**р-Элементы V группы**

К р-элементам V группы относятся азот (N), фосфор (P) и элементы подгруппы мышьяка: мышьяк (As), сурьма (Sb), висмут (Bi). Эти элементы образуют главную подгруппу V группы. В подгруппе происходит немонотонное увеличение радиуса атома, что приводит к нарастанию металлических свойств. Азот и фосфор типичные неметаллы. Элементы подгруппы мышьяка относятся к металлам. As относят к полуметаллам. Sb - металл с амфотерными свойствами. Bi - типичный металл, не проявляющий амфотерных свойств.

Для р-элементов V группы характерна электронная конфигурация валентного слоя … ns2np3. Атомы этих элементов могут прояв­лять степень окисления +5; +3 и -3, азот проявляет и другие степени окисления +1, +2, +4, -1, -2. Проявляя с.о. +5 и -3 образуют ионы благородногазового или псевдоблагородногазового типа, для с.о. +3 характерны ионы с не­поделенной электронной парой в ns-подуровне – Э3+.

**Азот (Nitrogenium)**

Содержание азота в земной коре составляет 0,04%. В природе встречается как в свободном состоянии (в виде молекулярного азота (N2) входит в состав воздуха – 78%), так и в виде неорганических соединений: NaNO3 (чилийская селитра), KNO3 (индийская селитра) и органических соединений (амины, аминокислоты, белки и др).

Электронная конфигурация атома N – 1s22s22p3, наиболее устой­чивые с.о. в соединениях с кислородом +3 (N+3 – 1s22s2 -) и +5 (N+5 – 1s2), с водородом и металлами (нитриды) -3 (N-3 – 1s22s22p6). Типы ионов: N+5 – благородногазовый – гелиевый; N+3 – с неподеленной электронной парой в ns-подуровне. Максимальная валентность (ковалентность) равна четырем (IV).

### **Соединения азота с водородом**

NH3 - аммиак, газ без цвета с характерным запахом ( tкип. – 33 oC;
tпл. – 77 oC)

Получение: лабораторный способ

2NH4Cl + Ca(OH)2 CaCl2 + 2NH3↑ + 2H2O

промышленный способ

N2 + 3H2 ← 2NH3

(для сдвига равновесия в сторону образования NH3 процесс проводят при t=500°С; р - 200 атм, при участии катализаторов – Fe;Al;K).

В молекуле NH3 связи сильно поляризованны, молекеула является диполем (μ=1,48 D), с молекулами воды NH3 образует водородные связи, поэтому аммиак хорошо растворим в воде:

NH3 + H2O ← H2O ----- NH3 ↔ NH3×H2O↔NH4+ + OH-

При н.у. 1 объем воды растворяет ~1200 объемов NH3. Молекулы NH4OH не существуют, их образование предположил С. Аррениус для объяснения основных свойств аммиака. По его теории это слабое основание:

NH3×H2O ← NH4+ + OH-



Более правильно объясняет основные свойства аммиака протолитичес-кая теория кислот и оснований:

NH3 + H2O ↔ NH4+ + OH-

Осн1 К2 К1 Осн2

Молекулы аммиака в жидком аммиаке могут подвергаться автопротолизу:

 2NH3 ↔ NH4+ + NH2-

Т.е. с позиций протолитической теории кислот и оснований, NH3– амфолит.

При взаимодействии NH3 с кислотами образуются соли аммония:

NH3 + HCl → NH4Cl

Ион аммония подвергается гидролизу:

 NH4++ H2O ↔ NH3×H2O + H+

NH4+ + H2O ↔ NH3 + H3O+

Качественная реакция на ион NH4+ и NH3

NH4Cl + NaOH NaCl + NH3↑ + H2O

NH3 окрашивает влажную лакмусовую бумагу в синий цвет.

С реактивом Несслера:

NH3×H2O + 2K2[HgI4] + KOH → [Hg2NH2I2]I↓ + 2H2O + 5KI

 желто-бурый осадок

Для аммиака характерны три типа химических реакций:

1) Комплексообразования, образуются аммиакаты:

2NH3 + AgCl↓ → [Ag(NH3)2]Cl

4NH3 + Cu(OH)2↓ → [Cu(NH3)4](OH)2

2) окисления:

4NH3 + 3O2 → 6H2O + 3N2 (реакция горения)

4NH3 + 5O2 → 6H2O + 4NO (каталитическое окисление)

3) замещение атомов Н в молекуле аммиака

NaNH2 - амиды; Na2NH - имиды; AlN - нитриды.

**Производные (замещенные) аммиака**:

 - имиды 

 - амиды 

 (диамид угольной

 кислоты, мочевина)

NH3 + HOSO2OH → Н2O + NH2-SO2OH - сульфаниламид - явля­ется составной частью сульфаниламидных препаратов (стрепто­цид, фталазол, сульфацил и др.)

NH2-NH2 - диамид (гидразин); -NH-NH2 – гидразид. Производные – противотуберкулезные препараты (тубазид, фтивазид).

NH2-OH - гидроксиламин; >N-OH - оксимы.

Цианиды: CO + NH3 → HCN + H2O. **HCN** - циановодородная (синильная) кислота. Соли - цианиды (KCN; NaCN) - сильные яды, подвержены гидролизу по аниону: NaCN + H2O ↔ HCN + NaOH

Цианид-ионы являются активными донорами электронных пар, входят в состав цианидных комплексных соединений: K4[Fe(CN)6]; K3[Fe(CN)6].

**Соединения азота с кислородом**

**Оксиды:**

1) N2O - оксид азота (I), закись азота, веселящий газ.
Получение: NH4NO3 N2O + H2O.

N2O - газ, без цвета и запаха, сладковатого вкуса, растворим в воде, но с ней химически не реагирует, относится к безразличным(несолеобразующим) оксидам.

Структурная формула:



2) **NO** - оксид азота (II).

Получение:

а) в лаборатории 3Cu + 8HNO3(разб.) → 3Cu(NO3)2 + 2NO↑ + 4H2O

б) в промышленности N2 + O2 2NO↑

 4NH3 + 5O2 → 4NO↑ + 6H2O

Газ без цвета, запаха, безразличный (несолеобразующий) оксид, легко окисляется кислородом: 2NO + O2 → 2NO2↑.

3) N2O3 - оксид азота (III), азотистый ангидрид.

Получение: NO + NO2 ↔ N2O3

 2NaNO2 + 2HNO3 → 2NaNO3 + N2O3 + H2O

Жидкость, темно-синего цвета. Это солеобразующий оксид, реагирует с водой, образуя слабую азотистую кислоту (Ka=6×10-4) существующую только в водных растворах, она не устойчива, легко разлагается:

2HNO2 → NO↑ + NO2↑ + H2O. Образует две таутомерные формы:



Соли азотистой кислоты - нитриты подвержены гидро­лизу по аниону:

NaNO2 + H2O ↔ HNO2 + NaOH

Применяются в фармации, в производстве азокрасителей (метилоранж и др.).

Для соединений азота (III) характерна окислительно-восстанови­тельная двойственность:

Восстановитель: N+3 – 2e- → N+5

Окислитель: N+3 + 1e- → N+2

2HNO2 + 2HI → I2↓ + 2NO↑ + 2H2O

2HMnO4 + 5HNO2 → 2Mn(NO3)2 + HNO3 + 3H2O

Качественная реакция на ион NO2-:

NaNO2 + 3Zn + 5NaOH + 5H2O → 3Na2[Zn(OH)4] + NH3↑

NH3 обнаруживают по реакции с реактивом Несслера.

4) NO2 - оксид азота (IV), бурый газ.

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

 2NO + O2 → 2NO2↑

Газ бурого цвета, обладающий характерным запахом, сильный окислитель, при охлаждении превращается в димер N2O4, а, реаги­руя с водой, образует две кислоты - азотистую (HNO2) и азотную (HNO3):

2NO2 + H2O → HNO2 + HNO3

5) N2O5 - оксид азота (V), азотный ангидрид.

Получение: 2HNO3 + P2O5 → N2O5 + 2HPO3

Оксид азота (V) - бесцветные кристаллы, жадно поглощающие влагу, реагируют с водой с образованием азотной кислоты (HNO3):

H2O + N2O5 → 2HNO3

**Азотная кислота (HNO3)**

Получение:

1. в лаборатории: NaNO3 (конц.) + H2SO4 (конц.) NaHSO4 + HNO3

2. в промышленности существуют два способа:

а) Дуговой, предложили норвежские электрохимики Брикеланд и Эйде в 1904 г. Реакция взаимодействия азота и кислорода воздуха протекает при температуре вольтовой дуги (3000 °С). Достоинство - дешевое сырье - воздух, недостаток - очень низкий выход продукта (~2%) и большой расход электроэнергии;

б) Каталитический, разработали немецкие ученые К.Бош и Ф.Габер (1913 г.). В качестве катализатора русский инженер И.И. Андреев (1916 г.) предложил мелко раздробленную платину:

4NH3 + 5O2 → 4NO↑ + 6H2O I стадия (получение NO)

2NO + O2 → 2NO2↑ II стадия (получение NO2)

 4NO2 + 2H2O + O2 → 4HNO3 III стадия (получение HNO3)

HNO3 - бесцветная жидкость, на воздухе при стоянии буреет, т.к. идет процесс разложения:

4HNO3 → 4NO2↑ + 2H2O + O2↑

HNO3 - сильный окислитель, при взаимодействии HNO3 с метал­лами водород не выделяется, образуются различные продукты восста­новления азотной кислоты (NO2; NO; N2O; NH3), зависящие от актив­ности восстановителя и концентрации HNO3.

Смесь 1 объема HNO3 и 3 объемов HCl - царская водка - реагирует с золотом Au (царем металлов):

Au + HNO3 + 3HCl → AuCl3 + NO↑ + 2H2O

Соли HNO3 - нитраты, хорошо растворимы в воде, при нагревании разлагаются в зависимости от положения металла в ряду напряжений:

левее Mg: Me(NO3)x  Me(NO2)x + O2↑

от Mg до Cu вклюсительно: Me(NO3)x  MeO + NO2↑ + O2↑

правее Cu: Me(NO3)x  Me + NO2↑ + O2↑

Нитрат-ион имеет форму правильного треугольника (sp2-гибридизация орбиталей азота). Нитраты применяются для получения взрывчатых веществ, краси­телей. Нитраты калия, натрия, кальция, аммония (селитры) применяются в производстве минеральных удобрений.

Качественная реакция на ион NO3-:

2NaNO3 + 2H2SO4(конц.) + Cu → 2NO2↑ + CuSO4 + Na2SO4 + 2H2O

Выделяется бурый газ (NO2).

**Биологическая роль азота**

Содержание азота в организме 3,1%. Это - макроэлемент, органоген номер 4. Входит в состав аминокислот R-CH(NH2)-COOH, которые, полимеризуясь, образуют пептиды, белки, являющиеся основой жизни. Азот входит в состав РНК и ДНК, гормонов, ферментов, витаминов и многих других жизненно важных субстратов. Во многих бионеорга­нических комплексах (ферменты, гормоны) атомы азота по донорно-акцепторному механизму связывают органическую и неорганическую части молекулы. Круговорот азота в природе: азот воздуха усваива­ют только растения семейства бобовых. В растениях из ионов NH4+ и NO3- происхо­дит синтез аминокислот, на основе которых образуются все жизненно важные азотсодержащие органические соединения **Фосфор (Phosphorus)**

Содержание в земной коре 0,1%, В природе в свободном виде не встречается, наиболее распространены соединения Ca3(PO4)2 - фос­фориты; Ca3(PO4)2×CaF2 - апатиты.

Фосфор образует три аллотропные модифи­кации - белый, красный, черный. Для белого фосфора характерно свойство холодного свечения (люминесценция).

Фосфор находится в ПС в III периоде, в V группе, главной под­группе. Электронная формула Р – 1s22s22p63s23p3. Электронная формула валентного слоя ... 3s23p3. Проявляемые степени окисления (с.о.): -3; +3; +5. Образует ионы P-3 … 3s23p6 (фосфин - PH3 и фосфиды Ca3P2); P+5 …2s22p6 (P2O5) - благородногазового типа и P+3 … 2s22p63s2 (P2O3) - с неподеленной электронной парой на ns-подуровне. В отличие от азота в атоме фосфора (Р) имеется свободный 3d-подуровень, поэтому у фосфора электронная пара на 3s-подуровне может распариваться, поэтому максимальная валентность (ковалентность) – равна пяти (V).

**Соединения фосфора с кислородом**

# Соединения со с.о. +1

HPH2O2  фосфорноватистая кислота (соли - гипофоcфиты) - сильные восстановители, очень токсичны.

**Соединения со с.о. +3**

**P2O3** - оксид фосфора (III), фосфористый ангидрид. Получение: при мягком окислении фосфора 4P +3O2 → 2P2O3; склонен к димеризации: 2P2O3 → P4O6. P2O3 - белая, похожая на воск кристаллическая масса, при нагре­вании окисляется до P2O5. Медленно реагирует с водой:

P2O3 + 3H2O → 2H3PO3.

Ортофосфористая кислота существует в двух модификациях:

 

 (H3PO3) (H2PHO3)

Соли фосфористой кислоты – фосфиты очень токсичны. Поскольку H3PO3 - сла­бая кислота, фосфит-ион подвержен гидролизу. В окислительно-восста­новительных реакциях кислота и ее соли являются восстановителями:

5H3PO3 + 2KMnO4 + 3H2SO4 → 5H3PO4 + 2MnSO4 + K2SO4 +3H2O

**Соединения со с.о. +5**

**P2O5** - оксид фосфора (V), фосфорный ангидрид. Получение: при жестком окислении фосфора 4P + 5O2 → 2P2O5. P2O5 - белый кристаллический порошок, жадно поглощает воду с образованием фосфорной кислоты:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|   | **кислота** | **соли** |
| P2O5 + H2O → 2HPO3 | метафосфорная | метафосфаты |
| P2O5 + 2H2O → H4P2O7 | дифосфорная | дифосфаты |
| P2O5 + 3H2O→ 2H3PO4 | (орто)фосфорная | (орто) фосфаты |

Ортофосфорная кислота трехосновная, диссоциирует в три сту­пени:

H3PO4 ↓↔ H+ + H2PO4- - дигидрофосфат - ион

H2PO4- ↔ H+ + HPO42- - гидрофосфат - ион

HPO42- ↓↔ H+ + PO43- - фосфат - ион

 **Получение фосфорной кислоты:**

а) в лаборатории: P + 5HNO3(конц.) + 2H2O → 3H3PO4 + 5NO↑

б) в промышленности: двумя способами

термический: 4P + 5O2 → 2P2O5

 P2O5 + 3H2O  2H3PO4

экстракционный: Ca3(PO4)2 + 3H2SO4 → 2H3PO4 + 3CaSO4↓

**H3PO4** - твердое кристаллическое вещество, плавится на воздухе, хорошо растворимо в воде. Фосфорная кислота и ее соли фосфаты, в отличие от азотной кислоты и нитратов, не являются окислителями.

Ортофосфорная кислота образует три ряда солей: средние - фосфаты (Na3PO4), кислые - гидрофосфаты (Na2HPO4) и дигидрофосфаты (NaH2PO4).

Растворимость: хорошо растворимы в воде только фосфаты щелочных ме­таллов и аммония, остальные не растворимы, гидрофосфаты плохо раст­воримы, лучше растворимы дигидрофосфаты.

Фосфаты подвержены гидролизу, который протекает ступенчато:

I ступень: PO43- + HOH ↔ HPO42- + OH- рН>7

II ступень: HPO42- + HOH ↔ H2PO4- + OH- (гидролиз, Кг = 10-6)

HPO42- ↔ H+ + PO43- (диссоциация, Кa3 =10-12)

среда щелочная, рН 10

III ступень: H2PO4- + HOH ↔ H3PO4 + OH- (гидролиз, Кг = 10-12)

H2PO4- ↔ H+ + HPO42- (диссоциация, Кa2 =10-8)

т.к. Ка2>Кг среда кислая, рН 4

**Качественные реакции на фосфат-, дифосфат- и метафосфат-ионы:**

 Na3PO4 + 3AgNO3 → Ag3PO4↓ + 3NaNO3

 желтый осадок

Na4P2O7 + 4AgNO3 → Ag4P2O7↓ + 4NaNO3

 белый осадок

NaPO3 + AgNO3 → AgPO3↓ + NaNO3

 белый осадок

Для фосфат-иона характерна sp3-гибридизация атомных орбиталей фосфора, угол связи 109°, форма тетраэдрическая.

**Биологическая роль фосфора**

По содержанию в организме (0,95%) фосфор - макроэлемент, органоген номер 5, играет важную роль в обмене веществ, входит в состав нуклеиновых кислот, нуклеотидов. АТФ представляет собой аденозинтрифосфат



Фосфатная буферная система является одной из основных буферных систем крови. Источниками энергии сахара и жирные кислоты могут быть только при предварительном фосфорилировании. Суточная потребность в фосфоре 1,3 г. Однако, не весь фосфор, содержащийся в продук­тах, может всасываться, поскольку его всасывание зависит от многих факторов: рН, соотношения между содержанием кальция и фосфора в пище, наличия в пище жирных кислот. Фосфор в виде Сa3(PO4)2 явля­ется основой скелета и зубов животных и человека.

N, P - являются жизненно важными элементами для растений, часто дефицитными. Поэтому применяются минеральные удобрения, со­держащие соединения азота и фосфора.

## Применение соединений фосфора

В качестве реактивов используются Na3PO4; Na2HPO4; NaH2PO4, а P2O5 применяется в качестве водоотнимающего средства.

#### Подгруппа мышьяка

К подгруппе мышьяка относятся три элемента: мышьяк As (Arsenicum), сурьма Sb (Stibium, Antimonium), висмут Bi (Bismuthum). В природе в свободном виде не встречаются, наиболее распространены соединения As2S3 – аурипигмент; Sb2S3 – сурьмянистый блеск, антимонит; Bi2S3 – висмутовый блеск. Содержание в земной коре As - 1×10-4%; Sb - 5×10-6%; Bi - 2×10-6%. Электронные формулы валентного слоя: As …4s24p3; Sb …5s25p3; Bi …6s26p3. Для элементов подгруппы мышьяка характерны с.о. +3; +5 и –3, при этом образуются ионы благородногазового (Э3-…ns2np6), псевдоблагородногазового (Э5+…(n-1)s2(n-1)p6(n-1)d10) типа и с неподеленной электронной парой на ns подуровне (Э3+… (n-1)s2(n-1)p6(n-1)d10ns2).

 **Соединения с водородом**

AsH3 – арсин; SbH3 – стибин; BiH3 – висмутин. Наиболее стабилен из них только арсин, который может быть получен:

 3Mg + 2As → Mg3As2

Mg3As2 + 6HCl → 3MgCl2 + 2AsH3↑

As2O3 + 6Zn + 6H2SO4 → 2AsH3↑ + 6ZnSO4 + 3H2O

Арсин быстро разлагается. Его образование из соединений мышьяка используется в качественном анализе для обнаружения мышьяка по реакции Марша, Гутцайта, Зангер-Блека.

**1. Способ Марша**: 2AsH3 2As↓ + 3H2↑ (черное блестящее пятно – «мышьяковое зеркало»).

**2. Реакция Гутцайта**

6AgNO3 + AsH3 → Ag3As×3AgNO3↓ + 3HNO3

 осадок (пятно)

 желтого цвета

Ag3As×3AgNO3 + 3H2O → 6Ag↓ + H3AsO3 + HNO3

 осадок (пятно)

 черного цвета

**3. Реакция Зангер-Блека**

2AsH3 + 3HgCl2 → Hg3As2↓ + HCl

осадок (пятно)

желтого цвета

# Соединения с кислородом

# Соединения со с.о. +3

 As2O3 – оксид мышьяка (III), мышьяковистый ангидрид, кристаллическое вещество, белого цвета, растворим в воде, реагирует с кислотами и щелочами, обладает амфотерными свойствами.

Sb2O3 – оксид сурьмы (III), сурьмянистый ангидрид, кристаллическое вещество белого цвета, нерастворим в воде, взаимодействует с концентрированными растворами кислот и щелочей, обладает амфотерными свойствами.

Bi2O3 – оксид висмута (III), висмутовая охра, кристаллическое вещество, не растворимо в воде, реагирует только с концентрированными растворами кислот, обладает основными свойствами.

# Гидроксиды

As(OH)3 (As2O3×H2O) – гидроксид мышьяка (III), кристаллическое вещество белого цвета, растворимое в воде, взаимодействует с кислотами и щелочами. Обладает амфотерными свойствами. Существует также в форме мышьяковистой (H3AsO3) и метамышьяковистой (HAsO2) кислот. Соли орто- и метаарсениты.

Sb(OH)3 – гидроксид сурьмы (III), кристаллическое вещество белого цвета, нерастворимое в воде, взаимодействует с кислотами и щелочами. Обладает амфотерными свойствами. Существует также в форме ортосурьмянистой (H3SbO3) и метасурьмянистой (HSbO2) кислот, H[Sb(OH)4] (гидроксоформа). Соли орто- и метаантимониты (стибиты).

Bi(OH)3 – гидроксид висмута (III), кристаллическое вещество желтого цвета, нерастворимое в воде, взаимодействует только с кислотами. Обладает основными свойствами.

В ряду гидроксидов наблюдается:

 As(OH)3 – Sb(OH)3 – Bi(OH)3

⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯→

усиление основных свойств

←⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯

усиление восстановительных свойств

В окислительно-восстановительных реакциях As+3, Sb+3 проявляют двойственность, причем для мышьяка более характерны свойства восстановителя, образуются соли как катионные AsCl3; SbCl3 так и анионные Na3AsO3; NaAsO2; Na3SbO3; Na3SbO3; Na[Sb(OH)4]. Для висмута (III) характерны только катионные соли Bi(NO3)3. Поскольку соли образованы ионами с неподеленной электронной парой на ns-подуровне, обладающими сильным поляризующим действием, все они подвержены гидролизу. Особенно глубоко идет гидролиз солей Bi3+ и Sb3+, он протекает с образованием малорастворимых оксосолей:

SbCl3 + 2HOH → Sb(OH)2Cl + 2HCl

Sb(OH)2Cl → H2O + SbOCl↓ – хлорид оксосурьмы (III)

Bi(NO3)3 + 2HOH → Bi(OH)2NO3 + 2HNO3

Bi(OH)2NO3 → H2O + BiONO3↓ – нитрат оксовисмута (III)

# Соединения со с.о. +5

As2O5 – оксид мышьяка (V), мышьяковый ангидрид, белая стекловидная масса, расплывается на воздухе, взаимодействует с водой, с щелочами, с кислотами, проявляет более выраженные кислотные свойства.

Sb2O5 – оксид сурьмы (V), сурьмяный ангидрид, желтый порошок, нерастворим в воде, взаимодействует с щелочами, кислотами, проявляет более выраженные кислотные свойства.

Bi2O5 – оксид висмута (V) (практически не существует).

Гидроксиды мышьяка (V), сурьмы (V) и висмута (V) проявляют выраженные кислотные свойства.

H3AsO4 (орто), HAsO3 (мета) мышьяковая кислоты. Соли орто- и метаарсенаты. H3SbO4 (орто), HSbO3 (мета) сурьмяная кислоты, H[Sb(OH)6] гидроксоформа, соли орто- и метаантимонаты (стибаты)). HBiO3 – метависмутовая кислота, соли – висмутаты.

 **Качественные реакции:**

1. На арсениты и арсенаты с раствором нитрата серебра

3AgNO3 + Na3AsO3 → Ag3AsO3↓ + 3NaNO3

 осадок желтого цвета

3AgNO3 + Na3AsO4 → Ag3AsO4↓ + 3NaNO3

 осадок шоколадного цвета

2. На ион Sb (III)

2SbCl3 + 2Na2S2O3 + 3H2O → Sb2OS2↓ + 2Na2SO4 + 6HCl

 осадок оранжево-

 красного цвета

3. На ион Bi (III)

2Bi(NO3)3 + 18NaOH + 3SnCl2 → 3Na2SnO3 + 2Bi↓ + 6NaCl + 6NaNO3 + 9H2O

 осадок

 черного цвета

**Соединения с серой (сульфиды)**

**As2S3; As2S5** – сульфиды мышьяка (III; V) –кристаллические вещества ярко-желтого цвета не растворимы в воде, легко растворимы в сульфиде аммония, т.к. носят кислотный характер.

**Sb2S3; Sb2S5** – сульфиды сурьмы (III; V) –кристаллические вещества ярко-оранжевого цвета, не растворимы в воде и трудно растворимы в сульфиде аммония, кислотные свойства выражены слабо.

**Bi2S3** – сульфид висмута (III) –кристаллическое вещество темно-коричневого цвета, не растворимо в воде и сульфиде аммония, т.к. является основным сульфидом, взаимодействует с конц. азотной кислотой:

Bi2S3 + 8HNO3 → 2Bi(NO3)3 + 2NO↑ + 3S↓ + 4H2O

Тиосоли – продукты взаимодействия сульфидов мышьяка и сурьмы с основными сульфидами – (NH4)S; Na2S:

1. Na3AsO3 +6HCl → 2AsCl3 + 3NaCl + 2H2O

2AsCl3 + 3H2S → 6 HCl + As2S3↓ (осадок ярко-желтого цвета)

As2S3↓ + 3(NH4)2S → 2(NH4)3AsS3 (тиоарсенит аммония)

2(NH4)3AsS3 + 6HCl → 6NH4Cl +2H3AsS3 (тиомышьяковистая кислота)

2H3AsS3 → 3H2S↑ + As2S3↓

2. Na3AsO4 + 8HCl → 2AsCl5 + 3NaCl + 4H2O

2AsCl5 + 5H2S → 10HCl + As2S5↓ (осадок ярко-желтого цвета)

As2S5 + 3(NH4)2S →2(NH4)3AsS4 (тиоарсенат аммония)

2(NH4)3AsS4 + 6HCl → 6NH4Cl + 2H3AsS4(тиомышьяковая кислота)

2H3AsS4 → 3H2S + As2S5↓

3. 2SbCl3 → Sb2S3↓ + 6HCl (осадок ярко-оранжевого цвета)

Sb2S3↓ 3(NH4)2S → 2(NH4)3SbS3 (тиоантимонит аммония)

2(NH4)3SbS3+ 6HCl → 2H3SbS3 + 6NH4Cl (тиосурьмянистая кислота)

2H3SbS3 → 3H2S↑ + Sb2S3↓

4. 2SbCl5 + 5H2S → 10HCl + Sb2S5↓ (осадок ярко-оранжевого цвета)

Sb2S5↓ + 3(NH4)2S → (NH4)3SbS4 (тиоантимонат аммония)

2(NH4)3SbS4 + 6HCl → 6NH4Cl + 2H3SbS4 (тиосурьмяная кислота)

2H3SbS4 → 3H2S↑ + Sb2S5↓

5. 2Bi(NO3)3 + 3H2S → 6HNO3 + Bi2S3↓ (осадок темно-коричневого цвета)

Bi2S3↓ не взаимодействует

Хлориды мышьяка, сурьмы, висмута: AsCl3; SbCl3 – жидкости; SbCl5; BiCl3 – твердые кристаллические вещества. Гидролиз:

AsCl3 + 4H2O → H[As(OH)4] +3HCl

 **Биологическая роль мышьяка, сурьмы, висмута**

Содержание этих элементов в организме 1×10-5%, относятся к примесным микроэлементам. Наиболее важен из них мышьяк, который в основном концентрируется в печени, почках, селезенке, легких, способен накапливаться в костях и волосах годами, что используется в судебной экспертизе при определении отравления препаратами мышьяка