

Analiza jakościowa III grupy kationów

Co^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} ,
 Mn^{2+} , Cr^{3+} , Zn^{2+} , Al^{3+}

są to kationy tworzące trudno rozpuszczalne osady w reakcji z siarkowodorem w środowisku amoniakalnym.

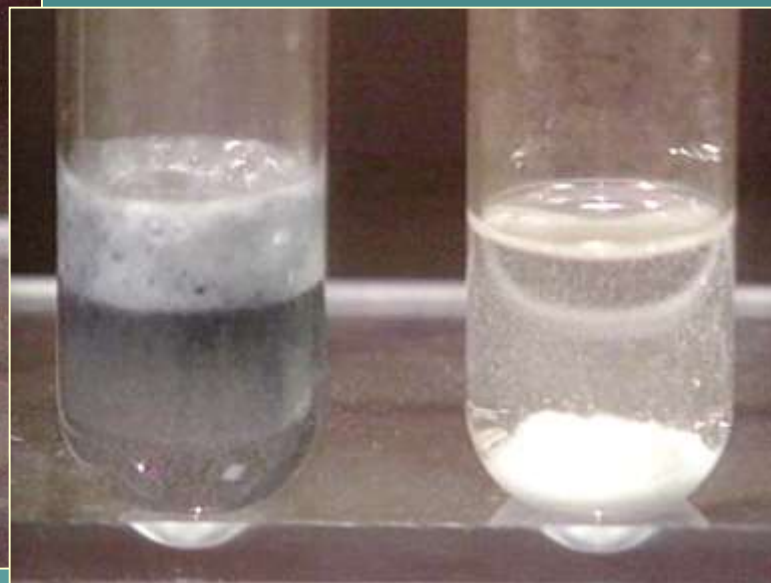
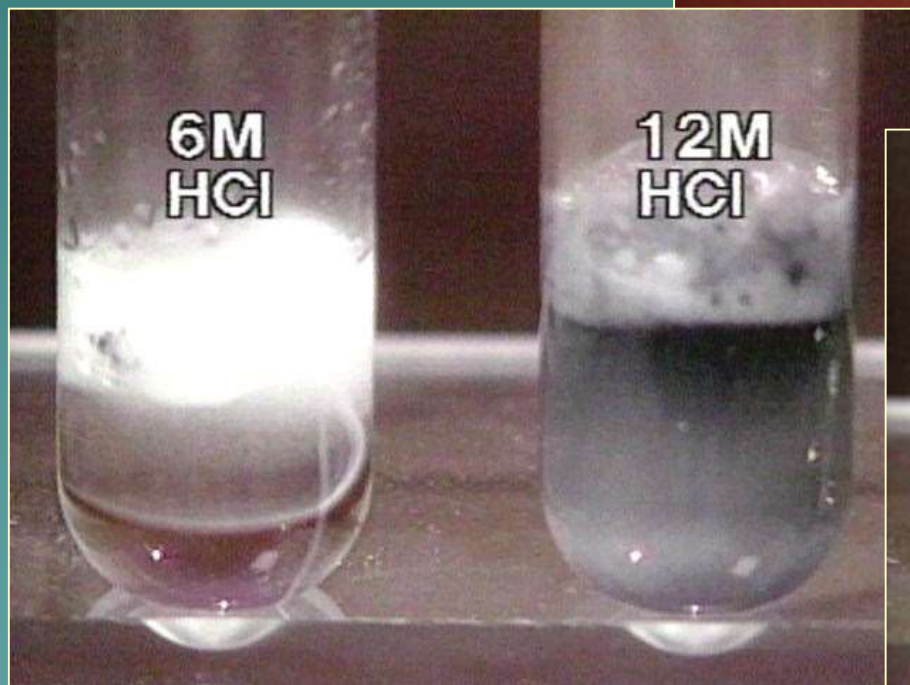
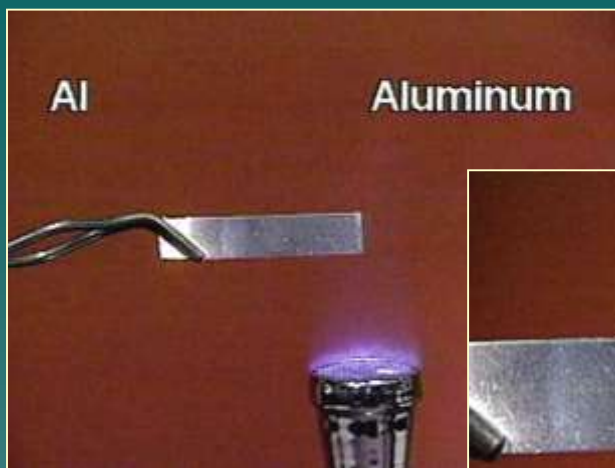
Glin (III)

Charakterystyka ogólna

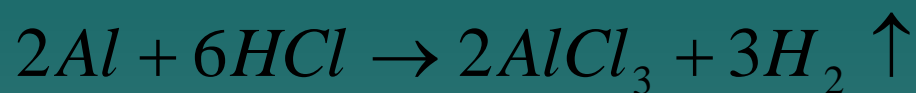


- metal, srebrzysty połysk, bardzo lekki
- dobre przewodnictwo ciepłe oraz elektryczne
- na powietrzu pasywuje się pokrywając Al_2O_3
- pierwiastek bloku p (III A grupa) $[\text{Ne}]3s^23p^1$
- potencjał standardowy -1.66V
- właściwościami przypomina niemetale
- silne właściwości amfoteryczne
- glin występuje na $+3$ stopniu utlenienia, bardzo rzadko również na $+1$ i $+2$.
- W stanie czystym powoli utlenia się na powietrzu, pokrywając się warstwą tlenku Al_2O_3 , dobrze chroniącą głębiej położony metal przed korozją (aluminium ulega zjawisku pasywacji).





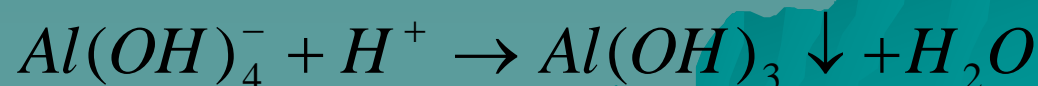
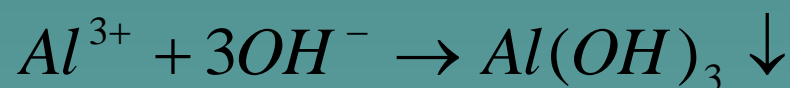
Wybrane właściwości chemiczne:



Reakcje charakterystyczne jonu Al^{3+}



- 1. Wodorotlenek sodu i potasu NaOH, KOH** wytrącają z roztworów zawierających jony Al^{3+} atmosferyczny wodorotlenek glinu. Jest on zatem rozpuszczalny w nadmiarze tych odczynników.



2. **Amoniak $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$** wytrącają z roztworów jonów Al^{3+} galaretowaty osad wodorotlenku glinu. Dodatek soli amonu, np. NH_4Cl , zmniejszający stężenie jonów OH^- , powoduje całkowite wytrącenie osadu.



3. **Octan sodu CH_3COONa** wytrąca z rozcieńczonych soli glinu po zagotowaniu osad dihydroksoctanu glinu:



4. Wodorofosforan (V) sodu
 Na_2HPO_4 wytrąca z
roztworów zawierających
jony Al^{3+} biały galaretowaty
osad fosforanu (V) glinu:



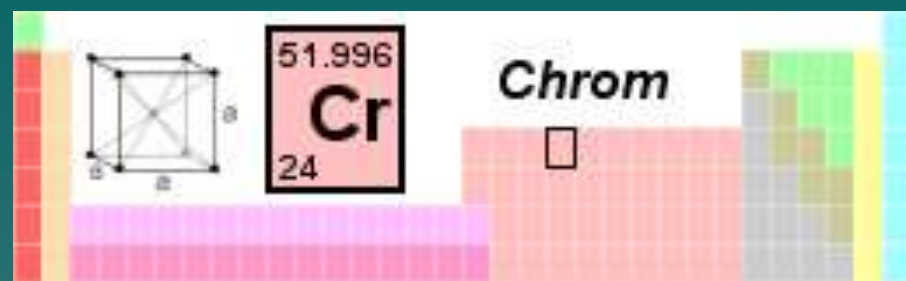
Jon glinu Al^{3+}

Odczynnik	Osad strącony	Uwagi
Siarczek amonu $(NH_4)_2S$	wodorotlenek glinu $Al(OH)_3$, biały, galaretowaty $2Al^{3+} + 3S^{-2} + 6H_2O \leftrightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2S \uparrow$	
Wodorotlenek potasowy, sodowy, oraz węglany metali alkalicznych i amonowy: K_2CO_3 , Na_2CO_3 , $(NH_4)_2CO_3$;	wodorotlenek glinu $Al(OH)_3$, biały; $2Al^{3+} + 3CO_3^{-2} + 3H_2O \leftrightarrow 2Al(OH)_3 + 3CO_2 \uparrow$ $Al^{3+} + 3OH^- \leftrightarrow Al(OH)_3$	Osad rozpuszczalny w nadmiarze jonów wodorotlenowych $Al(OH)_3 + OH^- \leftrightarrow [Al(OH)_4]^-$ $Al(OH)_3 + 3OH^- \leftrightarrow [Al(OH)_6]^{3-}$ Oraz w kwasach (właściwości amfoteryczne) $Al(OH)_3 + 3H_3O^+ \leftrightarrow Al^{3+} + 6H_2O$
Kwaśny fosforan HPO_4^{-2}	fosforan glinu $AlPO_4$, biały; $Al^{3+} + HPO_4^{-2} + H_2O \leftrightarrow AlPO_4 + H_3O^+$	Osad rozpuszczalny w wodorotlenkach, kwasach; $AlPO_4 + 4OH^- \leftrightarrow [Al(OH)_4]^- + PO_4^{-3}$ $AlPO_4 + H_3O^+ \leftrightarrow Al^{3+} + HPO_4^{-2} + H_2O$ nie rozpuszcza się w kwasie octowym (odróżnienie od Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Mg^{2+})
Aluminon $C_{22}H_{11}O_9(NH_4)_3$	Powstaje związek kompleksowy o barwie czerwonoróżowej	
Sole glinu zwilżone roztworem azotanu(V) kobaltu a następnie wyprażone	Glinian kobaltu(II) o barwie szafirowej $4Al^{3+} + 2Co(NO_3)_2 \rightarrow 2Co(AlO_2)_2 + 4NO$	Błękit Thenarda

Chrom Cr

Charakterystyka ogólna

- szary błyszczący metal
- odporny na działanie powietrza
- pierwiastek bloku d (IV podgrupa)
- potencjał standardowy -0.74V
- ulega pasywacji
- stopnie utlenienia: $+3$, $+6$



Chrom metaliczny jest błękitnobiałym metalem, bardzo odpornym na korozję. Jest stosowany jako zewnętrzna warstwa pokrywająca elementy stalowe, poprawiająca ich wygląd oraz chroniąca przed korozją. Chrom jest też składnikiem stali nierdzewnych.

Mieszanka $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ z kwasem siarkowym jest nazywana chromianką i służy do mycia szkła laboratoryjnego.

Znaczenie biologiczne

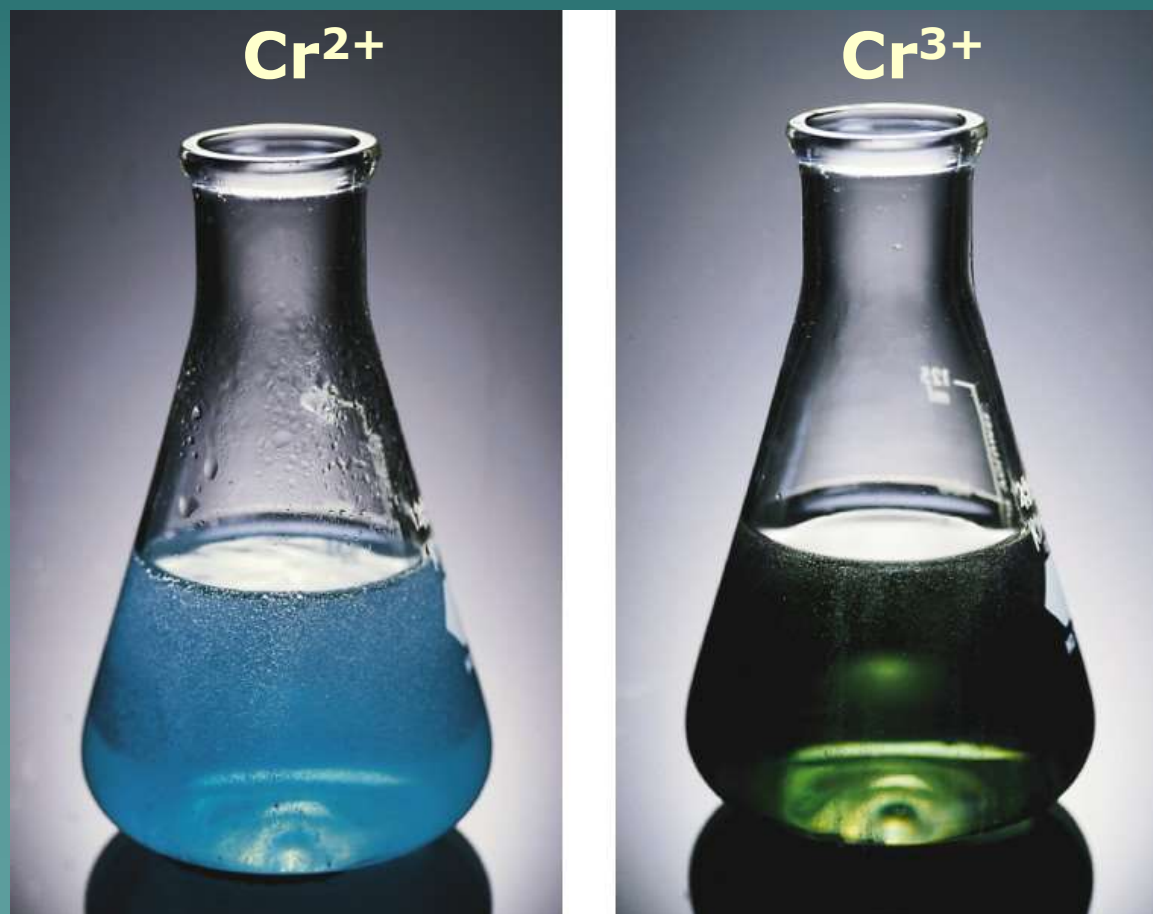
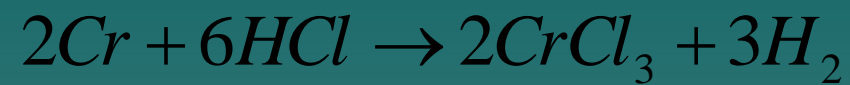
Chrom jest obecny w centrach aktywnych wielu enzymów i jest niezbędnym do życia mikroelementem. Ułatwia przenikanie glukozy z krwi do komórek. Zmniejsza zapotrzebowanie na insulinę, hormon regulujący prawidłowe stężenie glukozy we krwi. Współdziała z tym hormonem w syntezie białek. Zmniejsza ryzyko zawału serca i rozwoju miażdżycy, ponieważ obniża stężenie całkowitego cholesterolu i jego frakcji LDL (tzw. zły cholesterol), a zwiększa ilość HDL (tzw. dobry cholesterol).

Jego codzienne spożycie powinno wynosić min. 1 mg.

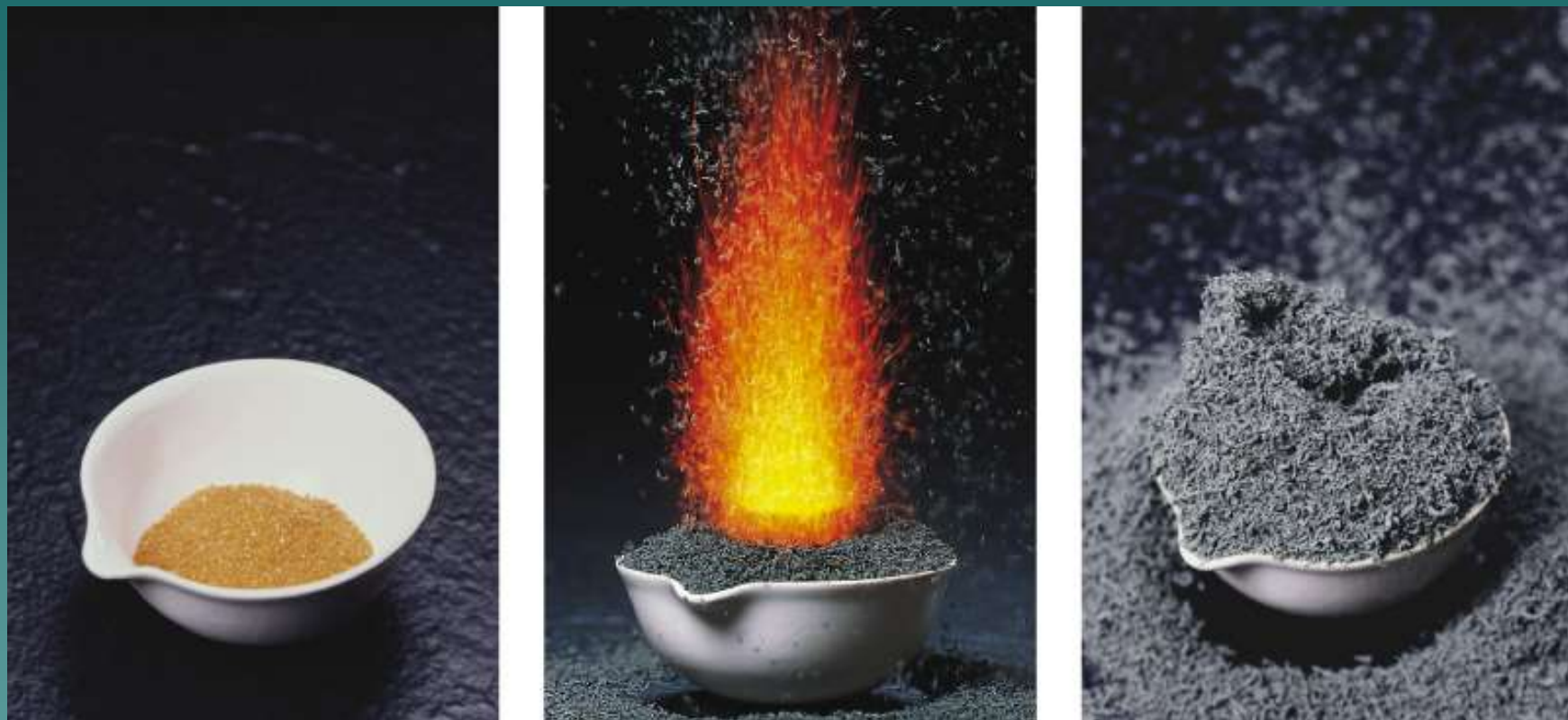
Niedobór tego pierwiastka (na +3 stopniu utlenienia) może mieć wpływ na rozwój cukrzycy u dorosłych oraz chorób układu krążenia.

Z punktu widzenia odżywiania najlepszym źródłem chromu są drożdże piekarskie, a także kolby kukurydzy, gotowana wołowina, jabłka, kasze, chleb gruboziarnisty oraz płatki zbożowe.

Wybrane właściwości chemiczne:

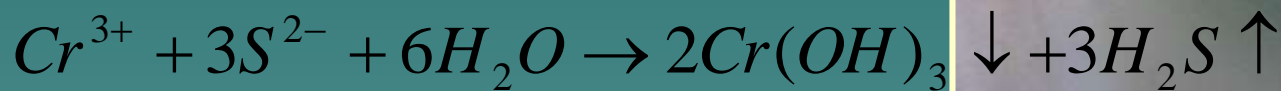


Wulkan chromianu amonowego

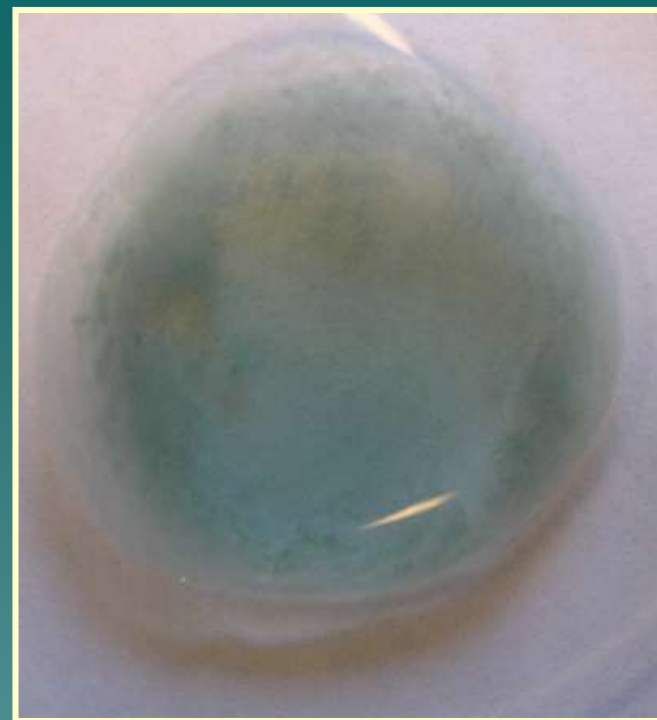
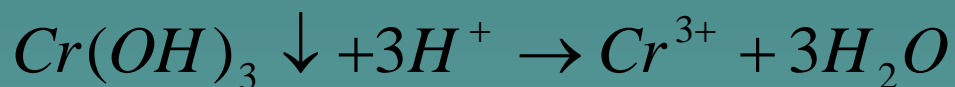
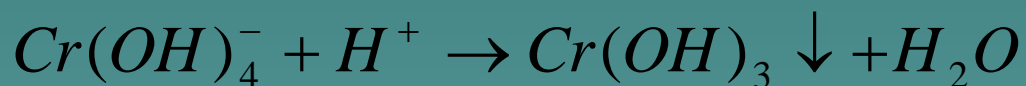
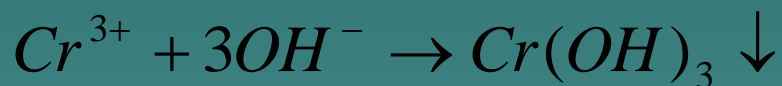


Reakcje charakterystyczne jonu Cr^{3+}

- 1. Siarkowodór H_2S i siarczki amonu lub sodu H_2S , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Na_2S wytrącają z roztworów wodnych zawierających jony Cr^{3+} szarzielony koloidowy osad wodorotlenku:**



2. Wodorotlenek sodu i potasu NaOH, KOH wytrącają z roztworów zawierających jony Cr^{3+} amfoteryczny wodorotlenek chromu (III). Jest on zatem rozpuszczalny w nadmiarze tych odczynników:



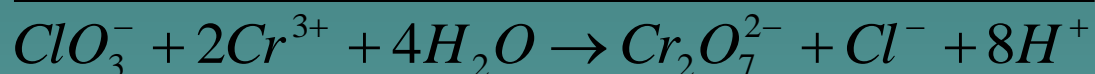
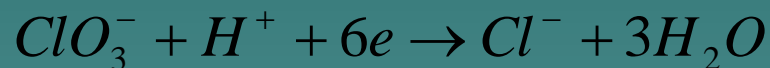
3. Amoniak $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ wytrąca z roztworów jonów Cr^{3+} galaretowaty osad wodorotlenku chromu (III), częściowo rozpuszczalny w nadmiarze stężonego amoniaku w obecności soli amonu z utworzeniem kationu heksaaminachromu (III) o barwie czerwonej:



- 4. Wodorofosforan (V) sodu Na_2HPO_4** wytrąca z roztworów zawierających jony Cr^{3+} zielonkawy osad fosforanu (V) chromu (III):



- 5. Chloran (V) potasu KClO_3** w środowisku stężonego kwasu azotowego (V) oraz silne utleniacze utleniają jon Cr^{3+} do jonu $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (barwa roztworu zmienia się z zielonej na pomarańczową):



Brak osadów

Cl^-



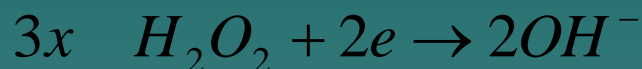
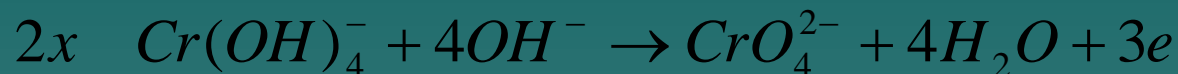
Br^-



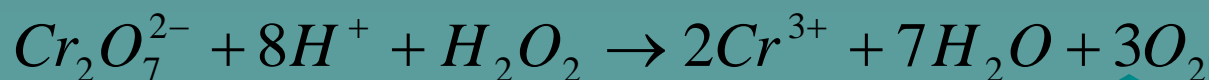
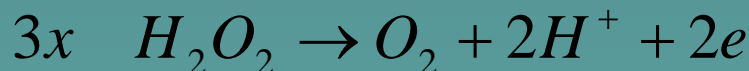
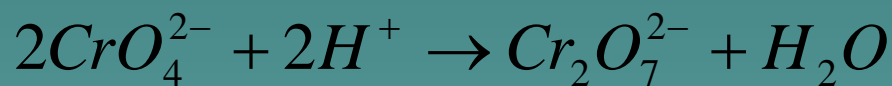
I^-



6. Ditlenek diwodoru (nadtlenek wodoru) H_2O_2 w środowisku zasadowym utlenia jon Cr^{3+} do jonu CrO_4^{2-} (barwa roztworu zmienia się z zielonej na żółtą):



zmiana barwy



Jon chromu Cr^{3+}

Odczynniki	Osad	Właściwości osadu
Siarczek amonu $(\text{NH}_4)_2\text{S}$	wodorotlenek chromu $\text{Cr}(\text{OH})_3$, szarozielony, galaretowaty; $2\text{Cr}^{+3} + 3\text{S}^{-2} + 6\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$	
Wodorotlenek potasowy, sodowy,	wodorotlenek chromu $\text{Cr}(\text{OH})_3$, szarozielony, galaretowaty; $\text{Cr}^{+3} + 3\text{OH}^- \leftrightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$	Osad rozpuszczalny w nadmiarze jonów wodorotlenowych $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{OH}^- \leftrightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ oraz w kwasach (właściwości amfoteryczne) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_3\text{O}^+ \leftrightarrow \text{Cr}^{+3} + 6\text{H}_2\text{O}$
Utleniacze + środowisko zasadowe;		Zmiana barwy z zielonej lub niebieskofioletowej na żółtą lub pomarańczową (środowisko kwaśne)

Żelazo Fe

Charakterystyka ogólna

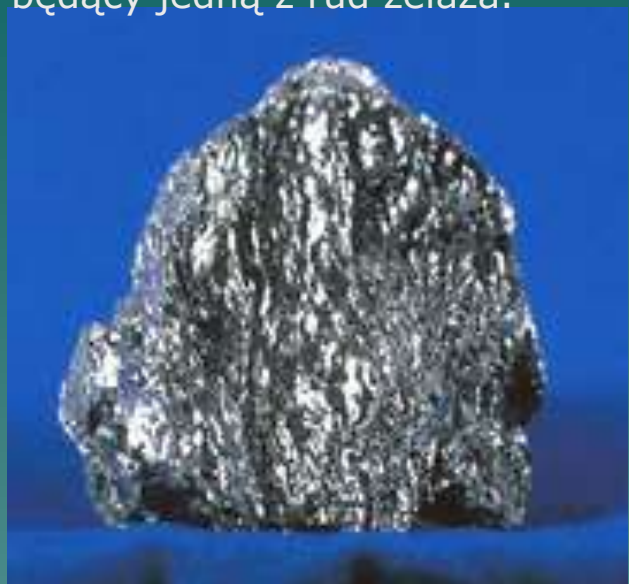
- metal, kowalny, srebrzysty połysk
- wysokie przewodnictwo cieplne oraz elektryczne
- pierwiastek bloku d (18 VIII B grupa) $3d^64s^2$
- potencjał standardowy -0.44V (silny reduktor na +2)
- stopnie utlenienia: od +2. +3, +6
- brak własności amfoterycznych
- barwa: Fe^{2+} seledynowe, Fe^{3+} - od żółtego do brunatnego
- sole hydrolizują wykazując odczyn kwaśny



Czyste żelazo jest lśniąącym, srebrzystym i miękkim metalem, który ulega łatwo korozji



Hematyt Fe_2O_3 (tlenek żelaza) to powszechnie występujący minerał będący jedną z rud żelaza.



Syderyt (gr. sídēros żelazo), minerał wykorzystywany głównie jako surowiec do otrzymywania żelaza. Jego wzór chemiczny to FeCO_3 .



Piryt to minerał należący do grupy siarczków o wzorze chemicznym FeS_2 (disiarczek żelaza (II))

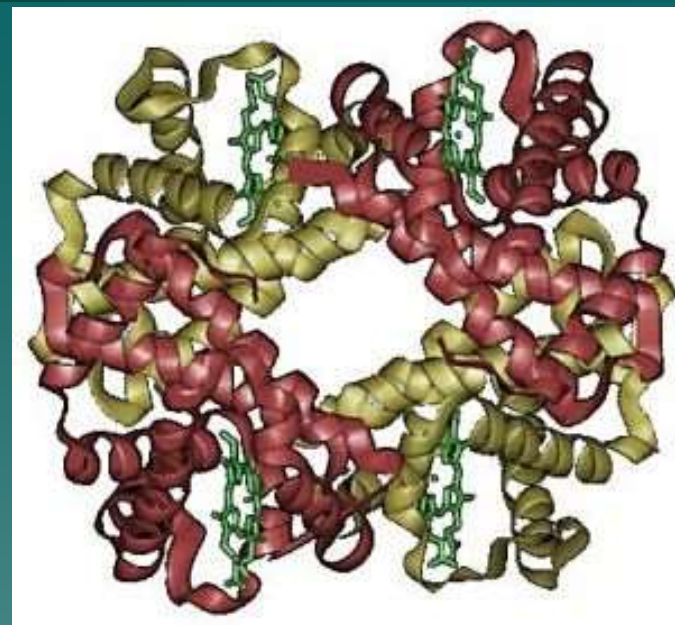


magnetyt (Fe_3O_4),



Znaczenie biologiczne. Pierwiastek ten należy do ważnych dla zachowania pełni zdrowia składników pokarmowych. Atom żelaza znajduje się w centrach aktywnych wielu ważnych enzymów: hemoglobiny, mioglobiny, katalazy, peroksydazy i cytochromów.

Ponieważ zapotrzebowanie na żelazo jest zmienne i zależy od wieku, płci i stanu organizmu, norma dobowego spożycia waha się w dość dużych granicach. U osób dorosłych od 10 mg/dobę u mężczyzn, do 20 mg u kobiet, z zastrzeżeniem że w okresie ciąży i karmienia powinno to być ok. 30 mg/dobę. Choć organizm ma dość dobrze rozwinięte mechanizmy regulacyjne, w niektórych sytuacjach może dojść do schorzenia nazywanego hemochromatozą, związanego z nadmiarem żelaza w organizmie. Duże ilości soli żelaza(II) są toksyczne.

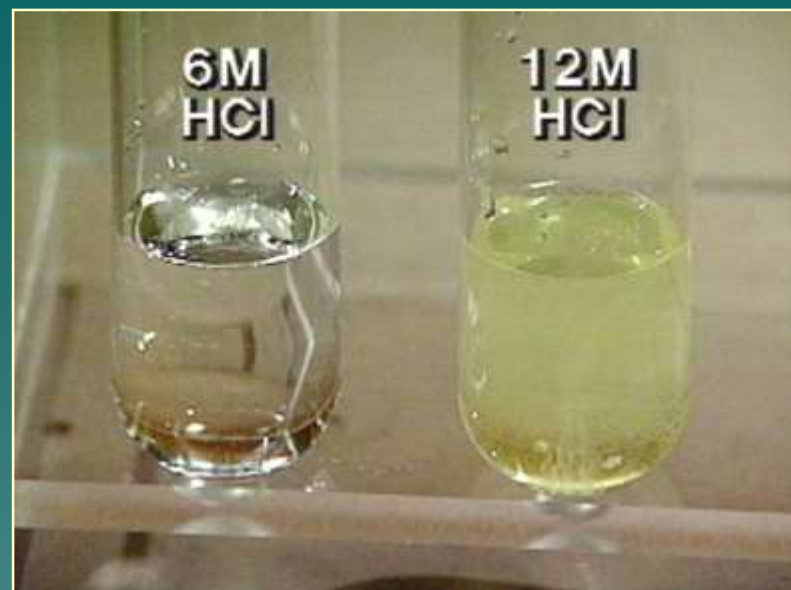
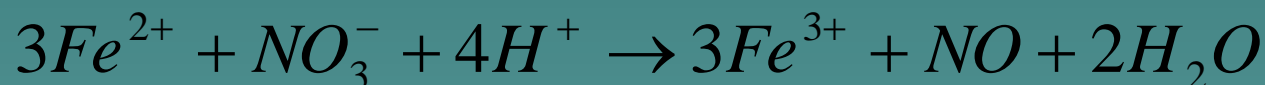


Model cząsteczki hemoglobiny. Cztery zasocjowane podjednostki, z których każda zawiera cząsteczkę hemu (zaznaczoną na zielono). Nie pokazano grup bocznych aminokwasów, a tylko konformację łańcuchów peptydowych (tzw. model wstęgowy).

Żelazo Fe

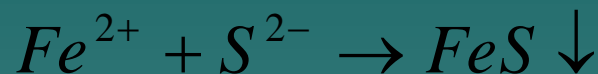
Wybrane właściwości chemiczne:

Charaktery redukujący:

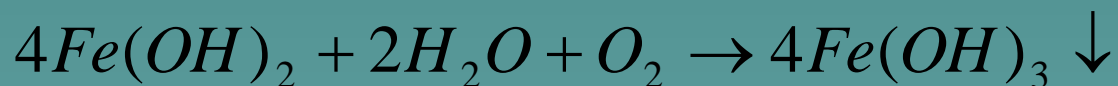


Reakcje charakterystyczne jonu Fe^{2+}

- Siarkowodór** w środowisku zasadowym (bufor amoniakalny) i siarczki amonu lub sodu H_2S , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Na_2S wytrącają z roztworów wodnych zawierających jony Fe^{2+} czarny osad siarczku żelaza (II):



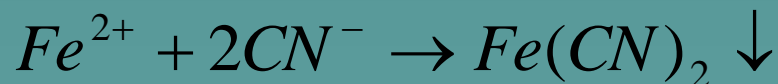
- Wodorotlenek sodu i potasu NaOH , KOH** wytrącają z roztworów zawierających jony Fe^{2+} biały lub brudnozielonkawy wodorotlenek żelaza (II): $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$



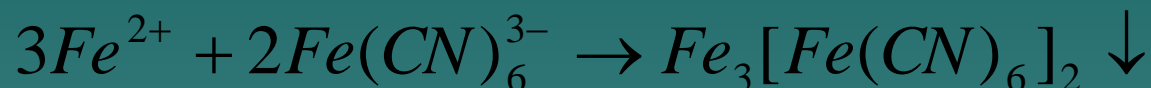
- 3. Amoniak $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$** wytrąca z jonami Fe^{2+} osad wodorotlenku żelaza (II), lecz niecałkowicie ze względu na zbyt małe stężenie jonów OH^- . W obecności chlorku amonu osad w ogóle nie powstaje, gdyż jon amonowy cofa dysocjację amoniaku i stężenie jonów OH^- jest zbyt małe, alby przekroczyć iloczyn rozpuszczalności $\text{Fe}(\text{OH})_2$.



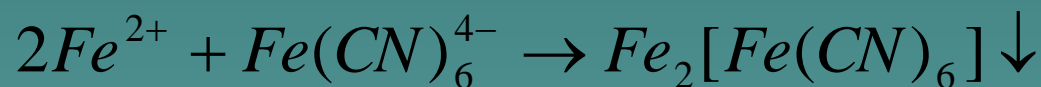
- 4. Cyjanek potasu KCN** wytrąca z roztworów zawierających jony Fe^{2+} brunatnożółty osad cyjanku żelaza (II), który rozpuszcza się w nadmiarze odczynnika, dając żółty roztwór heksacyjanożelazianu (II) potasu:



5. Heksacyjanożelazian (III) potasu $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ wytrąca z roztworów zawierających jony Fe^{2+} w środowisku kwasowym ciemnobłękitny osad heksacyjanożelazianu (III) żelaza (II), zwany błękitem Turnbulla:



6. Heksacyjanożelazian (II) potasu $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ wytrąca z roztworów zawierających jony Fe^{2+} w atmosferze beztlenowej biały osad heksacyjanożelazianu (II) żelaza (II):

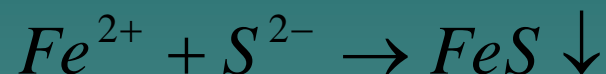
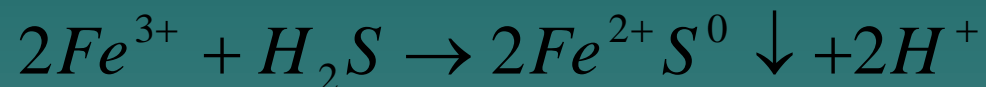


Jon żelaza(II) Fe^{2+}

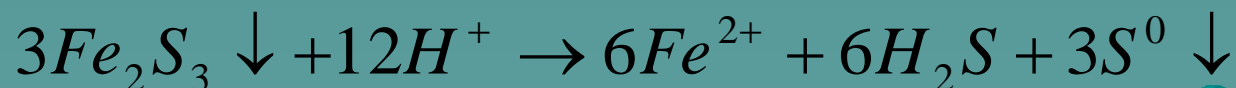
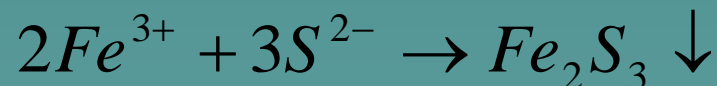
Odczynniki	Osad strączony	Uwagi
$(NH_4)_2S$	Czarny osad siarczku żelaza(II) $Fe^{+2} + S^{-2} \leftrightarrow FeS$	Rozpuszczalny w kwasach $FeS + 2H_3O^+ \leftrightarrow Fe^{+2} + 2H_2O + H_2S\uparrow$
Jony wodorotlenowe mocnych zasad oraz wodny amoniak	wodorotlenek żelaza(II) $Fe(OH)_2$, jasnozielony; $Fe^{+2} + 2OH^- \leftrightarrow Fe(OH)_2$	Nierozpuszczalny w nadmiarze alkaliów, lecz w kwasach $Fe(OH)_2 + 2H_3O^+ \leftrightarrow Fe^{+2} + 4H_2O$ Na powietrzu utlenia się do ciemnobrunatnego wodorotlenku żelaza(III) $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \leftrightarrow Fe_4(OH)_3$
heksacyjanożelazian(III) potasowy $[Fe(CN)_6]^{3-}$	heksacyjanożelazian(III) żelaza(II) – ciemnoniebieski osad (błękit Turnbulla) $3Fe^{+2} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \leftrightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]$	
heksacyjanożelazian(II) potasowy $[Fe(CN)_6]^{4-}$	biały osad heksacyjanożelazianu(II) żelaza(II) $2Fe^{+2} + [Fe(CN)_6]^{4-} \leftrightarrow Fe_2[Fe(CN)_6]$	Na powietrzu niebieszczeje – przechodzi w błękit pruski
Tiocyaniany SCN^-		Nie reaguje (odróżnienie od Fe^{3+})

Reakcje charakterystyczne jonu Fe^{3+}

- 7. Siarkowodór H_2S** w środowisku kwasowym redukuje Fe (III) do Fe (II) i wytrąca czarny osad siarczku żelaza (II):



- 8. Siarczek amonu lub sodu $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Na_2S , a także siarkowodór H_2S** wytrącają w środowisku zasadowym z roztworów zawierających jony Fe^{3+} czarny osad siarczku żelaza (III), łatwo rozpuszczalny w kwasach mineralnych i w kwasie octowym:



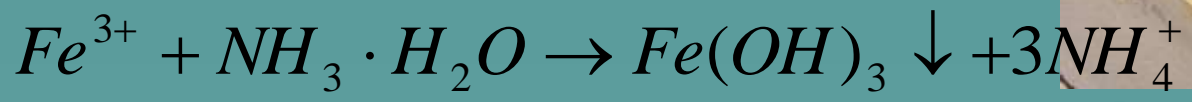
9. Wodorotlenek sodu i potasu NaOH , KOH

wytrącają z roztworów zawierających jony Fe^{3+} czerwono-brunatny osad wodorotlenku żelaza (III), nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika:



10. Amoniak $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ wytrąca z jonami

Fe^{3+} czerwono-brunatny osad wodorotlenku żelaza (III) nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika:

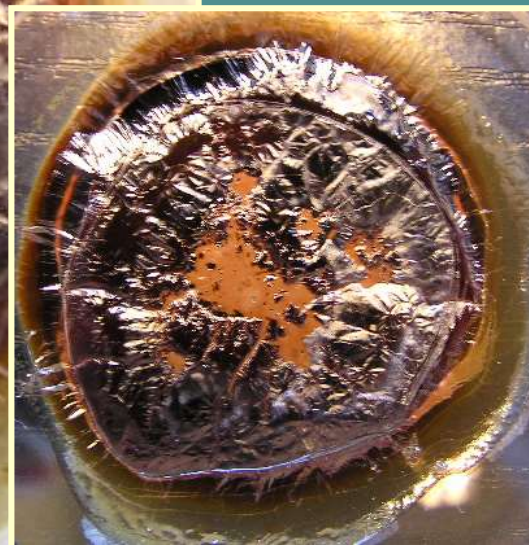




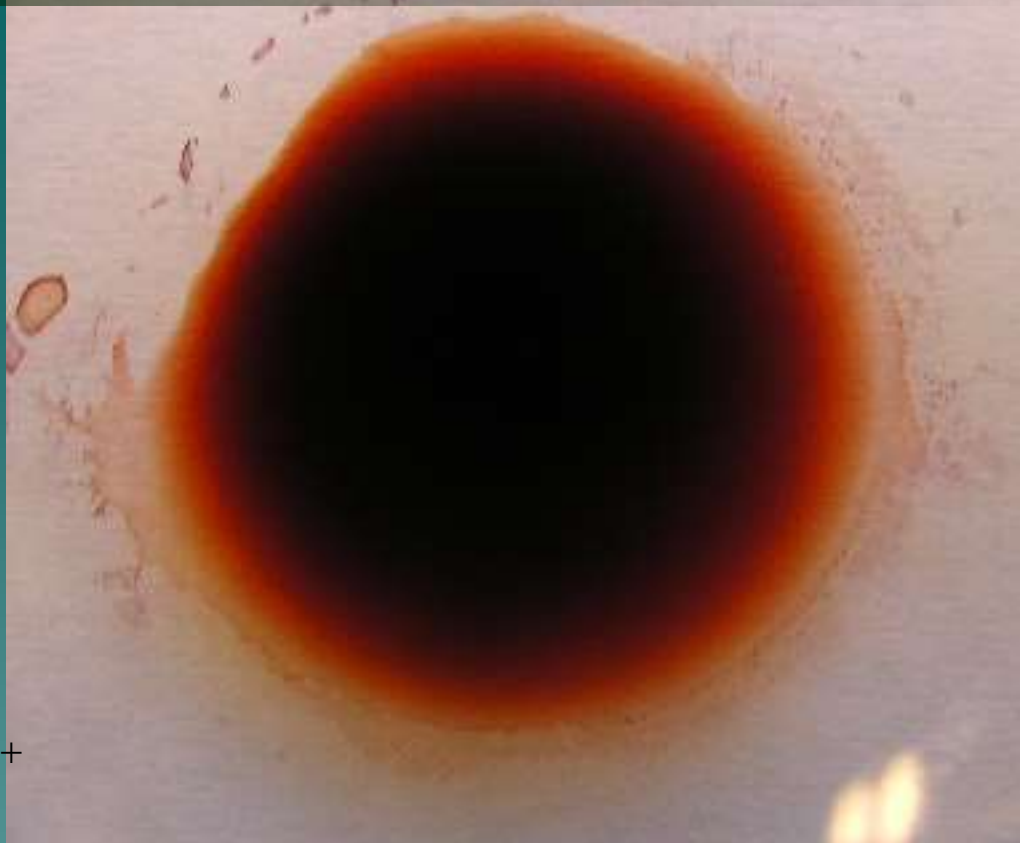
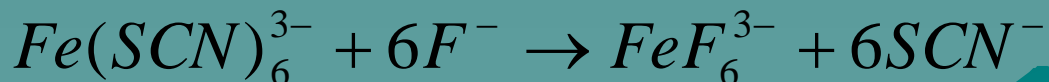
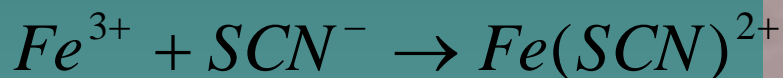
z KOH



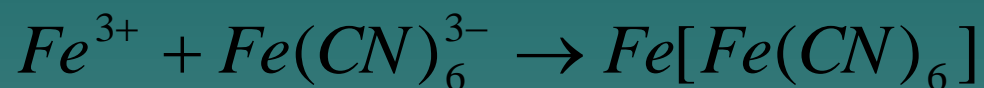
z amoniakiem



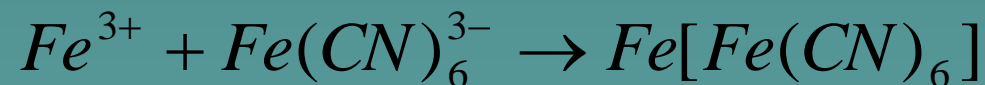
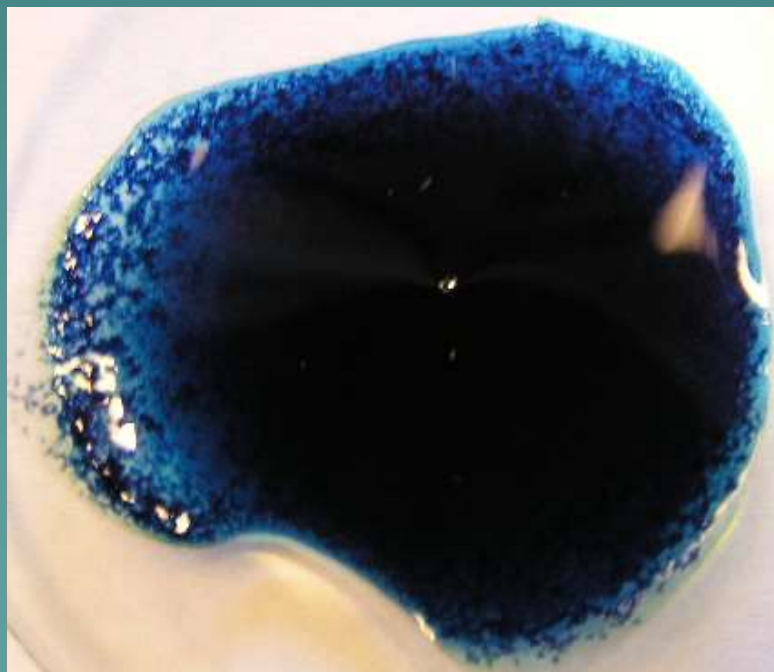
11. Tiocyjanian (rodanek) potasu lub amonu KSCN , NH_4SCN powoduje zabarwienie roztworów zawierających jony Fe^{3+} na kolor krwistoczerwony (smocza krew), wskutek przyłączenia do jonów Fe^{3+} różnej liczby ligandów tiocyjanianowych, w wyniku czego mogą powstać kompleksy od FeSCN^{2+} do $\text{Fe}(\text{SCN})_6^{3-}$:



12. Heksacyjanożelazian (III) potasu $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ nie wytrąca z roztworów zawierających jony Fe^{3+} osadu, lecz powoduje zabarwienie roztworu na kolor ciemnobrunatny, gdyż powstaje rozpuszczalna sól:

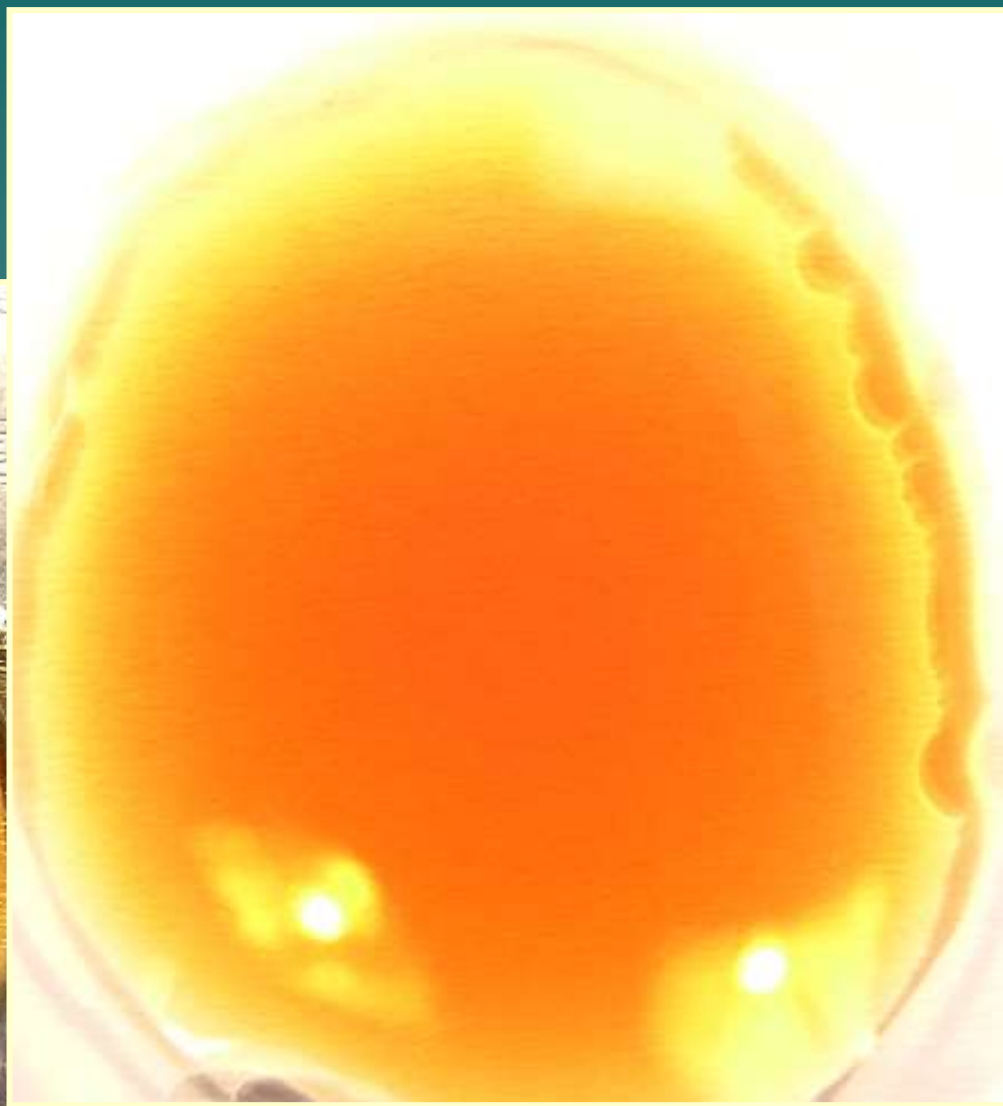
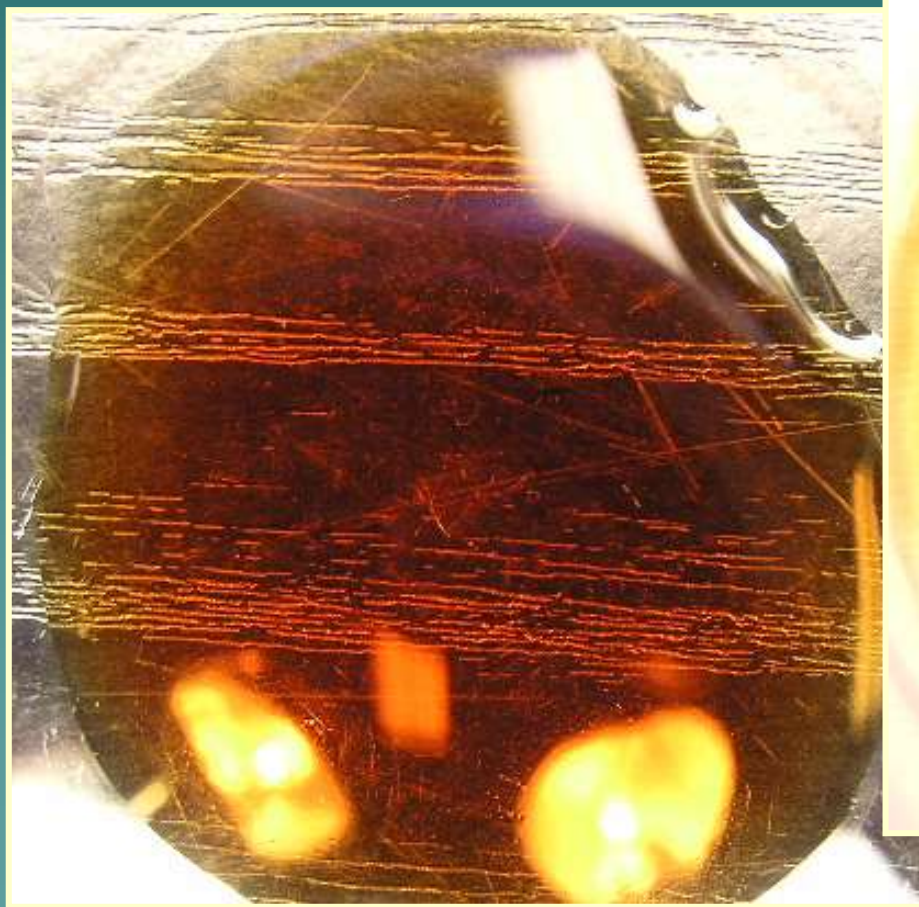
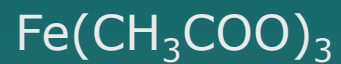
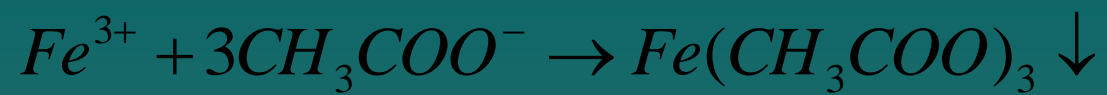


13. Heksacyjanożelazian (II) potasu $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ wytrąca z roztworów zawierających jony Fe^{3+} ciemnoniebieski osad heksacyjanożelazianu (II) żelaza (III), tzw. błękit pruski:



14. Wodorofosforan (V) sodu Na_2HPO_4 wytrąca z roztworów zawierających jony Fe^{3+} żółtawobiały osad fosforanu (V) żelaza (III):







Jon żelaza(III) Fe^{3+}

Odczynniki	Osad strącany	Uwagi
Siarczek amonu $(NH_4)_2S$	wodorotlenek żelaza(III) $Fe(OH)_3$, brunatny $2Fe^{+3} + 3S^{-2} + 6H_2O \leftrightarrow 2Fe(OH)_3 + 3H_2S\uparrow$	
Jony wodorotlenowe mocnych zasad oraz NH_3 aq.	wodorotlenek żelaza(III) $Fe(OH)_3$, brunatny; $Fe^{+3} + 3OH^- \leftrightarrow Fe(OH)_3$	rozpuszczalny w kwasach $Fe(OH)_3 + 3H_3O^+ \leftrightarrow Fe^{+3} + 6H_2O$ nie rozpuszczalny w nadmiarze OH
heksacyjanożelazian(II) potasowy $[Fe(CN)_6]^{4-}$	heksacyjanożelazian(II) żelaza(III) (błękit pruski) ciemnoniebieski osad $4Fe^{+3} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} \leftrightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3$	
Kwas sulfosalicynowy $C_6H_3(OH)(COOH)SO_3H$		W zależności od pH: 2-2,5 barwa czerwona, 4-8 barwa brunatna; przeszkadzają jony F^- , PO_4^{3-}
Tiocyaniany SCN^-	powstaje kompleks o zabarwieniu krwistoczerwonym (smocza krew) $Fe^{+3} + nSCN^- \leftrightarrow [Fe(SCN)_n]^{3-n}$ $n=1 - 6$	Roztwór zabarwia się na krwisto czerwono, przeszkadzają jony F^- , PO_4^{3-}
Jony octanowe	w środowisku obojętnym powstaje kompleks o zabarwieniu czerwonym $Fe^{+3} + 6CH_3COO^- \leftrightarrow [Fe(CH_3COO)_6]^{3-}$	

Nikiel, Ni



Charakterystyka ogólna

- Nikiel metaliczny jest srebrzystobiałym, połyskującym metalem, trudno korodującym i odpornym na ścieranie.
- odporny na działanie powietrza
- pierwiastek bloku d (VIII A grupa 10)
 $3d^84s^2$
- potencjał standardowy -0.25V
- stopnie utlenienia: $+2$
- bezwodne sole są żółte, uwodnione - zielone

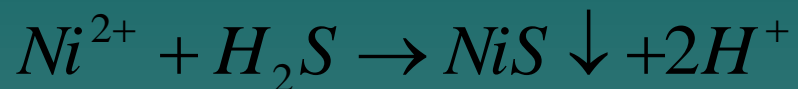


Stosuje się go do tworzenia połyskujących powłok galwanicznych na powierzchni elementów stalowych. Stopu niklu i miedzi są stosowane do wyrobu monet, sztuczków itp. Nikiel jest też dodawany do stali do stopów o podwyższonej odporności na korozję.

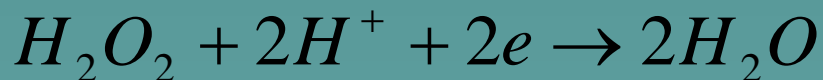
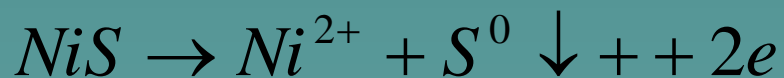


Wybrane właściwości chemiczne:

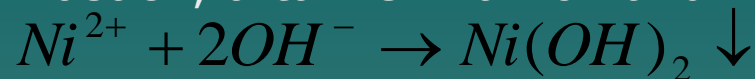
- 1. Siarkowodór H_2S** w środowisku obojętnym lub zasadowym wytrąca czarny osad siarczku niklu (II):



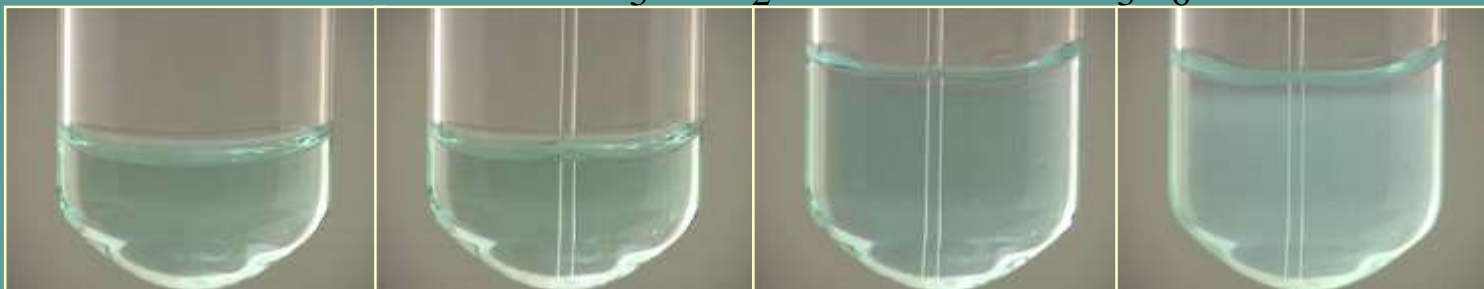
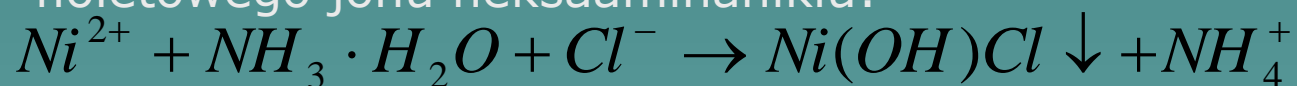
- 2. Siarczek amonu lub sodu $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Na_2S** wytrącają w środowisku obojętnym lub zasadowym z roztworów zawierających jony Ni^{2+} osad siarczku niklu (II). Osad ten nie jest rozpuszczalny w rozcieńczonych kwasach.



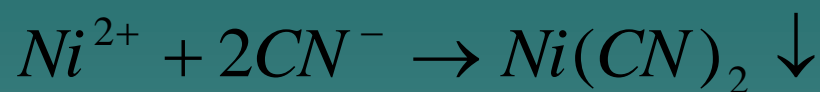
3. Wodorotlenek sodu i potasu NaOH , KOH wytrącają z roztworów zawierających jony Ni^{2+} zielony osad wodorotlenku niklu (II), nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika. Osad ten jest rozpuszczalny w rozcieńczonych kwasach, a także w amoniaku i solach amonu.



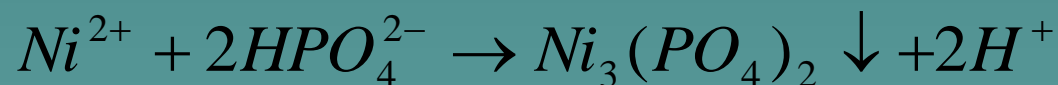
4. Amoniak $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ wytrąca zielony osad hydroksosoli niklu (II), rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika z utworzeniem szafirowo-fioletowego jonu heksaaminaniklu:



5. Cyjanek potasu KCN wytrąca z roztworów zawierających jony Ni^{2+} zielony osad cyjanku niklu (II), rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika z utworzeniem jonu tetracyjanoniklu (II):



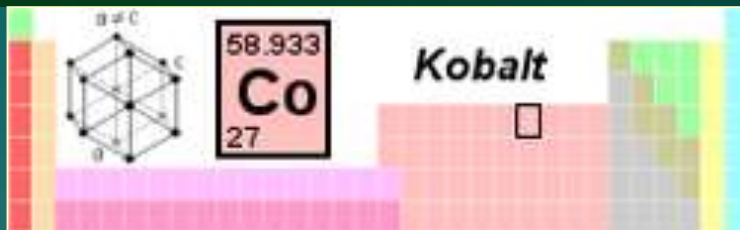
6. Wodorofosforan (V) sodu NaHPO_4 wytrąca z roztworów zawierających jony Ni^{2+} jasnozielony osad fosforanu (V) niklu (II):



Jon niklu Ni²⁺

Odczynniki	Reakcja	Właściwości osadu
Siarczek amonu (NH ₄) ₂ S	Siarczek niklu NiS, czarny $Ni^{+2} + S^{-2} \leftrightarrow NiS$	Osad rozpuszczalny w kwasach rozcieńczonych $NiS + 2H_3O^+ \leftrightarrow Ni^{+2} + H_2S \uparrow + 2H_2O$ rozpuszczalny w stężonym HNO ₃ $3NiS + 2NO_3^- + 8H_3O^+ \leftrightarrow 3Ni^0 + 3S^0 + 2NO + 12H_2O$
Jony wodorotlenowe mocnych zasad	Jasnozielony osad wodorotlenku niklu $Ni^{+2} + 2OH^- \leftrightarrow Ni(OH)_2$	rozpuszczalnych w kwasach $Ni(OH)_2 + 2H_3O^+ \leftrightarrow Ni^{+2} + 4H_2O$ i amoniaku $Ni(OH)_2 + 2NH_4OH \leftrightarrow [Ni(OH)_4]^{2-} + NH_4^+$
Wodny roztwór amoniaku	Wytrąca się zielony osad hydroksosoli $2Ni^{+2} + 2NH_4OH + SO_4^{-2} \leftrightarrow (NiOH)_2SO_4 + 2NH_4^+$	Rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika z utworzeniem niebieskiego związku kompleksowego
α-nitrozo-β-naftol	Wytrąca się brązowy osad	W odróżnieniu od jonów Co ⁺² osad łatwo rozpuszcza się w kwasach nieorganicznych
Dimetylogliksym w środowisku zasadowym C ₄ H ₈ N ₂ O ₂ (H ₂ Dm)	Malinowy osad dimetylogliksymu niklu $Ni^{+2} + 2H_2Dm + 2H_2O \leftrightarrow Ni(HDm)_2 + 2H_3O^+$	

Kobalt, Co



Charakterystyka ogólna

- metal, kowalny, srebrzysty połysk
- odporny na działanie powietrza
- pierwiastek bloku p (VIIB grupa) $4s^24p^3$
- potencjał standardowy -0.28V
- rozpuszcza się w kwasach nieutleniających
- stopnie utlenienia: $+2$, $+3$
- bezwodne sole kobaltu (II) są niebieskie, uwodnione – różowe



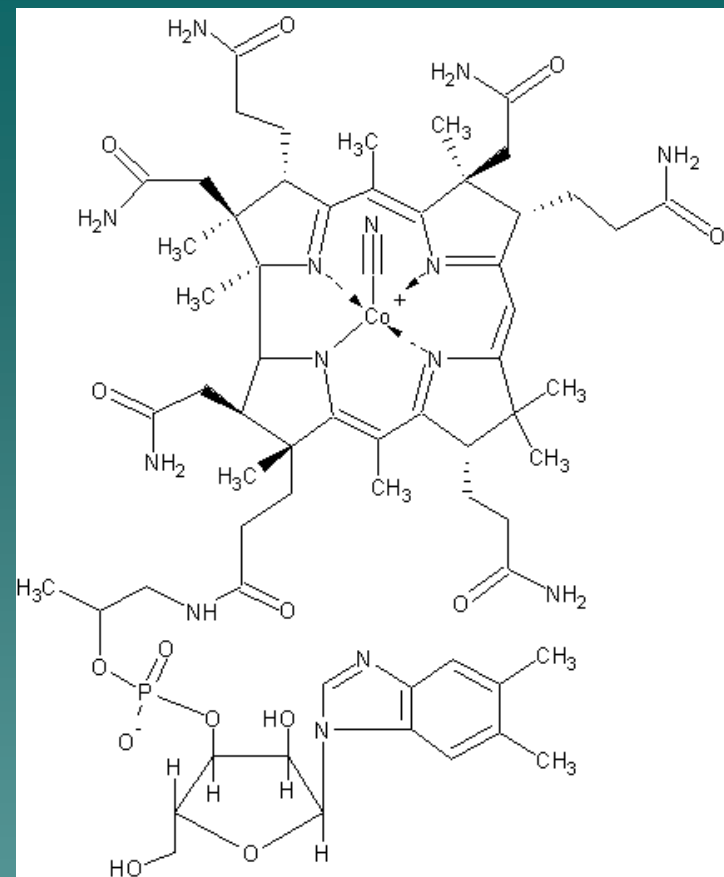
Niesymetryczne sole kobaltu np. K_3CoO_4 mają silne własności ferromagnetyczne i piezoelektryczne i są wykorzystywane w elektronice. Kompleksy karbonylkowe i fosfinowe są stosowane jako katalizatory wielu reakcji organicznych. Roztwory soli kobaltu (II) i (III) mają intensywną krwisto-czerwoną i niebieską barwę i są używane jako pigmenty farb.



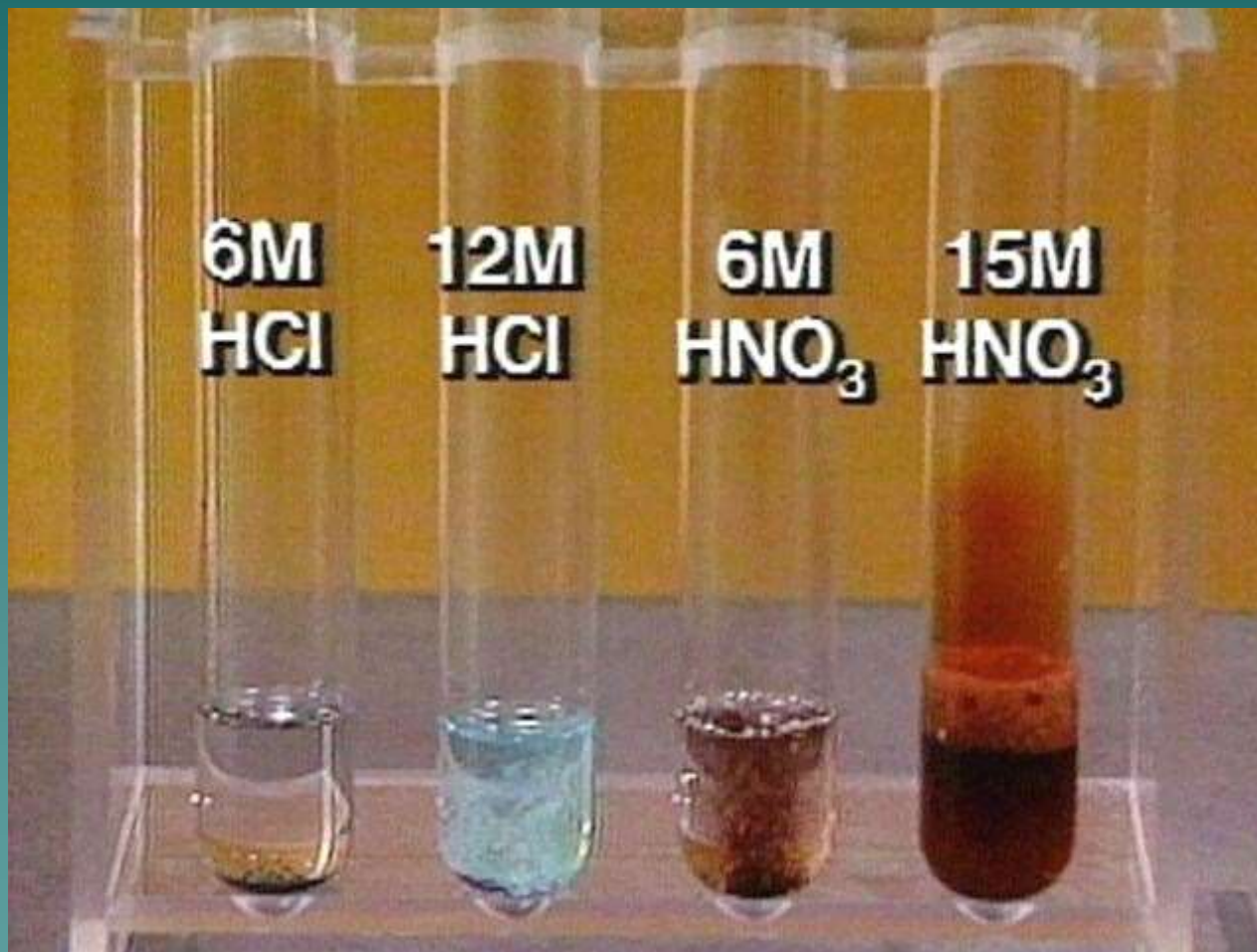
Znaczenie biologiczne

Kobalt jest jednym z mikroelementów i jest obecny w centrach reaktywności kilku enzymów. Zapotrzebowanie dobowe na ten pierwiastek jest jednak bardzo małe - 0,05 ppm. Wchodzi również w skład kobalaminy (witaminy B12). Jest konieczny dla roślin motylkowych żyjących w symbiozie z bakteriami brodawkowymi.

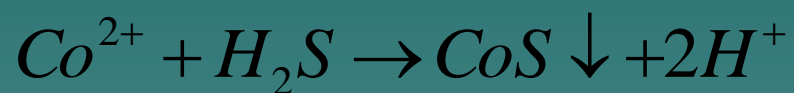
Witamina B12 bierze udział w przemianie węglowodanowej, białkowej, tłuszczowej i w różnorodnych procesach, zapewnia aktywność, uczestniczy w wytwarzaniu czerwonych ciałek krwi, przeciwdziała niedokrwistości, umożliwia syntezę kwasów nukleinowych w komórkach, przede wszystkim szpiku kostnego; wpływa na funkcjonowanie układu nerwowego, uczestniczy w tworzeniu otoczki mielinowej ochraniającej komórki nerwowe i neuroprzekaźników nerwowych, zapewnia dobry nastrój, równowagę psychiczną, pomaga w uczeniu się, skupieniu uwagi; odgrywa rolę przy odtwarzaniu kodu genetycznego; dzięki niej zmniejsza się poziom lipidów we krwi; wpływa na układ kostny, pobudza apetyt.



Wybrane właściwości chemiczne:



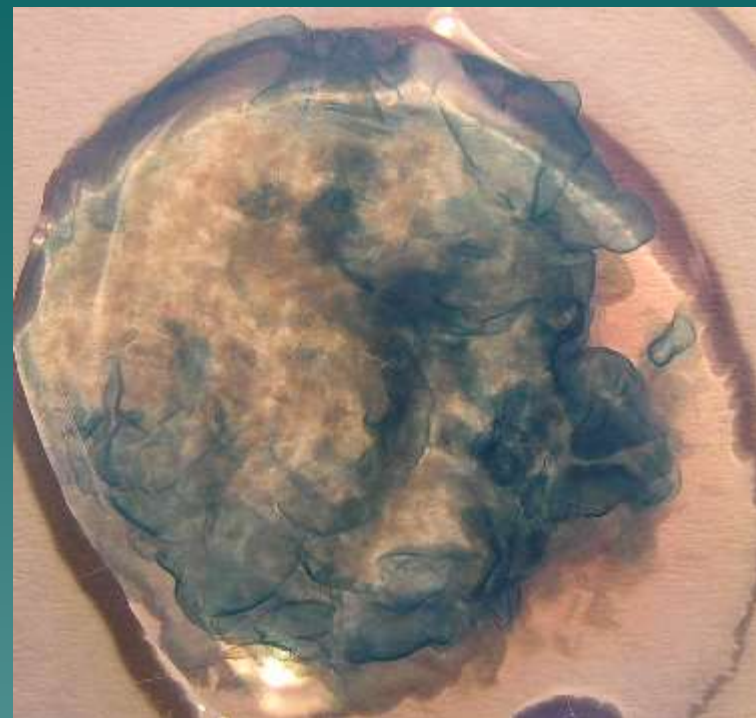
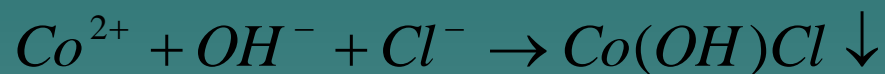
- 1. Siarkowodór H_2S** w środowisku obojętnym lub zasadowym wytrąca czarny osad siarczku kobaltu (II):



Do roztworu jonów Co^{2+} dodawano jonów S^{2-}

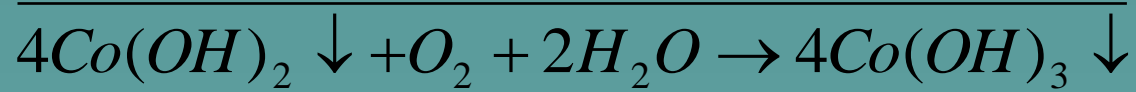
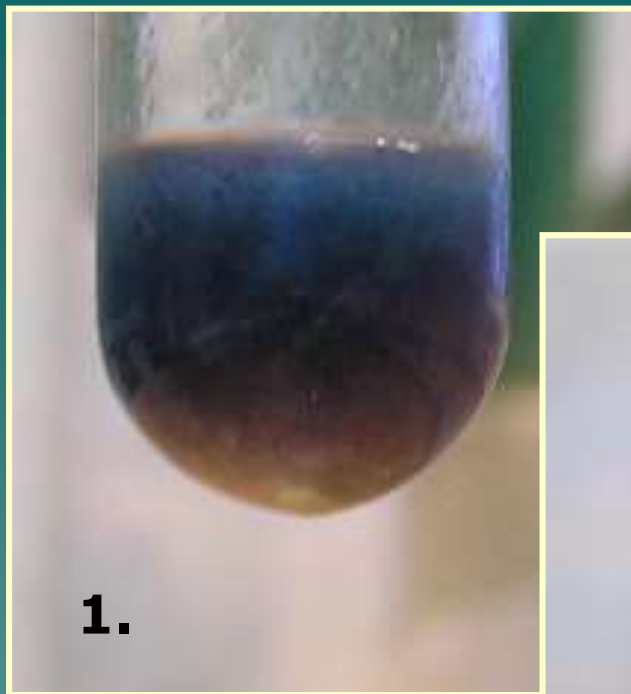


2. Wodorotlenek sodu i potasu NaOH, KOH wytrącają z roztworów zawierających jony Co^{2+} niebieski osad hydroksosoli, nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika. Osad ten po podgrzaniu przechodzi w różowy wodorotlenek kobaltu (II):

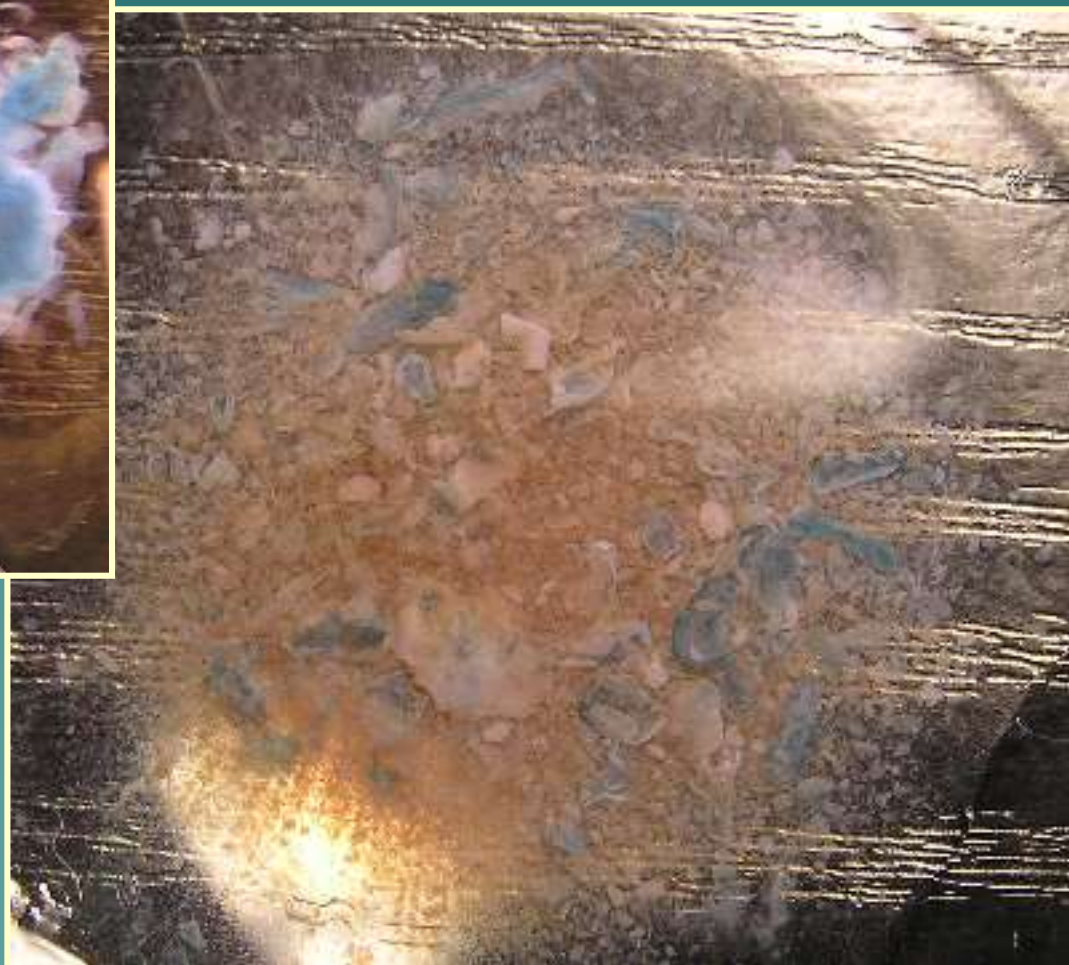


Do roztworu jonów Co^{2+} dodawano jonów OH^-

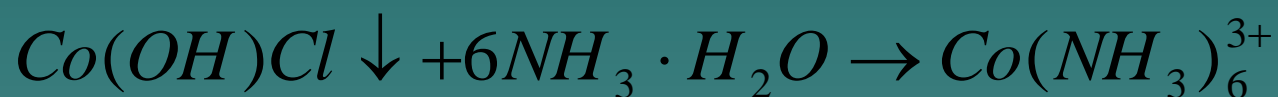
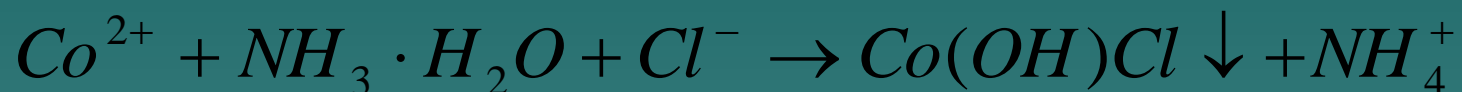




Analiza jakościowa III grupy kationów: Co^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} , Cr^{3+} , Zn^{2+} , Al^{3+}



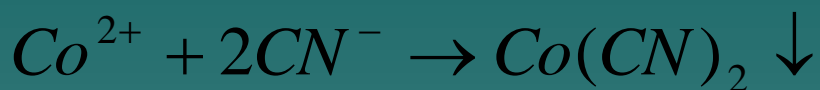
4. **Amoniak $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$** wytrąca z jonami Co^{2+} niebieski osad hydroksosoli kobaltu (II) rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika z utworzeniem różowego jonu heksaaminakobaltu (II):



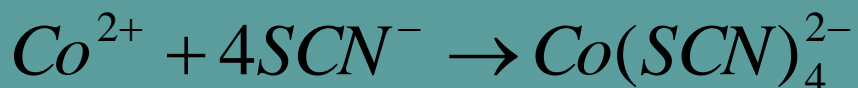
Do roztworu amoniaku dodawano jonów Co^{2+}



- 5. Cyjanek potasu KCN** z roztworów zawierających jony Co^{2+} wytrąca czerwono-brunatny osad cyjanku kobaltu (II), rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika z utworzeniem jonu heksacyjanokobaltu (II):

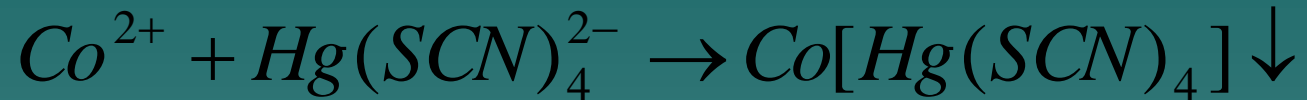


- 6. Tiocyjanian potasu lub amonu KSCN , NH_4SCN** tworzy z jonami Co^{2+} w środowisku obojętnym lub słabo kwasowym ciemnoróżowy jon kompleksowy tetratiocyjanianokobaltu (II). Związek ten łatwo ekstrahuje się do warstwy organicznej (eter + aceton) tworząc niebieskie zabarwienie tej warstwy (reakcja Vogla):

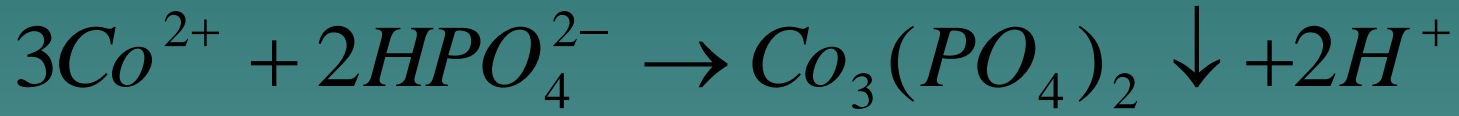


7. Tetratiocyjanianortęcian (II) amonu lub potasu

$(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$, $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ w obojętnych lub słabo kwasowych roztworach zawierających jony Co^{2+} powoduje powolną krystalizację ciemnoniebieskich długich igieł tetratiocyjanianortęcianu (II) kobaltu (II):



8. Wodorofosforan (V) sodu Na_2HPO_4 wytrąca z roztworów zawierających jony Co^{2+} różowofioletowy osad fosforanu (V) kobaltu (II):



Do roztworu jonów Co^{2+} dodawano jonów CO_3^{2-}



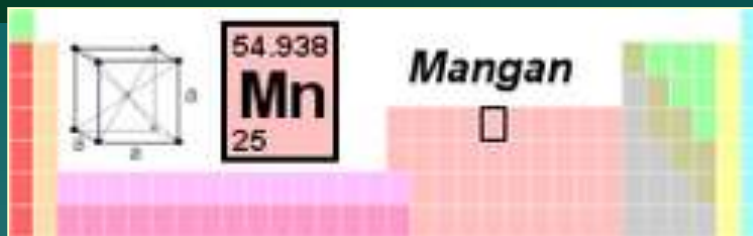
Do roztworu jonów CO_3^{2-} dodawano jonów Co^{2+}



Jon kobaltu Co^{2+}

Odczynniki	Osad	Właściwości osadu
Siarczek amonu $(\text{NH}_4)_2\text{S}$	Siarczek kobaltu CoS , czarny $\text{Co}^{+2} + \text{S}^{-2} \leftrightarrow \text{CoS}$	Osad nierozpuszczalny w kwasach rozcieńczonych, rozpuszczalny w stężonym HNO_3 i wodzie królewskiej.
Jony wodorotlenowe mocnych zasad	Powstaje niebieski osad hydroksosoli, który pod wpływem nadmiaru odczynnika przechodzi w różowy wodorotlenek kobaltu $\text{Co}^{+2} + \text{OH}^- + \text{Cl}^- \leftrightarrow (\text{CoOH})\text{Cl}$ $(\text{CoOH})\text{Cl} + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{Cl}^-$	Na powietrzu utlenia się do brunatnego, uwodnionego tlenku kobaltu(III) $2\text{Co}(\text{OH})_2 + 1/2\text{O}_2 + (n-2) \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Co}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
Wodny roztwór amoniaku	Wytrąca się niebieski osad hydroksosoli $\text{Co}^{+2} + \text{NH}_4\text{OH} + \text{Cl}^- \leftrightarrow (\text{CoOH})\text{Cl} + \text{NH}_4^+$	Rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika
Stężony HCl	anion kompleksowy o zabarwieniu niebieskozielonym $\text{Co}^{+2} + 4\text{Cl}^- \leftrightarrow [\text{CoCl}_4]^{2-}$	
Tiocyaniany SCN^-	kompleks o intensywnie niebieskim zabarwieniu $\text{Co}^{+2} + 4\text{SCN}^- \leftrightarrow [\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	Kompleks nietrwały – po rozcieńczeniu wodą rozpada się
α -nitrozo- β -naftol	Strąca się czerwony osad wewnątrzkompleksowej soli $[\text{C}_{10}\text{H}_6(\text{NO})\text{O}]_3\text{Co}$	Osad nierozpuszczalny w zimnym HCl i HNO_3 . Przeszkadzają jony Fe^{3+} . Daje osad o barwie brunatnej.

Mangan, Mn

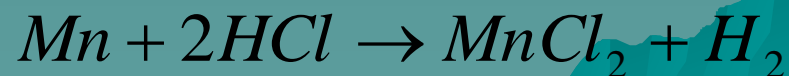


Charakterystyka ogólna

- szarobiały metal
- utlenia się na powietrzu
- pierwiastek bloku d (VIIB grupa) $3d^5 4s^2$
- potencjał standardowy -1.18V
- właściwościami przypomina niemetale
- stopnie utlenienia: $+2, +3, +4, +6, +7$
- silna zależność barwy roztworu od stopnia utlenienia



Wybrane właściwości chemiczne:



Nadmanganiana potasu KMnO_4

W temp. powyżej $230\text{ }^\circ\text{C}$ rozkłada się zgodnie z równaniem:



Jest silnym utleniaczem. Reakcja silnie zależy od pH roztworu. W roztworach kwaśnych ulega redukcji do słabo zabarwionego manganu(II):



W roztworach słabo zasadowych i neutralnych redukuje się do ditlenku manganu (braunsztynu), który wydziela się z roztworu w postaci brązowego osadu:



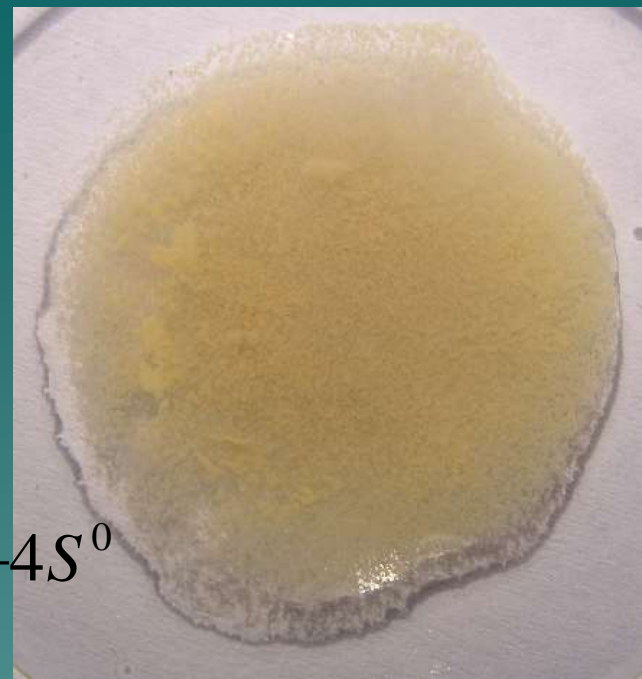
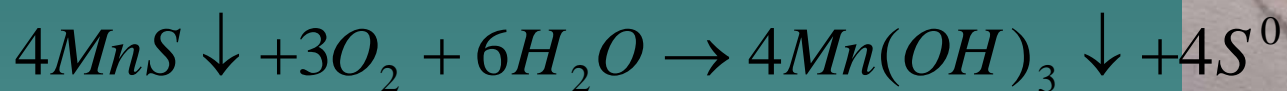
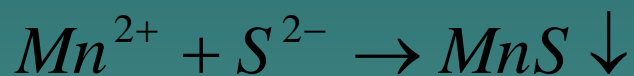
Natomiast w roztworach silnie zasadowych redukuje się do zielonego manganianu(VI):



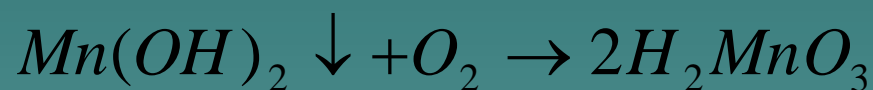
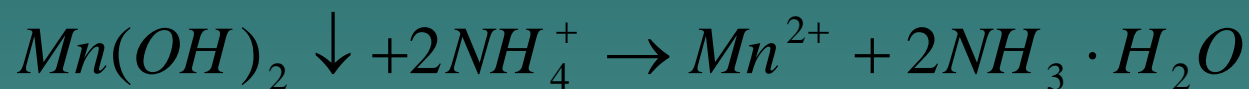
Nadmanganian potasu posiada silne właściwości bakterio- i grzybobójcze. Pastyłki tego związku są m.in. stosowane do odkażania wody do mycia, w maściach do odkażania gardła oraz w preparatach do odkażania ran.

Reakcje charakterystyczne jonu Mn^{2+}

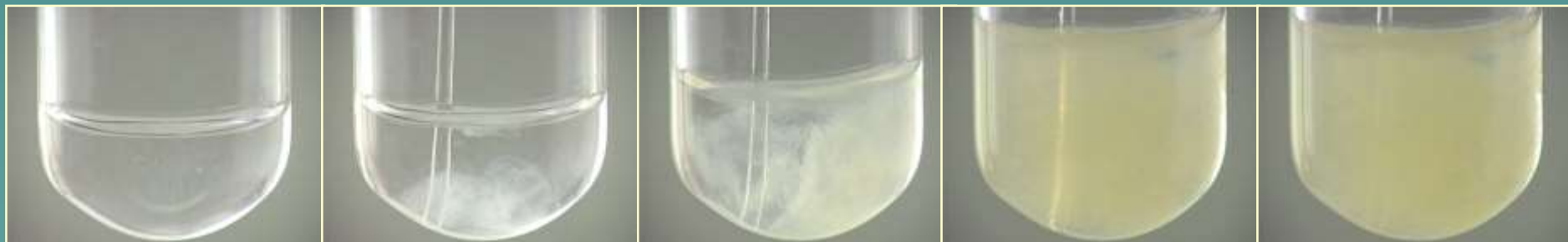
1. Siarkowodór i siarczki amonu lub sodu ($\text{NH}_4)_2\text{S}$, Na_2S wytrącają z roztworów zawierających jony Mn^{2+} cielisty osad siarczku manganu (II):



2. Wodorotlenek sodu i potasu NaOH, KOH wytrącają z roztworów zawierających jony Mn^{2+} biały osad wodorotlenku manganu (II):



$\text{Mn}^{2+} + \text{OH}^-$



MnMnO_3



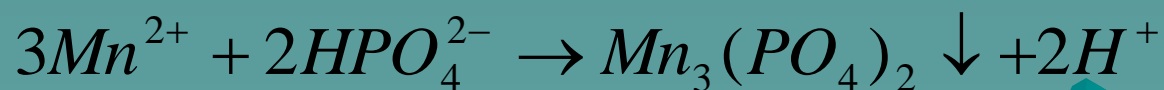
3. Amoniak $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ wytrąca z jonami Mn^{2+} biały osad wodorotlenku manganu (II), nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika. W obecności soli amonu, np. NH_4Cl , osad nie wytrąca się wskutek zmniejszenia stężenia jonów wodorotlenowych.



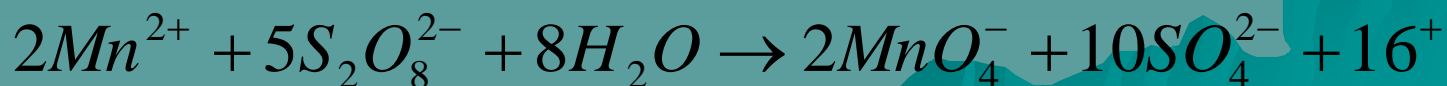
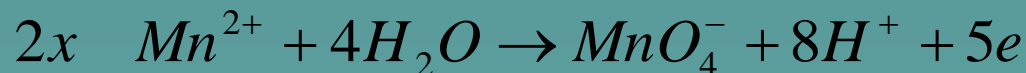
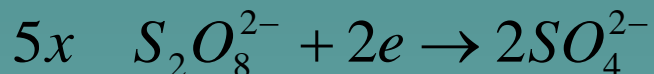
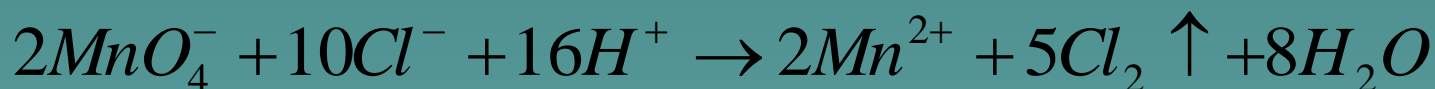
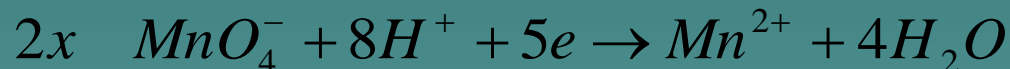
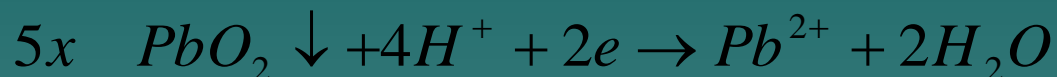
Mn^{2+} + amoniak



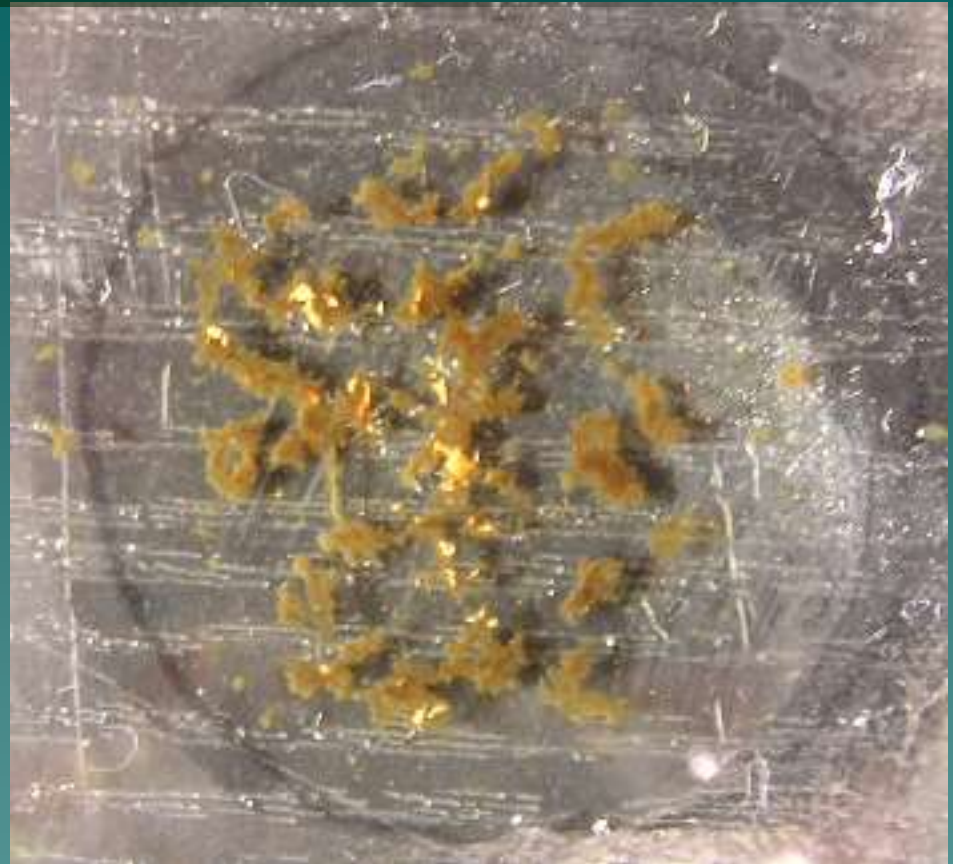
4. Wodorofosforan (V) sodu Na_2HPO_4 wytrąca z roztworów zawierających jony Mn^{2+} biały osad fosforanu (V) manganu (II):



5. Utleniacze, np. tlenek ołowiu (IV), PbO_2 lub nadtlenosiarczan (VI) amonu $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$, w środowisku stężonego kwasu azotowego (V) utleniają jon Mn^{2+} do jonu MnO_4^- . Roztwór przybiera barwę fioletowoczerwoną (reakcja Cruma).



Mn^{2+} z jonem rodankowym SCN^-



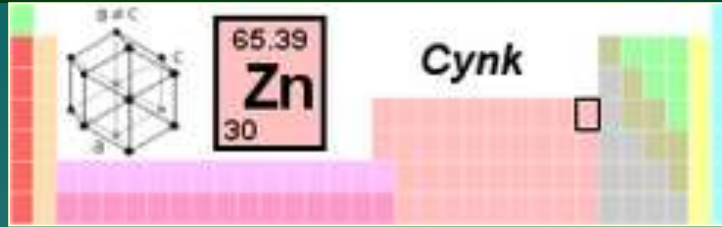
$\text{Mn}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$



Jon manganu(II) Mn^{2+}

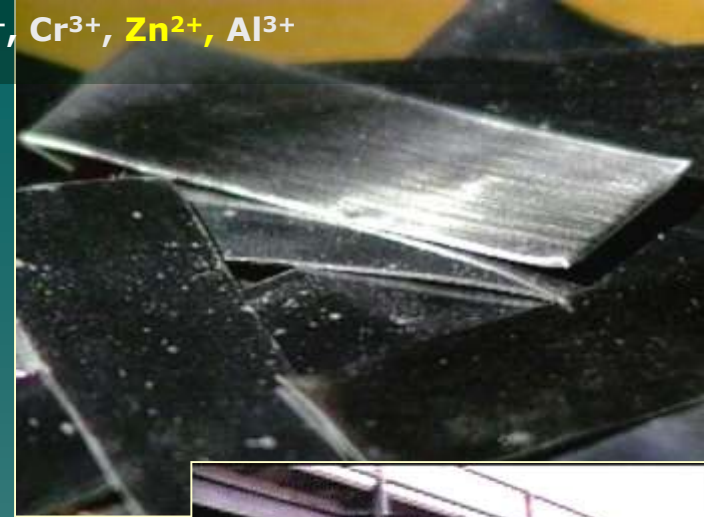
Odczynniki	Osad stączany	Uwagii
Siarczek amonu $(NH_4)_2S$	Siarczek manganu(II) MnS , jasno różowy; $Mn^{+2} + S^{-2} \leftrightarrow MnS$	Rozpuszczalny w kwasach rozcieńczonych $MnS + 2H_3O^+ \leftrightarrow Mn^{+2} + H_2S\uparrow + 2H_2O$
NaOH, KOH, $NH_3aq.$	Wodorotlenek manganu(II) $Mn(OH)_2$ biały $Mn^{+2} + 2OH^- \leftrightarrow Mn(OH)_2$	Rozpuszczalny w kwasach $Mn(OH)_2 + 2H_3O^+ \leftrightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$
Woda chlorowa Cl_2 aq lub bromowa Br_2 aq	Wytrąca się brunatny osad kwasu manganowego(IV) H_2MnO_3 $Mn^{+2} + Br_2 aq + 4OH^- \leftrightarrow H_2MnO_3 + 2Br^- + H_2O$	
Benzydyna		Z jonami Mn^{2+} w roztworze alkalicznym daje niebieskie zabarwienie.
Reakcje utleniania Mn^{+2} do fioletowego MnO_4^-		

Cynk, Zn



Charakterystyka ogólna

- metal, kruchy, srebrzysty połysk o odcieniu niebieskawym
- na powietrzu utlenia się bardzo powoli
- pierwiastek bloku d (12 - IIb grupa)
 $3d^{10}4s^2$
- potencjał standardowy -0.76 V
- silny charakter amfoteryczny
- stopnie utlenienia: $+2$
- jest bardzo reaktywny zarówno w środowisku kwaśnym jak i zasadowym z wydzieleniem wodoru, nie reaguje jednak w obojętnym środowisku wodnym
- na powietrzu ulega podobnej do aluminium pasywacji



Występowanie

Prawie zawsze występuje z galeną.
Obecny we wszystkich skałach zawierających siarczki.
Przy pocieraniu o niepolerowaną płytkę porcelanową sfaleryt wydziela zapach siarkowodoru.

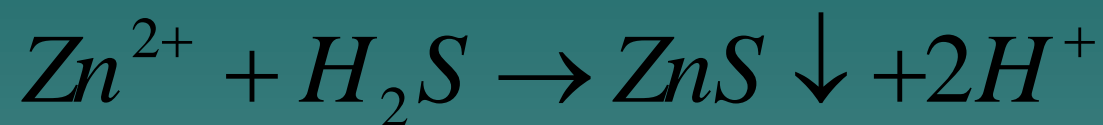
Sfaleryt (blenda cynkowa)



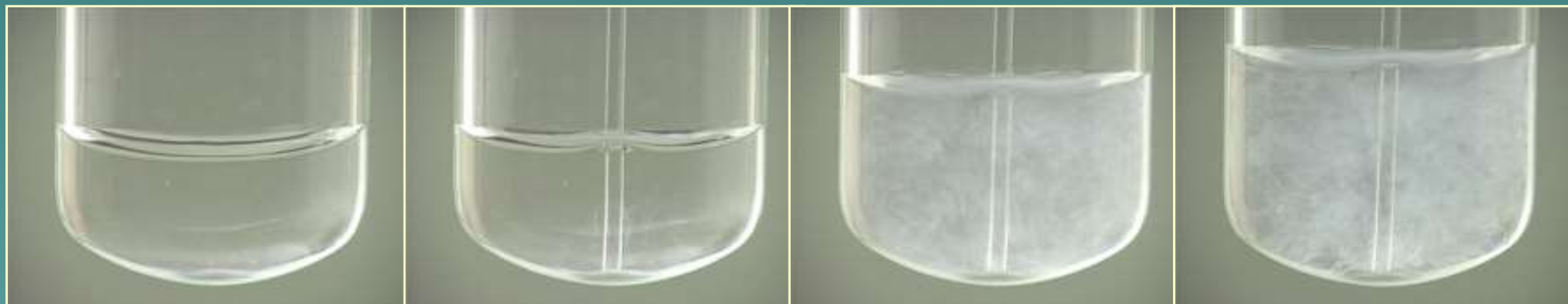
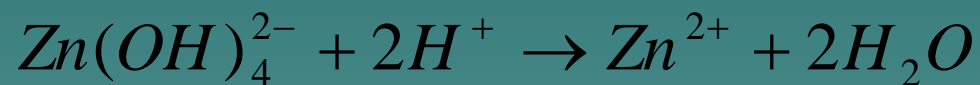
Najbardziej znanym związkiem cynku jest jego tlenek ZnO (biel cynkowa), który jest stosowany jako dodatek do farb i lakierów, oraz jako wypełniacz i stabilizator gumy i tworzyw sztucznych.

Reakcje charakterystyczne jonu Zn^{2+}

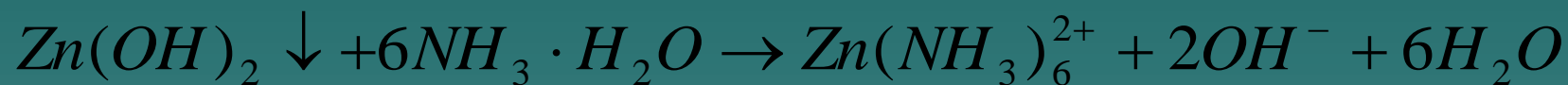
1. Siarkowodór H_2S wytrąca biały osad siarczku cynku:



2. Wodorotlenek sodu i potasu, NaOH, KOH wytrąca z roztworów zawierających jony Zn^{2+} biały osad wodorotlenku, rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika i w kwasach:



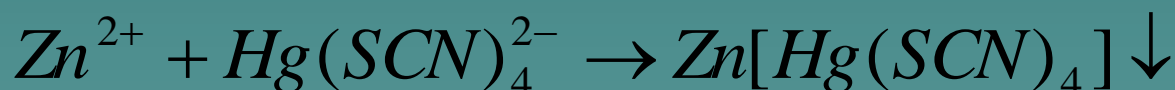
3. Amoniak $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ wytrąca z jonami Zn^{2+} biały osad wodorotlenku cynku rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika z utworzeniem bezbarwnego jonu tetraaminacynku lub heksaaminacynku:



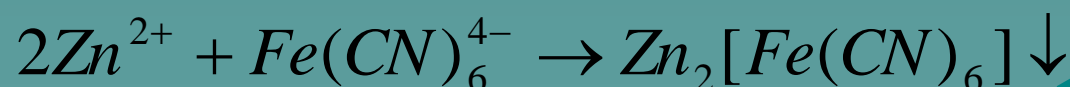
- 4. Cyjanek potasu KCN** wytrąca z roztworów zawierających jony Zn^{2+} biały osad cyjanku cynku rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika z utworzeniem jonu tetracyjanocynku:



- 5. Tetratiocyjanianortęcian (II) amonu lub potasu** $(\text{NH}_4)_2\text{Hg}(\text{SCN})_4$, $\text{K}_2\text{Hg}(\text{SCN})_4$ z obojętnych lub słabo kwaśnych roztworów zawierających jony Zn^{2+} wytrąca biały osad tetratiocyjanianortęcianu (II) cynku:



- 6. Heksacyjanożelazian (II) potasu lub amonu** $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $(\text{NH}_4)_4[\text{Fe}(\text{SCN})_6]$ wytrąca z roztworów zawierających jony Zn^{2+} biały krystaliczny osad heksacyjanożelazianu (II) cynku:

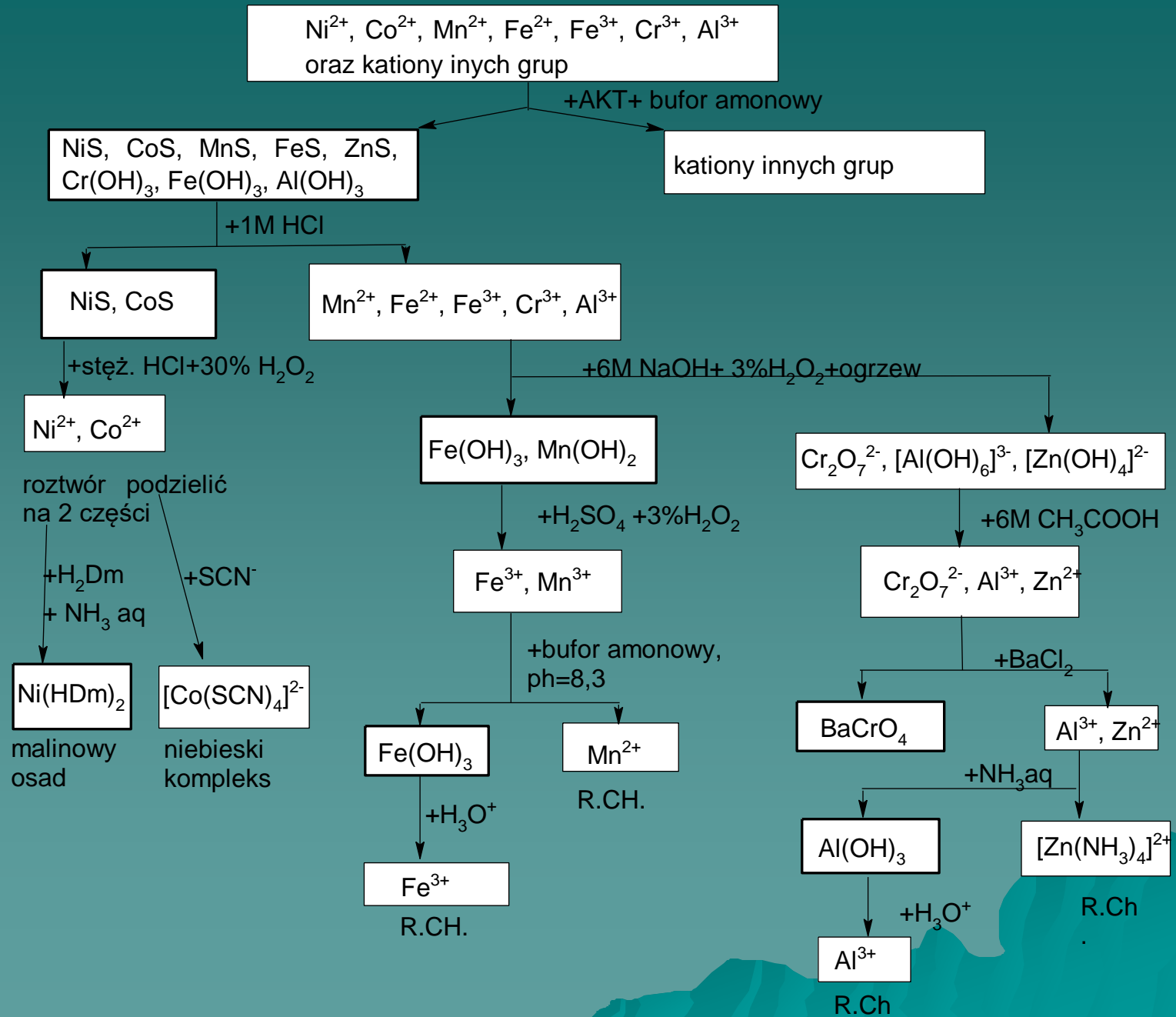


Jon cynku



Odczynniki	Osad	Właściwości osadu
$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	siarczek cynku- ZnS -biały;	rozpuszczalny w rozcieńczonych kwasach mineralnych $\text{ZnS} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \leftrightarrow \text{Zn}^{+2} + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ Nie rozpuszczalny w kwasie octowym i zasadach
$\text{NaOH}, \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	wodorotlenek cynku- $\text{Zn}(\text{OH})_2$ -biały; $\text{Zn}^{+2} + 2\text{OH}^- \leftrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$	Rozpuszczalny w kwasach, $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ \leftrightarrow \text{Zn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}$ oraz w nadmiarze odczynnika $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \leftrightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{+2}$
Na_2CO_3	węglan cynku- ZnCO_3 -biały; $\text{Zn}^{+2} + \text{CO}_3^{-2} \leftrightarrow \text{ZnCO}_3$	Rozpuszczalny w kwasach $\text{ZnCO}_3 + 2\text{H}_3\text{O}^+ \leftrightarrow \text{Zn}^{+2} + \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$	zielony cynkan kobaltu(II) zwany zielenią Rinmanna $2\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow \text{CoZnO}_2 + 4\text{NO} + 3\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-4}$	heksazelazocyjanek cynku - $\text{Zn}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ -biały;	nie rozpuszczalny w HCl

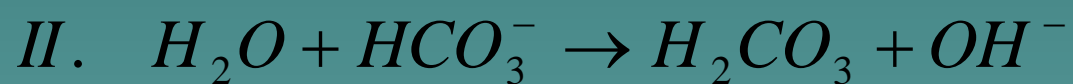
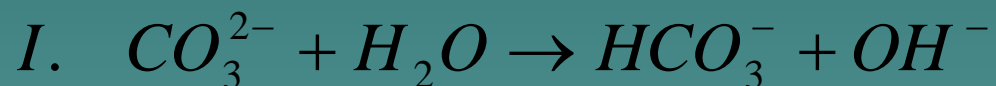
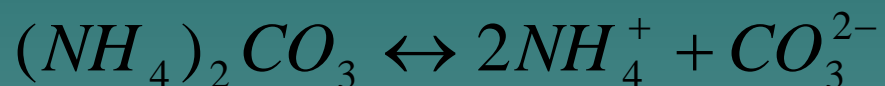
Systematyczny rozdział kationów III grupy



Analiza jakościowa IV grupy kationów



są to kationy tworzące w trudno rozpuszczalne osady w reakcji z węglanami



Próba płomieniowa:

Ba²⁺

żółto-zielony

Ca²⁺

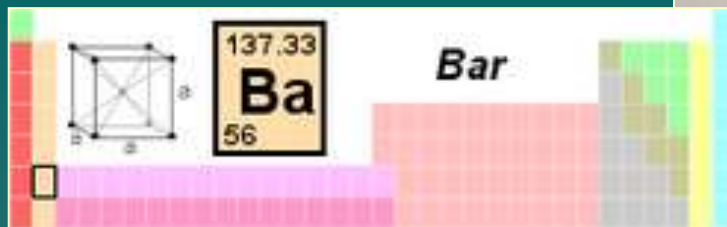
ceglasto-czerwony

Sr²⁺

karminowy



Bar (II)



Charakterystyka ogólna

- srebrzystoszary metal
- bardzo reaktywny, reaguje nawet z wodą
- pierwiastek bloku p (IIA grupa) $6s^2$
- potencjał standardowy $-2.91V$
- stopnie utlenienia: $+2$
- silna trucizna

Baryt - minerał z grupy berylowców.

Nazwa wywodzi się z greckiego baros - ciężki i jest związana z charakterystyczną dla barytu gęstością. Jest najcięższy wśród berylowców, ale należy do metali lekkich.

Związki baru dobrze pochłaniają promieniowanie rentgenowskie i promieniowanie γ , są więc stosowane jako składniki osłon przed promieniowaniem.



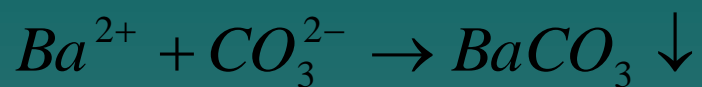
Metaliczny bar stosuje się jako dodatek do stopów ołowiu, zwiększający ich twardość (stopy typograficzne), w metalurgii jako odtleniacz, jako składnik stopów do usuwania gazów resztkowych z lamp elektronowych.

Szersze zastosowanie mają związki baru, głównie siarczan (VI) baru. Azotan (V) - $Ba(NO_3)_2$ oraz chloran(V) - $Ba(ClO_3)_2$ są używane do wyrobu sztucznych ogni (barwią płomień na zielono).

Wybrane właściwości chemiczne:



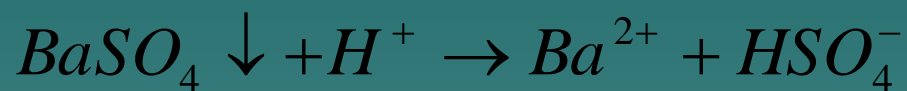
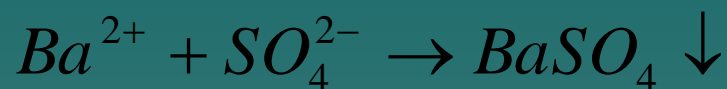
Reakcje charakterystyczne jonu Ba^{2+}



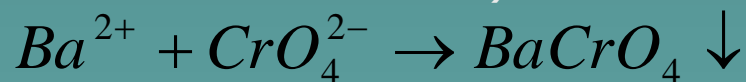
$Ba^{2+} + OH^-$



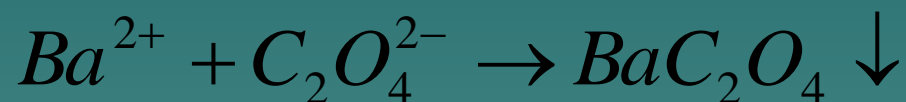
- 1. Kwas siarkowy (VI) H_2SO_4 i rozpuszczalne siarczany (VI)** wytrącają z roztworów zawierających jony Ba^{2+} biały, drobnokrystaliczny osad siarczanu (VI) baru:



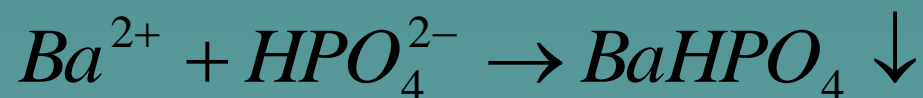
- 2. Chromian (VI) i dichromian (VI) potasu, K_2CrO_4 i $K_2Cr_2O_7$** wytrącają z roztworów zawierających jony Ba^{2+} żółty osad chromianu (VI) baru, nierozpuszczalny w kwasie octowym (odróżnienie od Ca^{2+} i Sr^{2+}):



- 3. Szczawian amonu $(NH_4)_2C_2O_4$** wytrąca z roztworów zawierających jony Ba^{2+} biały osad szczawianu baru, rozpuszczalnym w rozcieńczonym kwasie solnym i azotowym (V) oraz w kwasie octowym na gorąco:



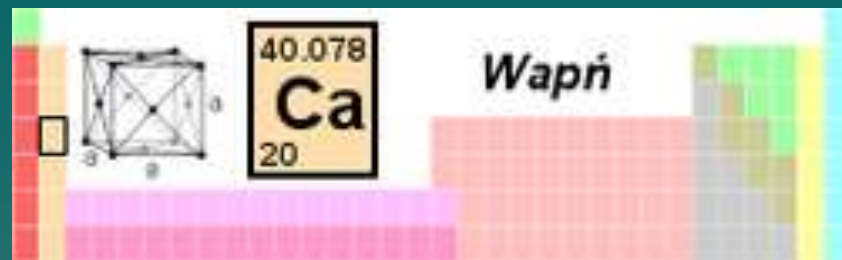
- 4. Wodorofosforan (V) sodu Na_2HPO_4** wytrąca z jonami Ba^{2+} biały osad wodorofosforanu (V) baru rozpuszczalny w rozcieńczonym HCl , HNO_3 i CH_3COOH :



Wapń, Ca

Charakterystyka ogólna

- srebrzystoszary metal
- bardzo reaktywny, reaguje nawet z wodą
- pierwiastek bloku p (IIA grupa) 4s²
- potencjał standardowy -2.87V
- stopnie utlenienia: +2

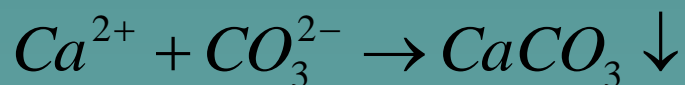


Wybrane właściwości chemiczne:



Reakcje charakterystyczne jonu Ca²⁺

- 1. Węglan amonu (NH₄)₂CO₃** w środowisku buforu amoniakalnego wytrąca z roztworów zawierających jony Ca²⁺ biały osad węglanu wapnia:



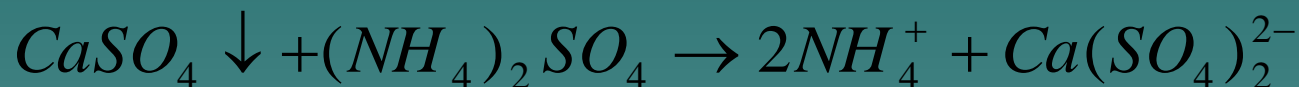
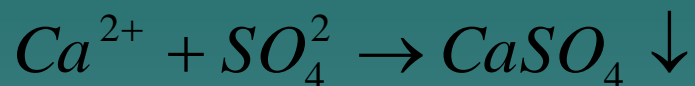
Występuje na górnych warstwach Ziemi w ilości 3,54%. Główne minerały to kalcyt, aragonit, marmury, kreda, wapienie, gips, anhydryt, dolomit, fluoryt, apatyt oraz wiele krzemianów.

Aragonit - polimorficzna odmiana węglanu wapnia.
Nazwa wiąże się z miejscem występowania - Molina de Aragon (Hiszpania).

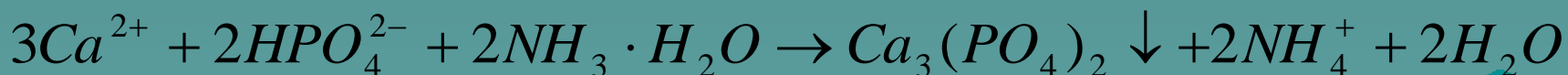
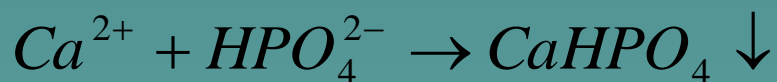


Marmur - (z gr. marmaros) - skała metamorficzna powstała z przeobrażenia wapieni, rzadziej dolomitów. Składa się głównie z krystalicznego kalcytu.

- 2. Kwas siarkowy (VI) H₂SO₄** rozcieńczony i rozpuszczalne siarczany (VI) wytrącają z roztworów zawierających jony Ca²⁺ biały osad siarczanu (VI) wapnia, ale tylko ze stężonych roztworów:



- 3. Szczawian amonu (NH₄)₂C₂O₄** wytrąca z roztworów zawierających jony Ca²⁺ biały, właczkowaty osad wodorofosforanu (V) wapnia:



Stront, Sr

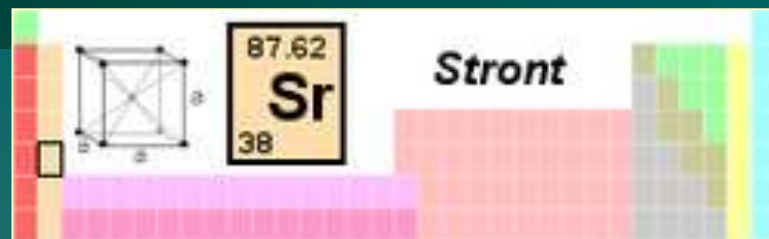
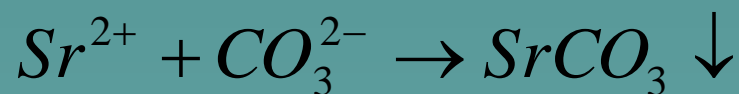
Charakterystyka ogólna

- srebrzystoszary metal
- bardzo reaktywny, reaguje nawet z wodą
- pierwiastek bloku p (IIA grupa) 5s²
- potencjał standardowy -2.89V
- stopnie utlenienia: +2
- silna trucizna



Reakcje charakterystyczne jonu Sr²⁺

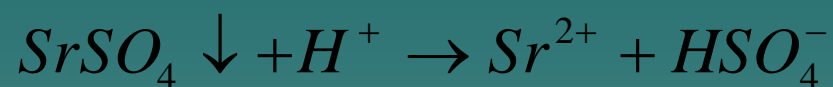
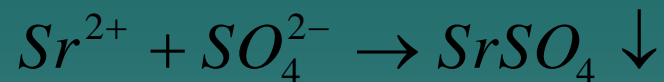
- 1. Węglan amonu (NH₄)₂CO₃** w środowisku buforu amoniakalnego wytrąca z roztworów zawierających jony Sr²⁺ biały osad węglanu strontu:



Celestyn wzór chemiczny SrSO₄ (siarczan strontu) to minerał z grupy siarczanów.

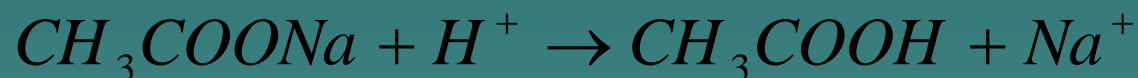
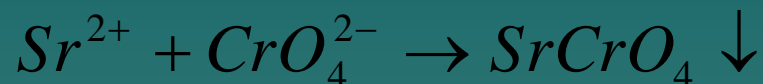


2. Kwas siarkowy (VI) H₂SO₄ i rozpuszczalne siarczany (VI)
z roztworów zawierających jony Sr²⁺ biały, drobnokrystaliczny
osad siarczanu (VI) strontu:

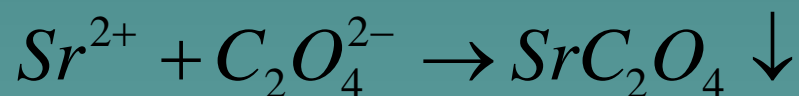


3. Chromian (VI) I dichromian (VI) potasu K₂CrO₄ i K₂Cr₂O₇.

Jony wytrącają z roztworów zawierających jony Sr²⁺ żółty osad chromianu (VI) strontu:



4. Szczawian amonu (NH₄)₂C₂O₄ wytrąca z roztworów zawierających jony Sr²⁺ biały osad szczawianu strontu rozpuszczalny w rozcieńczonym kwasie solnym i azotowym (V) oraz w kwasie octowym po długim ogrzewaniu:



Reakcje kationów grupy IV

Odczynnik	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺
(NH ₄) ₂ CO ₃ w NH _{3(aq)} + NH ₄ Cl	BaCO ₃ biały	SrCO ₃ biały	CaCO ₃ biały
H ₂ SO ₄	BaSO ₄ biały	SrSO ₄ biały	CaSO ₄ biały
CaSO ₄ (nasycony)	BaSO ₄ wytrąca się natychmiast	SrSO ₄ wytrąca się po ogrzaniu	–
K ₂ CrO ₄	BaCrO ₄ żółty, rozp. w kwasach mineralnych, nierozp. w CH ₃ COOH	SrCrO ₄ ze stęż.roztworu żółty, rozp. w kwasach mineralnych i w CH ₃ COOH	–
K ₂ Cr ₂ O ₇ + CH ₃ COONa	BaCrO ₄ żółty	–	–
zabarwienie płomienia	zielone	karminowoczerwone	ceglastoczerwone

Rodizonian sodu czerwonobrunatny osad przechodzący w jasnoczerwony pod wpływem HCl

czerwonobrunatny osad znikający pod wpływem HCl

brak reakcji

Analiza jakościowa V grupy kationów



brak odczynnika grupowego

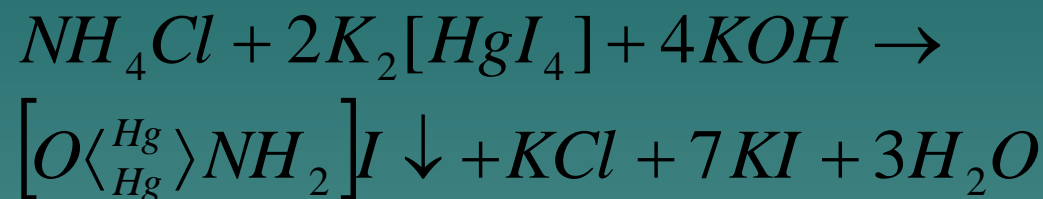
Jon amonowy NH_4^+

Reakcje charakterystyczne jonu amonowego

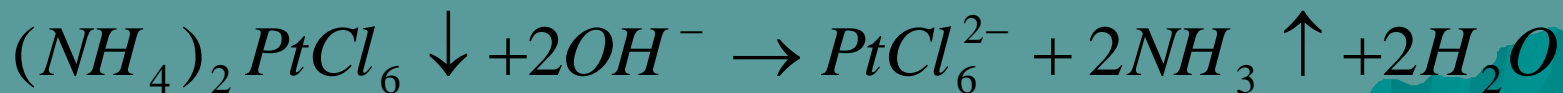
- 1. Mocne zasady NaOH, KOH** rozkładają sole amonu z wydzieleniem amoniaku, który można poznać po charakterystycznym zapachu lub zabarwieniu papierka wskaźnikowego (uniwersalnego) na niebiesko. Jest to reakcja specyficzna.



- 2. Odczynnik Nesslera – tetrajodanortęcian (II) potasu $K_2[HgI_2]$** w roztworze zasadowym (KOH) tworzy z solami amonu, jeżeli występują w większym stężeniu, czerwono-brunatny osad; przy małym stężeniu powstaje żółte zabarwienie roztworu:

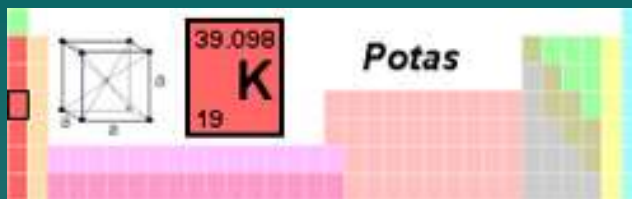


- 3. Kwas heksachloroplatynowy (IV) H_2PtCl_6** reaguje z jonami amonu tworząc żółty krystaliczny osad soli amonu (podobnie jak z jonami K^+):



Potas, K

Charakterystyka ogólna



- srebrzystoszary metal
- bardzo reaktywny, reaguje nawet z wodą
- pierwiastek bloku s (IIA grupa) $4s^2$
- potencjał standardowy $-2.93V$
- stopnie utlenienia: $+1$

Główne minerały to sylwin, sylwinit, karnalit, kainit, langbeinit i różne glinokrzemiany.

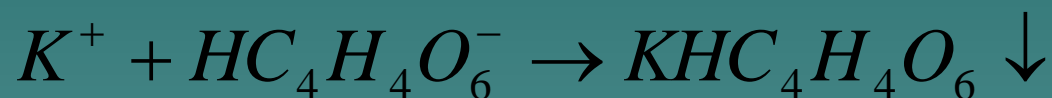
Sylwin - minerał chlorku potasu KCl. Występuje w regularnym układzie krystalicznym. Powstaje głównie w skutek odparowywania słonych zbiorników wodnych m.in. zatok, słonych jezior itp.

Stosuje się go głównie do produkcji nawozów sztucznych.

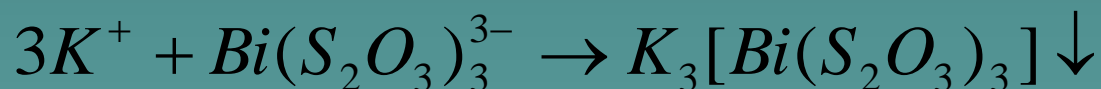


Reakcje charakterystyczne jonu K^+

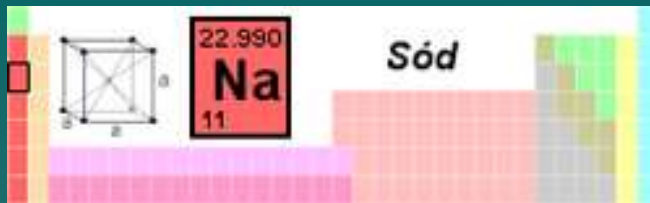
- 1. Kwas winowy $H_2C_4H_4O_6$ i wodorowinian sodu $NaHC_4H_4O_6$** wytrącają z roztworów obojętnych lub słabo kwasowych $5 < pH \leq 7$ zawierających jony K^+ biały krystaliczny osad wodorowinianu potasu:



- 2. Reakcje Carnota** – reakcja z alkoholowym roztworem tritiosiarczanobizmutanu (III) sodu, $Na_3[Bi(S_2O_3)_3]$.



Sód, Na



Sód (Na, łac. natrium) to metal z pierwszej grupy głównej. Jedynym trwałym izotopem jest ^{23}Na .

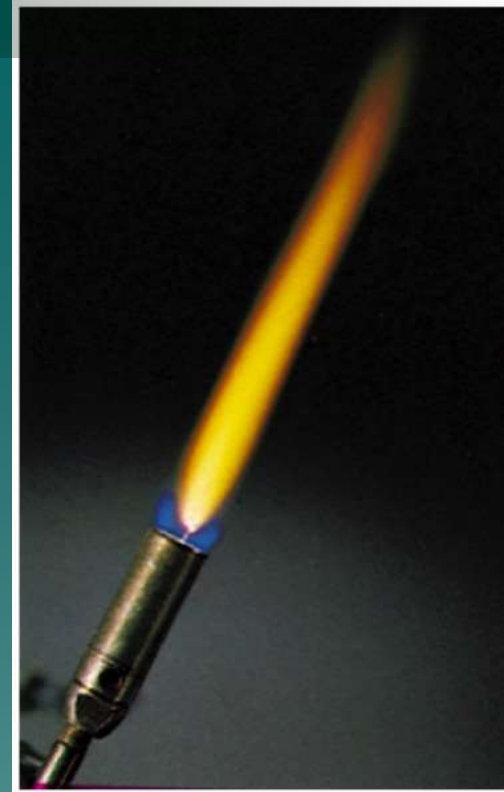
Występuje w górnych warstwach Ziemi w ilościach 2,30% w postaci jonów Na^+ w oceanach (główny kation) oraz minerałów - plagioklazów i innych skaleni, saletry chilijskiej.

Odkryty w roku 1807 przez angielskiego chemika Sir Humphry Davy'ego przez elektrolizę sody kaustycznej.

Ważne związki sodu to tlenek sodu, wodorotlenek sodu, będący bardzo silną zasadą oraz wiele soli. Mydło jest solą sodową pewnych kwasów tłuszczowych. Prawie wszystkie sole sodu są rozpuszczalne w wodzie.

Kationy sodu są głównym kationem zewnątrzkomórkowym i są konieczne do utrzymania potencjału czynnościowego błon komórkowych.

Sód odgrywa pewną rolę w patogenezie nadciśnienia i niewydolności krążenia.



Andezyn to minerał z szeregu plagioklazów będący mieszaniną dwóch innych minerałów:

50-70 % albitu $NaAlSi_3O_8$
(glinokrzemian sodu)

30-50 % anorytu

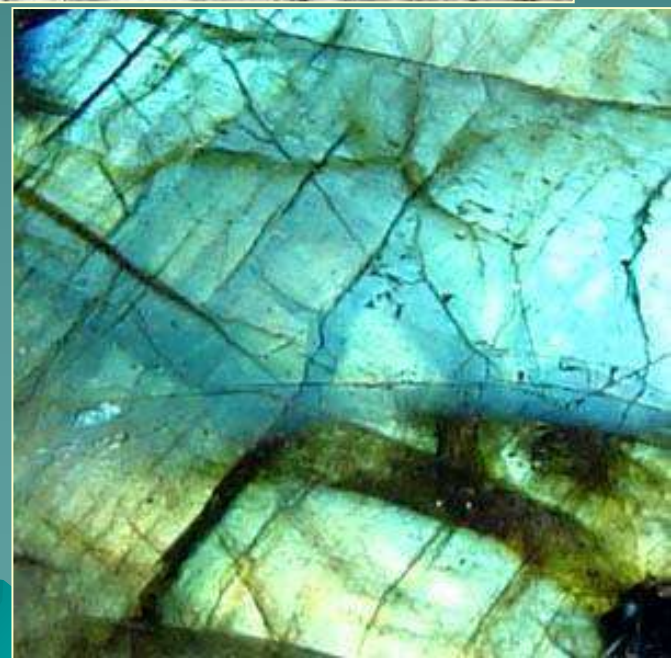
$CaAl_2Si_2O_8$ (glinokrzemianem wapnia)



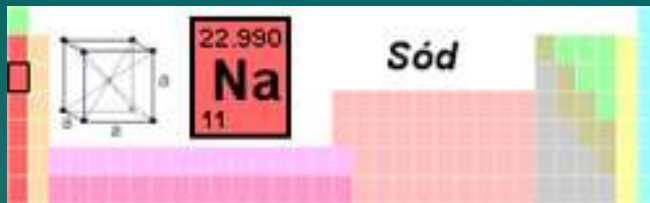
Albit - minerał z grupy skaleni sodowo-wapniowych zwanych plagioklazami. Nazwa pochodzi od łacińskiego albus - biały.



Labrador to minerał z szeregu plagioklazów będący mieszaniną dwóch innych minerałów:
30-50 % albitu $NaAlSi_3O_8$ (glinokrzemian sodu)
50-70 % anorytu $CaAl_2Si_2O_8$ (glinokrzemianem wapnia). Nazwa pochodzi od półwyspu Labrador, gdzie występuje w znacznych ilościach.

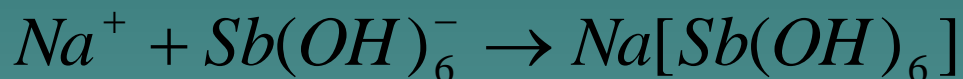


Sód, Na

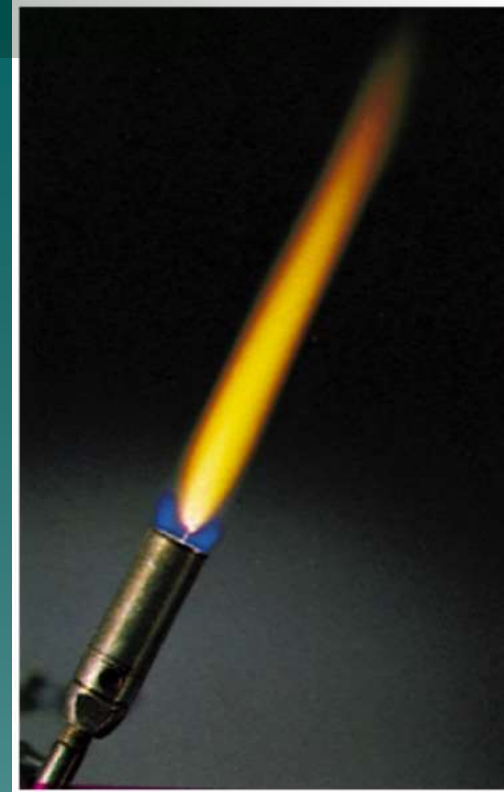
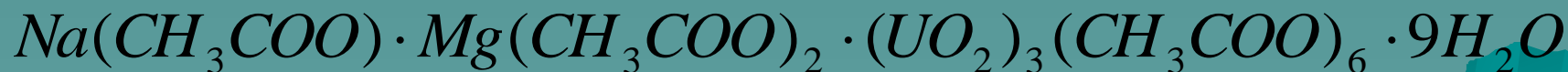


Reakcje charakterystyczne jonu Na^+

- 1. Heksahydroksoantymonian (V) potasu** wytrąca z roztworów jonu Na^+ obojętnych lub słabo zasadowych biały, krystaliczny osad soli sodu:

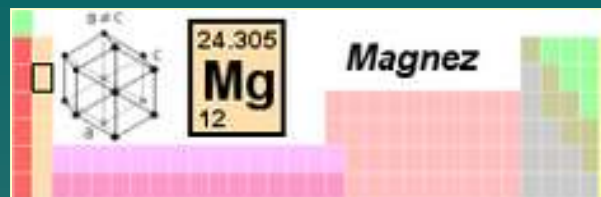


- 2. Octan uranylo – magnezu (lub cynku czy kobaltu)** $Mg(UO_2)_3(CH_3COO)_8$ wytrąca z objętnych lub słabo kwasowych (środowisko kwasu octowego) roztworów zawierających kation Na^+ żółty, krystaliczny osad soli mieszanej – potrójny octan:



Magnez, Mg

Charakterystyka ogólna



- srebrzystoszary metal
- bardzo reaktywny, reaguje nawet z wodą
- pierwiastek bloku s (II A grupa) $3s^2$
- potencjał standardowy $-2.36V$
- stopnie utlenienia: $+2$



Magnez metaliczny wykorzystuje się w chemii organicznej do często praktykowanej reakcji Grignarda.

Stopy magnezu z miedzią są wykorzystywane w przemyśle lotniczym i kosmicznym, tam gdzie stopy tytanu i glinu są za ciężkie. W podobnych zastosowaniach wykorzystywane są także magnale (stopy glinu z magnezem) oraz elektrony (stopy magnezu, glinu, cynku, manganu i krzemu).

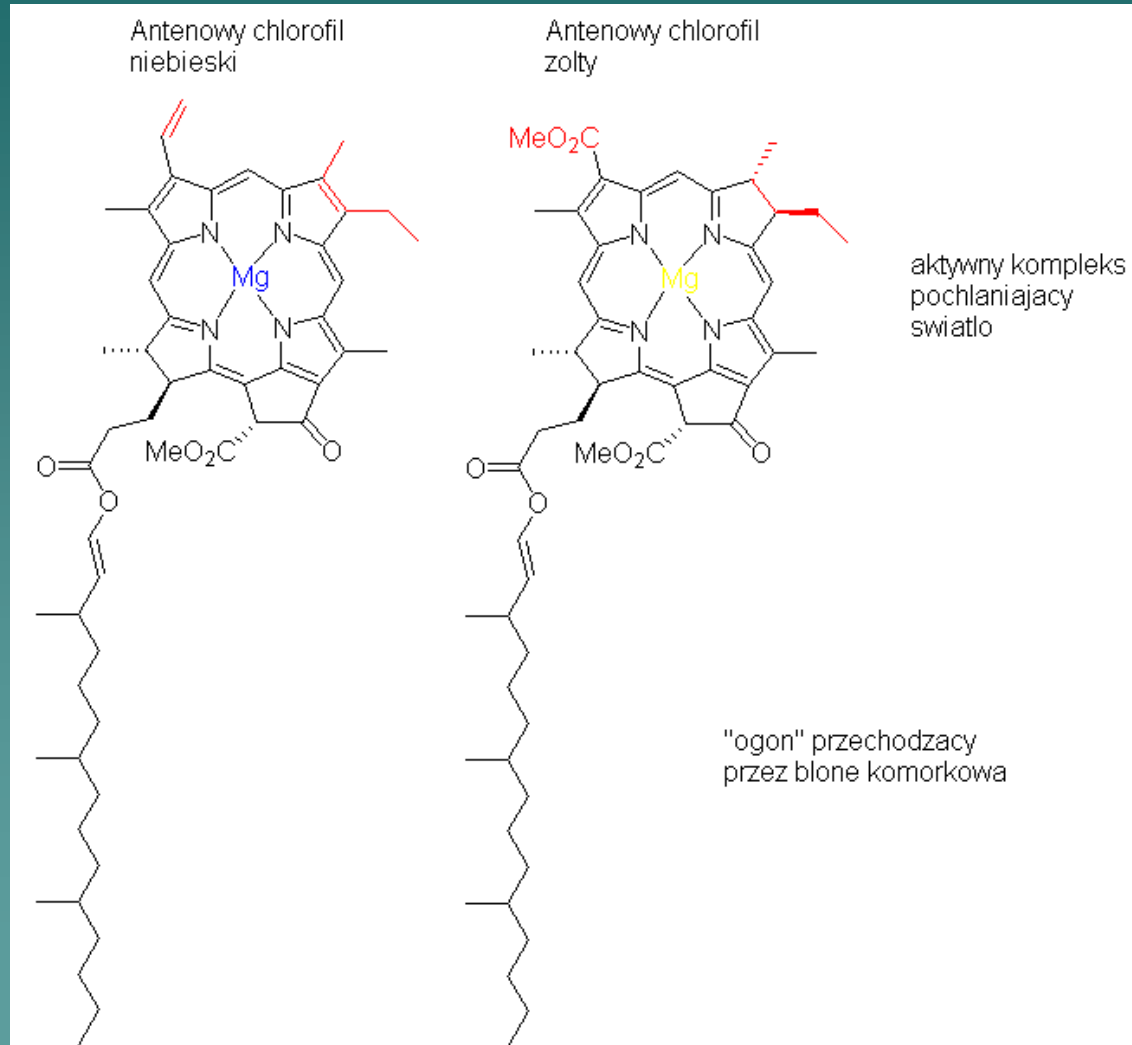


Dolomit ($CaCO_3 \cdot MgCO_3$) - często spotykany minerał - węglan wapnia i magnezu o barwie od białawej do szarawej. Główny składnik skały osadowej o tej samej nazwie. Ma zastosowanie w medycynie, metalurgii oraz budownictwie.

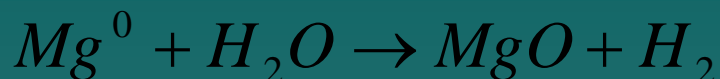
Znaczenie biologiczne

Magnez wchodzi w skład chlorofilu, jony magnezu odgrywają też dużą rolę w utrzymywaniu ciśnienia osmotycznego krwi i innych tkanek, oraz uczestniczą w przekazywaniu sygnałów w układzie nerwowym.

Chlorofil - barwnik obecny w roślinach zielonych, algach i bakteriach fotosyntetycznych (sinice, glony), którego zadaniem jest generowanie pod wpływem światła widzialnego wolnych elektronów, które są następnie spożytkowywane w dalszych cyklach fotosyntezy.

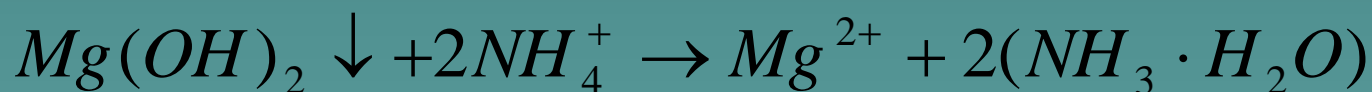
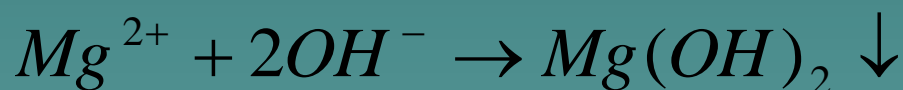


Właściwości chemiczne

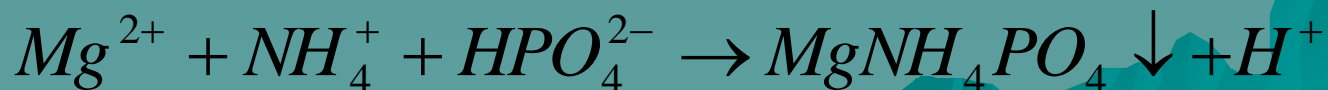


Reakcje charakterystyczne jonu Mg^{2+}

- 1. Wodorotlenki sodu, potasu NaOH, KOH** wytrącają z roztworu zawierającego jony Mg^{2+} biały, galaretowaty osad wodorotlenku magnezu, rozpuszczalny w rozcieńczonych kwasach i roztworach soli amonu:



- 2. Wodorofosforan (V) sodu Na_2HPO_4** w obecności amoniaku i chlorku amonu wytrąca z roztworów zawierających jony Mg^{2+} biały, krystaliczny osad soli podwójnej:




Przykładowe problemy



Przykładowe problemy

Reakcje charakterystyczne wybranych kationów z I grupy analitycznej

Dodawany odczynnik	Kationy	
	Pb ²⁺	Hg ₂ ²⁺
HCl		
NaOH		
K ₂ Cr ₂ O ₇		

Zapisać jonowo odpowiednie reakcje oraz barwę powstałego osadu. Zwrócić uwagę na rozpuszczalność powstałych osadów za pomocą odpowiednich odczynników potwierdzając identyfikację osadu.

Przykładowe problemy

Reakcje charakterystyczne wybranych kationów II grupy analitycznej (Cu^{2+})

Dodawany odczynnik	Kationy
	Cu^{2+}
NaOH	
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	
KI	

Zapisać jonowo odpowiednie reakcje oraz barwę powstałego osadu. Zwrócić uwagę na rozpuszczalność powstałych osadów za pomocą odpowiednich odczynników potwierdzając identyfikację osadu.

Przykładowe problemy

Reakcje charakterystyczne wybranych kationów z III grupy analitycznej (Al^{3+} , Zn^{2+})

Kationy	Dodawany odczynnik	
	NaOH lub KOH	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Al^{3+}		
Zn^{2+}		

Zapisać jonowo odpowiednie reakcje oraz barwę powstałego osadu. Zwrócić uwagę na rozpuszczalność powstałych osadów za pomocą odpowiednich odczynników potwierdzając identyfikację osadu.

Przykładowe problemy

Reakcje charakterystyczne wybranych kationów z IV grupy analitycznej (Ca^{2+})

Dodawany odczynnik	Ca^{2+}
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	
Na_2HPO_4	

Zapisać jonowo odpowiednie reakcje oraz barwę powstałego osadu. Zwrócić uwagę na rozpuszczalność powstałych osadów za pomocą odpowiednich odczynników potwierdzając identyfikację osadu.

Przykładowe problemy

Reakcje charakterystyczne wybranych kationów z V grupy analitycznej (Mg^{2+} , NH_4^+)

Dodawany odczynnik	Kationy	
	Mg^{2+}	NH_4^+
NaOH		

Zapisać jonowo odpowiednie reakcje oraz barwę powstałego osadu. Zwrócić uwagę na rozpuszczalność powstałych osadów za pomocą odpowiednich odczynników potwierdzając identyfikację osadu.