**5 група головна підгрупа. Нітроген**

|  |
| --- |
| План1 Загальна характеристика елементів V А групи.2 Знаходження у природі.3 Фізичні властивості та алотропія.4 Способи добування простих речовин.5 Хімічні властивості простих сполук.6 Водневі сполуки елементів V А групи.7 Оксигенвмісні сполуки елементів V А групи.8 Застосування9 Біологічна роль та токсикологія. |

**1 Загальна характеристика елементів V А групи**

До елементів V А групи належать Нітроген 7N, Фосфор 15Р, Арсен 33Аs, Стибій 51Sb та Бісмут 83Ві. За аналогією з галогенами та халькогенами для них запропонована загальна назва "пніктогени" (в перекладі з грецької – задушливі, ті, що мають поганий запах, які особливо відноситься до водневих сполук цих елементів).

В основному стані атоми елементів V А групи  мають електронну конфігурацію зовнішнього шару ns2nр3, з трьома неспареними р-електронами. В ряду N – Р – Аs – Sb – Ві розміри атомів збільшуються, а енергії йонізації зменшуються, що призводить до підсилення металевих властивостей: у вільному вигляді Нітроген та Фосфор – типові неметали, Арсен та Стибій  – металоїди, Бісмут – метал. Зі зростанням радіуса збільшуються і координаційні числа (КЧ) атомів. Для Нітрогену характерні координаційні числа 1-4, для Фосфору зазвичай реалізується КЧ = 4, але в сполуках з галогенами КЧ може досягати 6, Арсен та Стибій проявляють КЧ 4, 6, а бісмут – 7, 8, 9.

Внаслідок невеликого радіуса та високої електронегативності Нітроген відрізняється від інших елементів своєї підгрупи. Відсутність у нього енергетично доступного вакантного d-підрівня призводить до того, що атом Нітрогену може утворювати не більше чотирьох ковалентних зв'язків, в тому числі один зв'язок за донорно-акцепторним механізмом.

У зв'язку із зростанням радіуса атома і зменшенням перекриття атомних р-орбіталей, міцність одинарних σ-зв'язків у ряду N–Р–Аs–Sb–Ві зменшується. Менша міцність зв'язку N–N порівняно зі зв'язком Р –Р зумовлена малим розміром атомів Нітрогену та виникаючим внаслідок цього сильним міжелектронним відштовхуванням. Міцність кратних зв’язків, навпаки, зменшується із зростанням розміру атомних орбіталей, та, як наслідок, послабленням їх перекриття за π-типом. Таким чином, найміцнішими виявляються кратні (потрійні) зв’язки для Нітрогену. Для Фосфору та Арсену енергетично вигіднішим є утворення одинарних зв'язків.

Елементи V А групи виявляють різні ступені окиснення. Для Нітрогену характерний весь спектр – від -3 до +5 (-3, -2, -1,+1, +2, +3, +4, +5). Для Фосфору негативні ступені окиснення є менш характерними, ніж для Нітрогену. В той же час стійкість сполук з вищим ступенем окиснення збільшується, що пов'язано зі зменшенням електронегативності атома Фосфору, зменшенням енергії йонізації та збільшенням міцності зв'язків. Арсен та Стибій у сполуках мають ступені окиснення -3, +3 та +5, а для Бісмуту найстійкішими є сполуки зі ступенем окиснення +3.

Елементи V А групи в ступені окиснення +3 зберігають неподілену електронну пару, яка зумовлює їх стехіометрію та донорні властивості.

Для оксигенвмісних сполук Фосфору та, в меншій мірі, для наступних елементів групи має місце рπ-dπ – перекриття, яке підвищує кратність зв'язку Е–О та збільшує його енергію. Тому сполуки Фосфору практично не виявляють окиснювальних властивостей, на відміну від аналогічних сполук Нітрогену.

**2 Знаходження у природі**

У вигляді простої сполуки – азоту N2 – в природі знаходиться лише Нітроген (його вміст у повітрі складає приблизно 78%). Вміст Нітрогену в земній корі складає 2,5·10-3 мас.%. З природних мінералів промислове значення має чілійська (NaNO3) та калійна (КNO3) селітри.

Фосфор зустрічається у вигляді фосфатів, його вміст у земній корі складає 0,1 мас.%. Найбільш розповсюдженими мінералами є апатити – гідроксоапатит Са5(РО4)3ОН, фторапатит Са5(РО4)·2F, а також фосфорит Са3(РО4)2.

**Фізичні властивості та алотропія**

За звичайних умов азот N2  – газ без кольору, запаху і смаку, малорозчинний у воді (2,3 мл/100г Н2О при 0°C). Міцний внутрішньомолекулярний зв'язок, невеликий розмір та неполярність молекули N2 є причинами слабкої міжмолекулярної взаємодії, тому азот має низькі температури плавлення та кипіння (-210°С та -196°С відповідно).

**Способи добування простих речовин**

У промисловості азот отримують фракціонуванням зрідженого повітря. Для цього повітря під високим тиском переводять в рідкий стан, а потім шляхом випаровування відокремлюють азот від менш леткого компоненту – кисню (для азоту Ткип. = -195,8°С, для кисню Ткип.= -183°С).

У лабораторії азот одержують термічним розкладанням амоній нітриту, літій азиду або нагріванням суміші розчинів натрій нітриту та амоній хлориду:

NH4NO2 → N2↑ + 2H2O;

2LіN3 → 3 N2↑ + 2Lі;

NаNO2 + NH4Сl → N2↑ + 2H2O + NаСl

(азот, що утворюється внаслідок цієї реакції може бути забруднений домішками нітратної кислоти та нітроген оксиду, для видалення яких газ пропускають крізь підкислений розчин К2Сr2О7).

**Хімічні властивості простих сполук**

*Взаємодія з простими речовинами:*

Молекулярний азот має дуже низьку реакційну здатність, що зумовлено наявністю в молекулі N2 потрійного зв'язку, а також неполярністю молекули. За кімнатної температури азот реагує лише з літієм, а при нагріванні з багатьма металами, наприклад, при 300°С:

3Mg + N2 → Mg3N2

                       магній нітрид

За температури електричної дуги (близько 3000°С) азот взаємодіє з киснем:

 N2 + O2 → 2NO.

Такий процес відбувається при грозових розрядах в атмосфері –температура блискавки 3000-3500 °С. Далі нітроген (ІІ) оксид легко окиснюється до нітроген (ІV) оксиду, а потім з парами води в атмосфері переходить у нітратну кислоту та амоній нітрат. Підраховано, що ці процеси є джерелом надходження 10-100 кг/га азотних сполук за рік.

За температури ≈ 450°С, тиску 30 МПа, та за присутності каталізатора (Fe або Al2O3), азот реагує з воднем з утворенням амоніаку:

N2 + 3H2 → 2NH3.

Зв'язок N–Н є дуже полярним, що пояснюється високою електронегативністю нітрогену, а також більшим внеском атомних орбіталей нітрогену в молекулярні орбіталі амоніаку, більшим сумарним дипольним моментом. Зменшення донорних властивостей незв'язуючої електронної пари призводить до того, що здатність до утворення йону ЕН4+ .



**Добування:**

Взаємодією простих речовин у промисловості отримують лише амоніак NH3 за реакцією:

N2 + 3H2 → 2NH3.

Промисловий синтез амоніаку впровадив німецький хімік Ф. Габер і в 1918 році отримав за це Нобелівську премію. Реакцію проводять за температури 400-500°С та за підвищеного тиску (від 10 до 300 атм. залежно від апаратури). Для прискорення реакції додають каталізатор – губчасте залізо з добавками калій, кальцій, магній, кремній оксидів.

В лабораторії амоніак отримують при нагріванні за реакцією:

2NH4Cl + Ca(OH)2 → CaCl2 + 2NH3 + 2H2O.

Амоніак, на відміну від гідридів інших пніктогенів, дуже добре розчиняється у воді (один об'єм води розчиняє 1200 об'ємів NH3), це пояснюється утворенням водневих зв'язків та гідратів NH3·nН2О різного складу. Амоніак легко випаровується, тому навіть розбавлені розчини мають характерний запах.



Водний розчин амоніаку проявляє властивості слабкої основи:

NH3 + Н2O $⇌$ NH4+ + OН–

Наявність вільної sp2-гібридної електронної пари зумовлює його донорні властивості – здатність взаємодіяти з кислотами з утворенням солей амонію, а також утворювати комплексні сполуки – амоніакати:

NH3 + HCl → NH4Cl

NіСl2 + 6 NH3  → [Nі(NH3)6]Cl2.

Солі амонію характеризуються низькою термічною стійкістю, розкладаються при нагріванні до різних продуктів в залежності від кислотного залишку.

Лужні метали при взаємодії з амоніаком утворюють аміди:

NH3 + Nа → NаNH2 + ½ H2

Інші метали взаємодіють з амоніаком з утворенням нітридів:

3Мg + 2 NH3 → 3МgN3+ 3 H2

Крім стехіометричних нітридів можливе утворення нестехіометричних сполук, наприклад, ТіN.

Фтор миттєво окиснює амоніак до NF3. В присутності інших галогенів відбувається заміщення атомів водню, продукти реакції якого залежать від кислотності, температури, стійкості утворюваних сполук.

**Відновні властивості:**

Атоми елементів у ЕН3 знаходяться у нижчому ступені окиснення, тому гідриди проявляють відновні властивості.

На повітрі амоніак не горить, але згорає в атмосфері кисню:

– без каталізатора: 4NH3 + 3O2 → 2N2 + 6H2O.

– з платиновим каталізатором: 4NH3 + 5O2 → 4NО + 6H2O.

За підвищених температур аміак здатний відновлювати деякі оксиди до металів:

       2NH3 + 3CuO → 3Cu + N2↑ + 3H2O.

Солі амонію є більш стійкими, ніж солі фосфонію. Вони можуть взаємодіяти з кислотами, лугами та іншими солями:

       NH4Cl + HNO3 → NH4NO3 + HCl;

       2NH4Cl + Ba(OH)2 → 2NH3 + 2H2O + BaCl2;

       (NH4)2SO4 + BaCl2 → BaSO4↓ + 2NH4Cl.

 Солі амонію, в яких аніон не є окисником, при нагріванні розкладаються зворотно:

NH4Cl ↔ NH3↑ + HCl↑

(NH4)2SO4 ↔ 2NH3↑ + Н2SO4

       Якщо аніон окисник, то солі розкладаються до кінця:

NH4NO3 → N2O↑ + 2H2O.

Крім аміаку, Нітроген утворює інші сполуки з воднем, наприклад, гідразин N2H4 (ступінь окиснення нітрогену -2). Гідразин – рідина з різким запахом, подібно до амоніаку здатна до йонізації, більш слабка основа, ніж амоніак, дуже сильний відновник. НN3 – азотисто-воднева кислота (формальна ступінь окиснення нітрогену -1/3 – НNN2, один атом нітрогену має ступінь окиснення +5, інший -3) – рідина без кольору, з різким запахом, вибухонебезпечна. Дуже сильний відновник, достатньо сильна кислота.

 **Оксигенвмісні сполуки елементів V А групи**

**Оксигенвмісні сполуки Нітрогену**

Нітроґен з киснем утворює шість оксидів: N2O, NO, N2O3, NO2, N2O4, N2O5 (крім того, відомі ще два нестійкі оксиди N4O, NO3). Перші два оксиди несолетворні. Інші при взаємодії з водою утворюють відповідні кислоти – нітратну (ІІІ) та нітратну.



Всі оксиди нітрогену можна отримати при взаємодії металів різної активності з нітратною кислотою або розкладанням нітратів при температурі. Тільки NО можна отримати прямим синтезом з простих речовин за високих температур (він також утворюється в атмосфері при грозових розрядах).

Ступінь окиснення +1:

Нітроґен(І) оксид, N2O – прозорий газ без запаху, із солодким присмаком, малорозчинний у воді. При вдиханні у значних кількостях збуджує нервову систему, тому має ще назву „звеселяючий газ”.

Одержують N2O за розкладанням при 200°C амоній нітрату:

NH4NO3 → N2O↑ + 2H2O.

З водою, кислотами та лугами N2O не реагує. Має окисні властивості, але при взаємодії з сильними окисниками поводить себе як відновник:

2N2О + 6Сl2 → 4NСl3 + O2.

Ступінь окиснення +2:

Нітроґен(ІІ) оксид, NO – прозорий газ, розчиняється у воді, але не реагує з нею.

У лабораторії його отримують за реакцією:

3Cu + 8HNO3 → 3Cu(NO3)2 + 2NO↑ + 4H2O.

У промисловості NО отримують каталітичним окисненням NH3 на платино-родієвому каталізаторі при 700 °C:

4NH3 + 5O2  → 4 NO + 6H2O.

У реакціях NO, як правило, проявляє відновні властивості – знебарвлює розчин КМnO4, легко окиснюється киснем:

2NO + O2 → 2NO2.

Але може бути і окисником:

2NO + 2H2 → N2↑ + 2H2O.

Ступінь окиснення +3:

Нітроґен(ІІІ) оксид, N2O3 – темно-синя рідина (одночасно існує також у газоподібному та твердому стані). Вже за низьких температур розкладається на NO та NO2:

N2O3 → NO↑ + NO2↑.

З водою N2O3 утворює нітратну (ІІІ) кислоту:

N2O3 + Н2О → 2НNO2.

HNO2 – слабка, нестійка кислота, проявляє окисно-відновну двоїстість, існує лише в розбавлених розчинах, з підвищенням температури розкладається:

       3HNO2 → HNO3 + 2NO↑ + H2O.

Ступінь окиснення +4:

Нітроґен(ІV) оксид, NO2 – газ бурого кольору з характерним запахом, добре розчинний у воді. NO2 дімеризується при охолодженні з утворенням безбарвної рідини N2O4.

Одержати його можна при дії на мідь концентрованої нітратної кислоти або розкладанням при нагріванні нітратів металів, які знаходяться в ряду напруг від магнію до міді:

       Cu + 4HNO3 → Cu(NO3)2 + 2NO2↑ + 2H2O;

       2Pb(NO3)2 → 2PbO + 4NO2↑ + O2↑.

Взаємодію NO2 з водою можна записати таким чином:

6NO2 + 2H2O → 4HNO3 + 2NO.

NO здатний окиснюватись киснем повітря, тому єдиним продуктом взаємодії NO2 з водою в присутності надлишку повітря є нітратна кислота:

4NO2 + O2 + 2H2O → 4HNO3.

Ця реакція використовується для одержання нітратної кислоти у промисловості.

NO2– сильний відновник, в атмосфері якого згорають сірка, карбон, багато металів. Його можна вважати змішаним ангідридом нітратної та нітритної кислот, тому що при розчиненні у воді він утворює суміш цих кислот:

       2NO2 + H2O → HNO2 + HNO3

                       нітратна(ІІІ)   нітратна

                       кислота        кислота

**Ступінь окиснення +5:**

Нітроґен(V) оксид або азотний ангідрид, N2O5– біла тверда кристалічна речовина, сильний окисник, проявляє кислотні властивості: в результаті розчинення у воді утворює нітратну кислоту, з лугами утворює солі нітратної кислоти – нітрати.

Одержати N2O5 можна за реакцією:

       2HNO3 + P2O5 → 2HPO3 + N2O5;

       При нагріванні розкладається за рівнянням:

2N2O5 → 4NO2 + O2.

HNO3 – нітратна або азотна кислота – летка безбарвна рідина з різким запахом, змішується з водою у будь-яких відношеннях, Тпл= –42°С, Ткип= 82,6°С.

За температури розкладається з виділенням NO2, який забарвлює її у жовтий колір:

4HNO3 → 4NO2↑ + O2↑ + 2H2O.

Вперше нітратну кислоту отримав У.Ф. Глаубер під дією сульфатної кислоти на селітру. Нині цей спосіб застосовують у лабораторії для отримання нітратноїкислоти:

NaNO3 + H2SO4 → NaHSO4 + HNO3.

У промисловості застосовується амоніачний спосіб одержання нітратної кислоти:

4NH3 + 5O2 4NO↑ + 6H2O

               4NO + 2O2 → 4NO2↑

               4NO2 + O2 + 2H2O 4HNO3

Аміачний спосіб дозволяє отримати 50% нітратну кислоту. 98% HNO3 одержують перегонкою 50% нітратної кислоти в присутності H2SO4. Також нітратну кислоту отримують дуговим способом, перша стадія цього процесу – утворення NO з простих речовин при 3000С.

Нітратна кислота – сильний електроліт і сильний окисник, тому деякі метали при дії нітратної кислоти пасивуються, інші відновлюють нітроґен нітратної кислоти до різних ступенів окиснення (залежно від природи відновника та концентрації кислоти), але ніколи метали не витісняють водень з розчинів нітратної кислоти. Продукти взаємодії нітратної кислоти з металами:

1. Сіль відповідного металу,
2. продукт відновлення нітратної кислоти,
3. вода.

Продукти відновлення нітратної кислоти – нітроген (ІV) оксид– нітроген (ІІ) оксид – нітроген (І) оксид – азот – амоніак.

Природа продукту відновлення нітратної кислоти обумовлюється концентрацією кислоти, температурою , а також природою металу.

*Концентрована* нітратна кислота має найбільш сильні окиснювальні властивості:

* *з лужними і лужно-земельними металами* Na, Ca, Ba, Мg вона відновлюється до N2O, наприклад:

Mg + 10HNO3(конц.) → 4Мg(NO3)2 + N2O↑ + 5H2O

* *з важкими металами* Cu, Ag, Hg відновлюється до NO2, наприклад:

Cu + 4HNO3(конц.) → Cu(NO3)2 + 2NO2↑ + 2H2O

* з Fe, Сr, Al, Au, Pt – не взаємодіє.

*Розбавлена* нітратна кислота:

* з лужними, лужно-земельними металами та Fe відновлюється до NH3 (NH4NO3), наприклад:

4Mg +10HNO3(розб.) → 4Mg(NO3)2 + NH4NO3 + 5H2O

– з важкими металами Cu, Ag, Hg відновлюється до NO, наприклад:

3Cu + 8HNO3(розб.) → 3Cu(NO3)2 + 2NO↑ + 4H2O

При взаємодії неметалів (C, S, P, Si) з концентрованою нітратною кислотою азот відновлюється до NO2, а з розбавленою – до NO, наприклад:

5HNO3(конц.) + Р → Н3РО4 + 5NO2↑ + H2O;

5HNO3(розб.) + 3Р + 2Н2О → 3Н3PO4 + 5NO↑.

Суміш, яка складається з 1 об’єму концентрованої нітратної кислоти і 3 об’ємів концентрованої хлоридної кислоти, називається „міцна (королівська, княжа) вода”, "царська водка". В цій суміші розчиняються навіть благородні метали, які з нітратної кислотою не взаємодіють (це пояснюється утворенням дуже сильного, нестійкого окисника NOCl – нітрозилхлориду).

Au + HNO3 + 4HCl → H[AuCl4] + NO↑ + 2H2O

3Pt + 4HNO3 + 18HCl → 3H2[PtCl4] + 4NO2↑ + 8H2O

Солі нітратної кислоти – нітрати, добре розчиняються у воді, при нагріванні розкладаються з виділенням кисню:

* нітрати лужних та лужноземельних металів розкладаються до нітритав (ІІІ):

2NaNO3 → 2NaNO2 + O2↑;

* нітрати металів, які стоять у ряду напруг від Mg до Cu, розкладаються до оксиду металу: 2Pb(NO3)2 → 2PbO + 4NO2↑ + O2↑;
* нітрати найменш активних металів (срібла, золота, платини) розкладаються при нагріванні до вільного металу:

2AgNO3 → 2Ag + 2NO2↑ + O2↑.

**Використання**

Сполуки елементів V А групи – найважливіші промислові продукти. У великих масштабах виробляються мінеральні добрива (що містіть нітроген та фосфор), амоніак, нітратна та фосфатна кислоти. Крім наведених в таблиці сфер застосування, сполуки елементів V А групи використовуються:

– рідкий азот – як холодоагент і для кріотерапії.

Газоподібний азот, завдяки своїй інертності

– для транспортування сировини у хімічній промисловості,

– у нафтохімії, для продувки резервуарів та трубопроводів;

– в електроніці для продувки областей, де не допускається наявність повітря.

Нітратна кислота застосовується для одержання вибухових речовин. Амоніак використовується в холодильних установках.

**Біологічна роль та токсикологія**

Нітроген – необхідний елемент для існування живих організмів (входить до складу амінокислот та нуклеїнових кислот). Вміст його в білкових молекулах досягає 17 мас.%. Перетворення атмосферного азоту в розчинні сполуки (амоніак та його похідні) відбувається за допомогою мікроорганізмів (нітрогенфіксуючі бактерії  бобових рослин).

Таблиця – Застосування елементів V групи та їхніх сполук\*

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Сфера засто-сування | Нітроген | Фосфор | Арсен | Стибій | Бісмут |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |  |
| Металургія, обробка металів | N2 –для захисту металів під час відпалу; рідкий азот – кріогенне різання; НNО3 – травлення; амоній хлорид – у лудінні та пайці металів (зникає оксидна плівка з металу) | червоний Р – для виробництва фосфористих бронз (з високою в'язкі-стю); фосфатна кислота – для травлення; фосфати – в якості пасиваторів по-верхні металів;гіпофосфіти – відновники при нікелюванні поверхонь | для легування сплавів плюмбуму;АsCl3 – при травленні металів | компонент багатьох важливих сплавів, наприклад, корозійностійких свинцевих, бабітів – для підшипників;при гарячому цинкуванні заліза | компонент легкоплавких сплавів; для виробництва так званих "автоматних сталей", в сплавах на основі алюмінію (що полегшує їхню обробку на верстатах) |
| Хімічна промисловість | N2 – виробництво амоніаку; для створення інертної атмосфери при синтезі; NН3 – виробництво НNО3, яка в свою чергу разом з нітратами – виробництво органічних фарбників, добрив, вибухових речовин, волокон, пластмас тощо | сполуки Р широко застосовуються в органічному та неорганічному синтезі |  | Sb2S5 – для вулканізації каучуку | в якості каталізаторів; NaBiO3 – як сильний окисник |
| Легка промисловість (текстильна, паперова, шкіряна тощо) | NН3 – у дублінні шкіри, забарвленні тканин; оксиди– виробництво штучного шовку; нітрати, нітрити – в текстильній, шкіряній промисловості | сполуки Р – для вогнезахисного просочення тканин | арсен (ІІІ) оксид – консерву-вання хутра та шкіри  | оксиди, галогеніди – в текстильній проми-словості, як протрава | у косметичній промисловості(глянце-утворювач лаків, помад, тощо) |
| Енергетика, атомна енергетика, хімічні джерела енергії | N2 – виробництво коксу; гідразин – в якості палива; NО2 – окисник ракетного палива | червоний Р – у виробництві різних видів палива | сполуки – в сонячних батареях | у виготовленні пластин свинцевих акумуляторів | бісмут у вільному вигляді – в ядерних реакторах як теплоносій; електрод в бісмуто-магнієвих та інших елементах |
| Будівництво та силікатна промисловість | Нітрати (ІІІ) – проти- морозні добавки до бетону | метафосфати з солями чи оксидами перехідних металів утворюють забарвлене скло | оксиди – в оптичному скловарінні;для надання забарвлення скла | Sb2О5, сульфіди – виробництво скла, кераміки | Ві2О3 – виробництво скла та  кераміки (головним чином у якості флюсу) |
| Медицина | 10% розчин амоніаку – нашатирний спирт – при запамороченнях; а також зовнішньо при невралгії, міозитах, укусах комах тощо; N входить до багатьох лікарських засобів, NО – регулює передачу нервових імпульсів, м'язову релаксацію, секрецію інсуліну кров'яний тиск (на його утворенні ґрунтується дія нітрогліцерину)N2О – засіб для наркозу  | сполуки фосфору широко вико-ристовуються в медицині (АТФ, кальцію тригліце-рофосфат тощо) – впливають на тканинні процеси обміну, вико-ристовуються для лікування захворювань м'язів, нервової системи, малокров'я); фосфати – в стоматології; радіоактивні ізотопи фосфору– для діагностики захворювань; променевої терапії пухлин | в малих дозах сполуки арсену – для боротьби з мало-крів'ям; оксид – раніше застосо-вувався в стоматології | неорганічні сполуки – загально-зміцнюючі та тонізуючі засоби;органічні сполуки –проти-мікробні, проти-протозойні засоби (для лікування сифілісу, лейшманіозу) | Ві2О3 –  виготовлення препаратів  для лікування захворювань шлунково-кишкового тракту; антисептичних засобів;останнім часом – лікування онкологічних захворювань;оксохлорид – ренгено-контрасний засіб; в якості наповнювача кровоносних судин; орг. сполуки – проти- виразкові засоби |
| Харчова промисловість | N2 – харчова добавка Е941; газове середовище для упаковки та зберігання; рідкий N2 – при розливі масел та негазованих напоїв; оксиди – харчова добавка Е918;нітрати та нітрити – харчові добавки Е250,Е251,Е252 (консерванти, зберігають натуральний колір ковбасних виробів тощо) | в якості харчових добавок: Н3РО4 – Е338; ді– та піро-фосфати Е450, ортофосфати –Е339, Е340, Е341;трифосфати Е451;поліфосфати Е452 – диспергатори, емульгатори, стабілізатори, антиоксиданти |  |  |  |
| Сільське господарство | нітрати калію, натрію, амонію, кальцію (селітри) – найважливіші мінеральні добрива; .N2 – для створення інертного середовища при зберіганні овочів тощо | фосфорні добрива – найважливіші мінеральні добрива; насамперед використовують: простий суперфосфат, подвійний суперфосфат; преципітат; амофоси; нітрофоска;фосфорорганічні сполуки – в якості інсектицидів | в якості інсектицидів | SbН3 – в якості інсектициду |  |

У звичайних умовах N2 – індиферентний газ, але практично всі леткі сполуки нітрогену – отруйні.

Аміак подразнює слизові оболонки дихальних шляхів, очі, а у великих концентрація збуджує центральну нервову систему.

Подібну дію має гідразин N2Н4, який крім того має ще гепатоксичну дію.

Кислотоутворюючі оксиди та нітрогенвмісні кислоти мають подразнюючу дію, діють на центральну нервову систему.

NО2 викликає набряк легенів. Нітрити та нітрати переводять гемоглобін в метгемоглобін, сприяють розширенню судин та зниженню кров'яного тиску.

**Контрольні питання**

1. Розгляньте особливості будови атому Нітрогену та його валентних станів порівняно з Фосфором.
2. Як змінюється радіус атома та енергія йонізації в ряду нітроген – бісмут? Як це впливає на їхні фізичні та хімічні властивості?
3. Складіть рівняння реакцій отримання фосфору, азоту, аміаку. Вкажіть умови їх проведення.
4. Які реакції характерні для аміаку? Відповідь проілюструйте відповідними рівняннями реакцій.