

**Debreceni Egyetem
Szervetlen és Analitikai Kémiai Tanszék**

KLASSZIKUS ANALITIKAI KÉMIA

Gyakorlati segédanyag

**Debrecen
2007**

Tartalomjegyzék

KLASSZIKUS MINŐSÉGI ELEMZÉS	3
A kationok Fresenius féle besorolása	3
A kénhidrogén tulajdonságai és a szulfidcsapadékok oldhatósága	5
Az I. osztály kationjai: Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} , Hg^{2+} , Cu^{2+} , Bi^{3+} , Cd^{2+}	8
Az I. osztály kationjainak egyszerű analízise	8
A II. osztály kationjai: As(III), As(V), Sb(III), Sb(V), Sn(II), Sn(IV)	11
A II. osztály kationjainak egyszerű analízise	11
Arzén meghatározása Marsh próbával	11
A III. osztály kationjai: Co^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} , Al^{3+} , Zn^{2+} , Mn^{2+}	15
A III. osztály kationjainak egyszerű analízise	15
A IV. osztály kationjai: Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}	17
Az V. osztály kationjai: Mg^{2+} , Na^+ , K^+ , NH_4^+ , Li^+ , H^+	19
Emlékeztető táblázatok a kationok kereséséhez	20
Anionok jellemző reakciói	20
Néhány kation és anion kimutatási reakciói	24
Néhány kation és anion kimutatási reakciói (rövid változat)	31
Kation elválasztási sémái	35

KLASSZIKUS MINŐSÉGI ELEMZÉS

A kationok Fresenius féle besorolása

A minőségi analízis során az anyagot előbb kationokra vizsgáljuk, mert ezek ismeretében az anionok könnyebben kutathatók fel. Minthogy a kationok száma aránylag nagy, csak rendszeres vizsgálattal érhetünk célhoz. Az anyagot először a kationok egész csoportjára jellemző kémszerrel, *ún. osztályreagenssel* kell megvizsgálnunk. Ha ugyanis az osztályreakciók révén megállapítottuk, hogy az illető kationok mely csoportjai lehetnek jelen, a vizsgálat körét kisebb számú kationra szűkíthetjük. Az osztályreagens alkalmazása egyúttal a különböző osztályba tartozó kationok gyors elválasztását is lehetővé teszi. Az egyes osztályokon belül a kationok egymás melletti felismerése, vagy megkülönböztetése különleges kémszerekkel történik.

A leggyakrabban előforduló kationokat szulfidjaik és karbonátjaik eltérő oldhatósága alapján öt osztályba sorolhatjuk. Osztályreagensek: sósav, kénhidrogén víz, ammóniumszulfid és ammóniumkarbonát.

I. osztály kationjainak megsavanyított oldatából H_2S olyan csapadékot, fémszulfidot választ le, mely tiobázis lévén a szintén tiobázis $(NH_4)_2S$ -ban nem oldódik. Ezen osztály kationjainak szulfidjai tehát vízben, hígított savakban és $(NH_4)_2S$ -ban oldhatatlanok. Az osztály kationjai egyébként HCl , illetve klorid-ionos oldattal szemben tanúsított viselkedésük alapján két alosztályba sorolhatók.

Az I. a) a l o s z t á l y b a tartozó kationok HCl -val (Cl^- -ionokkal) csapadékot adnak. E kationok kloridjai tehát vízben és savakban oldhatatlanok. (*Sósav-csoport.*) Ide tartoznak: Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} .

Az I. b) a l o s z t á l y b a tartozó kationok HCl -val nem adnak csapadékot. E kationok kloridjai tehát vízben és savakban oldódnak. (*Réz-csoport.*) Ide tartoznak, Hg^{2+} , Cu^{2+} , Bi^{3+} ; Cd^{2+} .

II. osztály (arzén-csoport) kationjainak megsavanyított oldatában H_2S szintén szulfidból álló csapadékot okoz, amely azonban amfoter jellegű vegyület és lúggal szemben tiosav gyanánt viselkedik. Ezért e szulfidok $(NH_4)_2S$ -ban, mint tiobázisban tiosóvá oldódnak. Ezen osztály szulfidjai tehát vízben és híg savakban oldhatatlanok, de kénammóniumban oldódnak. Ide tartoznak: **As(III), As(V), Sb(III), Sb(V), Sn(II), Sn(IV)**.

Az I. és II. osztályt, mivel ezek kationjai H_2S -nel valamennyien csapadékot adnak, közös néven kénhidrogén-csoportnak nevezzük.

III. osztály (kénammónium-csoport) kationjainak híg, erős savval megsavanyított oldatában H_2S csapadékot nem okoz, semleges, vagy gyengén lúgos oldatban azonban $(NH_4)_2S$ hatására csapadék (rendszerint fémszulfid, az Al^{3+} - és Cr^{3+} -ionoknál azonban a szulfid hidrolízise folytán hidroxid) keletkezik. Ez osztály szulfidjai (illetve hidroxidjai) tehát erős savakban oldódnak, vízben és gyenge bázisokban azonban oldhatatlanok. Ide tartoznak: Co^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} , Al^{3+} , Zn^{2+} , Mn^{2+} .

IV. osztály (alkáliföldfémek csoportja) kationjainak megsavanyított oldatában H_2S , semleges, vagy gyengén lúgos oldatában pedig $(NH_4)_2S$ csapadékot nem okoz, de semleges, vagy gyengén lúgos oldatukban $(NH_4)Cl$ jelenlétében, $(NH_4)_2CO_3$ -tal csapadék keletkezik. E kationok szulfidjai tehát vízben oldódnak, karbonátjai pedig vízben oldhatatlanok. Ide tartoznak: Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} .

V. osztály (Mg és alkálifémek csoportja) kationjainak szulfidjai, valamint $(\text{NH}_4)\text{Cl}$ jelenlétében karbonátjai is vízben oldhatók. $(\text{NH}_4)\text{Cl}$, illetve ammóniumsók távollétében ugyan Mg^{2+} -ionok $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ -tal csapadékot adnak, mivel azonban a rendszeres analízis során alkalmazott általános kémszerektől az oldat ammónium-tartalmúvá válik, ezek jelenlétében a Mg^{2+} $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ -tal nem választható le: így a Mg^{2+} gyakorlatilag az V. osztályba kerül. Ez osztály kationjainak oldatában tehát sem H_2S , sem $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, sem $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ csapadékot nem okoz. Ez osztály kationjai csak különleges kémszerekkel jellemezhetők. Ide tartoznak: Mg^{2+} , Na^+ , K^+ , NH_4^+ , Li^+ , H^+ .

A gyakrabban előforduló kationok fenti beosztását az 1. táblázat foglalja össze.

1. táblázat
A gyakrabban előforduló kationok analitikai osztályai

I. osztály	II. osztály	III. osztály	IV. osztály	V. osztály
H ₂ S-csoport		(NH ₄) ₂ S-csoport	Alkáliföldfémek csoportja	Mg és alkálifémek csoportja
a. HCl-csoport	As-csoport			
Ag ⁺	As(III)	Co ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺
Pb ²⁺	As(V)	Ni ²⁺	Sr ²⁺	Na ⁺
Hg ₂ ²⁺	Sb(III)	Fe ²⁺	Ba ²⁺	K ⁺
b. Cu-csoport	Sb(V)	Fe ³⁺		NH ₄ ⁺
Hg ²⁺	Sn(II)	Cr ³⁺		Li ⁺
Cu ²⁺	Sn(IV)	Al ³⁺		H ⁺
Bi ²⁺		Zn ²⁺		
Cd ²⁺		Mn ²⁺		

A ritkábban előforduló kationokat a fentiekől elkülönítve tárgyaljuk. Több-kevesebb sikerrel ezeket is beosztathatjuk a fenti öt analitikai osztályba, ezek jelenlétében azonban az egyes kationok elválasztása némileg módosul.

Az **I. a) osztály** (HCl-csoport) kationjai közé sorolható még a Tl^+ , melynek kloridja vízben oldhatatlan.

A **II. osztály** (As-csoport) kationjai közé sorolható ritkább alkatrészek a következők: **Au, Pt, Se, Te, Mo**:

A **III. osztályba** [(NH₄)₂S-csoport] sorolható kationok: **Be²⁺, UO₂²⁺, Ti⁴⁺**.

Az **V. osztályba** (alkálifémek-csoportja) sorolhatók: **Cs⁺, Rb⁺**.

Vanádium-wolfram-csoport. E két fém tulajdonságai annyira eltérnek az eddigiektől, hogy külön csoportban tárgyaljuk őket.

A kénhidrogén tulajdonságai és a szulfidcsapadékok oldhatósága

A kénhidrogénes víz a H₂S-gáz közönséges hőmérsékleten és nyomáson telített vizes oldata. A 20 °C-on telített H₂S víz kb. 4 g H₂S-t tartalmaz literenként, és így az oldat 10⁻¹ mol/liter koncentrációjának vehető. Nagyobb nyomás alatt a gázból több, magas hőmérsékleten kevesebb oldódik. Savak jelenlétében a gáz oldhatósága lényegesen nem változik, lúgokban az oldhatóság szulfidképződés közben nő.

A H₂S igen gyenge sav, tehát vizes oldatban igen kis mértékben disszociál. Mivel kétértékű sav, a disszociáció fokozatosan megy végbe:



Erős savak hatására a disszociáció igen nagymértékben visszaszorul, és az oldat S²⁻-ion koncentrációja rendkívül kicsi lesz.

Az oldat savassága és S²⁻-ion koncentrációja közötti összefüggést megkapjuk, ha a fenti két egyensúlyra felírjuk a tömeghatás törvényét, és a két egyenletet összeszorozzuk. Ekkor a következő kifejezést kapjuk:

$$\frac{[\text{H}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{S}]} = kb. 10^{-7} \cdot 10^{-15} = 10^{-22}$$

1 bar nyomású H₂S gázzal telítve az oldatot, annak H₂S koncentrációja 10⁻¹ mol/literrel egyenlő. Ezt az értéket [H₂S] helyébe írva:

$$[\text{H}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}] = 10^{-23}$$

Vagy:

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{10^{-23}}{[\text{H}^+]^2}$$

Mindkét oldal negatív logaritmusát véve:

$$-\log[\text{S}^{2-}] = 23 - 2 \text{ pH}$$

A bal oldali kifejezés helyébe bevezetjük a szulfid-ion exponenst (pS), melyet tehát a pH-hoz hasonlóan definiálunk:

$$\text{pS} = -\log[\text{S}^{2-}]$$

A pS szulfid-ionexponens a szulfid ionkoncentráció negatív logaritmus. A fenti kifejezés tehát a következőképpen alakul:

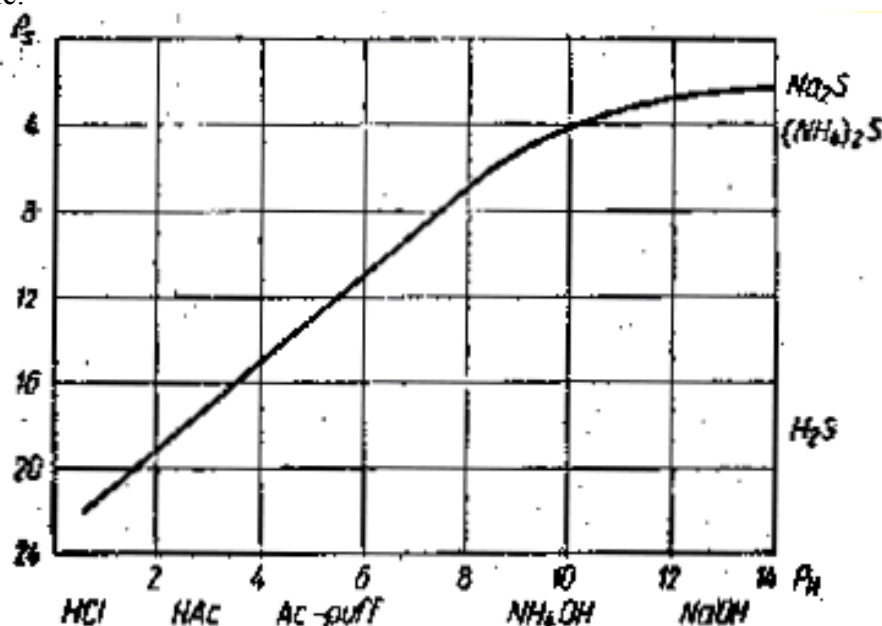
$$\boxed{\text{pS} = 23 - 2 \text{ pH}}$$

Semleges oldatban (pH = 7) tehát a H₂S-nel telített oldatban a pS = 9, vagyis a szulfid-ionkoncentráció [S²⁻] = kb. 10⁻⁹.

1 mol/l egyenértékű erős savat tartalmazó oldatban (pH = 0) pedig pS = 23, vagyis

$[S^{2-}] = \text{kb. } 10^{-23}$. Ez tehát azt jelenti, hogy 1 mol/l savas oldatban $10^{-23}/10^{-9}=10^{-14}$ -szer, vagyis százbilliószor kisebb a szulfid-ionkoncentráció, mint semleges oldatban.

A szulfid-ionexponens (pS) és a pH közötti pontosabb összefüggést az 1. ábrából olvashatjuk le.



1. ábra

Savas közegben tehát csak azok a fémionok válnak le szulfid alakjában, amelyek nagyon oldhatatlanok. A fémszulfid (MeS) oldhatósági szorzatának $[Me^{2+}] = 1$ fémion koncentráció esetében.

$$[Me^{2+}] \cdot [S^{2-}] = L \leq 10^{-23}$$

értéknél kisebbnek kell lennie.

Ugyanez az érték semleges közegben

$$[Me^{2+}] \cdot [S^{2-}] = L \leq 10^{-9}$$

Ezért van tehát az, hogy erősen savas oldatból csak a nagyon oldhatatlan fémszulfidok választhatók le H_2S -nel (I. és II. osztály szulfidjai), míg semleges vagy gyengén lúgos közegben a viszonylag jobban oldódó fémszulfidok is lecsaphatók (III. osztály szulfidjai, lásd 2. táblázat)

A kémszernek használt H_2S -víz koncentrációja részben a gáz illékonysága miatt, részben a levegő oxidáló hatása folytán csökken. A vízben oldott H_2S ugyanis gyorsabban oxidálódik, mint a száraz gáz és így a kémszer levegővel érintkezve néhány nap alatt megromlik. Az oldott gáz $H_2S + O = H_2O + S$ egyenlet szerint oxidálódik és a kén sárgásfehér üledék alakjában kiválik. A kémszert tehát gumidugós és teljesen megtöltött üvegekben tartjuk.

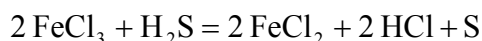
Ha a vizsgálandó oldat fölösleges hígulását el akarjuk kerülni, H_2S -gázt alkalmazunk. Ennek előállítására célszerűen Deville-féle palackokból összeállított gázfejlesztő-készülékben (2. ábra), vas(II)szulfidból (FeS) és (1:1) HCl -ből történik. A gázt a savcseppek visszatartására vízzel telt mosópalackon vezetjük keresztül. A FeS -ből előállított H_2S -gáz, a FeS fémvastartalma miatt; gyakran tartalmaz H_2 gázt, ez azonban a H_2S használhatóságát nem befolyásolja.

2. táblázat

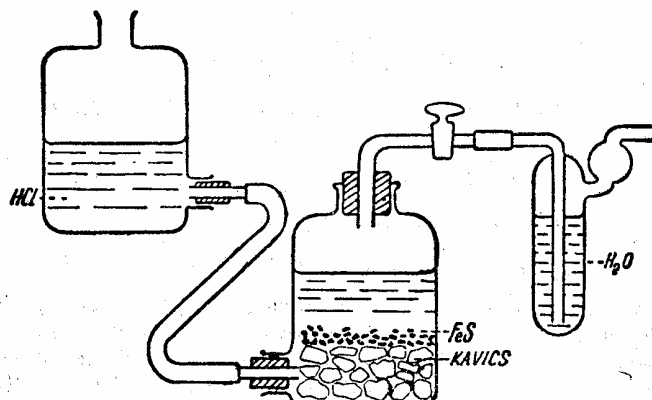
Fém-szulfidok oldhatósága savas és semleges oldatban

Fém-szulfid Me_aS_b	Oldhatósági szorzat $[Me]^a \cdot [S]^b = L$	Szulfidexponens $[Me] = 1 \text{ mol/l}$ esetén pS	Szulfidexponens a H_2S gázzal telített oldatban		Kation osztály
			Semleges közegben pH = 7	Savas közegben pH = 0	
HgS	10^{-53}	53	pS= 9	pS= 23	I. és II. osztály
Ag_2S	10^{-51}	51			
Cu_2S	10^{-50}	50			
CuS	10^{-38}	38			
PbS	10^{-29}	29			
SnS	10^{-28}	28			
CdS	10^{-27}	27			
Bi_2S_3	10^{-24}	24			
Tl_2S	10^{-24}	24			
ZnS	10^{-22}	22			
$\alpha\text{-CoS}$	10^{-22}	22			
$\beta\text{-NiS}$	10^{-21}	21			
FeS	10^{-18}	18			
MnS	10^{-15}	15			

H_2S -víz előállítására a H_2S -gázt vékonyra kihúzott üvegsövön keresztül kiforralt és lehűtött desztillált vízbe vezetjük mindaddig, míg a víz a H_2S -re nézve telített lesz. Erről úgy győződhetünk meg, hogy egy kis részletét kémcsőbe öntjük, a kémcső száját ujjunkkal befogjuk, és tartalmát alaposan összerázzuk, ha ujjunk meglazítása után a kémcsőből a gáz kifűj, a telítés befejeződött; ha viszont külső levegő nyomul a kémcsőbe, a víz még nincs telítve a gázzal. Az állott H_2S -víz jóságáról úgy győződünk meg, hogy egy próbájához $FeCl_3$ oldatot öntünk. Ha az oldat az első pillanatban megkékül és a kiváló S-től nyomban megtejszedik, úgy a kémszer még használható. A reakció a következő egyenlet szerint zajlik le:



Mivel a H_2S -t erélyesen oxidáló anyagok (Cl_2 , H_2O_2 , cc. HNO_3 stb.) gyorsan lebontják, vizsgálat előtt ezeket az oldatból el kell távolítani. A HNO_3 -at vízzel való hígítással lehet ártalmatlanná tenni (a 3-4%-os hideg HNO_3 már csak elhanyagolható sebességgel oxidál).



2. ábra

Az I. osztály kationjai

Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} , Hg^{2+} , Cu^{2+} , Bi^{3+} , Cd^{2+}

Osztályreakció: Ez osztály kationjai savanyú oldatban H_2S -nel csapadékot adnak, mely $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ -ban nem oldódik. A csapadék színe fekete vagy sötétbarna, a Cd^{2+} -nál citromsárga.

Osztályreagens: A csapadék előállítására kénhidrogénes-vizet vagy a H_2S -gázt használhatunk.

Az I. osztály kationjainak általános jellemzése: Az I. osztály kationjait kloridjuknak vízben való oldhatósága szerint két csoportba osztjuk:

I. a) osztály. Sósav-csoport. Ide tartoznak: Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} . E kationok nitrátjai vízben jól oldódnak. Az Ag_2SO_4 vízben nehezen a Hg_2SO_4 még nehezebben oldódik, míg a PbSO_4 vízben gyakorlatilag oldhatatlan. E kationok hidroxidjai, karbonátjai és szulfidjai vízben oldhatatlanok. A $\text{Pb}(\text{OH})_2$ amfotér karaktert mutat, mivel erős lúgban oldódik. Az Ag^+ komplex ion képződésére hajlamos. Az AgCl és Hg_2Cl_2 vízben nem oldódik, míg a PbCl_2 hideg vízben kevésbé, meleg vízben jobban oldódik.

HCl -val savanyítva tehát e fémek kloridjai fehér csapadék alakjában kiválnak. Ha HCl -val való savanyítás nélkül reagálunk H_2S -nel, úgy e fémek szulfidjai azonnal leválnak. E csapadék $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ -ban nem oldódik. Ha tehát e kationok szulfidjainak leválasztása előtt az oldatot meg akarjuk savanyítani, nem használhatunk sem HCl -at, sem H_2SO_4 -at, hanem csak híg HNO_3 -at, vagy CH_3COOH -at. E kationok szulfidjai közül a PbS már közepes koncentrációjú HNO_3 -ban is feloldódik, tehát a három szulfid közül ennek oldhatósága a legnagyobb.

I. b) osztály. Réz-csoport. Ide tartoznak: Hg^{2+} , Cu^{2+} , Bi^{3+} , Cd^{2+} . E kationok nitrátjai, szulfátjai és kloridjai vízben jól oldódnak. A hidroxidok, karbonátok és szulfidok vízben oldhatatlanok. A szulfidok híg ásványi savakban sem oldódnak, töményebb HCl a CdS -ot oldja; ez az I. osztály legkönnyebben oldható szulfidja. Legnehezebben oldódik a HgS , mely még cc. HNO_3 -ban sem oldódik. Az I. osztály szulfidjainak oldhatósága összevéve nagyon kicsiny. Savanyú oldatban a H_2S disszociációja, mint láttuk, igen nagymértékben visszaszorul, az oldat S^{2-} -ion koncentrációja mégis elegendő ahhoz, hogy e szulfidok oldhatósági szorzatának értékét túllépje. A szulfidok $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ -ban nem oldódnak, tehát tiobázisok. A Hg^{2+} , a Cd^{2+} komplex ionok képzésére hajlamos.

Az I. osztály kationjainak egyszerű analízise

Az I. osztály kationjainak felismerése egyszerű analízis során (vagyis olyan esetben, amidőn csak egyfajta kation van jelen) a következőképpen történhet:

1. HCl -val való savanyításra fehér csapadék:

Jelen lehet a I. a) osztály kationjainak valamelyike: Ag^+ , sok Pb^{2+} , Hg_2^{2+} .

A HCl -val kapott csapadékot erős rázással ülepítjük, majd a savanyú folyadékot leöntjük.

a) NH_4OH -ot adunk a HCl -val kapott csapadékhoz:

A csapadék feloldódik Ag^+

A csapadék észrevehetően nem változik sok Pb^{2+}

A csapadék megfeketedik Hg_2^{2+}

2. HCl-val való savanyításra csapadék nem keletkezik. A savanyú oldathoz főlegben **H₂S** vizet adunk: *csapadék válik le.*

a) A dekantálással mosott csapadék egy részletéhez (NH₄)₂S_X-ot adunk: *a csapadék nem oldódik.*

Jelen lehet: kevés **Pb²⁺**, **Hg²⁺**, **Cu²⁺**, **Bi³⁺**, **Cd²⁺**

A H₂S-nel kapott csapadék; sárga **Cd²⁺**

3. A vizsgálandó oldat újabb részletéhez H₂SO₄-at adunk:

Fehér csapadék: **kevés Pb²⁺**

4. NaOH-ot adunk a vizsgálandó oldat újabb részletéhez:

Fehér csapadék **Bi³⁺**

Sárga. csapadék **Hg²⁺**

Kék csapadék **Cu²⁺**

A fenti reakciók alapján felismert kation azonosságáról néhány más jellemző reakció segítségével is meg kell győződnünk.

3. táblázat
Az I. osztály kationjainak csapadéktáblázata

	Ag ⁺	Pb ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Bi ³⁺	Cd ²⁺
HCl	AgCl fehér	PbCl ₂ fehér	Hg ₂ Cl ₂ fehér	—	—	—	—
H ₂ S	Ag ₂ S fekete	PbS fekete	HgS+Hg fekete	HgS fekete	CuS fekete	Bi ₂ S ₃ barna	CdS sárga
(NH ₄) ₂ S _X	Ag ₂ S fekete	PbS fekete	HgS+Hg fekete	HgS fekete	CuS fekete főlöslég kissé oldja	Bi ₂ S ₃ barna	CdS sárga
NH ₄ OH	Ag ₂ O barna	Pb(OH) ₂ fehér	$\text{Hg} \begin{matrix} \text{Cl} \\ \text{NH}_2 \end{matrix} +$ + Hg fekete	$\text{Hg} \begin{matrix} \text{Cl} \\ \text{NH}_2 \end{matrix}$ fehér	Cu(OH) ₂ kék	Bi(OH) ₃ fehér	Cd(OH) ₂ fehér
főlöslégtől	[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	—	—	—	[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	—	[Cd(NH ₃) ₄] ²⁺
NaOH	Ag ₂ O barna	Pb(OH) ₂ fehér	HgO + Hg fekete	HgO sárga	Cu(OH) ₂ kék	Bi(OH) ₃ fehér	Cd(OH) ₂ fehér
főlöslégtől	—	[Pb(OH) ₄] ²⁻	—	—	melegen CuO fekete	—	—
H ₂ SO ₄	—	PbSO ₄ fehér	—	—	—	—	—
KCN	AgCN fehér	Pb(CN) ₂ fehér	Hg + Hg(CN) ₂ fekete	—	Cu(CN) ₂ sárga	Bi(OH) ₃ fehér	Cd(CN) ₂ fehér
főlöslégtől	[Ag(CN) ₂] ⁻	—	—	—	[Cu(CN) ₄] ³⁻	—	[Cd(CN) ₄] ²⁻
K ₂ CrO ₄	Ag ₂ CrO ₄ vörösbarna	PbCrO ₄ sárga	Hg ₂ CrO ₄ vörös	HgCrO ₄ sárga, megvörösödő	—	(BiO) ₂ Cr ₂ O ₇ sárga	—
KI	AgI sárga	PbI ₂ sárga [PbI ₄] ²⁻	Hg ₂ I ₂ zöld [HgI ₄] ²⁻ + Hg fekete	HgI ₂ vörös [HgI ₄] ²⁻	CuI+I ₂ fehér —	BiI ₃ fekete [BiI ₄] ⁻ narancsszínű.	[CdI ₄] ²⁻ —
SnCl ₂	AgCl fehér	PbCl ₂ fehér	Hg ₂ Cl ₂ fehér Hg fekete	Hg ₂ Cl ₂ fehér Hg fekete	—	—	—
Na ₂ [Sn(OH) ₄]	Ag ₂ O barna	Lassan Pb fekete	Hg fekete	Hg fekete	KCN jelenlétében —	Bi fekete	—
Sok H ₂ O	—	—	—	—	—	(BiO)Cl fehér	—
Cu	—	—	Hg amalgám		—	—	—
Jellemző reakciók	+HCl: fehér csap., amely NH ₄ OH- ban oldódik	+H ₂ SO ₄ + egyenlő t. alkohol: fehér csap., mely NaOH-ban melegítésre oldódik	+HCl fehér csap., mely NH ₄ OH-tól megfeketedik	+HCl, szürmi +SnCl ₂ : fehér, megszürkülő csapadék	+ főlöslég NH ₄ OH: mélykék színeződés	Hg sókat hevítéssel eltávolítani + H ₂ O + + KCN + Na ₂ [Sn(OH) ₆] fekete csap.	A legfeljebb csak Cu ²⁺ -t tartalmazó oldat + NH ₄ OH + + KCN + + H ₂ S: sárga csap.

A II. osztály kationjai

As(III), As(V), Sb(III), Sb(V), Sn(II), Sn(IV)

A II. osztály kationjainak egyszerű analízise

A II. osztály kationjait egyszerű analízis során, vagyis ha az oldatban csupán egyfajta kation van jelen, a következő reakciókkal ismerhetjük fel:

H₂S - fölöslegével, HCl-val megsavanyított oldatban a II. osztály kationjai oly csapadékot adnak, mely sárga (NH₄)₂S_X-ban oldódik.

A H₂S okozta csapadék:

1. *Világossárga*: Jelen lehet: As(III), As(V), Sn(IV).

a) A csapadék (1:1) HCl-ban nem oldódik, viszont (NH₄)₂CO₃ a csapadékot oldja:

As(III)

b) A csapadék csak KI katalizáló hatására válik le teljesen, egyébként (1:1) HCl-ban nem, (NH₄)₂CO₃-ban pedig jól oldódik: **As(V)**

c) A csapadék (1:1) HCl-ban oldódik, (NH₄)₂CO₃ nem oldja: **Sn(IV)**

2. *Narancsvörös*: A csapadék (1:1) HCl-ban oldódik, (NH₄)₂CO₃ nem oldja.

Az eredeti oldat:

a) Erősen HCl-as oldatban KI-dal nem reagál: **Sb(III)**

b) Erősen HCl-as oldatban KI-ból barna színű I₂-ot választ ki: **Sb(V)**

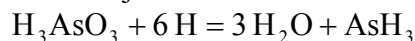
3. *Sötétbarna csapadék*:

Az eredeti oldat HgCl₂-ből fehér csapadékot választ le: **Sn(II)**

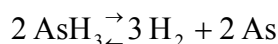
A fenti reakciók alapján felismert kation azonosságáról néhány más jellemző reakció segítségével is meg kell győződünk.

Arzén meghatározása Marsh próbával

Marsh-féle próba lényege az, hogy az oldható As-vegyületeket savanyú közegben "nascens" hidrogén AsH₃-gázzá redukálja.



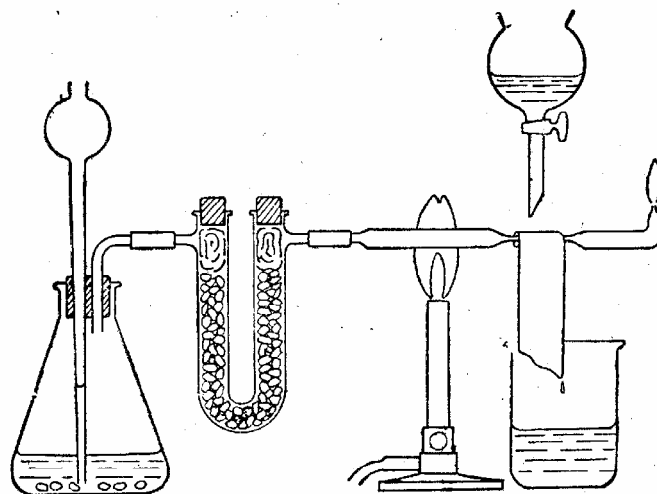
mely hevítéskor összetevőire disszociál:



Ha a magas hőmérsékleten egyensúlyban levő elegyet hirtelen lehűtjük, a reakció sebessége annyira lecsökken, hogy az egyensúly nem tud az alsó nyíl irányában eltolódni (az egyensúly befagy), és az As elemi állapotban kiválik.

A próba kivitele céljából állítsuk össze a 3. ábrán látható készüléket. A készülék kb. 150 ml-es gázfejlesztő lombikjába tegyünk 5-10 g tiszta (As-mentes) granulált Zn-et, és öntsünk

rá kb. 20 ml 25%-os (As-mentes) H_2SO_4 -at, amelyben kevés $CuSO_4$ -ot oldottunk fel. A Zn hatására kiváló fém Cu a Zn felületére tapadva, helyi elem képződése útján elősegíti a H_2 fejlődést. A tölcsérrel és gázvezetőcsővel ellátott gumidugóval a lombikot bedugaszoljuk. A tölcsért úgy állítjuk be, hogy a lombik fenekét éppen érintse.



3. ábra Marsh-féle készülék As kimutatására

A Zn és H_2SO_4 egymáshatása folytán keletkező H_2 -gáz a vízmentes $CaCl_2$ -dal töltött U alakú csövön keresztül a nehezen olvadó (*Supremax*) üvegből készült, közepén megsűkített csövön keresztül távozik. A kísérlet megkezdése előtt meggyőződünk arról, hogy a fejlődő H_2 -gáz kiűzte-e teljesen a levegőt a készülékből. E célból a cső vége fölé szájával lefelé fordított kémcsövet tartunk. Néhány perc múlva a kémcső száját ujjunkkal befogva *Bunsen*-láng közelébe visszük, és a kémcsőben levő gázt meggyújtjuk. Ha a gáz erős pukkanással ég el, a készülék még levegőt tartalmaz. Ha a gáz nyugodtan ég el, a készülék levegőmentes. Ekkor a lehúzott csövén kiáramló gázt meggyújtjuk, és a cső szűkülete előtti részt *Bunsen*-lánggal hevítjük. A csőszűkületet hűtés céljából nedves szűrőpapírszelettel csavarjuk körül. Ha körülbelül 20 percnyi hevítés után sem keletkezik a csőszűkületnél barnás fekete As-tükör, akkor az alkalmazott reagensek valóban As-mentesek.

E vakpróba után megkezdjük a tulajdonképpeni vizsgálatot. A lángokat eloltjuk, majd az oxidáló anyagoktól és szerves vegyületektől mentes kénsavas próbát a tölcséren keresztül óvatosan a lombikba öntjük. Vigyázzunk arra, hogy közben levegő ne kerüljön a lombikba! Célszerű tehát valamelyik gumicsatlakozásnál a cső összenyomásával a gáz útját elzárni és megvárni, míg a gáz a lombikból a H_2SO_4 -at a tölcsérbe nyomja. Itt nyugodtan hozzáadhatjuk a vizsgálandó anyagot, és nem kell attól tartani, hogy levegőbuborékokat ragad magával a lombikba. A gumicső összenyomásának megszüntetésével szabad utat engedünk a gáznak, majd kis idő múlva újból meggyújtjuk a kiáramló gázt és a csőszűkület előtt levő *Bunsen*-égyőt. Ha kb. 20 percn belül a csőszűkületnél barnásfekete As-tükört észlelünk, a próba As-tartalmú volt. Ily módon 0,1 γ As könnyen kimutatható. Sok As jelenlétében a cső végén levő láng fakó kék színű, fokhagyma szagot áraszt, és hideg porcelánlemezzel lenyomva, azon As-tükör keletkezik.

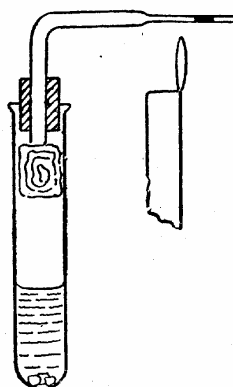
A reakciót az antimon, mely fekete Sb-tükört ad, zavarja. Az As-tükör abban különbözik az

Sb-tükörtől, hogy NaOCl-ban és lúgos H_2O_2 ban oldódik, míg az Sb tükör nem.

A módszer rendkívül jellemző és érzékeny; különösen törvényszéki vizsgálatoknál alkalmazzák. Ha szerves vegyületekben pl. hullarészekben akarjuk az arzént kimutatni, a szerves anyagot először el kell roncsolni. A roncsolást cc. H_2SO_4 + cc. HNO_3 -val való ismételt befőzéssel végezhetjük. A roncsolás befejezése után a HNO_3 -at úgy távolítjuk el, hogy az elegyet H_2SO_4 gőzök megjelenéséig hevítjük, majd lehülés után vízzel hígítjuk, és kb. 10 percig forraljuk (nitrozilkénsav elbontása).

Egyszerűsített Marsh-féle próba. Szervetlen vegyületekben némileg nagyobb mennyiségű As-t a fentebbi módszernél egyszerűbben is kimatathatunk. A gázfejlesztő lombik helyett ilyenkor kémcsövet használunk (4. ábra), melybe 1-2 darabka tiszta, granulált Zn-et teszünk, kb. 0,1 g vizsgálandó anyagot, vagy 1 ml vizsgálandó oldatot adunk hozzá és 5 ml 25%-os H_2SO_4 és kevés $CuSO_4$ hozzáadása után a kémcső szájába vattadugót erősítünk, majd egyszerű átfűrt gumidugóval bedugjuk. A dugó furatába nehezen olvadó (Supremax) üvegből készült, derékszögben meghajlított üvegcsövet erősítünk, melynek vége kb. 10 cm hosszúságban vékony kapillárisra van kihúzva. Az összeállítás után kb. 1 perc múlva, mikorra a fejlődő H_2 a levegőt kiűzi a készülékből, a kiáramló gázt meggyújtjuk, és takarékgövel a kapilláris elejét hevíteni kezdjük. As jelenlétében a kapillárisban fekete As-tükör keletkezik, mely NaOCl-ban vagy NaOH + H_2O_2 -ban oldódik.

Nagyobb mennyiségű oxidáló anyag jelenléte a reakciót késlelteti. Ezeket kevés $NaHSO_3$ tal tehetjük ártalmatlanná.



4. ábra Egyszerű **Marsh-féle** készülék

4. táblázat
A II. osztály kationjainak csapadéktáblázata

	As(III)	As(V)	Sb(III)	Sb(V)	Sn(II)	Sn(IV)
HCl	—	—	—	Eredetileg lúgos oldatból Sb ₂ O ₅	—	—
főlslegben				Sb ⁵⁺		
H ₂ S csapadék	As ₂ S ₃ sárga	As ₂ S ₃ + S As ₂ S ₅ sárga	Sb ₂ S ₃ narancs	Sb ₂ S ₅ Narancs	SnS sötétbarna	SnS ₂ sárga
+ (NH ₄) ₂ S	(AsS ₃) ³⁻	(AsS ₄) ³⁻	(SbS ₃) ³⁻	(SbS ₄) ³⁻	—	(SnS ₃) ²⁻
+ (NH ₄) ₂ S _x	(AsS ₄) ³⁻	(AsS ₄) ³⁻	(SbS ₄) ³⁻	(SbS ₄) ³⁻	(SnS ₃) ²⁻	(SnS ₃) ²⁻
+ (NH ₄) ₂ CO ₃	(AsS ₃) ³⁻ + (AsO ₃) ³⁻	(AsS ₄) ³⁻ + (AsSO ₃) ³⁻	—	—	—	—
+ (1:1) HCl	—	—	Sb(III)	Sb(III) + S	Sn(II)	Sn(IV)
+ (COOH) ₂	—	—	—	—	—	[Sn(C ₂ O ₄) ₄] ⁴⁻
NaOH	—	—	Sb(OH) ₃ fehér	SbO ₂ (OH) Fehér	Sn(OH) ₂ fehér	Sn(OH) ₄ fehér
főlslegben	—	—	[Sb(OH) ₄] ⁻	[Sb(OH) ₆] ⁻	[Sn(OH) ₄] ²⁻	[Sn(OH) ₆] ²⁻
NH ₄ OH	—	—	Sb(OH) ₃	SbO ₂ (OH)	Sn(OH) ₂	Sn(OH) ₄
főlslegben	—	—	[Sb(OH) ₄] ⁻	[Sb(OH) ₆] ⁻	—	—
SnCl ₂ + cc. HCl (Bettendorf-próba)	As sötétbarna	As sötétbarna	—	—	—	—
Marsh-próba	As fekete	As fekete	Sb fekete	Sb Fekete	—	—
+ NaOCl	(AsO ₄) ³⁻	(AsO ₄) ³⁻	—	—	—	—
AgNO ₃ Seml. közegben	Ag ₃ AsO ₃ sárga	Ag ₃ AsO ₄ csok.-barna	—	—	—	—
Magnesia mixture	—	MgNH ₄ AsO ₄ fehér	Sb(OH) ₃	SbO ₂ (OH)	Sn(OH) ₂	Sn(OH) ₄
(NH ₄) ₂ MoO ₄	—	(NH ₄) ₃ AsO ₄ 12 MoO ₃ sárga	—	—	—	—
KI + HCl	—	As(III) + I ₂ barna	—	Sb(III) + I ₂ barna	—	—
H ₂ O	—	—	(SbO)Cl fehér	(SbO ₂)Cl fehér	—	—
+ bórkósav	—	—	oldódik	oldódik	—	—
Jellemző reakciók A II. osztályon belül	Bettendorf-próba		Fém Sn lemezre 1 csepp HCl-val megsavanyított próba: fekete folt		Lumineszcencia próba Kakotelines reakció	

A III. osztály kationjai



A III. osztály kationjainak egyszerű analízise

Ha a vizsgálandó próba csupán egyfajta kationt, tartalmaz, úgy ezt a következő reakciókkal ismerhetjük fel:

A III. osztály kationjai HCl-val megsavanyított oldatban H₂S-nel nem adnak csapadékot. Az esetben kénkiválás Fe³⁺-, CrO₄²⁻ vagy MnO₄⁻ ionok jelenlétére mutat. Semleges vagy NH₄OH-dal semlegesített oldatban (NH₄)₂S hatására csapadék válik le.

Az (NH₄)₂S-től leválott csapadék:

1. Fekete és

a. HCl-ban *nem oldódik*: **Co²⁺, Ni²⁺**

Új próbához NaOH-ot öntve:

Kék csapadék, mely fölöslegtől rózsaszínű lesz: **Co²⁺**

Zöld csapadék, mely levegőn nem barnul meg: **Ni²⁺**

b. HCl-ban *oldódik*: **Fe²⁺, Fe³⁺**

Új próbához NaOH-ot öntve:

Piszkoszöld csapadék, mely levegőn lassanként megbarnul: **Fe²⁺**

Vörösbarna csapadék: **Fe³⁺**

2. **Színes vagy fehér** (nem fekete): **Cr³⁺, Al³⁺, Zn²⁺, Mn²⁺**

Zöld csapadék. Új próbához NaOH-ot adva zöld csapadék, mely a kémszer fölöslegében zöld színnel oldódik, és forraláskor újra előáll: **Cr³⁺**

Fehér csapadék. Új próbához NH₄OH-ot adva, fehér, kocsonyás csapadék, mely a kémszer fölöslegében nem oldódik: **Al³⁺**

Fehér csapadék. Új próbához NH₄OH-ot adva, fehér csapadék, mely a kémszer fölöslegében oldódik: **Zn²⁺**

Hússzínű csapadék. Új próbához NaOH-ot adva, fehér csapadék, mely a kémszer fölöslegében nem oldódik, levegőn lassan megbarnul: **Mn²⁺**

A felismert kation azonosságáról néhány más, jellemző reakció elvégzésével is meg kell győződnünk.

5. táblázat
A III. osztály kationjainak csapadéktáblázata

	Co²⁺	Ni²⁺	Fe²⁺	Fe³⁺	Cr³⁺	Al³⁺	Mn²⁺	Zn²⁺
HCl+H ₂ S	Co ²⁺	Ni ²⁺	Fe ²⁺	Fe ²⁺ +S fehér zavarosodás	Cr ³⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺
CH ₃ COONa +H ₂ S	Kevés CoS fekete	Kevés NiS fekete	Kevés FeS fekete	Kevés FeS+S fekete	Cr ³⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	ZnS fehér
(NH ₄) ₂ S	CoS fekete	NiS fekete	FeS fekete	FeS+S fekete	Cr(OH) ₃ zöld	Al(OH) ₃ fehér	MnS hússzínű	"
+HCl	CoS fekete	NiS fekete	Fe ²⁺	Fe ²⁺ +S	Cr ³⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺
NH ₄ OH	Co(OH) ₂ kék→rózsasz.	Ni(OH) ₂ zöld	Fe(OH) ₂ zöld	Fe(OH) ₃ vörösbarna	Cr(OH) ₃ zöld	Al(OH) ₃ fehér	Mn(OH) ₂ fehér	Zn(OH) ₂ fehér
+főlöslégben	[Co(NH ₃) ₄] ²⁺	[Ni(NH ₃) ₄] ²⁺	"	"	"	"	"	[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺
+NH ₄ Cl	[Co(NH ₃) ₄] ²⁺	[Ni(NH ₃) ₄] ²⁺	Fe ²⁺	"	"	"	Mn ²⁺	[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺
levegőn	[Co(NH ₃) ₆] ³⁺	[Ni(NH ₃) ₄] ²⁺	Fe(OH) ₃ Vörösbarna	Fe(OH) ₃ vörösbarna	Cr(OH) ₃ zöld	Al(OH) ₃ fehér	MnO(OH) ₂ barna	[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺
NaOH	Co(OH) ₂ kék→rózsasz.	Ni(OH) ₂ zöld	Fe(OH) ₂ zöld	Fe(OH) ₃ vörösbarna	Cr(OH) ₃ zöld	Al(OH) ₃ Fehér	Mn(OH) ₂ fehér	Zn(OH) ₂ fehér
főlöslégben	"	"	"	"	[Cr(OH) ₄] ⁻	[Al(OH) ₄] ⁻	"	[Zn(OH) ₄] ²⁻
levegőn	Co(OH) ₃ fekete	Ni(OH) ₂ Zöld	Fe(OH) ₃ vörösbarna	Fe(OH) ₃ vörösbarna	[Cr(OH) ₄] ⁻	[Al(OH) ₄] ⁻	MnO(OH) ₂ barna	[Zn(OH) ₄] ²⁻
+NaOCl (Br ₂)	"	Ni(OH) ₃ fekete	"	"	CrO ₄ ²⁻ sárga	[Al(OH) ₄] ⁻	"	[Zn(OH) ₄] ²⁻
+H ₂ O ₂	"	Ni(OH) ₂ zöld	"	"	CrO ₄ ²⁻ sárga	[Al(OH) ₄] ⁻	"	[Zn(OH) ₄] ²⁻
+NH ₄ Cl melegen	[Co(NH ₃) ₄] ³⁺	[Ni(NH ₃) ₄] ²⁺	Fe ²⁺	"	Cr(OH) ₃ zöld	Al(OH) ₃ fehér	Mn ²⁺	[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺
BaCO ₃ hidegen	Co ²⁺	Ni ²⁺	Fe ²⁺	Fe(OH) ₃ vörösbarna	Cr(OH) ₃ zöld	Al(OH) ₃ fehér	Mn ²⁺	Zn ²⁺
CH ₃ COONa melegen	Co ²⁺	Ni ²⁺	Fe ²⁺	Fe(OH) ₂ CH ₃ COO vörösbarna	Cr ³⁺	Al(OH) ₂ CH ₃ COO fehér	Mn ²⁺	Zn ²⁺
K ₄ [Fe(CN) ₆]	Co ₂ [Fe(CN) ₆] zöld	Ni ₂ [Fe(CN) ₆] zöld	K ₂ Fe[Fe(CN) ₆] világoskék	Fe ₄ [Fe(CN) ₆] ₃ sötétkék	Cr ³⁺	Al ³⁺	Mn ₂ [Fe(CN) ₆] fehér	K ₂ Zn ₃ [Fe(CN) ₆] ₂
Jellemző reakció	NH ₄ SCN + Na ₂ CO ₃ + éter-amilalk. kék színeződés	Dimetil-glioxim + NH ₄ OH + borkősav piros csap.	α-α'-dipiridil vörös színeződés	HCl + NH ₄ SCN vörös színeződés	H ₂ O ₂ + NaOH sárga szín	NH ₄ OH + alizarinszulfosavas-Na + CH ₃ COOH vörös Csap.	PbO ₂ + cc. HNO ₃ ibolya szín	Ditizon + NaOH vörös szín

A IV osztály kationjai

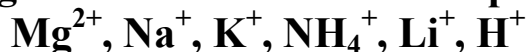
Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}

6. táblázat
A IV osztály kationjainak csapadéktáblázata

	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	CaCO_3 fehér	SrCO_3 fehér	BaCO_3 fehér
+ CH_3COOH	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}
H_2SO_4	CaSO_4 fehér	SrSO_4 fehér	BaSO_4 fehér
CaSO_4	Ca^{2+}	lassan SrSO_4 fehér	azonnal BaSO_4 fehér
SrSO_4	Ca^{2+}	Sr^{2+}	BaSO_4 fehér
$(\text{NH}_4)_2(\text{COO})_2$	$\text{Ca}(\text{COO})_2$ fehér	$\text{Sr}(\text{COO})_2$ fehér	$\text{Ba}(\text{COO})_2$ fehér
+ CH_3COOH	$\text{Ca}(\text{COO})_2$ fehér	részben Sr^{2+}	részben Ba^{2+}
Na_2HPO_4	CaHPO_4 fehér	SrHPO_4 fehér	BaHPO_4 fehér
+ CH_3COOH	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{NH}_4\text{Cl}$	$\text{Ca}(\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ fehér	Sr^{2+}	Ba^{2+}
K_2CrO_4	Ca^{2+}	SrCrO_4 sárga	BaCrO_4 sárga
+ CH_3COOH	Ca^{2+}	Sr^{2+}	BaCrO_4 sárga
Oxin + NH_4Cl + NH_4OH	$(\text{C}_9\text{H}_6\text{NO})_2\text{Ca}$ sárga	Sr^{2+}	Ba^{2+}
Na-rodizonát	Ca^{2+}	Sr-rodizonát vörösarna	Ba-rodizonát vörösarna
+HCl	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Savanyú Ba-rodizo-nát világos vörös
Lángfestés	téglavörös	karminvörös	fakó zöld
Jellemző	622 nm	605 nm	554 nm
Spektrumvonalak	554 nm	461 nm	524 nm 514 nm
Oldhatóság absz. alkohol-éter elegyében			
Klorid	oldódik	oldódik	nem oldódik
Nitrát	oldódik	nem oldódik	nem oldódik
A IV.osztályon belül jellemző reakciók	semleges oldat + + NH_4Cl + + $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$: fehér csapadék	tömény K_2CrO_4 -tal imregnált papírra 1 csepp semleges oldat, majd 1 csepp Na-rodizonát: vörösarna folt	+ HCl + 1 csepp Na- rodizonát : vörös csapadék

Az V. osztály kationjai

Magnézium és alkálifémek csoportja



Osztályreakció: Az V. osztály kationjai sem H_2S -nel, sem $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ -dal, sem (ammóniumsók jelenlétében) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ -tal nem adnak csapadékot. Ez ionoknak tehát általános kémszerűk nincsen. Felismerésük különleges reakciókkal, lángfestési próbával vagy spektroszkópiai úton történhetik.

Az V. osztály kationjainak általános jellemzése. Ennek az osztálynak kationjait az jellemzi, hogy nemcsak szulfidjuk, hanem - a magnézium és lítium kivételével - karbonátjuk is oldható vízben.

A magnéziumot és lítiumot, jóllehet előbbinek karbonátja vízben csaknem oldhatatlan, utóbbié pedig csak kevésbé oldódik, az V. osztályba kell sorolnunk, mivel a magnéziumkarbonát ammóniumsók jelenlétében oldódik, a lítiumkarbonát pedig, ha az oldat hígabb, ki sem válik. Márpedig a rendszeres analízis során, mikorra a IV. osztály kationjainak kereséséhez fogunk, az addig alkalmazott osztályreagensektől az oldat már annyi ammóniumsót tartalmaz, és annyira híg, hogy $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ -tól sem a magnéziumkarbonát, sem a lítiumkarbonát nem válik ki.

Az alkálifémek (Na^+ , K^+ , Li^+) lágy, késsel vágható és igen kis fajsúlyú fémek. A vizet heves H_2 fejlődés közben bontják, levegőn gyorsan oxidálódnak. Vegyületeikben egyvegyértékű, színtelen kationok alakjában fordulnak elő. Sóik vízben könnyen oldódnak. Hidroxidjaik a legerősebb bázisok.

Az alkáli-ionokhoz tartozik az $(\text{NH}_4)^+$ ammónium összetett ion is, amely NH_3 -ból és H^+ -ionból keletkezik. Ionátmérője a K^+ -ionéval egyezik. Ennek megfelelően a két ion reakciói is nagymértékben hasonlítanak.

Ez osztályba sorolható még a H^+ -ion is, mely savak vízben való oldása alkalmával keletkezik. Csapadékos reakciói nem jellemzők.

Emlékeztető táblázatok a kationkeresés menetéhez

I. a. osztály

	Ag ⁺	Hg ₂ ²⁺	Pb ²⁺	
+ HCl	AgCl	Hg ₂ Cl ₂	PbCl ₂	
+ forró H ₂ O	AgCl	Hg ₂ Cl ₂	Pb ²⁺	
+ NH ₄ OH	[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	Hg + Hg(NH ₂)Cl	PbCrO ₄	+ K ₂ CrO ₄ + CH ₃ COONa
+ HNO ₃	AgCl			

I. b. osztály

	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺
+ H ₂ S	HgS	PbS	Bi ₂ S ₃	CuS	CdS
+ 20% HNO ₃	HgS	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺
+ H ₂ SO ₄		PbSO ₄	Bi ³⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺
		+ NH ₂ OH	Bi(OH) ₃	[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	[Cd(NH ₃) ₄] ²⁺
		+ KCN		[Cu(CN) ₄] ³⁻	[Cd(CN) ₄] ²⁻
			+ H ₂ S		CdS

II. osztály

	As ₂ S ₃ As ₂ S ₅	Sb ₂ S ₃ Sb ₂ S ₅	SnS SnS ₂
+ (NH ₄) ₂ S _x	AsS ₄ ³⁻	SbS ₄ ³⁻	SnS ₃ ²⁻
+ HCl	As ₂ S ₅	Sb ₂ S ₅	SnS ₂
+ ec. HCl	As ₂ S ₅	Sb ³⁺	Sn ⁴⁺
+ Fe		Sb	Sn ²⁺
+ borkősav + HNO ₃		Sb ³⁺	Sn ⁴⁺ + Hg ₂ Cl ₂
+ H ₂ S		Sb S ₃	

III. osztály. Hidrolízises elválasztás

PO₄³⁻ jelenlétében + FeCl₃!

	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺
+ NH ₄ OH	Fe(OH) ₃	Al(OH) ₃	Cr(OH) ₃	[Co(NH ₃) ₆] ²⁺	[Ni(NH ₃) ₆] ²⁺	[Zn(NH ₃) ₆] ²⁺	Mn ²⁺
+ HCl	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	CoS	NiS	ZnS	MnS
+ NaOH + H ₂ O ₂	Fe(OH) ₃	Al(OH) ₃ ⁻	CrO ₄ ²⁻	CoS	NiS	Zn ²⁺	Mn ²⁺
+ NH ₄ Cl		Al(OH) ₃	CrO ₄ ²⁻			[Zn(OH ₄)] ²⁻	Mn(OH) ₂

III. osztály. Sósav hidrogénperoxidos elválasztás

H₃PO₄-at Sn + HNO₃-val eltávolítani!

	NiS	CoS	FeS	MnS	Al(OH) ₃	Cr(OH) ₃	ZnS
+ HCl	NiS	CoS	Fe ²⁺	Mn ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Zn ²⁺
+ 20%-os NaOH + 3%-os H ₂ O ₂			Fe(OH) ₃	MnO(OH) ₂	Al(OH) ₃ ⁻	CrO ₄ ²⁻	Zn(OH) ₂ ⁻
+ HCl			Fe ²⁺	Mn ²⁺	Al(OH) ₃	CrO ₄ ²⁻	[Zn(NH ₃) ₆] ²⁺
+ H ₂ NOH HCl + NH ₄ Cl + NH ₄ OH			Fe(OH) ₃	Mn ²⁺		BaCrO ₄	Zn ²⁺
+ (NH ₄) ₂ S				MnS			ZnS

IV. osztály. Kromát-szulfátos elválasztás

	BaCO ₃	SrCO ₃	CaCO ₃
	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺
+ CH ₃ COOH	BaCrO ₄	Sr ²⁺	Ca ²⁺
+ CH ₃ COOH + CH ₃ COONa + K ₂ Cr ₂ O ₇		SrCO ₃	CaCO ₃
+ Na ₂ CO ₃		SrSO ₄	Ca ²⁺
+ HCl + cc. (NH ₄) ₂ SO ₄			Ca(COO) ₂
+ NH ₄ OH + NH ₄ -oxalát			

IV. osztály. Kioldásos módszer

	BaCO ₃	SrCO ₃	CaCO ₃
+ HNO ₃ , 180 C°-on szárítva	Ba(NO ₃) ₂	Sr(NO ₃) ₂	Ca(NO ₃) ₂
+ alkohol-éter	Ba(NO ₃) ₂	Sr(NO ₃) ₂	Ca ²⁺
+ HCl, bepárolva	BaCl ₂	SrCl ₂	
+ alkohol	BaCl ₂	Sr ²⁺	

Anionok jellemző reakciói

A 7. táblázat tájékoztat arról, hogy a fenti kémszerekkel szemben az egyes anionok hogyan viselkednek.

7. táblázat

	I. osztály <i>HCl</i> -val gázfejlődés vagy csapadék- képződés	II. osztály <i>BaCl</i> ₂ -dal semleges közegben csapadék	III. osztály <i>HNO</i> ₃ + <i>AgNO</i> ₃ -tal csapadék	IV. osztály Az előbbi kémszerekkel nincs változás
Sem KI-dal, sem I ₂ - dal nem reagál	CO ₃ ²⁻ HCO ₃ ⁻ SiO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻ PO ₄ ³⁻ BO ₃ ³⁻ F ⁻	Cl ⁻ Br ⁻ I ⁻ CN ⁻ SCN ⁻ [Fe(CN) ₆] ⁴⁻	NO ₃ ⁻ CH ₃ COO ⁻ OH ⁻
KI-ból I ₂ -ot választ ki	ClO ⁻	JO ₃ ⁻ CrO ₄ ²⁻ BrO ₃ ⁻	[Fe(CN) ₆] ³⁻	ClO ₃ ⁻ NO ₂ ⁻ S ₂ O ₈ ²⁻ MnO ₄ ⁻
I ₂ -ot elszínteleníti	S ²⁻ S _X ²⁻ SO ₃ ²⁻ S ₂ O ₃ ²⁻			

Anion	Jellemző reakció	Zavaró ionok	Zavaró hatások kiküszöbölése
I. osztály CO ₃ ²⁻ HCO ₃ ⁻	Eredeti anyag + HCl: Fejlődő gázt meszes vízbe vezetjük: fehér csapadék	SO ₃ ²⁻ , S ₂ O ₃ ²⁻	HCl helyett CrO ₃ -dal telített híg H ₂ SO ₄ . Oxidáljuk H ₂ O ₂ -dal.
SiO ₃ ²⁻	1. Tetrafluorid próba 2. A szódás kivonat HCl-val szárazra párolva homokszerű, vízben és HCl-ban oldhatatlan maradékot ad.		
ClO ⁻	1. Semleges közegben az indigó-oldatot elszínteleníti		
	2. Megsvanyításkor Cl ₂ -szag	Cl ⁻ + ClO ₃ ⁻ Cl ₂	Gyenge savval savanyítunk Fém-higannyal összerázva ClO ⁻ jelenlétében barna csapadék
S ²⁻	1. HCl + Pb-acetátos papír: megfeketedik	A reakciót HCl-ban oldhatatlan szulfidok nem adják	2. reakció
	2. Zn + HCl + Pb-acetátos papír: megfeketedik	SO ₃ ²⁻ , S ₂ O ₃ ²⁻ Elemi kén	Csak a szódás kivonat oldhatatlan maradékával végezzük a próbát CS ₂ -dal kioldjuk
SO ₃ ²⁻	1. HCl + KIO ₃ -os papír: megbarnul	S ²⁻ , S ₂ O ₃ ²⁻	A zavaró ionokat semlegesített szódás kivonatban HgCl ₂ -dal kicsapjuk és a szűrletet vizsgáljuk
	2. Pontosan semlegesítjük + cc. ZnSO ₄ + Na ₂ [Fe(CN) ₅ NO] : vörös csapadék		
S ₂ O ₃ ²⁻	HCl-val főzve: SO ₂ szag, S kiválás	S _x ²⁻	A semlegesített szódás kivonatban CdSO ₄ + fölös NH ₄ OH-dal kicsapjuk és a szűrletet vizsgáljuk
		SO ₃ ²⁻	A semlegesített szódás kivonatban Sr(NO ₃) ₂ -tal kicsapjuk és a szűrletet vizsgáljuk

Anion	Jellemző reakció	Zavaró ionok	Zavaró hatások kiküszöbölése
II. osztály SO ₄ ²⁻	HCl + BaCl ₂ : fehér csapadék	F ⁻ , SiF ₆ ²⁻	Ez utóbbiak Ba-sói cc. HCl-val főzve oldódnak
PO ₄ ³⁻	Az I-II. osztály kationjaitól megszabadított oldat + HNO ₃ + (NH ₄) ₂ MoO ₄ : sárga csapadék	AsO ₄ ³⁻	HCl-val megsavanyított oldatban H ₂ S-nel leválasztjuk
		Oxalát ionok	HCl-as közegben H ₂ O ₂ -dal oxidáljuk, majd az oldatot HNO ₃ -val szárazra pároljuk
BO ₃ ³⁻	1. Szilárd próba + cc. H ₂ SO ₄ + alkohol: meggyújtva zöldecszégélyű láng	A reakciót boroszilikátok nem adják	Na ₂ CO ₃ -tal feltárjuk, vagy 2. reakcióval próbálkozunk
	2. CaF ₂ + KHSO ₄ -tal összekeverve Pt-dróton lángba tartjuk: zöld láng		
	3. HCl + kurkumapapír, 100 °C-on megszáritva: vörös színeződés + NaOH : fekete színeződés, mely HCl-től visszavöröszdik	Oldhatatlan borátok a reakciót nem adják	Na ₂ CO ₃ + K ₂ CO ₃ -tal feltárjuk
F ⁻	1. Üvegmaratási próba	Fölös SiO ₂ és BO ₃ ³⁻	2. reakció
	2. Tetrafluoridos próba. A klorátokat előzetesen el kell bontani. (Robbanó ClO ₂)	Néhány fluoroszilikát a reakciót nem adja	Na ₂ CO ₃ + K ₂ CO ₃ -tal feltárjuk
IO ₃ ⁻	1. H ₂ SO ₄ + Zn, majd + HNO ₃ + AgNO ₃ : sárga csapadék	III. osztály anionjai BrO ₃ ⁻ , ClO ₃ ⁻	Redukció előtt fölös AgNO ₃ , szűrjük 2. reakció
	2. HCl + cseppenként NaHSO ₃ : I ₂ kiválás, mely fölöslegtől eltűnik	BrO ₃ ⁻	CCl ₄ -dal kirázzuk
BrO ₃ ⁻	1. Lásd IO ₃ ⁻		
	2. cc. H ₂ SO ₄ , melegítve: Br ₂ gőzök	CrO ₄ ³⁻ + Cl ⁻	Lúgban a Br ₂ elszíntelenedik

Anion	Jellemző reakció	Zavaró ionok	Zavaró hatások kiküszöbölése
III. osztály Cl ⁻	1. HNO ₃ + AgNO ₃ : fehér csapadék	ClO ⁻	Hg-val eltávolítjuk
		Br ⁻ , I ⁻	a) A kimosott csapadékot (NH ₄) ₂ CO ₃ -tal összerázzuk és szűrjük + KBr : csapadék. b) H ₂ SO ₄ + aceton + fölös KMnO ₄ + H ₂ O ₂ + HNO ₃ + AgNO ₃ : fehér csapadék
		CN ⁻ , SCN ⁻ , [Fe(CN) ₆] ⁴⁻ , [Fe(CN) ₆] ³⁻	Lecsapjuk CuSO ₄ + H ₂ SO ₃ -val
	2. CrO ₂ Cl ₂ reakció	Redukáló anyagok	Fölös K ₂ Cr ₂ O ₇
Br ⁻	Cl ₂ -os víz + CCl ₄ -dal összerázzuk: barnássárga CCl ₄ -os oldat	Redukáló anyagok	Fölös Cl ₂
I ⁻	Cl ₂ -os víz + CCl ₄ -dal összerázzuk: ibolya színű CCl ₄ -os fázis, fölös Cl ₂ -től elszíntelenedik	Redukáló anyagok	Óvatosan Cl ₂ fölösleg
		CN ⁻	HCl-val óvatosan fülke alatt elfőzzük (HCN!)
CN ⁻	1. NaHCO ₃ -tal forraljuk és a gőzöket AgNO ₃ -ba vezetjük: fehér csapadék	Hg(CN) ₂	NaCl fölösleg
	2. Berlinikék reakció	SCN ⁻ , [Fe(CN) ₆] ⁴⁻ , [Fe(CN) ₆] ³⁻	1. reakció
	3. Rodanid reakció	SCN ⁻ , [Fe(CN) ₆] ⁴⁻ , [Fe(CN) ₆] ³⁻	1. reakció
SCN ⁻	HCl + FeCl ₃ : vörös színeződés	[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	A HCl-val megsavanyított próba egy cseppjét FeCl ₃ -dal átitatott papírra cseppentjük: vörös szegélyű folt
		F ⁻ , PO ₄ ³⁻ , oxalátok, tartarátok	CH ₃ COOH-val megsavanyított oldatban BaCl ₂ -dal lecsapjuk és a szűrlet SCN ⁻ -ra vizsgáljuk
		NO ₃ ⁻	Nagy hígítás és savanyítás után azonnal FeCl ₃
		I ⁻	A SCN ⁻ + I ⁻ -ot AgNO ₃ -tal lecsapjuk, az AgSCN-ot NH ₄ OH-ban kioldjuk, az Ag ⁺ -t szintelen (NH ₄) ₂ S-dal leválasztjuk és a szűrlethez HCl-at és FeCl ₃ -ot adunk
[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	HCl + FeCl ₃ : kék színeződés vagy csapadék	SCN ⁻	A HCl-val megsavanyított próba egy cseppjét FeCl ₃ -dal átitatott papírra ejtjük középen kék színű folt
[Fe(CN) ₆] ³⁻	HCl + FeCl ₃ : kék színeződés vagy csapadék	NO ₂ ⁻	Fölös FeSO ₄ melegítjük

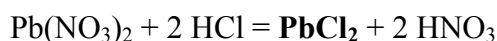
Anion	Jellemző reakciók	Zavaró ionok	Zavaró hatások kiküszöbölése
IV. Osztály NO_3^-	1. cc. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4$: barna gyűrű	NO_2^-	$\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$ -val vagy NaN_3 -dal eltávolítjuk
		Br^- , I^-	Ag_2SO_4 -tal lecsapjuk
		ClO^-	2. reakciót alkalmazzuk
		$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	Pb-acetáttal lecsapjuk, a szűrletből a Pb- ot H_2SO_4 -val eltávolítjuk, szűrlet + cc. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4$
	2. $\text{NaOH} + \text{Zn}$ -por: NH_3 fejlődés	SCN^-	3. reakciót alkalmazzuk
		NH_4^+	Redukció előtt NaOH -dal főzzük
		NO_2^-	$\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$ -val vagy NaN_3 -dal eltávolítjuk, majd a 3. reakciót alkalmazzuk
3. Szulfanilsav + α -naftilamin + Zn por: piros színeződés	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ SCN^-	3. reakciót alkalmazzuk	
	NO_2^-	$\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$ -val vagy NaN_3 -dal eltávolítjuk	
CH_3COO^-	1. A port KHSO_4 -tal eldörzsöljük: ecetsav-szag	Oxidáló anyagok	Zn fölösleget alkalmazunk
	2. A port $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{As}_2\text{O}_3$ -mal hevítjük: igen kellemetlen szag	SO_3^{2-} , formiátok	2. reakciót alkalmazzunk
	3. cc. $\text{H}_2\text{SO}_4 +$ alkohol: kellemes észter-szag	Erősszagú anyagok	2. reakciót alkalmazzunk
ClO_3^-	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ -val redukáljuk, majd $\text{HNO}_3 + \text{AgNO}_3$: fehér csapadék	ClO^- és a III. osztály anionjai	A redukció előtt a ClO^- -ot fém Hg-val eltávolítjuk, a többi zavaró aniont AgNO_3 -tal lecsapjuk, szűrünk és a szűrletet redukáljuk
		BrO_3^- , IO_3^-	Redukció után együtt lecsapjuk az AgCl -, AgBr -, AgI -ot, $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ -val elbontjuk és a Cl^- -ot aceton + $\text{KMnO}_4 +$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{AgNO}_3$ -tal kimutatjuk
NO_2^-	1. Szulfanilsav + α -naftilamin : piros színeződés		
	2. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{FeSO}_4$: barna színeződés	ClO_3^- , I^- , SO_3^{2-} SCN^- , $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	1. reakciót alkalmazzuk
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	BaCl_2 , melegítjük: lassan fehér csapadék	SO_4^{2-}	Fölös BaCl_2 , hidegen szűrjük, majd melegítjük
ClO_4^-	1. KCl : fehér kristályos csapadék	Nem nagyon érzékeny	2. reakciót alkalmazzuk
	2. Redukció Ti^{3+} -al H_2SO_4 -as közegben, majd $\text{HNO}_3 +$ AgNO_3 : fehér csapadék	Cl^- , Br^- , I^- , ClO^- , ClO_3^-	Előbb AgNO_3 -tal lecsapjuk, $\text{Zn} +$ H_2SO_4 -val redukáljuk, majd AgNO_3 -tal lecsapjuk. A reakciót szűrlettel végezzük.
HCOO^- Formiát	HgCl_2 : Melegítésre fehér csapadék	Redukáló anyagok	Savanyú közegből ledesztilláljuk és a desztillátumban reagáltatunk
$(\text{COO})_2^{2-}$ oxalát	1. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4$, a fejlődő gázt meszes vízbe vezetjük : fehér zavarodás	Redukáló anyagok	A KMnO_4 -ot fölöslegben alkalmazzuk
	2. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CaCl}_2$: fehér csapadék	F^- , SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , BO_3^{3-} , $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	A csapadékot szűrjük, H_2SO_4 -ban oldjuk és 1. reakciót végezzük.
$\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$ tartarát	1. $\text{AgNO}_3 + \text{NH}_4\text{OH}$, 60 °C-ra melegítve: Ag-tükör	N_2H_4 , NH_2OH és más erősen redukáló anyagok	H_2O_2 -dal oxidáljuk

	2. cc. H ₂ SO ₄ + rezorcin, melegíteni: vörös színeződés	Formaldehid	
C ₄ H ₅ O ₇ ³⁻ citrát	1. Denigés próba	Almasav, keton- származékok	2. reakciót alkalmazzuk
	2. Meszes víz fölöslegével főzzük : fehér csapadék, mely kihűléskor oldódik	Ca ²⁺ -ionokkal csapadékot adó ionok	Hidegen szűrjük, majd a szűrletet forraljuk

Néhány kation és anion kimutatási reakciói

ÓLOM, Pb

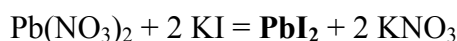
1. **HCl** hatására fehér **PbCl₂** csapadék keletkezik.



Ha a csapadékot sok vízzel forraljuk, feloldódik. (Különbség az Ag⁺ és Hg₂²⁺-tól.) Lehűlés közben a forró oldatból hosszú, tűszerű kristályok alakjában válik ki a **PbCl₂**.

Cc. HCl-ban a **PbCl₂** komplex-sav képződése közben oldódik: $\underline{\text{PbCl}_2} + 2 \text{HCl} = \text{H}_2[\text{PbCl}_4]$

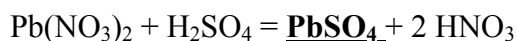
2. **KI** hatására sárga **PbI₂** csapadék keletkezik.



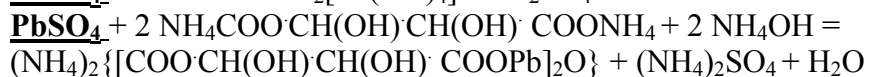
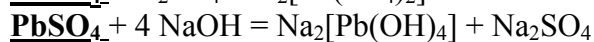
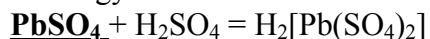
Forrón telített, szintelen **PbI₂** oldatból lehűléskor aranysárgán csillogó lapok alakjában válik ki a **PbI₂**.

Tömény KI fölöslegében a **PbI₂** csapadék részben oldódik: $\underline{\text{PbI}_2} + 2 \text{KI} = \text{K}_2 [\text{PbI}_4]$

3. **H₂SO₄** hatására fehér, porszerű **PbSO₄** csapadék válik ki.

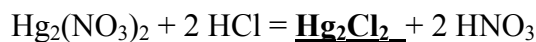


A **PbSO₄** csapadék oldódik cc. HNO₃-ban, cc. HCl-ban, cc. H₂SO₄-ban, NaOH-ban, ammóniás ammónium-tartarátban. Ez utóbbi reakció segítségével választhatjuk el az **PbSO₄**-ot az ugyancsak oldhatatlan alkáliföldfém-szulfátoktól (CaSO₄, SrSO₄, BaSO₄).



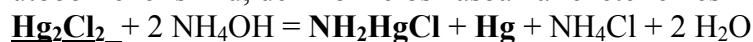
Higany(I), Hg₂²⁺

4. **HCl**, vagy oldható kloridok fehér **Hg₂Cl₂** csapadékot (kalomel) képeznek, amely híg savakban oldhatatlan.

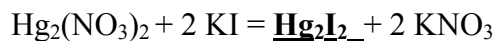


A csapadék meleg királyvízben, klóros vízben és brómosvízben oldódik, miközben higany(II)-kloriddá (-bromiddá) alakul.

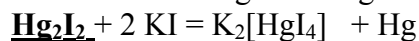
A **Hg₂Cl₂** -ot fehér színe ellenére *kalomel*-nek (görögül = szép fekete) nevezzük, mivel **NH₄OH**-dal leöntve fekete lesz. Eközben fémes Hg és higany(II)-amido-klorid keletkezik. Ez utóbbi fehér színű, de finom eloszlásban a fekete fémes Hg e színt elfödi:



5. **KI** zöld színű **Hg₂I₂** csapadékot választ le.

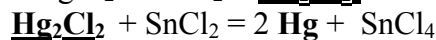
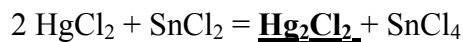


A **Hg₂I₂** csapadék azonban könnyen diszproporcionálódik **HgI₂**-ra és **Hg**-ra, ezért a csapadék a kémszer fölöslegében megsűrkül, a **HgI₂** ugyanis KI fölöslegben oldódik.

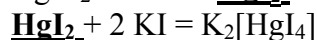
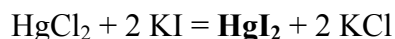


Higany(II), Hg²⁺

6. **SnCl₂** redukáló hatására először fehér **Hg₂Cl₂** csapadék válik ki, mely azonban a kémszer fölöslegétől, különösen melegítésre, szürke fém-higanyra redukálódik.



7. **KI** vörös színű higany(II)-jodid csapadékot választ le, amely a kémszer fölöslegében szintelen komplex sóvá oldódik.



(E komplex só lúgos oldata az NH₄⁺ ion kimutatására szolgáló *Nessler*-reagens.)

Réz, Cu

8. *Kevés NH₄OH*-tól világoskék csapadék formájában bázisos réz(II)-só válik le, mely NH₄OH fölöslegében réz(II)-tetramminsó keletkezése közben intenzív kék színnel oldódik.

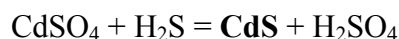


Ha az oldat már eleve sok ammóniumsót tartalmaz (pl. az oldatban levő sav közömbösítése útján), csapadék nem keletkezik, hanem az oldat azonnal sötétkék lesz.

A reakció Cu^{2+} -ionokra Ni-sók távollétében (melyek ammónium-hidroxiddal hasonló, de nem annyira intenzív színeződést adnak) jellemző.

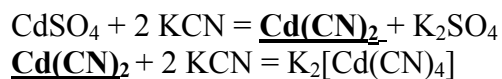
Kadmium, Cd

9. H_2S hatására az I. osztály ionjaitól eltérően *sárga* színű **CdS** csapadék válik le, mely hideg, híg savakban nem oldódik.

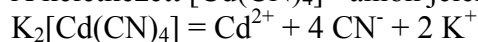


A csapadék forró híg HCl-ban, HNO_3 -ban és H_2SO_4 -ban oldódik. Koncentrált hideg savak is oldják. (A Cd sók tömény savval készült oldatából tehát csak akkor választható le **CdS** csapadék, ha az oldatot előzetesen hígítjuk vagy a savakat közömbösítjük.) Forró oldatból H_2S hatására *vörös* színű **CdS** csapadék válik le.

10. KCN hatására fehér **Cd(CN)₂** csapadék válik le, mely a kémszer fölöslegében komplex-só képződése közben oldódik.



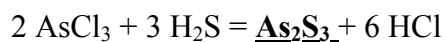
A keletkezett $[\text{Cd(CN)}_4]^{2-}$ anion jelentős mértékben disszociál Cd^{2+} és CN^- ionokra.



Az oldat Cd^{2+} koncentrációja oly nagy, hogy H_2S hozzáadásakor túllépi a **CdS** oldhatósági szorzatát és sárga csapadék alakjában **CdS** válik le. Nagyon jellemző reakció.

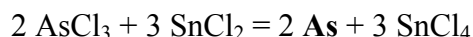
Arzén(III), As

11. H_2S hatására a sósavval megsavanyított oldatból tojássárga **As₂S₃** csapadék válik ki.



(Ha az oldatot H_2S hozzáadása előtt nem savanyítjuk meg, csak sárga színeződés keletkezik, ugyanis az **As₂S₃** kolloidálisan oldatban marad. E kolloid oldatból HCl hozzáadására sárga csapadék formájában válik ki az **As₂S₃**. Jellemző az As^{3+} ionokra.)

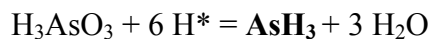
12. Bettendorf-féle próba: **SnCl₂** tömény sósavas oldata az As oldható vegyületeit elemi arzénre redukálja.



A vizsgálandó anyagnak HCl-val készült oldatához kémcsőben ötször annyi Bettendorf reagenst adunk, enyhén melegítjük, majd félretesszük. Ha a próba igen csekély mennyiségű arzént is tartalmazott, félóra múlva szürkésbarna lesz. Sok arzén jelenlétében fekete csapadék

válik ki. Célszerű egyidejűleg kevés vízzel és ötször annyi Bettendorf reagenssel vakpróbát végezni.

13. Marsh féle próba: oldható arzén vegyületeket savanyú közegben "*nascens*" hidrogén AsH_3 gázzá redukálja



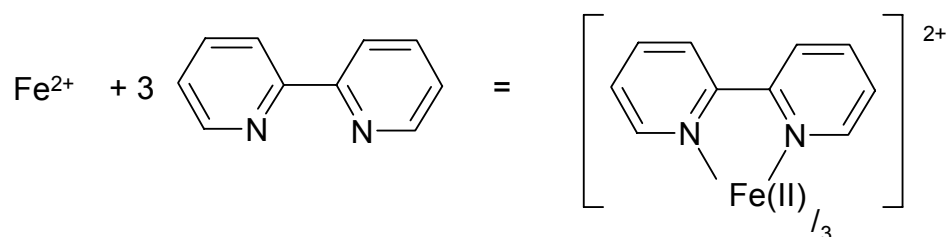
mely hevítéskor összetevőire disszociál



Ha a nagy hőmérsékleten egyensúlyban levő elegyet hirtelen lehűtjük az **As** elemi állapotban kiválik.

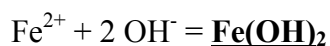
Vas(II), Fe

14. *α - α' -dipiridil* (2%-os, híg sósavas oldata) vas(II)sókkal, savanyú közegben intenzív vörös vegyület képződése közben reagál.



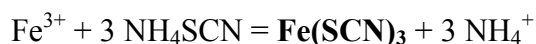
A reakciót célszerű óraüvegen, a vizsgálandó oldat és a reagens 1-1 cseppjével végezni. A reakció Fe^{2+} ionokra rendkívül jellemző és érzékeny.

15. NH_4OH vagy NaOH hatására levegőmentes oldatban, levegő kizárása mellett fehér Fe(OH)_2 válik ki. Kémcsőben való reakció alkalmával, a levegő és az oldatok oxigéntartalmának hatására zöldesfehér csapadék keletkezik, mely Fe(OH)_3 -dá oxidálódva gyorsan megbarnul.



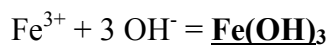
Vas(III), Fe

16. NH_4SCN gyengén savanyú oldatban vérvörös Fe(SCN)_3 színeződést okoz.



A reakció rendkívül jellemző és érzékeny. Fe^{2+} ionok a reakciót nem adják.

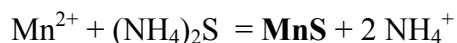
17. NH_4OH vagy NaOH hatására vörösbarna, kocsonyás állományú Fe(OH)_3 válik ki, mely a kémszer feleslegében nem oldódik.



A csapadék híg savakban oldódik.

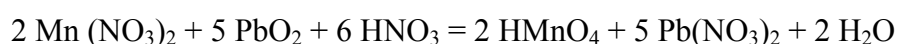
Mangán(II), Mn

18. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ semleges vagy gyengén lúgos oldatból víztartalmú **MnS**-ből álló, hússzínű, pelyhes csapadékot választ le.



Sok ammónium-kloriddal melegítve, a csapadék tömörül és lassanként zöld színű, kristályos módosulattá ($3 \text{MnS} + \text{H}_2\text{O}$) alakul. Levegőn, oxidáció folytán lassanként megbarnul. A **MnS** csapadék (a **ZnS**-től eltérően) még híg ecetsavban is oldódik.

19. **PbO₂** - Igen híg, haloidmentes mangán(II)-só oldatához késhegynyi (mangánmentes) **PbO₂**-ot és fölös cc. HNO_3 -at adva, melegítésre, oxidáció eredményeként élénk ibolyaszínű permangánsav (HMnO_4) tartalmú oldat keletkezik. A színeződés a **PbO₂** leülepedése után jól észlelhető.



Mivel az ólom(IV)-oxid gyakran tartalmaz mangán szennyezést, a próbával párhuzamosan vakpróbát is tanácsos végezni.

A reakció jóformán valamennyi kation mellett elvégezhető, és rendkívül érzékeny.

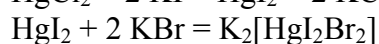
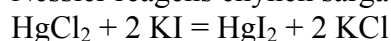
Ammónium-ion, NH_4^+

20. **Nessler reagens** [kálium-higany(II)-jodid lúgos oldata] ammóniumsók oldatában sárgásbarna csapadékot, hígabb oldatban sárgásbarna színeződést okoz. A lúgos reagens ugyanis ammóniumsók oldatából ammóniát tesz szabaddá, mely a kálium-higany(II)-jodiddal bázisos higany(II)-amido-jodid [**HgO · Hg(NH₂)I**] keletkezése közben reagál.



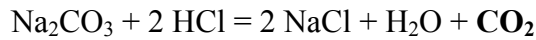
A kémszer hatóanyaga tulajdonképpen a higany(II)-jodid, amelyet fölös kálium-jodid tart oldatban.

Nessler-Winkler reakció: A higany(II)-jodid oldatban tartására Winkler L. szerint káliumbromidot is használhatunk, melynek az az előnye, hogy a kémszer maga teljesen színtelen (a Nessler reagens enyhén sárga színű) és így ammónia-nyomok kimutatására érzékenyebb.



Karbonát-ionok, CO_3^{2-}

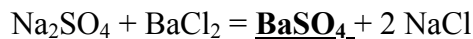
21. **HCl** vagy általában a szénsavnál erősebb savak (HNO_3 , H_2SO_4 , CH_3COOH) a karbonátokat **CO_2 gáz fejlődése** közben elbontják.



Néhány természetes karbonát (magnezit, dolomit) savak hatására csak melegítéskor bomlik el. A savat, különösen alkál karbonátok jelenlétében főlegben kell alkalmazni, mert különben a karbonátfőleg a szénsavat bikarbonátképződés közben megkőtheti. A fejlődő CO_2 a meszesvizet [telített $\text{Ca}(\text{OH})_2$ oldat] vagy baritvizet [telített $\text{Ba}(\text{OH})_2$ oldat] vízben oldhatatlan kalcium- vagy bárium-karbonát képződése közben megzavarosítja.

Szulfát-ionok, SO_4^{2-}

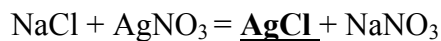
22. **BaCl₂** fehér, porszerű **BaSO₄** csapadékot választ le szulfát tartalmú oldatokból, mely híg savakban és lúgokban oldhatatlan.



A csapadék cc. H_2SO_4 -ban komplexsó képződése közben oldódik.

Klorid-ionok, Cl^-

23. **AgNO₃** fehér, túrós csapadékot választ le klorid tartalmú oldatokból, mely közvetlen napfényen megsötétedik.

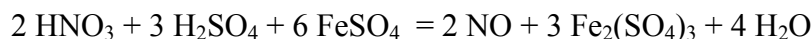


Az **AgCl** csapadék savakban oldhatatlan, NH_3 di-amino-komplex képződése közben oldja.

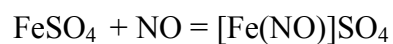
Nitrát-ionok, NO_3^-

24. **FeSO₄ és cc. H₂SO₄**. Ha 1 ml nitrát oldathoz óvatosan kb. 3 ml cc. H_2SO_4 -at adunk és a reakciós elegyet vízcsap alatt lehűtjük, majd a megdöntött kémcső falán végigfolyatva fele térfogat frissen készült FeSO_4 -oldatot rétegezzük fölé, a két folyadék határfelületén barna gyűrű keletkezik. A ferdén tartott kémcső óvatos forgatásakor a barna gyűrű szélesebb lesz, így jobban észrevehető. A két folyadékréteg összekeverésekor vagy melegítésre a színeződés eltűnik.

A barna gyűrű nitrozo-ferro-szulfáttól $[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$ származik, amely a következőképpen áll elő: tömény H_2SO_4 hatására nitrátokból HNO_3 szabadul fel, amely főleg tömény H_2SO_4 jelenlétében a FeSO_4 -ot erősen oxidálja.

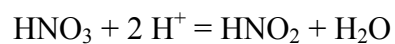


A felszabaduló NO a FeSO_4 főlegével barna színű, laza komplex vegyületté egyesül.



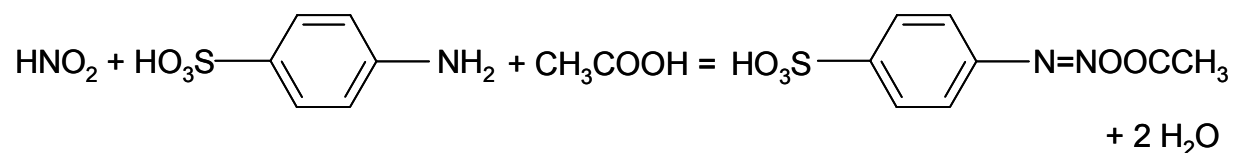
Nitrit-ionok, NO_2^-

25. *Fémes Zn* ecetsavval megsavanyított oldatban a nitrátokat nitritekké redukálja.

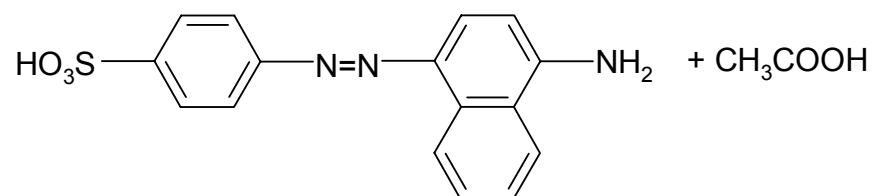
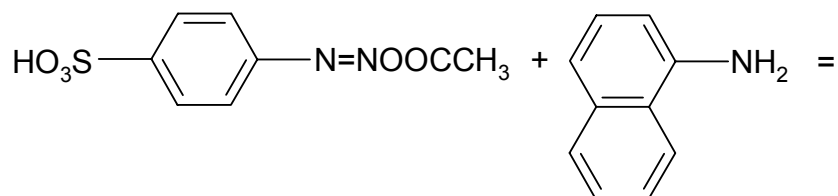


A keletkező salétromossav *Griess-Ilosvay reagens*sse kimutatható.

A salétromossav a szulfanilsavat diazotálja:



és a keletkező diazo-vegyület az 1-naftil-aminnal vörös színű azofestékké kapcsolódik:



Irodalom: Erdey László: Bevezetés a kémiai analízisbe, I. Minőségi kémiai analízis, Tankönyvkiadó, Budapest, 1974

Néhány kation és anion kimutatási reakciói (rövid változat)

Ólom, Pb

1. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{HCl} = \underline{\text{PbCl}_2} + 2 \text{HNO}_3$
2. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{KI} = \underline{\text{PbI}_2} + 2 \text{KNO}_3$
3. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \underline{\text{PbSO}_4} + 2 \text{HNO}_3$

Higany(I), Hg_2^{2+}

4. $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{HCl} = \underline{\text{Hg}_2\text{Cl}_2} + 2 \text{HNO}_3$
 $\underline{\text{Hg}_2\text{Cl}_2} + 2 \text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_2\text{HgCl} + \text{Hg} + \text{NH}_4\text{Cl} + 2 \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{KI} = \underline{\text{Hg}_2\text{I}_2} + 2 \text{KNO}_3$
 $\underline{\text{Hg}_2\text{I}_2} + 2 \text{KI} = \text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{Hg}$

Higany(II), Hg^{2+}

6. $2 \text{HgCl}_2 + \text{SnCl}_2 = \underline{\text{Hg}_2\text{Cl}_2} + \text{SnCl}_4$
 $\underline{\text{Hg}_2\text{Cl}_2} + \text{SnCl}_2 = 2 \text{Hg} + \text{SnCl}_4$
7. $\text{HgCl}_2 + 2 \text{KI} = \underline{\text{HgI}_2} + 2 \text{KCl}$
 $\underline{\text{HgI}_2} + 2 \text{KI} = \text{K}_2[\text{HgI}_4]$

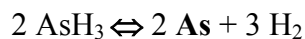
Réz, Cu

8. $2 \text{CuSO}_4 + 2 \text{NH}_4\text{OH} = \underline{\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4} + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 $\underline{\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4} + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 6 \text{NH}_4\text{OH} = 2 [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$

Kadmium, Cd

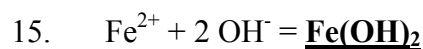
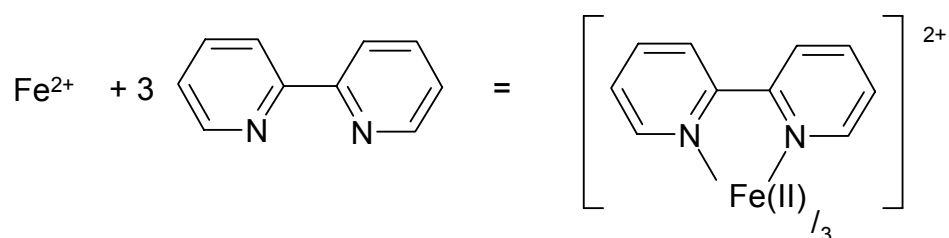
9. $\text{CdSO}_4 + \text{H}_2\text{S} = \underline{\text{CdS}} + \text{H}_2\text{SO}_4$
10. $\text{CdSO}_4 + 2 \text{KCN} = \underline{\text{Cd}(\text{CN})_2} + \text{K}_2\text{SO}_4$
 $\underline{\text{Cd}(\text{CN})_2} + 2 \text{KCN} = \text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$
 $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4] = \text{Cd}^{2+} + 4 \text{CN}^- + 2 \text{K}^+$

Arzén(III), As

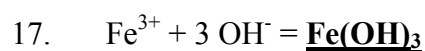


Vas(II), Fe

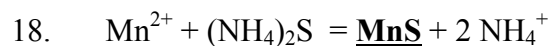
14.



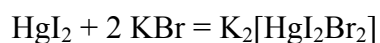
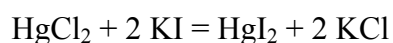
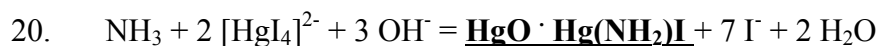
Vas(III), Fe

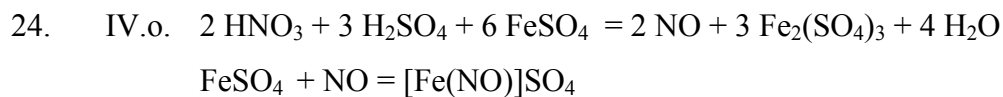
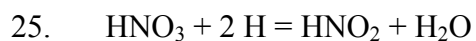


Mangán(II), Mn

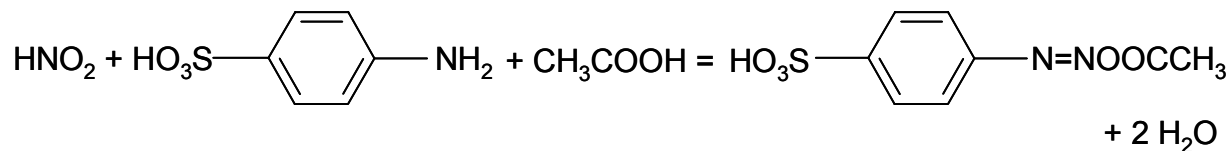


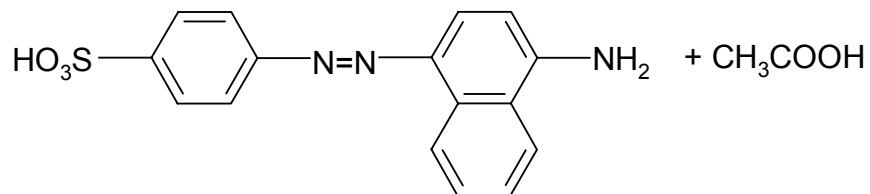
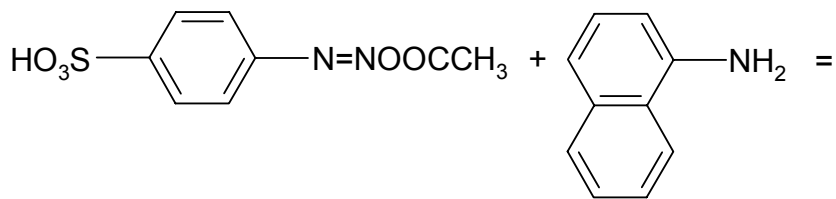
Ammónium-ion, NH_4^+



Karbonát-ionok, CO₃²⁻**Szulfát-ionok, SO₄²⁻****Klorid-ionok, Cl⁻****Nitrát-ionok, NO₃⁻****Nitrit-ionok, NO₂⁻**

Griess-Ilosvay reakció:



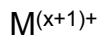


Irodalom: Erdey László: Bevezetés a kémiai analízisbe, I. Minőségi kémiai analízis, Tankönyvkiadó, Budapest, 1974

Csatolt egyensúlyok

redoxireakció:

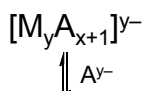
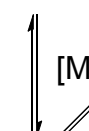
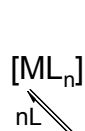
oxidáció



redukció



komplexbépződés



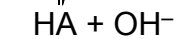
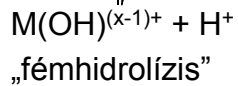
csapadékképződés



+

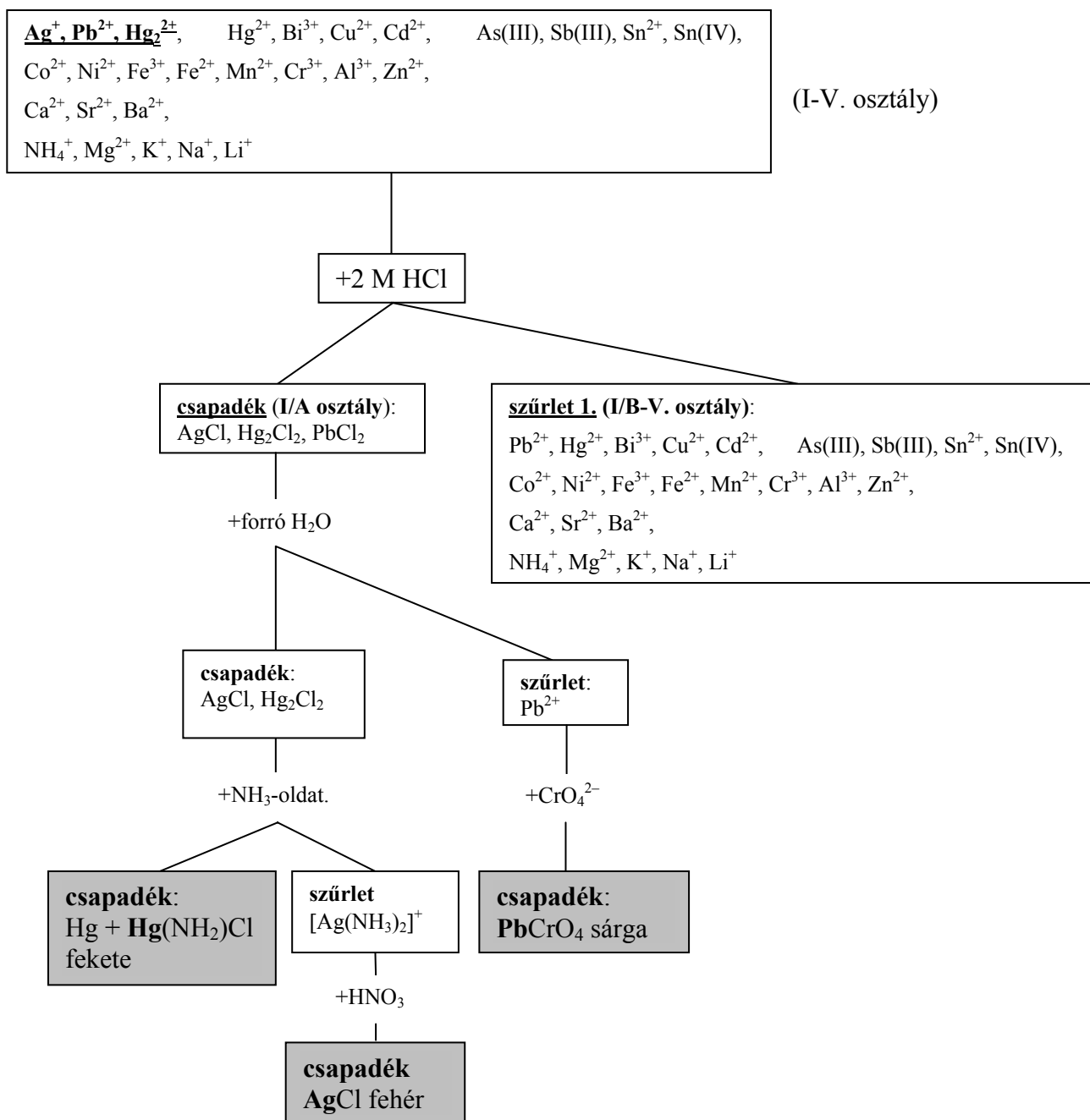


sav-bázis

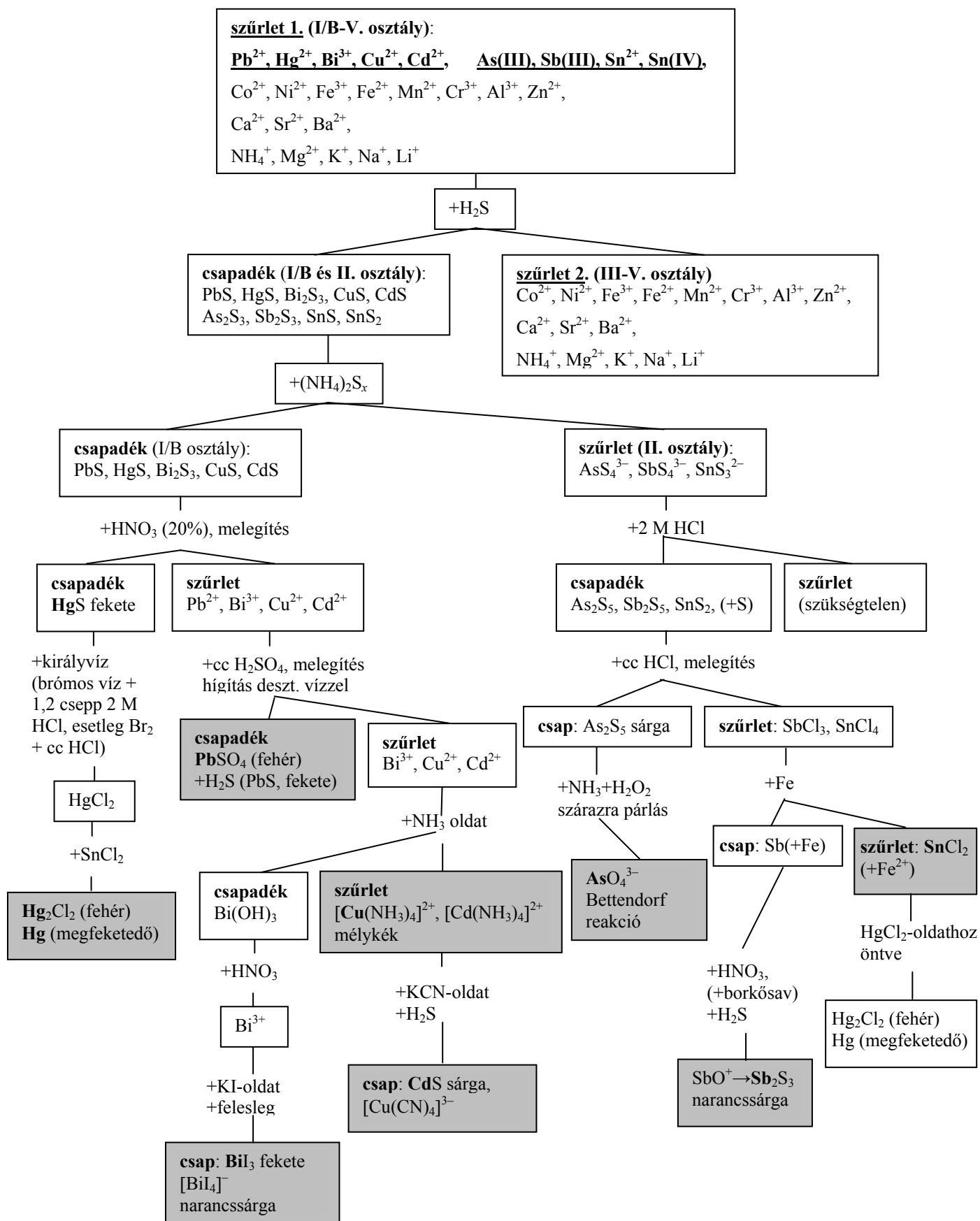


anion protonálódása

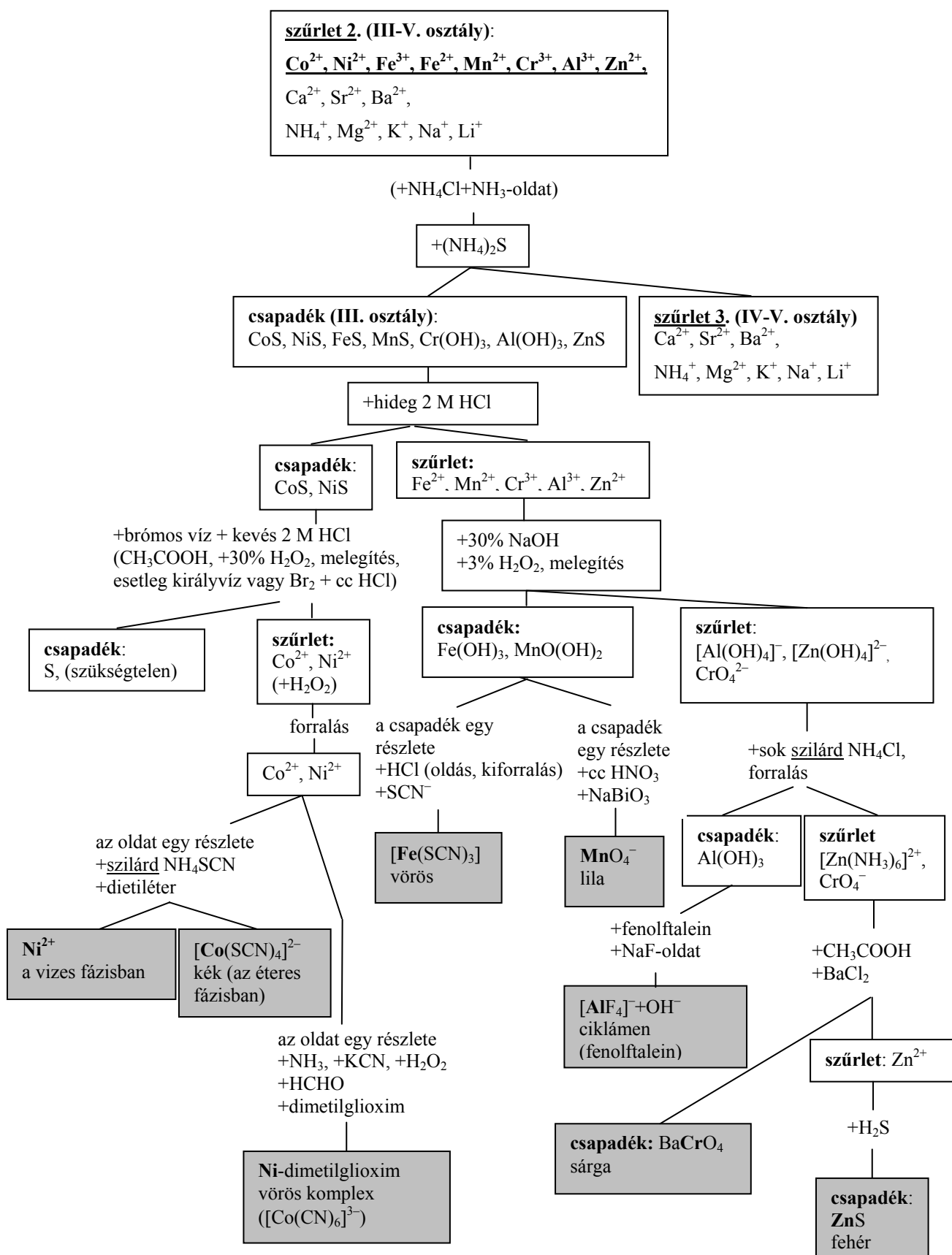
Az I. kationosztály elválasztási sémája



Az I/B és II. kationosztály elválasztási sémája



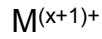
A III. kationosztály elválasztási sémája



Csatolt egyensúlyok

redoxireakció:

oxidáció



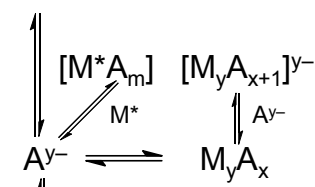
redukció



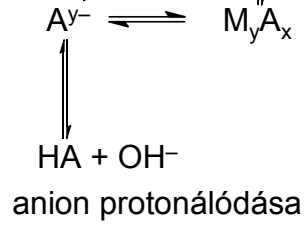
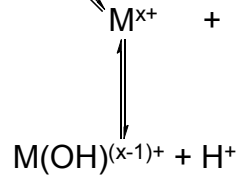
komplekképződés



+



csapadékképződés



sav-bázis