

ГОЛОВНА ПІДГРУПА П'ЯТОЇ ГРУПИ

Будова атома. Елементи головної підгрупи п'ятої групи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня s^2p^3 , яка відрізняється від будови зовнішнього рівня наступних інертних елементів у періодах на три електрони. Тому вони (за винятком Сурми та Бісмуту) виявляють неметалічні властивості. Це – p^3 -елементи, що мають по три неспарених електрони на зовнішньому p -підрівні. У всіх елементів, крім Нітрогену, на зовнішньому рівні є вільні d -орбіталі, на які під час збудження атома можуть переходити розпаровані електрони зовнішнього s -підрівня. Тому їх найнижчий ступінь окиснення становить -3 , найвищий $+5$. Максимальна валентність Нітрогену – чотири.

Властивості. Гідриди цих елементів, на відміну від гідридів елементів VI-VII груп, не виявляють яскраво виражених кислотних властивостей. Однак амоніак (*аміак*), маючи на атомі Нітрогену неподілену пару електронів зовнішньої s -орбіталі, легко приєднує іон гідрогену, утворюючи за донорно-акцепторним механізмом амоній-іон NH_4^+ , тобто виявляє основні властивості. Інші гідриди, крім фосфіну PH_3 , позбавлені цих властивостей внаслідок збільшення радіуса центрального атома.

Властивості оксидів та гідратів вищих оксидів мають кислотний характер, який зменшується із зростанням порядкового номера елемента.

У групі зверху вниз неметалічні властивості послаблюються, а металічні – посилюються (Сурма та Бісмут – метали) згідно зі зниженням значень електронегативностей.

Елементи головної підгрупи п'ятої групи — хімічні аналоги. Електронні конфігурації їх зовнішніх рівнів і властивості повторюються (як у шостій та сьомій групах) через період: $\Delta Z (\text{P} \rightarrow \text{N}) = 8$; $\Delta Z (\text{As} \rightarrow \text{P}) = 18$; $\Delta Z (\text{Sb} \rightarrow \text{As}) = 18$; $\Delta Z (\text{Bi} \rightarrow \text{Sb}) = 32$, де ΔZ – різниця значень порядкових номерів або зарядів ядер відповідних пар елементів.

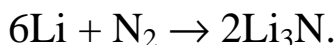
НІТРОГЕН

Будова молекули. Молекулярна формула простої речовини азоту – N_2 , структурна $\text{N}\equiv\text{N}$. Лінійні молекули N_2 складаються з двох атомів, з'єднаних ковалентним неполярним потрійним зв'язком. Ступінь окиснення Нітрогену в цій речовині дорівнює 0, валентність 3.

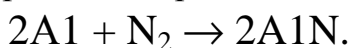
Поширення у природі. Молекулярний азот N_2 – головна складова частина повітря. Об'ємна частка азоту в повітрі становить 78%. У зв'язаному вигляді Нітроген міститься в чільській селітрі NaNO_3 і природних органічних речовинах (нітросполуках, амінах, амінокислотах, білках та ін.).

Фізичні властивості. Чистий азот – безбарвний газ, без запаху, погано розчинний у воді. Він трохи легший за повітря. Під час сильного охолодження під високим тиском азот перетворюється на рідину. Температура кипіння азоту $-195,8^\circ\text{C}$.

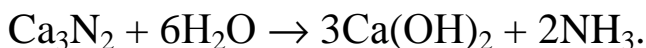
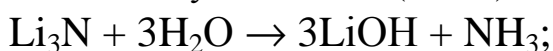
Хімічні властивості. Окисні властивості. Потрійний зв'язок між атомами Нітрогену, який складається з одного σ -зв'язку і двох π -зв'язків, дуже міцний. Для його розриву необхідно витратити енергію $N_2 + 945 \text{ кДж} = 2N$. Тому за звичайних умов азот малоактивний. За кімнатної температури він взаємодіє тільки з літієм, утворюючи літій нітрид:



З іншими металами азот сполучається за високої температури, також з утворенням нітридів:



Під час горіння металів на повітрі одночасно з оксидами металів утворюються нітриди. Нітриди металів, особливо лужних та лужноземельних – іонні сполуки, що належать до класу солей. Вони зазнають гідролізу, утворюючи гідроксид металу та амоніак (*аміак*):



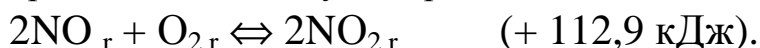
За високих температури та тиску, а також наявності каталізатора азот взаємодіє з воднем, утворюючи амоніак (*аміак*):



Відновні властивості. Безпосередньо з киснем азот сполучається лише за дуже високої температури. Якщо через повітря пропускати електричний розряд, між кінцями дроту з'являється жовте полум'я та виділяється NO_2 – газ бурого кольору з різким запахом. Ця реакція відбувається в дві стадії. Спочатку утворюється безбарвний газ – нітроген(II) оксид NO :

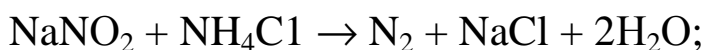
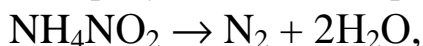


Потім нітроген (II) оксид за кімнатної температури легко сполучається з киснем з утворенням іншого газу – нітроген (IV) оксид NO_2 :

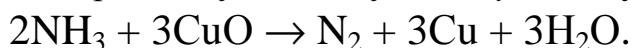


Одержання. В лабораторії азот одержують:

1) під час нагрівання амоній нітриту або суміші концентрованих розчинів натрій нітриту та амоній хлориду:



2) під час розкладу амоніаку (*аміаку*) над купрум(II) оксидом:



У промисловості азот добувають фракційною перегонкою повітря. Повітря переводять в рідкий стан, а потім випарюють азот.

Використання. Азотом наповнюють електричні лампи. В хімічній промисловості його у великих кількостях використовують для добування амоніаку (*аміаку*). Пари рідкого азоту викликають сильне охолодження, що застосовують у холодильних установках.

АМОНІАК (АМІАК)

Будова молекули. Молекулярна формула аміаку – NH_3 ,

структурна $\text{H}-\text{N}-\text{H}$.

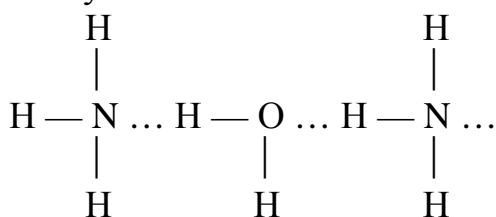


Молекула має форму піраміди з атомом Нітрогену у вершині та кутом 107° між ковалентними полярними σ -зв'язками N–H, внаслідок чого вона полярна. Ступінь окиснення Нітрогену становить -3 , валентність 3 .

Поширення у природі. У природі амоніак (*аміак*) утворюється під час гниття органічних решток.

Фізичні властивості. Амоніак (*аміак*) – безбарвний газ з різким запахом, майже вдвічі легший за повітря. За температури $-33,4^\circ\text{C}$ та звичайного тиску він перетворюється на прозору рідину. Амоніак (*аміак*) легко розчиняється у воді: в одному об'ємі води за кімнатної температури розчиняється близько 700 його об'ємів. Розчин амоніаку (*аміаку*) у воді називають аміачною водою, або *нашатирним спиртом*. У насиченому водному розчині масова частка амоніаку (*аміаку*) становить 25% .

Хімічні властивості. Основні властивості. Хороша розчинність амоніаку (*аміаку*) у воді пояснюється утворенням водневих зв'язків між молекулами цих сполук:



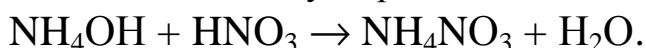
Під час розчинення амоніаку (*аміаку*) у воді встановлюється рівновага:



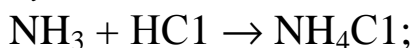
Константа дисоціації NH_4OH дорівнює $1,76 \times 10^{-5}$ (за температури 25°C). Тому водний розчин амоніаку (*аміаку*) проводить електричний струм, має слабколужну реакцію, забарвлює фенолфталеїн у малиновий колір.

Амоній-іон NH_4^+ – це комплексний іон. Він утворюється в результаті приєднання молекулою амоніаку (*аміаку*) протона (гідроген іона), що відщеплюється від молекули води. В NH_4^+ -іоні Нітроген має ступінь окиснення -3 , а валентність 4 . Усі чотири ковалентні зв'язки в ньому — рівноцінні. Амоній-іон має форму тетраедра.

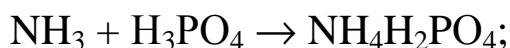
Водний розчин амоніаку (*аміаку*) виявляє властивості, характерні для основ: взаємодіє з кислотами, утворюючи солі амонію та воду:



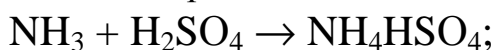
Солі амонію утворюються також внаслідок безпосередньої взаємодії амоніаку (*аміаку*) з кислотами:



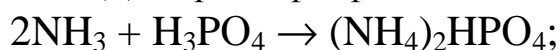
Хлорид амонію



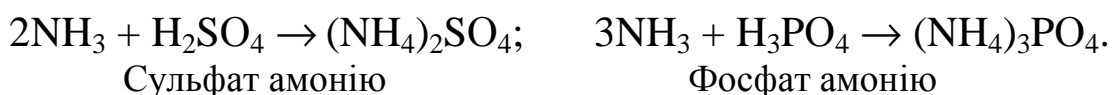
Дигідрогенфосфат амонію



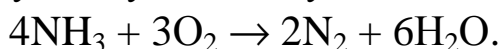
Гідрогенсульфат амонію



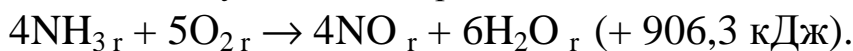
Гідрогенфосфат амонію



Відновні властивості. Як відновник аміак, окиснюється киснем. Він горить у ньому зеленуватим полум'ям:

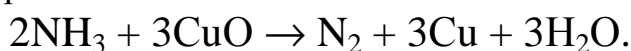


Каталізатори змінюють механізм цієї реакції. За наявності таких каталізаторів, як платина, оксиди феруму або хрому, аміак взаємодіє з киснем з утворенням нітроген(II) оксиду і водяної пари:

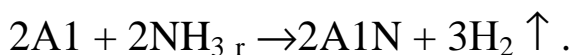


Ця реакція називається каталітичним окисненням аміаку і використовується у виробництві нітратної кислоти.

Під час пропускання амоніаку (*аміаку*) над нагрітим купрум(II) оксидом утворюється азот:



Кислотні властивості. За високої температури амоніак (*аміак*) може взаємодіяти з металами. У результаті реакції утворюються нітрид металу та водень:

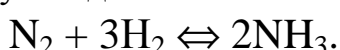


Так добувають нітриди багатьох металів.

Одержання. У лабораторії амоніак (*аміак*) одержують дією лугів на солі амонію, наприклад, під час нагрівання суміші амоній хлориду та гашеного вапна:



Промисловий синтез амоніаку (*аміаку*) полягає у безпосередньому сполученні азоту з воднем:



Цей процес відбувається за наявності каталізатора (залізо з домішками оксидів калію та алюмінію) та за високих тиску (20265–101325 кПа) і температури (500–600°C).

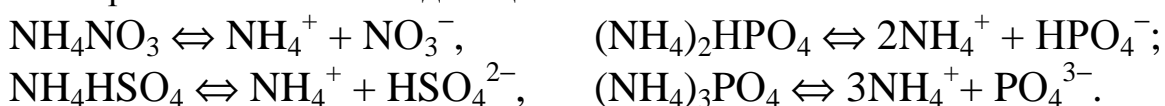
Використання. Амоніак (*аміак*) є сировиною для добування солей амонію, нітратної кислоти, азотних добрив, барвників та лікарських речовин. Рідкий аміак використовують у холодильних машинах для створення штучного холоду. Водні розчини аміаку широко застосовуються в медицині та побуті.

СОЛІ АМОНІЮ

Будова речовини. Солі амонію за своїми властивостями дуже подібні до солей лужних металів. Це – кристалічні речовини з іонним типом зв'язку.

Фізичні властивості. Солі амонію легко розчинні у воді.

Хімічні властивості. Ці сполуки є сильними електролітами, які у водних розчинах практично повністю дисоціюють на іони:

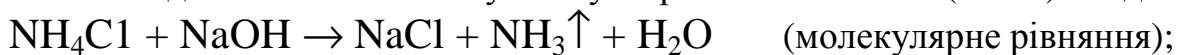


Солі амонію вступають у реакції обміну з іншими солями:



Іони NH_4^+ у реакціях обміну між солями не руйнуються.

Під час взаємодії солей амонію з лугами утворюються амоніак (*аміак*) і вода:

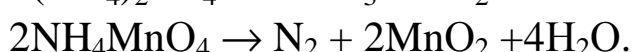
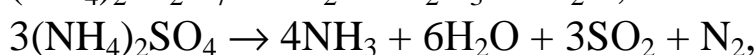
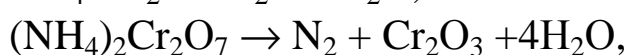
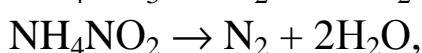


Це – якісна реакція на солі амонію. Якщо під час нагрівання солі з лугом утворюється амоніак (*аміак*), який визначають за запахом або за зміною забарвлення змоченого водою червоного лакмусового папірця, значить, це – сіль амонію.

Солі амонію, утворені кислотами–неокисниками, розкладаються з виділенням аміаку:



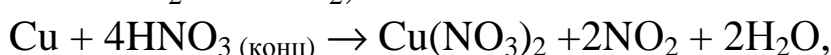
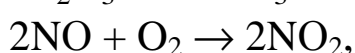
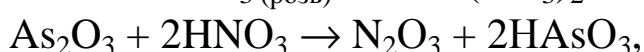
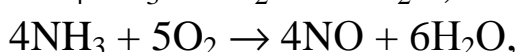
Солі амонію з аніонами–окисниками розкладаються з утворенням сполук нітрогену, в яких він має різний ступінь окислення:

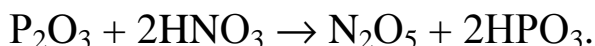
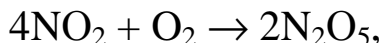
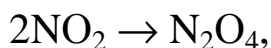


ОКСИДИ НІТРОГЕНУ

Будова речовини. Оксиди нітрогену – речовини з ковалентним полярним зв'язком. Нітроген(I) оксид N_2O – безбарвний газ, нітроген(II) оксид NO – безбарвний газ, нітроген(III) оксид N_2O_3 – тверда речовина (рідина синього кольору, нітроген(IV) оксид NO_2 – газ бурого кольору, тетроксид динітроген (N_2O_4) – тверда речовина без кольору, нітроген(V) оксид N_2O_5 – тверда речовина без кольору.

Одержання.



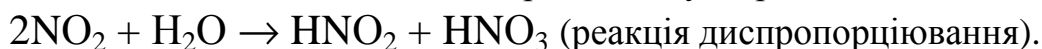


Хімічні властивості. Оксиди N_2O та NO є несолетворними, решта – кислотними.

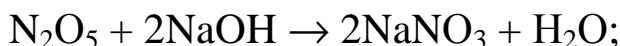
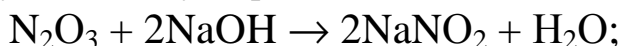
Взаємодія з водою (гідратація). Усі вони за винятком N_2O та NO взаємодіють з водою з утворенням відповідних кислот:



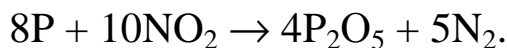
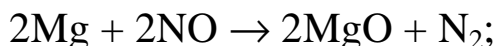
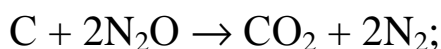
Нітроген(IV) оксид – змішаний ангідрид, який утворює дві кислоти:



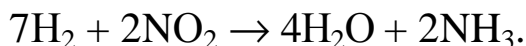
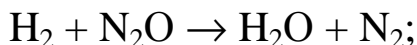
Взаємодія з лугами. Ці реакції схожі на реакції взаємодії з водою – вони відбуваються з утворенням солей відповідних кислот:



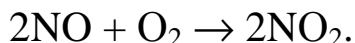
Окисні властивості. Речовини, що мають велику спорідненість до кисню (вуглець, фосфор, деякі метали), енергійно згоряють в атмосфері N_2O , NO , NO_2 , тобто ці оксиди виявляють окисні властивості:



Взаємодія водню з нітроген(I) оксидом відбувається під час підпалювання, з нітроген(IV) оксидом — за наявності каталізатора (платини, нікелю):



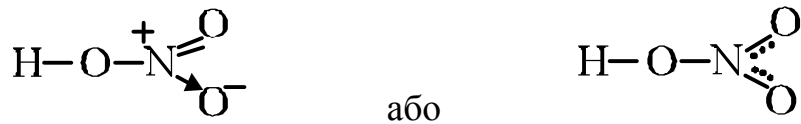
Відновні властивості нітроген(II) оксиду. Цей оксид дуже легко окислюється до нітроген(IV) оксиду киснем повітря:



Використання. Нітроген(I) оксид використовується як анестезуючий засіб, нітроген(IV) оксид – як окисник у рідкому ракетному паливі та каталізатор окиснення органічних сполук, а також для очищення нафтопродуктів. Нітроген(II) та (IV) оксиди є проміжними продуктами виробництва нітратної кислоти.

НІТРАТНА КИСЛОТА

Будова молекули. Молекулярна формула нітратної кислоти HNO_3 . У вигляді молекул вона існує в безводному стані та в парах, у водному розчині – практично повністю дисоційована $\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$. Будову її молекули можна зобразити структурною формулою:



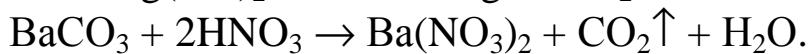
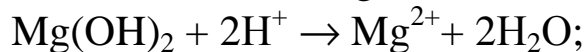
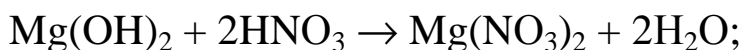
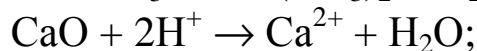
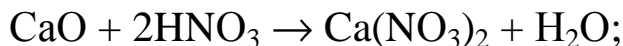
Валентність азоту в нітратній кислоті дорівнює 4, ступінь окиснення +5.

Фізичні властивості. Чиста нітратна кислота – безбарвна рідина з характерним запахом і температурою кипіння 86°C. Вона димить на повітрі, тому що її пара утворює з вологою повітря крапельки туману. З водою нітратна кислота змішується в будь-яких співвідношеннях. Практичне використання має водний розчин нітратної кислоти, густина якого становить 1,440 г/см³, масова частка HNO₃ 63-65 %. Водний розчин нітратної кислоти з масовою часткою HNO₃ 96-98% називають концентрованою нітратною кислотою. У технічній нітратній кислоті розчинена деяка кількість NO₂, що забарвлює її в жовтий колір.

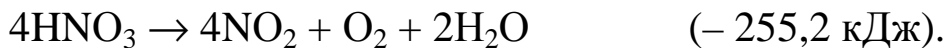
Хімічні властивості. Кислотні властивості. Нітратна кислота належить до сильних одноосновних кислот. У водному розчині вона майже повністю дисоціює на гідроген– та нітрат–іони:



Нітратна кислота взаємодіє з основними оксидами, основами та солями:

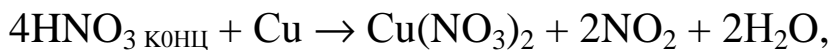


Під дією світла та під час нагрівання вона розкладається:



Окисні властивості. Взаємодія з металами. Нітратна кислота – сильний окисник. Внаслідок взаємодії кислоти з металами водень не виділяється. Він окиснюється з утворенням води. Лише магній може витіснити водень із нітратної кислот, та й то на початку реакції. Взаємодія з металами супроводжується, відновленням нітрогену і утворенням NO₂, NO, N₂O, N₂ або NH₃, який з HNO₃ утворює сіль NH₄NO₃.

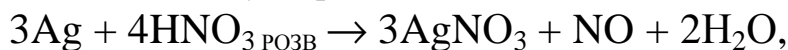
Концентрована нітратна кислота не діє на Fe, Cr, Al, Pt, Au, Ir, Ta. У процесі її взаємодії з іншими важкими металами в результаті реакції виділяється NO₂:



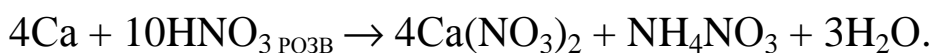
Внаслідок взаємодії концентрованої нітратної кислоти з лужними та лужноземельними металами утворюється N₂O:



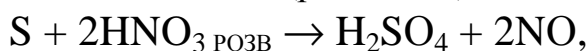
Розведена нітратна кислота не взаємодіє з Pt, Au. В результаті взаємодії з важкими металами утворюється NO:



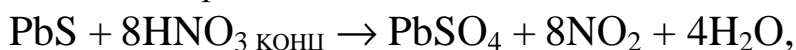
Внаслідок її взаємодії з лужними, лужноземельними металами, а також з оловом і залізом утворюється NH₃ (NH₄NO₃):



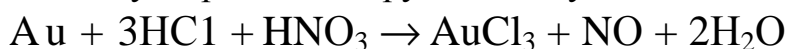
Взаємодія з неметалами. Нітратна кислота взаємодіє з багатьма неметалами. Так, сірку вона окиснює до сульфурної, фосфор – до фосфорної кислот, а сама відновлюється до NO (розведена) та NO₂ (концентрована).



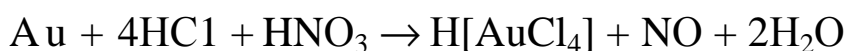
Взаємодія зі складними неорганічним речовинами. Нітратна кислота окиснює багато складних речовин,



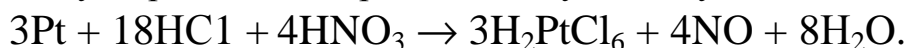
Суміш одного об'єму концентрованої нітратної кислоти та трьох об'ємів концентрованої хлороводневої кислоти називають «царською водкою». В ній розчиняються всі метали, зокрема золото та платина. Така дія «царської водки» обумовлена утворенням хлору, який є дуже активним під час виділення:



Аурум(III) хлорид з надлишком хлороводневої кислоти утворює комплексну тетрахлороауратну кислоту H[AuCl₄], тому останнє рівняння може мати такий вигляд:



Платина утворює гексахлороплатинатну кислоту:

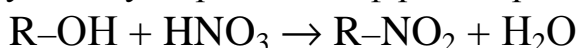


Взаємодія з органічними речовинами. Багато органічних речовин під дією концентрованої нітратної кислоти руйнуються та займаються. Гліюча скіпка розгоряється в нітратній кислоті, як і у кисні.

Реакції нітрування. Під дією нітратної кислоти на вуглеводні утворюються нітросполуки, наприклад нітрометан і нітробензол:



Реакція етерифікації. Внаслідок дії на речовини, що містять гідроксильну групу –OH, утворюються ефіри, наприклад нітрогліцерин, нітроцелюлоза:



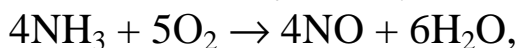
Ксантопротеїнова реакція – реакція на білки. На тканині від нітратної кислоти з'являються дірки, на шкірі – жовті плями. Коли своєчасно не змити концентровану нітратну кислоту зі шкіри, утворюються виразки.

Одержання. В лабораторії нітратну кислоту одержують дією на її солі концентрованої сірчаної кислоти:

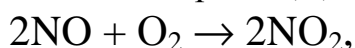


У промисловості нітратну кислоту добувають аміачним способом, який складається з трьох етапів:

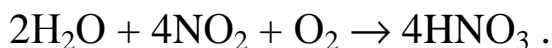
1) окиснення амоніаку (аміаку) на платиновому каталізаторі до NO:



2) окислення нітроген(II) оксиду киснем повітря до NO₂:



3) поглинання нітроген(IV) оксиду водою за наявності надлишку кисню:



Внаслідок цієї реакції утворюється кислота, в якій масова частка HNO_3 становить 40–60%. Концентровану нітратну кислоту (з масовою часткою HNO_3 96–98 %) добувають перегонкою суміші кислот – розведеної нітратної та концентрованої сірчаної.

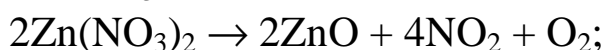
Використання. Нітратну кислоту використовують для виробництва барвників, лікарських і вибухових речовин, пластичних мас, азотних добрив. Замість рідкого кисню концентровану нітратну кислоту застосовують як окисник у реактивних двигунах.

СОЛІ НІТРАТНОЇ КИСЛОТИ

Будова речовини. Солі нітратної кислоти називають нітратами. Нітрати калію, натрію, кальцію та амонію – селітри. Нітрати мають кристалічну будову з іонним типом зв'язку.

Фізичні властивості. Усі солі нітратної кислоти розчиняються у воді.

Хімічні властивості. Під час нагрівання нітрати плавляться, а потім розкладаються з виділенням кисню. Однак внаслідок розкладу нітрату амонію кисень не утворюється. Склад продуктів розкладу залежить від природи катіона солі:



Солі нітратної кислоти використовують у сільському господарстві як добрива, в піротехніці для виготовлення чорного пороху та вибухових речовин.

АЗОТНІ ДОБРИВА

Нітроген є важливим елементом живої природи. Він міститься в білках, без яких неможливе життя. Але в природі цей елемент існує переважно у вигляді простої речовини N_2 (вільного азоту), що є складовою частиною повітря. Рослини не можуть засвоювати вільний азот з повітря. Вони використовують для живлення розчинні нітрогенвмісні сполуки. У ґрунті міститься мало таких сполук. Вони утворюються внаслідок гниття органічних решток. Певні види бактерій, що живуть у ґрунті та на коренях бобових рослин, засвоюють вільний азот з повітря і перетворюють його нітрогенвмісні сполуки. Під час грозових розрядів азот повітря окиснюється киснем і збагачує ґрунт розчинними сполуками нітрогену. Однак сільськогосподарські рослини потребують більше сполук нітрогену, ніж їх потрапляє в ґрунт у результаті зазначених природних процесів. Тому необхідно вносити в ґрунт азотні добрива – речовини, що містять нітроген.

Як добрива використовують такі сполуки: селітри – NaNO_3 – натрієву, KNO_3 – калієву, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ – кальцієву, NH_4NO_3 – амонійну; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – сульфат амонію, NH_4Cl – хлорид амонію, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ – сечовину, а також аміачну воду.

ФОСФОР

Будова речовини. Відомо декілька алотропних модифікацій простої речовини фосфору. До них належать білий, червоний та чорний фосфор. Це – тверді речовини з молекулярною (білий фосфор), атомною (червоний та чорний) або кристалічною ґраткою.

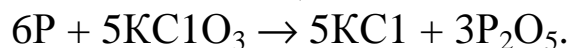
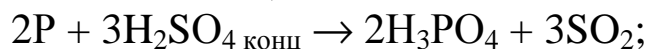
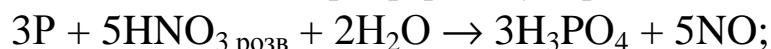
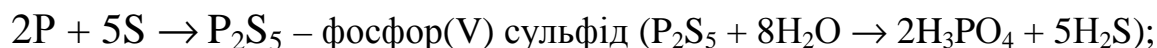
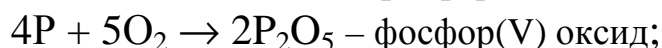
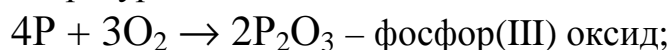
Фізичні властивості. Густина, температури плавлення та кипіння білого фосфору менші, ніж червоного та чорного. Зі зміною температури відбуваються взаємні перетворення алотропних модифікацій. Білий фосфор перетворюється на червоний після нагрівання до температури $400\text{ }^\circ\text{C}$ (протягом 4 год), чорний – внаслідок нагрівання до $220\text{--}370\text{ }^\circ\text{C}$ (протягом 8 год) або під тиском. У результаті охолодження парів з червоного фосфору утворюється білий.

Поширення у природі. У вільному стані фосфор у природі не трапляється. У мінералах і в ґрунті він міститься у вигляді солей фосфорної кислоти. Головні мінерали фосфору – апатит $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times \text{CaF}_2$, або $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ і фосфорит $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times \text{Ca}(\text{OH})_2$, або $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$.

Під час гниття органічних решток, що містять фосфор, утворюються його леткі водневі сполуки, які внаслідок зіткнення з повітрям загоряються. Це явище і є причиною появи «блукаючих вогників», які інколи можна спостерігати на болотах і цвинтарях.

Хімічні властивості. Фосфор хімічно активніший за азот. Це пояснюється тим, що прості зв'язки між атомами фосфору в кристалічних ґратках простої речовини слабші за потрійні між атомами в молекулах азоту.

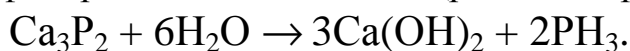
Відновні властивості. Фосфор окиснюється більш електронегативними елементами: Оксигеном, галогенами, Сульфуром, а також кислотами або солями–окисниками до ступенів окиснення +3 або +5. Реакції з білим фосфором відбуваються легше, ніж з червоним або чорним. Білий фосфор займається на повітрі без підпалювання (тому його зберігають під водою), червоний – за температури більше $24\text{ }^\circ\text{C}$:



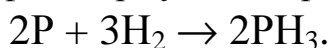
Окисні властивості. В реакціях з металами фосфор виявляє окисні властивості, відновлюючись до ступеня окислення -3 :



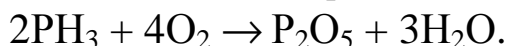
Фосфіди розкладаються водою (реакція гідролізу) з утворенням фосфіну PH_3 :



Фосфін одержують нагріванням фосфору в атмосфері водню до 300°C :



Фосфін – безбарвний газ, дуже токсичний, має сильні відновні властивості, легко окиснюється повітрям:



Основні властивості фосфіну слабші за властивості аміаку. Фосфін утворює солі тільки з найбільш сильними кислотами (HClO_4 , HI , HCl):

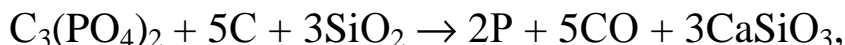


Солі фосфонію розкладаються водою з утворенням фосфіну.

На відміну від аміаку фосфін дуже мало розчиняється у воді. Водний розчин фосфіну не виявляє кислотних і основних властивостей.

Водневі сполуки фосфору є не такими міцними, як сполуки нітрогену. Це пояснюється тим, що атом фосфору, який має більший радіус, ніж нітроген, слабше притягує до себе спільні електронні пари.

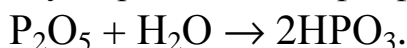
Одержання. Фосфор одержують з фосфату кальцію $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, який є складовою частиною мінералів апатиту та фосфориту. Суміш апатиту (або фосфориту) з піском і коксом прожарюють в електричній печі:



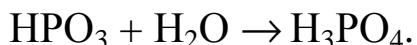
Використання. Білий фосфор використовують для одержання димоутворюючих і горючих речовин, червоний – для виготовлення сірників. Фосфор застосовують у металургії як компонент деяких металічних сплавів, а також для виготовлення напівпровідників, у виробництві фосфорорганічних речовин і добрив.

КИСНЕВІ СПОЛУКИ ФОСФОРУ

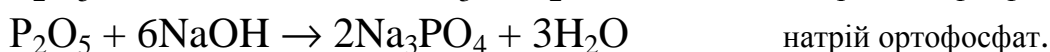
Фосфор(V) оксид. Молекулярна формула цього оксиду – P_4O_{10} , традиційна емпірична P_2O_5 . Він має вигляд білого порошку. Фосфор(V) оксид виявляє властивості кислотних оксидів. Він енергійно сполучається з водою та її парою і тому використовується для висушування речовин. З водою фосфор(V) оксид утворює фосфорні кислоти, тому його називають фосфорним ангідридом. На холоді утворюється метафосфорна кислота, яка є отруйною:



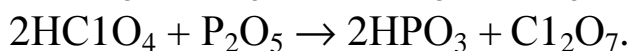
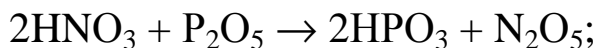
Під час нагрівання до метафосфорної кислоти приєднується вода і утворюється ортофосфорна кислота:



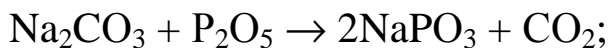
З лугами фосфор(V) оксид утворює мета– або ортофосфати:



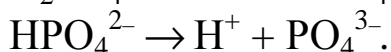
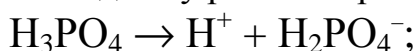
Фосфор(V) оксид забирає воду від кислот, утворюючи ангідриди, наприклад хлор(VII) оксид — хлорний ангідрид і нітроген(V) оксид — азотний ангідрид, які не можна одержати розкладом цих кислот:



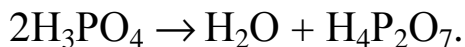
Фосфор(V) оксид витісняє леткі ангідриди з солей:



Ортофосфорна (фосфорна) кислота. Молекулярна формула – H_3PO_4 , ступінь окиснення фосфору в цій сполуці +5. Ортофосфорна кислота має вигляд безбарвних прозорих кристалів, температура плавлення яких становить 42°C . Вона добре розчиняється у воді, нелетка і належить до електролітів середньої сили. У водному розчині ортофосфорна кислота дисоціює ступінчасто:



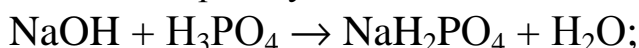
Ортофосфорна кислота виявляє звичайні кислотні властивості і не має окислювальних. Як усі кислоти, вона взаємодіє з основними оксидами, основами та металами, що в ряду стандартних електронних потенціалів розташовані перед воднем. За температури 260°C ортофосфорна кислота частково втрачає воду, перетворюючись на дифосфору ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$):



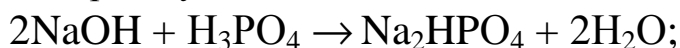
Оксигенвмісні сполуки фосфору міцніші, ніж нітрогену.

Солі ортофосфорної кислоти називаються фосфатами. Ортофосфорна кислота є триосновною і утворює три типи солей:

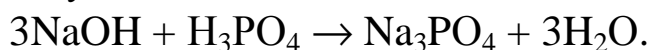
1) дигідрогенфосфати (однозаміщені солі) NaH_2PO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – заміщення одного атома гідрогену кислоти металом:



2) гідрогенфосфати (двозаміщені солі) Na_2HPO_4 , CaHPO_4 – заміщення двох атомів гідрогену кислоти металом:

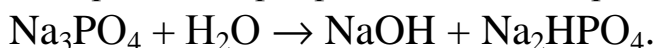


3) фосфати (тризаміщені солі) Na_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – заміщення трьох атомів гідрогену кислоти металом:



Усі фосфати лужних металів і амонію добре розчиняються у воді. Фосфати інших металів мають різну розчинність у воді: дигідрогенфосфати розчинні, гідрогенфосфати малорозчинні, фосфати нерозчинні.

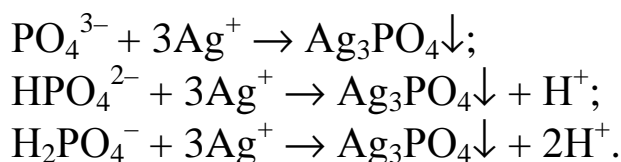
У водних розчинах фосфати зазнають гідролізу:



Нерозчинні фосфати під дією сильних кислот переходять у розчинні кислі солі:



Аргентум нітрат є реактивом на іони PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- :



Аргентум фосфат – осад яскраво-жовтого кольору, який розчиняється в сильних кислотах.

ФОСФОРНІ ДОБРИВА

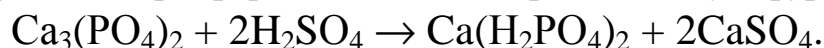
Фосфор є важливим елементом живої природи. Він міститься у тваринних і рослинних організмах у складі білків крові, кісткової, м'язової та нервової тканин, молока, насіння. Рослини поглинають фосфор із ґрунту у вигляді мінеральних солей. Рослинна їжа є джерелом фосфору для тварин. До організму людини фосфор надходить разом з рослинними і тваринними продуктами харчування. Масова частка фосфору в організмі людини становить 1,16%. Гинучи, живі організми потрапляють у ґрунт, де органічні сполуки фосфору перетворюються на неорганічні – фосфати. Так здійснюється кругообіг фосфору в природі.

Діяльність людини змінює цей природний процес. Разом з урожаєм з полів виноситься фосфор. Рослини погано розвиваються, якщо у ґрунті мало фосфатів. Щоб забезпечити добрий урожай сільськогосподарських культур, необхідно вносити у ґрунт фосфорні добрива та гній.

Застосовують такі фосфорні добрива: *фосфоритне борошно*, *простий суперфосфат*, *подвійний суперфосфат*, *преципітат* та ін. Основною речовиною для виробництва фосфорних добрив є мінерали фосфорит і апатит.

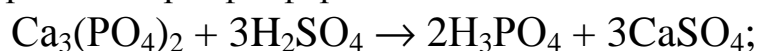
Фосфоритне борошно – це розмелений фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, який не розчиняється у воді, а отже, засвоюється не всіма рослинами і тільки на кислих ґрунтах.

Простий суперфосфат – це суміш розчинного кальцій дигідрогенфосфату $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ і нерозчинного кальцій сульфату CaSO_4 . Для його одержання подрібнений фосфорит або апатит обробляють сульфурною кислотою:



Подвійний суперфосфат – це кальцій дигідрогенфосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Процес його одержання відбувається у дві стадії:

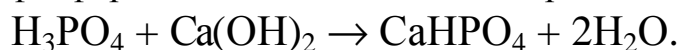
1) під дією розведеної сульфурною кислоти на фосфорит або апатит утворюється ортофосфорна кислота:



2) внаслідок дії ортофосфорної кислоти на апатит або фосфат утворюється кальцій дигідрогенфосфат:



Преципітат – це кальцій гідрогенфосфат CaHPO_4 . Його одержують дією ортофосфорної кислоти на кальцій гідроксид:



Складними добривами, що містять, крім фосфору, також нітроген, є **амофоси**: $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$.

Із кісток тварин готують фосфорне добриво – *кісткове борошно*.