**p-Элементы**

Элементы, у атомов которых очередной электрон поступает в p-подуровень внешнего энергетического уровня, относятся к р-элементам. Электронная формула атомов элементов р-семейства имеет вид … ns2np1-6, т.к. во внешней электронной оболочке их атомов может быть от 3 до 8 электронов, это семейство очень многообразно по свойствам. Среди р-элементов есть металлы и неметаллы. К р-семейству относятся элементы главных подгрупп III-VIII групп ПС. р-Элементы образуют три типа ионов: благородногазовые (Cl-; Br-; I-; S6+; P5+; Al3+), ионы с конфигурацией (18+2)е- или (8+2)е- - Pb2+; Bi3+; As3+; P3+ и т.д., ионы псевдоблагородногазовые (As5+; Bi5+; Sn4+; Pb4+ и т.д.). Ионы р-элементов хромофорными свойствами не обладают, поэтому большинство их соединений с неокрашенными

**р-Элементы III группы**

К р-элементам III группы относятся бор – (В), алюминий – (Аl) и элементы подгруппы галлия: галлий – (Ga), индий – (In), таллий – (Тl). Для них характерна электронная конфигурация валентного слоя ...ns2np1. Атомы этих элементов могут проявлять степень окисления (С.О.) + З, для элементов подгруппы галлия характерна также С.О. +1. Проявляя С.О.+3 образуют ионы благородно-газового типа В3+ - 1s2 (гелиевая оболочка) Аl3+ - -2s22р6 и др. В пределах подгруппы происходит немонотонное увеличение радиуса атома, усиление металлических свойств: бор - неметалл, алюминий - металл с амфотерными свойствами, элементы подгруппы галлия - металлы.

**БОР (Borum)**

В природе в свободном виде не встречается, наиболее распростра­нены соединения: сассолин (H3BO3); бура (Na2B4O7×10H2O), боркальцит (CaB4O7×10H2O).

Получение: B2O3 + 3Mg 2B + 3MgO

**Бор** (эл. ф. B - 1s22s22p1) проявляет постоянную С.О. + 3 (B3+ 1s2). Для бора характерна sp2-гибридизация, в соединениях с водородом (B2H6 – диборан) наблюдается sp3-гибридизация, связь трехцентровая.

Соединения бора

**Оксид бора B2O3** Получение: 2H3BO3 3H2O + B2O3

Стекловидная, гигроскопичная масса, поглощает влагу, проявляет только кислотные свойства, взаимодействует со щелочами:

B2O3 + 2NaOH 2NaBO2 + H2O

**Борная кислота H3BO3** Получение: Na2B4O7 + H2SO4 (конц.) +5H2O → Na2SO4 + 4H3BO3; Борная кислота известна в трех формах: метаборная (HBO2), тетра-борная (H2B4O7) и наиболее устойчивая ортоборная (H3BO3) кислоты. Борная кислота очень слабая (К1=6×10-10) является кислотой Льюиса:



Качественная реакция:

B(OH)3 + 3C2H5OH B(OC2H5)3↑ + 3H2O

В процессе реакции образуется борно-этиловый эфир - летучее соединение, окрашивающее пламя в ярко-зеленый цвет.

**Соли:** наиболее устойчивы тетрабораты, среди них бура - Na2B4O7×10H2O - декагидрат тетрабората натрия. Как соль слабой кислоты тетраборат натрия подвержен гидролизу:

1) Na2B4O7 + 3H2O ↔ 2H3BO3 + 2NaBO2

2) 2NaBO2 + 4H2O ↔ 2H3BO3 + 2NaOH

⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯

Na2B4O7 + 7H2O ↔ 4H3BO3 + 2NaOH

Или Na2B4O7 + 5H2O ↔ 2H3BO3 + 2NaH2BO3

Метабораты (NaBO2) менее устойчивы. Характерно образование окрашенных метаборатов (перлов). Например:

2Na2B4O7 + 2Co(NO3)2 4NO2↑ + 3O2↑ + 4NaBO2 + 2Co(BO2)2

Co(BO2)2 - синего цвета. Различная окраска перлов используется в аналитической практике.

**Биологическая роль бора**

Бор относится к примесным микроэлементам, концентрируется в легких, щитовидной железе, селезенке, печени, мозге, почках, сердечной мышце. Биологическое действие бора недостаточно изучено. Бор участвует в углеводно-фосфатном обмене, взаимодействует с рядом биологически активных соединений (углеводами, ферментами, витаминами, гормонами). В растениях бор взаимодействует с ингиби­торами их синтеза - полифенолами, уменьшая токсичность последних.

**Алюминий (Aluminium)**

В природе в свободном виде не встречается, самый распростра­ненный металл в земной коре (содержание 8%). Основные минералы и руды: бокситы (Al2O3×ХH2O), корунд (Al2O3) с примесями оксидов Cr, Ti, Fe образуют драгоценные камни (сапфиры, рубины), нефелины, глины (K2O×Al2O3×2SiO2), алюмосиликаты (Al2O3×2SiO2×2H2O), криолит (Na3AlF6)

Получение: электролизом расплава оксида в присутствии криолита (Na3AlF6):

2Al2O3  4Al + 3O2↑

**Алюминий** (эл. ф. Al - 1s22s22p63s23p1) имеет постоянную с.о. + 3, образует ион (Al3+ - 1s22s22p6), для Al характерна sp2-гибридизация. Молекулы, содержащие Al, плоскостные, угол связи 120°.

Соединения алюминия

**Оксид алюминия** **Al2O3**

Получение: 4Al + 3O2  2Al2O3

Al2O3 - белый рыхлый порошок нерастворим в воде, обладает амфотерными свойствами, реагирует с кислотами и щелочами:

Al2O3 + 6HCl → 2AlCl3 + 3H2O

Al2O3 + 2NaOH 2NaAlO2 + H2O

**Гидроксид алюминия Al(OH)3**

Получение: Al2(SO4)3 + 6NH3×H2O → 2Al(OH)3↓ + 3(NH4)2SO4

Свойства:

Al(OH)3 - белый рыхлый порошок нерастворим в воде, обладает амфотерными свойствами, реагирует с кислотами и щелочами:

Al(OH)3 + 3HCl → AlCl3 +3H2O

Al(OH)3 + NaOH NaAlO2 + 2H2O

Al(OH)3 + NaOH  Na[Al(OH)4] или Na3[Al(OH)6]

**Амфотерные свойства Al(OH)3 с позиций теории Аррениуса:**

Al3+ + 3OH- Al(OH)3 ≅ H3AlO3 → H2O+HAlO2H+ +AlO2-

←⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯⎯→

рН<7 среда кислая среда щелочная рН>7

**Амфотерные свойства Al(OH)3 с позиций протолитической теории:**





K1 Oсн2 Oсн1 K2

H2O + [Al(OH)2(H2O)4]+ [Al(OH)3(H2O)3] [Al(OH)4(H2O)2]- + H2O

Oсн2 K1 K2 Oсн1





**Соли:** Катионные AlCl3; Al2(SO4)3; Al(CH3COO)3; Наиболее распространены двойные соли серной кислоты (квасцы): KAl(SO4)2×12H2O; NH4Al(SO4)2×12H2O; Катионные соли устойчивы в кислых растворах.

Анионные соли устойчивы в щелочной среде, в расплавах существуют метаалюминаты (NaAlO2) и ортоалюминаты (Na3AlO3), в водных растворах в присутствии щелочей образуются гидроксокомплексы – тетрагидроксо-алюминаты [Al(OH)4]-, гексагидроксоалюминаты [Al(OH)6]3-.

Водные растворы солей подвер­жены гидролизу.

**Гидролиз согласно теории электролитической диссоциации:**

Al3+ + H2O ↔ Al(OH)2+ + H+

**Гидролиз с позиций протолитической теории**:

[Al(H2O)6]3+ + H2O ↔ [Al(OH)(H2O)5]2+ + H3O+

K1 Oсн2 Oсн1 K2





Ионы Al3+ склонны к образованию аквакомплексов, координационное число Al3+ равно 6 или 4. Для катионных солей характерны электрондефицитные свойства, они типичные кислоты Льюиса:

NaF + AlF3 → Na[AlF4]

Галогениды склонны к димеризации с образованием 3-х центровой связи (sp3- гибридизация):

AlCl3 + AlCl3 → Al2Cl6

Ион алюминия обнаруживают с помощью реакции пиролиза. Смоченное раствором нитрата кобальта небольшое количество алюминия гидроксида образует после прокаливания плав, окрашенный в синий цвет вследствие образования метаалюмината кобальта (тенаровой сини) — Со(А1О2)2:

4Al(OH)3 + 2Co(NO3)2 → 2Co(AlO2)2 + 4NO2 + O2 + 6H2O

## Биологическая роль алюминия

Алюминий относится к примесным микроэлементам, концентри­руется в сыворотке крови, легких, печени, костях, почках, ногтях, волосах. Суточное потребление алюминия человеком составляет 47 мг. Биологическая роль алюминия связана главным образом с образованием комплексных соединений с кислородсодержащими лигандами и образова­нием нерастворимых фосфатов:

Al3+ + PO43- → AlPO4↓

Алюминий влияет на развитие эпителиальной и соединительной тканей, на регенерацию костных тканей, влияет на обмен фосфора, оказывает воздействие на ферментативные процессы

**р-Элементы IV группы**

К р-элементам IV группы относятся углерод (С), кремний (Si), германий (Ge), олово (Sn), свинец (Pb). Для них характерна электронная конфигурация валентного слоя … ns2np2. Атомы этих элементов могут проявлять две степени окисления (с.о.) +2 и +4, причем для углерода и кремния более устойчивы и характерны соединения со с.о. +4; а для олова и свинца со с.о. +2. В соеди­нениях с водородом и металлами углерод и кремний проявляют с.о. -4 (СH4 - метан; SiH4 - силан; Al4C3 - карбиды; Mg2Si - силициды). В пределах подгруппы происходит немонотонное изменение радиуса атома, усиление металлических свойств: углерод и кремний - типич­ные неметаллы, германий, олово и свинец - металлы c амфотерными свойствами.

**Углерод (Carboneum)**

Содержание в земной коре 0,14%, в атмосфере - 0.03% (CO2). В природе встречается как в свободном состоянии, так и в виде неорганических соединений (CO2, CaCO3) и многочисленных органических соединений. Для углерода характерны две природные аллотропные модификации: алмаз и графит и две синтетических: карбин (-С≡С-С≡С-) и поликумулен (=С=С=С=).

Электронная конфигурация атома углерода (С) имеет особенности:

1. Равенство числа валентных орбиталей числу валентных электро­нов (4);
2. Близость расположения валентных электронов к ядру;
3. Равенство способностей к отдаче и присоединению электронов, образование за счет этого ковалентных связей, в том числе прочных углерод-углеродных связей (), что приво­дит к образованию органических соединений (углерод - структур­ная основа всех органических соединений).

При образовании химических связей углерод чаще всего нахо­дится в возбужденном состоянии, для него в различных химических соединениях характерны 3 типа гибридизации атомных орбиталей.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Тип гибридизации** | **Строение молекул** | **Примеры соединений** |
| sp3 | тетраэдрическое | алмаз, CH4, CHal |
| sp2 | треугольное | графит, С2H4, CO32- |
| sp | линейное | карбин, C2H2, СО2, CS2 |

Одна из форм углерода - аморфный уголь обладает высокой поверхностной активностью - адсорбцией - способностью поглощать ядовитые, окрашенные, газообразные вещества. Это важное свойство широко используется при очистке, дегазации, дезактивации веществ, применяется также в фармации как адсорбент.

**Соединения углерода**

**СО** **- оксид углерода (II),** угарный газ.

Получение: в промышленности 2С + О2  2СО

в лаборатории НСООН + Н2SО4 (конц) → СО↑ + H2SO4×nH2O

В молекуле три ковалентных связи, две из них образо­ваны по обменному, а одна по донорно-акцепторному механизму. Для СО характерно три типа химических реакций.

1. Реакции восстановления СО + ZnO → Zn + CO2
2. Реакции присоединения CO + Cl2 → COCl2 - фосген (БОВ)
3. Реакции комплексообразования: СО является активным донором электронных пар, выступает в роли лиганда, образуя карбонилы металлов: [Fe(CO)5]; [Ni(CO)4]; [Cr(CO)6].

**СО2 - оксид углерода (IV)**, углекислый газ.

Получение: в промышленности C + O2  CO2

в лаборатории CaCO3 + 2HCl → 2СaCl + H2O + CO2↑

Строение молекулы CO2: ****

В молекуле СO2 две σ и две π связи; валентный угол - 180°, молекула линейна**я**, неполяр**н**а**я**.

По физическим свойствам газ, без цвета, запаха, кислого вкуса, легко сжижается под давлением и при охлаждении переходит в твердое состояние (сухой лед). Последний широко используется как хладагент. CO2 - типичный кислотный оксид, взаимодействуя с водой образует слабую угольную кислоту (H2CO3), которая существует только в водном растворе:

CO2 + H2O ↔­ H2CO3;

H2CO3 ↔ H+ + HCO3-;

HCO3- ↔ H+ + CO32-

Соли угольной кислоты: средние (нормальные) - карбонаты. Представители: Na2CO3 (кальцинированная сода); Na2CO3×10H2O (кристаллическая сода); K2CO3 (поташ); CaCO3 (мел, мрамор, известняк); MgCO3 (магнезит). Кислые соли гидрокарбонаты: NaHCO3 (питьевая сода);

**Соединения углерода**

**СО** **- оксид углерода (II),** угарный газ.

Получение: в промышленности 2С + О2  2СО

в лаборатории НСООН + Н2SО4 (конц) → СО↑ + H2SO4×nH2O

В молекуле три ковалентных связи, две из них образо­ваны по обменному, а одна по донорно-акцепторному механизму. Для СО характерно три типа химических реакций.

1. Реакции восстановления СО + ZnO → Zn + CO2
2. Реакции присоединения CO + Cl2 → COCl2 - фосген (БОВ)
3. Реакции комплексообразования: СО является активным донором электронных пар, выступает в роли лиганда, образуя карбонилы металлов: [Fe(CO)5]; [Ni(CO)4]; [Cr(CO)6].

**СО2 - оксид углерода (IV)**, углекислый газ.

Получение: в промышленности C + O2  CO2

в лаборатории CaCO3 + 2HCl → 2СaCl + H2O + CO2↑

Строение молекулы CO2: ****

В молекуле СO2 две σ и две π связи; валентный угол - 180°, молекула линейна**я**, неполяр**н**а**я**.

По физическим свойствам газ, без цвета, запаха, кислого вкуса, легко сжижается под давлением и при охлаждении переходит в твердое состояние (сухой лед). Последний широко используется как хладагент. CO2 - типичный кислотный оксид, взаимодействуя с водой образует слабую угольную кислоту (H2CO3), которая существует только в водном растворе:

CO2 + H2O ↔­ H2CO3;

H2CO3 ↔ H+ + HCO3-;

HCO3- ↔ H+ + CO32-

Соли угольной кислоты: средние (нормальные) - карбонаты. Представители: Na2CO3 (кальцинированная сода); Na2CO3×10H2O (кристаллическая сода); K2CO3 (поташ); CaCO3 (мел, мрамор, известняк); MgCO3 (магнезит). Кислые соли гидрокарбонаты: NaHCO3 (питьевая сода);

Карбонаты и гидрокарбонаты в водных растворах подвержены гидролизу:

Na2CO3 + H2O ↔ NaHCO3 + NaOH

NaHCO3 + H2O ↔ NaOH + H2CO3 (H2O + CO2 (г))

Качественная реакция на CO32- и CO2

Na2CO3 + 2HCl → 2NaCl + H2CO3 (H2O + CO2 (г))

CO2 + Ca(OH)2  → CaCO3↓ + H2O

CaCO3 + H2O + CO2 → Ca(HCO3)2

Происходит помутнение раствора (CaCO3) с последующим растворением осадка и образованием растворимой соли: Ca(HCO3)2

**Биологическая роль углерода**

По биологической роли углерод является органогеном номер один. По содержанию в организме человека (21, I5%) углерод относится к макроэлементам. Он входит в состав всех тканей и клеток в форме белков, жиров, углеводов, гормонов, витаминов.

Круговорот углерода в природе обусловлен переходом неоргани­ческого углерода в органический и наоборот. В клетках растений (хлоропластах) под действием солнечной энергии и хлорофилла происходит синтез органических веществ:

6nCO2 + 5nH2O → (C6H10O5)n + 6nO2, ΔH>0

В организме человека и животных происходит обратный процесс при тканевом дыхании:

(C6H10O5)n + 6nO2 → 6nCO2 + 5nH2O, ΔH<0

Система H2CO3 + HCO3- служит главной буферной системой плазмы крови, обеспечивающей поддержание кислотно-основного гомеостаза - постоянного значения рН крови порядка 7,4.

**Кремний (Silicium)**

В природе в свободном виде не встречается. Содержание в зем­ной коре 27,6%, самый распространенный элемент после кислорода. Наиболее распространены соединения: кремнеземы в виде SiO2 (песок, кварц, алюмосиликаты: каолин (Al2O3×2SiO2×2H2O), полевой шпат (K2O×Al2O3×6SiO2) нефелин (Na2O×Al2O3×2SiO2×2H2O), асбест (3MgO×2SiO2×2H2O).

**Кремний** (эл. ф.) Si - 1s22s23p63s23p2. Наиболее устойчива с.о. +4 (SiO2), менее устойчива с.о. +2 (SiO) или -4 (SiH4- силан).

### Соединения кремния

**SiO2** - оксид кремния (IV) в природе встречается в виде песка, кварца. Это кислотный оксид, в воде не растворяется, при взаимодейст­вии (спекании) с основными оксидами и основаниями образует сили­каты:

CaO + SiO2 CaSiO3

2NaOH + SiO2  2Na2SiO3 + H2O

Реагирует с фтороводородной кислотой (реакция травления отекла):

SiO2 + 4HF → SiF4↑ + 2 H2O

**Кремниевая кислота** очень слабая кислота, не имеет даже кис­лого вкуса, существует в виде неорганического полимера (гель xSiO2•yH2O). Для мономерных структур кремниевой кислоты харак­терно три основных формы: наиболее устойчивая метакремниевая (H2SiO3), метадикремниевая (H2Si2O5) и ортокремниевая (H4SiO4).

**Соли:** Силикаты. Наиболее распространены природные силикаты (алюмосиликаты, глины, каолин и др.). Среди синтетических силика­тов известны K2SiO3 и Na2SiO3 - растворимые силикаты (жид­кое стекло), они подвержены гидролизу:

2Na2SiO3 + H2O → Na2Si2O5 + 2NaOH

Обычное (оконное) стекло: Na2O×CaO×6SiO2

Тугоплавкое стекло: K2O×CaO×6SiO2

Хрустальное стекло: Na2O×PbO×6SiO2

Цемент (искусственный камень) общая формула: xCaSiO3×yCa2SiO4×zCa3(AlO3)2 получают спеканием специальных глин(мергеля) с песком и известня­ком.

Качественная реакция на силикаты:

xH2O + Na2SiO3 + 2NH4Cl → 2NH3↑ + 2NaCl + (x+1)H2O×SiO2 (гель)

Из алюмосиликатов большое значение имеют цеолиты, состав ко­торых выражается общей формулой MexЭyOz×nH2O, где: Me - Ca, Na, K; Э - Si, Al в переменном соотношении. Цеолиты способны обменивать воду на другие вещества ( NH3, спирт и др.), поэтому они используются в качестве так называемых молекулярных сит.

Кремнийорганические соединения (силиконы) являются производ­ными ортокремниевой кислоты H4SiO4: CH3-O-Si(CH3)2-O-Si(CH3)2-O-CH3

Наиболее распространены эсилон - 4, эсилон - 5, которые об­ладают высокими адсорбционными свойствами.

**Биологическая роль кремния**

Содержание кремния в организме человека составляет 3\*10-3%*,* он относится к примесным микроэлементам. Концентрируется в печени, надпочечниках, волосах, хрусталике. Биологическая роль кремния мало изучена. Нарушение обмена кремния приводит к возникновению гипертонии и ревматизма, малокровия. Кремний содержится в коже, хрящах, связках млекопитающих и входит в состав мукополисахаридов, где прочно связан эфирными связями, возникающими при взаимодействии ортокремниевой кислоты с гидроксильными группами углеводов (кремний-органические соединения): R1-O-Si(CH3)2-O-R2

**Олово (Stannum)**

В природе в свободном виде не встречается. Содержание в зем­ной коре 0,04%. Наиболее распространенное природное соединение SnO2 - оловянный камень или кассетерит.

Электронная формула Sn - 1s22s22p63s23p63d104s24p64d105s25p2). олово имеет две устойчивые c.о. +2 (эл. ф. Sn2+ - ...4s24p64d105s2 - ион с неподеленной электронной парой на ns-подуровне) и +4 (эл. ф. Sn4+ - …4s24p64d10 - ион псевдоблагородногазового типа), но наиболее устойчивой является с.о. +4

**Соединения олова (II)**

**SnO** – оксид олова (II) темно-бурый порошек, **Sn(OH)2** - гидроксид олова (II) - белый порошек, не растворимы в воде, взаимодействуют с кислотами и щелочами, обладают амфотерными свойствами, с преобладанием основных свойств.

**Соли:** катионные SnCl2×H2O и анионные Na2SnO2 (станниты). Растворимые соли в водных растворах гидродизуются:

SnCl2 + 2H2O → Sn(OH)2↓ + 2HCl.

Соединения олова (II) являются сильными восстановителями, окисляются до соединений Sn (IV):

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

Данная реакция является качественной на ион Sn2+ и ион Bi3+ (образуется черный осадок элементного висмута Bi).

**Соединения олова (IV)**

**SnO2**- оксид олова (IV) – белые кристаллы - и Sn(OH)4 - гидроксид олова (IV) – белый студенистый осадок - обладают амфотерными свойствами, однако в отличие от сое­динений Sn2+ для оксида и гидроксида Sn4+ более характерны кислотные свойства.

**Оловянная кислота** H2SnO3 или полимерная форма nH2O×mSnO2 известны в виде двух модификаций α- и β-оловянных кислот, отличающихся друг от друга соотно­шением n и m и свойствами.

**Соли:** Катионные SnCl4×5H2O, и анионные Na2SnO3×3H2O (станнаты) являются очень слабыми окислителями и практического значения не имеют. Находит применение сульфид олова (IV), который получают по следующей схеме: Sn + 2S + NH4Cl **SnS2** - **сульфид олова** **(IV)** - золотисто-желтого цвета (сусальное золото), используется для позолоты икон и картин.

Биологическая роль олова неизвестна. Для организма соединения олова очень токсичны, поэтому они не применяются в медицинс­кой практике. В фарманализе как реагент используется соль SnCl2×2H2O как восстановитель.

**Свинец (Plumbum)**

В природе в свободном виде не встречается. Содержание в зем­ной коре 0,0016%. Минералы и руды: PbS - свинцовый блеск.

Электронная формула Pb -1s22s22p63s23p63d104s24p64d104f145s25p65d106s26p2, свинец имеет две устойчивые с.о. +2 (эл.ф. Pb2+ - …5s25p65d106s2 - ион с неподеленной электронной парой на ns-подуровне) и +4 (эл.ф. Pb4+ - … 5s25p65d10 - ион псевдоблагородногазового типа), наиболее устойчивой является степень окисления +2.

**Соединения свинца (II)**

**PbO** - **оксид свинца (II)**, свинцовый глет, порошок красно-жел­того цвета и **Pb(OH)2** - **гидроксид свинца (II)**, не растворимы в воде взаимодействуют с кислотами и щелочами, обладают амфотерными свойствами с преобладанием основных.

Получение: Pb(NO3)2 + 2NaOH → 2NaNO3 + Pb(OH)2↓

Свойства: Pb(OH)2 + 2HNO3 → Pb(NO3)2 + 2H2O

Pb(OH)2 + 2NaOH Na2PbO2 + 2H2O (расплав)

Pb(OH)2 + 4NaOH → Na2[Pb(OH)4] (раствор)

**Соли:** катионные Pb(NO3)2 и анионные Na2PbO2 (плюмбиты); в гидроксосолях, существующих в водно-щелочных растворах, для ц.а. Pb2+ харак­терно к.ч. 4 - Na2[Pb(OH)4]. Растворимыми являются следующие соли: нитрат Pb(NO3)2 и ацетат свинца Pb(CH3COO)2, остальные соли мало или не растворимы в воде, образуют осадки различного цвета, что используется в аналитической химии для обнаружения иона Pb2+ и некоторых анионов:

Pb(NO3)2 + 2HCl → 2HNO3 + PbCl2↓ - белый кристалличес­кий осадок.

Pb(NO3)2 + Na2SO4 → 2NaNO3 + PbSO4↓ - белый кристалличес­кий осадок

Pb(NO3)2 + K2CrO4 → 2KNO3 + PbCrO4↓ - желтый осадок

Pb(NO3)2 + 2KJ → 2KNO3 + PbJ2↓ - золотисто-желтый осадок

PbCl2 и PbI2 при нагревании ратсворяются в воде.

Растворимые соли свинца (II) подвержены гидролизу:

Pb(NO3)2 + H2O → PbOHNO3 + HNO3

**Качественная реакция на ион Pb2+ и сульфид ион.** Качествен­ная реакция на ионы тяжелых металлов и их обнаружение в фармпрепаратах:

Pb(NO3)2 + Na2S → 2NaNO3 + PbS↓ - черный осадок

Соединения Pb (II) являются очень слабыми восстановителями.

**Соединения свинца (IV)**

**PbO2** - **оксид свинца (IV)** - темно бурый порошок, не растворим в воде, взаимодействует c кислотами и щелочами, обладает амфотерными свойствами с преобладанием кислотных свойств.

PbO2 + 2NaOH Na2PbO3 + H2O

PbO2 + 4HCl(конц.) → PbCl4 + 2H2O

PbCl4 → PbCl2 + Cl2

Соединения свинца (IV) являются сильными окислителями:

5PbO2 + 2MnSO4 + 4HNO3  2PbSO4↓ + Pb(MnO4)2 + 2Pb(NO3)2 + 2H2O

Раствор окрашиваетс в малиновый цвет за счет образования перманганат иона (MnO4-­).

Данная реакция является качественной на соединения свинца (IV) и Mn (II).

**Соли:** катионные PbCl4 очень неустойчивые и восстанавли­ваются до PbCl2. Более устойчивы анионные соли Na2PbO3 (плюмбаты) и гидроксосоли Na2[Pb(OH)6].