынк (2 гранулы), аксід медзі(II) (на кончыку шпаталя), раствор гідраксиду натрыю (1 см^3) з адной кропляй фенолфталеіну, раствор карбанату натрыю (1 см^3).

3. У кожную з прабірак дадайце невялікую колькасць раствору сернай кіслаты. Адзначце прыкметы рэакцый.

Прабірку з аксідам медзі(II) можна злёгка падагрэць ці пачакаць з'яўлення прыкмет рэакцыі праз некалькі хвілін.

Зрабіце вывад пра ўласцівасці разбаўленай сернай кіслаты.

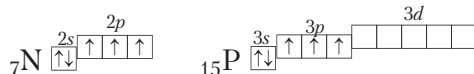
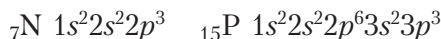
§ 36. Элементы VA-группы. Азот і фосфар

Азот і фосфар як хімічныя элементы

7	N	7
5	азот	
2		
$1s^2 2s^2 2p^3$		14,00674

15	P	15
5	фосфар	
8		
2		
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$		30,9738

Элементы VA-группы азот ${}^7\text{N}$ і фосфар ${}^{15}\text{P}$ утвараюць простыя рэчывы, якія адносяцца да неметалаў. Да гэтай самай групы перыядычнай сістэмы адносяць мыш'як ${}^{33}\text{As}$, сурму ${}^{51}\text{Sb}$ і вісмут ${}^{83}\text{Bi}$. На знешнім электронным слоі, агульная канфігурацыя якога $ns^2 np^3$, іх атамы маюць па 5 электронаў, з якіх тры няспараныя на p -падузроўні:



Найніжэйшая ступень іх акіслення роўная -3 , найвышэйшая $+5$, пры гэтым фосфар часцей за ўсё выяўляе дадатныя ступені акіслення $+3$ і $+5$, а азот утварае даволі ўстойлівыя злучэнні са ступенямі акіслення $+1$, $+2$, $+3$, $+4$ і $+5$. Азот — трэці паводле электраадмоўнасці элемент пасля кіслароду і фтору, а фосфар нязначна саступае вадароду (гл. § 11, табл. 7, с. 60).

Распаўсюджанасць азоту і фосфару ў прыродзе

Сярод элементаў VA-групы на Зямлі найбольш распаўсюджаны фосфар, яго масавая доля — 0,1 %. Азоту значна менш, але ён пераважае ў атмасферы — аб'ёмная доля 78 %, масавая — 75,5 %. З нешматлікіх мінералаў азоту найбольш значныя *салетры*: NaNO_3 — натрыевая салетра і KNO_3 — калійная салетра.

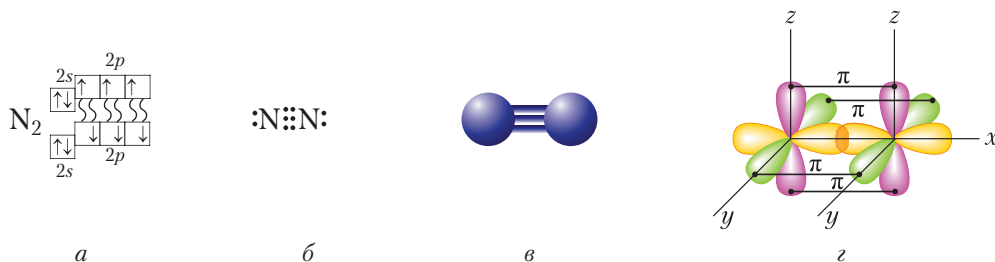
Фосфар на Зямлі сустракаецца выключна ў выглядзе злучэнняў і ўваходзіць у састаў фасфарытаў і апатытаў (іх асноўны кампанент — фасфат кальцыю $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), а таксама фторапатытаў $\text{Ca}_5[\text{PO}_4]_3\text{F}$.

Злучэнні азоту і фосфару важныя для жывых арганізмаў: азот як складовая частка амінакіслот і бялкоў, фосфар — нуклеінавых кіслот, АТФ (адэназітрыфосфарнай кіслаты), ферментаў, касцявой сістэмы. Для чалавека дзённая патрэба ў фосфары досыць высокая — ад 1 г да 3,8 г у залежнасці ад узросту і фізіялагічнага стану арганізма. Пры нагрузках патрэба ўзрастае ў 1,5–2 разы. Найбольш багатыя на фосфар ядры насення гарбуза, сланечніку, а таксама какава, пячонка, рыба, цвёрдыя сыры і іншыя малочныя прадукты. Недахоп азоту і фосфару часта адчуваюць расліны. Для культур, якія вырошчваюцца, гэтая праблема вырашаецца ўнясеннем угнаенняў.

Азот як простае рэчыва

Азот як простае рэчыва складаецца з двухатамных малекул N_2 , графічная формула малекулы азоту $\text{N}\equiv\text{N}$. Атамы азоту звязаныя паміж сабой трыма кавалентнымі непалярнымі сувязямі, прычым адна з іх — σ -связь і дзве π -связзі (мал. 87).

Энергія сувязі ў малекуле азоту вельмі высокая і складае 945 кДж/моль (для параўнання: O_2 — 494 кДж/моль, Cl_2 — 243 кДж/моль), што сведчыць



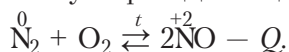
Мал. 87. Будова малекулы азоту: *a* — электронна-графічная схема, *б* — электронная формула, *в* — шарастрыжнёвая мадэль, *г* — схема перакрыцця электронных воблакаў

пра трываласць сувязей, а значыць, і вялікую хімічную інертнасць рэчыва. Сапраўды, у пераважнай большасці рэакцыі з удзелам азоту працякаюць у «жорсткіх умовах» (пры вельмі высокіх тэмпературах і цісках).

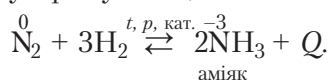
Фізічныя ўласцівасці. Невялікае значэнне адноснай малекулярнай масы ($M_r(N_2) = 28$) і адсутнасць палярнасці ў малекул азоту вызначаюць нізкія тэмпературы кіпення і плаўлення $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$ і $-210\text{ }^{\circ}\text{C}$. Азот — газ (н. у.) без колеру і паху, амаль не раствараецца ў вадзе.

Хімічныя ўласцівасці. Азот у рэакцыях з кіслародам і фторам праяўляе ўласцівасці адноўніку, а з металамі і вадародам — акісляльніку.

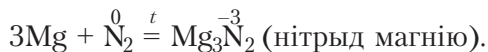
1. **Азот як адноўнік.** Рэакцыя азоту з *кіслародам* працякае пры тэмпературах каля $3000\text{ }^{\circ}\text{C}$ — у электрычнай дузе або разрадзе маланкі. Рэакцыя з'яўляецца *эндатэрмічнай*. Пры гэтым утвараецца аксід азоту(II):



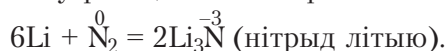
2. **Азот як акісляльнік.** Рэакцыя азоту з *вадародам* працякае пры высокай тэмпературы і ціску нават у прысутнасці каталізатараў:



Рэагуючы з *металамі* (пры павышанай тэмпературы), азот утварае бінарныя злучэнні нітрыды:



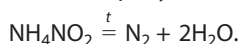
З літыем азот уступае ў рэакцыю без награвання:



Нітрыды лёгка раскладаюцца вадой, утвараючы аміяк і гідраксіды металаў:



Азот атрымліваюць у прамысловых маштабах са звадкаванага паветра, у лабараторыі ў невялікіх колькасцях — раскладаннем нітрыту амонію:

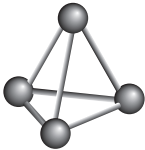


Выкарыстанне. Асноўная сфера прымянення азоту — вытворчасць аміяку. Яго выкарыстоўваюць таксама для стварэння інертнага асяроддзя пры захоўванні харчовых прадуктаў, твораў мастацтва і рукапісаў, у пажаратушэнні, лазерным рэзанні металаў. Пашыраецца спектр яго выкарыстання ў медыцыне і касметалогіі, напрыклад крыякансервацыя клетак, крыятэрапія (выдаленне папілом і гемангіём).

Фосфар як прастае рэчыва

Фосфар, з'яўляючыся элементам VA-групы, як і азот, здольны ўтвараць малекулу саставу P_2 . Аднак, у адрозненне ад малекулы азоту, двухатамная малекула фосфару няўстойлівая. Таму фосфар існуе ў выглядзе некалькіх алатропных мадыфікацый, у якіх рэалізуюцца толькі адзінарныя сувязі $P-P$: фосфар белы, чырвоны, чорны і іншыя (табл. 29).

Табліца 29. Будова і фізічныя ўласцівасці алатропных мадыфікацый фосфару

Алатропныя мадыфікацыі фосфару	Будова	Тэмпература плаўлення	Тэмпература кіпення
P_4 фосфар белы 	 Шарастрыжнёвая мадэль малекулы P_4	44 °C	281 °C
P фосфар чырвоны 	 Фрагмент структуры чырвонага фосфару	260 °C	— Узганяецца пры тэмпературы каля 400 °C

Фізічныя ўласцівасці. Белы фосфар P_4 уяўляе сабой воскападобнае рэчыва з часночным пахам, атрутны. На паветры ў цемры свеціцца зяленавата-жоўтым колерам у выніку павольнай хімічнай рэакцыі акіслення (хемілюмінесцэнцыя (мал. 88)).

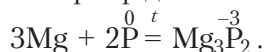
Чырвоны фосфар — аморфнае рэчыва палімернай будовы, не мае паху, яго таксічнасць невысокая.

Паміж алатропнымі мадыфікацыямі фосфару магчымыя ўзаемаператварэнні, якія праходзяць пры пэўных тэмпературах і цісках.

Мал. 88. Фрагмент карціны «Алхімік, які адкрывае фосфар» англійскага мастака Джозэфа Райта

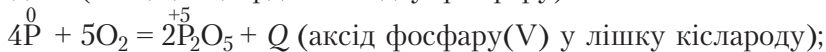


Хімічныя ўласцівасці. Як акісляльнік фосфар пры награванні ўступае ў рэакцыі з металамі, утвараючы фасфіды:



З вадародам фосфар не рэагуе.

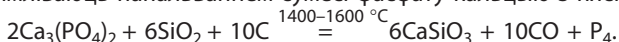
Як адноўнік фосфар рэагуе з кіслародам і іншымі моцнымі акісляльнікамі. У чыстым кіслародзе і на паветры фосфар асляпляльна гарыць, утвараючы белы дым (часціцы цвёрдых аксідаў фосфару):



Белы фосфар можа самазагарацца на паветры, а чырвоны загараецца толькі пры падпальванні, што тлумачыцца рознай трываласцю хімічных сувязей паміж атамамі фосфару ў алатропных мадыфікацыях.



Фосфар атрымліваюць напальваннем сумесі фасфату кальцыю з пяском і вугалем:



Не рэагуючы з вадародам непасрэдна, фосфар, тым не менш, утварае вадародныя злучэнні. Так, фасфін можна атрымаць ускосна, напрыклад, з фасфідаў, якія разбураюцца як вадой, так і кіслотамі: $\text{Mg}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{PH}_3\uparrow$.

Фасфін PH_3 — газ з часночным пахам.

У прыродзе вадародныя злучэнні фосфару сустракаюцца там, дзе адбываецца інтэнсіўнае раскладанне бялковых рэчываў.

Прымяненне. Белы фосфар выкарыстоўваюць для вытворчасці фосфарных кіслот і іх вытворных, у металургіі як кампанент некаторых гарачатрывалых сплаваў. Чырвоны фосфар выкарыстоўваюць у вытворчасці запалак, у арганічным сінтэзе (лекавыя прэпараты, ядахімікаты). Узоры фосфару, якія ўтрымліваюць нуклід ^{32}P («значаны атам») з перыядам паўраспаду 14,22 дзён, выкарыстоўваюць у даследчых працах.

Найніжэйшая ступень акіслення азоту і фосфару -3 , найвышэйшая $+5$. Інертнасць простага рэчыва азот абумоўлена наяўнасцю трайной сувязі ў малекуле N_2 .

Фосфар існуе ў выглядзе некалькіх алатропных мадыфікацый: белы, чырвоны і іншыя.

Азот і фосфар выяўляюць як аднаўленчыя, так і акісляльныя ўласцівасці. Фосфар не рэагуе з вадародам.

Пытанні, заданні, задачы

1. Назавіце: а) формулу простага рэчыва азот; б) формулу белага фосфару; в) найніжэйшую ступень акіслення азоту; г) найвышэйшую ступень акіслення фосфару; в) асаблівасці паху белага фосфару; е) алатропныя мадыфікацыі фосфару, які выкарыстоўваецца ў вытворчасці запалак; ё) прыродныя злучэнні фосфару; ж) хімічныя формулы каліевай салетры, натрыевай салетры; з) утрыманне азоту ў паветры.

2. Запішыце сімвалы элементаў VA-групы і агульную формулу іх электроннай канфігурацыі.

3. Ахарактарызуйце электронную будову атама азоту і фосфару.

4. Апішыце фізічныя ўласцівасці азоту і алатропных мадыфікацый фосфару.

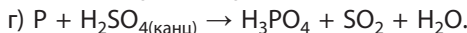
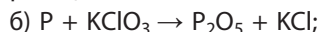
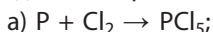
5. Запоўніце табліцу для рэагентаў кісларод, вадарод, літый, магній (запішыце ў сваім шшытку адпаведныя ўраўненні магчымых рэакцый).

Рэагент	N ₂	P

Зрабіце высновы пра падабенства і адрозненне ўласцівасцей азоту і фосфару.

6. Пры ўзаемадзеянні кальцыю масай 0,9 г з азотам атрымана злучэнне масай 1,11 г. Вызначце хімічную формулу злучэння.

7. Фосфар акісляецца хлорам, азотнай і сернай кіслотамі. Расстаўце каэфіцыенты метадам электроннага балансу ў схемах гэтых рэакцый:



8. Разлічыце масу белага фосфару, які можна атрымаць пры напальванні з пяском і вугалем фасфарыту, які ўтрымлівае фасфат кальцыю масай 6,2 т, калі выхад прадукту складае 92 %. Рэакцыя працякае паводле ўраўнення на с. 201.

9. Як паўплывае павышэнне тэмпературы і ціску на зрушванне раўнавагі ў рэакцыях: а) $N_{2(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2NO_{(r)} - Q$; б) $N_{2(r)} + 3H_{2(r)} \rightleftharpoons 2NH_{3(r)} + Q$?

10. У закрытую пасудзіну змясцілі вадарод хімічнай колькасцю 6 моль і азот колькасцю 4 моль і нагрэлі да 450 °С у прысутнасці каталізатару. Вызначце аб'ёмную долю аміяку ў канчатковай сумесі, калі доля азоту, які ўступіў у рэакцыю, роўная 15 %.



§ 37. Аміяк

Вадароднае злучэнне азоту аміяк — рэчыва малекулярнай будовы. Яго структурная формула $\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$. У малекуле аміяку, як паказана ў § 13, тры

адзінарныя кавалентныя палярныя сувязі, утвораныя па абменным механізме. Электронная шчыльнасць зрушана да атама азоту, у якога ёсць непадзеленая